

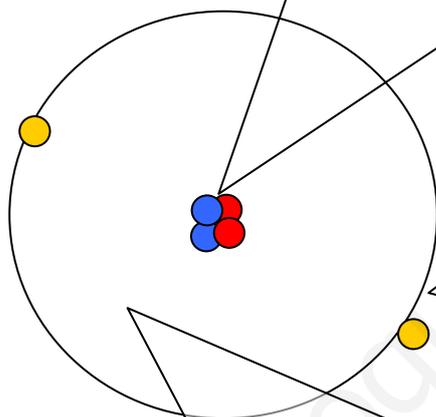


TEMA V ELEMENTOS Y COMPUESTOS

V.1 LA CONSTITUCIÓN DE LOS ÁTOMOS

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo.
- El **número atómico, Z**, es el número de protones del átomo.
- **Cada tipo de átomo pertenece a un elemento químico.**
- En el núcleo radica la masa del átomo que se mide en **unidades de masa atómica u** (doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12).
- En él están los protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**, que indica aproximadamente su masa en una.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte"

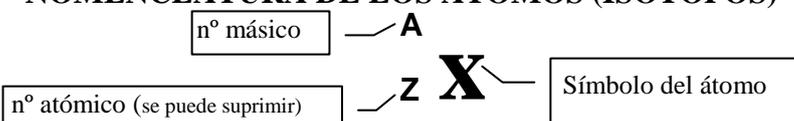


Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +). La carga se mide en unidades electrostáticas de carga **e**, que es la carga del electrón.
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica (son neutros)**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- Se cumple que **$N = A + Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**.
-

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)



Ejemplos:

⁴He : Helio- 4¹⁴C : Carbono- 14²³⁵U : Uranio- 235



Actividad 1 Lee el texto anterior, estudia las páginas 138 a 140 del libro de texto del texto y contesta a las preguntas.

- a) Define: número atómico, número másico, ion, catión, anión, unidad de masa atómica, elemento químico, compuesto químico.
 b) Completa la tabla

PROPIEDADES DE LAS PARTÍCULAS ELEMENTALES

	PROTÓN	ELECTRÓN	NEUTRÓN
MASA (uma)		1/1840 \approx 0	
CARGA (e)			
Símbolo	p^+	e^-	n^0

c) Completa la tabla

Isótopo	Elemento	Z	A	protones	electrones	neutrones
${}^7\text{Li}$	Litio	3	7	3	3	$N = 7 - 3 = 4$
${}^{39}\text{K}$						
${}^{70}\text{Ga}$						
${}^{31}\text{P}$						
${}^{207}\text{Pb}$						
${}^{200}\text{Hg}$						
${}^{56}\text{Fe}$						
${}^{108}\text{Ag}$						

d) Utiliza el recurso didáctico "constructor de átomos" (comprobando tus respuestas) y completa la tabla:

ESPECIE	protones	electrones	neutrones
$({}^{16}\text{O})^{-2}$			
$({}^{21}\text{Na})^{+}$			
$({}^{23}\text{Mg})^{+2}$			
$({}^{19}\text{F})^{-1}$			
$({}^{28}\text{P})^{-3}$			

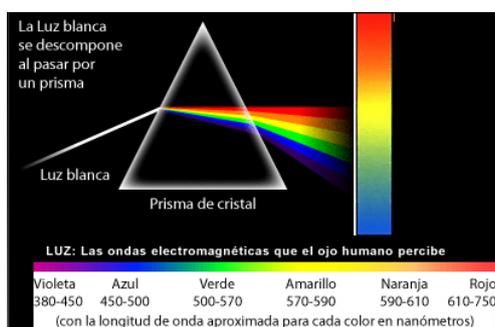


V.2 EL MODELO ATÓMICO DE BOHR

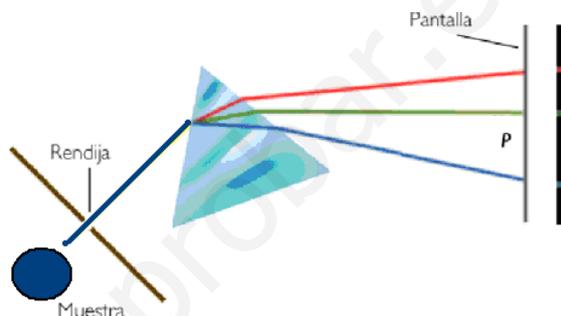
ESPECTROS ATÓMICOS

Desde un principio el modelo atómico de Rutherford resultaba insuficiente para los físicos, aunque la importancia de la introducción del concepto de núcleo atómico le daba una enorme valía. El inconveniente era que se sabía que una carga que se movía emitía energía, por lo que los electrones deberían de perder energía poco a poco, girando cada vez más cerca del núcleo y chocar con éste.

Uno de los problemas del modelo atómico de Rutherford era que no podía explicar la discontinuidad de los espectros atómicos. Mientras que la luz blanca se descompone en un espectro continuo (ver figura), con toda la gama de colores, la impresión fotográfica de los diferentes tipos de luz emitidos o absorbidos por los átomos (los espectros) de los elementos químicos es discontinua, formada por franjas.



Espectro continuo de la luz blanca



Espectro atómico de emisión (discontinuo)

El conjunto de líneas que se obtiene para cada tipo de átomo (elemento) es siempre el mismo, por lo que un espectro sirve como una huella dactilar del elemento y nos permite identificarlo

Para superar estas deficiencias el científico Niels Bohr introdujo en 1913 un nuevo modelo, que introducía los nuevos conocimientos sobre la naturaleza de la luz. Max Planck había descubierto que la energía de un **fotón** (*las partículas que forman la luz*) no podía tener cualquier valor, sino múltiplos enteros de una unidad mínima (un cuanto), es decir, estaba **cuantizada**. Fundó así una nueva rama de la física: la física cuántica. Para explicar estos hechos, Bohr introdujo un nuevo modelo, cuyas hipótesis son:

Hipótesis del modelo de Bohr (incluyendo el posterior descubrimiento del neutrón):

- Un átomo está formado por un núcleo muy pequeño, en el que se encuentran los protones y los neutrones. A su alrededor hay una corteza de electrones girando a grandes distancias.
- El átomo es eléctricamente neutro, por lo que el número de electrones es igual al número de protones.
- Los electrones sólo pueden girar en ciertas órbitas, en las que el electrón no emite energía. Cada conjunto de órbitas de energía parecida se llama un "**nivel de energía**".
- En cada nivel sólo cabe un número determinado de electrones 2, 8, 16, 32.
- Cuando un electrón pasa de una órbita permitida a otra, emite o absorbe un fotón (energía luminosa).



Visita el enlace "[modelos atómicos de Bohr](#)" en la página educaplus



Actividad 2 Lee el texto y la página 141 del libro de textoy contesta a las preguntas:

- Define espectro atómico, fotón y nivel de energía.
- ¿Qué quiere decir que la energía está cuantizada?
- En el modelo de Bohr cada capa o nivel de energía se designa por el valor de una letra, la n , que puede tomar valores desde 1 hasta cualquier número entero.

Completa la tabla:

Valor de n	1	2	3	4
Número de electrones				

- ¿Qué le ocurre a un electrón de un átomo cuando absorbe un fotón?, ¿Y cuando lo emite?.

V.3 EL MODELO ATÓMICO ACTUAL

HIPÓTESIS DEL MODELO ACTUAL

- No es posible conocer con exactitud y a la vez, la posición y velocidad de los electrones en los átomos.
- La región del espacio en la que la probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada es muy alta (mas del 90 %), se llama un **orbital atómico**.
- Para cada nivel de energía el electrón puede estar situado en distintos orbitales, llamados s, p, d y f, a los que les corresponde una energía determinada.
- En cada orbital sólo caben dos electrones, girando en sentidos opuestos.

Actividad 3 ¿Cuántos electrones caben en cada orbital?

Actividad 4 Indica cuántos orbitales de cada tipo hay y completa la tabla:

NIVEL	O R B I T A L E S								Total
	s	s	p	p	d	d	f	f	
	nº orb	nº elec	nº orb	nº elec	nº orb	nº elec	nº orb	nº elec	
1	1	2	0	0	0	0	0	0	2
2									
3									
4									



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Ya sabemos que a cada orbital atómico le corresponde una determinada energía. Por lo tanto la energía de cada electrón dependerá del orbital en el que se encuentra. Aunque es verdad que a cada nivel de energía le corresponde una energía mayor, la forma diferente de los orbitales hace que haya orbitales de un nivel superior con energía menor que otros de un nivel inferior, tal y como puede verse en el diagrama de energía de cada orbital.



Cuando los electrones se colocan en los átomos lo hacen siempre de forma que la energía que tienen es la menor posible, así que el orden de llenado de los diferentes orbitales de cada átomo viene dado por el llamado diagrama de Moeller (página 144 de libro de texto).

La forma en la que los átomos se distribuyen en los diferentes orbitales alrededor del núcleo se llama configuración electrónica del átomo y es un concepto muy importante, porque de ella va a depender las propiedades y el comportamiento del átomo en cuestión.

Para obtener la configuración electrónica de un átomo hay que seguir las siguientes reglas:

- **Principio de exclusión de Pauli:** en cada orbital solo caben dos electrones.
- **Principio de mínima energía de Aufbau:** los electrones se van colocando en los orbitales vacíos de menor energía.



Visita el enlace “configuraciones electrónicas”

Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

1. **Considera el número de electrones que debes distribuir.** Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Vete colocando los electrones por orden** en los niveles de cada capa. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller)
3. Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.
4. **Ordena por capas** la configuración obtenida.

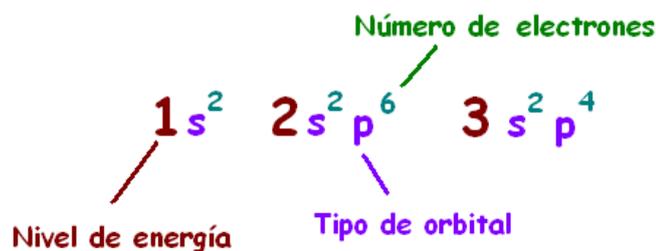
Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 p^3$
Mg	Z = 12	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2$
Si	Z = 14	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^2$
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 4p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 4p^5$



Actividad 5 Define configuración electrónica y escribe la configuración electrónica de los gases nobles. ¿Qué tienen todas en común?

Actividad 6 Realiza la actividad 14 de la página 144 y la 48 y 49 de la página 156 del libro de texto.

Recuerda que



Actividad 7 Utiliza el diagrama de Moeller y escribe la configuración electrónica de los elementos indicados: H, He, Li, Be, B, C, O, N.

V.4 EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

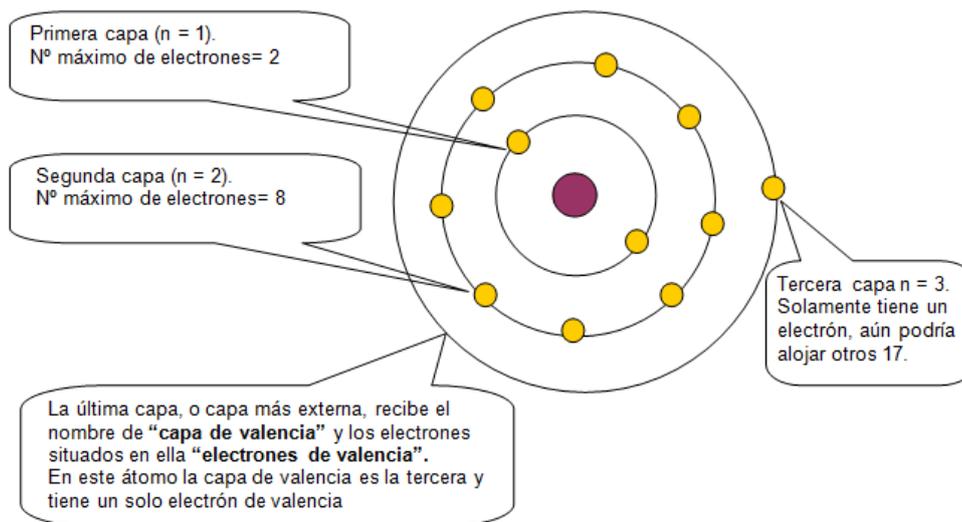
ELECTRONES DE VALENCIA

Los químicos clasificaron los elementos en una tabla según sus propiedades químicas: es el sistema periódico de los elementos. Aquellos elementos que se encuentran en el mismo grupo del sistema periódico tienen la misma configuración electrónica en la última capa ocupada o capa de valencia. Como quiera que en el sistema periódico los elementos se agrupan por lo parecido de sus propiedades químicas, es fácil comprender que:

Las propiedades químicas de un átomo dependen de los electrones situados en la **capa de valencia**, que se denominan electrones de valencia.

El ejemplo más evidente es el de los gases nobles, cuya configuración electrónica en la capa de valencia es $n s^2 p^6$, donde n es el nivel de energía más externo. Estos elementos son todos gases y son los elementos más estables de todos, no formando combinaciones de átomos.

Los demás elementos tienden a obtener dicha configuración y ganar estabilidad, lo que propiciará que se combinen unos con otros. Esta capacidad de combinación se llama **valencia** del elemento y puede ser negativa cuando implica adquirir carga negativa (electrones de valencia) y positiva cuando se adquiere carga positiva (perdiendo electrones de valencia).





Actividad 8 Lee el texto y la página 145 a 147 y contesta:

Actividad 9 Define capa de Valencia, electrones de Valencia, grupo del sistema periódico, periodo del sistema periódico, elemento metálico, elemento no metálico, propiedad periódica.

Actividad 10 ¿Cómo varía el radio atómico en un grupo?, ¿Cómo se explica esta variación de acuerdo al modelo actual?, ¿Cómo varía el radio atómico en un período?

ELECTRONEGATIVIDAD

Cuando los átomos se combinan para formar compuestos la tendencia de estos a ganar electrones y formar iones negativos se conoce con el nombre de **electronegatividad**. Esta tendencia se mide comparando la capacidad de los diferentes átomos para atraer los electrones de los enlaces covalentes que forman,

Las primeras medidas de la electronegatividad se deben a Pauling, pudiéndose observar los valores en la tabla siguiente:

H	2,2				
Li	0,97	Be	1,47	B	2,01
Na	1,01	Mg	1,23	Al	1,47
K	0,91	Ca	1,04	Ga	1,82
Rb	0,89	Sr	0,99	In	1,49
Cs	0,86	Ba	0,97	Tl	1,44
				C	2,5
				N	3,07
				O	3,5
				F	4,1
				P	2,2
				S	2,44
				Cl	2,83
				Ge	2,02
				As	2,2
				Se	2,48
				Br	2,74
				Sb	1,82
				Te	2,01
				I	2,21
				Pb	1,55
				Bi	1,67
				Po	1,76
				At	1,96

Valores altos de electronegatividad indican que hay una gran tendencia a coger electrones (cómo el flúor) y elemento se comporta como un no metal. Por el contrario valores bajos de electronegatividad indica muy poca tendencia y el elemento se comporta como un metal.

Actividad 11 ¿Cómo varía la electronegatividad en un grupo?, ¿Cómo varía la electronegatividad en un período?, ¿Cuál es el elemento con mas carácter no metálico?, ¿Cuál se comporta mas marcadamente como un metal?, ¿Cómo varía el carácter metálico al avanzar en un período?



V.5 ENLACE QUÍMICO

PEGAMENTO ATÓMICO

Los únicos elementos que se encuentran en la naturaleza como átomos aislados son los gases nobles, lo que se interpreta como que tienen una gran estabilidad. Dicha estabilidad podemos asociarla a su configuración electrónica de la capa de valencia $n s^2 p^6$, lo que implica tener ocho electrones de valencia, excepto para el helio, que sólo tiene 2.

Los átomos de los demás elementos se encuentran siempre unidos unos a otros, ya sea a átomos del mismo elemento (como en el hidrógeno o el hierro) o de otros elementos, formando compuestos. La fuerza que mantienen a los átomos unidos se llama enlace químico.

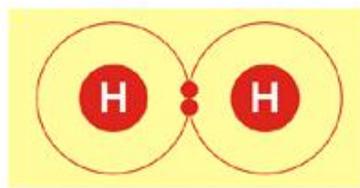
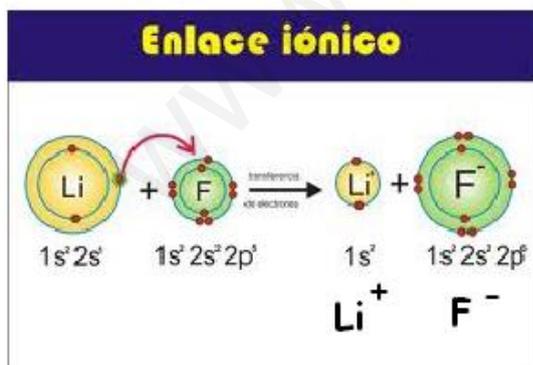
Para explicar por qué se unen los átomos, Lewis propuso su **teoría del enlace químico (de Lewis)** o **regla del octeto**:

- Los átomos se unen para tener ocho electrones en su capa de valencia y así obtener la configuración electrónica de gas noble en la capa de valencia.

La excepción a esta regla son el hidrógeno y algunos elementos del segundo período (litio y berilio) que intentaran tener la configuración del helio. Es importante tener en cuenta que todos los átomos tienen que acabar con ocho electrones en su capa de valencia para que se produzca la unión.

Hay tres formas en la que los átomos pueden unirse para tener ocho electrones en la capa de valencia, lo que da lugar a tres tipos de enlace químico.

- **Enlace covalente**: los átomos comparten pares de electrones, como en la molécula de hidrógeno. Se da entre átomos de elementos no metales.
- **Enlace iónico**: los átomos ganan y pierden electrones, formándose iones de cargas opuestas que se atraen. Se da entre un átomo de elementos no metal con otro de carácter metálico.
- **Enlace metálico**: los átomos pierden electrones y forman una red de iones positivos que se estabiliza por la presencia de un número muy grande de electrones moviéndose en los huecos. Se da entre átomos con carácter metálico.



Enlace covalente



Enlace metálico

Actividad 11 Define: Enlace químico, teoría del enlace de Lewis, enlace covalente, enlace iónico, enlace metálico.



Actividad 12 El hidrógeno tiene la misma configuración electrónica en la capa de valencia que el litio o el sodio. Sin embargo tiene unas propiedades muy diferentes de las de los metales alcalinos. ¿Cómo justificarías este hecho?

Actividad 13 Indica el tipo de enlace que se formará entre los siguientes átomos (justificando la respuesta):

- Cloro y potasio
- Cloro y flúor
- Sodio y sodio
- carbono y yodo
- azufre y magnesio
- cinc y yodo
- hierro y hierro

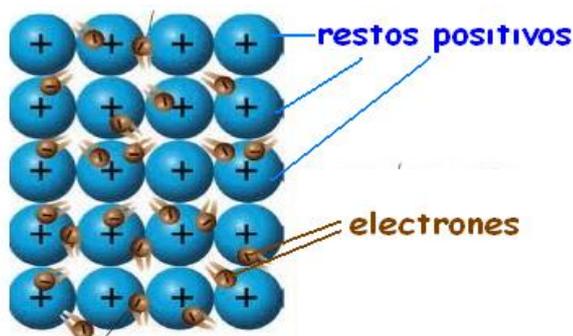
V.6 ENLACE METÁLICO

CRISTALES METÁLICOS

Los compuestos metálicos son aquellas sustancias formadas por un número muy grande de átomos de un metal unidos por enlace metálico. Los iones que se forman al perderse los electrones (restos positivos), se ordenan en las tres direcciones del espacio (de manera que haya mínima repulsión), quedando los electrones como una especie de gas que se mueve continuamente entre los restos positivos (ver figura). Una estructura formada por átomos o iones ordenada en las tres direcciones del espacio se denomina **estructura cristalina** y al sólido resultante un **crystal**. Tenemos así un cristal cuyas partículas son iones positivos inmersos en un mar de electrones.

La estructura descrita explica perfectamente las propiedades de los metales de la página 152 del libro de texto.

Estructura de un cristal metálico



Actividad 14 Define resto positivo, cristal, estructura cristalina.

Actividad 15 Indica las propiedades de las sustancias metálicas y justifícalas según el enlace metálico.



V.7 ENLACE IÓNICO

CRISTALES IÓNICOS

Los compuestos iónicos son aquellos en los que sus átomos están unidos por la atracción eléctrica entre iones de diferente signo, que se forman por cesión de electrones entre los átomos.

Este tipo de enlace se da entre átomos metálicos que ceden electrones a átomos de elementos no metálicos, obteniendo ambos configuración electrónica de gas noble. Se forman cationes de átomos metálicos y aniones de átomos no metálicos que se atraen electrostáticamente.

Los iones así formados se van colocando de forma ordenada en el espacio, procurando que los iones del mismo signo estén lo más alejados posibles (para evitar las repulsiones) y que los iones de signo contrario estén lo más próximos posible (reforzando las atracciones). Se forma así una estructura cristalina resultando un cristal formado por iones (cationes y aniones), esto es, un cristal iónico.

La fórmula del compuesto iónico nos indica la relación entre los átomos que forman el cristal, tratándose de una fórmula empírica. Así la fórmula del cloruro de magnesio es $MgCl_2$, lo que indica que el cristal está formado por dos átomos de cloro por cada átomo de magnesio. Esta estequiometría (esta relación) depende del número de electrones que le falta a cada átomo para tener la configuración electrónica de gas noble (ver figura).

Cl debe capturar 1 e^- para tener c. gas noble

K debe perder un e^- para tener c. gas noble

K Cl
Cloruro de potasio

Mg debe perder 2 e^- para tener c. gas noble

Mg Cl₂
Cloruro de magnesio

Al debe perder 3 e^- para tener c. gas noble

Al Cl₃
Cloruro de aluminio

Los compuestos iónicos tienen propiedades que se justifican por el tipo de enlace entre sus átomos, como se observa en la página 148 y 149 del libro de texto.

Actividad 16 Indica las propiedades de las sustancias iónicas y justifícalas según el enlace iónico.

Actividad 17 Si la estequiometría del cloruro de magnesio es 1:2 Mg:Cl y su fórmula es $MgCl_2$...

¿Qué estequiometría y que fórmula esperas para un compuesto iónico formado entre...(razona la respuesta):

Na y S, K y P, Ca y S, Mg y O

Actividad 18 ¿Conducirá la corriente eléctrica una disolución de un compuesto iónico en agua?. ¿Por qué nos podemos electrocutar si manejamos aparatos eléctricos estando mojados si el agua no tiene cargas eléctricas libres?.



Puffi

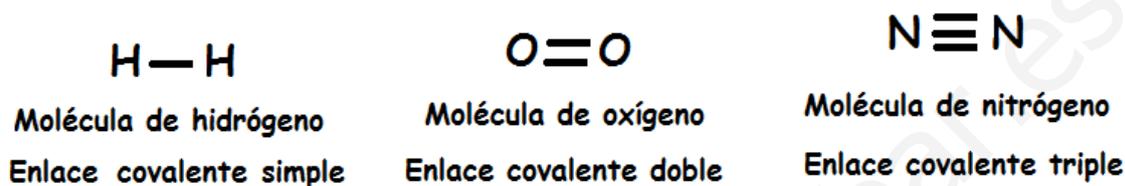


V.8 ENLACE COVALENTE

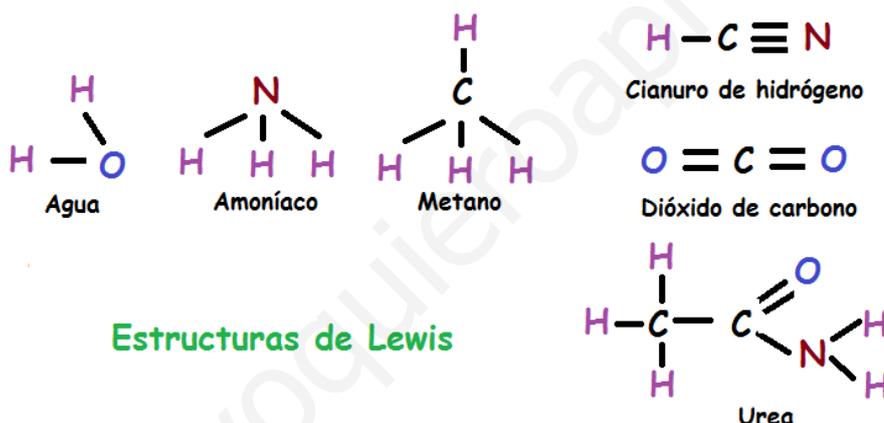
¿HUELE?: SON MOLÉCULAS

Cuando los átomos forman enlaces covalentes comparten pares de electrones formando agregados llamados moléculas (conjunto de átomos unidos mediante enlaces covalentes).

De acuerdo a la teoría de Lewis, todos los átomos de la molécula deben de tener ocho electrones en su capa de valencia, para lo cual los átomos pueden llegar a compartir uno (enlace covalente simple), dos (enlace covalente doble) o tres pares de electrones (enlace covalente triple). Lewis representa esta situación indicando cada pareja de electrones compartidos mediante una raya entre los símbolos químicos de los átomos enlazados. Esta representación de las moléculas se conoce como estructura de Lewis (ver figura):

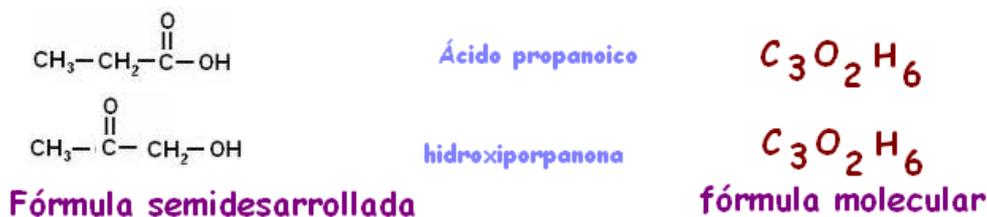


Las diferentes moléculas se forman con el número y tipo adecuado de enlaces para todos los átomos cumplan la regla del octete de Lewis:



Las moléculas sienten unas pequeñas fuerzas entre ellas llamadas fuerzas intermoleculares. Por eso las sustancias moleculares (aquellas formadas por moléculas) suelen ser gases a temperatura ambiente, con puntos de fusión y ebullición bajos. Sus sólidos son blandos y como las moléculas son neutras, estas sustancias no pueden conducir la corriente eléctrica.

En estas sustancias la fórmula que se da indica el número y tipo de átomos que forma la molécula (es decir, la fórmula molecular). En el caso de los compuestos del carbono, que pueden formar largas cadenas de átomos unidos por enlaces covalentes, ocurre que dos compuestos diferentes pueden tener la misma fórmula molecular, por lo que hay que distinguirlos indicando su fórmula desarrollada o semidesarrollada, como se indica en la figura:





Actividad 19 Define: Enlace covalente simple, enlace covalente doble, enlace covalente triple, sustancia molecular, fuerza intermolecular, fórmula molecular, molécula.

Actividad 20 Indica las propiedades de las sustancias moleculares y justifícalas según el enlace entre ellas.

Actividad 21 Escribe las estructuras de Lewis de la siguientes sustancias moleculares: sulfuro de hidrógeno, fluoruro de hidrógeno, tetracloruro de carbono, cloroformo (CHCl_3), monóxido de azufre, acetileno (C_2H_2), metanol (CH_4O), dióxido de carbono, eteno (C_2H_4).

MACROMOLÉCULAS Y CRISTALES

Cuando en compuestos covalentes intervienen átomos que pueden formar tres o cuatro enlaces covalentes con átomos diferentes ocurre que se pueden unir entre sí un número muy grande de átomos.

Puede ocurrir que se formen moléculas con un número enorme de átomos unidos entre sí por enlace covalentes. Estas moléculas se llaman macromoléculas y el ejemplo mas claro es el ADN (ácido desoxirribonucleico) que codifica la información genética en los seres vivos. En el ADN hay miles de millones de átomos diferentes unidos de forma única para cada ser vivo.

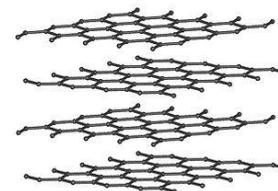
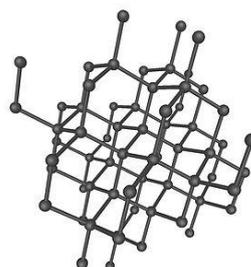
Pero también la unión puede afectar a un número muy grande de átomos unidos formando una estructura interna ordenada en el espacio, es decir, un cristal.

En el caso del diamante, en el que hay un número enorme de átomos de carbono unidos a otros cuatro átomos mediante enlaces covalentes simples. Este tipo de sustancias se llaman cristales covalentes. Éstos cristales son sólidos duros, de altos puntos de fusión y ebullición, que no conducen la corriente eléctrica, pues no tienen cargas libres que puedan moverse.

Por último hay sustancias covalentes que poseen una estructura intermedia entre las moléculas, las macromoléculas y los cristales covalentes. Es el caso del grafito. Cuando un mismo elemento puede presentarse bajo dos formas diferentes se dice que el elemento presenta dos formas alotrópicas.



Molécula de ADN



Estructura del diamante y del grafito



Actividad 22 Define: Define: macromolécula, forma alotrópica, cristalo covalente.



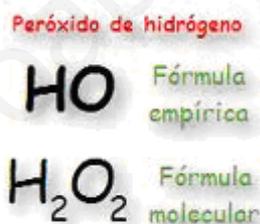
Actividad 23 El hielo forma estructura cristalinas. ¿Qué será un cristal molecular?.

FÓRMULAS

La composición de la molécula se representa mediante su **fórmula molecular**, en la que se indica el número y tipo de cada átomo que la forma. La fórmula molecular nos permite calcular La masa de la molécula expresada en unidades de masa atómica o **masa molecular relativa** (M_r), simplemente sumando las masas atómicas relativas de los elementos que la forman

La fórmula anterior no hay que confundirla con la llamada **fórmula empírica** en la que sólo se indica el tipo de átomos que hay en la molécula y la relación entre ellos. Así ocurre que dos compuestos diferentes (con dos fórmulas moleculares diferentes) pueden tener la misma fórmula empírica. Por ejemplo el dióxido de nitrógeno (NO_2) y el tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) tienen diferente fórmula molecular pero la misma fórmula empírica (NO_2).

También es importante conocer el porcentaje en peso de cada elemento que compone la molécula o **composición centesimal**,



Ejemplo 1 "Halla la composición centesimal del agua, del amoníaco y del ácido acético".

Actividad 24 Escribe la fórmula y calcula la masa molecular relativa y la composición centesimal del sulfuro de hidrógeno, metano, trióxido de azufre, disulfuro de carbono, ácido sulfúrico, ácido nítrico, pentacloruro de fósforo.



ACTIVIDADES DE REFUERZO

Nota: Utiliza el diagrama de Moeller y el sistema periódico cuando te haga falta

1.- VOCABULARIO Elabora un vocabulario con las palabras definidas durante el tema, ordenadas alfabéticamente.

2.- Completa la tabla siguiente, haciendo los cálculos de memoria.

ISÓTOPO	protones	electrones	neutrones	A	Z	ELEMENTO
Flúor-19						
^{20}F						
		24		26		magnesio
	10			22		
	20		20			
^{36}Cl						
$^{39}\text{K}^+$						
	7	10	8			

3.- La masa molecular relativa también se calcula para compuestos que no son sustancias moleculares. En estos casos se halla la masa molecular relativa en función de la fórmula empírica del compuesto iónico. Hallar la composición centesimal y la masa molecular relativa de las siguientes sustancias: agua, etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), metanol (CH_3OH), agua oxigenada (H_2O_2), glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), amoníaco (NH_3), clorato de potasio (KClO_3), cromato de potasio (K_2CrO_4), bromuro de potasio (KBr), sulfato amónico ($\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$), fosfato cálcico ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), permanganato de potasio (KMnO_4).

Solución: 88'8 % de O, 52'2 % de C y 34'8 % de O, 37'5 % de C y 50 % de O, 94'1 % de O, 41'3 % de C y 55'2 % de O, 82'3 % de N, 32'2 % de K y 39'5 % de O, 26'7 % de Cr y 32'9 % de O, 32'9 % de K, 21'2 % de N y 24'26 % de S y 48'4 % de O, 38'8 % de Ca y 20 % de P, 24'7 % de K y 34'8 % de Mn.

4.- Indica cual de las siguientes especies atómicas son isótopos entre sí: $^{12}_6\text{X}$, $^{12}_8\text{Y}$, $^{14}_6\text{Z}$, $^{19}_9\text{U}$, $^{14}_8\text{V}$.

5.- Completa la tabla:

elemento	representación	A	Z	neutrones	protones	electrones
				16	16	
		40	20			

6.- Completa la tabla y responde:

Especie	representación	Z	A	protones	neutrones	electrones
1				38	49	36
2		7			7	7
3				7	9	7
4		16	32			18

a) ¿Cuáles son aniones?, ¿Cuáles son cationes?, ¿Cuáles son isótopos?.

b) ¿A qué elemento pertenece cada especie?

7.- La configuración electrónica de un ión X^+ es (2, 8, 18, 8) y su masa atómica es 85 uma. ¿a qué elemento pertenece?, ¿Cómo se representa?, Escribe su configuración electrónica en función de sus orbitales.

8.- Un elemento X tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$. Piensa y contesta razonadamente: ¿Cuál es su número atómico?, ¿Cuántos electrones tiene en su capa de



valencia?, ¿Qué tipo de iones tiende a formar?, ¿es un metal o un no metal?, ¿Cuál es su valencia principal?

9.- La configuración electrónica de cinco átomos diferentes es: A (2,1), B(2,8), C(2,8,1) y D(2,2) y E(2,8,2). Elabora una tabla en la que podamos leer: la configuración electrónica expresada de la manera de la actividad anterior, si es metal o no metal o gas noble, su valencia principal y el elemento al que pertenece. ¿Qué átomos tienen propiedades químicas parecidas?

10.- Observa las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores y contesta:

- ¿Qué átomo es más grande el A o el C?
- ¿Qué átomo es más grande el A o el ion D⁺?
- Si al átomo C le quitamos un protón... ¿qué obtenemos?

11.- El magnesio se une al bromo para formar bromuro de magnesio. Contesta a las cuestiones: a) ¿con qué tipo de enlace se unen?, b) ¿se disolverá en agua?, c) ¿Conduce la corriente eléctrica?, d) ¿será sólido a temperatura ambiente?

12.- Calcula la masa molecular relativa y la composición centesimal de los siguientes compuestos de cobre: óxido cuproso (Cu₂O), cloruro cuproso (CuCl), sulfuro cúprico (CuS), sulfato cúprico pentahidratado (CuSO₄(H₂O)₅). *Solución: 88'8 % de Cu, 64'2 % de Cu, 66'6 % de Cu, 25'5 % de Cu.*

13.- La fórmula molecular de un compuesto puede ser N₂O₄, NO₂ o NO. Explicar cómo podemos diferenciarlos a partir de su composición centesimal y de su masa molecular relativa.



CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Definir correctamente las palabras del vocabulario.
2. Indocar las hipótesis del modelo atómico de Bohr y el modelo actual
3. Conocer las características de las partículas que forman los átomos.
4. Calcular el número de protones, electrones y neutrones en átomos neutros e iones, así como identificar el elemento según dichos valores.
5. Escribir la configuración electrónica de un elemento siguiendo el diagrama de Moeller o la energía de los orbitales atómicos.
6. Conocer las propiedades de una sustancia según su tipo de enlace.
7. Usar el principio de conservación de la energía mecánica para diversas magnitudes como alturas o velocidades.
8. Predecir el tipo de enlace que existirá en un compuesto.
9. Conocer las características principales de los diferentes enlaces.
10. Conocer los tipos de sustancias que hay según su enlace y sus principales propiedades, relacionándolas con el tipo de enlace.
11. Conocer la relación entre la configuración electrónica de un elemento y sus propiedades periódicas (como valencia, si es metal o no metal, etc).
12. Calcular la masa molecular relativa y composición centesimal de compuestos.
13. Diferenciar fórmula molecular y fórmula empírica.
14. Usar el método y las fórmulas adecuadas para hallar la cantidad de calor necesaria para enfriar o calentar sustancias con o sin cambios de estado.