

Tema 1. Enlace químico

Partiendo del modelo de partículas de la materia y del análisis de una gran cantidad de hechos experimentales, **Dalton** propuso en 1803 su **teoría atómica**, que recoge el concepto de átomo, ya planteado por los griegos en la antigüedad sin base científica, por contraposición a los cuatro constituyentes fundamentales de la materia de la tradición alquímica medieval: aire, agua, tierra y fuego.

Para él, la unidad más pequeña de materia es el **átomo**, partícula indivisible característica de cada sustancia simple, formada por uno o varios átomos iguales.

Actualmente se conocen más de 100 tipos de átomos diferentes. Cada uno de esos tipos de átomo recibe el nombre de **elemento químico**.



ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Nitrogen	5	Barytes	68
Carbon	5	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Limé	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Fíjate en la imagen en la representación que Dalton hizo de los átomos, con una base circular, del tipo que ya has utilizado. En algunos casos, dentro del círculo hay una letra, inicial del nombre en inglés.

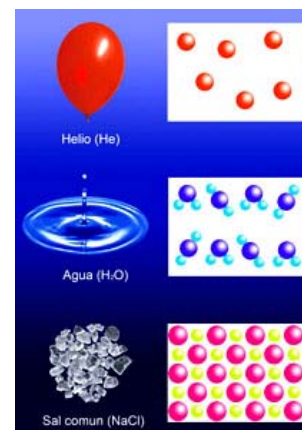
La representación actual es mediante letras, una o dos, de origen latino en algunos casos y en honor a científicos importantes o lugares en otros.

Principios de la teoría atómica de Dalton

1. La materia está formada por átomos.
2. Los átomos son indivisibles.
3. Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí.
4. En las sustancias compuestas hay átomos diferentes.

Cuando en un recipiente hay una sola sustancia, se trata de una **sustancia pura**, y si hay más de una se trata de una **mezcla de sustancias**.

Si se pueden diferenciar los componentes de la mezcla, se trata de una **mezcla heterogénea**, y en caso contrario, de una **mezcla homogénea** (disolución).



Pero ¿cómo son las partículas que forman una sustancia pura? Por ejemplo, las partículas de agua son distintas de las de helio y de las de sal común, ya que las tres sustancias tienen propiedades muy diferentes.

¿En qué se basa esa diferencia? La respuesta es que están formadas por una combinación diferente de átomos: en el agua hay **moléculas** formadas por dos átomos de hidrógeno unidos a uno de oxígeno, y su estado a temperatura ambiente es el líquido. En el helio hay átomos libres, y su estado físico es el gaseoso, mientras que la sal común no forma moléculas, sino que da lugar

una estructura con "átomos" de sodio y de cloro que no tiene más límite que el tamaño del trozo de sal: es lo que se conoce como una **estructura gigante**, siendo sólido el estado físico.

El tipo de partícula a que da lugar la unión de átomos depende precisamente de cuáles son esos átomos y de qué forma se unen, es decir, del **enlace químico** producido entre ellos.

Sustancias simples y compuestas

Punto de vista experimental: si se pueden descomponer en otras más sencillas, son compuestas, y simples en caso contrario.

Escala de partículas: si los átomos que las forman son iguales, se trata de una sustancia simple, y si hay átomos distintos, compuesta.

1. La estructura del átomo

A finales del siglo XIX se llegó a la conclusión de que el modelo de Dalton no era correcto, ya que se descubrieron partículas más pequeñas que el átomo más pequeño conocido, el de hidrógeno. Como se podían obtener a partir de átomos de diferentes elementos, se consideró que formaban parte de ellos y se les llamó **partículas fundamentales**.

Ya conoces dos de ellas, descubiertas al estudiar las interacciones eléctricas: el **electrón** (1897) y el **protón** (1918). Pero hay una tercera partícula, que resultó más difícil de descubrir, ya que no tiene propiedades eléctricas, el **neutrón** (1932). En junio de 2012 parece ser que se ha descubierto el bosón de Higgs, que permite explicar el origen de la masa de la materia.

En la tabla siguiente tienes las características más importantes de las tres partículas fundamentales. Fíjate en que la carga de protón y electrón es de la misma magnitud pero sentidos contrarios, mientras que el neutrón carece de carga. En cuanto a las masas, las de protón y neutrón son muy parecidas, mientras que la del electrón es muy pequeña en comparación (casi 2000 veces menor).

Nombre	Símbolo	Carga/C	Carga relativa	Masa en reposo/kg	Masa en reposo/u	Masa en reposo aproximada/u
Electrón	e ⁻	-1,60 10 ¹⁹	-1	9,109 10 ⁻³¹	0,0005	0
Protón	p ⁺	1,60 10 ¹⁹	1	1,672 10 ⁻²⁷	1,0066	1
Neutrón	n	0	0	1,675 10 ⁻²⁷	1,0084	1

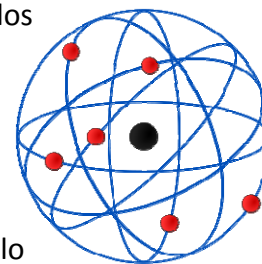
Modelo de Rutherford

En 1910 **Rutherford** realizó un experimento que le obligó a proponer que en los átomos había un núcleo muy pequeño con carga positiva: bombardeó una lámina de oro con partículas positivas a muy alta velocidad, y observó que aunque la mayoría pasaban a través de la lámina sin desviarse, algunas se desviaban y unas pocas incluso llegaban a retroceder.

Como puedes ver en el vídeo, explicó este hecho suponiendo que en el átomo había una zona central, muy pequeña y con carga positiva, llamada núcleo y que a su alrededor se encontraban los electrones, con carga negativa.

Es decir, los átomos son eléctricamente neutros, con los protones en el núcleo y los electrones en la corteza, girando en órbitas (**modelo planetario**).

Cuando se descubrieron los neutrones unos años después, se les asignó su lugar en el núcleo atómico.



Aunque hay modelos que se han tenido que desarrollar para explicar otros hechos experimentales más complejos (Bohr-Sommerfeld, Schrödinger), el modelo de Rutherford es suficiente para lo que necesitas saber en este momento.

¿Dónde se sitúan las partículas fundamentales?

Protones y neutrones: en el **núcleo**.

Electrones: en la **corteza electrónica**.

1.1 Construyendo átomos

Para especificar las partículas que constituyen un átomo, se indica su símbolo X y dos números, tal como ves en la imagen: en la parte inferior, el número atómico Z, que indica el número de protones, y en la parte superior el número másico A, que indica el número de protones más el de neutrones.

Ejemplos

Un átomo de litio tiene 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones. Por tanto, $X=\text{Li}$, $Z=3$ y $A=7$.

Un átomo de cloro tiene 17 protones, 20 neutrones y 17 electrones. Por tanto, $X=\text{Cl}$, $Z=17$ y $A=37$.

También puedes saber el número de partículas de cada tipo si te indican los valores de X, Z y A, pero eso aprenderás a hacerlo más adelante.

Isótopos

Se trata de átomos de un mismo elemento, por tener el **mismo número de protones** en el núcleo, pero que tienen **diferente número de neutrones**, por lo que la masa del átomo es diferente.

La mayoría de los elementos tiene varios isótopos. Por ejemplo, el cloro tiene dos isótopos: el cloro 35, que tiene 18 neutrones y una abundancia del 77,50 %, y el cloro 37, con 20 neutrones y una abundancia del 22,50 %. Cuando se tiene una muestra de cloro puro, ése es el porcentaje que hay de cada uno de los dos isótopos.

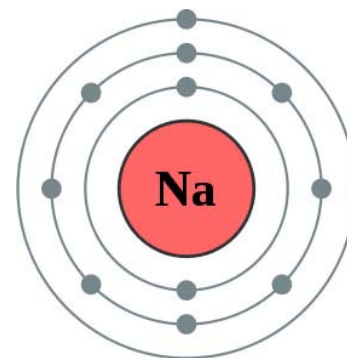
La partícula que caracteriza a los elementos químicos

Los átomos de un elemento quedan caracterizados por el número de **protones** que tienen: como ya sabes, hay átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones (iones) o de neutrones (isótopos).

1.2 Estructuras electrónicas

Si te has fijado en el constructor de átomos, los electrones se mueven en **órbitas** alrededor del núcleo, pero no todos giran a la misma distancia del núcleo: hay diferentes órbitas, de forma que en la primera se pueden situar hasta 2 electrones, 8 en la segunda y en la tercera, 18 en la cuarta y la quinta y 32 en la sexta y en la séptima.

En realidad, las órbitas segunda y tercera están formadas a su vez por dos, con hasta 2 y 6 electrones, respectivamente; la cuarta y quinta, con hasta 18 electrones, por tres órbitas con 2, 6 y 10 electrones, y la sexta y la séptima, con hasta 32 electrones, por otras cuatro órbitas, con hasta 2, 6, 10 y 14 electrones.



Por esa razón, se suele hablar de **capas**, de primera a séptima, que contienen entre una y cuatro órbitas cada una.

Por ejemplo, el sodio tiene 11 electrones, y su estructura electrónica la indicarás como:

Na: 2, 8, 1

Fíjate en que detallas el número de electrones en cada capa, separados por comas. En la imagen puedes ver la representación gráfica de esta estructura.

Si vuelves al simulador del constructor de átomos, podrás observar cómo se van llenando las capas y escribir directamente las estructuras electrónicas de los átomos.

Electrones y capas electrónicas

1ª: 2 electrones (2).

2ª y 3ª: 8 electrones (2 + 6).

4ª y 5ª: 18 electrones (2 + 6 + 10).

6ª y 7ª: 32 electrones (2 + 6 + 10 + 14).

1.3 Iones

La mayoría de los átomos tienen tendencia a unirse con otros átomos, dando lugar a sustancias poliatómicas, simples si los átomos son iguales (O_2) o compuestas si hay átomos diferentes (CO_2 , $NaCl$). Para ello, con frecuencia ganan o pierden electrones, dando lugar a **iones**.

Cuando el sodio pierde un electrón, da lugar a un ión Na^+ : fíjate en que el sodio tiene 11 protones y 11 electrones, con lo que su carga es nula, pero al perder un electrón, que tiene una carga negativa, la carga neta que queda es +1. Los iones positivos reciben el nombre de **cationes**.

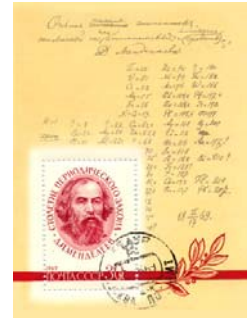
Y cuando el cloro (17 protones + y 17 electrones -) gana un electrón, adquiere una carga negativa, dando lugar a Cl^- , de forma que estos iones Cl^- pueden interaccionar eléctricamente con los iones Na^+ , formándose la sustancia $NaCl$, llamada cloruro de sodio o sal común. Los iones negativos se llaman **aniones**.

Fíjate en que **los electrones son las partículas fundamentales que salen o entran de los átomos**, debido a que están en la corteza electrónica, y es más fácil que salgan de ahí que los protones del núcleo. Además, **los electrones que salen son los situados en la capa más externa**, menos atraídos por el núcleo al estar más alejados de él.

2. La tabla periódica

Actualmente se conocen más de 100 elementos químicos. El último, de número atómico 117, lo descubrieron en abril de 2010 dos equipos de investigadores rusos y norteamericanos.

Todos los elementos conocidos están ordenados por filas (**periodos**) y columnas (**grupos**) en una tabla bidimensional conocida como Tabla Periódica, de forma que **los elementos del mismo grupo tienen propiedades parecidas**.



La tabla periódica más famosa es la de **Mendeleiev**, que este químico ruso publicó en 1869. Se basaba en el orden creciente de masas atómicas. Como había huecos en la tabla que elaboró, predijo las propiedades de los elementos que deberían estar allí. Unos años después se descubrieron el galio y el germanio, con las propiedades previstas por Mendeleiev.

En la imagen tienes un sello emitido en la URSS (antigua Rusia) en 1969 para conmemorar el centenario de la publicación de la tabla.

Sin embargo, hoy se utiliza la tabla de **Werner y Paneth**, publicada ya en el siglo XX (1954) y que se basa en las estructuras electrónicas de los átomos. Consta de 18 columnas y 7 filas, además de dos filas fuera de la tabla, como puedes ver en la imagen.

Puedes observar que los elementos se ordenan por **orden creciente de número atómico**. Es decir, el elemento número 11, que es el sodio, tiene 11 protones y 11 electrones. El elemento siguiente, situado a su derecha, es el 12, el siguiente más a la derecha el 13, y así sucesivamente.

La **Tabla Periódica de Elementos** es sencillamente el ordenamiento de los elementos químicos según su número atómico, es decir, la cantidad de protones del núcleo de un átomo.

Las propiedades físicas y químicas de un elemento y sus compuestos se relacionan con la posición que ocupa ese elemento en la tabla, la que se divide básicamente en **grupos y periodos**.

PERIODO	GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H HIDRÓGENO																	2 He HELIO
2		3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLÚOR	10 Ne NEÓN
3		11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO											13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FÓSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
4		19 K POTASIO	20 Ca CALCIO	21 Sc ESCANDIO	22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMO	25 Mn MANGANESO	26 Fe HIERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NIQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSÉNICO	34 Se SELENO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPCIÓN
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr CIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNOCIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTAÑO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
6		55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANO	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W WOLFRAMO	75 Re RENIÓ	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALO	82 Pb PLOMO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADÓN
7		87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUFENIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SUBORGIO	107 Bh BOHRIO	108 Hs HASSIO	109 Mt METELIO	110 Uun UNUNIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUBIO		114 Uuq UNUQUADRO		116 Uuh UNUHUEO		118 Uuo UNUOCTO
LANTÁNIDOS		6	58 Ce CERIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLIMIO	65 Tb TERBIO	66 Dy DISPROSIO	67 Ho HOLMIO	68 Er ERBIO	69 Tm TULIO	70 Yb YTERBIO	71 Lu LUTECIO			
ACTÍNIDOS		7	90 Th TORIO	91 Pa PROTACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELIO	98 Cf CALIFORNIO	99 Es EINSTEINIO	100 Fm FERMIÓ	101 Md MENDELIVIO	102 Np NOBELIO	103 Lr LAURENCIO			

NOTAS:

- METALES
- METALOIDES
- NO METALES
- GASES NOBLES

¿Qué debes saber de la tabla?

En primer lugar, el **nombre** y **símbolo** de los elementos que están marcados con el punto rojo. Además, también tienes que saber el nombre de los siguientes grupos: 1- **Alcalinos**; 2- **Alcalinotérreos**; 17- **Halógenos**; 18- **Gases nobles**.

2.1 Tabla y estructuras electrónicas

- Las estructuras electrónicas quedan reproducidas en la tabla periódica: 2 elementos en el primer periodo, 8 en el segundo (2 + 6) y en el tercero, 18 en el cuarto y el quinto (2 + 10 + 6) y 32 en el sexto y el séptimo (2 + 10 + 6 + 14 fuera de la tabla).
- Los elementos del mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa.
- El periodo en el que se encuentra cada elemento coincide con el número de la capa más externa que se está ocupando.

Tanto la ordenación de Mendeleiev como la actual se caracterizan porque los elementos del mismo grupo tienen propiedades físicas y químicas parecidas: reactividad, tamaño atómico, carácter metálico, etc. Como esas propiedades varían regularmente reciben el nombre de propiedades periódicas.

Vas a ver cómo se justifica la variación de esas propiedades teniendo en cuenta precisamente las estructuras electrónicas de los elementos químicos.

2.2 Reactividad

En el vídeo siguiente puedes observar la diferente reactividad de los elementos alcalinos cuando reaccionan con agua. La conclusión es clara: el orden de reactividad es $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ ¡La explosión en este último caso resulta espectacular!

¿Cómo puedes justificarlo? Debes tener en cuenta que en todos los casos la reacción es (donde M es un elemento alcalino):



Es decir, M se transforma en M^+ , para lo que debe perder un electrón.



En resumen, los elementos alcalinos reaccionan con agua formando un ión positivo y perdiendo un electrón. Fíjate ahora en las estructuras electrónicas de esos elementos:

Li: 2, 1

Na: 2, 8, 1

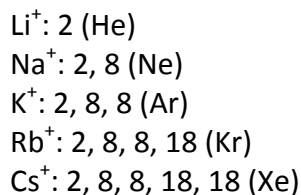
K: 2, 8, 8, 1

Rb: 2, 8, 8, 18, 1

Cs: 2, 8, 8, 18, 18, 1

¡Todos los elementos alcalinos reaccionan perdiendo un electrón, el único que tienen en la capa más externa!

Las estructuras de los iones resultantes son:

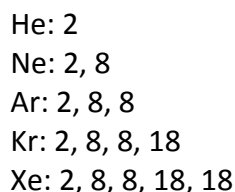


Entre paréntesis se indica el elemento químico que tiene esa misma estructura electrónica, el gas noble anterior a cada elemento ionizado.

En conclusión, los elementos han reaccionado ionizándose para alcanzar la estructura del gas noble anterior en la tabla periódica.

Al hacer un estudio similar con los halógenos se observa que reaccionan ganando el electrón que necesitan para alcanzar la estructura electrónica del gas noble siguiente en la tabla. Por ejemplo, $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$.

Si **los elementos reaccionan para alcanzar la estructura electrónica de los gases nobles** ¿cómo reaccionan estos? Los gases nobles no reaccionan mas que en condiciones extremas de presión y temperatura, por lo que en las condiciones habituales son muy estables, tanto que los demás elementos tienden a alcanzar su estructura. El término **noble** en química indica poco reactivo.



La regla del octeto

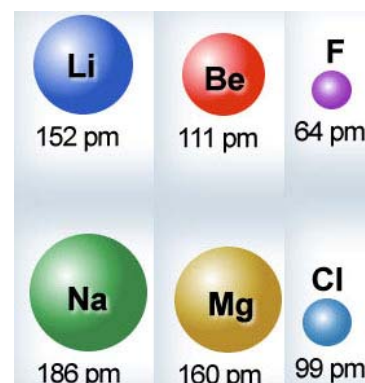
Los elementos químicos tienen a reaccionar para alcanzar la estructura electrónica de gas noble, con la última capa electrónica completa. Como las capas segunda y tercera tienen ocho electrones, se suele llamar **regla del octeto**.

2.3 Otras propiedades periódicas

Tamaño de los átomos

Es muy sencillo justificar la diferencia de tamaño de los átomos de los elementos de un grupo de la tabla. En la imagen puedes ver el radio comparado de tres pares de átomos del mismo grupo, supuesto que son esferas perfectas. Los datos se dan en picómetros (pm), que equivalen a 10^{-12} metros.

Si observas los datos, es mayor en todos los casos el tamaño del átomo de los elementos que están más abajo en el grupo de la tabla periódica (alcalinos, alcalinotérreos y halógenos).



¿Cómo puedes justificar este hecho experimental? Solamente debes tener en cuenta las estructuras electrónicas respectivas de los elementos:

Li: 2, 1

Na: 2, 6, 1

Es decir, los dos átomos tienen un único electrón en la capa más externa. Pero como es mayor en el Na, la tercera capa, frente a la segunda del Li, el Na es mayor.

El mismo razonamiento puedes aplicar en los otros dos casos. Pero no intentes justificar por qué el radio disminuye de Li a Be y a F: la razón es mucho más compleja y queda para Bachillerato.

Carácter metálico

Los metales son los elementos que tienen tendencia a perder electrones, mientras que los no metales tienen tendencia a ganarlos.

Serán metales aquellos elementos con pocos electrones en la capa más externa, y que pueden perderlos con facilidad, como sucede en los alcalinos y los alcalinotérreos, que pierden uno o dos electrones para quedarse con la capa más externa completa. Están colocados hacia la izquierda en la tabla periódica.

Por el contrario, los no metales ganan electrones para completar su capa electrónica más externa. Están situados hacia la derecha de la tabla.

Los gases nobles no tienen carácter metálico ni no metálico.

En la imagen los **metales** aparecen en azul, los **no metales** en naranja y los **gases nobles** en rojo. Los elementos en color verde oscuro son los **semimetales**, que tienen características intermedias entre metales y no metales.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* 71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	** 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	
			* 57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			** 89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

3. La medida de la masa de los átomos

En la tabla siguiente tienes detalladas las propiedades más importantes de cada elemento. En este momento solamente te vas a fijar en la masa atómica.

Masa atómica relativa

La masa que aparece en la tabla periódica corresponde al promedio ponderado de las masas de los isótopos del elemento. De esta forma, el dato de **masa atómica relativa** del cloro se calcula teniendo en cuenta que el isótopo 35 tiene una abundancia del 77,50 % y el 37 del 22,50 %:

$$m_{relativa}(Cl) = \frac{35 \cdot 77,50 + 37 \cdot 22,50}{100} = 35,45$$

Sin embargo, no hay ningún átomo de cloro que tenga esa masa (ni tampoco en otros elementos, salvo que el elemento no tenga isótopos, caso muy poco habitual, y todos los átomos tengan la misma masa).

Su valor indica cuántas veces tiene más masa un átomo de un elemento químico que la masa que se toma como referencia. Inicialmente se tomó como patrón la masa del átomo de hidrógeno, pero actualmente es la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono. La diferencia es muy pequeña: 1,0000 o 1,008 para la masa atómica relativa del H.

El orden creciente de número atómico por el que se ordenan los elementos en la tabla se reproduce en el orden de masas atómicas, salvo en tres excepciones: Ar-K, Co-Ni y Te-I, pares en los que el segundo elemento, que va detrás en la tabla, tiene menos masa que el primero.

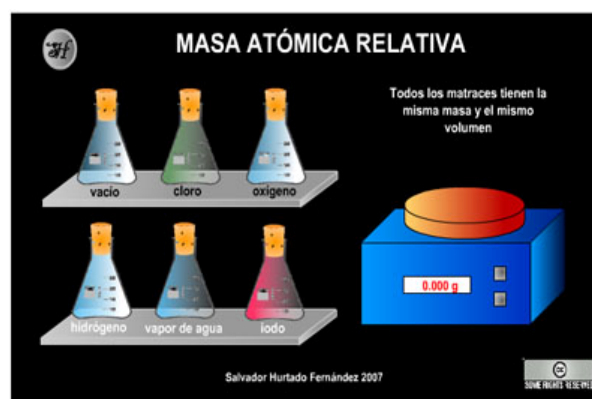
La masa de los iones

La **masa de los átomos y la de los iones que forman se consideran iguales**, ya que la diferencia es la masa de los electrones ganados o perdidos, despreciable en comparación con la masa del átomo neutro. Es decir, si la masa relativa del Na es 23, la del ión Na^+ también es 23.

3.1 Una escala de masas relativas

¿Cómo se determina la escala de masas atómicas relativas?

Vas a trabajar con la simulación siguiente. Observa que hay seis erlenmeyers iguales (misma masa y volumen). Uno de ellos está vacío, y los otros cinco tienen gases diferentes (cloro, oxígeno, hidrógeno, vapor de agua y yodo), de forma que su temperatura y la presión que producen es la misma.



Según el modelo de partículas de la materia que ya conoces, la presión está originada por el movimiento desordenado de las partículas del gas al chocar con las paredes del recipiente que las contiene. Como la temperatura es la misma, la energía del choque es la misma en todos los casos. Luego si la presión tiene el mismo valor, se debe a que en todos los recipientes hay el mismo número de partículas. Este razonamiento se conoce como **hipótesis de Avogadro**.

Una escala de masas relativas

De acuerdo con las medidas anteriores, la masa de gas en el recipiente que contiene cloro (m) es el número de partículas que hay de cloro (N) por la masa de cada una de ellas (M). Lo mismo sucede en el resto de los gases, considerando que **N es el mismo en todos los casos pero M es diferente.**

$$m(\text{cloro}) = N(\text{cloro}) \cdot M(\text{cloro}) = 0,887 \text{ g}$$

$$m(\text{oxígeno}) = N(\text{oxígeno}) \cdot M(\text{oxígeno}) = 0,400$$

$$m(\text{hidrógeno}) = N(\text{hidrógeno}) \cdot M(\text{hidrógeno}) = 0,225$$

$$m(\text{vapor de agua}) = N(\text{vapor de agua}) \cdot M(\text{vapor de agua}) = 0,215$$

$$m(\text{iodo}) = N(\text{iodo}) \cdot M(\text{iodo}) = 3,169$$

Como en el erlemeyer que contiene hidrógeno hay la menor masa de gas, la partícula de hidrógeno es la de menor masa, y, por tanto, se toma como referencia: vas a determinar cuántas veces tiene más masa cada una de las otras cuatro partículas que la de hidrógeno.

Para ello, divides la igualdad de cada gas por la del hidrógeno, de la forma siguiente para el cloro:

$$\frac{0,887 \text{ g}}{0,225 \text{ g}} = \frac{N M(\text{cloro})}{N M(\text{hidrógeno})} = \frac{M(\text{cloro})}{M(\text{hidrógeno})} = 35,48$$

El dato de masa atómica relativa del iodo que aparece en la tabla periódica es muy aproximadamente 35,48, aunque ningún átomo de cloro tiene esa masa.

Debes tener en cuenta que las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno y iodo son biatómicas, por lo que si hay N moléculas también hay $2N$ átomos, pero la relación anterior no varía.

3.2 Medida de la masa de las partículas

La unidad de masa atómica

La masa real de un átomo de un elemento se mide en **unidades de masa atómica** (cuyo símbolo se escribe **u** o **uma**) que es la masa real tomada como referencia a escala atómica.

De esta forma, se puede decir que la masa atómica relativa del hierro es 55,85, y que su masa real es de 55,85 u.

La masa real de las partículas

Para saber la masa real de un átomo, molécula o ión solamente necesitas saber qué masa real tiene la unidad de masa atómica, cuyo valor es de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

Es decir, en el caso anterior: $m(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 9,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

¿Cuántos átomos hay en un gramo de hierro? Acabas de ver que un átomo de hierro tiene una masa de $9,27 \cdot 10^{-23}$ g. Por tanto, no tienes mas que plantear la proporción siguiente:

$$\frac{1 \text{ átomo de Fe}}{9,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = \frac{N \text{ átomos}}{1 \text{ g}}; \quad N = 1,08 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Fe}$$

Esto supone que para tener un gramo de hierro hacen falta $1,08 \cdot 10^{22}$ átomos, que son nada menos que 10800 trillones de átomos. ¡La masa de los átomos es realmente muy pequeña!

El número de Avogadro

Si en lugar de calcular el número de átomos que hay en un gramo de hierro quieres determinar el número que hay en 55,85 gramos de Fe (es decir, en una masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica relativa), no tienes más que cambiar el número 1 por 55,85 en la proporción resuelta antes. El resultado obtenido es $6,023 \cdot 10^{23}$.



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Y si repites el cálculo con cualquier otro átomo o molécula, siempre sale ese número de partículas $6,023 \cdot 10^{23}$. Es decir, en una masa de cualquier sustancia igual a su masa atómica o molecular relativa (según sea átomo o molécula) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas. Ese número tiene una importancia extraordinaria en Química y recibe el nombre de **número de Avogadro**.

4. El enlace entre los átomos

¿Por qué se unen los átomos?

Los únicos átomos que existen libres en la naturaleza son los de los gases nobles, que se utilizan en iluminación decorativa. Como tiene su última capa electrónica completa, su situación es muy estable y no cambia.

Sin embargo, el resto de átomos tiende a completar su última capa (**regla del octeto**), porque esa situación es la más estable.

¿Cómo quedan unidos los átomos?

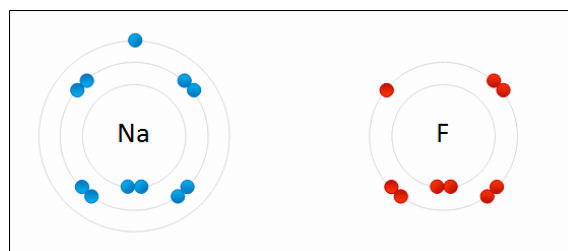
Las **fuerzas** que mantienen unidos los átomos son **de naturaleza electrostática**.

Si dos átomos están separados, hay fuerzas electrostáticas entre los electrones y el núcleo de cada átomo, pero si se acercan los dos átomos aparecen fuerzas entre los núcleos y los electrones de los dos átomos (atractivas entre núcleo y electrones, y repulsivas entre núcleos y electrones)

Hay tres mecanismos fundamentales de unión de átomos, **tres tipos de enlace**.

Enlace iónico

Si los átomos tienen pocos electrones en la capa más externa (entre 1 y 4), los pierden con facilidad, formando cationes (iones positivos). Es lo que les sucede a los elementos metálicos.

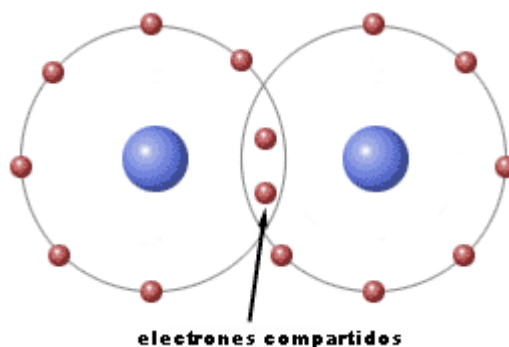


Si los átomos necesitan pocos electrones para completar su capa más externa (también entre 1 y 4), los ganan, dando lugar a aniones (iones negativos). Este comportamiento lo tienen los elementos no metálicos.

En general, los átomos se ionizan perdiendo o ganando electrones para tener completa la última capa electrónica, de forma que los electrones que pierde un átomo para formar un catión los gana otro dando lugar a un anión.

Enlace covalente

Pero si se ponen en contacto sustancias cuyos átomos necesitan ganar electrones para completar sus capas más externas, no puede haber transferencia de electrones, porque ningún átomo puede perderlos. La solución consiste en compartirlos, de manera que inicialmente cada uno de los dos átomos tenía un electrón propio, y al unirse los dos electrones pertenecen a la vez a los dos átomos, los comparten. Se dice que el enlace es covalente, por compartición de electrones.



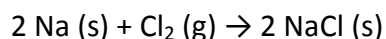
Enlace metálico

En este caso a todos los átomos les sobran electrones. Se trata del caso más complejo y solamente verás un modelo de enlace metálico muy sencillo aunque incompleto.

4.1 Enlace iónico

¿De dónde salen los electrones que necesitan los no metales para completar su capa más externa? Como ya has visto, de los que pierden los metales cuando vacían su capa electrónica exterior.

Por tanto, si se mezclan en un recipiente una sustancia como el sodio, que tiene una gran tendencia a perder el electrón de su capa más externa, con el cloro, que necesita un electrón para completarla, la reacción se producirá con facilidad, transfiriéndose el electrón del sodio, que lo pierde, al cloro, que lo gana.



La reacción tiene tanta tendencia a producirse que resulta casi explosiva, produciéndose un gran desprendimiento de energía en forma de luz y calor.

Si te fijas en la simulación, observarás que en realidad no se forma un par de iones de cada tipo (Na^+ y Cl^-), sino que se forma una gran cantidad de cada uno de ellos, según cuál sea la cantidad de reactivos que se hayan transformado.

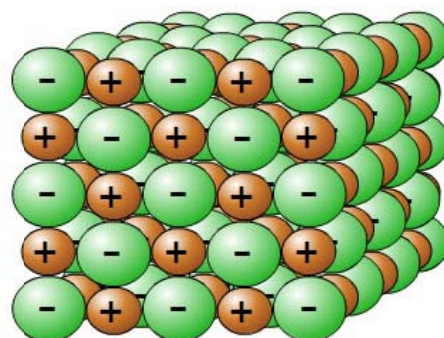
Toda esa enorme cantidad de iones se distribuye de una forma regular, muy ordenada, equilibrándose las fuerzas electrostáticas atractivas y repulsivas, dando lugar a una **estructura**

gigante. Se le suele llamar también cristal, pero ese nombre puede dar lugar a errores, porque en muchos casos no tienen aspecto cristalino.

La fórmula de las sustancias iónicas

Cuando el sodio reacciona con el cloro, cada átomo de sodio pierde un electrón, que gana un átomo de cloro para formar el par de iones Na^+ y Cl^- .

Pero si en lugar de sodio reacciona magnesio, pierde los dos electrones que tiene en la capa más externa, formando el ión Mg^{2+} . Por tanto, reaccionará con dos átomos de cloro, dando lugar a dos iones Cl^- . La fórmula de la sustancia formada será MgCl_2 . En un trozo de cloruro de magnesio habrá una enorme cantidad de los dos tipos de iones, pero habrá el doble de iones Cl^- que de iones Mg^{2+} . Por eso, la fórmula indica la **proporción de iones en la sustancia**.

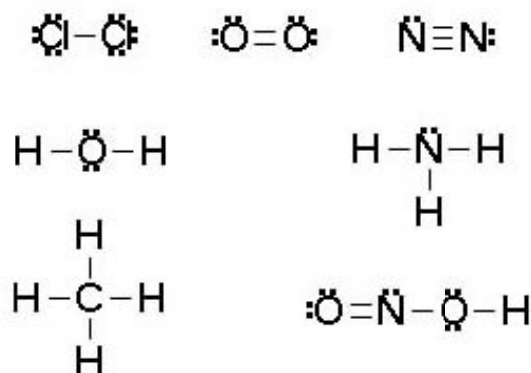


En este caso, los dos átomos que se van a enlazar necesitan electrones, por lo que los comparten para completar sus capas electrónicas más externas respectivas. Se llama **valencia** al número de enlaces formados y el enlace recibe el nombre de covalente.

La forma más sencilla de justificar la formación de sustancias con enlaces covalente es utilizar las **estructuras electrónicas de Lewis**. Como cada uno de los dos átomos unidos aporta un electrón al par compartido, se suele trabajar directamente con pares de electrones.

¿Cómo se representan las estructuras de Lewis?

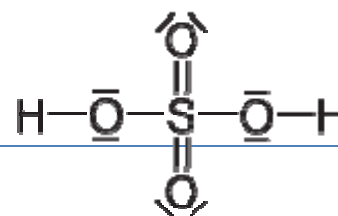
- Se determina el número de electrones de la capa más externa de todos los átomos de la sustancia (1 en H, 4 en C, 5 en N, 6 en O, 7 en Cl, etc) y se establece el número total de pares de electrones a distribuir.
- Se colocan los átomos unidos entre sí por un par de electrones. Las distribuciones espaciales de átomos suelen ser simétricas.
- El número de pares resultante se reparte entre todos los átomos de manera que se cumpla la regla del octeto.
- Cada par de electrones se representa por dos puntos o una raya.
- Si no hay suficiente número de pares de electrones, se utilizan enlaces dobles o triples para alcanzar el octeto.



La regla del octeto no siempre se cumple

La regla del octeto tiene excepciones: hay moléculas en las que el átomo central está rodeado por 2, 3, 5 o 6 pares de electrones, por lo que no se cumple la regla del octeto.

Por ejemplo, el azufre está rodeado por seis pares de electrones en el H_2SO_4 , el nitrógeno por cinco en el ácido nítrico (HNO_3), pero el boro



solamente por tres pares en el BF_3 , y el berilio por dos en el BeCl_2 . ¡Y en todos los casos se trata de moléculas estables!

Moléculas y estructuras gigantes covalentes

Los enlaces covalentes dan lugar habitualmente a moléculas. Las sustancias moleculares constituyen un porcentaje superior al 95% entre todas las sustancias conocidas hoy en día.

Pero en unos pocos casos se forman sustancias cuyas propiedades no se parecen nada a las moleculares. Los casos más conocidos son la sílice (SiO_2) y el diamante (C). En esas sustancias no hay moléculas, sino que se forma una estructura gigante de átomos unidos mediante enlace covalente.



Laboratorio de modelos moleculares

Los modelos que vas utilizar tienen la siguiente clave de colores para los átomos:

C negro		N azul	
H blanco		S amarillo	
O rojo		Cl verde	

Para unir los átomos se utilizan **varillas verdes**, que indican **enlace sencillo**, y **blancas**, que significa un **enlace doble** entre los átomos unidos.

El número de enlaces que forman los átomos

El **hidrógeno** forma un único enlace, por lo que solamente está unido a un átomo, y siempre está en los extremos de las moléculas.

El **oxígeno** forma dos enlaces, con dos átomos diferentes o con un único átomo, y entonces el enlace es doble.

El **carbono** forma cuatro enlaces. En algunos compuestos, dos de ellos son sencillos y uno doble.

Fíjate en los modelos moleculares: el oxígeno puede tener uno o dos vástagos, y el carbono, tres o cuatro, según sea el número de átomos a los que se unen.

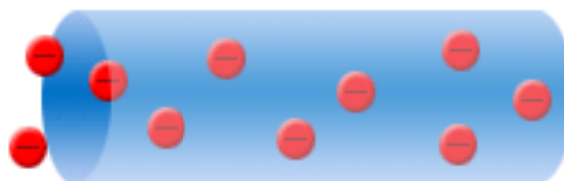
Debes construir las moléculas siguientes: **HCl**, **CH_4** y **NH_3** . Muéstralas al profesor para que compruebe que las has montado correctamente. Representa en papel su fórmula desarrollada, indicando con un guión cada enlace.

4.3 Enlace metálico

El enlace que se produce en los metales es el más difícil de explicar. Sin embargo, hay un modelo sencillo que permite justificar la propiedad más característica de los metales, que es la conducción de la corriente eléctrica.

Ya sabes que para que haya corriente eléctrica en un material es necesario que haya un flujo de electrones todos en la misma dirección y sentido. Por tanto,

debe haber **electrones con facilidad de movimiento** dentro de los metales, de manera que si se conectan los extremos de un tubo metálico a una diferencia de potencial (¡a un generador de corriente!), los electrones se mueven hacia el extremo positivo del generador y se produce corriente eléctrica.



Los metales forman estructuras gigantes en las que los átomos están ordenados en una red tridimensional. Como los átomos metálicos tienen pocos electrones en la capa más externa, tienden a perderlos para quedarse con su capa más externa completa (regla del octeto). Se forman iones positivos y quedan electrones libres, que se mueven desordenadamente dentro del metal como si fueran las partículas de un gas (por esa razón se llama **modelo del gas electrónico**). Y al actuar una diferencia de potencial, los electrones se desplazan todos en un sentido y hay corriente eléctrica.

4.4 Tipos de sustancia y de enlace

Los átomos de los gases nobles no forman ningún tipo de enlace, dado que su estructura electrónica es muy estable y no tienen tendencia a alterarse. Por esa razón, un recipiente con un gas noble no contiene más que átomos libres (Ne).

Pero si se forma una sustancia mediante enlace iónico, los iones se organizan en una estructura gigante (NaCl)

Si en la sustancia los átomos se unen mediante enlace covalente, hay dos posibilidades: que se formen moléculas (H_2O) o que los átomos se organicen en una estructura gigante (C diamante).

Por último, si la sustancia es metálica, hay iones del metal dando lugar a una estructura gigante y electrones deslocalizados, libres (Cu).

Fíjate en que hay **tres tipos de enlace, cuatro tipos de sustancias, tres tipos de partículas y dos tipos de estructuras.**

En la imagen tienes algunas sustancias muy habituales, clasificadas por tipo de enlace y de sustancia.



Las propiedades de las sustancias dependen de las características de las estructuras formadas. Así, para separar los iones de una red iónica hay que vencer fuerzas electrostáticas, muy intensas. También son muy intensos los enlaces covalentes que hay que romper para destruir una red covalente como la del diamante. Sin embargo, para separar moléculas hay que vencer interacciones mucho más débiles, las **fuerzas intermoleculares**.

Por esta razón, los puntos de fusión y ebullición de las sustancias moleculares son apreciablemente menores, salvo excepciones, que los de las sustancias iónicas, covalentes y metálicas.

En la tabla de la página siguiente puedes ver las propiedades de los diferentes tipos de sustancias.

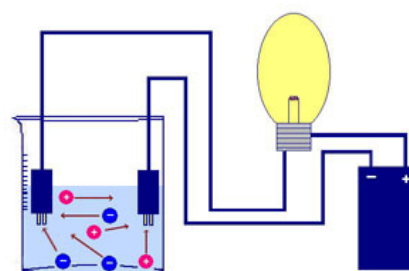
Identificación de sustancias

Dadas las propiedades de una sustancia es posible clasificarla según su tipo e incluso reconocerla entre varias.

Por ejemplo, si una sustancia tiene un punto de fusión de $-15\text{ }^\circ\text{C}$, es blanquecina y no conduce la corriente eléctrica, puedes asegurar que es molecular, ya que no es sólida a temperatura ambiente (¡ha fundido a 15 bajo cero!) y por ser blanquecina no es mercurio, que tiene aspecto metálico.

Laboratorio

Sigue el guión de la práctica siguiente, en la que vas a realizar dos actividades: comprobar la presencia de iones cloruro en tres sustancias e investigar experimentalmente las propiedades de tres sustancias de diferente tipo.



		IÓNICA	MOLECULAR	COVALENTE	METÁLICA
	Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Covalente	Metálico
	Fuerza de enlace entre partículas	Atracción electrostática catión-anión	Intermoleculares	Enlaces covalentes	Atracción electrostática cationes-electrones de la nube
1	Dureza	Alta	Baja	Alta	Variable
2	Estado natural (25°C y 1 atm)	Sólidos	Gas, líquido o sólido	Sólido	Sólido (excepto Hg)
3	Puntos de fusión y de ebullición	Altos	Bajos	Muy altos	Altos
4	Solubilidad en agua	Si	Variable	No	No
5	Conductividad de la corriente eléctrica	Sólidos no Fundidos o disueltos sí	No	No	Si
		NaCl, CaCO ₃	Cl ₂ , HCl, azúcar	Diamante (C) Sílice (SiO ₂)	Cu, Fe

6. Nomenclatura y formulación

A mitad de 2012 se conocen más de 60 millones de sustancias, por lo que es imprescindible un sistema de nomenclatura para asignar un nombre a cada una de ellas que permita identificarlas.

En la Física y Química de 3º de ESO aprendiste el nombre de las sustancias de la tabla siguiente.

agua H ₂ O	agua oxigenada H ₂ O ₂	amoníaco NH ₃	dióxido de carbono CO ₂	ácido clorhídrico HCl
ácido carbónico H ₂ CO ₃	ácido nítrico HNO ₃	ácido sulfúrico H ₂ SO ₄	cloruro de sodio NaCl	hidróxido de sodio NaOH
carbonato de calcio CaCO ₃	bicarbonato de sodio NaHCO ₃	sulfato de cobre CuSO ₄	nitrato de amonio NH ₄ NO ₃	hipoclorito de sodio NaClO

Además, te hiciste una idea de cómo es el sistema de nomenclatura utilizado por la **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry) con dos tipos de compuestos en los que su uso resulta muy sencillo: los óxidos y los hidróxidos.



Óxidos: están formados por cualquier elemento y oxígeno. No tienes más que indicar el número de átomos de cada tipo que hay en la sustancia (SO_3 : trióxido de azufre). Utiliza los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, etc. No se utiliza el prefijo mono para indicar un grupo, excepto en el CO, que se llama monóxido de carbono.

Hidróxidos: están formados por un átomo de metal unido al grupo OH. Siempre hay solamente un átomo de metal, por lo que no tienes más que indicar el número de grupos hidróxido que hay ($\text{Mg}(\text{OH})_2$: dihidróxido de magnesio).

Tipos de sustancias para nombrar y formular

Aunque hay muchos más tipos, solamente vas a ver cómo se nombran y formulan los siguientes tipos de compuestos:

Tipo	Características	Fórmula general
óxido	oxígeno unido a metal o no metal	$\text{M}_2\text{O}_x, \text{N}_2\text{O}_x$
hidróxido	metal unido a grupo OH	$\text{M}(\text{OH})_x$
hidruro	metal o no metal unido a hidrógeno	MH_x, NH_x
sal binaria	metal unido a no metal	M_xN_y
ácido oxoácido	no metal con oxígeno e hidrógeno	$\text{N}_x\text{O}_y\text{H}_z$
sal ternaria	anión de ácido oxoácido unido a metal	$\text{N}_x\text{O}_y\text{M}_z$

El símbolo M indica que se trata de un metal, y N que es un no metal. Los subíndices explicitan el número de átomos de cada tipo que hay en el compuesto.

El **hidrógeno** forma siempre un enlace, y por eso se dice que **su valencia es I**. La **valencia del oxígeno es II**. La mayoría de los elementos tienen más de una valencia. Por ejemplo, los alcalinos siempre tienen valencia I, el aluminio tiene valencia III, pero el hierro tiene valencias II y III.

Sistemas de nomenclatura

Hay tres sistemas de nomenclatura admitidos por la IUPAC:

- **Sistemática:** se indica el **número de átomos de cada tipo** que hay en el compuesto. Es el que viste el curso pasado.
- **De stock:** se indica la **valencia de los elementos** que tengan más de una (no es necesario indicarla para H, N, Al, alcalinos, etc).
- **Tradicional:** sigue unas reglas con sufijos algo más complejas, pero se sigue usando sobre todo en ácidos oxoácidos y sales ternarias.

En todos los casos se trata de que los dos átomos o grupos unidos formen el mismo número de enlaces uno con otro.

Óxidos

Como el oxígeno forma dos enlaces con el otro elemento, si éste tiene valencia I (solamente forma un enlace) harán falta dos átomos para unirse al oxígeno, pero solamente uno si tiene valencia II. Y si el elemento tiene valencia IV, harán falta dos átomos de oxígeno para unirse al elemento (cada oxígeno formará dos enlaces, y los dos formarán cuatro en total).

Si el elemento tiene valencias III o V, harán falta tres o cinco átomos de oxígeno por cada dos del otro elemento.

Na: el sodio forma un enlace y el oxígeno dos, formándose Na_2O (óxido de sodio, óxido de sodio (I)).

Mg: el magnesio formados enlaces, y se origina MgO (óxido de magnesio, óxido de magnesio (II)).

C: el carbono forma cuatro enlaces, dando lugar a CO_2 (dióxido de carbono, óxido de carbono (IV)).

Al: el aluminio tiene valencia III y el oxígeno II; en total se deben formar 6 enlaces (mínimo común múltiplo de 3 y 2), por lo que hacen falta 2 átomos de Al (que forman 6 enlaces) y 3 de O (que también forman 6 enlaces). La sustancia resultante es Al_2O_3 (trióxido de dialuminio, óxido de aluminio (III)).

Hidróxidos

Como el oxígeno forma dos enlaces y el hidrógeno solamente uno (-O-H), el grupo OH forma un enlace y tiene valencia I.

Na: NaOH , hidróxido de sodio o hidróxido de sodio (I).

Ca: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, dihidróxido de calcio o hidróxido de calcio (II).

Fe: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, dihidróxido de hierro o hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$, trihidróxido de hierro o hidróxido de hierro (III).

Pb: $\text{Pb}(\text{OH})_2$, dihidróxido de plomo o hidróxido de plomo (II), $\text{Pb}(\text{OH})_4$, tetrahidróxido de plomo o hidróxido de plomo (IV).

Hidruros

Se nombran como hidruros, pero hay algunos hidruros de no metal que tiene nombres tradicionales o vulgares que están admitidos y se siguen utilizando.

Ca: CaH_2 , dihidruro de calcio o hidruro de calcio (II).

Al: AlH_3 , trihidruro de aluminio o hidruro de aluminio (III).

N: NH_3 , trihidruro de nitrógeno, hidruro de nitrógeno (III), amoníaco.

Cl: HCl , hidruro de cloro, hidruro de cloro (I), cloruro de hidrógeno, ácido clorhídrico.

H_2O	agua	HF	ácido fluorhídrico
NH_3	amoníaco	HCl	ácido clorhídrico
CH_4	metano	HBr	ácido bromhídrico
H_2S	ácido sulfhídrico	HI	ácido iodhídrico

Sales binarias

Se nombran a partir del no metal, que es uno de los cinco elementos de los ácidos hidrácidos anteriores (S, F, Cl, Br y I), con la terminación -uro. El S forma dos enlaces mientras que los halógenos solamente forman uno.

Estos compuestos se derivan de los ácidos hidrácidos, sustituyendo el hidrógeno por metal.

S: Na₂S, sulfuro de disodio, sulfuro de sodio (I).

S: Ni₂S₃, trisulfuro de diníquel, sulfuro de níquel (III).

Cl: KCl, cloruro de potasio, cloruro de potasio (I).

Br: FeBr₃, tribromuro de hierro, bromuro de hierro (III).

I: SnI₄, tetraioduro de estaño, hidruro de estaño (IV).

óxido de magnesio	MgO	Sn(OH) ₄	tetrahidróxido de estaño
dihidróxido de hierro	Fe(OH)₂	Na ₂ O	óxido de disodio
cloruro de calcio (II)	CaCl₂	SnBr ₂	dibromuro de estaño
sulfuro de diplata	Ag₂S	AlF ₃	fluoruro de aluminio (III)
ioduro de níquel (III)	NiI₃	CuS	sulfuro de cobre

Ácidos oxoácidos

En este caso se utiliza la nomenclatura tradicional. Fíjate en el caso del H₂SO₄, que es un ácido muy habitual. Se llama ácido sulfúrico, cuando su nombre IUPAC es tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno.

Como hay muy pocos ácidos, lo más práctico es aprender su nombre en la tabla siguiente, que además te facilitará saber nombrar las sales ternarias.

Ácidos oxoácidos			
H₂CO₃ (Si) ácido carbónico			
HNO₃ (P) ácido nítrico	HNO₂ ácido nitroso		
H₂SO₄ ácido sulfúrico	H₂SO₃ ácido sulfuroso	H₂SO₂ ácido hiposulfuroso	
HClO₄ (Br, I) ácido perclórico	HClO₃ ácido clórico	HClO₂ ácido cloroso	HClO ácido hipocloroso

Fíjate en que la tabla de ácidos presenta muchas regularidades: siempre hay un átomo del no metal, todos los ácidos del mismo elemento tienen igual número de hidrógenos (uno o dos) y el número de oxígeno disminuye de uno en uno.

El nombre proviene de la nomenclatura tradicional, con sufijos **-ico** y **-oso**, y prefijos **per-** e **hipo-**.

Sales ternarias

Se derivan de los ácidos oxoácidos, sustituyendo el hidrógeno por metal. Como tiene comportamiento ácido, liberan H^+ y queda un ión negativo con tantas cargas como átomos de H tenía el ácido. Ese anión forma enlaces iónicos con cationes metálicos. El nombre del anión es el del ácido cambiando el sufijo **-ico** por **-ato** y **-oso** por **-ito**, como puedes ver en la tabla.

¿Qué sal forman el HNO_3 y el Na? El HNO_3 da lugar al NO_3^- , y el Na al Na^+ (tiene valencia I, al tener el Na un único electrón en la capa más externa). Por tanto, reacciona un ión de cada tipo y la sal resultante es neutra: $NaNO_3$, nitrato de sodio (I).

Aniones de los ácidos oxoácidos			
CO_3^{2-} (Si) carbonato			
NO_3^- (P) nitrato	NO_2^- nitrito		
SO_4^{2-} sulfato	SO_3^{2-} sulfito	SO_2^{2-} hiposulfito	
ClO_4^- (Br, I) perclorato	ClO_3^- clorato	ClO_2^- clorito	ClO^- hipoclorito

Reactivos	Iones	Sal	Nombre
$H_2SO_4 + Ca$ (II)	$SO_4^{2-} + Ca^{2+}$	$CaSO_4$	sulfato de calcio (II)
$HClO_4 + Fe$ (II)	$ClO_4^- + Fe^{2+}$	$Fe(ClO_4)_2$	perclorato de hierro (II)
$H_2CO_3 + Na$ (I)	$CO_3^{2-} + Na^+$	Na_2CO_3	carbonato de sodio (I)
$HNO_2 + Pb$ (IV)	$NO_2^- + Pb^{4+}$	$Pb(NO_2)_4$	nitrito de plomo (IV)
$H_2SO_2 + Al$ (III)	$SO_2^{2-} + Al^{3+}$	$Al_2(SO_2)_3$	hiposulfito de aluminio (III)

ácido fosfórico	HPO_3	HIO_4	ácido periódico
carbonato de calcio (II)	$CaCO_3$	Li_2SO_4	sulfato de litio (I)
clorato de potasio (I)	$KClO_3$	$NaClO$	hipoclorito de sodio
nitrato de plata (I)	$AgNO_3$	$Pb(BrO_2)_2$	bromito de plomo (II)
sulfito de cobre (II)	$CuSO_3$	$FeCO_3$	carbonato de hierro (II)

Criterios de evaluación

Al finalizar este tema, deber ser capaz de:

1. Escribir **estructuras electrónicas** de átomos e iones utilizando el modelo de capas.
2. Relacionar la **estructura electrónica** de los elementos químicos con su **posición en la tabla periódica**.
3. Comparar la **reactividad**, el **tamaño atómico** y el **carácter metálico** de alcalinos, alcalinotérreos, halógenos y gases nobles en función de sus estructuras electrónicas y teniendo en cuenta la regla del octeto.
4. Describir el **mecanismo de formación de compuestos iónicos**.
5. Describir el **enlace en sustancias moleculares** sencillas representando **estructuras electrónicas de Lewis**.
6. Interpretar el **significado de la fórmula de una sustancia** dependiendo de si es molecular o si forma estructuras gigantes.
7. Comparar las **propiedades** de los diferentes tipos de sustancias, justificándolas según el tipo de enlace en cada caso (puntos de fusión y ebullición, estado físico a temperatura ambiente, solubilidad, dureza y conductividad de la corriente eléctrica).
8. Identificar el **tipo de sustancia** dados los valores de algunas de sus propiedades.
9. Formular y nombrar los **compuestos más habituales** utilizando las reglas de la IUPAC (óxidos, hidróxidos, hidruros, ácidos oxoácidos, sales binarias y sales ternarias).