

APUNTES DE FÍSICA Y QUÍMICA DE 3^o DE ESO

FRANCISCO HERREROS TAPIA- DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA.
IESO CONDE SANCHO GARCÍA.ESPINOSA DE LOS MONTEROS- BURGOS

ÍNDICE :

Primer trimestre:

- 1.- Medida y método científico.
- 2.- Sistemas materiales
- 3.- Estados de agregación de la materia

Segundo Trimestre

- 4.- Teoría atómica de la materia
- 5.- Los átomos y sus uniones
- 6.- Reacciones químicas

Tercer trimestre:

- 6 b) .-Formulación y nomenclatura.
- 7.- Propiedades eléctricas de la materia
- 8.- El circuito eléctrico.

TEMA 1 : MEDIDA Y MÉTODO CIENTÍFICO.

La Ciencia nació como un proceso de investigación constante, aunque no siempre a la misma velocidad, cuyo fin es describir las leyes que rigen la naturaleza mediante un proceso válido y fiable, llamado método científico.

Actualmente, consideramos que la ciencia es un conjunto de conocimientos que pueden ser demostrados de manera racional, y que por lo tanto son válidos de forma universal.

1.- ETAPAS DEL MÉTODO CIENTÍFICO:

Aunque el método científico no puede considerarse como un conjunto de normas estrictas, sí podemos señalar una serie de etapas comunes a toda investigación científica:

a) La observación de hechos o fenómenos, sea con nuestros sentidos o con los instrumentos que la ciencia ha desarrollado : microscopio, espectrómetros, telescopio.... Estas observaciones deben ser cuidadosas, exhaustivas y exactas, y suelen ser realizadas por varias ,(a veces muchas), personas .

b) La elaboración de hipótesis: Una hipótesis científica es una suposición que debe cumplir unas condiciones, a saber: referirse a una situación real, formularse de la forma más precisa posible y mediante variables concretas y la relación entre las variables de la hipótesis debe ser observable y medible.

c) La experimentación : Para saber si nuestra hipótesis son acertadas debemos comprobarlas de modo experimental, es decir, reproducir el fenómeno en condiciones controladas. Una variable es un factor determinante cuya modificación provoca cambios en los resultados de un experimento (tales como masa, tiempo, longitud, temperatura..) . Para que un experimento sea correcto han de mantenerse constantes todas las variables excepto las que se pretende controlar.

Así, la gran mayoría de los experimentos están sometidos a un control (elemento del experimento que se mantiene invariable y que permite comprobar los cambios que se producen en el experimento).

d) análisis de los resultados: Tras realizar los experimentos y obtener los datos, es preciso analizar los resultados y ver la relación que existe entre ellos. Un método muy útil es la realización de tablas y gráficas.

e) enunciar leyes y teorías: tras los pasos anteriores , podemos establecer las relaciones entre las variables, las cuales se podrán expresar en muchos casos mediante una expresión matemática. Estas expresiones constituyen la leyes científicas:

Ley Científica: Hipótesis confirmadas por múltiples experiencias.

Una vez enunciada la Ley, se puede ir más allá , enunciando otras leyes que se pueden agrupar en un Teoría Científica.

Teoría Científica : Conjuntos de leyes que describen un grupo de fenómenos de la naturaleza relacionados entre sí ,con las siguientes características:

** relaciona numerosos hechos

** sugiere nuevas relaciones

** permite hacer predicciones fiables sobre fenómenos que no se conocían al ser formuladas.

** resulta útil para resolver problemas cuantitativos.

** a menudo recurre al uso de MODELOS, que sirven para simplificar la explicación de un modelo

Si una Teoría no consigue explicar los nuevos fenómenos que se aparecen con el avance de las técnicas instrumentales, dicha Teoría deberá ser revisada o incluso sustituida.

2.- LA MEDIDA :

En general, la observación de un fenómeno resulta incompleta a menos que dé lugar a una información cuantitativa. Por otro lado, en la experimentación tenemos que realizar una actividad clave : medir . El concepto de medida está ligado al de magnitud :

Magnitud : cualquier propiedad de los cuerpos que puede medirse

Tipos de magnitudes: Básicamente, se clasifican en fundamentales y derivadas. las 1ª no dependen de ninguna otra y las 2ª dependen de las fundamentales.

Medir una magnitud es compararla con otra de la misma naturaleza, llamada unidad, para averiguar el nº de veces que la contiene.

Sistema Internacional de Unidades : es el resultado de intentar unificar las magnitudes que existían en los diferentes países. Las magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades son las siguientes :

Magnitud	Símbolo	Unidad	Símbolo de la unidad
Longitud	L	metro	m
Masa	m	kilogramo	Kg
Tiempo	t	segundo	s
Temperatura	T	kelvin	K
Intensidad de corriente	I	amperio	A
Intensidad luminosa	I	candela	cd
Cantidad de materia	n	nº de moles	mol

Notación científica: Consiste en escribir una determinada cantidad mediante un nº decimal con una sola cifra entera, unos pocos decimales y una potencia en base 10 con exponente + o - . A veces se emplean también prefijos que expresan múltiplos o submúltiplos de unidades, tales como kilo, micro, mili, deci...

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
Tera	T	$10^{12} = 1.000.000.000.000$
Giga	G	$10^9 = 1.000.000.000$
Mega	M	$10^6 = 1.000.000$
Kilo	K	$10^3 = 1.000$
Hecto	h	$10^2 = 100$

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
Deca	D	10
Deci	d	$10^{-1} = 0,1$
Centi	c	$10^{-2} = 0,01$
Mili	m	$10^{-3} = 0,001$
Micro	μ	$10^{-6} = 0,000001$
Nano	n	$10^{-9} = 0,000000001$
Pico	p	$10^{-12} = 0,000000000001$

3.- INSTRUMENTOS DE MEDIDA :

Son aparatos necesarios para reproducir de forma fiable una magnitud. Tipos : Longitud, Volumen , masa, tiempo, temperatura y sus escalas (kelvin y centígrada).

Precisión y sensibilidad: la precisión de un aparato de medida es la variación de la magnitud más pequeña que puede apreciarse o determinarse. La sensibilidad es la capacidad de instrumento para apreciar pequeñas variaciones en el valor de una magnitud.

Cifras significativas y redondeo: se denomina cifras significativas al nº de dígitos que se conocen con seguridad en una medida. El redondeo es el desprecio de las cifras situadas a la derecha de la última cifra significativa.

Son cifras significativas :

* Todas las distintas de cero

* Todos los ceros que están al final del nº o los que están entre dos cifras distintas de cero

No son cifras significativas : Los ceros que estén a la izquierda del primer número distinto de cero

Tema 1 : La medida y el método científico

1) .- Efectúa las siguientes conversiones de unidades :

convertir :	convertir :	convertir:	convertir:
20 cm = m	40 m ³ = L	37 dm ³ = L	25 Km ² = cm ²
2 km ² = m ²	30°C= K	303 K = °C	120 °C= K
3000 cm ³ = L	35 L = m ³	4mm ³ = L	50 km = mm
40 nm = m	400 m = nm	6 pm= m	30 dg= g
45 Gm= m	300 mm= cm	30 mm= m	4 cm= km
3 µg= g	24 µm= m	5 m= µm	22 g= µg
12 mm= km	3 km = mm	7 dm= m	5 Tm= m
120 s = h	2,35 h= s	1 semana= h	2 días= s
7200 s= h	86400 s = días	12000 s= min	30 min = h
1200°C= K	2073 = °C	480 h= días	36 Km/h= m/s
120 km/h= m/s	100 km/s= m/s	350 m/s = Km/s	360 km/h= m/s
2000 g/ cm ³ = kg/cm ³	1200 Kg/m ³ = g/dm ³	56 g/cm ³ = Kg/m ³	50 kg/L= g/ dm ³
25 °C= °F	-30°C = °F	100 °F= °C	30 °C = °F

2) Escribe la tabla de magnitudes y unidades del Sistema Internacional

3) Expresa las siguientes magnitudes en unidades del SI, utilizando la notación científica

a) Distancia Tierra-Luna : 385000 km b) distancia Tierra-Sol : 150000000 Km

c) Radio de la Tierra : 6370 km d) Longitud de una hoja : 25 cm

e) Diámetro del átomo : 0,1 nm f) Longitud de un coche : 4300 mm

TEMA 2 : LA DIVERSIDAD DE LA MATERIA:

1.- CONCEPTO DE MATERIA :

De manera intuitiva, podríamos decir que la MATERIA es lo que compone todo lo que nos rodea: casa, coches, personas, plantas, animales, planetas, estrellas.... . la definición de materia podría ser: todo aquello que tiene una masa y ocupa un volumen, definición de la cual se obtiene una de las propiedades fundamentales de la materia : la densidad ($\rho = m/ V$).

Unidades : $\text{kg/m}^3 \equiv \text{g/dm}^3 = \text{g/litro}$

Otras propiedades fundamentales de la materia son: dureza, puntos de fusión y ebullición, conductividad térmica y eléctrica..

2.- CLASIFICACIONES DE LOS SISTEMAS MATERIALES:

Un sistema material es toda porción de materia que se separa del resto para su estudio experimental. Dichos sistemas se pueden clasificar de muchas formas:

a) Según su estado de agregación : **SÓLIDOS** (forma y volumen fijos. No pueden fluir).

LÍQUIDOS (volumen fijo, forma la del recipiente. Fluyen en la dirección de la gravedad, como si lo hicieran en capas. Son incompresibles)

GASES (no forma ni volumen fijos, fluyen en todas direcciones, ocupando todo el volumen del recipiente que los contiene .Son compresibles)

b) Según su aspecto: **HOMOGÉNEO** (solo podemos apreciar una fase a nivel de microscopio óptico).A su vez, los sistemas homogéneos se pueden clasificar en :

MEZCLAS HOMOGÉNEAS,llamadas también **DISOLUCIONES**, que se pueden separar en componentes más simples por métodos físicos)

SUSTANCIAS PURAS: no se pueden separar en otras más simples por métodos físicos, hay que utilizar métodos químicos. Dentro de las sustancias puras existen los **COMPUESTOS** (se pueden obtener sustancias más simples por métodos químicos) y los **ELEMENTOS** (no se pueden descomponer en sustancias más sencillas)

Por último, los sistemas materiales también pueden ser **MEZCLAS HETEROGÉNEAS** (se aprecian dos o más fases, a simple vista o con un microscopio óptico, como la mezcla aceite y agua . Sus componentes individuales conservan sus propiedades iniciales , se separan por métodos físicos, y sus componentes se encuentran en proporciones variables) .

DIFERENCIAS ENTRE MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y COMPUESTOS:

*** En una mezcla las proporciones entre sus componentes son variables, pero en un compuesto han de ser fijas.

*** Las mezclas se separan en sus constituyentes más sencillos por métodos físico, en los compuestos hay que utilizar métodos químicos.

*** Los componentes de una mezcla conservan sus propiedades , en los compuestos tienen propiedades diferentes que los elementos que los forman.

También :

	puntos de fusión y ebullición	densidad	color	sabor y olor	dureza
sustancias puras	Constantes	Constante	Constante	Constante	Constante
mezclas	Variables	Variables	Variables	Variables	Variables

Así, en resumen, los sistemas materiales son:

ELEMENTOS ⇒⇒ COMPUESTOS PUROS ⇒⇒ MEZCLAS ⇒⇒ HOMOGÉNEAS ⇒⇒ HETEROGÉNEAS

3.- SEPARACIÓN DE MEZCLAS HETEROGÉNEAS:

Utilizamos alguna propiedad física, tales como densidad, tamaño de las partículas, puntos de evaporación.... demostraremos estos métodos en el laboratorio.

4.- LAS DISOLUCIONES:

Es una mezcla uniforme y homogénea de dos o más sustancias, elementos o compuestos, en proporciones variables. por lo general, al componente en mayor proporción se le denomina disolvente y al que está en menor proporción, soluto.

Tipos de disoluciones: Normalmente, se clasifican según el estado de agregación de los disolvente/ soluto

Disolución	Disolvente	Soluto	Ejemplo
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
		Líquido	Niebla
		Sólido	Humo con cenizas
Líquida	Líquido	Gas	Agua con gas
		Líquido	Agua y alcohol
		Sólido	Agua y azúcar
Sólida	Sólido	Gas	Rocas volcánicas
		Líquido	Amalgamas
		Sólido	Acero

5.- CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES :

Según las proporciones entre soluto y disolvente, las disoluciones se clasifican en diluidas o concentradas, según que la cantidad relativa de soluto sea pequeña o grande. Estas cantidades se miden como concentración de la disolución (cantidad de soluto que hay en una determinada masa o volumen de disolvente).

Formas de expresar la concentración : Explicar como se calculan y en que unidades se miden las siguientes unidades de concentración :

$$\% \text{ en masa} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de la disolución}) \cdot 100$$

$$\% \text{ en volumen} = (\text{volumen de soluto(L)} / \text{volumen total(L)}) \cdot 100$$

$$\text{concentración en g/l } C = \text{masa del soluto(g)} / \text{volumen disolución (L)}$$

$$\text{concentración molar : } M = n / V \text{ (} M = \text{molaridad, en moles/l, } n = \text{n}^\circ \text{ de moles y } V = \text{volumen de la disolución, (l).}$$

$$\text{número de moles : } n = m / PM \text{ (} n = \text{n}^\circ \text{ de moles , en mol, } m = \text{masa del soluto , en g, } PM = \text{peso molecular del soluto (g/mol).}$$

6.- CONCEPTO DE SOLUBILIDAD

Para un determinado sistema soluto- disolvente, y en unas condiciones de presión y temperatura determinada, es la máxima cantidad de soluto que admite una masa o volumen determinado de disolvente. Se mide igual que la concentración.

Factores de que depende la solubilidad :

- *** Estado de agregación de soluto y disolvente: cuanto mas fluidos sean, normalmente es más soluble.
- *** grado de división , si el soluto es un sólido
- *** Naturaleza de soluto y disolvente, su polaridad.
- *** temperatura: normalmente, a \uparrow T ---- \uparrow solubilidad, excepto en el caso de un gas en un líquido.
- *** presión de un gas, en sistemas gas - líquido, a \uparrow P ----- \uparrow solubilidad.

7.- MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE DISOLUCIONES.

tipo de disolución	propiedad	método	material	procedimiento
sólido en un líquido	punto de evaporación	cristalización o evaporación	cristalizador, vaso de precipitados, embudo cónico, papel de filtro.	dejar evaporar la disolución, previamente filtrada.
sólido o líquido en un líquido	diferente solubilidad de una sustancia en dos disolventes, inmiscibles entre sí.	extracción	embudo de decantación, matraces erlenmeyer. o vasos de precipitados, soporte, barra, pinzas y aro.	mezclar los dos disolventes en un embudo de decantación, agitar y separar las dos fases
líquido en un líquido	punto de ebullición diferentes	destilación	matraz de destilación, refrigerante, barra, aros, pinzas, vasos de precipitados, gomas, termómetro,	calentar la mezcla hasta que hierva el primer líquido, luego saldrá mezcla de los dos y luego hervirá el segundo.....y así sucesivamente.
Líquidos en un líquido	diferente velocidad en un material poroso de los diferentes solutos	Cromatografía (de aquí se derivan la cromatografía de gases y de líquidos de alta resolución).	Vaso de precipitados, papel de filtro o placa de vidrio, sílica-gel , columna de cromatografía	dejar subir la disolución sobre un papel de filtro o vidrio con sílica gel, o dejarlo eluir por una columna rellena de sílica-gel

7.- DISOLUCIONES EN CONTACTO : ÓSMOSIS

Si ponemos en contacto dos disoluciones con diferentes concentraciones a través de una membrana semipermeable, es decir, que deja pasar al disolvente (agua, normalmente), pero no a los solutos, se produce el fenómeno de la ósmosis : el paso del disolvente a través de la membrana hasta la disolución más concentrada, hasta igualar las concentraciones. Este paso se produce al existir la llamada presión osmótica. Si queremos el fenómeno inverso, el paso del disolvente de la más concentrada a la menos concentrada, llamado ósmosis inversa, habría que ejercer en la 1º una presión igual o superior a la presión osmótica, con lo que se conseguiría obtener agua dulce a partir del agua del mar.

La ósmosis es la razón por la que no podemos beber agua destilada (nuestras células se hincharían, al ser semiporosas, hasta explotar) o del mar (nuestras células cederían agua al agua marina, por lo que en realidad nos deshidrataríamos). Es también la explicación de la conservación en salazón : un alimento conservado en sal haría que las bacterias que van a descomponerlo morirían, por lo que se conserva durante más tiempo.

8.- MEZCLAS Y DISOLUCIONES CONTAMINANTES :

El desarrollo de la industria y la agricultura ha llevado al uso de muchas sustancias muy beneficiosas, pero que también han dejado residuos, algunos muy peligrosos. Se pueden clasificar en :

- * Residuos sólidos urbanos (R.S.U.) : plásticos, envases, escombros, aparatos electrónicos.
- * Residuos urbanos : aguas fecales, detergentes, lejías...
- * Vertidos industriales : aceites, hidrocarburos, metales pesados, clorados, dioxinas, contaminación térmica,
- * Productos agrícolas y ganaderos : fertilizantes, purines, insecticidas, herbicidas, fungicidas...
- * Residuos hospitalarios

Tema 2 : Sistemas materiales : Concentraciones en g/L, % en peso , % en volumen , métodos de separación, mol y peso molecular.

1.- Calcula la concentración, en g/L , de las disoluciones siguientes:

- a) 30 g de azúcar en 0,005 m³ de disolución.
- b) 3 kg de sal en 5 m³ de agua marina.
- c) 45 g de sulfato de cobre en 4000 cm³ de disolución.
- d) 0,03 kg de sal en 2700 cm³ de agua.

2.- ¿Cuál será el % en peso de los diferentes componentes en las disoluciones siguientes:

- a) 30 g de sal, 50 g de azúcar y 300 mL de agua.
- b) 35 g de CaO, 90 g de KF y 30 g de NaCl en 3 kg de agua.
- c) 3 kg de sal en 30000 g de disolución.
- d) 340 g de azúcar, 400 g de glucosa y 350 g de fructosa en 4 litros de agua.

3.- Calcula el % en volumen de los solutos en las disoluciones siguientes:

- a) 30 cm³ de nitrógeno en 450 cm³ de aire.
- b) 3 l de oxígeno en 0,005 m³ de aire.
- c) 350 ml de CO en 4 L de aire
- d) 4500 cm³ de dióxido de carbono en una habitación de 12x6x4 m

4.- Calcula el peso molecular de los compuestos siguientes:

- a) CaO ***** b) Cu₂S ***** c) NaCl ***** d) H₂SO₄ ***** e) MgO
- f) Ni₂S₃ ***** g) CH₄ ***** h) PbO ***** i) HI ***** j) K₂S
- k) C₆H₁₂O₃ ***** l) HNO₃ ***** m) PbSO₃ ***** n) TiO₂ ***** o) C₇H₁₄O₂N₄S₂

5.- Calcula el n^o de moles de :

- a) 200 g de NaBr ***** b) 120 g de CaO ***** c) 230 g de PbS ***** d) 30 g de NaCl
- e) 50 g de H₂S ***** f) 4 Kg de FeO ***** g) 0,6 kg de ZnSO₄ ***** h) 100 g de C₆H₁₂O₆

6.- Completa la tabla siguiente :

fórmula	m	PM	n	N
Na ₂ O	45 g			
CaO			3 mol	
HNO ₃	120 g			
CuO				12·10 ²³ moléculas
?		120 g/mol	3 mol	
?	100 g		2 mol	
H ₂ SO ₄			5 mol	
KF	0,05 Kg			
NaCl				18·10 ²³ moléculas

7.- Completa la tabla siguiente, de concentración en mol/ l :

compuesto	m	PM	n	V	C
NaBr	40 g			400 cm ³	
NiO	120 g			3 litros	
HBr			3 mol	0,008 m ³	
FeO			2 mol	2500 ml	
H ₂ SO ₃	55 g			350 ml	
TiCl ₅			3 mol	2000 cm ³	

8).- ¿Qué método de separación es el más adecuado para separar las siguientes mezclas:

- a) Sólido precipitado en un líquido. b) Sólido disuelto en un líquido.
 c) Dos líquidos miscibles entre sí . d) Dos líquidos no miscibles entre sí

9) .- CALCULA LO QUE SE PIDE EN CADA HUECO:

m soluto	m disolvente	% soluto	% disolvente
120 g de NaCl	240 cm ³ H ₂ O = 240 g de agua	$\frac{120}{120+240} \cdot 100 = 33,33 \%$	$\frac{240}{360} \cdot 100 = 66,67 \%$
45 g de KF	2 litros de H ₂ O = 2000g	$\frac{45}{2045} \cdot 100 = 2,2 \%$	$\frac{2000}{2045} \cdot 100 = 97,8 \%$
3 g de Au	120 g de Hg	$\frac{3}{123} \cdot 100 = 2,44 \%$	$\frac{120}{123} \cdot 100 = 97,56 \%$
2 kg de sal = 2000 g	20 litros de H ₂ O = 20000 g		
40 g de HNO ₃	3000 ml de H ₂ O		
2 g de O ₂	305 g de aire		
3 kg de MgCl ₂	50 litros de H ₂ O		
35 g de NH ₃	500 cm ³ H ₂ O		
4 kg de azúcar	1 m ³ H ₂ O		

10).- RELLENA LA TABLA SIGUIENTE :

M soluto	V disolvente	concentración (g/l)
20 g de sal	3 litros de agua	$c = 20/3 = 6,66 \text{ g/l}$
$m = 3 \cdot 3 = 9 \text{ g}$	3000 ml de agua = 3litros	3 g/l
	300 cm ³ ácido nítrico	23 g/l
240 g de azúcar	1200 ml de café au laite	
2 kg de KF	2 litros de H ₂ O	
234 g de NaBr		40 g/l
30 g	1200 ml de H ₂ O	
0,005 kg Paco-Cao	1,25 litros de leche	

11) Clasifica las siguientes sustancias en mezclas heterogéneas, homogéneas, elementos y compuestos :

agua destilada- café con leche- arena y grava- helado - agua + cloro - oro - hilo de cobre

12) ¿Cómo separarías una mezcla de agua, arena y limaduras de hierro?

13) ¿Qué métodos utilizarías para separar las siguientes mezclas? :Dibújalos y describe el procedimiento operativo, el material y las propiedades en que se basan .

a) Agua y sal b) Alcohol y agua c) Aceite y agua

14) Qué tipo de sustancias son las que no se pueden descomponer en otras ni por medios físicos ni químicos?.

15) El análisis químico de un agua mineral indica que contiene 25 mg de calcio, 9 mg de magnesio, 4 mg de potasio y 5 mg de sodio, por litro. ¿ Qué cantidades de estas sustancias ingerimos al beber un vaso de 200 ml de agua?

16) Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones , si son verdaderas o falsas :

a) La solubilidad aumenta con la temperatura

b) La solubilidad no depende de la temperatura

c) La solubilidad es una característica de las sustancias

d) La solubilidad de un gas en un líquido no depende de la presión

e) La solubilidad del oxígeno en agua aumenta al aumentar la temperatura

TEMA 3 : MATERIA Y PARTÍCULAS.

1.- EL ESTADO GASEOSO:

Llamamos gases a todos los sistemas materiales sin forma ni volumen fijo, que fluyen en todas las direcciones del espacio, ejercen una fuerza por unidad de superficie llamada presión sobre las paredes del recipiente que les contiene y tienden a ocupar todo el volumen de dicho recipiente.

El término GAS se reserva para las sustancias que son gaseosas a P y T ambiente, en tanto que llamaremos VA-POR a sustancias que pueden ser gaseosas , pero no lo son a P y T ambiente.

La Tierra está rodeada por una capa gaseosa, llamada Atmósfera, que ejerce una presión sobre los cuerpos que están en su seno, la llamada presión atmosférica. Se ejerce por igual en todas las direcciones y actúa perpendicularmente a la superficie de los cuerpos. En el siglo XVII Otto Von Guericke realizó su famosa experiencia de las Esferas de Magdeburgo, demostrando la existencia de dicha presión y su sorprendente poder, posteriormente, en el siglo XVIII Torricelli realizó su famosa experiencia para calcular su valor:

En condiciones normales, la P_{atm} equivale a la de una columna de Hg de 760 mm de altura y 1 cm² de sección, valor que equivale a 1 Atm.

2.- LAS LEYES DE LOS GASES:

Para estudiar el comportamiento de los gases y enunciar el conjunto de leyes físicas que lo rigen, nos referiremos a los llamados Gases Ideales, que son aquellos que cumplen que el volumen interno de sus partículas, así como las interacciones entre ellas son despreciables. Estas condiciones se dan en un gas a baja presión. En estas condiciones, los Gases Ideales o Perfectos, cumplen una serie de Leyes:

a) Ley de Boyle:

A T = constante, el volumen ocupado por una masa de gas fija es inversamente proporcional a la presión:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{constante}$$

b) Primera Ley de Gay - Lussac :

A presión constante, el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 = \text{constante} \quad , \text{ siendo las Temperaturas (T) medidas en K .}$$

Este aumento de volumen de los cuerpos por el aumento de la T, se llama dilatación.

c) Segunda Ley de Gay -Lussac :

Si el volumen de una masa fija de un gas permanece constante, la presión del gas es directamente proporcional a su T absoluta:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = \text{constante}$$

Es imprescindible expresar las T en K, escala en la que la $P= 0$ se alcanza a $-273,16 \text{ }^\circ\text{C}$, el llamado cero absoluto, que , por lo tanto , no se puede alcanzar ya que la P sería cero, lo cual es imposible.

d) ley general de los Gases Ideales:

Si tanto P como T y V pueden variar, combinando las leyes anteriores obtendríamos una ecuación general para una masa de gas fija:

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2 = \text{constante.}$$

P_1 y P_2 son las presiones (en cualquier unidad, mientras sean las mismas, V_1 y V_2 el volumen (igual que la presión) y T_1 y T_2 la temperatura (en K).

Una forma equivalente de esta ley es :

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, siendo P la presión en atmósferas, V el volumen en litros (l), n el n° de moles del gas, R = 0,082 Atm·l/mol·K , la llamada constante de los gases ideales, y T la temperatura (K)

3.- EL MODELO CINÉTICO DE LOS GASES :

Es un modelo que intenta explicar el comportamiento de los gases a nivel microscópico, y que cumpla las relaciones entre P, V y T que hemos visto. El modelo más sencillo es suponer que un gas se comporta como si fuera un vacío ocupado por partículas muy pequeñas (que luego veremos que son los átomos y moléculas) , en movimiento incesante y caótico. Por ello se le llama Modelo Cinético de los gases.

Así, los gases están formados por un gran n° de partículas muy pequeñas, sobre todo comparadas con las distancias que las separan, estas partículas se mueven constantemente de forma desordenada y caótica, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.

De esta forma, podremos explicar la presión, el volumen y la temperatura, así como las relaciones entre estas magnitudes. (Copiar y comentar las tablas de las páginas 58 y 59).

4.- LA TEORÍA CINÉTICA DE LA MATERIA:

Es una extensión de la Teoría Cinética de los Gases a todos los sistemas materiales:

*** La materia está formada por partículas muy pequeñas, que no podemos ver.

*** Estas partículas están en continuo movimiento, de manera aleatoria.

Así, las partículas de un fluido, líquido o gas, se mueven continuamente de forma aleatoria y bombardea constantemente a cualquier partícula (sólido, líquido o gas) que se introduzca en el fluido. Este bombardeo continuo provoca el movimiento browniano.

La teoría cinética explica este y otros fenómenos:

observación	explicación
los granos de polen se agitan en el agua.	el agua está formada por partículas en continuo movimiento que chocan con los granos y hacen que estos se muevan también de manera desorganizada.
los sólidos se disuelven	las partículas de agua chocan con las partículas del cristal y los separan, llevándolos al seno del fluido.

observación	explicación
los líquidos y gases se difunden	las partículas del agua bombardean al dicromato y las de aire a las de humo y hacen que se dispersen por todo el volumen disponible.
el polvo se mueve	se mueven las partículas de polvo por el bombardeo de las partículas de aire.

5.- LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN Y LA TEORÍA CINÉTICA:

La teoría cinética puede explicar los estados de agregación teniendo en cuenta la existencia de fuerzas de atracción entre las partículas, átomos y moléculas, que componen la materia.

estado	tipos de fuerzas	movimiento de las partículas	propiedades
sólido	altas	vibración en torno a una posición de equilibrio, ocupando posiciones fijas en una red cristalina	forma y volumen propio
líquido	intermedias	pueden deslizarse unas sobre otras en capas, fluyendo en el sentido de la gravedad	volumen propio, forma la del recipiente que los contiene.
gas	bajas	movimiento en todas las direcciones del espacio, ocupando todo el volumen disponible	ni forma ni volumen propios

6.- LOS CAMBIOS DE ESTADO :

También explica los cambios de estado, transiciones de un estado de agregación a otro, que se producen a temperatura constante:

SÓLIDO { →→(Fusión)→→ } LÍQUIDO { →→(Vaporización) } →→ } GASEOSO

" { ←←(Solidificación)←← } " { ←←(condensación) } ←← } "

De Sólido a gas se llama Sublimación, y de gas a sólido, Sublimación inversa o regresiva.

La Vaporización puede ser lenta, solo en la superficie libre del líquido y a cualquier temperatura, llamada Evaporación, o en toda la masa del líquido a la vez, de forma tumultuosa y a una temperatura determinada, llamada Ebullición. En un recipiente abierto, la temperatura de ebullición depende de la presión atmosférica, a mayor presión (menor altitud sobre el nivel del mar), mayor será su punto de ebullición. Por eso, en una olla exprés la presión interior es mucho mayor y la temperatura de ebullición es mayor, por lo que se cuece antes la comida.

7.- LOS CAMBIOS DE ESTADO Y LA TEORÍA CINÉTICA :

*** **Fusión / Sublimación** : Al aumentar la temperatura, aumenta el movimiento de las partículas hasta que la energía cinética sea mayor que la energía de atracción en el cristal, pasando a líquido/ gas.

*** **Vaporización** : Las partículas del líquido aumenta y pueden vencer las fuerzas de atracción. En la vaporización , las partículas salen de forma lenta y a través de la superficie libre del líquido.

*** **Ebullición**: Es un proceso en el que se forman burbujas de gas en todo el volumen del fluido y se evapora más rápido y de forma tumultuosa. La temperatura de ebullición depende de la presión , sea atmosférica o la del recipiente : a mayor presión, mayor temperatura de ebullición.

*** **Solidificación / Condensación** : al disminuir la temperatura, las partículas se mueven menos y se acercan más entre sí, pasando al estado sólido / Líquido cuando las fuerzas de atracción son lo suficientemente intensas.

Calor latente de cambio de estado : mientras se produce el cambio de estado de una sustancia pura, la temperatura no sube. Esa energía térmica que se da (fusión, evaporación y sublimación) , o se desprende (solidificación, condensación y sublimación regresiva) , se llama calor latente de cambio de estado.

Tema 3: Estados de agregación, cambios de estado y leyes de los gases:

1.- ¿Por qué cuesta más cocer unas patatas en la alta montaña?

2.- Explica para que sirve una olla exprés y por que principio físico funciona.

3.- ¿Cuántos tipos de sólidos conoces?. Explica sus características.

4.- Efectúa los siguientes cambios de unidades:

a) Pasa a Atm las siguientes presiones: 300 mm Hg, 230000 N/m², 340000 Kg/cm².

b) Determina el volumen en litros de : 4 m³, 4500 cm³, 4 dm³, 4000 ml, 34 m³

c) Pasa las siguientes temperaturas a K : 30 °C, 500 °C, 35 °C, 120 °C ,780 °C

5.- Aplica la ley de los gases ideales para calcular:

a) Presión final de un recipiente que estaba a 3 Atm, 40 °C y 3 L y se calienta hasta 400 K, expandiéndose hasta los 40 litros.

b) Volumen final en un gas que pasa de 500 mmHg , 50 °C y 4 L a otro estado en el que P₂= 3400 mmHg y la T = 450 K.

c) Calcula la presión final en un recipiente si un volumen de 4000 cm³ a 450 mmHg se expande hasta los 30 L ,a temperatura constante.

d) ¿Cuál será la presión final de una masa de gas que estaba a 30000 Pa y 5 m³ si se comprime hasta 5 L , a T constante?

e) Calcula la presión final de un gas que pasa de 5 Atm y 50 °C hasta 300 °C, a V constante

6.- Completa la tabla siguiente:

P1	P2	V1	V2	T1	T2
2 Atm		400 cm ³	4500 cm ³	45°C	45°C
30000 Pa	35000 Pa	3 L		30 °C	35 °C
3 Atm		3 L	0,09 m ³	200 K	300 K
300 mmHg	600 mmHg	340 mL		20°C	30°C
2 Atm		3 L	8 L	40 °C	40 °C

7) Calcula :

a) presión ejercida por 12 kg de butano (C₄H₁₀) en una bombona de 40 l, a 25 °C.

b) volumen de una masa de 200 g de amoníaco (NH₃), a 400 °C, si ejercen una presión de 4300 mm Hg.

c) Temperatura de 400 g de CO₂ en un recipiente de 3400 ml y a una presión de 120000 Pa.

d) presión ejercida por 500 g de etano (C₂H₄) en un recipiente de 200 cm³ a una temperatura de 120 °C.

e) Masa de propano (C₃H₈) en una bombona de 20 l si su presión es de 30 Atm.

8) La evaporación : ¿se produce igual en verano o en invierno?. Si tendemos a secar un camisa, ¿ cómo influirá en el proceso la temperatura, el viento o el que esté o no arrugada?.

9) Dibuja la gráfica de calentamiento de un líquido sabiendo que su Tcongelación = - 20 °C y la de ebullición es de 140 °C? .

10) Dibuja las gráficas de calentamiento de las siguientes sustancias, buscando sus temperaturas de cambio de estado en internet :

a) éter etílico b) estaño c) cloroformo d) alcohol etílico e) cobre

10) ¿ En qué estado se encontrará el oxígeno a -220 °C, -190 °C y a -120 °C?.

11) Explica cómo se produce la fusión, según la teoría cinética.

12) Explica como se produce la evaporación, según la teoría cinética.

TEMA 4.- LA TEORÍA ATÓMICA DE LA MATERIA

1.- LA CONCEPCIÓN DEL ÁTOMO:

Los filósofos griegos ya discutieron acerca de estas cuestiones: Empédocles creía que el Universo estaba formado por cuatro elementos : agua, aire, tierra y fuego. Aristóteles adoptó esta teoría, añadiendo además que eran el resultado de unas propiedades que podían tener en mayor o menos medida : calor, frío, sequedad y humedad. Añadió un quinto elemento, el éter, del que suponía están formados los cuerpos celestes.

Leucipo y Demócrito pensaban que si se dividía la materia más y más , al final se obtendría una partícula muy pequeña e indivisible, que es lo que significa átomo en griego. Por otro lado, Aristóteles, rechazó esta teoría y propuso que la materia está constituida por cuatro elementos (aire, tierra, agua y fuego), y que es continua.

La Teoría Atómica de Dalton:

Aunque rudimentaria y bastante inexacta, esta teoría supuso un avance muy importante al suponer que la materia está formada por partículas muy pequeñas, que llamó átomos en recuerdo de los filósofos griegos, y pudo así explicar las leyes de las reacciones químicas. Los postulados de Dalton son los siguientes:

a) La materia está formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos.

(actualmente se sabe que constan de varias zonas: corteza y núcleo, el cual puede ser dividido en reacciones nucleares)

b) Los átomos son invariables.

(ahora se sabe que sufren cambios: radiactividad, fusión y fisión nuclear)

c) Los elementos están formados por átomos exactamente iguales entre sí.

(realmente no son iguales del todo, un elemento está formado por átomos de diferente peso atómico llamados isótopos)

d) Los átomos de \neq elementos tienen masas y propiedades \neq

(no siempre, existe un N15 y un O15, por ejemplo)

e) Los compuestos químicos están formados por la combinación de un n° entero de átomos de diferentes elementos.

f) Cuando dos o más elementos se unen para formar un compuesto, lo hacen en una proporción de n° enteros sencillos.

g) En las reacciones químicas, los átomos no cambian, no se crean ni se destruyen, tan solo se reordenan, cambian de pareja.

2.- LA MATERIA NO ES CONTINUA :

Para Dalton el átomo era indivisible y sin estructura interna, pero experiencias ya conocidas, y otras nuevas, demostraron lo equivocado de estas ideas.

Los fenómenos eléctricos son conocidos desde hace mucho tiempo, observándose que existen interacciones de atracción y de repulsión. También se observó que cuando dos cuerpos se frotan entre sí, la electricidad se transfiere de uno a otro.

Este fenómeno se llama **Electrización**, existiendo tres métodos fundamentales de electrizar la materia: frotamiento, por contacto (al poner en contacto a un cuerpo no cargado y aislado con otro ya cargado por frotamiento) y por influencia (no es necesario el contacto físico) .

De esta forma, los científicos observaron que la materia tiene propiedades eléctricas, debido a una propiedad de la materia llamada **carga eléctrica**. Para justificar los fenómenos de atracción y repulsión tiene que existir dos tipos de carga: se le llamó **positiva** y **negativa**, de tal forma que los cuerpos con carga de diferente signo se atraen y con cargas del mismo signo se repelen.

3.-PARTÍCULAS SUBATÓMICAS:

La explicación de las propiedades eléctricas de la materia demuestran que deben existir dentro del átomo partículas con carga eléctrica. Así, la materia está formada por pequeñas partículas llamadas átomos, pero no son indivisibles, sino que están formadas por partículas más pequeñas:

Descubrimiento del electrón : se produjo a partir de las experiencias en tubos de descarga, un tubo de vidrio con un gas a muy baja presión conectado a unos electrodos. Una variante más sofisticada es el tubo de rayos catódicos, con un vacío mejorado y una pantalla fluorescente, para seguir la trayectoria de las partículas cargadas.

El físico inglés J. J. Thomson estudió un haz de partículas a las que se llamó rayos catódicos, con las siguientes características :

- * Se propagan en línea recta y tienen masa.
- * Se desvían hacia una placa +, por lo que están formados por partículas -
- * Calculó su relación carga/ masa, que no depende del gas encerrado ni del tipo de metal de que estén formados los electrodos.
- * Estas partículas se llamaron electrones, y su carga la calculó Millikan.

Descubrimiento del protón : si se coloca un cátodo (placa -) perforado en un tubo de rayos catódicos, se observa otro haz de partículas (los rayos canales) , de la misma carga que los electrones, pero +, y mucho más pesadas : el protón. **Descubrimiento del neutrón :** al ser una partícula neutra, se descubrió más tarde que las otras dos (Chadwick, en 1932). Fue propuesto por Rutherford, para explicar al estabilidad del núcleo, en el que los protones están muy juntos, por lo que existe una gran fuerza de repulsión entre ellos. Son partículas sin carga y de masa un poco superior a los protones. Dos átomos con el mismo número de protones pero distinto nº de neutrones pertenecen al mismo elemento, pero tienen algunas propiedades distintas, y se llaman isótopos.

En resumen :

PARTÍCULA	CARGA	MASA	MOVILIDAD
protón, p+	positiva	pesada	no tienen
electrón. e-	negativa	ligera	si tienen
neutrón, n	neutra	pesada	no tienen

Los cuerpos con carga - tienen exceso de e-, en tanto los cuerpos con carga + han perdido e-, por lo tanto los e- son los responsables de los fenómenos eléctricos, y son las partículas que se transfieren en los fenómenos de electrización.

4.- ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS : MODELOS ATÓMICOS

Llamamos modelo a una representación de un sistema físico que nos permita explicar sus propiedades. En este sentido, los modelos atómicos son representaciones del átomo que deben explicar los sucesivos descubrimientos experimentales que se han ido produciendo.

Modelo de Thomson:

Consistía en esferas + del tamaño del átomo, en las cuales están pegados los e-, es decir, plantea un modelo de materia con densidad constante. En su modelo, los electrones podían entrar o salir del átomo.

Aún no se conocía el neutrón, por lo que no tuvo en cuenta. Aunque se reveló erróneo enseguida, sí explica la formación de átomos cargados, los iones: la formación de iones es cuando un átomo gana electrones (anión), o los pierde (catión).

Radiactividad :

A finales del siglo XIX se descubrió la radiactividad : fenómeno por el cual algunos isótopos emiten haces de partículas (α y β) y radiación electromagnética (γ), cuya naturaleza no se conoció inicialmente, pero que desvelaban que los átomos no son inmutables ni indivisibles.

* La radiación α son núcleos de He, de elevada carga y masa, por lo que tienen poco alcance y poder de penetración.

* La radiación β son electrones, con mayor alcance y penetración

* La radiación γ son fotones, como la luz, pero de mucha mayor energía, gran alcance y elevado poder de penetración.

Modelo de Rutherford:

Tras realizar su famosa experiencia, que consistió en el bombardeo de una fina lámina de oro con partículas α , viendo los resultados de su trayectoria en una pantalla fluorescente, observó que la mayor parte de las partículas no se desviaban, unas pocas sí se desvían, e incluso alguna rebotaba hacia atrás. Así, llega a las siguientes conclusiones:

** el átomo tiene un núcleo central en el que se concentra casi toda su masa, por lo que la materia no tiene densidad constante, sino que está casi vacía.

** la carga + de los protones se compensa con la carga - de los electrones, excepto en el caso ya explicado de los iones.

** los electrones ocupan la mayor parte del volumen del átomo, girando alrededor del núcleo en órbitas concéntricas.

Modelo de Bohr:

El estudio de los espectros atómicos (es una representación de la radiación que emite un cuerpo, los espectros de emisión, o que absorbe, los de absorción), junto a la radiación del cuerpo negro de Planck y el efecto fotoeléctrico de Einstein, llevaron a establecer el primer modelo cuantizado: existe el núcleo y la corteza electrónica, pero los electrones no pueden estar en cualquier órbita, sino en unas determinadas por los llamados números cuánticos, por lo que se dice que el átomo está cuantizado. Cuando un electrón salta de una órbita superior a otra inferior, se emite un fotón electromagnético, en tanto si recibe un fotón electromagnético pasa a una órbita superior.

Este modelo explica por qué el átomo de Rutherford no se colapsa : una partícula cargada con un movimiento circular emite radiación electromagnética, por lo que perdería energía y acabaría cayendo al núcleo suguiendo una trayectoria en espiral. Sin embargo, en las órbitas de Bohr, llamadas estados estacionarios, no se produce este fenómeno, solo cuando cambia de órbita. Es un modelo de capas.

Modelo actual de la mecánica cuántica: ya no se pueden hablar de órbitas con radios fijos, sino de zonas de la corteza electrónica con mayor posibilidad de encontrar al e- en ellas, llamados orbitales, que están también cuantizados por los mismos n° cuánticos que el modelo de Bohr. La distribución de los electrones en estos orbitales se llama configuración electrónica, y es determinante de las propiedades de un elemento químico.

Diagrama de configuración electrónica :

Capa	Orbitales
1	1s ²
2	2s ² 2p ⁶
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴

5.-CARACTERIZACIÓN DE LOS ÁTOMOS : NÚMEROS ATÓMICO Y MÁSIICO

Son dos números que caracterizan a un átomo, junto con el n° neutrónico.

Número atómico , Z : es el n° de protones del núcleo, símbolo : Z, es fijo para un elemento dado

Número neutrónico N, : es el n° de neutrones del núcleo, N., para un elemento puede variar.

Número másico A : es la suma Z+N = A, puede variar en los átomos de un mismo elemento.

Número de electrones: en un átomo neutro coincide con Z, en los iones + es Z-carga y en los iones - es Z+ carga

Masa atómica: la masa de un átomo coincide con A, expresado en uma (unidad de masa atómica) , que es la doceava parte de la masa del átomo de C12, mientras que la masa de un mol (mejor átomo-gramo) es el valor de A en gramos.

Isótopos : son dos átomos con el mismo Z pero distinto N, y por lo tanto, con distinto A.

Masa atómica media: es la suma de las masas atómicas de cada isótopo por los tantos por ciento de cada uno entre 100.

Tema 4.- Estructura atómica:

1.- Completa la tabla siguiente:

Elemento	Z	N	A	n° p+	n° e-
Na +	11	11			
K		20	39		19
S ⁻²	16		32		
?	14		28		17
?	35		85		18
?	12	12			10
?	20		40		18
Ar		18	36		
F	9	10			10
?	55		115		55
?	21		45		18
C ⁻⁴		6			
N		7			
U			238		

2.- Escribe la configuración electrónica de los elementos siguientes y el n° de electrones de la última capa:

Na , K⁺ , Fe , Si , Al ⁺³, Mg⁺², F⁻ , S ,Br ,Ca, Ar, Ti, O⁻²,

3. Completa la tabla siguiente :

Átomo	Z	A	n° protones	n° neutrones	n° electrones
	2			2	
³² ₁₆ S					
		31			15
			35	45	

4.- De los siguientes átomos : $^{15}_8A$, $^{16}_8B$, $^{15}_7C$, $^{19}_9D$, ¿Cuáles son isótopos? ¿Cuáles pertenecen al mismo elemento? ¿Cuáles a elementos distintos?

5.- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes átomos ?:

$^{11}_5B$, $^{39}_{19}K$, $^{40}_{20}Ca$ y $^{63}_{29}Cu$

6.- Calcula la masa atómica media de neón, que tiene dos isótopos : ^{20}Ne (85 %) y ^{22}Ne (15 %).

7.- Si nos irradian con un material radiactivo ¿ qué radiación será la más peligrosa? ¿ por qué?. ¿ Y si se ingiere un material radiactivo?.

8.- Indica qué cationes se formaran en los siguientes casos :

a) Na, si pierde un electrón.

b) Al , si pierde tres electrones

c) Ca, si pierde dos e-

d) Ba, si pierde dos electrones,

e) Fe, si pierde tres e- ,

f) Fe, si pierde dos electrones.

9.- ¿ Qué aniones se formarán en los procesos siguientes?:

a) N, si gana tres electrones,

b) O, si gana dos electrones

c) Cl, si gana un electrón

d) S, si gana dos electrones

e) F, cuando gana un electrón

f) P, cuando gana tres electrones

10.- Busca a qué elemento pertenecen los átomos con los nº de protones siguientes :

nº protones	elemento	nº protones	elemento	nº protones	elemento
5		18		23	
35		55		86	
92		8		12	
50		94		32	

11) calcula la masa atómica media de los siguientes elementos :

elemento	% isótopo	% isótopo	% isótopo	Masa media
Mg	22 (3%)	24 (90 %)	25 (7 %)	
Fe	25 (10 %)	26 (85 %)	27 (5%)	
S	32 (90 %)	33 (4 %)	34 (6%)	
F	18 (3 %)	19 (87 %)	20 (10 %)	
U	235 (0,3 %)	238 (98 %)	239 (1,7 %)	

TEMA 5 : LOS ÁTOMOS Y SUS UNIONES :

1.- CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS :

Denominamos elemento químico a toda sustancia que no puede ser descompuesta en otras más sencillas por ningún método. Está formado por una sola clase de átomos, con el mismo Z, aunque el A puede variar (recordad los isótopos). Lo normal, en la Naturaleza, es que los elementos no estén puros, sino combinados, formando compuestos. Tan solo se encuentran puros (o nativos) el Au, Ag, Pt, Cu, O₂, N₂ y los gases nobles.

A lo largo de la Historia han existido diversas formas de clasificar a los elementos:

*** Metales y no metales:

Metales	No metales
Tienen brillo metálico	No tienen brillo metálico
Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio	A temperatura ambiente se pueden encontrar en los tres estados
son dúctiles (se pueden obtener hilos) y maleables (se pueden obtener láminas)	son frágiles y quebradizos
Son conductores del calor y la electricidad	Son malos conductores del calor y la electricidad

*** **Tríadas de Döbereiner:** este químico alemán descubrió tríadas de elementos con propiedades muy similares : cloro-bromo-yodo, calcio-estroncio-bario..

*** **Octavas de Newlands :** este científico inglés ordenó los elementos en columnas según el orden creciente de sus masas atómicas, de tal forma que cada 7 elementos aparecía un 8º similar al 1º... aunque muchos elementos no encajaban en estas octavas.

*****Tabla de Mendeleiev:** Hizo un buen acercamiento a la forma correcta de clasificarlos, aunque utilizó A, por lo que aparecían errores. Consta de grupos horizontales (elementos de parecidas propiedades) y períodos verticales (elementos de diferentes propiedades, pero que al cabo de un cierto nº se repetían, lo que se llama periodicidad). Aunque con errores, tuvo bastantes aciertos,, entre ellos dejar huecos para elementos que aún no se conocían , y cuyas propiedades predijo bastante bien. (ver página 119).

2.- SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL:

Distribuye a los elementos en orden creciente de sus números atómicos, por lo que no hay los problemas de utilizar la masa atómica. En ella, los elementos aparecen ordenados en períodos horizontales (que incluyen elementos de distintas propiedades, pero que reaparecen al terminar el periodo), y grupos verticales (con elementos de la misma familia, que tienen propiedades muy similares entre ellos).

Descripción de los periodos : son las filas horizontales. La posición de un elemento en la tabla depende de su configuración electrónica, especialmente la de su última capa: así, el periodo coincide con el orbital con el número de capa más alto. En un periodo hay elementos muy diferentes : excepto el 1º, los demás empiezan en un metal alcalino y acaban en un gas noble.

Descripción de los grupos : son las columnas verticales, con elementos con propiedades físicas y químicas muy parecidas. Todos tienen la misma configuración en la última capa, con n° cuántico principal creciente hacia abajo. De izquierda a derecha tenemos los siguientes grupos: (en todos los casos n es el n° cuántico principal y también el n° de periodo):

* **Alcalinos** : metales, con la última capa ns^1

* **Alcalino-térreos** : metales, con la última capa ns^2

* **Metales de transición** : son 10 columnas, con elementos metálicos de transición, siendo la última capa $ns^2(n-1)d^1 - ns^2(n-1)d^{10}$

* **Elementos representativos** : tienen configuraciones desde ns^2np^1 hasta ns^2np^5 , es la zona en la que están los no metales

* **Gases nobles** : es la última columna, con estructura electrónica ns^2np^6 , por lo que tienen todas las capas llenas y son extremadamente estables químicamente. Son gases de muy bajo punto de ebullición.

* **Tierras raras** : son dos períodos, con 14 grupos, de metales muy escasos, algunos artificiales (a partir del neptunio), en los que se rellenan los orbitales f . Muchos tienen isótopos radiactivos.

Variación de las propiedades periódicas:

Básicamente, el carácter metálico disminuye hacia la derecha en los periodos, y el radio aumenta hacia abajo en los grupos.

3.- LOS SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS :

A medida que aumentó el n° de elementos descubiertos, fue haciéndose necesario un símbolo químico, que fuera sencillo, breve y universal. Actualmente, los símbolos de los elementos son una o dos letras, la 2ª minúscula, que provienen de las iniciales de su nombre en latín, de su nombre actual, del científico que los descubrió (Fermio, Einstenio, Curio) o del país donde se han descubierto (Galio, Californio, Germanio).

4.- ELEMENTOS NATURALES Y ARTIFICIALES :

De los 115 elementos conocidos, solo 88 son naturales, el resto son inestables (radiactivos) y han desaparecido de la Tierra. Los principales elementos , por su abundancia en % en masa , son:

Corteza		Océanos		Atmósfer	
Elemento	Abundancia	Elemento	Abundancia	Elemento	Abundancia
O	46.6 %	O	85 %	Nitrógeno	78 %
Si	27,7 %	H	10 %	Oxígeno	21 %
Al	8,1 %	Cl	2 %	Argón	1 %
Fe	5,0 %	Na	1%		
Ca	3,6 %	Mg	0,1 %		
Na	2,8 %	S	0,1 %		
K	2,6 %				
Mg	2,1 %				

En cuanto a los seres vivos, están formados por bioelementos primarios(95 % de la materia viva : O, C, H, N) , bioelementos secundarios (en torno al 4,5 % total : Ca, P, K, S, Na y Cl) y los oligoelementos (el 0,5 % restante Fe, Mn, Cu, Zn, Se, Mo, F, I, Sn, B, Si, Cr y Co)

5.- UNIONES ENTRE ÁTOMOS

Los átomos de la gran mayoría de elementos se encuentran agrupados. Algunas agrupaciones de átomos están formadas por átomos iguales: O₂, O₃, N₂, H₂, diamante, grafito, los metales, en tanto que otras están formadas por átomos diferentes (NaCl, H₂O, NH₃...).

¿Cómo pueden ser estos agregados de átomos?

Estas agrupaciones de átomos pueden ser estructuras individuales, llamadas moléculas, a las cuales les podemos dar una fórmula química que nos dice cuántos átomos existen , de mayor o menor tamaño, eso sí. Así, el agua, H₂O, es una estructura de dos H unidos a un O.

Otros forman agregados de átomos sin fórmula química fija, dispuestos en grandes estructuras ordenadas llamadas cristales, como es el caso de las sales iónicas, los metales, el diamante, el grafito o el cuarzo. Lo que llamamos "fórmula" de la sal, NaCl, por ejemplo, no corresponde a ninguna estructura con un Na y un Cl, sino a que en un cristal de sal la mitad de los átomos son de cada uno de los elementos.

Los únicos elementos que están como átomos individuales son los gases nobles.

¿Por qué se unen entre sí los átomos?

Porque no son estables ellos solos. Cuando se unen con otros átomos, iguales o diferentes, forman estructuras más estables , excepto los gases nobles. La razón hay que buscarla en sus configuraciones e- de la última capa: tienden a completar la última capa, mediante varios mecanismos. Nosotros estudiaremos elementos que completan la última capa con 8 e-, es decir, con una configuración s²p⁶ .

Existen tres formas en que se pueden enlazar dos átomos:

Átomos que se unen	Tipo de enlace	Mecanismo
Metal + Metal	Metálico	"gas electrónico"
Metal + No metal	Iónico	Cesión de e- de uno a otro
No metal + No metal	Covalente	Compartición de e-

6.- EL ENLACE QUÍMICO :

6.1.- Enlace Metálico-

Propiedades de los metales:

Los metales se unen entre sí compartiendo TODOS los átomos del cristal TODOS los electrones de la última capa. No forman enlaces como tal, se atraen unos a los más próximos. Es lo que se llama "gas electrónico", porque los e- se pueden mover por la red cristalina con casi total libertad. Esto les da a los metales sus propiedades características:

*** altos puntos de fusión y ebullición. Son sólidos , excepto el Hg.

*** forman estructuras tridimensionales ordenadas, en las que una estructura interna se repite en toda su masa. Es lo que se llama estructura cristalina. A veces también se ve a simple vista, en ese caso se han cristalizado. Sus propiedades más importantes son:

*** buenos conductores del calor y la electricidad.

*** tienen un brillo característico, el llamado brillo metálico.

*** buena resistencia estructural, son dúctiles y maleables

*** dureza (resistencia a la rayadura y al corte) variable, de blandos (Na, Li, K..) a duros (Fe, Ti, Cr..)

*** no son solubles

6.2.- Enlace iónico.

Se forma cuando se une un Metal con un No Metal. Para completar la última capa, el Metal (que tiene pocos e-) cede todos los que haya en la última, al No Metal, que tiene bastantes y es difícil que los ceda.

Así, el metal forma un ión positivo, es decir, un átomo cargado, llamado catión, mientras que el No Metal forma un ión negativo, llamado anión. La unión se forma porque los iones + atraen a los -. (poner ejemplos de cada tipo). Sus propiedades más importantes son:

*** forman cristales, en los que no hay estructuras individuales. Las "Fórmulas" expresan las proporciones de cada elemento que tienen que existir para que el cristal sea neutro, es decir, la suma de cargas + sea igual a la suma de cargas -.

*** son duros, pero frágiles. No son dúctiles ni maleables.

*** no son conductores, excepto disueltos o fundidos.

*** algunos son solubles en disolventes polares, como el agua

*** son sólidos, de altos Puntos de Fusión y Puntos de Ebullición.

6.3.- Enlace covalente:

Se forma cuando se unen dos No Metales entre sí. Como ninguno es capaz de quitarle e- al otro átomo, los comparten, formando parejas de e- compartidos, siendo un enlace covalente cada par de e-. Así, existen dos tipos de compuestos covalentes:

Covalentes moleculares: se forman auténticas moléculas, estructuras individuales del tipo H₂O, NH₃.., en las que la fórmula se refiere a los átomos que están unidos entre sí.

Mecanismo de enlace: estructuras de Lewis: configuraciones e-, distribuirlos en 4 orbitales de la última capa lo más separados posibles, y los que queden desapareados se unirán a otros e- desapareados del otro átomo. Los enlaces pueden ser polares, es decir, tener una cierta carga eléctrica (como el agua, el amoníaco, el metano, el H₂.) o ser no polares, sin cargas en la molécula.

Los enlaces pueden ser sencillos, dobles o triples.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares:

*** bajos PF y PEb, muchos son gases, líquidos o sólidos de bajo PF.

*** los polares son solubles en agua y los no polares en disolventes orgánicos.

*** los polares son malos conductores de la electricidad, los no polares son aislantes,

Cristales covalentes:

Son estructuras en las que existen enlaces cov, entre todos los átomos, pero los e- no están libres, como en un cristal metálico, ni son iones, como en uno iónico. Ejemplos: diamante, grafito, cuarzo. Sus propiedades características son:

*** muy duros, aunque frágiles.

*** altos Puntos de Fusión y de ebullición.

*** poco o nada conductores.

7.- CANTIDAD DE SUSTANCIA :

Fórmulas químicas : es la representación abreviada de una sustancia, indicando sus elementos constituyentes mediante sus símbolos químicos, con unos subíndices que expresan la proporción de éstos (en los iónicos), o el nº de átomos de cada uno que integran las unidades moleculares (estructuras individuales mínimas con las propiedades de la sustancia).

La masa de una molécula es la suma de las masas de los átomos que la componen. Se expresa en u.m.a. Como es una entidad extremadamente pequeña, usamos el mol.

Aunque no forman moléculas, lo aplicaremos igual a los compuestos iónicos. Sin embargo, la masa de una molécula (medida en uma), es muy pequeña y no se puede manejar, así que hablaremos en adelante de la masa de un mol, es decir, de $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, el llamado nº de Avogadro. Así, la masa molecular será la masa en g que coincide con la masa de la molécula en uma.

Si la cantidad de sustancia es otra, se puede calcular el **nº de moles**:

$$n = m(\text{g}) / \text{PM}(\text{g/mol}) \quad (\text{PM} = \text{peso molecular de la sustancia})$$

Otro cálculo útil es el de la **composición centesimal**, que equivale al % en masa de cada elemento en el compuesto:

$$\% (\text{X}) = (m \text{ X (g)} / \text{Peso Molecular (g)}) \cdot 100$$

Tema 5: Los átomos y sus uniones. Tabla periódica y enlace químico

1.- ¿Qué elementos químicos corresponden a los siguientes grupos de la Tabla?. Escribe sus nombres, símbolos y las propiedades más importantes de los elementos de dichos grupos, es decir, su carácter metálico o no metálico, formación de iones, estado de agregación y aplicaciones más importantes.

- a) Alcalinos, b) Alcalino-térreos, c) Boroideos, d) Carbonoideos
e) Nitrogenoideos, f) Anfígenos, g) Halógenos h) Gases nobles.

2.- ¿Qué entiendes por enlace químico?. ¿Qué tipos de enlaces existen? ¿Entre qué tipos de elementos se forman?.

3.- Justifica el tipo de enlace que formarán las siguientes parejas de átomos:

- a) Na + Cl ***** b) K + F ***** c) Fe + Fe ***** d) Ne + Ne
e) O + O ***** f) N + N ***** g) H + O ***** h) N + H
i) Ti + Ti ***** j) Ca + O ***** k) Mg + Mg ***** l) F + H
m) Ne + O ***** n) F + F ***** o) Li + F ***** p) C + C.

5.- ¿Qué iones formarán los siguientes átomos? . ¿Cómo va a quedar la estequiometría de los cristales iónicos formados?:

- a) Na + F ***** b) K + O ***** c) Mg + O ***** d) Na + Br
e) K + F ***** f) Al + O ***** g) Ba + S ***** h) Na + Cl
i) Cs + Br ***** j) Al + Br ***** k) Ca + N ***** l) Be + F

6.- Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas siguientes:

- a) NH₃ ***** b) CH₄ ***** c) H₂O ***** d) H₂S

- e) PH_3 ***** f) HF ***** g) HCl ***** h) AsH_3
 i) SiH_4 ***** j) O_2 ***** k) F_2 ***** l) N_2

7.- Completa la siguiente tabla, basada en las propiedades de los enlaces químicos:

Elemento o compuesto	Dureza	Punto de fusión	Estado de agregación	Propiedades mecánicas	Conductividad	Enlace
NaF (sólido)						
H_2O (líquido)						
MgF_2 (Fundido)						
Fe						
Ar						
O_2						
CH_4						
Diamante						
Au						
Cuarzo						

8.- Escribe 5 elementos cuyo nombre proceda del latín y busca su origen.

9.- ¿ qué tipos de elementos originan compuestos moleculares?. ¿ Cuáles formarán cristales?.

10.- ¿ Qué propiedad de los metales utilizó Rutherford en su famoso experimento?.

11.- Completa la tabla siguiente, a partir del tipo de enlace que presentan las sustancias que aparecen en ella :

	Cloruro de sodio	Hierro	Aceite de oliva	Bolas de naftalina
Solubilidad en agua				
Temperatura de fusión (baja, media, alta)				
Conductividad eléctrica (baja, media, alta)				
Tipo de enlace de la sustancia				

12.- Calcula la composición centesimal de las siguientes sustancias :

a) KNO_3 b) H_2SO_4 c) $MgCO_3$ d) $C_{12}H_{22}O_{11}$ e) FeO f) $KHSO_3$ g) $NaCl$

13.- ¿ Cuántos grupos y periodos tiene el sistema periódico actual?

14.- Enuncia tres propiedades de los compuestos covalentes moleculares y pon algunos ejemplos de este tipo de sustancias.

15.- Enuncia tres propiedades de los compuestos iónicos y pon ejemplos de este tipo de sustancias.

16.- Enuncia tres propiedades de los metales y pon ejemplos de este tipo de sustancias

TEMA 5 .- B) FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA:

TABLA DE VALENCIAS : METALES:

Grupos con valencia única: en la nomenclatura tradicional siempre acaban en -ico, no hace falta poner la valencia en la de Stock ni tampoco el prefijo numérico en la sistemática, aunque SE PUEDEN PONER SIEMPRE, es decir, SI DUDAS, PON LA VALENCIA O EL PREFIJO.

+1: Li, Na, K, Rb, Cs, Ag

+2: Be, Mg, Ca, Ba, Sr, Zn, Cd,

+3: Al

Grupos con doble valencia: en este caso, si se nombran por la tradicional se pone terminación -oso para la menor e -ico para la mayor. Aquí, SIEMPRE SE PONEN VALENCIAS Y PREFIJOS, MUCHO OJO.

+1,+2: Cu, Hg

+1,+3: Au

+2,+3: Fe, Ni, Cr, Co

+2,+4 : Pb, Pt, Sn, Mn, Pd

Compuestos Binarios:

Son combinaciones de metal (y a veces no metal) con otro no metal. La fórmula se escribe al revés que el nombre. Las normas básicas son

Para nombrar : hay tres sistemas:

tradicional, que usa terminaciones -oso (con la valencia menor de las dos posibles en un grupo) e -ico (con la valencia mayor de las dos posibles, o si tiene valencia única)

Stock, que pone la valencia del primer elemento en nº romanos entre paréntesis, aunque si tiene el metal valencia única no hace falta ponerla. El problema es que. aunque no se pone el nº si es valencia única , como no te lo dicen al formularlo, hay que sabérsela.

sistemática, que nos dice el nº de elementos que hay con prefijos (1: mono, 2: di, 3: tri, 4: tetra, 5: penta, 6: hexa, 7: hepta). Ocurre como en Stock : no se pone el prefijo si es valencia única , aunque no te lo dicen al formularlo, por lo que hay que sabérsela.

Para formular: si el nombre está en la tradicional o la de Stock, se escribe la fórmula al revés que el nombre, con los símbolos de cada elemento, se intercambian las valencias los elementos entre sí y se simplifican, cuando sea posible. En cambio, en la sistemática esto ya está hecho, tan solo se escriben los símbolos en orden inverso al nombre y se le ponen los nº que correspondan con el prefijo que lleve, aunque a veces este no se dice (metales con valencia única) y tienes que saberlo

Agrupados por la valencia del último no metal, tenemos:

****Con valencia= -1 (el signo no se pone en la fórmula, claro)**

H (hidruros), F(Fluoruros), Cl (cloruros), Br (Bromuros), I (yoduros) OH- (hidróxidos)

En estos compuestos, el nº de H,F, Cl, I es igual a la valencia del primer elemento de la fórmula, son más sencillos.
Es decir :

Fórmula tipo Valencia del primer elemento

MX (X=H,F,Cl,Br,I) (I)

MX₂ (II)

MX₃ (III)

MX₄ (IV)

MX₅ (V)

**** Con valencia -2:**

O (óxidos) , S(sulfuros), Se (seleniuros), Te (telururos) , O₂ (peróxido) (no simplificable)

H₂O₂ : peróxido de hidrógeno - agua oxigenada

En este caso, los elementos primeros, sean metales o no, forman fórmulas simplificadas cuando tengan valencias 2, 4, 6, según el esquema siguiente:

Fórmula tipo Valencia del primer elemento

M₂X (X= O;S;Se; Te) (I)

MX (II)

M₂X₃ (III)

MX₂ (IV)

M₂X₅ (V)

MX₃ (VI)

M₂X₇ (VII)

**** Con valencia -3:**

N (nitruros) , P(fosfuros), As (arseniuros), Sb(antimoniuros)

Nombrar:No hará falta determinar la valencia , solo entran por la sistemática.

Formular : Hay que saberla para escribir las fórmulas tradicional y Stock

*** Con valencia -4:

C (carburos), Si (siluros) ...igual que los de valencia -3

Nombres especiales: Hidruros no metálicos:

Tienen nombres tradicionales, que aún son los que más se usan:

BH_3 : Borano

CH_4 : metano; NH_3 : amoníaco; H_2O : agua ; HF: ácido fluorhídrico

SiH_4 : silano; PH_3 : fosfina; H_2S : ácido sulfhídrico; HCl:ácido clorhídrico

AsH_3 : arsina H_2Se :ácido selenhídrico, HBr:ácido bromhídrico

SbH_3 :estibina, H_2Te :ácido telurhídrico, HI :ácido yodhídrico

Compuestos ternarios:

Hay dos tipos : ácidos ternarios , que empiezan con H; y sales ternarias, que sustituyes los H por metales (este curso solo veremos sales con metales de valencia única) . Tienen nombres tradicionales.

Ácidos

Sales derivadas: (iones)

HBO_2 : ácido bórico

$(BO_2)^-$: boratos

H_2CO_3 : ácido carbónico

$(CO_3)^{-2}$: carbonatos

$HSiO_3$: ácido silícico

$(SiO_3)^{-2}$: silicatos

Grupo del P; As; Sb :

H_3PO_3 : ácido fosforoso

$(PO_3)^{-3}$: fosfitos

H_3PO_4 :ácido fosfórico

$(PO_4)^{-3}$: fosfatos

Grupo del S, Se, Te:

H_2SO_3 : ácido sulfuroso

$(SO_3)^{-2}$: sulfitos

H_2SO_4 : ácido sulfúrico

$(SO_4)^{-2}$: sulfatos

Grupo del N; Cl, Br; I :

HNO : Ácido hiponitroso

$(NO)^-$: hiponitritos

HNO_2 : ácido nitroso

$(NO_2)^-$: nitritos

HNO_3 : ácido nítrico

$(NO_3)^-$: nitratos

HNO_4 : ácido pernítrico

$(NO_4)^-$: pernitratos

Ácidos de metales :

HMnO_4 : ácido permangánico $(\text{MnO}_4)^-$: permanganatos

H_2CrO_4 : ácido crómico $(\text{CrO}_4)^{-2}$: cromatos

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: ácido dicrómico $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$: dicromatos

Nomenclatura sistemática :

Para los ácidos : se empieza con el prefijo numeral (mono, di, tri.) para el nº de oxígenos, seguido por -oxo-, la raíz del no metal central terminado en -ato y su valencia entre paréntesis y nº romanos , y por último se añade -de hidrógeno . Es decir :

nº de oxígenos + oxo+ raíz del nombre del no metal acabado en ato y su valencia entre paréntesis y nº romanos+ de hidrógeno .

Por ejemplo :

H_2SO_4 : tetraoxo sulfato (VI) de hidrógeno

Para calcular la valencia del no metal central :

$(\text{n}^\circ \text{ de oxígenos} \cdot 2 - \text{n}^\circ \text{ de oxígenos}) / \text{n}^\circ \text{ de no metal}$

En el caso anterior : Valencia del S : $4 \cdot 2 - 2 = 6$

Para las sales neutras : es muy parecido a los ácidos

FeSO_4 : Tetraoxo sulfato (VI) de hierro (II)

Si el anión tiene subíndices, se usan los prefijos numéricos griegos . bis, tris, tetrakis.. al nombre del anión, el cual va entre corchetes.

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$: bis(trioxo nitrato (V)) de hierro (II)

Nomenclatura de Stock y tradicional aceptada:

Se nombra con el término ácido, seguido del nº de oxígenos indicado con su correspondiente prefijo , la partícula -oxo- y la raíz del nombre del átomo central acabado en -ico. La valencia de este átomo central se indica entre paréntesis y en nº romanos, y se calcula igual que antes :

H_2SO_4 : ácido tetraoxo sulfúrico (VI)

Para las oxisales, se sustituyen las terminaciones oso/ico de los ácidos por ito/ato, respectivamente, con los prefijos hipo/ per también, si procede, y se pone la valencia del metal con nº romanos entre paréntesis:

Na_2CO_3 : carbonato de sodio

$\text{Ni}(\text{NO}_3)_3$: nitrato de níquel (III)

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA.- 3º DE ESO

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
hidruro sódico		óxido férrico	
cloruro de calcio		cloruro de calcio	
óxido ferroso		fluoruro de litio	
sulfuro de cromo (III)		bromuro de aluminio	
óxido de azufre (VI)		yoduro potásico	
trióxido de selenio		disulfuro de platino	
dióxido de carbono		trisulfuro de dihierro	
monóxido de carbono		triclorigenato de cromo	
Hidruro de cobre (II)		tetrafluoruro de plomo	
ácido clorhídrico		ácido clorhídrico	
ácido fluorhídrico		ácido fluorhídrico	
ácido sulfhídrico		ácido sulfhídrico	
amoníaco		agua	
agua		amoníaco	
metano		monofosfuro de hierro	
silano		disulfuro de estaño	
fosfina		triclorigenato de oro	
óxido ferroso		monocloruro de oro	
trióxido de dicloro		clorigenato de plata	
pentaóxido de diyodo		bromuro de berilio	
tetrahidruro de plomo		fluoruro de magnesio	
hidruro potásico		monosulfuro de cadmio	
hidruro de mercurio (II)		dicloruro de mercurio	
dióxido de azufre		monoyoduro de cobre	
pentaóxido de dibromo		trióxido de diyodo	

nombre	fórmula	FÓRMULA	NOMBRE-TRADICIONAL
ácido nítrico		$NaNO_3$	
ácido sulfúrico		$CaSO_4$	
ácido carbónico		$Ca(NO_3)_2$	
ácido fosfórico		$MgSO_4$	
ácido silícico		$NaIO_3$	
ácido clórico		$KBrO_3$	
ácido brómico		$NaClO_3$	
ácido yódico		$BaSO_4$	
ácido clorhídrico		Na_3PO_4	
ácido bromhídrico		$Mg(NO_3)_2$	
ácido sulfhídrico		H_2SO_4	
ácido yodhídrico		HNO_3	
ácido fluorhídrico		$HClO_3$	
ácido selenhídrico		HIO_3	
ácido telurhídrico		$HBrO_3$	
agua		HCl	
metano		HBr	
amoníaco		HI	
borano		NH_3	
cloruro de sodio		H_2CO_3	
monosulfuro de calcio		$CaSiO_3$	
dicloruro de cromo		$MgSiO_3$	
dióxido de carbono		H_2O	
trióxido de azufre		$ZnSO_4$	
monóxido de carbono		$CdSO_4$	

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA 3º DE ESO.- NOMBRAR

Fórmula	nombre- sistemático	Fórmula	nombre- sistemático
<i>FeO</i>		<i>Fe₂O₃</i>	
<i>Al₂O₃</i>		<i>Al₂S₃</i>	
<i>K₂O</i>		<i>K₃P</i>	
<i>SO₂</i>		<i>Na₃N</i>	
<i>SiO₂</i>		<i>Ca₂C</i>	
<i>MgO</i>		<i>MgS</i>	
<i>NaCl</i>		<i>NaF</i>	
<i>MgI₂</i>		<i>MgSe</i>	
<i>CaCl₂</i>		<i>MgTe</i>	
<i>Ni₂O₃</i>		<i>NiO</i>	
<i>PbO</i>		<i>Pb(OH)₂</i>	
<i>PbO₂</i>		<i>KOH</i>	
<i>ZnO</i>		<i>Pb(OH)₄</i>	
<i>FeCl₂</i>		<i>FeCl₃</i>	
<i>CrI₃</i>		<i>SnS</i>	
<i>NaOH</i>		<i>LiOH</i>	
<i>ZnCl₂</i>		<i>CdH₂</i>	
<i>CO₂</i>		<i>Pt(OH)₄</i>	
<i>KI</i>		<i>CsH</i>	
<i>KF</i>		<i>CsI</i>	
<i>Cu₂O</i>		<i>Cu₂S</i>	
<i>PtH₂</i>		<i>CuS</i>	
<i>P₂O₃</i>		<i>SnCl₂</i>	
<i>P₂O₅</i>		<i>Cl₂O₅</i>	
<i>I₂O₃</i>		<i>I₂O₅</i>	

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA 3º DE ESO.- NOMBRAR

Fórmula	Nombre -tradicional	Fórmula	Nombre-Stock
<i>MgO</i>		<i>NaOH</i>	
<i>CaO</i>		<i>KOH</i>	
<i>NaH</i>		<i>Ca(OH)₂</i>	
<i>PtH₄</i>		<i>FeCl₂</i>	
<i>KH</i>		<i>FeCl₃</i>	
<i>CaH₂</i>		<i>ZnI₂</i>	
<i>H₂O</i>		<i>PbCl₂</i>	
<i>NH₃</i>		<i>PbCl₄</i>	
<i>HCl</i>		<i>NaH</i>	
<i>HI</i>		<i>LiH</i>	
<i>H₂S</i>		<i>AuH₃</i>	
<i>HBr</i>		<i>AuH</i>	
<i>CH₄</i>		<i>AgOH</i>	
<i>FeO</i>		<i>Cr(OH)₃</i>	
<i>FeH₃</i>		<i>CaCl₂</i>	
<i>Pb(OH)₄</i>		<i>PtH₂</i>	
<i>Pb(OH)₂</i>		<i>CuBr</i>	
<i>Ca(OH)₂</i>		<i>CuBr₂</i>	
<i>HgH</i>		<i>CuOH</i>	
<i>HgH₂</i>		<i>AlCl₃</i>	
<i>ZnH₂</i>		<i>AlH₃</i>	
<i>CaCl₂</i>		<i>Al(OH)₃</i>	
<i>NaCl</i>		<i>CsH</i>	
<i>KF</i>		<i>Zn(OH)₂</i>	
<i>CsI</i>		<i>Cr(OH)₂</i>	

FORMULA LOS SIGUIENTES COMPUESTOS BINARIOS :

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
<i>Dicloruro de calcio</i>		<i>Agua</i>	
<i>Monóxido de estaño</i>		<i>Metano</i>	
<i>Dihidruro de calcio</i>		<i>Amoníaco</i>	
<i>Óxido ferroso</i>		<i>Borano</i>	
<i>Hidruro magnésico</i>		<i>Silano</i>	
<i>Monosulfuro de cadmio</i>		<i>Fosfina</i>	
<i>Dicloruro de plomo</i>		<i>Arsina</i>	
<i>Trióxido de azufre</i>		<i>Estibina</i>	
<i>Pentaóxido de diyodo</i>		<i>Ácido clorhídrico</i>	
<i>Óxido alumínico</i>		<i>Ácido sulfhídrico</i>	
<i>Tetracloruro de manganeso</i>		<i>Ácido fluorhídrico</i>	
<i>Pentayoduro de fósforo</i>		<i>Ácido bromhídrico</i>	
<i>Óxido de mercurio (II)</i>		<i>Ácido yodhídrico</i>	
<i>Óxido de bario</i>		<i>Monóxido de dicobre</i>	
<i>Óxido de hierro (II)</i>		<i>Monóxido de carbono</i>	
<i>Óxido de hierro (III)</i>		<i>Dióxido de silicio</i>	
<i>Cloruro de litio</i>		<i>Monosulfuro de cromo</i>	
<i>Bromuro de oro (I)</i>		<i>Dióxido de manganeso</i>	
<i>Fluoruro de mercurio (II)</i>		<i>Dihidruro de platino</i>	
<i>Monoyoduro de mercurio</i>		<i>Sulfuro de cadmio</i>	
<i>Tetracloruro de plomo</i>		<i>Trióxido de selenio</i>	
<i>Dihidruro de cobre</i>		<i>Tribromuro de fósforo</i>	
<i>Hidruro potásico</i>		<i>Pentacloruro de fósforo</i>	

NOMBRA LOS SIGUIENTES COMPUESTOS POR EL SISTEMA TRADICIONAL

FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE
<i>LiH</i>		<i>H₂O</i>	
<i>CaO</i>		<i>HF</i>	
<i>MgH₂</i>		<i>NH₃</i>	
<i>FeO</i>		<i>CH₄</i>	
<i>PbBr₄</i>		<i>PH₃</i>	
<i>CaCl₂</i>		<i>H₂S</i>	
<i>FeBr₂</i>		<i>ZnO</i>	
<i>NaOH</i>		<i>CrH₂</i>	
<i>PtH₄</i>		<i>CrH₃</i>	
<i>Pb(OH)₄</i>		<i>HCl</i>	

NOMBRA LOS SIGUIENTES COMPUESTOS POR EL SISTEMA DE STOCK:

FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE
<i>BeCl₂</i>		<i>PbS</i>	
<i>Fe₂O₃</i>		<i>PbH₄</i>	
<i>CrO</i>		<i>PtH₂</i>	
<i>CrH₃</i>		<i>CO</i>	
<i>NaH</i>		<i>CO₂</i>	
<i>KBr</i>		<i>FeBr₃</i>	
<i>NaBr</i>		<i>MnH₂</i>	
<i>CdO</i>		<i>Na₂S</i>	
<i>PbO₂</i>		<i>Na₂O</i>	
<i>P₂O₅</i>		<i>CuCl₂</i>	
<i>Br₂O₇</i>		<i>CuF</i>	

NOMBRAR LOS SIGUIENTES COMPUESTOS POR EL MÉTODO SISTEMÁTICO.

FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE
<i>PbH</i>		<i>PbO₂</i>	
<i>ZnBr₂</i>		<i>SO₂</i>	
<i>CaO</i>		<i>SO₃</i>	
<i>FeO</i>		<i>Al(OH)₃</i>	
<i>BaS</i>		<i>CrCl₂</i>	
<i>NaH</i>		<i>FeF₃</i>	
<i>CsBr</i>		<i>K₄C</i>	
<i>CsF</i>		<i>PbC</i>	
<i>PtH₄</i>		<i>Li₂S</i>	
<i>PbH₂</i>		<i>AuH</i>	
<i>CrSe</i>		<i>AuH₃</i>	
<i>K₂O</i>		<i>AgBr</i>	
<i>P₂O₅</i>		<i>CuO</i>	
<i>I₂O₃</i>		<i>FeF₂</i>	
<i>NO</i>		<i>CrS</i>	
<i>NO₂</i>		<i>Li₃P</i>	
<i>CO</i>		<i>BH₃</i>	
<i>CO₂</i>		<i>MnBr₂</i>	
<i>SiO₂</i>		<i>CuO</i>	
<i>K₃N</i>		<i>Cu₂O</i>	
<i>NaF</i>		<i>HgBr₂</i>	
<i>ZnTe</i>		<i>Hg₂O</i>	
<i>CaCl₂</i>		<i>NiO</i>	
<i>MnO₂</i>		<i>NiH₂</i>	

COMPUESTOS TERCIARIOS: FORMULA LOS SIGUIENTES COMPUESTOS:

NOMBRE	FÓRMULA	FÓRMULA	NOMBRE
<i>Hidróxido de sodio</i>		Na_2CO_3	
<i>Trihidróxido de cromo</i>		$CaCO_3$	
<i>Hidróxido ferroso</i>		$NaNO_3$	
<i>Hidróxido alumínico</i>		$LiNO_3$	
<i>Hidróxido de potasio</i>		$MgSO_4$	
<i>Tetrahidróxido de platino</i>		$ZnCO_3$	
<i>Trihidróxido de cromo</i>		$MgSO_4$	
<i>Ácido nítrico</i>		$BaSO_4$	
<i>Ácido nitroso</i>		$KClO_3$	
<i>Ácido bórico</i>		$NaIO_3$	
<i>Ácido carbónico</i>		$LiClO_3$	
<i>Ácido sulfuroso</i>		$NaBrO$	
<i>Ácido sulfúrico</i>		$CaSiO_3$	
<i>Ácido fosfórico</i>		$Ca(NO_3)_2$	
<i>Ácido clórico</i>		$Mg(NO_3)_2$	
<i>Ácido brómico</i>		Na_2SO_4	
<i>Ácido nitroso</i>		$AlPO_4$	
<i>Ácido fosforoso</i>		Na_3PO_4	
<i>Ácido bromoso</i>		Li_3PO_4	
<i>Ácido selénico</i>		$Zn(NO_3)_2$	
<i>Ácido silícico</i>		$MgSiO_3$	
<i>Ácido arsénico</i>		$BaSiO_3$	

TEMA 6 : REACCIONES QUÍMICAS

1.- PROCESOS FÍSICOS Y QUÍMICOS :

Son procesos físicos aquellos en que no se altera la composición de las sustancias : cambios de estado, intercambios de calor, movimientos y fuerzas... , mientras que son procesos químicos cuando sí se altera la composición de las sustancias que intervienen en él : combustión, oxidación - reducción, ácido-base...

2.- REACCIONES QUÍMICAS

Son aquellos procesos por los cuales una o más sustancias, llamados reactivos, se combinan entre sí para dar otras, con composición y propiedades diferentes, llamadas productos. En general, las reacciones químicas tienen las siguientes características:

*** Los productos suelen presentar un aspecto diferente a los reactivos de partida.

*** Los átomos de los elementos o compuestos de partida se separan y se reorganizan de modo diferente, pero ni se crean ni se destruyen, por lo que se conserva la materia (Ley de Lavoisier).

*** Generalmente, se desprende o absorbe energía, normalmente en forma de calor, pero también como energía eléctrica (electrólisis y pilas) , luz (fotosíntesis, fotoluminiscencia), energía mecánica (explosiones), se observa desprendimiento de gases, hay cambios en el color y/o turbidez ..

*** Una reacción química supone la ruptura de unos enlaces y la formación de otros nuevos.

3.- LEYES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS :

3.1.- LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA :

Fue enunciada por Lavoisier : en todo proceso químico, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos, es decir, la masa se conserva.

3.2.- LEY DE PROUST DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS:

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, la relación entre sus masas es constante.

3.3.- LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN:

Cuando los gases se combinan para obtener compuestos gaseosos, sus respectivos volúmenes guardan entre sí una relación de n° enteros sencillos.

3.4.- LEY DE AVOGADRO:

Para explicar la ley anterior, Avogadro propuso el concepto de molécula, es decir de agrupaciones estables de átomos, de tal forma que en muchos gases la mínima unidad de combinación no es el átomo, sino moléculas diatómicas, de hecho esto ocurre en la mayoría de elementos gaseosos : H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂... , mientras que los gases nobles son monoatómicos.

Así, en volúmenes iguales de gases diferentes , a las mismas presión y temperatura, contienen el mismo n° de átomos o moléculas. Si están a 0°C y 1 Atm (condiciones normales), un mol de cualquier gas ocupa 22,4 l y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas (el llamado n° de Avogadro, o N_A)

4.- ECUACIONES QUÍMICAS :

Son la forma abreviada de representar una reacción química, utilizando los símbolos y fórmulas de las sustancias que intervienen, sus cantidades molares, su estado físico, la energía desprendida o absorbida, la presencia de catalizadores...

A la izquierda se escriben los reactivos, a la derecha los productos y entre ellos una flecha. Si es \Rightarrow es que la reacción es irreversible, mientras que cuando son \rightleftharpoons , la reacción es reversible.

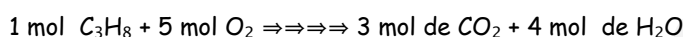
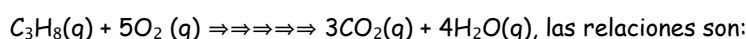
Las sustancias se simbolizan por sus símbolos o fórmulas, y llevan delante unos coeficientes, enteros o fraccionarios, que nos dicen los moles de cada una de ellas que intervienen.

Para que se cumpla la Ley de Lavoisier, el número total de átomos de cada elemento debe de ser igual en los reactivos que en los productos. Es decir, la reacción debe estar ajustada. (ver ejemplos de ajuste de reacciones sencillas).

5.- CÁLCULOS CON ECUACIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones permiten calcular la masa, moles, volúmenes.. de los reactivos o productos presentes en la reacción, conociendo la masa o moles de uno de ellos y sus masas moleculares, una vez ajustada la reacción.

Así, en la reacción:



Si queremos relacionar los moles con los volúmenes, aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ siendo P = presión (Atm), V= volumen (L), n= nº de moles , R una constante y T la temperatura en K.

$$R = 0,082 \text{ Atm}\cdot\text{l} / \text{mol}\cdot\text{K}$$

Además, para hallar sus relaciones en masa, multiplicamos los coeficientes estequiométricos por la masa atómica o molecular de las sustancias reactivos o productos.

6.- VELOCIDAD DE REACCIÓN:

La velocidad de una reacción química es la cantidad de reactivo que se transforma en producto, por unidad de tiempo. Así, se mide en Mol/s , g/s... Depende de los siguientes factores:

*** Directamente proporcional a la superficie de contacto de los reactivos.

*** Aumenta si se eleva la temperatura, normalmente.

*** Es mayor si las sustancias son gases, líquidos o están disueltas.

*** Aumenta mucho con la presencia de catalizadores: Pt, Pd, Enzimas..., es decir, sustancia que aceleran mucho la reacción, aunque su cantidad sea ínfima, pero no intervienen en ella, es decir, se recuperan al final del proceso.

7.- REACCIONES MÁS IMPORTANTES:

*** **Reacciones de combinación o síntesis:** dos o más reactivos se combinan para dar un único producto.

*** **Reacciones de descomposición:** una sustancia se transforma en dos o más, más sencillas, por acción del calor, la luz, la electricidad...

*** **Polimerizaciones:** son aquellas en las que se unen muchas unidades sencillas, para dar moléculas muy grandes, llamadas polímeros.

*** **Reacciones ácido-base:** un ácido es una sustancia que en disolución acuosa da un pH menor de 7, una base da un pH mayor de 7. Los ácidos más comunes son los que generan iones H^+ en disolución acuosa (HCl , HF , HNO_3 , H_2SO_4 ..), mientras las bases más comunes dan iones OH^- (NH_4OH , $NaOH$, KOH ..).

Los ácidos reaccionan con los metales, dando la sal e hidrógeno o NO_2 (laboratorio). Otra reacción típica es : ácido + base == sal + agua, llamada neutralización, que se usa para saber las concentraciones de disoluciones de ácidos o bases desconocidas, en un proceso llamado volumetría ácido- base (laboratorio).

Sustancia	pH	Sustancia	pH	Sustancia	pH
jugo gástrico	1,4	zumo de naranja	3,5	Sangre	7,4
zumo de limón	2,3	agua de lluvia	6,2	Jabón	11,0
Vinagre	2,9	Agua destilada	7,0	Amoniaco doméstico	11,5

Características principales de ácidos y bases :

ÁCIDOS	BASES
Tienen sabor agrio	Tienen sabor amargo
Sus disoluciones conducen la electricidad	Sus disoluciones conducen la electricidad
Cambian el color de muchos reactivos	Cambian el color de muchos reactivos
Disuelven los metales, desprendiendo H_2	Tienen tacto jabonoso
Se neutralizan con bases	Se neutralizan con ácidos

*** **Reacciones de oxidación- reducción (redox):** son reacciones en las que un elemento se oxida (cede e^- , aumentando su carga y su valencia), en tanto el otro se reduce (toma los e^- que le cede el otro, su carga y valencia disminuyen). En muchos casos, la oxidación es la ganancia de oxígeno y la reducción la pérdida de oxígeno. Ejemplos: metalurgia, electrólisis, pilas, combustiones.

Como ejemplos de reacciones importantes con el oxígeno, tenemos las combustiones, la respiración, la corrosión de los metales... En el caso de las combustiones, el oxígeno es el comburente y la sustancia quemada es el combustible.

8.- REACCIONES CONTAMINANTES :

La expansión de la química ha traído como consecuencia múltiples beneficios en nuestras vidas : plásticos, metales, detergentes, tejidos, pinturas, medicamentos..., pero también conlleva efectos nocivos derivados de nuestro modo de vida :

8.1.- Lluvia ácida : es el fenómeno por el que el pH de la lluvia es más ácido de lo normal, producto de la quema de combustibles fósiles, y de la emisión a la atmósfera de óxidos de azufre y nitrógeno, sobre todo de la quema de carbón en las centrales termoeléctricas. Sus efectos son perjudiciales para la salud humana, daña los suelos y a los bosques, provoca la acidificación de ríos y lagos, lo que supone la muerte de muchos peces, y también afecta a edificios y monumentos, sobre todo al mármol.

8.2.- El efecto invernadero : es otra consecuencia de la quema de combustibles fósiles, en este caso por la emisión de dióxido de carbono, que actúa como los invernaderos : deja entrar el calor del sol, pero no lo deja salir, con el consiguiente aumento de las temperaturas medias y los cambios en el clima.

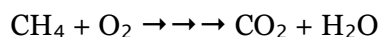
8.3.- Disminución de la capa de ozono : el amplio uso que se hacía de los compuestos clorados, en sprays y refrigeración, supuso una disminución de la capa de ozono, O_3 , el gas que nos protege de los rayos ultravioletas del sol , por lo que actualmente está prohibido su uso.

Tema 6.- Reacciones químicas.

1.- Calcula lo que falte en la tabla siguiente:

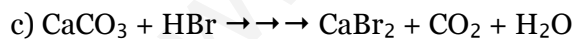
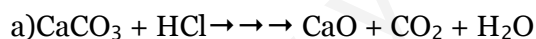
fórmula o nombre	m	PM	n	N
FeBr ₃	250 g			
Cloruro sódico	120 g			
HNO ₃			3 mol	
Ácido sulfúrico			2 mol	
NaCO ₃	65 g			
CaO	0,2 Kg			
Ni(NO ₃) ₂			1,2 mol	
CaF ₂	35 g			
óxido ferroso			4 mol	
Amoníaco	34 g			

2.- Ajusta la siguiente reacción química:



Calcula el n° de moles de CO₂ ,y el volumen en condiciones normales, que se obtendrán a partir de 3 mol de CH₄. ¿ Cuántos moles de O₂ serían necesarios?

3.- Dadas las siguiente reacciones:



Ajústalas y calcula la masa , n° de moles de CO₂ y el V a 2 Atm y 20 °C, que se obtendrán a partir de 4 mol de CaCO₃.

4.- En cuáles de las siguientes muestras hay más moléculas?:



5.- Calcula la composición centesimal de los compuestos siguientes:



6.- Si queremos extraer hierro de varios minerales, ¿Cuál de ellos dará mayor rendimiento?:

a) FeO ***** b) Fe₂O₃ ***** c) FeS ***** d) FeCO₃ ***** e) FeSO₄ ***** f) FeCl₃

7.- ¿Cuál de los siguientes minerales dará mayor rendimiento para extraer Al ?.

a) Al₂O₃ ***** b) Al₂S₃ ***** c) Al(NO₃)₃ ***** d) Al(OH)₃

8.- Describe que reacciones tienen lugar en los siguientes procesos químicos que vimos en el laboratorio:

a) Zn + ácido clorhídrico →→ b) Fe + HNO₃ →→ c) NaOH + HCl →→

d) CaCO₃ + HCl →→ e) Zn + HNO₃ →→ f) KOH + HCl →→

9.- ¿ En cuáles de las muestras siguientes hay más átomos de oxígeno?:

a) 100 g de H₂O ***** b) 200 g de CaCO₃ ***** c) 45 g de O₂ ***** d) 98 g de H₂SO₄

10) Ajusta las siguientes ecuaciones químicas :

a) SO₂ + O₂ → SO₃

b) C₃H₈ + O₂ → CO₂ + H₂O

c) H₂ + I₂ → HI

d) C₄H₁₀ + O₂ → CO₂ + H₂O

e) KClO₃ → KCl + O₂

f) C₆H₁₂O₂ + O₂ → CO₂ + H₂O

10.- En la reacción del Zn con HCl, calcula la cantidad de Zn necesaria para obtener 2 mol de cloruro de cinc. ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá a partir de 196,2 g de Zn?

11.- El clorato de potasio se descompone por el calor para dar cloruro de potasio y oxígeno. Escribe la ecuación química correspondiente y calcula la masa de cloruro de potasio obtenida a partir de 61,3 g de clorato de potasio.

12.- El agua se forma por la reacción de oxígeno e hidrógeno . Formula y ajusta la ecuación química ,la cantidad de oxígeno que reacciona con 3 l de oxígeno y la cantidad de agua que se obtendrá en el caso anterior.

TEMA 7.- PROPIEDADES ELÉCTRICAS DE LA MATERIA

1.- PROPIEDADES ELÉCTRICAS DE LA MATERIA

La carga eléctrica es una propiedad intrínseca de la materia. Hay dos tipos : positivas y negativas. Las cargas de signos contrarios se atraen, y las de signos iguales se repelen. En el proceso de electrización, las cargas pasan de un cuerpo a otro, ya sea por contacto o por influencia. Durante este proceso, los electrones que gana un cuerpo los pierde el otro, permaneciendo invariable la carga total. La unidad de carga eléctrica se llama culombio (C).

Conductores, aislantes y semiconductores : los cuerpos pueden ser conductores de la electricidad (como los metales, los compuestos iónicos disueltos o fundidos y los gases ionizados, llamados plasmas), porque tienen cargas libres. Otros no tienen cargas libres y no conducen la electricidad : los aislantes (vidrio, madera, caucho, plásticos) y también hay sustancias que solo conducen en un sentido, o al variar la temperatura, la luz..., los semiconductores.

2.- INTERACCIONES ENTRE CARGAS : LEY DE COULOMB

La ley de Coulomb cuantifica la fuerza entre dos cargas eléctricas :

$$F_{12} = K \cdot Q_1 \cdot Q_2 / r^2$$

siendo F la fuerza (N), K una constante, Q_1 y Q_2 las cargas (C) y r la distancia entre ellas (m). La fuerza es radial, atractiva o repulsiva.

3.- CAMPO ELÉCTRICO :

Cuando llevamos una carga a las proximidades de otra, y se establece una fuerza entre ellas, podemos suponer que es porque cada carga crea un campo eléctrico en el espacio que la rodea, y que se manifiesta en forma de fuerzas si le acercamos otras cargas. El campo se simboliza por E y vale :

$$E_1 = K \cdot Q_1 / r^2$$

siendo E_1 el campo eléctrico (N/C), K la constante, Q_1 la carga que crea el campo y r la distancia desde Q hasta el punto en que se mide el campo.

Así : $F_{12} = Q_2 \cdot E_1$, al introducir la carga 2 en el campo creado por Q_1

Dirección y sentido de E : se acepta, por convenio, que los campos "salen" de las cargas + y "entran" en las -, son las llamadas líneas del campo eléctrico.



4.- EL POTENCIAL ELÉCTRICO :

Tanto la fuerza como el campo eléctrico son magnitudes vectoriales, es decir, para caracterizarlas completamente hay que definir su módulo o valor, su dirección (la recta sobre la que se ejerce) y su sentido (hacia donde recorre dicha recta). En cambio, el trabajo y el potencial eléctrico son magnitudes escalares, por lo que no tienen dirección ni sentido.

Potencial eléctrico : $V = K \cdot Q / r$, en voltios (V),

siendo Q la carga y r la distancia desde q hasta el punto en que se mide el potencial. El potencial de las cargas + es + y el de las cargas - es siempre - .

Trabajo eléctrico : W ; es el trabajo que realiza o que hay que hacer , para llevar una carga q desde un punto a otro :

$$W = q \cdot (V_1 - V_2) , \text{ en julios (J)}$$

siendo q la carga que va desde el punto 1 al 2, V_1 y V_2 son los potenciales eléctricos creados por otras cargas en los puntos 1 y 2.

5. - LA CORRIENTE ELÉCTRICA

Es el movimiento de los electrones a través de un conductor. Para que circulen los electrones, necesitamos un generador de potencial eléctrico. Los generadores pueden ser de los tipos siguientes :

6.1. - Las pilas eléctricas: generadores químicos

De esta forma, una pila eléctrica es un sistema en el que se produce un proceso químico en el que se produce una corriente continua a partir de un proceso redox. Así, una pila tiene un polo - y otro + .Los e-van del del - al + ,pero el sentido de la corriente eléctrica se considera el contrario, porque ,anteriormente, se creía que eran cargas +.

Tipos de pilas: secas , húmedas y acumuladores.

6.2. - Generadores solares

Son dispositivos, llamados células fotovoltaicas, que transforman la luz solar en electricidad directamente. Están compuestas de materiales semiconductores a base de silicio, germanio y galio.

6.3. - Generadores electromagnéticos

Transforman el movimiento en electricidad : el alternador (produce corriente alterna, la que usamos en nuestras casas, llamada así porque la polaridad varía con el tiempo) y dinamos (que producen corriente continua, usada en aparatos más pequeños).

6. - PRODUCCIÓN DE ENERGÍA ELÉCTRICA :

Se produce en las centrales eléctricas, que son instalaciones que utilizan un fluido (agua, vapor de agua o aire) para mover un alternador. La corriente así generada se transforma en corriente de alto voltaje, para transportarla a grandes distancias con menores pérdidas. Luego se vuelve a transformar a media y a baja tensión (220 V, la tensión de la corriente doméstica). Para mover el alternador, este va conectado a una turbina (rueda con palas) que gira por efecto del fluido :

* Centrales hidroeléctricas y maremotrices : usan agua que cae por un desnivel o por efecto de las mareas.

* Centrales termoeléctricas : la turbina se mueve con vapor de agua, generado a partir del calor producido al quemar gasoil, gas, carbón...

* Centrales nucleares : obtienen el calor de la fisión controlada de isótopos del uranio.

* Centrales eólicas : las turbinas se mueven gracias al giro de grandes palas que se mueven por efecto del viento.

Tema 7.- Electricidad .

1.- ¿ Con qué fuerza se atraerán , (o repelerán, debes decir que va a ocurrir), las siguientes cargas?:

- a) $q_1 = 2 \text{ nC}$, $q_2 = 3 \text{ mC}$, distancia entre ellas: 30 cm.
- b) $q_1 = 3 \text{ nC}$, $q_2 = - 6 \text{ nC}$, separadas entre sí 5 m.
- c) $q_1 = - 3 \text{ C}$, $q_2 = - 4 \text{ mC}$, distancia entre ellas : 4000 mm.
- d) $q_1 = 2 \text{ } \mu\text{C}$, $q_2 = -4 \text{ } \mu\text{C}$, separación entre ellas : 30 dm.
- e) $q_1 = 2 \text{ pC}$, $q_2 = 2 \text{ nC}$, separadas entre sí : 0,005 Km.

2.- Determina el campo eléctrico (módulo, dirección y sentido), creado por las cargas siguientes, en los puntos que se indican. Haz ,en cada caso, el dibujo correspondiente :

Ojo : en todos los apartados, q está en el punto (0,0).

- a) $q = 4 \text{ } \mu\text{C}$, a una distancia de 4 m, en la parte + del eje X.
- b) $q = 12 \text{ mC}$, a una distancia de 400 cm, en la parte + del eje Y.
- c) $q = - 4 \text{ } \mu\text{C}$, en el punto (0, -8),(coordenadas en metros).
- d) $q = - 5 \text{ nC}$, en el punto (-9,0) .
- e) $q = 4 \text{ mC}$, en el punto (3,4).

3.- Calcula el potencial creado por las cargas siguientes:

- a) $q = -2 \text{ mC}$, en el punto (0,4).
- b) $q = 3 \text{ nC}$, en el punto (4,3).

4.- Rellena la tabla siguiente:

Fuerza, F	q_1	q_2	d
4 N	3 mC		4 m
2 N		$3 \text{ } \mu\text{C}$	1 m
5 N	3 mC	$8 \text{ } \mu\text{C}$	
3 N	3 nC	5 C	

5) .- Investiga las posibles formas de obtener energía eléctrica usando la energía del mar

- 6) Investiga qué tipos de centrales productoras de energía eléctrica existen en Castilla y León.
- 7) Dos cargas eléctricas iguales se atraen con una fuerza de $0,1\text{ N}$ cuando están a una distancia de $0,1\text{ m}$. Calcula el valor de dicha carga.
- 8) En un punto el campo eléctrico vale 250 N/m . Calcula el valor de la fuerza que se ejercerá sobre una carga de -100 nC
- 9) Si sobre una carga de 8 nC se ejerce una fuerza de $0,005\text{ N}$, calcula el valor de la otra carga, si están separadas $0,2\text{ m}$
- 10) Si sobre una carga situada en campo $E= 60000\text{ N/C}$ se ejerce una fuerza de $0,45\text{ N}$, calcula el valor de dicha carga.
- 11) Rellena la tabla siguiente :

Magnitud	Símbolo	Unidad	Símbolo
Carga			
		Newton	
	E		N/C
	V	Voltio	
Trabajo			J

12.- Elabora un informe sobre la energía eléctrica en que respondas a las siguientes preguntas :

- a) ¿Qué es la electricidad?
 Cómo llega a nuestras casas?
 Cuántos tipos de centrales eléctricas hay?
 son sus principales partes?
 ventajas y desventajas de cada una
 zadas?
- b) ¿ De dónde procede la electricidad?.
- c) ¿
- d) ¿ Qué es una central eléctrica ?
- e) ¿
- f) ¿ En qué consiste cada una?.
- g) ¿ Cuáles
- h) Enumera las ven-
- i) ¿Cuáles son las más utili-

TEMA 8 : EL CIRCUITO ELÉCTRICO

1.- EL CIRCUITO ELÉCTRICO :

*** Consta de una pila o acumulador, un medio conductor, un interruptor y uno, o varios, sistemas que consumen corriente: bombillas, motores.... Para que circule la corriente debe existir una diferencia de potencial, llamada fuerza electromotriz, ξ , entre los extremos del circuito, que se mide en voltios (V). Las otras magnitudes son :

*** **Intensidad de corriente**, que mide la carga eléctrica que pasa por cualquier punto de un circuito en un segundo. Se mide en culombios/segundo= amperios, $C/s= A$.

*** **Resistencia del circuito** : mide la energía que se desprende en forma de calor al circular la corriente. La unidad es el ohmio (Ω).

*** **Receptores de corriente** : como bombillas, motores... se caracterizan por la fuerza contraelectromotriz, ξ' , que es como la fuerza electromotriz, pero negativa, ya que consumen corriente.

*** **Los elementos de un circuito se unen mediante conductores**, normalmente cobre o aluminio, aunque el mejor conductor es el oro. Para regular el paso de corriente se utilizan interruptores.

*** **Asociación de componentes de un circuito** : muchas veces hay más de un componente en un circuito, por lo que puede estar dispuestos en serie (uno a continuación del otro, si son pilas, la ξ_{total} es la suma de las ξ individuales. Si ponemos receptores o resistencias, la corriente que pasa por cada una es la misma), o en paralelo (varios elementos unidos al circuito por los mismos extremos. En el caso de las pilas, la ξ es la misma, pero las pilas duran más, si son receptores o resistencias, están todas al mismo potencial).

2.- MAGNITUDES ELÉCTRICAS :

*** **Diferencia de potencial , V**, : o voltaje, es el trabajo por unidad de carga necesario para transportar la carga eléctrica. Se mide en voltios (V).

*** **Intensidad de corriente , I**, : es la cantidad de carga que pasa por segundo, I; se mide en amperios (A). El sentido de la corriente real es del polo - al +, pero se adoptó como sentido convencional el contrario, del polo + al -. Si los polos se alternan en los extremos del circuito, se llama corriente alterna, mientras que si los polos son fijos, los electrones se mueven siempre en el mismo sentido, y sería corriente continua.

*** **Resistencia , R**, : es la dificultad que ofrece un material al paso de la corriente eléctrica. Se mide en ohmios (Ω). Se pueden asociar en serie o en paralelo :

En serie : la $R_{total} = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$, pasa por todas la misma intensidad.

En paralelo : $1/R_{total} = 1/R_1 + 1/R_2 + 1/R_3 \dots$ están todas al mismo potencial.

Y si combinamos ambos tipos, sería una asociación mixta.

La resistencia de un material depende de varios factores : composición, aumenta con la longitud y la temperatura y disminuye al aumentar la sección.

3.- LEY DE OHM :

Nos relaciona la intensidad con el voltaje y la resistencia :

$$I = V / R$$

siendo I la intensidad (A), V el voltaje (V) y R la resistencia (Ω).

4.- RESOLUCIÓN DE CIRCUITOS ELÉCTRICOS :

Resolver un circuito eléctrico es aplicar la ley de Ohm a todo el circuito o a partes de él, para calcular I o V. Para ello, hallamos I del circuito total, calculando la V_{total} y la R_{total} (según estén en serie o en paralelo), y luego se aplica a cada parte, teniendo en cuenta que por las resistencias en serie circula la misma intensidad y que las resistencias en paralelo están al mismo potencial. La suma de los voltajes de cada parte ha de ser igual al total del sistema.

5.- ENERGÍA Y POTENCIA ELÉCTRICAS :

La potencia consumida (si no hay receptores, solo resistencias) es igual a :

$$P = V \cdot I$$

siendo P la potencia (Wattios = W), V= potencial (V) e I= intensidad (A)

Esta ecuación vale para todo el circuito, para cada resistencia en serie, o para cada montaje en paralelo.

Por lo tanto, la energía gastada E (Julios = J) en un tiempo t (s) es :

$$E = P \cdot t = V \cdot I \cdot t = I^2 \cdot R \cdot t$$

Una unidad de energía consumida es el Kw·h, que equivale a 3.600.000 J .

Efectos de la corriente eléctrica :

Efecto Joule : es el desprendimiento de calor que se produce al paso de una corriente eléctrica cuando pasa por muchos aparatos eléctricos, sobre todo las resistencias. Tiene muchas aplicaciones : estufas, cocinas, hornos... aunque a veces también tiene efectos perjudiciales, como el recalentamiento de equipos electrónicos.

Efecto luminoso : se puede generar luz al calentar un filamento, como una bombilla de incandescencia, o al paso por un gas o al chocar las moléculas de un gas ionizado con un material fluorescente

Efecto químico : llamado electrolisis, es cuando se utiliza el paso de una corriente eléctrica para descomponer muchas sustancias, lo cual sirve para obtener muchos elementos : Al, Na, Cl, H₂, Mg...

6.- LA ELECTRICIDAD EN LA VIVIENDA :

En nuestras viviendas la electricidad tiene muchos usos. Se recibe como corriente alterna de 220 V, y proviene de las centrales eléctricas.

Las partes más importantes de una instalación doméstica son :

*** Acometida : conexión de la vivienda con la red.

*** Caja general de protección.

*** Línea repartidora.

*** Contador.

*** Cuadro general de mando y protección: a su vez, consta del interruptor de control de potencia (ICP; controla la potencia máxima contratada), el interruptor general automático (IGA; conecta y desconecta toda la instalación) y el interruptor diferencial (ID; desconecta automáticamente la instalación si detecta fugas de corriente, como cuando manipulamos la instalación sin desconectar la corriente) y los pequeños interruptores automáticos (PIA; desconectan sus circuitos en caso de sobrecarga o cortocircuito)

*** Conductores : del PIA salen tres cables : fase (negro o marrón, por el que entra la corriente), neutro (azul claro, por el que sale la corriente) y tierra (amarillo y verde a rayas, que se conecta con la masa para protegernos de una descarga eléctrica).