



Facultad de
Ciencias Agrarias
y Forestales



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

CURSO DE INGRESO 2024

Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales

Química

Introducción teórica

Índice

Sistemas materiales	2
Cantidades químicas	5
Estructura atómica	9
Tabla periódica	13
Uniones químicas	18
Formulación y nomenclatura	19

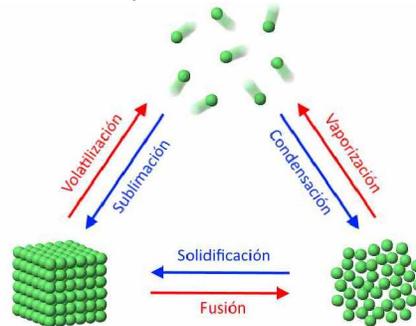
SISTEMAS MATERIALES

En ciencia, cuando vamos a estudiar algo, lo primero que debemos hacer es, determinar qué es lo que vamos a estudiar. Para esto antes debemos conocer el significado de dos conceptos, el primero de ellos es la **materia**, que podemos definirla cómo todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio y el segundo es un **cuerpo** que se trata de una porción limitada de materia. Ahora sí, podemos definir como **sistema material** a un cuerpo o conjunto de cuerpos aislados con fines de estudio. Este aislamiento puede ser real o virtual, por ejemplo si vamos a estudiar una especie particular de árboles en un bosque no los estaremos aislando realmente.

Volviendo al concepto de materia, ésta puede adoptar distintas formas, de llamadas **estados de agregación**, dentro de los cuales los más comunes son el sólido, líquido y gaseoso.

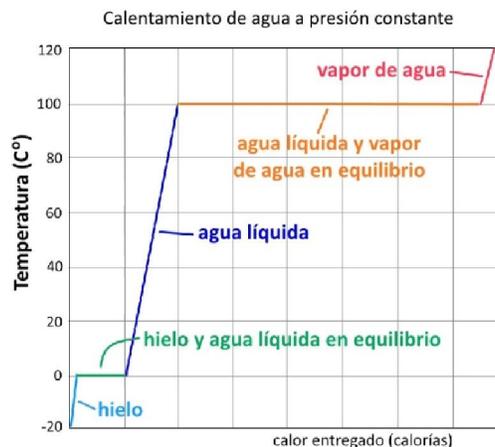
El estado de agregación **sólido** se caracteriza porque tiene forma y volumen propio. El estado de agregación **líquido** está caracterizado por no tener forma propia, adopta la forma del recipiente en el cual está contenido y pero, al igual que el estado sólido, tiene volumen propio. En el estado **gaseoso** la materia no tiene ni forma ni volumen propio, toma la forma y volumen del recipiente en el cual está contenido, dado que su volumen está definido por el recipiente, los gases son compresibles a diferencia de los otros dos estados de agregación.

La materia puede sufrir cambios en sus estados de agregación dependiendo de las condiciones de temperatura y presión, cada uno de estos procesos tiene un nombre definido:



Se llama **fusión** al pasaje de sólido a líquido y **solidificación** al proceso inverso. El cambio de estado líquido a gaseoso se llama **vaporización** y el proceso contrario **condensación**. El cambio de estado sólido a gaseoso es llamado **volatilización** y su proceso contrario **sublimación**.

En el gráfico siguiente se puede ver cómo varía la temperatura al entregarle calor a un trozo de hielo a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Se puede observar que lo primero que sucede es que el hielo se calienta, es decir el calor que se absorbe es utilizado para aumentar su temperatura, sin cambiar de estado de agregación. Recién cuando llega a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (punto de fusión del agua), se produce la fusión y mientras dura ese proceso la temperatura no cambia. Una vez que todo el sólido se transforma en líquido la temperatura

comienza a subir nuevamente hasta alcanzar los 100 °C que es la temperatura de ebullición del agua. Nuevamente durante el proceso de cambio de estado, la temperatura se mantiene constante, todo el calor que se entrega es utilizado en el proceso de cambio de estado, es decir en la vaporización. Finalmente, cuando todo el líquido se ha transformado en gas, la temperatura de este comienza a aumentar nuevamente. Es importante remarcar que, **durante los cambios de estado, la temperatura se mantiene constante.**

Clasificación de sistemas materiales

Existen por lo menos dos formas de clasificar a los sistemas materiales, una de ellas es a partir de su homogeneidad o heterogeneidad y otra es a partir de su composición.

Clasificación según su homogeneidad

Para hacer esta clasificación, primero tenemos que definir dos conceptos:

propiedades intensivas de la materia: son aquellas propiedades que no dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo: la densidad, el punto de fusión o ebullición, la conductividad térmica o eléctrica, la viscosidad, dureza entre otras.

propiedades extensivas de la materia: son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo: la masa, peso, volumen, capacidad calorífica.

En función de esto, podremos definir un **sistema homogéneo** como aquel que tiene iguales propiedades intensivas en todos sus puntos. Por ejemplo, en una mezcla de agua y alcohol no podremos encontrar zonas del sistema con diferentes propiedades.

Contrariamente un **sistema heterogéneo** será aquel en el que podamos encontrar zonas con diferentes propiedades iguales intensivas y superficies de discontinuidad que las separan. Por ejemplo, en una mezcla de agua y aceite, claramente tendremos una zona donde estará el agua con su densidad, punto de ebullición, incluso color y la podremos distinguir de otra en la cual estará el aceite con sus propiedades intensivas características.

A cada una de las zonas con las mismas propiedades intensivas se la denomina **fase**. En un sistema homogéneo siempre encontraremos una sola fase, mientras que en un sistema heterogéneo encontraremos dos o más fases.

Otro ejemplo de esto podría ser un sistema constituido por una mezcla de tornillos de acero y de cobre, claramente tendríamos una parte del sistema donde tendremos las propiedades del acero y otra en donde encontraremos las propiedades del cobre. Todos los tornillos de acero constituirán una fase y los de cobre otra fase, por lo que el sistema será heterogéneo y tendrá dos fases.



Si en cambio tuviéramos un sistema formado por una mezcla de tuercas y tornillos de acero, este sistema será homogéneo porque en todos sus puntos encontraremos solamente las propiedades intensivas del acero y estará constituido por una sola fase.

Un ejemplo interesante de estudiar sería la leche, en este podríamos pensar que está constituido por una sola fase, pero en realidad si la miramos con más detalle encontraríamos pequeñas gotitas de grasa que tienen propiedades intensivas diferentes al resto del sistema, por lo que constituye un sistema heterogéneo.

La pregunta entonces, sería con qué detalle hay que mirar un sistema para poder clasificarlo de esta forma? Estrictamente para realizar esta clasificación se suele utilizar un microscopio especial, denominado ultramicroscopio que permite ver partículas mayores a 0,001 mm y por lo tanto ese sería el límite de partículas que diferenciaría los



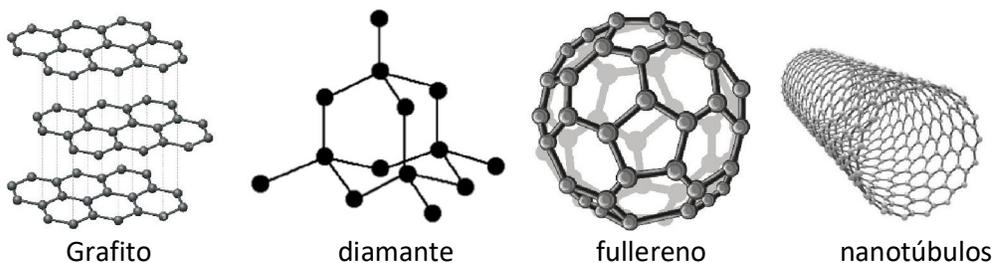
dos tipos de sistemas, pero a los efectos de este curso, solamente consideraremos ejemplos que podamos distinguirlos a simple vista.

Clasificación según su composición

Desde el punto de vista de su composición los sistemas los clasificaremos en sustancias puras y mezclas:

Llamaremos **sustancia pura** a aquella que tiene composición química definida y constante en el tiempo. Veremos más adelante que lo que define la composición química de una sustancia es su fórmula molecular, por lo tanto asociaremos a las sustancias puras, con aquellas que tengan fórmula química. Algunos ejemplos de sustancias puras serán agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), oxígeno (O_2).

Dentro de las sustancias puras podremos diferenciar las **sustancias puras simples (elementos)** que están formadas por un solo tipo de átomos, como por ejemplo el cloro (Cl_2), oxígeno (O_2), ozono (O_3), hierro (Fe) y las sustancias **puras compuestas (compuestos)**, que están formadas por más de un tipo de átomos, por ejemplo: monóxido de carbono (CO), urea (CON_2H_4), ácido sulfúrico (H_2SO_4). En este punto es importante definir lo que son las **variedades alotrópicas** de una sustancia, se trata de distintas sustancias puras formadas por el mismo tipo de átomos. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos (O_2) y el ozono (O_3) son dos sustancias formadas por átomos de un mismo elemento. En el caso del elemento carbono, se lo puede encontrar en varias variedades alotrópicas como el grafito, diamante, fullerenos, nanotúbulos.



Contrariamente las **mezclas**, no tienen composición química definida. Por ejemplo: si consideramos una solución de azúcar en agua, su composición dependerá de quien la haya preparado y de qué proporción de cada una de las dos sustancias haya utilizado. Están formadas por dos o más de una sustancia pura, denominadas **componentes**. Otros ejemplos podrían ser el bronce (aleación de cobre y estaño), aire (formado por nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, neón, helio), la nafta (constituida por varios hidrocarburos).

Procesos físicos y químicos

Visto esto podremos diferenciar dos grandes tipos de procesos:

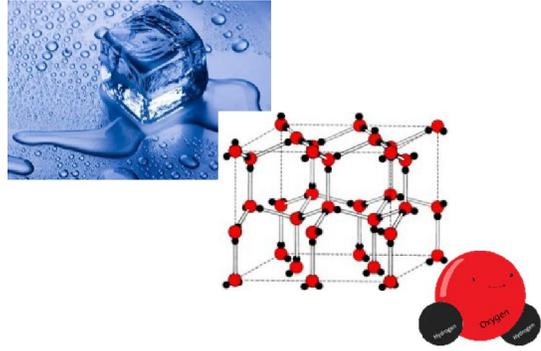
Los **procesos físicos**, son aquellos en los cuales no cambian las sustancias puras, es decir antes y después del proceso tenemos las mismas sustancias. Por ejemplo: durante la fusión del hielo tenemos inicialmente agua sólida y luego agua líquida. Lo mismo sucederá durante la molienda de mármol o durante el filtrado de una solución.

En cambio, se llama **procesos químicos** a aquellos en los cuales cambian las sustancias puras, no tendremos las mismas sustancias antes y después del proceso. Por ejemplo: durante la oxidación de un clavo de hierro, tenemos inicialmente hierro (y oxígeno en el aire) y luego del proceso hierro y el oxígeno se han transformado en óxido que es una nueva sustancia pura.

CANTIDADES QUÍMICAS

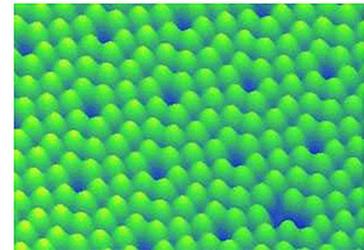
En esta sección nos vamos a referir al tamaño y principalmente a la masa de los átomos y de las moléculas.

Pero primero tenemos que saber, ¿qué es una molécula? Para contestar esta pregunta, imaginemos que tomamos una porción de una sustancia pura, por ejemplo, un cubito de agua, y lo partimos en porciones cada vez más pequeñas. La menor porción que podríamos obtener, de forma que siga siendo agua, es la molécula. La **molécula** es la menor porción de una sustancia pura que puede existir como tal.



Ahora bien, ¿se podría dividir la molécula de agua en porciones más chicas? Si, pero ya dejaría de ser agua, y lo que tendríamos son los átomos de los elementos que la forman, en este caso hidrogeno y oxígeno. Podemos definir al **átomo** como la menor porción de un elemento que puede entrar en combinación química.

Es importante es tomar conciencia del tamaño aproximado de los átomos. Sabemos que todos los objetos que nos rodean incluso nosotros mismos, estamos formados por átomos, pero ¿qué tamaño tienen los átomos? Los átomos son extremadamente pequeños, aun con un microscopio electrónico estaríamos muy lejos de poder ver un átomo. Solamente con los microscopios de efecto túnel o de fuerza atómica se pueden obtener en una pantalla representaciones, de las superficies de algunas sustancias, a nivel atómico.



Micrografía de la superficie de un cristal en el cual se aprecian los átomos de silicio, mediante la técnica de microscopio de efecto túnel

Por lo tanto, si el tamaño es tan diminuto es esperable que su masa también lo sea, de hecho la masa de un átomo de hierro es aproximadamente 0,00000000000000000001 gramos o dicho de otra forma, en la cabeza de un alfiler habría contenidos aproximadamente 350.000.000.000.000.000 átomos (350 trillones de átomos).

Teniendo en cuenta que la masa de los átomos es tan pequeña, probablemente no sea lo más práctico utilizar los gramos para referirnos a su masa, por este motivo se definió una unidad de masa especial para referirnos a la masa de los átomos, a esa unidad se la denomina **unidad de masa atómica** (u.m.a.).

Masa de los elementos

La uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono (en particular del isótopo 12 de ese elemento). Por lo tanto, si la uma es 1/12 de la masa de un átomo de carbono, podremos decir que la masa de un átomo de carbono será 12 umas. En base a la uma se calcularon las masas de todos los elementos.

Habitualmente la masa de los átomos de los elementos se suele expresar en forma relativa a la uma, es decir cuántas veces mayor que la uma es la masa de un átomo del elemento, a ese valor se lo llama **peso atómico relativo** (PAR). El PAR es adimensional, por lo tanto, podremos decir que el PAR del carbono es 12, porque como dijimos su masa 12 veces mayor que la uma.

Los PAR de los elementos los podemos encontrar en la tabla periódica de los elementos. Si bien el PAR no tiene unidad, según qué unidad le pongamos nos vamos a referir a cosas diferentes:

El **PAR expresado en uma**, nos indica la **masa de un átomo** del elemento.

El **PAR expresado en gramos**, nos indica la **masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos** del elemento.

Por ejemplo: para el elemento silicio, su PAR= 28, por lo tanto podremos decir que:

La masa de un átomo de silicio es 28 umas

O podremos decir que:

La masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de silicio es 28 gramos

Cómo mencionamos al principio, considerando que los átomos tienen una masa tan pequeña, es esperable que en 28 gramos de silicio haya contenidos una cantidad tremenda de átomos (602.000.000.000.000.000.000 átomos).

El número $6,02 \times 10^{23}$ se conoce como **número de Avogadro** y esa cantidad de partículas se la conoce como **mol**.

En el ejemplo, podríamos decir que en 28 gramos de silicio hay un mol de átomos de silicio o directamente un mol de silicio.

Es importante destacar que la visión del PAR en umas, es una visión “microscópica” o a nivel atómico, en cambio la visión en gramos es una visión macroscópica.

Masa de los compuestos

De forma análoga a lo que vimos para los elementos, podemos definir el **peso molecular relativo (PMR)**. Nos indica cuántas veces mayor que la uma, es la masa de una molécula de compuesto y por lo tanto al igual que el PAR es adimensional.

Los PMR de los compuestos se obtienen sumando los PAR de los átomos que forman la molécula.

Por ejemplo para el CO_2 :

$$\text{PAR}_C: 12, \text{PAR}_O: 16 \quad \text{PMR} = \text{PAR}_C + 2 \times \text{PAR}_O = 12 + 2 \times 16 = 44$$

Si bien el PMR no tiene unidad, según qué unidad le pongamos nos vamos a referir a cosas diferentes:

El **PMR expresado en uma**, nos indica la **masa de una molécula** del compuesto.

El **PMR expresado en gramos**, nos indica la **masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas** del compuesto.

Por ejemplo: para el CO_2 , su $\text{PMR} = 44$, por lo tanto podremos decir que:

La masa de una molécula de CO_2 es 44 umas

o podremos decir que:

La masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 es 44 gramos

o, lo que es lo mismo: la masa de un mol de moléculas de CO_2 es 44 gramos

Es importante saber que un mol de cualquier compuesto gaseoso, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) ocupa un volumen de 22,4 litros. Se consideran como condiciones normales de presión y temperatura a 1 atmósfera y 0°C .

Siguiendo con el ejemplo anterior, podemos decir que:

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 es 1 mol de CO_2 , tienen una masa de 44 gramos y ocupan en CNPT un volumen de 22,4 litros.

Fórmula molecular

¿Qué nos indica la fórmula molecular de un compuesto? Al igual que el PAR y el PMR, tendremos dos visiones. Podemos considerar que los subíndices de la fórmula nos indican:

La cantidad de **átomos de cada elemento** contenidos **en una molécula** del compuesto

O

La cantidad de **moles de cada elemento** contenidos **en un mol** de compuesto

Por ejemplo en el CO_2 , podremos decir que:

1 molécula de CO_2 contiene 1 átomo de carbono y 2 átomos de oxígeno

ó

1 mol de CO_2 contiene 1 mol de carbono y 2 moles de oxígeno

Composición centesimal

La composición centesimal de una sustancia nos indica la masa de cada elemento contenida en 100 gramos del compuesto. Podremos calcularla considerando la fórmula molecular de la sustancia.

Por ejemplo para el CO_2 , sabemos que en 44 gramos de CO_2 están contenidos 12 gramos de carbono y 2×16 gramos de oxígeno, por lo tanto para saber la composición centesimal, bastará con hacer una regla de tres para calcular cuantos gramos de cada elemento están contenidos en 100 del compuesto.

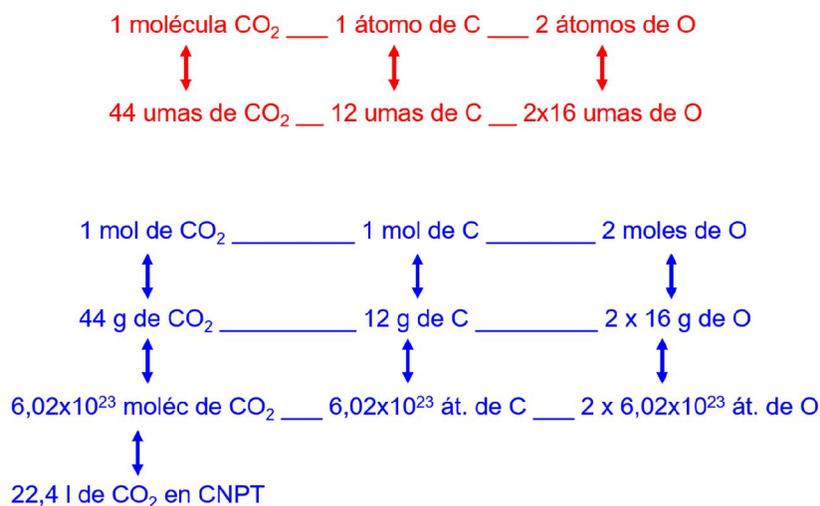
44 g de CO_2 _____ 12 gramos de C _____ 2×16 gramos de O

100 g de CO_2 _____ 27,3 gramos de C _____ 72,7 gramos de O

Por lo tanto la composición centesimal del CO_2 será: 27,3 % de carbono y 72,7 % de oxígeno.

Vimos anteriormente, que el oxígeno se podía presentar en dos variedades alotrópicas, O_2 y O_3 , la diferencia entre ambas es la cantidad de átomos de oxígeno contenidos en la molécula, a ese número se lo llama atomicidad. En el caso del oxígeno la atomicidad es dos, mientras que para el ozono es tres.

En base a lo visto anteriormente podremos plantear para una sustancia, por ejemplo el CO_2 cualquiera de las siguientes relaciones:



REFERENCIAS PARA ABORDAR LA RESOLUCIÓN DE LOS EJERCICIOS DE CANTIDADES QUIMICAS

Elementos

PAR: indica cuantas veces más pesado que la u.m.a. es el átomo de un elemento
El PAR no tiene unidad. Ej: $PAR_{Fe}: 56$

Dependiendo de en cual unidad se lo exprese nos referiremos a cantidades diferentes

El PAR:

- expresado en umas nos indica la masa de un átomo del elemento considerado
Ej: 56 umas de Fe ___ 1 átomo de Fe

- expresado en gramos nos indica la masa de un mol de átomos del elemento considerado

$6,023 \times 10^{23}$ átomos

Ej: 56 gramos de Fe ___ $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe ___ 1 mol de átomos de Fe

Compuestos

PMR: indica cuantas veces más pesada que la u.m.a. es la molécula de un compuesto
El PMR no tiene unidad. Ej: $PMR_{H_2O}: 18$

Dependiendo de en cual unidad se lo exprese nos referiremos a cantidades diferentes

El PMR:

- expresado en umas nos indica la masa de una molécula del compuesto considerado
Ej: 18 umas de H_2O ___ 1 molécula de H_2O

- expresado en gramos nos indica la masa de un mol de moléculas del compuesto considerado

$6,023 \times 10^{23}$ moléculas

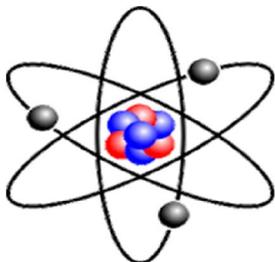
Ej: 18 gramos de H_2O ___ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O ___ 1 mol de moléculas de H_2O

Fórmula Molecular: indica:

- la **cantidad de átomos** de cada elemento contenidos en **una molécula** de compuesto
- ó
- la cantidad de **moles de átomos** de cada elemento contenidos en **un mol** del compuesto

ESTRUCTURA ATÓMICA

Hasta ahora nos hemos referido al tamaño de los átomos y a su masa, lo que vamos a ver a continuación es, cómo están constituidos. Para estos iremos viendo distintas aproximaciones, que intentan describir su estructura, lo que en química se llaman modelos atómicos. Algunos de estos modelos han sido descartados y reemplazados por otros que describen mejor o con más realidad al átomo, pero nos referiremos a ellos por su simplicidad y capacidad de explicar algunos conceptos.

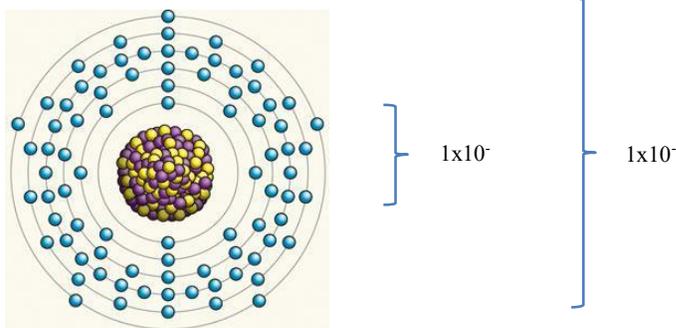


En la primera aproximación a la estructura de los átomos, podemos decir que están constituidos por tres tipos de partículas, llamadas partículas subatómicas, denominadas **protones**, **neutrones** y **electrones**. Los **protones** y **neutrones** se encuentran en el centro del átomo, lo que se denomina núcleo atómico, por eso se los denomina nucleones, y los **electrones** en la denominada zona extra nuclear.

Los protones tienen carga positiva, los electrones tienen carga negativa y los neutrones no tienen carga eléctrica. Por otro lado la masa de los protones y neutrones es de aproximadamente una u.m.a., mientras que la masa de los electrones es alrededor de 2000 veces menor. Por este motivo la masa del átomo está concentrada en su núcleo.

	carga	masa
Protón	+	1 u.m.a.
Neutrón	0	1 u.m.a.
Electrón	-	1/2000 u.m.a.

Es importante aclarar que el núcleo atómico está circunscripto a una zona muy pequeña del átomo. Dependiendo el elemento, diámetro del átomo está en el orden de 1×10^{-10} metros y el tamaño del núcleo está en el orden de 1×10^{-14} m, es decir 10000 veces más chico, por lo que si intentáramos representar a escala estoy dibujáramos un núcleo de 1 cm, el diámetro del átomo tendría que ser de 100 metros.



Símbolo nuclear

Para expresar de forma rápida y resumida la cantidad de partículas subatómicas, se utiliza lo que se llama **símbolo nuclear**.

El **número atómico** está dado por la cantidad de protones del átomo y es único para cada elemento, es decir es lo que identifica a un elemento, se lo simboliza con la letra **Z**.

Z = número de protones

El **número másico** está dado por la suma del número de protones y neutrones del átomo, por lo tanto, está relacionado con la masa del átomo y se lo simboliza con la letra **A**.

A = número de protones + número de neutrones

El símbolo nuclear consiste en el símbolo químico del elemento, acompañado del número atómico (abajo a la izquierda) y el número másico (arriba a la izquierda).

Por ejemplo, para el elemento aluminio, que tiene 13 protones y 14 neutrones (esta información la podemos encontrar en la tabla periódica):

Al: $p^+ = 13$ por lo tanto: $Z=13$ símbolo nuclear: ${}_{13}^{27}\text{Al}$
 $n = 14$ $A = 13 + 14 = 27$

Mencionamos anteriormente que el número de protones identifica a un elemento, es decir todos los átomos de un determinado elemento tienen el mismo número de protones (y por lo tanto el mismo número atómico). Sin embargo, puede suceder que tengamos átomos del mismo elemento con distinta cantidad de neutrones (y por lo tanto distinto número másico), a esos átomos se los llama **isótopos**.

Por ejemplo: ${}^{12}_6\text{C}$ y ${}^{14}_6\text{C}$ serían dos isótopos del elemento carbono, que tiene número atómico 6, en el que en el primer caso tendría 6 neutrones y en el segundo ocho.

Otros ejemplos podrían ser los siguientes: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$, serían los tres isótopos del hidrógeno con cero, uno y dos neutrones respectivamente.

Iones

Habitualmente cuando encontramos un elemento libre (no combinado) en la naturaleza, la cantidad de protones y electrones que posee será la misma, es lo que llamamos un **átomo neutro**. Por ejemplo, en el caso del cobre que se utiliza en el interior de los cables, su número atómico es 29, por lo tanto tendrá 29 protones y en el átomo neutro también tendremos 29 electrones, por lo que no tendrá carga neta ya que tiene la misma cantidad de cargas positivas y negativas.

Esto no siempre es así, hay elementos que, cuando se combinan ganan o pierden electrones y por lo tanto la cantidad de cargas positivas y negativas que le quedan ya no serán iguales entre sí, por lo tanto, el átomo tendrá carga neta y a ese átomo lo llamaremos **ion**, si su carga es positiva será un **catión** y si por el contrario la carga es negativa lo llamaremos **anión**.

Por ejemplo, el átomo de magnesio, tiene número atómico 12, por lo tanto en el átomo neutro tendremos 12 protones y 12 electrones, pero al combinarse suele perder dos electrones, por lo tanto le quedarán 10 electrones. Al tener 12 cargas positivas y 10 cargas negativas, le quedarán dos cargas positivas extra que le otorgarán carga positiva al átomo convirtiéndolo en un catión Mg^{+2} .

Mg: átomo de magnesio neutro (12 protones y 12 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Mg^{+2} : catión magnesio (12 protones y 10 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Análogamente el flúor, tiene número atómico 9, por lo tanto en el átomo neutro tendremos 9 protones y 9 electrones, pero al combinarse suele ganar un electrón, por lo tanto le quedarán 10 electrones. Al tener 9 cargas positivas y 10 cargas negativas, le quedará una carga negativa extra que le otorgará carga negativa al átomo convirtiéndolo en un anión F^- .

F: átomo de flúor neutro (9 protones y 9 electrones)

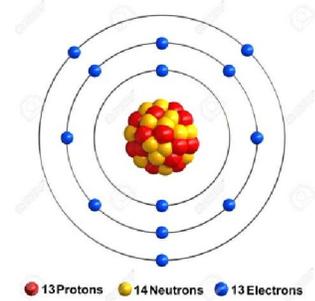
protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-

F^- : anión fluoruro (9 protones y 10 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Configuración electrónica

Hasta ahora mencionamos que los electrones están en la zona extranuclear pero, cómo están distribuidos en esa región?

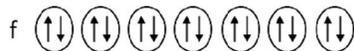
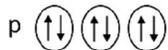
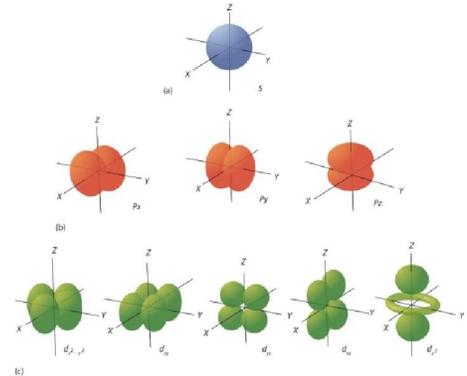


La distribución no es aleatoria, están ordenados en **niveles de energía**, y la energía de los mismos aumenta a medida que nos alejamos del núcleo. La cantidad de electrones máxima que puede haber en cada nivel está dada por la fórmula $2n^2$

nivel	Cant. Máxima de electrones
1	2
2	8
3	18
4	

A su vez dentro de esos niveles de energía existen **subniveles de energía** creciente, que se denominan con las letras: s, p, d, f, etc.

Para cada subnivel, existe una zona del espacio, donde podremos encontrar los electrones, denominada **orbital atómico**. La forma de los orbitales dependerá del subnivel correspondiente. Por ejemplo para el subnivel s, la forma sería un casquete esférico, para un subnivel p, tendrá la forma de dos globos unidos, etc. En cada orbital podremos encontrar cómo máximo dos electrones.



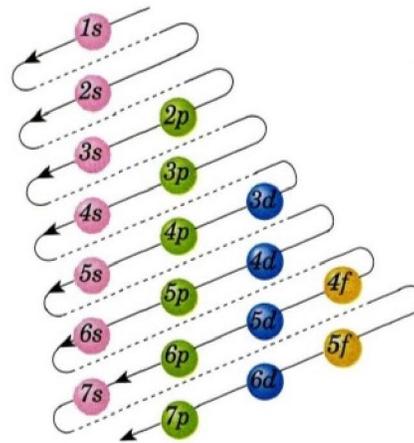
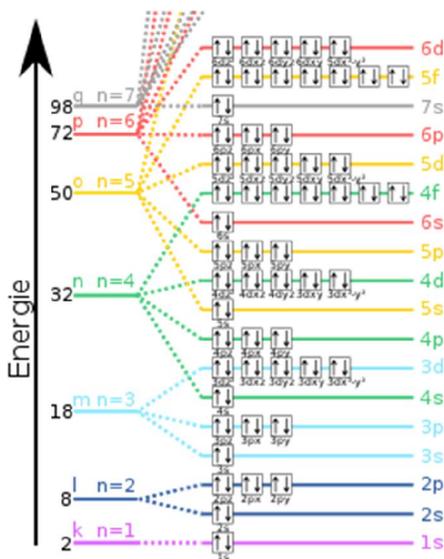
La cantidad de orbitales para cada subnivel está determinada de la siguiente forma: en un subnivel s hay solamente un orbital s, en un subnivel p habrá tres orbitales p (uno dirigido en cada eje del espacio), en subnivel d, habrá 5 orbitales y en el subnivel f, 7 orbitales.

Por lo tanto, como puede observarse en la imagen, la cantidad máxima de electrones para cada tipo de subnivel será: 2, 6, 10 y 14 respectivamente.

Si consideramos la cantidad máxima de electrones que podía alojar cada nivel energético ($2n^2$) y la cantidad de electrones que puede haber en cada tipo de orbital, podemos ver que en el nivel 1, donde puede haber 2 electrones como máximo, podrá haber un subnivel s, en el nivel 2, donde podían entrar 8 electrones, podrá haber un subnivel s (2 electrones) y un p (6 electrones), en el nivel 3 (18 electrones) un subnivel s (2 electrones), un p (6 electrones) y un d (10 electrones) y así sucesivamente.

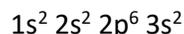
nivel	Cant. Máxima de electrones	subniveles
1	2	s
2	8	s, p
3	18	s, p, d
4	32	s,p,d,f

Los niveles y subniveles de energía se van llenando en orden de energía creciente y este orden es el que se muestra en el gráfico de la izquierda, que está resumido y en forma más amigable en el gráfico de la derecha que es el que vamos a utilizar.



Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

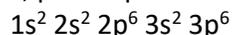
Por ejemplo, para un átomo de ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, que tiene 12 protones y por lo tanto 12 electrones, éstos se distribuirán de la siguiente forma:



Donde los supraíndices indican la cantidad de electrones presentes en cada subnivel de cada nivel energético.

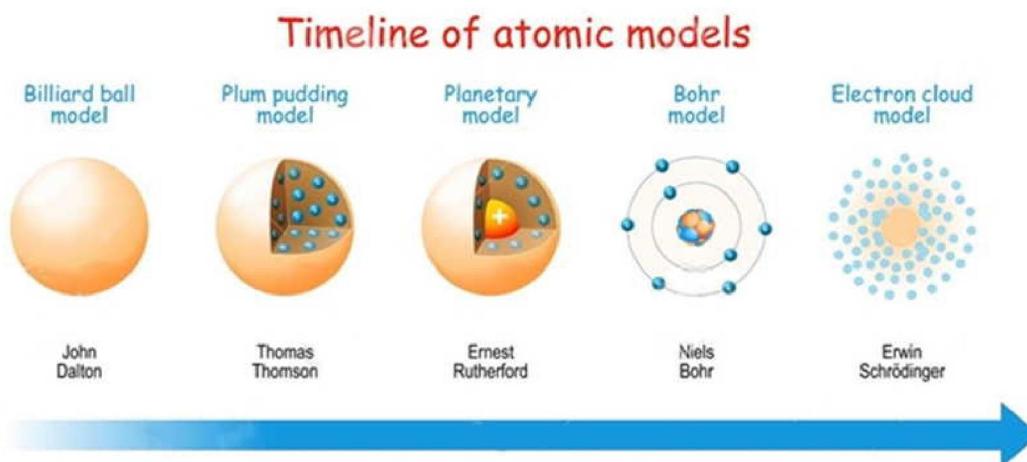
Se cumple que en el nivel 1 están los 2 electrones que puede alojar este nivel, lo mismo ocurre con los ocho electrones que hay en el nivel 2 (2 en el subnivel s y 6 en el p) y los dos electrones restantes para llegar a 12 están en el nivel 3, donde podrían alojarse electrones si se tratara de un átomo con mayor número atómico.

Si consideráramos un ion, como el anión cloruro ${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$, cómo tiene un electrón más que el átomo neutro, la cantidad de electrones sería 18, por lo que se ubicarían de la siguiente forma:



A esta forma de representar la distribución de los electrones en los distintos subniveles de energía se la llama **configuración electrónica**.

Modelos atómicos



Cómo ya adelantamos, algunos de los modelos que representamos por medio de imágenes, y utilizamos para explicar este tema, son interesantes desde el punto de vista pedagógico para explicar algunos conceptos, pero han sido reemplazados por otros que representan mejor la realidad en algunos aspectos.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

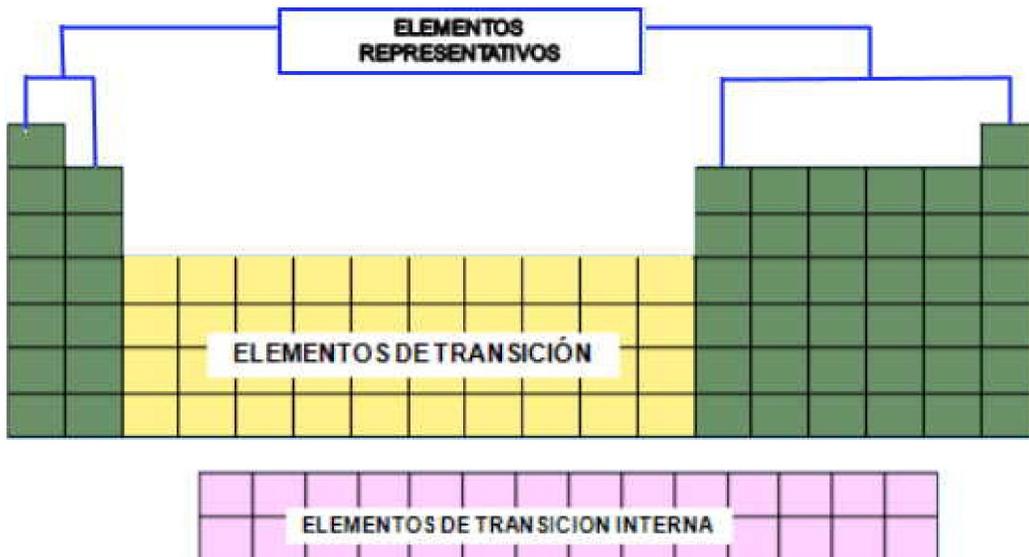
Grupos

	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I																0		
Períodos	→	H ¹											He ²						
	→	Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰
	→	Na ¹¹	Mg ¹²	IIIb	IVb	Vb	VIIb	VIIIb	VIIIb	IIb	IIb	Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸		
	→	K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶
	→	Rb ³⁷	Sr ³⁸	Y ³⁹	Zr ⁴⁰	Nb ⁴¹	Mo ⁴²	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴	Rh ⁴⁵	Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴
	→	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶	La ⁵⁷	Hf ⁷²	Ta ⁷³	W ⁷⁴	Re ⁷⁵	Os ⁷⁶	Ir ⁷⁷	Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶
	→	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸	Ac ⁸⁹	Unq ⁹⁰	Unp ⁹¹	Unh ⁹²	Uns ⁹³	Uno ⁹⁴	Une ⁹⁵	Uun ⁹⁶								

38	39	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

En la tabla periódica podemos encontrar todos los elementos, pero la distribución para un poco caprichosa, ¿a qué se debe que estén distribuidos de esa forma?

A las columnas se las llama grupos y en las tablas modernas se numeran en forma secuencial del 1 al 18, aunque tradicionalmente se numeraban con números romanos y diferenciaban en a y b como puede verse en la tabla anterior. Los grupos a, corresponden a los llamados elementos representativos y los grupos b a los elementos de transición.



La distribución no es aleatoria, los elementos están ordenados en base a sus números atómicos, en forma creciente, y agrupados según su configuración electrónica, de forma que, para los elementos representativos, el número de grupo está determinado por la cantidad de electrones en el último nivel y el número de período por el máximo nivel donde se alojaron electrones.

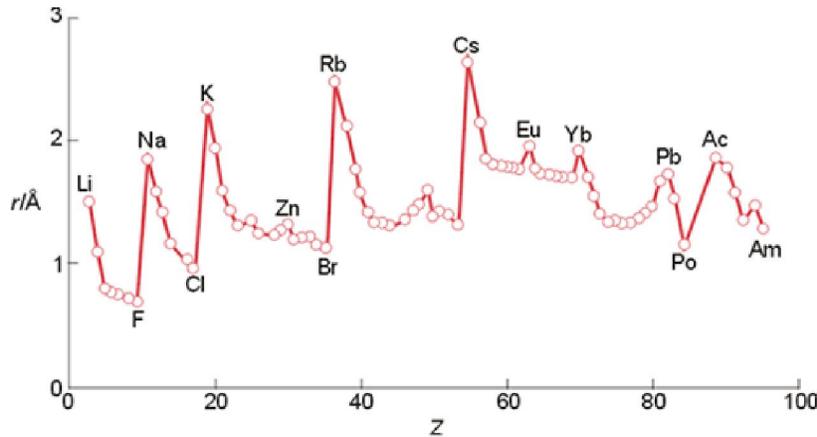
Por ejemplo, si consideramos el bromo $^{80}_{35}Br$, su configuración electrónica será:

Vimos anteriormente que la atomicidad era la cantidad de átomos que forman la molécula de un elemento, es importante ir familiarizándose con la atomicidad de los elementos más comunes. Los metales cuando se encuentran libres, tienen atomicidad igual a 1, Fe, Cu, Na. Los halógenos, al igual que el oxígeno, el hidrógeno y el nitrógeno tienen atomicidad 2, es decir son moléculas biatómicas Cl₂, H₂, O₂, N₂.

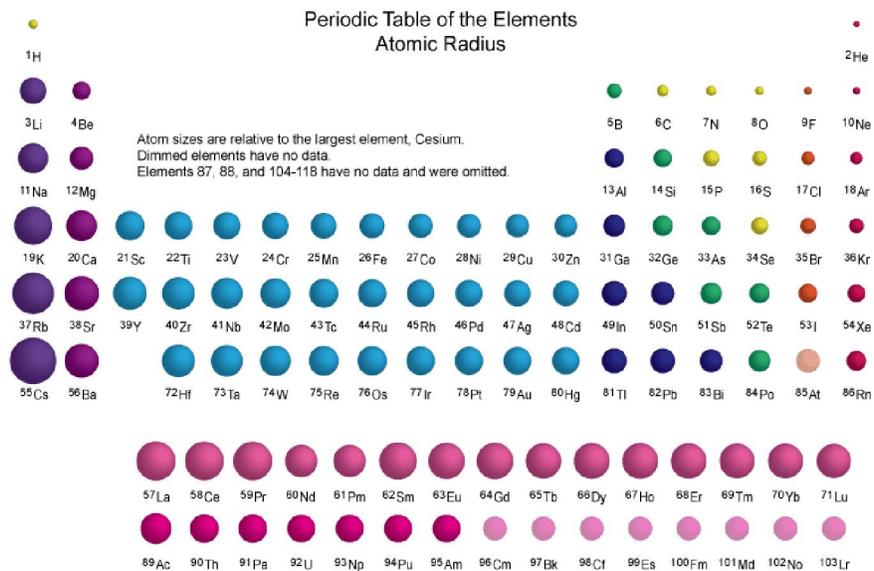
Indicar la cantidad de partículas subatómicas de cada una de estas especies y ubicar los elementos en la tabla periódica (las letras son genéricas, no corresponden a elementos):



Propiedades periódicas



Existen ciertas propiedades de los elementos que varían de forma regular a medida que nos desplazamos en la tabla periódica.

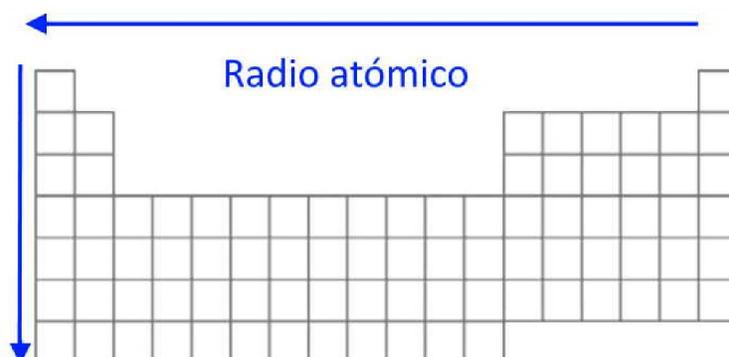
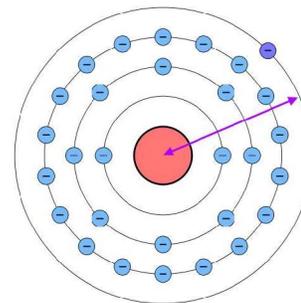


Como podemos observar, el radio atómico es una de ellas, podemos observar que a medida que nos desplazamos hacia la derecha en un período, el mismo disminuye; pero al pasar al período siguiente se produce un aumento respecto al anterior.

Esto mismo puede observarse con otras propiedades, y por eso se les ha dado el nombre de propiedades periódicas.

Radio atómico

Es la distancia desde el centro del átomo hasta el último orbital atómico. En el caso del radio atómico vimos que disminuye hacia la derecha. A medida que nos desplazamos de un elemento al siguiente, este último tendrá un protón más en el núcleo y un electrón más en su nube electrónica, considerando que las cargas de signos opuestos se atraen, aumentará la fuerza con la que es atraída la nube electrónica, acercándola al núcleo, provocando una disminución del radio atómico. Esto sucederá hasta llegar al gas noble correspondiente a ese período. Al pasar al siguiente elemento, tendremos un protón más y un electrón más, pero este electrón será alojado en el orbital s correspondiente al nivel energético siguiente, que estará más alejado del núcleo, haciendo que el radio atómico aumente con respecto a todos los elementos del período anterior.



Radio iónico

Podemos definirlo de forma análoga al radio atómico, pero para los iones. En el caso de los cationes, el radio iónico será menor que el radio atómico de átomo neutro correspondiente, porque los electrones perdidos son los del orbital más alejado del núcleo, por lo tanto quedarán como más externos los del nivel energético anterior, que están más cerca del núcleo haciendo que el radio disminuya. En el caso de los aniones tendremos la misma cantidad de protones atrayendo una cantidad de electrones mayor, alojados en el mismo nivel energético, que por lo tanto serán menos atraídos y por lo tanto estarán más lejos del núcleo atómico, haciendo que el radio aumente.

Carácter metálico

A los metales se los identifica por tener propiedades características. La primera de estas propiedades se puede apreciar a simple vista y es su **brillo característico**.



Otras de las propiedades características es la **maleabilidad**, que es la facilidad que tienen para poder generar láminas y la **ductilidad** que es la capacidad para poder formar hilos.

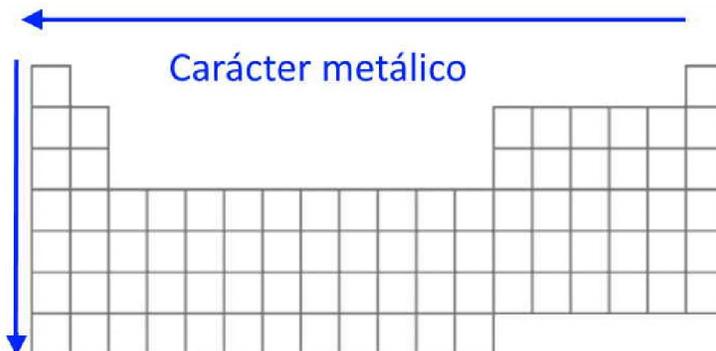


También es una característica bastante general su capacidad para conducir la corriente eléctrica y el calor. Finalmente, en general, sus puntos de fusión y ebullición son elevados.

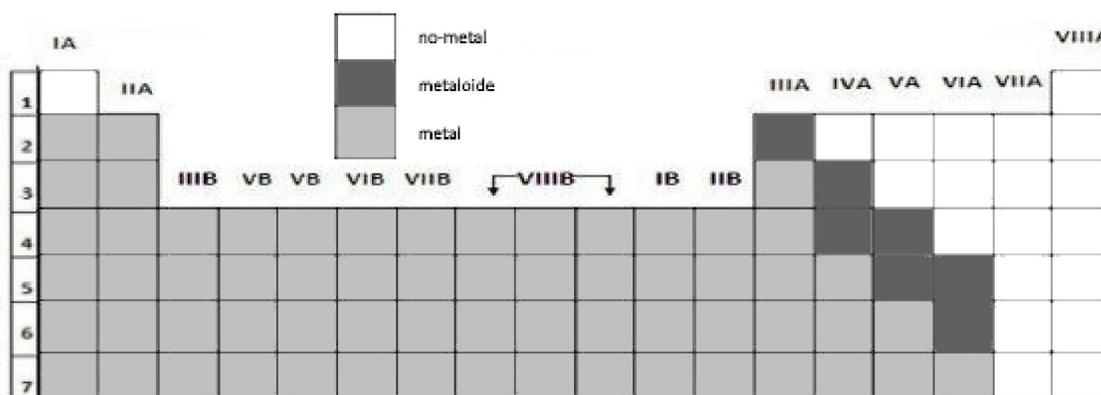
Cuánto de estas propiedades tenga un elemento constituyen su carácter metálico y se puede observar, midiendo estas características, que aumentan a medida que nos desplazamos hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica.



Esto se puede observar por ejemplo si consideramos el grupo IV, el primer elemento es el carbono, que a simple vista podemos observar que no tiene aspecto metálico, le siguen el silicio y germanio, son semiconductores, es decir conducen la corriente eléctrica en ciertas condiciones, lo que permite que sean ideales para ser utilizados en electrónica y si seguimos hacia abajo podemos encontrar en plomo que tiene características típicas de un metal.



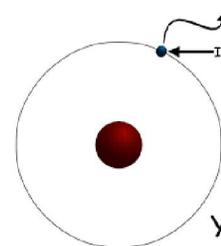
Es importante mencionar que en función de estas características, los elementos se suelen clasificar en metales, aquellos que tienen mayor carácter metálico y no-metales, aquellos cuyas propiedades no se corresponden con los anteriores, es decir que no tienen el brillo característico, no suelen conducir la corriente eléctrica y el calor, ni ser maleables o dúctiles y sus puntos de fusión y ebullición no necesariamente son altos. Dado que esta clasificación es por medio de las propiedades, hay elementos que tienen propiedades intermedias.

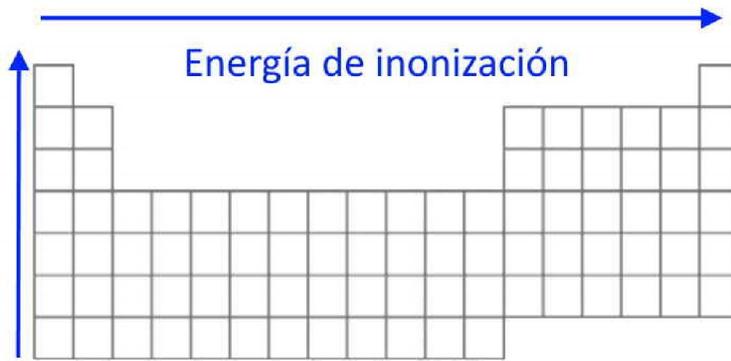


Energía de ionización

La **energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar un electrón del último nivel de un átomo en estado gaseoso.

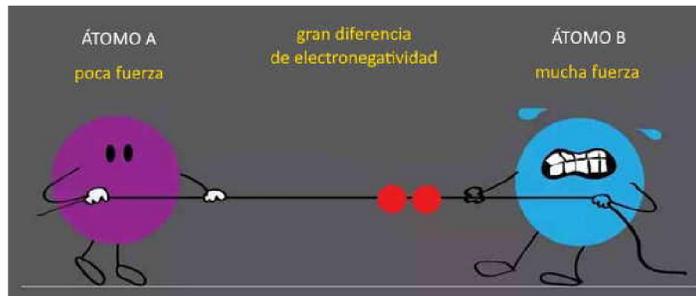
Dado que los electrones están atraídos por la carga positiva del núcleo y que esta atracción disminuye con la distancia es esperable que la energía de ionización disminuya a medida que aumenta el radio atómico, porque los electrones estarán menos atraídos a medida que mayor sea el átomo. Por este motivo la energía de ionización varía inversamente al radio atómico, aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica.





Electronegatividad

La **electronegatividad** es la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones de un enlace. Los átomos más chicos van a tener mayor capacidad para atraer los electrones y por lo tanto tendrán mayor electronegatividad. Para comparar la electronegatividad se utiliza la escala propuesta por Pauling, en la cual, el elemento más electronegativo es el flúor con un valor de 4 en dicha escala.



UNIONES QUÍMICAS

Se sugiere la lectura del tema del libro “Química General para agronomía” o del libro “Principios básicos de química”.

COMPUESTOS QUÍMICOS - FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Hasta ahora hemos escrito las fórmulas de muchos compuestos, pero no los hemos nombrado, en esta sección veremos, las reglas para nombrar los compuestos inorgánicos y cómo escribir las fórmulas a partir de sus nombres.

Reglas de asignación de estados de oxidación

Lo primero que debemos conocer es una serie de reglas para conocer los estados de oxidación de los elementos.

- 1) El estado de oxidación de un elemento al estado libre (no combinado) es 0. Algunos ejemplos serían el Fe en un trozo de hierro, el oxígeno en el aire, el hidrógeno libre, el cobre de los cables, Fe^0 , H_2^0 , O_2^0 , Cu^0 .
- 2) El hidrógeno tiene estado de oxidación +1, salvo en los hidruros metálicos donde tiene -1.
- 3) El oxígeno tiene estado de oxidación -2, salvo en los peróxidos metálicos donde tiene -1.
- 4) La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en un compuesto neutro es 0.
- 5) La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en un ion, coincide con la carga del ion.
- 6) Los metales combinados siempre tienen estado de oxidación positivo.

Grupo:	Ia	IIa	IIIa
Estado de oxidación	(+1)	(+2)	(+3)

- 7) Los estados de oxidación negativos de los no-metales dependen del grupo:

Grupo:	Va	VIa	VIIa
Estado de oxidación	(-3)	(-2)	(-1)

Ejemplos:

N_2 : N^0	Li : Li^0	Cl_2 : Cl^0
H_2O : H^{+1} , O^{-2}	CaH_2 : Ca^{+2} , H^{-1}	H_2S : H^{+1} , S^{-2}
NO_2 : N^{+4} , O^{-2}	K_2O : K^{+1} , O^{-2}	Na_2O_2 : Na^{+1} , O^{-1}
HNO_3 : H^{+1} , N^{+5} , O^{-2}	Na_2SO_3 : Na^{+1} , S^{+6} , O^{-2}	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: K^{+1} , Cr^{+6} , O^{-2}

Formulación

Para escribir la fórmula de un compuesto hay que tener en cuenta que, la carga de éstos debe ser cero, por lo tanto, hay que poner una cantidad de aniones y cationes de forma de lograr ese cometido. Por convención al escribir la fórmula de un compuesto se ponen los elementos en orden creciente de electronegatividad, por eso los cationes suelen ir a la izquierda.

	A^{-1}	B^{-2}	C^{-3}	D^{-4}
E^{+1}	EA	E_2B	E_3C	E_4D
F^{+2}	FA_2	FB	F_2C_3	F_2D
G^{+3}	GA_3	G_2B_3	GC	G_4D_3
H^{+4}	HA_4	HB_2	H_3C_4	HD

Es evidente que, en el caso de los compuestos de la primera fila, es necesaria una cantidad de átomos del catión E^{+1} igual a la cantidad de cargas negativas del anión correspondiente. Algo similar ocurre con los compuestos de la primera columna.

También es obvio que si el anión y catión tienen la misma carga bastará con un átomo de cada uno para que el compuesto sea neutro.

En el caso de que uno de los iones tenga el doble de carga que el otro, habrá que poner el doble de átomos del elemento con menos carga, es el caso de F_2D , HB_2 y también de E_2B y FA_2 .

En el caso del compuesto formado por G^{+3} y B^{-2} no resulta tan obvia la cantidad de átomos necesaria de cada uno, porque a diferencia de todos los casos anteriores en donde a uno de los átomos siempre le quedaba un subíndice 1, ahora ambos átomos deberán tener subíndices diferentes a 1 para que la cantidad de cargas positivas y negativas se igualen. La fórmula resultante sería G_2B_3 , de esta forma la cantidad de cargas negativas aportadas por G^{+3} serían $+3 \times 2 = +6$ y la cantidad de cargas negativas aportadas por B^{-2} serían $-2 \times 3 = -6$ y se lograría que el compuesto sea neutro.

Una regla general para obtener los subíndices es "cruzar los estados de oxidación", es decir si queremos formular el compuesto formado por H^{+4} y D^{-3} , le colocaremos el subíndice 3 (proveniente de la carga de D) a H y el subíndice 4 (proveniente de H) a D, de forma que nos quedaría H_3D_4 . El único cuidado que debemos tener al usar esta regla es que cuando nos quede algo como F_4D_2 , deberemos simplificar los subíndices de forma que nos quedaría F_2D .

Clasificación de compuestos inorgánicos

Para poder nombrar los distintos tipos de compuestos, primero tenemos que poder identificarlos, para eso vamos a ver qué tipo de elementos y con qué estados de oxidación forman cada tipo de compuestos.

Compuestos binarios (formados por dos elementos)

ÓXIDOS: elemento – oxígeno

(+n) (-2)

están formados por un elemento con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-2)

MgO Fe₂O₃ N₂O₅ SO₃ PbO₂

PERÓXIDOS: elemento – oxígeno

(+n) (-1)

están formados por un elemento con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-1). Habitualmente el elemento es un metal o hidrógeno.

Na₂O₂ H₂O₂ BaO₂

HIDRUROS METÁLICOS: metal – hidrógeno

(+n) (-1)

están formados por un metal e hidrógeno con estado de oxidación (-1). Recordemos que los metales siempre tienen estado de oxidación positivo, por lo tanto tendrá que ser el hidrógeno el que tenga estado de oxidación negativo.

NaH MgH₂ CaH₂

HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes): no metal – hidrógeno (HIDRÁCIDOS)

(-n) (+1)

están formados por un no-metal e hidrógeno con estado de oxidación (+1). Estos compuestos cuando están disueltos en agua se los denomina hidrácidos

HCl HF H₂S

SALES BINARIAS (no oxigenadas): metal – no metal

Na₂SO₄ Mg(NO₃)₂ NaNO₂ Fe₂(SO₄)₃ Co(NO₃)₂ KClO₄ Na₃PO₄

Compuestos cuaternarios (formados por cuatro elementos)

SALES HIDROGENADAS: metal – hidrógeno – no metal – oxígeno

(+m) (+1) (+n) (-2)

Son sales oxigenadas que además tienen hidrógeno con estado de oxidación (+1).

Na₂HPO₄ KH₂AsO₃ Ca(HSO₄)₂ NaHCO₃

Nomenclatura

Lo que veremos ahora es como se nombra cada uno de los tipos de compuestos vistos anteriormente. Para la mayoría de ellos existen tres nomenclaturas posibles: la de prefijos griegos, la de números de stock y la tradicional. Como mencionamos anteriormente, al escribir las fórmulas, por convención se colocan los elementos en orden de electronegatividad creciente (en general los cationes a la izquierda) y al nombrarlos se suele hacer lo contrario.

Compuestos binarios

ÓXIDOS

Existen tres nomenclaturas diferentes para nombrar estos compuestos.

- Nomenclatura de prefijos griegos: se antepone al nombre del elemento y a la palabra “óxido” prefijos (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta) que indican el correspondiente subíndice de la fórmula.

Se omite el prefijo “mono” cuando le corresponde al elemento

Fe ₂ O ₃	trío xi do de dihierro	N ₂ O ₅	pentó xi do de dinitrógeno
PbO ₂	dió xi do de mon oplomo	SO ₃	trió xi do de mon oazufre
MgO	monó xi do de mon omagnesio		

- Nomenclatura de números de stock: se coloca luego del nombre del elemento el estado de oxidación del mismo entre paréntesis y en números romanos.

Se omite cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.

Fe ₂ O ₃	óxido de hierro (III)	N ₂ O ₅	óxido de nitrógeno (V)
PbO ₂	óxido de plomo (IV)	SO ₃	óxido de azufre (VI)
MgO	óxido de magnesio (II)		

- Nomenclatura tradicional: se nombra al elemento con un prefijo correspondiente a su nombre griego y la terminación “oso” o “ico” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del mismo.

Se utiliza la terminación “ico” cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.

En los casos en los que el elemento tuviera cuatro estados de oxidación se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

Si el elemento presentara óxidos con tres o cinco estados de oxidación no es recomendable la utilización de esta nomenclatura

Fe ₂ O ₃	óxido férrico	N ₂ O ₅	
PbO ₂	óxido de plúmbico	SO ₃	
MgO	óxido magnésico	Cl ₂ O	óxido hipocloroso
Cl ₂ O ₃	óxido cloroso	Cl ₂ O ₅	óxido clórico
Cl ₂ O ₇	óxido perclórico		

PERÓXIDOS

Se nombran como: peróxido de “elemento”

Na ₂ O ₂	peróxido de sodio	H ₂ O ₂	peróxido de hidrógeno
BaO ₂	peróxido de bario		

HIDRUROS METÁLICOS

Se nombran como: hidruro de "elemento"

NaH	hidruro de sodio	MgH ₂	hidruro de magnesio
CaH ₂	hidruro de calcio		

HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes) - HIDRÁCIDOS

Estos compuestos existen en forma diferentes y tienen propiedades distintas según se encuentren en estado libre o disueltos en agua. Por lo tanto, también se los nombra de diferentes maneras:

En estado libre: Se nombran utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal, de la siguiente manera: prefijouro de hidrógeno

HCl	cloruro de hidrógeno	HF	fluoruro de hidrógeno
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno		

En solución: Se nombran como "ácidos" utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal y la terminación "hídrico".

HCl	ácido clorhídrico	HF	ácido fluorhídrico
H ₂ S	ácido sulfhídrico		

SALES BINARIAS (no oxigenadas)

Se nombran emplean tres nomenclaturas similares a las usadas para los óxidos con las mismas salvedades que se mencionaron anteriormente. En lugar de la palabra óxido se utiliza el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal, de la siguiente manera: prefijouro de metal.

- Nomenclatura de prefijos griegos:

FeCl ₂	dicloruro de mon hierro	CaF ₂	difluoruro de mon calcio
CoBr ₃	tribromuro de mon cobalto	K ₂ S	sulfuro de dipotasio

- Nomenclatura de números de stock:

FeCl ₂	cloruro de hierro (II)	CaF ₂	fluoruro de calcio (II)
CoBr ₃	bromuro de cobalto (III)	K ₂ S	sulfuro de potasio (II)

- Nomenclatura tradicional:

FeCl ₂	cloruro de ferroso	CaF ₂	fluoruro de cálcico
CoBr ₃	bromuro de cobáltico	K ₂ S	sulfuro de potásico

Compuestos ternarios

HIDRÓXIDOS

Se nombran emplean tres nomenclaturas similares a las usadas para los óxidos con las mismas salvedades que se mencionaron anteriormente. La palabra óxido se reemplaza por "hidróxido".

- Nomenclatura de prefijos griegos:

NaOH	monohidróxido de sodio	Ca(OH) ₂	dihidróxido de calcio
Co(OH) ₂	dihidróxido de cobalto	Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro

- Nomenclatura de números de stock:

NaOH	hidróxido de sodio	Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio
Co(OH) ₂	hidróxido de cobalto (II)	Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)

- Nomenclatura tradicional:

NaOH	hidróxido sódico	Ca(OH) ₂	hidróxido cálcico
Co(OH) ₂	hidróxido cobaltoso	Fe(OH) ₃	hidróxido férrico

OXOÁCIDOS

Se nombran como “ácidos” utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal y la terminación “oso” o “ico” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del mismo.

Se utiliza la terminación “ico” cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.

En los casos en los que el no metal tuviera cuatro estados de oxidación (halógenos) se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

HNO ₃	ácido nítrico	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
HClO ₄	ácido perclórico	H ₂ CO ₃	ácido carbónico

Algunos elementos presentan más de un oxácido con el mismo estado de oxidación. Éstos se diferencian en la cantidad de moléculas de agua que presentan por molécula de compuesto. Esta particularidad la presentan los siguientes elementos: P, As, B, Si

Al momento de nombrarlos se los diferencia por medio de los prefijos meta u orto según se trate del compuesto normal o del que posee una molécula extra de agua.

HPO ₃	ácido metafosfórico	H ₃ PO ₄	ácido ortofosfórico ó ácido fosfórico
HPO ₂	ácido metafosforoso	H ₃ PO ₃	ácido ortofosforoso ó ácido fosforoso

SALES OXIGENADAS

Se utiliza el prefijo griego correspondiente al nombre del no-metal seguido por la terminación “ito” o “ato” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del no-metal, de la siguiente manera: prefijoxto de metal.

En caso de que el metal tenga más de un estado de oxidación se lo debe indicar en números romanos o con las terminaciones “oso” o “ico”

En los casos en los que el no metal tuviera cuatro estados de oxidación (halógenos) se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

Na ₂ SO ₄	sulfato de sodio	ó	sulfato sódico
Mg(NO ₃) ₂	nitrate de magnesio	ó	nitrate magnésico
NaNO ₂	nitrite de sodio	ó	nitrite sódico
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III)	ó	sulfato férrico
Co(NO ₃) ₂	nitrate de cobalto (II)	ó	nitrate cobaltoso
KClO ₄	perclorate de potasio		

Aquellos elementos que presentan más de un oxácido con el mismo estado de oxidación (P, As, B, Si), también forman sales con distinta cantidad de oxígeno pero que en las cuales el metal tiene el mismo estado de oxidación.

Al momento de nombrarlas se las diferencia por medio de los prefijos meta u orto según se trate del compuesto normal o del que posee un oxígeno extra.

NaPO ₃	metafosfato de sodio
Na ₃ PO ₄	ortofosfato de sodio ó fosfato de sodio
NaPO ₂	metafosfito de sodio
Na ₃ PO ₃	ortofosfito de sodio ó ortofosfito de sodio

SALES HIDROGENADAS

Son sales oxigenadas que además tienen hidrógeno, por lo tanto se las nombra como éstas, pero anteponiendo al nombre un prefijo (mono, di, tri) que indica la cantidad de átomos de hidrógeno contenidos en la molécula seguido de la palabra “hidrógeno”.

Si la carga del anión no permitiera formar más de una sal hidrogenada (anión con dos cargas negativas) no se coloca el prefijo mono.

Na_2HPO_4	monohidrógeno fosfato de sodio
KH_2ASO_3	dihidrógeno arsenito de potasio
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	mono hidrógeno sulfato de calcio
NaHCO_3	hidrógeno carbonato de sodio

**CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS
PARA ABORDAR LA RESOLUCIÓN DE LOS EJERCICIOS DE NOMENCLATURA**

COMPUESTOS BINARIOS:

ÓXIDOS: elemento – oxígeno
(+n) (-2)

MgO Fe₂O₃ N₂O₅ SO₃ PbO₂

PERÓXIDOS: elemento – oxígeno
(+n) (-1)

Na₂O₂ H₂O₂ BaO₂

HIDRUROS METÁLICOS: metal – hidrógeno
(+n) (-1)

NaH MgH₂ CaH₂

HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes): no metal – hidrógeno
(hidrácidos) (-n) (+1)

HCl HF H₂S

SALES BINARIAS (no oxigenadas): metal – no metal
(+n) (-m)

|
V VI VII
(-3) (-2) (-1)

NaCl FeCl₂ CaF₂ K₂S

