

Dirección y coordinación general:

Instituto Superior de Formación y Recursos en Red para el profesorado del Ministerio de Educación, Política Social y Deporte.

Coordinación:

José Luis San Emeterio Peña.

Diseño:

M^a José García Cebrián.
Joaquín Recio Miñarro.

Autores:

Jesús M. Muñoz Calle.
Luís Ramírez Vicente.
Joaquín Recio Miñarro.
Carlos Palacios Gómez.
María Josefa Grima Rojas.
Javier Soriano Falcó.
Enric Ripoll Mira
José Luís San Emeterio Peña.

Índice

1. El trabajo científico	pag1
2. Los gases y la Teoría Cinética.....	pag33
3. Los estados de la materia.....	pag54
4. Sustancias puras y mezclas.....	pag82
5. El átomo y los modelos atómicos...	pag107
6. Concepto moderno del átomo.....	pag129
7. Elementos y compuestos.....	pag147
8. Nomenclatura y formulación inorgánica.....	pag176
9. Reacciones químicas (I).....	pag218
10. Reacciones químicas (II).....	pag247
11. Fenómenos y circuitos eléctricos.....	pag286
12. La electricidad, aplicaciones prácticas.....	pag324

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Conocer las características del trabajo científico.
- Organizar las observaciones mediante tablas de valores y representaciones gráficas.
- Conocer cómo es el proceso de medida y evaluar los errores que se cometen en cualquier medición.
- Realizar algunas pequeñas investigaciones.
- Expresar los resultados de las medidas de manera adecuada.
- Conocer algunas de las características de los instrumentos de medida.

¿Y tú qué piensas?

1. El trabajo científico

¿Qué es el trabajo científico?

Obtención de información
Búsqueda de regularidades
Enunciado de leyes
Formulación de teorías
El progreso de la ciencia

2. Análisis de datos

Variables
Tablas de valores
Representaciones gráficas

3. La medida

El Sistema Internacional de Unidades
Múltiplos y submúltiplos
Instrumentos de medida
Precisión y exactitud

4. Errores en la medida

Error absoluto
Error relativo
Cifras significativas

RESUMEN

El trabajo científico

¿Y tú qué piensas?

¿Qué es un científico? ¿En qué trabajan los científicos? ¿Cómo y dónde trabajan los científicos? ¿Qué hace falta para ser un científico?



Imagen del LHC del CERN donde se investiga sobre la naturaleza de la materia

1. El trabajo científico

¿Qué es el trabajo científico? (I)

Los científicos tratan de conocer mejor el mundo que nos rodea.

No puede decirse que todos los científicos utilicen un método de trabajo idéntico. La época en la que vivieron condicionó su forma de trabajar.

Si algo caracteriza a un científico es su **curiosidad** y su tendencia a hacer **hipótesis** sobre cómo se comporta la naturaleza.

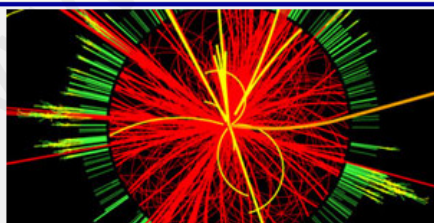
Tener curiosidad por saber cómo funciona un ser vivo, qué leyes rigen el movimiento de los planetas, qué fármacos son adecuados para combatir una enfermedad o qué transformaciones ha sufrido la Tierra desde su origen, son sólo algunas de las tareas propias de los científicos y que han conseguido tantos avances en el conocimiento.

En la escena adjunta tienes brevísimas biografías de algunos científicos que resumen cómo y en qué trabajaron.

El trabajo de los científicos

Una pregunta que ha interesado a lo largo de la historia es conocer **cuál es el origen del Universo**. La imagen inferior muestra una simulación de cómo es un choque entre dos protones. El estudio de estos choques puede resultar decisiva para responder a la pregunta sobre el origen del Universo. Más de 10000 científicos investigan en la actualidad sobre este tema.

Si pulsas la imagen inferior, podrás conocer los temas que han interesado a grandes científicos de distintas épocas.



1. Galileo Galilei (1564-1642)



Astrónomo, filósofo, matemático y físico. Se le considera uno de los padres del **"método científico"**

Se interesó por conocer las leyes de los péndulos, cómo se movían las lunas de los planetas y cómo se atraían los imanes.

Inventó una bomba de agua, el mejor telescopio de la época y un buen microscopio.

Mantuvo la idea de que la Tierra giraba alrededor del Sol en contra de la opinión de la época de que era el Sol el que giraba alrededor de la Tierra.

Por defender sus ideas, tuvo que enfrentarse a un proceso judicial con la Iglesia, teniendo que retractarse públicamente de sus afirmaciones.

Para saber más:

Biografía de Galileo

2. Isaac Newton (1643-1727)



Fue un físico, inventor, alquimista y matemático. Realizó numerosos estudios de óptica, descubriendo, entre otras cosas, que la luz blanca estaba formada por diferentes luces de distintos colores. Inventó un telescopio con un fundamento muy distinto a los conocidos en su época, que permitía ver los astros con una mayor calidad de imagen.

Su principal aportación científica fue en el campo de la Física. Enunció la llamada **Ley de la Gravitación Universal** que establece que todos los cuerpos del Universo se atraen siguiendo la misma ley.

También enunció lo que hoy se conoce como las **tres leyes de Newton** que constituyen la base de la Mecánica Clásica.

Para saber más:

Biografía de Newton

3. Antoine Lavoisier (1743-1794)



Se le considera el "padre de la química". Utilizó la medida como una herramienta habitual de sus trabajos.

Realizó numerosos análisis, destilando agua, y llegó a la conclusión de que, mediante sucesivas destilaciones, el agua no podía convertirse en tierra, contrariamente a lo que se creía en aquel momento.

Investigó acerca del papel decisivo que desempeñaba el aire en la combustión de las sustancias.

Su aportación más relevante a la Química fue la llamada **ley de la conservación de la masa**, conocida también como Ley de Lavoisier.

Para saber más:

Biografía de Lavoisier

El trabajo científico

4. Marie Curie (1867-1934)



Química y física, fue la primera mujer profesora en la Universidad de París. Comenzó investigando en equipo con su marido unos "misteriosos rayos" que había descubierto Becquerel. **Llamó radiactividad** al fenómeno mediante el que determinadas sustancias emiten dichos rayos.

Consiguió separar el elemento que originaba la radiactividad en el mineral llamado pechblenda: el Uranio. Descubrió otros elementos radiactivos como: el Torio, el Polonio y el Radio. Al trabajar con materiales radiactivos sufrió numerosas quemaduras y se cree que murió a causa de las secuelas dejadas por la radiactividad. Se le concedieron dos premios Nobel, de Física y de Química

Para saber más:

[Biografía de M. Curie](#)

4. Juan Ignacio Cirac (1965 -)



Doctor en ciencias físicas, comenzó investigando en el Instituto de Astrofísica de la Universidad de Colorado (EEUU).

Desde 2002 es director de la división teórica del Instituto Max-Planck para la óptica cuántica de Alemania. Él es un físico teórico, por lo que su trabajo no consiste en realizar experimentos. Él mismo describe su método de trabajo: "*trabajo discutiendo, leyendo mucho y con lápiz y papel. Hago propuestas teóricas para experimentos y desarrollo, junto con mis colaboradores, teorías para describir sistemas cuánticos*". Sus investigaciones han sido decisivas para aumentar la velocidad de los microprocesadores de los ordenadores. Recibió el Premio Príncipe de Asturias de Investigación Científica y Técnica en el año 2006.

Para saber más:

[Biografía de Cirac](#)

¿Qué es el trabajo científico? (II)

Ser curioso no basta para ser científico. Los científicos deben saber **todo** lo que ya se conoce sobre lo que quieren investigar.

Formación.

Conocer **todo lo que se sabe** de un tema es una tarea larga y complicada, hay que estudiar y trabajar mucho.

Organización.

Los científicos se organizan en grupos de investigación. Desde sus centros de trabajo, se plantean interrogantes y buscan respuestas a sus preguntas.

El organismo de investigación más importante de

España es el Consejo Superior de investigaciones Científicas. En él trabajan más de 20000 personas, de las que más de 3000 son científicos.

Tareas.

En la escena adjunta tienes algunas de las tareas propias del trabajo de los científicos.

¿Qué tareas son propias del trabajo de los científicos?

La imagen inferior representa el árbol de la ciencia, logotipo del Consejo Superior de Investigaciones Científicas. Si pulsas sobre ella, podrás ver algunas de las características del trabajo científico



Observación

Observar es mirar con atención. Unas veces con los ojos, y otras, con instrumentos específicos, los científicos se las ingenian para "mirar con atención". Muchos científicos han necesitado de nuevos instrumentos para observar y como no existían se los han inventado. El microscopio, el telescopio o las gafas son ejemplos de "inventos" que han surgido con la intención de observar con la máxima atención.



Emisión de hipótesis

Al observar cuidadosamente aparecen los problemas a investigar.
La búsqueda en los libros permitirá conocer si lo que se plantean los científicos ha sido respondido o no.
Cuanto más se conoce de un tema, más preguntas surgen.



Experimentación

Para saber si las hipótesis son correctas, hay que recurrir a la experimentación. Experimentar es observar controlando variables.
En un experimento se modifica un único factor y se ve cómo varía otro, dejando todos los demás constantes.



Análisis de resultados

Tras experimentar, hay que analizar los resultados obtenidos. En esta fase de trabajo, la elaboración de tablas de valores y las representaciones gráficas desempeñan un papel muy importante. Los análisis numéricos y la utilización de ordenadores tienen cada día una importancia mayor.



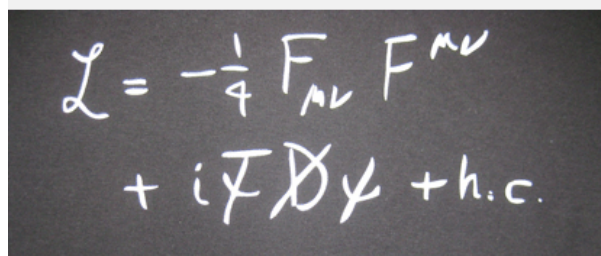
Obtención de conclusiones

Tras el análisis de los datos que han obtenido en los experimentos pueden llegar a establecerse conclusiones. En forma de leyes matemáticas, de teorías científicas o de modelos que ayuden a explicarlas.
La obtención de conclusiones puede ser tan emocionante como la que muestran estos científicos.



Comunicación de resultados

Cuando los científicos están seguros de que su trabajo supone un descubrimiento, lo comunican a la comunidad científica publicando sobre qué han investigado y cómo lo han hecho.
De esta manera, cualquier otro equipo científico podrá reproducir su trabajo.



Obtención de información (I)

¿Sobre qué se puede investigar?

No es fácil que un científico investigue sobre cualquier tema que se le ocurra. Los grupos de investigación deciden cuáles son los temas a investigar.

Los gobiernos y las empresas también tienen mucho que decir

El trabajo científico

sobre qué se investiga. Existen líneas prioritarias de investigación, bien porque se espera que con su desarrollo se encuentren soluciones para mejorar el nivel de vida, aumentar los ingresos, o., porque para una empresa sea necesario investigar en un determinado campo para aumentar sus ventas.

Plan Nacional de I+D+I 2008-2011



El Plan Nacional es el instrumento de programación de la I+D y la innovación tecnológica de la Administración General del Estado. Contemplado como Plan de Investigación Científica y Desarrollo Tecnológico en la Ley de la Ciencia (Ley 13/1986), y denominado desde 2000 Plan Nacional de Investigación Científica, Desarrollo e Innovación Tecnológica, es el mecanismo para establecer los objetivos y prioridades de la política de investigación e innovación a medio plazo, así como para diseñar los instrumentos que garanticen su consecución.

La prioridades que tiene el gobierno sobre cuáles son los temas prioritarios a investigar se establecen en el Plan Nacional de I+D+i

Las siglas I+D+I significan: Investigación + Desarrollo + Innovación tecnológica.

Obtención de información (II)

¿Dónde se encuentra la información?

La búsqueda de información se realiza en libros y en revistas especializadas en el tema. Éstas, publican artículos científicos en los que exponen qué pretenden investigar, cómo lo han hecho, qué resultados han obtenido y qué conclusiones pueden obtenerse de su trabajo. El idioma habitual en estas comunicaciones suele ser el inglés, por lo que el dominio de esta lengua es imprescindible para cualquier científico.



Los centros de investigación deben tener buenas bibliotecas y estar suscritos a las revistas de investigación que publican trabajos de su especialidad.

Si después de haber leído y estudiado mucho, los científicos siguen sin encontrar respuesta a sus preguntas, se plantean estrategias para encontrarla: ¿qué procedimiento ha de seguirse en la

investigación? ¿qué problemas pueden

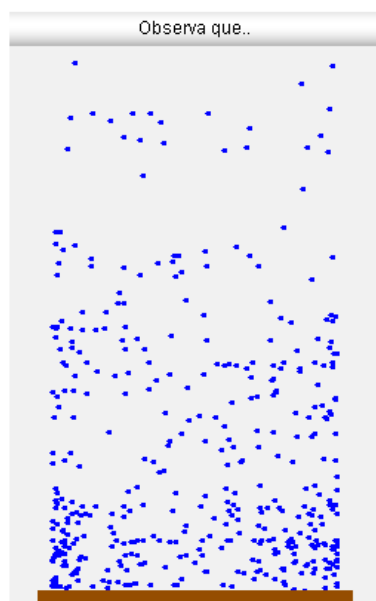
presentarse? y un sin fin de preguntas que ayudarán a planificar unos buenos experimentos que sean reproducibles en cualquier otro laboratorio y produzcan los mismos resultados.

Búsqueda de Regularidades

El conocido caso de los oídos taponados.

Al despegar y al aterrizar en un avión pueden producirse molestias en los oídos que llegan a ser dolorosas. Lo mismo ocurre al bucear en una piscina o en el mar; cuanto más profundidad se alcanza, más doloroso puede resultar.

Aunque hoy en día el fenómeno, así como sus causas, son bien conocidos, no siempre fue así. La curiosidad de Blaise Pascal le llevó a descubrir en el año 1648 que la atmósfera ejercía una presión sobre nosotros y que **según vamos ascendiendo**, la cantidad de aire que hay encima va reduciéndose, por lo que **la presión también va disminuyendo**. Pascal popularizó el barómetro, instrumento que sirve para medir la presión que ejerce la atmósfera, midiéndola en diferentes lugares.



La escena, representa una simulación en la que los gases que constituyen la atmósfera están representados por puntos. A medida que nos elevamos por ella, vamos teniendo menos aire sobre nosotros.

Observa que...

Las partículas de aire están en continua agitación.

En la primera capa de la atmósfera, la troposfera, está el 75% de los gases

Al ascender, hay cada vez menos partículas por metro cúbico.

La proporción que guardan los gases entre sí (21% oxígeno, 78% nitrógeno, etc.) se mantiene arriba aún cuando haya mucha menos cantidad.

Actividades

Búsqueda de regularidades

Aquí tienes algunos comportamientos regulares de las sustancias. El estudio de dichas regularidades ha dado lugar a leyes científicas. En algunos casos, se han necesitado complicados experimentos para

investigarlos, y en otros, su estudio ha sido muy sencillo.

1. Cuanto más se calienta una varilla de metal más se alarga (más se dilata).
2. Cuanto más se presiona una jeringuilla vacía, tapada por su extremo, menos volumen ocupa el aire de su interior.
3. Cuanto más caliente está el líquido en el que queremos disolver una sustancia sólida, más fácil es que se disuelva. Hay excepciones.
4. Cuanto más se eleva un globo menos presión soporta
5. Cuanto mayor es la masa de un cuerpo que está quieto, más fuerza hay que hacer para moverlo.
6. Cuanta más corriente eléctrica atraviesa una lámpara, más calor desprende.

Trata de encontrar tú otras regularidades sobre el comportamiento de las sustancias.

Por ejemplo:

- a) Bronceado de la piel respecto al tiempo de exposición al sol.
- b) Volumen de un globo respecto al aire que está en su interior.
- c) Temperatura que alcanzan los alimentos respecto al tiempo que están en el frigorífico.
- d) Tiempo de secado de la ropa respecto a la velocidad del viento.
- e) Tiempo de secado de la ropa respecto a la temperatura ambiente.
- f) Horas de sol respecto a latitud terrestre.
- g) Desgaste de neumáticos con respecto a los kilómetros recorridos.

El trabajo científico

Enunciado de leyes

Con la invención del manómetro, pudo medirse la presión en el interior de los líquidos.

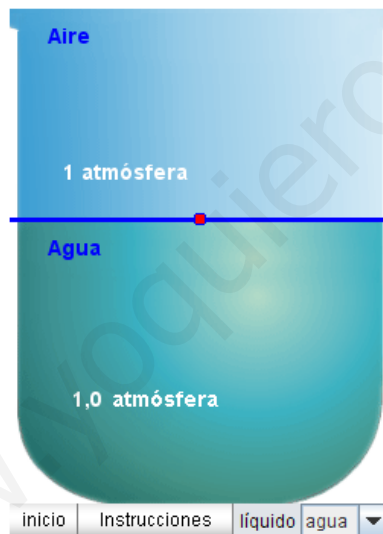
En la escena adjunta se simula un vaso de más de 400 m de altura que puede contener agua o aceite, tú eliges.

¿Variará la presión en un líquido, de la misma forma que en los gases? ¿Existirá una ecuación simple que nos diga cómo varía la presión de un líquido con la altura?

El punto rojo representa un manómetro que puede sumergirse en el líquido y nos marca qué presión, medida en atmósferas, hay en ese punto. También sabemos a qué profundidad se encuentra.

Cuando el manómetro todavía no se ha sumergido, la presión es de 1 atmósfera, es la presión del aire.

Si bajas el manómetro en la simulación, observarás que la presión aumenta. A la presión del aire se suma la presión del agua que tiene encima. Si tratas de observar con más cuidado igual llegas a encontrar más regularidades. Pulsa el botón Instrucciones para saber qué hacer.



Instrucciones

1. Selecciona el agua. Haz clic sobre el punto rojo y sumérgelo. Observa los valores de la profundidad y de la presión a medida que se va sumergiendo.
2. Repítelo seleccionando el aceite.

Ejercicios interactivos

Enunciado de leyes

1. ¿Existirá alguna regularidad entre la presión que soporta un cuerpo sumergido y su profundidad?

2. ¿Qué diferencias existen entre la presión en el agua y en el aceite?

3. ¿Qué relación habrá entre la profundidad del manómetro y la presión que marca? ¿Existe una relación sencilla, ley, que relacione presión con profundidad para el agua y para el aceite?

Datos: el agua tiene una densidad de 1 kg/L. La densidad del aceite es 0,8 kg/L .

Para responder a estas preguntas comienza rellenando las celdas vacías de las dos primeras columnas, ayudándote de la escena.

La presión que marca el manómetro, no contempla la presión atmosférica.

Prof. d (m)	P. agua	P. aceite	Rel. prof./pres.	Rel. prof./pres.
50				
100				
150				
200				
250				

1. Regularidad

Entre la profundidad a la que está un cuerpo sumergido y la presión que soporta.

¿Qué puedes decir acerca de la variación de la presión con la profundidad?

2. Diferencias entre el agua y el aceite

¿Qué diferencias hay entre la presión en el interior del agua y del aceite para profundidades iguales?

3. **Variación** de la presión con la profundidad. Puedes utilizar la calculadora

a) ¿Qué relación hay entre profundidad y presión en el agua?

Para calcular la relación entre dos magnitudes, sólo tienes que dividir el valor de una entre el de la otra. En este caso, la altura entre la presión. Si la división te da decimales, escribe sólo el valor de la primera cifra decimal.

b) ¿Qué relación hay entre profundidad y presión en el aceite?

Rellena las dos últimas columnas.

Enunciado de leyes

c) ¿Existe una relación sencilla que relacione la presión con la profundidad del tipo

Presión = profundidad * algo?

d) ¿Cuánto vale "algo" para el agua y para el aceite?

e) Escribe la ley que muestre cómo varía la presión que tiene un líquido según sea su profundidad.

Formulación de teorías

En el **lenguaje ordinario**, la palabra teoría es equivalente a "suposición".

"Mantengo la teoría de que ...", es equivalente a decir "Supongo que..."

En el **lenguaje científico**, la palabra teoría tiene un significado muy diferente al que se utiliza en el lenguaje ordinario:

"Una teoría científica es un conjunto de conocimientos que pueden abarcar varias leyes"

Las teorías científicas explican las regularidades que describen las leyes científicas.

Estos son dos ejemplos de teorías científicas:

Teoría geocéntrica: el prefijo "geo" procede del griego y significa "tierra".

Teoría heliocéntrica: el prefijo "helios" procede del

griego y significa "sol".

Las siguientes imágenes te ayudan a conocer más sobre ellas.

La teoría geocéntrica frente a la teoría heliocéntrica

¿Gira la Tierra alrededor del Sol o es el Sol el que gira alrededor de la Tierra?
Hoy la pregunta tiene una respuesta, pero no siempre fue así.
Pulsa la imagen inferior.



Teoría geocéntrica

Explica que:

La Luna gira alrededor de la Tierra. El Sol sale todos los días por el este y se oculta por el oeste. Parece que la Tierra es el centro del universo. Sin embargo.....

La teoría geocéntrica no puede explicar:
- cómo es el movimiento de Venus
- que haya otros planetas con satélites.



El trabajo científico

Teoría heliocéntrica

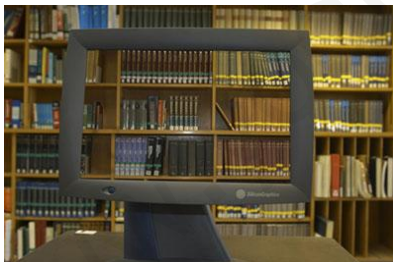
El Sol es el centro del sistema solar. Los planetas giran alrededor del Sol.

Los planetas pueden tener satélites que giran a su alrededor.



El progreso de la ciencia

Si los científicos encuentran respuestas a sus preguntas, publican sus trabajos en las revistas de investigación para el conocimiento de los investigadores interesados. Cuando el tema es lo suficientemente extenso publican libros en los que desarrollan sus trabajos con detalle.



Se dice que la ciencia tiene un carácter acumulativo, pues va progresando a partir de los conocimientos anteriores.

Cuando el resultado de una investigación pudiera tener una aplicación tecnológica inmediata, se registra una patente. La aplicación de esta patente en una empresa, requerirá del permiso de los investigadores, siendo compensados mediante una retribución económica.

El Consejo Superior de Investigaciones Científicas publica numerosas revistas en las que se publican las investigaciones realizadas

2. Análisis de datos

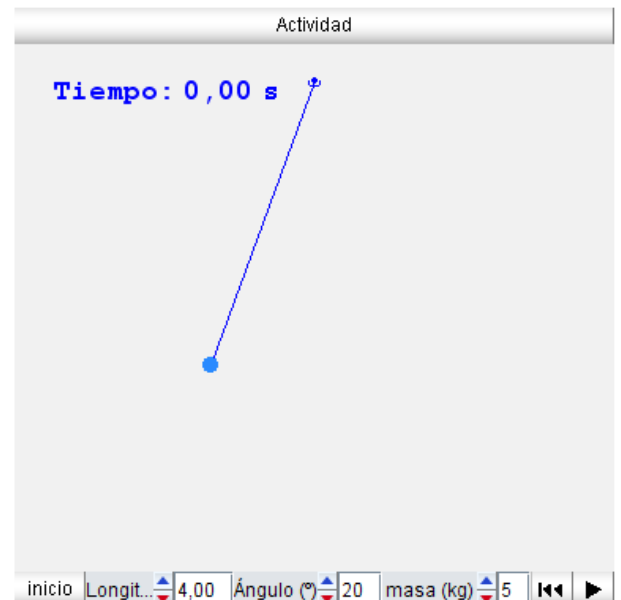
Variables (I)

Se denomina **variable** a cada uno de los factores que se pueden modificar en los experimentos, con la intención de que esta modificación produzca cambios en los resultados.

Imagina que quisiéramos estudiar de qué factores depende el periodo de oscilación de un péndulo.

Se llama **periodo de oscilación** de un péndulo al tiempo que tarda desde que se deja caer hasta que llega al mismo punto en el que se soltó.

Manipulando la escena adjunta, averigua de qué variables depende el periodo de un péndulo.



Actividad:

Averigua de cuáles de las tres variables contempladas en esta experiencia, depende el periodo del péndulo.

Ejercicios interactivos

Variables que influyen en el período del péndulo

Haz hipótesis: ¿Cuáles de estas variables influirán en el periodo de oscilación de un péndulo?:

- a) la masa de la bola que se cuelga
- b) la longitud del hilo con el que se sujeta
- c) el ángulo que se separa de la vertical para dejarlo caer

Para comprobar de qué variables depende el periodo del péndulo, te bastará con rellenar la última columna de cada una de las tres tablas siguientes:

ángulo (°)	20	
	12	
	4	

masa (kg)	3	
	5	
	7	

longitud (m)	2	
	4	
	6	

Variables (II)

Los experimentos no pueden realizarse modificando todas las variables a la vez. Hay que modificarlas una a una, dejando fijas las demás y viendo qué efectos produce sobre lo que queremos comprobar.

La variable que el científico modifica conscientemente se llama **variable independiente**.

La variable que se modifica como consecuencia de cambiar la variable independiente se llama **variable dependiente**. En la escena siguiente esta variable es el periodo de oscilación del péndulo.

Las variables que se mantienen con un valor constante mientras se modifican la variable independiente y la dependiente, se llaman **variables de control**.

En la siguiente escena puedes estudiar cómo influye la longitud de un péndulo en su periodo de oscilación.



Actividad:

¿Cómo influye la longitud en el periodo de oscilación del péndulo?

Ejercicios interactivos



Cómo influye la longitud del hilo en el periodo del péndulo

En la experiencia anterior has averiguado de qué variables depende el periodo del péndulo. Ahora, vas a trabajar con un poco más de rigor y estudiarás cómo varía el periodo del

El trabajo científico

péndulo con la longitud del hilo.

En esta experiencia, la **variable independiente** es la **longitud del hilo** y la **variable dependiente** es el **periodo del péndulo**. Las variables de control, son la bola y el tipo de hilo, que permanecen constantes. Respecto a la masa de la bola y el ángulo desde el que se lanza, puesto que se ha visto que son variables que no influyen en el periodo, pues da igual que las varíes o no. A efectos del resultado son irrelevantes.

¿Cómo medir con más rigor el periodo de un péndulo?: Se mide el tiempo que tarda en dar cinco oscilaciones completas y ese tiempo total se divide por cinco.

Explicación:

La medida de un único periodo del péndulo es difícil de obtener, dado que no es fácil decidir cuál es el momento exacto en el que el péndulo llega al punto desde el que se dejó caer. Para mejorar la medida, se pueden medir unas cuantas oscilaciones completas, por ejemplo cinco. Si el tiempo que tarda el péndulo en dar cinco oscilaciones completas se divide por cinco, obtendremos el tiempo que tarda en dar una oscilación, es decir un periodo. Esta medida será más rigurosa que si sólo hiciéramos una.

Con estas instrucciones, completa la tabla siguiente:

longitud d (m)	tiempo cinco oscilacione s	tiempo una oscilació n
1		
2		
3		
4		
5		

¿Qué conclusiones puedes obtener de esta investigación?

Tablas de valores (I)

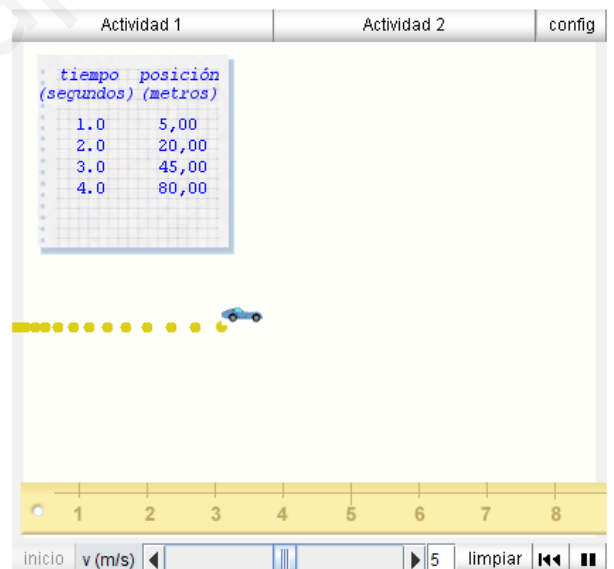
Para poder analizar los datos que se obtienen en una experiencia, es preciso recogerlos de una manera ordenada. Así, se consigue que "de un vistazo" puedan verse los resultados de una experiencia.

Imagina que se está realizando una experiencia en la que se trata de estudiar cómo se desplaza un móvil.

Se simula un móvil que va perdiendo una gota de aceite cada segundo. Podemos variar la velocidad del móvil con el control **v**.

La escena presenta, en una tabla de valores, la distancia al origen del movimiento a la que se encuentra cada una de las seis primeras gotas.

A la vista de las tablas de valores puede obtenerse mucha información. Si realizas las dos actividades propuestas, podrás verlo.



Actividad 1:

Cuando la velocidad del móvil es 4, ¿a qué distancia del origen se encuentra la gota nº 6?

Actividad 2:

Cuando la velocidad del móvil es

5, ¿a qué distancia se encontrará la séptima gota del origen del movimiento? No es muy fácil llegar a averiguarlo, pero si elevas cada tiempo al cuadrado te resultará algo menos difícil saberlo.

Tablas de valores (II)

Habitualmente los resultados que se obtienen en una investigación no guardan una relación tan sencilla como en la escena anterior.

En la escena siguiente se presentan tres tipos de relaciones, con tablas de valores diferentes.

- proporcionalidad directa
- proporcionalidad cuadrática directa
- proporcionalidad inversa

Utiliza la escena para conocer las características de cada una de estas relaciones y cómo son las tablas de valores que originan.

Tipo de relación ▼
ver tabla

Relaciones entre variables y tablas de valores

- Proporcionalidad directa $y = k \cdot x$
- Proporcionalidad cuadrática directa $y = k \cdot x^2$
- Proporcionalidad inversa $y = \frac{k}{x}$

Para conocer los valores de y (variable dependiente), basta con dar valores a x (variable independiente). Si con los valores preparas una tabla organizada, con las x de menor a mayor, obtendrás una **tabla de valores**. La interpretación de ésta y su representación en gráficas aporta una gran información en la búsqueda de regularidades.

Proporcionalidad directa ▼
ver tabla

nuevas tablas

t (s)	d(m)
t1 = 1,0	d1 = 0,6
t2 = 2,0	d2 = 1,3
t3 = 3,0	d3 = 1,9
t4 = 4,0	d4 = 2,6
t5 = 5,0	d5 = 3,2

Dos variables están relacionadas directamente cuando están ligadas mediante una expresión del tipo $y = k \cdot x$. En la tabla, la variable y es el tiempo en s y la variable x es la distancia, d, en m. Observa que para hallar el factor de proporcionalidad, k, basta con dividir cualquier valor de y entre su valor de x correspondiente: $k = \frac{y}{x}$.

Proporcionalidad cuadrática d... ▼
ver tabla

nuevas tablas

t (s)	d(m)
t1 = 1,0	d1 = 0,4
t2 = 2,0	d2 = 1,5
t3 = 3,0	d3 = 3,3
t4 = 4,0	d4 = 5,9
t5 = 5,0	d5 = 9,3

Dos variables están relacionadas cuadráticamente, cuando existe entre ellas una relación del tipo: $y = k \cdot x^2$. En la tabla de valores seleccionada la variable y es el tiempo y la variable x es la distancia recorrida en m. Para averiguar la k de esta relación, bastará con averiguar k: $k = \frac{y}{x^2}$.

Proporcionalidad cuadrática d... ▼
ver tabla

nuevas tablas

t (s)	d(m)
t1 = 1,0	d1 = 0,4
t2 = 2,0	d2 = 1,5
t3 = 3,0	d3 = 3,3
t4 = 4,0	d4 = 5,9
t5 = 5,0	d5 = 9,3

Dos variables están relacionadas cuadráticamente, cuando existe entre ellas una relación del tipo: $y = k \cdot x^2$. En la tabla de valores seleccionada la variable y es el tiempo y la variable x es la distancia recorrida en m. Para averiguar la k de esta relación, bastará con averiguar k: $k = \frac{y}{x^2}$.

El trabajo científico

Representaciones gráficas (I)

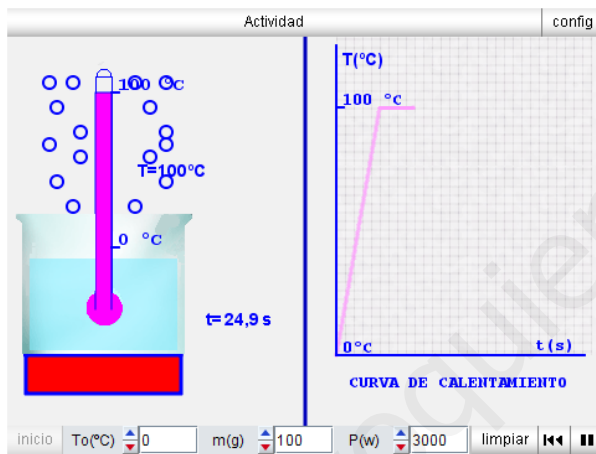
Una vez recogidos los valores de las variables en las tablas, el paso siguiente es la representación gráfica.

En la escena adjunta se simula cómo se va calentando un vaso con agua.

Un termómetro nos dice qué temperatura alcanza y un reloj nos informa sobre cómo transcurre el tiempo.

En la representación gráfica se coloca

- en el eje de **abscisas** la variable independiente: *el tiempo*.
- en el eje de **ordenadas** la variable dependiente: *la temperatura*.



Actividad

Se simula el calentamiento de un vaso con agua. Se pueden modificar la temperatura a la que se encuentra el agua inicialmente, su masa y la potencia del calefactor.

Modifica las variables de forma ordenada.

¿Cuántos tramos puedes distinguir en la gráfica?
¿Cómo es la variación de la temperatura en cada tramo?

Representaciones gráficas (II)

Las representaciones gráficas que se obtienen al realizar experimentos pueden ser muy variadas. A veces resultan muy complejas y otras veces no

En la escena adjunta se representa cómo son gráficas diferentes gráficas de dos tipos de movimiento:

- Movimiento Rectilíneo Uniforme (MRU).
- Movimiento Rectilíneo Uniformemente Acelerado (MRUA).

Para trabajar con esta escena, no hace falta que conozcas muy bien cuál es significado de los términos posición, velocidad y aceleración. Fíjate en los tipos de gráficas que resumen diferentes tipos de movimiento.

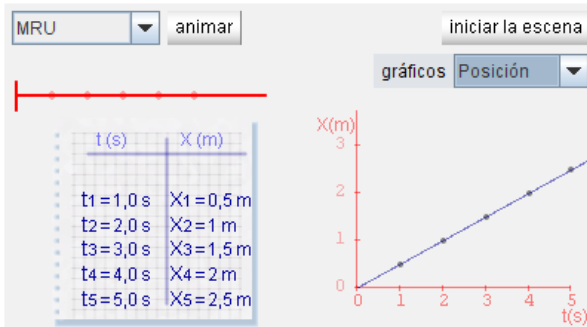
The screenshot shows a simulation window titled 'Movimiento' with an 'iniciar la escena' button. Below the title bar, there is a text box with the following content:

ANÁLISIS DE LOS DATOS. REPRESENTACIONES GRÁFICAS

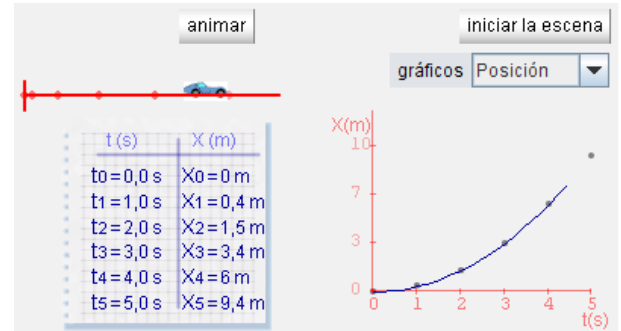
Ayudándonos de las tablas de valores, hacemos representaciones gráficas que nos ayudan a interpretar cómo están relacionadas las variables que intervienen en un experimento.

- Los ejes XY cartesianos. En el eje de las X se expresan los instantes: **variable independiente**, y en el eje Y la **variable dependiente**: la posición, la velocidad o la aceleración.
- En el extremo de cada eje se indica la magnitud representada seguida de la unidad entre paréntesis.

El trabajo científico

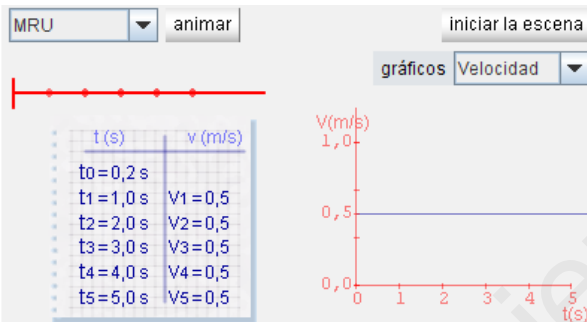


La gráfica posición frente a tiempo es una recta inclinada. Se dice que la recta tiene "pendiente". Se corresponde con una relación de dos variables que son directamente proporcionales. Es decir, del tipo: $y = k \cdot x$, donde y es la posición y x es el tiempo. Para calcular k , te basta con dividir la posición (y) entre el tiempo (x). En este movimiento, la constante es la velocidad.



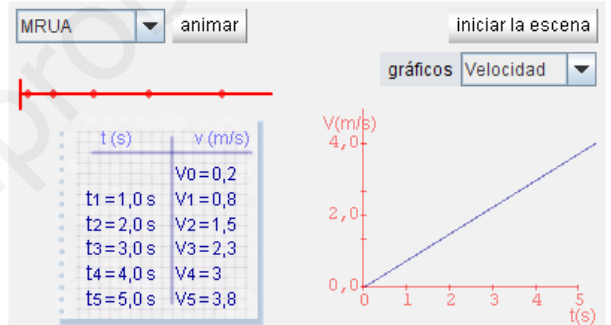
La gráfica X-t es una parábola.

La ecuación matemática que relaciona la posición y el tiempo depende del cuadrado del tiempo. Es, entonces, una proporcionalidad cuadrática del estilo $y = k \cdot x^2$.



La gráfica velocidad frente a tiempo es una línea recta sin inclinación, es decir, sin pendiente.

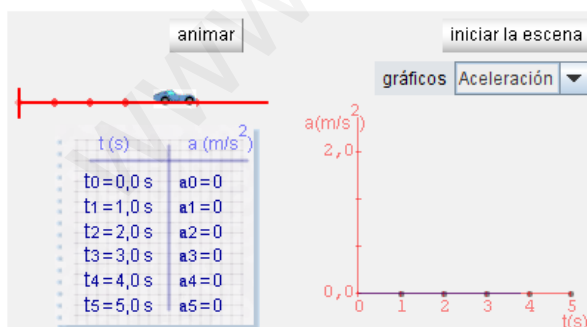
Se corresponde con una ecuación del tipo $y = k$, donde y es la velocidad que es constante. De ahí que se llame Movimiento Uniforme, por ir siempre a la misma velocidad.



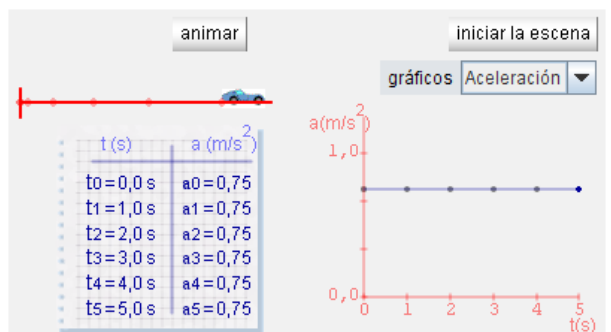
La gráfica v-t es una línea recta con pendiente; es decir tiene una cierta inclinación.

La gráfica se corresponde con una relación entre variables del tipo $y = k \cdot x$. La y es la velocidad y la x el tiempo:

Con los datos de la tabla intenta averiguar la constante k del móvil (su aceleración).



La gráfica aceleración frente a tiempo es una recta sin pendiente que se corresponde con la ecuación $y = 0$ donde y es la aceleración. Es decir, en este movimiento, la aceleración vale siempre 0 por más que el tiempo vaya pasando.



La gráfica a-t es una línea recta sin pendiente; es decir, no está inclinada, siendo paralela al eje de abscisas. Esta relación es del tipo $y = k$, donde k es una constante (la aceleración).

El trabajo científico

Ejercicios interactivos

Tipos de gráficas

En la escena se dibujan 3 gráficas que representan la posición frente al tiempo empleado (gráficas x/t). Estas gráficas resumen el movimiento de tres coches: uno de ellos, de color rojo, no consigue arrancar. De momento, no nos preocupemos, pensemos en los coches azul y verde.

Abre la escena y realiza las siguientes actividades.

Sin variar los valores iniciales de la velocidad, pulsa el botón comenzar.

1. ¿Qué coche va más rápido?
2. Rellena esta tabla de valores, parando la escena cuando los tiempos estén próximos a 2, 4, 6, 8 y 10 s, volviéndola a poner en marcha cada vez que hayas escrito los tres valores (tiempo, s_2 y s_3)

tiempo(s)	x_2	x_3
2		
4		
6		
8		
10		

Cambia los valores iniciales de v_2 y v_3 .

3. Modifica el valor de v_2 y v_3 para conseguir que

- a) v_3 tenga el doble de velocidad que v_2
- b) v_2 tenga el triple de velocidad que v_3

Habrás observado que cuanto mayor es la velocidad, mayor es la inclinación de la recta x/t .

Si la gráfica x/t que representa un movimiento es una recta, entonces su velocidad es constante (no varía).

Cambia los valores iniciales de v_1 y v_3 .

4. Detén el coche azul ($v_3=0$) y arranca el coche rojo, v_1 , dándole una velocidad de 3m/s. Observa que, aunque los dos salen con

la misma velocidad, el coche rojo adelanta al verde rápidamente.

Mientras que el coche verde va siempre con la misma velocidad, el coche rojo va cada vez más rápido. La gráfica s/t del coche verde es una recta, mientras que la del coche rojo es una curva ascendente.

3. La medida

El Sistema Internacional de Unidades (I)

Se llaman **magnitudes** a las propiedades de la materia que se pueden medir de una manera objetiva.

Para medir hay que comparar la propiedad que se quiere medir con otra denominada **unidad**. Por ejemplo, medir la longitud de un cordel, supone conocer cuántas unidades de longitud (metros) tiene dicho cordel.

Siete magnitudes físicas, solas o combinadas, son suficientes, para expresar las propiedades de la materia más habituales. Se llaman **magnitudes fundamentales**.

El **Sistema Internacional de Unidades** es un acuerdo internacional, por el que se establece cuáles son las unidades de las magnitudes fundamentales.

Magnitudes fundamentales	Unidades	
	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Unidades patrón

Unidades patrón

Las unidades patrón han ido variando a lo largo de la historia.

En la antigüedad las unidades de medida eran locales y muy diferentes de unas regiones a otras. Con el tiempo se fueron unificando. El Sistema Internacional de Unidades ha supuesto un enorme avance a la hora de comparar medidas realizadas en diferentes países.

Durante muchos años, las unidades con las que se comparaban lo que se medía eran objetos que estaban expuestos en museos o eran de fácil comprensión.

Así el metro patrón era una barra de platino iridiado que se conservaba en Oficina Internacional de Pesos y Medidas de Sèvres.

El kilogramo patrón era un cilindro metálico que se conservaba en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas de Sèvres.

El segundo se definía como la 86.400 avas parte de la duración que tuvo el día solar medio.

Hoy en día, excepto el kilogramo, que se sigue definiendo de la misma forma, las demás magnitudes se definen a partir de una característica física fundamental. Así:

Un metro es la distancia que recorre la luz en el vacío durante un intervalo de $1/299.792.458$ de segundo. No te preocupes, no hace falta que lo entiendas.

Un segundo es la duración de 9.192.631.770 oscilaciones de la radiación emitida en la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del isótopo 133 del átomo de Cs (133 Cs), a una temperatura de 0 K, lo que, por supuesto, tampoco debes entender.

El Sistema Internacional de Unidades (II)

Hay magnitudes que pueden expresarse como una combinación de las magnitudes fundamentales:

- una superficie es una longitud al cuadrado
- una velocidad es una longitud entre un tiempo

Estas magnitudes se llaman **magnitudes derivadas** y las unidades en las que se miden, se llaman **unidades derivadas**.

En la tabla adjunta puedes ver algunas de las más utilizadas en física.

Magnitudes derivadas	Unidades	
	Nombre	Símbolo
Superficie	sin nombre especial	m^2
Volumen	sin nombre especial	m^3
Velocidad	sin nombre especial	m/s
Aceleración	sin nombre especial	m/s^2
Fuerza	newton	N
Energía	julio	J
Carga eléctrica	culombio	C
Resistencia eléctrica	ohmio	Ω

El trabajo científico

Factores de conversión

Los factores de conversión

Son una forma muy eficaz de pasar de unas unidades a otras.

El factor de conversión es una fracción en la que el numerador y el denominador valen lo mismo, son valores iguales expresados en unidades distintas; por lo tanto, la fracción de conversión vale la unidad.

Basta con multiplicar la medida que queremos convertir por el factor de conversión correspondiente

Aquí hay cuatro factores de conversión:

factor que pasa de m a km	factor que pasa de km a m	factor que pasa de h a s	factor que pasa de s a h
$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}}$	$\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}$	$\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}$	$\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}$

Para pasar de **km/h** a **m/s** habrá que utilizar dos factores de conversión, el segundo y el cuarto

Para pasar de **m/s** a **km/h** habrá que utilizar dos factores de conversión, el primero y el tercero

En el siguiente enlace, verás cómo pasar de unas unidades a otras:

[Convertor de unidades](#)

Múltiplos y submúltiplos

En muchas ocasiones, y dado que carece de sentido expresar el resultado de una medida en la unidad correspondiente del Sistema Internacional, se recurre al empleo de múltiplos y submúltiplos.

No tendría mucho sentido expresar la distancia entre la Tierra y la Luna en metros, ni tampoco sería adecuado utilizar esta unidad para medir el grosor de un cabello.

La tabla adjunta contiene los múltiplos y submúltiplos del Sistema Internacional de Unidades.

Puesto que hay medidas tan grandes y tan pequeñas, para facilitar los cálculos, las medidas suelen expresarse mediante lo que se conoce como **notación científica**.

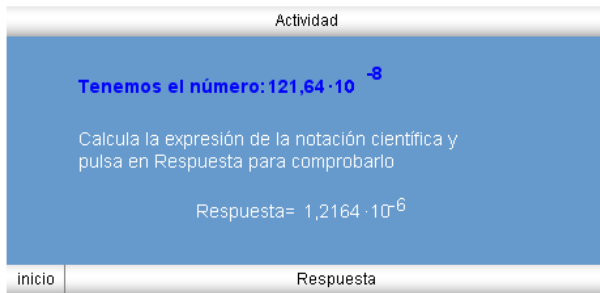
Múltiplos			Submúltiplos		
Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo
10^{18}	exa	E	10^{-18}	atto	a
10^{15}	peta	P	10^{-15}	femto	f
10^{12}	tera	T	10^{-12}	pico	p
10^9	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^6	mega	M	10^{-6}	micro	μ
10^3	kilo	k	10^{-3}	mili	m
10^2	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10^1	deca	da	10^{-1}	deci	d

Notación científica

La notación científica consiste en escribir el resultado de una medida como un producto de dos partes: **un número** comprendido entre 1 y 10 y **una potencia de 10**. El número se representa con una cifra entera seguido de cifras decimales y multiplicado por la potencia de diez recibe el nombre de exponente.

Trabajar con notación científica no es trivial, hay que practicar bastante.

Puedes practicar cuanto quieras con la siguiente escena, basta con pulsar inicio para que aparezca un ejercicio diferente.



Actividad:

Calcula la expresión del número en notación científica y escríbela en tu cuaderno. Pulsa el botón de -RESPUESTA- para ver si es correcta.

Instrumentos de medida

La medida directa de las magnitudes se realiza con instrumentos que pueden clasificarse en:

analógicos:

suelen tener un marcador, en muchos casos una aguja, que va girando sobre una escala graduada.

digitales:

el valor de la medida aparece en una pantalla.

En la figura aparece una parte del salpicadero de un coche con:

- seis agujas que miden de forma analógica,
- tres pantallas que realizan medidas digitales,
- otros testigos que aseguran el funcionamiento de diferentes componentes del automóvil.

Identifica los diferentes instrumentos de medida de la imagen y clasifícalos en analógicos y digitales.



Precisión y exactitud

Se llama **precisión** de un instrumento de medida a la variación más pequeña que dicho instrumento puede apreciar.

precisión

Exactitud: un instrumento de medida es tanto más exacto cuanto más se acerquen sus medidas al valor real.

Rango de un instrumento de medida es el intervalo entre el valor mínimo y máximo que puede medir dicho instrumento.

Fidelidad: un instrumento de medida es tanto más fiel cuanto al realizar varias veces una medida, se produzcan los mismos resultados.

En la escena siguiente se simulan dos balanzas con distinta fidelidad. Realiza una serie de 10 medidas con cada una y averigua cuál es más fiel.



Observa:

Lanza varias veces la balanza para poder comprobar si es fiel.

4. Errores en la medida

Error absoluto

El **error absoluto** de una medida es la **diferencia entre el valor real** de una magnitud **y el valor que se ha medido**.

Se llama **imprecisión absoluta** a la **media de los errores absolutos** tomados todos con signos positivos.

En la siguiente escena se simula un instrumento de medida: hace muchas medidas y nos dice cuánto vale cada una de ellas y cuántas veces se ha obtenido.

La *primera columna* representa **el valor de la medida**, son siete números que salen aleatoriamente cada vez que inicies la escena. La *segunda columna* es **la frecuencia**: el número de veces que se ha obtenido la medida que está a su izquierda

Medida	Frecuen.	$X_i \cdot f$	E. abs.
3,50	1	3,50	0,65
3,60	2	7,20	0,55
3,94	3	11,82	0,21
4,10	3	12,30	0,05
4,50	3	13,50	-0,35
4,79	2	9,58	-0,64
4,30	1	4,30	-0,15

Sumas: n= 15 62,21

Ea es la media de los valores errores absolutos tomados todos con signo positivo (en valor absoluto).

$$\bar{X} = \frac{\text{Suma } (X_i \cdot f)}{n} = 4,15$$

$$E_a = \frac{\sum |(\bar{X} - X_i)|}{n} = 0,17$$

inicio Pasos 4. Imprecisión absoluta

Actividad:

Pulsa inicio para lanzar una nueva serie de medidas. Al pulsar en el menú vas viendo los pasos que se deben acometer para obtener un valor representativo de ellas y su Incertidumbre absoluta.

La columna Frecuen. indica el número de veces que se ha repetido el X_i adjunto.

Error relativo

El **error relativo** de una medida es el **cociente entre el error absoluto** de la medida **y el valor real** de ésta.

El error relativo suele expresarse en %.

El cálculo del error relativo en un proceso de medida nos aporta más información que el simple cálculo del error absoluto. Imagina que el error al medir el lado de un azulejo ha sido 2 mm y el error al medir la longitud de una habitación ha sido también 2mm.

Aunque el error absoluto en ambas medidas es el mismo, la medida de la cocina es mucho mejor que la del azulejo, ya que la medida era mucho mayor. En

Medida	Frecuen.	$X_i \cdot f$	E. abs.
3,26	1	3,26	0,87
3,60	2	7,20	0,53
3,29	3	9,87	0,84
4,81	3	14,43	-0,68
4,50	3	13,50	-0,37
4,40	2	8,80	-0,27
4,88	1	4,88	-0,75

Sumas: n= 15 61,94

$$\bar{X} = \frac{\text{Suma } (X_i \cdot f)}{n} = 4,13$$

$$E_a = \frac{\sum |(\bar{X} - X_i)|}{n} = 0,23$$

$$E_r = \frac{E_a}{\bar{X}} = 0,07 \rightarrow 6,96 \%$$

inicio Pasos 5. Error relativo

la escena verás cómo se calcula el error relativo de una serie de medidas.

Actividad:

Pulsa inicio para lanzar una nueva serie de medidas. Al pulsar en el menú vas viendo los pasos que se deben acometer para obtener un valor representativo de ellas y su Incertidumbre absoluta. La columna Frecuen. indica el número de veces que se ha repetido el X_i adjunto.

Ejercicios interactivos

Cálculo de los errores absoluto, relativo y de la imprecisión absoluta de una serie de medidas.

El simulador que has utilizado en la escena anterior ha dejado de funcionar correctamente y se han quedado invisibles los datos de las dos últimas columnas. Tampoco aparecen ni el valor medio de la medida ni la imprecisión absoluta. No te quedará más remedio que calcularlos utilizando la calculadora. Una vez realizados los cálculos, compara el error relativo que has hallado tú con el que se ha cometido en la simulación.

Para conocer el error relativo cometido en la simulación basta con que selecciones el paso 5 de la escena.

Con la simulación inferior, como la que ya has empleado anteriormente, calcula los errores absoluto, relativo en % y la imprecisión absoluta que se comete.

Puedes conocer la solución al ejercicio si lo seleccionas en el menú de entrada.

Medida	Frecuen.		
--Xi--	--f--	Xi * f	
3,99	1		
3,29	2		
3,19	3		
4,40	3		
4,50	3		
4,22	2		
4,94	1		

Sumas: n=15

$$\bar{X} = \frac{\text{Suma}(Xi \cdot f)}{n}$$

$$Ea = \frac{\sum |(\bar{X} - Xi)|}{n}$$

$$Er = \frac{Ea}{\bar{X}} = 0,06 \rightarrow 5,93 \%$$

Inicio Pasos 5. Error relativo

Actividad:

Pulsa inicio para lanzar una nueva serie de medidas. Al pulsar en el menú vas viendo los pasos que se deben acometer para obtener un valor representativo de ellas y su error absoluto.

Cifras significativas

Se denominan cifras significativas a todos aquellos dígitos de un número que se conocen con seguridad (o de los que existe una cierta probabilidad).

Cuando el cero aparece a la izquierda de la coma decimal, no se considera cifra significativa. Tampoco si aparece tras la coma, si delante no tiene algún número distinto de cero.

En la medida expresada como 4,563 m, si conocemos con seguridad hasta la 4ª cifra. Nos da idea de que el instrumento con que se ha medido esta longitud puede apreciar hasta los milímetros. Esta medida tiene cuatro cifras significativas.

Puedes practicar con la escena siguiente, basta con que pulses cuantas veces quieras el botón inicio y aparecerá un nuevo ejercicio.

Actividad

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Tenemos el número 0,32900 que conocemos con la imprecisión 0,0001 ¿Cuáles serán sus cifras más y menos significativas?

La primera cifra significativa es el 3
La cifra menos significativa es el 0

Inicio Respuesta

Actividad:

Pulsa inicio para hacer un nuevo ejercicio.

Observa las cifras del número y la imprecisión con que se conoce. Piensa cuál debe ser la cifra más significativa y la menos significativa antes de pulsar RESPUESTA para comprobarlo.

Para averiguar el número de cifras significativas, sólo tendrás que contar el número de cifras que hay entre la más significativa y la menos significativa, ambas incluidas.

El trabajo científico



Para practicar

El trabajo de los científicos

Verdadero o falso

	RESPUESTA	COMPROBAR
Los científicos aplican siempre el mismo método de trabajo		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
Todos los científicos realizan experimentos en los laboratorios		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
La investigación en España está organizada por el plan I+D+i		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
Al ascender por la atmósfera aumenta la presión		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
Las leyes suelen poder expresarse mediante ecuaciones matemáticas		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
Las teorías científicas suelen poder expresarse mediante ecuaciones		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
La presión de un líquido sumergido aumenta con la profundidad		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
La Teoría Geocéntrica puede explicar el movimiento de Venus		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
El C.S.I.C. es el principal organismo investigador de España		<input type="button" value="COMPROBAR"/>
El progreso de la ciencia tiene un carácter acumulativo		<input type="button" value="COMPROBAR"/>

Para practicar

Análisis de datos. Variables

Imagina tres posibles experimentos que tratan de establecer comparaciones:

- Comparar el periodo de oscilación de dos péndulos con distinta longitud y el mismo tipo de hilo.
- Comparar la dilatación de dos barras metálicas de distinto material e idéntica longitud.
- Comparar cómo elevan su temperatura dos masas iguales de diferentes sustancias al calentarlas.

Periodo del péndulo (A)	Longitud del péndulo (F)	Independiente
Tipo de hilo del péndulo (B)	Tipo de sustancia (G)	
Calor aplicado a la barra (C)	Masa de la sustancia (H)	Dependiente
Dilatación de la barra (D)	Elevación de la temperatura (I)	
Longitud de la barra (E)		De control

Utilizando el ratón, arrastra las variables que están en juego, hasta el rectángulo que indique correctamente de qué tipo es.

Para practicar

Análisis de datos. Tablas y Gráficas

Tablas

Practica analizando tablas de valores.

Encuentra entre las tablas de valores las tres relaciones que conoces: proporcionalidad directa, proporcionalidad inversa y proporcionalidad cuadrática directa.

1	x	y	2	x	y
x1=1,0		y1=2,1	x1=1,0		y1=2,5
x2=2,0		y2=4,3	x2=2,0		y2=4,9
x3=3,0		y3=6,4	x3=3,0		y3=7,4
x4=4,0		y4=8,6	x4=4,0		y4=9,8
x5=5,0		y5=10,7	x5=5,0		y5=12,3

3	x	y	4	x	y
x1=1,0		y1=15	x1=1,0		y1=0,9
x2=2,0		y2=7,5	x2=2,0		y2=3,4
x3=3,0		y3=5	x3=3,0		y3=7,7
x4=4,0		y4=3,7	x4=4,0		y4=13,7
x5=5,0		y5=3	x5=5,0		y5=21,4

Gráficas

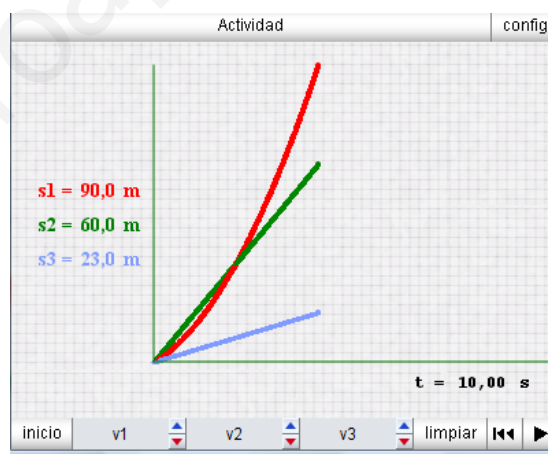
Practica interpretando gráficas.

Interpreta gráficas. ¿Cuáles describen una proporcionalidad directa?

¿Y una proporcionalidad cuadrática directa? ¿Y una proporcionalidad inversa?

¿En qué se diferencian la gráfica verde y la azul?

Averigua el valor de la constante de proporcionalidad de las rectas.





Para practicar

La medida

Selecciona las respuestas correctas. Sólo hay una respuesta correcta por pregunta.

1. Señala cuál de estas afirmaciones, referidas al Sistema Internacional de Unidades es VERDADERA:

- El metro cuadrado es la unidad de superficie del S.I.
- El gramo es la unidad de masa del S.I.
- La unidad de temperatura del S.I. es el °C.
- El litro es la unidad de volumen del S.I.

2. Una de las siguientes afirmaciones relativas al Sistema Internacional de Unidades es FALSA:

- El Sistema Internacional es un acuerdo entre estados y no está vigente en todo el mundo.
- En el Sistema Internacional se establece que hay unas magnitudes fundamentales y otras derivadas.
- La unidad de masa del Sistema Internacional de Unidades es un objeto de forma cilíndrica que está en un museo.
- La unidad de longitud del Sistema Internacional de Unidades es una barra de platino iridiado que está en un museo.

3. ¿Cuál de las siguientes respuestas, relativas a los prefijos de múltiplos y submúltiplos de unidades tiene una mezcla de ellos?




- nano, deca, micro.
- kilo, deca, giga.
- mega, giga, hecto.
- deci, micro, mili.

4. Una de las siguientes secuencias NO es correcta:

- km, dam, nm, cm.
- ns, ds, hs, ks.
- hg, kg, Mg, Gg.
- dg, cg, mg, ng.

5. Señala cuál de las siguientes afirmaciones relativas a los instrumentos de medida es CORRECTA.

- Los instrumentos digitales suelen disponer de una aguja que marca la medida.

2.  Un instrumento de medida es tanto más preciso cuantas más cifras puede medir.
3.  Cuanto más preciso es un instrumento de medida, más exacto es.
4.  El rango de un instrumento de medida está relacionado con su sensibilidad.



Para practicar

Errores en la medida

1. Practica calculando la **incertidumbre absoluta**

Medida	Frecuen.		
--Xi--	--f--	Xi * f	
3,50	1		
3,73	2		
3,52	3		
4,80	3		
4,50	3		
4,40	2		
4,30	1		

Procedimiento:

$$E_a = \frac{\sum |(\bar{X} - X_i)|}{n}$$

Primero calcula los errores absolutos de cada medida. Después, súmalos. Termina calculando la incertidumbre absoluta (media de los errores absolutos sin signo). Cada vez que pulses el botón inicio de la escena, obtendrás otra serie de medidas.

El trabajo científico

2. Practica calculando el **error relativo**

Medida	Frecuen.		
--Xi--	--f--	$Xi * f$	
3,50	1		
3,60	2		
3,13	3		
4,10	3		
4,50	3		
4,74	2		
4,94	1		

Procedimiento:

$$Er = \frac{Ea}{\bar{X}}$$

Primero calcula la incertidumbre absoluta (media de los errores absolutos, sin signo).
Luego averigua el error relativo. Por último exprésalo en %.
Cada vez que pulses el botón inicio de la escena, obtendrás otra serie de medidas.

3. Practica calculando **cifras significativas**

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Tenemos el número 4,97
que conocemos con la imprecisión 0,1
¿Cuáles serán sus cifras más y menos significativas?



Comprueba lo que sabes. Autoevaluación.

1. La Ley de la Gravitación Universal, fue enunciada por:
 - a) Galileo
 - b) Newton
 - c) Lavoisier
 - d) Curie
2. Las leyes científicas pueden expresarse mediante una ley que relaciona varias variables:
 - a) Verdadero
 - b) Falso
3. Indica cuál de las siguientes afirmaciones relativas a las teorías científicas **NO** es verdadera.
 - a) Pueden modificarse
 - b) Son predictivas
 - c) Son suposiciones
4. Cuando la representación gráfica de una variable frente a otra es una recta, indica que entre ellas existe una:
 - a) Proporcionalidad directa
 - b) Proporcionalidad inversa
 - c) Proporcionalidad mixta
5. La unidad de masa en el Sistema Internacional de Unidades es:
 - a) g
 - b) kg
 - c) gr
 - d) kgr
6. El factor 10^6 se llama:
 - a) Mega
 - b) Tera
 - c) Nano
 - e) Giga
7. Cuanta mayor precisión tiene un aparato de medida:
 - a) Mayor rango tiene
 - b) Más cifras significativas puede medir
 - c) Mejor realiza las medidas
 - d) Menos errores comete
8. El error absoluto de una medida es:
 - a) La media de sus diferencias con el valor real
 - b) Su diferencia con el valor real

El trabajo científico

9. El cálculo del error relativo de una serie de medidas aporta más información que el cálculo del error absoluto:

- a) Verdadero
- b) Falso

10. El número de cifras significativas que tiene la medida 1,025 m es:

- a) 4
- b) 5
- c) 3
- d) 1

www.yoquieroaprobar.es



Recuerda lo más importante

El trabajo científico

Los científicos tratan de conocer mejor el mundo que nos rodea. Movidos por su **curiosidad** se hacen preguntas y tratan de responderlas. No puede hablarse de un único método que los científicos utilicen en su trabajo, aunque sí realizan muchas tareas comunes que a veces se han denominado "método científico".

Los científicos observan, buscan regularidades, hacen hipótesis acerca de lo que está ocurriendo, diseñan experimentos, descubren relaciones entre las variables que investigan, las organizan en torno a teorías y dan a conocer lo que han descubierto.

Análisis de datos

Los experimentos proporcionan datos que necesitan analizarse. La recogida de los datos se hace en **tablas**, donde se organizan los diferentes valores de las variables estudiadas. La interpretación de **gráficas** sirve a los científicos para entender mejor las tablas de valores y responder a las preguntas previas que se hicieron.

Se han estudiado tres tipos de relaciones entre variables cuya interpretación gráfica es sencilla. Las relaciones de **proporcionalidad directa**, **inversa** y **cuadrática directa**, cuyas representaciones gráficas son una recta, una hipérbola y una parábola.

La medida

Medir es comparar. Las propiedades que se miden en el ámbito científico se llaman magnitudes que se miden expresando su resultado en unidades. El **Sistema Internacional de Unidades** es un acuerdo entre estados, donde se decide con qué comparar.

Puesto que las medidas tienen un rango de posibilidades enormes, habitualmente se utilizan **múltiplos** y **submúltiplos** de ellas. La **notación científica** es la forma habitual de expresar la medida de magnitudes.

Cuando se mide, hay que considerar qué características tiene el **instrumento de medida**. Los instrumentos pueden ser analógicos o digitales y entre sus características están su precisión, fidelidad, exactitud y rango.

Errores en la medida

En cualquier proceso de medida se cometen errores. La forma de disminuir los errores es realizar muchas medidas y estimar cuál sería el valor que más se aproxima al "real". Se habla de **Incertidumbre absoluta** y de **error relativo**, para hacernos una idea de cuál debe ser el valor que más se aproxima al valor que realmente tiene la magnitud medida.



Para saber más

El reconocimiento social de los científicos.

A pesar de la relevancia del trabajo científico en el desarrollo de la sociedad, su importancia no siempre es reconocida.

Los científicos emplean mucho tiempo en investigar, su trabajo requiere una gran dedicación y, sin embargo, no está recompensado socialmente.

La famosa frase de Miguel de Unamuno, ¡que inventen ellos! se emplea como ejemplo de lo que ha sido la actividad científica en España: dejar que sean otros países los que inviertan en investigación, para luego "aprovecharnos" nosotros. Cuando la realidad es que los países que más investigan son los que más desarrollo y más puestos de trabajo crean.

Los premios Nobel

En contadas ocasiones, los científicos sí obtienen el reconocimiento debido a su esfuerzo. Pueden registrar patentes que compran compañías y también pueden recibir el reconocimiento de colegas o instituciones con premios. Uno de los mayores halagos que puede recibir un científico es la obtención del Premio Nobel.

Los Premios Nobel se conceden cada año, desde 1901, a personas que hayan realizado investigaciones sobresalientes. Se instituyeron como última voluntad de Alfred Nobel, inventor de la dinamita. El premio supera el millón de euros.

Los premios Nobel de Física y de Química de los años 2008 y 2009 fueron los siguientes:

Física 2008, a los descubridores de ciertos mecanismos que explican la composición última de la materia.

Física 2009, a los investigadores de la transmisión de la luz en cables de fibra óptica y también a los que inventaron un circuito semiconductor de

imagen (sensor CCD), que tan importante ha sido en el desarrollo de la fotografía digital.

Química 2008, por el descubrimiento y desarrollo de la proteína verde fluorescente (GFP).

Química 2009, por sus estudios en la estructura y función de los ribosomas.

Los premios Ig Nobel

Los científicos no sólo investigan sobre temas relevantes. En algunas ocasiones, y en su deseo satisfacer su curiosidad, llegan a investigar temas, inicialmente, "poco relevantes". Desde 1991, una revista de humor científica, parodiando a los premios Nobel, concede los llamados Ig Nobel que vienen a ser unos premios "innobles".

Los premios Ig Nobel de Física y de Química de los años 2008 y 2009 fueron los siguientes:

Física 2008, a los científicos que probaron que un montón de cuerdas, pelos o cualquier otra cosa acaba enredándose formando nudos.

Física 2009, por determinar analíticamente por qué las mujeres embarazadas no se caen hacia delante.

Química 2008, a los científicos que descubrieron que la Coca-Cola es un espermicida y a otro grupo de científicos de otra universidad que descubrieron justo lo contrario.

Química 2009, por crear diamantes a partir de la bebida tequila.

Soluciones de los ejercicios "Para practicar"

El trabajo de los científicos

1: F; 2: F; 3: V; 4: F; 5: V; 6: F; 7: V; 8: F; 9: V; 10: V.

Análisis de datos. Variables

Independiente: C, F, G

Dependiente: A, D, I

De control: B, E, H

Análisis de datos. Tablas y Gráficas

Tablas

Tabla 1: proporcionalidad directa

Tabla 2: proporcionalidad cuadrática directa

Tabla 3: proporcionalidad inversa

Tabla 4: proporcionalidad cuadrática directa

Gráficas

Las rectas verde y azul representan proporcionalidades directas.

La curva roja, una parábola, representa una proporcionalidad cuadrática directa

La gráfica verde está más inclinada que la azul. Se dice que tiene más pendiente.

La constante de proporcionalidad de la verdes es 6 m/s y la de la gráfica azul 2,3 m/s.

La medida

1: 1 .

2: 4 .

3: 1 .

4: 1 .

5: 2 .

Errores en la medida

Incertidumbre absoluta: 0,21

Error relativo: 6,68%

Cifras significativas: La primera cifra significativa es el 4 y la última es el 9

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. b.
2. a.
3. c.
4. a.
5. b.
6. a.
7. b.
8. b.
9. a.
10. a.

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Distinguir los distintos estados de la materia.
- Sus Propiedades.
- Concretar el modelo de gas que vamos a utilizar.
- Utilizar la idea de presión ejercida por un gas y sus unidades.
- Establecer la escala absoluta de temperaturas.
- Llegar razonadamente a las leyes de los gases mediante varias experiencias y utilizando el Método Científico.
- Establecer la ecuación de estado del GAS IDEAL.

Antes de empezar

1. Los estados de la materia
Propiedades
Aspectos cualitativos
2. Los gases
Modelo de gas
Presión. Unidades
3. Las leyes de los gases
Factores que regulan la presión
Ley de Boyle
Escala absoluta de temperaturas
Ley de Gay-Lussac
Ley de Charles
4. Síntesis de estas leyes
Ley de estado de los gases ideales

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar



Recuerda

Nombres de gases que se encuentran en la Naturaleza y observa las distintas propiedades de los mismos con respecto a los líquidos o los sólidos.



Investiga

Cómo podemos llegar a establecer las leyes que rigen su comportamiento para, conocidas éstas, poder hacer predicciones.

Para ello tendrás que utilizar la metodología científica experimental, que fue lo que hicieron Boyle, Gay-Lussac, Charles...

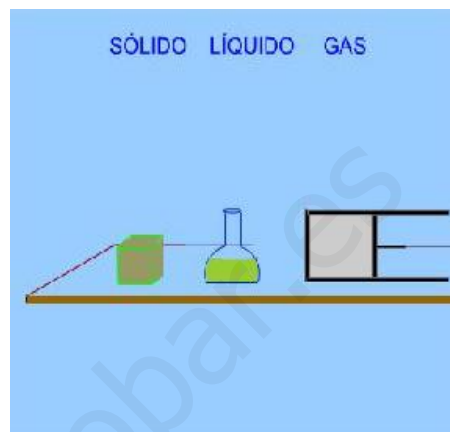
1. Los estados de la materia

Propiedades

La materia que nos rodea aparece ante nosotros con muy diversos aspectos. Presenta distintas formas, colores, dureza, fluidez..., pero en general consideraremos que lo hace en los siguientes estados:

SÓLIDO, LÍQUIDO y GAS

En esta quincena lo que nos interesa es que diferencias bien el **estado gaseoso** de los otros dos. Como ves en la escena adjunta, los gases, al igual que los líquidos, se adaptan a su recipiente, pero, los gases pueden además comprimirse y descomprimirse, lo que no puede hacerse con los líquidos.



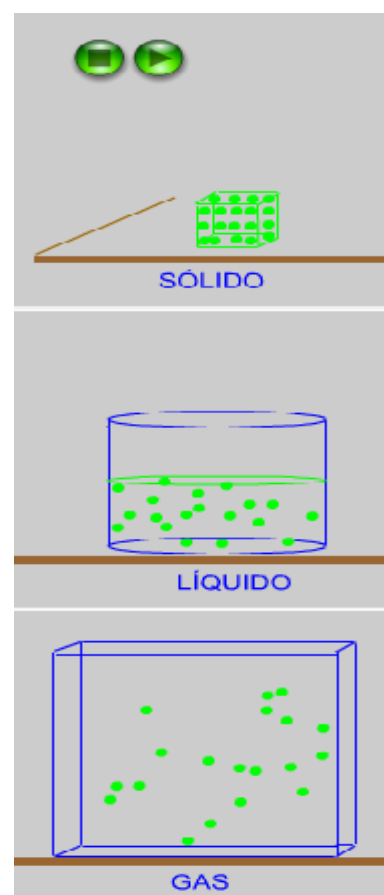
En el tema siguiente estudiaremos detenidamente **LOS ESTADOS DE LA MATERIA**

Aspectos cualitativos

Antecedentes históricos: Los filósofos griegos, Demócrito y Epicuro, consideraban que la materia es divisible en la experiencia diaria, pero, en un cierto término, consta de partículas indivisibles que podemos provisionalmente llamar átomos (de la palabra griega átomo, indivisible). El físico inglés J. Dalton (1766-1844) establece la **Teoría atómica de la materia** en la que se considera que todo tipo de materia, sea sólido, líquido o gas, está constituida por partículas, que en principio se llamaron átomos.

En un **SÓLIDO**, estas "partículas" ocupan posiciones determinadas en una red, alrededor de las cuales vibran cada vez más intensamente a medida que aumentamos la temperatura. Las fuerzas atractivas entre las partículas del sólido son muy intensas.

En un **LÍQUIDO**, estas "partículas" se mueven deslizándose unas cerca de otras y manteniéndose unidas por débiles fuerzas atractivas entre ellas. En el caso de un **GAS**, estas "partículas" se mueven a grandes velocidades y las fuerzas atractivas entre ellas podemos considerarlas como inexistentes. Se mueven al azar ocupando todo el volumen del recipiente.



2.-Los Gases

Modelo de gas ideal

Como vamos a estudiar el comportamiento de los gases, vamos a establecer un MODELO para cualquier gas, que, como hemos visto en las anteriores animaciones, estará constituido por partículas moviéndose al azar y chocando contra las paredes del recipiente. Las características de nuestro MODELO ideal de gas serán:

- Las partículas del gas son pequeñísimas comparadas con el volumen del recipiente.
- Se mueven al azar con distintas velocidades de manera que, si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de las partículas del gas.
- No existen fuerzas de atracción entre ellas.
- En su movimiento, chocan entre ellas y con las paredes del recipiente cumpliéndose las leyes de los choques elásticos.
- Cuando chocan aparecen las fuerzas o interacciones entre ellas o con las paredes del recipiente.
- Los choques con las paredes del recipiente producen el efecto que llamamos presión sobre las mismas.

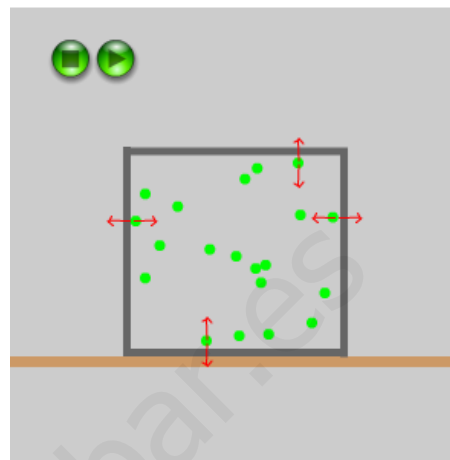
Presión. Unidades.

Se define la magnitud física llamada **PRESIÓN** como **una fuerza por unidad de superficie**, es decir:

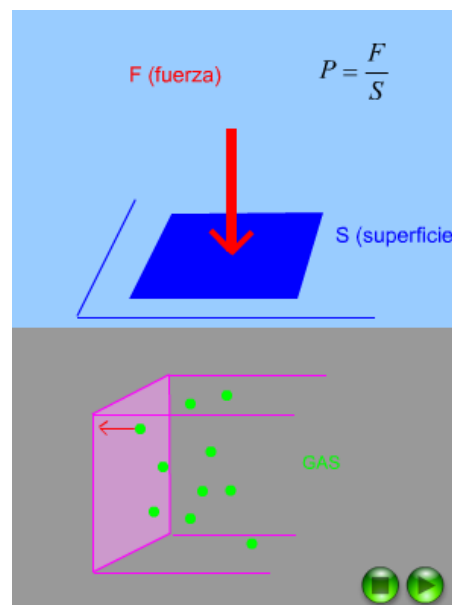
$$P = \frac{F}{S}$$

Su unidad en el Sistema Internacional (SI), es el **PASCAL** y equivale a:

$$\text{Pa} = 1\text{N}/1\text{m}^2$$



Llamaremos **PRESIÓN** a la fuerza por unidad de superficie, que ejercen las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente al chocar contra ellas.



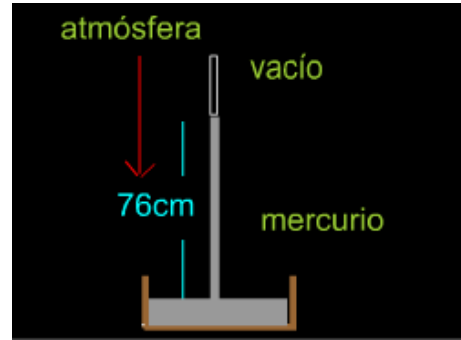
El **Pa** es una unidad de presión muy pequeña, por lo que se suelen usar otras unidades de presión. Entre ellas tenemos: La **atmósfera** cuyo símbolo será **atm** y que equivale a una

Los gases y la Teoría Cinética

cantidad de Pascales de : **1 atm = 101.325 Pa** o lo que es lo mismo **1013 hPa**. El **hPa** se llamaba antes **milibar**.

Por último también se utiliza el **Torr** que equivale a 1 mm de mercurio, con lo que:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa} = 760 \text{ Torr}$$



3. Las leyes de los gases.

Factores que regulan la presión

Según el MODELO de gas que hemos propuesto, la PRESIÓN (fuerza que por unidad de superficie de pared de recipiente ejercen las partículas del gas al chocar contra ellas) puede depender de una serie de factores que pueden ser:

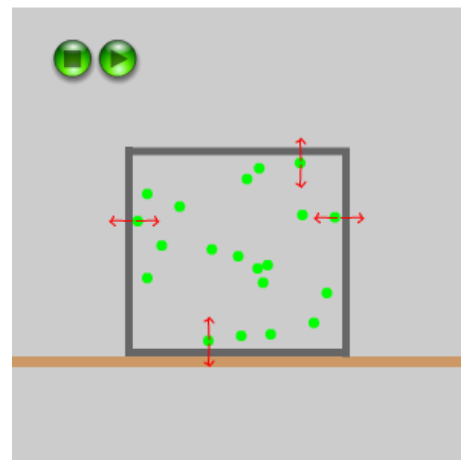
El tipo de partículas del gas, el volumen del recipiente, de la temperatura, el nº de partículas del gas, de la presión exterior del recipiente, de la forma del mismo
...

Piensa de qué factores crees que puede depender la presión que ejerce un gas.

La PRESIÓN que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente, depende de tres factores:

Del **nº de partículas de gas** (cantidad de gas considerada). A más partículas más presión. Del **volumen** del recipiente. A mayor volumen, menor presión. De la **temperatura** del gas. A mayor temperatura, mayor velocidad de las partículas del gas y por tanto mayor presión.

Es decir: **$P = f(V, t, \text{nº de partículas})$**



Si queremos comprobarlo experimentalmente, como la presión depende de tres variables, **tendremos que planear experiencias en las que, manteniendo constantes dos de ellas, variemos sólo una de ellas.**

Eso es lo que hicieron Boyle, Gay-Lussac y Charles.

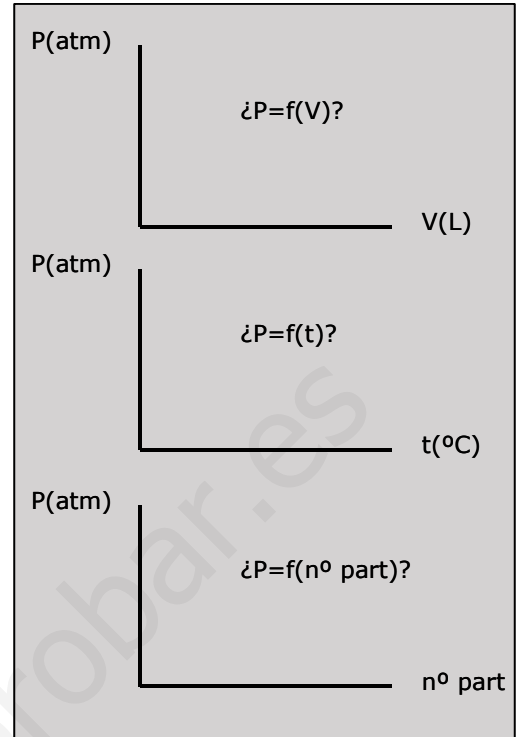
Las experiencias que debemos planificar son las siguientes:

Los gases y la Teoría Cinética

1ª Experiencia. Manteniendo constante la cantidad de gas (n° de partículas) y la temperatura del gas, variaremos del volumen del gas y para cada volumen mediremos la presión : **$n^\circ \text{ part} = \text{cte}$, $t = \text{cte}$, $P = f(V)$** . Con ella llegaremos a la ley de BOYLE.

2ª Experiencia. Manteniendo constante la cantidad de gas (n° de partículas) y el Volumen del recipiente, variaremos la temperatura en $^\circ\text{C}$ del gas y, para cada temperatura mediremos la presión: **$n^\circ \text{ part} = \text{cte}$, $V = \text{cte}$, $P = f(t)$** . Con ella llegaremos a la ley de GAY-LUSSAC

3ª Experiencia. Manteniendo constantes el volumen del recipiente y la temperatura del gas, variaremos el n° de partículas del gas, y para cada valor mediremos la presión: **$V = \text{cte}$, $t = \text{cte}$, $P = f(n^\circ \text{ de partículas})$** , con ella podremos completar la ecuación de estado del gas IDEAL.

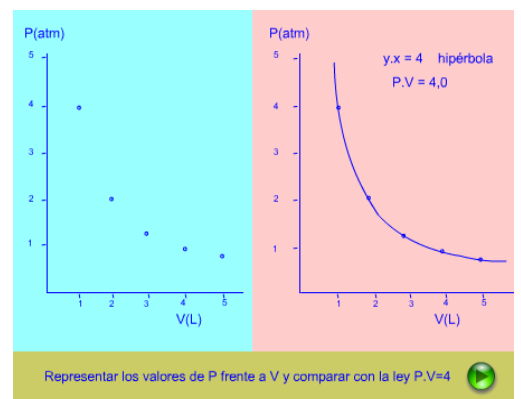
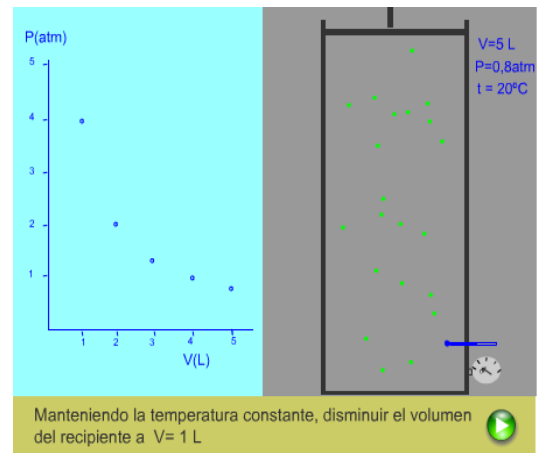


Ley de Boyle

En primer lugar, vamos a comprobar la dependencia de la PRESIÓN del gas con el VOLUMEN del recipiente que ocupa, **manteniendo constante la temperatura**, es decir $P=f(V)$ a $t=\text{constante}$, que en nuestra experiencia concreta será a 20°C . Para ello iremos variando el volumen del recipiente (con émbolo) y, midiendo la presión del gas con un manómetro. Para que se mantenga la **temperatura constante**, tendremos que ceder energía al gas en forma de calor, al expandir el gas y, absorber energía del gas en forma de calor al comprimirlo.

La experiencia realizada a **temperatura constante** parece indicarnos que la relación entre la Presión y el Volumen es **inversamente proporcional**.

Que la relación sea **inversamente proporcional**, significa que al hacer el volumen el doble, la presión se hace la mitad, que al hacer el volumen el triple, la presión se hace la tercera parte...Esto en matemáticas se expresa con la función $y = k/x$ (o lo que es lo mismo $y \cdot x = K$) que, en nuestro caso será $P = k/V$ (o lo que es lo mismo $P \cdot V = k$). Nos conviene pues, calcular los valores de $P \cdot V$ y ver si se obtiene siempre el mismo valor. Si esto ocurre, la relación será **inversamente proporcional**.



Los gases y la Teoría Cinética

Los valores obtenidos en la anterior experiencia se observan en ésta tabla:

Como hemos visto en la anterior experiencia simulada, manteniendo constantes el nº de partículas del gas y la temperatura, la presión P depende inversamente de V , es decir: Si el volumen se hace el doble, la presión se hace la mitad, si se hace el triple, la presión se hace la tercera parte... Esto se expresa, como Ley de Boyle. En general será:

$$PV = k_1 = cte$$

"A temperatura constante, para una determinada cantidad de gas, el producto presión por volumen permanece constante".

La ley de Boyle, también podemos expresarla así:

$$P = k_1 \frac{1}{V}$$

En nuestra experiencia concreta, la constante resulta ser 4,0 , por lo que la ley de Boyle en este caso concreto será : $P.V = 4,0$. A otra temperatura la constante tendrá otro valor.

Con las leyes podemos hacer predicciones.

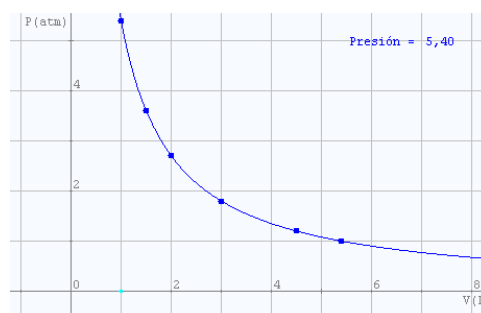
Observar la gráfica correspondiente a esta ley para el caso $P.V = 5.4$

V (L)	P (atm)
1,0	5,4
1,5	3,6
2,0	2,7
4,5	1,2
5,4	1,0

V en L	P en atm	P.V en atm.L
1,0	4,00	4,0
2,0	2,00	4,0
3,0	1,33	4,0
4,0	1,00	4,0
5,0	0,80	4,0



ROBERT BOYLE (1627-1691), físico y químico irlandés conocido por su importante contribución al estudio de las LEYES de los GASES y considerado uno de los padres de la Química moderna.



Los gases y la Teoría Cinética

Escala absoluta de temperaturas

Con nuestra **2ª experiencia**, vamos a llegar a la ley de Gay-Lussac y a la **escala absoluta de temperaturas**. Esta experiencia consta de 3 pasos: calentar el gas, enfriarlo y obtener el cero absoluto de temperaturas. Recordemos que se trata de ver cómo varía la **presión** del gas al ir variando la **temperatura**, manteniendo **constante el volumen** del recipiente. Para ello, introduciremos la misma cantidad de gas en un recipiente cerrado (sin émbolo) e iremos calentándolo con un mechero de gas o con una resistencia eléctrica y, midiendo la presión del gas para distintas temperaturas.

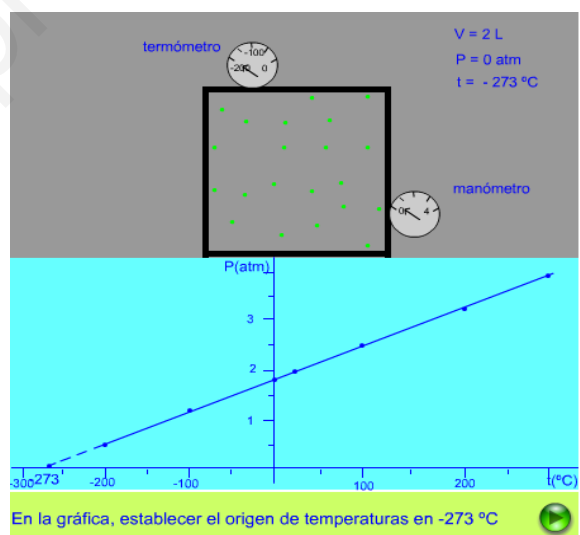
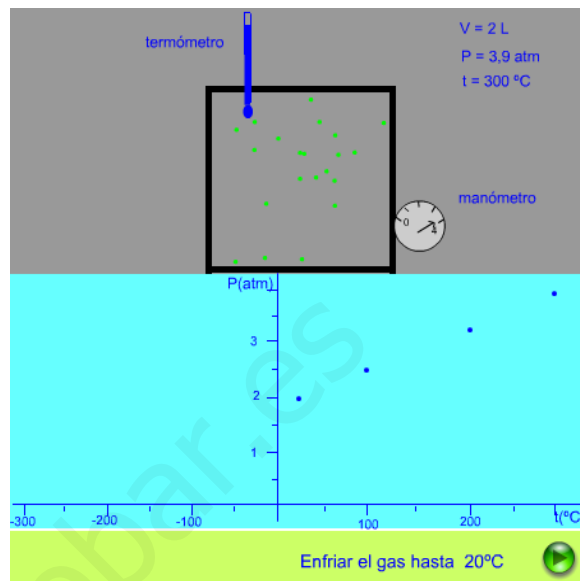
Al aumentar la temperatura en $^{\circ}\text{C}$, la presión del gas irá aumentando hasta que sea tan grande que las paredes del recipiente no soporten la presión del gas y estalle. Pero, ¿qué ocurrirá si disminuimos la temperatura del gas progresivamente...?

En esta experiencia la presión del gas parece depender **linealmente** de la temperatura en $^{\circ}\text{C}$.

En esta 2ª Experiencia, al disminuir la **temperatura** del gas refrigerándolo, vemos que disminuye progresivamente la **presión** del mismo, ya que, a menor temperatura las partículas del gas se mueven cada vez más lentamente. Si continuamos disminuyendo la temperatura, la presión también irá disminuyendo, pero el problema reside en que **muy bajas temperaturas** como -100 o -200°C son difíciles de conseguir. En nuestra experiencia, la temperatura más baja será -200°C .

Pero, **¿a qué temperatura la presión del gas en el recipiente se hará cero?**. A esa temperatura las partículas del gas estarán en reposo.

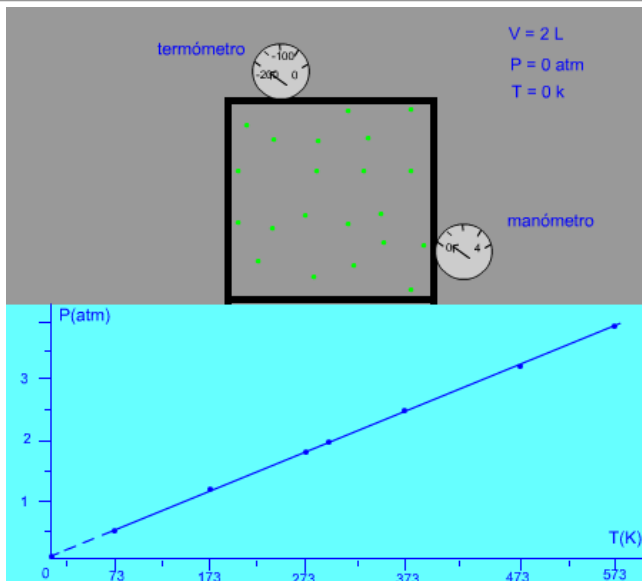
En esta **2ª Experiencia**, temperaturas bajísimas de -250°C o menores **no se pueden conseguir**. Pero como nuestra relación entre la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ y la presión es una relación lineal, podemos prolongar la recta de la gráfica hasta que corte al eje de las x, que en este caso es el eje en el que hemos puesto la temperatura en $^{\circ}\text{C}$. Este punto resulta ser **-273°C** , que será la temperatura a la cual las partículas del gas estarán en reposo. Esta temperatura, llamada **cero grados absolutos de temperatura**, no se puede alcanzar en ningún caso (por un principio de la Termodinámica), podremos aproximarnos **a ella pero NO alcanzarla**.



Si establecemos el origen de coordenadas en esa temperatura de **-273°C** y la llamamos **0 grados absolutos o 0 Kelvin**, nuestra nueva escala de temperaturas la llamaremos escala absoluta de temperaturas, y los valores los obtendremos sumando a la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ el valor de 273.

$$T (\text{K}) = t (^{\circ}\text{C}) + 273$$

Los gases y la Teoría Cinética



En esta gráfica en el eje de las x, en donde ponemos los valores de temperatura, hemos utilizado la escala absoluta de la misma, es decir, una escala en grados Kelvin.

Naturalmente el origen es 0 K, temperatura para la cual la velocidad de las partículas del gas será cero y equivale a -273°C .

Ley de Gay-Lussac

Con la **2ª Experiencia**, hemos llegado a la ley Gay-Lussac de pues se trata de establecer la relación lineal que liga la presión del gas **P**, con la temperatura en grados centígrados, o mejor en grados absolutos (o grados K) **T**, que como vemos en la animación, se trata de una recta que pasa por el origen, por tanto, será del tipo $y=kx$, en nuestro caso $P = K_2 T$.

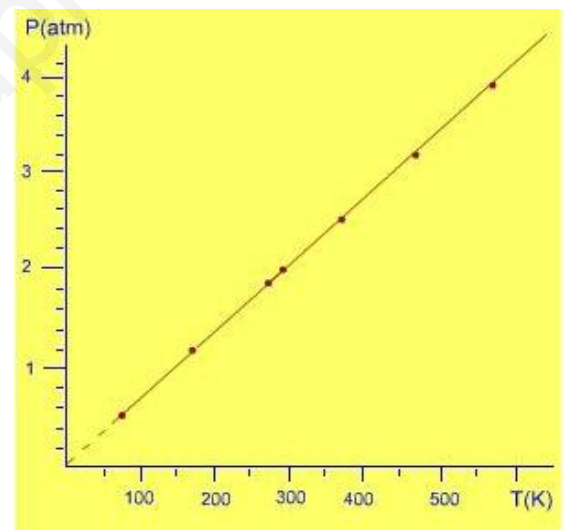
$$P = k_2 T$$

A volumen constante, la presión de un gas en un recipiente, depende directamente de la temperatura absoluta"

En nuestra 2ª Experiencia, **manteniendo el volumen constante y el nº de partículas**, y variando la temperatura para medir los valores de presión para cada una de ellas, los valores obtenidos han sido:

t (°C)	T (K)	P(atm)
-200	73	0,50
-100	173	1,20
0	273	1,90
20	293	2,00
100	373	2,50
200	473	3,20
300	573	3,90

Cuya gráfica, representando $P(\text{atm})$ frente a la temperatura en grados Kelvin será:



Como vemos es una relación lineal (recta que pasa por el origen en la gráfica $P = f(T)$), por tanto del tipo $P = k_2 T$.

Para este nº de partículas y el volumen constante $V=2$ litros, la constante K_2 (pendiente de la recta) toma un determinado valor. Para otro volumen K_2 tomará otro valor, pero siempre la recta pasará por el origen, es decir $0\text{K} = -273^\circ\text{C}$.

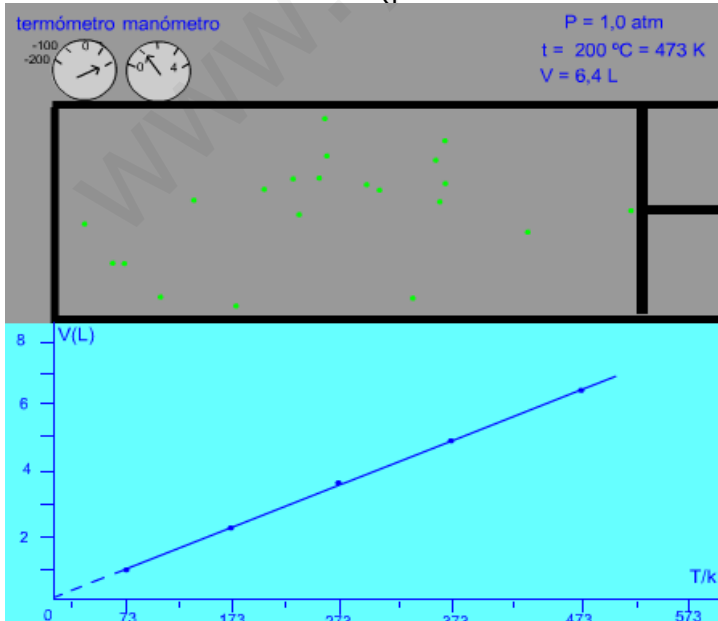
Los gases y la Teoría Cinética



GAY-LUSSAC (1778-1850), físico y químico francés conocido por su importante contribución a las LEYES de los GASES.

Ley de Charles

Con las dos experiencias anteriores, con las que llegamos a la ley de Boyle y a la de Gay-Lussac, ya podemos expresar la LEY de los GASES. Pero, vamos a planear otra experiencia, que nos servirá de comprobación, y en la que llegaremos a otra ley: **la ley de Charles**. Para ello, manteniendo la presión del gas constante, iremos aumentando la temperatura del mismo y, viendo como aumenta de volumen. Se trata pues de a **$P = \text{cte}$** , ver cómo **V depende de T (temperatura absoluta del gas)**. Para conseguir que la presión sea constante, sólo debemos meter el gas en un recipiente con émbolo y dejar éste libre. La presión en el interior será siempre igual a la presión en el exterior (presión atmosférica).



CHARLES (1746-1823), físico francés, fue profesor de la Sorbona y llegó a la expresión de su propia ley de los gases

Los valores obtenidos están en la siguiente tabla. Como vemos es una relación lineal.

t ($^\circ\text{C}$)	T (K)	V (L)
-200	73	1,0
-100	173	2,3
0	273	3,7
100	373	5,1
200	473	6,4

A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V = k_3 T$$

4. Síntesis de estas leyes

Ley de estado de los gases ideales

Recordemos que, planteamos que la presión de un gas en un recipiente iba a depender de: el volumen del mismo, de la temperatura y del nº de partículas del gas. Las experiencias planteadas nos permitieron llegar a las siguientes leyes:

1ª Experiencia: A $t = \text{constante}$ y n° de partículas del gas = constante,

$$P = k_1 \frac{1}{V} \quad \text{Ley de Boyle.}$$

2ª Experiencia: A $V = \text{constante}$ y n° de partículas del gas constante,

$$P = k_2 T \quad \text{Ley de Gay Lussac}$$

Es decir, **la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas e inversamente proporcional al volumen del recipiente.** Todo esto para un nº de partículas del gas constante, es decir para una determinada cantidad de gas. Esto último podemos expresarlo así:

$$P = k \frac{T}{V} \quad \text{o lo que es lo mismo} \quad \frac{PV}{T} = k = cte$$

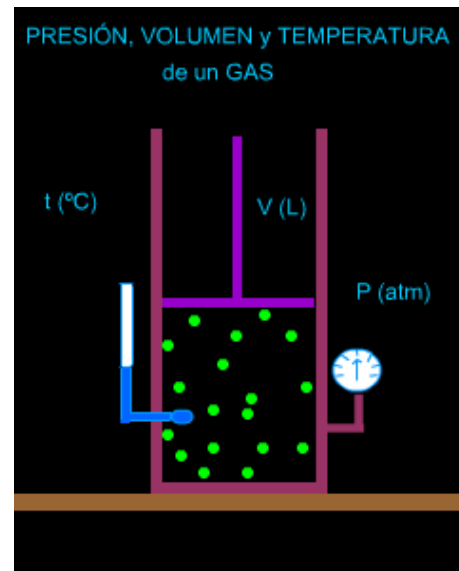
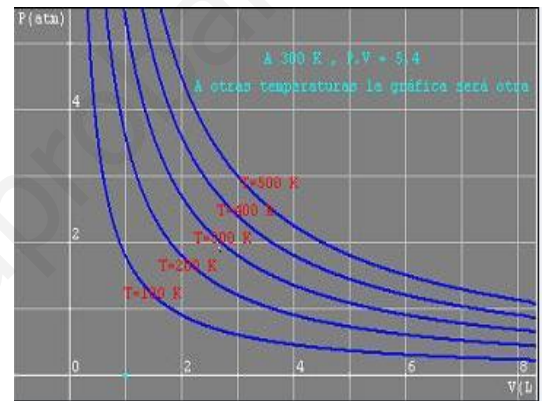
o también es lo mismo

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = cte$$

Para un nº de partículas de cualquier gas, el producto PRESIÓN por VOLUMEN partido por la TEMPERATURA absoluta del gas es una CONSTANTE.

Esta LEY DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES, nos permitirá, conocidas unas condiciones de presión de volumen y de temperatura, pasar a otras determinadas (es decir de la condición 1 a la 2 o a la 3...)

En la siguiente gráfica representamos P en atm frente a V en L, para cada valor de temperatura absoluta T . Como vemos, para cada valor de T , las gráficas son hipérbolas, respondiendo a la Ley de Boyle.





Para practicar

Utiliza tu cuaderno y trata de resolver los siguientes ejercicios:

1.-En una tabla similar a la siguiente, introduce las propiedades características de un SÓLIDO, un LÍQUIDO o un GAS, como : **MASA, PESO** (en el campo gravitatorio terrestre), **VOLUMEN, DENSIDAD, FORMA, COMPRESIBILIDAD** (se comprimen con facilidad)...

SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS

2- Calcula la **PRESIÓN** que ejerce sobre el suelo de hielo, una persona de 70 Kg, si la superficie de las suelas de sus zapatos es de 260 cm². ¿Y si se coloca unos esquíes de superficie 3000 cm²? (Tómese g=10 N/Kg).

DEFINICIÓN de PRESIÓN

$$P = \frac{F}{S}$$

3.- Un gas ejerce sobre las paredes de un recipiente una presión de 0,75 atm. Pasa esa presión a la unidad del sistema SI.

EQUIVALENCIAS

$$101325 \frac{Pa}{atm}$$

4.- En un punto de la superficie terrestre la Presión atmosférica resulta ser de 750 mb. ¿cuál es la presión en atm y en Pa?.

$$9.87 \cdot 10^{-6} \frac{atm}{Pa}$$

5.- La presión de un gas en un recipiente, resulta ser de 76.420 Pa ¿cuál es la presión en atmósferas?

LEY de BOYLE

$$P \cdot V = k_1 = cte$$

6.- Una determinada cantidad de gas que ocupa un recipiente de 2,5 L y ejerce una presión sobre las paredes del mismo de 3,2 atm ¿qué presión ejercerá si el volumen lo reducimos a 1,2 L manteniendo constante la temperatura? ¿y si lo aumentamos a 4,6 L?

V (L)	P (atm)
1,0	5,4
1,5	3,6
2,0	2,7
4,5	1,2
5,4	1,0

7.- Experimentando a temperatura constante con una determinada cantidad de gas e ir variando el volumen del recipiente (dotado de émbolo) y midiendo los valores de presión para cada volumen, los valores vienen representados en esta tabla:

¿Cumple con la ley de Boyle?. Haz la gráfica P(atm) en el eje de las "y" frente a V(L) en el eje de las "x" ¿qué gráfica se obtiene?.

¿Cuál será la presión para un volumen de 2,5 L?



Para practicar

8.-¿ Podemos considerar que, en una determinada zona del espacio, la temperatura es de -300°C ? ¿y de -268°C ?. Explícalo.

9.-Experimentando con distintos gases y distintas cantidades de los mismos, a volumen constante, como lo hemos hecho hasta llegar a la ley de Gay-Lussac, al representar los valores de $P(\text{atm})$ frente a $t(^{\circ}\text{C})$, las rectas obtenidas ¿crees que cortarían todas en el mismo punto del eje de las x (en nuestro caso eje en el que ponemos la temperatura en $^{\circ}\text{C}$)?. ¿Qué punto crees que será ése?.

10.- Una determinada cantidad de aire que ocupa un recipiente cerrado de 4 litros de capacidad (asimilable a una olla a presión), a la temperatura de 100°C , la presión resulta ser de 1,7 atmósferas. Si bajamos la temperatura a 0°C ¿cuál será la nueva presión? ¿y si la subimos a 250°C ?

11.- Experimentando a volumen constante con una determinada cantidad de gas hidrógeno e ir variando la temperatura del mismo y midiendo los valores de presión para cada temperatura en $^{\circ}\text{C}$, los valores han sido representados en esta tabla:

¿Cumple con la ley de Gay-Lussac?. Haz la gráfica $P(\text{atm})$ en el eje de las "y" frente a $T(\text{K})$ en el eje de las "x" ¿qué gráfica se obtiene?. Uno de los valores tomados experimentalmente de presión no ha sido correcto ¿cuál crees que es? Razónalo.

¿Cuál será la presión para una temperatura de 250°C ?

12.- Una determinada cantidad de aire está contenida en un recipiente dotado de émbolo, de manera que siempre la presión será la misma que la del exterior (la atmosférica del momento). Si el volumen resulta ser de 4 litros y la temperatura 20°C , y calentamos el aire hasta 200°C ¿cuál será el Volumen de aire (del recipiente)? . ¿Y si lo enfriamos hasta 0°C ?

13.- Experimentando a presión constante ($P=1\text{atm}$) con una determinada cantidad de gas hidrógeno e ir variando la temperatura del mismo y midiendo los valores de volumen para cada temperatura en $^{\circ}\text{C}$, los valores han sido:(en esta tabla)

Comprueba si se cumple la ley de Charles representando en tu cuaderno la gráfica $V(\text{L})$ frente a la temperatura en grados absolutos. ¿Se cumple? Razónalo. ¿Cuál será el volumen a 350°C ?

Escala absoluta de temperaturas

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$$

LEY de GAY-LUSSAC

$$P = k_2 T$$

$t(^{\circ}\text{C})$	$P(\text{atm})$
-150	0,50
0	1,11
100	1,52
200	1,70
350	2,55
450	2,96

LEY de CHARLES

$$V = k_3 T$$

$t(^{\circ}\text{C})$	$V(\text{L})$
-100	2,36
20	4,00
150	5,77
250	7,14
450	9,87



Para practicar

14.- En un recipiente de volumen 2 L tenemos hidrógeno a una temperatura de 20°C y 1 atm de presión. Si lo pasamos a otro recipiente de volumen 3 L y aumentamos su temperatura hasta 100°C ¿cuál será su presión?

15.- Disponemos de un volumen de 20 L de gas helio, a 2 atm de presión y a una temperatura de 100°C. Si lo pasamos a otro recipiente en el que la presión resulta ser de 1,5 atm y bajamos la temperatura hasta 0°C ¿cuál es el volumen del recipiente?.

16.- En un recipiente de 5 L de volumen, tenemos aire a 1 atm de presión y 0°C de temperatura. Si disminuimos el volumen del recipiente a 2 L y la presión resulta ser de 3 atm ¿cuál es la temperatura del aire en °C?.

LEY de los GASES IDEALES

para una determinada cantidad de gas:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$

$$\frac{PV_1}{T_1} = \frac{PV_2}{T_2} = cte$$

Para saber más



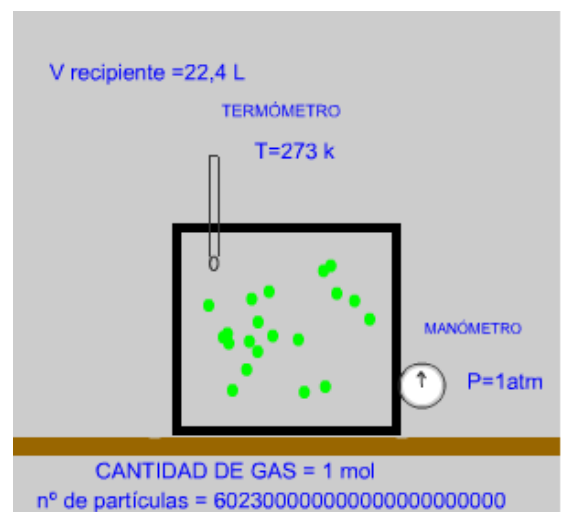
Ley de estado de los GASES IDEALES.

Hasta ahora, hemos llegado a la ley de los GASES IDEALES para una determinada cantidad de gas, es decir, para un determinado nº de partículas. Esta ley ha resultado ser:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$

Nuestra constante k, tomará un valor distinto para cada nº de partículas del gas que consideremos.

Si establecemos unas condiciones de PRESIÓN y de TEMPERATURA que llamaremos **CONDICIONES NORMALES, como P = 1 atm y t = 0°C ó T=273 K**, al considerar un volumen de gas de V= 22,4 L llamaremos a esta cantidad de gas **1 mol del mismo**. Si considerásemos 44,8 L serían 2 moles del mismo, si considerásemos 67,2 L del mismo serían 3 moles del mismo...



Los gases y la Teoría Cinética

El nº de moles de un gas, lo llamaremos **n**, así la constante de la ecuación de los gases **k**, será igual a **k = n.R**, siendo **R** la constante de los gases ideales. Para determinarla, si 1 mol de gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros, la constante R valdrá substituyendo valores para las CONDICIONES NORMALES (P = 1 atm , V = 22,4 L, T = 273 K y n=1mol) el valor de R será:

$$\frac{1.22,4}{273} = 1.R$$

de donde **R = 0.082 atm.L/K.mol**.

Conocido el valor de R llamada CONSTANTE DE LOS GASES IDEALES, la ecuación de estos gases para cualquier cantidad de gas será:

$$PV = nRT$$

Como vemos, esta será la Ecuación de estado del gas ideal haciendo intervenir el nº de partículas. En la **3ª Experiencia** que planeamos inicialmente, podemos ahora ver, que si V=constante, y T=constante, la presión de un gas depende linealmente del nº de partículas del mismo, ya que **P = K₃.n**, siendo **K₃ = RT/V**.



Para practicar

Utiliza tu cuaderno y trata de resolver los siguientes ejercicios:

17.- ¿Qué volumen ocuparán 0,23 moles de hidrógeno a 1,2 atm de presión y 20°C de temperatura? Recuerda que la constante de los gases ideales es R = 0,082 atm.L/K.mol.

18.- Tenemos 50 litros de helio a 30°C y 0.8 atm de presión. ¿Qué cantidad de moles de helio tenemos?

19.- Si tenemos 22,4 litros de nitrógeno a 0°C y 1 atm de presión ¿cuántas moles tenemos del mismo?. Y si tenemos 11,2 litros en las mismas condiciones?

20.- Un globo se llena de 2.3 moles de helio a 1 atm de presión y 10°C de temperatura ¿cuál es el volumen del globo?

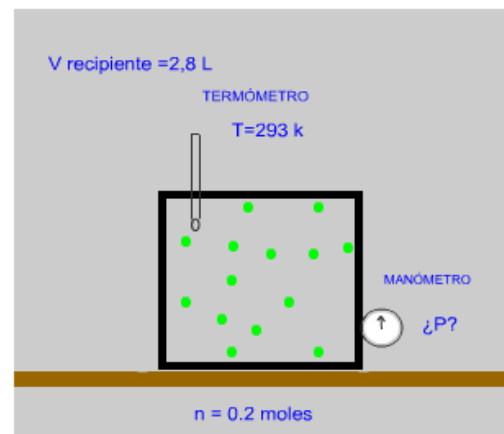
Definición de mol:

Un mol es la cantidad de átomos de ¹²C que se encuentran en 12,0000 gramos de dicho elemento. Este nº de átomos resulta ser el Nº de AVOGADRO (o constante de AVOGADRO) y, es un nº enorme:

$N_A = 6000000000000000000000000$ átomos/mol

Es la unidad de cantidad de sustancia química.

Las leyes nos permiten hacer predicciones





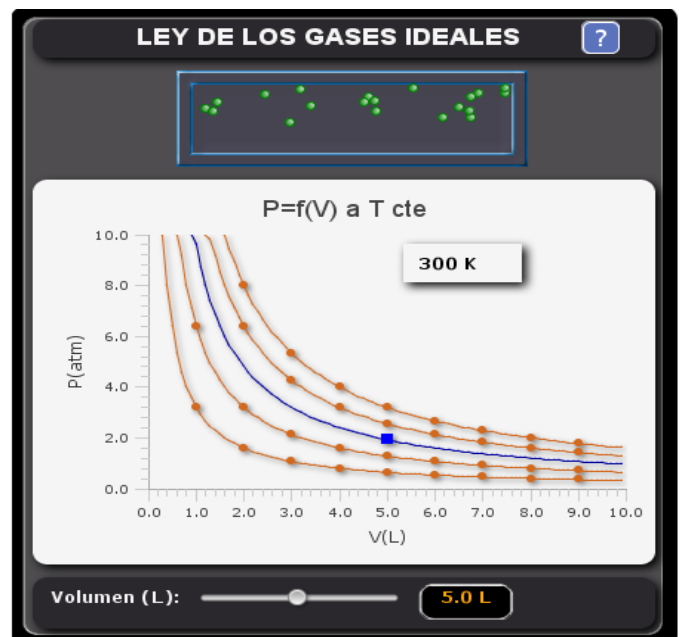
Recuerda lo más importante

Las leyes de los gases ideales son:

<p>Ley de Boyle : A temperatura constante : $P \cdot V = k$</p>	
<p>Ley de Gay-Lussac: A volumen constante : $P = k \cdot T$</p>	
<p>Ley de Charles : A presión constante : $V = k \cdot T$</p>	

Ley de los gases ideales:

$$\frac{PV}{T} = k = cte$$



Autoevaluación



1. Para temperatura constante, la presión de un gas es:
 - 1.- Directamente proporcional al volumen del mismo.
 - 2.- Inversamente proporcional al volumen del mismo.
2. A volumen constante, la presión de un gas es:
 - 1.-Directamente proporcional a la temperatura en grados centígrados
 - 2.-Inversamente proporcional a la temperatura en grados absolutos.
 - 3.-Directamente proporcional a la temperatura en grados absolutos.
3. A presión constante, el volumen de un gas es:
 - 1.-Directamente proporcional a la temperatura absoluta.
 - 2.-Directamente proporcional a la temperatura centígrada.
 - 3.-Inversamente proporcional a la temperatura absoluta.
4. En un recipiente de 4,5 litros de volumen, tenemos hidrógeno a 2,9 atm de presión. Si mantenemos la temperatura constante y variamos el volumen del recipiente hasta 1,9 litros ¿Cuál será la nueva presión?
5. Experimentando con gas helio a temperatura constante, obtenemos los siguientes pares de valores V(volumen) y P(presión) : Si $V=3,2$ L $P=2,0$ atm ; Si $V=6,4$ L $P= 1,0$ atm ; Si $V=8,0$ L $P=0,8$ atm. ¿Se cumple la ley de Boyle? ¿Cuál será la presión si el volumen lo hacemos 4,5 L?
 - 1.- Sí la cumple. $P = 1,4$ atm.
 - 2.- No la cumple. No se puede calcular .
 - 3.- Sí la cumple. $P = 5,9$ atm
6. En un recipiente cerrado (volumen constante) tenemos aire a 0°C y 0,9 atm de presión. ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ si la presión resulta ser de 2,9 atm?

7. Experimentamos con aire en un recipiente cerrado que, vamos calentando progresivamente y midiendo la presión en cada caso. En estas experiencias obtenemos los valores : A $t=-50^{\circ}\text{C}$ $P=0.40\text{ atm}$; A $t=20^{\circ}\text{C}$ $P=0,52\text{ atm}$; A $t=250^{\circ}\text{C}$ $P=0,94\text{ atm}$. ¿Se cumple la ley de Gay-Lussac? ¿Cuál será la presión a $t=600^{\circ}\text{C}$?
8. En un recipiente con émbolo, calentamos gas oxígeno, de manera que la presión se mantiene constante e igual a la del exterior. Si medimos los valores de volumen para cada temperatura obtenemos los pares de valores: Si $T=273\text{ K}$ $V=1,20\text{ L}$; Si $T=373\text{ K}$ $V=1,64\text{ L}$; Si $T=573\text{ K}$ $V=2,52\text{ L}$. ¿Se cumple la ley de Charles? ¿Cuál será el volumen para una temperatura de 623 K ?
9. Con una determinada cantidad de nitrógeno en un recipiente de $4,5\text{ L}$ de capacidad, a 600°C y con una presión de $2,9\text{ atm}$, pasamos a un volumen de $4,6\text{ L}$ y a una temperatura de 750°C ¿Cuál será su nueva presión?
10. Un volumen de helio de $4,5\text{ L}$ a $2,9\text{ atm}$ de presión y a 750°C de temperatura, se pasa a $4,6\text{ L}$ de manera que su presión resulta ser de $4,2\text{ atm}$ ¿Cuál será la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ en éstas nuevas condiciones?.

Soluciones de los ejercicios para practicar

SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Masa	Masa	Masa
Peso	Peso	Peso
Volumen	Volumen	Compresibilidad
Densidad	Densidad	
Forma		

-
- $P = 26.923 \text{ Pa}$. Con los esguís $P = 2.333 \text{ Pa}$
- $P = 0,75 \text{ atm} = 75.994 \text{ Pa}$
- $P_{\text{atmosférica}} = 750 \text{ mb} = 750 \text{ hPa} = 0,74 \text{ atm} = 74.980 \text{ pa}$
- $P = 76.420 \text{ Pa} = 0,75 \text{ atm}$
- En el primer caso la presión será $6,7 \text{ atm}$. En el segundo caso será $1,7 \text{ atm}$.
- Sí se cumple la ley de Boyle pues para todos los casos $P.V = 5,4 = \text{constante}$
- No. Nunca podemos considerar temperaturas por debajo de -273°C . La temperatura de -268°C sí es posible y equivale a 5 K .
- En las experiencias con distintos gases y distintos volúmenes, en las gráficas $P = f(t)$ las rectas siempre cortan al eje en el que ponemos la temperatura en -273°C .
- Como se cumple la ley de Gay-Lussac $P = k T$, a 0°C la presión será $P = 1,24 \text{ atm}$ y a 200°C la presión será $P = 2,16 \text{ atm}$.
- Después de pasar las temperaturas en $^{\circ}\text{C}$ a Kelvin y representar gráficamente $P(\text{atm})$ frente a $T(\text{K})$ vemos que sí se cumple la ley de Gay-Lussac ya que se obtiene una recta que pasa por el origen (relación lineal).
- Como se cumple la ley de Charles, a 473 K el volumen será de $6,46 \text{ L}$
- Representando los valores de $V(\text{L})$ frente a la temperatura en grados Kelvin, obtenemos una recta que pasa por el origen con lo cual sí se cumple la ley de Charles. De la gráfica podemos obtener que para 623 K el volumen será $8,5 \text{ L}$.
- En estas nuevas condiciones, la presión será de 0.85 atm .
- En estas nuevas condiciones, el volumen será de $19,5 \text{ L}$.
- En estas nuevas condiciones, la temperatura será de 55°C .
- $V = 4.6$; 18. $n = 1,61 \text{ moles}$; 19. $n=1 \text{ moles}$, $n= 0,5\text{moles}$; 20. $V= 53,4 \text{ L}$

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Correcta la 2.
2. Correcta la 3.
3. Correcta la 1.
4. $P=6.9$ atm.
5. Sí se cumple la ley de Boyle. Correcta la 1.
6. $t = 607^{\circ}\text{C}$.
7. $P = 1.6$ atm.
8. Sí se cumple la ley de Charles. A 623 K el $V = 2.7$ L.
9. En las nuevas condiciones $P = 3,3$ atm.
10. En las nuevas condiciones la $t = 1242^{\circ}\text{C}$.

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Que la materia se presenta en tres estados fundamentales.
- Que la teoría que mejor describe el comportamiento de la materia es la Teoría cinético-molecular.
- Que los tres estados de la materia y sus transformaciones se pueden explicar con la teoría cinético-molecular

Antes de empezar

1. La materia
 - Estados de agregación
 - Propiedades de la materia
2. Teoría cinético-molecular
 - Introducción
 - El estado sólido
 - El estado líquido
 - El estado gaseoso
 - La difusión
3. El estado sólido
 - Estudio del estado sólido
4. El estado líquido
 - Estudio del estado líquido
5. El estado gaseoso
 - Gas a temperatura constante
 - Gas a presión constante
 - Gas a volumen constante
6. La teoría cinético-molecular explica los cambios de estado
 - Introducción
 - Fusión
 - Evaporación
 - Ebullición
 - Sublimación
 - Visión global

Resumen

Ejercicios para practicar

Autoevaluación: comprueba lo que sabes

Actividades para enviar al tutor

Para saber más

Soluciones:

- Actividades
- Ejercicios para practicar
- Autoevaluación

www.yoquieroaprobar.es

Estados de la materia

Antes de empezar



Recuerda

La presión

La presión es una magnitud que nos indica la fuerza que por unidad de área se ejerce sobre una superficie. Su unidad en el Sistema Internacional es el Pascal (Pa) que sería la presión ejercida cuando sobre una superficie actúa una fuerza de 1 Newton (1N) perpendicular a la misma por metro cuadrado (m^2).

Otra unidad de presión muy usada es la atmósfera (atm) que equivale a 101300 Pa. También se usan otras unidades como el milímetro de mercurio. 760 mmHg equivalen a 1 atm.

La temperatura

La temperatura se mide con termómetros, los cuales pueden ser calibrados de acuerdo a una multitud de escalas que dan lugar a unidades de medición de la temperatura.

En el Sistema Internacional de Unidades, la unidad de temperatura es el grado kelvin (K), y la escala correspondiente es la escala Kelvin o escala absoluta, que asocia el valor "cero kelvin" (0 K) al "cero absoluto", y se gradúa con un tamaño de grado igual al del grado Celsius, también llamado grado centígrado.

El volumen

El volumen es una magnitud definida como el espacio ocupado por un cuerpo. Es una función derivada ya que se halla multiplicando las tres dimensiones, ancho, profundo y alto.

En física, el volumen es una magnitud física extensiva asociada a la propiedad de los cuerpos físicos de ser extensos.

Su unidad en el Sistema Internacional es el m^3 , pero en los laboratorios de química se usa mucho el litro (l).

Investiga

Un cambio de estado

Consigue un termómetro (en las tiendas de "todo a 1 euro" los hay muy baratos) e introdúcelo en una vasija con una mezcla de hielo y agua.

¿Qué temperatura marca el termómetro mientras hay hielo en el agua?

Cuando se funde todo el hielo, ve observando la temperatura que marca el termómetro cada tres minutos, anótalo en tu cuaderno y representa la temperatura en función del tiempo.



1. La materia

Estados de agregación

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera que sea su forma, tamaño o estado.

La materia se nos presenta en tres estados fundamentales de agregación:

- Sólido: azúcar, sal, hielo...
- Líquido: alcohol, agua, aceite...
- Gas: oxígeno, nitrógeno...



Imagen 1. Los tres estados de la materia.

Propiedades de la materia

La materia, en cualesquiera de sus estados, tiene una serie de propiedades características como son la densidad, la dureza, el punto de fusión, la temperatura, el volumen específico (volumen ocupado por la unidad de masa), el punto de ebullición... que no dependen de la cantidad de materia considerada.

Por otra parte, hay otras propiedades como el volumen o la masa que sí dependen de la cantidad que se tome.



Lord Kelvin

Era el año 1848 cuando un científico de Irlanda del Norte llamado William Thomson (1824-1907) propuso que para medir la temperatura de los cuerpos se utilizase una nueva escala que comenzara a contar justamente en el llamado cero absoluto. Por entonces ya se había calculado que la temperatura tiene un límite natural, por debajo del cual es imposible descender. Ese límite estaba establecido en $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$, o sea, a $273\text{ }^{\circ}\text{C}$ bajo cero. William Thomson era profesor de física en la Universidad de Glasgow desde los veintidós años, a los treinta y cuatro había sido nombrado sir y en 1892 decidieron nombrarle lord. Puesto que desempeñó un papel importante en el tendido del primer cable transatlántico, se pensó en adoptar para él el título de lord del Cable, pero finalmente el propio interesado propuso que se lo concedieran como lord Kelvin, en recuerdo del pequeño río sobre cuya ribera está asentada la Universidad de Glasgow. Y así no sólo ha pasado ese nombre a la historia de la física para identificar a William Thomson, sino también para denominar la unidad de la escala absoluta de temperaturas.

Para pasar de la escala centígrada (o Celsius) a la escala absoluta de Kelvin, basta sumar la cantidad de 273. Así, cuando tenemos una temperatura de $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, su equivalente en la escala kelvin será $25 + 273 = 298\text{ K}$.

A1. La densidad se mide de diferente forma según la materia se presente como un sólido, un líquido o un gas. Investiga los métodos que se pueden seguir para calcular la densidad de las sustancias y, en concreto, mira los densímetros que aparecen en la fotografía y explica su funcionamiento.

Estados de la materia

A las primeras propiedades se las llama intensivas y a las segundas extensivas.



Imagen 2. Las propiedades varían de una sustancia a otra

La densidad y la temperatura son propiedades intensivas de la materia. Una escala termométrica muy usada es la escala Kelvin. En ella, se toma como origen el cero absoluto y cada grado equivale a un grado centígrado. Lord Kelvin da nombre a esta escala termométrica

2. Teoría cinético-molecular

Introducción

El comportamiento de la materia se explica actualmente con la teoría cinética basada en los siguientes supuestos:

La materia está compuesta por partículas muy pequeñas en continuo movimiento, entre ellas hay espacio vacío. Las partículas pueden ser átomos, moléculas, iones...

La energía cinética de las partículas aumenta al aumentar la temperatura.

Las partículas se mueven en todas las direcciones. En el caso de un gas chocan continuamente entre ellas y con las paredes del recipiente que lo contiene. La cantidad de choques que por unidad de tiempo se producen sobre las paredes del recipiente está relacionado con la presión (a mayor número de choques, más presión se ejerce sobre las paredes del recipiente).

Recuerda. La densidad es la masa dividida por el volumen que ocupa esa masa. Una forma habitual de medir la densidad en los líquidos es hacerlo con los llamados densímetros (como los indicados en la imagen 2)



Las propiedades de la materia pueden ser **intensivas** o **extensivas**

Es importante que tengas en cuenta que la velocidad media de las partículas está relacionada con la temperatura pero no todas las partículas tienen la misma velocidad.

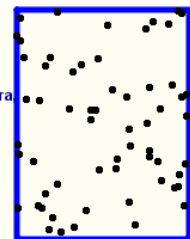


Imagen 6. La temperatura está relacionada con la energía cinética.

Recuerda: La energía cinética es la mitad de la masa por la velocidad al cuadrado

La teoría cinética explica el comportamiento de la materia.

El estado sólido

En el estado sólido las partículas se encuentran unidas por grandes fuerzas que las mantienen unidas a distancias relativamente pequeñas. El movimiento de las partículas se limita a ser de vibración, sin que se puedan desplazar. Conforme aumenta la temperatura, la amplitud de la vibración de las partículas se hace mayor por lo que el sólido se dilata.

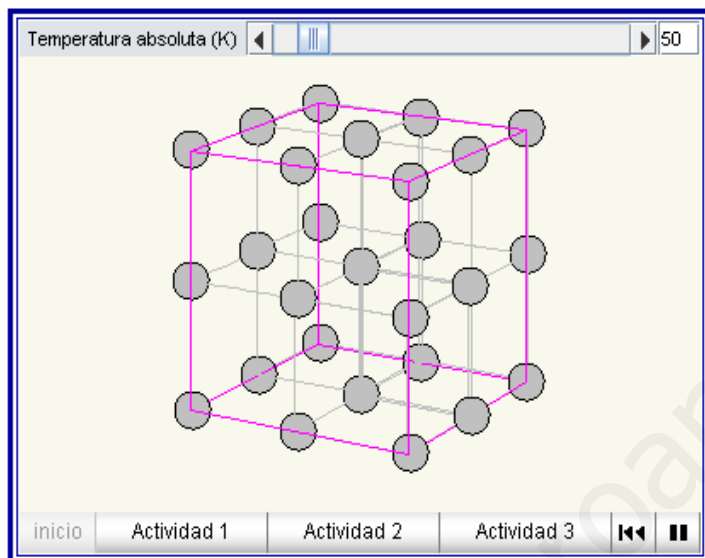


Imagen 3. En el estado sólido las partículas están privadas de libertad de movimiento de traslación.

El estado líquido

En este estado las fuerzas entre las partículas son más débiles que en el sólido lo que implica que éstas tengan libertad de movimiento, así las partículas están dotadas de movimientos de vibración, rotación y traslación. No obstante, las partículas aún se mantienen cercanas unas a otras. Por eso los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene pero ocupan un volumen fijo. Otra propiedad de los líquidos, que comparten con los gases, es que pueden fluir.

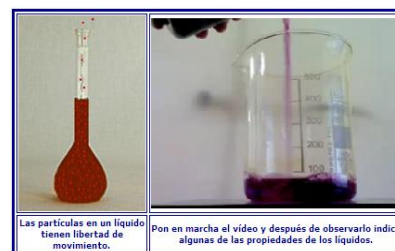


Imagen 7. Los líquidos adoptan la forma del recipiente

Los líquidos son muy **poco compresibles.**

El estado gaseoso

En el estado gaseoso las fuerzas entre las partículas son prácticamente nulas y éstas se pueden mover libremente y la distancia entre ellas es mucho mayor que en los estados

- A2. Al variar la temperatura del sólido. ¿Qué ocurre?
- A3. ¿Cómo están las partículas en el cero absoluto?
- A4. ¿Qué ocurre con la separación de las partículas a medida que aumentamos la temperatura?

- A5. Explica con la teoría cinética la diferencia entre las propiedades de un sólido y un gas.

Estados de la materia

sólido y líquido.

Por ello, las partículas de los gases ocupan todo el volumen disponible del recipiente.

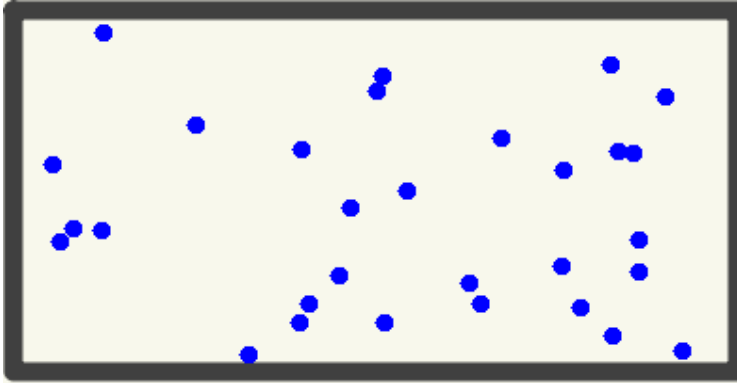


Imagen 4. Las partículas en los gases están muy separadas por eso, los gases son fácilmente compresibles y toman la forma del recipiente que los contiene.

La difusión

Uno de los fenómenos físicos que con mayor claridad da su apoyo a la llamada teoría cinético-molecular es la difusión. Cuando ponemos en contacto dos fluidos o un sólido soluble en un líquido, éstos acaban mezclados al cabo de cierto tiempo de forma espontánea.

La experiencia nos demuestra que cuando abrimos un frasco de perfume o de cualquier otro líquido volátil, podemos olerlo rápidamente en un recinto cerrado. Decimos que las partículas del líquido, después de evaporarse, se difunden por el aire, distribuyéndose en todo el espacio circundante. Lo mismo ocurre si colocamos un terrón de azúcar en un vaso de agua, las partículas de azúcar se difunden por todo el agua (a este proceso se le llama disolución). Para que tenga lugar el fenómeno de la difusión, la distribución espacial de partículas no debe ser homogénea, debe existir una diferencia de concentración de las partículas entre dos zonas.

En el caso de los gases la difusión se observa siempre. No obstante, en el caso de los líquidos (donde hay fuerzas llamadas de cohesión que mantienen unidas las partículas) y de los líquidos con los sólidos este fenómeno sólo se observa cuando las fuerzas de cohesión son menores que las establecidas entre las partículas de diferentes sustancias. El aceite y el agua no se difunden entre sí porque las fuerzas de cohesión entre las partículas de aceite son superiores a las que se pueden establecer entre las partículas de aceite y de agua.

Resulta muy difícil explicar la difusión si se piensa que la

Los **gases** se pueden **comprimir** y **expandir** muy fácilmente.

A6. Imagina que rompes el frasco de la figura de abajo e intenta explicar el fenómeno de la difusión considerando que las partículas están en reposo.

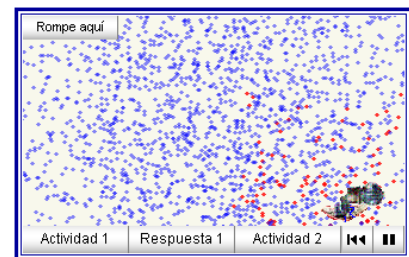


Imagen 8. El fenómeno de la difusión es una poderosa verificación de la teoría cinético-molecular.

A7. La velocidad de difusión, ¿aumentará o disminuirá al aumentar la temperatura?

La difusión es un fenómeno que da apoyo a la teoría cinético-molecular.

materia es continua (en lugar de constituida por partículas) o formada por partículas en reposo.



Imagen 5. Cuando mezclamos dos disoluciones solubles, al cabo de cierto tiempo se igualan las concentraciones.

3.El estado sólido

Todas las sustancias sólidas se caracterizan por tener forma y volumen constantes y por ser (casi) indeformables.

Estas propiedades se explican teniendo en cuenta que las partículas que los constituyen ocupan lugares fijos en el espacio ordenándose en redes cristalinas.

La ordenación en redes cristalinas de las partículas se puede reflejar a nivel macroscópico con la simetría observada en los cristales de sólido.

Aunque las partículas ocupan lugares fijos en el espacio, se encuentran vibrando. Conforme aumenta la temperatura, aumenta la amplitud de oscilación de las partículas (aumenta su energía total) aumentando la distancia que las separa y así el sólido aumenta su volumen. A este fenómeno lo llamamos dilatación.

A8. ¿Cómo están los iones del cloruro de sodio en el cero absoluto?

A9. ¿Qué pasa al ir aumentando la temperatura en un sólido?

Estados de la materia

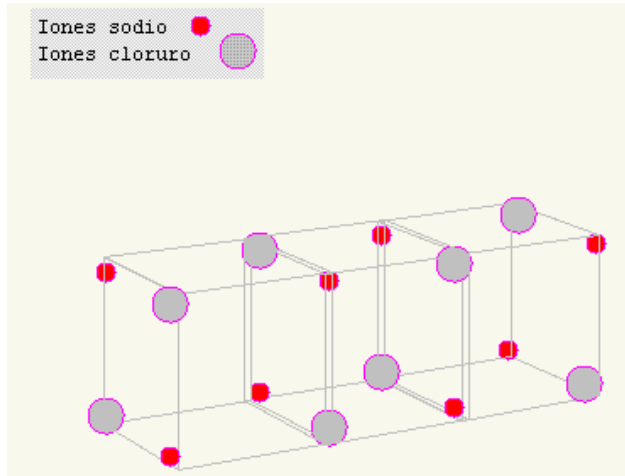


Imagen 9. En los sólidos, las partículas se ordenan en redes cristalinas.

4.El estado líquido

En el estado líquido las partículas se pueden trasladar libremente debido a su energía cinética, pero esta energía cinética no es suficiente para vencer totalmente las fuerzas de atracción entre ellas, manteniéndose relativamente juntas. Dicho de otro modo, las partículas en este estado poseen energía cinética (debido al movimiento) y energía potencial (debido a la posición en cada instante y a las interacciones entre ellas).

Por eso los líquidos pueden adquirir la forma del recipiente que los contiene y son prácticamente incompresibles.

Conforme aumenta la temperatura, aumenta la energía cinética de las partículas (y por tanto su velocidad) aumentando la distancia que las separa. A este fenómeno lo llamamos dilatación.



Imagen 10. En el estado líquido las fuerzas de cohesión entre las partículas son moderadamente grandes.

Una sustancia en estado líquido **no tiene forma definida**, por eso adquiere la del recipiente que la contiene.

En los líquidos existen **fuerzas** que mantienen las **partículas muy cercanas**, pero que permiten su **libertad de traslación**.

5.El estado gaseoso

Temperatura constante

Si mantenemos la temperatura constante y ejercemos una presión sobre el gas, su volumen disminuye.

El hecho de que al ejercer una presión sobre un gas disminuya su volumen es causado por la elevada compresibilidad de los gases debido a que prácticamente no hay fuerzas entre sus partículas y a las grandes distancias que existen entre ellas.

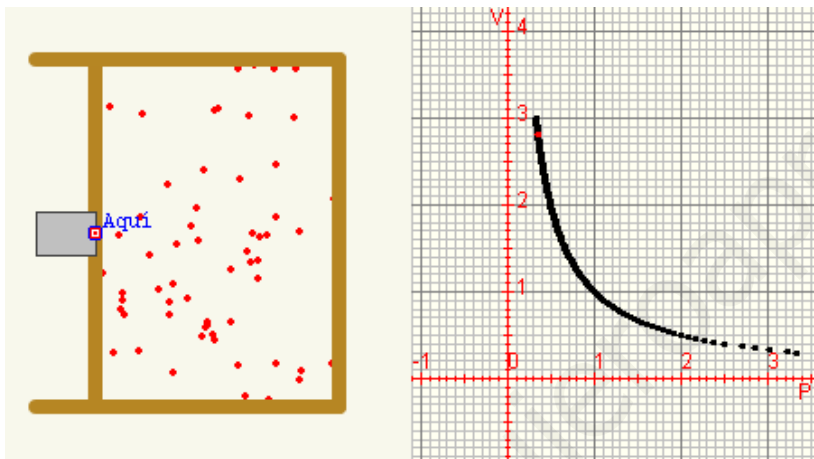


Imagen 11. Cuando se representa el volumen de un gas en función de la presión, manteniendo constante la cantidad de gas y la temperatura, se obtiene una gráfica como la de la figura.

Presión constante

Si mantenemos la presión constante y aumentamos la temperatura, el volumen del gas aumenta.

Ello se debe a que las partículas adquieren más energía cinética y, por tanto, chocan más veces por unidad de tiempo sobre las paredes del recipiente, lo que implica que aumente la presión en el interior del recipiente. Al haber menos presión fuera que dentro del recipiente, éste aumentará su volumen. Este proceso continúa hasta que la presión exterior e interior se igualan.

Con la presión constante, al aumentar la temperatura del gas, aumenta su volumen.



Con la temperatura constante, al aumentar la presión del gas, disminuye su volumen.

A10. Si ejerces una presión en el punto indicado en la figura ¿qué le ocurre al volumen del gas?

A11. Fíjate en la gráfica que se obtiene cuando se representa el volumen en función de la presión. ¿Qué tipo de relación existe entre ambas magnitudes?

A12. Si calientas el gas de la figura (a presión constante), ¿qué observarás?

A13. Observa la gráfica del volumen en función de la temperatura que aparece a la derecha de la escena ¿Qué tipo de relación hay entre ambas magnitudes?

A14. ¿Para qué temperatura el volumen se haría cero? ¿Te sugiere algo esta conclusión?

Estados de la materia

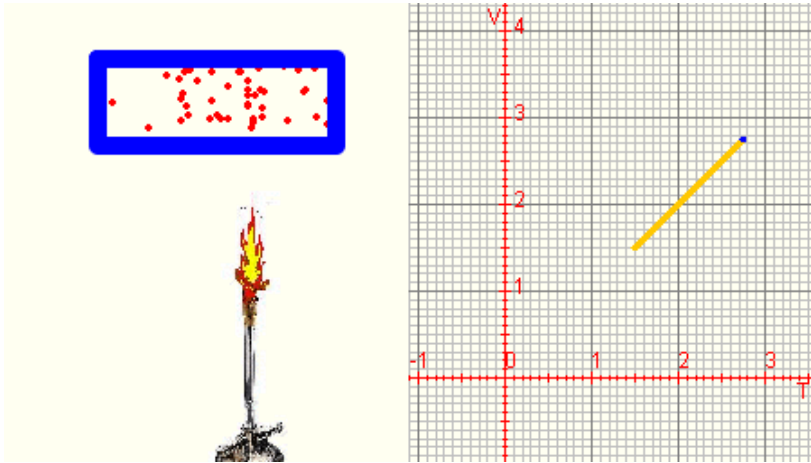


Imagen 12 Al aumentar la temperatura del gas, aumenta su volumen linealmente.

Volumen constante

Si mantenemos el volumen constante (recipiente indeformable) y aumentamos la temperatura, la presión aumenta. Ello se debe a que aumenta la energía cinética de las partículas y, por tanto, el número de choques por unidad de tiempo sobre las paredes del recipiente.



$$v_m = 2088,76 \text{ m/s}$$

$$v = 4360,55 \text{ m/s}$$

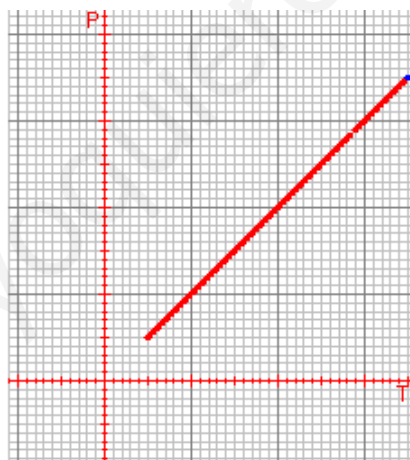


Imagen 13. Al mantener el volumen de un gas constante, si aumentamos la temperatura, aumenta la presión sobre las paredes del recipiente.

Con el volumen constante, al aumentar la temperatura aumenta la presión.

Fíjate: Al aumentar la temperatura del gas, aumenta la velocidad de las partículas que lo constituyen, no obstante no todas las partículas tienen la misma velocidad. En el texto que aparece en la escena tienes la velocidad promedio de todas las partículas, que está relacionada con la temperatura, y la velocidad de una partícula (indicada en verde).

A15. Imagina que varía la temperatura del gas (a volumen constante), ¿cómo se modifica la presión en la gráfica. ¿Qué tipo de dependencia tiene la presión con la temperatura?

A16. ¿Por qué en verano pueden llegar a explotar los neumáticos en las autopistas?

6. La teoría cinético-molecular explica los cambios de estado

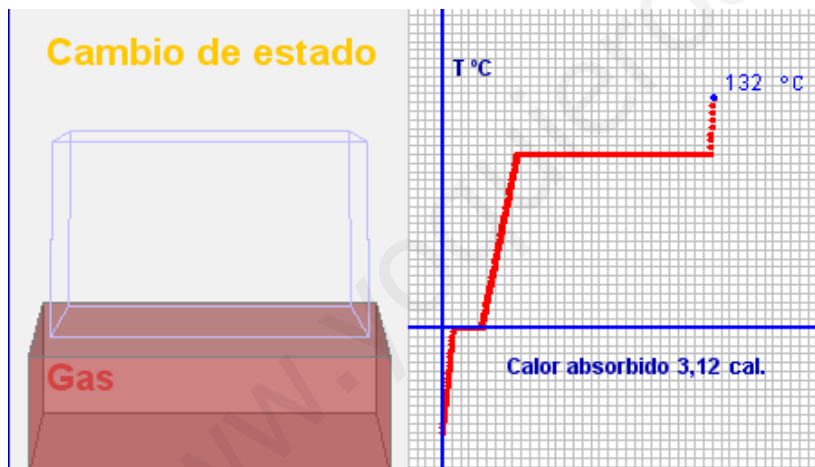
Introducción

El hielo es agua sólida. Si aumentamos la temperatura del hielo, las moléculas de agua vibrarán cada vez más deprisa.

El calor absorbido por el hielo hace que la energía de vibración aumente y, por tanto, aumenta su temperatura, pero (si la presión es de 1 atm) al llegar a 0°C la temperatura se mantiene constante mientras queda sólido por fundir: el calor absorbido hace que se debiliten mucho las fuerzas entre las moléculas de agua.

Por último, si seguimos calentando el agua líquida desde 0°C hasta 100°C , mientras el agua hierve, la temperatura se mantiene constante en 100°C . Después, cuando no queda líquido en el recipiente, volverá a aumentar la temperatura del vapor de agua.

El estado de agregación de la materia se puede modificar al cambiar la energía cinética de sus partículas.



A17. Observa la gráfica del cambio de estado. ¿A qué conclusión llegas?

Al calentar cierta cantidad de agua, si representamos la temperatura en función del calor absorbido, se obtiene la gráfica anterior.

La fusión

Llamamos fusión al proceso físico mediante el cual un sólido pasa al estado líquido.

Al calentar un sólido, las partículas que lo constituyen aumentan su energía cinética de vibración, con lo que sus partículas se separan más y más (dilatación). Llega un momento en que esta separación debilita las fuerzas que las mantienen unidas y desaparece la estructura cristalina con lo que se pasa al estado líquido debido a que ahora estas

A18. Revisa en tu cuaderno la actividad de fusión del hielo que realizaste.

A19. Construye la gráfica de la temperatura en función del tiempo con los datos anteriores.

Estados de la materia

partículas tienen libertad de traslación. A esta temperatura la llamamos temperatura de fusión.

Al calor necesario para que un gramo de sólido pase al estado líquido se llama calor latente de fusión (L_f) y se mide en J/kg en el Sistema Internacional de Unidades.

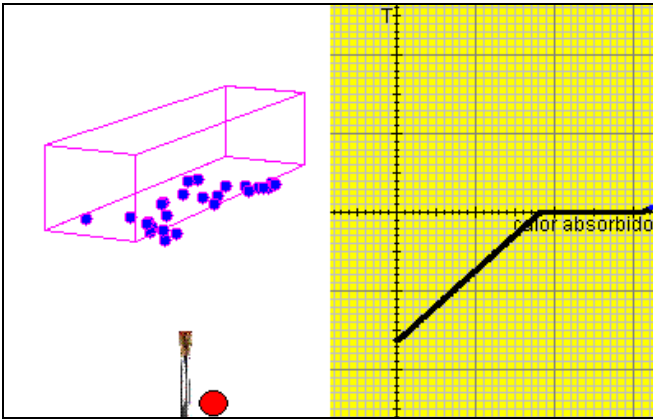


Imagen 14. Gráfica correspondiente a la fusión

Evaporación

Cuando las partículas pasan del estado líquido al gaseoso por haber adquirido suficiente energía cinética para escapar, decimos que se ha producido un cambio de estado líquido-gas.

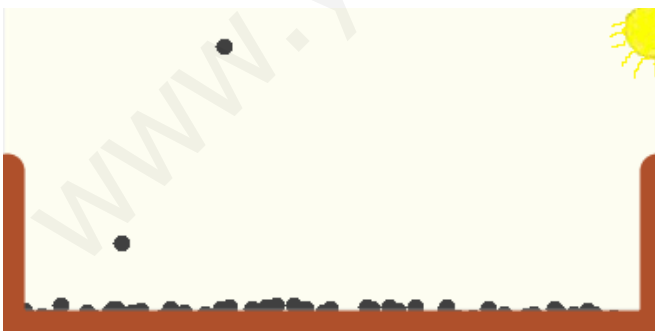


Imagen 15. La evaporación se produce a cualquier temperatura.

Este cambio de estado se puede producir en la superficie del líquido, en cuyo caso lo denominamos evaporación; o bien en el interior del líquido, en cuyo caso lo llamamos ebullición.

La evaporación es un fenómeno superficial, es decir las

A20. ¿De qué modos crees que puede adquirir suficiente energía cinética una molécula para escapar de la superficie del líquido?

Para que se produzca la evaporación **no es necesario que se alcance la temperatura de ebullición.**

Estados de la materia

partículas de la superficie del líquido pueden adquirir suficiente energía cinética y escapar. Cuando nos ponemos alcohol en la mano notamos frío debido a que las moléculas de alcohol toman de nuestra piel la energía suficiente para pasar al estado gaseoso.

La velocidad de evaporación depende de la temperatura: a mayor temperatura, mayor velocidad de evaporación.

La energía necesaria para que un gramo de líquido pase al estado gaseoso se denomina calor latente de vaporización (L_v)

Ebullición

Cuando el paso de líquido a gas se produce en el interior del líquido, se dice que se produce la ebullición.

La temperatura a la cual hierven los líquidos se llama temperatura de ebullición. Esta temperatura de ebullición depende de la presión a que esté sometido el líquido (normalmente será la atmosférica). A mayor presión atmosférica, mayor temperatura de ebullición.

Una única temperatura de ebullición (al igual que la temperatura de fusión) es una característica propia de las sustancias puras. La temperatura de ebullición y de fusión únicas sirven para distinguir una sustancia pura de una mezcla.

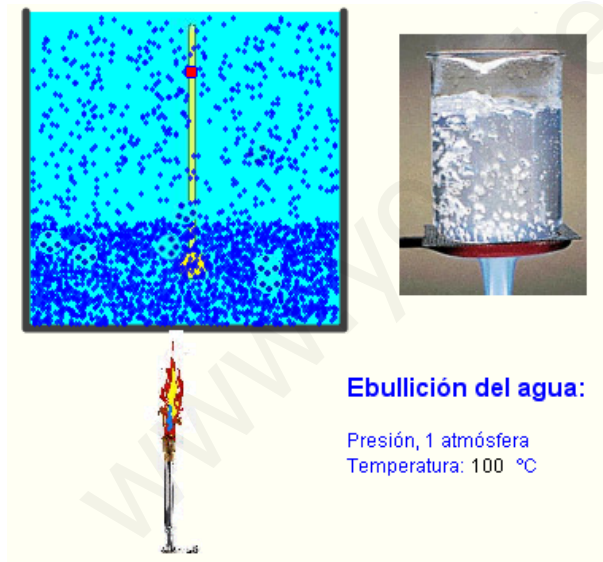


Imagen 16. El agua hierve a 100 °C cuando se encuentra a una presión de 1 atm.

La sublimación

No siempre es necesario que una sustancia sólida pase al estado líquido para después transformarse en un gas. Las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir suficiente energía cinética para vencer las fuerzas que las

A21. Tenemos agua que se ha llevado a ebullición ¿qué ocurrirá cuando la temperatura que se alcance sea de 100 °C? Si la presión atmosférica disminuyese, ¿sería mayor o menor la temperatura de ebullición del agua?

Recuerda: En la ebullición se generan masas de gas en el interior del líquido.

La **temperatura de ebullición** es la temperatura a que hierven los líquidos.

La sublimación es el **paso directo** de sólido a gas

Estados de la materia

mantienen unidas y pasar directamente al estado gaseoso. A este proceso se le llama sublimación.

De la misma forma, cuando los gases se enfrían, pueden pasar directamente al estado sólido, este cambio físico se llama sublimación inversa.

La energía necesaria para que 1 gramo de sólido pase al estado gaseoso se llama energía de sublimación y, lógicamente, coincide con la suma de los calores latentes de fusión y de vaporización.

La sublimación es un cambio de estado que se da muy frecuentemente; por ejemplo, en las cumbres de los montes con nieves perpetuas, en los armarios donde se introduce naftalina contra la polilla...

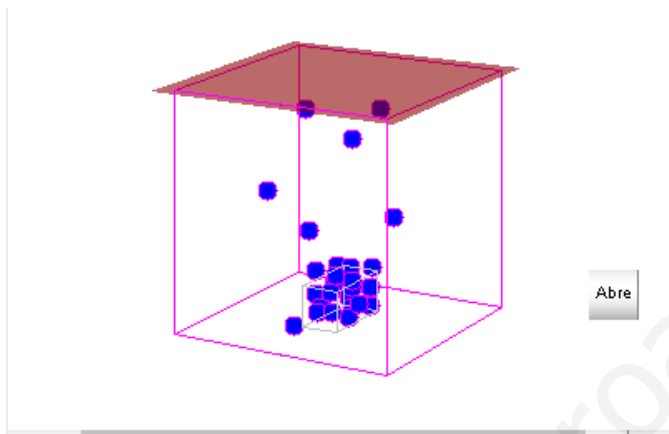


Imagen 17. En un recipiente cerrado, al cabo de cierto tiempo se alcanza un equilibrio entre el sólido y el gas.

Visión global

La teoría cinético-molecular explica los cambios de estado del siguiente modo:

Al calentar un sólido, sus partículas aumentan su energía cinética, por lo que la vibración se hace cada vez más intensa hasta que, alcanzada la temperatura de fusión, se hacen tan débiles que las partículas adquieren libertad de movimiento. se dice que se ha llegado al estado líquido.

Al continuar comunicando calor, las partículas siguen aumentando su energía cinética. En el momento que se alcanza la temperatura de ebullición, incluso las partículas del interior del líquido tienen suficiente energía cinética para pasar al estado de vapor.

En el estado gaseoso, las partículas prácticamente son libres (la fuerza entre ellas es insignificante) y están muy separadas. Si seguimos comunicando calor a presión constante, las partículas se separarán más y más debido al incremento de su energía cinética, aumentará el volumen del gas.

A22. Observa la imagen 17. Mientras el recipiente está cerrado se llega a un equilibrio dinámico entre el sólido y el gas. ¿Qué diferencia existe entre un equilibrio estático y otro dinámico? ¿Cómo aplicarías este concepto aquí?

A23. Si esperases que se alcanzara el equilibrio y después abrieras la caja. ¿Qué sucedería con el equilibrio que se había establecido?

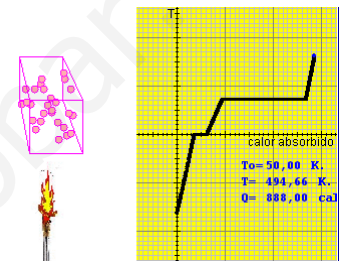


Imagen 18. Gráfica de los cambios de estado.

Es importante remarcar que mientras se producen los cambios de estado la temperatura permanece constante ya que la energía aportada al sistema es invertida en vencer las fuerzas de atracción.

Mientras dura el cambio de estado la temperatura permanece constante.

Resumen

Propiedades del estado sólido

- * Tienen forma y volumen constante.
- * Sus partículas se ordenan en redes cristalinas y están dotadas de movimiento de vibración.

Propiedades del estado líquido

- * Tienen volumen constante pero adoptan la forma del recipiente que los contiene
- * Sus partículas tienen libertad de movimiento pero están muy juntas.

Propiedades del estado gaseoso

- * Tienen volumen variable y adoptan la forma del recipiente que los contiene. Ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.
- * Sus partículas tienen libertad de movimiento y están muy separadas debido a que las fuerzas entre ellas es pequeñísima.

Sólidos	Líquidos	Gases
Tienen volumen fijo	Tienen volumen fijo	No tienen volumen fijo. Adquieren el volumen del recipiente que los contiene
Tienen forma definida	No tienen forma definida	No tienen forma definida
Las partículas están relativamente cercanas unas de otras	Las partículas están relativamente cercanas unas de otras	Partículas muy separadas entre ellas
Partículas ordenadas en redes cristalinas	Partículas que se trasladan pero aún interaccionan con el resto	Tienen total libertad de movimiento debido a la práctica ausencia de fuerzas entre sus partículas
No se comprimen	No se comprimen	Altamente compresibles
No se expanden	No se expanden	Se expanden mucho

Estados de la materia

Los cambios de estado

A medida que aumentamos la temperatura de un cuerpo sólido, sus partículas adquieren mayor energía cinética a determinada temperatura estas partículas adquieren libertad de movimiento pasando el cuerpo al estado líquido. Si seguimos aumentando la temperatura se llega a la ebullición, en este momento las partículas en el seno del líquido pasan al estado gaseoso.

La temperatura a la cual funden los cuerpos se llama **temperatura de fusión**.

La temperatura a la cual hierven los líquidos se llama **temperatura de ebullición**.

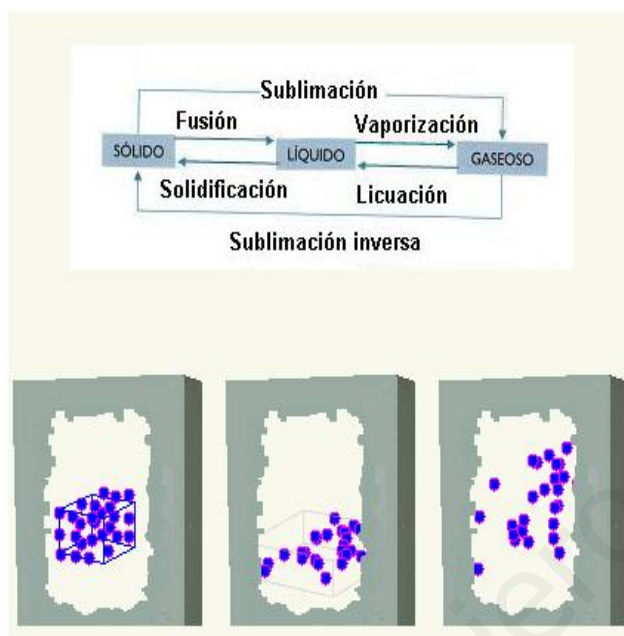


Imagen 19. Cambios de estado



Para practicar

Rellena con las palabras adecuadas

La materia se presenta en tres o formas de agregación: , y .

Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres , tal es el caso del agua. La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO₂ en estado gaseoso.

Los sólidos: Tienen forma y volumen . Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.

Los líquidos: No tienen forma fija pero sí . La variabilidad de forma y el presentar unas propiedades muy específicas son características de los líquidos.

Los gases: No tienen ni fijos. En ellos es muy característica la gran variación de que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión.

Responde:

Los verdaderos sólidos son

- Cristalinos
- Amorfos

La vaporización

- Se produce a los 100 °C
- Ninguna de estas respuestas es verdadera
- Se da en la superficie de los líquidos
- Se da cuando se alcanza la temperatura de ebullición
- Se puede producir a cualquier temperatura

¿Cómo se llama el paso de líquido a sólido?

Los estados líquido y gaseoso se parecen en:

- Que se pueden comprimir
- Que las partículas tienen libertad de traslación
- Que adoptan la forma del recipiente que los contiene

Estados de la materia

- Que las fuerzas entre las partículas son muy débiles

Un trozo de ladrillo desaloja 10 cm^3 de agua y tiene una masa de 23 g. ¿Cuál es su densidad? (Indica el resultado en g/cm^3 con dos cifras decimales usando el punto para separar las unidades de los decimales).

El paso directo de sólido a gas se llama:

- Solidificación
 Fusión
 Condensación
 Sublimación

Responde si es verdadero o falso

- Si mantenemos la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, aumenta su volumen
 Si mantenemos la presión constante y disminuimos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen
 Si mantenemos la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, disminuye su volumen
 Si mantenemos la presión constante y aumentamos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen

Si añadimos más partículas a un recipiente con gas sin variar su presión ni su temperatura

- Su volumen disminuye
 Su volumen aumenta

Si añadimos más partículas a un recipiente con gas sin variar su volumen ni su temperatura

- Su presión disminuye
 Su presión aumenta

Una medalla de oro tiene una masa de 3 g y una densidad de 19.3 g/cm^3 . Calcula: El volumen de la medalla.

Su densidad en el Sistema Internacional de Unidades

Una esfera de cierto material tiene 4 cm de radio y una masa de 5 g. Calcula su densidad.

En el mundo anglosajón son usadas las unidades de pie para la longitud y de libra para la masa. El hierro es un elemento que tiene una densidad de 7.86 g/cm^3 . Expresa esta densidad en lb/pie^3 , sabiendo que 1 libra equivale a 453.59 g y que 1 pie son 30.48 cm^3 .



Comprueba lo que sabes

Coge lápiz, papel y la calculadora, y resuelve estos ejercicios que te proponemos, para que puedas comprobar lo que has aprendido. Cuando el resultado sea numérico, debes introducirlo redondeado a centésimas. Si tu puntuación es inferior a 6, conviene que repases los apartados en que has fallado.

El paso directo de un sólido a gas se llama

El volumen que ocupa un gas a temperatura constante es directamente proporcional a la presión

Indica cuál de estas propiedades de la materia es intensiva

Los sólidos se caracterizan porque

El estado que se caracteriza porque en él sus partículas están muy juntas y tienen libertad de traslación es:

La temperatura en el proceso de ebullición

Cuando aumenta la temperatura de un recipiente cerrado

En la fusión...

Calcula la densidad de un sólido que tiene una masa de 5 g y ocupa un volumen de 8 cm³.
Expresa el resultado en kg/m³.

Cuando en la superficie de un líquido las partículas escapan constituyendo el estado gaseoso, se dice que hay:

Estados de la materia



Actividades para enviar al tutor

Nombre y apellidos del alumno:	Curso: 3º
Quincena nº: 3	Materia: Física y Química
Fecha:	Profesor de la materia:

1.- Calcula:

- La densidad de un cuerpo esférico sólido que tiene 2 cm de radio y una masa de 34 g.
- También esta densidad en el Sistema Internacional de Unidades

2.- Responde la siguientes cuestiones:

- Cuando aumenta la presión, el punto de fusión de un sólido:

- Cuando aumenta la presión, el punto de ebullición de un líquido:

- Un sólido se dilata porque:

3.- El hecho de que podamos oler un perfume está relacionado con el fenómeno de:

4.- La velocidad de vaporización de un líquido depende de la temperatura del líquido, ¿verdadero o falso?

5.- Las fuerzas de atracción en los sólidos son:

6.- Cuando se produce un cambio de estado, la temperatura:

7.- Cuando aumenta la temperatura de un recipiente cerrado, aumenta la:

8.- Si aumentamos el número de partículas en un recipiente con gas a presión constante, aumenta:

9.- Contesta con la palabra adecuada las siguientes definiciones:

- Paso de sólido a líquido

Estados de la materia

b) Paso de sólido a gas:

c) Paso gas a líquido:

d) Paso de líquido a gas en el seno del líquido:

e) Temperatura a que un sólido pasa a líquido:

f) Energía absorbida para pasar de líquido a gas:

g) Paso de líquido a gas desde su superficie:

h) Magnitud macroscópica relacionada con la velocidad de las partículas en un gas:

Estados de la materia



Para saber más

El vidrio, ¿sólido o líquido?

Generalmente, cuando nos referimos a los líquidos, pensamos en aquellos que son fluidos, como el agua. Pero sabemos bien que los líquidos pueden tener grandes viscosidades, como la miel, que es muy poco fluida, tanto que cuesta trabajo creer que sea líquida.

En el caso del vidrio se trata de una sustancia que tiene una viscosidad tan grande que no lo vemos fluir. Y, sin embargo, se ha comprobado que también fluye, pero de una manera tan lenta que no lo vemos. Se ha comprobado en forma sencilla: midiendo los vidrios de los ventanales de catedrales que tienen 400 o 500 años de antigüedad, y se ha visto que son más gruesos en la parte inferior que en la superior. El vidrio ha fluido muy lentamente, y se ha ido adelgazando. Cuando calentamos el vidrio, su viscosidad va disminuyendo, de manera que tiende a tomar la apariencia de los demás líquidos. Cuando se forma la pasta, el vidrio se parece a una miel muy espesa.

Lo mismo pasa con el lacre y otros cuerpos. Éste es un ejemplo interesante e instructivo de cómo las apariencias pueden engañarnos. Por eso, cuando hablemos del vidrio y nos refiramos a él como un sólido, deberemos añadir que se trata de un sólido amorfo.

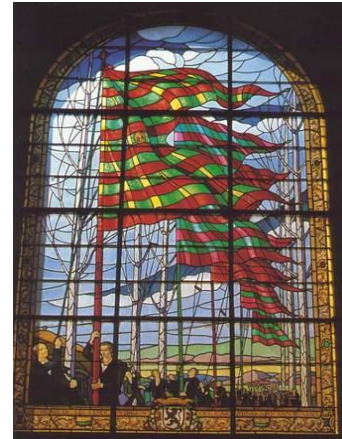
El movimiento browniano

Un fenómeno que apoya la teoría cinético-molecular es el llamado movimiento browniano que es el movimiento aleatorio que se observa en algunas partículas microscópicas que se hallan en un medio fluido (por ejemplo polen en una gota de agua). Recibe su nombre en honor a Robert Brown quien lo describió en 1827. En 1785, el mismo fenómeno había sido observado por Jan Ingenhousz sobre partículas de carbón en alcohol.

El movimiento aleatorio de estas partículas se debe a que son bombardeadas constantemente por las moléculas del fluido sometidas a la agitación térmica. Este bombardeo a escala atómica no es siempre completamente uniforme y sufre variaciones estadísticas importantes. Así la presión ejercida sobre los lados de la partícula puede variar ligeramente con el tiempo provocando el movimiento observado.

Temperatura de fusión y presión

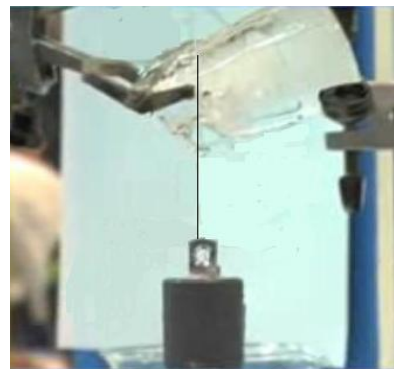
Durante la fusión la temperatura permanece constante. Ésta es una de las leyes más importantes del cambio de estado. Al igual que en la ebullición, el punto de fusión cambia con la presión. En casi todos los casos, al aumentar la presión aumenta la temperatura de fusión; el agua, sin



Una vidriera de la catedral de León

embargo, es una excepción; cuando la presión aumenta, disminuye el punto de fusión del hielo. De modo que el hielo fundirá a mayor temperatura cuando se halle a presiones bajas, por ejemplo, en la cumbre de una montaña donde hay baja presión.

Este curioso comportamiento del hielo permite explicar el fenómeno conocido con el nombre de rehielo: si tomamos dos trozos de hielo y los comprimimos el uno contra el otro, se unen formando un solo bloque. Esto se explica por el descenso de la temperatura de fusión al aumentar la presión. Al comprimir, disminuye el punto de fusión en las partes de contacto; como consecuencia de ello se produce una fusión parcial. Al suprimir la presión el agua de fusión se solidifica por estar a menos de 0°C . Otra experiencia interesante que puede explicarse por el fenómeno del rehielo que podemos ver en la figura: si un alambre ejerce presión sobre una barra de hielo que está debajo, el hielo, que está a varios grados bajo cero, puede fundir. Mientras el agua es líquida, el alambre desciende y la desaloja, haciéndola pasar hacia arriba. Pero, una vez pasado el alambre, el agua vuelve a estar a presión atmosférica, de modo que vuelve al estado sólido, y las dos porciones de hielo quedan así nuevamente soldadas. Así, pues, el alambre es capaz de atravesar la barra sin separarla en dos trozos.



Después del paso del cable, el hielo vuelve a unirse.

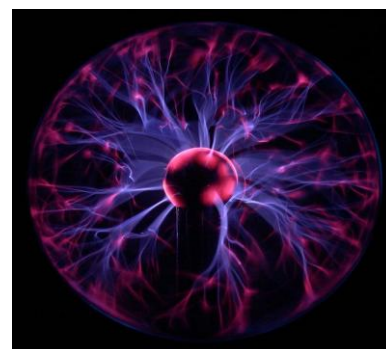
El estado de plasma

En física y química, se denomina plasma a un gas constituido por partículas cargadas (iones) libres y cuya dinámica presenta efectos colectivos dominados por las interacciones eléctricas y magnéticas de largo alcance entre las mismas. Con frecuencia se habla del plasma como un estado de agregación de la materia con características propias, diferenciándolo de este modo del estado gaseoso, en el que no existen efectos colectivos importantes. Los plasmas forman el estado de agregación, más abundante de la naturaleza. De hecho, la mayor parte de la materia en el Universo visible se encuentra en estado de plasma. Algunos lugares donde hay plasma son:

En los televisores o monitores con pantalla de plasma.

En el interior de los tubos fluorescentes (iluminación de bajo consumo).

- En Soldaduras de arco eléctrico.
- Materia expulsada para la propulsión de cohetes.
- La región que rodea al escudo térmico de una nave espacial durante su entrada en la atmósfera.
- El interior de los reactores de fusión.
- Las descargas eléctricas de uso industrial.
- Las bolas de plasma.



El estado de plasma se puede observar en estas bolas vendidas en los bazares.



Soluciones a las actividades propuestas

- A1. Solución: Para los sólidos, si son regulares, se puede calcular su volumen con la expresión correspondiente y, una vez pesado, por una simple división conocer la densidad. Si el sólido es irregular, se puede determinar su volumen introduciéndolo en un recipiente graduado y con un líquido, el aumento en el nivel del líquido nos dará el volumen del sólido; por último, procedemos como en el caso anterior. En el caso de los líquidos, su densidad se puede medir pesándolos y dividiendo su masa entre el volumen medido con un recipiente graduado o bien sumergir un aparato llamado densímetro que flote en el líquido y que ya está graduado para darnos la densidad (mirad la figura). En el caso de los gases, debido a su bajo peso, el mejor método para determinar su densidad es usar la ley de los gases ideales que has estudiado en la quincena anterior.
- A2. Solución: sus partículas vibran con mayor amplitud y éste se dilata al aumentar la distancia entre sus partículas. Si seguimos aumentando la temperatura, puede ocurrir que la amplitud de la vibración se haga tan grande que se rompan las fuerzas de cohesión con lo que el sólido se convierte en líquido.
- A3. Solución: Si relacionamos la temperatura con la energía cinética de las partículas, la respuesta debe ser que están en reposo (pero el cero absoluto es inaccesible).
- A4. Solución, en los tres estados de agregación de la materia la respuesta es la misma, debido al aumento de la energía cinética de las partículas, éstas se separan. Por tanto habrá dilatación si la presión se mantiene constante.
- A5. Solución: En un sólido, las fuerzas de cohesión son muy importantes y por ello las partículas no tienen libertad de traslación; al contrario que en el caso de los gases donde estas fuerzas son casi inexistentes y las partículas se pueden mover libremente entre las paredes del recipiente que las contiene.
- A6. Solución. Resulta imposible explicar el fenómeno de la difusión si no suponemos que las partículas se encuentran en continuo movimiento.
- A7. Solución: como la difusión está relacionada con el movimiento de las partículas, es lógico pensar que a mayor temperatura (mayor energía cinética), mayor velocidad de difusión.
- A8. Solución: parados, pero el cero absoluto es inaccesible.
- A9. Solución: sus partículas vibran con mayor amplitud y éste se dilata al aumentar la distancia entre sus partículas. Si seguimos aumentando la temperatura, puede ocurrir que la amplitud de la vibración se haga tan grande que se rompan las fuerzas de cohesión con lo que el sólido se convierte en líquido.
- A10. Solución: su volumen disminuye.
- A11. Solución: el volumen es inversamente proporcional a la presión.
- A12. Solución: aumenta el volumen.
- A13. Solución, se ve claramente que la relación es lineal.
- A14. Solución: el volumen se haría cero cuando la temperatura alcanzase el cero absoluto, lo que sugiere que en el cero absoluto no habría movimiento de las partículas.

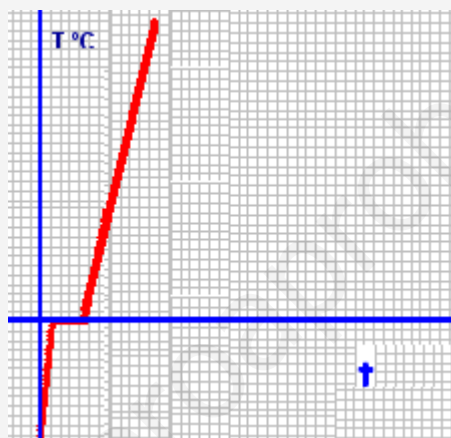
A15. Solución: la presión aumenta linealmente con la temperatura.

A16. Solución: las altas temperaturas del verano unido al calor desprendido debido a la fricción de los neumáticos con la carretera pueden hacer que la presión interna aumente mucho y, si no está en buenas condiciones de conservación, el neumático puede explotar.

A17. Solución: a que en los cambios de estado la temperatura se mantiene constante.

A18. Solución: se revisa.

A19. Solución:



A20. Solución: directamente de una fuente de calor (el Sol, por ejemplo), pero también por algún choque con las otras partículas del líquido debido a su continuo movimiento.

A21. Solución: a partir de los 100 °C se generan masas de vapor en el interior del líquido si se encuentra a 1 atmósfera de presión. Si la presión disminuye, disminuirá también la temperatura de ebullición.

A22. Solución: en el equilibrio dinámico las partículas de sólido y de gas se intercambian continuamente, aunque se mantengan las cantidades de sólido y de gas constantes.

A23. Solución: se rompería el equilibrio y desaparecería completamente el sólido volátil del recipiente.

Estados de la materia



Soluciones de "Para practicar"

Rellena con las palabras adecuadas

La materia se presenta en tres o formas de agregación: , y .

Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres , tal es el caso del agua. La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO₂ en estado gaseoso.

Los sólidos: Tienen forma y volumen . Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.

Los líquidos: No tienen forma fija pero sí . La variabilidad de forma y el presentar unas propiedades muy específicas son características de los líquidos.

Los gases: No tienen ni fijos. En ellos es muy característica la gran variación de que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión.

Responde:

Los verdaderos sólidos son: Cristalinos

La vaporización: Se da en la superficie de los líquidos. Se puede producir a cualquier temperatura.

¿Cómo se llama el paso de líquido a sólido? Solidificación

Los estados líquido y gaseoso se parecen en: Que las partículas tienen libertad de traslación y que adoptan la forma del recipiente que los contiene

Un trozo de ladrillo desaloja 10 cm³ de agua y tiene una masa de 23 g. ¿Cuál es su densidad? (Indica el resultado en g/cm³ con dos cifras decimales usando el punto para separar las unidades de los decimales): 2.3 g/cm³.

El paso directo de sólido a gas se llama: Sublimación

Si mantenemos la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, aumenta su volumen: FALSO

Si mantenemos la presión constante y disminuimos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen: FALSO

Si mantenemos la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, disminuye su volumen: VERDADERO

Si mantenemos la presión constante y aumentamos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen: VERDADERO

Si añadimos más partículas a un recipiente con gas sin variar su presión ni su temperatura: su volumen aumenta

Si añadimos más partículas a un recipiente con gas sin variar su volumen ni su temperatura: Su presión aumenta.

Una medalla de oro tiene una masa de 3 g y una densidad de 19.3 g/cm³. Calcula: El volumen de la medalla. Su densidad en el Sistema Internacional de Unidades.
Solución: 0.155 cm³; 19300 kg/m³.

Una esfera de cierto material tiene 4 cm de radio y una masa de 5 g. Calcula su densidad. Solución: 0.019 g/cm³.

En el mundo anglosajón son usadas las unidades de pie para la longitud y de libra para la masa. El hierro es un elemento que tiene una densidad de 7.86 g/cm³. Expresa esta densidad en lb/pie³, sabiendo que 1 libra equivale a 453.59 g y que 1 pie son 30.48 cm. Solución: 490.69 lb/pie³

Soluciones de la autoevaluación: “Comprueba lo que sabes”

1. Sublimación; 2. Falso; 3. La densidad; 4. La fuerza entre sus partículas es muy grande; 5. Líquido; 6. No varía; 7. Aumenta la presión; 8. La temperatura se mantiene constante; 9. 625 kg/m³; 10. Vaporización.

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Diferenciar sustancias puras y mezclas.
- Separar los diversos componentes de una sustancia.
- Reconocer y utilizar algunos materiales de laboratorio.
- Reconocer la presencia de disoluciones.
- Definir y medir la concentración de los componentes de una disolución.
- Interpretar el concepto de solubilidad, medirla y saber qué factores influyen en ella.

Antes de empezar

1. Clasificación básica de la materia

Sustancias puras
Mezclas

2. Las disoluciones

Diversas clases de disoluciones
Soluteo y disolvente
Concentración
Propiedades de la disolución

3. La solubilidad

El concepto
Medida de la solubilidad
Variabilidad de esta magnitud

4. Mezclas y disoluciones en el laboratorio

Instrumentos
Separación de componentes
Preparando disoluciones

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar

Buscando la sustancia pura



En la charca de la imagen queremos extraer una sustancia pura: **el agua**. ¿Cómo lo conseguiremos?

Filtrando el agua conseguiríamos quitarle las partículas en suspensión. Evaporando el líquido y condensándolo después el vapor le quitaríamos las restantes impurezas. Pero, ¿qué es realmente una sustancia pura?

Recuerda

No olvides repasar, de la quincena anterior, las propiedades de los diferentes estados de la materia.

Puedes ver, como apoyo, los contenidos de esta quincena del Proyecto Ulloa en la URL:
<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa2/3eso/secuencia2/menu.html>

1. Clasificación básica de la materia

Sustancias puras (I)

Llamamos **sustancia pura** a cualquier material que tiene unas propiedades características que la distinguen claramente de otras. Algunas de estas propiedades son difíciles de medir como **color, olor, sabor**; pero otras se pueden determinar con exactitud, por ejemplo la **densidad** o las **temperaturas de fusión y ebullición** en unas condiciones dadas. Como ejemplo, el agua pura obtenida en la actividad que proponíamos inicialmente sería transparente, sin olor ni sabor. Además, su densidad sería 1 g/cm^3 a la temperatura de 15°C , su temperatura de fusión 0°C y la ebullición se produciría a 100°C (todo ello a la presión de una atmósfera).

A veces no es fácil afirmar si una sustancia es pura o no. Realiza el ejercicio adjunto para comprobarlo. A ser posible sin leer las explicaciones situadas al pie, basándote tan solo en tus conocimientos previos. Sólo después de que hayas contestado debes leer este pie para comprobar tus respuestas.

En algunos casos, se puede percibir a simple vista que una sustancia tiene componentes diferentes por el color o forma diferente de cada uno de ellos. Cuando no es tan evidente, debemos guiarnos por las propiedades específicas de cada sustancia pura. En este ejercicio nos basamos principalmente en las temperaturas características de cambio de estado para distinguir si una sustancia es pura o no. No obstante hay otras propiedades específicas de cada sustancia pura que hubieran podido utilizarse en otros casos como el comportamiento ante cuerpos cargados eléctricamente o ante imanes.

Tampoco debemos confundir sustancia pura y sustancia simple. Algunas sustancias puras son simples (se denominan **elementos**), pero otras, que llamamos **compuestos**, se pueden descomponer en elementos.

¿Cómo es posible que un compuesto sea una sustancia pura si se puede descomponer en otros componentes? No olvidemos que la sustancia pura venía definida por ciertas propiedades. Un compuesto puro respeta esta condición. A continuación trataremos de explicar la diferencia entre elementos y compuestos.

¿Son sustancias puras?

El aire en lugares no contaminados

El agua de mar sin arena

El mercurio de algunos termómetros

Una madera de caoba pura

El dióxido de carbono

El acero

El aire está formado por nitrógeno (78%), oxígeno (21%) y otros gases en proporciones mucho menores. Cada uno de ellos conserva diferentes temperaturas de condensación. No es una sustancia pura.

El agua de mar es salada, como podemos constatar si la dejamos secar sobre nuestra piel, pues nos deja una costra de sal. No es por tanto una sustancia pura.

El mercurio de los termómetros de laboratorio, cuando está en buen estado, es una sustancia pura que se solidifica a -39°C y hierve a 357°C .

Una madera de caoba pura está compuesta por diferentes componentes como se ve a simple vista.

El dióxido de carbono es un gas que se licúa a -57°C y se solidifica a -78°C . Es por tanto una sustancia pura.

El acero está formado por hierro, carbono y, generalmente, algún otro metal. Cada uno conserva diferentes temperaturas de cambio de estado.

Sustancias puras y mezclas

Sustancias puras (II): Elementos y compuestos.

Algunas sustancias puras no se pueden descomponer de ninguna forma en otras más simples, son los **elementos**. En la naturaleza podemos encontrar 91 clases diferentes de elementos y nuestros científicos han logrado producir casi treinta más, aunque son muy inestables y se desintegran espontáneamente, la mayor parte de forma casi instantánea. Algunos de estos elementos nuevos, capaces de subsistir miles de años, se emplean en aplicaciones como la obtención de energía o la radioterapia (al final de la quincena doce se incluye alguna explicación al respecto)

Todas las demás sustancias que conocemos se forman por combinación de esos 91 elementos, formando los **compuestos**. Las sustancias puras de este tipo se pueden descomponer mediante procesos que más adelante llamaremos reacciones químicas en los elementos que las forman. Una vez que separamos sus elementos se pierden las propiedades que definían la sustancia pura, manifestándose las propiedades de cada elemento por separado.

Por ejemplo: todos sabemos que la temperatura de ebullición del agua como sustancia pura es de 100°C . Si mediante una reacción química la escindimos en sus elementos componentes, hidrógeno y oxígeno, cada uno de estos tendrá una temperatura de ebullición diferente (-163°C para el oxígeno y -253°C para el hidrógeno).

¿Dónde radica la diferencia profunda entre un elemento y un compuesto? En la estructura microscópica de cada uno. Todos sabemos que la partícula está compuesta por partículas diminutas en movimiento. Llamaremos **moléculas** a esas partículas. En realidad, cada molécula puede estar formada por otras más pequeñas unidas entre sí. Llamaremos **átomos** a estas partículas más pequeñas. En la siguiente quincena los estudiaremos con cierta profundidad. Por el momento nos basta con saber que las **moléculas de los elementos están formadas por uno o más átomos iguales**, propios del elemento en cuestión. Sin embargo, las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de elementos diferentes.

En la columna de la derecha vemos ejemplos de algunos elementos y algunos compuestos.

La molécula del **elemento** oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno unidos entre sí.



La molécula del **compuesto** monóxido de carbono está formada por un átomo de oxígeno unido a un átomo de carbono.



La molécula del **elemento** neon está formada por un único átomo de neon.



La molécula del **compuesto** cloruro de hidrógeno está formada por un gran átomo de cloro, unido a un átomo de hidrógeno (el más pequeño de los dos).



En estos ejemplos la diferencia de tamaño entre los átomos se corresponde de un modo aproximado con el de los átomos de cada uno de los elementos. El hidrógeno es el de átomos más pequeños y el cloro es el de átomos más grandes entre estos elementos. No obstante, el color es falso: no se puede atribuir un color a los átomos. Los hemos dibujado con colores diferentes sólo para entender que se trata de átomos diferentes.

Tampoco debemos pensar que los átomos sean esferas macizas. Como aprenderemos en la siguiente quincena, los átomos son esencialmente espacio vacío.

Mezclas

Una mezcla está formada por la unión de varias sustancias puras que conservan propiedades independientes. Si se pueden distinguir ópticamente sus componentes, la mezcla se llama **heterogénea**. En las mezclas heterogéneas sus componentes se pueden separar de forma sencilla, es decir con ayuda de algunas herramientas, pero sin necesidad de usar energía. Solemos decir que es posible su separación **mecánica**. Sistemas como el filtrado, para eliminar partículas sólidas de un líquido o un gas; la decantación, para permitir que se separen líquidos diferentes según su densidad etc., son ejemplos de separación de mezclas heterogéneas. Más adelante, en esta misma quincena, veremos estos métodos con más detalle.

Cuando la mezcla se realiza directamente entre moléculas y no podemos distinguir sus componentes se dice que la mezcla es **homogénea**. Este tipo de mezcla también se llama **disolución**. Podemos distinguirla de una sustancia pura porque los componentes tienen diferentes temperaturas de fusión o ebullición. Esta diferencia nos permitirá separar sus componentes mediante el calor, provocando el cambio de estado de la sustancia que deseamos separar de las restantes. La separación de los integrantes de una disolución requiere normalmente medios más sofisticados y mayor gasto de energía que la separación de partes de una mezcla heterogénea.

Pueden confundirnos los **coloides**, mezclas heterogéneas que necesitarían un microscopio para separar sus componentes. Un zumo, la leche, la sangre, son cuerpos con un aspecto homogéneo a simple vista que nos puede engañar. Con el uso del microscopio podemos ver, por ejemplo, cómo la sangre está formada por un líquido (el plasma) con muchas células flotando en él (glóbulos rojos y blancos, plaquetas...). Los coloides suelen ser bastante inestables (la leche se "corta", la sangre se coagula).

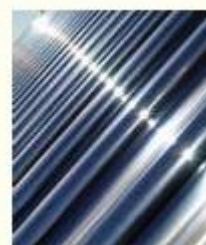
En la escena adjunta podemos apreciar las diferencias entre diferentes tipos de mezclas. Notemos como las disoluciones tienen un aspecto de sustancia pura que nos puede confundir algunas veces. ¿Cómo distinguir el agua pura de un agua con sal o alcohol? Por supuesto que una forma sencilla es el sabor; pero cuando esto no es suficiente (hay algunas sales y alcoholes con muy poco sabor), provocar el cambio de estado nos revelará la existencia de componentes diferentes.



El granito es una mezcla heterogénea en la que podemos distinguir fácilmente que está compuesto por diversas sustancias (cuarzo, feldespato y mica).



La mayonesa es también una mezcla heterogénea, a pesar de que a simple vista no se distinguen sus componentes (a menos que tengamos un microscopio) se trata de un coloide. Si la dejamos reposar cierto tiempo acaba "cortándose", al separarse huevo y aceite.



En el acero, como en el agua salada, no podemos ver sus componentes separados ni con un microscopio. Son mezclas homogéneas (disoluciones).

Sustancias puras y mezclas

2. Las disoluciones

Diversas clases de disoluciones

Ya hemos aclarado que una **disolución** es una **mezcla homogénea**, es decir, que sus componentes están mezclados a nivel molecular y no se distinguen ópticamente. Como la proporción de cada componente es variable (agua más o menos salada, vino con más o menos graduación de alcohol), podríamos decir que hay infinitas clases de disoluciones.

Sin embargo, hay una clasificación interesante según el estado físico de los componentes de la disolución. En la tabla inferior vemos ejemplos de disoluciones de sustancias en diferentes estados:

Estado	Sólido	Líquido	Gaseoso
Sólido	Aleaciones	Amalgama	Hielo
Líquido	Agua salada	Vino	Lagos
Gaseoso	Aire contaminado	Aire húmedo	Aire seco

Para entender la tabla, observemos que en la primera columna se nos indica el estado en que observamos la disolución (que coincide con el de alguno de sus componentes) y en la primera fila se indica el estado del segundo componente.

Observamos que todas las combinaciones son posibles. Las aleaciones y amalgamas son muy utilizadas en la industria. Las disoluciones de sólidos en líquidos o de líquidos en líquidos se emplean en gran cantidad en la actividad química y farmacéutica. Disoluciones de gases en líquidos como la del oxígeno en el agua hacen posible la vida de peces y plantas marinas. La disolución de todo tipo de sustancias en el aire es un factor determinante de contaminación ambiental.

No obstante, debido a la facilidad de manipulación y a su amplia utilización en los laboratorios de Química, en adelante prestaremos especial atención a las disoluciones que se nos presentan en fase líquida, es decir, disoluciones de sólidos, líquidos o gases en otra sustancia en fase líquida. Las magnitudes que definamos y los cálculos que realicemos son, sin embargo, extrapolables a cualquiera de los otros casos.

Ejemplos de disoluciones



El bronce es una aleación de cobre y estaño. Su descubrimiento tuvo gran importancia en nuestra Prehistoria.



La amalgama de mercurio (líquido) y plata (sólido) ha sido muy utilizada para empastes dentales. Como el mercurio podría ser tóxico, su uso se está abandonando.



El hielo normal contiene aire disuelto que le da el color blanco. El iceberg de la foto se ve azul por carecer casi de aire disuelto en él.



El agua salada del mar contiene muchas sales disueltas en agua. En el caso del Mar Muerto, hay tanta sal que es muy fácil flotar.

Soluto y disolvente

En una disolución llamamos comúnmente **disolvente** al componente más abundante, denominándose **soluto** cada una de las demás sustancias. Si en una disolución de dos componentes ambos están a la par, se considera como disolvente al que más veces cumple esta función en otros casos.

Hay sustancias que actúan de disolvente para determinadas clases de cuerpos. Por ejemplo, el agua es un buen disolvente para casi todo tipo de sales y ácidos. El alcohol, sin embargo es muy buen disolvente para sustancias orgánicas como grasas o petróleo. A su vez, el agua es muy buen disolvente para el alcohol.

Cuando en una disolución hay muy poco soluto, la disolución es **diluida**. El agua potable tiene diversas sales disueltas; pero todas ellas en muy pequeña proporción, por lo que se puede considerar una disolución diluida.

Cuando la proporción de soluto es considerable se dice que es **concentrada**. El aire, por ejemplo, se podría considerar una disolución concentrada de oxígeno en un disolvente más abundante que es el nitrógeno.

A veces una sustancia no se puede disolver en otra en cualquier cantidad. Si ya hemos alcanzado la máxima cantidad de soluto que se puede disolver, la disolución está **saturada**. A veces es posible disolver un poco más de soluto sobre esta máxima cantidad. Diremos que la disolución está **sobresaturada**. Esta situación es inestable. Cualquier circunstancia externa (agitación, un ligero golpe) bastará para desestabilizarla y que aparezca el exceso de sustancia disuelta como un precipitado en el fondo del recipiente o como un gas que escapa de la mezcla.

Advirtamos que, en algunos casos, una disolución puede ser a la vez diluida y saturada, cuando el soluto es realmente poco soluble. Una minúscula cantidad de carbonato de calcio es lo máximo que podemos disolver en un vaso de agua. La disolución será diluida (muy poco soluto) y, a la vez, saturada, pues ya no es posible disolver más carbonato.

Esta clasificación es puramente cualitativa. A continuación nos ocuparemos de los aspectos cuantitativos, es decir de la medida numérica de las proporciones de solutos y disolvente.



En la imagen superior vemos, en primer lugar, una serie de vasos de vino mezclado con agua. Resulta evidente que la proporción del soluto evoluciona de izquierda (disolución diluida) a derecha (solución concentrada).

Después vemos un líquido en el que se ha disuelto un sólido (sal en agua, por ejemplo). En el fondo del recipiente se ha depositado algo del sólido (se denomina **precipitado** a este sólido sobrante). La disolución está saturada.

Seguramente habremos tomado alguna vez un refresco con burbujas. Estas son burbujas de dióxido de carbono, sobrante de la disolución.

Sustancias puras y mezclas

Concentración

Una disolución viene caracterizada por la naturaleza de las sustancias que la forman y por la concentración de cada una de ellas. Llamamos **concentración** de un componente de una disolución a la magnitud que mide la proporción de dicho componente dentro de la mezcla.

Hay muchas formas de medir la concentración, por ahora usaremos las siguientes:

Concentración en % en masa: Es la cantidad de gramos del componente que encontramos en 100 g de disolución.

Concentración en % en volumen: Es la cantidad de mililitros del componente que encontramos en 100 ml de disolución.

Concentración en gramos por litro: Es la cantidad de gramos del componente que encontramos en un litro de disolución.

En la columna de la derecha vemos cómo se determina cada uno de estos valores de la concentración.

Aunque en todos los casos pueden aplicarse las tres formas de medir esta magnitud, existen algunas costumbres muy extendidas sobre su uso:

El cálculo del tanto por ciento en volumen se utiliza particularmente para disoluciones entre líquidos cuando la mezcla resulta aditiva, es decir cuando el volumen de la disolución es la suma simple de los volúmenes de los componentes. Se utiliza mucho para medir la cantidad de alcohol en los licores, llamándola entonces **graduación**. Un vino de 12° tiene un 12% de alcohol en su volumen.

El cálculo de la concentración en gramos por litro se utiliza muchas veces cuando se trata de un soluto sólido en un disolvente líquido. Por ejemplo, el agua del Mar Mediterráneo tiene una concentración de sales mayor de los 30 g/l.

La medida en tanto por ciento en masa se emplea en cualquier tipo de disoluciones, pero se utiliza especialmente cuando hablamos de disoluciones en sólidos. Como ejemplo citemos el caso del bronce, aleación de cobre y estaño: si el estaño está en una concentración del 20 % el bronce es ideal para hacer campanas; si alcanza el 27%, es un bronce ideal para pulirlo como espejo.



Concentración en % en masa

Medimos la masa del soluto: M_{sol}
y la masa total de la disolución M
(masa de disolvente + masa de soluto)
Después aplicamos la fórmula:

$$C\% = \frac{M_{sol}}{M} \cdot 100$$

Concentración en % en volumen

Medimos el volumen del soluto: V_{sol}
y el volumen total de la disolución V
(No es seguro que $V = V_{sol} + V_{disol}$).
Después aplicamos la fórmula:

$$C\% = \frac{V_{sol}}{V} \cdot 100$$

Ejemplo: $V_{sol} = 34 \text{ ml}$
 $V_{disolucion} = 51 \text{ ml}$

$$\text{Concentración: } \frac{34}{51} = 66,67\%$$

Concentración en gramos/litro

Medimos la masa del soluto en gramos
y el volumen de la disolución en litros.
Habrá que dividir por 1000 si se mide en
mililitros (en casi todas las probetas).
Después aplicamos:

$$C_{g/l} = \frac{M_{sol}}{V}$$

Ejemplo: $M_{sol} = 18 \text{ g}$
 $V_{disolucion} = 0,076 \text{ l}$

$$\text{Concentración: } \frac{18}{0,076} = 236,84 \text{ g/l}$$

Concentración

Propiedades de la disolución

Aunque los componentes de una disolución mantengan propiedades diferenciadas, el hecho de la disolución hace que la mezcla adquiera algunas propiedades nuevas o que cambie propiedades de los componentes. Mencionaremos los siguientes casos:

1.- **Alteración de los puntos de fusión y ebullición:** La temperatura a la que ocurre la fusión del disolvente desciende respecto a la que tendría en estado puro, mientras aumenta la temperatura de ebullición. Estas variaciones aumentan de forma proporcional a la concentración del soluto. Un caldo muy salado hierve a una temperatura más elevada que un caldo más soso.

2.- **Cambio de propiedades eléctricas:** En algunos casos, las sustancias se vuelven conductoras de la electricidad al producirse la disolución, aunque previamente no lo fuera ninguna de ellas. Por ejemplo, mientras el agua salada no conduce la electricidad y la sal tampoco, si las mezclamos en disolución, la mezcla resultante sí que conduce la electricidad tal como se explica en la imagen adjunta. Esta propiedad se puede utilizar para separar los elementos que forman el compuesto salino. Si, por ejemplo, la sal que descomponemos es un cloruro de plata podemos hacer que la plata de la sal se deposite sobre el electrodo negativo dándole un "baño de plata".

3.- **La ósmosis:** Este fenómeno se da cuando una disolución de una sustancia en un líquido está separada de otra de diferente concentración por una membrana semipermeable (que deja pasar sólo el disolvente, pero no el soluto). En este caso, el disolvente pasa del lado con menor concentración al otro (**ósmosis**) hasta que se equilibre la concentración del soluto a ambos lados de la membrana. Esto ocurre suponiendo que en los dos lados de la membrana existe la misma presión. Si ejercemos una presión mayor en el lado de más concentración se puede lograr la ósmosis inversa, que el disolvente pase del lado de mayor concentración al menos concentrado. La ósmosis inversa se emplea mucho en la separación industrial de componentes de una disolución, por ejemplo en la potabilización de aguas.

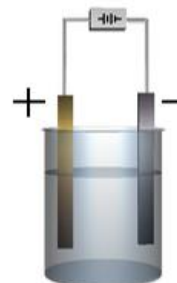
Además, la ósmosis nos permite entender algunos fenómenos biológicos interesantes, como la alteración de los glóbulos rojos de la sangre que se explica en la imagen de la derecha.

¿Por qué usamos sal contra el hielo?



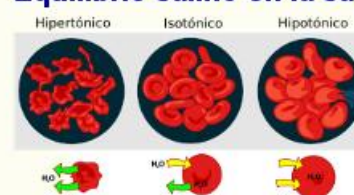
Cuando están previstas grandes heladas, se arroja sal en las calles. Al disolverse la sal en el agua, baja el punto de fusión, lo que dificulta la formación de hielo.

La electrólisis



Vemos un electrodo de cobre y otro de cinc sumergidos en agua y unidos a una pila. Si el agua es pura no pasa corriente, pero si tiene sal disuelta pasa la corriente y se descompone la sal.

Equilibrio salino en la sangre



Cuando el plasma sanguíneo lleva demasiada sal, los glóbulos rojos adelgazan (el plasma es hipertónico). Si el plasma tiene poca sal, los glóbulos engordan absorbiendo agua (el plasma es hipotónico). Si la sal tiene la misma concentración en los glóbulos y el plasma (se llama entonces plasma isotónico) los glóbulos rojos permanecen estables.

Sustancias puras y mezclas

3. La solubilidad

El concepto

La **solubilidad** es la propiedad de algunas sustancias de disolverse en otras. En el agua, por ejemplo, se disuelven muy bien muchos ácidos, el alcohol y el amoníaco; pero no se disuelve en absoluto el aceite, el petróleo o la acetona. Sin embargo el aceite o el petróleo se disuelven muy bien en acetona.

Podríamos decir que hay disolventes especializados, el agua es muy buena para disolver ciertos tipos de sustancias que, en una quincena posterior, calificaremos como compuestos iónicos; mientras que la acetona es muy buena para disolver compuestos orgánicos (compuestos derivados del carbono muy relacionados con la Biología).

A veces, la solubilidad es total. Los ejemplos que hemos citado de sustancias solubles en el agua lo son en cualquier proporción. También lo son los metales de cualquier aleación o las mezclas de gases. Igualmente, la incapacidad de disolverse del aceite en el agua es prácticamente total. **En todos estos casos, la solubilidad es una propiedad cualitativa.** Existe o no existe.

En otras ocasiones, sobre todo cuando hablamos de disoluciones en líquidos o en gases, la solubilidad es cierta dentro de ciertos límites. Si echamos varias cucharadas de azúcar en la leche, llega un momento en que el azúcar se deposita en el fondo. Ya no puede disolverse más. La cantidad de soluto que se puede disolver puede depender de circunstancias externas, como veremos más adelante, pero también de su naturaleza y de lo fragmentado que esté el soluto que tratemos de disolver: en general la mayor fragmentación supone mayor facilidad para la disolución. También influye el grado de agitación. Por eso revolver la leche ayuda a disolver el azúcar. No obstante, en muchos casos es imposible evitar la saturación. Llega un momento en que el disolvente no admite más soluto.

Cuando existe un límite para ella, la solubilidad es una propiedad cuantitativa. Se puede medir. A continuación nos ocuparemos de comprobar cómo se mide la solubilidad.

Ejemplos de solubilidad e insolubilidad



El aceite es insoluble en agua. No se disuelve en ella en proporción apreciable.



El alcohol se puede mezclar con el agua en cualquier proporción. Es totalmente soluble. Por eso hay bebidas de distinta graduación alcohólica.



La sal se disuelve en el agua, pero no en cualquier proporción. Si echamos demasiada sal se deposita en el fondo del vaso. En este caso la solubilidad tiene un límite.

Sustancias puras y mezclas

El concepto

Cuando existe un límite a la cantidad de soluto que podemos diluir en cierto disolvente, la **solubilidad** es la máxima concentración de soluto que puede haber en la disolución **en unas condiciones dadas de presión y temperatura**.

En lugar de utilizar las ya conocidas unidades de concentración, para la solubilidad es más común emplear la siguiente:

Medimos la **solubilidad** como la cantidad de gramos del soluto que podemos disolver en 100 gramos de disolvente.

En la tabla adjunta podemos ver las importantes diferencias de solubilidad entre diferentes solutos y disolventes.

Variación de esta magnitud

Como ya hemos señalado, los solutos sólidos, en general, se disuelven mejor si están más **fragmentados**. Tanto para solutos sólidos como líquidos es beneficiosa la **agitación** que permite el contacto molecular.

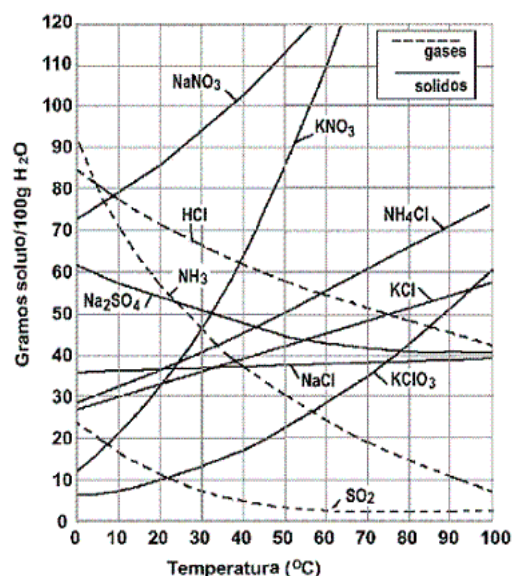
Además, influyen las circunstancias externas:

La temperatura: Con algunas excepciones, **los sólidos aumentan su solubilidad al aumentar la temperatura**. Sin embargo, **cuando disolvemos gases en líquidos, la solubilidad disminuye casi siempre cuando aumenta la temperatura**. En la gráfica adjunta vemos cómo varía la solubilidad de ciertas sustancias en agua a la presión de una atmósfera al cambiar su temperatura.

La presión: La variación de la presión no afecta a la disolución de sólidos en líquidos, pero sí a la de los gases. Cuando un gas, situado sobre un líquido, experimenta una presión creciente, la tendencia de sus moléculas a mezclarse con las del líquido (es decir, a disolverse) también aumenta. El británico William Henry demostró que la solubilidad de los gases en un líquido es directamente proporcional a la presión a la que se encuentran.

Soluto	Disolvente	
	Agua	Alcohol (etanol)
Cloruro de sodio	35,9	<0,01
Yodo	0,03	20,5
Azúcar	179	0,9
Oxígeno	0,05	0,04
Dióxido de carbono	1,7	5,8
Cloruro de calcio	71,5	<0,01

Los datos de esta tabla son válidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura de 20°C.



Estas gráficas de la solubilidad en función de la temperatura se denominan **curvas de solubilidad**.

4. Mezclas y disoluciones en el laboratorio

Instrumentos

Instrumentos de laboratorio que utilizamos para trabajar con mezclas y disoluciones son:

Contenedores: Frascos, cristalizadores, vasos de precipitado, tubos de ensayo, matraces erlenmeyer y kitsato.

Los frascos, generalmente con cierres herméticos, son el modo más utilizado de almacenar productos químicos. Cristalizadores y vasos de precipitado se utilizan como contenedores de líquido. En los primeros, su gran superficie facilita la evaporación de líquidos y la cristalización de las sales que contengan. Los tubos de ensayo se emplean para el manejo de pequeñas cantidades de reactivos líquidos. El cuello estrecho de los erlenmeyer y kitsato dificulta la evaporación. La salida lateral del kitsato permite la conexión de extractores de gases.

Herramientas: Embudos, espátula, mortero, cuentagotas, agitador, filtros, embudos de decantación, destiladores, trompa de agua, peras de succión. La utilidad de la mayoría de estos aparatos es obvia. De los decantadores y destiladores hablaremos en otro apartado. Señalemos tan sólo la utilidad de las peras de succión y la trompa de agua como creadores de vacío y, por tanto, aspiradores de líquidos.

Aparatos de medida: Balanzas, probetas, pipetas, matraces aforados.

En los aparatos de medida es muy importante considerar la precisión, determinada por la sensibilidad del aparato, es decir, por la magnitud más pequeña que puede medir. Tomemos un ejemplo: si una balanza tiene una sensibilidad de una décima de gramo, la precisión al medir una masa no puede ser menor que esa décima de gramo.

La pipeta y el matraz aforado que vemos a la derecha son instrumentos para lograr una buena precisión en el manejo de líquidos. .



Frascos

Cristalizador



Vaso de precipitado

Tubos de ensayo



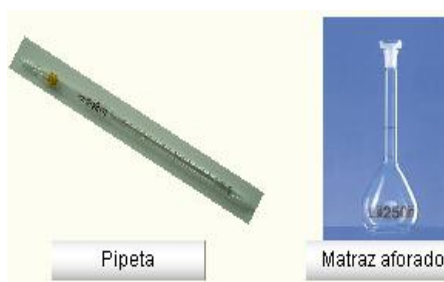
Erlenmeyer

Kitasato



Pera de succión

Trompa de agua



Pipeta

Matraz aforado

Separación de componentes



Un ejemplo donde vemos la utilidad clara de la separación de componentes de una mezcla heterogénea. Se trata de una depuradora de aguas residuales. En primer plano, piscinas de decantación, donde los residuos más grasos flotarán sobre el agua.

Los diversos componentes de las **mezclas heterogéneas** se pueden separar por medios **mecánicos**:

Filtrado para separar cuerpos sólidos de un líquido; decantación para separar líquidos según su densidad específica; atracción magnética para separar partículas férricas de una mezcla; lixiviación para separar componentes por sus diferentes propiedades de solubilidad; tamizado para separar partículas sólidas por su tamaño, etc. En la imagen adjunta vemos dos embudos de decantación. En el primero hay agua y aceite mezclados, en el segundo ya se han separado por su diferente densidad.



Los componentes de las **mezclas homogéneas** son más difíciles de separar. Lo normal es separar sus componentes por medio de cambios de estado (cada componente mantiene temperaturas diferentes de cambio de estado) o las cromatografías.



A la izquierda vemos el resultado de una cromatografía de una disolución sobre una tira de papel. Es fácil contar los diferentes componentes de la disolución por las franjas de diferentes colores que se han producido. Este sistema permite identificar los componentes de la disolución, más que separarlos de forma efectiva.

Dos métodos de separación muy usados:

Filtrado



El filtrado para extraer partículas sólidas de un líquido se basa en que las partículas sólidas son mucho más grandes que las moléculas del líquido. En el laboratorio es frecuente utilizar el conjunto de la figura: sobre un embudo Büchner de porcelana se dispondrá el filtro. El líquido caerá al kitasato dispuesto bajo el embudo. A la derecha del kitasato vemos la conexión con una trompa de agua. El vacío que ésta crea produce una succión sobre el líquido, acelerando el filtrado.

Destilación



Las sustancias que componen una disolución mantienen diferentes temperaturas de fusión y ebullición. Esta diferencia se puede aprovechar para separar sus componentes. Arriba vemos un equipo de destilación preparado para extraer diferentes componentes de la disolución según su temperatura de ebullición. Obsérvese el serpentín intermedio, donde el vapor se condensa antes de llegar al erlenmeyer.

Sustancias puras y mezclas

Preparando disoluciones

Gran parte de los productos químicos que se utilizan en la vida diaria forman parte de una disolución. Por eso es interesante que entendamos cómo se preparan. Nos concentraremos en las disoluciones en estado líquido, que son las más habituales en los laboratorios. Seguiremos las siguientes etapas:

1.- **Elección adecuada del material** que vamos a utilizar. Se trata de garantizar la precisión necesaria para nuestros propósitos. Vemos a continuación una muestra típica de este material:



2.- **Realizar los cálculos de masas y volúmenes** necesarios en el proceso, teniendo en cuenta la precisión de las medidas. Aunque los vasos de precipitado y los erlenmeyer suelen contener una graduación, no es muy precisa. Las probetas permiten precisar muchas veces hasta 0,5 ml y las pipetas hasta 0,1 ml. Los matraces aforados tienen una marca en un cuello estrecho que permiten obtener muy buena precisión, típicamente con un error menor del 1% de la medida o menos aún. En cuanto a las masas, las balanzas normales de laboratorio suelen tener una sensibilidad de 0,1 g y las de gran precisión (difíciles de manejar) están graduadas hasta 0,001 g.

3.- **Realizar la mezcla con cuidado.** Suele ser buena idea utilizar inicialmente una cantidad menor de lo necesario del disolvente y completarlo al final, añadiendo disolvente con una pipeta o incluso con un cuentagotas, hasta que el matraz aforado nos de la medida exacta. Finalmente, debemos agitar la mezcla hasta la perfecta disolución. Un error muy típico consiste en excederse un poco en este último paso y "arreglarlo" vertiendo el exceso. Si procedemos así, al deshacernos del exceso, también nos deshacemos de algo de soluto, por lo que no habremos obtenido la concentración de soluto deseada.

Un ejemplo de preparación de una disolución:

OBJETIVO

Vamos a preparar 250 ml de disolución de sal común (cloruro sódico) en agua con una concentración de 20 g/l.

La disolución tendrá 20 g de sal en cada litro, es decir cada 1000 ml. Haciendo la proporción:

$$\frac{20 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = \frac{X}{250 \text{ ml}} \text{ o sea } X = \frac{20 \cdot 250}{1000} = 5 \text{ g}$$

Pondremos el **vidrio de reloj** en la balanza y anotaremos su peso. Con ayuda de la **espátula**, añadiremos sal hasta que el aumento sea de 5 g.

Material necesario



Balanza



Vidrio de reloj
Espátula



Soluto

Preparando la disolución

En el **vaso de precipitados** colocaremos una cantidad de agua suficiente para disolver los 5 g de sal, pero claramente por debajo de los 250 ml, por ejemplo unos 150 ml. Echamos la sal y usamos el **agitador** para disolverla bien. Luego, vertimos la disolución en la **probeta** y vamos añadiendo agua para completar 250 ml. Usando la **pipeta** para los últimos mililitros la precisión será mayor. Usaremos de nuevo el agitador para que la disolución sea perfecta.:

Nuevo material necesario



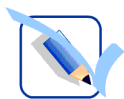
Calculando el tanto por ciento

Pesamos el **matraz aforado** de 250 ml vacío, vertemos en su interior la disolución. Deberá llegar hasta la marca del matraz. Lo pesamos de nuevo. La diferencia con la medida anterior será la masa de la disolución. Supongamos que es de 252 g. Como contiene 5 g de sal, el tanto por ciento se calculará:

$$\frac{5 \text{ g}}{252 \text{ g}} = \frac{X}{100 \text{ g}} \text{ o sea: } X = \frac{5 \cdot 100}{252} = 1,98 \%$$

Matraz aforado:





Para practicar

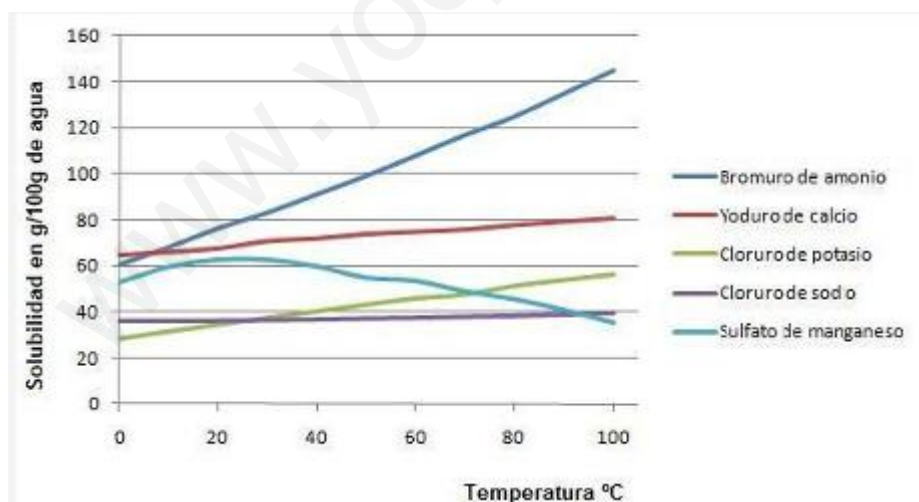
Ejercicios con calculadora

Estos ejercicios pretenden que te familiarices con la aplicación numérica de las leyes que establecían la potencia consumida y el calor producido en una resistencia eléctrica. Debes recordar bien las leyes implicadas, saber despejar la incógnita solicitada y cambiar las unidades de las magnitudes cuando sea preciso.

1. En una disolución hay 5 g de soluto y 40 g de disolvente líquido. La disolución ocupa 44 ml. Calcula la concentración del soluto en tanto por ciento en masa y en gramos por litro.
2. Una disolución de alcohol en agua ocupa 21 ml. Destilando, obtenemos 14 ml de alcohol puro. ¿Cuál era la concentración en tanto por ciento en volumen?
3. Disolvemos 4 g de sal en agua, obteniendo una disolución de 7,41% de concentración de la sal en porcentaje de la masa. La disolución tiene una densidad de 1,02 g/ml. ¿Cuánto vale la concentración en gramos por litro?
4. Añadimos, gramo a gramo, cierta sal sobre 280 g de disolvente. La máxima cantidad de sal que logramos disolver es de 20 g ¿Cuánto vale su solubilidad en ese disolvente?
5. La solubilidad de una sustancia en agua es de 19g por cada 100 g de agua. ¿Cuánta sal puede precipitarse si echamos 15,5 gramos de sal en 50 ml de agua y agitamos apropiadamente la mezcla?
6. Determina, con ayuda de la gráfica de solubilidad, la cantidad de cloruro de potasio (KCl) que se puede disolver a 10 °C en 1 l de agua ¿Y si aumentamos la temperatura a 75°C?
7. Una disolución de amoníaco (NH_3) en 300 ml de agua está saturada a la temperatura de 10°C ¿Cuánto gas amoníaco se puede desprender si aumentamos la temperatura a 50°C?
8. Calcula cuánto dióxido de azufre (SO_2) se puede disolver en 200 ml de agua a 5°C y 1,5 atmósferas de presión.
9. Queremos preparar 250 ml de una disolución de azúcar en agua de 50 g/l de concentración ¿Cuánto azúcar necesitamos?
10. Utilizando ácido sulfúrico de 1,3 g/ml de densidad y 75% de pureza, ¿cuántos mililitros de él necesitaremos para preparar 280 ml de disolución del ácido en agua de 40 g/l de concentración.
11. Disolvemos 47 g de una sustancia que ocupa 66,7 ml en 220 ml de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcula la concentración en tanto por ciento en masa y en volumen.

Sustancias puras y mezclas

12. Disolvemos 44 g de una sustancia en agua. El volumen de la disolución es de 250 ml. Calcula la concentración en gramos por litro.
13. En una botella de cierto ácido se indica: concentración 10%; densidad: 1,5 g/l. Determina la concentración en gramos por litro.
14. Necesitamos preparar 300 g de disolución de cloruro sódico en agua con un 22% de concentración ¿Cuánta sal y cuánta agua necesitamos?. ¿Cuál será el volumen mínimo de la disolución?
15. Cierta bebida tiene una concentración de alcohol de 45% en volumen. Añadiendo agua queremos preparar 100 ml de una bebida más suave, con un 15% de concentración ¿Qué volumen de la primera bebida y de agua pura necesitamos?
16. Disolvemos cierta sal en 330 ml de agua. Echando 30 g de sal observamos un precipitado cuya masa es de 4,37 g ¿Cuánto vale la solubilidad de la sal en el agua?.
17. Un gas tiene una solubilidad de 8 g por cada 100 g de agua a la presión de una atmósfera ¿Cuánto gas se disolverá en un litro de agua en un lugar en que la presión es de 1,2 atmósferas?
18. Teniendo en cuenta las siguientes curvas de solubilidad, ¿Cuál de estas sustancias es más soluble a 0°C? ¿A qué temperatura deja de ser cierto? ¿Hay alguna sustancia cuya solubilidad baje al calentarla?



Sustancias puras y mezclas

Ejercicios sin calculadora

En estos ejercicios debes demostrar que entendiste bien los conceptos eligiendo la respuesta correcta, buscando las palabras que faltan o completando ciertas frases.

19. Resumen sobre sustancias puras. Completa las siguientes frases.

Una sustancia pura se caracteriza porque siempre tiene ciertas (1)_____ inmutables. Algunas son difíciles de medir, pero otras como la (2)_____ y las (3)_____ de (4)_____ y ebullición se pueden determinar fácilmente.

Las sustancias puras están formadas por pequeñas partículas iguales entre sí que llamamos (5)_____. Cada molécula puede estar formada por uno o varios (6)_____ enlazados.

Hay dos clases de sustancias puras: (7)_____, en las que todos los (8)_____ son iguales, y (9)_____, cuyas moléculas tienen átomos de diferentes (10)_____.

20. Asocia cada sustancia con su clasificación adecuada:

El sulfuro sódico	Es una mezcla heterogénea de diferentes metales
El gel de baño	Es una disolución de sólido en líquido
El bronce	Es una sustancia pura (elemento)
Una moneda de dos euros	Es una disolución de varios metales
El uranio	Es una sustancia pura (compuesto)
El combustible gas natural	Es una mezcla heterogénea líquida de tipo coloide
Agua azucarada	Es una disolución de gases en gases
La sangre	Es una mezcla heterogénea, coloide muy viscoso

21. Separa los componentes que deseamos en cada una de estas mezclas

1. Estamos buscando oro en el lodo de un río

- a) Es una mezcla heterogénea en la que podemos utilizar el tamizado
- b) Es una mezcla heterogénea en la que podemos utilizar la atracción magnética
- c) Es una mezcla homogénea en la que podemos utilizar el tamizado
- d) Es una mezcla homogénea en la que podemos utilizar la cromatografía

2. Queremos obtener agua pura a partir de agua de mar limpia

- a) Es una disolución en la que aplicaré la destilación para obtener agua pura
- b) Es una disolución en la que sólo tengo que esperar la evaporación
- c) Es una mezcla heterogénea en la que puedo obtener la sal mediante un filtrado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podré utilizar la decantación

Sustancias puras y mezclas

3. Queremos comprobar cuántos componentes hay en la tinta de una pluma estilográfica

- a) Es una disolución en la que podré emplear la cromatografía en papel
- b) Es una disolución en la que podré emplear el filtrado
- c) Es una mezcla heterogénea en la que podré emplear la decantación
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podré obtener sus componentes por filtrado

4. Queremos eliminar la sal común de un conglomerado de tierra cercana al borde del mar

- a) Es una disolución en la que podré emplear la cromatografía
- b) Es una mezcla heterogénea en la que podré emplear la lixiviación
- c) Es una mezcla homogénea en la que podré emplear el tamizado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que puedo aplicar la decantación

5. Queremos separar el vino del aceite que se nos ha caído en una jarra de vino

- a) Es una mezcla heterogénea en la que podremos aplicar la decantación
- b) Es una mezcla heterogénea en la que podremos aplicar el tamizado
- c) Es una mezcla homogénea en la que podremos emplear la destilación
- d) Es una disolución en la que podremos aplicar el filtrado

6. Queremos obtener aire seco a partir de aire húmedo

- a) Es una disolución donde podremos aplicar el cambio de estado
- b) Es una disolución en la que podremos aplicar la cromatografía en papel
- c) Es una mezcla heterogénea en la que podemos separar los componentes por filtrado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podemos separar los componentes por decantación

7. Queremos separar la nata que contiene un recipiente de leche

- a) Es una mezcla heterogénea donde podemos aplicar la decantación y el filtrado
- b) Es una mezcla homogénea en la que podemos aplicar un cambio de estado
- c) Es una mezcla homogénea en la que podemos aplicar un filtrado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podemos aplicar una cromatografía

Para saber más



El tratamiento de las aguas

Uno de los temas más importantes de trabajo en el campo de la **ingeniería ambiental** es el tratamiento de las aguas.

Con este término nos referimos a dos cosas bien diferentes: la **depuración de las aguas residuales** (dirección de Internet: http://es.wikipedia.org/wiki/Depuraci3n_de_aguas_residuales), con el propósito de eliminar de las aguas todo lo que pueda ser considerado un contaminante ambiental (restos orgánicos e inorgánicos, metales pesados, compuestos químicos tóxicos...), y la **potabilización de las aguas** (dirección: http://es.wikipedia.org/wiki/Estaci3n_de_tratamiento_de_agua_potable), destinada a obtener agua para el consumo humano, proceso más exigente que el anterior.

Mientras en la depuración de las aguas tratamos de eliminar muchos componentes nocivos de las aguas ya utilizadas por el hombre, en la potabilización, además de ser más rigurosos con la eliminación de sustancias tóxicas, se introducen también componentes que logren que el agua sea más apta para el consumo humano, por ejemplo, desinfectantes que la mantengan limpia de gérmenes.

A veces encontramos recursos naturales de agua que precisan muy poco tratamiento químico. Este es el caso de las **aguas minerales naturales** (http://es.wikipedia.org/wiki/Agua_mineral). Se suelen encontrar en el subsuelo profundo, por lo que poseen muy pocos microorganismos que puedan ser peligrosos para nosotros. Además poseen sustancias disueltas que pueden tener valor terapéutico (hierro, sulfatos, bicarbonatos, magnesio).

Una mezcla muy importante para nosotros: la sangre

La sangre (dirección en Internet: <http://es.wikipedia.org/wiki/Sangre>), vital para transportar nutrientes a nuestras células, puede ser considerada como una gran mezcla heterogénea.



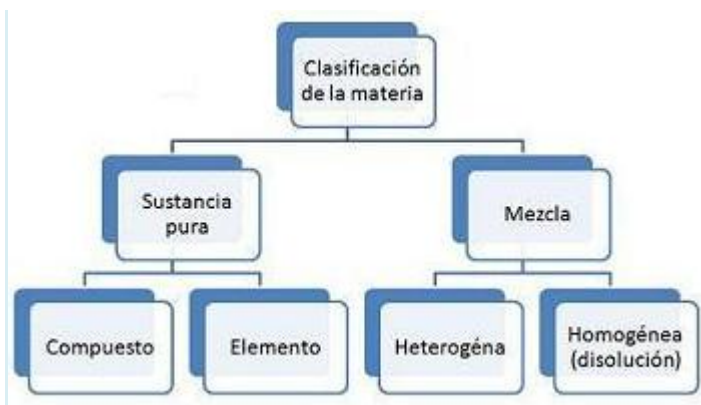
Esta mezcla contiene corpúsculos visibles por el microscopio como los que vemos en la imagen y una disolución, el plasma, que contiene un 91% de agua, un 8% de proteínas y un 1% de diversas sustancias (sales, hormonas, etc.).

Como ya hemos citado al hablar de las propiedades de las disoluciones, los glóbulos rojos o eritrocitos poseen una membrana semipermeable que permite que pase agua del plasma hacia ellos o viceversa dependiendo de la salinidad del medio.

Sustancias puras y mezclas



Recuerda lo más importante



Las **disoluciones** pueden presentarse en fase sólida, líquida o gaseosa. El componente más abundante es el **disolvente**; cada uno de los otros es un **soluto**.

Las disoluciones pueden ser **diluidas**, si el soluto es muy escaso; **concentradas**, si el soluto tiene una proporción importante; **saturadas**, si ya no se admite más soluto en la disolución. Este caso se da principalmente en disoluciones en fase líquida. Una disolución puede ser a la vez diluida y saturada, cuando el soluto es muy poco soluble

La **concentración de un soluto** mide su proporción en la disolución. Se puede medir en **gramos del soluto por cada litro de disolución, en tanto por ciento en masa o en tanto por ciento en volumen**.

Llamamos **solubilidad** de un soluto en un disolvente a la concentración de la disolución saturada de ese soluto. Normalmente se expresa en **gramos de soluto por cada 100 g de disolvente**.

Variación de la solubilidad: La solubilidad de los sólidos en líquidos tiene a aumentar con la temperatura en la mayoría de los casos; pero la de los gases disminuye al calentarse la disolución. En las disoluciones de gases en líquido, la solubilidad es directamente proporcional a la presión que ejerce el gas sobre la disolución.



Las sustancias puras están formadas por partículas idénticas. Se distinguen porque sus propiedades (densidad, puntos de cambio de estado) tienen valores bien definidos. Pueden ser elementos o compuestos.

Elementos



Oxígeno



Neon

Sus moléculas están formadas por átomos idénticos, aunque pueden tener más de uno por molécula.

Compuestos



Monóxido de carbono



Cloruro de hidrógeno

Están formados por moléculas iguales, pero los átomos de esas moléculas no son todos del mismo elemento.



Las mezclas están formadas por la adición de varias sustancias puras. Cada una de las cuales conservará sus propiedades por separado.

Según su aspecto óptico y la forma en que se separan sus componentes, las mezclas se clasifican como heterogéneas o como homogéneas (disoluciones)



Autoevaluación

1. Calcular cuánto alcohol hay en una botella de licor de 40% de concentración en volumen si contiene 602 ml de licor.
2. ¿Qué concentración de sal en % en masa se logra disolviendo 50 g de sal en 340 ml de agua?
3. Una disolución de ácido sulfúrico de concentración 330 g/l tiene una densidad de 1,4 g/ml. ¿Cuánto vale su concentración en % en masa?
4. Para preparar 560 ml de disolución de hidróxido sódico en agua con una concentración de 120 g/l. ¿Cuántos gramos de soluto puro necesitamos?
5. ¿Cuál es la solubilidad de cierta sal en agua si en 280 ml de agua se pueden disolver 30 g de sal?
6. Preparamos una disolución saturada de nitrato de potasio (KNO_3) en 500 ml de agua a 50 °C. ¿Cuánto nitrato se depositar si la temperatura baja a 18°C?
7. ¿Cuál de estas sustancias no es una sustancia pura: 1.- Cloruro sódico; 2.- Acero; 3.- Oxígeno; 4.- Agua destilada.
8. ¿Cuál de estas sustancias es una disolución?: 1.- Cobre; 2.- Leche; 3.- Zumo de limón; 4.- Agua limpia.
9. ¿Qué procedimiento usarías para separar los componentes del bronce: 1.- Tamizado; 2.- Cambio de estado; 3.- Decantación; 4.- Cromatografía.
10. El mar está saturado de gas CO_2 disuelto. Si sube la temperatura: 1.- Aumenta el CO_2 en la atmósfera; 2.- Disminuye; 3.- Se disuelve mejor en el mar; 4.- Ninguno de estos efectos.

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Concentración = 113,64 g/l
2. C% = 66,67%
3. Concentración = 75,47 g/l
4. Solubilidad = 7,14 g.solute/100g.disolvente
5. Masa = 6 g
6. Masa1 = 300 g; Masa2 = 500 g
7. Masa = 120 g
8. Masa = 60 g
9. Masa = 14,5 g
10. Volumen = 273 ml
11. Concentración (masa) = 17,6%; En volumen: 23,26%
12. Concentración 366,67 g/l
13. Concentración = 150,25 g/l
14. Sal = 66 g; agua = 234 g; volumen mínimo = 234 ml
15. 33,33 ml de alcohol y 66,67 ml de agua pura
16. Solubilidad = 6,1 g / 100 g disolvente
17. Masa = 96 g

Soluciones de los ejercicios para practicar

18. A 0°C la sustancia más soluble es el yoduro de calcio; a unos 10°C el bromuro de amonio es más soluble; Por encima de 20°C la solubilidad del sulfato de manganeso desciende
19. Una sustancia pura se caracteriza porque siempre tiene ciertas propiedades inmutables. Algunas son difíciles de medir, pero otras como la densidad y las temperaturas de fusión y ebullición se pueden determinar fácilmente. Las sustancias puras están formadas por pequeñas partículas iguales entre sí que llamamos moléculas. Cada molécula puede estar formada por uno o varios átomos enlazados. Hay dos clases de sustancias puras: elementos, en las que todos los átomos son iguales, y compuestos, cuyas moléculas tienen átomos de diferentes elementos.
20. El sulfuro sódico → Es una sustancia pura (compuesto)
El gel de baño → Es una mezcla heterogénea, coloide muy viscoso
El bronce → Es una disolución de varios metales
Una moneda de dos euros → Es una mezcla heterogénea de diferentes metales
El uranio → Es una sustancia pura (elemento)
El combustible gas natural → Es una disolución de gases en gases
El agua azucarada → Es una disolución de sólido en líquido
La sangre → Es una mezcla heterogénea líquida de tipo coloide
21. 1. (a); 2. (a); 3. (a); 4. (b);
5. (a); 6. (a); 7. (a)

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Volumen = 240,8 ml
2. Concentración = 13 %
3. Concentración = 23,57%
4. Masa = 67,2 g
5. Solubilidad 10,71 g.sal /100g.agua
6. Masa = 275 g
7. Es la respuesta 2.
8. Es la respuesta 4
9. Es la respuesta 2
10. Es la respuesta 1

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Conocer la historia del átomo.
- Entender la teoría atómica de Dalton.
- Conocer los fenómenos eléctricos.
- Identificar las partículas subatómicas y sus características.
- Conocer los modelos atómicos de la materia.
- Entender el concepto de ion y distinguir entre catión, anión y átomo neutro.
- Explicar el experimento de Rutherford y sus consecuencias.

Antes de empezar

1. El átomo a través de la historia
Las primeras teorías atomistas
Teoría atómica de Dalton
2. Estructura atómica
Fenómenos eléctricos
El átomo es divisible
El descubrimiento del electrón
El descubrimiento del protón
El descubrimiento del neutrón
3. Modelos atómicos
Modelo de Thomson
Experimento de Rutherford
Modelo de Rutherford
Tamaños atómicos

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

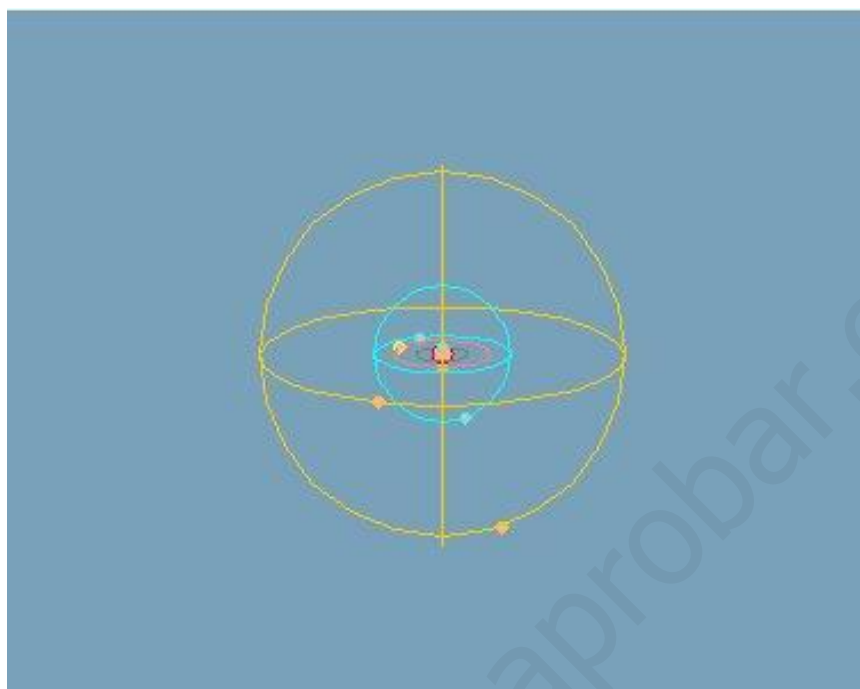
Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

El Átomo y los Modelos atómicos

Antes de empezar



Recuerda

Los fenómenos eléctricos fueron los que dieron lugar a que se pensara en la posibilidad de un átomo divisible. La corriente eléctrica se debe a un movimiento de electrones a través de un conductor.



Investiga

¿Qué es un Premio Nobel?, ¿en qué disciplinas se otorga?, ¿por qué descubrimiento recibió el Premio Nobel J. J. Thomson?, ¿por qué descubrimiento lo recibió E. Rutherford?



El Átomo y los Modelos atómicos

1. El átomo a través de la historia

Las primeras teorías atomistas

¿Qué ocurriría si dividiéramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar?

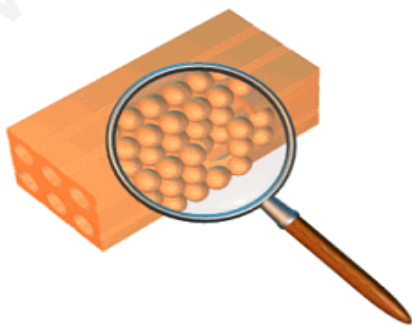
Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

De esta forma, se establecieron dos teorías: **atomista** y **continuista**, que se basaban en la existencia de partes indivisibles o en que siempre se podía seguir dividiendo.

En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de **átomos**, término que en griego significa "que no se puede dividir".

Los atomistas pensaban que:

- Todo está hecho de átomos. Si dividimos una sustancia muchas veces, llegaremos a ellos.
- Las propiedades de la materia varían según como se agrupan los átomos.
- Los átomos no pueden verse porque son muy pequeños.



Leucipo (450 a. C. - 370 a. C.). Nacido en Abdera, de su vida se conoce muy poco.



Fue maestro de Demócrito de Abdera y a ellos dos se les atribuye la fundación del atomismo, según el cual la realidad está formada tanto por partículas infinitas, indivisibles, de formas variadas y siempre en movimiento, los átomos, como por el vacío.

Leucipo fue el primero que pensó en dividir la materia hasta obtener una partícula tan pequeña que no pudiera dividirse más.

El Átomo y los Modelos atómicos

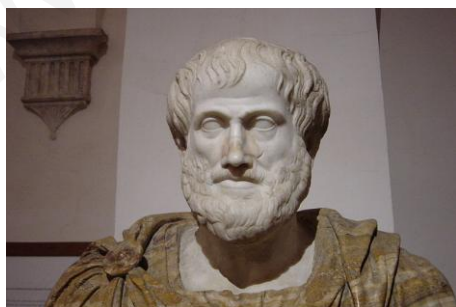
Aristóteles rechazó la teoría atomista y estableció que la materia estaba formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, esta teoría se llamó continuista. Gracias al prestigio que tenía, se mantuvo vigente en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años.

Los continuistas pensaban que:

- Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia.
- Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.
- Todas las sustancias están formadas por las combinaciones de los 4 elementos básicos: agua, aire, tierra y fuego.



Aristóteles (384 a. C. - 322 a. C.). es uno de los más grandes filósofos de la antigüedad, de la historia de la filosofía occidental y el autor enciclopédico más portentoso que haya dado la humanidad.



Fue el creador de la lógica formal, economía, astronomía, precursor de la anatomía y la biología y un creador de la taxonomía (es considerado el padre de la zoología y la botánica).

Demócrito (460 a. C. - 370 a. C.). Filósofo griego. Demócrito fue tan famoso en su época como otros filósofos de la importancia de Platón o de Aristóteles y debió de ser uno de los autores más prolíficos de la Antigüedad, aunque sólo se conservan fragmentos de algunas de sus obras, en su mayoría de las dedicadas a la ética, pese a que se le atribuyen diversos tratados de física, matemáticas, música y cuestiones técnicas.



Junto con su maestro, Leucipo, Demócrito es considerado fundador de la escuela atomista.

Demócrito pensaba y postulaba que los átomos son indivisibles, y se distinguen por forma, tamaño, orden y posición.

Para Demócrito, los átomos estuvieron y estarán siempre en movimiento y son eternos. El movimiento de los átomos en el vacío es un rasgo inherente a ellos, un hecho ligado a su existencia, infinito, eterno e indestructible.

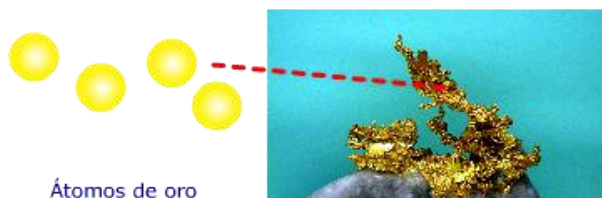
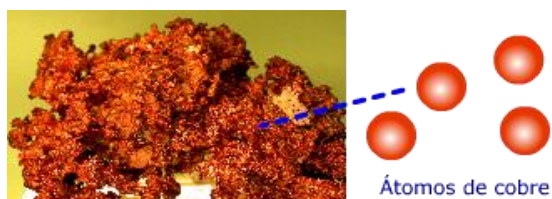
El Átomo y los Modelos atómicos

Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

La **teoría atómica de Dalton** se basa en los siguientes enunciados:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas ÁTOMOS.



2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.

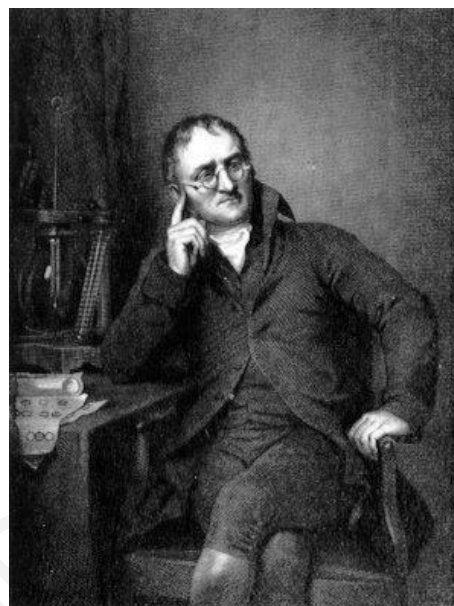


Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Oxígeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

John Dalton (1766 - 1844).
Naturalista, químico, matemático y meteorólogo británico.



En 1793 inició estudios sobre meteorología, recopilando a lo largo de su vida más de 200.000 anotaciones, y ese mismo año publicó Observaciones y Ensayos de Meteorología. En sus estudios sobre la meteorología desarrolló varios instrumentos de medición y propuso por primera vez que el origen de la lluvia se encuentra en el descenso de la temperatura. En este ámbito estudió también las auroras boreales, y determinó que éstas están relacionadas con el magnetismo de la Tierra.

En 1801 enunció la ley de las presiones parciales y la de las proporciones múltiples. En 1805 expuso la teoría atómica en la que se basa la ciencia física moderna. Demuestra que la materia se compone de partículas indivisibles llamadas átomos. También ideó una escala de símbolos químicos, que serán luego reemplazadas por la escala de Berzelius.

El Átomo y los Modelos atómicos

3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.

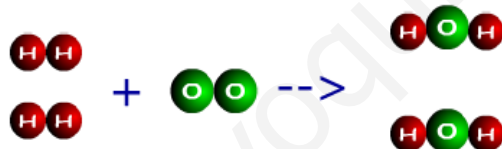


Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **1** átomo del elemento **Oxígeno**.



Todas las moléculas del compuesto Agua oxigenada son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **2** átomos del elemento **Oxígeno**.

4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian; pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.



En esta reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene.

Los símbolos de Dalton

Para Dalton, cada elemento está formado una clase de átomos, distinto en sus propiedades a los átomos de los demás elementos y, justamente, es esta distinción lo que separa un elemento de otro y los hace diferentes.

Así, asignó a cada elemento conocido un símbolo distinto, su símbolo químico que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los modernos símbolos químicos actuales.

ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	86
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	6		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	66
	Phosphorus	9		Copper	64
	Sulphur	16		Lead	207
	Magnesia	24		Silver	197
	Lime	28		Gold	197
	Soda	23		Platina	197
	Potash	39		Mercury	200



El Átomo y los Modelos atómicos

2. Estructura atómica

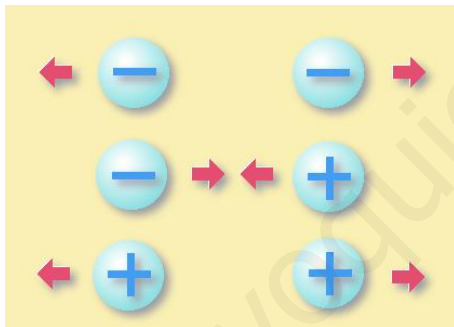
Fenómenos eléctricos

Algunos fenómenos de electrización pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia. Para explicar estos fenómenos, los científicos idearon un modelo según el cual los fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada **carga eléctrica**.

Las propiedades de los cuerpos eléctricos se deben a la existencia de dos tipos de cargas: positiva y negativa.

Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen.

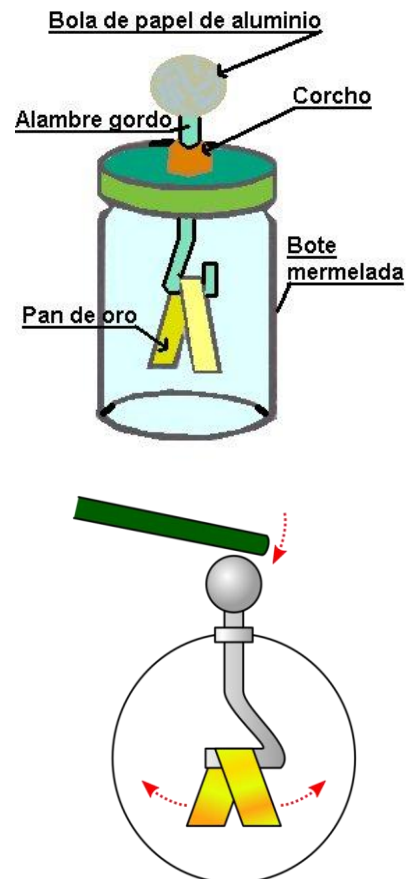
En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga. Si adquiere carga, tanto positiva como negativa, es porque tiene más cantidad de un tipo que de otro.



Fenómenos eléctricos: Electrostática

El fenómeno de la electricidad llamó la atención de las personas desde hace mucho tiempo. Hacia el año 600 a. C., el filósofo griego Tales de Mileto frotó una resina de ámbar con piel de gato y consiguió atraer con ella unos trozos de pluma. Ámbar, en griego, se denomina *elektron*, de ahí que ese fenómeno se conozca con el nombre de electricidad.

A lo largo de la historia de la electricidad se han ideado distintos aparatos para saber si un cuerpo está electrizado o no. Algunos de estos aparatos permiten comprobar que los cuerpos que tienen carga del mismo signo se repelen y si tienen cargas de distinto signo, se atraen. Aquí tenemos como ejemplo un Electroscopio:



El Átomo y los Modelos atómicos

El átomo es divisible

A comienzos del siglo XIX se presentaba la siguiente situación:

- Dalton había demostrado que la materia estaba formada por átomos.
- Existían experiencias de fenómenos eléctricos que demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas.

Por tanto, esas cargas eléctricas debían de estar de alguna forma en el interior de los átomos. Si esto era cierto, la teoría de Dalton era errónea, ya que decía que los átomos eran indivisibles e inalterables.

Debido a que no podían verse los átomos, se realizaron experimentos con tubos de descarga o tubos de rayos catódicos y así, de esta manera, se observaron algunos hechos que permitieron descubrir las partículas subatómicas del interior del átomo.

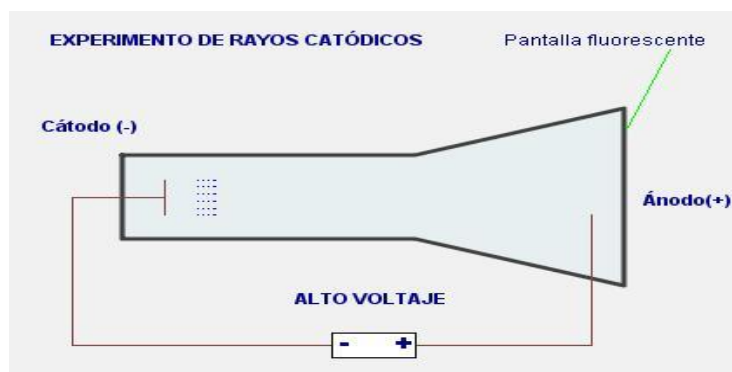
Los tubos de rayos catódicos eran tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje.

El descubrimiento del electrón

Es la primera partícula subatómica que se detecta.

El físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases. Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**.

Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.



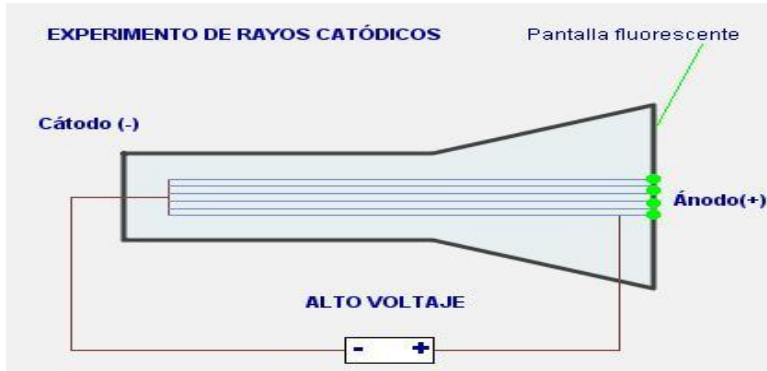
Joseph John Thomson (1856 - 1940). Físico británico. Hijo de un librero, Joseph John Thomson estudió en Owens College. En 1870 estudió ingeniería en la Universidad de Manchester y se trasladó al Trinity College de Cambridge en 1876. En 1884 se convirtió en profesor de Física de la Cátedra Cavendish.



Thomson investigó la naturaleza de los rayos catódicos y demostró que los campos eléctricos podían provocar la desviación de éstos y experimentó su desviación, bajo el efecto combinado de campos eléctricos y magnéticos, buscando la relación existente entre la carga y la masa de las partículas, proporcionalidad que se mantenía constante aun cuando se alteraba el material del cátodo.

En 1906 Thomson recibió el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la conducción de la electricidad a través de los gases. Se le considera el descubridor del electrón por sus experimentos con el flujo de partículas (electrones) que componen los rayos catódicos. Thomson elaboró en 1898 el modelo del "pastel de pasas" de la estructura atómica, en la que sostenía que los electrones eran como 'pasas' negativas incrustadas en un 'pudín' de materia positiva.

El Átomo y los Modelos atómicos



Eugen Goldstein (1850 - 1930). Físico alemán. Estudió física en Breslau y Berlín. Trabajó en Berlín y fue nombrado jefe de la sección de Astrofísica del observatorio Postdam.



El descubrimiento del protón

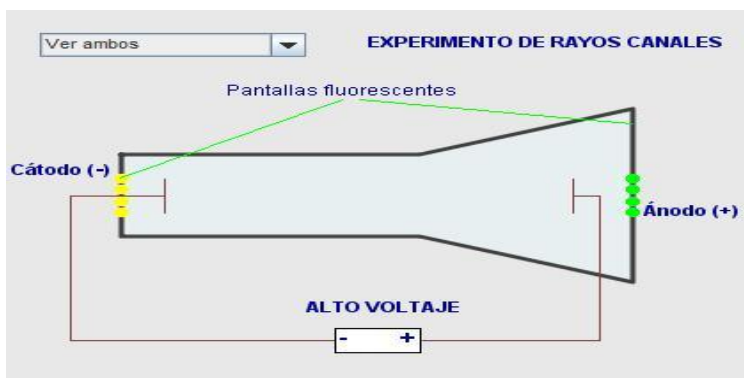
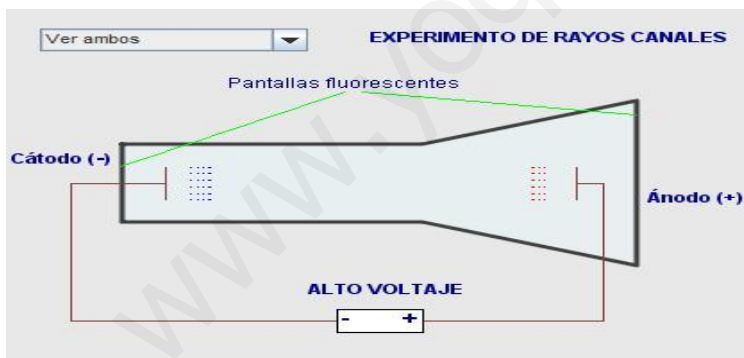
El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de **rayos canales**.

El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo.

Al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o **protón**, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

Investigó las descargas eléctricas producidas por gases a baja presión o enrarecidos al ser sometidos a una diferencia de potencial elevada. Esto le llevó a descubrir los rayos canales y, además, dio nombre a los rayos catódicos. Trabajó también con espectros atómicos.

Murió en 1930 en Berlín.



El Átomo y los Modelos atómicos

El descubrimiento del neutrón

Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el interior de los átomos.

Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de **neutrones**. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento.

Los neutrones son partículas sin carga y de masa algo mayor que la masa de un protón.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^-	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Protón	p^+	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	0

3. Modelos atómicos

Modelo de Thomson

Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, en 1904, que la mayor parte de la masa del átomo correspondería a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las uvas pasas en un pudín.

Este átomo tiene una carga positiva de +2



La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 2 electrones y su carga negativa es -2

Su carga neta es: $+2 - 2 = 0$

Es un átomo de Helio

James Chadwick (1891 - 1974). Físico inglés. Hijo de John Joseph Chadwick y Anne Mary Knowles. Fue a la Manchester High School, y estudió en la Universidad de Cambridge.



En 1932, Chadwick realizó un descubrimiento fundamental en el campo de la ciencia nuclear: descubrió la partícula en el núcleo del átomo que pasaría a llamarse neutrón, predicción hecha algunos años antes. Esta partícula no tiene carga eléctrica. En contraste con el núcleo de helio (partículas alfa) que está cargado positivamente y por lo tanto son repelidas por las fuerzas eléctricas del núcleo de los átomos pesados, esta nueva herramienta para la desintegración atómica no necesitaba sobrepasar ninguna barrera electrónica, y es capaz de penetrar y dividir el núcleo de los elementos más pesados. De esta forma, Chadwick allanó el camino hacia la fisión del uranio 235 y hacia la creación de la bomba atómica. Como premio por su descubrimiento se le otorgó la Medalla Hughes de la Royal Society en 1932 y el Premio Nobel de física en 1935. También descubrió el tritio.

El Átomo y los Modelos atómicos

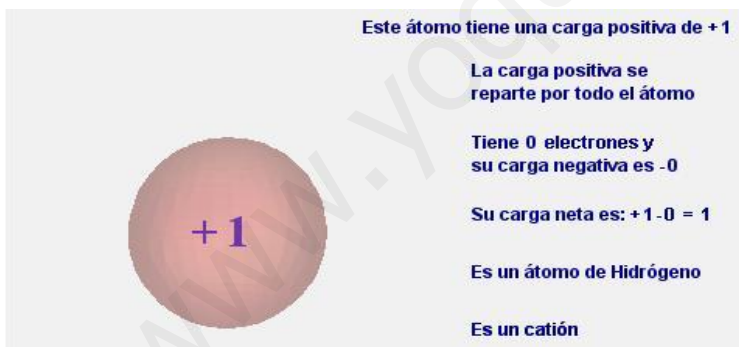


El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

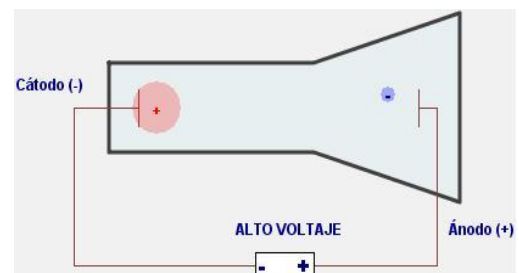
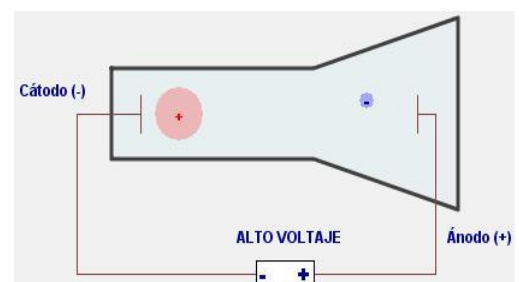
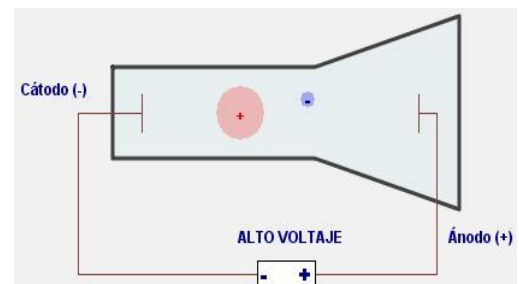
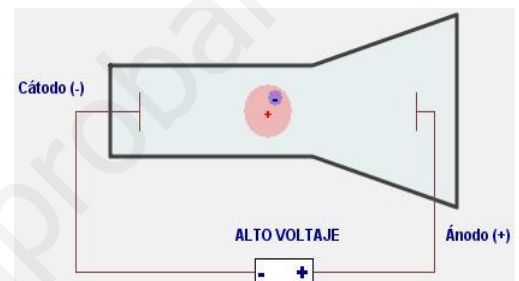
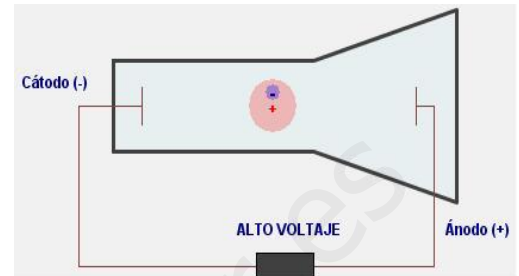
La **electrización**: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.

La **formación de iones**: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo.

Si un átomo pierde uno ó más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno ó más electrones adquiere carga neta negativa (anión).



Este modelo del "pudding de pasas" de Thomson era bastante razonable y fue aceptado durante varios años, ya que explicaba varios fenómenos, por ejemplo los rayos catódicos y los canales:

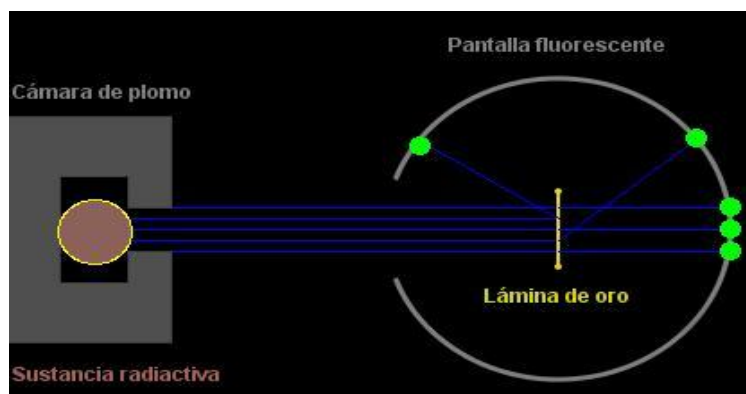


El Átomo y los Modelos atómicos

Experimento de Rutherford

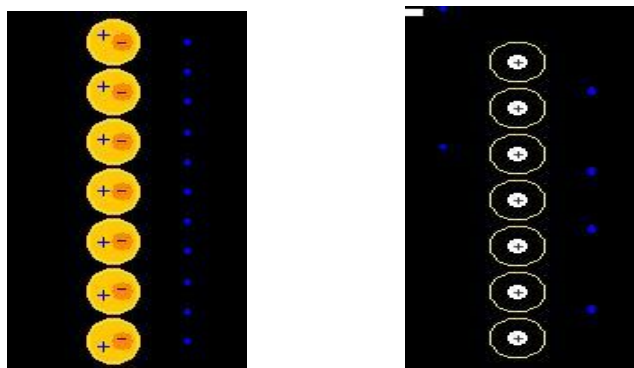
En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas:

La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección, como era de esperar. Algunas se desviaron considerablemente. Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.



El comportamiento de las partículas no podía ser explicado con el modelo de Thomson, así que Rutherford lo abandonó y sugirió otro basado en el átomo nuclear.

De acuerdo con el Modelo de Thomson, en el cual la carga positiva de cada átomo está distribuida de forma homogénea, las partículas positivas que atraviesan la lámina no deberían ser apreciablemente desviadas de su trayectoria inicial. Evidentemente, esto no ocurría. En el Modelo de Rutherford la carga positiva está concentrada en un núcleo central, de manera que las partículas positivas que pasan muy cerca de él, se desvían bastante de su trayectoria inicial y sólo aquellas pocas que chocan directamente con el núcleo regresan en la dirección de la que proceden.



Ernest Rutherford (1871 - 1937). Físico y químico británico. Rutherford destacó muy pronto por su curiosidad y su capacidad para la aritmética. Sus padres y su maestro lo animaron mucho, y resultó ser un alumno brillante tanto en los estudios como en la experimentación.



Por sus trabajos en el campo de la física atómica, Rutherford está considerado como uno de los padres de esta disciplina. Investigó también sobre la detección de las radiaciones electromagnéticas y sobre la ionización del aire producido por los rayos X. Estudió las emisiones radioactivas descubiertas por H. Becquerel, y logró clasificarlas en rayos alfa, beta y gamma. En 1902 Rutherford formuló la teoría sobre la radioactividad natural asociada a las transformaciones espontáneas de los elementos. Colaboró con H. Geiger en el desarrollo del contador Geiger, y demostró (1908) que las partículas alfa son iones de helio (más exactamente, núcleos del átomo de helio) y, en 1911, describió un nuevo modelo atómico (modelo atómico de Rutherford), que posteriormente sería perfeccionado por N. Bohr.

Ganó el Premio Nobel de Química en 1908 por descubrir que la radiactividad iba acompañada por una desintegración de los elementos.

El Átomo y los Modelos atómicos

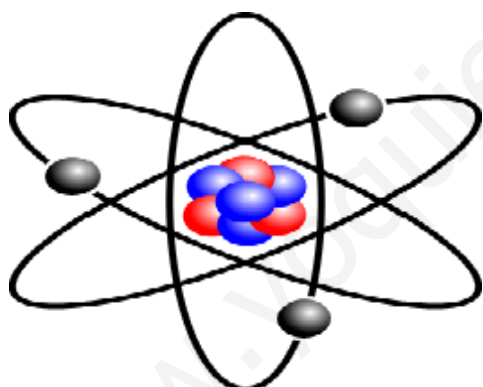
Modelo de Rutherford

El Modelo de Rutherford establece que:

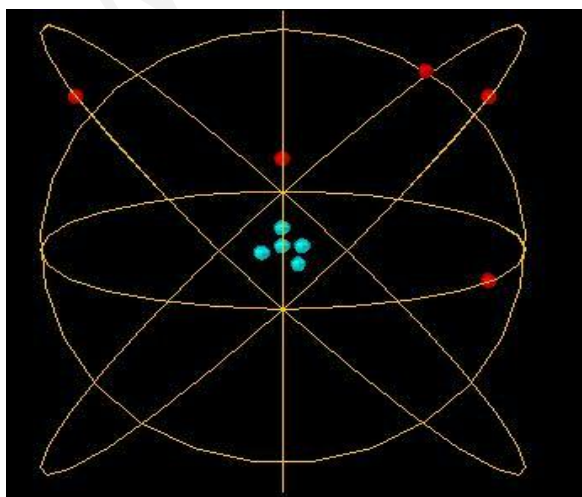
El átomo tiene una zona central o **núcleo** donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o **corteza** donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. (Realmente, las partículas del núcleo (protones y neutrones) se descubrieron después de que Rutherford estableciera su modelo. El experimento de Rutherford sólo informaba de un núcleo pequeño y positivo, no aclaraba nada más).

La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en un número igual al de electrones de la corteza.

El átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran a gran velocidad alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño.



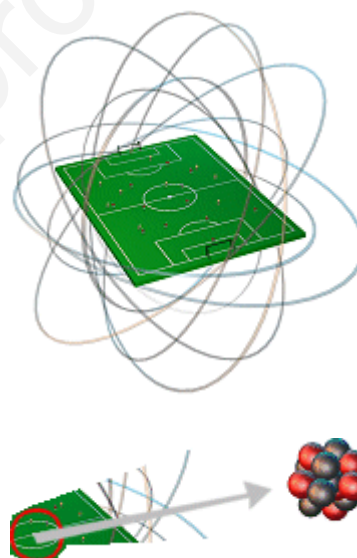
Representación del Modelo de Rutherford.



Tamaño atómico

Distintas experiencias han permitido medir el tamaño de los átomos. Considerado como una esfera, el átomo tiene un radio de unos 10^{-10} m y el núcleo tiene un radio de unos 10^{-14} m. De aquí se puede deducir que el núcleo es unas 10000 veces más pequeño que el átomo.

Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como un guisante colocado en su centro, y los electrones se encontrarían en las gradas girando alrededor del campo.



El núcleo es 10.000 veces menor que el átomo.

Entre el núcleo y la corteza, hay espacio vacío, donde no hay absolutamente nada.

El Átomo y los Modelos atómicos



Para practicar

1. ¿Cuáles eran los cuatro elementos en que creían los continuistas?
2. ¿Quiénes fueron los precursores de la Teoría Atomista?
3. ¿Qué diferencias existen entre la Teoría Atomista y la Teoría Continuista?
4. ¿A qué se deben los fenómenos eléctricos?
5. ¿Cómo se descubre el electrón?
6. ¿Cómo se descubre el protón?
7. ¿Qué carga tienen las partículas elementales?
8. ¿En qué consiste el Modelo de Thomson?
9. ¿En qué consiste el Modelo de Rutherford?
10. ¿Por qué el experimento de Rutherford hace cambiar el modelo del átomo?
11. Si el átomo tiene un radio de 10^{-10} m y el núcleo un radio de 10^{-14} m, ¿cuál es la relación entre sus tamaños?
12. Indica cuáles, de los siguientes, se consideraban elementos según Aristóteles:
a) Hierro, b) Agua, c) Arena, d) Tierra.
13. Indica la respuesta correcta: a) La teoría atomista se mantiene más de 2000 años,
b) La teoría continuista se mantiene más de 2000 años.



Para practicar

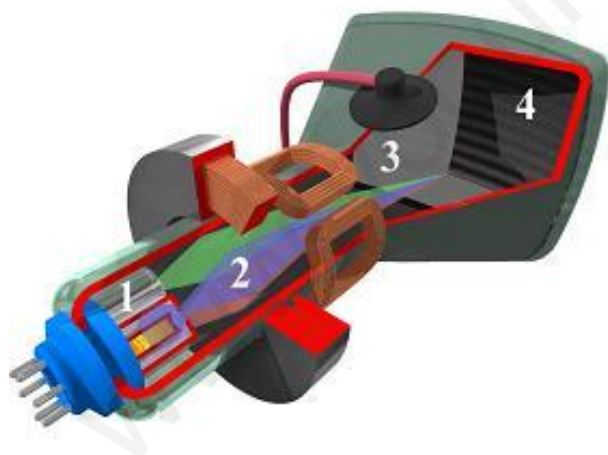
14. Indicar la opción correcta: Según la teoría atomista, un trozo de hierro ...
- Se puede dividir indefinidamente.
 - Se puede dividir hasta llegar a los átomos.
 - No se puede dividir.
15. Selecciona la respuesta correcta: Los electrones son partículas: a) Sin carga, b) Con carga negativa, c) Con carga positiva.
16. Indica las frases que son falsas:
- Dalton predijo la existencia de electrones.
 - Los electrones son más grandes que los átomos.
 - Los electrones tienen carga negativa.
17. Indica las frases verdaderas:
- Goldstein descubre el electrón.
 - Dalton descubre el protón.
 - Thomson descubre el electrón.
18. Indica la opción correcta: Si el Modelo de Thomson hubiese sido válido ...
- Las partículas alfa, positivas, se habrían desviado mucho.
 - Las partículas alfa, positivas, habrían rebotado.
 - Las partículas alfa, positivas, no se habrían desviado apenas.
19. Al estar la masa del átomo concentrada casi toda en el núcleo, ¿cómo será éste?
- Poco denso.
 - Muy denso.
 - Igual de denso que el átomo completo.



La televisión

El Tubo de Rayos Catódicos (CRT del inglés Cathode Ray Tube) es un dispositivo de visualización que se emplea principalmente en monitores y televisiones, aunque en la actualidad se están sustituyendo paulatinamente por tecnologías como plasma, LCD, debido al menor consumo energético de estos últimos. Los televisores CRT se han utilizado en nuestros hogares durante 50 años.

En un televisor a color tres diferentes emisores (1) lanzan haces de electrones de distinta energía (2). Existe un sistema complejo de campos magnéticos (3) encargado de enfocar los haces sobre la pantalla (4), donde, en cada punto, hay tres sustancias diferentes, sensibles a cada uno de los haces.



Curiosidades

¿Sabías que si nuestros átomos fueran del tamaño de una naranja, nosotros seríamos tan grandes que el Sistema Solar completo entraría en la palma de nuestra mano? En nuestro cuerpo hay una cantidad enormemente grande de átomos.

En las horas anteriores a una tormenta en el aire predominan los iones positivos o cationes, inquietando a los animales y a los insectos. Cuando ha pasado la tormenta, en el aire predominan los iones negativos o aniones, por lo que se percibe más fresco, limpio y agradable.

Dalton afirmó que los átomos eran pequeñísimos e indestructibles y que todas las sustancias conocidas estaban compuestas por combinaciones de esos átomos. Con sus propias palabras:

"Tan difícil sería introducir un nuevo planeta en el sistema solar, o aniquilar uno ya existente, como crear o destruir una partícula de hidrógeno".



Recuerda lo más importante

Las primeras teorías atomistas

Los **atomistas** pensaban que todo estaba formado por átomos. Los **continuistas** no creían en los átomos y establecían que la materia estaba formada por: agua, aire, tierra y fuego (llamados los 4 elementos).

Teoría atómica de Dalton

- La materia está formada por **átomos**.
- Los átomos de un elemento son iguales entre sí y diferentes a los de otros elementos.
- Los compuestos se forman por combinaciones de átomos de diferentes elementos.

Naturaleza eléctrica de la materia

- Existen dos fenómenos eléctricos en la materia: **atracción** y **repulsión**.
- La carga eléctrica es una propiedad de la materia. Puede ser **positiva (+)** o **negativa (-)**.
- Las cargas del mismo tipo se repelen y las de distinto tipo se atraen.

Estructura atómica

La existencia de cargas eléctricas y los experimentos con tubos de descarga demuestran que el átomo es divisible. Las partículas que forman el átomo son:

- **Electrones:** Partículas con carga negativa.
- **Protones:** Partículas con carga positiva.
- **Neutrones:** Partículas sin carga.

La masa de protones y neutrones es mucho mayor que la de los electrones.

Un átomo es neutro si tiene el mismo número de protones que de electrones.

Modelos atómicos

- **Modelo de Thomson:** El átomo es una esfera maciza de carga positiva en la que se encuentran incrustados los electrones.
- Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones: si pierde uno o más electrones, adquiere carga neta positiva y se convierte en un **catión**; si gana uno o más electrones, adquiere carga neta negativa y se transforma en un **anión**.
- **Modelo de Rutherford:** El átomo está compuesto por un pequeño núcleo con protones y neutrones, en el que se encuentra casi toda la masa del átomo y una zona externa (corteza) en la que los electrones están en continuo movimiento. El átomo constituye un espacio fundamentalmente vacío.
- El radio del átomo es 10000 veces mayor que el del núcleo.

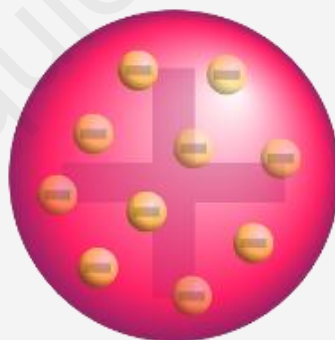
Autoevaluación



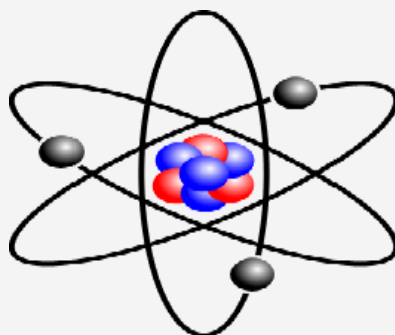
1. ¿Qué podemos encontrar en el núcleo de un átomo?
2. ¿Qué experimento obligó a establecer un modelo nuclear para el átomo?
3. Para formar un anión de carga -1 , el átomo debe:
4. Si colocásemos átomos en fila, ¿cuántos habría que poner para que ocuparan 1 mm ?
5. ¿Qué científico descubrió el protón?
6. Para formar un catión de carga $+2$, el átomo debe.
7. ¿Quién descubrió el electrón?
8. Los rayos catódicos están formados por:
9. Un átomo con 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones es un:
10. El modelo en el que los electrones giran en la corteza del átomo y hay un núcleo, es el modelo de:

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Agua, Aire, Tierra y Fuego.
2. Leucipo y Demócrito.
3. En la Teoría Atomista se piensa que la materia sólo se puede dividir hasta cierto punto, esa división llegaba hasta los átomos. En la Teoría Continuista se pensaba que la materia se podía dividir indefinidamente, sin límites.
4. A la existencia de dos tipos de cargas: positiva y negativa. Si ambas cargas son iguales, se repelen y si son diferentes, se atraen.
5. Estudiando la emisión de rayos catódicos en tubos de descarga. Estos rayos se dirigían desde el cátodo (-) hasta el ánodo (+).
6. Estudiando los efectos en tubos de descarga. Aparecieron unos rayos que iban desde el polo positivo o ánodo al negativo o cátodo.
7. Las partículas elementales tienen las siguientes cargas: Protón (carga positiva), Electrón (carga negativa) y Neutrón (sin carga).
8. Considera al átomo como una esfera con toda la masa y la carga positiva. Los electrones están incrustados en la esfera. La carga positiva se compensa con la carga negativa de los electrones.



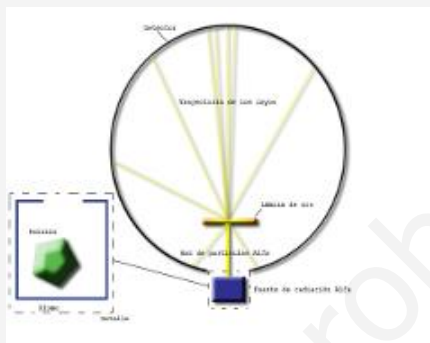
9. Considera un núcleo donde están los protones y los neutrones. En la corteza se encuentran los electrones girando a gran velocidad.



El Átomo y los Modelos atómicos

Soluciones de los ejercicios para practicar

10. Si el Modelo de Thomson hubiese sido válido, todas las partículas alfa habrían atravesado la lámina de oro casi sin desviarse.



11.
$$\frac{\text{Radio del átomo}}{\text{Radio del núcleo}} = \frac{10^{-10} \text{ m}}{10^{-14} \text{ m}} = 10000.$$

12. b) y d)

13. b)

14. b)

15. b)

16. a) y b)

17. c)

18. c)

19. b)

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Protones y neutrones.
2. Experimento de Rutherford.
3. Ganar 1 electrón.
4. 10000000 átomos.
5. Goldstein.
6. Perder 2 electrones.
7. Thomson.
8. Electrones.
9. Anión de carga -2.
10. Rutherford.

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Conocer los modelos atómicos actuales de la materia.
- Aprender a dibujar átomos con el Modelo de Bohr.
- Entender los conceptos de Número atómico y Número másico y emplearlos para identificar átomos.
- Representar iones empleando los números atómico y másico.
- Entender el concepto de isótopo.
- Calcular masas atómicas como media ponderada de los distintos isótopos.
- Conocer el fenómeno de la Radiactividad y sus aplicaciones.

Antes de empezar

1. Nuevos hechos, nuevos modelos
Modelo de Bohr
Cómo dibujar átomos
2. Identificación de átomos
Números atómico y másico
Iones
3. Isótopos y Masa atómica
Isótopos
Masa atómica
Cálculo de la masa atómica
4. Radiactividad
Radiactividad
Fisión nuclear
Fusión nuclear
Aplicaciones de los Radioisótopos
Residuos radiactivos

Ejercicios para practicar

Para saber más

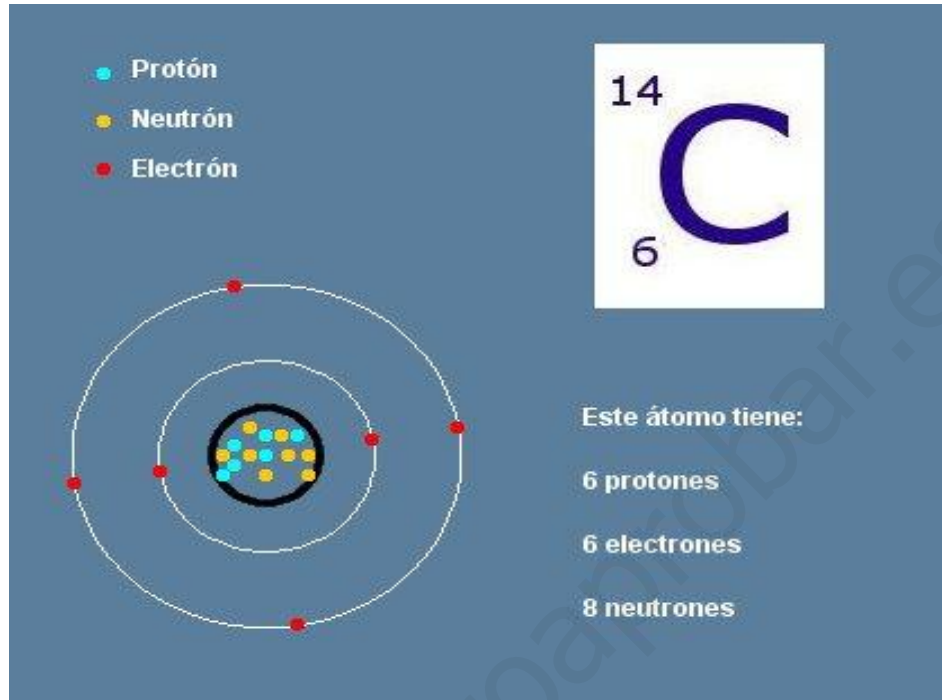
Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar



Recuerda

Uno de los problemas de nuestra sociedad es la búsqueda de fuentes de energía limpias, duraderas y no peligrosas. Existen distintas fuentes de energía, renovables y no renovables.



Investiga

¿Qué ocurrió en 1986 en la Central Nuclear de Chernóbil?, ¿es totalmente segura la energía nuclear?, ¿qué efectos tuvo a corto plazo?, ¿qué efectos tiene a largo plazo?



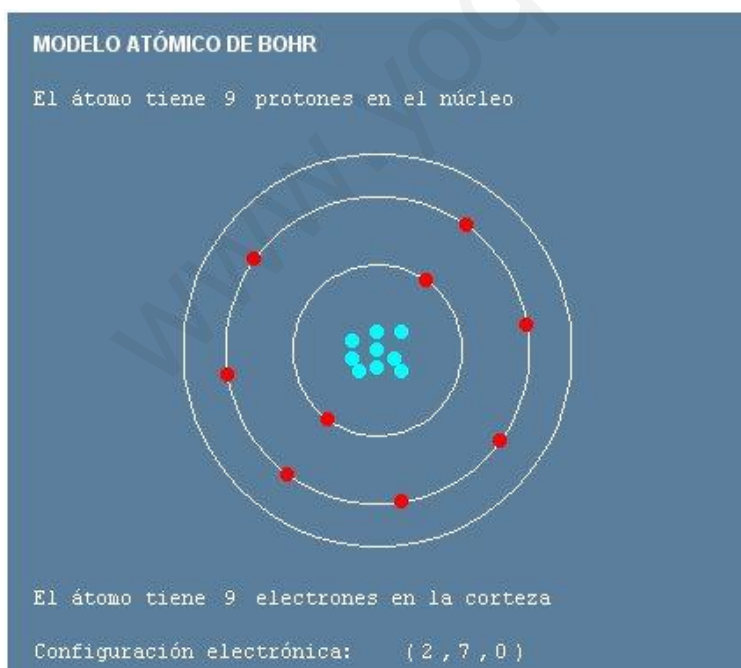
Concepto moderno del átomo

1. Nuevos hechos, nuevos modelos

Modelo de Bohr

En la primera mitad del siglo XX se realizaron unos descubrimientos que no podían ser explicados con el modelo de Rutherford. El físico N. Bohr propone un modelo en el que los electrones sólo pueden ocupar **ciertas órbitas circulares**. Los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores (de menor energía) y después las superiores.

La distribución de los electrones en las capas se denomina **configuración electrónica** y se realiza de la siguiente manera: La 1ª capa puede contener, como máximo, 2 electrones. La 2ª capa puede contener, como máximo, 8 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 1ª ya está completa. La 3ª capa puede contener, como máximo, 18 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 2ª capa ya está completa. El número de electrones en cada capa se representa entre paréntesis y separados por comas. Por ejemplo, un átomo que tenga 11 electrones, los distribuye así: (2,8,1). Es decir, 2 electrones en la capa 1, 8 electrones en la capa 2 y 1 electrón en la capa 3.



Niels Bohr (1885 - 1962). Físico danés. Tras doctorarse en la Universidad de Copenhague en 1911, completó sus estudios en Manchester, Inglaterra a las órdenes de Ernest Rutherford.



Basándose en las teorías de Rutherford, publicó su modelo atómico en 1913, introduciendo la teoría de las órbitas cuantificadas, que consiste en que, en torno al núcleo atómico, el número de electrones en cada órbita aumenta desde el interior hacia el exterior. En su modelo, además, los electrones podían caer (pasar de una órbita a otra) desde una órbita exterior a otra interior, emitiendo energía, hecho sobre el que se sustenta la Mecánica Cuántica.

En 1916, Bohr comenzó a ejercer de profesor en la Universidad de Copenhague, accediendo en 1920 a la dirección del recientemente creado Instituto de Física Teórica.

En 1922 recibió el Premio Nobel de Física por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación.

Después de la guerra, abogando por los usos pacíficos de la energía nuclear, retornó a Copenhague, ciudad en la que residió hasta su fallecimiento en 1962.

Concepto moderno del átomo

Cómo dibujar los átomos

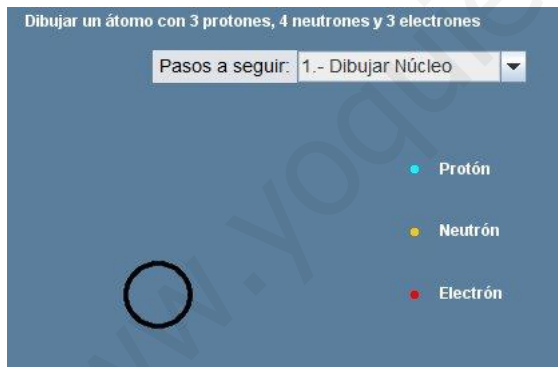
Hay que tener en cuenta que esto es sólo una aproximación para realizar el dibujo del átomo. Realmente, como vimos en la quincena anterior, el núcleo es 10000 veces menor que la corteza y no de tamaños parecidos.

El átomo está constituido por dos zonas: Núcleo y Corteza.

Núcleo: Se dibuja un círculo y, en su interior, se colocan los protones y los neutrones en el número que se nos indique. Este número dependerá del tipo de elemento que sea, como veremos más adelante.

Corteza: Primeramente, se dibujan las capas electrónicas alrededor del núcleo. Después se van colocando los electrones en las distintas capas. Debemos tener en cuenta que en la primera capa sólo caben 2 electrones. Una vez llena la primera, en la segunda capa, caben hasta 8 electrones. En la 3ª capa caben hasta 18 electrones, una vez llenada la 2ª.

Por ejemplo, veamos cómo se dibujaría un átomo con 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones:



Concepto moderno del átomo

2. Identificación de átomos

Números atómico y másico

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama **Número atómico** y se representa con la letra **Z**. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

El **Número másico** nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra **A** y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa, aproximadamente, la masa del átomo medida en una, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse.

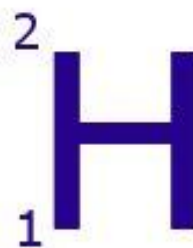
El símbolo tiene número atómico $Z = 1$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 1 protón en el núcleo. Es Hidrógeno.

El símbolo tiene número másico $A = 2$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 2 partículas en el núcleo, entre protones y neutrones. Como $Z = 1$, tiene 1 protón y $A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrón.

Iones

Un catión es un átomo con carga positiva. Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga +1, esto indica que ha perdido un electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón, al ser positivo lo ha perdido y, por ello, tiene 0 electrones.

Un anión es un átomo con carga negativa. Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga -1, esto indica que ha ganado 1 electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón; al tener carga -1 ha ganado otro; por tanto, tiene 2 electrones.



3. Isótopos y Masa atómica

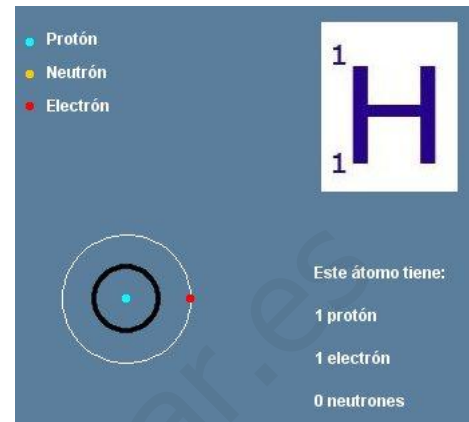
Isótopos

Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden diferenciarse en el número de neutrones.

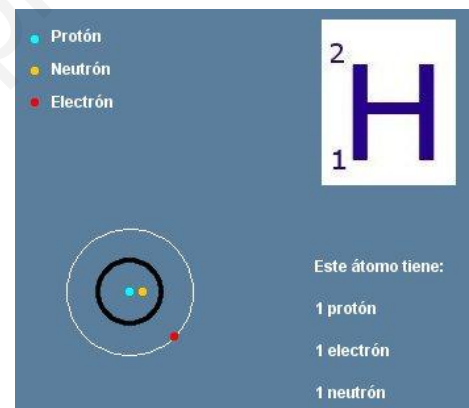
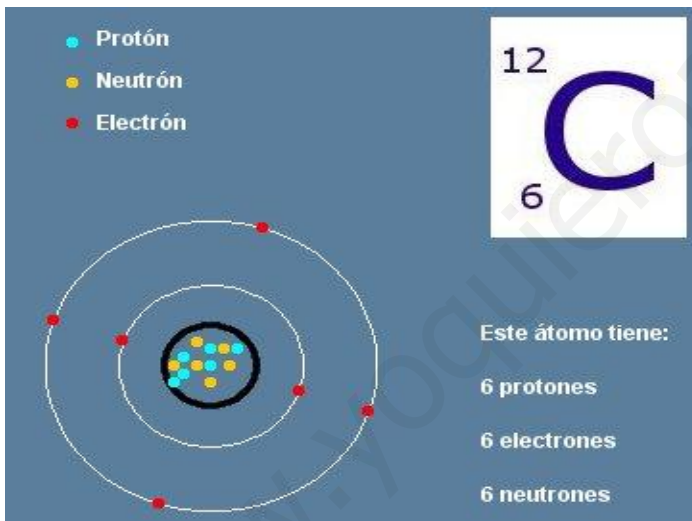
Se llaman **Isótopos** los átomos que tienen el mismo número de protones y se diferencian en el número de neutrones. Por tanto, presentan el mismo número atómico (Z) y diferente número másico (A).

Los isótopos tienen masa diferente, ya que tienen distinto número de neutrones.

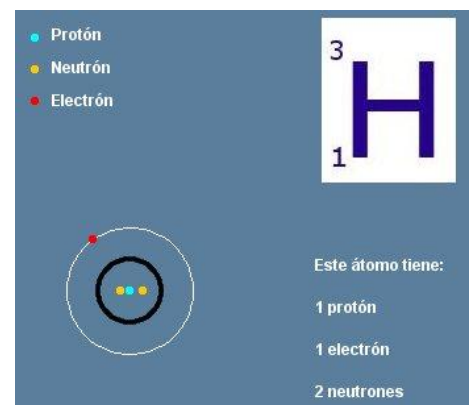
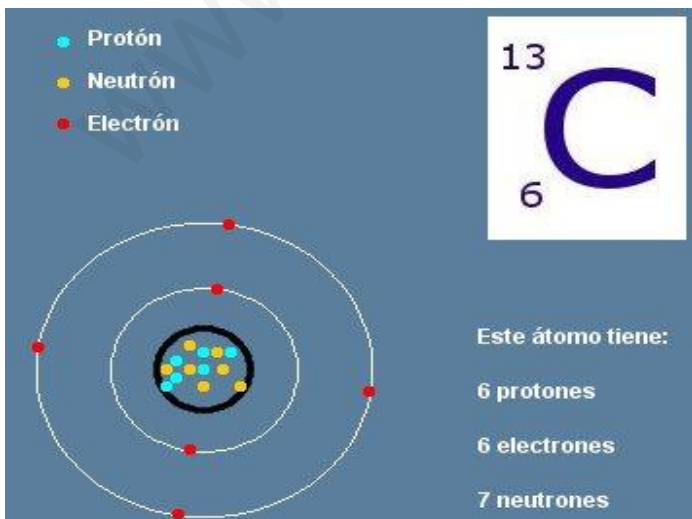
Para nombrarlos se indica su nombre seguido de su número másico; por ejemplo, sodio-23 (Na-23), hidrógeno-3 (H-3), carbono-14 (C-14).



Isótopo del hidrógeno-1



Isótopo del hidrógeno-2



Isótopo del hidrógeno-3

Concepto moderno del átomo

Cálculo de la Masa atómica

Como hemos visto, no todos los átomos de un elemento son exactamente iguales. La mayoría de los elementos presentan diferentes isótopos y esto hay que considerarlo para calcular la masa atómica.

La masa atómica de un elemento es la **masa media ponderada** de sus isótopos. Por eso, la masa atómica de un elemento no es un número entero. La media ponderada quiere decir que no todos los isótopos tienen el mismo porcentaje.

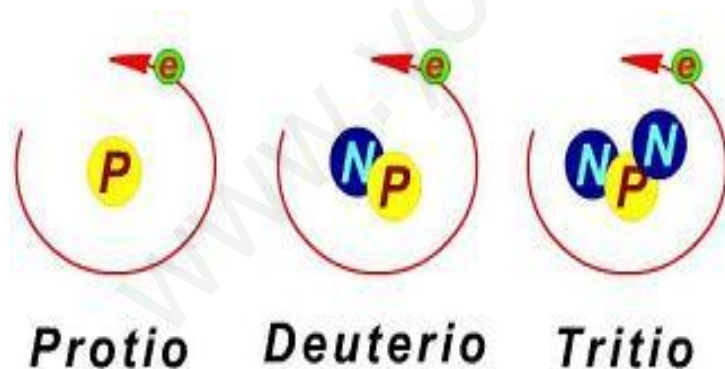
Veamos unos ejemplos:

1) El cloro tiene dos isótopos: Cl-35 en un 75,5 % y Cl-37 en un 24,5 %. Por tanto, la masa atómica media será:

M.a. (Cl) = 35 uma · 75,5/100 + 37 uma · 24,5/100 = **35,49 uma**. Esta masa atómica es la que aparecerá en la tabla periódica para el cloro.

2) El magnesio natural tiene un isótopo de masa atómica 24 uma y abundancia 78,70 %, un segundo isótopo de masa 25 uma y abundancia 10,13 % y otro de masa 26 uma y abundancia 11,17 %. Su masa atómica media será:

M.a. (Mg) = 24 uma · 78,7/100 + 25 uma · 10,13/100 + 26 uma · 11,17/100 = **24,32 uma**.



Masa atómica

La **masa atómica** de un elemento es la que corresponde al promedio de las masas de sus distintos isótopos según las abundancias relativas naturales de estos en dicho elemento. Hay que tener en cuenta las masas de los distintos isótopos y sus porcentajes en la naturaleza.

Ya que la unidad de masa del SI, el kg, es demasiado grande, se define la llamada **unidad de masa atómica (uma)** que es la doceava parte de la masa del isótopo de carbono-12 (1 uma = masa del carbono-12/12). Se divide la masa del C-12 (que tiene 6 protones y 6 neutrones) entre 12. Esta unidad sí es del tamaño de los átomos.

Lo que se hace es medir la masa de los átomos de todos los elementos en uma. Para ello, se compara la masa de cualquier elemento con la masa del carbono-12 dividida entre 12. Por ejemplo, la masa del oxígeno es 16 uma, lo que indica que su masa es 16 veces mayor que la del carbono-12 dividida entre 12.

Las masas atómicas de los elementos están calculadas y aparecen como datos en la Tabla Periódica.



4. Radiactividad

Radiactividad

La **radiactividad** es un fenómeno en el cual, los núcleos de átomos que no son estables (suelen ser aquellos que tienen un número de neutrones muy superior al de protones), emiten partículas y radiaciones de forma espontánea hasta que consiguen estabilizarse. Esto hace que los núcleos de un elemento se transformen en núcleos de otro elemento diferente. Estos núcleos de isótopos radiactivos se denominan **radioisótopos**.

Las partículas y radiaciones que pueden ser emitidas son:

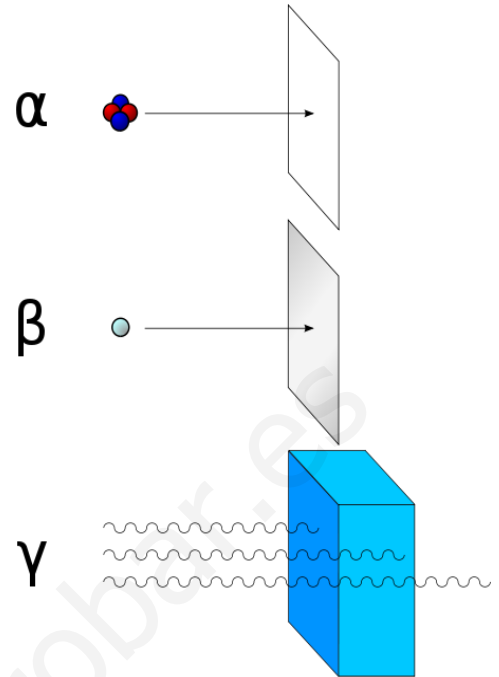
- **Partículas alfa** (α): Formadas por 2 protones y 2 neutrones (núcleos de helio). Su carga es positiva y son emitidas a gran velocidad. Tienen poco poder de penetración.
- **Partículas beta** (β): Son electrones que se desplazan a gran velocidad. Tienen mayor poder de penetración que las partículas alfa.
- **Rayos gamma** (γ): Son radiaciones de alta energía, que se propagan a la velocidad de la luz. Son muy penetrantes, sólo son detenidos por gruesas capas de plomo u hormigón.

Fisión nuclear

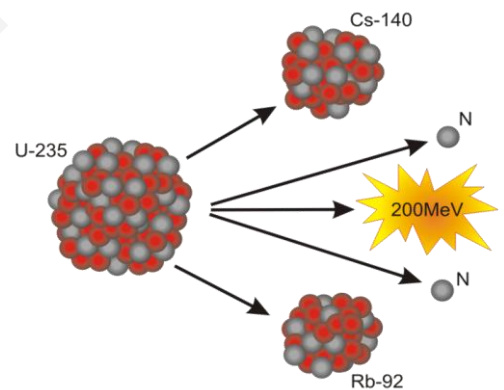
La **fisión nuclear** consiste en la rotura de núcleos de átomos "grandes" mediante bombardeo con neutrones, dando lugar a dos o más núcleos de átomos "pequeños" y algunas otras partículas. Además se libera gran cantidad de energía.

El proceso comienza al bombardear el núcleo grande con partículas como neutrones. (Los neutrones son buenos proyectiles ya que al no tener carga son menos rechazados por parte del núcleo). Además de núcleos de elementos con átomos más pequeños, se liberan otros neutrones que rompen otros núcleos grandes, en lo que se denomina una **reacción en cadena**.

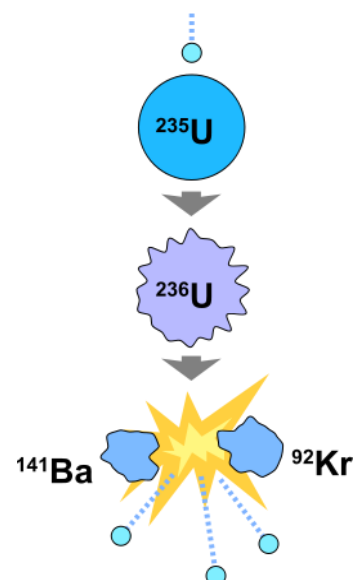
La gran cantidad de energía que se libera se llama **energía nuclear**. Esta energía se aprovecha en las centrales nucleares para obtener energía eléctrica. También es la responsable del efecto destructivo de las bombas atómicas y de los misiles nucleares.



Tipos de emisión de radiación



Fisión nuclear



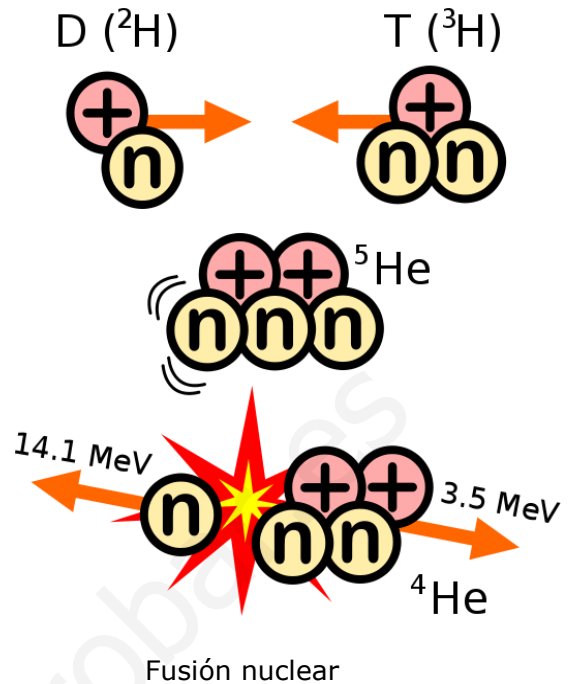
Concepto moderno del átomo

Fusión nuclear

La **fusión nuclear** es un proceso en el que núcleos de átomos muy pequeños se unen para dar núcleos de átomos mayores.

Dos átomos de hidrógeno pueden unir sus núcleos y convertirse en un átomo de helio. Este proceso se realiza continuamente en nuestro Sol y en todas las demás estrellas del Universo. Como resultado se desprende una gran cantidad de energía.

Esta fuente de energía tendría la gran ventaja de no producir residuos radiactivos. El problema es que lograr la fusión de forma controlada tiene grandes dificultades técnicas. Se requiere muchísima energía inicial (hay que poner los átomos de combustible a 100 millones de °C) por eso esta reacción se denomina termonuclear. A esta temperatura la materia se encuentra en estado de plasma (átomos en un mar de electrones sueltos) y no se puede confinar en ningún recipiente porque ninguno soporta esta temperatura.



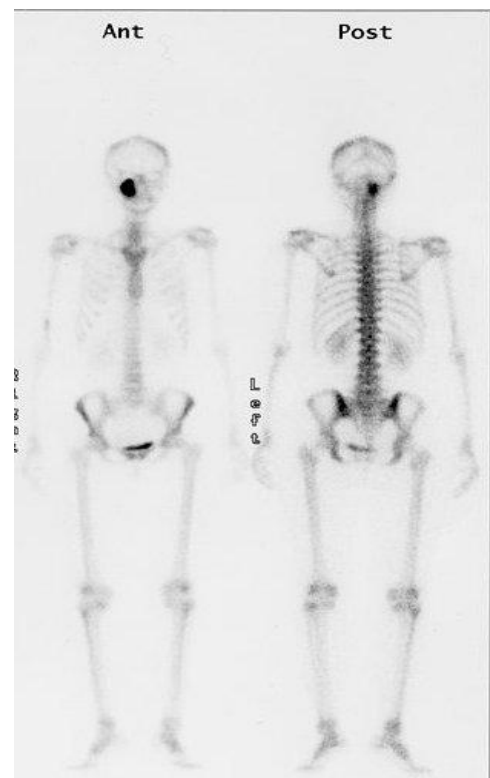
Aplicaciones de los radioisótopos

Los **Radioisótopos** son isótopos radiactivos de un elemento. Por ejemplo, el 3H es un isótopo radiactivo del 1H .

Las aplicaciones de los radioisótopos se basan en que un isótopo radiactivo es, desde el punto de vista físico y químico, exactamente igual a su isótopo no radiactivo y se comporta de la misma forma en cualquier proceso físico o químico en el cual participe. La ventaja es que se trata de un átomo "marcado" y puede ser seguido en todas sus reacciones químicas y/o biológicas gracias a las radiaciones que emite.

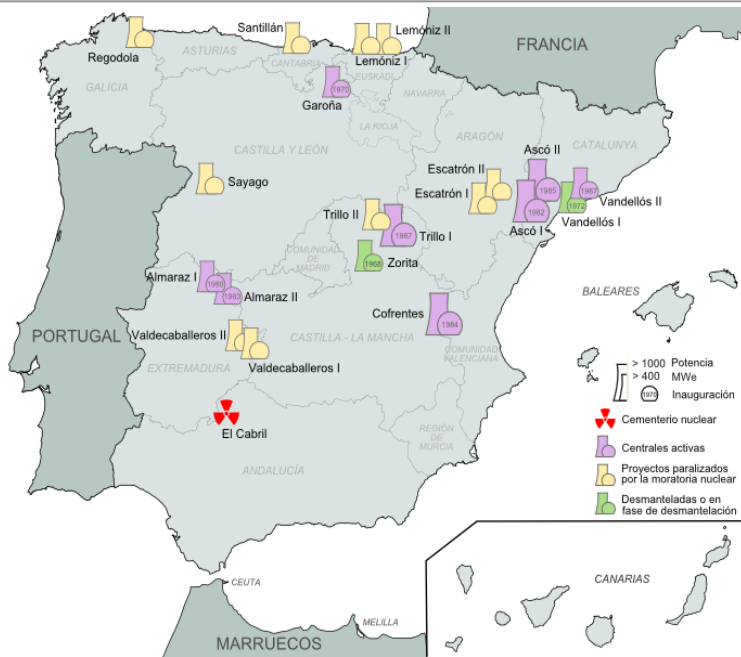
Teniendo en cuenta estas características de los radioisótopos, se pueden emplear para tres aplicaciones fundamentalmente, como son:

- Fuente de energía.
- Investigaciones científicas.
- Aplicaciones médicas.



Aplicaciones médicas de radioisótopos

Concepto moderno del átomo



Centrales nucleares en España

En las **Centrales nucleares** se obtienen grandes cantidades de energía aprovechando la fisión de ciertos isótopos. Los isótopos más empleados en estas centrales son el uranio-235 y el plutonio-239.

Otra de las formas de aprovechamiento de la energía nuclear, es en la fabricación de pilas de muy larga duración. Uno de los isótopos más empleados es el plutonio-238. Estas pilas se colocan en lugares de difícil acceso o que no pueden ser cambiadas con frecuencia, como por ejemplo: en marcapasos, en estaciones marítimas o en sondas espaciales.

En investigación científica puede usarse para **determinar la antigüedad de un hallazgo arqueológico**. Cada isótopo se desintegra a un ritmo, que depende del número de átomos presentes en la muestra y de su tipo. Se puede medir la velocidad a la que estos isótopos emiten radiación mediante un Contador Geiger. Así conoceremos la edad del material. Por ejemplo, la datación mediante la prueba del carbono-14.

Se utilizan también como **rastreadores** o **marcadores**, para saber en qué se transforma exactamente una sustancia en una reacción química. Estas investigaciones son muy importantes para conocer cómo ocurren las reacciones en los seres vivos. Por ejemplo, si tomamos un vaso de agua con sal (NaCl) que contenga al isótopo sodio-24, podemos observar que el sodio tarda sólo 75 segundos en llegar a la superficie de nuestra piel, por transpiración.

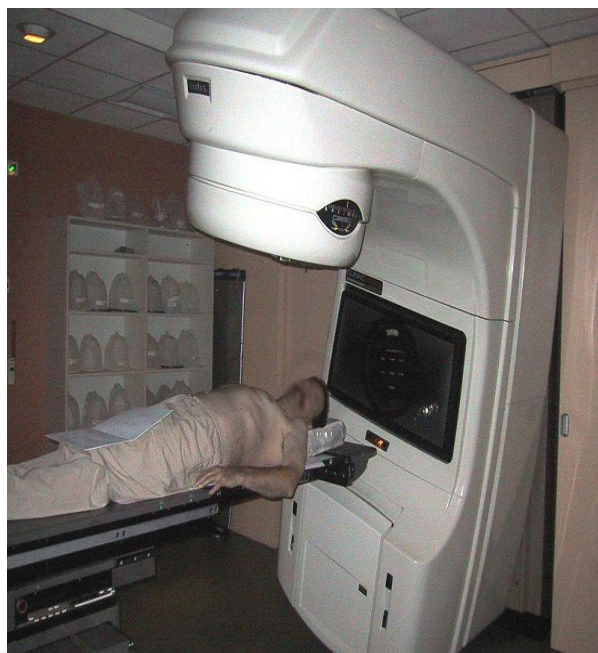


Determinación de la edad de un Australopithecus afarensis por la prueba del carbono-14

Concepto moderno del átomo

Para **diagnosticar algunas enfermedades** se introduce en los enfermos (bebiendo o inyectando un líquido) una sustancia que contiene un isótopo radiactivo que emita radiación con poca energía. La sustancia se fija en el órgano que se desea estudiar y, así, se puede observar, por la radiación que emite. La radiación se detecta con aparatos como la cámara de rayos gamma. Por ejemplo, el tecnecio-99 se emplea en el diagnóstico de enfermedades óseas. Para ello se suministra con compuestos de fósforo que se fijan en los huesos.

Para **curar ciertos tipos de cáncer**. Debido a que el cáncer hace que algunas células se reproduzcan rápidamente, los radioisótopos atacan a este proceso de reproducción celular. Las radiaciones que emiten estas sustancias destruyen más células cancerosas que células normales. En esto consiste la radioterapia. Por ejemplo, el cobalto-60 es uno de los radioisótopos más empleados en la terapia contra el cáncer. También el yodo-131, que es un emisor de partículas beta y gamma, es eficaz para tratar el cáncer de tiroides, ya que el yodo se fija en esta glándula.



Acelerador Clinac 2100 C100, para tratamiento de radioterapia

Residuos radiactivos

En cualquier proceso en el que se utilicen isótopos radiactivos se generan residuos, que hay que someter a un tratamiento y almacenarlos. Estos residuos pueden ser restos de combustible nuclear o materiales usados para el diagnóstico o el tratamiento de enfermedades. Puede ser residuo cualquier objeto que haya estado en contacto con el material radiactivo y se pueda haber contaminado.

Los residuos radiactivos presentan dos propiedades:

- Son **muy peligrosos**, ya que pequeñas cantidades de residuo pueden emitir radiación peligrosa para nuestra salud.
- Son **muy duraderos**, ya que pueden emitir radiación cientos o miles de años después.

Pueden ser residuos de baja, media y alta actividad. Los de baja y media actividad dejan de ser nocivos pasados unos 300 años como máximo. Los de alta tardan miles de años en dejar de ser peligrosos. Estos últimos proceden de centrales o de armas nucleares.



Transporte de residuos radiactivos



Para practicar

1. Dibuja un átomo de sodio con 11 protones, 12 neutrones y 11 electrones.
2. Dibuja un átomo de berilio con 4 protones, 5 neutrones y 4 electrones.
3. Un elemento tiene número atómico 1 y número másico 3. Indica cuántos protones, neutrones y electrones tiene uno de sus átomos.
4. Un átomo de un elemento tiene 92 protones, 135 neutrones y 90 electrones. Indica su número atómico, su número másico y su carga.
5. Escribe el símbolo de un elemento en el que uno de sus átomos tiene 3 protones, 4 neutrones y 2 electrones.
6. Escribe un isótopo del carbono-12.
7. Un elemento tiene 3 isótopos: uno de masa atómica 111 uma y 30,57 % en abundancia, otro de masa 113 uma y 17,26 % en abundancia y otro de masa 114 uma y 52,17 % en abundancia. ¿Cuál es la masa atómica de este elemento?
8. ¿Qué partículas y radiaciones emiten las sustancias radiactivas?
9. ¿Qué es la fisión nuclear?
10. ¿Qué átomos son los que pueden unirse en la fusión nuclear?
11. ¿Qué aplicaciones tienen los radioisótopos?
12. ¿Qué diferencia existe entre el Modelo de Bohr y el de Rutherford?



Modelo Mecano-cuántico

En la actualidad, el modelo atómico existente es el **modelo mecano-cuántico del átomo** que establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud. Las regiones alrededor del núcleo, en las cuales existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, se llaman **orbitales**.

El fenómeno de la **radiactividad** fue descubierto casualmente por Henri Becquerel en 1896. Estudiaba los fenómenos de fluorescencia y fosforescencia, para lo cual colocaba un cristal de Pechblenda, mineral que contiene uranio, encima de una placa fotográfica envuelta en papel negro y las exponía al sol. Cuando desenvolvía la placa la encontraba velada, hecho que atribuía a la fosforescencia del cristal. Los días siguientes no hubo sol y dejó en un cajón la placa envuelta con papel negro y con la sal de Uranio encima. Cuando sacó la placa fotográfica estaba velada, y no podía deberse a la fosforescencia ya que no había sido expuesta al sol. La única explicación era que la sal de uranio emitía una radiación muy penetrante. Sin saberlo Becquerel había descubierto lo que Marie Curie llamaría más tarde radiactividad.

Curiosidades

En laboratorios y centros donde se maneja material radiactivo, se emplea el símbolo característico, amarillo con un dibujo negro. Ese dibujo es un círculo con varios franjas circulares a su alrededor. Su explicación es la siguiente: el círculo representa al átomo, y las tres rayas o franjas representan los rayos que emite la sustancia radiactiva.



¿Sabías que en la primera mitad del siglo XX la radiactividad no era vista como algo peligroso? Su poder energético para muchos era sinónimo de poder beneficioso para la salud, es por ello que se utilizaban sustancias radiactivas en dentífricos, jabones e incluso laxantes.

Marie Curie estudió el fenómeno de la radiactividad durante toda su vida, prestando especial atención a las aplicaciones médicas de la radiactividad junto con los rayos X, recién descubiertos. Agotada, casi ciega, con los dedos quemados y marcados como consecuencia de la experimentación con materiales radiactivos, Marie Curie murió de leucemia en 1934, y dejó reflejado el resultado de sus investigaciones en *Traté de radioactivié*, publicado en 1910.



Recuerda lo más importante

Nuevos hechos, nuevos modelos

El **Modelo de Bohr** establece que el núcleo del átomo está formado por protones y neutrones. Los electrones están en la corteza distribuidos en capas. Esa distribución se llama **Configuración electrónica**.

- En la 1ª capa caben hasta 2 electrones.
- En la 2ª capa caben hasta 8 electrones.
- En la 3ª capa caben hasta 18 electrones.

Identificación de átomos

- **Número atómico (Z):** Nº de protones de un átomo. Se representa como un subíndice a la izquierda del símbolo del elemento.
- **Número másico (A):** Nº de protones + Nº de neutrones de un átomo. Se representa como un superíndice a la izquierda del símbolo del elemento.
- **Ion:** Es un átomo que ha ganado o perdido electrones. La carga se representa con un signo y un número en un superíndice a la derecha del símbolo del elemento.
- **Catión:** Ion con carga positiva. Ha perdido electrones. Se representa con un signo + seguido del número de electrones perdidos.
- **Anión:** Ion con carga negativa. Ha ganado electrones. Se representa con un signo - seguido del número de electrones ganados.

Isótopos

Son átomos que tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones. Tienen igual Z y distinto A.

La **masa atómica** es la masa de un átomo. Se mide en uma.

Para un elemento químico, la masa atómica se calcula como la **media ponderada** de las masas de todos sus isótopos.

Radiactividad

Radiactividad: Fenómeno en el que, los átomos que no son estables, emiten partículas y radiaciones espontáneamente hasta estabilizarse. Pueden emitir:

- **Partículas alfa:** Formadas por 2 protones y 2 neutrones. Carga positiva. Poco poder de penetración.
- **Partículas beta:** Formadas por electrones. Carga negativa. Mayor poder de penetración.
- **Rayos gamma:** Son radiaciones de alta energía. Sin carga. Muy penetrantes.

Fisión nuclear: Es la rotura de núcleos grandes para dar dos o más núcleos más pequeños mediante bombardeo con neutrones.

Fusión nuclear: Proceso en el que núcleos pequeños se unen para dar núcleos mayores.

Radioisótopos: Son isótopos radiactivos de un elemento. Se emplean en:

- Fuentes de energía: Centrales o pilas nucleares.
- Investigaciones científicas: Determinación de edad de restos y en marcadores de reacciones químicas o biológicas.
- Medicina: Detección de enfermedades y tratamiento del cáncer.

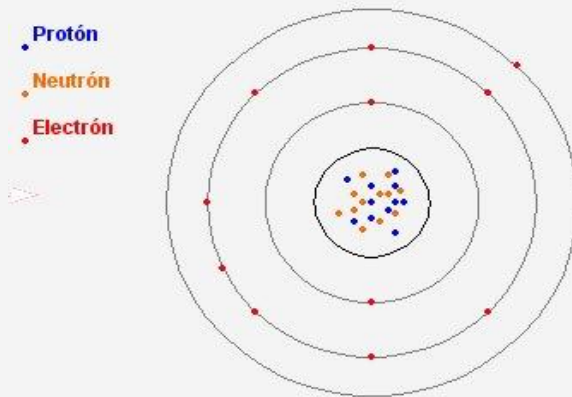
Autoevaluación



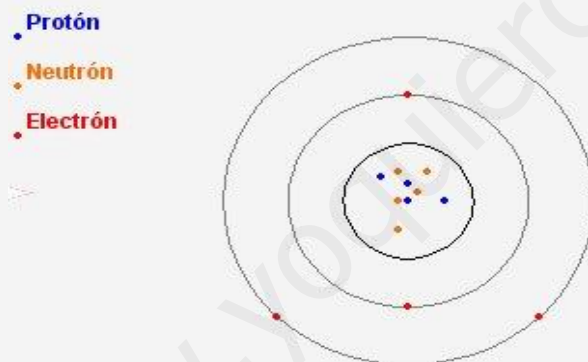
1. La configuración electrónica de un átomo que tiene 11 electrones será:
2. Un átomo tiene $Z = 3$, $A = 7$ y carga $+1$ ¿Cuántos electrones tiene?
3. La masa atómica se mide en:
4. Indica el número atómico de un ion que tiene 35 protones, 72 neutrones y 36 electrones.
5. Indica el número de neutrones de un átomo que tiene $Z = 81$ y $A = 163$.
6. Un elemento tiene 2 isótopos: uno de masa 74 uma y 34,75 % en abundancia y otro de masa 76 uma y 65,25 %. Calcular la masa atómica del elemento.
7. Señala cuál de estas partículas o emisiones tiene carga positiva: a) Rayos gamma, b) Electrones, c) Partículas alfa, d) Partículas beta.
8. En la fisión nuclear, los átomos se bombardean preferentemente con: a) Protones, b) electrones, c) Neutrones.
9. Como fuentes de energía, los radioisótopos se emplean en: a) Datación de restos, b) Marcadores en reacciones, c) Detección de enfermedades, d) Centrales nucleares.
10. Los residuos radiactivos se clasifican en función de su actividad como: a) Baja-Media-Alta, b) Baja-Regular-Alta, c) Baja-Media-Mucha.

Soluciones de los ejercicios para practicar

1.



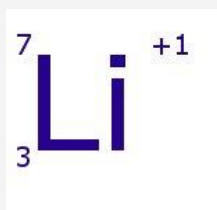
2.



3. Tiene 1 protón ($Z = 1$), 1 electrón (es neutro y coincide con el número de protones) y 2 neutrones ($A - Z = 3 - 1 = 2$).

4. $Z = 92$ (92 protones), $A = 227$ (92 protones + 135 neutrones) y como tiene 90 electrones, quiere decir que ha perdido 2 respecto al átomo neutro, luego carga = +2.

5.



Concepto moderno del átomo

6. Un isótopo puede ser el carbono-14, es decir, un átomo que tiene 6 protones, 6 electrones y 8 neutrones.
7. Realizando la media ponderada, el resultado es 112,91 uma.
8. Partículas alfa, partículas beta y radiación gamma.
9. Es un proceso en el que un núcleo de un átomo grande se bombardea con neutrones y se rompe en 2 o más núcleos más pequeños. A su vez se generan más neutrones que rompen otros átomos.
10. Pueden unirse isótopos del elemento hidrógeno, que al fusionarse dan como resultado el elemento helio y desprenden energía.
11. Las aplicaciones de los radioisótopos son: Fuentes de energía (centrales nucleares, pilas atómicas, etc.), Investigaciones científicas (Datación de fósiles, estudio de reacciones biológicas y químicas) e Investigaciones médicas (Detección de enfermedades y tratamiento del cáncer).
12. En ambos modelos hay un núcleo y una corteza. La diferencia está en que en el modelo de Bohr, los electrones están en ciertas órbitas definidas y, mientras están en ellas, no irradian energía.

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. (2,8,1).
2. 2 electrones.
3. Unidades de masa atómica (uma).
4. $Z = 35$.
5. 82 neutrones.
6. 75,30 uma.
7. c) Partículas alfa.
8. c) Neutrones.
9. d) Centrales nucleares.
10. a) Baja-Media-Alta.

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Las propiedades características de los elementos químicos.
- Que, debido a estas propiedades, los elementos se pueden clasificar.
- Cómo se unen los átomos para formar estructuras más complejas (moléculas, cristales ...)
- El nombre y las propiedades de algunos compuestos.

1. Elementos

¿Qué es un elemento?

Metales y no metales

2. Clasificación de los elementos

Breve historia de la clasificación

La tabla de Mendeleiev

La tabla actual

Átomos y moléculas

3. Elementos químicos más representativos.

Los gases nobles. Regla del octeto

Hidrógeno

Alcalinos

Alcalinotérreos

Metales de transición

Térreos

Carbonoideos

Nitrogenoideos

Anfígenos o calcógenos

Halógenos

4. Compuestos

Introducción

Fórmulas empírica y molecular

Compuestos binarios

Compuestos ternarios

5. Enlace químico

Concepto

El enlace iónico

El enlace covalente

El enlace metálico

6. Masas moleculares

Concepto

Composición centesimal

Resumen

Ejercicios para practicar

Autoevaluación: comprueba lo que sabes

Actividades para enviar al tutor

Para saber más

Soluciones:

Actividades

Ejercicios para practicar

Autoevaluación

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar



Recuerda

La quincena anterior

Número atómico (Z)

El número de protones que tiene el núcleo de un átomo se denomina número atómico. Este número coincide con el número de electrones de la corteza atómica (si el átomo es neutro, ya que las cargas del protón y del electrón son iguales y de signo contrario). Cada elemento tiene un número atómico diferente.

Número másico (A)

El número de protones y de neutrones del núcleo contienen la mayor parte de la masa del átomo, por eso a la suma de neutrones y de protones en un átomo se la llama número másico y se simboliza con la letra A.

Investiga

Dos compuestos.

Consigue sal común (cloruro sódico) y azúcar (sacarosa) y disuélvelos en agua. Con una pila de 4.5 V. intenta establecer cuál de las dos disoluciones conduce mejor la corriente eléctrica.

Elementos y compuestos

1.Elementos

¿Qué es un elemento?

Según sabemos ya, un elemento es una sustancia pura que ya no se puede separar más en otras más simples por métodos (reacciones) químicos.

Cada elemento químico está constituido por átomos con las mismas propiedades químicas como la reactividad, el potencial de ionización...

Los elementos químicos se identifican mediante nombres dados en la antigüedad, derivados de alguna propiedad de los mismos, del nombre de su descubridor, del lugar de descubrimiento...

En la naturaleza existen 92 elementos que se pueden presentar (a 1 atm de presión y 25 °C) como sólido: hierro, plomo; líquido: bromo, mercurio o gas: cloro, oxígeno...

En los laboratorios se ha conseguido sintetizar algunos elementos como el tecnecio.

Los átomos de un mismo elemento tienen las mismas propiedades químicas.

A1. Abajo tienes algunos de los símbolos de los elementos usados por Dalton. Revisa la teoría atómica de Dalton vista en las quincenas anteriores y haz un resumen de su biografía.

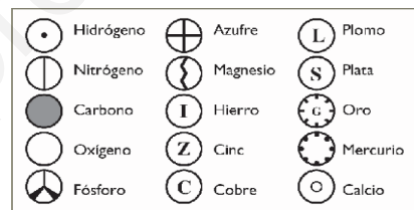


Imagen 1. Símbolos de Dalton.

Metales y no metales

Diferentes elementos químicos tienen distintas propiedades que los caracterizan, pero hay algunas que los hacen semejantes. Estas últimas propiedades permiten que los podamos clasificar en metales y no metales.

Los metales:

- Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio).
- Reflejan la luz de una forma característica (brillo metálico).
- Son dúctiles, ya que se pueden estirar en hilos.
- Son maleables, ya que con ellos se puede hacer planchas o láminas fácilmente.

Los no metales:

- No tienen brillo metálico.
- Pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente.
- No conducen la electricidad.
- En general son frágiles.

Una primera clasificación de los elementos puede ser dividirlos en metales y no metales.

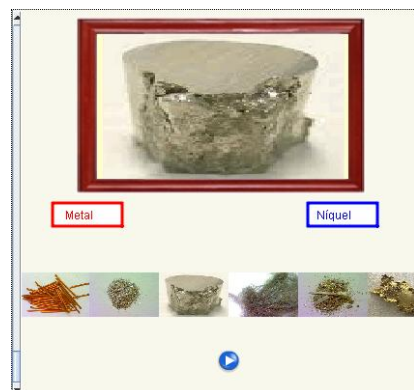


Imagen 2. Diferentes elementos.

2. Clasificación de los elementos

Breve historia

Ley de las tríadas

En 1817 Johann Döbereiner observó que el peso atómico del estroncio era aproximadamente la media entre los pesos del calcio y del bario, elementos que poseen propiedades químicas similares.

En 1829, propuso que en la naturaleza existían tríadas de elementos de forma que el central tenía propiedades que eran una media de los otros dos miembros de la tríada.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl ₂ BaSO ₄	Telurio	H ₂ Te TeO ₂

Imagen 2. Ley de las tríadas



Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849), profesor de Química en la universidad de Jena, hizo uno de

los primeros intentos de clasificación de los elementos, cuando en 1817 mostró que el estroncio tenía una masa atómica aproximadamente igual a la media aritmética de las masas atómicas del Ca y del Ba, elementos similares a él. Posteriormente mostró la existencia de más grupos como éste, a los que llamó *tríadas*, por ejemplo:

Cl	Br	I	Tríada 1
Ca	Sr	Ba	Tríada 2
S	Se	Te	Tríada 3
Li	Na	K	Tríada 4

Otros químicos de aquella época como: Pettenkofer, Dumas, Lenssen, Gladstone contribuyeron también a buscar relaciones entre diferentes elementos. Odling incluyó más de tres elementos en algún grupo y encontró cierta analogía entre los primeros elementos de cuatro grupos contiguos como C, N, O y F cuya diferencia de pesos atómicos era menor que la que había entre dos elementos del mismo grupo. Incluso Kremers sugirió que algunos elementos podían pertenecer a dos tríadas diferentes perpendiculares una a la otra. Esto fue el inicio de la cuadrícula que posteriormente Newlands, Odling, Meyer y el mismo Mendeleiev utilizaron hasta llegar a la clasificación periódica algunos años más tarde.

A2. Comprueba que la masa atómica del selenio es aproximadamente igual a la media aritmética de las masas del azufre y del telurio.

Elementos y compuestos

Ley de las Octavas

En 1864, John Newlands publicó su versión de la tabla periódica clasificando los 56 elementos y estableciendo 11 grupos basados en propiedades físicas similares. Vio que entre los elementos con propiedades similares existían diferencias en la masa atómica relacionadas con múltiplos de ocho. En definitiva su ley establecía que un elemento dado presentaría unas propiedades análogas al octavo elemento siguiendo la tabla.

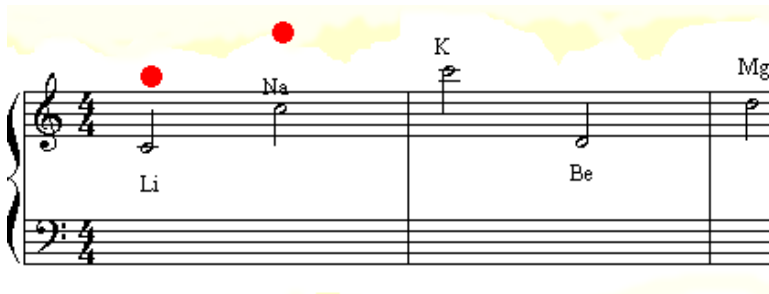


Imagen 4. Octavas de Newlands

Antes del descubrimiento de la tabla periódica actual se hizo muchos intentos de clasificación de los elementos.

La tabla de Mendeleiev

Esta tabla consiste, en síntesis, en disponer los elementos químicos en un cuadro en orden creciente de sus masas atómicas notándose una analogía en sus propiedades cada cierto número de elementos (por eso se denomina tabla periódica).

Mendeleiev demostró que los elementos con propiedades químicas semejantes aparecían periódicamente, dando lugar a ocho grupos. En algunos lugares faltaba un elemento, pero Mendeleiev no dudó en predecir su existencia y su comportamiento químico, lo que posteriormente se confirmó.

Mendeleiev ordenó su tabla en **orden creciente de las masas atómicas** de los elementos.

John A. R. Newlands publicó en 1864 una clasificación según un



orden creciente de la masa atómica y en grupos de siete elementos, de manera que cada uno tenía

propiedades similares al octavo elemento posterior. Las series eran:

Newlands llamó a estas series *ley de las octavas* porque simulaba la escala musical. No obstante la siguiente serie comenzaba con tres elementos (Cl, K y Ca) pero después había 12 más hasta llegar al más parecido que era el Br. Parecía una arbitrariedad la periodicidad de ocho elementos, incluso le sugirieron que tal vez encontraría una periodicidad similar colocando los elementos por orden alfabético. Su propuesta fue rechazada por la Sociedad Química de Londres.

Dimitri Mendeleiev (1834 - 1907). Químico ruso, padre de la



tabla periódica de los elementos. Era el menor de 17 hermanos. Desde joven se destacó en Ciencias en la escuela, no así en ortografía. Un

cuñado suyo exiliado por motivos políticos y un químico de la fábrica le inculcaron el amor por las ciencias.

Su padre murió y se quemó la fábrica de cristal que dirigía su madre. En esa época la mayoría de los hermanos, excepto una hermana, se habían independizado, y la madre se los llevó a Moscú para que Dmitri ingresase en la universidad, pero no fue admitido. Se graduó en 1855 como el primero de su clase. Presentó la tesis *Sobre la estructura de las combinaciones silíceas* para alcanzar la plaza de cátedra de química en la Universidad de San Petersburgo. A los 23 años era ya encargado

Handwritten manuscript of the periodic table by Dmitri Mendeleev. The table is arranged in rows and columns, with elements labeled by their chemical symbols and atomic weights. The handwriting is in Russian. The table includes elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og), with gaps indicating predicted elements. The title at the top reads 'Периодическая система элементов' (Periodic system of elements).

Imagen 5. Tabla de Mendeleiev manuscrita

La tabla periódica actual

Aunque está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869, el criterio de ordenación (debido entre otros a los estudios de Henry Moseley) es otro. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas. Existen 7 filas horizontales que se denominan **períodos** y 18 columnas verticales que se denominan **grupos**.

Los elementos también se clasifican en: metales, no metales y semimetales de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuu	Uuq	Uur	Uuu	Uuq	Uur	Uuu	Uuq
Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actinidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Metales

No metales

Semimetales

Actividad

Imagen 6. Tabla actual

de un curso de dicha universidad.

Más tarde se trasladó a Alemania, donde conoció a los químicos más destacados de la época. A su regreso a Rusia fue nombrado profesor del Instituto Tecnológico de San Petersburgo (1864) y profesor de la universidad (1867), cargo que se vería forzado a abandonar en 1890 por motivos políticos, si bien se le concedió la dirección de la Oficina de Pesos y Medidas (1893).

Su principal logro investigador fue el establecimiento del llamado sistema periódico de los elementos químicos, o tabla periódica, gracias al cual culminó una clasificación definitiva de los citados elementos (1869) y abrió el paso a los grandes avances experimentados por la Química en el siglo XX.

Henry Gwyn Jeffreys Moseley (23



de noviembre de 1887 – 10 de agosto de 1915) fue un químico y físico inglés. Su principal contribución a la ciencia, fue la justificación cuantitativa del concepto de número atómico en la Ley de Moseley, en química avanzada proporcionó un apoyo fundamental al modelo de Bohr mencionando que los núcleos atómicos contienen cargas positivas iguales a su número atómico. Estudió los espectros de rayos X o Roentgen de cincuenta elementos y en 1912 descubrió su ley de los números atómicos, según la cual la raíz cuadrada de la frecuencia de los rayos X producidos cuando un elemento se bombardea con rayos catódicos es proporcional al número atómico del elemento. Como los experimentos de Moseley demostraron que los elementos producían rayos X de longitud de onda tanto más corta cuanto mayor era su peso atómico, pudo construirse una nueva tabla periódica de los noventa y dos elementos, ordenados de acuerdo con la longitud de onda de los rayos X correspondiente a cada uno de

Elementos y compuestos

Átomos, moléculas, iones y cristales

Según las teorías atomistas a la partícula que ya no se puede seguir dividiendo la denominamos átomo.

Un átomo que adquiere o que pierde electrones queda cargado y recibe el nombre de ión.

Los átomos pueden unirse formando cristales o, también, moléculas.

Una molécula está constituida por la unión de dos o más átomos del mismo elemento o de elementos distintos.

Un cristal es una estructura ordenada de átomos, moléculas o iones. Recuerda que los verdaderos sólidos son todos cristales.

ellos. Esta tabla demuestra, a diferencia de la propuesta cuarenta años antes por Mendeléiev, que las propiedades químicas de los elementos son una función periódica de sus números atómicos. Moseley murió mientras prestaba sus servicios como oficial de transmisiones en el ejército inglés, durante la campaña de los Dardanelos de la I Guerra Mundial.

A3. Consulta en una enciclopedia los principales datos: nombre, número atómico, masa atómica, año de descubrimiento y descubridor de los primeros 10 elementos.

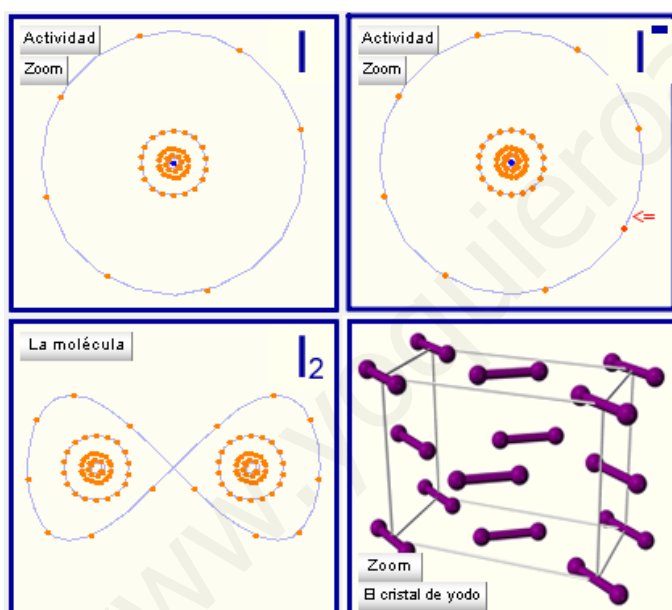


Imagen 7. Átomos, iones, moléculas y cristales

A4. Aquí tienes el modelo de Bohr (imagen 7a) para el átomo de yodo. Las órbitas están a escala. ¿Cuántos electrones ves en la última órbita?

A5. Aquí tienes el modelo de Bohr (imagen 7b) para el ión del yodo (ión yoduro). Las órbitas están a escala. ¿Cuántos electrones ves en la última órbita?

En la imagen 7c hay representada una molécula que es el resultado de la unión entre dos o más átomos. En la figura tenéis una representación de una molécula de yodo. Más adelante, en el apartado del enlace, estudiarás cómo se unen los átomos.

En la imagen 7d tenéis el yodo en estado sólido, sus moléculas se ordenan en un cristal.

3. Elementos químicos más representativos.

Los gases nobles y la regla del octeto.

El helio, el neón, el argón y kriptón son los primeros elementos de esta familia. Sus moléculas son monoatómicas, es decir, están constituidas por un único átomo.

No reaccionan con los otros elementos, por eso se les denomina también gases inertes.

El helio, después del hidrógeno, es el elemento más abundante de las estrellas producido por la fusión del hidrógeno.

Todos los gases nobles tienen ocho electrones en su último nivel (excepto el Helio que tiene dos).

Los gases nobles no reaccionan con los otros elementos, por eso se les denomina también gases inertes.

Regla del octeto. La elevada estabilidad de los gases nobles se atribuye a la configuración electrónica del último nivel. En un átomo de gas noble hay 8 electrones en su último nivel. Cualquier átomo que adquiera 8 electrones en su último nivel, aumentará su estabilidad.

El helio. Tiene el menor punto de ebullición de todos los elementos. En la atmósfera se encuentra en pequeñas cantidades. Se emplea en el llenado de globos y dirigibles.

El neón. Es usado en carteles luminosos debido a su luz rosa

El argón. Es incoloro inodoro e insípido. En condiciones normales es un gas, pero puede licuarse y solidificarse. Se usa en lámparas eléctricas y tubos fluorescentes.

El kriptón. Se usa en solitario o mezclado con neón y argón en lámparas fluorescentes; en sistemas de iluminación de aeropuertos, ya que el alcance de su luz roja es mayor que la ordinaria.

El hidrógeno

Es el elemento más abundante del Universo. Constituye la parte principal de las estrellas y del Sol (que es otra estrella), donde se produce la llamada fusión nuclear que es la responsable de la energía emitida por las estrellas. En la Tierra es el tercer elemento en importancia y se encuentra combinado con otros elementos como el oxígeno (formando el agua) y al carbono (como hidrocarburos). En estado libre se encuentra en baja proporción en la atmósfera y en forma de molécula diatómica.

El hidrógeno es el elemento más abundante en el Universo.

A6. El neón tiene en su núcleo 10 neutrones y 10 protones. ¿Cuál será su número másico? ¿Qué número atómico tendrá? El átomo neutro, ¿cuántos electrones tiene en su último nivel?

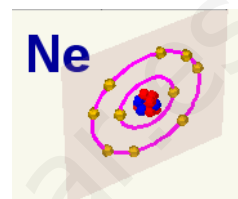


Imagen 8. Configuración de gas noble



Imagen 9. Luz de Neón



Imagen 10. Globos de helio

A7. El hidrógeno sólo tiene en su núcleo un protón. ¿Cuál será su número másico? ¿Qué número atómico tendrá? El átomo neutro, ¿cuántos electrones tendrá?

Elementos y compuestos

Los alcalinos

Esta familia incluye los elementos litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr). Son todos metales sólidos a temperatura ambiente, blandos y forman iones con una carga positiva.

Reaccionan fácilmente con los otros elementos, por eso no se encuentran libres en la naturaleza.

Se oxidan cuando son expuestos al aire y reaccionan violentamente con el agua para formar el correspondiente hidróxido e hidrógeno gaseoso.



Imagen 11. Reacción del sodio con el agua

Los metales alcalinos son los metales más reactivos de la tabla periódica .

Los alcalinotérreos

A este grupo pertenecen los elementos berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca) y bario (Ba). Son todos metales (como los alcalinos) y forman iones con dos cargas positivas.

Se oxidan fácilmente en contacto con el aire y reaccionan con el agua para formar el correspondiente hidróxido e hidrógeno gaseoso.

Los metales alcalinotérreos adquieren configuración de gas noble al perder dos electrones.

A8. En la violenta reacción del sodio con el agua (imagen11). ¿Qué sustancias nuevas se producen?

A9. Recuerda algunas propiedades de los elementos estudiados anteriormente. ¿Por qué crees que hay una explosión en esta reacción?

A10. En el agua de la reacción antes citada hay fenolftaleína, que es capaz de modificar su color cuando en la disolución hay alguna sustancia de carácter básico como los óxidos metálicos o los hidróxidos. ¿Por qué crees que se modifica el color del agua a rosa en el transcurso de la reacción?



Imagen 12. Reacción del magnesio con el oxígeno

A11. Observa la reacción del magnesio con el oxígeno del aire (Imagen 12). ¿Qué sustancia nueva se produce? ¿Entiendes ahora por qué se usó esta reacción para producir luz de flash en fotografía?

Los metales de transición

A estos periodos pertenecen los elementos cromo (Cr), manganeso (Mn), hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), cobre (Cu), cinc (Zn), plata (Ag), cadmio (Cd), platino (Pt), oro (Au), mercurio (Hg), wolframio (o tungsteno) (W), titanio (Ti)...

Excepto el mercurio, todos son sólidos a temperatura ambiente. En la naturaleza se encuentran combinados con otros elementos, aunque el oro, el cobre y la plata (los metales acuñables) se pueden encontrar libres. Conducen la corriente eléctrica y el calor fácilmente. Forman iones positivos.

Los metales de transición forman iones positivos de diferentes cargas.

Los térreos

A este grupo pertenecen los elementos boro (B), el aluminio (Al), el indio (In) y el talio (Tl).

Constituyen más del 7% en peso de la corteza terrestre, sobre todo el aluminio (metal más abundante y tercer elemento más abundante de la corteza después del oxígeno y del silicio). El indio y el talio son muy raros. A temperatura ambiente son sólidos.

Son bastante reactivos, por eso en la naturaleza no se encuentran en estado libre y forman iones con tres cargas positivas. La mayoría de sus minerales son óxidos e hidróxidos y, en el caso del galio, del indio y del talio, se encuentran asociados con minerales de plomo y de cinc.

Los iones de los térreos tienen comúnmente tres cargas positivas.

Carbonoideos

A este grupo pertenecen los elementos carbono (C), silicio (Si), estaño (Sn) y plomo (Pb).

Todos son sólidos cuando no están combinados.

El carbono se encuentra libre en la naturaleza en dos formas alotrópicas: el diamante y el grafito. Combinado con otros elementos, forma los llamados hidrocarburos y los compuestos característicos de la vida: azúcares, proteínas, grasas...

El silicio se encuentra normalmente en forma de óxido: el cuarzo y la sílice.

El estaño y el plomo son dos metales y están combinados en la naturaleza.

El carbono puede formar muchísimos compuestos y es la base de las moléculas relacionadas con la vida.

A12. Busca en una enciclopedia el significado de la palabra alotropía.



Imagen 13. Lámina de aluminio

A13. Observa el modelo atómico de Rutherford del carbono, que tiene en su núcleo seis neutrones y seis protones. ¿Cuál será su número másico? ¿Qué número atómico tendrá? El átomo neutro, ¿cuántos electrones tendrá? ¿Cuántos electrones necesita para adquirir configuración de gas noble?

Elementos y compuestos

Nitrogenoideos

Entre estos elementos se encuentran el nitrógeno (N), el fósforo (P) y el arsénico (As).

El nitrógeno se encuentra en estado natural en estado libre (N_2) constituyendo el 78% de las moléculas de la atmósfera y combinado con otros elementos formando muchos compuestos (como nitratos y nitritos). Cuando se encuentra en estado libre es muy poco reactivo.

El fósforo es un sólido que se presenta principalmente en dos formas alotrópicas: fósforo rojo y fósforo blanco, normalmente se encuentra combinado formando las sales denominadas fosfatos.

Tanto el nitrógeno como el fósforo o el arsénico forman iones con tres cargas negativas.

El arsénico fue usado durante mucho tiempo como veneno para controlar plagas. Hoy en día se utiliza en la fabricación de semiconductores en combinación con el silicio y el galio.

El antimonio se usa en la industria de semiconductores y para aumentar la dureza en algunas aleaciones.

El nitrógeno es el elemento más abundante de la atmósfera.

Anfígenos o calcógenos

El oxígeno (O) y el azufre (S) son los elementos más importantes de este grupo.

El oxígeno se encuentra en la naturaleza en estado libre (O_2) constituyendo el 20% de las moléculas de la atmósfera y combinado como óxidos, ácidos o sales.

El azufre es un sólido amarillo que se puede encontrar libre o combinado formando sulfatos, sulfitos y sulfuros.

El selenio es un sólido gris. Puede convertir la luz en electricidad (efecto fotoeléctrico). Se usa en xerografía y fotografía para potenciar los tonos.

El telurio se obtiene del mineral calaverita combinado con el oro.

El oxígeno es el elemento más abundante de la corteza Terrestre.

A14. El nitrógeno, que tiene en su núcleo siete neutrones y siete protones.

¿Cuál será su número másico? ¿Qué número atómico tendrá? El átomo neutro, ¿cuántos electrones tendrá? ¿Cuántos electrones necesita para adquirir configuración de gas noble?



Imagen 14. Arriba izquierda, moléculas de nitrógeno y, en orden: fósforos, arsénico y antimonio.

A15. ¿Cuántos átomos hay en cada una de las moléculas de oxígeno?



Imagen 15. Arriba izquierda, moléculas de oxígeno y, en orden: azufre, selenio y telurio.

Halógenos

El flúor, el cloro, bromo y yodo forman parte de este grupo. En la naturaleza están siempre combinados. En estado libre sus moléculas tienen dos átomos: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

El elemento flúor es un gas de color amarillo, mientras que el cloro es de color verde, el bromo pardo rojizo y el yodo marrón con brillo.

Todos ellos forman iones con una carga negativa. Con el hidrógeno forman los correspondientes haluros con propiedades ácidas.



A temperatura ambiente, el flúor y el cloro son gases, el bromo es un líquido y el yodo un sólido volátil.

A16. ¿Conoces alguna aplicación más del cloro?

A17. En gas flúor (y también en el cloro). ¿Cuántos átomos hay en cada una de las moléculas?

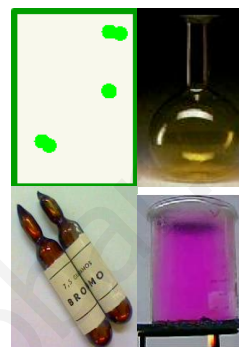


Imagen 16. Arriba izquierda, moléculas de flúor y, en orden: cloro, bromo y yodo.

4. Compuestos

¿Qué es un compuesto?

Según sabemos, un compuesto es una sustancia pura que aún se puede separar en otras más simples por métodos (reacciones) químicos.

Por ejemplo, el agua es una sustancia pura, pero si la sometemos a electrólisis (proceso químico) la podemos separar en sus elementos constituyentes: el oxígeno y el hidrógeno.

Tanto en los elementos como en los compuestos los átomos se unen entre sí mediante enlaces químicos.



En un compuesto hay átomos de diferentes elementos unidos mediante fuerzas que denominamos enlaces químicos.

A18. En la imagen 17 podéis ver el resultado de la electrólisis del agua (recuerda que las moléculas están muy ampliadas). ¿Podemos afirmar que el agua es un elemento?

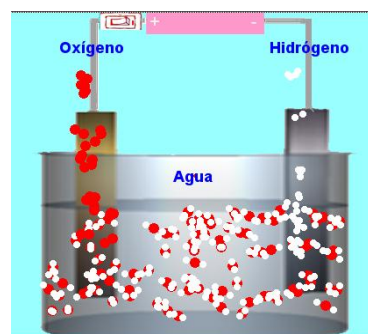


Imagen 17. Electrólisis del agua.

Fórmulas empírica y molecular


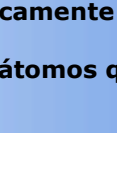

La **fórmula molecular** es la fórmula química que indica el número y tipo de átomos distintos presentes en la molécula. La fórmula molecular es la cantidad real de átomos que conforman una molécula. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular si el elemento o el compuesto están formados por moléculas; en el caso de que se trate de

Elementos y compuestos

cristales, se habla de su fórmula empírica.

La **fórmula empírica** nos muestra la proporción entre los átomos de un compuesto químico. A veces puede coincidir con la **fórmula molecular** del compuesto. La fórmula empírica se puede usar tanto en compuestos formados por moléculas como en los que forman cristales y macromoléculas.

La fórmula empírica nos informa únicamente de la proporción de átomos en un compuesto.
La fórmula molecular nos informa de los átomos que hay en una molécula.

Nombre	Unidad básica	Fórmula molecular	Fórmula empírica
Cloruro sódico (Cristal iónico)		No hay	NaCl
Óxido de silicio (Cristal covalente)		No hay	SiO ₂
Butano (Compuesto molecular)		C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅

Compuestos binarios

Son los formados por dos elementos diferentes
Los más importantes son:

Óxidos. Son combinaciones del oxígeno con otro elemento, metálico o no metálico.

Imagen 18. De izquierda a derecha, tres óxidos: agua, cuarzo y herrumbre



Imagen 19. De izquierda a derecha, dos hidruros: hidruro metálico y cloruro de hidrógeno.

Hidruros. Son combinaciones entre el hidrógeno y otro

elemento, metálico o no metálico.

Sales binarias. Son combinaciones entre un metal y un no metal.

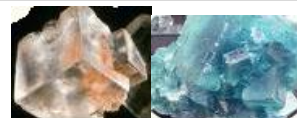


Imagen 20. De izquierda a derecha, dos sales binarias: cloruro de sodio y fluoruro de calcio.

Los compuestos binarios están constituidos por la combinación de dos elementos.

Compuestos ternarios

Son los formados por tres elementos diferentes
Los más importantes son:

Hidróxidos. Son combinaciones de un metal con grupos hidroxilo (OH⁻). Tienen propiedades antagónicas a los ácidos. Los hidróxidos son compuestos iónicos y tienen propiedades antagónicas a las de los ácidos (propiedades básicas).

Ácidos oxoácidos. Son combinaciones entre un no metal con oxígeno e hidrógeno. Los oxoácidos son compuestos covalentes que se disuelven muy bien en agua. Sus propiedades son ácidas.

Sales oxisales. Son combinaciones entre un metal, un no metal y oxígeno. Las oxisales son compuestos que tienen combinados oxígeno, hidrógeno y un metal. Son compuestos iónicos, donde hay un grupo formado por el oxígeno y el no metal cargado negativamente (anión) y el metal desprovisto de uno o más electrones del último nivel (catión).



Hidróxido de sodio



Ácido sulfúrico



Sulfato de calcio

Imagen 21. De arriba abajo: un hidróxido, un oxoácido y una oxosal.

5. Enlace químico

Concepto

Los átomos pueden unirse entre si formando lo que se llama un enlace químico. Un enlace químico no es más que la fuerza (de naturaleza electromagnética) que mantiene unidos los átomos.

La razón de que los átomos se unan tenemos que buscarla en la mayor estabilidad energética que adquiere el sistema de átomos al unirse: cuanto menor es el contenido en energía de un sistema, mayor estabilidad tiene.

No todos los átomos tienden a unirse, los gases nobles están constituidos por átomos individuales.

A19. En la imagen 22 tienes representados dos átomos de flúor (según el modelo de Bohr). Con el ratón coge el segundo átomo y acércalo hacia el de la izquierda. ¿Qué ocurre con la energía potencial del sistema (de los dos átomos)?

Elementos y compuestos

La estabilidad energética de los átomos de los gases nobles se atribuye a su estructura electrónica (todos tienen 8 electrones en su último nivel), por ello se usa la regla del octeto para predecir si dos o más átomos formarán un enlace o no.

A20. ¿Qué ocurre si seguimos intentando acercar los átomos más allá de su mínimo de energía potencial?

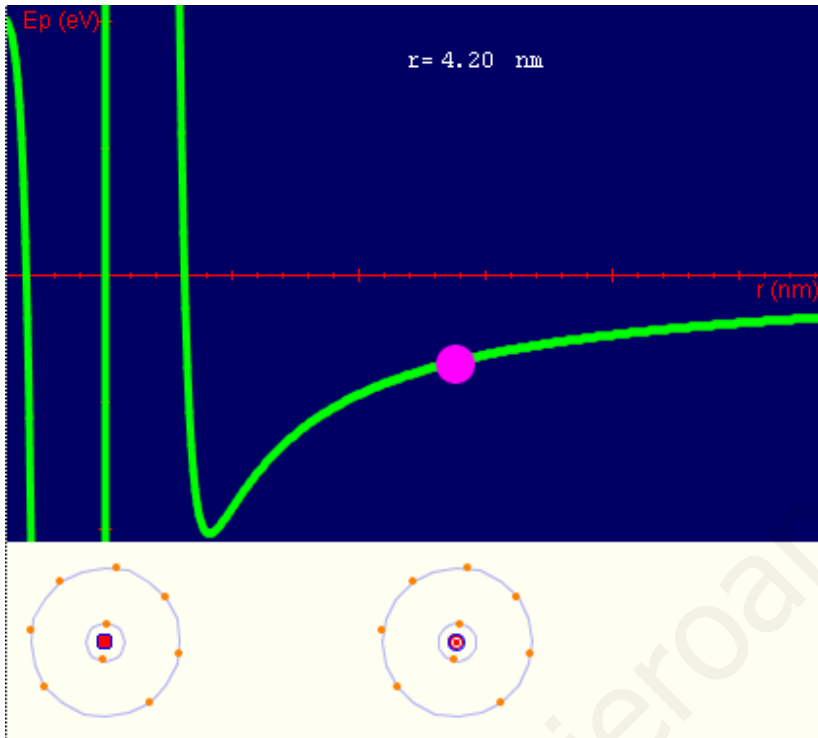


Imagen 22. Variación de la energía potencial entre dos átomos de flúor en función de su separación.

Los enlaces químicos **son fuerzas electromagnéticas** entre los átomos que constituyen un elemento o un compuesto.

Enlace iónico

Este enlace se produce cuando los átomos de los elementos metálicos (los situados más a la izquierda en la tabla periódica, períodos 1, 2 y 3), se encuentran con átomos no metálicos (los situados a la derecha en la tabla periódica, períodos 16 y 17).

En este caso los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos (cationes) y negativos (aniones), respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. A estas fuerzas eléctricas las llamamos enlaces iónicos.

En el enlace iónico, los cationes y aniones de atraen debido a su carga eléctrica.

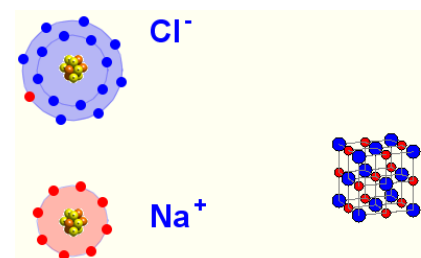


Imagen 23. Formación del enlace iónico y cristal iónico.

Enlace covalente

Este enlace se produce entre los átomos de los elementos no metálicos (los situados más a la derecha en la tabla periódica, períodos 14, 15, 16 y 17).

En este caso la tendencia a captar electrones es semejante entre los átomos. Los electrones se compartirán entre los átomos para quedar rodeados por 8 electrones (regla del octeto).

Hay dos tipos de sustancias a que da lugar este enlace: sustancias moleculares (formadas por moléculas) como el oxígeno y cristales covalentes como el diamante (donde todos los átomos se encuentran unidos en una red tridimensional).

En el enlace covalente se comparten los electrones entre los átomos unidos.

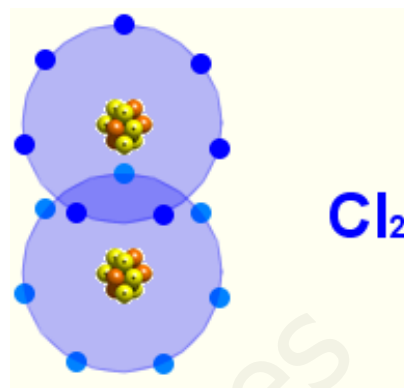


Imagen 24. Formación del enlace covalente.

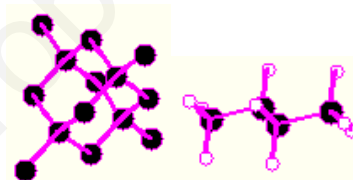


Imagen 25. Dos tipos de sustancias con enlaces covalentes: cristal covalente y cristal molecular, respectivamente

Enlace metálico

Este enlace se produce entre los átomos de los elementos metálicos (los situados en la parte izquierda de la tabla periódica).

En este caso la tendencia a ceder electrones es semejante entre los átomos. Los electrones del último nivel (llamados electrones de valencia) se compartirán entre todos los átomos constituyendo lo que se llama nube o mar de electrones. Debido a esto, los metales son buenos conductores de la electricidad.

Los restos iónicos (con carga positiva) se ordenan en una red tridimensional formando un cristal metálico.

En el enlace metálico, todos los átomos comparten sus últimos electrones y los restos atómicos se disponen en una red cristalina.

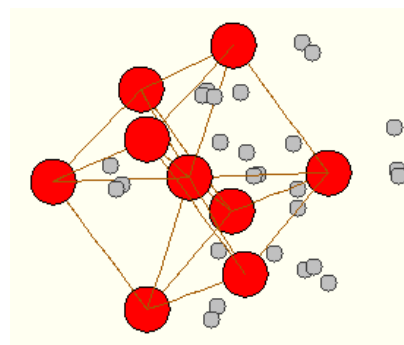


Imagen 26. En el enlace metálico, los electrones del último nivel están deslocalizados por todo el cristal.

Elementos y compuestos

5. Masas moleculares

Concepto

De la misma forma que estudiaste en quincenas anteriores el concepto de masa atómica (que representábamos por A_r), podemos decir que la masa molecular es la que corresponde a la masa de una molécula.

Lógicamente, la masa de una molécula es pequeñísima, por eso se prefiere usar unidades de masa atómica en lugar del gramo o del quilogramo. Cuando medimos la masa de una molécula en unidades de masa atómica, la simbolizamos como M_r (masa molecular relativa).

Para determinar la masa molecular sumaremos las masas de todos los átomos que constituyen la molécula.

La masa molecular es la masa que tiene una molécula.

Composición centesimal

La composición centesimal de un compuesto es el tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que lo componen.

En el caso de que el compuesto esté constituido por moléculas, para calcular el tanto por ciento en masa de cada elemento dividiremos la masa de cada tipo de átomos que componen la molécula por la masa molecular y multiplicaremos por cien.

Si el compuesto no está formado por moléculas (si es un cristal...), el porcentaje lo obtendremos a partir de su fórmula empírica de la misma forma que lo indicado en el párrafo anterior.

A21. La molécula de ácido sulfúrico tienen 4 átomos de oxígeno, 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de azufre. La masa molecular de este ácido, ¿a qué equivale? Toma los datos de una tabla periódica.

Composición centesimal

$$\%S = \frac{1 \cdot 32}{98} \cdot 100 = 32.65 \%$$

$$\%O = \frac{4 \cdot 16}{98} \cdot 100 = 65.31 \%$$

$$\%H = \frac{2 \cdot 1}{98} \cdot 100 = 2.04 \%$$

Imagen 27. Cálculo de la composición centesimal para el ácido sulfúrico.



Resumen

Clasificación de los elementos

- * En una primera clasificación los podemos dividir en metales y no metales.
- * Mendeleiev los clasificó en una tabla en orden creciente de sus masas atómicas, observando regularidades en sus propiedades cada cierto número de elementos.
- * Hoy en día se clasifican en una tabla en orden creciente de sus números atómicos.
- * A la filas horizontales de la Tabla Periódica se las denomina períodos y a las verticales grupos o familias.

Compuestos

- * Son sustancias puras que aún pueden separarse en otras (elementos) por procesos químicos.
- **Binarios**, son compuestos constituidos por la combinación de dos elementos. Los más importantes son los óxidos de los metales y de los no metales; los hidruros de los metales y de los no metales y las sales binarias (combinación entre un metal y un no metal).
- **Terciarios**, son compuestos formados por la unión de tres elementos. Los más importantes son: los hidróxidos (hidrógeno, oxígeno y metal), los oxoácidos (hidrógeno, oxígeno y no metal) y las oxosales neutras (metal, no metal y oxígeno).

Composición centesimal

- * Es el porcentaje en masa con que cada elemento entra a formar parte de un compuesto.

Masa molecular

- * Es la masa de una molécula. Se obtiene sumando todas las masas de los átomos que la constituyen.

Fórmulas químicas:

- * **La fórmula empírica** únicamente nos informa de la proporción de átomos que los diferentes elementos aportan al compuesto.
- * **La fórmula molecular** sólo tiene sentido si el compuesto está formado por moléculas y nos da más información que la molecular ya que nos indica cuantos átomos de cada elemento hay en la molécula.

Enlace químico

- * Es la unión de dos o más átomos. El enlace se produce para que los átomos adquieran una situación energética más estable (regla del octeto).
- **Enlace metálico.** En él los electrones del último nivel se comparten entre todo el cristal.
- **Enlace covalente.** En él los átomos comparten electrones para adquirir la configuración de gas noble (regla del octeto)
- **Enlace iónico.** En él el átomo metálico cede electrones al no metálico y ambos adquieren configuración de gas noble (regla del octeto).

Elementos y compuestos



Para practicar

Rellena con las palabras adecuadas

La tabla de Mendeleiev

A lo largo del siglo XIX con objeto de presentar de modo racional los conocimientos de la Química, se creyó que podría ser muy útil los elementos de algún modo que reflejase las relaciones existentes entre ellos. Tras varios intentos, en 1869, el químico ruso D. presentó una tabla en la que aparecían los distribuidos en y columnas, agrupados ordenadamente en diversas familias, siguiendo un orden creciente de .

En la actualidad se ordenan los elementos por orden creciente de atómico. Dicha tabla es una expresión de las relaciones que existen entre los químicos. Por eso, favorece su estudio y nos permite deducir muchas de sus con sólo saber su situación en ella.

Las 7 filas horizontales reciben el nombre de y las 18 filas verticales o columnas se llaman . Algunos de estos tienen nombres especiales; así ocurre con el 16, los (O,S,Se,Te); el 17, los (F,Cl,Br,I), o el 18, los gases (He,Ne, Ar,...).

Responde:

La tabla periódica

- Los elementos en la tabla periódica se ordenan en familias o grupos debido a
 - Su estado de agregación
 - Su orden alfabético
 - Su color
 - Su reactividad semejante
- ¿Qué científicos contribuyeron a la clasificación de los elementos?
 - Döbereiner
 - Kelvin

Elementos y compuestos

- Faraday
 Moseley
3. Indica cuales de estos elementos son metales:
- Titanio
 Oxígeno
 Cobalto
 Paladio
 Cinc
 Nitrógeno
 Azufre
4. Indica qué elementos son líquidos a presión y temperatura ambiente:
- Hidrógeno
 Mercurio
 Cloro
 Bromo
 Oxígeno
5. ¿Cuál es la configuración que confiere más estabilidad energética al átomo?
- Tener 6 electrones en el último nivel
 Tener 8 electrones en el último nivel
 Tener 7 electrones en el último nivel
6. ¿Cuáles de estos elementos formarán un enlace iónico con el sodio?
- Calcio
 Bromo
 Cloro
 Azufre
 Cobre
 Selenio
7. ¿Qué elementos no metálicos son sólidos a temperatura y presión habituales?
- Yodo
 Azufre
 Bromo
 Fósforo
 Cloro

Elementos y compuestos

8. ¿Cuáles de estos elementos son metales de transición?

- Cobre
- Azufre
- Níquel
- Hierro
- Magnesio
- Cobalto

9. ¿Cuáles son los tres elementos que pertenecen al grupo 1?

- Rubidio
- Cobalto
- Hierro
- Sodio
- Calcio
- Cesio

10. Señala los elementos que son gaseosos a temperatura y presión habituales.

- Bromo
- Cloro
- Fósforo
- Oxígeno
- Selenio
- Azufre
- Hidrógeno

Responde:

Compuestos

1. Es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos en una razón fija y tiene una fórmula química.

2. Cuando dos elementos forman un enlace iónico, a temperatura y presión habituales:

- Forman cristales
- Forman sólidos amorfos

Elementos y compuestos

Forman moléculas

3. En el sulfuro de cinc (ZnS). El catión es:

1. ? Zn^{2+}
2. ? S^{2-}

4. Los compuestos tienen propiedades físicas y químicas diferentes a las de sus elementos constituyentes. Éste es uno de los criterios principales para distinguir un compuesto de una

5. Un catión es:

- Un átomo con carga negativa
- Un átomo con carga positiva
- Un átomo con menos electrones que en su estado neutro.
- Una molécula sin carga

6. La fórmula que indica el tipo y número de átomos que constituyen una molécula se llama fórmula...

7. El agua es un compuesto formado por hidrógeno y _____ en la razón de 2 a 1 (en número de átomos).

8. Indica qué afirmaciones son verdaderas

- Los compuestos tienen propiedades físicas constantes.
- Un compuesto tiene una composición fija.
- Una mezcla tiene una composición variable.
- Las mezclas tienen propiedades físicas constantes

9. Los químicos describen los compuestos usando los símbolos químicos de los elementos que los constituyen. Cuando en esta descripción únicamente se indica la proporción de átomos de los diferentes elementos que lo constituyen, la fórmula se llama fórmula...

10. Los elementos de un compuesto no se pueden separar por procesos físicos (decantación, filtración, destilación, etc.), sino sólo mediante procesos que llamamos:

Elementos y compuestos

Resuelve:

1. **Un compuesto orgánico tiene la siguiente fórmula molecular: $C_{18}H_{18}O_{18}$. Calcula la masa de las moléculas de esta sustancia.**
2. **Un compuesto orgánico tiene la siguiente fórmula molecular: $C_{18}H_{18}O_{18}$. Calcula su composición centesimal.**



Para saber más

Descubriendo elementos y compuestos: Scheele

Carl Wilhelm Scheele, (1742-1786).

Nació en Stralsund (Suecia) el día 9 de diciembre de 1742. A los catorce años Scheele era aprendiz de farmacia en Gotenburgo y más tarde en Malmö donde comenzó a dirigir experimentos químicos. Cuando trabajaba en una farmacia en Uppsala en 1770 fue presentado al principal farmacéutico sueco de aquel tiempo T.O. Bergman. Scheele, siguió los consejos de Bergman pero nunca estudió química de una manera formal, pero fue el mayor descubridor de compuestos y de elementos hasta aquella fecha. Descubrió elementos como el cloro y el molibdeno y compuestos sencillos: de cloro, flúor, manganeso, bario y oxígeno.

Se dice que el descubrimiento del oxígeno por Schele tuvo lugar en 1771, antes que el de Priestley o el de Lavoisier. Scheele publicó sus estudios mayoritariamente en el "proceedings" de la Academia Real de Ciencias en Estocolmo que llamó al autodidacta para hacerlo miembro de pleno derecho en la institución.

Debido a los descubrimientos significativos en química inorgánica, se olvidan los descubrimientos en química orgánica de Scheele. Fue el primero en separar y caracterizar ácidos orgánicos como el tartárico, el cítrico, el benzoico, el málico y el oxálico. A partir de 1775 Scheele trabajó como farmacéutico en la pequeña ciudad de Köping donde murió a la temprana edad de 43 años. Se piensa que su muerte pudo haber sido causada por la exposición prolongada a sustancias altamente tóxicas como el ácido arsénico y el cianuro de hidrógeno que también pertenecen al grupo de compuestos preparados por primera vez por Scheele. Murió el 21 mayo de 1786.



Carl Wilhelm Scheele

¿Cuántas moléculas orgánicas hay?

El carbono forma multitud de compuestos diferentes combinado con el hidrógeno y otros elementos, estos compuestos son llamados habitualmente orgánicos. Es difícil concretar cuántas moléculas orgánicas existen, pero sabemos que la base de datos de Beilstein contiene una amplia colección de compuestos orgánicos. Un estudio informático que implicó a 5.9 millones de sustancias y 6,5 millones de reacciones, demostró que el universo de compuestos orgánicos consiste en unas 200000 moléculas muy relacionadas entre sí con 3.6 millones de moléculas derivadas de éstas. Además habría un grupo de 1.2 millones de moléculas menos relacionadas con las anteriores. En total, más de 9 millones de compuestos orgánicos diferentes.

Soluciones a las actividades propuestas

A1. Solución: Nació en 1766 en el seno de una familia pobre de tejedores devotos. Con 12 años, en 1778, comenzó a impartir enseñanza elemental en Cumberland, 7 años más tarde se hizo director de la misma y a partir de 1780 lo hizo en Kendal durante 12 años más.

En 1792, a la edad de 26 años se trasladó a Mánchester, donde impartió matemática y filosofía natural en el New College.

Estudió la enfermedad que padecía, conocida como acromatopsia y posteriormente llamada daltonismo en su honor, y publicó hechos extraordinarios relativos a la Visión de Colores (1794).

En 1801 enunció la ley de las presiones parciales y la de las proporciones múltiples.

En 1808 expuso la teoría atómica en la que se basa la ciencia física moderna. Demuestra que la materia se compone de partículas indivisibles llamadas átomos. También ideó una escala de símbolos químicos, que serán luego reemplazadas por la escala de Berzelius.

En 1826 se le concedió la Medalla de Oro de la Royal Society de Londres, así como de la Academia Francesa de las Ciencias.

Falleció en Manchester en 1844, a la edad de 78 años.

A2. Solución: efectivamente, si tenemos en cuenta que la masa atómica del azufre es 32 y la del telurio 128, vemos que su media aritmética es de 80. Como la masa atómica del selenio es de 79, queda demostrado lo que se pretendía.

A3. Solución: Se trata de una actividad abierta, algunas de la cuestiones que se preguntan se pueden consultar en la tabla periódica que incorpora esta quincena.

A4. Solución: hay siete electrones.

A5. Solución: hay ocho electrones (configuración de gas noble).

A6. Solución. El número másico será $A = 10 + 10 = 20$, el número atómico $Z = 10$ y el átomo neutro tendrá 8 electrones en su último nivel.

A7. Solución: para el hidrógeno, $A = 1$, $Z = 1$ y el átomo neutro tendrá 1 electrón.

A8. Solución: hidróxido de sodio e hidrógeno.

A9. Solución: porque se desprende mucho calor e hidrógeno y el hidrógeno es un gas inflamable.

A10. Solución: porque se forma hidróxido de sodio.

A11. Solución: se produce óxido de magnesio. Se usaba en fotografía debido a la intensa luz que se emite en esta reacción.

A12. Solución: la alotropía es la relación que existe entre las diferentes formas en que se presenta un mismo elemento. Por ejemplo el oxígeno se presenta en dos formas alotrópicas fundamentalmente: como ozono (O_3) y como oxígeno diatómico (O_2).

A13. Solución: El número másico será $A = 6 + 6 = 12$, el número atómico $Z = 6$ y el átomo neutro tendrá 6 electrones en su último nivel, necesita perder los cuatro electrones o adquirir otros cuatro electrones.

A14. Solución: El número másico será $A = 7 + 7 = 14$, el número atómico $Z = 7$ y el átomo neutro tendrá 5 electrones en su último nivel, necesita adquirir tres electrones para tener configuración de gas noble.

A15. Solución: todas las moléculas de los elementos gaseosos (excepto las de los gases nobles) tienen dos átomos.

A16. Solución: Las principales aplicaciones de cloro son: la elaboración de plásticos, solventes para lavado en seco y degasado de metales, producción de agroquímicos y fármacos, insecticidas, colorantes y tintes, etc.

A17. Solución: todas las moléculas de los elementos gaseosos (excepto las de los gases nobles) tienen dos átomos.

A18. Solución: todo lo contrario, el hecho de que aparezcan dos sustancias nuevas indica que el agua es un compuesto.

A19. Solución: vemos que hay una distancia en la que la energía potencial se hace mínima, ésta sería la distancia entre los átomos en el enlace.

A20. Que comienza a haber mucha repulsión entre las nubes electrónicas (negativas) y entre los núcleos (positivos) de los dos átomos.

A21. Equivale a la suma de las masas atómicas de los elementos que constituyen la molécula. En este caso $M_r = 98$.



Soluciones de "Para practicar"

La tabla de Mendeleiev

A lo largo del siglo XIX con objeto de presentar de modo racional los conocimientos de la Química, se creyó que podría ser muy útil **clasificar** los elementos de algún modo que reflejase las relaciones existentes entre ellos. Tras varios intentos, en 1869, el químico ruso D. **Mendeleiev** presentó una tabla en la que aparecían los **elementos** distribuidos en **filas** y **columnas**, agrupados ordenadamente en diversas familias, siguiendo un orden creciente de **masas atómicas**.

En la actualidad se ordenan los elementos por orden creciente de **número** atómico. Dicha tabla es una expresión de las relaciones que existen entre los **elementos** químicos. Por eso, favorece su estudio y nos permite deducir muchas de sus **propiedades** con sólo saber su situación en ella.

Las 7 filas horizontales reciben el nombre de **periodos** y las 18 filas verticales o columnas se llaman **grupos**. Algunos de estos **grupos** tienen nombres especiales; así ocurre con el 16, los anfígenos (O,S,Se,Te); el 17, los **halógenos** (F,Cl,Br,I), o el 18, los gases **nobles** (He,Ne,Ar,...).

Elementos y compuestos

Responde:

La tabla periódica

1. Su reactividad semejante
2. Döbereiner y Moseley
3. Titanio, Cobalto, Cinc y Paladio
4. Mercurio y Bromo
5. Tener 8 electrones en el último nivel
6. Bromo, Cloro, Azufre y Selenio
7. Yodo, Azufre, Fósforo
8. Cobre, Níquel, Hierro, Cobalto
9. Rubidio, Sodio, Cesio
10. Cloro, Oxígeno, Hidrógeno

Compuestos

1. Compuesto
2. Cristales
3. Zn^{2+}
4. Mezcla
5. Un átomo con carga positiva
6. Molecular
7. Oxígeno
8. Los compuestos tienen propiedades físicas constantes. Un compuesto tiene una composición fija. Una mezcla tiene una composición variable.
9. Empírica
10. Químicos o reacciones químicas.

Resuelve:

1. $Mr = 18 \cdot 12 + 18 \cdot 1 + 18 \cdot 16 = 522$

2. $\%C = \frac{18 \cdot 12}{522} \cdot 100 = 41.3\%$

$$\%H = \frac{18 \cdot 1}{522} \cdot 100 = 3.45\%$$

$$\%O = \frac{16 \cdot 12}{522} \cdot 100 = 55.17$$



Comprueba lo que sabes (autoevaluación)

Coge lápiz, papel y la calculadora, y resuelve estos ejercicios que te proponemos, para que puedas comprobar lo que has aprendido. Cuando el resultado sea numérico, debes introducirlo redondeado a centésimas. Si tu puntuación es inferior a 6, conviene que repases los apartados en que has fallado.

1. Orden creciente de su número atómico.
2. Falso
3. Iónico
4. Las masas atómicas de los átomos que hay en la molécula.
5. Columnas verticales
6. Potasio
7. Aluminio
8. 37.05 g
9. %Na 43,40%
%C 11,32%
%O 45,28%
10. 83.33%

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Formular compuestos inorgánicos sencillos, tanto binarios, ternarios y cuaternarios, según las normas de la IUPAC.
- Nombrar compuestos inorgánicos sencillos, tanto binarios, ternarios y cuaternarios, según las normas de la IUPAC.
- Distinguir entre aniones, cationes y moléculas.
- Diferenciar valencia de número de oxidación.
- Conocer los orígenes de la formulación así como su regulación por parte de la IUPAC.

Antes de empezar

1. Introducción

Historia
Nomenclaturas
Número de oxidación y valencia

2. Aniones

Definición y tipos

3. Cationes

Definición y tipos

4. Compuestos binarios

Óxidos
Peróxidos y superóxidos
Hidruros
Sales binarias

5. Compuestos ternarios

Hidróxidos
Oxoácidos
Oxosales

6. Compuestos cuaternarios

Sales ácidas
Sales básicas

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Nomenclatura y formulación inorgánica

Antes de empezar

Group → ↓ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
Lanthanides				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
Actinides				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Recuerda

No olvides repasar la quincena anterior y estúdiate la tabla periódica.

1. Introducción

Historia

No es hasta finales del siglo XVIII cuando las sustancias químicas comienzan a recibir nombres lógicos y racionales pues hasta ahora se las nombraba con nombres, heredados de la **alquimia**. En 1780 **Lavoisier** junto con otros tres químicos franceses, **Guyton de Morveau, Berthollet y Fourcony** inician la creación de un sistema de nomenclatura más lógico y racional que sustituya al heredado de los alquimistas. La empresa ve la luz cuando **Lavoisier** publica su **Tratado Elemental de Química** en el que expone de forma organizada y sistemática la nueva nomenclatura. A principios del siglo XIX, **Berzelius** asigna a cada elemento un símbolo que coincide con la inicial del nombre en latín. Así pues, las fórmulas de las sustancias consistirían en una combinación de letras y números que indican el número de átomos de cada elemento.



ANTOINE LAVOISIER

Químico francés, padre de la química moderna. Orientado por su familia en un principio a seguir la carrera de derecho, recibió una magnífica educación en el Collège Mazarino, en donde adquirió no sólo buenos fundamentos en materia científica, sino también una sólida formación humanística. Ingresó luego en la facultad de derecho de París, donde se graduó en 1764, por más que en esta época su actividad se orientó sobre todo hacia la investigación científica. La especulación acerca de la naturaleza de los cuatro elementos tradicionales (aire, agua, tierra y fuego) lo llevó a emprender una serie de investigaciones sobre el papel desempeñado por el aire en las reacciones de combustión. Lavoisier presentó a la Academia los resultados de su investigación en 1772, e hizo hincapié en el hecho de que cuando se queman el azufre o el fósforo, éstos ganan peso por absorber «aire», mientras que el plomo metálico formado tras calentar el plomo mineral lo pierde por haber perdido «aire». La ley de conservación de la masa o primera ley ponderal lleva su nombre.

Nomenclatura y formulación inorgánica

Número de oxidación y valencia

La **valencia** de un átomo o elemento es el número que expresa la capacidad de combinarse con otros para formar un compuesto. Es siempre un número positivo.

El **número de oxidación** es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde cuando forma un compuesto determinado.

Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Número de oxidación por elementos:

Metales

Número oxidación + 1	Número oxidación + 2	Número oxidación + 3
Litio Sodio Potasio Rubidio Cesio Francio Plata	Berilio Magnesio Calcio Estroncio Zinc Cadmio Bario Radio	Aluminio
Número oxidación + 1 + 2	Número oxidación + 1 + 3	Número oxidación + 2 + 3
Cobre Mercurio	Oro Talio	Hierro, Cobalto Níquel
Número oxidación + 2 + 4	Número oxidación + 2+3 +6	Número oxidación +2+3 +4+6+7
Platino, Plomo, estaño	Cromo	Manganeso

La **Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)** en 1994 define la valencia como: El máximo número de átomos univalentes (hidrógeno o cloro) que pueden combinarse con un átomo del elemento en consideración.

No metales

Número oxidación - 1	Número oxidación +/-1 +3+5+7	Número oxidación - 2
Flúor	Cloro, Bromo, Yodo	Oxígeno
Número oxidación +/-2 +4 +6	Número oxidación + 2 +/- 3 +4 +5	Número oxidación +/-3 +5
Azufre, Selenio y Teluro	Nitrógeno	Fósforo, Arsénico y Antimonio
Número oxidación +/-2 + 4	Número oxidación + 4	Número oxidación + 3
Carbono	Silicio	Boro

Número de oxidación del hidrógeno +/-1



Nomenclatura y formulación inorgánica

Número de oxidación por grupo

Grupo 3A o 13	Grupo 4A o 14	Grupo 5A o 15	Grupo 6A o 16	Grupo 7A o 17	Prefijo/sufijo
				+7	Per -ato
+3	+4	+5	+6	+5	-ato
+1	+2	+3	+4	+3	-ito
			+2	+1	Hipo -ito
	-4	-3	-2	-1	-uro

Los elementos del grupo 1 o 1A: +1

Los elementos del grupo 2 o 2A: +2

Observa que según la nomenclatura antigua de los grupos de la Tabla Periódica, existe una relación entre el grupo y el estado de oxidación o valencia.

Grupo 7A: La mayor +7 restando 2 +5 restando 2 +3 y restando 2 +1

2. Aniones

Definición y tipos

Un anión es un átomo o conjunto de átomos con carga negativa. Esta carga negativa es lo que se considera su valencia.



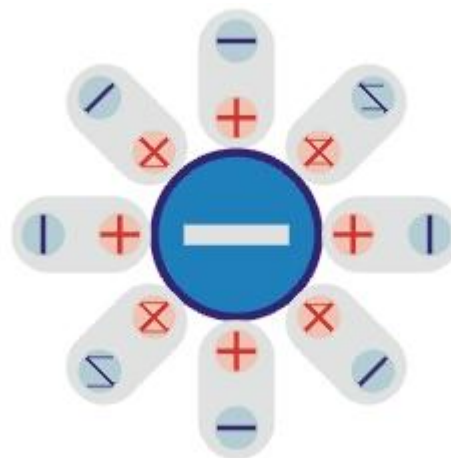
Los aniones pueden ser:

- Aniones -uro
- Aniones -ato
- Aniones -ito
- Aniones per-ato
- Aniones hipo-ito
- Aniones di-, tri-, tetra...
- Aniones orto
- Aniones piro
- Aniones meta

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq		Uuq	Uuq	Uuq		

Lantánidos: Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
Actínidos: Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Metales
No metales
Semimetales



Nomenclatura y formulación inorgánica

Aniones -uro

Para formular un ion terminado en **-uro** se escribe el símbolo del elemento con tantas cargas negativas como resulte de restarle ocho a la última cifra del grupo.

El ion oxigenuro se llama comúnmente ion óxido: O^{-2}

El Hidruro es H^{-1}

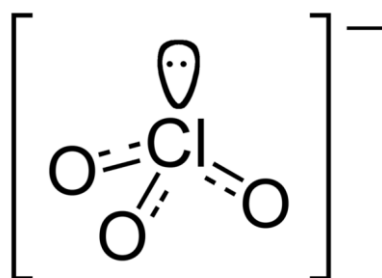


Cristal de cloruro sódico

Aniones -ato

Para formular un ion terminado en **-ato** se escribe el símbolo del elemento, con tantas cargas positivas como indica la última cifra del grupo, y a continuación, se añaden tantos iones óxido (O^{-2}) como sean necesarios para que el conjunto resulte con una o dos cargas negativas.

Excepciones: Los elementos del grupo 17 se suponen situados en el 15. Los elementos del grupo 7 se suponen situados en el 6.



Clorato o trioxoclorato (V)

Ion Cloruro

El cloro está en el grupo 17, entonces, $7-8=-1$; Cl^{-1}

Ion sulfuro

El azufre está en el grupo 16, entonces, $6-8=-2$; S^{-2}

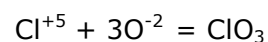
Ion nitruro

El nitrógeno está en el grupo 15, entonces, $5-8=-3$; N^{-3}

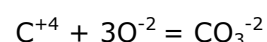
Ion carburo

El carbono está en el grupo 14, entonces, $4-8=-4$; C^{-4}

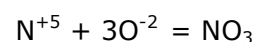
Clorato o trioxoclorato (V)



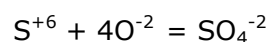
Carbonato o trioxocarbonato (IV)



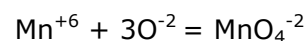
Nitrato o trioxonitrato (V)



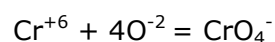
Sulfato o tetraoxosulfato (VI)



Manganato o tetraoxomanganato (VI)



Cromato o tetraoxocromato (VI)

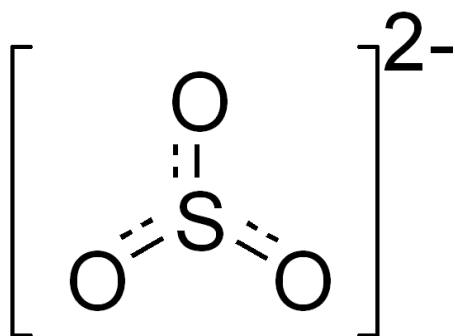


Nomenclatura y formulación inorgánica

Aniones -ito

Para formular los iones terminados en **-ito** se procede como los terminados en **-ato** pero suponiendo que el elemento se ha desplazado dos lugares a la izquierda de la tabla periódica.

Excepciones: Los elementos del grupo 17 se suponen situados en el 15. Los elementos del grupo 7 se suponen situados en el 6.



Sulfito o trioxosulfato (IV)

Aniones per -ato

Para formular un ion que empieza por **per** y termina por **-ato** se procede como los terminados en **-ato** pero suponiendo que el elemento se ha desplazado dos lugares a la derecha de la tabla periódica.

Excepciones: Los elementos del grupo 7 y 17 no se desplazan y los elementos del 6 y 16 sólo se desplazan un lugar. (Ningún elemento tiene valencia 8)

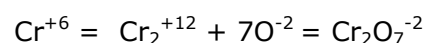
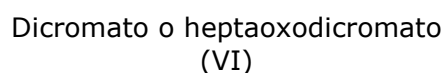
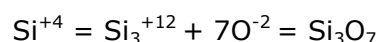
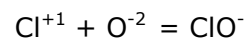
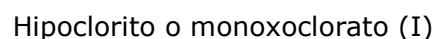
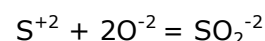
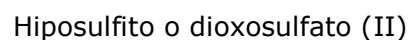
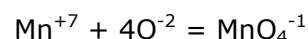
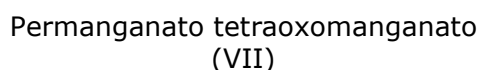
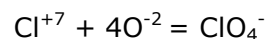
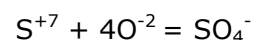
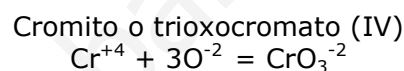
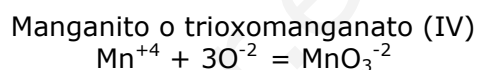
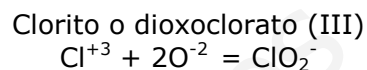
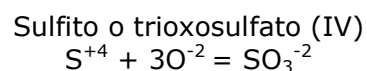
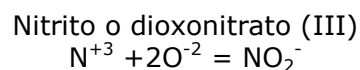
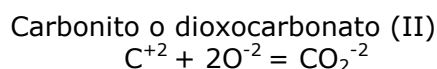
Aniones hipo -ito

Para formular los iones que empiezan por **hipo** y terminan por **-ito** se procede como los terminados en **-ato** pero suponiendo que el elemento se ha desplazado cuatro lugares a la izquierda de la tabla periódica.

Excepciones: Los elementos del grupo 17 se suponen situados en el 15. Los elementos del grupo 7 se suponen situados en el 6.

Aniones Di, tre, tetra...

Se formulan como los anteriores, pero escribiendo tantos átomos como indique el prefijo.

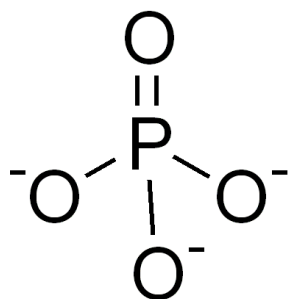


Aniones Orto

Para formular los iones que comienzan por **orto**, se formulan como los anteriores, pero añadiendo un ion óxido más de los necesarios.

Excepciones: El ortofosfato es llamado fosfato (igual para el As, Sb, ya sea ato, ito...). El fosfato, se nombra metafosfato.

Metafosfato o trioxofosfato (V): $P^{+5} + 3O^{-2} = PO_3^{-1}$



Fosfato o tetraoxofosfato (V)

Aniones Piro

Los iones que comienzan por **piro**, se formulan como si fueran un ion **di+orto**.

Aniones Meta

El prefijo **meta** no significa nada, el ión se formula como si este prefijo no existiera.

Sólo tiene significado en el fosfato y el ortofosfato. Decimos FOSFATO y formulamos ORTOFOSFATO, decimos METAFOSFATO y formulamos FOSFATO

Fosfato o tetraoxofosfato (V)
 $P^{+5} + 4O^{-2} = PO_4^{-3}$

Ortosulfato o pentaosulfato
(VI)
 $S^{+6} + 5O^{-2} = SO_5$

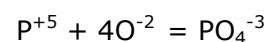
Ortocolorato o tetraoxocolorato
(V)
 $Cl^{+5} + 4O^{-2} = ClO_4^{-3}$

Ortocolorito o trioxocolorato (V)
 $Cl^{+3} + 3O^{-2} = ClO_3^{-3}$

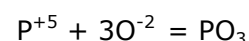
Pirofosfato o heptaosulfato
(V)
 $P^{+5} = P_2^{+10} + 7O^{-2} = PO_7$

Pironitrato o pentaosulfato
(III)
 $N^{+3} = N_2^{+6} + 5O^{-2} = NO_5^{-4}$

Fosfato (ortofosfato)



Metafosfato (fosfato)



3. Cationes

Definición y tipos

Un catión es un átomo o conjunto de átomos con carga positiva. Esta carga positiva es lo que se considera su valencia.



Si un elemento tiene sólo dos valencias la mayor es ico y la menor es oso.

Si tiene más de dos valencias de mayor a menor es: per...ico, ico, oso, hipo...oso.

Cationes -ico

Para formular un ion terminado en **-ico**, se escribe el símbolo del elemento con tantas cargas positivas como indica la última cifra del número de grupo.

Excepciones: Los elementos del grupo 17 se suponen situados en el 15. Los elementos del grupo 7 se suponen situados en el 6.

Cationes -oso

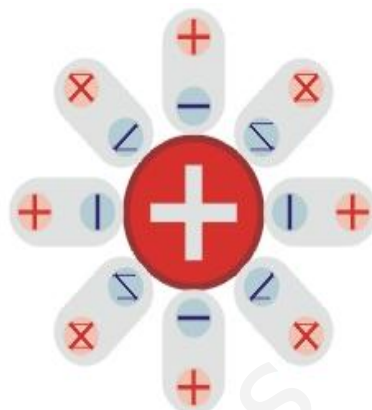
Para formular un ion terminado en **-oso**, se procede como en los **-ico** pero suponiendo que el elemento se ha desplazado dos lugares a la izquierda en el sistema periódico.

Excepciones: Se mantienen las excepciones.

Cationes per -ico

Para formular un ion que empieza por **per** y termina por **-ico** se procede como los terminados en **-ico** pero suponiendo que el elemento se ha desplazado dos lugares a la derecha de la tabla periódica.

Excepciones: Los elementos del grupo 7 y 17 no se desplazan y los elementos del 6 y 16 sólo se desplazan un lugar. (Ningún elemento tiene valencia 8)



Carbónico o Carbono (IV): C^{+4}
Nítrico o Nitrógeno (V): N^{+5}
Sulfúrico o Azufre (VI): S^{+6}
Clórico o cloro (V): Cl^{+5}
Mangánico o manganeso (VI): Mn^{+6}
Sódico o sodio: Na^{+1}

Carbonoso o Carbono (II): C^{+2}
Nítrico o Nitrógeno (III): N^{+3}
Sulfuroso o Azufre (IV): S^{+4}
Cloroso o cloro (III): Cl^{+3}
Manganoso o manganeso (IV): Mn^{+4}

Persulfúrico o azufre (VII): S^{+7}
Perclorato o cloro (VII): Cl^{+7}
Permanganato o manganeso (VII): Mn^{+7}

Cationes hipo -oso

Para formular un ion que empiezan por hipo y terminan en -oso, se procede como en los -ico pero suponiendo que el elemento se ha desplazado cuatro lugares a la izquierda en el sistema periódico.

Excepciones: Los elementos del grupo 17 se suponen situados en el 15. Los elementos del grupo 7 se suponen situados en el 6.

Hiponítrico o Nitrógeno (I): N^{+1}

Hiposulfuroso o Azufre (II): S^{+2}

Hipocloroso o cloro (I): Cl^{+1}

Cationes de los metales de transición

ELEMENTO	OSO	ICO
Cr, Mn, Fe, Co y Ni	+2	+3
Ru, Rh y Pd	+3	+4
Os, Ir y Pt	+2	+4
Au	+1	+3
Cu y Hg	+1	+2
El Hg con valencia 1+ es dímero Hg_2^{+2}		



Representación del catión sodio

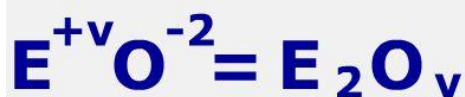
4. Compuestos binarios

4.1. Óxidos

Un **óxido** es la combinación de cualquier elemento con el oxígeno. Todos reciben la denominación óxido de, salvo el compuesto con hidrógeno, que se llama agua.

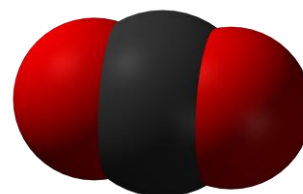
Para formular los óxidos, escribimos en primer lugar el elemento del que se desea formular el óxido, con el subíndice 2 y a continuación el símbolo del oxígeno, que llevará como subíndice la **valencia** del elemento.

Si la valencia es par, se simplifican ambos subíndices y no se escribe el subíndice 1:



Óxidos y anhídridos

Si el elemento que se combina es un metal, se trata de un óxido básico, o simplemente óxido, y si es un no metal, de un óxido ácido o anhídrido.



Óxido de carbono (IV)

Anhídrido carbónico

Nomenclatura y formulación inorgánica

1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico -oso,- per-ico, hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

óxido férrico: $\text{Fe}^{+3}\text{O}^{-2}$ Fe_2O_3 sesquióxido de hierro

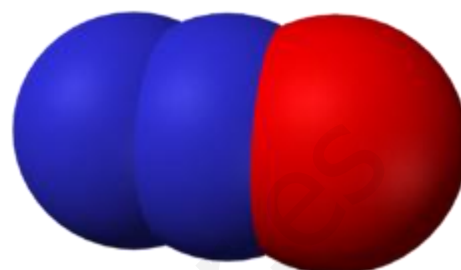
óxido ferroso: $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ Fe_2O_2 FeO

óxido aúrico: $\text{Au}^{+3}\text{O}^{-2}$ Au_2O_3

óxido mercúrico: $\text{Hg}^{+2}\text{O}^{-2}$ Hg_2O_2 HgO

óxido mercurioso: $\text{Hg}^{+1}\text{O}^{-2}$ Hg_2O

óxido argéntico: $\text{Ag}^{+1}\text{O}^{-2}$ Ag_2O



Molécula de N_2O

óxido perclórico: $\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_7

óxido clórico: $\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_5

óxido cloroso: $\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_3

óxido hipocloroso: $\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}$ Cl_2O

óxido carbónico: $\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}$ C_2O_4 CO_2 anhídrido carbónico

óxido sulfuroso: $\text{S}^{+4}\text{O}^{-2}$ S_2O_4 SO_2 anhídrido sulfuroso



Lámina de metal oxidado

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

óxido de cloro (VII): $\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_7

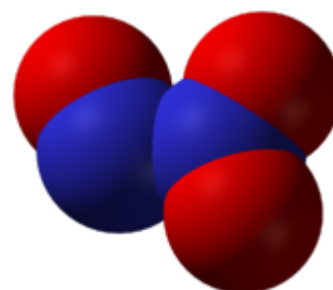
óxido de cloro (V): $\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_5

óxido de cloro (III): $\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2}$ Cl_2O_3

óxido de cloro (I): $\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}$ Cl_2O

óxido de carbono (IV): $\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}$ C_2O_4 simplificando CO_2

óxido de azufre (IV): $\text{S}^{+4}\text{O}^{-2}$ S_2O_4 simplificando SO_2



Molécula de óxido de nitrógeno (III)

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

Si el elemento tiene varias valencias se indican TODAS

Heptaóxido de dicloro: Cl_2O_7
Pentaóxido de dicloro : Cl_2O_5
Trióxido de dicloro: Cl_2O_3
Monóxido de dicloro : Cl_2O
Dióxido de carbono: CO_2
Monóxido de carbono: CO

Para elementos de Valencia única, el prefijo MONO no se indica

óxido de fluor: F_2O (no se dice monóxido de difluor)

El **óxido de nitrógeno (II)**, **óxido nítrico** o **monóxido de nitrógeno** (NO) es un gas incoloro y poco soluble en agua presente en pequeñas cantidades en los mamíferos. Está también extendido por el aire siendo producido en automóviles y plantas de energía. Se lo considera un agente tóxico.

No debe confundirse con el óxido nitroso (N_2O), con el dióxido de nitrógeno (NO_2) o con cualquiera del resto de los óxidos de nitrógeno existentes.

Es una molécula altamente inestable en el aire ya que se oxida rápidamente en presencia de oxígeno convirtiéndose en dióxido de nitrógeno. Por esta razón se la considera también como un radical libre.

Si el elemento tiene varias valencias se indican TODAS

Trióxido de dihierro: Fe_2O_3
Monóxido de hierro: FeO
Monóxido de mercurio: HgO
Monóxido de dimercurio: Hg_2O

Para elementos de Valencia única, el prefijo MONO no se indica

óxido de plata: Ag_2O (no se dice monóxido de diplata)
óxido de cadmio: CdO (no se dice monóxido de monocadmio)
óxido de calcio: CaO (no se dice monóxido de monocalcio)
Trióxido de dioro Au_2O_3



óxido de hierro (III): $\text{Fe}^{+3}\text{O}^{-2}$ Fe_2O_3

óxido de hierro (II) : $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ Fe_2O_2 FeO

óxido de oro (III): $\text{Au}^{+3}\text{O}^{-2}$ Au_2O_3

óxido de mercurio (II): $\text{Hg}^{+2}\text{O}^{-2}$ Hg_2O_2 HgO

óxido de mercurio (I): $\text{Hg}^{+1}\text{O}^{-2}$ Hg_2O

Cuando la valencia es única no se indica:

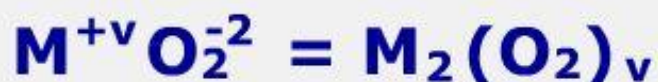
óxido de plata $\text{Ag}^{+1}\text{O}^{-2}$ Ag_2O



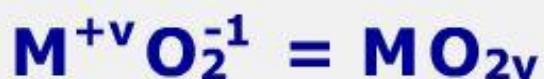
En la actualidad los óxidos se nombran utilizando la nomenclatura sistemática.

4.1. Peróxidos y superóxidos

Un **peróxido** es la combinación de un metal o el hidrógeno con el grupo peróxido (O_2^{-2}). Si la valencia es par, se simplifican ambos subíndices y no se escribe el subíndice 1.



Un **superóxido o hiperóxido** es la combinación de un metal con el grupo O_2^{-1} .



1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico -oso, -per-ico, hiposo** para indicar la valencia del elemento.

Peróxido sódico:



Peróxido calcico:

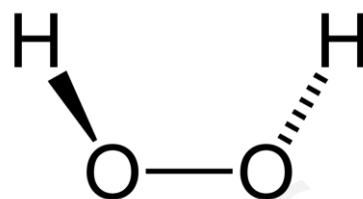


Peróxido de hidrógeno o agua oxigenada:



Superóxido bárico: $\text{Ba}^{+2} \text{O}_2^{-1} \quad \text{BaO}_4$

Hiperóxido potásico: $\text{K}^{+1} \text{O}_2^{-1} \quad \text{KO}_2$



El **peróxido de hidrógeno** (H_2O_2), también conocido como agua oxigenada, a temperatura ambiente es un líquido incoloro de sabor amargo, altamente polar y algo más viscoso que el agua.

Es inestable y se descompone rápidamente en oxígeno y agua con liberación de calor. Aunque no es inflamable, es un agente oxidante potente que puede causar combustión espontánea cuando entra en contacto con materia orgánica o algunos metales, como el cobre, la plata o el bronce.

El peróxido de hidrógeno se encuentra en bajas concentraciones (3 a 9%) en muchos productos domésticos para usos medicinales o como blanqueador de tejidos y del cabello.

En la industria, el peróxido de hidrógeno se usa en concentraciones más altas para blanquear telas y pasta de papel, y al 90% como componente de combustibles para cohetes. En otras áreas, como en la investigación, se utiliza para medir la actividad de algunas enzimas, como la catalasa.

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

Esta nomenclatura es la recomendada

NOMENCLATURA RECOMENDADA

Peróxido de sodio:



Peróxido de calcio:



Peróxido de hidrógeno o agua oxigenada:



Superóxido de bario: $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^{-1} \quad \text{BaO}_4$

Hiperóxido de potasio: $\text{K}^{+1}\text{O}_2^{-1} \quad \text{KO}_2$

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

Dióxido de disodio:



Dióxido de calcio:



Dióxido de dihidrógeno:



Tetraóxido de bario: $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^{-1} \quad \text{BaO}_4$

Dióxido de potasio: $\text{K}^{+1}\text{O}_2^{-1} \quad \text{KO}_2$

El peróxido de hidrógeno es un antiséptico general. Su mecanismo de acción se debe a sus efectos oxidantes: produce OH y radicales libres que atacan una amplia variedad de compuestos orgánicos (entre ellos, lípidos y proteínas que componen las membranas celulares de los microorganismos). La enzima catalasa presente en los tejidos degrada rápidamente el peróxido de hidrógeno, produciendo oxígeno, que dificulta la germinación de esporas anaerobias.

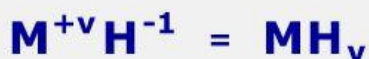
Se utiliza en dermoaplicaciones, limpieza de dentaduras y desinfección bucal.

Además, aprovechando la actividad de la peroxidasa presente en la sangre, también se usa junto a la fenoltaleína para detectar la presencia de sangre (Prueba de Kastle-Meyer).



4.2 Hidruros metálicos

Los **hidruros metálicos** resultan de la combinación del hidrógeno con un metal. El hidrógeno actúa con estado de oxidación -1. Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del metal correspondiente y después el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del metal:



1. Nomenclatura tradicional:

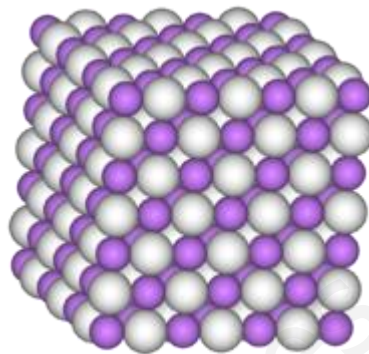
Utiliza las terminaciones **-ico, -oso, -per-ico, hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

Hidruro férrico:	$Fe^{+3} H^{-1}$	FeH_3
Hidruro ferroso:	$Fe^{+2} H^{-1}$	FeH_2
Hidruro mercúrico:	$Hg^{+2} H^{-1}$	HgH_2
Hidruro mercurioso:	$Hg^{+1} H^{-1}$	HgH
Hidruro argéntico:	$Ag^{+1} H^{-1}$	AgH
Hidruro lítico:	$Li^{+1} H^{-1}$	LiH

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

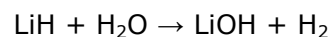
Hidruro de hierro (III):	$Fe^{+3} H^{-1}$	FeH_3
Hidruro de hierro (II):	$Fe^{+2} H^{-1}$	FeH_2
Hidruro de mercurio (II):	$Hg^{+2} H^{-1}$	HgH_2
Hidruro de mercurio (I):	$Hg^{+1} H^{-1}$	HgH
Cuando la valencia es única no se indica		
Hidruro de plata:	$Ag^{+1} H^{-1}$	AgH
Hidruro de litio:	$Li^{+1} H^{-1}$	LiH



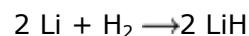
Hidruro de litio

El **hidruro de litio** (LiH) es un compuesto químico de litio e hidrógeno. Es un sólido cristalino incoloro, aunque las muestras comerciales presentan aspecto grisáceo. Como es característico de los hidruros salinos, o iónicos, tiene un alto punto de fusión de 689 °C. Su densidad es de 780 kilogramos por metro cúbico (kg/m^3). Tiene una capacidad calorífica estándar de 29,73 J/mol.K con una conductividad térmica que varía con la composición y la presión (desde al menos 10 hasta 5 W/mK a 400 K) y disminuye con la temperatura.

Es un sólido inflamable y muy reactivo con el agua, produciendo el corrosivo compuesto hidróxido de litio, así como hidrógeno gaseoso.



Se produce por reacción de litio metálico con gas hidrógeno.



El hidruro de litio, LiH, tiene numerosos usos:

- Como desecante.
- Como precursor para la síntesis de hidruro de litio y aluminio ($LiAlH_4$).

Nomenclatura y formulación inorgánica

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

Trihidruro de hierro:	FeH ₃
Dihidruro de hierro:	FeH ₂
Trihidruro de mercurio:	HgH ₂
Monohidruro de mercurio:	HgH

Para elementos de Valencia única, el prefijo MONO no se indica

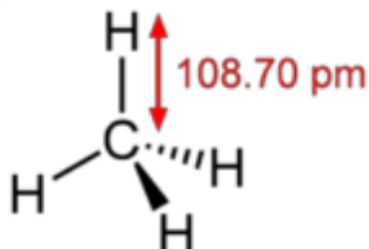
Hidruro de plata:	AgH
Hidruro de litio:	LiH

En la actualidad los hidruros metálicos se nombran utilizando la nomenclatura sistemática

4.3. Hidruros no metálicos (volátiles)

Los **hidruros volátiles** son compuestos gaseosos que resultan de la combinación del hidrógeno con los elementos de los grupos del nitrógeno, del carbono o el boro.

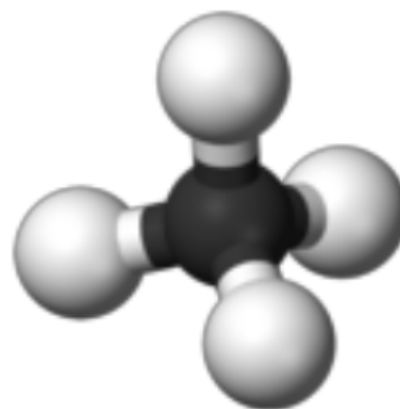
El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el otro elemento con su estado de oxidación negativo. Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del elemento correspondiente y después el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del elemento.



Molécula de metano

- Como generador de hidrógeno.
- Como a almacenamiento de hidrógeno.
- Como refrigerante y blindaje en reactores nucleares.
- En la fabricación de cerámica.
- Agente redox.

Este compuesto tiene el más alto contenido de hidrógeno (en porcentaje en masa) de cualquier hidruro salino (iónico). El contenido en hidrógeno del LiH es tres veces mayor que el de NaH (aunque su estequiometría es idéntica), porque el litio es más ligero que el sodio, lo cual hace que el LiH sea de interés para el almacenamiento de hidrógeno.



Molécula de metano

Nomenclatura y formulación inorgánica

1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico, -oso,- per-ico, hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

Carburo de hidrógeno:	$C^{-4} H^{+1}$	CH_4	Metano
Siliciuro de hidrógeno:	$Si^{-4} H^{+1}$	SiH_4	Silano
Nitruro de hidrógeno:	$N^{-3} H^{+1}$	NH_3	Amoniaco
Fosfuro de hidrógeno:	$P^{-3} H^{+1}$	PH_3	Fosfina
Arseniuro de hidrógeno:	$As^{-3} H^{+1}$	AsH_3	Arsina
Antimoniuro de hidrógeno:	$Sb^{-3} H^{+1}$	SbH_3	Estibina

2. Nomenclatura de STOCK:

No se nombran en stock

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

Tetrahidruro de carbono:	CH_4	Metano
Tetrahidruro de silicio:	SiH_4	Silano
Trihidruro de nitrógeno:	NH_3	Amoniaco
Trihidruro de fósforo:	PH_3	Fosfina
Trihidruro de arsénico:	AsH_3	Arsina
Trihidruro de antimónio:	SbH_3	Estibina
Hexahidruro de diboro:	B_2H_6	Diborano

En la actualidad los hidruros no metálicos se nombran utilizando la nomenclatura sistemática

El **metano** es el hidrocarburo alcano más sencillo, cuya fórmula química es CH_4 .

Cada uno de los átomos de hidrógeno está unido al carbono por medio de un enlace covalente.

Es una sustancia no polar que se presenta en forma de gas a temperaturas y presiones ordinarias. Es incoloro e inodoro y apenas soluble en agua en su fase líquida.

En la naturaleza se produce como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas. Este proceso natural se puede aprovechar para producir biogás.

Constituye hasta el 97% del gas natural. En las minas de carbón se le llama grisú y es muy peligroso ya que es fácilmente inflamable y explosivo.

El metano es un gas de efecto invernadero relativamente potente que contribuye al calentamiento global del planeta Tierra ya que tiene un potencial de calentamiento global de 23.

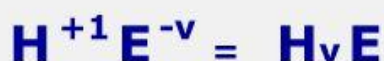
Esto significa que en una media de tiempo de 100 años cada kg de CH_4 calienta la Tierra 23 veces más que la misma masa de CO_2 , sin embargo hay aproximadamente 220 veces más dióxido de carbono en la atmósfera de la Tierra que metano por lo que el metano contribuye de manera menos importante al efecto invernadero.

4.4. Hidruros no metálicos (hidrácidos)

Los **hidrácidos** resultan de la combinación del hidrógeno con los haluros o los anfígenos, elementos del grupo del oxígeno o del grupo del flúor:

Oxígeno, azufre, selenio y telurio o flúor, cloro, bromo y yodo.

El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el otro elemento con su estado de oxidación negativo. Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del otro elemento, seguido del símbolo de ese segundo elemento.



1. Nomenclatura tradicional:

En estado gaseoso se utiliza la terminación -uro para indicar la valencia del elemento. Disueltos en agua son ácidos y se usa la terminación -hídrico

Ácido fluorhídrico	$H^{+1} F^{-1}$	HF(aq)
Ácido clorhídrico	$H^{+1} Cl^{-1}$	HC(aq)
Ácido bromhídrico	$H^{+1} Br^{-1}$	HBr(aq)
Ácido iodhídrico	$H^{+1} I^{-1}$	HI(aq)
Ácido sulfhídrico	$H^{+1} S^{-2}$	H ₂ S(aq)
Ácido selenhídrico	$H^{+1} Se^{-2}$	H ₂ Se(aq)
Ácido telurhídrico	$H^{+1} Te^{-2}$	H ₂ Te(aq)

Ácido fluorhídrico	$H^{+1} F^{-1}$	HF(aq)
Ácido clorhídrico	$H^{+1} Cl^{-1}$	HC(aq)
Ácido bromhídrico	$H^{+1} Br^{-1}$	HBr(aq)
Ácido iodhídrico	$H^{+1} I^{-1}$	HI(aq)
Ácido sulfhídrico	$H^{+1} S^{-2}$	H ₂ S(aq)
Ácido selenhídrico	$H^{+1} Se^{-2}$	H ₂ Se(aq)
Ácido telurhídrico	$H^{+1} Te^{-2}$	H ₂ Te(aq)

EL AGUA (Óxido de hidrógeno, hidróxido de hidrógeno o ácido hídrico)

El agua pura no tiene olor, sabor, ni color, es decir, es incolora, insípida e inodora. Su importancia reside en que casi la totalidad de los procesos químicos que suceden en la naturaleza, tanto en organismos vivos como en laboratorios o en la industria tienen lugar en medio acuoso. Henry Cavendish descubrió que el agua es una sustancia compuesta y no un elemento como se pensaba desde la Antigüedad, Lavoisier demostró que el agua estaba formada por oxígeno e hidrógeno y Gay Lussac junto con Von Humboldt demostraron que el agua estaba formada por dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno (H₂O).

En agua se disuelven muchos compuestos, sin embargo no se disuelven aceites y otras sustancias hidrófobas. Las moléculas de agua se atraen fuertemente entre si y debido a esta interacción forman cuerpos de moléculas de agua, las gotas. Las moléculas de agua son capaces de mojar (mantenerse adheridas) a otras superficies. Las moléculas de la superficie de agua tienen una gran atracción creando una tensión superficial. La superficie del líquido se comporta como una película capaz de alargarse y al mismo tiempo ofrecer cierta resistencia al intentar romperla. Debido a su elevada tensión superficial, algunos insectos pueden estar sobre la superficie sin sumergirse e, incluso, hay animales que corren, como el basilisco.



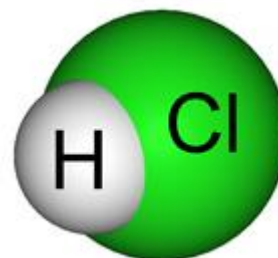
2. Nomenclatura de STOCK:

No se nombran en stock

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

En la actualidad los hidruros no metálicos se nombran utilizando la nomenclatura sistemática



El **ácido clorhídrico**, **ácido hidroclórico**, **sulfumán**, **espíritu de sal**, **ácido marino**, **ácido de sal** o todavía ocasionalmente llamado, **ácido muriático** (por su extracción a partir de sal marina en América) o **agua fuerte** (en España), es una disolución acuosa del gas **cloruro de hidrógeno** (HCl).

Es muy corrosivo y ácido.

Se emplea comúnmente como reactivo químico y se trata de un ácido fuerte que se disocia completamente en disolución acuosa.

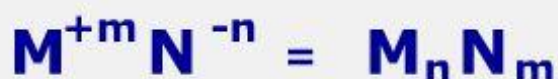
Fluoruro de hidrógeno:	HF
Cloruro de hidrógeno:	HCl
Bromuro de hidrógeno:	HBr
Ioduro de hidrógeno:	HI
Oxigenuro de dihidrógeno:	H₂O
Sulfuro de dihidrógeno:	H₂S
Seleniuro de dihidrógeno	H₂Se
Teluro de dihidrógeno	H₂Te

4.5. Sales binarias

Las **sales binarias** son combinaciones de un metal con un no metal o dos no metales entre sí. En los compuestos de un metal y un no metal, el no metal actúa siempre con su estado de oxidación negativo.

Para formularlos, se escribe en primer lugar el símbolo químico del metal, a continuación el del no metal y se intercambian las valencias.

Si ambas valencias son divisibles por el mismo número, se realiza la división y se coloca el cociente:



Nomenclatura y formulación inorgánica

1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico, -oso,- per-ico, hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

Cloruro férrico:	$\text{Fe}^{+3} \text{Cl}^{-1}$	FeCl_3
Sulfuro ferroso:	$\text{Fe}^{+2} \text{S}^{-2}$	Fe_2S_2 FeS
Fluoruro sódico:	$\text{Na}^{+1} \text{F}^{-1}$	NaF
Cloruro bórico:	$\text{Ba}^{+2} \text{Cl}^{-1}$	BaCl_2
Sulfuro cobáltico:	$\text{Co}^{+3} \text{S}^{-2}$	Co_2S_3
Sulfuro cobaltoso:	$\text{Co}^{+2} \text{S}^{-2}$	Co_2S_2 CoS

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

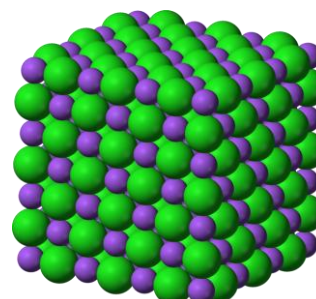
Cloruro de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{Cl}^{-1}$	FeCl_3
Sulfuro de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{S}^{-2}$	Fe_2S_2 FeS
Fluoruro de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{F}^{-1}$	NaF
Cloruro de bario:	$\text{Ba}^{+2} \text{Cl}^{-1}$	BaCl_2
Sulfuro de cobalto (III):	$\text{Co}^{+3} \text{S}^{-2}$	Co_2S_3
Sulfuro de cobalto (II):	$\text{Co}^{+2} \text{S}^{-2}$	Co_2S_2 CoS

La sal común o cloruro sódico

La sal de mesa o cloruro de sodio, NaCl , se obtiene bien por de la evaporación del agua marina en las salinas o por extracción minera en forma de roca. La sal proporciona a los alimentos uno de los sabores básicos, el salado. Desde la antigüedad, la sal se ha utilizado como condimento alimenticio y como conservante (salazones) de carnes y pescado, así como en la elaboración encurtidos. Desde el siglo XIX los usos industriales de la sal han sido muy variados; industria del papel, cosméticos, industria química, etc.



La sal es la única roca mineral comestible por el ser humano y es posiblemente el condimento más antiguo empleado por el hombre. Jugó un papel importante en el desarrollo económico de las culturas antiguas. La sal fue objeto de impuestos, monopolios, guerras y hasta un tipo de moneda. El valor que tuvo en la antigüedad ha dejado de ser tal en la actualidad debido a la mejora de los sistemas de conservación de alimentos y a la disminución del consumo humano por la relación con la hipertensión.



3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

En la actualidad las sales binarias se nombran utilizando la nomenclatura sistemática.

Tricloruro de hierro: FeCl_3

Monosulfuro de hierro: FeS

Trisulfuro de dicobalto: Co_2S_3

Monosulfuro de cobalto: CoS

Dicloruro de bario: BaCl_2

Fluoruro de sodio: NaF



La **fluorita** es un mineral formado por la combinación de calcio y flúor, de fórmula CaF_2 . Cristaliza en el sistema cúbico.

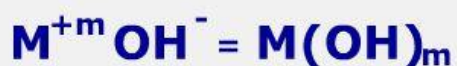
5. Compuestos ternarios

5.1. Hidróxidos

Aunque formados por tres elementos distintos, los hidróxidos se comportan como compuestos binarios, ya que el ión negativo o anión hidróxido (OH^-) actúa siempre como una unidad conjunta. Todos reciben la denominación hidróxido de... y se forman con un metal.

Para formular los hidróxidos, escribimos en primer lugar el símbolo del metal, a continuación el grupo hidróxido, entre paréntesis, que llevará como subíndice la valencia del metal.

Si la valencia es 1 no se necesita escribirla ni poner los paréntesis.



El **hidróxido de sodio** (NaOH) o hidróxido sódico, también conocido como sosa cáustica es un hidróxido cáustico usado en la industria principalmente como una base química.

A temperatura ambiente, el hidróxido de sodio es un sólido blanco cristalino sin olor que absorbe humedad del aire (higroscópico).

Cuando se disuelve en agua o se neutraliza con un ácido libera una gran cantidad de calor que puede ser suficiente como para encender materiales combustibles.

Nomenclatura y formulación inorgánica

1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico, -oso, -per-ico, hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

Hidróxido férrico:	$\text{Fe}^{+3} \text{OH}^{-1}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
Hidróxido ferroso:	$\text{Fe}^{+2} \text{OH}^{-1}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
Hidróxido mercúrico:	$\text{Hg}^{+2} \text{OH}^{-1}$	$\text{Hg}(\text{OH})_2$
Hidróxido mercurioso:	$\text{Hg}^{+1} \text{OH}^{-1}$	HgOH
Hidróxido argéntico:	$\text{Ag}^{+1} \text{OH}^{-1}$	AgOH
Hidróxido lítico:	$\text{Li}^{+1} \text{OH}^{-1}$	LiOH

1. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

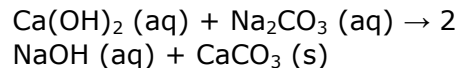
Hidróxido de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{OH}^{-1}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
Hidróxido de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{OH}^{-1}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
Hidróxido de mercurio (II):	$\text{Hg}^{+2} \text{OH}^{-1}$	$\text{Hg}(\text{OH})_2$
Hidróxido de mercurio (I):	$\text{Hg}^{+1} \text{OH}^{-1}$	HgOH
Cuando la valencia es única no se indica		
Hidróxido de plata:	$\text{Ag}^{+1} \text{OH}^{-1}$	AgOH
Hidróxido de litio:	$\text{Li}^{+1} \text{OH}^{-1}$	LiOH

El hidróxido de sodio es muy corrosivo. Generalmente se usa en forma sólida o como una solución de 50%.

El hidróxido de sodio se usa en la fabricación de papel, tejidos, detergente, jabones, crayón, papel, explosivos, pinturas y productos de petróleo. También se usa en el procesamiento de textiles de algodón, lavandería y blanqueado, revestimiento de óxidos, galvanoplastia y extracción electrolítica.

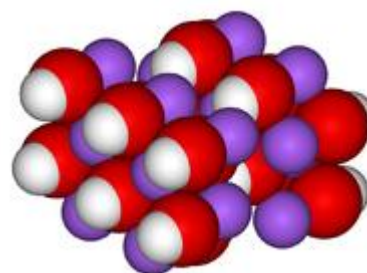
Además este producto se usa como desatascador de cañerías.

El hidróxido sódico se obtiene por el método de caustificación, es decir, haciendo reaccionar otro hidróxido con un compuesto de sodio:



Aunque modernamente se fabrica por electrólisis de una solución acuosa de cloruro sódico o salmuera.

Diluido en agua en pequeña proporción, se utiliza para producir margarina, pretzel (galleta típica estadounidense) y lutefisk, comida tradicional de los países nórdicos a base de pescado.



Nomenclatura y formulación inorgánica

2. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

En la actualidad los hidróxidos se nombran utilizando la nomenclatura sistemática.

Trihidróxido de hierro:	Fe(OH) ₃
Dihidróxido de hierro:	Fe(OH) ₂
Dihidróxido de mercurio:	Hg(OH) ₂
Monohidróxido de mercurio:	HgOH

Para elementos de Valencia única, el prefijo MONO no se indica

Hidróxido de plata:	AgOH
Hidróxido de litio:	LiOH



Pretzel

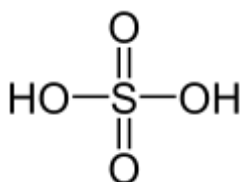


Lutefisk

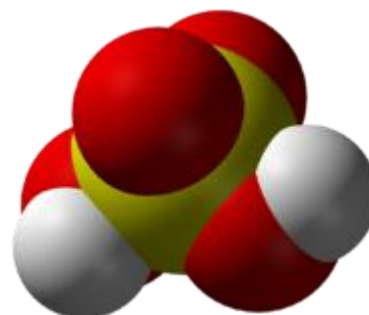
5.1. Oxoácidos u oxiácidos

Los ácidos u oxiácidos son compuestos ternarios, formados por tres elementos distintos: hidrógeno, que actúa con su estado de oxidación +1, oxígeno, que siempre actúa con estado de oxidación -2 y un tercer elemento de la tabla periódica, que actuará con un estado de oxidación positivo.

La fórmula de los oxiácidos empieza por el símbolo del hidrógeno, a continuación el símbolo del elemento y, finalmente, el símbolo del oxígeno, cada uno con un subíndice de forma que la suma de los estados de oxidación de los átomos de la fórmula sea 0.



Ácido sulfúrico



El **ácido sulfúrico**, **aceite de vitriolo**, **espíritu de vitriolo**, **licor de vitriolo** o **Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno** es un compuesto químico muy corrosivo cuya fórmula es H₂SO₄.

Es el compuesto químico que más se produce en el mundo, por eso se utiliza como uno de los tantos medidores de la capacidad industrial de los países.

Nomenclatura y formulación inorgánica

1. Nomenclatura tradicional:

Se formula el anión correspondiente y a continuación se neutraliza con iones H^+ .

Si el ácido termina en **-ico**, se formula el anión **-ato**.

Si el ácido termina en **-oso**, se formula el anión **-ito**.

Si el ácido empieza por **per** y acaba por **ico**, se formula el anión **per -ato**.

Si el ácido empieza por **hipo** y acaba en **oso**, se formula el anión **hipo-oso**.

¡Recuerda la formulación de aniones!

Ácido sulfúrico (anión sulfato):	$H^{+1} SO_4^{-2}$	H_2SO_4
Ácido carbónico (anión carbonato):	$H^{+1} CO_3^{-2}$	H_2CO_3
Ácido perclórico (anión perclorato):	$H^{+1} ClO_4^{-1}$	$HClO_4$
Ácido sulfuroso (anión sulfito):	$H^{+1} SO_3^{-2}$	H_2SO_3
Ácido fosfórico (anión ortofosfato):	$H^{+1} PO_4^{-3}$	H_3PO_4
Ácido hipocloroso (anión hipoclorito):	$H^{+1} ClO^{-1}$	$HClO$

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

¡Recuerda la formulación de aniones!

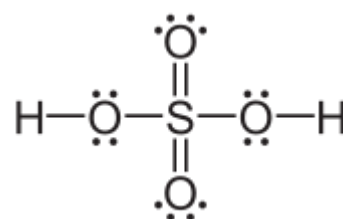
Sulfato (VI) de hidrógeno:	$H^{+1} SO_4^{-2}$	H_2SO_4
Carbonato (IV) de hidrógeno:	$H^{+1} CO_3^{-2}$	H_2CO_3
Clorato (VII) de hidrógeno:	$H^{+1} ClO_4^{-1}$	$HClO_4$
Sulfato (IV) de hidrógeno:	$H^{+1} SO_3^{-2}$	H_2SO_3
Fosfato (V) de hidrógeno:	$H^{+1} PO_4^{-3}$	H_3PO_4
Clorato (I) de hidrógeno:	$H^{+1} ClO^{-1}$	$HClO$

Una gran parte se emplea en la obtención de fertilizantes. También se usa para la síntesis de otros ácidos y sulfatos y en la industria petroquímica.

Generalmente se obtiene a partir de óxido de azufre (IV), por oxidación con óxidos de nitrógeno en disolución acuosa.

Normalmente después se llevan a cabo procesos para conseguir una mayor concentración del ácido.

La molécula presenta una estructura piramidal, con el átomo de azufre en el centro y los cuatro átomos de oxígeno en los vértices. Los dos átomos de hidrógeno están unidos a los átomos de oxígeno.



Dependiendo de la disolución, estos hidrógenos se pueden disociar. En agua se comporta como un ácido fuerte en su primera disociación, dando el anión hidrogenosulfato, y como un ácido débil en la segunda, dando el anión sulfato.

Además reacciona violentamente con agua y compuestos orgánicos con desprendimiento de calor.

El descubrimiento del ácido sulfúrico se relaciona con el alquimista Jabir ibn Hayyan en el siglo VIII.

Fue estudiado después, en el siglo IX por el alquimista Ibn Zakariya al-Razi, que obtuvo la sustancia a partir de sulfato de hierro (II) ($FeSO_4$) y sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) con agua.

Nomenclatura y formulación inorgánica

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

En la actualidad los ácidos se nombran utilizando la nomenclatura tradicional.

Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno:	H ₂ SO ₄
Trioxocarbonato (IV) de hidrógeno:	H ₂ CO ₃
Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno:	HClO ₄
Trioxosulfato (IV) de hidrógeno:	H ₂ SO ₃
Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno:	H ₃ PO ₄
Monoxoclorato (I) de hidrógeno:	HClO



c: es el número de oxígeno

m: es la valencia del elemento

a: $c * (-2) + m$

Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno



c: 4

m: 6

a: $4 * (-2) + 6 = +2$



Calentados, estos compuestos se descomponen en óxido de hierro (II) y óxido de cobre (II), respectivamente, dando agua y óxido de azufre (VI), que combinado produce una disolución diluida de ácido sulfúrico.

Este método se hizo popular en Europa a través de la traducción de tratados y libros árabes y persas por parte de los alquimistas europeos del siglo XIII como el alemán San Alberto Magno.

Los alquimistas de la Europa medieval conocían al ácido sulfúrico como aceite de vitriolo, licor de vitriolo, o simplemente vitriolo, entre otros nombres.

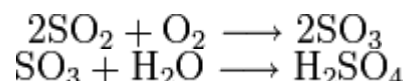
La palabra vitriolo deriva del latín "vitreus", que significa cristal y se refiere a la apariencia de las sales de sulfato, que también reciben el nombre de vitriolo.

Las sales denominadas así incluyen el sulfato de cobre (II) (vitriolo azul), sulfato de zinc (vitriolo blanco), sulfato de hierro (II) (vitriolo verde), sulfato de hierro (III) (vitriolo de Marte'), y sulfato de cobalto (II) (vitriolo rojo).

En el siglo XVII, el químico alemán-holandés Johann Glauber consiguió ácido sulfúrico quemando azufre con nitrato de potasio (KNO₃), en presencia de vapor. A medida que el nitrato de potasio se descomponía, el azufre se oxidaba en SO₃, que combinado con agua producía el ácido sulfúrico.

En 1736, Joshua Ward, un farmacéutico londinense utilizó este método para empezar a producir ácido sulfúrico en grandes cantidades.

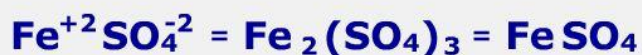
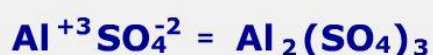
Actualmente, la mayor parte del suministro de ácido sulfúrico se obtiene por este método:



5.2. Oxisales

Para formular una sal, se escribe en primer lugar el catión, después el anión, y se intercambian las valencias.

Si se puede, los subíndices se simplifican y si alguno vale 1 no se escribe.

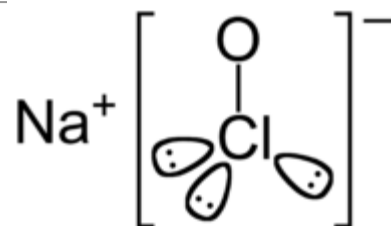


1. Nomenclatura tradicional:

Utiliza las terminaciones **-ico, -oso, -per-ico, -hipo-oso** para indicar la valencia del elemento.

Nitrato argéntico:	$\text{Ag}^{+1}\text{NO}_3^{-1}$	AgNO_3
Sulfato ferroso:	$\text{Fe}^{+2}\text{SO}_4^{-2}$	FeSO_4
Sulfato férrico:	$\text{Fe}^{+3}\text{SO}_4^{-2}$	$\text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2$
Carbonato sódico:	$\text{Na}^{+1}\text{CO}_3^{-1}$	NaCO_3
Fosfato calcico:	$\text{Ca}^{+2}\text{PO}_4^{-2}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Hipoclororito sódico:	$\text{Na}^{+1}\text{ClO}^{-1}$	NaClO

Esta nomenclatura no está aceptada por la IUPAC.



El **hipoclorito de sodio** o hipoclorito sódico, (conocido popularmente como **agua lavandina, cloro, lejía, agua de Javel** o **agua Jane**) es un compuesto químico, fuertemente oxidante, cuya fórmula es NaClO .

Contiene el cloro en estado de oxidación +1 y por lo tanto es un oxidante fuerte y económico. Debido a esta característica destruye muchos colorantes por lo que se utiliza como blanqueador. Además se aprovechan sus propiedades desinfectantes.

En disolución acuosa sólo es estable a pH básico. Al acidular en presencia de cloruro libera cloro elemental. Por esto debe almacenarse alejado de cualquier ácido.

El hipoclorito sódico se usa mucho como oxidante en el proceso de potabilización del agua, a dosis ligeramente superiores al punto crítico (punto en que empieza a aparecer cloro residual libre).

Se utiliza también como desinfectante en piscinas, ya sea por aplicación directa en forma de líquido, pastillas concentradas o en polvo, o a través de un aparato de electrólisis salina por el que se hace circular el agua de la piscina. Para que la electrólisis tenga lugar se debe salar ligeramente la piscina (necesitaremos 4g de sal por litro de agua). El aparato de electrólisis, mediante descargas eléctricas trasforma la Sal (NaCl) en Hipoclorito Sódico consiguiendo desinfectar el agua.

Nomenclatura y formulación inorgánica

2. Nomenclatura de STOCK:

La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.

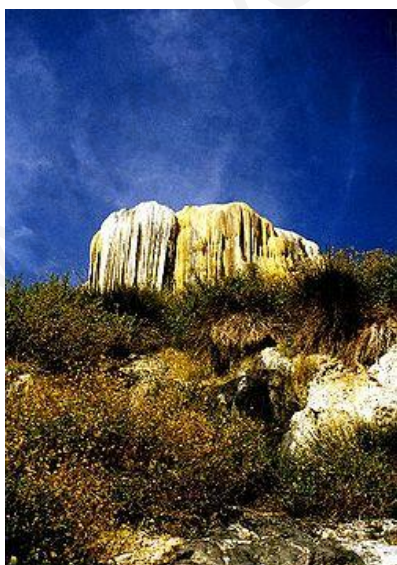
Nitrato de plata:	$\text{Ag}^{+1} \text{NO}_3^{-1}$	AgNO_3
Sulfato de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{SO}_4^{-2}$	FeSO_4
Sulfato de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{SO}_4^{-2}$	$\text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2$
Carbonato de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{CO}_3^{-1}$	NaCO_3
Fosfato de calcio:	$\text{Ca}^{+2} \text{PO}_4^{-2}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Hipoclororito de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{ClO}^{-1}$	NaClO

3. Nomenclatura sistemática:

Utiliza prefijos numerales que indican los átomos que hay en la molécula.

En la actualidad las oxisales se nombran utilizando la nomenclatura de STOCK.

Trioxonitrato (V) de plata:	$\text{Ag}^{+1} \text{NO}_3^{-1}$	AgNO_3
Tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)	$\text{Fe}^{+2} \text{SO}_4^{-2}$	FeSO_4
Tetraoxosulfato (VI) de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{SO}_4^{-2}$	$\text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2$
Trioxocarbonato (IV) de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{CO}_3^{-1}$	NaCO_3
Tetraoxofosfato (V) de calcio:	$\text{Ca}^{+2} \text{PO}_4^{-2}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Monoxoclorato (I) de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{ClO}^{-1}$	NaClO



Depósitos de Travertino formados por aguas termales en **Hierve el agua**, México.



Carbonato cálcico

El **carbonato de calcio** es un compuesto químico, de fórmula CaCO_3 .

Es una sustancia muy abundante en la naturaleza.

Es el componente principal de los siguientes minerales y rocas:

- Calcita
- Aragonito
- Caliza
- Travertino
- Mármol

Forma parte de conchas y esqueletos de muchos organismos (moluscos, corales) o de las cáscaras de huevo.

Es la causa principal del agua dura.

En medicina se utiliza habitualmente como suplemento de calcio, como antiácido y agente adsorbente.

Es fundamental en la producción de vidrio y cemento, entre otros productos.

6. Compuestos cuaternarios

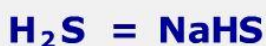
6.1. Sales ácidas

Son derivados de oxoácidos polipróticos (con más de un hidrógeno), en los que se sustituye uno o más hidrógenos por cationes metálicos.

Se formulan igual que las oxisales, comenzando por el catión seguido por el oxoanión, que contiene uno o más hidrógenos.



También se consideran sales ácidas aquéllas que proceden de sustituir un hidrógeno en los ácidos hidrácidos.



1. Nomenclatura tradicional:

Se nombran como las sales neutras intercalando la expresión **ácido de** a continuación el metal acabado en **-ico**, o en **-oso** según su valencia.

Cuando se sustituyen la mitad de ellos, se antepone el prefijo **bi-** al nombre de la sal. ¡Recuerda la formulación de aniones!

Sulfato ácido de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{SO}_4^{-2}$	NaHSO_4
Bisulfato sódico		
Carbonato ácido de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{CO}_3^{-2}$	NaHCO_3
Bicarbonato sódico		
Fosfato ácido ferroso:	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	FeHPO_4
Fosfato diácido ferroso:	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Fosfato ácido férrico:	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$
Fosfato diácido férrico:	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$
Sulfuro ácido de calcio:	$\text{Ca}^{+2} \text{H}^{+1} \text{S}^{-2}$	$\text{Ca}(\text{HS})_2$

Los fosfatos

Los fosfatos son productos formados por la sustitución de parte o todo el hidrógeno del ácido fosfórico por metales.

Según el número de átomos de hidrógeno sustituidos, el compuesto obtenido se define como fosfato primario, secundario o terciario.

Los fosfatos tienen multitud de aplicaciones tanto domésticas como industriales.

Na_3PO_4

Saponificación de grasas, decapante de pinturas y mezclado con NaClO , se utiliza en máquinas de lavado.

Na_2HPO_4

Fabricación de quesos y aditivo para el jamón (evita pérdida de agua).

NaH_2PO_4

Tratamiento anticorrosión previo a la pintura de una chapa.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

En panadería como levadura artificial mezclado con NaHCO_3 .



Nomenclatura y formulación inorgánica

2. Nomenclatura de STOCK:

CaHPO₄

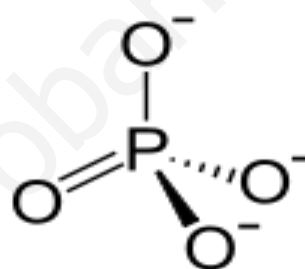
Se antepone la palabra **hidrógeno** al nombre de la sal, indicando con prefijos numerales el número de átomos de hidrógenos que quedan sin sustituir.

Hidrógenosulfato de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{SO}_4^{-2}$	NaHSO_4
Hidrógenocarbonato de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{CO}_3^{-2}$	NaHCO_3
Hidrógenofosfato de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	FeHPO_4
Diidrógenofosfato de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Hidrógenofosfato de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$
Dihidrógenofosfato de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$
Hidrógenosulfuro de calcio:	$\text{Ca}^{+2} \text{H}^{+1} \text{S}^{-2}$	$\text{Ca}(\text{HS})_2$

Como abrasivo en pastas de dientes.

Los fosfatos contenidos en los detergentes domésticos contribuyen a la contaminación del agua, ya que son un medio nutriente para las algas.

Si crecieran en exceso, dificultarían la vida acuática de lagos y ríos por la falta del oxígeno. (Eutrofización)



3. Nomenclatura sistemática:

Se empieza con **prefijonumeralhidrógeno** según el número de hidrógenos que tenga y a continuación el nombre de la sal correspondiente.

En la actualidad las sales ácidas se nombran utilizando la nomenclatura de STOCK.

Hidrógenosulfato (VI) de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{SO}_4^{-2}$	NaHSO_4
Hidrógenocarbonato (IV) de sodio:	$\text{Na}^{+1} \text{H}^{+1} \text{CO}_3^{-2}$	NaHCO_3
Hidrógenofosfato (V) de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	FeHPO_4
Diidrógenofosfato (V) de hierro (II):	$\text{Fe}^{+2} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Hidrógenofosfato (V) de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$
Dihidrógenofosfato (V) de hierro (III):	$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$
Hidrógenosulfuro de calcio:	$\text{Ca}^{+2} \text{H}^{+1} \text{S}^{-2}$	$\text{Ca}(\text{HS})_2$



El **bicarbonato de sodio** es un compuesto sólido cristalino de color blanco muy soluble en agua, con un ligero sabor alcalino de fórmula NaHCO_3 .

Debido a la capacidad del bicarbonato de sodio de liberar dióxido de carbono se usa junto con compuestos ácidos como aditivo en panadería y en la producción de gaseosas.

Es el componente fundamental de los polvos extintores de incendios o polvo BC.

6.2.Sales básicas

Se forman cuando en una reacción de neutralización existe un exceso de hidróxido con respecto al ácido.

Son compuestos que poseen algún grupo OH en su estructura.

Para formularlas, se escribe primero el catión y luego los aniones en orden alfabético.



1. Nomenclatura tradicional:

Se nombran como las sales neutras intercalando la expresión **básico** precedida de un prefijo numeral que indique el número de OH⁻ presentes en la sal.

Nitrato básico de magnesio:



Clorato dibásico férrico:



Nitrito básico mercuríco:



Sal de Mohr

Sales dobles

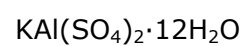
Son sales que contienen más de un catión o más de un anión.

Se forman cuando al menos dos sales se disuelven en un mismo líquido y cristalizan de forma regular.

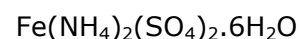
Se conoce como **alumbre** a un tipo de sulfato doble compuesto por el sulfato de un metal trivalente y de un metal monovalente.



Una característica de los alumbres es que son equimoleculares, porque por cada molécula de sulfato de aluminio hay una molécula de sulfato del otro metal; y cristalizan hidratados con 12 moléculas de agua en un sistema cúbico.



Otro tipo de sulfato doble son las eschonitas y un ejemplo de este tipo de sulfato doble es la Sal de Mohr o sulfato de hierro (II) y amonio hexahidratado.



Los alumbres se usan ampliamente por su significativo efecto floculante y en la edad media adquirieron un gran valor debido a su utilización para la fijación de tintes en la ropa.

Otros alumbres son:

- Alumbre amónico
- Alumbre de cromo
- Alumbre férrico
- Alumbre sódico
- Alumbre de hierro y aluminio
- Alumbre de cromo y potasio

Nomenclatura y formulación inorgánica

2. Nomenclatura de STOCK:

Se nombran en orden alfabético **anión-hidróxido**. La palabra hidróxido lleva antepuesto un prefijo que indica el número de hidróxidos presentes en la sal.

Hidróxido-nitrato de magnesio:



Dihidróxido-clorato de hierro (III):



Hidróxido-nitrito de mercurio (II):



Cloruro-hidróxido de cadmio:



Hidróxido-sulfuro de calcio:



3. Nomenclatura sistemática:

Se nombran como las sales neutras con un prefijo numeral que indica el número de OH⁻ presentes en la sal.

Hidróxitrioxonitrato (V) de magnesio:



Dihidróxitrioxoclorato (V) de hierro (III):



Hidroxidioxonitrato (II) de mercurio (II):



Hidroxicloruro de cadmio:



Hidroxisulfuro de calcio:



Sal hidratada

Son sales que contienen moléculas de agua que o bien están ligadas a un núcleo metálico o están cristalizadas con el complejo metálico.

Tales hidratos se dice que poseen "agua de cristalización" o "agua de hidratación".

Ésta es liberada cuando el hidrato es sometido a alta temperatura, la red se rompe y deja escapar una o más moléculas de agua.

Si el agua es agua pesada, donde el hidrógeno consiste del isótopo deuterio, entonces se suele utilizar el término *deuterar* en lugar de *hidratar*.



Cloruro de Cobalto(II) hexahidratado $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6\text{Cl}_2$



Cloruro de Cobalto(II) anhidro CoCl_2



Para practicar

1. Nombra o formula los siguientes óxidos.

Li_2O , Cu_2O , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , SiO_2 , N_2O , FeO , MgO , CaO , PbO , Óxido de nitrógeno (III), Óxido de cloro (V), Óxido de estaño (IV), Óxido de nitrógeno (V), Óxido de fósforo (III), Óxido sulfúrico, Pentaóxido de dicloro, Óxido hipocloroso, Óxido cobaltoso y Anhídrido carbónico.

2. Nombra o formula los siguientes hidruros metálicos.

LiH , CuH_2 , CrH_3 , AlH_3 , CaH_2 , FeH_2 , Hidruro de níquel (III), Hidruro de plomo (IV), Hidruro de estaño (IV) y Hidruro de plata.

3. Nombra o formula los siguientes hidruros no metálicos.

NH_3 , PH_3 , CH_4 , AsH_3 , H_2O , Ácido clorhídrico, Sulfuro de hidrógeno, Yoduro de hidrógeno, Diborano y Estibina.

4. Nombra o formula las siguientes sales binarias.

CaF_2 , FeCl_3 , CuBr_2 , MnS , V_2S_5 , Ni_2Si , CuCl_2 , I_2Ag , Mg_3N_2 , NaCl , Sulfuro de hierro (III), Sulfuro de carbono, Trifluoruro de cobalto, Arseniuro de zinc, Fosfuro de níquel (II), Tetracloruro de carbono, Dicloruro de tricalcio, Bromuro argéntico, Sulfuro fosforoso y Carburo cálcico.

5. Nombra o formula los siguientes hidróxidos.

LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, AgOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, Hidróxido de oro (III), Hidróxido mercúrico, Hidróxido crómico, Hidróxido ferroso, Hidróxido de plata (III), Hidróxido de cobre, Dihidróxido de zinc, Hidróxido hipocloroso, Hidróxido cobaltoso y Hidróxido carbónico.

6. Nombra o formula los siguientes ácidos.

HClO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_4SiO_4 , H_3BO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2MoO_4 , Ácido perclórico, Ácido selenioso, Trioxonitrato (V) de hidrógeno, Ácido difosfórico, Ácido metasilícico, Ácido metabórico, Ácido manganoso, Ácido dicrómico, Ácido wolfrámico y Ácido gálico.

7. Nombra o formula las siguientes sales.

AgNO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_4$, CoCO_3 , KBrO , $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3BO_3 , KMnO_4 , $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CaMoO_4 , Perclorato de hierro (III), Selenito de bario, Trioxonitrato (V) de hierro (II), Difosfato de plata, Metasilicato de estroncio, Tetraoxosulfato (VI) de Níquel (III), Tetraoxosulfato (VI) de hierro (II), Dicromato de potasio, Tetraoxoiodato (VII) de cobre (I) y Tetraoxomanganato (VI) de cromo (II).

8. Nombra o formula los siguientes sales ácidas o básicas.

CdNO_3OH , HgNO_3OH , ZnIOH , NaHCO_3 , $\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{HS})_2$, KHS , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_3$, $\text{CrClO}_4(\text{OH})_2$, Hidrógenotetraoxosulfato (VI) de potasio, Dihidrógenofosfato de hierro (II), Hidrógenodioxoclorato (III) de oro, Nitrito básico de bario, Hidróxido-nitrato de cadmio, Hidroxibromuro de cadmio, Dihidróxidoperclorato de aluminio y Hidrógenotetraoxofosfato (V) de mercurio (II).



Para saber más

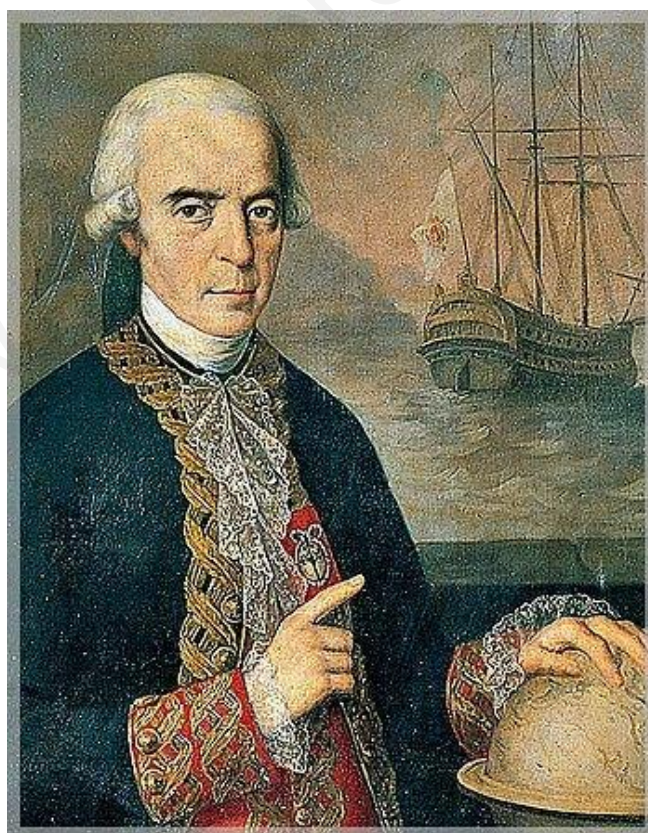
España y los elementos de la tabla periódica.

Platino

En 1735 **D. Antonio de Ulloa y de la Torre Giral**, astrónomo y marino, en su viaje con **D. Jorge Juan y Santacilia** a la América Meridional observó un mineral denominado "platina" (pequeña plata) en las minas de oro del río Pinto en lo que hoy es Colombia.

Al regresar a España en 1745 su barco fue atacado por corsarios y finalmente Ulloa fue capturado por la marina británica. Fue conducido a Londres y sus documentos confiscados, pero sus amigos de la "Royal Society" lo liberaron, sus documentos le fueron devueltos y él fue elegido miembro de dicha Sociedad en 1746.

Mientras tanto, en 1741, Sir Charles Wood trajo a Inglaterra las primeras muestras del metal y siguiendo la publicación de Ulloa de 1748 se empezaron a estudiar sus propiedades en Inglaterra y en Suecia. Se le empezó a conocer como "oro blanco" (ese término se usa hoy día para describir una aleación oro-paladio) y como "el octavo metal" (los siete metales oro, plata, mercurio, cobre, hierro, estaño y plomo, conocidos desde la antigüedad), pero hubo muchas dificultades para trabajarlo debido a su alto punto de fusión y su carácter quebradizo (debido a impurezas de hierro y cobre).



D. Antonio de Ulloa



Para saber más

España y los elementos de la tabla periódica.

Wolframio

El único elemento químico aislado en suelo español fue el wolframio, aislado en 1783 por los riojanos Juan José (1754-1796) y Fausto de Elhuyar (1755-1833) (que trabajaban en el Real Seminario Patriótico de Vergara (Guipúzcoa).

Aunque no hay ninguna duda sobre la paternidad de este elemento, es el único elemento de la Tabla Periódica para el que la IUPAC admitía dos nombres: wolframio y tungsteno.

En 1781 Scheele describió el wolframio, pero no aisló el elemento sino su óxido, WO_3 , a partir de un mineral llamado hoy día scheelita en su honor. El elemento puro lo aislaron los hermanos Elhuyar dos años más tarde de la wolframita.

A pesar de los esfuerzos españoles, encabezados por los Doctores Pascual Román y Pilar Goya, parece ser que la IUPAC se ha inclinado por el nombre tungsteno, aunque el símbolo sigue siendo W y las sales se seguirán llamando wolfratos.



D. Juan José y D. Fausto Elhúyar



Para saber más

España y los elementos de la tabla periódica.

Vanadio

En 1801 Andrés Manuel del Río Fernández dijo haber descubierto el elemento 23 de la Tabla Periódica de los Elementos, hasta entonces desconocido, en una mina de plomo mejicana (Zimapán) y como sus sales eran rojas, lo denominó **eritronio**.

Cuatro años más tarde el francés Hippolyte Victor Collett-Descotils dijo que lo que había aislado, era en realidad cromato básico de plomo, lo cual condujo a del Río a retirar su reivindicación.

En 1830 el elemento fue **redescubierto** por Nils Gabriel Sefström en ciertos minerales de hierro suecos. Por la riqueza y variedad de colores de sus sales, lo denominó vanadio en recuerdo de Vanadis, la diosa escandinava de la belleza.

Un año más tarde, 1831, Friedrich Wöhler estableció la identidad del vanadio y eritronio.



D. Manuel del Río Fernández

Textos extraídos de: J. Elguero, «España y los elementos de la tabla periódica», *Anales de Química*, **2007**, 103, 70-76.



Para saber más

¿De dónde procede el nombre de los elementos químicos?

Planetas y asteroides	
<p>Mercurio (Hg): del planeta mercurio pero los griegos lo llamaban plata acuática (hydrárgyros).</p> <p>Uranio (U): del planeta Urano.</p> <p>Neptunio (Np): del planeta Neptuno.</p>	<p>Plutonio (Pu): del planeta Plutón.</p> <p>Cerio (Ce): por el asteroide Ceres.</p> <p>Titanio (Ti): de los Titanes, dioses según la mitología griega.</p>
Lugares	
<p>Magnesio (Mg): Magnesia, comarca de Grecia.</p> <p>Scandio (Sc) y Tulio (Tm): Escandinavia</p> <p>Cobre (Cu): cuprum, de la isla de Chipre.</p> <p>Galio (Ga) y Francio (Fr): Gallia, Francia.</p> <p>Selenio (Se): Selene, la Luna.</p> <p>Estroncio (Sr): Strontian, ciudad de Escocia.</p> <p>Itrio (Y), Erbio (Er), Terbio (Tb) e Yterbio (Yb): de Ytterby, pueblo de Suecia.</p>	<p>Holmio (Ho): Estocolmo (en latín).</p> <p>Lutecio (Lu): de Lutetia, nombre Romano de París.</p> <p>Hafnio (Hf): Hafnia, Copenhague en latín</p> <p>Polonio (Po): Polonia.</p> <p>Americio (Am): América.</p> <p>Berkelio (Bk): Berkeley, universidad de California.</p> <p>Californio (Cf): California (EEUU).</p> <p>Renio (Re): Rhenus, Rin.</p> <p>Rutenio (Ru): Rusia (en latín).</p> <p>Europio (Eu): Europa.</p> <p>Germanio (Ge): Germania, Alemania.</p>
Científicos	
<p>Lawrencio (Lr): E.O. Lawrence.</p> <p>Rutherfordium (Rf): Ernest Rutherford. Hahnio (Ha): Otto Hahn</p> <p>Bohrio (Bh): Niels Bohr.</p> <p>Gadolinio (Gd): Gadolin.</p> <p>Samario (Sm): Samarski.</p>	<p>Curio (Cm): Pierre y Marie Curie.</p> <p>Einsteinio (Es): Albert Einstein.</p> <p>Fermio (Fm): Enrico Fermi.</p> <p>Mendelevio (Md): Dmitri Mendeléiev.</p> <p>Nobelio (No): Alfred Nobel.</p>

Además: nombres que hacen referencia a propiedades, mitología y de diverso origen.

http://es.wikipedia.org/wiki/Elemento_qu%C3%ADmico



Recuerda lo más importante

Numero de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde cuando forma un compuesto determinado.

Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Valencia

La valencia de un átomo o elemento es el número que expresa la capacidad de combinarse con otros para formar un compuesto. Es siempre un número positivo.

Aniones

Los aniones pueden ser: -uro, -ato, -ito, per -ato, hipo-ito, orto, di, tri, tetra...piro .

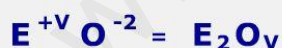
Cationes

Los cationes pueden ser: -ico, -oso, per -ico, hipo-oso

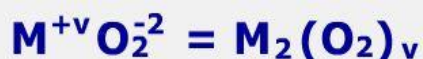
Moléculas

Compuestos Binarios:

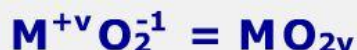
Óxidos



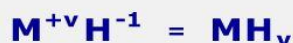
Peróxidos



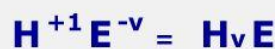
Superóxidos o hiperóxidos



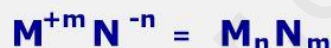
Hidruros metálicos y no metálicos



Hidrácidos

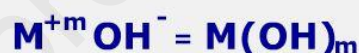


Sales binarias



Compuestos Ternarios:

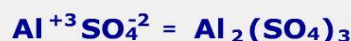
Hidróxidos



Oxoácidos



Oxosales



Compuestos cuaternarios:

Sales ácidas



Sales básicas





Autoevaluación

1. Escribe la fórmula del ácido sulfúrico.
2. ¿Qué sustancias llevan el grupo OH-?
3. Nombra la siguiente fórmula, KClO_4 .
4. Las sales básicas se forman cuando en la neutralización hay un exceso de...
5. La valencia se expresa mediante un número natural, el número de oxidación se expresa mediante un número...
6. ¿Quién creo, junto con otros tres químicos franceses, un sistema de formulación lógico y racional?
7. ¿Cómo se llama el organismo internacional que dicta las normas de formulación?
8. ¿Qué tipo de sustancia es el HCl(g) ?
9. ¿Quién nombra cada elemento conocido con la inicial de su nombre en latín?
10. ¿Qué carga eléctrica tienen las moléculas?

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Óxido lítico, Monóxido de cobre, Trióxido de dicromo, Óxido de aluminio (III), Dióxido de silicio, Óxido de nitrógeno (I), Monóxido de hierro, Monóxido de magnesio, Óxido de calcio, Óxido plumboso, N_2O_3 , Cl_2O_5 , SnO_2 , N_2O_5 , P_2O_3 , SO_3 , Cl_2O_5 , ClO , CoO y CO_2 .
2. Hidruro de litio, Dihidruro de cobre, Trihidruro de cromo, Hidruro de aluminio, Dihidruro de calcio, NiH_3 , Dihidruro de hierro, PbH_4 , SnH_4 , y AgH .
3. Nitruro de hidrógeno, Trihidruro de fósforo, Metano, Arsina, Agua, $HCl(aq)$, $H_2S(g)$, $HI(g)$, B_2H_6 , y SbH_3 .
4. Difluoruro de calcio, Cloruro férrico, Dibromuro de cobre, Sulfuro de manganeso (II), Pentasulfuro de divanadio, Siliciuro de níquel (II), Cloruro de cobre (II), Yoduro de plata, nitruro de magnesio, sal común, Fe_2S_3 , CS_2 , $CoCl_3$, Zn_3As_2 , Ni_3P_2 , CCl_4 , Ca_3Cl_2 , $AgBr$, P_2S_3 y Ca_2C_5 .
5. Hidróxido de litio, Dihidróxido de cobre, Trihidróxido de cromo, Hidróxido de aluminio, Hidróxido de magnesio, Hidróxido argéntico, Dihidróxido de hierro, Hidróxido sódico, Hidróxido cálcico, Hidróxido de plomo (IV), $Au(OH)_3$, $Hg(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, No existe, No está bien definido, $Zn(OH)_2$, No existe, los no metales no forma hidróxidos, $Co(OH)_2$, y No existe.
6. Ácido clórico, Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno, Ácido hiponitroso, Ácido fosfórico, Ácido carbónico, Tetraoxosilicato (IV) de hidrógeno, Ácido ortobórico, Ácido permangánico, Ácido dicrómico, Tetraoxomolibdato (VI) de hidrógeno, $HClO_4$, H_2SeO_3 , HNO_3 , $H_4P_2O_7$, H_2SiO_3 , HBO_2 , H_2MnO_3 , $H_2Cr_2O_7$, H_2WO_4 , y No existe.
7. Nitrato de plata, Tetraoxosulfato (VI) de hierro (III), Fosfato de plomo (IV), Trioxocarbonato (IV) de cobalto (II), Hipobromito de potasio, Sulfato de níquel (III), Ortoborato de sodio, Permanganato de potasio, Dicromato de plata, Tetraoxomolibdato (VI) de calcio, $Fe(ClO_4)_3$, $BaSeO_3$, $Fe(NO_3)_2$, $Ag_4P_2O_7$, $SrSiO_3$, $Ni_2(SO_4)_3$, $FeSO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $CuIO_4$, y $CrMnO_4$.
8. Hidróxido-nitrato de cadmio, Hidroxitrioxonitrato (V) de mercurio (II), Hidroxioduro de cinc, Hidrógenocarbonato de sodio, Dihidrógenofosfato de cobre (II), Hidrógenosulfato de cromo (III), Hidrógenosulfuro de bario, Hidrógenosulfuro de potasio, Dihidroxitetraoxo sulfato (IV) de cobre (II), Dihidróxidoperclorato de cromo, $KHSO_4$, $Fe(H_2PO_4)_2$, $Au(HClO_2)_3$, $BaNO_2OH$, $CdNO_3OH$, $CdBrOH$, $AlClO_4(OH)_2$ y $HgHPO_4$.

Soluciones de los ejercicios de la autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. H_2SO_4
2. Hidróxido
3. Perclorato de potasio
4. Hidróxido
5. Entero
6. Lavoisier
7. I.U.P.A.C
8. Hidruro no metálico
9. Berzelius
10. Las moléculas son neutras, sin carga eléctrica

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Reconocer los cambios químicos y diferenciarlos de los cambios físicos.
- Conocer que es una reacción química y sus componentes.
- Conocer las características y leyes de las reacciones químicas: ley de conservación de la masa, energía y velocidad de reacción.
- Saber ajustar reacciones químicas y escribir correctamente la notación de las mismas.
- Interpretar el funcionamiento, a nivel microscópico, de las reacciones químicas.
- Reconocer reacciones químicas que se producen continuamente en la naturaleza.
- Saber interpretar el significado de las reacciones químicas.
- Valorar la importancia del estudio de las reacciones química.

Antes de empezar

1. ¿Qué son los cambios químicos?
Cambios químicos y físicos
Reactivos y productos
Estados de reactivos y productos
Visión microscópica
2. Propiedades de las reacciones
Propiedades reactivos y productos
Conservación de la masa
Energía de reacción
Velocidad de reacción
Relación entre energía y velocidad
3. El interior de las reacciones
Mecanismo de reacción
Teoría de colisiones
Alcance y limitaciones
4. La ecuación química
Notación de las reacciones
Justificación del ajuste químico
Método de ajuste por tanteo
Método de los coeficientes

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar



Recuerda	Investiga
<p>Los componentes básicos que participan en las reacciones químicas son los elementos químicos. Para recordar sus nombres de una forma divertida, proponemos hacerlo a través del clásico juego del ahorcado. Se trata de un juego en el que hay que adivinar una palabra, de la que se conoce su número de letras y unas pistas sobre la misma.</p> <p>Ejemplo. Elemento químico radiactivo de número atómico 93.</p> <p>-----</p> <p>Respuesta correcta: Neptunio</p>	<p>Los alquimistas buscaron incansablemente la piedra filosofal, para ellos era una sustancia desconocida de propiedades extraordinarias, que entre otras cosas podía convertir metales innobles o poco valiosos en oro o plata. ¿Existe la piedra filosofal o una sustancia química que presente estas cualidades?, ¿se podría fabricar?, ¿existe en la actualidad algún método para obtener oro o plata a partir de otros metales?</p>

Reacciones químicas I

1. ¿Qué son los cambios químicos?

Cambio químicos y físicos

En la naturaleza se producen continuamente cambios o transformaciones. Vamos a clasificar estos cambios en dos tipos: químicos y físicos.

Cambios químicos: Son aquellos en los que unas sustancias se transforman en otras sustancias diferentes, con naturaleza y propiedades diferentes.

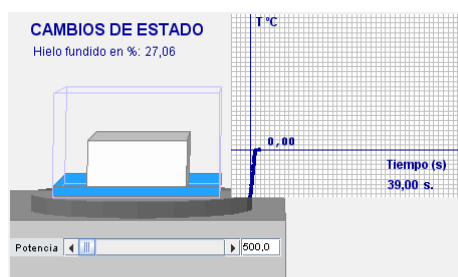
Por ejemplo se producen cambios químicos cuando una sustancia arde, se oxida o se descompone.

Cambios físicos: Son todos aquellos en los que ninguna sustancia se transforma en otra diferente.

Por ejemplo se producen cambios físicos cuando una sustancia se mueve, se le aplica una fuerza o se deforma.

En los cambios de estado (fusión, sublimación, solidificación...) puede parecer que la sustancia que cambia de estado cambia su naturaleza. Sin embargo esto no es así, los cambios de estado son cambios físicos ya que la sustancia sigue siendo la misma, aunque en otro estado de agregación. Variando adecuadamente la temperatura podemos devolver a la sustancia a su estado original.

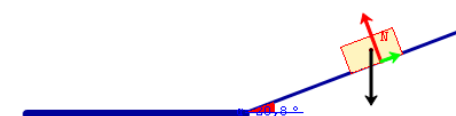
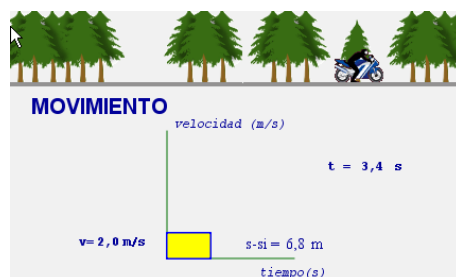
Un ejemplo es el agua que puede pasar a sólido (hielo) o a gas (vapor de agua), pero sigue siendo agua y podemos devolverla a su estado líquido variando la temperatura. En la escena podemos ver como se produce el cambio de estado del agua.



Ejemplos de cambios químicos son: combustiones, oxidaciones y desnaturalizaciones.



Ejemplos de cambios físicos son: movimientos, fuerzas y deformaciones.



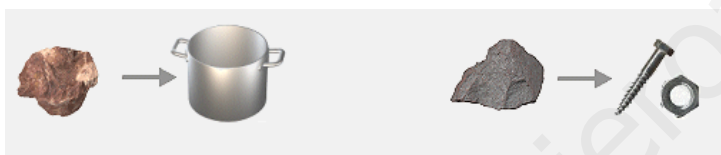
Reactivos y productos

En los cambios químicos se produce la transformación de unas sustancias en otras diferentes y por lo tanto pueden tener propiedades diferentes.

Las sustancias que hay antes de producirse el cambio y que desaparecen se llaman **REACTIVOS**.

Las sustancias que hay después de producirse el cambio y que aparecen o se generan se llaman **PRODUCTOS**.

Ejemplos de reactivos y productos de reacciones químicas podrían ser la conversión de diferentes minerales de hierro o aluminio en sus correspondientes productos manufacturados.

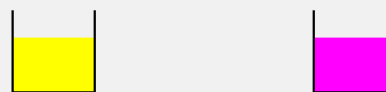


Muchos de los reactivos (y también de los productos químicos) pueden ser peligrosos por diferentes causas. Por ello, se debe indicar en su envase las advertencias y medidas de precaución que se deben a la hora de manipularlos.

Aunque la normativa sobre peligrosidad de sustancias químicas es muy amplia, indicamos a continuación los pictogramas más frecuentes que conviene conocer a este respecto.

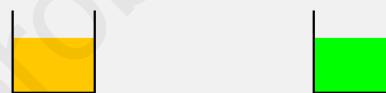
	Sustancia explosiva		Sustancia comburente o favorecedora de incendios
	Sustancia inflamable		Sustancia nociva o irritante
	Sustancia corrosiva		Sustancia peligrosa para el medioambiente
	Sustancia tóxica		Sustancia radiactiva

REACTIVOS 2 → PRODUCTOS 2



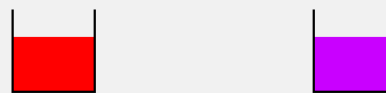
Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 3 → PRODUCTOS 3



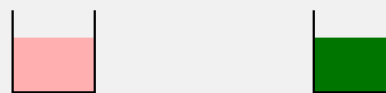
Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 4 → PRODUCTOS 4



Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

REACTIVOS 5 → PRODUCTOS 5



Cada reactivo tiene una naturaleza diferente con propiedades diferentes. Los productos a los que dan lugar son diferentes con propiedades diferentes.

Reacciones químicas I

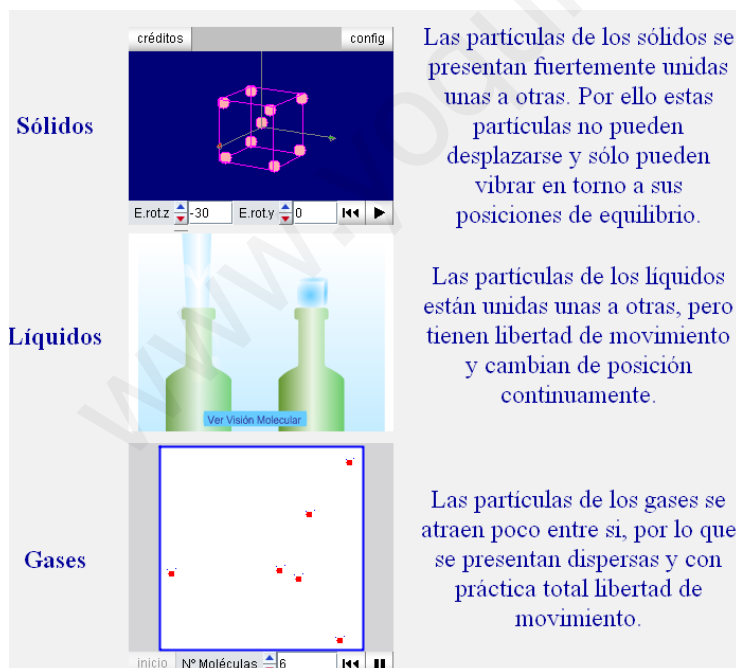
Estados de reactivos y productos

Los reactivos y productos de una reacción química pueden encontrarse en diferentes estados. Estos se indican poniendo detrás del nombre o la fórmula de la sustancia y entre paréntesis la notación siguiente:

- Sustancias sólidas (s)
- Sustancias líquidas (l)
- Sustancias gaseosas (g)
- Sustancias disueltas en agua (ac)

También se usa una fecha hacia arriba cuando una sustancia gaseosa se libera y una flecha hacia abajo cuando una sustancia solidifica.

Si pusiésemos mirar como están constituidos por dentro los sólidos, líquidos y gases, veríamos que están formados por partículas y la diferencia entre ellos consiste básicamente en la fuerza de unión entre sus partículas y en la movilidad de las mismas.



Sólidos

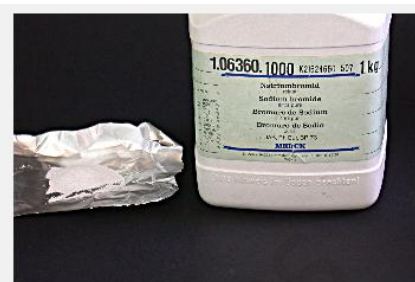
Las partículas de los sólidos se presentan fuertemente unidas unas a otras. Por ello estas partículas no pueden desplazarse y sólo pueden vibrar en torno a sus posiciones de equilibrio.

Líquidos

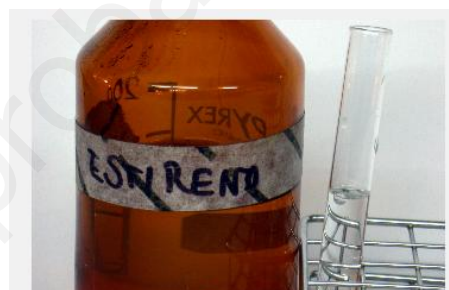
Las partículas de los líquidos están unidas unas a otras, pero tienen libertad de movimiento y cambian de posición continuamente.

Gases

Las partículas de los gases se atraen poco entre sí, por lo que se presentan dispersas y con práctica total libertad de movimiento.



SÓLIDO (s)
Ejemplo: Bromuro de sodio, NaBr (s)



LÍQUIDO (l)
Ejemplo: Estireno, C₆H₅CH=CH₂ (l)



GAS (g)
Ejemplo: Butano, C₄H₁₀ (g)



DISOLUCIÓN ACUOSA (ac)
Ej: Disolución sulfato de cobre, CuSO₄ (ac)

Reacciones químicas I

Visión microscópica

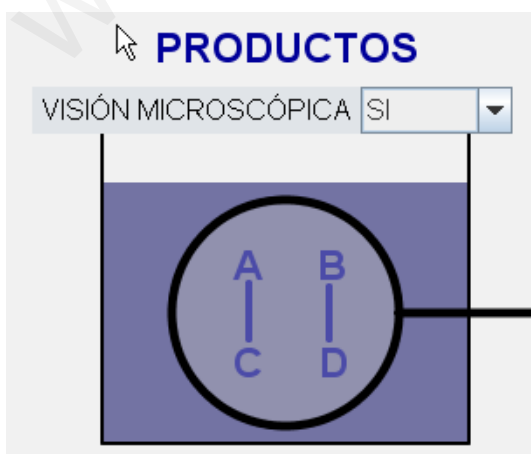
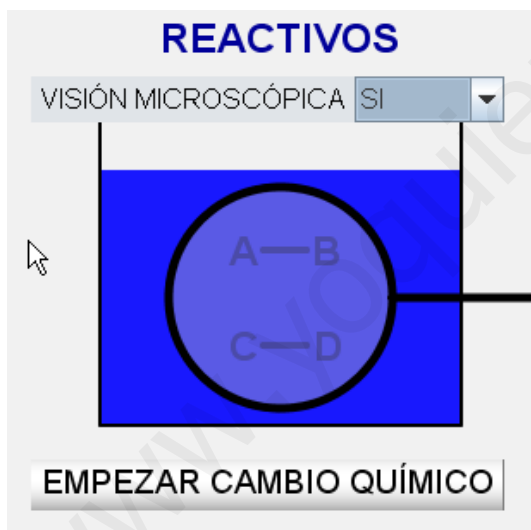
Llegado a este punto nos preguntamos por qué ocurren los cambios químicos, por qué unas sustancias se transforman en otras diferentes.

Cuando se produce un cambio químico, se **rompen** determinados enlaces de los reactivos y se **forman** nuevos enlaces en los productos.

Por tanto, un **cambio químico** consiste en un proceso en el que los átomos **cambian la forma en la que se unen**.

Vamos a ver un proceso químico desde el punto de vista macroscópico y microscópico.

Punto de vista microscópico ("vemos lo que ocurre en el interior de la reacción"):



Punto de vista macroscópico ("no vemos lo que ocurre en el interior de la reacción"):



Durante el cambio químico se están formando y rompiendo enlaces.



Reacciones químicas I

2. Propiedades de las reacciones

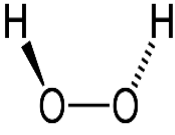
Propiedades de reactivos y productos

Las propiedades de las sustancias químicas dependen fundamentalmente de tres aspectos: el número y tipo de átomos o elementos que las constituyen, de los enlaces que los unen y de la disposición espacial de los átomos en el espacio.

En las reacciones químicas se producen roturas y formaciones de los enlaces químicos, por lo que los átomos de reactivos y productos están unidos de forma diferente, con enlaces diferentes y con posiciones espaciales diferentes. Por ello las **propiedades física y químicas** de los reactivos y productos **son diferentes**.

Vamos a comentar como se representan los reactivos y productos a través de las fórmulas químicas.

Los compuestos químicos se representan mediante fórmulas. Dependiendo de la información que nos den, tenemos diferentes tipos de fórmulas. Pasamos a comentarlas y tomaremos como ejemplo el agua oxigenada.

Fórmula empírica	Nos indica la proporción o relación en la que participan los elementos en el compuesto. En el agua oxigenada hay un átomo de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.	HO
Fórmula molecular	Nos indica el número exacto de átomos de cada clase que contiene la sustancia. Una molécula de agua oxigenada tiene dos átomos de hidrógeno y dos de oxígeno.	H₂O₂
Fórmula desarrollada	Con esta fórmula sabemos además del número y tipo de átomos de cada clase y la forma en la que estos se unen. En nuestro ejemplo se une un átomo de hidrógeno a uno de oxígeno, éste a su vez se une a otro oxígeno que también se une a otro hidrógeno.	H-O-O-H
Fórmula espacial	Esta es la fórmula más detallada y además de darnos la información de las anteriores, nos da la posición que cada uno de los átomos ocupa en el espacio. En nuestro caso la molécula presenta tres átomos en un plano (HOO) y cuarto (H) está fuera de este plano con un ángulo en torno a 98°. La distancia entre los oxígenos está sobre 1.46 Å y la distancia hidrógeno oxígeno es aproximadamente 0.95 Å.	

En muchos procesos se puede apreciar claramente que los productos y reactivos tienen, a simple vista, propiedades claramente diferentes. Por ejemplo la oxidación de un metal, un huevo al freírse o una sustancia que arde.



REACTIVOS



PRODUCTOS

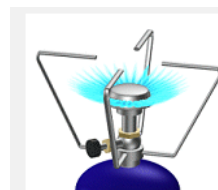


En los reactivos los átomos de hierro están unidos entre sí y los de oxígeno a otros de oxígeno, mientras que en los productos el hierro y el oxígeno se combinan. Puede verse que productos y reactivos son diferentes, y con propiedades diferentes.

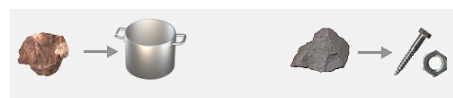
DESNATURALIZACIÓN



COMBUSTIÓN



Otro ejemplo de la diferencia de propiedades entre reactivos y productos es la transformación de materias primas a productos manufacturados.



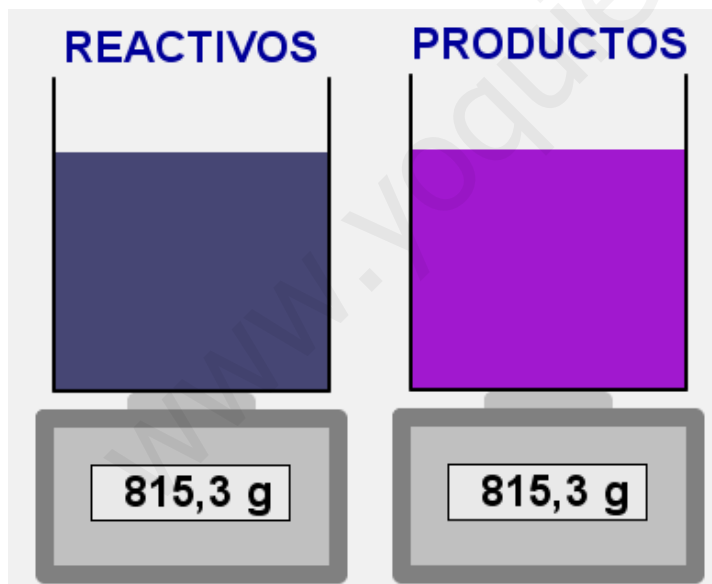
Conservación de la masa

Hemos visto que en los cambios químicos se produce la rotura y formación de enlaces entre los átomos, pero el número y tipo de átomos no varía. Si los átomos son los mismos (sólo ha cambiado su forma de unirse), tendrán la misma masa los reactivos (suma de las masas de todos los reactivos) que los productos (suma de las masas de todos los productos).

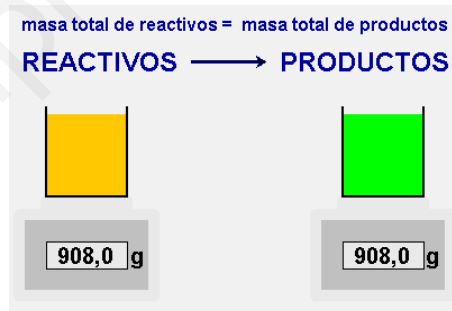
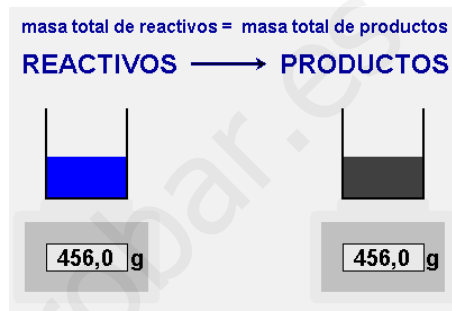
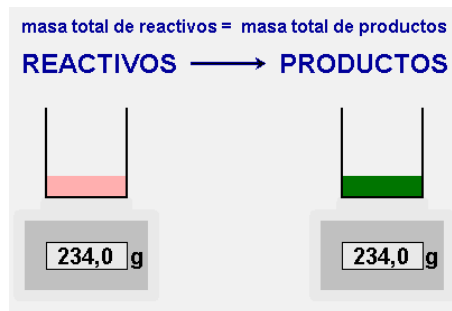
Este fenómeno es conocido como ley de conservación de la masa de Lavoisier o primera ley ponderal, en honor a su descubridor.

Ley de conservación de la masa
masa reactivos = masa productos

En la siguiente transformación química, puede verse como la masa de los reactivos es igual a la de los productos, aunque otras propiedades (como por ejemplo el color) son diferentes como puede apreciarse a continuación.



En la columna de la derecha se pueden apreciar más ilustraciones de esta ley.



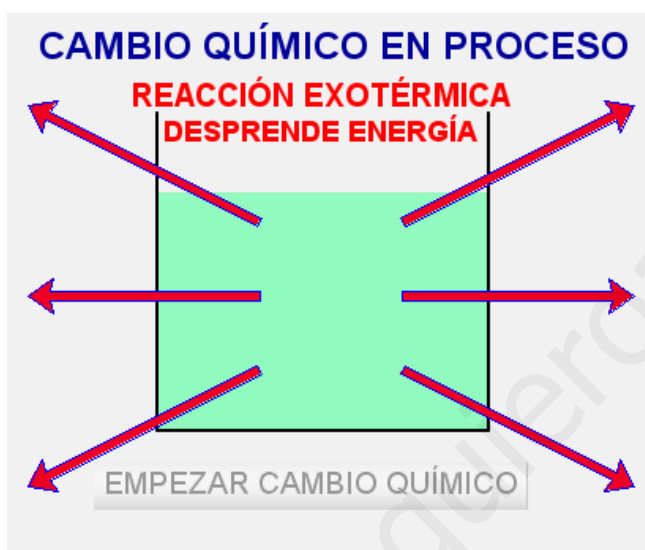
Antoine Laurent Lavoisier (1776 - 1856). Químico francés, padre de la química moderna. Orientado por su familia en un principio a seguir la carrera de derecho, recibió una magnífica educación en el Collège Mazarino, en donde adquirió no sólo buenos fundamentos en materia científica, sino también una sólida formación humanística. Presentó a la Academia los resultados de su investigación en 1772, e hizo hincapié en el hecho de que cuando se queman el azufre o el fósforo, éstos ganan peso por absorber «aire», mientras que el plomo metálico formado tras calentar el plomo mineral lo pierde por haber perdido «aire». La ley de conservación de la masa o primera ley Ponderal lleva su nombre.

Reacciones químicas I

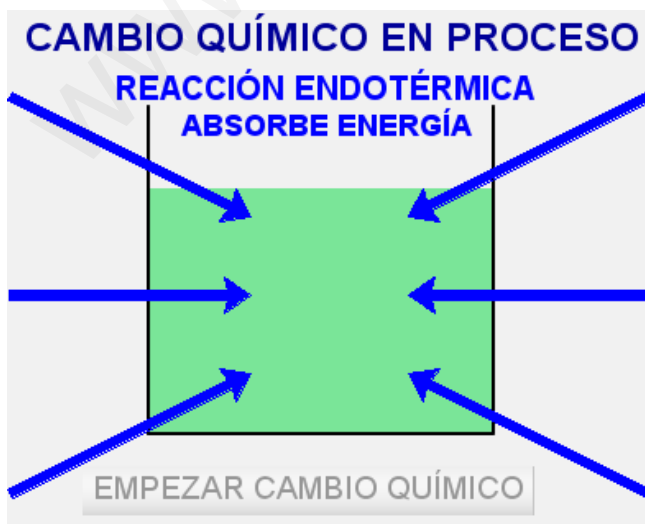
Energía de reacción

En toda reacción química se absorbe o desprende energía (normalmente en forma de calor o luz). Esto se debe a que al romperse y formarse enlaces se gasta y se gana energía respectivamente. Atendiendo a los aspectos energéticos las reacciones se clasifican en:

Exotérmicas (desprenden energía, se les asocia signo negativo). La energía liberada en los nuevos enlaces que se forman es mayor que la empleada en los enlaces que se rompen.



Endotérmicas (absorben energía, se les asocia signo positivo). La energía absorbida en los enlaces que se rompen es mayor que la desprendida en los enlaces que se forman.

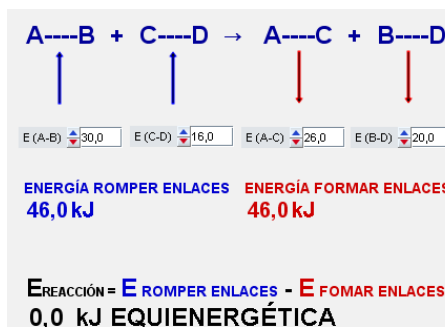
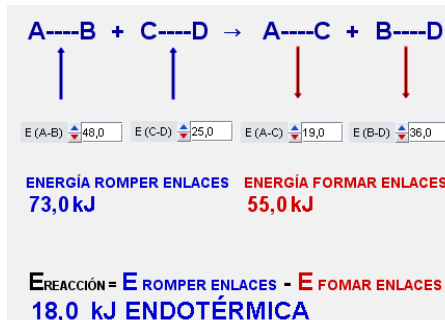
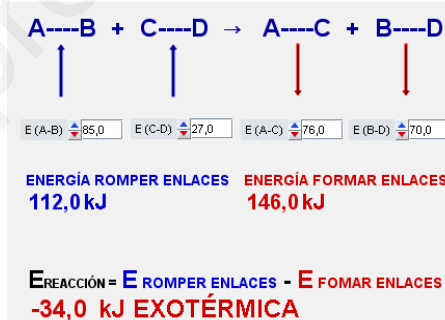


Conociendo las energías de los enlaces de los reactivos y de los productos, se puede calcular la energía de reacción mediante la siguiente expresión:

Energía de reacción

$$E_r = E. \text{ romper enlaces} - E. \text{ formar enlaces}$$

Ejemplos de cálculos de energía de reacción a través de la energía de los enlaces que se rompen y se forman:



Velocidad de las reacciones químicas

Velocidad de reacción. Es una medida relacionada con el tiempo que tardan los reactivos en transformarse en productos.

Las reacciones químicas se dan a una determinada velocidad, unas son más rápidas que otras. Esto depende fundamentalmente de los siguientes factores: naturaleza de la sustancia (unas sustancias rompen y forman sus enlaces con más facilidad que otras), temperatura (normalmente a mayor temperatura, mayor velocidad tendrá la reacción), grado de división (cuanto más divididos estén los reactivos mayor velocidad de reacción), catalizadores (sustancias que aceleran la reacción), inhibidores (sustancias que retardan la reacción), concentración de reactivos (mayor velocidad de reacción a mayor concentración).

PRODUCTOS

REACTIVIDAD

CATALIZADOR

CONCENTRACIÓN

TEMPERATURA

GRADO DIVISIÓN

20,5 s

Comentario

PRODUCTOS

REACTIVIDAD

CATALIZADOR

CONCENTRACIÓN

TEMPERATURA

GRADO DIVISIÓN

5,4 s

Comentario

Ejemplo de cómo afectan los distintos factores a la velocidad de reacción. Se indica el tiempo de reacción en segundos.

Reacción entre los reactivos C y D en unas condiciones determinadas.

C1 (g)

C2 (g)

SUST.

SUST.

62,6

POTENCIA IMÁN

T (°C)

Aumento de la temperatura

C1 (g)

C2 (g)

SUST.

SUST.

24,0

POTENCIA IMÁN

T (°C)

Aumento de la agitación del imán

C1 (g)

C2 (g)

SUST.

SUST.

20,1

POTENCIA IMÁN

T (°C)

Adición de catalizador

C1 (g)

C2 (g)

SUST.

SUST.

3,6

POTENCIA IMÁN

T (°C)

Reacciones químicas I

Relación entre energía y velocidad de reacción

La **velocidad** de una reacción no está relacionada directamente con su **energía** de reacción. Una reacción puede ser rápida y ser exotérmica o endotérmica y viceversa.

Es importante resaltar, que la velocidad de una reacción no está relacionada directamente con su energía de reacción, es decir, que una reacción puede ser rápida y ser exotérmica o endotérmica y viceversa. El estudio de la velocidad de reacción tiene que hacerse mediante experimentos.

- La energía de reacción se obtiene de restar la energía de los enlaces que se rompe a la energía de los enlaces que se forman.
- La velocidad está relacionada con la facilidad o dificultad para romper los enlaces

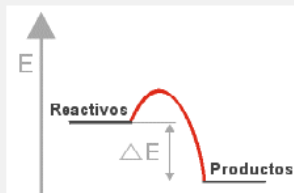
Ambos factores no están directamente relacionados, por lo que no se puede establecer relación entre energía y velocidad.

A modo de ampliación se comentan a continuación con más profundidad las causas que rigen la velocidad y la energía de reacción.

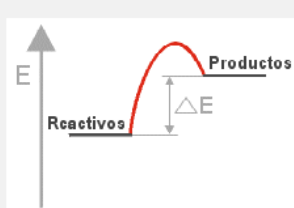
Cuando se produce una reacción química, los enlaces que unen los átomos deben romperse y formarse otros nuevos. Las moléculas se rompen y se forman moléculas nuevas, diferentes de las que había anteriormente.

Para poder romper los enlaces existentes, es necesario suministrar una energía, la energía de activación, que permite que la transformación química comience.

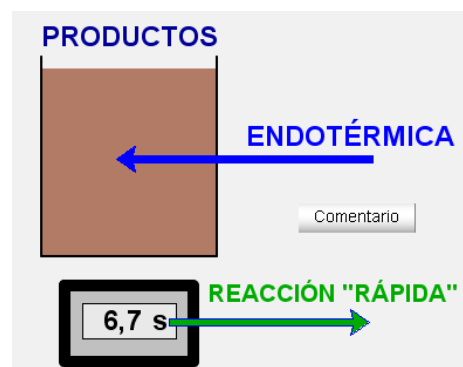
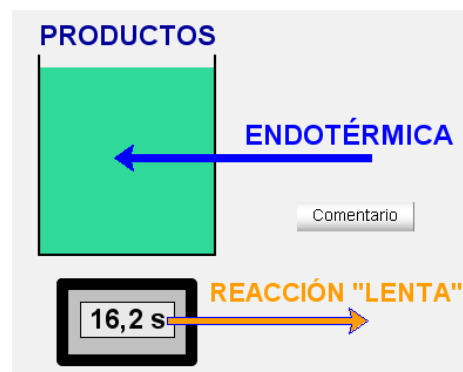
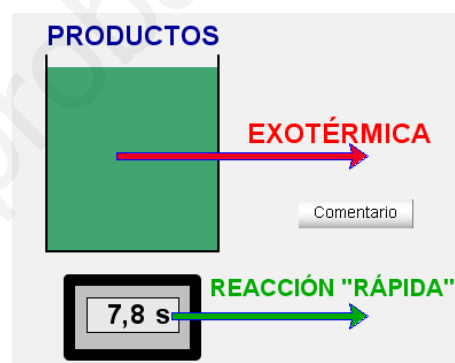
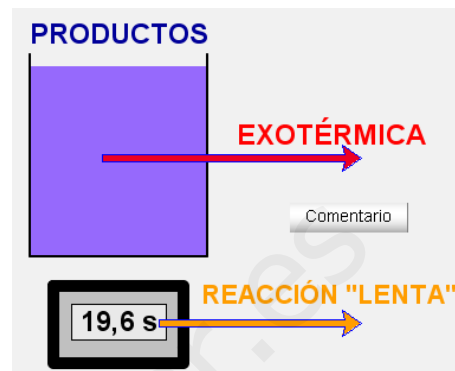
Si los productos de la reacción tienen menos energía que los reactivos, variación de energía < 0 , la propia reacción producirá energía y continuará por sí sola: es una reacción exotérmica. Pero para iniciarla seguirá siendo necesario suministrar la energía de activación. Así, para encender una cerilla, basta frotarla con el rascador. Una vez iniciada la combustión, ésta continuará, pero se necesita frotar para que la cerilla encienda.



Si los productos tienen más energía que los reactivos, variación de energía > 0 , la reacción no produce energía, sino que la consume y es necesario suministrar energía constantemente para que la reacción tenga lugar, en caso contrario, se detiene: es una reacción endotérmica. Por eso, al cocinar, se debe mantener los alimentos sobre el fuego, en el momento en que dejan de calentarse, la reacción se detiene y los alimentos quedan crudos.



Casos posibles que pueden darse en una reacción relacionados con la energía y la velocidad:



3. El interior de las reacciones

Mecanismos de reacción

Hemos comentado que en las reacciones químicas se producen procesos de ruptura y formación de enlaces químicos).

La descripción detallada de todo el proceso, que a nivel atómico se produce durante una reacción química, se conoce con el nombre de **mecanismo de reacción**.

Por tanto, el mecanismo de una reacción no es más que explicar con el mayor detalle posible como se producen los cambios de los reactivos para llegar a los productos. Esto implica indicar la posición de los átomos y la formación y ruptura de los enlaces a lo largo del proceso de reacción.

Ampliación. Actualmente la forma de determinar los mecanismos de reacción es mediante experimentos de laboratorio (de energía, de velocidad de reacción, de detección de intermedios, etc.) y/o mediante cálculos computacionales empleando principios de la llamada química teórica. De todas formas se considera que es imposible conocer un mecanismo con una seguridad total.

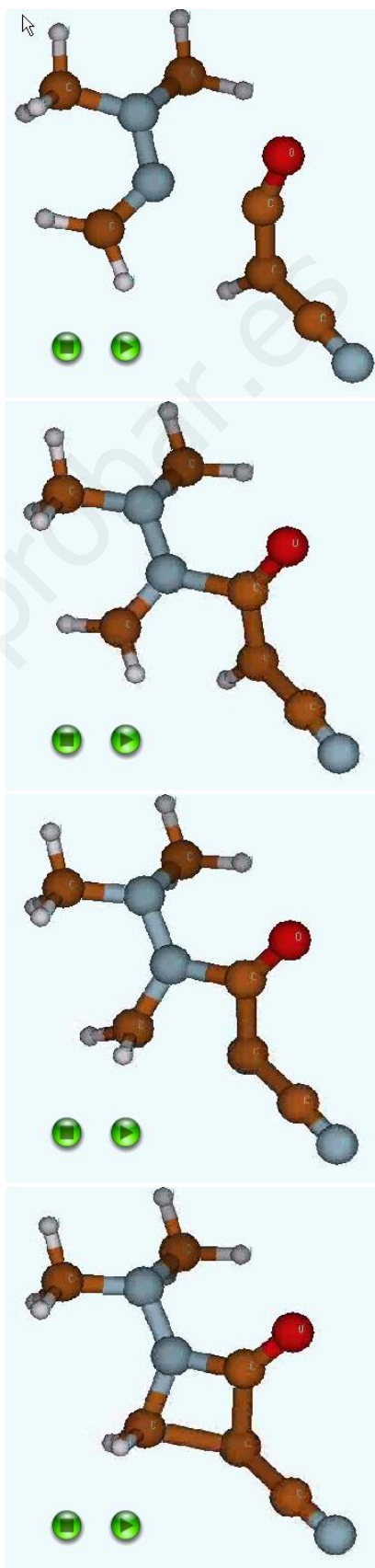
Los mecanismos se clasifican en dos grandes grupos.

- **Mecanismos elementales o concertados:** son aquellos en los que los reactivos se convierten directamente en productos sin que se forme entremedio ninguna otra especie química.
- **Mecanismos por etapas o complejas:** en este caso los reactivos no se transforman directamente en productos sino que se transforman en "intermedios de reacción" que a su vez se transforman en los productos.

Dependiendo del número de moléculas de partida que participan en una reacción elemental o etapa, los mecanismos se clasifican:

- **Unimoleculares:** Sólo participa una molécula.
- **Bimoleculares:** Participan 2 moléculas.
- **Trimoleculares:** Participan 3 moléculas.

Ejemplo de mecanismo:



Reacciones químicas I

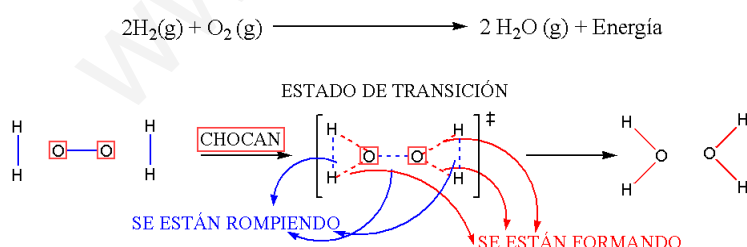
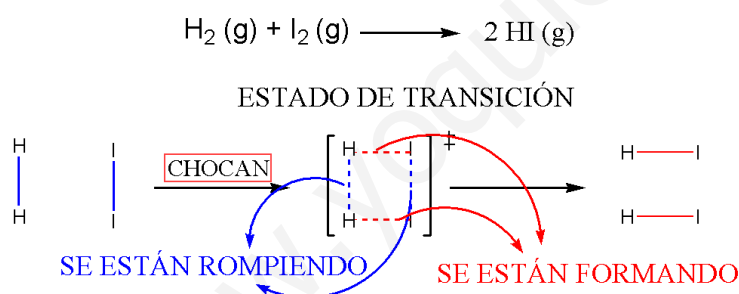
Teoría de colisiones

La **teoría de colisiones** es un modelo para explicar los mecanismos de las reacciones químicas.

Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- Las moléculas de los reactivos tienen que chocar entre sí.
- Estos choques deben de producirse con energía suficiente de forma que se puedan romper y formar enlaces químicos.
- En el choque debe haber una orientación adecuada para que los enlaces que se tienen que romper y formar estén a una distancia y posición viable.

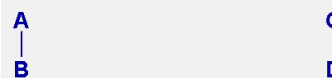
A continuación se ponen dos ejemplos esquemáticos de como podrían ser según la teoría de colisiones dos reacciones químicas.



Cuando el choque es eficaz se debilitan unos enlaces y se empiezan a formar otros. La especie característica donde esto ocurre se llama estado de transición o complejo activado. Esta especie es el "punto intermedio" entre productos y reactivos.

Colisión eficaz

TEORÍA DE COLISIONES

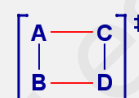


Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

TEORÍA DE COLISIONES



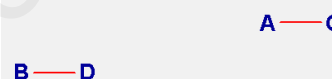
ESTADO DE TRANSICIÓN

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

TEORÍA DE COLISIONES



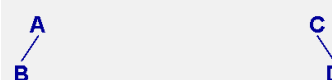
Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Favorable
Energía: Alta

Colisión no eficaz

TEORÍA DE COLISIONES



Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

TEORÍA DE COLISIONES

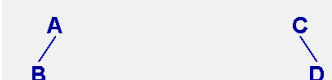


Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

TEORÍA DE COLISIONES



Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

Orientación: Desfavorable
Energía: Baja

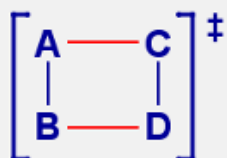
Alcance y limitaciones de la teoría de colisiones

La teoría de colisiones permite explicar los siguientes aspectos de las reacciones químicas:

- Posible mecanismo de transformación de reactivos en productos.
- Ley de conservación de la masa.
- Energía de reacción.
- Velocidad de reacción.
- Independencia entre la energía y la velocidad de reacción.

1.- Mecanismo de reacción.

TEORÍA DE COLISIONES



ESTADO DE TRANSICIÓN

Las condiciones para que una colisión sea efectiva son las siguientes:

- Orientación adecuada
- Energía suficiente

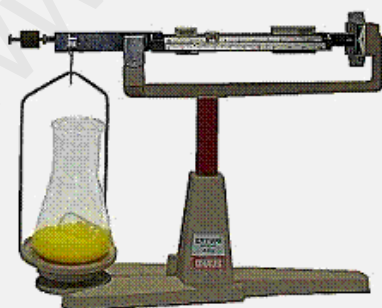
Orientación: Favorable

Energía: Alta

La teoría de colisiones explica con cierto detalle como los reactivos se convierten en productos.

Se establece la disposición, movimiento y orientación de los átomos, así como el proceso de ruptura y formación de enlaces.

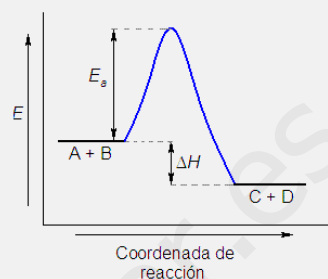
2.- Ley de conservación de la masa



La teoría de colisiones postula que los átomos no sufren alteración alguna durante el transcurso de la reacción, por lo que al haber los mismos átomos en los reactivos que en los productos (aunque unidos de forma diferente), la masa se mantiene constante.

TEORÍA DE COLISIONES

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



Ampliación

En una reacción química, las moléculas de los reactivos deben chocar, para poder romperse, intercambiar sus átomos y producir otras moléculas distintas. Para que esto ocurra el choque ha de ser suficientemente fuerte, es decir, las moléculas se deben mover a suficiente velocidad. Como la velocidad de las moléculas está relacionada con la temperatura de la sustancia, se necesita calentarla, elevar su temperatura, para que la reacción dé comienzo.

Como hemos comentado los reactivos deben de chocar con una orientación adecuada y con energía suficiente para que los reactivos se transformen en productos. A la energía mínima necesaria que los reactivos deben de tener para que la colisión sea eficaz se le denomina energía de activación.

Reacciones químicas I

Alcance y limitaciones de la teoría de colisiones

3.- Energía de reacción



Esta teoría se basa en la ruptura y formación de enlace al producirse una colisión efectiva. Dado que al romperse enlaces se necesita energía y al formarse se desprende, la energía de reacción se obtienen de la diferencia entre las energías liberadas y absorbidas.

4.- Velocidad de reacción



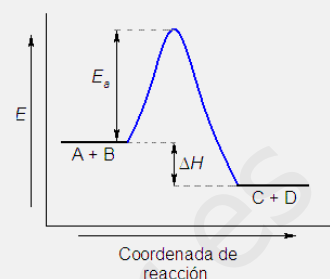
La teoría de colisiones indica las condiciones necesaria para que se produzca la reacción (energía de activación y orientación). Estas condiciones marcan la velocidad de reacción y justifica que haya reacciones rápidas y lentas. Esta teoría también explica que las energía de las reacciones no es directamente relacionada con la velocidad.

Esta teoría también presenta algunas limitaciones:

- Hay reacciones unimoleculares en las que un reactivo se descompone "sin chocar".
- Algunas reacciones complejas no se explican bien con esta teoría.

TEORÍA DE COLISIONES

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



Ampliación

Cuando las moléculas de los reactivos están colisionando con la orientación adecuada y con la energía activación necesaria, se encuentra una especie característica en la que se están rompiendo y formando enlaces químicos, se le denomina estado de transición.

Un ejemplo de la energía de activación puede ser el siguiente. Aunque pongamos la madera en la chimenea por sí sola no prenderá. Lo mismo ocurre con una cerilla o un mechero. Si pulsamos la palanca del mechero, el gas sale de su depósito, pero no arde.

Para que una reacción comience necesita energía, energía de activación. Por eso para que la cerilla prenda debemos frotarla con el rascador de la caja de cerillas. Así la cerilla se calienta y el combustible de su cabeza prende, ese calor suministrado con el frotamiento es la energía de activación.

4. La ecuación química

Notación de las reacciones

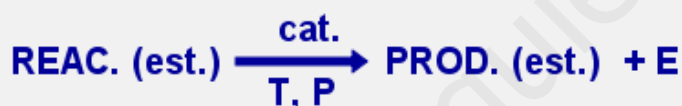
Los cambios químicos se representan o escriben mediante lo que denominamos como **ecuación química**.

En una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha y en medio una flecha.

Reactivos -----> Productos

Además en las ecuaciones químicas se puede indicar entre otros datos: el estado de agregación de las sustancias, la temperatura y presión de la reacción, la presencia de catalizadores o inhibidores, la energía de reacción, etc.

NOTACIÓN DE LAS REACCIONES



EJEMPLO:



El lenguaje de la química es universal, ya que independientemente del idioma en el que estén escritas las reacciones químicas, éstas se escriben de con la misma notación.

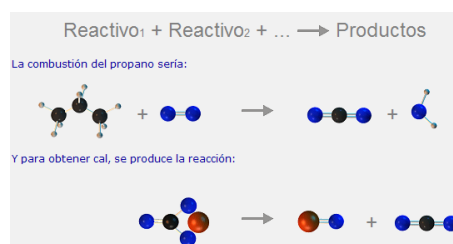
Ampliación.

Hemos comentado que en las reacciones químicas los reactivos desaparecen y se convierten en productos. También puede pasar que los productos se conviertan de nuevo en los reactivos. Por tanto se producen dos procesos químicos simultáneamente, uno en el que los reactivos se convierten en productos y otro en sentido contrario en el que los productos se convierten en reactivos. Cuando esto sucede se dice que estamos en una situación de equilibrio químico.

La notación de estas reacciones se realiza poniendo una doble flecha entre reactivos y productos.



Otra forma de representar las reacciones químicas es utilizar las llamadas fórmulas desarrolladas (en las que se representan los átomos y los enlaces entre ellos o incluso formulas espaciales (en la que además se muestra la geometría molecular), como se ilustra en el siguiente ejemplo:



Reacciones químicas I

Justificación del ajuste químico

Dado que los átomos se conservan en las reacciones químicas, debe haber el mismo número y tipo de átomos en los reactivos y en los productos.

Ajustar una reacción consiste en colocar unos "números" delante de cada una de las fórmulas de los reactivos y productos, llamados coeficientes estequiométricos, que multiplican el valor del número de átomos del compuesto al que precede.

Dicho con otras palabras, el coeficiente estequiométrico de un compuesto indica cuantas veces está presente ese compuesto en la reacción química.

Toda reacción debe estar ajustada.

Existen fundamentalmente dos métodos de ajustes de reacciones: el método de tanteo y el de los coeficientes indeterminados.

A continuación exponemos algunos ejemplos que para los que se justifican la necesidad de ajustar las reacciones químicas:

REACCIÓN NO AJUSTADA



Si contamos los átomos de hidrógeno en los reactivos y productos, vemos que hay dos, pero si contamos los de oxígeno hay dos en los reactivos y sólo uno en los productos, por lo que la reacción no está ajustada.

REACCIÓN AJUSTADA



Si contamos los átomos de hidrógeno en los reactivos y productos, vemos que hay cuatro, y si contamos los de oxígeno hay dos en los reactivos y dos en los productos, por lo que la reacción está ajustada.

REACCIÓN NO AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno y de oxígeno en los reactivos hay dos y en los productos hay dos de nitrógeno y tres de oxígeno. Por ello esta reacción no está ajustada.

REACCIÓN AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno hay cuatro en los reactivos y en los productos, mientras que de oxígeno hay seis en los reactivos y en los productos. Por ello la reacción está ajustada.

REACCIÓN NO AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno en los reactivos y productos, vemos que hay dos, pero si contamos los de oxígeno hay dos en los reactivos y sólo uno en los productos, por lo que la reacción no está ajustada.

REACCIÓN AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno en los reactivos y productos, vemos que hay cuatro, y si contamos los de oxígeno hay dos en los reactivos y dos en los productos, por lo que la reacción está ajustada.

REACCIÓN NO AJUSTADA



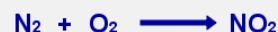
Si contamos los átomos de nitrógeno y de oxígeno en los reactivos hay dos y en los productos uno de cada uno de ellos. Por ello esta reacción no está ajustada.

REACCIÓN AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno y los de oxígeno en los reactivos vemos que hay dos. Lo mismo en ocurre en los productos, hay dos átomos de cada tipo. Por ello la reacción está ajustada.

REACCIÓN NO AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno y de oxígeno en los reactivos hay dos y en los productos hay uno de nitrógeno y dos de oxígeno. Por ello esta reacción no está ajustada.

REACCIÓN AJUSTADA



Si contamos los átomos de nitrógeno hay dos en los reactivos y en los productos, mientras que de oxígeno hay cuatro en los reactivos y en los productos. Por ello la reacción está ajustada.

Método de los coeficientes indeterminados

Este método consiste en probar con diferentes valores para los coeficientes estequiométricos hasta que se cumpla que haya el mismo número de átomos de cada tipo en productos y reactivos.

Una reacción puede estar ajustada para diferentes valores de los coeficientes estequiométricos. Estos también pueden tener valores fraccionarios.

Normalmente se ajustan las reacciones dando el menor valor posible a los coeficientes, evitando los coeficientes fraccionarios.

Veremos algunos ejemplos con sus soluciones de reacciones no ajustadas y de reacciones ajustadas por el método de tanteo.

$2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

$2\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

$3\text{H}_2 + 1\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

$1\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \rightarrow 1\text{H}_2\text{O}$

Coeficiente 1 Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN NO AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
H	2	2
O	2	1

$2\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Coeficiente 1 Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
H	4	4
O	2	2

$1\text{H}_2 + 1\text{N}_2 \rightarrow 1\text{NH}_3$

Coeficiente 1 Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN NO AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
H	2	3
N	2	1

$3\text{H}_2 + 1\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

Coeficiente 1 Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
H	6	6
N	2	2

Reacciones químicas I

Método de los coeficientes indeterminados

1 CH₄ + 2 O₂ → 1 CO₂ + 2 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

1 C₃H₈ + 5 O₂ → 3 CO₂ + 4 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

1 S + 1 O₂ → 1 SO₃

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN NO AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
S	1	1
O	2	3

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
S	2	2
O	6	6

1 CH₄ + 2 O₂ → 1 CO₂ + 2 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
C	1	1
H	4	4
O	4	4

1 CH₄ + 1 O₂ → 1 CO₂ + 1 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

REACCIÓN NO AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
C	1	1
H	4	2
O	2	3

1 C₃H₈ + 1 O₂ → 1 CO₂ + 1 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

REACCIÓN NO AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
C	3	1
H	8	2
O	2	3

1 C₃H₈ + 5 O₂ → 3 CO₂ + 4 H₂O

Coeficiente 1

Coeficiente 2

Coeficiente 3

Coeficiente 4

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
C	3	3
H	8	8
O	10	10

Método de los coeficientes indeterminados

Los pasos para aplicar este método de ajuste de ecuaciones químicas son los siguientes:

1. Cada uno de los coeficientes se considera una incógnita que se representa con una letra.
2. Se construye una ecuación para cada elemento químico. Para ello se multiplica cada coeficiente por el subíndice del elemento que estemos considerando, se suman todos los términos de esta multiplicación de los reactivos y se igualan a los de los productos.
3. Se construye un sistema de ecuaciones que tendrán tantas ecuaciones como elementos químicos diferentes tenga la reacción química.
4. Se asigna un valor arbitrario (el que se quiera) a cualquiera de los coeficientes. Normalmente se procura que sea uno sencillo.
5. Se resuelve el sistema de ecuaciones, y se coloca en la reacción química el valor de los coeficientes calculados. Si se desea se puede simplificar el resultado dividiendo todos los coeficientes por un mismo valor

Comparamos a continuación un ejemplo de ajuste por el método de tanteo y por el método de los coeficientes:

$2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3$

Coeficiente 1 Coeficiente 2

Coeficiente 3

REACCIÓN AJUSTADA

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
S	2	2
O	6	6



PASOS Asignación de coeficientes



Ecuación S: $a = c$

Ecuación O: $2 b = 3 c$

PASOS Construcción del sistema de ecuaciones



Ecuación S: $a = c$

Ecuación O: $2 b = 3 c$

Coeficiente b

$b = 3$

$a = 2$

$c = 2$

PASOS Sustitución de valores



Ecuación S: $a = c$

Ecuación O: $2 b = 3 c$

Coeficiente b

PASOS Asignación de un valor a un coeficiente



Ecuación S: $a = c$

Ecuación O: $2 b = 3 c$

Coeficiente b

$b = 3$

$a = 2$

$c = 2$

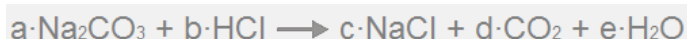
PASOS Resolución del sistema

Reacciones químicas I

Método de los coeficientes indeterminados

Vamos a detallar ejemplos de ajustes de ecuaciones por el método de los coeficientes indeterminados:

Existen varios métodos para ajustar ecuaciones químicas. Se empleará el de los coeficientes indeterminados o variables. Para ello, se asigna una incógnita a cada una de las fórmulas que aparecen en la ecuación química. Por ejemplo:



Para cada elemento se establece una ecuación, que iguala los átomos de ese elemento en los reactivos y en los productos:

Elemento	Reactivos	Productos
Na	$a \cdot 2 = c \cdot 1$	
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$	
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + e \cdot 1$	
H	$b \cdot 1 = e \cdot 2$	
Cl	$b \cdot 1 = c \cdot 1$	

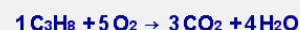
Aparece un sistema indeterminado que hay que resolver. Pero se resuelve por tanteo, asignando, a una de las incógnitas, un valor. Si se hace que $b = 2$ las ecuaciones quedan:

Na	$a \cdot 2 = c \cdot 1$
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + e \cdot 1$
H	$2 \cdot 1 = e \cdot 2$
Cl	$2 \cdot 1 = c \cdot 1$

Y por tanto, $a = 1$, de la primera ecuación, y $d = 1$ de la segunda. Ya conocemos todas las incógnitas y podemos escribir la ecuación ajustada:

Na	$a \cdot 2 = 2 \cdot 1$
C	$a \cdot 1 = d \cdot 1$
O	$a \cdot 3 = d \cdot 2 + 1 \cdot 1$

Si se hace que $b = 2$, resulta $e = 1$, $c = 2$, $a = 1$ y $d = 1$. La ecuación es:



Ecuación C: $3 a = c$

Ecuación H: $8 a = 2 d$

Ecuación O: $2 b = 2 c + d$

Coeficiente a

$a = 1$ $c = 3$

$b = 5$ $d = 4$

PASOS **Sustitución de valores**



PASOS **Asignación de coeficientes**



Ecuación C: $3 a = c$

Ecuación H: $8 a = 2 d$

Ecuación O: $2 b = 2 c + d$

PASOS **Construcción del sistema de ecuaciones**



Ecuación C: $3 a = c$

Ecuación H: $8 a = 2 d$

Ecuación O: $2 b = 2 c + d$

Coeficiente a

PASOS **Asignación de un valor a un coeficiente**



Ecuación C: $3 a = c$

Ecuación H: $8 a = 2 d$

Ecuación O: $2 b = 2 c + d$

Coeficiente a

$a = 1$ $c = 3$

$b = 5$ $d = 4$

PASOS **Resolución del sistema**



Para practicar

- Decir si los fenómenos relacionados son predominantemente físicos o químicos.
 - Un incendio,
 - la digestión de alimentos,
 - un grito,
 - se cae una tiza de la mesa,
 - se derrite un trozo de hielo,
 - se ve un espejismo,
 - se pudre una fruta,
 - aceleramos el coche,
 - sale el sol
 - se oxida un trozo de hierro.
- Dados ciertos reactivos, elegir los productos que fundamentalmente se obtendrán al reaccionar entre sí.
 - Papel y aire,
 - platino y aire,
 - oro y aire,
 - vinagre y bicarbonato,
 - potasio metálico y agua,
 - aceite y agua,
 - mosto en barril,
 - colonia y agua,
 - gasoil en un motor,
 - jamón al aire.
- Clasificar los siguientes reactivos según su estado de agregación:

Granizo (A)	Madera (F)	SÓLIDO (S)
Aceite (B)	Acero (G)	
Mercurio (C)	Gasolina (H)	LÍQUIDO (L)
Dióxido de carbono (D)	Butano (I)	
Oxígeno (E)		GAS (G)

- Dada la masa de los reactivos, calcular la masa de los productos.
 - 234 g,
 - 456 g,
 - 123 g,
 - 678 g,
 - 89 g.

Reacciones químicas I



Para practicar

5. Dados los valores de la energía de los enlaces, determinar el valor de la energía de reacción, e indicar si son exotérmicas o endotérmicas.

$A-B + C-D \rightarrow A-C + B-D$	$A-B + C-D \rightarrow A-C + B-D$
↑ ↑ ↓ ↓	↑ ↑ ↓ ↓
$E_{A-B} = 271,4 \text{ kJ}$	$E_{A-B} = 307,5 \text{ kJ}$
$E_{C-D} = 442,1 \text{ kJ}$	$E_{C-D} = 160,9 \text{ kJ}$
$E_{A-C} = 274,5 \text{ kJ}$	$E_{A-C} = 663,8 \text{ kJ}$
$E_{B-D} = 182,8 \text{ kJ}$	$E_{B-D} = 961,0 \text{ kJ}$
RESPUESTA <input type="text" value="0,0"/>	RESPUESTA <input type="text" value="0,0"/>
<input type="button" value="COMPROBAR"/>	<input type="button" value="COMPROBAR"/>

6. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
- La velocidad de una reacción química no depende de la temperatura.
 - Un determinado catalizador acelera la velocidad de cualquier reacción.
 - Los conservantes de los alimentos son inhibidores de reacción.
 - Siempre que las moléculas de reactivos colisionan se forman productos.
 - La teoría de colisiones permite explicar la ley de conservación de la masa.
 - La teoría de colisiones permite explicar el mecanismo de todas las reacciones.
 - Normalmente, a mayor temperatura mayor velocidad de reacción.
 - La concentración de los reactivos no afecta a la velocidad de reacción.
 - La naturaleza de los reactivos afecta a la velocidad de reacción.
 - El grado de división de los reactivos afecta a la velocidad de reacción.
7. Ajustar las reacciones químicas que aparecen en el ejercicio.
- $Ti + O_2 \rightarrow TiO_2$
 - $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
 - $Ag + O_2 \rightarrow Ag_2O$
 - $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
 - $CH_3OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
8. Ajustar las reacciones químicas por el método de los coeficientes indeterminados.
- $Mg + O_2 \rightarrow MgO$
 - $Fe_2O_3 \rightarrow Fe + O_2$
 - $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
 - $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
 - $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$



Curiosidades científicas

Para terminar la quincena hemos realizado una recopilación de curiosidades y anécdotas científicas relacionadas con las reacciones químicas. Puedes buscar las bases científicas de aquellas que te interesen.

Prácticamente todo el mundo está de acuerdo en que, si se quiere tomar té con leche, **se debe echar primero la leche y sobre ella el té**. La leche debe estar fría, no debe haber sido hervida. Eso se debe a que el té contiene unas sustancias amargas llamadas taninos, cuyo sabor puede ser neutralizado por el de la leche si ésta está fría, pero no si está caliente.

El **flúor** es una sustancia **tan reactiva** que ni siquiera puede ser guardada en recipientes de vidrio. No pudo prepararse en laboratorio hasta 1886 y se guardó en un metal inerte especial.

El **veneno más poderoso conocido** es la **toxina botulínica**, la produce una bacteria llamada Clostridium botulinum. Su ingestión en pequeñas dosis provoca el fallo del sistema nervioso y la muerte por parada de la musculatura respiratoria entre dolores terribles. Curiosamente se usa en tratamientos de estética bajo el nombre de botox.

Las **gasolinas** son mezclas de hidrocarburos y no reaccionan igual en invierno que en verano. Para que el funcionamiento de los motores de los coches sea adecuado, **las compañías petrolíferas cambian la proporción de la mezcla 4 veces al año**.

Malcolm Casadaban **murió** el 13 de septiembre de 2009 mientras investigaba una nueva **vacuna contra la peste** a causa de una nueva cepa de esta bacteria.

Parece ser que la causa química de que una persona se **enamore** es porque se produce en su cerebro la **feniletilamina**. Al inundarse el cerebro de esta sustancia, éste responde mediante la secreción de dopamina (que da la capacidad de desear y de repetir un comportamiento placenteros), norepinefrina y oxitocina (estimulan las contracciones uterinas para el parto, hacen brotar la leche y producen deseo sexual). Estos compuestos combinados hacen que los enamorados puedan permanecer horas haciendo el amor y noches enteras conversando, sin sensación alguna de cansancio o sueño.

Algunos materiales **plásticos** (más correctamente polímeros) son **solubles en agua**. Un ejemplo es el polietenol o alcohol polivinílico, polímero sintético obtenido a partir de otro, el acetato de polivinilo. Esto es muy importante en la lucha contra la contaminación y la degradación del medioambiente.

Hay sustancias que al ser rozadas, golpeadas o trituradas producen luz (**triboluminiscencia**). Un ejemplo de este tipo de sustancias es el **aceite de gaulteria**.

Hipatia de Alejandría, considerada la primera científica, dijo: "**Comprender las cosas que nos rodean es la mejor preparación para comprender las cosas que hay mas allá**". (S. IV d.C.). Para terminar la quincena hemos realizado una recopilación de curiosidades y anécdotas científicas relacionadas con las reacciones químicas. Puedes buscar las bases científicas de aquellas que te interesen.



Recuerda lo más importante

¿Qué son los cambios químicos?

- En los **cambios químicos** cambia la naturaleza de las sustancias que intervienen y se rompen y forman enlaces químicos.
- En los **cambios físicos** no cambia la naturaleza de las sustancias que intervienen y no se rompen y ni forman enlaces químicos.
- Las sustancias que hay antes de producirse un cambio químico se llaman **reactivos** y las que se forman tras el cambio **productos**. Los reactivos y productos suelen ser: sólidos (s), líquidos (l), gases (g) o disoluciones acuosa (ac).
- En una reacción química los **átomos cambian su forma de unirse, pero no se altera su número o tipo**.

La ecuación química

- Toda reacción química debe estar **ajustada**. Debe haber el mismo número y tipo de átomos en reactivos y productos.
- Las reacciones se ajustan mediante los **coeficientes estequiométricos**.
- Los métodos más usuales de ajustes de reacción son: método de **tanteo** y método de los **coeficientes indeterminados**.

Propiedades de las reacciones

- Las **propiedades física y química** de los reactivos y productos son diferentes.
- Reactivos -----> Productos**
- **Ley de conservación de la masa:**
Masa total de reactivos = Masa total de productos
- **Energía de reacción:**
 $E_{reacción} = E_{romper\ enlaces} - E_{formar\ enlaces}$
- **Velocidad de reacción.** Depende de: la naturaleza de la sustancia, temperatura, grado de división, catalizadores, inhibidores, concentración de reactivos
- La **velocidad** de una reacción no está relacionada directamente con su **energía** de reacción. Una reacción puede ser rápida y ser exotérmica o endotérmica y viceversa.

El interior de las reacciones

- La descripción detallada de todo el proceso, que a nivel atómico se produce durante una reacción química, se conoce con el nombre de **mecanismo de reacción**.
- **Teoría de colisiones.** Para que se produzca reacción las colisiones de los reactivos deben de ser eficaces, con energía suficiente y orientación adecuada.
- La teoría de colisiones permite explicar: mecanismos, energía, velocidad, conservación de la masa de las reacciones... Esta teoría también presenta algunas limitaciones.

Autoevaluación



1. En una reacción química reaccionan 232.52 g de reactivo con 143.85 g, ¿Qué cantidad de producto se formará?
2. En una reacción la energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos es de 979.56 J mientras que la liberada en los enlaces formados en los productos es de 64.86 J. Calcular la energía de reacción.
3. Ajustar la siguiente reacción:
$$\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. En una reacción química reaccionan 54.30 g de un reactivo con x g de otro reactivo, obteniéndose 267.87 g de producto, ¿Qué cantidad x de reactivo reaccionará?
5. En una reacción la energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos es de 179.56 J mientras que la liberada en los enlaces formados en los productos es de 164.86 J. ¿Es exotérmica o endotérmica?
6. Según la teoría de colisiones si tenemos un choque con una energía suficiente y una orientación inadecuada, ¿será una colisión efectiva?
7. En condiciones normales a 25 °C, que estado presenta el siguiente reactivo: cuero.
8. Indicar si el siguiente cambio es predominantemente físico o química: se oxida un barco.
9. Indicar como varía la velocidad de una reacción teniendo en cuenta que: aumentamos el grado de división de los reactivos.
10. Calcular el coeficiente estequiométrico b para la reacción: $20 \text{ Al} + b \text{ HCl} \rightarrow 20 \text{ AlCl}_3 + 30 \text{ H}_2$

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Cambios físicos: c, d, e, f, h, i. Cambios químicos: a, b, g, j
2. a) sin reacción, b) sin reacción, c) sin reacción, d) dióxido de carbono y sales, e) óxido de potasio, f) sin reacción, g) vino, h) sin reacción, i) energía y gases, j) jamón rancio.
3. Sólido: a, f, g. Líquido: b, c, h. Gas: d, e, i
4. a) 234 g, b) 456 g, c) 123 g, d) 678 g, e) 89 g.
5. a) Reacción endotérmica, 256.3 kJ, b) Reacción exotérmica, -1156.4 kJ
6. Verdaderas: c, e, g, i, j. Falsas: a, b, d, f, h.
7. a) $\text{Ti} + \text{O}_2 \rightarrow \text{TiO}_2$
b) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
c) $4 \text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Ag}_2\text{O}$
d) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{CH}_3\text{OH} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
8. a) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2$
c) $4 \text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
d) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. 376.37 g
2. 914.70 J
3. $b = 8$ $c = 5$ $d = 6$
4. 213.54 g
5. Endotérmica
6. Colisión no efectiva
7. Sólido
8. Químico
9. Se acelera
10. $b = 60$

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Iniciarse en la estequiometría química.
- Comprender y utilizar correctamente las magnitudes y leyes básicas necesarias para realizar cálculos en las reacciones químicas.
- Conocer y comprender las relaciones entre las magnitudes químicas relacionadas con la estequiometría.
- Deducir información a partir de una reacción química dada.
- Realizar cálculos de masa y de volumen a partir de reacciones químicas.
- Comprender el concepto de rendimiento de una reacción química.
- Conocer distintas formas de clasificar las reacciones químicas.
- Conocer algunas reacciones químicas de interés.
- Valorar la importancia que tienen las reacciones químicas y por tanto la necesidad de su estudio y conocimiento.

Antes de empezar

1. Clasificación de las reacciones
Introducción
Según su naturaleza
Según su funcionalidad
Según su mecanismo
Ejemplos de reacciones de interés
2. Magnitudes másicas
Masa atómica
Masa molecular
Masa atómica gramo
Masa molecular-gramo
Mol y número de Avogadro
Relación entre magnitudes másicas
3. Disoluciones y gases
Disoluciones
Gases ideales. Ley general
Hipótesis de Avogadro
4. Estequiometría
Relaciones moleculares
Relaciones molares
Relaciones de masa
Relaciones de volumen
Resumen de relaciones
5. Ampliación sobre estequiometría
Introducción. Reacciones reales
Pureza
Rendimiento
Reactivo limitante y en exceso
Análisis estequiométrico completo

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar



Recuerda

Conocer la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas es esencial para poder abordar el tema de la estequiometría de las reacciones químicas. Proponemos repasar este aspecto mediante los juegos diseñados a tal efecto.

Ejemplos de preguntas:

Escribe las fórmulas de las siguientes sustancias:

A: Trifluoruro de hierro

B: Dinitrógeno

C: Dióxido de carbono

D: Ion cobalto (III)

Soluciones: a) FeF_3 b) N_2 c) CO_2 d) Co^{+3}

Investiga

En la actualidad una de las industrias más importantes es la de obtención de combustibles a partir del petróleo. Cuando hay escasez de petróleo en los mercados, el mundo se sume en graves crisis económicas. ¿Existe la posibilidad de obtener gasolina sintética no procedente del petróleo?, ¿alguna vez se ha obtenido en grandes cantidades?, ¿se podría obtener de forma rentable?

Reacciones químicas II

1. Clasificación de las reacciones

Introducción

Existen infinidad de reacciones químicas. Por ello, conviene clasificarlas para sistematizar su estudio.

Se pueden clasificar las reacciones químicas según muchos criterios, veremos algunos de ellos.

- Según la naturaleza de las sustancias que intervienen en la reacción.
- Según la utilidad o aplicación de la reacción.
- Según el mecanismo de la reacción.

Según su naturaleza

Desde el siglo XIX la química se dividió en dos grandes partes: química orgánica e inorgánica.

Inicialmente la química orgánica era la de los seres vivos, mientras que la inorgánica la de los inertes.

Actualmente la química orgánica es la química de los compuestos del carbono. Por tanto, son reacciones orgánicas aquellas en la que las sustancias que participan son compuestos en los que el elemento fundamental es carbono.

La química inorgánica es la del resto de los elementos y las reacciones inorgánicas son las de las sustancias en las que el carbono no es el elemento básico.

En 1828 el químico alemán Friedrich Wöhler, utilizando la sustancia inorgánica cianato de amonio (que no tenía "fuerza vital") obtiene urea ("que sí tenía fuerza vital"), una sustancia orgánica que se encuentra en la orina de muchos animales. Antes de este descubrimiento, los químicos creían que para sintetizar sustancias orgánicas, era necesaria la intervención de "la fuerza vital". El experimento de Wöhler rompió la barrera entre sustancias orgánicas e inorgánicas. Los químicos modernos consideran compuestos orgánicos a aquellos que contienen carbono (como elemento fundamental) e hidrógeno, y otros elementos (que pueden ser uno o más), siendo los más comunes: oxígeno, nitrógeno, azufre y los halógenos. Por ello, en la actualidad, la química orgánica tiende a denominarse química del carbono. A los compuestos en los que el carbono no es el elemento básico se les denomina inorgánicos.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN LA NATURALEZA

REACCIONES ORGÁNICAS

REACCIONES INORGÁNICAS

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN LA UTILIDAD

REACCIONES DE SÍNTESIS

REACCIONES ENERGÉTICAS

REACCIONES DE DEGRADACIÓN

REACCIONES INDUSTRIALES

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN EL MECANISMO

REACCIONES ÁCIDO-BASE

REACCIONES REDOX

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

REACCIONES DE COMPLEJACIÓN

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN LA NATURALEZA DE LAS SUSTANCIAS

REACCIONES INORGÁNICAS

EJEMPLOS:

-LLUVIA ÁCIDA

-FORMACIÓN DE ESTALAGMITAS

-DESCOMPOSICIÓN DEL OZONO A OXÍGENO

-OXIDACIÓN DEL HIERRO

REACCIONES ORGÁNICAS

EJEMPLOS:

-COMBUSTIÓN DE LA MADERA

-DIGESTIÓN DE LOS ALIMENTOS

-DESCOMPOSICIÓN DE UN ALIMENTO

-FREIMOS UNA COMIDA

Según su funcionalidad

Otra posible clasificación es mediante la utilidad o funcionalidad de las reacciones.

- **Reacciones de síntesis.** Aquellas cuya finalidad es la obtención de una sustancia química determinada.
- **Reacciones para obtener energía.** Reacciones que al producirse liberan gran cantidad de energía, normalmente luz o calor.
- **Reacciones de degradación.** Son aquellas en las que un producto químico se destruye, transformándose en otros diferentes.
- **Reacciones de interés industrial.** Aquellas empleadas en la industria para obtener un producto químico en gran cantidad. Suelen ser muchas reacciones concatenadas.

Una forma de poner de manifiesto la importancia de la química en nuestra vida es sencillamente realizando una lista de los diez productos más vendidos en el mundo. En todos se ve la intervención directa de la química y de su industria:

1. Coca-Cola (bebida gaseosa refrescante).
2. Marlboro (tabaco).
3. L'Oréal (cosméticos).
4. Budweiser (cerveza).
5. Colgate-Palmolive Company (dentífricos).
6. Nescafé (café instantáneo).
7. Doritos Nachos (aperitivos).
8. Kodak (fotografía).
9. Pampers (pañales desechables).
10. Queso Philadelphia de Kraft (queso para untar).

Según su mecanismo

Atendiendo al mecanismo de las reacciones se pueden distinguir los siguientes tipos:

- **Ácido-base.** Una sustancia, llamada ácido transfiere protón/es a otra, llamada base.
- **Redox.** Una sustancia, llamada reductor, transfiere electrón/es a otra, denominada oxidante.
- **Precipitación.** Son aquellas en las se forma una sustancia sólida que no se disuelve en el medio de reacción.
- **Complejación.** En estas reacciones se forma o destruye un compuesto de coordinación. Un compuesto de coordinación está formado por un metal al que se unen varios compuestos químicos llamados ligando.

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU FUNCIONALIDAD

REACCIONES DE SÍNTESIS

EJEMPLOS:

- OBTENCIÓN DE MEDICINAS
- PREPARACIÓN DE DETERGENTES
- SÍNTESIS DE COSMÉTICOS
- OBTENCIÓN DE PLÁSTICOS

REACCIONES ENERGÉTICAS

EJEMPLOS:

- COMBUSTIÓN DE LA GASOLINA
- EXPLOSIÓN DE DINAMITA
- FUNCIONAMIENTO DE UNA PILA
- REACCIÓN DE UNA CALDERA

REACCIONES DE DEGRADACIÓN

EJEMPLOS:

- DESCOMPOSICIÓN DE UN ANIMAL MUERTO
- OXIDACIÓN DE UN METAL
- DEGRADACIÓN DEL OZONO
- ENVEJECIMIENTO DE MATERIALES

REACCIONES INDUSTRIALES

EJEMPLOS:

- OBTENCIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS COMO POR EJEMPLO: ÁCIDO SULFÚRICO, AMONIACO, ÁCIDO NÍTRICO, SOSA CAUSTICA, CAL, ÁCIDO ACÉTICO...

MECANISMOS DE REACCIÓN

ÁCIDO-BASE

REDOX

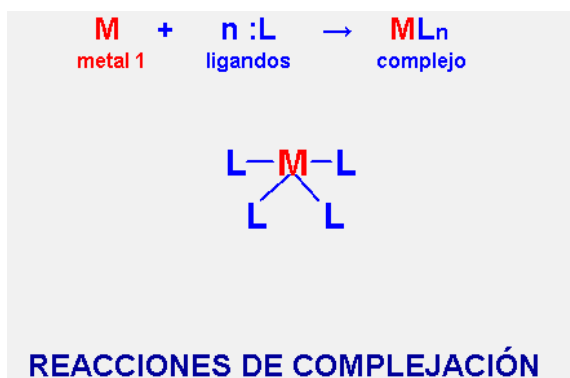
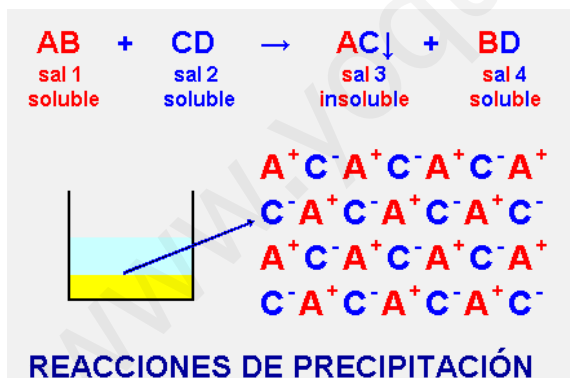
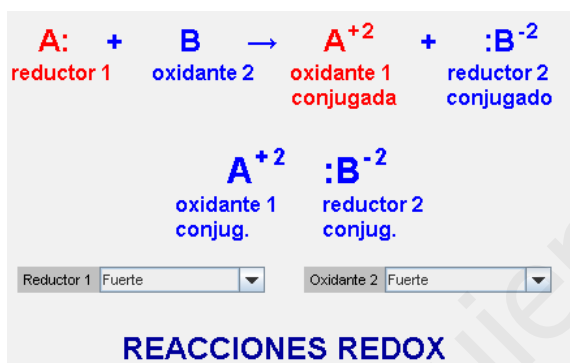
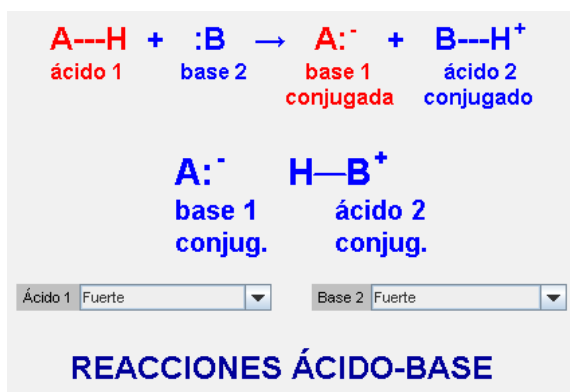
PRECIPITACIÓN

COMPLEJACIÓN

Reacciones químicas II

Según su mecanismo

A título orientativo y como ampliación del tema, ilustramos mediante cuatro imágenes los tipos de mecanismos de reacción.



EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

ÁCIDO-BASE

EJEMPLOS:

- REACCIÓN ENTRE BICARBONATO Y VINAGRE
- QUEMADURA DE ÁCIDO SULFÚRICO
- REACCIÓN DE UN PRODUCTO DESATASCADOR DE TUBERÍAS.

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

REDOX

EJEMPLOS:

- OXIDACIÓN DE UN METAL
- COMBUSTIÓN DE LA MADERA
- RESPIRACIÓN
- FOTOSÍNTESIS

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

PRECIPITACIÓN

EJEMPLOS:

- FORMACIÓN DE ESTALAGMITAS
- FORMACIÓN DE CAL EN TUBERÍAS
- FORMACIÓN DE "PIEDRAS EN LOS RIÑONES"
- FORMACIÓN DE SALES INSOLUBLES EN AGUA

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

COMPLEJACIÓN

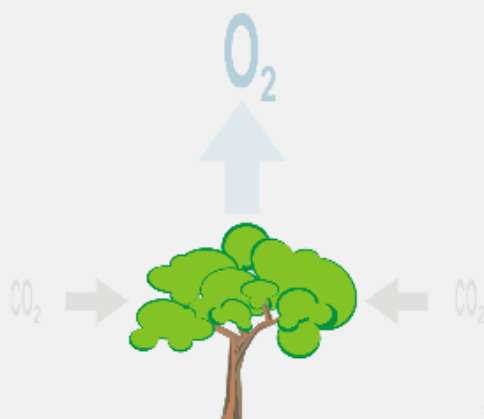
EJEMPLOS:

- EL OXÍGENO QUE RESPIRAMOS SE COMPLEJA CON LA HEMOGLOBINA DE LOS GLÓBULOS ROJOS DE LA SANGRE
- TODOS LOS IONES, CUANDO SE DISUELVEN EN AGUA SE COMPLEJAN CON ELLA

Ejemplos de reacciones de interés

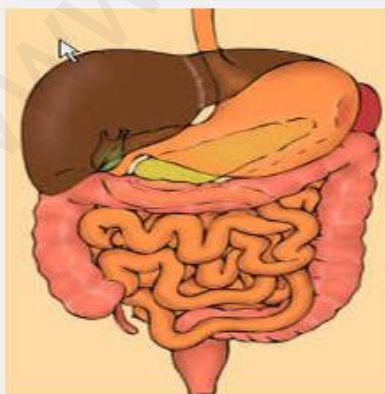
Existen muchas reacciones químicas de interés, ya sea por su utilidad, extensión, repercusión, peligrosidad, etc. En este apartado trataremos las siguientes:

1.- Fotosíntesis.



La fotosíntesis es un complejo proceso que realizan las plantas verdes, que se puede simplificar de la siguiente forma: En este proceso las plantas toman sales minerales y dióxido de carbono y desprenden oxígeno, obteniendo además compuestos orgánicos.

2.- Digestión y respiración



La digestión es un proceso complejo en el que los seres vivos toman oxígeno y materia orgánica elaborada y se produce dióxido de carbono, energía y materia orgánica menos elaborada (principios inmediatos).

REACCIONES DE INTERÉS

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



Ejemplos:

- Fotosíntesis.
- Digestión y respiración.
- Lluvia ácida.
- Corrosión de metales.
- Combustión.
- Obtención industrial de sustancias.
- Descomposición del ozono.
- Reacciones electroquímicas.
- Industria petroquímica.

Ampliación. Reacciones ácido-base.

Para conocer si una sustancia es ácida o básica se puede hacer de varias formas: mediante un pH-metro (aparato que mide el pH. Son ácidas aquellas sustancias con pH menor que siete y básicas si el pH es mayor que siete), con papel indicador (si se pone rojo es ácida y azul básica) o con indicadores (son sustancias que toman un color diferente para sustancias ácidas y básicas). En la siguiente escena se puede practicar sobre este tema.

Reacciones químicas II

Ejemplos de reacciones de interés

3.- Lluvia ácida



La lluvia ácida es un proceso consistente en la emisión de determinados gases (óxidos de azufre y nitrógeno) que reaccionan en la atmósfera y se convierten en ácidos (sulfúrico y nítrico) que causan graves problemas al caer en forma de lluvia.

4.- Corrosión de metales



La corrosión de metales, aunque tiene un mecanismo relativamente complejo, consiste básicamente en la combinación del metal con oxígeno, produciéndose el óxido del citado metal. Uno de los metales que más frecuentemente sufren este proceso es el hierro.

MEDIR

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Rojo de metilo (4.2-6.0)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Amarillo de metilo (1.2-4.0)** limpiar

Ejemplos de reacciones de interés

5.- Combustión



Se denomina combustión a la reacción de la materia orgánica con oxígeno, dando como principales productos dióxido de carbono y agua. Este es el proceso responsable de los incendios.

MEDIR

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

6.- Obtención industrial de sustancias



En la industria química, se obtienen mediante procesos químicos más o menos complejos una gran cantidad de compuestos químicos de interés. Entre los más producidos destacamos: amoníaco, ácido sulfúrico, ácido fosfórico, ácido nítrico, sosa caustica, cal, etc.

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Fenolftaleína (8.0-9.8)** limpiar

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

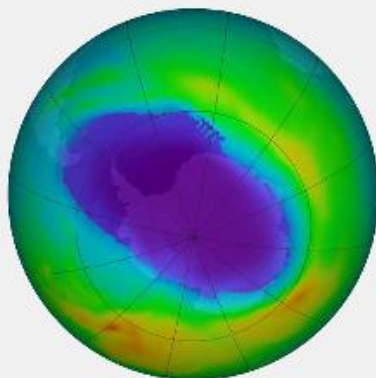
Comentario

inicio Indicador **Rojo de cresol (7.8-8.8)** limpiar

Reacciones químicas II

Ejemplos de reacciones de interés

7.- Descomposición del ozono



El ozono se puede transformar en oxígeno y viceversa. El ozono de la ozonfera nos protege de los rayos ultravioleta. Hay ciertas sustancias que aceleran el proceso de transformación del ozono en oxígeno, sobre todo en la Antártida.

8.- Reacciones electroquímicas



Las reacciones electroquímicas son aquellas en las que se produce o se gasta electricidad en el transcurso de la misma. Ejemplos de reacciones de este tipo se producen en las pilas, acumuladores y baterías.

REACCIONES DE INTERÉS

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



9.- Industria petroquímica



Petroquímica es la extracción de cualquier sustancia química a partir de combustibles fósiles. Estos incluyen combustibles fósiles purificados como el metano, el propano, el butano, la gasolina, el queroseno, el gasoil, el combustible de aviación, así como pesticidas, herbicidas, fertilizantes y otros como los plásticos, el asfalto o las fibras sintéticas.

2. Magnitudes másicas

Masa atómica

Los átomos, al tener una masa muy pequeña, deben de medirse en una unidad de masa muy pequeña. Por ello, se define la llamada unidad de masa atómica (uma) que es la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12 (1 uma = masa del carbono-12/12).

Lo que se hace es medir la masa de todos los elementos en uma. Para ello, se compara la masa de cualquier elemento con la masa del carbono-12 dividida entre 12. Por ejemplo, la masa del hidrógeno es 1 uma, lo que indica que su masa es la misma que la del carbono-12 dividida entre 12. Otro ejemplo, la masa del helio es 4 u, lo que indica que su masa es 4 veces mayor que la del carbono-12 dividida entre 12.

Las masas atómicas de los elementos están calculadas y aparecen en la Tabla Periódica, por lo que no hay que calcularlas.

Como ampliación al tema conviene recordar. En primer lugar conviene recordar la relación entre isótopo y elemento químico.

- **Isótopos:** Todos aquellos átomos que tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones, se dicen que son isótopos entre sí. Por tanto, tendrán el mismo número atómico y distinto número másico. Por ejemplo son isótopos del hidrógeno todos los átomos que tienen un protón, tengan los neutrones que tengan.
- **Elemento químico:** El conjunto de todos los posibles tipos de átomos que tienen el mismo número de protones, forman un elemento químico. Por ejemplo, cuando hablamos del elemento hidrógeno, nos referimos a todos los átomos que tienen un protón.

La masa atómica de un elemento se obtiene promediando la masa de todos sus isótopos presentes en la naturaleza, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de sus isótopos naturales. Por ejemplo, si un elemento tiene tres isótopos la masa atómica del elemento será la media ponderada de la masa de los tres. Media ponderada quiere decir que cuenta más a la hora de hacer la media el isótopo más abundante y menos el menos abundante en la naturaleza. Por esta razón se dice que las masas atómicas de los elementos son **masas atómicas promedio**.

Ejemplos de masas atómicas de los elementos de la tabla periódica.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Elemento: XENÓN
 Número atómico: 54
 Masa atómica: 131,290 uma
 Descubierta: 1898
 Descubridor: Ramsay

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Elemento: BERILIO
 Número atómico: 4
 Masa atómica: 9,012 uma
 Descubierta: 1797
 Descubridor: Vauquelin

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Elemento: SELENIO
 Número atómico: 34
 Masa atómica: 78,960 uma
 Descubierta: 1817
 Descubridor: Berzelius

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Elemento: LANTANO
 Número atómico: 57
 Masa atómica: 138,906 uma
 Descubierta: 1839
 Descubridor: Mosander

Metales
No metales
Semimetales

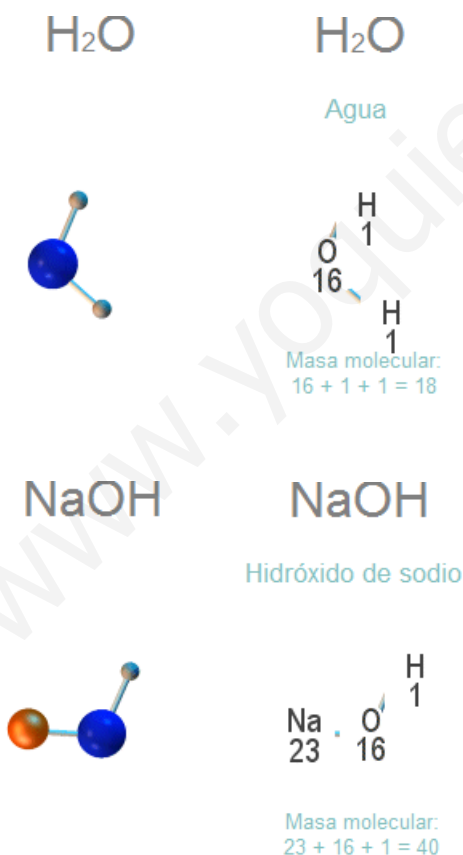
Reacciones químicas II

Masa molecular

Los elementos químicos se pueden unir mediante enlaces químicos formando moléculas. Para calcular la masa molecular de un compuesto se suma la masa en uma de cada uno de sus elementos. Ej.: $Mm(H_2O) = 18$ uma, $Mm(H_2) = 2$ uma, $Mm(CO_2) = 44$ uma.

Otra posibilidad es que los elementos se unan formando sólidos. Los sólidos (que están formados por muchos átomos) se representan mediante una fórmula que indica la proporción en la que participan los diferentes elementos en el compuesto (masa fórmula). Ejemplo: la masa fórmula del NaCl (sólido iónico) se calcula sumando la masa del sodio (23 uma) y la del cloro (35,5 uma), por tanto es de 58,5 uma.

A efectos prácticos la masa de moléculas y sólidos se hace de la misma forma, sumando la masa de los elementos de su fórmula.



Ejemplos de cálculos de masas moleculares.

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
H 1,008	2	
S 32,066	1	
O 15,999	4	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 3

H₂SO₄

MASA MOLECULAR 98,078 uma

$$2 \text{ H} = 2 \times 1,008 = 2,016$$
$$1 \text{ S} = 1 \times 32,066 = 32,066$$
$$4 \text{ O} = 4 \times 15,999 = 63,996$$

$$Mm (H_2SO_4) = 98,078 \text{ u}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
C 12,011	1	
O 15,999	2	
	0	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 6

CO₂

MASA MOLECULAR 44,009 uma

$$1 \text{ C} = 1 \times 12,011 = 12,011$$
$$2 \text{ O} = 2 \times 15,999 = 31,998$$

$$Mm (CO_2) = 44,009 \text{ u}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
H 1,008	2	
O 15,999	1	
	0	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 1

H₂O

MASA MOLECULAR 18,015 uma

$$2 \text{ H} = 2 \times 1,008 = 2,016$$
$$1 \text{ O} = 1 \times 15,999 = 15,999$$

$$Mm (H_2O) = 18,015 \text{ u}$$

Masa atómica gramo

Para medir la masa de los átomos, al ser muy pequeña, utilizamos una unidad muy pequeña, la uma. Con ella medimos la masa de todos los elementos de la Tabla Periódica.

Sin embargo, esta unidad, al ser tan pequeña, no es una unidad práctica para usar en laboratorio. Por ello, los científicos han elaborado una lista de masas atómicas en gramos. Es decir, han cogido la lista de masas atómicas en uma, han dejado los mismos números, pero han cambiado la unidad uma por otra mucho más grande, el gramo.

Cuando expresamos la masa atómica en uma nos referimos a la masa de un átomo de ese elemento. Cuando expresamos la **masa atómica en gramos**, tenemos que coger muchos átomos de ese elemento (más adelante veremos cuantos) y se dice que tenemos un **mol de átomos** del mismo.

Relación entre uma y gramo.

Para medir la masa de los elementos, hemos utilizado la uma. De forma que la masa atómica en uma de un elemento es la masa de un átomo del mismo. Se mide la masa de todos los elementos y se realiza una lista de las masas atómicas en uma.

Después cogemos esa lista y dejamos los números, pero cambiamos la unidad por otra mucho mayor, uma por gramo. Por tanto tenemos una lista con los mismos números pero con unidades distintas.

Al ser los gramos una unidad mucho mayor que la uma, habría que juntar muchos átomos para tenerla. Por ejemplo, para tener 1 g de hidrógeno habría que juntar muchos átomos, mientras que para tener 1 uma de hidrógeno basta con un sólo átomo.

Otro ejemplo sería el caso del carbono. Un átomo de carbono tiene una masa de 12 uma. Si queremos tener 12 gramos de carbono, hay que juntar una gran cantidad de átomos de carbono.

La relación es: en 1 gramo hay 602409638554216867469876 uma. Se puede ver que un gramo contiene muchas uma.

Otra forma de expresar la relación entre uma y gramo es: una uma contiene $1.66 \cdot 10^{-24}$ g.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA GRAMO															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
		Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Elemento: NIOBIO
 Número atómico: 41
 Masa atómica: 92,906 gramo
 Descubridor: 1801
 Descubridor: Hatchett
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA GRAMO															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
		Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Elemento: BERILIO
 Número atómico: 4
 Masa atómica: 9,012 gramo
 Descubridor: 1797
 Descubridor: Vauquelin
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA GRAMO															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
		Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Elemento: VANADIO
 Número atómico: 23
 Masa atómica: 50,942 gramo
 Descubridor: 1801
 Descubridor: Del Río
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	MASA ATÓMICA GRAMO															He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
		Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Elemento: GALIO
 Número atómico: 31
 Masa atómica: 69,720 gramo
 Descubridor: 1875
 Descubridor: Lecoq
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

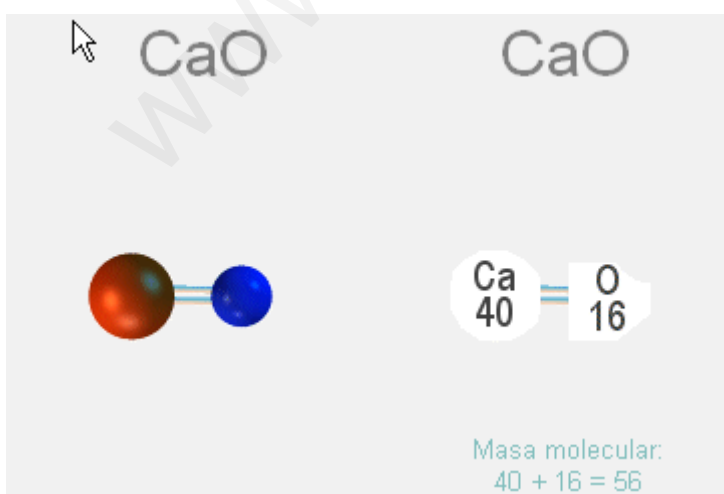
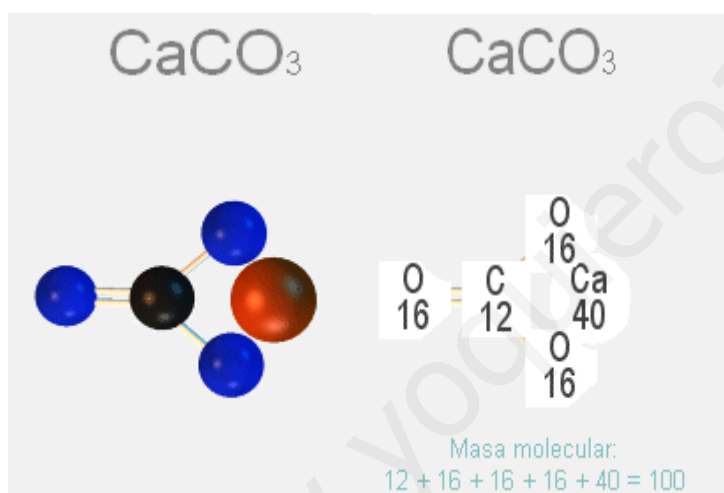
Reacciones químicas II

Masa molecular gramo

Igualmente que como ocurre con los átomos, la masa de una molécula es muy pequeña y también se miden en una.

De igual manera, y por cuestiones prácticas la masa de las moléculas se expresa en gramos. Cuando expresamos la masa molecular en una nos referimos a la masa de una molécula. Cuando expresamos la **masa molecular en gramos**, tenemos que coger muchas moléculas de ese compuesto o elemento (más adelante veremos cuantas) y se dice que tenemos **un mol de moléculas** de la misma.

Las masas molares de una molécula se calculan sumando las masas molares de todos y cada uno de los átomos que forman parte de la molécula del compuesto o elemento.



Ejemplos de cálculos de masas moleculares.

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo
Na 22,987	1	
O 15,999	1	
H 1,008	1	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 2

NaOH

MASA MOLECULAR
39,994 gramos

$$1 \text{ Na} = 1 \times 22,987 = 22,987$$

$$1 \text{ O} = 1 \times 15,999 = 15,999$$

$$1 \text{ H} = 1 \times 1,008 = 1,008$$

$$\text{Mm-g (NaOH)} = 39,994 \text{ g}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo
N 14,007	1	
O 15,999	2	
	0	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 7

NO₂

MASA MOLECULAR
46,005 gramos

$$1 \text{ N} = 1 \times 14,007 = 14,007$$

$$2 \text{ O} = 2 \times 15,999 = 31,998$$

$$\text{Mm-g (NO}_2\text{)} = 46,005 \text{ g}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo
P 30,974	4	
	0	
	0	
	0	
	0	
	0	

EJEMPLO 8

P₄

MASA MOLECULAR
123,896 gramos

$$4 \text{ P} = 4 \times 30,974 = 123,896$$

$$\text{Mm-g (P}_4\text{)} = 123,896 \text{ g}$$

Mol y Número de Avogadro

Hemos comentado que las masas atómicas y moleculares se pueden medir en una (cuando se trata de un átomo o de una molécula) o en gramos (unidad de uso de laboratorio). También se comentó que aunque el número coincide la unidad gramo es mucho mayor que la una y que habría que tener una gran cantidad de átomos o moléculas.

Se ha calculado que la cantidad de átomos o moléculas que hay que tener para tener en gramos la masa molar de $6,023 \cdot 10^{23}$. A este número se le conoce como número de Avogadro (N_A).

Se define **mol** como la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas.

Ejemplos de esta relación son los que se presentan a continuación:

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

Reacciones químicas II

Relación entre las magnitudes básicas

Un **mol** contiene el **número de Avogadro** de partículas y su masa es su **masa atómica** o **molecular expresada en gramos**.

La masa de un mol de átomos es la masa atómica expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de átomos. Mientras que la masa de un sólo átomo es la masa atómica expresada en una.

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de moléculas. Mientras que la masa de una molécula es la masa molecular expresada en una.

La relación es: un mol contiene el número de Avogadro de partículas y su masa es su masa atómica o molecular expresada en gramos.

Ejemplos:

1 mol de átomos de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono y su masa molar es de 12 g/mol

1 mol de átomos de oxígeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno y su masa molar es de 16 g/mol

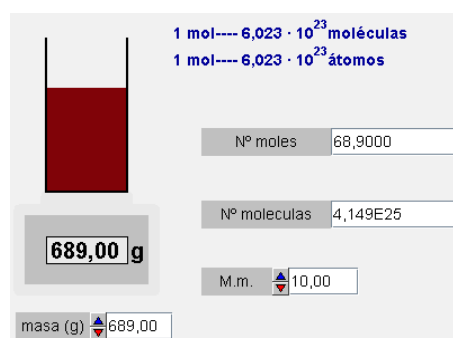
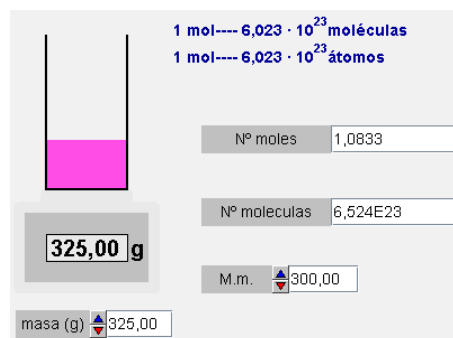
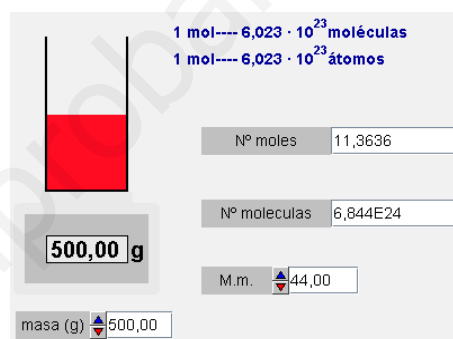
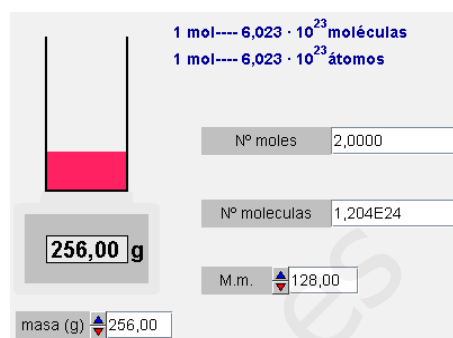
1 mol de átomos de nitrógeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno y su masa molar es de 14 g/mol

1 mol de moléculas de agua contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua y su masa molar es de 18 g/mol

1 mol de moléculas de amoníaco contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco y su masa molar es de 17 g/mol

1 mol de moléculas de dióxido de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono y su masa molar es de 44 g/mol

En la columna de la derecha se exponen ejemplos en los que para ciertos compuestos de los que se conoce su masa molecular, se establece la relación entre la masa de la sustancia (en la balanza), el número de moles y el número de moléculas.



3. Disoluciones y gases

Disoluciones

Disolución. Mezcla homogénea de 2 ó más componentes, siendo el disolvente el que está en mayor proporción y el/los soluto/s los que están en menor proporción.

Algunas formas de expresar la concentración (proporción o cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución) de las disoluciones son:

% en masa. Cantidad en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución. Ej. 3% en masa significa que hay 3 g de soluto por cada 100 g de disolución

% en volumen. Cantidad en mililitros de soluto por cada 100 mililitros de disolución. Ej. 3% en volumen significa que hay 3 ml de soluto por cada 100 ml de disolución.

g/L. Cantidad en gramos de soluto por cada litro (1000 mililitros) de disolución. Ej. 3 g/L significa que hay 3 g de soluto por cada litro (1000 ml) de disolución

Molaridad. Número de moles de soluto por cada litro de disolución (moles/litro). Ej. 2,5 M (2,5 molar), significa que hay 2,5 moles de soluto en cada litro de disolución.

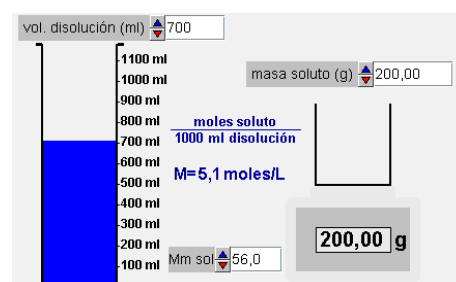
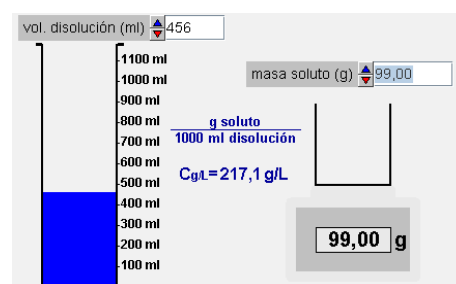
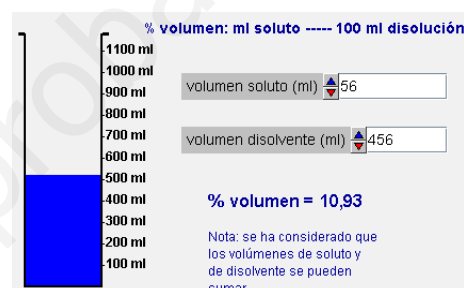
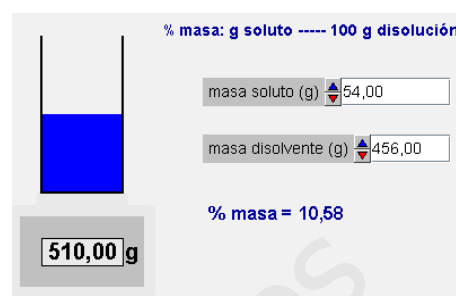
Ejemplos de ejercicios pueden ser los siguientes:

¿Qué volumen de disolución, en litros, con una concentración de 1 M, se pueden preparar con 37 moles de NaCl?

Solución: 37 L

¿Qué volumen de concentración 1,6 M, hay que tomar para preparar 482 cc de concentración 0,2 M?

Solución: 60.25 cc



Reacciones químicas II

Gases ideales. Ley general

Un gas ideal es un modelo para los gases. Las partículas de un gas ideal se mueven libremente y no tienen atracción entre ellas, por lo que no pueden convertirse en líquidos o sólidos. Las partículas de los gases reales se atraen entre sí y se pueden convertir en líquidos o sólidos.

El modelo de los gases ideales tiene dos ventajas: los gases reales se parecen al modelo ideal cuando las presiones son bajas y las temperaturas altas y las leyes y formulas que cumplen los gases ideales son mucho más sencillas.

La más importante de las leyes de los gases ideales es la **ley general** que permite conocer como se comporta un gas al variar sus magnitudes.

Además de la ley general, existen otras leyes básicas de los gases ideales, que se resumen en la siguiente tabla.

Nombre de la ley	Magnitud constante	Expresión de la ley
Ley de Boyle	Temperatura	$P_a \cdot V_a = P_d \cdot V_d$
Ley de Charles	Presión	$V_a \cdot T_a = V_d \cdot T_d$
Ley de Gay-Lussac	Volumen	$P_a \cdot T_a = P_d \cdot T_d$
Ley general	---	$P_a \cdot V_a / T_a = P_d \cdot V_d / T_d$
Ley general	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Ley de Dalton	Temperatura y volumen	$P_T = P_a + P_b + P_c$

P: presión, V: volumen, T: temperatura, n: nº moles, R: cte gases

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Charles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos o ley general de los gases ideales.

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1 \quad \frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Ejemplo de cálculo de magnitudes gaseosas. Primero tenemos las condiciones iniciales del gas, segundo modificamos dos de sus magnitudes y finalmente obtenemos el valor de la magnitud que queremos determinar.

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

T2 (K)

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

V2 (L)

T2 (K)

Ejemplo de aplicación de la ley general de los gases ideales:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

$\frac{5 \cdot 10}{300} = \frac{8 \cdot V_1}{500}$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

$\frac{5 \cdot 10}{300} = \frac{8 \cdot V_1}{500}$

Hipótesis de Avogadro

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro** que establece que "una **cantidad de cualquier tipo de gas**, en un **mismo volumen**, a la **misma temperatura** y la **misma presión**, contiene el **mismo número de moléculas**, independientemente del tipo de gas que sea".

En condiciones normales (0°C y 1 atm), 1 mol de gas ideal (que contiene N_A moléculas), ocupa 22,4 litros, independientemente del tipo de gas que haya dentro del recipiente.

El volumen de un gas ideal en unas determinadas condiciones de presión y temperatura, se calcula a través de la ecuación general de los gases ideales.

Ejemplos de aplicación de esta hipótesis son:

Cualquier gas ideal que tenga la misma presión, temperatura y volumen, tiene el mismo número de moléculas.

Gas, 22,4 L, 1 atm y 273 K --- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas --- 1 mol

presión (atm)	1,00
temperatura (K)	273,15
volumen (L)	22,40
Nº moles	1,00
Nº moléculas	6,023E23

Cualquier gas ideal que tenga la misma presión, temperatura y volumen, tiene el mismo número de moléculas.

Gas, 22,4 L, 1 atm y 273 K --- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas --- 1 mol

presión (atm)	5,00
temperatura (K)	500,00
volumen (L)	50,00
Nº moles	6,10
Nº moléculas	3,673E24

Amadeo Avogadro (1776 - 1856). Químico y físico italiano, nacido en Turín.

Estableció en 1811, «dos volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma T y P, contienen el mismo número de moléculas». Cuando Avogadro presentó esta hipótesis no fue aceptada y tuvieron que pasar 50 años hasta que, fuera aceptada, fecha en la que Avogadro ya había fallecido.

Avogadro y Cannizaro

En 1811 Amadeo Avogadro enuncia la hipótesis que lleva su nombre: iguales volúmenes de gases distintos contienen el mismo número de moléculas, si ambos se encuentran a igual temperatura y presión. Avogadro es la primera persona que habla de moléculas (literalmente significa pequeña masa).

Como ha ocurrido muchas veces a lo largo de la historia las propuestas de Avogadro no fueron tomadas en cuenta, es más, Dalton, Berzelius y otros científicos de la época despreciaron la validez de su descubrimiento y la comunidad científica no aceptó de inmediato las conclusiones de Avogadro por tratarse de un descubrimiento basado en gran medida en métodos empíricos y válido solamente para los gases reales sometidos a altas temperaturas pero a baja presión.

Sin embargo, la ley de Avogadro permite explicar por qué los gases se combinan en proporciones simples.

Fue su paisano Cannizaro quién, 50 años más tarde, gracias a la defensa de la misma que realizó en el Congreso Internacional de Química celebrado en Karlsruhe, cuando la hipótesis de Avogadro empezó a ser aceptada. A partir de entonces empezó a hablarse del número Avogadro.

Reacciones químicas II

4. Estequiometría

Relaciones moleculares

A la parte de la química que estudia los cálculos numéricos cuantitativos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química se le denomina estequiometría.

Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en la que intervienen las **moléculas** de **reactivos** y **productos** en una reacción química.

Recordamos que las reacciones siempre deben de estar ajustadas (ya que los átomos en las reacciones químicas son los mismos en reactivos y productos, aunque no la forma en la que estos se unen). Cuando en una reacción química se indican las relaciones moleculares entre productos y reactivos, no puede haber coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que no tiene sentido hablar de fracciones de moléculas.

Ejemplos de ajuste de reacciones a nivel molecular son los siguientes:



2 molécula/s 3 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que dos moléculas de azufre reaccionan con tres moléculas de oxígeno para dar dos moléculas de trióxido de azufre. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



1 molécula/s 5 molécula/s 3 molécula/s 4 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que una molécula de propano reaccionan con cinco moléculas de oxígeno para dar tres moléculas de dióxido de carbono y cuatro de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de ésta.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



2 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



3 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que tres moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de nitrógeno para dar dos moléculas de amoníaco. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



1 molécula/s 2 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que una molécula de metano reaccionan con dos moléculas de oxígeno para dar una molécula de dióxido de carbono y dos de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.

Relaciones moleculares

Sabemos que hay una relación directa entre mol y molécula. Esta relación es el número de Avogadro. Un mol siempre contiene el número de Avogadro de moléculas. Por tanto las relaciones existentes entre moléculas dadas por los coeficientes estequiométricos también son válidas para los moles.

Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en la que intervienen los **moles de reactivos** y **productos** en una reacción química.

Cuando en una reacción química se indican las relaciones molares entre productos y reactivos, si puede haber coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que las cantidades de moléculas que intervienen son muy elevadas, y podemos hablar de medio mol de moléculas o de un tercio de mol de moléculas.

Ejemplos de ajuste de reacciones a nivel molar son los siguientes:



SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



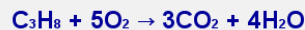
La reacción a nivel molar se interpreta como que dos moles de azufre reaccionan con tres moles de oxígeno para dar dos moles de trióxido de azufre. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 5 moles 3 moles 4 moles

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molar se interpreta como que un mol de propano reaccionan con cinco moles de oxígeno para dar tres moles de dióxido de carbono y cuatro de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 0,5 moles 1 moles

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molar se interpreta como que dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno para dar dos moles de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1,5 moles 0,5 moles 1 moles

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molar se interpreta como que tres moles de hidrógeno reaccionan con un mol de nitrógeno para dar dos moles de amoníaco. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 2 moles 1 moles 2 moles

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molar se interpreta como que un mol de metano reaccionan con dos moles de oxígeno para dar un mol de dióxido de carbono y dos de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.

Observese que alguno de los ajustes se han realizado con coeficientes fraccionarios.

Reacciones químicas II

Relaciones de masa

Al igual que hay una relación directa entre moles y moléculas, también hay una relación directa entre el número de moles y la masa de los mismos. Esta relación es la masa molar. Un mol contiene la masa molar de la sustancia.

La relación cuantitativa entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción viene dada por los **coeficientes estequiométricos** multiplicada por la masa molar.

Cuando en una reacción química se trabaja con relaciones másicas, se pueden emplear coeficientes estequiométricos no enteros, ya que las cantidades de moléculas intervinientes son grandes.

Ejemplos:

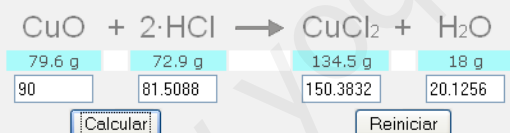
Relaciones de masa.

En una reacción química **la proporción en masa entre los distintas sustancias que aparecen en la reacción será siempre la misma**, ya que la masa de los átomos no puede cambiar, y el número de átomos presentes tampoco.

Así, en la reacción entre el óxido de cobre(II) y el cloruro de hidrógeno para producir cloruro de cobre(II) y agua, que ajustada sería:



Determinando las masas moleculares, y observando que hay un 2 delante del cloruro de hidrógeno, podemos decir que siempre que las masas de cada sustancia guardarán la relación:

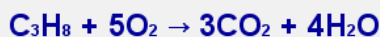


79.6 g de CuO formarán 18 g de agua y reaccionarán con 72.9 g de HCl. Si hay 39.8 g de CuO, sólo se formarán 9 g de agua y sólo reaccionarán 36.45 g de HCl. Conocida la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, y ajustándola y calculando las masas moleculares, se puede determinar las masas de las restantes sustancias o comprobar, si se mezclan dos reactivos, si se ha añadido un exceso de uno de ellos.



1 x 44 g 5 x 32 g 3 x 44 g 4 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que un 44 g de propano reaccionan con 160 g de oxígeno para dar 132 g de dióxido de carbono y 72 g de agua. La masa total de los reactivos 204 g es igual de la de los productos 204 g. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



2 x 32 g 3 x 32 g 2 x 80 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 64 g de azufre reaccionan con 96 g de oxígeno para dar 160 g de trióxido de azufre. Se puede ver hay 160 g de reactivos y 160 g de productos. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



2 x 2 g 1 x 32 g 2 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para dar 36 g de agua. La masa total de los reactivos es igual de la de los productos (36 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



3 x 6 g 1 x 28 g 2 x 17 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 6 g de hidrógeno reaccionan con 28 g de nitrógeno para dar 34 g de amoníaco. La masa total de los reactivos es igual a la de los productos (34 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



1 x 16 g 2 x 32 g 1 x 44 g 2 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno para dar un 44 g de dióxido de carbono y 36 g de agua. La masa total de reactivos es igual de la de los productos (80 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.

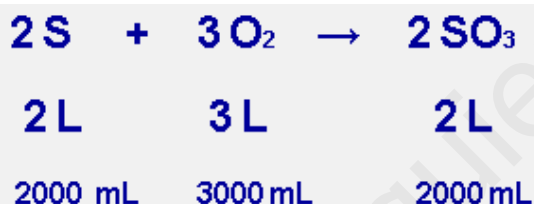
Relaciones de volumen

Cuando todos los reactivos y productos sean **gases** en las **mismas condiciones** de **presión** y **temperatura**, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos. Ley de los volúmenes de combinación de **Gay-Lussac**.

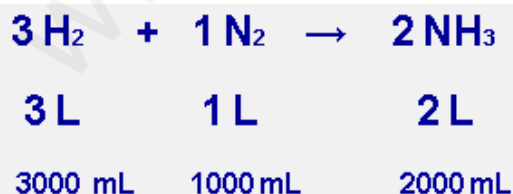
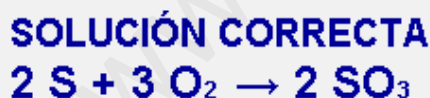
Cuando se habla de volúmenes nos referimos a cualquier unidad (litros, mililitros, metros cúbicos...).

Recordar que la relación entre moles y volúmenes de gases ideales viene dada por $PV=nRT$. Por lo tanto, en general un mol no equivale a un litro. Un mol de gas ideal en condiciones normales ocupa 22,4 L.

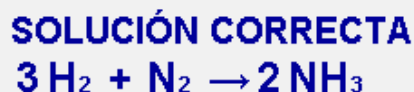
Ejemplos de este tipo de relaciones pueden ser:



Todas las sustancias que intervienen son gases que están a la misma presión y a la misma temperatura



Todas las sustancias que intervienen son gases en están a la misma presión y a la misma temperatura



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 10 L de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, y litros de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
<input type="text" value="10"/>					litros
					moles
PRESIÓN <input type="text" value="1"/>				TEMPERATURA <input type="text" value="273"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
<input type="text" value="20"/>		<input type="text" value="10"/>		<input type="text" value="20"/>	litros
<input type="text" value="0,893"/>		<input type="text" value="0,446"/>		<input type="text" value="0,893"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="1"/>				TEMPERATURA <input type="text" value="273"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 5 litros de hidrógeno a 3 atm y 500 K:

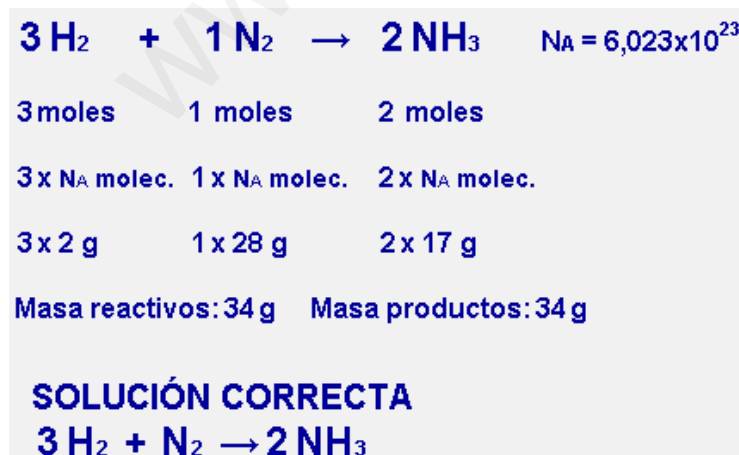
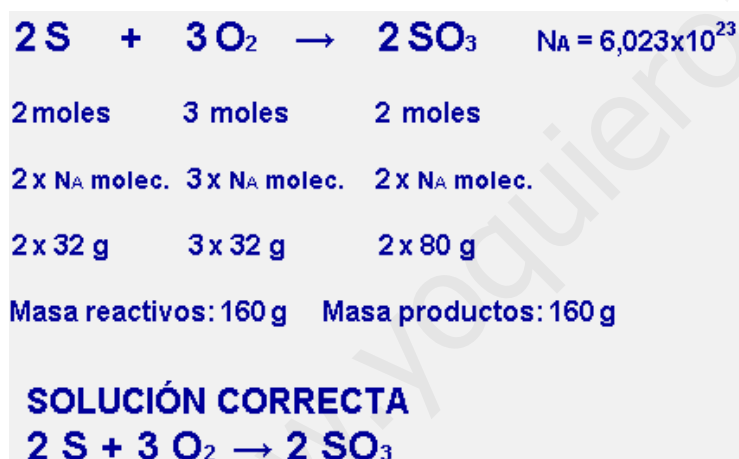
2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
<input type="text" value="5"/>					litros
					moles
PRESIÓN <input type="text" value="3"/>				TEMPERATURA <input type="text" value="500"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					
2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
<input type="text" value="5"/>		<input type="text" value="2,5"/>		<input type="text" value="5"/>	litros
<input type="text" value="0,365"/>		<input type="text" value="0,182"/>		<input type="text" value="0,365"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="3"/>				TEMPERATURA <input type="text" value="500"/>	
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Reacciones químicas II

Resumen de relaciones estequiométricas

- Toda reacción química debe estar ajustada.
- Las relaciones molares en una reacción química vienen dados por los coeficientes estequiométricos.
- El número de moléculas está relacionado con el número de moles mediante el número de Avogadro.
- El número de moles y la masa de las sustancias están relacionados mediante la masa molar.
- En el caso de gases ideales, el volumen de estos se relacionan con los moles a través de la ecuación general de los gases ideales.

Teniendo en cuenta la relación entre moles, moléculas y masa, donde un mol siempre tiene el número de Avogadro de partículas y su masa es la masa molar, las relaciones estequiométricas serían como las que se muestran en los siguientes ejemplos:



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 50 g de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, gramos y moléculas de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

moles

moléculas

gramos

50

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

6,25	1,562	3,125	moles
1,882E24	9,41E23	1,882E24	moléculas
6,25	50	56,25	gramos

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 3 moles de hidrógeno:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

3

moles

moléculas

gramos

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

3	1,5	3	moles
1,806E24	9,034E23	1,806E24	moléculas
6	48	54	gramos

5. Ampliación sobre estequiometría

Introducción. Reacciones reales

En la mayoría de las reacciones reales los reactivos no suelen estar puros, ya que contienen impurezas o formando mezclas, tampoco suelen estar en proporciones estequiométricas. Otro aspecto es que la cantidad de reactivos obtenida no es la esperada, ya que por diferentes causas el rendimiento de la reacción no es del 100 %.

Todos estos aspectos comentados, escapan a nivel cuantitativo de los objetivos de este curso, por lo que todo este capítulo se considerará como tema de ampliación, no siendo por tanto evaluable.

De todas formas hemos creído oportuno incluir estos contenidos en este tema para que el/la alumno/a pueda familiarizarse, ya que sí es objeto de estudio en cursos superiores de química.

En las reacciones reales hay que tener en cuenta los siguientes aspectos: pureza, rendimiento, reactivo limitante y reactivo en exceso.



JOSEPH-LOUIS GAY-LUSSAC

Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850). Fue un químico y físico francés. Es conocido en la actualidad por su contribución a las leyes de los gases. En 1802, Gay-Lussac fue el primero en formular la ley según la cual un gas se expande proporcionalmente a su temperatura (absoluta) si se mantiene constante la presión. Esta ley es conocida en la actualidad como Ley de Charles.

Hijo de Antoine Gay-Lussac, abogado y procurador de Luís XVI. Realiza sus primeros estudios en su región natal hasta que, en 1794, se dirige a París. En 1797 será aceptado en la École Polytechnique, fundada tres años antes; saldrá de allí en 1800 para ingresar en la École des Ponts et Chaussées. Pero la profesión de ingeniero no le atraía, así que pasará cada vez más tiempo en la Polytechnique asistiendo a Claude Louis, participa activamente en la Société d'Arcueil fundada por este durante más de doce años.

A la edad de 23 años, en enero de 1803, presenta al Instituto (la Académie des sciences) su primera memoria, "Recherches sur la dilatation des gaz", verificando descubrimientos realizados por Charles en 1787. En 1804 efectúa dos ascensos en globo aerostático, alcanzando una altura de 7000 metros.

En enero de 1805 presenta al Instituto una nueva memoria, en la que formula su primera ley sobre las combinaciones gaseosas (Primera ley de Gay-Lussac), y emprende luego un viaje por Europa junto a su amigo Humboldt para estudiar la composición del aire y el campo magnético terrestre.

Reacciones químicas II

Pureza

Los reactivos que intervienen en las reacciones químicas, pueden contener impurezas, es decir, que parte de los reactivos son sustancias que no reaccionarán en la reacción que estamos estudiando. Para diferenciar la parte de reactivo que sí reaccionará (parte pura) de la que no (parte impura), se define el % de pureza:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidad totalmente pura}}{\text{Cantidad total de sustancia}} \times 100$$

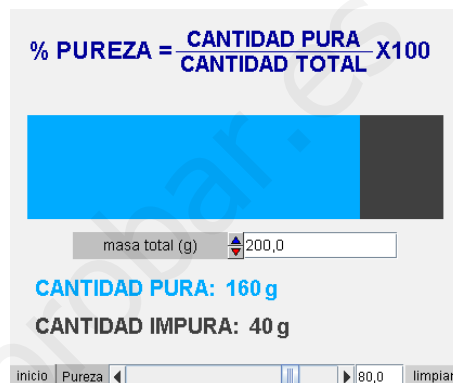
Ejemplo: Una sustancia con un 90 % de pureza, tiene en cada 100 g totales de sustancia, 90 g de sustancia pura y 10 g de impurezas.



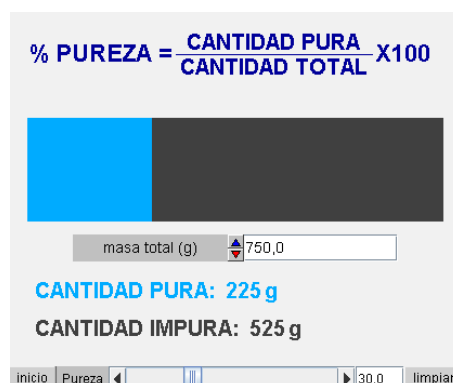
Ejemplo: Una sustancia de 500 g, tiene en cada 420 g de sustancia pura.



Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 80 % de pureza, tiene en cada 200 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.



Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 30 % de pureza, tiene en cada 750 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.



Rendimiento

Normalmente en las reacciones químicas no se obtiene toda la cantidad de producto que se podría obtener, debido a pérdidas diversas. Por ello se define el % de rendimiento. Una reacción ideal tendrá un rendimiento del 100 %, en las reacciones reales el rendimiento será inferior.

% Rendimiento = Cantidad real de producto x 100/Cantidad máxima de producto obtenible

Ejemplo. Una reacción que tenga un 70 % de rendimiento, significa que de cada 100 g que se podrían haber obtenido como máximo, sólo se han obtenido 70 g



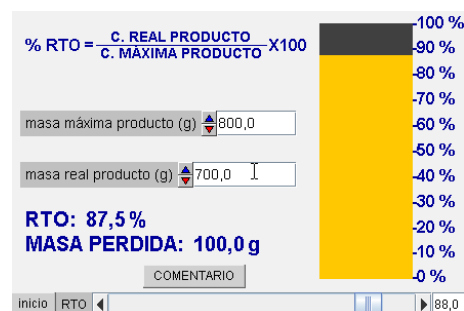
Ejemplo: Si sobre una cantidad máxima de producto de 1500 g, se obtienen 450 g. Calcular la cantidad perdida y el % de rendimiento.



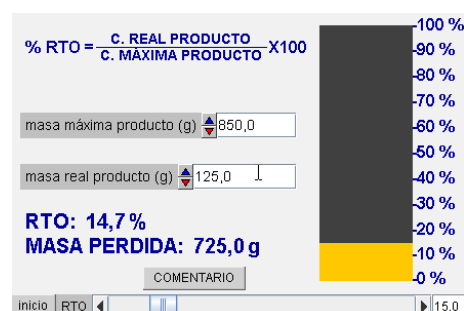
Ej. gráfico: En una reacción se podrían obtener un máximo de 380 g de producto, pero tras realizar el proceso se obtienen 240 g. Calcular el rendimiento de la reacción.



Ejemplo gráfico: En una reacción con un rendimiento del 88 % se obtienen 700 g de producto. Calcular la cantidad máxima de producto que podría haberse obtenido.



Ej. gráfico: Cantidad máxima 850 g, cantidad real 125 g ¿Rendimiento?



Reacciones químicas II

Reactivo limitante y en exceso

Cuando los reactivos no se encuentran en proporciones estequiométricas, al producirse la reacción completa uno de los reactivos se consumirá totalmente y se llama **reactivo limitante**, mientras que de otro sobrará cierta cantidad y se llama **reactivo en exceso**.

La determinación de las cantidades de productos deben realizarse a partir del reactivo limitante o de la parte que reacciona del reactivo en exceso (la parte que no reacciona del reactivo en exceso no da lugar a productos).

Partimos, por ejemplo, de 3 moles de azufre y de 4 de oxígeno para formar trióxido de azufre. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>		cantidades iniciales	
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>		cantidades iniciales	
moles					
gramos					
Exceso		Limitante			
0,33 moles					
<input type="text" value="2,666"/>	<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="2,666"/>	moles		
<input type="text" value="85,333"/>	<input type="text" value="128"/>	<input type="text" value="213,333"/>	gramos		

Ejemplo. Inicialmente partimos de 15 g de azufre y de 9 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>		cantidades iniciales	
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>		cantidades iniciales	
Exceso		Limitante			
9 g					
<input type="text" value="0,187"/>	<input type="text" value="0,281"/>	<input type="text" value="0,187"/>	moles		
<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="9"/>	<input type="text" value="15"/>	gramos		

Ejemplo. Inicialmente partimos de 9 g de azufre y de 15 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>		cantidades iniciales	
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>		cantidades iniciales	
Limitante		Exceso			
		1,5 g			
<input type="text" value="0,281"/>	<input type="text" value="0,421"/>	<input type="text" value="0,281"/>	moles		
<input type="text" value="9"/>	<input type="text" value="13,5"/>	<input type="text" value="22,5"/>	gramos		

Reacciones químicas II

Análisis estequiométrico completo

Vamos a considerar el caso completo, es decir, una reacción, en la que tengamos reactivo limitante y en exceso, que los reactivos no sean puros y que la reacción no sea ideal (rendimiento menor del 100%).

Para la resolución de estos casos conviene seguir una serie de pasos que detallamos en la escena que se abre al pulsar el enlace.

Los cálculos presentados en este capítulo sobre las reacciones químicas se realizan mediante reglas de tres y los pasos que se deben dar para resolver los problemas son los siguientes:

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (PASOS)

1. AJUSTAR LA REACCIÓN
2. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLARES (O VOLUMÉTRICAS)
3. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLECULARES
4. ÍNDICAR LAS RELACIONES DE MASA
5. COMPROBAR CUMPLIMIENTO DE LA LEY DE LAVOISIER
6. DETERMINAR CANTIDAD PURA DE LOS REACTIVOS (% PUR)
7. DETERMINAR REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO
8. CALCULAR LAS CANTIDADES DE REACTIVOS Y DE PRODUCTOS A PARTIR DE LOS DATOS INICIALES Y DE LAS RELACIONES ESTABLECIDAS
9. APLICAR EL RENDIMIENTO DE LAS CANTIDADES DE PRODUCTO OBTENIDAS

Esquema general para la resolución completa de problemas estequiométricos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	
<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>
Limitante	Limitante		
<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>
<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>	<input type="text" value="0"/>

moles
gramos

Ejemplo. Para la formación del trióxido de azufre partimos de 20 g de azufre (70 % pureza) y de 10 de oxígeno (90 % pureza). Si el rendimiento es del 60 %, realizar todos los cálculos estequiométricos de relativos a la reacción.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

<input type="text" value="20"/>	<input type="text" value="10"/>	<input type="text" value="0"/>	
<input type="text" value="14"/>	<input type="text" value="9"/>	<input type="text" value="0,112"/>	<input type="text" value="9"/>
Exceso	Limitante		
<input type="text" value="8 g"/>		<input type="text" value="0,187"/>	<input type="text" value="0,281"/>
<input type="text" value="0,187"/>	<input type="text" value="0,281"/>	<input type="text" value="0,187"/>	<input type="text" value="15"/>

gramos
moles
gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con la misma pureza y rendimiento.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

<input type="text" value="5"/>	<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="0"/>	
<input type="text" value="3,5"/>	<input type="text" value="5,4"/>	<input type="text" value="2,1"/>	<input type="text" value="168"/>
Limitante	Exceso		
	<input type="text" value="0,15 moles"/>	<input type="text" value="3,5"/>	<input type="text" value="280"/>
<input type="text" value="3,5"/>	<input type="text" value="5,25"/>	<input type="text" value="3,5"/>	<input type="text" value="112"/>

moles
gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con pureza y rendimiento del 100 % en todos los casos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

<input type="text" value="5"/>	<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="0"/>	
<input type="text" value="5"/>	<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="320"/>
Exceso	Limitante		
<input type="text" value="1 moles"/>		<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="320"/>
<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="128"/>

moles
gramos

Reacciones químicas II



Para practicar

1. Clasificar los siguientes tipos de reacciones dentro la categoría que le corresponda.

SÍNTESIS (A)	INORGÁNICA (F)	NATURALEZA
REDOX (B)	PRECIPITACIÓN (G)	
ORGÁNICA (C)	ÁCIDO-BASE (H)	FUNCIONALIDAD
INDUSTRIAL (D)	ENERGÉTICA (I)	
COMPLEJACIÓN (E)		MECANISMO

2. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
- Todos los seres vivos pueden realizar la fotosíntesis.
 - En la lluvia ácida cae sosa cáustica.
 - En la corrosión un metal reacciona con oxígeno.
 - Sin oxígeno no puede producirse un incendio.
 - El ácido sulfúrico no es un producto de interés industrial.
 - La capa de ozono contiene exclusivamente ozono.
 - Una reacción química puede producir electricidad.
 - La electricidad puede provocar que se produzca una reacción química.
 - Los pesticidas pueden obtenerse en industrias petroquímicas.
 - En el proceso de digestión se desprende normalmente
3. Calcular las masas moleculares de las siguientes sustancias:
- a) C_2H_2 , b) C_6H_6 , c) $CaSO_4$, d) $Ba(OH)_2$, e) $CsCl$, f) Br_2S .



Para practicar

4. Calcular:

- El número de moles y de moléculas que hay en 204,1 g de una sustancia cuya masa molecular es de 774,5.
- El número de moléculas y la masa que hay en 7 moles de una sustancia cuya masa molecular es de 643,5.
- El número de moles y de moléculas que hay en 547,4 g de una sustancia cuya masa molecular es de 841,1.

5. Calcular la concentración molar de una disolución que contiene:

- 200,0 g de soluto de peso molecular 90,0 y 800,0 ml de disolvente.
- 85,0 g de soluto de peso molecular 65,0 y 250,0 ml de disolvente.

6. Calcular:

- El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 18,4 litros, temperatura 598,0 K y presión 361,2 atm.
- El volumen ocupado por un gas, que tiene 742,3 moles, temperatura 408,0 K y presión 867,4 atm.
- La presión que ejerce un gas, cuyo volumen es de 90,2 litros, temperatura 532,0 K y 446,9 moles.
- La temperatura que tiene un gas, que contiene 943,3 moles, presión 28,3 atm y volumen 78,7 litros.
- El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 76,4 litros, temperatura 488,0 K y presión 710,6 atm.

7. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	DATOS <input type="text"/>
2 moles 3 moles 2 moles 2 x NA molec. 3 x NA molec. 2 x NA molec. 2 x 32 g 3 x 32 g 2 x 80 g	<input type="text"/>
Masa reactivos: 160 g Masa productos: 160 g	
moles moléculas gramos <input type="button" value="CALCULAR"/>	
Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre	
$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS <input type="text"/>
1 mol 2 moles 1 mol 2 moles NA mc. 2 x NA mc. NA mc. 2 x NA mc. 16 g 2 x 32 g 44 g 2 x 18 g	<input type="text"/>
Masa reactivos: 80 g Masa productos: 80 g	
moles moléculas gramos <input type="button" value="CALCULAR"/>	
Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano	

Reacciones químicas II



Para practicar

8. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

2 litros	1 litro	2 litros	DATOS
			<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K

$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

3 litros	1 litro	2 litros	DATOS
			<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K

9. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 mol	5 moles	3 moles	4 moles	DATOS
Na mc.	5 x Na mc.	3 x Na mc.	4 x Na mc.	<input type="text"/>
44 g	5 x 32 g	3 x 44 g	4 x 18 g	<input type="text"/>

Masa reactivos: 204 g Masa productos: 204 g

moles

moléculas

gramos

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 996,4 g de oxígeno

$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

3 moles	1 mol	2 moles	DATOS
3 x Na molec.	Na molec.	2 x Na molec.	<input type="text"/>
3 x 2 g	28 g	2 x 17 g	<input type="text"/>

Masa reactivos: 34 g Masa productos: 34 g

moles

moléculas

gramos

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 354,8 moles de nitrógeno

10. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 litro	5 litros	3 litros	4 litros	DATOS
				<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 848,7 litros de propano, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 litro	5 litros	3 litros	4 litros	DATOS
				<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 511,6 litros de oxígeno, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K



Para practicar

11. Al reaccionar el sodio con el agua se obtiene hidrógeno e hidróxido sódico. Calcular: a) La masa de sodio que reacciona con 90 g de agua. b) El número de moléculas de hidrógeno que se obtienen.
12. Al reaccionar monóxido de carbono con oxígeno se obtiene dióxido de carbono. Si todas las sustancias que intervienen son gases en las mismas condiciones de presión y temperatura y reaccionan 50 L de monóxido de carbono, calcular: a) El volumen de oxígeno que reacciona. b) El volumen de dióxido de carbono que se obtiene.
13. Sea la reacción: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calcular: a) La cantidad de Zn que se necesita para obtener 10 g de hidrógeno. b) El volumen de gas hidrógeno que hay en 10 g en condiciones normales. de los reactivos que se necesitan para obtener los 10 L de producto.
14. Sea la reacción: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$. Calcular: a) La cantidad de KCl que se obtienen a partir de 171.5 g de KClO_3 . b) El volumen de gas oxígeno obtenido a 1 atm y 300 K.
15. Al reaccionar nitrógeno con oxígeno se obtiene dióxido de nitrógeno. Si todas las sustancias que intervienen son gases en las mismas condiciones de presión y temperatura y se obtienen 10 L de dióxido de nitrógeno. Calcular el volumen de los reactivos que se necesitan para obtener los 10 L de producto.

Ejercicios de ampliación.

16. Calcular la cantidad de moles y gramos de agua que se obtendrán si partimos de 90,4 g de hidrógeno (70 % de pureza) y de 214,1 g de oxígeno (15 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 44 %.
17. En la reacción de combustión del propano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 654 moles de propano (29 % de pureza) y de 623,6 moles de oxígeno (63 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 39 %.
18. En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 486,7 moles de metano (45 % de pureza) y de 96,2 moles de oxígeno (46 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 10 %.
19. En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 663,1 g de metano (90 % de pureza) y de 170,9 g de oxígeno (92 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 57 %.



Para saber más

Curiosidades científicas

En este último punto, al igual que en la quincena anterior, recopilamos algunas curiosidades relacionadas con las reacciones químicas y animamos a buscar el fundamento científico de las mismas.

Hay materiales, frecuentemente **aleaciones**, que reaccionan bajo cambios físicos o químicos, variaciones de campos magnéticos o eléctricos, y que al volver a las condiciones iniciales **recuperan su forma original**, capaces de repetir este proceso ininidad de veces sin deteriorarse.

El **ácido cianhídrico** o cianuro de hidrógeno (HCN) es un gas letal que **inutiliza los glóbulos rojos** de la sangre, impidiéndole transportar el oxígeno y el dióxido de carbono. Se ha venido empleando en las **cámaras de gas**. En la segunda guerra mundial estas cámaras llegaban a eliminar **10000 personas** al día. Un efecto similar causa el monóxido de carbono.

Un estudio, llevado a cabo por científicos de la Universidad de Newcastle y en el que participaron 516 granjeros del Reino Unido, indica que **las vacas** a las que el granjero trata **cariñosamente** con un nombre producen más leche que las que permanecen en el anonimato.

Si la **boca** de una persona estuviera completamente seca, no podría distinguir el **sabor de nada**. Sin embargo, estando **húmeda** se pueden percibir **miles de sabores** diferentes.

La **sustancia sólida más liviana del mundo** se llama **aerogel**. Es mil veces más ligera que el vidrio, muy resistente y capaz de resistir viajes espaciales. Su estructura es tipo esponja, de apariencia delicada, nebulosa y translúcida. Se fabrica a partir de materiales como la sílice, la alúmina y el circonio.

La **primera vez** registrada en la que se usaron **bombas químicas** se remonta a la **primera guerra mundial**. Aunque, como anécdota, cabe recordar que los **mongoles** utilizaban **cuerpos infestados de peste** catapultándolos contra sus enemigos, siendo esta atrocidad el germen de la famosa Peste Negra que asoló Europa en 1348.

Uno de los primeros **anticonceptivos** de que se tiene registro, documentado en El papiro de Petri 1850 años antes de Cristo, es una **crema** hecha a base de **estiércol de cocodrilo y miel**. Lo usaban las mujeres egipcias como un espermicida untado antes del coito.

Un **mensaje** enviado por el **cerebro** a cualquier parte de nuestro organismo puede alcanzar **290 kilómetros por hora**.

El **chocolate** contiene **feniletilamina**, sustancia natural que es la que estimula en el cuerpo la acción de **enamorarse**.

Una de las pasiones de **Newton** era la química, sin embargo no consiguió éxitos en esta ciencia. "Lo que sabemos es una gota de agua; lo que ignoramos es el océano". Isaac Newton.



Recuerda lo más importante

Clasificación de las reacciones

Las reacciones se pueden clasificar por su:

- **Naturaleza:** orgánicas o inorgánicas.
- **Funcionalidad:** síntesis, energética, degradación, industrial.
- **Mecanismo:** Ácido-base, redox, precipitación, complejación.

Algunas de interés: fotosíntesis, digestión, respiración, lluvia ácida, corrosión, combustión, industriales ...

Magnitudes másicas

- **1 átomo** ---- Ma (uma)
- **1 molécula**---- Mm (uma)
- **1 mol de átomos**---- Ma-gramo
- **1 mol de moléculas**---- Mm-gramo
- 1 mol de átomos----NA átomos---- Ma-gramo
- 1 mol de moléculas----NA moléculas---- Mm-gramo

Disoluciones y gases

Disolución. Mezcla homogénea de 2 o más componentes, siendo el disolvente el mayoritario y el/los soluto/s el/los minoritarios.

Concentración de las disoluciones: % masa, g/L, Molaridad, % volumen.

Hipótesis de Avogadro. Todos los gases ideales, con igual V, T y P, tienen el mismo n° de moléculas.

Gas ideal es un modelo para los gases. Sus partículas se mueven libremente y no tienen atracción entre ellas, por lo que no pueden convertirse en líquidos o sólidos. Las partículas de los **gases reales** se atraen entre sí y se pueden convertir en líquidos o sólidos.

La forma de relacionar el número de moles (y por tanto de moléculas) de un gas ideal es mediante **la ecuación general de los gases ideales** $PV=nRT$.

Estequiometría

- En una reacción química, las relaciones cuantitativas de masa y volumen vienen dadas por los **coeficientes estequiométricos** (las reacciones deben de estar **ajustadas**).

- Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en las que intervienen las moléculas, moles y masas de reactivos y productos en una reacción química.

- Cuando todos los reactivos y productos sean **gases** en las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos.

Ampliación sobre estequiometría.

- **Reactivo limitante** es el que se consume totalmente.

- **Reactivo en exceso** es el que no se consume totalmente y sobra parte de él.

- **% Pureza** = Masa reactivo puro x 100/Masa total reactivo.

- **% Rendimiento** = Cantidad real producto x 100/Cantidad máxima producto.

Autoevaluación



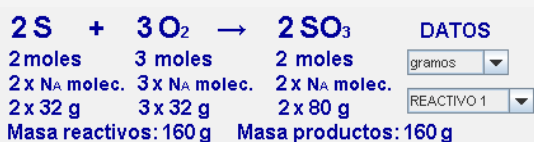
1. Una reacción del tipo inorgánica ha sido clasificada según su: Naturaleza, funcionalidad o mecanismo.
2. Calcular el número de moles que hay en 233.7 g de dióxido de carbono.
3. Tenemos una disolución cuya concentración es del 31 % en masa. Si tenemos 194.6 g de disolución, ¿Cuál es la cantidad de soluto?
4. Calcular el número de gramos que hay en 16 moles de agua oxigenada.
5. Calcular la molaridad de una disolución que tiene 8 moles de soluto en 4 litros de disolución.
6. Calcular el número de moles de un gas ideal que se encuentra en un volumen de 44 L a una presión de 49 atm y a una temperatura de 110 K.
7. Calcular los gramos de dióxido de carbono que se pueden obtener a partir de 598 g de carbono y de 1595 g de oxígeno, suponiendo reacción ideal
8. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 237 moles de hidrógeno y 119 moles de oxígeno. Suponiendo reacción ideal.
9. Calcular los litros de HI que se pueden obtener a partir de 391 litros de hidrógeno y 391 litros de yodo. Todas las sustancias son gaseosas a la misma presión y temperatura.

Ejercicio de ampliación.

10. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 360 moles de hidrógeno y 181 moles de oxígeno, siendo el rendimiento de la reacción el 44 %.

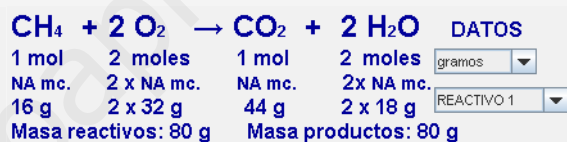
Soluciones de los ejercicios para practicar

- Naturaleza: C, F Funcionalidad: A, D, I Mecanismo: B, E, G, H
- Verdaderas: c, d, g, h, i. Falsas: a, b, e, f, j.
- a) 28.054, b) 78.114, c) 136.142, d) 171.284, e) 168.358, f) 191.874.
- a) 0.2635 moles y $1.587 \cdot 10^{23}$ moléculas, b) 4504.5 g y $4.216 \cdot 10^{24}$ moléculas, c) 0.6508 moles y $3.919 \cdot 10^{23}$ moléculas
- a) 2.78 M, b) 5.23 M.
- a) 135.5 moles, b) 28.6 L, c) 216,1 atm, d) 28,7 K, e) 1356,7 moles.
-



<input type="text" value="7,578"/>	<input type="text" value="11,367"/>	<input type="text" value="7,578"/>	moles
<input type="text" value="4,564E24"/>	<input type="text" value="6,846E24"/>	<input type="text" value="4,564E24"/>	moléculas
<input type="text" value="242,5"/>	<input type="text" value="363,75"/>	<input type="text" value="606,25"/>	gramos
<input type="button" value="NUEVO"/>			

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre



<input type="text" value="45,493"/>	<input type="text" value="90,987"/>	<input type="text" value="45,493"/>	<input type="text" value="90,987"/>	moles
<input type="text" value="2,74E25"/>	<input type="text" value="5,48E25"/>	<input type="text" value="2,74E25"/>	<input type="text" value="5,48E25"/>	moléculas
<input type="text" value="727,9"/>	<input type="text" value="2911,6"/>	<input type="text" value="2001,725"/>	<input type="text" value="1637,775"/>	gramos
<input type="button" value="NUEVO"/>				

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano

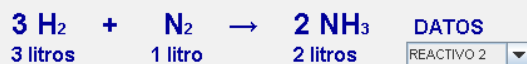
8.



<input type="text" value="162,6"/>	<input type="text" value="81,3"/>	<input type="text" value="162,6"/>	litros
<input type="text" value="1248,829"/>	<input type="text" value="624,414"/>	<input type="text" value="1248,829"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="476,5"/>	TEMPERATURA <input type="text" value="756,6"/>		

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K



<input type="text" value="2751,6"/>	<input type="text" value="917,2"/>	<input type="text" value="1834,4"/>	litros
<input type="text" value="4918,03"/>	<input type="text" value="1639,343"/>	<input type="text" value="3278,686"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="104"/>	TEMPERATURA <input type="text" value="709,6"/>		

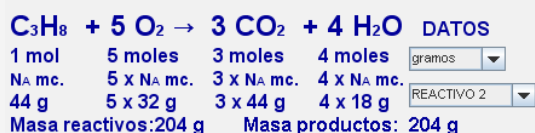
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K

Reacciones químicas II

Soluciones de los ejercicios para practicar

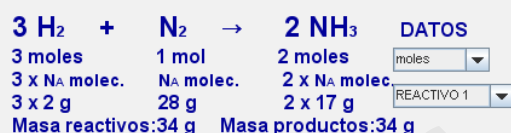
9.



<input type="text" value="6,228"/>	<input type="text" value="31,138"/>	<input type="text" value="18,683"/>	<input type="text" value="24,91"/>	moles
<input type="text" value="3,751E24"/>	<input type="text" value="1,875E25"/>	<input type="text" value="1,125E25"/>	<input type="text" value="1,5E25"/>	moléculas
<input type="text" value="274,01"/>	<input type="text" value="996,4"/>	<input type="text" value="822,03"/>	<input type="text" value="448,38"/>	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 996,4 g de oxígeno



<input type="text" value="354,8"/>	<input type="text" value="118,267"/>	<input type="text" value="236,533"/>	moles
<input type="text" value="2,137E26"/>	<input type="text" value="7,123E25"/>	<input type="text" value="1,425E26"/>	moléculas
<input type="text" value="709,6"/>	<input type="text" value="3311,467"/>	<input type="text" value="4021,067"/>	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 354,8 moles de nitrógeno

10.



<input type="text" value="848,7"/>	<input type="text" value="4243,5"/>	<input type="text" value="2546,1"/>	<input type="text" value="3394,8"/>	litros
<input type="text" value="2481,071"/>	<input type="text" value="1,241E4"/>	<input type="text" value="7443,213"/>	<input type="text" value="9924,283"/>	moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 848,7 litros de propano, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K



<input type="text" value="102,32"/>	<input type="text" value="511,6"/>	<input type="text" value="306,96"/>	<input type="text" value="409,28"/>	litros
<input type="text" value="299,12"/>	<input type="text" value="1495,6"/>	<input type="text" value="897,36"/>	<input type="text" value="1196,48"/>	moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 511,6 litros de oxígeno, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K

11. a) 115 g b) $1.5 \cdot 10^{24}$ moléculas

12. a) 25 L b) 50 L

13. a) 327 g b) 112 L

14. a) 104.3 g b) 22.2 L

15. 5 L de nitrógeno y 10 L de oxígeno.

16. H₂O: 0,883 moles y 15,896 g.

17. CO₂: 91,93 moles y 4044,3 g. H₂O: 122,57 moles y 2206,34 g.

18. CO₂: 2,212 moles y 97,35 g. H₂O: 4,425 moles y 79,65 g.

19. CO₂: 1,399 moles y 61,61 g. H₂O: 2,8 moles y 50,41 g.

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Naturaleza
2. 5.31 moles
3. 60.33 g
4. 544 g
5. 2.0 M
6. 239.0 moles
7. 2192.7 g
8. 237.0 moles
9. 195.5 L
10. 158.4 moles

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Conocer la naturaleza eléctrica de la materia y los procedimientos para electrificar un cuerpo.
- Saber aplicar la ley de Coulomb.
- Aprender los conceptos de potencial y diferencia de potencial.
- Saber qué es la corriente eléctrica.
- Diferenciar entre cuerpos aislantes y conductores.
- Definir diferencia de potencial, intensidad de corriente y resistencia eléctrica.
- Conocer los factores de los que depende la resistencia de un conductor.
- Conocer la ley de Ohm y saber aplicarla.
- Conocer los componentes de un circuito eléctrico.
- Saber calcular la resistencia equivalente a una asociación de resistencias en serie o en paralelo.

Antes de empezar

1. Electrización de la materia
 - Antecedentes históricos
 - Botella de Leyden
 - El signo de la electricidad
 - El descubrimiento del electrón
2. Interacciones entre las cargas
 - La carga eléctrica
 - Ley de Coulomb
 - Instrumentos de detección
3. La electrostática en la vida cotidiana
 - Antecedentes
 - Tormentas eléctricas
 - Pararrayos
 - Jaula de Faraday
4. La corriente eléctrica
 - Corriente continua
 - Corriente alterna
5. Circuitos eléctricos
 - Aparatos eléctricos y electrónicos
 - Elementos de un circuito
 - Magnitudes de un circuito
 - Circuitos en serie
 - Circuitos en paralelo

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es



Recuerda	Investiga
<p>Que la corriente eléctrica es la circulación de electrones y que un electrón es una partícula ligera que orbita en los átomos y transporta la unidad de carga.</p> <p>Un átomo que tenga más electrones orbitando que protones en el núcleo, tiene carga negativa.</p> <p>La acumulación de átomos con carga del mismo tipo hace que esa materia esté cargada y que en sus proximidades ocurran fenómenos electrostáticos.</p>	<p>Para más información revisa los contenidos del Proyecto Newton</p>

1. La corriente eléctrica

Antecedentes históricos

Las primeras referencias escritas sobre la electricidad se deben a **Tales de Mileto**. Tales observó que frotando un trozo de ámbar con un tejido se atraían pequeños objetos. Los griegos denominaron a este fenómeno electricidad.

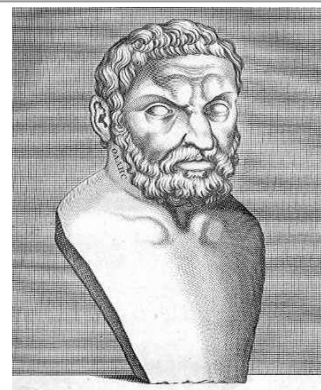
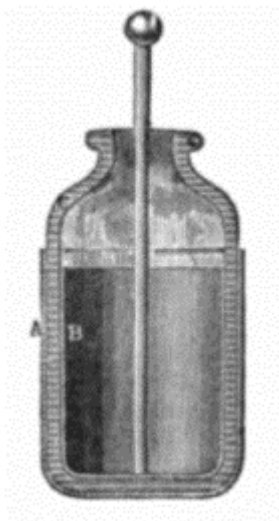
La palabra **eléctrico** viene del término griego "**elektron**" que significa **ámbar**.

A finales del siglo XVI **William Gilbert** clasificó las sustancias en conductoras y aislantes, comprendió la diferencia entre electricidad y magnetismo. **Charles du Fay** sugirió la existencia de cargas de distinto **signo**, conductores y aislantes, de la fuerza de repulsión existente entre cuerpos cargados de electricidad del mismo signo.

La botella de Leyden

En 1746 Pieter van Musschenbroek, científico de la Universidad de Leiden (Holanda) consiguió almacenar electricidad en una **botella de agua**. Para ello, perfora el tapón con una varilla metálica con un gancho en la parte superior al que acerca un conductor cargado eléctricamente.

En una de sus experiencias recibe una descarga al aproximar la mano a la varilla: había conseguido almacenar la electricidad. Poco después W. Watson, envuelve la botella con estaño y Jean Antonie Nollet sustituye el agua por láminas de estaño. Estos cambios consiguen almacenar más carga, por tanto mayores descargas eléctricas.



TALES DE MILETO

Fue el primer filósofo griego que trató de dar una explicación física del Universo. Para el todo nacía del agua, pues esta se encuentra en el aire, nubes y éter. Se condensa y forma los cuerpos sólidos y además la Tierra flota en ella



WILLIAM GILBERT

Definió el término de **fuerza eléctrica** como el fenómeno de atracción que se producía al frotar ciertas sustancias. A través de sus experiencias clasificó los materiales en conductores y aislantes e ideó el primer electroscopio.

Descubrió la imantación por inducción, y observó que la imantación del hierro se pierde cuando se calienta al rojo.

Fenómenos y circuitos eléctricos

El signo de la electricidad

Benjamín Franklin sugiere que los cuerpos tienen una cantidad de fluido eléctrico y cuando se frota se pasan parte de uno a otro. Por lo tanto, un objeto queda cargado con exceso de fluido y otro con un defecto de igual valor. Es decir; el primero se carga con cierta cantidad de electricidad positiva y el segundo con la misma cantidad negativa.

Hoy en día, se conserva la idea de carga positiva y negativa para los dos tipos de electricidad. Así como, que si un cuerpo se carga positivamente es porque otro se queda cargado negativamente en la misma cantidad.

El descubrimiento del electrón

Aparentemente, en los objetos, parece no haber electricidad, pero experiencias de electrización o fenómenos naturales como las tormentas ponen de manifiesto sus efectos.

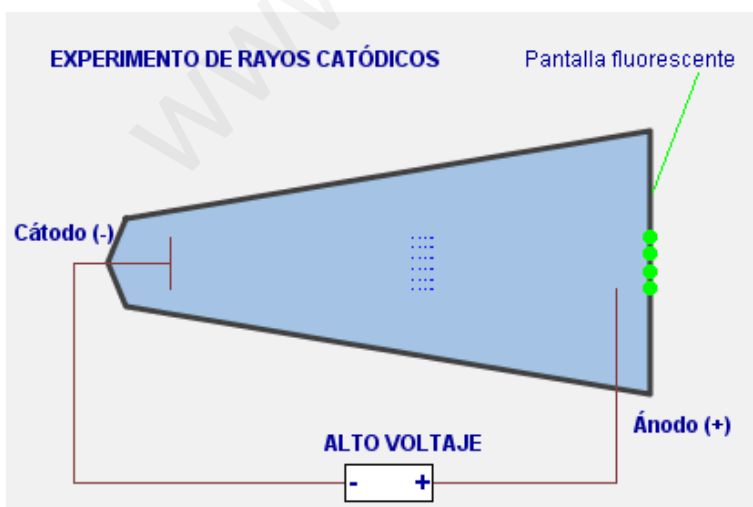
El estudio de los fenómenos eléctricos demuestra que existen partículas responsables del comportamiento eléctrico. **J. J. Thomson** experimenta con **tubos** de descarga de gases y observa que se emiten rayos desde el polo negativo al positivo, los llamó **rayos catódicos**.

Por tanto, en el interior de todos los átomos existen una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**. La electrización de la materia se debe a la transferencia de electrones de un cuerpo a otro. Si un cuerpo gana electrones se carga negativamente, y positivamente, cuando los pierde.



CHARLES DU FAY

Fue el primero en identificar la existencia de dos tipos de cargas eléctricas (las denominadas hoy en día positiva y negativa), que él denominó **carga vítrea y carga resinosa**, debido a que ambas se manifestaban de formas distintas: al frotar el vidrio con un paño de seda (carga positiva) o al frotar con una piel alguna sustancia resinosa como el ámbar o la goma, (carga negativa). Además distinguió entre conductores y aisladores y puso de manifiesto la repulsión entre cuerpos cargados de electricidad del mismo signo.



Los **tubos** de descarga de gases eran tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje.

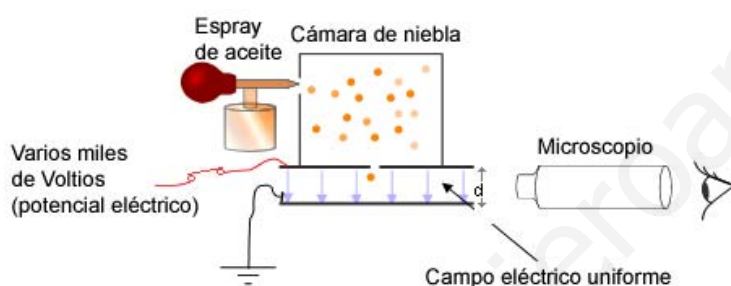
2. Magnitudes másicas

La carga eléctrica

Para medir la cantidad de electricidad de los cuerpos, necesitamos definir una magnitud que llamamos **carga eléctrica**, su unidad en el S.I. es el **culombio** y su símbolo es **C**.

Debido a que la electrización de la materia es un intercambio de electrones, es frecuente utilizar su carga como unidad elemental de carga. Así +1 indica que un cuerpo ha perdido un electrón y -1 indica que ha ganado un electrón.

En el siglo XX **R.A. Millikian** determinó que la carga de 1 electrón son $1.6 \cdot 10^{-19}$ C, por lo tanto 1 C equivale a $6.25 \cdot 10^{18}$ electrones.



Experimento de la gota de aceite

Este experimento fue realizado por primera vez en 1909 por el físico estadounidense Robert Millikan y le permitió medir la carga del electrón. El experimento consiste en introducir en un gas gotitas de aceite microscópicas. Estas gotitas caen por su peso lentamente con movimiento uniforme. Las gotitas, al salir del pulverizador, se cargan eléctricamente por lo que su movimiento de caída se altera. Si actúa un campo eléctrico vertical de modo que mantenga la gota en suspensión, se puede determinar el valor de la carga de la gota en equilibrio conociendo el valor de la masa de la gota, la intensidad del campo eléctrico y el valor de la gravedad.

Millikan comprobó que los valores de las cargas eran siempre múltiplos de una carga elemental, la del electrón. Por consiguiente pudo medir la carga eléctrica que posee un electrón. Este valor es:
 $e = 1,602 \times 10^{-19}$ culombios.

Millikan recibió el premio Nobel de Física en 1923 en parte por este experimento

Principio de Superposición

Según el principio de conservación de la carga, en un sistema aislado la carga se conserva. Es decir, la suma de las cargas positivas y negativas permanece constante.



C.A COULOMB

Fue el primer científico en establecer las leyes cuantitativas de la electrostática. En 1777 inventó la balanza de torsión para medir la fuerza de atracción o repulsión que ejercen entre sí dos cargas eléctricas, y estableció la función que liga esta fuerza con la distancia. Con este invento, culminado en 1785, Coulomb pudo establecer el principio, que rige la interacción entre las cargas eléctricas, actualmente conocido como ley de Coulomb.

En su honor la unidad de carga eléctrica lleva el nombre de coulomb o culombio (C).

Fenómenos y circuitos eléctricos

Ley de Coulomb

En el siglo XVIII el físico francés **Charles Agustín Coulomb**, estudió la interacción eléctrica entre las partículas cargadas.

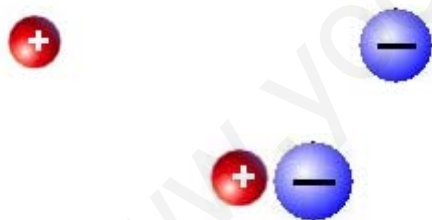
La **fuerza** con que se atraen o repelen dos cuerpos cargados, es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.

Su expresión matemática:

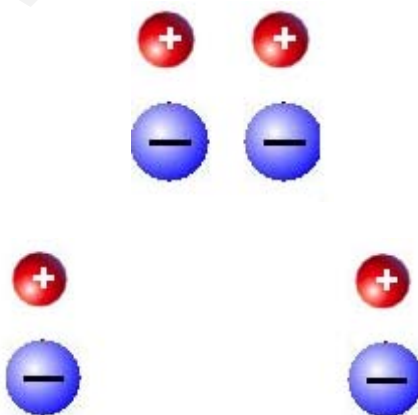
$$F = K \frac{q \cdot q'}{d^2}$$

- F es la fuerza atractiva o repulsiva, expresada en newtons.
- q y q' son las cargas de ambos cuerpos expresados en coulombios.
- d es la distancia entre ellos (de centro a centro si son esféricos) expresados en metros.
- K es una constante de proporcionalidad que depende del medio en el que estén inmerso los cuerpos.

Atracción (cargas de distinto signo)

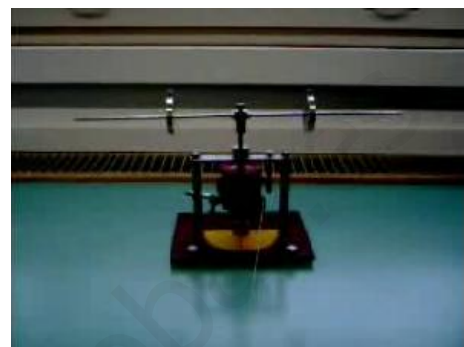


Repulsión (cargas de igual signo)



Balanza de torsión

La balanza de torsión es un dispositivo creado por el físico Charles-Augustin de Coulomb en el año 1777, con el objeto de medir la fuerza electrostática entre dos cargas.



La balanza de torsión consiste en dos bolas de metal sujetas por los dos extremos de una barra suspendida por un cable, filamento o chapa delgada.

Para medir la fuerza electrostática se puede poner una tercera bola cargada a una cierta distancia. Las dos bolas cargadas se repelen/atraen unas a otras, causando una torsión de un cierto ángulo. De esta forma se puede saber cuanta fuerza, en newtons, es requerida para torsionar la fibra un cierto ángulo.

La balanza de torsión se empleó para definir inicialmente la unidad de carga electrostática, pero hoy en día se define a partir de la ley de Ohm.

Fenómenos y circuitos eléctricos

Se llama **campo eléctrico** a la región del espacio que ve alterada sus propiedades por la presencia de una carga eléctrica.

Si situamos una carga, **q**, en un punto del espacio, esta carga crea un campo eléctrico a su alrededor. Al introducir una nueva carga, **q'**, la ley de Coulomb nos dice que esta carga **q'** se verá sometida a una fuerza de atracción o de repulsión según el signo de las cargas.

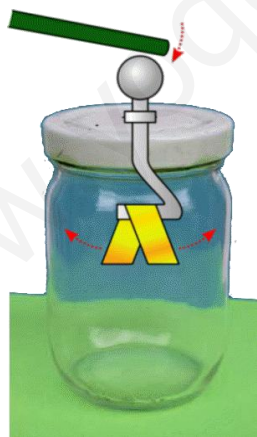
La intensidad de campo eléctrico en un punto es la fuerza que actúa sobre la unidad de carga positiva colocada en el punto considerado.

$$E = \frac{F}{q}$$

Instrumentos de detección y medida

Los **electroscopios** son dispositivos que sirven para detectar y medir la carga eléctrica de un objeto.

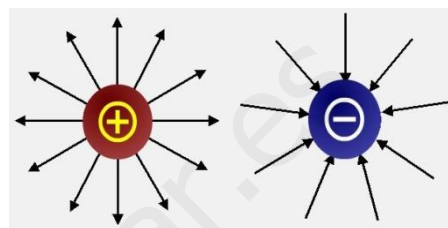
Consisten en una varilla metálica vertical que tiene una esfera en la parte superior y en el extremo opuesto dos láminas muy delgadas, generalmente de pan de oro. Esta barra se encuentra aislada del exterior por un recipiente de vidrio.



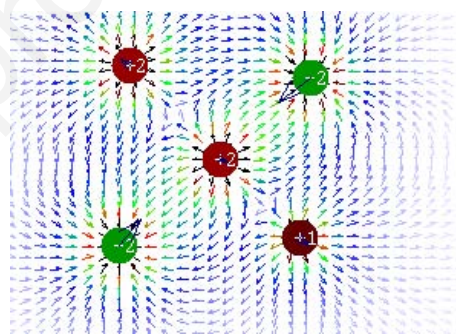
Cuando un **electroscopio** se carga con un signo conocido, puede determinarse el tipo de carga eléctrica de un objeto aproximándolo a la esfera. Si las laminillas se separan significa que el objeto está cargado con el mismo tipo de carga que el electroscopio. De lo contrario, si se juntan, el objeto y el electroscopio tienen signos opuestos. Midiendo la distancia a la que se separan estos conductores se puede calcular la cantidad de carga del cuerpo.

El campo eléctrico

Se representa mediante líneas que salen (**q +**) o entran (**q-**) de las cargas. Al conjunto de líneas que entran o salen de las cargas se llama líneas de campo



Campo eléctrico creado por cinco cargas puntuales



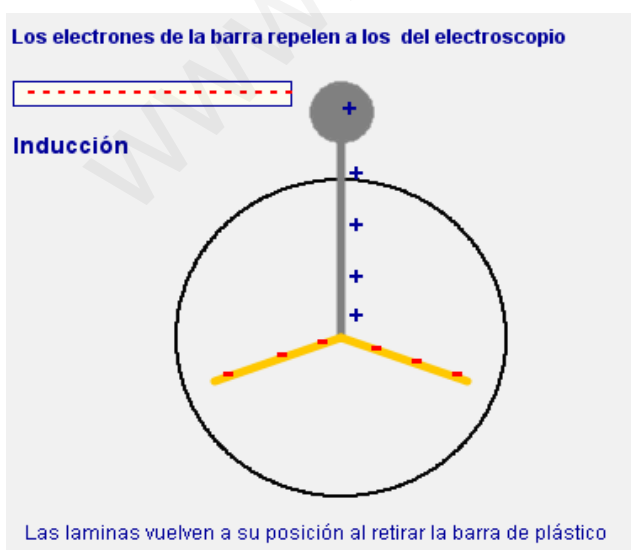
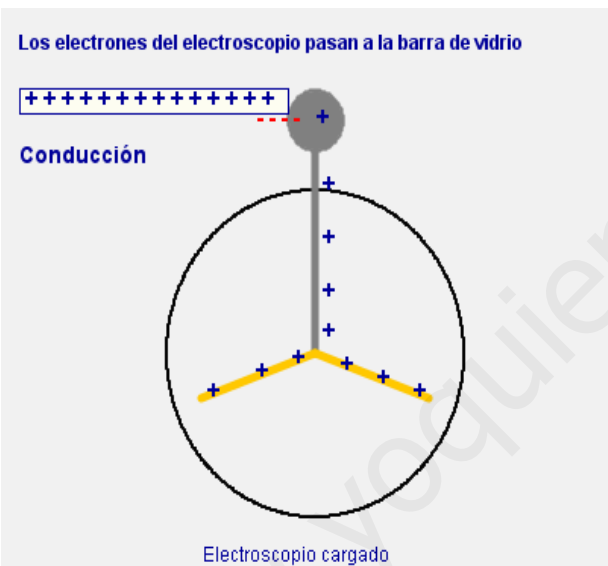
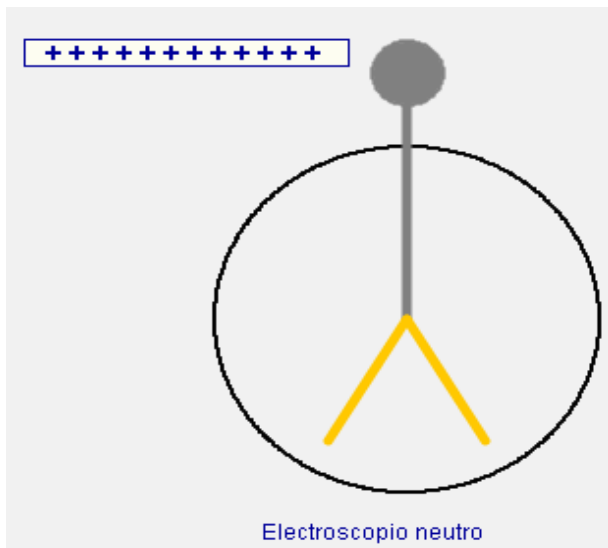
Los Electroscopios

Hoy en día están en desuso debido al desarrollo de instrumentos mucho más precisos, pero todavía se utilizan para hacer demostraciones.

En el electroscopio se observan dos tipos de electrización: (ver imágenes)

Conducción: Al tocar la bola del electroscopio con un cuerpo cargado, se produce una transferencia de electrones. Por ejemplo, al acercar una varilla de vidrio, previamente cargada, (carga +), los electrones del electroscopio pasan a la varilla, quedando este con carga + y las láminas de oro separadas.

Fenómenos y circuitos eléctricos



Inducción: Al acercar (sin tocar) a la bola del electroscopio una varilla cargada, no se produce una transferencia de carga, si no una redistribución. Las láminas de oro permanecerán separadas mientras la varilla esté cerca.

Construcción de un electroscopio casero

1. Material Necesario

Bote de cristal de boca ancha. Alambre gordo. Papel aluminio o estaño. Tapón de corcho. Lámina de pan de oro. El pan de oro se compra en tiendas de manualidades, si no fuera posible se puede sustituir por papel de estaño o aluminio. Varilla de vidrio, de plástico o un globo hinchado para la electrización

2. Construcción

Se agujerea la tapa del bote de forma que ajuste bien el tapón de corcho. A su vez, el tapón de corcho se agujerea de forma que el alambre entre ajustado. Se da forma al alambre de la parte superior y se envuelve en una bola de papel de aluminio. Se da forma al alambre para que sujete las láminas de pan de oro. Se corta el pan de oro en una láminas de 1 cm de ancho por 10 cm de largo. Se monta el conjunto

3. Funcionamiento

Se frota un globo hinchado o una varilla con lana, cuero o sobre una cabeza limpia y seca, se acerca la varilla lentamente al electroscopio y a una distancia de 25 ó 30 cm las laminas de pan de oro empezaran a separarse suavemente, cuanto más acerquemos el globo al electroscopio, más se separaran las laminas.

3. La electrostática en la vida cotidiana

Efecto triboeléctrico

La electricidad estática es un fenómeno que se debe a la acumulación de cargas eléctricas en un objeto. Esta acumulación puede dar lugar a descargas eléctricas cuando dicho objeto se pone en contacto con otro.

La electricidad estática se produce cuando ciertos materiales **rozan** unos con **otros**. El proceso de rozamiento causa que se retiren los electrones de la superficie de un material y se reubiquen en la superficie del otro material.

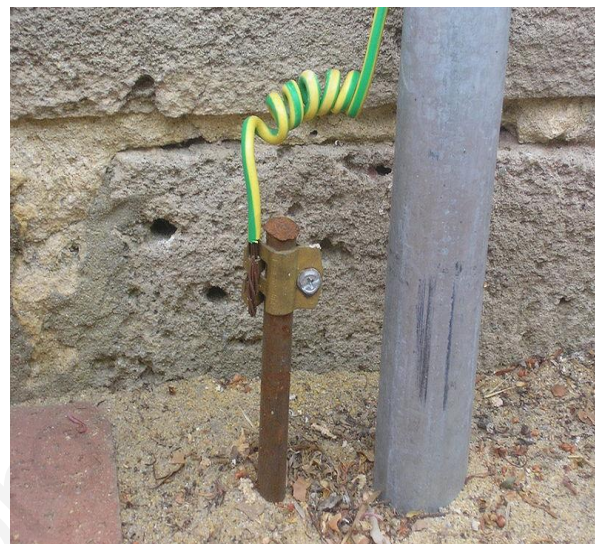
Habitualmente, la carga que entra en juego es pequeña y no se corre peligro. Pero, a veces puede producirse descargas tan grandes que provoquen lesiones o incendios.

En los aparatos eléctricos el exceso de energía estática se neutraliza gracias a la toma de tierra, que absorbe dicha energía.

Tormentas eléctricas

El **rayo** es una de las descargas electrostáticas de mayor intensidad que se producen en la naturaleza. Se forman cuando existen zonas con diferente carga eléctrica dentro de una nube, entre dos nubes o con la superficie de la Tierra, su naturaleza eléctrica fue demostrada por **Benjamín Franklin**.

Esta diferencia de carga se produce por el rozamiento de los cristales de hielo dentro de las nubes **cumulonimbos** debido a las fuertes corrientes de aire ascendente de su interior, los cristales más pequeños ascienden a la parte superior de la nube y se cargan positivamente, los más pesados permanecen en la parte inferior y se cargan negativamente. Esta carga negativa puede producir por inducción una carga positiva sobre la superficie de la Tierra, a partir de esta situación ya se puede producir el rayo.



Se llama **relámpago** a la chispa que va de nube a nube.

Se llama **rayo** a la chispa que cae en la Tierra.

Los Cumulonimbus o cumulonimbos (Cb) son nubes de gran desarrollo vertical, que internamente están formadas por una columna de aire cálido y húmedo que se eleva en forma de espiral rotatoria en sentido antihorario en el hemisferio norte y horario en el hemisferio sur. Su base suele encontrarse a menos de 2 km de altura mientras que la cima puede alcanzar unos 15 a 20 km de altitud. Estas nubes suelen producir lluvias intensas y tormentas eléctricas, especialmente cuando ya están plenamente desarrolladas. Se pueden formar aisladamente, en grupos, o a lo largo de un frente frío en una línea de inestabilidad

Distribución de cargas en un cumulonimbo en el momento de una tormenta. Veamos a continuación cómo se produce un rayo.



De la zona negativa de la nube, en zig-zag, sale una guía que se mueve a unos 200 Km/h. Esta guía, que puede ramificarse, se dirige a la Tierra. De la Tierra, y de los objetos puntiagudos parten otras guías positivas que se dirigen a las negativas.



El pararrayos

El objetivo principal de estos sistemas es reducir los daños que puede provocar la caída de un rayo sobre otros elementos, como edificios, árboles o personas incluyendo el propio edificio que se protege.

Son objetos puntiagudos cuyo objetivo es atraer y canalizar la descarga eléctrica al suelo, de tal modo que no cause daños a construcciones o personas.

Fue inventado en 1753 por **Benjamín Franklin**.

Consisten en una barra de hierro terminada en una o varias puntas colocadas en la parte más alta de los edificios que protegen. La barra se une a tierra con un cable conductor que se ramifica en el suelo.

El pararrayos protege una zona de forma cónica con el vértice en la punta y radio igual a la altura desde el suelo.

El funcionamiento de los pararrayos se basa en que la descarga electrostática sigue el camino de menor resistencia eléctrica, por lo tanto, una barra metálica es un camino favorable al paso de la corriente eléctrica.

Los rayos caen en los objetos más elevados ya que su formación se favorece cuanto menor sea la distancia entre la nube y la tierra

Fenómenos y circuitos eléctricos

Si ambas guías se unen, se produce la descarga de la parte negativa de la nube: **el rayo**. Estas descargas eléctricas suelen ir acompañadas de ondas sonoras, **los truenos** que se propagan más lentamente que la luz.



BENJAMIN FRANKLIN

Benjamín Franklin (1706-1790) político, científico e inventor estadounidense. Su afición por los temas científicos dio comienzo a mediados del siglo XVIII y coincidió con el comienzo de su actividad política. Sus trabajos científicos estuvieron claramente influenciados Isaac Newton.

A partir de 1747 se dedica principalmente al estudio de los fenómenos eléctricos. Enuncia el **Principio de Conservación de la Electricidad** y de estos estudios nace su obra científica más destacada, "**Experimentos y observaciones sobre electricidad**".

En 1752 lleva a cabo en Filadelfia su famoso experimento con la cometa. Ata una cometa con esqueleto de metal a un hilo de seda, en cuyo extremo llevaba una llave también metálica. Haciéndola volar un día de tormenta, confirma que la llave se cargaba de electricidad, demostrando así que las nubes están cargadas de electricidad y los rayos son descargas eléctricas.



Fenómenos y circuitos eléctricos

Jaula de Faraday

Michael Faraday comprobó que en el interior de una caja metálica cerrada y hueca no existen cargas ni fenómenos eléctricos.

Este efecto, se manifiesta en numerosas situaciones cotidianas, por ejemplo, el mal funcionamiento de los teléfonos móviles en el interior de ascensores o edificios con estructura de acero o al envolver en papel de aluminio un receptor de radio sintonizado y en funcionamiento.

El conocimiento de este fenómeno, permite la fabricación y protección de equipos electrónicos delicados, tales como teléfonos móviles, radios, ordenadores, etc. Todos llevan parte de sus circuitos protegidos por jaulas de Faraday para evitar que entren o salgan de ellos ondas producidas por la electricidad.



MICHAEL FARADAY

Trabajando con la electricidad estática, demostró que la carga eléctrica se acumula en la superficie exterior del conductor eléctrico cargado, con independencia de lo que pudiera haber en su interior.

Este efecto se emplea en el dispositivo denominado jaula de Faraday.

En 1831 trazó el campo magnético alrededor de un conductor por el que circula una corriente eléctrica, ya descubierto por Oersted, y ese mismo año descubrió la inducción electromagnética. Demostró la inducción de una corriente eléctrica por otra, e introdujo el concepto de líneas de fuerza, para representar los campos magnéticos. Durante este mismo periodo, investigó sobre la electrólisis y descubrió las dos leyes fundamentales que llevan su nombre.

Con sus investigaciones se dio un paso fundamental en el desarrollo de la electricidad al establecer que el magnetismo produce electricidad a través del movimiento.

4. La corriente eléctrica

Sentido de la corriente eléctrica

La **corriente eléctrica** es la circulación de electrones a través de un material conductor que se mueven siempre **del polo (-) al polo (+)** de la fuente de suministro.

Aunque el sentido convencional de circulación de la corriente eléctrica es a la inversa, **del polo (+) al polo (-)**.

Este criterio se debe a razones históricas ya que en la época en que trató de explicar cómo fluía la corriente eléctrica por los materiales, la comunidad científica desconocía la existencia de los electrones y decidió ese sentido, aunque podría haber acordado lo contrario, como ocurre. No obstante en la práctica, ese error no influye para nada en lo que al estudio de la corriente eléctrica se refiere.

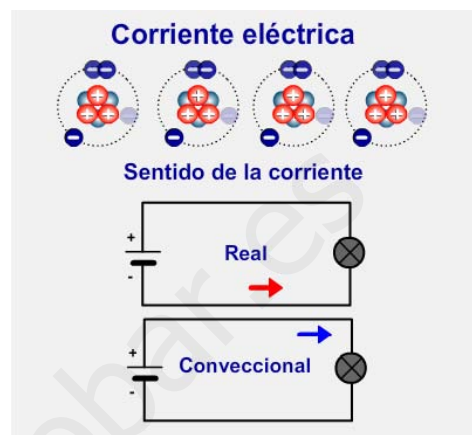
Corriente continúa

La corriente **continua (C.C en español o D.C en inglés)** es el flujo continuo de electrones a través de un **conductor** entre dos puntos de distinta carga o **tensión**. Si se conectan dos placas cargadas de distinto signo mediante un hilo conductor, los electrones libres del metal serán repelidos por la placa negativa y se moverán hacia la placa positiva formando así un flujo de electrones desde la placa negativa a la positiva a través del hilo conductor.

Los átomos que forman el hilo metálico no se mueven, sólo lo hacen algunos de sus electrones.

Las cargas eléctricas circulan siempre de los terminales de mayor a menor tensión, es decir siempre en la misma dirección. Es continua toda corriente que mantenga siempre la misma polaridad.

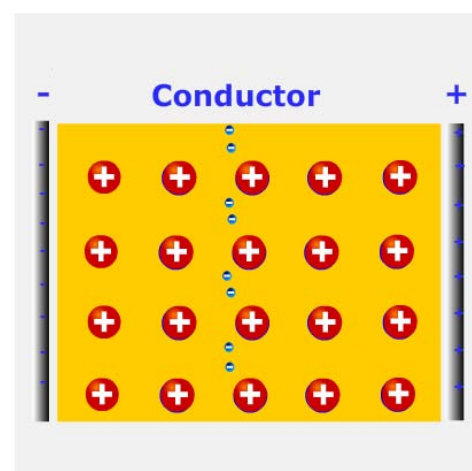
La **tensión, voltaje o diferencia de potencial** es una magnitud física que impulsa a los electrones a lo largo de un conductor en un circuito eléctrico cerrado, provocando el flujo de una corriente eléctrica. Este movimiento de las cargas eléctricas por el circuito se establece a partir del polo negativo de la fuente hasta el polo positivo de la propia fuente.



Conductor eléctrico

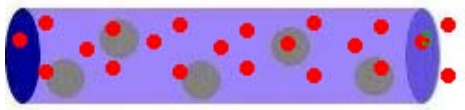
Un conductor eléctrico es aquel cuerpo que puesto en contacto con otro cuerpo cargado de electricidad transmite ésta a todos los puntos de su superficie.

Generalmente los elementos, las aleaciones o los compuestos con electrones libres, que permiten el movimiento de cargas, son buenos conductores eléctricos.

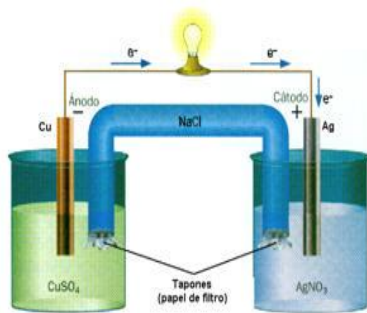


Fenómenos y circuitos eléctricos

La corriente **continua** fue descubierta a partir de la invención de la pila por parte de **Volta**.



Las pilas eléctricas y las baterías son generadores de corriente continua, estos generadores basan su funcionamiento en el **efecto electroquímico**, que consiste en aprovechar la energía química almacenada en cada extremo (bornes) con distinta carga.



Decimos por tanto, que entre ambas placas existe una diferencia de potencial (ddp) o tensión.

Pero fue a partir de los trabajos de **Edison** sobre la generación de electricidad cuando la corriente continua comienza a emplearse para la transmisión de la energía eléctrica.



Pilas eléctricas

Se llama **pila** al dispositivo no recargable que suministra energía eléctrica y **batería** o **acumulador** al dispositivo recargable que suministra energía eléctrica. Tanto pila como batería son términos heredados de los primeros tiempos de la electricidad, en los que se unían varios elementos o celdas bien apiladas o bien adosadas lateralmente, en batería para así aumentar la tensión o la durabilidad del dispositivo. Una pila eléctrica es un dispositivo que convierte energía química en energía eléctrica. Básicamente son dos electrodos metálicos sumergidos en un líquido, sólido o pasta que se llama electrolito. El electrolito es un conductor de iones. Cuando los electrodos reaccionan con el electrolito, en uno de los electrodos (el ánodo) se producen electrones (oxidación), y en el otro (cátodo) se produce un defecto de electrones (reducción). Cuando los electrones sobrantes del ánodo pasan al cátodo a través de un conductor externo a la pila se produce una corriente eléctrica. Es un proceso químico transitorio, la pila seguirá iluminando la bombilla de la imagen hasta que el electrodo de cobre se disuelva totalmente, tras lo cual cesa la actividad y han de renovarse sus elementos constituyentes.

Fenómenos y circuitos eléctricos

Corriente alterna

La corriente **alterna (C.A en español o A.C en inglés)** consiste en la vibración de los electrones en el interior de un hilo conductor. Los electrones vibran a razón de 50 veces por segundo sobre un punto fijo. Es decir la corriente es de 50 Hz (hercios) o vibraciones/segundo.

Lo que circula por los cables son ondas a la **velocidad de la luz**. Los electrones no se trasladan, solo vibran alrededor de un punto fijo transmitiendo su vibración al electrón siguiente. Así se forma una onda cuyas crestas y valles se mueven rapidísimamente, si las contamos veríamos que son 50 crestas o valles las que pasan por un punto en un segundo



La corriente alterna superó las **limitaciones** que aparecían al emplear la corriente continua. La razón del amplio uso de la corriente alterna viene determinada por su facilidad con que se eleva su tensión, cualidad de la que carece la corriente continua.

En el caso de la corriente continua, la tensión se eleva conectando **dinamos** en serie, sistema poco práctico, mientras que la corriente alterna cuenta con **transformadores** que elevan la tensión de una forma eficiente.

En 1882 **Tesla** diseñó y construyó el primer motor de inducción de C.A. **Westinghouse** comercializó la distribución de electricidad a partir de la corriente alterna mientras que **Edison** lo hizo partir de la corriente continua originando la llamada **guerra de las corrientes**.

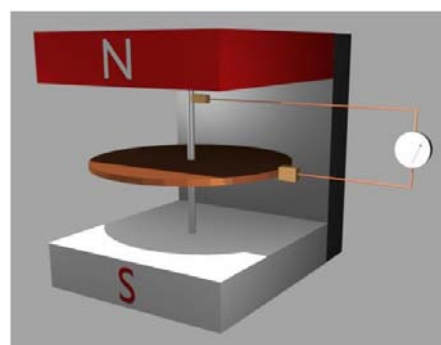


Limitaciones de la corriente continúa.

La corriente continua es un sistema ineficiente para la distribución de energía a gran escala debido a problemas en la transmisión de potencia.

Dinamos.

Una dinamo es un generador eléctrico que transforma la energía mecánica en eléctrica, generando una corriente continua. Durante 1831 y 1832, Michael Faraday descubrió que un conductor eléctrico moviéndose perpendicularmente a un campo magnético generaba una diferencia de potencial (tensión). Aprovechando esto, construyó el primer generador electromagnético, el disco de Faraday, empleando un disco de cobre que giraba entre los extremos de un imán con forma de herradura, generándose una pequeña corriente continua. También fue utilizado como generador de energía en una bicicleta para producir luz de poca intensidad.



Transformador eléctrico

El transformador es una máquina eléctrica que permite aumentar o disminuir la tensión en un circuito eléctrico de corriente alterna, manteniendo la frecuencia.

Fenómenos y circuitos eléctricos

La Guerra de las corrientes

La Guerra de las corrientes fue una competencia por el control del incipiente mercado eléctrico.

Después de la presentación de la lámpara de Edison los nuevos sistemas de iluminación eléctricos se convirtieron en el logro tecnológico más importante del mundo además, la electricidad podía sustituir al vapor para hacer funcionar los motores.

Edison estableció en Nueva York (1882) la primera central eléctrica comercial del mundo, aunque era una planta enorme para su época, sólo podía producir y distribuir electricidad hasta tan sólo 330 ha de distancia.

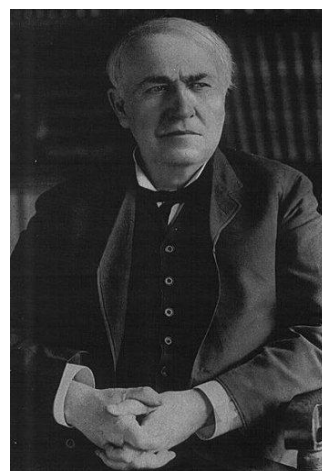
La demanda de electricidad pronto condujo al deseo de construir centrales eléctricas más grandes y de llevar la energía a mayores distancias. Además, la rápida distribución de motores eléctricos industriales provocó una fuerte demanda por un voltaje diferente a los 110 V usados para la iluminación.

El sistema de Edison, que utilizaba la corriente continua (CC), era poco adecuado para responder a estas nuevas demandas. El problema del transporte era aún más difícil, puesto que la transmisión interurbana de grandes cantidades de CC en 110 voltios era muy costosa y sufría enormes pérdidas por disipación en forma de calor.

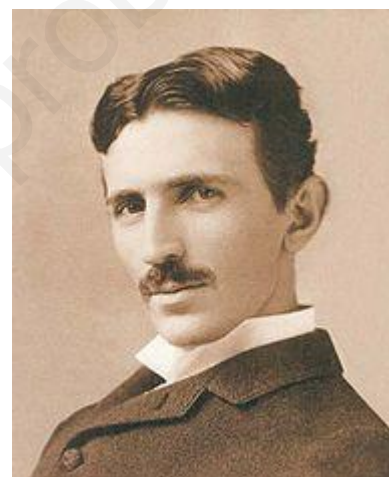
En 1886, George Westinghouse fundó Westinghouse Electric para competir con General Electric de Edison. El sistema Westinghouse se basó en los descubrimientos y patentes de Nikola Tesla, sobre la corriente alterna (CA).

Tesla se basa en que las pérdidas en la transmisión de electricidad dependen del voltaje (a mayor voltaje, menores pérdidas). La CA, a diferencia de la CC, puede elevar el voltaje con un transformador lo que facilita el transporte a largas distancias con pocas pérdidas en forma de calor y una vez que la electricidad llega a su destino, las centrales eléctricas, antes de suministrar la energía a los clientes, reducen el voltaje a niveles seguros.

Edison amenazado por la aparición de la tecnología de Tesla, se enfrenta a Westinghouse en una batalla de relaciones públicas, que los periódicos denominaron **"la guerra de las corrientes"**, para determinar qué sistema se convertiría en la tecnología dominante. Edison inventa una silla eléctrica de CA y electrocuta a perros, gatos y hasta un elefante para demostrar que la corriente alterna era peligrosa. Para neutralizar esta iniciativa, Tesla se expuso a una CA que atravesó su cuerpo sin causarle ningún daño. Ante esta prueba, Edison nada pudo hacer y su prestigio quedó momentáneamente erosionado. Tesla tuvo la oportunidad exhibir sus generadores, dínamos y motores de CA iluminando de la Feria Mundial de Chicago de 1893.



THOMAS ALVA EDISON



NIKOLA TESLA



GEORGE WESTINGHOUSE

5. Circuitos eléctricos

Aparatos eléctricos y electrónicos

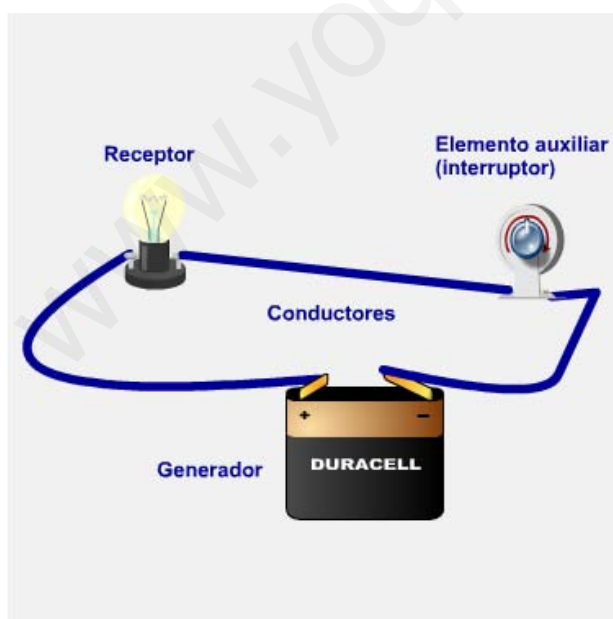
Un **aparato eléctrico** está formado por una fuente de alimentación que le proporciona energía, cables y otros elementos como bombillas, interruptores, bobinas, imanes, motores, etc. Funcionan transformando, ampliando, reduciendo o interrumpiendo la corriente eléctrica que suministra la fuente de alimentación. Por ejemplos, una lámpara incandescente que transforma la electricidad en luz.

Un **aparato electrónico**, incluye además de los elementos del aparato eléctrico otros elementos como, diodos, transistores, chips, procesadores... Todos estos componentes electrónicos se organizan en circuitos, destinados a controlar y aprovechar las señales eléctricas. Por ejemplo, una lámpara incandescente que se apague y se encienda cada cierto tiempo.

Elementos de un circuito

Un circuito eléctrico consiste en el desplazamiento continuo de la corriente por conductores y dispositivos conductores.

Un circuito de este tipo se denomina circuito cerrado, y si el trayecto no es continuo se denominan abiertos.



Fenómenos y circuitos eléctricos

Para que la corriente eléctrica circule por un circuito son necesarios los siguientes elementos:

- **Un generador o pila** que mantenga la d.d.p entre los extremos del circuito.
- **Hilo conductor** de cobre que al conectarlo a los bornes de la pila, sus electrones se ponen en movimiento, dando vueltas por el circuito cerrado transportando la energía del generador.
- **Un receptor** que puede ser cualquier elemento que consuma la energía del generador, por ejemplo una bombilla.
- **Aislantes** que impidan que la corriente eléctrica circule por donde no deba, el más utilizado es el plástico que cubre los conductores.

Magnitudes de un circuito

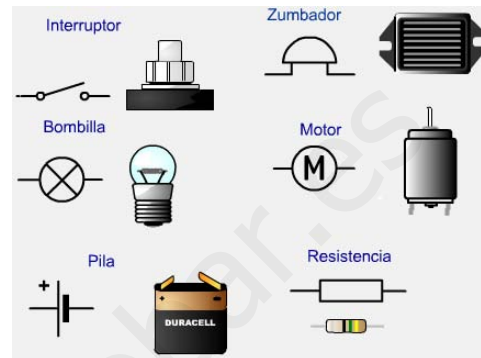
Para poder controlar lo que ocurre en un circuito, hay que estudiarlo y averiguar las leyes que lo rigen.

Para encontrar las leyes primero hay que medir. Las magnitudes que esencialmente rigen el comportamiento de los circuitos son esencialmente tres:

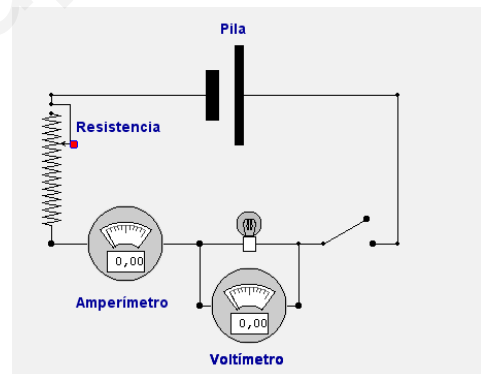
- Diferencia de potencial
- Intensidad de corriente
- Resistencia

Elementos de un circuito

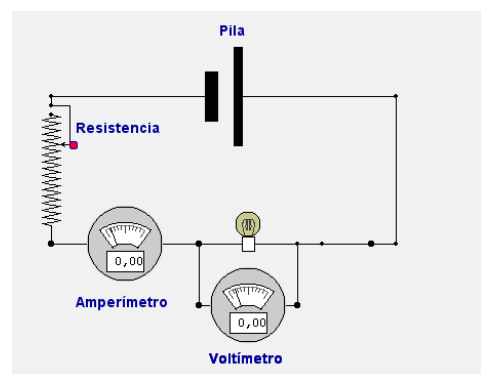
Un circuito consta de varios elementos y cada elemento tiene su propio símbolo.



Circuito abierto



Circuito cerrado



Diferencia de potencial

La diferencia de potencial (ddp) es el impulso que necesita una carga eléctrica para que pueda fluir por el conductor de un circuito eléctrico, esta corriente cesará cuando ambos puntos igualen su potencial eléctrico.

Si la energía (E) que el generador cede al circuito durante su funcionamiento es directamente proporcional a su ddp (V) y a la carga, q (C), que pone en movimiento.

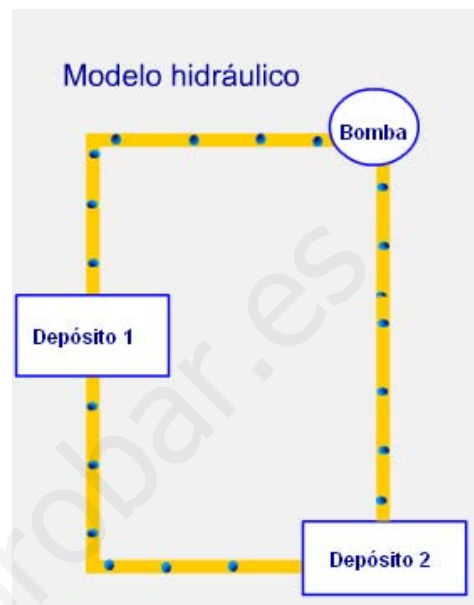
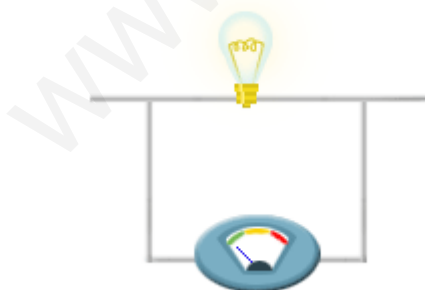
$$E = q V$$

Por lo tanto la d.d.p o diferencia de potencial es:

$$V = \frac{E}{q} \quad 1V = \frac{1J}{1C}$$

Los **voltímetros** son instrumentos que sirve para medir la diferencia de potencial entre dos puntos de un circuito eléctrico. Para efectuar la medida de la diferencia de potencial el voltímetro ha de colocarse en paralelo.

El voltímetro debe tener una resistencia interna muy alta, a fin de que no produzca un consumo apreciable, lo que daría lugar a una medida errónea de la tensión.



La imagen nos muestra un modelo que nos puede ayudar a comprender La diferencia de potencial de una pila o batería.

Los depósitos 1 y 2 simulan los potenciales de dos puntos distintos (bornes de una pila). La corriente de agua cae del depósito 1 al depósito 2, como los electrones se mueven del polo negativo al positivo.

Mientras que la bomba funcione se mantendrá la diferencia de potencial, si no existiera bomba, la corriente pararía cuando toda el agua del depósito 1 esté en el depósito 2 es decir cuando se igualen los potenciales.

Fenómenos y circuitos eléctricos

Intensidad de corriente

Cuando la corriente eléctrica fluye, los electrones se desplazan desde el **borne** (o polo) negativo del generador hasta el positivo. Para medir el número de cargas que circulan se utiliza una magnitud denominada intensidad de corriente.

La intensidad de corriente (**I**) es el número de electrones que atraviesa un conductor en la unidad de tiempo.

$$I = \frac{q}{t}$$

Se mide en **amperios (A)**.

Para obtener una corriente de **1A**, es necesario que **1C** de carga eléctrica atraviese durante **1s** una sección del material conductor.



Intensidad de corriente

La **resistencia, R**, eléctrica es la mayor o menor oposición de un cuerpo al paso de la corriente eléctrica. La resistencia de un conductor depende:

$$R = \rho \frac{L}{S}$$

R = Resistencia

L = Longitud conductor (hilo)

S = Sección conductor (hilo)

ρ = Resistividad (Característica para cada material y temperatura).

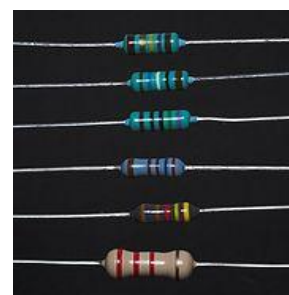
En el Sistema Internacional de Unidades, su valor se expresa en ohmios, que se designa con la letra griega **omega mayúscula, Ω** . Para su medida se utilizan unos aparatos llamados ohmímetros.

Amperímetros


Los amperímetros son instrumento que sirve para medir la intensidad de corriente que circula por un circuito eléctrico. Se colocan siempre en serie, es decir, de forma que por él pase toda la carga del circuito, tienen una resistencia interna muy pequeña, por debajo de 1 ohmio, con la finalidad de que su presencia no disminuya la corriente a medir cuando se conecta a un circuito eléctrico.




Se denomina **resistor** al componente diseñado para introducir una resistencia eléctrica determinada entre dos puntos de un circuito. Es un material formado por carbón y otros elementos resistivos para disminuir la corriente que pasa. Los resistores se utilizan en los circuitos para limitar el valor de la corriente o para fijar el valor de la tensión. Para caracterizar un resistor hacen falta tres valores: resistencia eléctrica, disipación máxima y precisión o tolerancia. Estos valores se indican normalmente rotulando en el encapsulado un código de franjas de colores.



Resistencia del conductor




Al disminuir la longitud, disminuye la resistencia

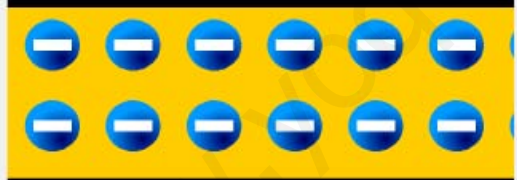
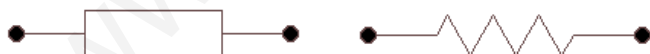


Al aumentar la longitud, aumenta la resistencia

Cuando disminuye la sección aumenta la resistencia



Cuando aumenta la sección disminuye la resistencia

Símbolos de la Resistencia eléctrica (Europa, EEUU)

Resistividad

Todos los materiales oponen en mayor o menor grado una resistencia al paso de la corriente eléctrica. Los buenos conductores tienen una resistencia eléctrica muy baja sin embargo, los aislantes tienen una resistencia muy alta.

Se le llama resistividad al grado de dificultad que encuentran los electrones en sus desplazamientos, se designa por la letra griega ρ y se mide $\Omega \cdot \text{mm}^2/\text{m}$.

Su valor describe el comportamiento de un material frente al paso de corriente eléctrica, por lo que da una idea de lo buen o mal conductor que es dicho material. Un valor alto de resistividad indica que el material es mal conductor mientras que uno bajo indicará que es un buen conductor.

Generalmente la resistividad de los metales aumenta con la temperatura, mientras que la resistividad de los semiconductores disminuye ante el aumento de la temperatura.

Material	Resistividad (en 20°C-25°C) ($\Omega \cdot \text{m}$)
Plata	$1,55 \times 10^{-8}$
Cobre	$1,70 \times 10^{-8}$
Oro	$2,22 \times 10^{-8}$
Aluminio	$2,82 \times 10^{-8}$
Wolframio	$5,65 \times 10^{-8}$
Grafito	$3,50 \times 10^{-5}$

La conversión de $\Omega \cdot \text{mm}^2/\text{m}$ a $\Omega \cdot \text{m}$ resulta de multiplicar la unidad inicial por 1×10^{-6} .

Fenómenos y circuitos eléctricos

Ley de Ohm

La ley de **Ohm** dice que: "la intensidad de la corriente eléctrica que circula por un conductor eléctrico es directamente proporcional a la diferencia de potencial aplicada e inversamente proporcional a la resistencia del mismo".

$$I = \frac{V}{R}$$

En el Sistema internacional de unidades:

I = Intensidad en amperios (A)

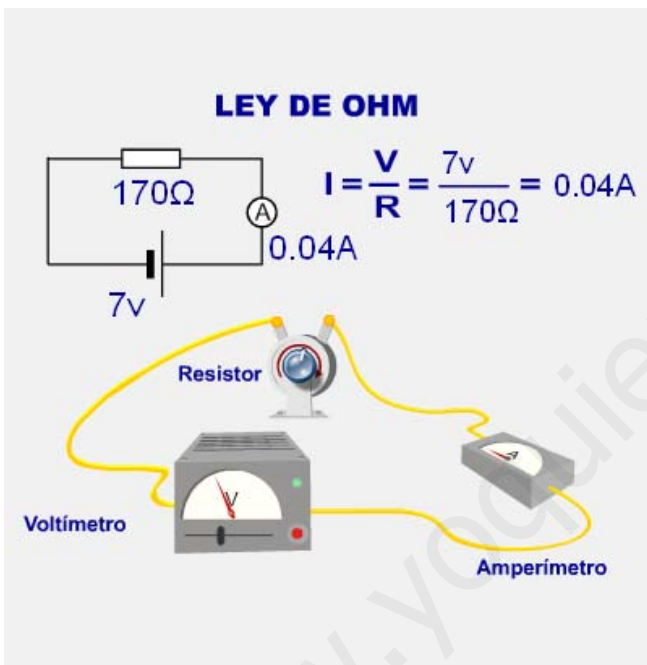
V = Diferencia de potencial en voltios (V)

R = Resistencia en ohmios (Ω)

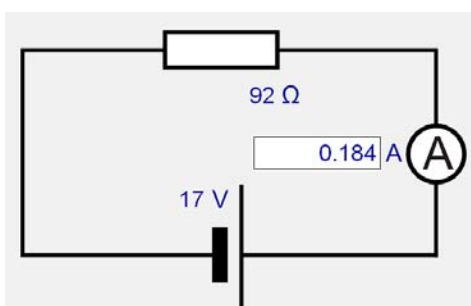
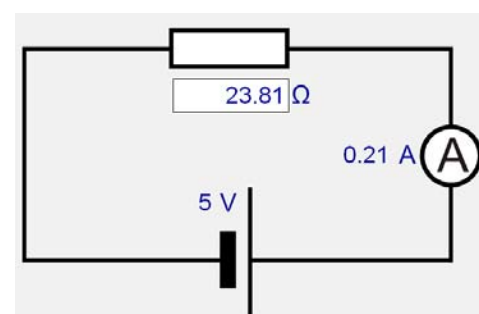
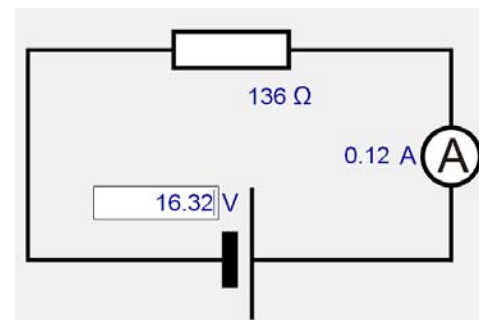


G.S. OHM

Georg Simon Ohm (1789-1854) físico y matemático alemán, conocido principalmente por su investigación sobre las corrientes eléctricas. Estudió la relación que existe entre la intensidad de una corriente eléctrica, su fuerza electromotriz y la resistencia, formulando en 1827 la ley que lleva su nombre. La unidad de resistencia eléctrica, el ohmio, recibe este nombre en su honor.



La diferencia de potencial del generador "empuja" a moverse a los **electrones**, pero los cables y los demás elementos del circuito frenan este movimiento.



Circuitos en serie

Dos o más elementos de un circuito están asociados en **serie** si están conectados de modo que la corriente pase por todos ellos, uno a continuación del otro.

Las luces de Navidad unidas mediante un sólo hilo, si se funde una se apagan todas ya que la corriente se interrumpe.

La Resistencia Equivalente es igual a la suma de las que están en serie:

$$R_e = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$$

La intensidad que pasa por las resistencias es la misma, e igual a la de la Resistencia Equivalente:

$$I_e = I_1 = I_2 = I_3 = \dots$$

La tensión de la pila se la reparten entre las resistencias:

$$V_e = V_1 + V_2 + V_3$$

Circuitos en paralelo

Dos o más elementos de un circuito están asociados en paralelo si están conectados a puntos comunes y, por tanto, sometidos a la misma tensión. La Resistencia Equivalente es igual al inverso de la suma de los inversos de las resistencias:

$$R_e = \frac{1}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3}}$$

La intensidad del generador se reparte entre las tres resistencias:

$$I_e = I_1 + I_2 + I_3$$

La tensión de la pila es la misma en las tres resistencias:

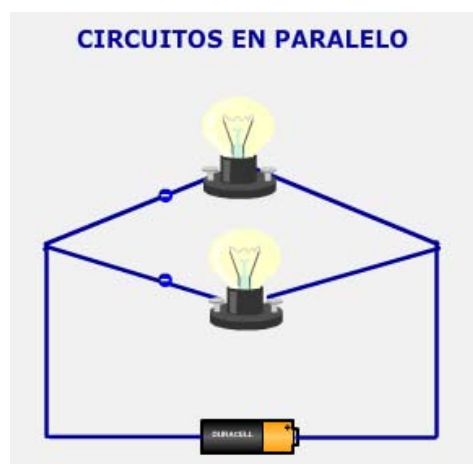
$$V_e = V_1 = V_2 = V_3$$

Si varias bombillas están unidas en paralelo, si una se apaga el resto permanece encendido

CIRCUITOS EN SERIE



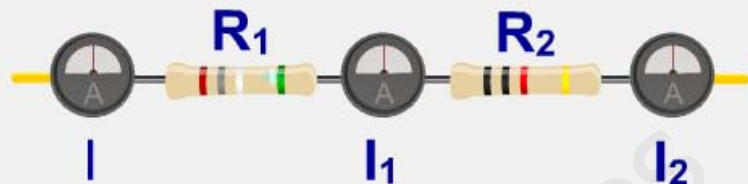
CIRCUITOS EN PARALELO



Resistencias en serie

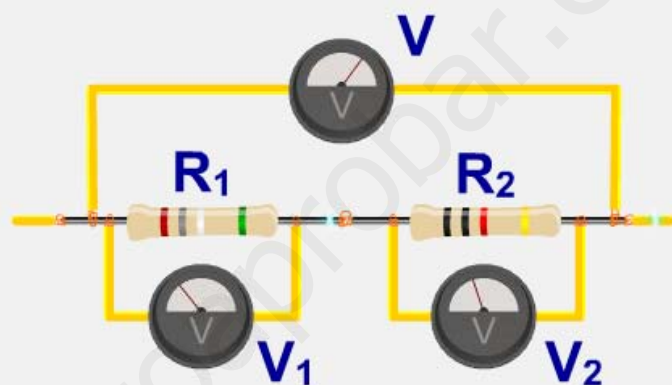
Dos o más resistencias están en serie cuando por ellas circula la misma intensidad.

$$I = I_1 = I_2 = \dots$$



Al aplicar una tensión V entre sus extremos, la suma de la caída de tensión en cada resistencia es igual a la tensión total aplicada.

$$V = V_1 + V_2 + \dots$$



Resistencias en serie

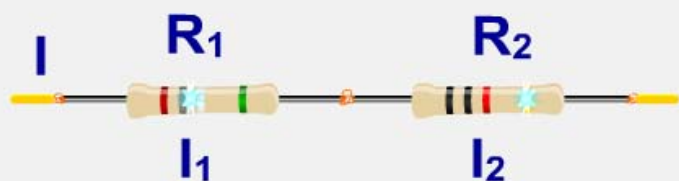
Para obtener la resistencia equivalente R , sustituimos en la ecuación anterior aplicando la Ley de Ohm.

$$V = V_1 + V_2$$

$$I \cdot R = I_1 \cdot R_1 + I_2 \cdot R_2$$

$$I = I_1 = I_2$$

$$I \cdot R = I \cdot R_1 + I \cdot R_2$$



$$R = R_1 + R_2$$

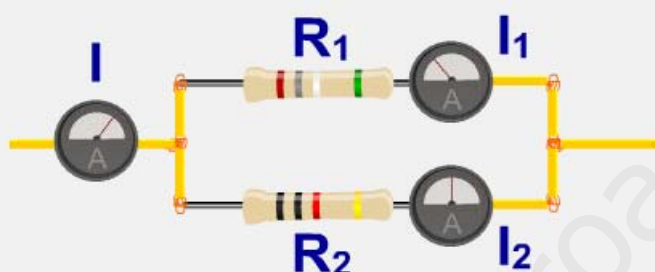
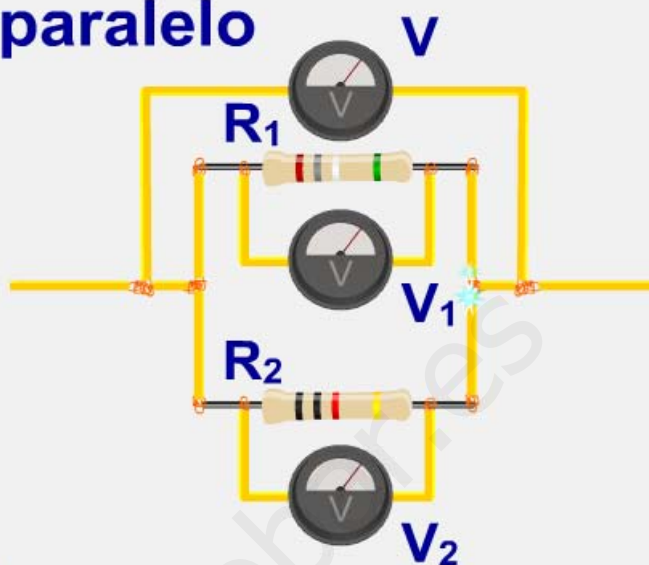
De lo anterior se deduce que la resistencia equivalente de un número cualquiera de resistencias será igual a la suma de todas ellas.

$$R = R_1 + R_2 + R_3 + R_4 \dots$$

Resistencias en paralelo

Dos o más resistencias están en paralelo cuando la tensión aplicada es la misma para todas.

$$V = V_1 = V_2 = \dots$$



La suma de las intensidades que circulan por cada resistencia es igual a la intensidad total del circuito.

$$I = I_1 + I_2 + \dots$$

Resistencias en paralelo

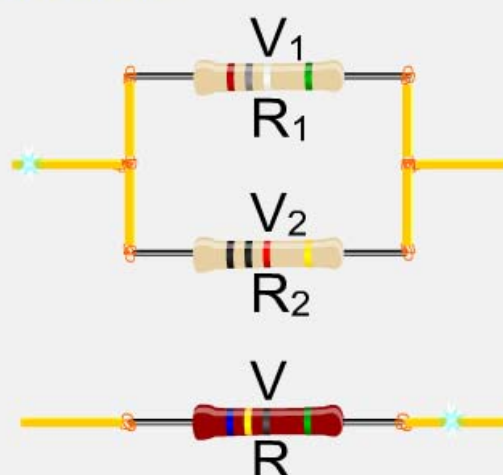
Aplicando la Ley de Ohm, se obtiene la resistencia equivalente:

$$I = I_1 + I_2$$

$$\frac{V}{R} = \frac{V_1}{R_1} + \frac{V_2}{R_2}$$

$$V = V_1 = V_2$$

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}$$



La resistencia equivalente de varias resistencias en paralelo, es igual a la suma de las inversas de cada resistencia.

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \frac{1}{R_4} + \dots$$

Fenómenos y circuitos eléctricos



Para practicar

1. Relaciona cada idea con su personaje. si los fenómenos relacionados son
Clasificó las sustancias en conductoras y aislantes, comprendió la diferencia entre electricidad y magnetismo.
Sugirió la existencia de cargas de distinto signo, conductores y aislantes, de la fuerza de repulsión existente entre cuerpos cargados de electricidad del mismo signo.
Frotando un trozo de ámbar con un tejido se atraían pequeños objetos.
Los personajes son Dufay, Tales de Mileto y Gilbert.

2. Completa los huecos del siguiente párrafo.

Benjamín Franklin sugiere que los cuerpos tienen una cantidad de eléctrico y cuando se se pasan parte de uno a otro. Por lo tanto, un objeto queda cargado con de fluido y otro con un de igual valor. Es decir; el primero se carga con cierta cantidad de electricidad y el segundo con la misma cantidad . Si un cuerpo se carga es porque otro se queda cargado en la misma cantidad. Du Fay llamó electricidad vítrea a la electricidad de Franklin y resinosa a la electricidad .

3. Calcula la fuerza de atracción entre dos cargas de $9 \mu\text{C}$ y $-4 \mu\text{C}$ respectivamente que se encuentran separadas 2 cm en el vacío
4. Determina la distancia a la que se encuentran separados dos cuerpos cargados con 9mC cada uno si la fuerza de repulsión entre ellas vale $2,40 \cdot 10^4 \text{ N}$.
5. Determina el valor de dos cargas eléctricas iguales que se encuentran separadas 20 cm en el vacío y se repelen con una fuerza de 2 N.
6. Ordenar las siguientes cajas:

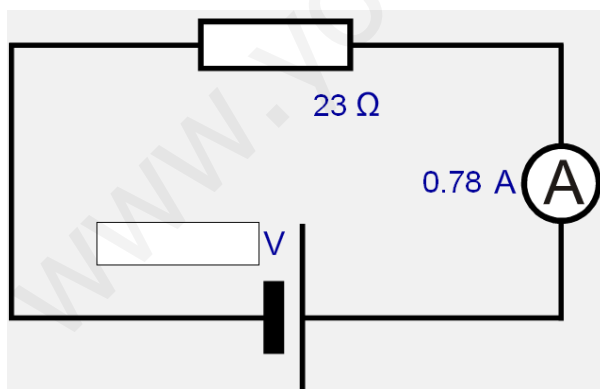
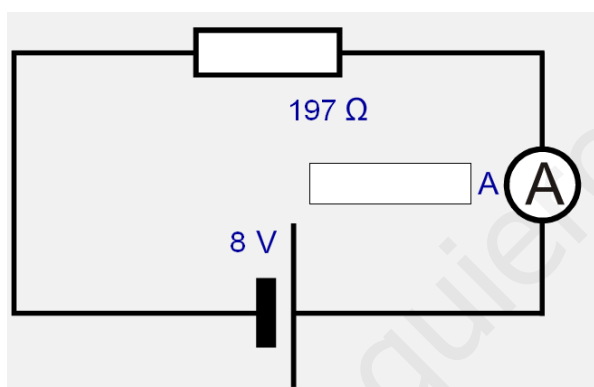
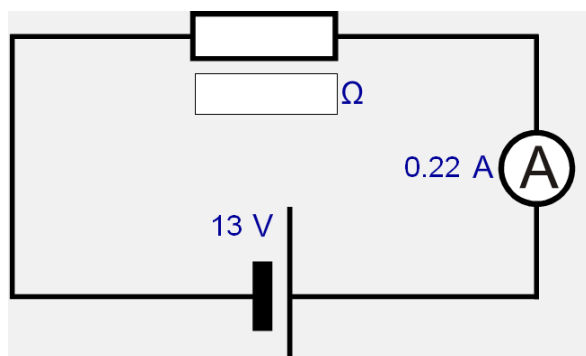
La capacidad	por rozamiento	efecto triboeléctrico	se denomina	de electrificación	de los cuerpos
--------------	----------------	-----------------------	-------------	--------------------	----------------

7. Indica si los siguientes aparatos son eléctricos o electrónicos. Batidora, abrelatas, ordenador, teléfono móvil, tostadora, microondas, lavadora, frigorífico, aire acondicionado e infernillo.
8. Calcula la resistencia de una varilla de aluminio de 21 cm de longitud y 60mm^2 de sección. Resistividad aluminio a 25°C $\rho=2,82 \cdot 10^{-8} \Omega\text{m}$
9. Calcula la longitud de un conductor de aluminio de 60mm^2 de sección sabiendo que opone un resistencia de $26 \mu\Omega$.



Para practicar

10. Determina la sección (grosor) de un conductor de aluminio de 11 cm de longitud que opone una resistencia de $18 \mu\Omega$.
11. Escribe el valor que falta:



12. Calcula la resistencia equivalente, la intensidad y la tensión que circula por un circuito de tres resistencias conectadas en serie. Datos: $R_1 = 13\Omega$, $R_2 = 10\Omega$, $R_3 = 25\Omega$ tensión 890 V.
13. Calcula la resistencia equivalente, la intensidad y la tensión que circula por un circuito de tres resistencias conectadas en paralelo. Datos: $R_1 = 14\Omega$, $R_2 = 23\Omega$, $R_3 = 14\Omega$ tensión 430 V.



Para practicar

14. Verdadero o falso

Verdadero o falso	RESPUESTA	COMPROBAR
Los cuerpos sólo se cargan de electricidad por inducción electromagnética	<input type="text"/>	COMPROBAR
La botella de Leyden está rellena de un gas inerte	Verdadero	COMPROBAR
La palabra eléctrico viene del término griego "elektron"	Falso	COMPROBAR
Si un cuerpo se carga + otro se carga - en la misma cantidad	<input type="text"/>	COMPROBAR
El electrón se descubrió a partir del estudio de los rayos catódicos	<input type="text"/>	COMPROBAR
La unidad de carga eléctrica en el S.I. es el Amperio	<input type="text"/>	COMPROBAR
Una carga eléctrica altera las propiedades del espacio que la rodea	<input type="text"/>	COMPROBAR
Los electroscopios sirven para medir la carga eléctrica de un objeto	<input type="text"/>	COMPROBAR
Un teléfono móvil envuelto en papel de aluminio no suena	<input type="text"/>	COMPROBAR
El rayo es la chispa que va de nube a nube	<input type="text"/>	COMPROBAR

15. ¿Qué sabes de la corriente eléctrica?

- El sentido real de la corriente eléctrica es siempre
 - Del polo (+) al polo (-)
 - Del polo (-) al polo (+)
- La corriente continua es el flujo continuo de electrones a través de un conductor entre dos puntos de ...
 - distinta carga o tensión.
 - igual carga o tensión.
- Las cargas eléctricas circulan siempre de los terminales
 - De mayor a menor tensión, es decir siempre en la misma dirección.
 - De menor a mayor tensión, es decir siempre en la misma dirección.
- Una pila eléctrica es un dispositivo que convierte energía
 - Luminosa en energía eléctrica.
 - Química en energía eléctrica.



Para practicar

5. La tensión, voltaje o diferencia de potencial es una magnitud física que impulsa a los electrones a lo largo de un conductor
- A. En un circuito eléctrico abierto, provocando el flujo de una corriente eléctrica.
 - B. En un circuito eléctrico cerrado, provocando el flujo de una corriente eléctrica.
6. La corriente alterna (C.A) consiste en ...
- A. el movimiento de los electrones en el interior de un hilo conductor.
 - B. la vibración de los electrones en el interior de un hilo conductor.
7. Señala la respuesta correcta
- A. Un alternador es una máquina eléctrica capaz de transformar energía mecánica en energía eléctrica, generando una corriente alterna.
 - B. Un transformador es una máquina eléctrica capaz de transformar energía mecánica en energía eléctrica, generando una corriente alterna.
8. Señala la respuesta correcta
- A. Una dinamo es un generador eléctrico que transforma la energía mecánica en eléctrica, generando una corriente continua.
 - B. Una batería es un generador eléctrico que transforma la energía mecánica en eléctrica, generando una corriente continua.
9. Sistema ineficiente para la distribución de energía a gran escala debido a problemas en la transmisión de potencia.
- A. Corriente continua
 - B. Corriente alterna
10. En 1887 logra construir el motor de inducción de corriente alterna.
- A. Edison
 - B. Volta
 - C. Tesla
11. Fue el principal responsable de la adopción de la corriente alterna para el suministro de energía eléctrica en Estados Unidos.
- A. Edison
 - B. Westinghouse
 - C. Tesla

Fenómenos y circuitos eléctricos

12. Construyó la primera pila eléctrica.

- A. Volta
- B. Galvani
- C. Dufay

13. Consiguió que un filamento que alcanzara la incandescencia sin fundirse.

- A. Westinghouse
- B. Edison
- C. Tesla

14. El voltaje de la corriente se puede elevar con un transformador para ser transportado largas distancias con pocas pérdidas en forma de calor.

- A. Corriente alterna
- B. Corriente continua





Para saber más

Construcción de una botella de Leyden casera

1. Material Necesario:

Recipiente carrete fotográfico. Alambre gordo. Papel aluminio. Tornillo. Tubo de PVC.

2. Construcción

Se envuelve el recipiente con papel de aluminio. Posteriormente se coloca en el interior otro trozo de lámina de aluminio. Se perfora la tapa de la botella y se introduce en esta un tornillo y se asegura en la parte interior de la botella con un trozo de alambre obtenido de un clip para papel. Este alambre debe hacer contacto con la lámina que se ha colocado en el interior. Con un trozo de cable (con varios hilos) y se sujeta en la parte de arriba del tornillo; a esta parte se le conoce como "cepillo de colección". Como generador se utiliza un tubo de PVC que se frota con un paño o un trozo de tela para generar electricidad estática.

3. Funcionamiento

El aparato se hace funcionar colocando la botella de Leyden en el borde de una mesa, luego se debe hacer que el cepillo de colección toque al tubo de PVC, mientras esto se realiza, se desliza frotando en el paño o tela. El alambre que sale de la botella de Leyden es una conexión a tierra. Se puede sujetar el frasco por la parte que tiene la lámina de aluminio y no se recibirá una descarga si no se toca la lámina y el tornillo.



Botella de Leyden casera



Pieter van Musschenbroek

Fenómenos y circuitos eléctricos

Las pilas y el medio ambiente

Las pilas, una vez agotadas, son residuos muy tóxicos para el medio ambiente. Es muy importante no tirarlas directamente a la basura, sino depositarlas en contenedores adecuados.

Una vez que la envoltura metálica que recubre las pilas se rompe, las sustancias químicas que contienen se ven liberadas al medio ambiente causando contaminación.

Con mayor o menor grado, las sustancias son absorbidas por la tierra pudiéndose filtrar hacia los acuíferos y de éstos pueden pasar directamente a los seres vivos, entrando con esto en la cadena alimenticia.

Estudios especializados indican que una micro pila de mercurio, puede llegar a contaminar 600.000 litros de agua, una de zinc 12.000 litros y una de óxido de plata 14.000 litros.

Efecto memoria

El efecto memoria es un fenómeno que reduce la capacidad de las baterías con cargas incompletas.

Se produce cuando se carga una batería sin haber sido descargada del todo: se crean unos cristales en el interior de estas baterías, a causa de una reacción química al calentarse la batería, bien por uso o por las malas cargas. Para prevenirlo no hace falta esperar a descargar totalmente la batería antes de realizar una carga; basta con que una de cada pocas cargas sea completa.

Las baterías que tienen efecto memoria son: Batería de Ni-Cd y las Ni-MH.

Las baterías que no tienen efecto memoria: batería de plomo y ácido (las de los coches) y las de iones de litio.

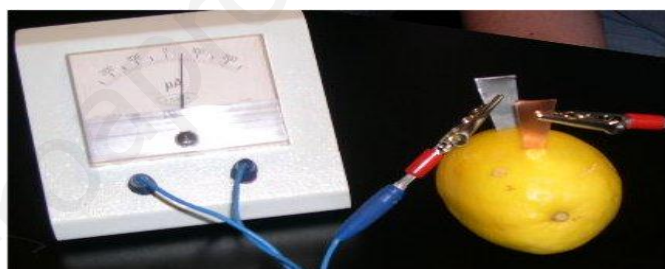
También en las baterías sin efecto memoria se recomienda una descarga completa y carga completa de vez en cuando. En las de litio se recomienda una vez al mes si se usan habitualmente.

¿Cómo fabricar una pila?

Con un limón, una placa de cinc y otra de cobre se puede fabricar una pila. Suministra muy pocos electrones (microamperios) y no son suficientes para encender una bombilla.

Pero si se acumulan durante una hora en un condensador lo cargan, y al descargarse a través de una bombilla ésta se ilumina.

Cuanto mayor sean el tamaño de las placas metálicas insertadas en el limón, mayor es la superficie atacada por el ácido del limón y se produce mayor cantidad de electrones y por tanto mayor es la intensidad.



Batería, batería eléctrica o acumulador eléctrico

Una es un batería dispositivo que almacena energía eléctrica, usando procedimientos electroquímicos y que posteriormente la devuelve casi en su totalidad; este ciclo puede repetirse por un determinado número de veces. El funcionamiento de un acumulador se basa esencialmente en un proceso reversible; en el que los componentes no se consumen ni se pierden, sino que se transforman en otros, que a su vez puedan volver al estado inicial.



Recuerda lo más importante

Electrización

La palabra **eléctrico** viene del término griego "**elektron**" que significa ámbar.

La **botella de Leyden** es un dispositivo eléctrico realizado con una botella de vidrio que permite almacenar cargas eléctricas.

Todos los cuerpos tienen una cantidad de **fluido eléctrico** y cuando se frotan se pasan parte de uno a otro. Por lo tanto, un objeto queda cargado con exceso de fluido y otro con un defecto de igual valor.

En el interior de todos los átomos existen una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.

La **electrización** de la materia se debe a la transferencia de electrones de un cuerpo a otro. Si un cuerpo gana electrones se carga negativamente, y positivamente, cuando los pierde.

Los electroscopios son dispositivos que sirven para detectar y medir la carga eléctrica de un objeto.

Ley de Coulomb: La fuerza con que se atraen o repelen dos cuerpos cargados, es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.

Se llama **campo eléctrico** a la región del espacio que ve alterada sus propiedades por la presencia de una carga eléctrica.

Electricidad estática

La **electricidad estática** se produce cuando ciertos materiales rozan unos con otros. El proceso de rozamiento causa que se retiren los electrones de la superficie de un material y se reubiquen en la superficie del otro material.

El rayo es una de las descargas electrostáticas de mayor intensidad que se producen en la naturaleza. Se forman cuando existen zonas con diferente carga eléctrica dentro de una nube, entre dos nubes o con la superficie de la Tierra.

Michael Faraday comprobó que en el interior de una caja metálica cerrada y hueca no existen cargas ni fenómenos eléctricos.

Corriente eléctrica

La **corriente eléctrica** es la circulación de electrones a través de un material conductor **del polo (-) al polo (+) de la fuente de suministro**. El **sentido convencional de circulación es a la inversa**.

La **diferencia de potencial** es una magnitud física que impulsa a los electrones a lo largo de un conductor en un circuito eléctrico cerrado, provocando el flujo de una corriente eléctrica.

La **corriente continua** (C.C) es el flujo continuo de electrones a través de un conductor. La **corriente alterna** (C.A) consiste en la vibración de los electrones en el interior de un hilo conductor.

La C.C pierde voltaje con la distancia, ya que parte se disipa en calor. Mientras que el voltaje de la CA se puede elevar con un transformador para ser transportado largas distancias con pocas pérdidas en forma de calor.



Fenómenos y circuitos eléctricos

Circuitos

Para que la corriente eléctrica circule por un circuito son necesarios los siguientes elementos: **Un generador o pila, hilo conductor de cobre, un receptor y un aislante.**

Las **magnitudes** que esencialmente rigen el comportamiento de los circuitos son esencialmente tres: **Diferencia de potencial, intensidad y resistencia.**

La **diferencia de potencial (ddp)** es el impulso que necesita una carga eléctrica para que pueda fluir por el conductor de un circuito eléctrico, esta corriente cesará cuando ambos puntos igualen su potencial eléctrico.

La **intensidad de corriente (I)** es el número de electrones que atraviesa un conductor en la unidad de tiempo.

$$I = \frac{q}{t}$$

La resistencia, R, es la mayor o menor oposición de un cuerpo al paso de la corriente eléctrica.

$$R = \rho \frac{L}{S}$$

La **ley de Ohm** dice que: "la intensidad de la corriente eléctrica que circula por un conductor eléctrico es directamente proporcional a la diferencia de potencial aplicada e inversamente proporcional a la resistencia del mismo".

$$I = \frac{V}{R}$$

Circuitos en serie

Dos o más elementos de un circuito están asociados en serie si están conectados de modo que la corriente pase por todos ellos, uno a continuación del otro.

La **Resistencia Equivalente:**

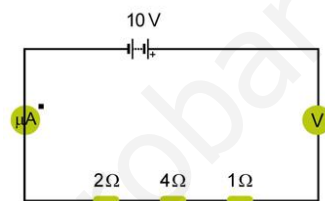
$$R_e = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$$

La **intensidad** que pasa por las resistencias

$$I_e = I_1 = I_2 = I_3 = \dots$$

La tensión de la pila se la reparten entre las resistencias:

$$V_e = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$



Circuitos en paralelo

Dos o más elementos de un circuito están asociados en paralelo si están conectados a puntos comunes y, por tanto, sometidos a la misma tensión.

La **Resistencia Equivalente** es igual al inverso de la suma de los inversos de las resistencias:

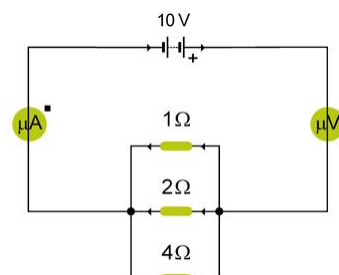
$$R_e = \frac{1}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3}}$$

La **intensidad** del generador se reparte entre las tres resistencias:

$$I_e = I_1 + I_2 + I_3$$

La tensión de la pila es la misma en las tres resistencias:

$$V_e = V_1 = V_2 = V_3$$



Autoevaluación



1. Calcula la intensidad que circula por un dispositivo eléctrico de 160 V y 100 Ω .
2. ¿Qué tensión se puede aplicar por una resistencia de 190 Ω y 100 A?
3. Calcular la fuerza de atracción de dos cargas iguales de 50 μC situada en el vacío y separado 40 cm.
4. Calcular la resistencia de una varilla de grafito de 170 cm de longitud y 60 mm^2 . Resistividad grafito $3,5 \cdot 10^{-5} \Omega\text{m}$.
5. ¿Qué energía cede un generador a un circuito si su ddp es 160 V y pone en movimiento 50 C?
6. Indica que término está relacionado con la corriente continua: Tesla, transformador, dinamo y vibración electrones.
7. Indica que término está relacionado con la corriente continua: Westinghouse, caídas de tensión, flujo de electrones y Volta.
8. ¿Qué científico clasificó las sustancias en conductoras y aislantes? William Gilbet, Tales de Mileto, Millikian y Charles Dufay.
9. Un circuito en serie se explica por: Ley de Coulomb, ley de Ohm o ley de Faraday.
10. El sentido convencional de la corriente es...

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Gilbert, Dufay y Tales.
2. **Fluido, frotan, exceso, defecto, positiva, negativa, positivamente, negativamente, positiva y negativa.**
3. 891N
4. 5.78m
5. 2,843 μC
6.

La capacidad	de los cuerpos	de electrificación	por rozamiento	se denomina	efecto triboeléctrico
--------------	----------------	--------------------	----------------	-------------	-----------------------
7. Eléctrico, eléctrico, electrónico, electrónico, eléctrico, electrónico, electrónico eléctrico, electrónico, eléctrico.
8. 99 μC
9. 5,53 cm
10. 172 mm^2
11. 59, 09 Ω , 0,04 A y 17,94 V
12. 48 Ω , 890V y 19A
13. 5 Ω , 430V y 80 A
14. Falso, Falso, Verdadero, Verdadero, Falso, Falso, Verdadero, Verdadero, Verdadero y Falso
15. B, A, A, B, B, B, A, A, A, C, B, A, B y A.

Soluciones de los ejercicios de la autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. 1,6 A
2. 19.000 V
3. 140, 63 N
4. 0,99 Ω
5. 8.000 J
6. Dinamos
7. Westinghouse
8. Dufay
9. Ley de Ohm
10. Del polo positivo al polo negativo

No olvides enviar las actividades al tutor ►

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Comprender la conversión de energía eléctrica en calor.
- Conocer la relación entre fenómenos magnéticos y eléctricos.
- Entender el funcionamiento de algunos aparatos eléctricos de la vida diaria.
- Conocer diferentes sistemas de generación de corriente eléctrica
- Valorar la importancia que tiene la energía eléctrica en las sociedades modernas.

Antes de empezar

1. Efectos térmicos de la corriente
Midiendo la energía eléctrica
Efecto Joule
2. Efectos magnéticos de la corriente
Comportamiento de los imanes
Experiencias de Öersted
Experiencia de Faraday
Generadores de corriente
3. La electricidad en la vida diaria
La bombilla
Hornos y calefactores
El motor eléctrico
4. Las centrales eléctricas
Hidroeléctricas
Térmicas convencionales
Térmicas nucleares
Otras fuentes alternativas

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen


Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

www.yoquieroaprobar.es

Antes de empezar


¿Por qué usamos la electricidad?



Estamos rodeados de aparatos que funcionan con corriente eléctrica: La radio, el alumbrado, el ordenador, cualquier electrodoméstico..... Seguro que podrías nombrar muchos más.



¿Por qué es así?
¿Qué ventaja tiene para nosotros la electricidad?



La respuesta está en la facilidad con que la energía eléctrica se transforma en otras energías y la posibilidad de obtenerla y transportarla en grandes cantidades.

Recuerda

No olvides repasar, de la quincena anterior, los conceptos de diferencia de potencial, intensidad de corriente y resistencia eléctrica.

Puedes ver, como apoyo, los contenidos de electricidad del Proyecto Newton en URL: <http://newton.cnice.mec.es> en los materiales didácticos para la asignatura de 3º de ESO.

son más complejas y exceden al nivel que nos corresponde.

1. Efectos térmicos de la corriente

Midiendo la energía eléctrica

En una cascada, la potencia del agua depende del desnivel del salto y del caudal del río. En un circuito eléctrico, el "desnivel" es la diferencia de potencial (DDP) o tensión, que se mide en **voltios (V)**. El "caudal" equivale a la intensidad de corriente, medido en **amperios (A)**

La **potencia** del circuito será **$P = V \cdot I$** y se medirá en **vatios (w)**, donde **V** es la tensión e **I** la intensidad.

Según la ya estudiada Ley de Ohm: **$V = R \cdot I$** , así que: **$P = R \cdot I \cdot I$** o sea **$P = R \cdot I^2$**

La potencia es la energía consumida cada segundo. Si el circuito trabaja t segundos:

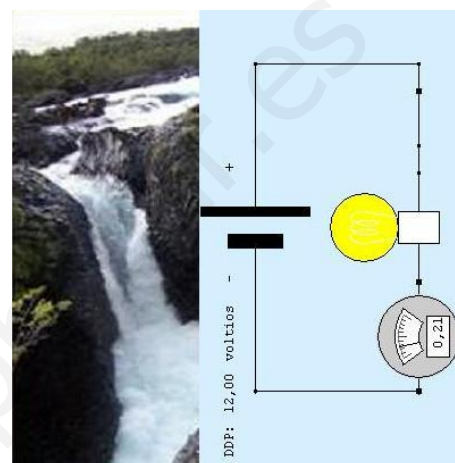
La Energía gastada será: **$W = R \cdot I^2 \cdot t$** y se mide en **julios (J)** o en **kilovatios-hora (kwh)**.

Llamamos **kilovatio- hora (kwh)** a la energía que gasta la potencia de un kilovatio (1000 vatios) actuando durante 1 hora. Así, si una lavadora gasta una potencia de dos kilovatios a lo largo de 3 horas, su consumo total es de $W = 2 \text{ kw} \cdot 3 \text{ horas} = 6 \text{ kwh}$.

Comparado con el julio, **1 kwh = 3.600.000 J**.

Debemos evitar el error habitual de confundir la unidad de potencia, el kilovatio, con la de energía, kilovatio hora. Cuando decimos que un motor tiene 2 kilovatios, nos referimos a la potencia, es decir a la energía que puede consumir cada segundo. Cuando, en el recibo de la luz, observamos que nos cobran 300 kwh nos referimos a la energía total que hemos consumido.

También hay que aclarar que las leyes matemáticas expresadas en esta página sólo son totalmente ciertas en circuitos de corriente continua (los que funcionan con pilas o batería) En otros circuitos las expresiones

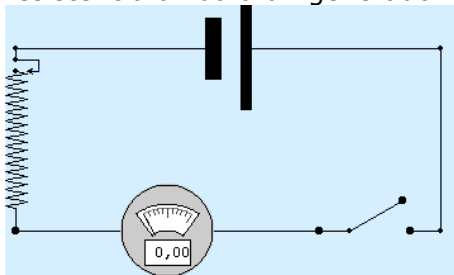


En la imagen vemos a la izquierda una cascada natural. La energía que adquiere cada partícula de agua depende de la altura de la cascada. No obstante, una cascada con muy poco agua no proporcionará mucha energía. Para eso hace falta que el número de partículas de agua en cada segundo, es decir el caudal, sea muy grande.

En el circuito eléctrico, la diferencia de potencial entre los polos de la pila representa la altura del salto eléctrico. De esa magnitud depende la energía que alcanza cada electrón. Para determinar la potencia que consume el circuito hay que saber cuántos electrones pasan cada segundo por un punto del circuito. La cantidad de carga por segundo (intensidad) que pasa por el amperímetro y por la bombilla equivale al caudal eléctrico.

Efecto Joule

¿En qué se emplea la energía consumida por un circuito eléctrico? El caso más sencillo es el de una resistencia unida a un generador de corriente.



Los electrones que recorren el circuito cuando este se cierra, adquieren energía del generador, pero la pierden en choques con los átomos del conductor, en forma de calor irradiado al ambiente

Joule estudió este fenómeno, Observando que siempre se satisfacía la siguiente relación:

$$\text{Ley de Joule: } Q = R \cdot I^2 \cdot t \cdot 0,24$$

donde Q es el calor emitido por el circuito medido en calorías.

Recordemos, como aprendimos en el curso anterior, que una **caloría** es el calor necesario para que un gramo de agua aumente un grado su temperatura, Podemos comprender esta ley a partir del apartado anterior, en la que determinábamos la energía eléctrica que consumía un circuito.

Como ya sabemos que la energía consumida es:

$W = R \cdot I^2 \cdot t$ la ley de Joule nos dice que toda la energía eléctrica se ha disipado en forma de calor, de forma que **cada julio de energía se ha transformado en 0,24 calorías**, su equivalente térmico.

El calor producido puede ser suficiente para elevar mucho la temperatura del conductor. En ese caso es posible que el cuerpo alcance el punto de incandescencia, a partir del cual parte de la energía irradiada es visible en forma de luz. Esto es lo que pasa en aparatos que estudiaremos posteriormente como la bombilla o el hornillo eléctrico.

También existe la posibilidad de que no se irradie toda la energía al exterior, sino que se transforme en otra forma de energía. Éste es el caso que estudiaremos en otro apartado, al abordar el motor eléctrico.

James P. Joule (1818 - 1889). Físico inglés, dedicado principalmente al estudio de la Electricidad y la Termodinámica.



Llevó a cabo sus experimentos sobre calor en su laboratorio doméstico, y para asegurar la exactitud de sus mediciones desarrolló su propio sistema de unidades. Su principal línea de trabajo fue la conversión de unas formas de energía en otras y, principalmente, establecer la idea de que el calor es una forma de energía.

Logró descubrir cómo emplear campos magnéticos para producir trabajo.

Trabajó con Lord Kelvin para establecer la escala absoluta de temperatura.

Un célebre experimento suyo permitió comprobar la relación entre el calor y la energía mecánica. Posteriormente encontró una relación entre la energía eléctrica consumida por un circuito y el calor disipado en el mismo (ley de Joule).

En su honor, la unidad de energía mecánica del Sistema Internacional se denomina Julio.

2. Efectos magnéticos de la corriente

Comportamiento de los imanes

Desde la antigüedad sabemos que algunos minerales metálicos son capaces de atraer a otros metales, particularmente al hierro y el acero (como vemos en la primera imagen). Los conocemos como **imanes** (en griego imán significa "piedra amante").

El efecto magnético no es igual en todas las zonas del imán. Observa en la segunda imagen cómo el polvo de hierro se distribuye en las llamadas "**líneas de fuerza**" del imán y alrededor de sus extremos, llamados **polos**, que denominamos **norte** y **sur**. Los polos tienen un comportamiento particular: **Dos imanes se atraen si los acercamos por sus polos opuestos y se repelen si los acercamos por polos idénticos.**

Nos queda ahora por comprender por qué los polos se denominan Norte y Sur y no, por ejemplo, positivo y negativo como en las cargas eléctricas.

El imán terrestre

La Tierra se porta como un imán gigante, con sus polos próximos a los polos geográficos, aunque no coincidentes. En la figura adjunta vemos ese imán planetario con sus líneas de fuerza. Las **brújulas**, imanes ligeros sujetos sólo por su punto central, se adaptan a esas líneas de forma que uno de sus extremos apunta al Norte y otro al Sur, lo mismo que haría cualquier imán con libertad de movimiento.

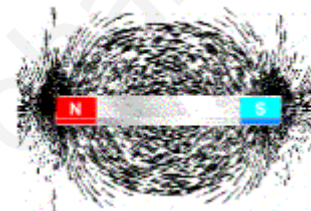
Llamamos **polo norte** de un imán al que señalaría el Norte de la Tierra. Llamamos **polo sur** al que apuntaría hacia el Sur.

Como los imanes se atraen por sus polos opuestos, deducimos que **cerca del Norte de la Tierra se encuentra su polo magnético sur** y viceversa. En el centro de la figura, en azul, vemos representado el imán terrestre.

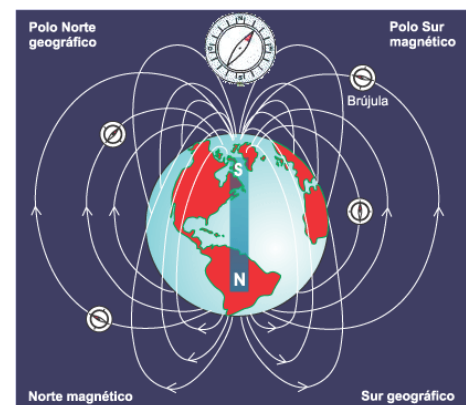
Hay que hacer notar que el magnetismo terrestre no es constante., en periodos irregulares de cientos de miles de años la polaridad se invierte.



Objetos como imperdibles o clavos son fuertemente atraídos por los polos del imán.



Polvo espolvoreado sobre una mesa es atraído por el imán a lo largo de sus líneas de fuerza.



Por simplificación, en la figura se muestran los polos magnéticos y geográficos como coincidentes. En realidad puede haber distancias de cientos de kilómetros entre ellos. La atracción hacia los polos magnéticos de partículas de la alta atmósfera es responsable de las llamadas "auroras boreales".

Experiencia de Öersted

Öersted trataba de demostrar la existencia de una relación entre los fenómenos eléctricos y magnéticos. Lo consiguió con el experimento que se describe en la imagen adjunta.

Vemos un circuito con una bobina y una brújula. Al conectar la corriente vemos que la brújula se desvía como si la bobina fuera un imán con líneas de fuerza como las que aparecen en la segunda imagen.

Las corrientes eléctricas causan campos magnéticos.

Este descubrimiento, completado por los experimentos de Faraday y los desarrollos teóricos de Ampere y Maxwell, daría pie a que hoy hablemos de electromagnetismo, en lugar de electricidad y magnetismo por separado.

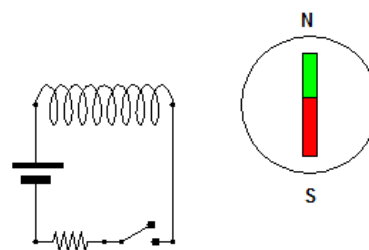
Si son las corrientes eléctricas las que causan los campos magnéticos, **¿cómo podemos explicar el magnetismo de los imanes?**

En un metal normal hay electrones libres moviéndose al azar como vemos en la escena. Observemos que los electrones se mueven en cualquier dirección, sin preferencias (los electrones vienen representados por puntos rojos y la dirección de sus movimientos por trazas grises). En este caso, los campos magnéticos que puedan generar unos electrones se contrarrestan con los creados por otros. El metal no presenta magnetismo apreciable.

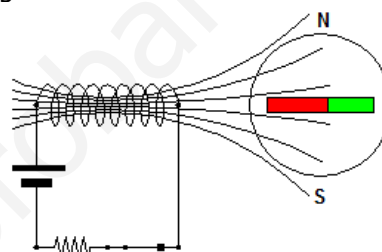
En la siguiente imagen observamos la cara norte de un imán. Vemos que esos mismos electrones ya no se mueven al azar: giran en pequeños círculos como si estuvieran circulando por una bobina.

De hecho, el interior del imán se porta como si estuviera formado por miles de bobinas perfectamente alineadas de forma que sus campos se suman, produciendo lo que llamamos imán natural.

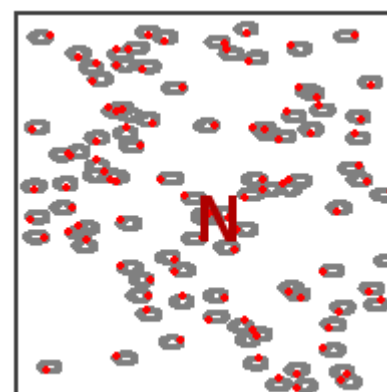
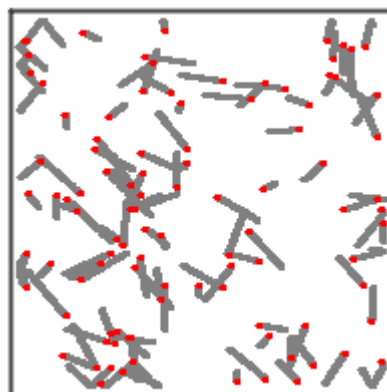
Cuando un trozo de hierro normal se acerca a un imán, sus electrones libres se orientan con el campo magnético. El objeto se convierte en un **imán temporal**. Por eso es posible atraer clavos hacia un imán de forma que formen una cadena. Cada uno atrae al siguiente.



Por el circuito de la figura no pasa corriente. La brújula se mantiene con sus polos orientados hacia el norte y sur magnéticos.



Al conectar la corriente, la bobina se porta como un imán. La brújula es atraída por las líneas de fuerza del imán y se mueve, de forma que su dirección final es perpendicular a la cara de la bobina.



Experiencia de Faraday

Faraday trataba de descubrir si un campo magnético podía producir corriente eléctrica

Hizo variados experimentos al respecto, siendo el de la imagen adjunta el más sencillo de todos.

También comprobó que obtenía resultados parecidos:

- Si desplazaba el circuito cerca del imán sin mover éste.
- Si hacía girar el circuito cerca del imán.
- Si, utilizando un electroimán, hacía variar la intensidad que circulaba por el mismo.

En conjunto logró demostrar que:

La variación del campo magnético que atraviesa un circuito crea en él una corriente eléctrica (corriente inducida).

De esta manera consiguió abrir la puerta a la creación de corrientes eléctricas como veremos en el apartado siguiente.

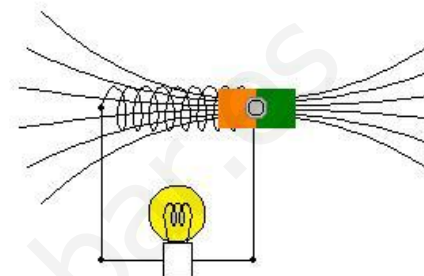
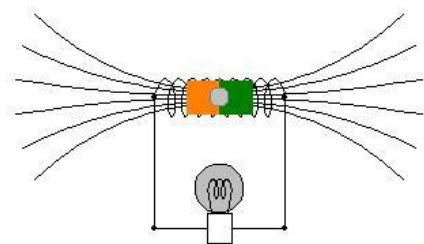
Biografía:



Michael Faraday (1791 - 1867). Físico y químico inglés. Sus estudios más importantes se relacionan con la electricidad. Por un lado es considerado como el fundador de la electroquímica, al descubrir la relación entre la cantidad de un metal depositado en la electrolisis y la cantidad de carga eléctrica que circula. Por otro lado es también un elemento esencial en el desarrollo

del electromagnetismo. Tras igualar las experiencias de Ørsted que demostraban el poder magnético de la corriente, descubrió la inducción electromagnética; es decir, que los campos magnéticos también podían generar corrientes eléctricas. Este descubrimiento hizo posible la producción de energía eléctrica en grandes cantidades, esencial en una sociedad moderna.

En su honor se designó la unidad de capacidad eléctrica de un conductor como faradio (F).



En la primera de las dos imágenes vemos un circuito y un imán en reposo. Se han visualizado las líneas de fuerza del imán. No hay corriente eléctrica por el circuito.

En la segunda imagen hay un desplazamiento relativo entre el imán y el circuito (no importa si movemos el imán o el propio circuito). Mientras dura el desplazamiento, aparece una corriente en el circuito que ilumina la bombilla. Obsérvese cómo varía la forma en que las diversas líneas de fuerza atraviesan la bobina, mostrando que el campo magnético que la atraviesa está variando.

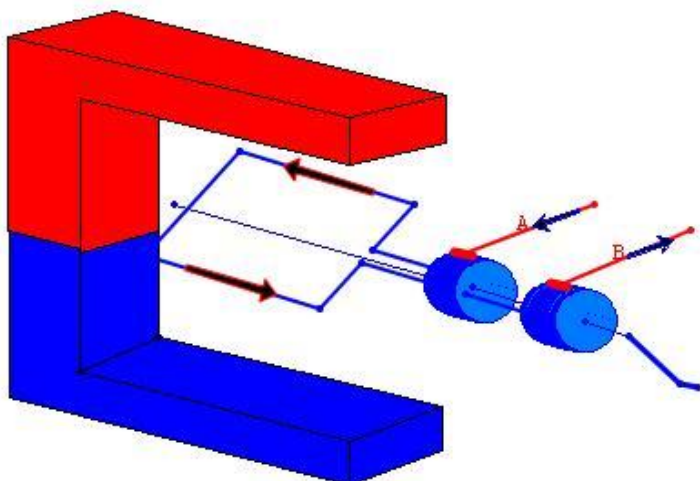
Al acabar el desplazamiento desaparece la corriente, que vuelve a aparecer si desplazamos el imán en sentido contrario.

Si en lugar de la bombilla hubiéramos colocado un galvanómetro (detector de corriente), habríamos podido comprobar que la corriente cambia de sentido cuando cambiamos también el sentido del movimiento del imán.

Generadores de corriente

Las experiencias de Faraday nos permiten producir desde la dinamo de la bicicleta, a los grandes generadores de las centrales eléctricas.

La idea básica es mover un circuito eléctrico en un campo magnético.



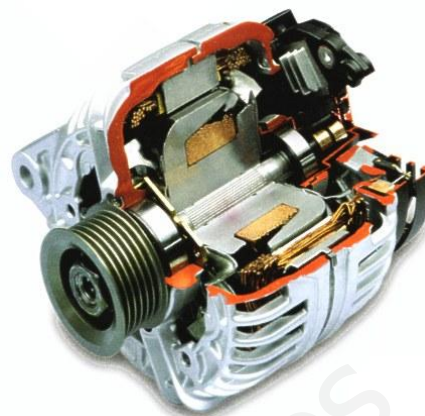
Aunque en este caso hemos representado el generador por una sólo espira de forma cuadrada, en realidad se usan bobinas de gran número de espiras. El secreto del generador radica en hacer girar esta bobina en el campo de un imán (en la figura tiene forma de herradura) o de un electroimán. En la figura lo haríamos por medio de una manivela, aunque para usos prácticos puede haber muchos mecanismos que produzcan este efecto.

Como había demostrado Faraday, este movimiento provocaría en la bobina (llamada **inducido**) una corriente cuyo sentido viene mostrado por las flechas negras. Los hilos conductores A y B, en contacto con los extremos de la bobina, transportan la corriente al circuito exterior.

La corriente que se produce cambia de sentido mientras gira el circuito, por eso la corriente producida se llama corriente **alterna**. La corriente que obtenemos en los enchufes de nuestros domicilios es de este tipo.

Como idea más importante, debemos recordar que:

Los generadores de corriente convierten la energía del movimiento en energía eléctrica .



En la imagen superior vemos el interior de un alternador real. En este caso el campo magnético es creado por un electroimán exterior (**inductor**) que rodea la bobina giratoria que es el inducido.



En la segunda imagen vemos la dinamo de una bicicleta, accionada por el giro de la rueda. En este caso los bornes de contacto del inducido con el circuito exterior están dispuestos de forma que cambien su polaridad cada media vuelta. De esta forma se consigue que el sentido de la corriente sea siempre el mismo. Las dinamos producen **corriente continua**.

3. La electricidad en la vida diaria

La bombilla

Llamada también **lámpara incandescente**, es bien conocida como instrumento de iluminación y se basa en el efecto Joule. Encerrados en una ampolla de vidrio, contiene:

Filamento: Está hecho de wolframio. Al calentarse al paso de la corriente alcanza la incandescencia y proporciona luz y calor.

Gas enrarecido: En un vacío casi perfecto hay un poco de gas inerte. El propósito es evitar la combustión del filamento.

Refrigerante: Elemento de vidrio que impide que el filamento se caliente demasiado.

Unido a la ampolla de vidrio, el **casquillo** lleva la conexión eléctrica al circuito. Las **bombillas irradian más calor que luz**. No son muy eficientes. Para mejorar su eficiencia hemos diseñado:

Las **lámparas halógenas** utilizan cuarzo en lugar de vidrio y un gas halógeno en su interior que las permite alcanzar altas temperaturas, a las que la energía radiada tiene más proporción de luz que la lámpara normal. En la luz que emiten hay componente ultravioleta. Es mejor que no usemos estas lámparas para iluminarnos mientras leemos.

Los **tubos fluorescentes** se basan en la excitación de los átomos de un gas (normalmente vapor de mercurio) mediante altos voltajes (por eso es peligroso tocar su cebador). Los átomos emiten la luz al volver a su estado normal. En este caso no hay pérdida en calor, por lo que se llama "luz fría" a la que producen.

En las **lámparas de bajo consumo** se optimiza la luz fría, sobre todo cambiando el cebador que proporciona el alto voltaje de los tubos tradicionales por un sistema electrónico rápido y de bajo consumo. Estas lámparas producen luz con un gasto energético que puede ser cinco veces menor que una lámpara tradicional.

Comienzan a desarrollarse **lámparas LED**, basadas en que sustancias semiconductoras emiten luz al pasar por ellas una corriente eléctrica. Se trata también de luz fría, no relacionada con el efecto Joule.



Bombilla tradicional



Lámpara halógena



Tubo fluorescente

Lámpara de bajo consumo.



Linterna LED



Hornos y calefactores

El hornillo es una sencilla aplicación de la ley de Joule. Una resistencia eléctrica que soporte bien la temperatura alta comunica su calor a una placa conductora que lo transfiere a los alimentos que cocinamos. En este caso no nos interesa la energía luminosa, si bien es normal que la resistencia alcance un color rojizo.

El **horno eléctrico** contiene varias de estas resistencias encerradas en un recipiente hermético. Es el aire del horno, calentado por esas resistencias, el que calentará los alimentos.

El **calefactor eléctrico** contiene muchas resistencias en paralelo y una superficie reflejante que envía el calor producido hacia la habitación.

Hornillo, horno y calefactor eléctricos utilizan el efecto Joule para darnos calor. Hoy en día hay versiones mejoradas de todos ellos:

Todas las **cocinas vitrocerámicas** utilizan una lámina de vidrio como transmisora de calor. La fuente de este calor puede ser una resistencia como en los hornillos corrientes o bien un sistema de **inducción**. En este caso el calor se produce por medio de un campo magnético variable que agita los electrones de un recipiente ferromagnético. Es un sistema muy eficaz, pero requiere recipientes especiales, sensibles al campo magnético.

Las **microondas** son ondas electromagnéticas (como la luz o los rayos infrarrojos) de una longitud de onda de varios milímetros hasta algunos centímetros. Son absorbidas por el agua, a la que transmiten su energía. Como todas las formas de vida vegetal y animal contienen mucha agua, los **hornos de microondas** calientan nuestra comida sin calentar directamente el recipiente. El horno debe estar bien aislado del medio ambiente, pues las microondas también nos pueden afectar a los humanos.

En la **bomba de calor** una sustancia de bajo punto de ebullición se evapora en un lado del aparato, absorbiendo calor del aire que la rodea, mientras que se condensa en el otro lado, por acción de un compresor eléctrico. En esta condensación devuelve el calor absorbido antes, expulsándolo al otro lado del aparato. La bomba de calor sirve, por ejemplo, para crear aparatos de **aire acondicionado** que pueden actuar como refrigerantes en verano y como calefactores en invierno.



Alrededor del hornillo vemos aquí el calefactor y el horno eléctricos.



Cocina vitrocerámica.



Horno de microondas.

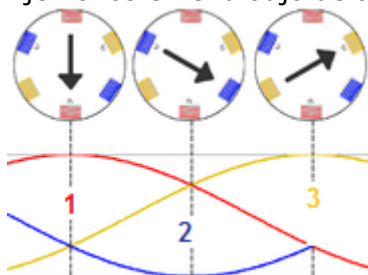


Acondicionador de aire por bomba de calor.

El motor eléctrico

Como una bobina por la que pasa corriente se porta como un imán, si esta bobina se encuentra en un campo magnético, tenderá a moverse como un imán cualquiera. Esta propiedad se aprovecha para crear **motores eléctricos** que pueden mover lavadoras, lavaplatos o juguetes.

En la imagen vemos un motor eléctrico por dentro: La parte exterior, **estátor**, tiene un electroimán, con el fin de hacer girar el **rotor**. Para comprenderlo, fijémonos en el dibujo de abajo.



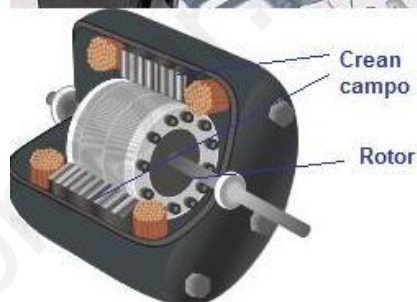
Vemos en amarillo, azul y rojo a las bobinas del estátor. Por ellas pasa corriente alterna en diferente fase, como se ilustra en la parte inferior de la imagen.

Cuando la corriente alterna roja está en un máximo (1), el campo magnético apunta hacia abajo (en ese momento los campos de las otras dos se contrarrestan). En el punto 2 es la bobina azul la que impone la dirección del campo y en el momento 3 es la bobina amarilla. De esta forma, la bobina del inducido, que busca alinearse con el campo magnético, debe girar constantemente.

Hay otros motores eléctricos con principios diferentes. En el motor **eléctrico lineal**, se busca que la fuerza magnética produzca un desplazamiento en línea recta, en vez de un giro. En el tren de la figura hay distribuidos por la vía imanes situados entre los raíles que repelen los que lleva el tren. En este caso, la repulsión magnética es la que causa el movimiento.

Hay también motores eléctricos parecidos al de corriente alterna, pero que funcionan con **corriente continua**. En estos casos, hay un sistema de contactos (bornes) que cambian de polaridad a medida que gira el inductor, aunque se mantenga siempre el mismo sentido de la corriente. De esta forma se consigue igualmente una acción giratoria sobre el rotor.

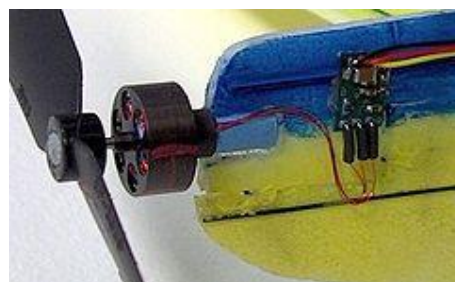
Existen otras posibilidades. Incluso hay motores que funcionan sin apoyarse en campos magnéticos. No obstante, como regla general, podemos afirmar que Los **motores eléctricos** convierten energía eléctrica en energía mecánica gracias al **campo magnético**.



Motor eléctrico en el que podemos ver sus componentes esenciales en el corte inferior. Sólo vemos dos de las bobinas del estator.



Tren japonés de alta velocidad alimentado por un motor lineal.

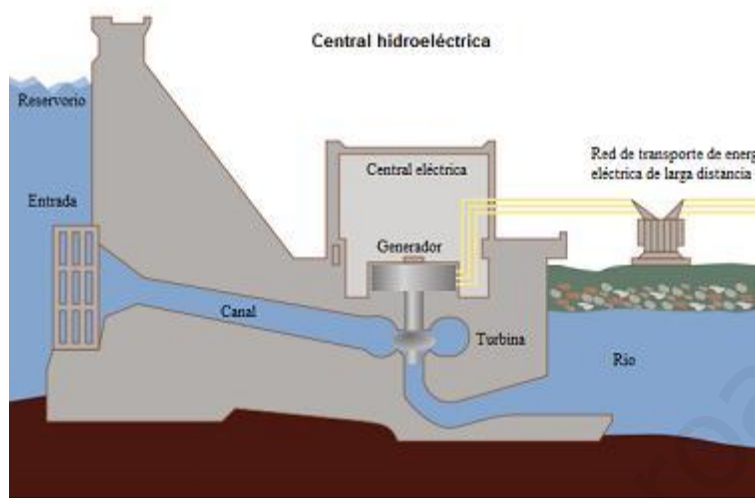


Motor eléctrico de corriente continua para un avión de aeromodelismo.

4. Las centrales eléctricas

Hidroeléctricas

Ya vimos que para generar corriente eléctrica nos bastaba hacer girar una bobina en un campo eléctrico. Las centrales hidroeléctricas hacen esto a gran escala. La **turbina** es el convertidor de la energía del agua en la energía de rotación que necesitamos. Está compuesta por una serie de palas (**álabes**) que son impulsadas por el empuje del agua.



Cuanto más alto sea el nivel del **reservorio**, mayor velocidad cuando llega a la **turbina** tendrá el agua en el canal. Cuanto mayor sea esta velocidad, mayor será la **potencia eléctrica útil** producida en el **generador**.

Las centrales hidroeléctricas convierten **la energía mecánica** del agua en **energía eléctrica**.

Como en los otros métodos de producción de energía, las centrales hidroeléctricas tienen sus **ventajas** (es una energía limpia y renovable); pero también, algún **inconveniente** (necesita grandes desniveles e inmensas superficies para poder acumular mucha energía, además de depender de la meteorología).

La energía eléctrica es aproximadamente la mitad de la energía total consumida en España, y de esa energía eléctrica, la obtenida en las centrales hidroeléctricas representa entre el 15 y el 20% del total. Esta variación se debe, sobre todo, a las diferencias en la cantidad de lluvia recogida entre unos años y otros.



Turbina de una central eléctrica.



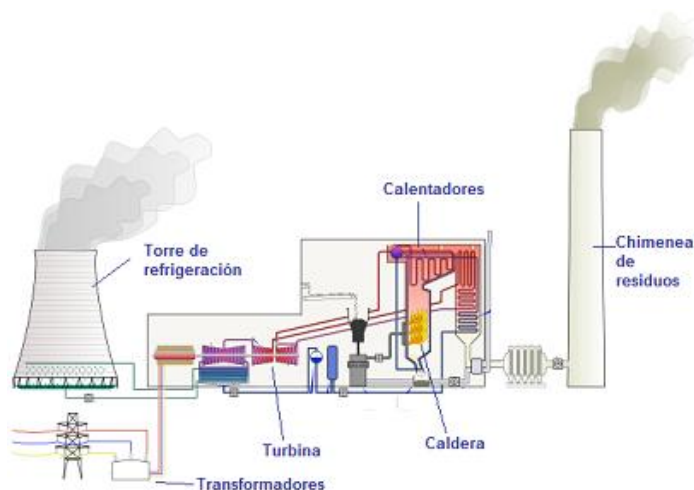
En la foto está la que será, cuando se acabe de construir, la presa hidroeléctrica más grande del mundo. Producirá una potencia de 22,5 Gw (es decir, 22.500.000 kw) pero habrá inundado más de 600 kilómetros cuadrados y desplazado a casi dos millones de chinos.

La mayor central hidroeléctrica española, situada en Valencia, (puesta en funcionamiento: año 2012) tendrá una potencia máxima de 2Gw (2.000.000 kw).

Sin embargo, estas presas enormes son difíciles de hacer por la gran extensión que ocupan y su impacto ambiental. En el futuro, la expansión de la energía hidroeléctrica en España se realizará, sobre todo, mediante pequeñas centrales, por lo que, probablemente, el peso de la energía hidroeléctrica se mantenga con un techo del 20%.

Térmicas convencionales

La energía de origen térmico, quemando carbón, derivados del petróleo o gases, es responsable del 55 al 60% de nuestra energía eléctrica.



En la **caldera** se quema el combustible que hace hervir el agua en los **calentadores**. El vapor de esta agua empuja las **turbinas**, después se condensa y se enfría en la **torre de refrigeración**. Las turbinas, a su vez, ponen en marcha el generador. Un sistema de **transformadores** transporta la energía eléctrica a la red. Los restos de la combustión se expulsan por la **chimenea de residuos**.

Las centrales térmicas tienen la **ventaja** de poder **producir grandes cantidades de energía** en una instalación mucho más pequeña que la presa de una central hidroeléctrica. Además podemos ajustar esa energía a las necesidades **sin dependencia de factores climáticos**.

Uno de sus **inconvenientes** es que **no es una energía renovable** (el petróleo, gas o carbón quemados no pueden ser recuperados). Además, **tampoco es una energía limpia**, sus residuos son altamente contaminantes y el dióxido de carbono que se produce en la combustión contribuye al **calentamiento global del planeta**, circunstancia que se está agravando con el desarrollo económico de los llamados países emergentes.

Las centrales térmicas transforman la energía química del combustible en energía eléctrica.



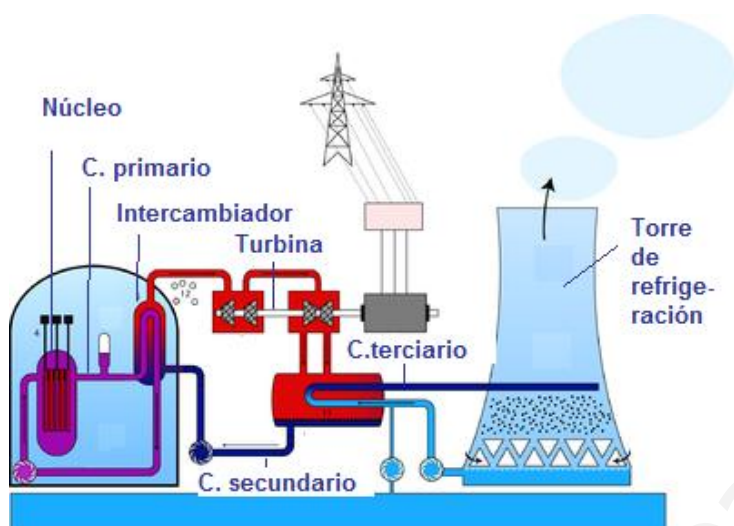
En la foto vemos una gran central termoeléctrica española que funciona en la provincia de Valencia. Aunque resulta espectacular su torre de refrigeración, por ella sólo escapa vapor de agua. Es la delgada chimenea de residuos que vemos en segundo término la que vierte al aire los productos tóxicos.



En esta central de Puertollano se utiliza un sistema con menos residuos denominado sistema de **Gasificación Integrada en Ciclo Combinado** o **GICC**. Se basa en la obtención de gas combustible y su depuración antes de quemarlo en la caldera. Como el carbón es más abundante y barato que el petróleo y este tipo de centrales produce menos contaminantes parece gozar de un buen futuro. Sin embargo, hay que indicar que su efecto sobre el calentamiento global, ligado a la obligada emisión de dióxido de carbono no se evita en modo alguno. Actualmente hay investigaciones dirigidas a lograr almacenar este gas en bloques sólidos para aminorar su paso a la atmósfera.

Térmicas nucleares

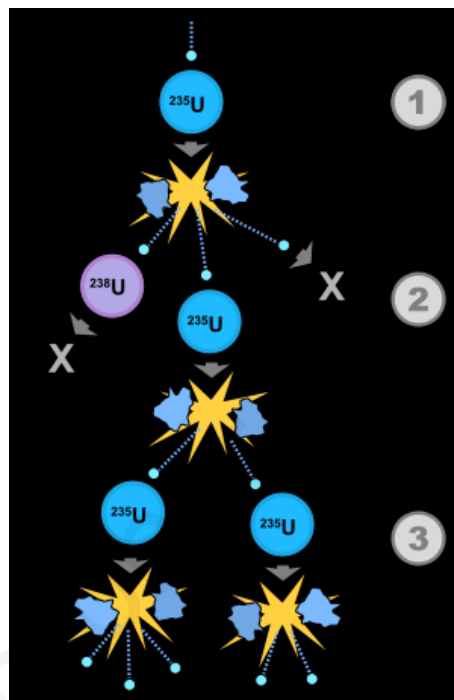
El **uranio-235** y otras sustancias radiactivas tienen la propiedad de que pueden **desintegrarse en cadena**, liberando gran cantidad de energía. Esta energía puede utilizarse igual que en una central térmica convencional. En nuestro país generan alrededor del 20% de la energía eléctrica.



En el **núcleo** se produce la desintegración y se genera calor para calentar el agua del **circuito primario**. En el **intercambiador** se calienta el agua del **circuito secundario** que empuja la **turbina**. El agua del **circuito terciario** libera el calor sobrante en la torre de refrigeración, siendo la única que está en contacto con el ambiente. De esta forma se hace muy difícil el vertido al exterior de los productos de fisión, altamente radiactivos y peligrosos.

Su **ventaja** es que pueden producir **grandes cantidades de energía de forma limpia** (en condiciones normales). Sus **inconvenientes** radican en la muy **pequeña posibilidad de accidentes graves** y en la **dificultad de almacenar sus residuos, muy tóxicos**, durante cientos de miles de años. Además **tampoco es una energía renovable** y el uranio no es un metal abundante. En Francia existen centrales reproductoras, capaces de generar plutonio (que también sirve de combustible) a partir del combustible de uranio ya usado.

Las **centrales nucleares** extraen energía de la desintegración del átomo para obtener **energía eléctrica**.



Desintegración en cadena:

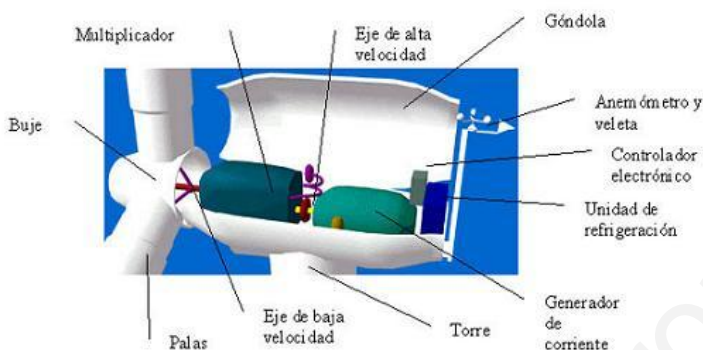
- 1- Un átomo de Uranio-235 absorbe un neutrón, y se divide en 2 nuevos átomos (productos de fisión), dejando libres 3 nuevos neutrones y energía de enlace.
- 2- Uno de los neutrones es absorbido por un átomo de Uranio-238, y no continúa la reacción. Otro neutrón se pierde y no continúa la reacción. Otro neutrón entra en colisión con un átomo de U-235, que se divide y libera 2 neutrones y energía de enlace.
- 3- Estos 2 neutrones colisionan con 2 átomos de U-235, que se dividen y emiten neutrones, que continúan con la reacción.

Esta reacción puede ser rapidísima (**bomba atómica**) o lenta (**barras de combustible de las centrales nucleares**), según la riqueza del metal y la presencia de sustancias que absorban los neutrones.

Otras fuentes alternativas

La inseguridad de las reservas de combustible y el poder contaminante de las centrales térmicas de todo tipo favorecen la busca de **energías alternativas limpias y renovables**. En la imagen adjunta se representan dos de las más extendidas en nuestro país: **eólica** y **fotovoltaica**.

El uso de energía eólica se basa en los **aerogeneradores**, situados normalmente en lo alto de una gran torre. En España tiene un fuerte desarrollo, representando alrededor de un 5-10% de la energía eléctrica.

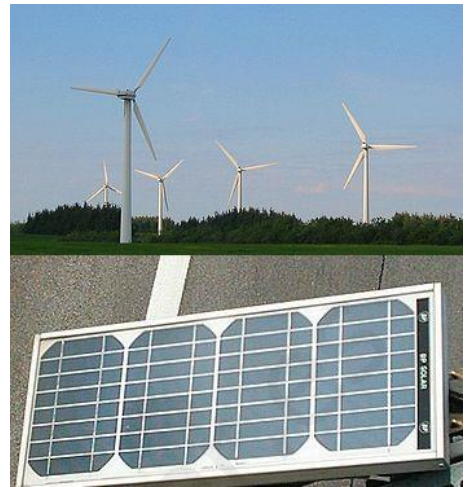


En la **góndola**, los **ejes de alta y baja velocidad** permiten utilizar generadores diferentes según la velocidad del viento. El **anemómetro y la veleta**, junto con el **controlador electrónico** permiten optimizar la posición del aerogenerador y su funcionamiento. La **unidad de refrigeración** es precisa para evitar el calentamiento de los componentes eléctricos.

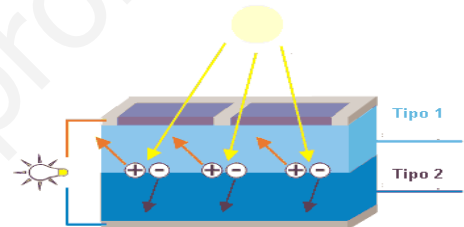
La energía **fotovoltaica** se basa en la conversión directa de la energía de la luz solar en electricidad en **paneles solares**. En España se están promocionando las centrales eléctricas de este tipo, aunque todavía no suponen una cantidad apreciable a escala nacional.

Otra alternativa que parece tener gran futuro es el uso de **biomasa**, es decir, obtener combustible a partir de residuos vegetales o de plantas cultivadas para este fin. Este sistema no contribuye al calentamiento global (devolvemos al aire lo que las plantas han absorbido antes) y contamina menos que el uso de combustibles fósiles, a la vez que es también una energía renovable como lo son la de origen eólico y la fotovoltaica.

Otras posibilidades: energía mareomotriz, de las olas, geotérmica, etc. Tienen una presencia simbólica y difícil desarrollo en España.



Parque de aerogeneradores y panel de una central fotovoltaica.



Interior de un panel solar. Está formado por dos capas semiconductoras de tipos ligeramente diferentes. La energía de la luz es capaz de separar cargas positivas y negativas en la frontera de las dos. La de tipo 1 permite el movimiento de las cargas positivas y la de tipo 2 el de las negativas. Así se origina el equivalente a una pila con sus dos polos. Estos paneles son muy **útiles para atender instalaciones muy alejadas** de la red.

Todas estas formas de energía son limpias y renovables, aunque tienen sus inconvenientes: alto coste, bajo rendimiento, dependencia del clima...

Aún queda mucho trabajo de investigación para esta área de gran importancia social.



Para practicar

Ejercicios con calculadora

Estos ejercicios pretenden que te familiarices con la aplicación numérica de las leyes que establecían la potencia consumida y el calor producido en una resistencia eléctrica. Debes recordar bien las leyes implicadas, saber despejar la incógnita solicitada y cambiar las unidades de las magnitudes cuando sea preciso.

1. ¿Qué intensidad de corriente pasa por una bombilla de 200 V de diferencia de potencial y 300 w de potencia?
2. Un hornillo tiene una resistencia de 150 ohmios. Si está sometido a una tensión de 250 V, calcula la energía que consume en 100 segundos.
3. Un hornillo eléctrico funciona durante 2 minutos con una tensión de 250 V La resistencia del hornillo es de 110 ohmios. ¿Cuánto calor se produce?
4. ¿Cuánto tiempo necesita una resistencia de 100 ohmios funcionando a 250 V para producir 1010 calorías?
5. Una bombilla funciona a 20 voltios, consumiendo 41w. ¿Qué intensidad de corriente circula por ella?
6. Un motor consume 2000w durante 23 horas. Si cada kwh cuesta 40 céntimos, ¿cuántos euros deberemos pagar?
7. Un hornillo conectado a 220 V consume 1500w.¿Cuánto vale su resistencia?
8. ¿Cuánto calor desprende una estufa eléctrica conectada a 120 V por la que pasan 5 amperios de corriente durante 40 segundos?
9. Una resistencia que consume 1500 w cuando está sometida a una diferencia de potencial de 40 V emite 1440 calorías en 4 s. ¿Qué intensidad de corriente circula por ella?
10. Un frigorífico posee una potencia de 2000 w. Si cada kilovatio hora cuesta 30 céntimos, cuánto dinero nos costará tenerlo encendido un día completo?

La electricidad, aplicaciones prácticas

Ejercicios sin calculadora

En estos ejercicios debes demostrar que entendiste bien los conceptos eligiendo la respuesta correcta, buscando las palabras que faltan o completando ciertas frases.

11. ¿Qué recordamos sobre los imanes

1. ¿Cuál de estas afirmaciones son correctas?

- a) Algunos imanes atraen objetos de plástico
- b) Hay algunos imanes naturales compuestos por sustancias no metálicas
- c) Los polos de los imanes se denominan positivo y negativo
- d) Los polos de los imanes se denominan norte y sur

2. ¿Qué ocurre cuando acercamos dos imanes por sus polos?

- a) Se atraen si acercamos el polo norte de uno al polo sur del otro
- b) Se atraen si acercamos el polo norte de uno al polo norte del otro
- c) Dos imanes se repelen siempre cuando se acercan
- d) Se atraen si acercamos el polo sur de los dos

3. ¿Existen objetos que podamos llamar imanes temporales?

- a) Sí, cualquier objeto atraído por un imán se porta a su vez como un imán
- b) No, los cuerpos son imanes o no, no puede haber medias tintas

12. Completa las siguientes frases:

Con sus experimentos Öersted demostró que _____

Con sus experimentos Faraday demostró que _____

Un imán natural se porta como si _____

Si movemos un imán cerca de un circuito _____

13. ¿Qué hemos aprendido del motor eléctrico? Completa los huecos con las palabras que se encuentran en la lista después del texto.

El motor eléctrico tiene dos componentes importantes, (1)_____ y (2)_____.
La misión del primero es crear un campo (3)_____.que afecte al segundo.
La corriente (4)_____ que circula por el rotor lo convierte en un (5)_____.
La atracción y repulsión entre los (6)_____ magnéticos de estátor y rotor mueven a éste. Cuando el rotor da media (7)_____, el sistema de escobillas cambia el (8)_____ de la corriente, provocando un cambio en la fuerza (9)_____. De esta forma se garantiza el movimiento continuo del motor.
Si queremos aumentar o disminuir la velocidad del motor, podemos variar el (10)_____ eléctrico.

Lista de palabras para completar los huecos: eléctrica electroimán estátor magnética magnético polos rotor sentido voltaje vuelta

14. ¿Qué aprendimos sobre las fuentes de energía? Escribe, con pocas palabras, las ventajas y desventajas de cada una de estas formas de energía:

Las centrales hidroeléctricas:

Ventajas:

Inconvenientes:

Las centrales térmicas convencionales:

Ventajas:

Inconvenientes:

Las centrales nucleares:

Ventajas:

Inconvenientes:

Las centrales eólicas:

Ventajas:

Inconvenientes:

Las centrales fotovoltaicas:

Ventajas:

Inconvenientes:

Para completar este ejercicio no debes escribir descripciones largas, sólo las frases imprescindibles que demuestren que tienes claras las ventajas e inconvenientes de cada uno de los métodos indicados de producción de energía eléctrica.

Para saber más



Otras formas de utilizar la energía eléctrica

Otras formas de utilizar la energía eléctrica. A lo largo del tema nos hemos preocupado por las aplicaciones que significaban conversiones de energía eléctrica en energía mecánica, o en energía térmica, o en energía luminosa. También existe la posibilidad de convertir energía eléctrica en ondas electromagnéticas que usamos para las telecomunicaciones (radio, televisión, telefonía móvil...). Puedes encontrar información en:

http://es.wikipedia.org/wiki/Receptor_de_radio

<http://es.wikipedia.org/wiki/Televisión>

http://es.wikipedia.org/wiki/Telefonía_móvil

También es posible utilizar la energía eléctrica para almacenar información, por ejemplo en forma de partículas metálicas magnetizadas en una dirección o en otra, posibilidad que ha dado pie a la Informática.

<http://es.wikipedia.org/wiki/Computadora>

Estas aplicaciones han revolucionado las comunicaciones y el manejo de datos en la sociedad moderna.

La energía eléctrica en casa. Puede resultarte muy útil saber cómo se distribuye la energía eléctrica que llega a tu casa. Puedes tener una extensa información en el proyecto Newton, en la unidad didáctica de corriente eléctrica para 3º de ESO, en el apartado de electricidad en el hogar. Puedes también ir directamente:

http://newton.cnice.mec.es/materiales_didacticos/electricidad3E/hogar.htm

El gran problema de la energía

Hemos visto diferentes formas de producir energía eléctrica, con las ventajas e inconvenientes asociadas a cada una de ellas. En realidad, el problema de la obtención de energía eléctrica es sólo una parte del problema global de la evolución del consumo de energía a lo ancho de nuestro planeta..

Podemos obtener información en: http://es.wikipedia.org/wiki/Consumo_y_recursos_energéticos_a_nivel_mundial podemos ver cómo evoluciona el consumo de energía en el mundo en todas sus formas y observar:

1- El consumo crece muy rápidamente, particularmente el de los combustibles más contaminantes y con más efecto sobre el calentamiento global (petróleo, carbón, gas). Información sobre estos temas en: <http://wapedia.mobi/es/Contaminación> http://es.wikipedia.org/wiki/Calentamiento_global

2- Países muy pobres, pero en vías de rápido desarrollo y con gran población (China, India) hacen prever que el crecimiento de la demanda mundial de energía seguirá siendo grande a lo largo de muchos años.

3- Hay países muy pobres, con bajo índice de desarrollo y escasísimo consumo de energía, pero con mucha población. En algún momento deberemos contemplar su crecimiento económico y energético.

¿Cómo podemos resolver el problema de una necesidad creciente de energía, atendiendo a la vez al problema de la contaminación y del calentamiento global? Este es un problema que nos debe preocupar pues en la respuesta que le de nuestra sociedad puede radicar nuestro futuro bienestar.



Recuerda lo más importante

Potencia y energía de una corriente eléctrica

Cuando la corriente eléctrica pasa por un circuito se gasta cierta cantidad de energía. Una corriente continua pasando por un circuito de diferencia de potencial **V** con una intensidad **I** gasta una potencia: **P = V·I** donde **V** se mide en **voltios**, **I** en **amperios** y **P** en **vatios**. Teniendo en cuenta la ley de Ohm, podemos decir que la potencia vale: **P = R·I²** donde la resistencia **R** se mide en **ohmios**. La energía total consumida se en un tiempo **t** (segundos) será: **W = R·I²·t julios**. También se utiliza como unidad el **kilovatio hora (kwh)**, energía consumida por la potencia de un kilovatio durante una hora. Equivale a 3.600.000 J

Efecto Joule

Cuando un circuito o una parte de él está compuesto por un conductor de resistencia **R**, la energía eléctrica se convierte en calor, de acuerdo con la ley de Joule:

$$Q = R \cdot I^2 \cdot t \cdot 0,24 \text{ calorías.}$$

El magnetismo

Los imanes atraen a metales como el hierro o el acero principalmente hacia sus polos. **Los imanes se atraen entre sí por sus polos opuestos y se repelen por sus polos iguales.** La Tierra se porta como un gran imán- Llamamos **polo norte** de un imán al que es atraído hacia el Norte de la Tierra y **polo sur** al que es atraído hacia el Sur.

Electricidad y magnetismo

Las corrientes eléctricas crean un campo magnético a su alrededor, de forma que una brújula se orienta siempre de forma perpendicular a la corriente (**experiencias de Öersted**).

El movimiento relativo entre un imán y un circuito crea una corriente eléctrica en el circuito (**experiencia de Faraday**).

La electricidad en la vida diaria

La **bombilla**: Aprovechando el **efecto Joule**, convierte energía eléctrica en luz y calor. Hoy en día las **lámparas halógenas** y las llamadas de **bajo consumo** mejoran su rendimiento. El **hornillo, el horno y el calefactor eléctricos** aprovechan el efecto Joule para convertir energía eléctrica en calor para cocinar los alimentos o mantener nuestra casa caliente. **Las vitrocerámicas, los hornos microondas y las bombas de calor** suponen mejoras modernas a estos aparatos.

El **motor eléctrico** aprovecha la relación entre campo magnético y corriente para convertir energía eléctrica en mecánica. Es la base de muchas máquinas industriales y muchos electrodomésticos.

La producción de energía eléctrica

Las **centrales hidroeléctricas** transforman energía mecánica del agua en energía eléctrica. Su energía es limpia y renovable, pero precisa grandes espacios. Las **centrales térmicas** transforman la energía química o nuclear en energía eléctrica. Son muy eficientes, pero su combustible es limitado y son contaminantes. Las térmicas nucleares contaminan menos, pero es muy difícil almacenar sus residuos. **Energías alternativas, como la eólica o la solar**, son inagotables y limpias, pero de bajo rendimiento e irregular producción.



Autoevaluación

1. Una bombilla consume 90 w con corriente de 60 voltios. ¿Qué intensidad pasa por ella?
2. ¿Qué potencia consume una resistencia de 180 ohmios sometida a 60 voltios?
3. En un horno queremos producir 5240 calorías por minuto con corriente de 2,5 A. ¿Cuánto vale su resistencia?
4. Un aparato funciona a 80 voltios mientras pasan por el 0,5 A ¿Cuántos kwh gastará en 4 horas?
5. ¿Qué cantidad de calor se produce en una resistencia de 240 ohmios a 80V durante 4 minutos?
6. ¿Afecta una corriente a una brújula próxima a ella?
1.-No la afecta; 2.- Se coloca paralela a la corriente; 3.- Se coloca perpendicular a la corriente; 4.- Gira continuamente
7. ¿En qué caso se creará corriente en un circuito?
1.-Mientras acercamos un imán; 2.- Si el imán está muy cerca; 3.-Si no hay cerca un imán; 4.-Si acercamos una pila.
8. ¿Qué demuestra la brújula sobre el polo norte magnético de la Tierra?:1.-Está cerca del N geográfico;2.-Coincide con el Polo Norte; 3.-No demuestra nada; 4.- Está cerca del Polo Sur geográfico.
9. Para entender el funcionamiento del motor eléctrico necesitamos: 1.- La experiencia de Faraday; 2.-La ley de Ohm; 3.- La experiencia de Óersted; 4.- El efecto Joule
10. ¿Una central alimentada con biomasa contribuye al aumento del dióxido de carbono terrestre?: 1.- Es neutral; 2.- Disminuye el dióxido de carbono; 3.- Aumenta menos que con una térmica normal

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. $I = 0,65 \text{ A}$
2. $W = 41.666,67 \text{ J}$
3. $Q = 16363,64 \text{ cal}$
4. $t = 6,73 \text{ s}$
5. $I = 2,05 \text{ A}$
6. Gasto: 18,4 euros
7. $R = 32,27 \text{ ohmios}$
8. $Q = 5760 \text{ cal}$
9. $I = 37,5 \text{ A}$
10. Gasto: 14,4 euros
11. Respuestas correctas:
 1. (d)
 2. (a)
 3. (a)
 4. (b) (d)
12. Con sus experimentos Öersted demostró que la corriente eléctrica crea un campo magnético.
Con sus experimentos Faraday demostró que es posible obtener corriente eléctrica a partir de un campo magnético
Un imán natural se porta como si contuviera infinidad de bobinas con corriente circulando por ellas
Si conectamos la corriente en un circuito aparece un campo magnético a su alrededor
Si producimos movimiento relativo entre un circuito y un imán aparece corriente eléctrica inducida en el circuito

Soluciones de los ejercicios para practicar

13. El texto completo dice:

El motor eléctrico tiene dos componentes importantes, estátor y rotor. La misión del primero es crear un campo magnético que afecte al segundo. La corriente eléctrica que circula por el rotor lo convierte en un electroimán. La atracción y repulsión entre los polos magnéticos de estátor y rotor mueven a éste. Cuando el rotor da media vuelta, el sistema de escobillas cambia el sentido de la corriente, provocando un cambio en la fuerza magnética. De esta forma se garantiza el movimiento continuo del motor. Si queremos aumentar o disminuir la velocidad del motor, podemos variar el voltaje eléctrico.

14. Ventajas e inconvenientes de cada una:

Centrales hidroeléctricas

Ventajas: Limpia y renovable.

Inconvenientes: Requiere grandes superficies y desniveles

Centrales térmicas convencionales

Ventajas: Rentables energéticamente. Menos espacio que las hidroeléctricas.

Inconvenientes: Recursos no renovables. Son muy contaminantes.

Centrales nucleares

Ventajas: Rentables energéticamente. Normalmente poco contaminantes.

Inconvenientes: Recursos no renovables. Problema con los residuos radiactivos.

Centrales eólicas

Ventajas: Limpia y renovable.

Inconvenientes: Impacto en el medio ambiente. Depende del viento.

Centrales fotovoltaicas

Ventajas: Limpia y renovable

Inconvenientes: Cara y de bajo rendimiento. Depende de que haya Sol.

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. $I = 1,5 \text{ A}$
2. $P = 20 \text{ w}$
3. $R = 58,22 \text{ ohmios}$
4. $W = 0,16 \text{ kwh}$
5. $Q = 1536 \text{ calorías}$
6. Se coloca perpendicularmente a la corriente.
7. Mientras acercamos un imán.
8. Está cerca del Polo Sur geográfico.
9. La experiencia de Öersted.
10. Es neutral.

No olvides enviar las actividades al tutor ►