



## QUIMICA GENERAL

### UNIDAD Nº 1: ÁTOMO, MOLÉCULA E ION

#### TEORÍA ATÓMICA

En el siglo V a.C. el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles a las que llamó *átomos* (que significa indestructible o indivisible). En 1808 un científico inglés, John Dalton, formuló una definición precisa sobre estas unidades de las que ésta formada la materia, llamadas átomos. Su hipótesis puede resumirse:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos.
2. Los compuestos están formados de átomos de más de un elemento.
3. Una reacción química incluye solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca se crean o se destruyen.

Estas hipótesis tienen relación directa con las leyes establecidas por el químico francés Proust:

1. *Ley de las proporciones definidas*: Muestras diferentes de un mismo compuesto, siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción en masa (ejemplo: si se analizan dos muestras de dióxido de carbono gaseoso de distintas fuentes, mostrarán siempre igual proporciones en masa de carbono y de oxígeno)
2. *Ley de las proporciones múltiples*: Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros (ejemplo: el carbono y el oxígeno, pueden unirse para formar dióxido de carbono o monóxido de carbono. En ambos compuestos el carbono está presente en iguales cantidades, mientras que el oxígeno mantiene una relación 2:1 respectivamente para ambos compuestos).
3. *Ley de la conservación de la masa*: La materia no se crea ni se destruye. La materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química sino que la materia se conserva.

#### ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

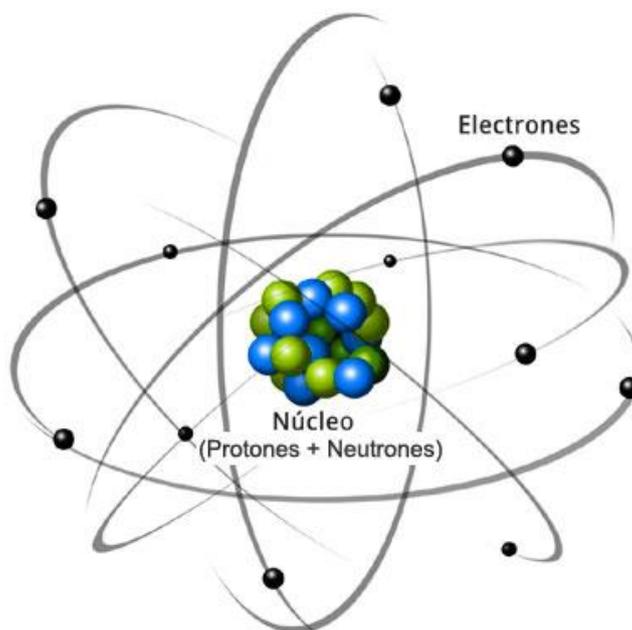
##### DEFINICIÓN

- **Átomo**: Unidad básica de un elemento químico que puede intervenir en las reacciones químicas y posee las propiedades características de dicho elemento.

Los átomos poseen una estructura interna, es decir, están formados por partículas aún más pequeñas denominadas **partículas subatómicas**. Ellas son los electrones, protones y neutrones.

Las partículas subatómicas, poseen cargas eléctricas, de diferentes tipos según la partícula de la que se trate. Así mismo, los átomos son eléctricamente neutros, por lo que podemos deducir que poseen igual cantidad de cargas positivas y negativas.

Las partículas que poseen cargas positivas, se hallan concentradas en un conglomerado central dentro del átomo, al que se denomina **núcleo**. Estas partículas reciben el nombre de **protones**. A su vez, éstas cargas positivas se asocian en el centro del átomo con partículas eléctricamente neutras, a las que se denomina **neutrones** y que poseen una masa un poco mayor que la de los protones. Finalmente, las partículas con carga negativa, son llamadas **electrones** y se encuentran rodeando el núcleo del átomo, en constante movimiento, describiendo una trayectoria orbital. Estas partículas poseen una masa mucho mayor a la de los protones, sin embargo, ambas partículas poseen igual cantidad de carga, aunque son opuestas.



### NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO DE MASA E ISOTOPOS

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen.

- **Número atómico (Z):** Es el número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento.

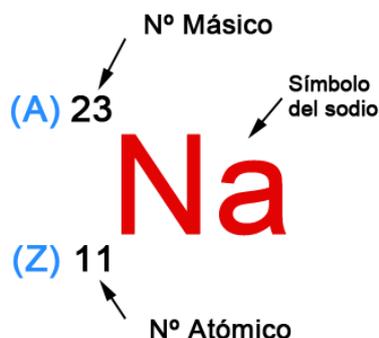
En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, por lo que, el número atómico también indica el número de electrones presentes en él.

La identidad química de un átomo queda determinada exclusivamente por su número atómico (ejemplo: el (Z) del nitrógeno es 7, entonces cada átomo neutro de nitrógeno contiene 7 protones y 7 electrones, o visto de otra manera, cada átomo en el universo que contenga 7 protones y 7 electrones, recibirá el nombre de “nitrógeno”).

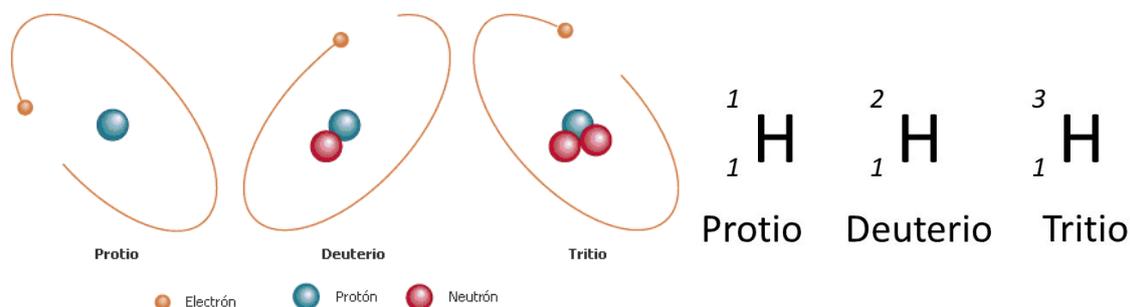
- **Número de masa (A):** Es el número total de protones y neutrones, presentes en el núcleo del átomo de un elemento.

<p><b>Número atómico = Protones</b> <b>Número de masa = Protones + Neutrones</b> <b>Número de masa = Número atómico + Neutrones</b></p>
---

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ( $A - Z$ ) (ejemplo: el número de masa de flúor es 19, su número atómico es 9, por lo cual, la cantidad de neutrones será  $19 - 9 = 10$ ).



No todos los átomos del mismo elemento poseen igual masa. La mayoría de los elementos poseen dos o más isotopos, átomos que tienen el mismo número atómico (misma cantidad de protones y electrones) pero diferente número de masa (diferente cantidad de neutrones), (ejemplo: hidrógeno, deuterio y tritio, el primero posee 1 protón y ningún neutrón, el segundo, 1 protón y 1 neutrón y el tercero 1 protón y 2 neutrones).



Las propiedades químicas de los elementos están determinadas por los protones y electrones de sus átomos; en condiciones normales los neutrones no participan de los cambios químicos, solo aportan a la masa del átomo.

## LA TABLA PERIODICA

La tabla periódica, es una tabla en la que se encuentran agrupados juntos, los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

En ella los elementos, están acomodados de acuerdo con su **número atómico**, en **filas horizontales**, llamadas **periodos**, que se representan con números enteros y en **columnas verticales**, conocidas como **grupos**, de acuerdo con sus semejanzas en las **propiedades químicas**, que se representan mediante números romanos y letras.

Los elementos pueden, a su vez, dividirse en tres categorías, **metales**, **no metales** y **metaloideos**.

Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad, mientras que un no metal generalmente es un mal conductor del calor y la electricidad. Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. A lo largo de cualquier periodo, de izquierda a derecha, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian de manera gradual de metálicas a no metálicas.

																		Metal			Metaloide			No metal																							
H																							He																								
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
Fr	Ra	Ac-Lr																																													
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																	
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																	

Por conveniencia, algunos grupos de elementos reciben nombres especiales:

- Los elementos del grupo I A: Se denominan **Metales alcalinos**.
- Los elementos del grupo II A: Se denominan **Metales alcalinotérreos**.
- Los elementos del grupo III B-XII B (internos): Se denominan **Metales de transición**.
- Los elementos del grupo VI A: Se denominan **Calcógenos**.
- Los elementos del grupo VII A: Se denominan **Halógenos**.
- Los elementos del grupo VIII A: Se denominan **Gases Nobles** o **Gases Inertes**.

Grupo		Metal										Metaloide					No metal	VIII A
IA	II A	III B IV B V B VI B VII B VIII B IX B X B XI B XII B										III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac-Lr															

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Alcalinos		Metal										Metaloide					No metal	Gases Nobles
Alcalinotérreos		Metales de transición										Calogénos					Halógenos	Gases Nobles
H																He		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac-Lr																

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

## MOLÉCULAS

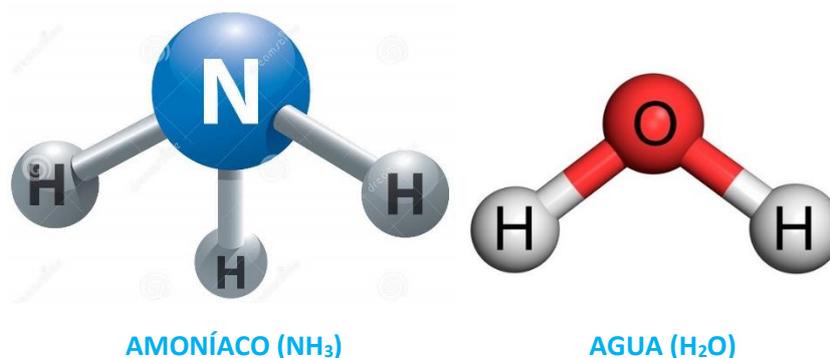
Una molécula es un agregado de, por lo menos, dos átomos en un arreglo definido que se mantienen unidos por fuerzas químicas (llamadas *enlaces químicos*).

Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos diferentes, siempre en una proporción fija. Así, una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición está formado por dos o más elementos (ejemplo: el Hidrógeno gaseoso, es un elemento puro, pero consiste en una molécula formada por

dos átomos de H cada una, ya que así se encuentra en la naturaleza. Por otra parte el agua es un compuesto molecular que contiene Hidrógeno y Oxígeno en una relación de dos átomos de H y uno de O). Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.

Se dice que la molécula de Hidrógeno, representada por  $H_2$ , es una **molécula diatómica** porque contiene solo dos átomos. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son: **Nitrógeno ( $N_2$ )**, **Oxígeno ( $O_2$ )** y todos los elementos del grupo VII A, **Flúor ( $F_2$ )**, **Cloro ( $Cl_2$ )**, **Bromo ( $Br_2$ )** y **Yodo ( $I_2$ )**.

Finalmente, las moléculas que contienen más de dos átomos, reciben el nombre de **moléculas poliatómicas**. Al igual que el ozono ( $O_3$ ), el agua ( $H_2O$ ), el amoníaco ( $NH_3$ ), son moléculas poliatómicas.



## IONES

Un ión es una especie formada a partir de átomos o moléculas que neutras que han ganado o perdido electrones como resultado de un cambio químico.

Durante los cambios químicos (llamados **reacciones químicas**), el número de protones, cargados positivamente, del núcleo de los átomos que intervienen, permanece igual o constante, pero se pueden ganar o perder electrones con carga negativa. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro, forma un **catión**, que es un ión con carga positiva (ejemplo: un átomo de Sodio (Na), fácilmente puede perder un electrón, formando el catión sodio, que se representa como  $Na^+$ )

Por otra parte, un **anión** es un ión cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones (ejemplo: un átomo de Cloro (Cl) puede ganar un electrón, formando el anión  $Cl^-$ ).

Se dice que el Cloruro de Sodio ( $NaCl$ ), la sal de mesa, es un **compuesto iónico**, ya que está formado por cationes y aniones.

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón (ejemplo  $Mg^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ) los que reciben el nombre de **iones monoatómicos**, porque contienen solo un átomo. A su vez se pueden combinar dos o más átomos y formar iones moleculares que contengan una carga neta positiva o negativa (ejemplo:  $CN^-$ ,  $OH^-$ ,  $NH_4^+$ ) y son llamados **iones poliatómicos**.



### **FÓRMULA MOLECULAR**

La fórmula molecular por convención, es aquella que indica:

- Los elementos químicos que forman la molécula, representados mediante los símbolos químicos (presentes en la tabla periódica).
- La cantidad exacta de átomos de cada elemento que está presente en dicha molécula, mediante subíndices (Los elementos que están presentes con solo un átomo en la molécula, no llevan subíndice).
- Ejemplos:  $H_2O$  (agua),  $NH_3$  (amoníaco),  $CO_2$  (dióxido de carbono),  $H_2SO_4$  (ácido sulfúrico),  $CH_4$  (metano), etc.

### **FÓRMULA EMPÍRICA**

La fórmula empírica es aquella que indica:

- Los elementos químicos que forman la molécula, representados mediante sus símbolos químicos correspondientes.
- La relación mínima, en números enteros, entre la cantidad de átomos que componen la molécula, generando una “simplificación”, es decir, que no indica exactamente la cantidad de átomos de cada elemento, presentes en la molécula, sino su relación.
- Ejemplos:  $H_2O_2$  (peróxido de hidrógeno, o agua oxigenada) cuyos átomos constituyentes mantienen una relación 2:2, se simplifican sus subíndices y su fórmula empírica sería HO.

La fórmula empírica se considera la fórmula química más sencilla; escribiendo los subíndices de la fórmula molecular de manera de reducirla a los números enteros más pequeños posible.

### **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS**

Como ya estudiamos, los átomos de cada elemento están formados por partículas subatómicas. Entre dichas partículas sabemos que se encuentran los electrones, que están en constante movimiento alrededor del núcleo del átomo.

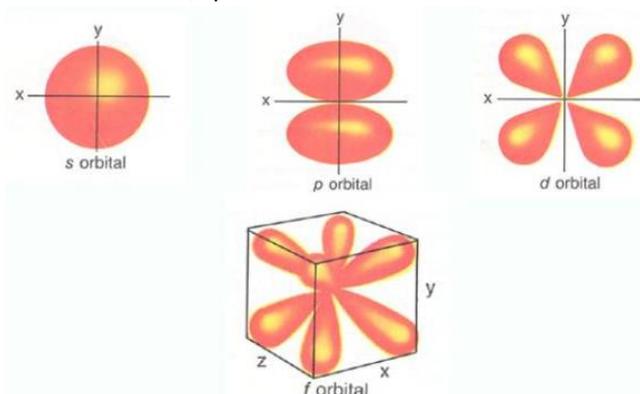
Cada elemento posee una cantidad determinada de electrones y éstos giran alrededor del núcleo, describiendo una trayectoria orbital. Los electrones estarán distribuidos en distintos orbitales en función de la energía que posean y por ello estudiaremos la configuración electrónica.

La configuración electrónica de un elemento, indica la manera en la cual, los electrones se estructuran y se organizan dentro del átomo. Esta información es importante ya que, determina las propiedades de combinación química de los átomos y por lo tanto su posición en la tabla periódica.

**La configuración electrónica se basa en la teoría de la mecánica cuántica, que considera que los átomos y las moléculas emiten energía en forma de radiación electromagnética, pero lo hacen solo en cantidades discretas o “cuantos”, como pequeños paquetes.**

Veamos entonces cómo expresar la configuración electrónica de los átomos.

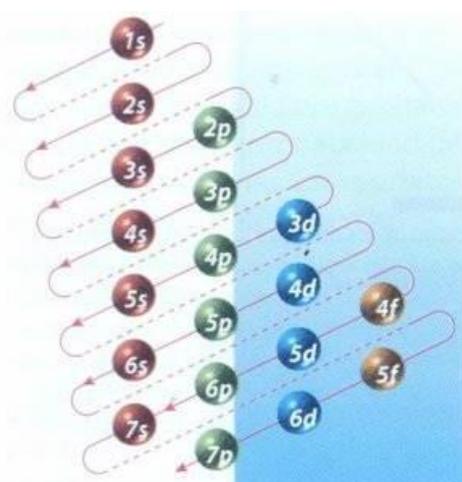
- **Número cuántico principal:** Indica el nivel de energía (E) de los electrones. A su vez está relacionado con la distancia promedio del electrón respecto al núcleo. Se representa mediante números enteros (1,2,3,4....) y está expresado para cada electrón o conjunto de electrones, en la tabla periódica.
- **Número cuántico azimutal:** Cada una de las órbitas sobre las cuales giran los electrones, poseen diferentes niveles de energía. Estos niveles energéticos están dados por “suborbitales” que presentan una forma determinada. Según el nivel de energía que posea el electrón, pertenecerá a un suborbital determinado. Éstos suborbitales se denotan mediante letras (s, p, d y f).
  - Orbital S: Es un orbital esférico, que admite únicamente 2 electrones.
  - Orbital P: Es un orbital lobular, que admite hasta 6 electrones.
  - Orbital D: Es un orbital lobular, que admite hasta 10 electrones.
  - Orbital F: Es un orbital lobular, que admite hasta 14 electrones.



A su vez existe una relación entre el número cuántico principal y el azimutal:

- El número cuántico principal 1, solo admite orbitales S.
- Los números cuántico principal 2 y 7, admiten orbitales S y orbitales P.
- Los números cuántico principal 3 y 6, admiten orbitales S, P y D.
- Los número cuántico principal 4 y 5, admiten orbitales S, P, D y F.

Finalmente, la configuración electrónica puede representarse de forma escrita y de forma gráfica. Para su representación escrita se requiere seguir la regla de la diagonal:



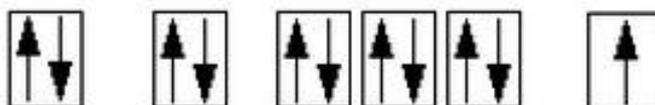
Mientras que para su representación gráfica se escriben celdas con casillas disponibles para un par de electrones, las celdas tendrán tantas casillas como pares electrónicos admita el suborbital.

Finalmente expresaremos la configuración electrónica de algunos átomos a modo de ejemplo:

Carbono (C):  $1s^2 2s^2 2p^2$



Sodio (Na):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Ahora un elemento de mayor dificultad:

Bromo (Br):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Pasamos esta configuración para cumplir con la regla de la diagonal, por lo tanto:

Bromo (Br):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

