

## UNIONES QUIMICAS

### La unión covalente

Antes de plantear su modelo del "átomo cúbico", Lewis había propuesto cambiar la clasificación de las sustancias químicas que se conocía hasta ese momento, que las agrupaba por sustancias inorgánicas y orgánicas, por otra más general que hacía una distinción entre moléculas polares y no polares. Para él, ambas categorías estaban relacionadas, ya que las sustancias orgánicas eran no polares y las sustancias inorgánicas eran más o menos polares, aunque aclaró que existían excepciones.

Estas propiedades permitían entender, por ejemplo, por qué la sal se disuelve bien en agua y no en aceite. Lewis afirmó que las diferencias que se apreciaban entre una sustancia polar y una no polar respondían a la ubicación de los electrones compartidos dentro de la molécula. Luego realizó las siguientes generalizaciones.

- En una molécula polar, uno o más pares de electrones compartidos eran atraídos con suficiente fuerza por el núcleo de uno de los átomos, de tal manera que podían alejarse de su posición original y producir un dipolo. Es decir, una estructura con dos polos: uno con carga parcial negativa (s-) y otro con carga parcial positiva (s+).
- En una situación extrema, uno o más electrones se separaban de un átomo y pasaban a otro, produciendo átomos con carga eléctrica (llamados iones), tal cual lo explicó años más tarde Kossel.
- En una molécula no polar, los electrones permanecían en su posición original, compartidos por los dos átomos.

### Electronegatividad y unión covalente

¿Por qué en las moléculas polares el par de electrones compartidos es atraído por el núcleo de otro átomo? Para responder a estas preguntas tenemos que recuperar el concepto de electronegatividad (EN), desarrollado por Pauling. Él definió la electronegatividad como la capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de un enlace. Un átomo con una tendencia muy alta a atraer los electrones de enlace será muy electronegativo, mientras que uno con una tendencia baja será poco electronegativo.

Para poder predecir el tipo de enlaces que se iban a formar entre dos elementos químicos, Pauling elaboró una escala numérica: los valores variaban entre 0,8 para el cesio y el francio los elementos menos electronegativos y 4,0 para el flúor el elemento más electronegativo. En la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF), el par de electrones compartidos está desplazado hacia el flúor. La unión química entre ambos átomos se denomina unión covalente polar. Este tipo de enlaces se da solo entre átomos de elementos diferentes. En la molécula de flúor (F<sub>2</sub>), en cambio, los electrones son atraídos con la misma intensidad. Esta unión química se llama unión covalente no polar y se produce entre átomos del mismo elemento o de diferentes elementos con valores de electronegatividad muy parecidos.

### La unión iónica

Los átomos aceptan o ceden electrones y forman iones monoatómicos como el anión cloruro y el catión sodio. A su vez, los iones pueden combinarse y formar compuestos iónicos binarios. Pero, ¿cómo se mantienen unidos? Estos iones se mantienen unidos gracias a una fuerza de atracción electrostática denominada enlace iónico o enlace electrovalente.

Aunque están constituidos por iones, los compuestos iónicos binarios formados por iones monoatómicos son, en realidad, **eléctricamente neutros**. Es decir que contienen igual cantidad de cargas positivas que de cargas negativas. A temperatura ambiente, estos compuestos se presentan como **redes cristalinas** de millones de cationes y aniones. Sin embargo, con fines prácticos, tenemos que simbolizarlos mediante una fórmula química.

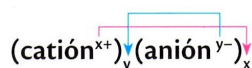
Para escribir la fórmula de un compuesto iónico binario debemos considerar los siguientes

aspectos.

**1. La carga de los iones monoatómicos.** Los elementos de los grupos 1, 2 y 13 (metales) pierden uno, dos o tres electrones, respectivamente, y originan cationes estables que se representan con el símbolo del elemento seguido del número de electrones perdidos ("x") y el signo positivo (+). Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Al}^{3+}$ . Los elementos de los grupos 15, 16 y 17 (no metales) aceptan uno, dos o tres electrones, respectivamente, y originan aniones estables que se representan con el símbolo del elemento seguido del número de electrones ganados ("y") y un signo negativo (-). Por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{Cl}^-$ .

**2. La conservación de la neutralidad eléctrica del compuesto.** Para respetarla, colocaremos el valor de "x" luego del símbolo del anión, y el valor de "y" como subíndice en el símbolo del catión. Esto indicará la relación que debe haber entre aniones y cationes para que ambos se neutralicen mutuamente.

Escribimos la fórmula de acuerdo con el siguiente esquema general, en el cual ubicaremos el símbolo del catión siempre en primer término:



## El carácter polar del enlace químico

La posibilidad de que se forme uno u otro tipo de unión covalente depende, fundamentalmente, de la diferencia entre los valores de EN de los átomos que la forman. A medida que la diferencia de electronegatividad aumenta, el enlace covalente incrementa su carácter polar. Cuando la diferencia es muy grande, los electrones del enlace son transferidos de un átomo a otro, en vez de ser compartidos por ambos. Si conocemos la diferencia de EN entre los elementos que intervienen en un enlace químico, podemos predecir qué tipo de enlace químico se producirá:

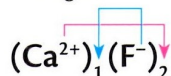
- cuando la diferencia de EN es muy pequeña o igual a cero, el enlace covalente será no polar (o apolar);
- si la diferencia de EN se encuentra por debajo de 1,5, el enlace tendrá carácter polar;
- cuando los átomos tienen una marcada diferencia de EN -mayor o igual a 1,5- uno de los átomos cede uno o más electrones al otro, y se originarán iones.

$\text{CaF}_2$  = EN F = 3,98; EN Ca = 1;  $\Delta\text{EN} = 3,98 - 1 = 2,98 \geq 1,5$  unión iónica

$\text{H}_2\text{O}$  = EN H = 2,20; EN O = 3,44;  $\Delta\text{EN} = 3,44 - 2,20 = 1,24 \leq 1,5$  unión covalente polar

## Las sales iónicas binarias

Veamos el compuesto iónico formado por el calcio y el flúor. El calcio, por ser metal y pertenecer al grupo 2, cederá dos electrones y se convertirá en un catión calcio con dos cargas positivas. Por otro lado, el flúor, por ser no metal y pertenecer a grupo 17, aceptará un electrón y se convertirá en el anión fluoruro con una carga negativa. Por lo tanto, para mantener la electroneutralidad del compuesto, la relación entre el anión y el catión será 2:1 (dos fluoruros por cada catión calcio). Si ubicamos los valores de "x" e "y" donde corresponde, la fórmula quedará como sigue:



Como en este caso el subíndice correspondiente al calcio es igual a 1, no lo escribimos. La fórmula final será, entonces:



Este compuesto iónico, que recibe el nombre del **fluoruro de calcio**, pertenece a grupo de **sales binarias iónicas**; "sal" porque se origina a partir de un elemento metálico y uno no metálico (en general del grupo 17, aunque puede ser del grupo 16, como el azufre); "binaria" porque está formada por dos tipos de átomos diferentes; "iónica" porque el catión y el anión se mantienen unidos por un

enlace iónico.

**Nomenclatura tradicional:** se usa el nombre del no metal con el sufijo “uro” seguido del nombre del metal si actúa con una sola valencia (Grupos I y II). Si el metal tiene más de una valencia, cuando actúa con la menor se le agrega el sufijo “oso” y con la mayor el sufijo “ico”

Ejemplo metal con una valencia: Potasio (+1) combinado con Bromo= Bromuro de Potasio

Metal con 2 valencias: El hierro posee valencia 2 y 3:

Fe +2 combinado con Bromo (-1) = Bromuro Ferroso

Fe +3 combinado con Bromo (-1) = Bromuro Férrico

**Numerales de stock:** se coloca el nombre del no metal terminado en uro y la valencia del metal entre paréntesis

Ejemplo metal con una valencia: Potasio (+1) combinado con Bromo= Bromuro de Potasio (I)

Fe +2 combinado con Bromo (-1) = Bromuro de Hierro (II)

Fe +3 combinado con Bromo (-1)= Bromuro de Hierro (III)

**Nomenclatura sistemática:** Igual que las anteriores pero anteponiendo prefijos numéricos.

CaF<sub>2</sub> = difluoruro de calcio

Au<sub>2</sub>S Monosulfuro de dioro

Au<sub>2</sub>S<sub>3</sub> Trisulfuro de dioro

## NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

La nomenclatura los compuestos químicos está sistematizada para poder entender de qué estamos hablando cuando leemos un libro de Química o cuando realizamos alguna experiencia en el laboratorio. Existe una asociación mundial llamada Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) cuya función es, entre otras, revisar y actualizar en forma la nomenclatura química. La IUPAC reconoce tres maneras de nombrar a los compuestos químicos.

- Nomenclatura tradicional. Se utiliza todavía para algunos compuestos, pero ha caído en desuso. Este sistema consiste en modificar los nombres de los átomos que conforman el compuesto, agregándoles a veces un prefijo (hipo- o per-) y un sufijo (-oso, -ito, -ico o -ato), de acuerdo a su valencia.

- Nomenclatura por atomicidad. Indica la cantidad de átomos de cada clase que intervienen en un compuesto. La IUPAC impulsa su uso obligatorio.

- Nomenclatura por numerales de Stock. La IUPAC la acepta, pero no es obligatoria. En este caso, los nombres de los compuestos incluyen un número que representa la valencia de los átomos que lo conforman; esos números se denominan "numerales de Stock".

Para entender cómo se nombra un compuesto, podemos estudiar un ejemplo: el oxígeno y el hierro pueden combinarse dando origen a dos compuestos diferentes. Si usamos la nomenclatura tradicional llamaremos óxido ferroso al FeO, donde el hierro pone en juego dos cargas, y óxido férrico al Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, donde el hierro pone en juego tres cargas. Si, en cambio, apelamos a la nomenclatura por atomicidad, los nombres serán monóxido de monohierro (o monóxido de hierro) para el primero, y trióxido de dihierro para el segundo. Finalmente, si seguimos la nomenclatura de los numerales de Stock, el nombre es óxido de hierro (II) para el FeO (entre paréntesis figura el número de cargas positivas que tiene el catión) y óxido de hierro (III) para el Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

## Formación de los óxidos.

Los óxidos se forman por la combinación de un elemento metálico o no metálico y el oxígeno. Los óxidos pueden ser básicos o ácidos según estén formados por un metal o un no metal respectivamente.

Metal + Oxígeno → Óxido básico

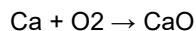
No Metal + Oxígeno → Óxido ácido

## FISICOQUIMICA

EES N°1

3°B

Ecuación de formación de un óxido básico: En toda ecuación química se escriben en el primer miembro las fórmulas de las sustancias reaccionantes y en el segundo miembro las fórmulas de los productos de la reacción: Por ejemplo si se combina el calcio con el oxígeno, la ecuación queda expresada así:

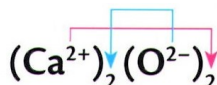


Para tener en cuenta:

El número de oxidación del oxígeno combinado siempre es -2; excepto en los peróxidos y en los compuestos con flúor. La molécula es eléctricamente neutra, por lo tanto la suma de los números de oxidación de los elementos que la constituyen multiplicados por los respectivos subíndices debe ser igual a cero.

### LOS ÓXIDOS BASICOS

Los óxidos iónicos, óxidos básicos u óxidos metálicos son compuestos iónicos binarios formados por oxígeno y un metal. A partir de lo que aprendimos con respecto al enlace iónico, podemos deducir cómo serán las fórmulas de estos óxidos. Veamos un ejemplo: el óxido formado por oxígeno y calcio. Su fórmula se representa de la siguiente manera:



La fórmula simplificada será:



Los óxidos iónicos, en general, se nombran agregándole el nombre del catión a la palabra óxido. Así, al óxido de nuestro ejemplo lo llamaremos óxido de calcio.

### OXIDOS ACIDOS

Las moléculas binarias son aquellas que están formadas por átomos de dos elementos diferentes unidos por uno o más enlaces covalentes. Los principales compuestos binarios moleculares son los óxidos moleculares, óxidos ácidos u óxidos no metálicos. Están formados por oxígeno y otro no metal.

Para nombrarlos nuevamente tenemos que recurrir, como en los óxidos iónicos, a la utilización de la nomenclatura por atomicidad recomendada por la IUPAC, aunque también se siguen usando la nomenclatura por numerales de Stock y la nomenclatura tradicional.

Según la nomenclatura por atomicidad, estos compuestos deben nombrarse indicando la cantidad de átomos de cada clase que intervienen en la molécula. Por ejemplo, el  $\text{CO}_2$ , debería nombrarse como dióxido de monocarbono, pero en general se quita el prefijo "mono" y se nombra como óxido de carbono, donde se sobreentiende que hay un solo átomo de carbono.

La nomenclatura tradicional, en cambio, utiliza el término anhídrido y el nombre del no metal, seguido de los sufijos -oso o -ico cuando puede compartir dos cantidades diferentes de electrones. Por ejemplo, el azufre forma anhídrido sulfuroso ( $\text{SO}_2$ ) cuando comparte cuatro electrones y anhídrido sulfúrico ( $\text{SO}_3$ ) cuando comparte seis. ¿Qué ocurre cuando comparte más de dos cantidades diferentes de electrones? En el cuadro se muestra la denominación de los óxidos del cloro, de acuerdo con el número de electrones compartidos.

## FISICOQUIMICA

EES N°1

3°B

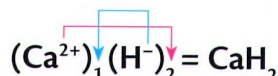
No metal	Fórmula	Anhídrido
Cloro	Cl <sub>2</sub> O	Hipo cloroso
	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cloroso
	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Clórico
	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Perclórico

En la nomenclatura por numerales de Stock, los electrones compartidos aparecen en números romanos entre paréntesis. El compuesto CO<sub>2</sub> será óxido de carbono (IV), donde el carbono comparte cuatro electrones con los oxígenos

### LOS HIDRUROS METÁLICOS

Los hidruros metálicos también son compuestos binarios pero, a diferencia de los óxidos metálicos, están formados por átomos de hidrógeno y un metal. Cuando el metal que se combina con el hidrógeno pertenece al grupo 1 (los metales alcalinos) o al grupo 2 (calcio, el estroncio y el bario), el compuesto será iónico. En estos casos, el hidrógeno aceptó un electrón y se convierte en el anión hidruro con una carga negativa. Su comportamiento se asemeja de esta manera a la de los elementos del grupo 17 (halógenos). Dicho con otras palabras, el hidrógeno forma compuestos binarios iónicos denominados "hidruros"- cuando se combina con elementos menos electronegativos, como los metales que mencionamos.

La fórmula de los hidruros se representa del mismo modo que en las sales binarias. Por ejemplo, para la combinación entre el calcio y el hidrógeno la fórmula será:



El compuesto binario iónico que se forma se denomina hidruro de calcio

### LOS HIDRÁCIDOS

Otro grupo de compuestos binarios moleculares son los hidrácidos. Cuando el hidrógeno se combina con elementos de los grupos 16 y 17 produce gases denominados haluros de hidrógeno, como el cloruro de hidrógeno (HCl) o el sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S). ¿Qué sucede cuando estas moléculas polares se disuelven en agua? Al disolverse, forman hidrácidos que se nombran anteponiendo la palabra "ácido" al nombre del no metal, más la terminación "hídrico". A la fórmula química se le agrega entre paréntesis las letras "aq", para indicar que el compuesto está en medio acuoso. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno se transforma en ácido clorhídrico o HCl (aq) y el fluoruro de hidrógeno, en ácido sulfhídrico o H<sub>2</sub>S (aq).

### LOS HIDRUROS NO METÁLICOS

Finalmente, otro grupo de compuestos binarios moleculares son los llamados hidruros volátiles o hidruros no metálicos. Son combinaciones del hidrógeno con elementos de los grupos 13, 14 y 15. Todos ellos reciben nombres especiales según la nomenclatura tradicional, como el amoníaco (NH<sub>3</sub>), la fosfina (PH<sub>3</sub>), la arsina (AsH<sub>3</sub>), la estibina (SbH<sub>3</sub>), el borano (B H<sub>3</sub>), el metano (C H<sub>4</sub>) y el silano (SiH<sub>4</sub>).

### VALENCIAS MÁS FRECUENTES

#### NO METALES

HALÓGENOS: [Frente a elementos electropositivos: -1]

[Frente a elementos electronegativos: +1, +3, +5, +7]

- FLÚOR (F) (\*)

- CLORO (Cl)

- BROMO (Br)

- IODO (I)

(\*) Solo actúa con valencia -1

ANFÍGENOS: [Frente a elementos electropositivos: -2]

## FISICOQUIMICA

EES N°1

3°B

[Frente a elementos electronegativos: +2, +4, +6]

- AZUFRE (S)
- SELENIO (Se)
- TELURO (Te)

NITROGENOIDES: [Frente a elementos electropositivos: -3]

[Frente a elementos electronegativos: +1, +3, +5]

- NITRÓGENO (N)
- FÓSFORO (P)
- ARSÉNICO (As)
- ANTIMONIO (Sb)

CARBONOIDES: [Frente a elementos electropositivos: -4]

[Frente a elementos electronegativos: +4]

- CARBONO (C)
- SILICIO (Si)

El OXÍGENO (O) solo actúa con valencia (-2)

el HIDRÓGENO (H) con (+1) y (-1) (en los hidruros)

### METALES

VALENCIA (+1): Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, plata

VALENCIA (+2): Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, zinc, cadmio

VALENCIA (+1, +2): Cobre, mercurio

VALENCIA (+1, +3): Oro

## TRABAJO PRACTICO N°5

De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, indicar de qué tipo de unión se trata. En caso de que sea iónica, escribir el anión y el catión. Indicar que tipo de compuesto binario forma

Fe + O =    H + P =    Cl + Na =    F + Br =    H + O =    Ag + N =    C + O =    Co + I =

K + O =    N + O =    S + Ba =    Cl + H =    P + N =    Ba + O =    H + S =    Al + O =

## TRABAJO PRACTICO N°5

a) Si se descubren cinco nuevos elementos llamados X, Y, Z, T y W, y la cantidad de electrones que tienen en el último nivel de energía es 1, 7, 7, 6 y 2, respectivamente, los compuestos  $X_2T$ ,  $Y_2$ ,  $WZ_2$  y  $WT$  que se formarán son

- a) iónico, iónico, iónico, molecular.
- b) molecular, molecular, iónico, iónico.
- c) iónico, iónico, molecular, molecular.
- d) iónico, molecular, iónico, iónico.
- e) molecular, molecular, molecular, iónico.

b) Completar la tabla

**FISICOQUIMICA**  
**EES N°1**  
**3°B**

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Na <sub>2</sub> O			
Be O			
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			
	Óxido brómico		
	Óxido mercurioso		
		Óxido de aluminio	
		Óxido de estaño (IV)	
		Óxido de hierro (III)	
			Monóxido de telurio
			Monóxido de níquel
			Pentaóxido de difósforo
FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Na I			
Pt S <sub>2</sub>			
Cr <sub>2</sub> Te <sub>3</sub>			
	Yoduro berílico		
	Carburo cálcico		
	Sulfuro cuproso		
		Fosfuro de platino (IV)	
		Bromuro de mercurio (II)	
		Sulfuro de carbono (IV)	
			Monotelururo de dipotasio
			Trisulfuro de dicobalto
			Tetracloruro de carbono