

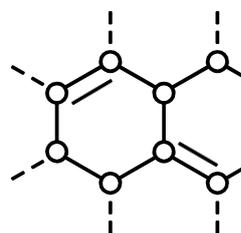
# "QUÍMICA"



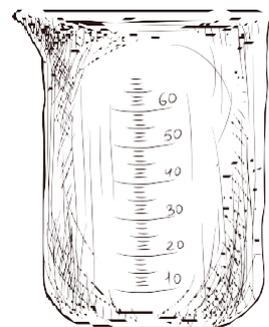
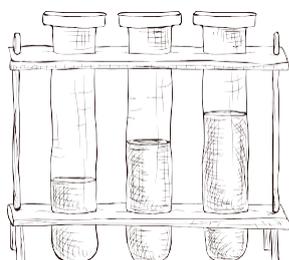
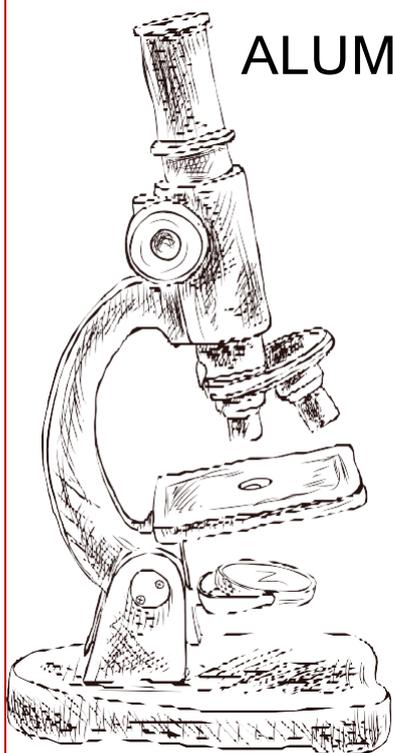
3° AÑO "B"



PROFESORA: JESICA BERLI



ALUMNO: \_\_\_\_\_

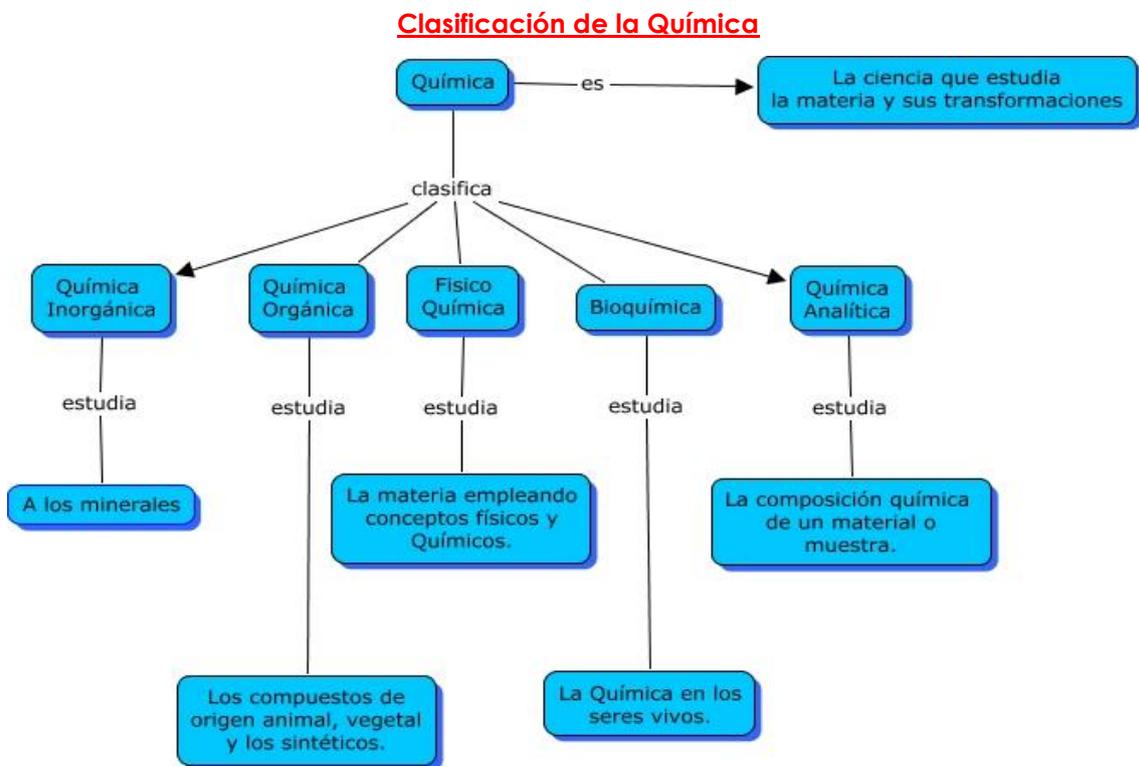


## “La Química como ciencia experimental”



En términos generales se puede decir que la química es tan remota como lo ha sido la existencia del ser humano en la tierra, es un saber muy antiguo como el dominio del fuego, la distinción de diversas plantas comestibles, medicinales y venenosas, el descubrimiento y la utilización de los minerales y metales, entre otros marcaron el lento desarrollo del hombre primitivo. En la actualidad, la química tiene gran relevancia debido al avance científico y tecnológico que tienen las nuevas generaciones y por lo tanto se ha convertido en una ciencia muy importante. Está presente en todo lo que nos rodea como alimentos, la ropa, las construcciones, vehículos etc. Por medio de la química, la medicina ha logrado avances notables como por ejemplo la erradicación de algunas enfermedades.

**“La química es una ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de la *materia*, así como los cambios que esta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía”**



- ✓ **Actividad:** Según lo trabajado hasta el momento, a tu criterio responde: ¿Cómo se relaciona la química con tu entorno? ¿Cómo la utilizas en tu vida cotidiana? ¿Cómo la aplicarías para mejorar el medio ambiente?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

## ¿Qué aplicaciones tiene la química?

La química colabora con distintas ramas de la actividad humana. Veamos algunos ejemplos de ello: Para esto deberás investigar y colocar brevemente en cada cuadro como se relaciona con la química la actividad de la imagen.



Actividad:

.....  
.....  
.....  
.....



Actividad:

.....  
.....  
.....  
.....



Actividad:

.....  
.....  
.....  
.....



Actividad:

.....  
.....  
.....  
.....



Actividad:

.....  
.....  
.....  
.....

## Definiciones utilizadas en Química

### ¿Qué es materia?

La **materia** es todo aquello de lo que están hechas las cosas del universo, es decir ocupan un lugar en el espacio e impresionan nuestros sentidos. La Química es la ciencia que se ocupa de la materia y de los cambios que ésta sufre.



### EJEMPLOS DE MATERIA:

.....

.....

.....

.....

### CUERPO:

.....

.....

.....



### La masa y el peso

La **masa** representa la "cantidad de materia" de un sistema o cuerpo.

El **peso** es la acción que ejerce la fuerza de gravedad sobre el cuerpo.

La masa de un objeto siempre será la misma, sin importar el lugar donde se ubica. En cambio el peso del objeto variará de acuerdo con la fuerza de gravedad que actúa sobre este.

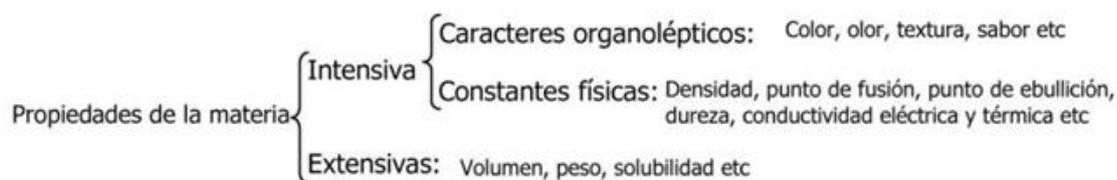
### Propiedades de la materia

Son las características de la materia que podemos percibir con los sentidos (el tacto, el olfato, el gusto, la vista, el oído) o bien por medio de instrumentos

Se clasifican en:

- ❖ **Propiedades extensivas:** son aquellas que **dependen** de la cantidad de materia que posee un cuerpo. Ejemplos de propiedades extensivas son: peso, volumen, longitud, masa, etc.
- ❖ **Propiedades intensivas:** son aquellas que **no dependen** de la cantidad de materia, es decir son características de cada sustancia.

Ejemplos de propiedades extensivas son: color, textura, elasticidad, dureza, densidad, solubilidad, maleabilidad, conductividad eléctrica, punto de fusión, punto de ebullición, etc.



- Propiedades intensivas

**Punto de ebullición:** Es la temperatura en la cual una sustancia cambia del estado líquido al estado de vapor. Mientras que la presión interna del líquido se iguala con la presión externa atmosférica.

**Punto de fusión:** Es la temperatura a la cual una sustancia cambia del estado sólido al líquido. El punto de fusión de una sustancia depende de la presión externa.

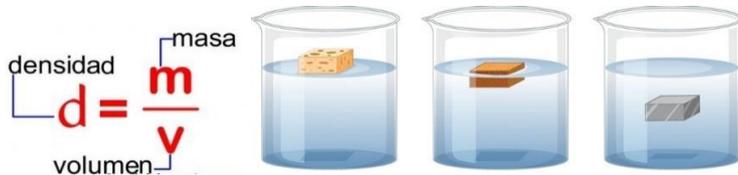
**Dureza:** Es una propiedad intensiva, o sea que no depende de la masa de la sustancia, sino del tipo de material. Experimentalmente el grado de dureza se mide rayando el material sólido. De esta manera se forma un surco y se mide la profundidad del mismo, más profundo el surco más blando el material.

**Conductividad eléctrica y térmica:** Es una propiedad intensiva y se refiere a la característica de dicha sustancia de conducir a través de sí misma la corriente eléctrica y el calor

**Volumen:** Es una propiedad extensiva que depende de la cantidad de materia. Se refiere al espacio que ocupa determinado cuerpo.

**Densidad:** Es la relación entre la masa y el volumen que ocupa dicha sustancia. Es una propiedad específica de cada materia y no depende de la cantidad de materia. Por esta razón es una propiedad intensiva.

La densidad suele expresarse en g/ml; g/cm<sup>3</sup>; kg/l o kg/m<sup>3</sup>



# Átomos

Si entre nuestros ojos y unos granos de arena colocamos un microscopio, podemos hacer grande lo pequeño. Pero hay cosas de un tamaño todavía menor, tanto que son del orden de las cosas que componen nuestros propios ojos. No podemos ver algo que es infinitamente pequeño. A esas pequeñas cosas que lo componen absolutamente todo, que las consideramos la parte más pequeña, la división última de cualquier elemento, la fracción mínima que podemos conseguir, las llamamos **átomos**.

La arena blanca está mayoritariamente formada por mineral de sílice ( $\text{SiO}_2$ ). Un fino grano de arena que quizá no alcance la masa de 1 mg, contiene más de 30 000 000 000 000 000 000 átomos.

No podemos ver un átomo, no hay microscopio capaz de mostrarnos cómo es un átomo. Se han hecho miles de experimentos para tratar de descubrir cómo son.

Se los ha irradiado con luz de todo tipo, los hemos hecho chocar unos contra otros, y de esta manera hemos logrado representarnos una idea de cómo son, pero no los hemos visto, no de la forma en la que vemos todo lo demás. En función de todos esos experimentos se fueron creando diferentes ideas sobre cómo son los átomos, a las que llamamos «modelos», porque no son ni fotografías ni imágenes reales que alguien haya podido tomar



## Los primeros modelos atómicos

Hasta el siglo XIX se creía que todo estaba formado por unas partículas minúsculas, indestructibles e indivisibles llamadas átomos, que podían estar suficientemente separadas entre sí y ser invisibles, como en el caso del aire, o fuertemente unidas y compactadas, tan pegadas que no dejaran pasar ni un ápice de luz, como en el caso de una piedra.

Pero a finales del siglo XVIII, los científicos obtuvieron nuevos descubrimientos:

### Modelo atómico de Dalton



En 1808 el químico inglés **John Dalton** descubrió que no todos los átomos eran iguales: Los átomos podían tener diferente identidad, diferente masa y comportamiento.

El aire se diferencia de una piedra no sólo porque la unión de los átomos que los conforman es distinta, sino porque la naturaleza misma de esos átomos es también diferente. A estos diferentes tipos de átomos los llamó **elementos químicos**. Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en el resto de las propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.

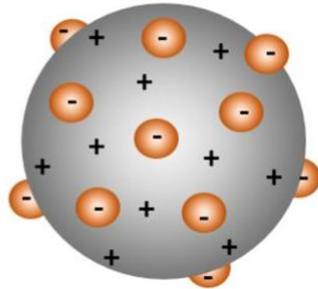


Es difícil imaginarse la materia compuesta por algo que no sean átomos compactos, indivisibles e indestructibles, pero cuando se comenzó a estudiar cómo la electricidad interfería con las cosas, cambió la forma de entender estas partículas minúsculas.

### Modelo Atómico de Thomson



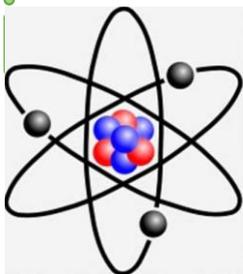
Joseph J. Thomson



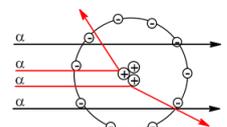
En 1904 el científico británico **Joseph John Thomson** desarrolló una primera idea de cómo sería un átomo, un primer modelo atómico que consideraba que los átomos estaban formados por partículas más pequeñas. Según sus experimentos, Thomson llegó a imaginarse los átomos como una esfera maciza positiva con partículas negativas incrustadas llamadas **electrones**. Para justificar fenómenos como la electricidad o el funcionamiento de los tubos de rayos

catódicos (como los de los monitores de televisión antiguos), Thomson propuso que estos electrones incrustados podían entrar y salir del átomo, de manera que éste podía tener carga positiva o negativa según la cantidad de electrones que tuviese incrustados, y que los electrones podían viajar de unos átomos a otros dando lugar a lo que conocemos como corriente eléctrica.

### Modelo atómico de Rutherford



En 1910, un grupo de investigadores dirigido por el químico neozelandés **Ernest Rutherford** realizó un experimento conocido como "**el experimento de la lámina de oro**" y consiguió perfilar el modelo ya propuesto por Thomson. Consistía en dirigir un haz de partículas positivas, llamadas **partículas alfa**, sobre una lámina de oro muy fina, de sólo unos pocos átomos de grosor. Estas partículas positivas se obtenían de una muestra radiactiva de polonio contenida en



una caja de plomo provista de una pequeña abertura por la que sólo podía salir un haz de partículas alfa. Éstas, al incidir sobre la lámina de oro, la atravesaban y llegaban a una pantalla de sulfuro de zinc, donde quedaba registrado su impacto como si de una placa fotográfica se tratara. Tras estudiar la trayectoria de las partículas alfa registradas en la pantalla, Rutherford observó que éstas se comportaban de tres maneras diferentes: o bien pasaban a través de la lámina de oro y llegaban a la pantalla como si nada les entorpeciese el camino, o bien chocaban contra la lámina de oro y salían rebotadas, o bien al atravesar la lámina de oro se desviaban levemente de su trayectoria original. Si los átomos hubiesen sido esas esferas macizas, habría sido imposible que las partículas los atravesasen, con desviación o sin ella. Así que Rutherford propuso un modelo atómico nuevo. En su modelo los átomos dejaron de verse como algo compacto y pasaron a ser como una serie de partículas minúsculas (entre ellas los electrones de Thomson) que se movían unas con respecto a otras dejando huecos entre sí. Descubrió que los átomos no son algo rígido y compacto, sino que son, en su mayor parte, vacío. Según el modelo propuesto por Rutherford, los átomos constan de dos partes: un **núcleo** donde se concentra la carga positiva, los llamados **protones**; y una **corteza** donde orbitan las partículas negativas, los **electrones**. Con este modelo se podía explicar que algunas partículas alfa rebotasen tras chocar contra el núcleo, que otras pasasen de largo, al no chocar contra nada, y otras se desviasen por atracción con los electrones o por repulsión con el núcleo.

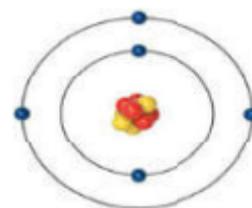
El problema de este modelo residía en el núcleo, ya que si las cargas opuestas se atraen pero las que son iguales se repelen, entonces ¿cómo se explica que los protones del núcleo no se repelan? La respuesta parece estar en los neutrones, unas partículas que fueron detectadas en 1932 por James Chadwick, un colaborador de Rutherford. Los neutrones son partículas sin carga que actúan como el pegamento del núcleo.

## Modelos atómicos modernos

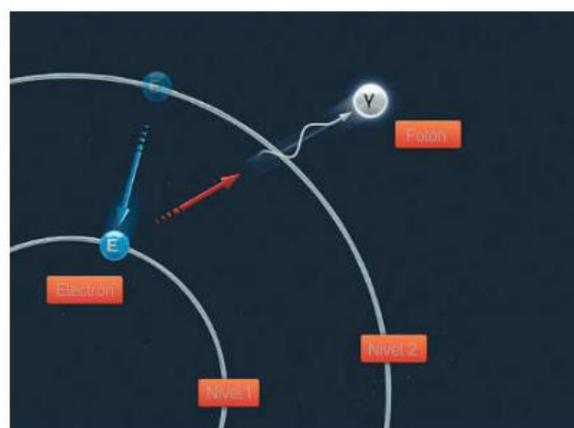
Con el tiempo la tecnología ha ido evolucionando y nos ha permitido llegar a saber más cosas sobre cómo son estos átomos por dentro.

### Modelo atómico de Bohr

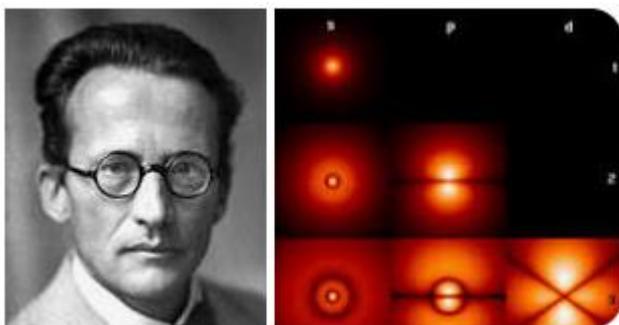
En 1913, el físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso un nuevo modelo atómico, el cual tomaba como base el modelo atómico de Rutherford. Bohr aceptaba la idea de que los electrones se movían alrededor del núcleo, pero afirmaba que estos únicamente se podían mover en órbitas circulares y solo en algunas específicas. Cada **órbita** tendría una energía particular y cada electrón contaría con una energía de movimiento en las órbitas permitidas, con un valor fijo. A esto se le llama estar **cuantizada**. Para pasar de una órbita a otra, los electrones tienen que ganar o perder la energía, mientras eso no sucediera, se mantendrían en su órbita. Para que comprendas mejor este modelo, piensa en un edificio. Para ir de un piso a otro debes subir las escaleras; una vez que terminas de subirlos y llegas al siguiente piso, puedes caminar por el corredor. Esto solo sucede al llegar al piso, ya que a la mitad del camino no hay corredores.



Bohr pudo llegar a esta conclusión al observar el espectro de emisión del átomo de hidrógeno en fase gaseosa, el cual consiste en algunas líneas con ciertas longitudes de onda. Es decir, su emisión no es continua a lo largo de todo el espectro. Bohr pensaba que la emisión de radiación de un átomo de hidrógeno se debía a que un electrón se movía de un orbital de mayor energía a uno de menor energía, lo que generaba un cuanto de energía en forma de luz (fotón).



### Modelo mecánico cuántico del átomo



Con el paso del tiempo, los científicos se percataron de que la teoría de Bohr tenía algunas fallas, a pesar de que explicaba muy bien el comportamiento del átomo de hidrógeno, no lo hacía en átomos con más de un electrón. A raíz de esto surgió un nuevo modelo, que rescata las observaciones hechas por varios científicos como el francés Louis De Broglie (1892-1987), quien propuso que los electrones tienen un comportamiento binario o dual, es decir, como

partícula y como onda. Una partícula puede ser perfectamente ubicada en el espacio, pero una onda se expande en el espacio. Si los electrones se comportan como onda, ¿cómo puede ubicarse la posición de un electrón? Para responder esta pregunta, el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976) propuso una teoría, hoy conocida como el principio de incertidumbre de Heisenberg, en la que propone que es imposible conocer con precisión la posición de un electrón y su momento (o cantidad de movimiento) simultáneamente. En 1926, el físico austriaco **Erwin Schrödinger** (1887-1961) desarrolló una **ecuación** que describe el comportamiento y la energía de los electrones, incorporando el **comportamiento de onda y partícula**. Con la ecuación de Schrödinger se puede establecer el sitio con la mayor probabilidad de encontrar un electrón alrededor del núcleo del átomo. Con este modelo se establece que no se puede saber en qué parte del átomo se localiza un electrón, pero sí define la región en la que se puede encontrar en un momento dado. Por ejemplo,

en un partido de futbol existen diversas posiciones que se distribuyen en distintas secciones de la cancha. Se sabe que un delantero puede desenvolverse en cierta parte de la cancha, generalmente cerca del área rival. En esta teoría se establece que los electrones pueden ocupar distintos niveles de energía y para cada nivel existen distintas zonas con mayor probabilidad de encontrar al electrón, así como las distintas posiciones de los futbolistas en diferente

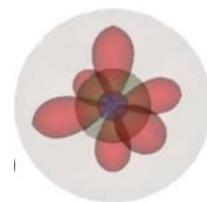
## Actividades

- 1) Completa la siguiente tabla con la información que se te solicita de los cinco modelos atómicos vistos. Para ello, deberás interpretar cada modelo para poder incluir en la tabla sus características y desventajas

<i>Modelo Atómico</i>	<i>Año</i>	<i>Características</i>	<i>Desventajas</i>
<b>Dalton</b>			
<b>Thomson</b>			
<b>Rutherford</b>			
<b>Bhor</b>			
<b>Schrödinger</b>			

Subraya la respuesta correcta

- 2) **¿Cuál fue el primer modelo atómico que propuso que los átomos están formados por un núcleo con carga positiva con electrones con carga negativa girando a su alrededor?**
- Modelo atómico de Dalton
  - Modelo atómico de Thomson
  - Modelo atómico de Rutherford
  - Modelo atómico de Bohr
- 3) **Modelo que propuso que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares cuya energía se encuentra cuantizada:**
- Modelo atómico de Dalton
  - Modelo atómico de Thomson
  - Modelo atómico de Rutherford
  - Modelo atómico de Bohr
- 4) **¿Cuál es la principal diferencia entre el modelo atómico actual y el modelo atómico de Bohr?**
- Se incorpora la presencia de electrones incrustados dentro de una gran masa positiva como pasas dentro de un pastel.
  - Se propone que los electrones giran alrededor del núcleo en orbitas circulares con distintos niveles de energía.
  - Propone que los átomos no se pueden dividir, ya que consisten en esferas sólidas diminutas.
  - Establece que no se puede conocer con exactitud la posición de un electrón, pero sí la zona de mayor probabilidad de encontrarlo.
- 5) **Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:**
- periferia
  - niveles de energía
  - núcleo
  - órbita
- 6) **¿Qué átomo estudió Bhor?**
- Oxígeno
  - Sodio
  - Hidrógeno
  - Oro
- 7) **Los neutrones fueron descubiertos por:**
- Thomson
  - Dalton
  - Demócrito
  - Chadwick
  - Rutherford
- 8) **Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.**
- El descubrimiento del electrón se logró utilizando tubos de vidrio al vacío similares a los que se usan en los televisores.
  - El modelo de Thomson no hizo ningún aporte positivo al estudio del átomo ya que todas sus premisas eran falsas.
  - El modelo atómico actual plantea que los electrones se encuentran incrustados en una esfera de carga negativa
  - Dalton plantea en su modelo que el átomo está formado por partículas subatómicas.
  - Rutherford logró descubrir que el átomo era vacío gracias a su experiencia con la lámina de oro
  - El modelo atómico actual plantea que los electrones giran alrededor del núcleo en regiones del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es alta.
- 9) **La siguiente imagen corresponde al modelo:**
- De Dalton
  - De Bohr
  - De Thomson
  - Actual

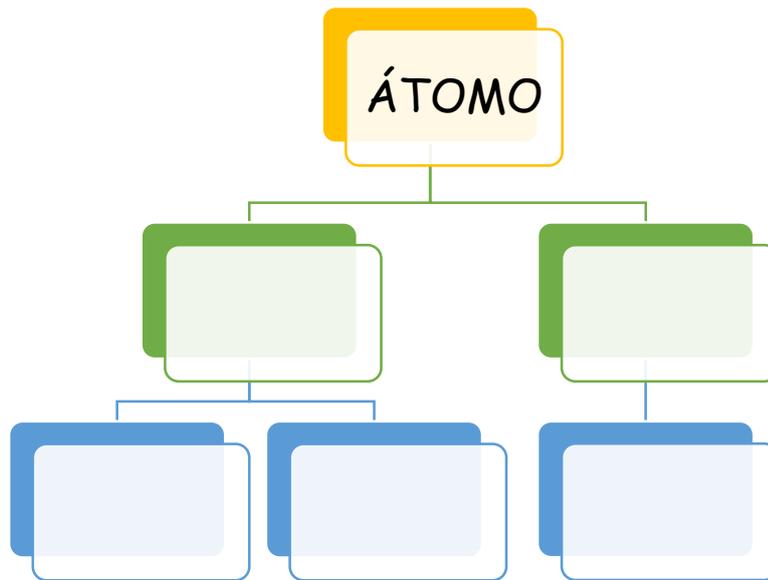


- 10) **En grupos de ..... Integrantes, realizar con ayuda de alguna aplicación digital (como por ejemplo Canva) una línea del tiempo que muestre la evolución de los modelos atómicos hasta llegar al actual. La misma debe incluir los años en que se propuso cada modelo, una breve descripción e imágenes de los mismos**

## Estructura Atómica

Los experimentos efectuados a finales del siglo XIX y a principios del siglo XX demostraron que los átomos están a su vez constituidos por partículas de menor tamaño, denominadas **partículas subatómicas**, de las cuáles las más importantes para la química son los **electrones, protones y neutrones**; los protones y neutrones constituyen el **núcleo** del átomo y los electrones giran alrededor del mismo en una **nube electrónica**.

Los protones y electrones están dotados de carga, positiva en el caso de los protones indicada con signo (+) y negativa en el caso de los electrones señalada con un signo (-).



PARTÍCULAS SUBATÓMICAS				
partícula	símbolo	masa	carga	situación
PROTÓN	$p^+$	Igual al neutrón	Positiva +	En el núcleo
NEUTRÓN	$n^0$	Igual al protón	No tiene	En el núcleo
ELECTRÓN	$e^-$	Unas 2000 veces más pequeña que el protón	Negativa -	En la corteza

*“En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones de su núcleo debe coincidir con el número de electrones que se encuentran fuera del núcleo”*

### ¿CÓMO SE DIFERENCIAN LOS ÁTOMOS?

Los átomos se diferencian unos de otros con dos números que les caracterizan:

- ✓ **NÚMERO ATÓMICO (Z)**: es el número de **protones** presentes en el núcleo atómico. (El número de protones es igual al de electrones **si el átomo es neutro**).

**Z= Número de protones**

En el caso de un átomo **eléctricamente neutro** se cumple:

$$Z = \text{Número de protones} = \text{Número de electrones}$$

Ejemplos:

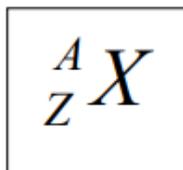
Elemento	Z	Número de protones	Número de electrones
Carbono (C)	6	6	6
Cloro (Cl)	17	17	17
Arsénico (As)	33	33	33
Oxígeno (O)	8	8	8

- ✓ **NÚMERO MÁSCICO (A):** es el número total de partículas presentes en el núcleo de un átomo. Es decir es la suma de protones más neutrones.

$$A = \text{Número de protones (z)} + \text{Número de neutrones (N)}$$

El nombre número másico se debe a que los protones y neutrones son las partículas del átomo con mayor **masa**.

Los átomos se representan así:



X representa el símbolo del elemento

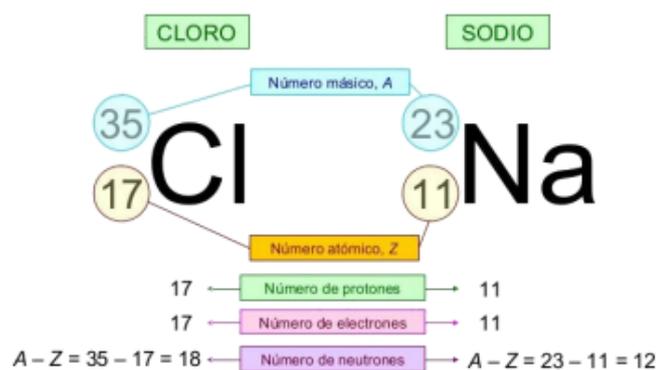
Z el número de protones (+) del átomo

A el número de protones y neutrones que hay en el núcleo

El número de neutrones de un átomo se puede calcular restando el número atómico (protones) al número másico (protones y neutrones)

$$\text{Número de neutrones} = A - Z$$

Cada elemento está formado por un determinado tipo de átomo que presentan el mismo número de protones



## Actividades

1) Completar

Notación	Átomo de	Z	A	N° p+	N° e-	N
	Nitrógeno					
	Litio					
	Carbono					
	Francio					
	Magnesio					
	Flúor					
	Cobre					
	Calcio					
	Cobalto					
	Bromo					
	Bario					
	Azúfre					

Marca la respuesta correcta

2) Las partículas fundamentales del átomo son:

- a) n y e-
- b) n y p+
- c) n, p y e-
- d) solamente e-

3) El núcleo de un átomo contiene:

- a) n y e-
- b) n y p+
- c) n, p+ y e-
- d) Solamente p+
- e) Solamente neutrones

4) Completar:

- $^{12}_6\text{C}$  p+=  
e-=  
n=

5)

- $^{35}_{17}\text{Cl}$  p+=  
e-=  
n=

6)

- $^{39}_{19}\text{K}$  p+=  
e-=  
n=

7) Si el número atómico de un elemento es 40, hallar el número de protones:

- a) 20
- b) 30
- c) 19
- d) 40

8) Si un elemento presenta 36 p+, hallar el número atómico:

- a) 18
- b) 36
- c) 72
- d) 9
- e) 27

9) Indicar la especie química que presenta mayor número de masa:

- a)  $^{40}_{20}\text{Ca}$
- b)  $^{35}_{17}\text{Cl}$
- c)  $^{31}_{15}\text{P}$
- d)  $^{32}_{16}\text{S}$
- e)  $^7_3\text{Li}$

10) En la siguiente especie hallar el número de p+:  $^{44}_{21}\text{Sc}$

- a) 44
- b) 63
- c) 21
- d) 67

11) En la siguiente especie hallar el número

de  $n$   ${}_{13}^{27}\text{Al}$

- a) 27
- b) 13
- c) 26
- d) 52

12) En la siguiente especie hallar el número

de masa:  ${}_{21}^A$

13) Un átomo presenta  $A = 90$  si el número de neutrones, es el doble que el número atómico, determinar  $Z$

- a) 20
- b) 40
- c) 30
- d) 60
- e) 50

14) El número de neutrones es 4 unidades mayor que el número de protones. Hallar el número de neutrones si  $A$  es 104

- a) 50
- b) 54
- c) 48
- d) 104
- e) 52

15) El número de neutrones de la notación es 16.

Hallar su número atómico  ${}_{Y}^{31}\text{P}$

- a) 14
- b) 18
- c) 16
- d) 15
- e) 12

16) Un átomo neutro presenta 19 e- y 21 n su número atómico es:

- a) 19
- b) 39
- c) 20
- d) 40
- e) 21

17) Un átomo neutro presenta 19 e- y 21 n su número atómico es:

- f) 19
- g) 39

h) 20

i) 40

j) 21

18) Completar la tabla con los datos faltantes

Elemento	Z	A	$p^+$	$e^-$	$n^0$
Bi					
He					
C					
H					
Mg					
Al					
Cl					
O					
Na					
K					

19) Completar la tabla con los datos faltantes

Elemento	Z	A	$p^+$	$e^-$	$n^0$
Au					
Ni					
Ag					
Rb					
Pb					
Hg					
Bi					
Se					
Te					
Po					

20) Establecer relación entre los conceptos de las 3 columnas

Número de electrones
Número de protones
Número de neutrones
Número atómico
Número másico

Ca
Fe
Na
Co
K

19
39
11
56
27

21) Completar el cuadro con la información faltante

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
	23				
	50				
	17				
			3		
			15		
			82		
				25	
				1	
				8	
				14	

22) Completar el cuadro con la información faltante

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
		27			14
		40			20
		23			12
				6	6
				7	7
				9	10
			18		22
			35		45
			19		21
			4		5

23) ¿Qué elementos son?

40  16  4  31  1  14  23  12   
 18  8  2  15  1  7  11  6

24) ¿Cuántos protones tienen las siguientes especies?

- a) Oro
- b) Manganeso
- c) Bismuto
- d) Cesio
- e) Azufre
- f) Criptón
- g) Argón
- h) Astató
- i) Germanio
- j) Litio
- k) Magnesio
- l) Boro
- m) Bromo
- n) Radio

25) ¿Cuántos neutrones tienen las siguientes especies?

- a) Cobalto
- b) Berilio
- c) Neón
- d) Potasio
- e) Níquel
- f) Sodio
- g) Galio
- h) Helio
- i) Hidrógeno

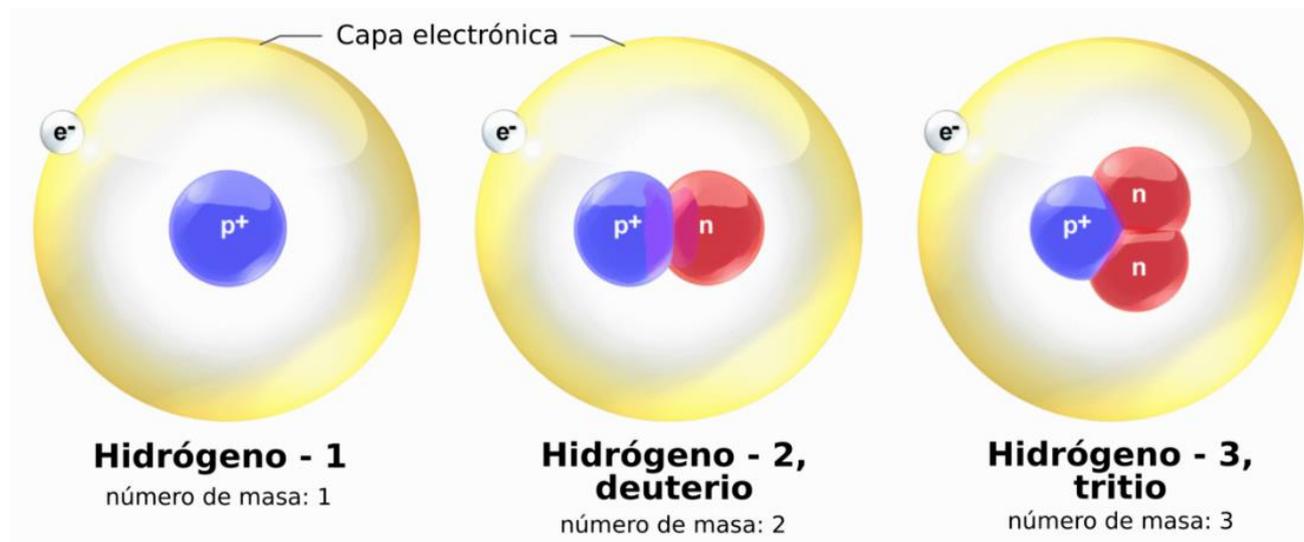
26) Responder V o F

- a) La masa del electrón es igual a la masa del protón
- b) La carga eléctrica del protón y el electrón son de signo opuesto
- c) El neutrón es la subpartícula más pequeña que el p<sup>+</sup> y el e<sup>-</sup>.

# ISOTOPOS

Dentro de un conjunto de átomos con el mismo **Z** puede darse el caso de que algunos de ellos tengan **distinto número de neutrones**, es decir diferente **número másico**. Estas diferentes variedades se denominan **isotopos** que significan mismo lugar, haciendo referencia a que tales átomos poseen el mismo Z ocupan el mismo casillero en la tabla periódica.

Por ejemplo el elemento **hidrógeno** está constituido por **tres isotopos**, los cuáles poseen un solo protón cada uno, pero **distinto número de neutrones**:



Un elemento puede poseer uno o más isotopos. Cada isotopo representa un determinado porcentaje del total de átomos que constituyen un elemento. Para los distintos elementos se ha determinado experimentalmente la proporción que le corresponde a cada uno.

Ejemplo considerando el elemento cobre,  $Z = 29$ , que presenta 2 isotopos naturales el **Cu-63** y el **Cu-65**. Según datos experimentales el Cu-63 presenta una abundancia natural de 69%, mientras el Cu-65 del 31%.

## Actividades

### Isótopos como reloj de pulsera



Hasta mediados del siglo XX no se podía conocer con seguridad la antigüedad de los restos biológicos encontrados, como fósiles de dinosaurios o trilobites. Esto cambió con la introducción de la técnica llamada radio **carbono** o **carbono 14**. ¿Cómo sucede en la materia orgánica? Su componente principal es el carbono, que tiene seis protones, pero puede tener diferente masa atómica, de doce, trece o catorce, debido a que puede tener seis, siete u ocho neutrones.

El carbono 14, o  $^{14}\text{C}$ , es aquel que tiene ocho neutrones y seis protones. Es el isótopo de carbono más pesado y menos abundante en el Universo; emite radiactividad y cuenta con las propiedades químicas del carbono, por lo que puede reaccionar de manera normal en todos los procesos comunes de dicho átomo. Debido a que todos los organismos vivos participamos en el ciclo del carbono, la cantidad de carbono 14 se mantiene constante en cada uno y solamente comienza a variar cuando







# Configuración electrónica

La disposición de los electrones alrededor del núcleo en un átomo, de la manera más estable posible, se denomina **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**.

Para determinar la configuración electrónica de un elemento se debe conocer primero la cantidad de electrones que tiene. Para ello se utilizará el **número atómico**, es decir **Z**.

Número Atómico	26
Símbolo Químico	Fe
Nombre del Elemento	Hierro
Masa Atómica	55.847

Una vez encontrado este dato se procede a seguir la regla de las diagonales para realizar la configuración electrónica.

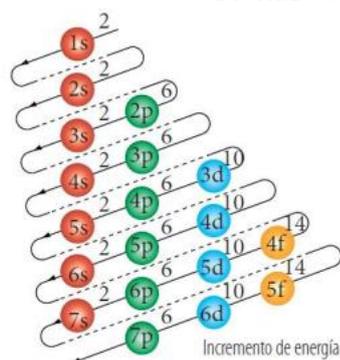
## ¿Cómo se escribe la Configuración Electrónica?

La Configuración Electrónica se escribe ubicando la totalidad de los electrones de un átomo o ion en sus orbitales o subniveles de energía. Recordemos que existen 7 niveles de energía: **1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7**. Y cada uno de ellos tiene, a su vez, hasta 4 subniveles de energía denominados **s, p, d y f**.

Así, el nivel 1 contiene solamente al subnivel s; el nivel 2 contiene subniveles s y p; el nivel 3 contiene subniveles s, p y d; y los niveles 4 a 7 contienen subniveles s, p, d y f.

Subnivel	Numero máximo de electrones.
s	2
p	6
d	10
f	14

## DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA UTILIZANDO DIAGRAMA DE MOELLER



Esquema simplificado que ayuda a ubicar los electrones en niveles y Subniveles en orden de energía creciente. Se le conoce también como la regla de SARRUS y comúnmente denominada "regla del serrucho"

### ¿Cómo se utiliza el Diagrama de Moeller o Regla de las Diagonales?

El diagrama de Moeller o Regla de las diagonales se utiliza para recordar el orden de llenado de los orbitales atómicos.

Para utilizar la regla de las diagonales simplemente debes seguir las líneas diagonales del diagrama desde arriba hacia abajo. Eso marcará el orden de llenado de los subniveles de energía. La cantidad

de electrones se escribe como superíndice. Una vez que un subnivel de energía está "completo" de electrones se pasa al subnivel siguiente.

### Ejemplo de Configuración Electrónica

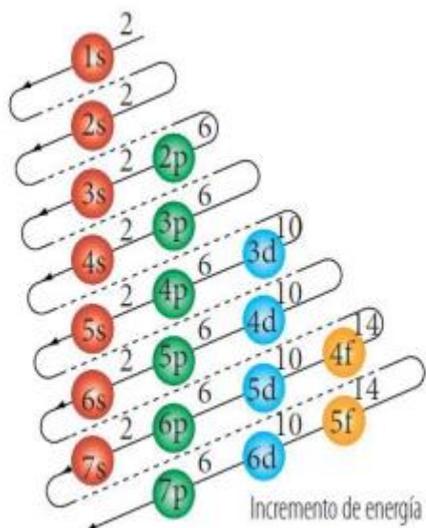
Escribir la Configuración Electrónica del Manganeso (Mn):

**PASO 1:** Lo primero que debemos conocer es el Número Atómico (Z) del elemento, en este caso, el Manganeso

**PASO 2:** El siguiente paso será ubicar la totalidad de los electrones en los orbitales correspondientes utilizando la Regla de las Diagonales.

El Manganeso (**Mn**) tiene un número atómico **Z=25**

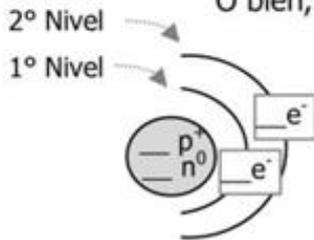
Siguiendo la Regla de las Diagonales escribimos la configuración electrónica (CE) del Mn de la siguiente manera:





2) Dada la figuración electrónica (CE), completar: los niveles con la cantidad de electrones, protones y neutrones correspondientes y el número másico.

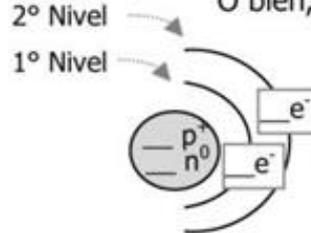
Z (Nitrógeno) = 7 CE:  $1s^2 2s^2 2p^3$   
O bien, CE: 2-5



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

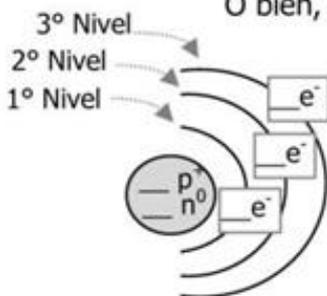
Z (Berilio) = 4 CE:  $1s^2 2s^2$   
O bien, CE: 2-2



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

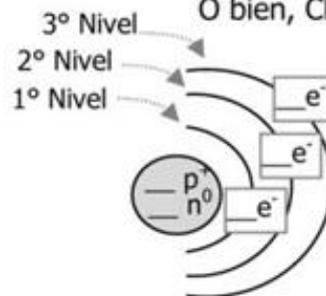
Z (Azufre) = 16 CE:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
O bien, CE: 2-8-6



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

Z (Argón) = 18 CE:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
O bien, CE: 2-8-8



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_

A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

3) Identificar con la información brindada a qué elemento de la tabla pertenece, colocar el símbolo y el número atómico

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			2-1
			2-4
			2-6
			2-8-2
			2-8-3
			2-8-5
			2-8-8
			2-8-10
			2-8-12
			2-8-17
			2-8-18-3

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			$1s^2$
			$1s^2 2s^2$
			$1s^2 2s^2 2p^1$
			$1s^2 2s^2 2p^6$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
			$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

## Clasificación periódica de los elementos

Sabemos que **elemento químico**, implica una clase de átomo, y al mismo tiempo son los bloques de construcción de todo lo que nos rodea. Cada elemento químico se representa por medio de abreviaturas llamadas **símbolos químicos**. Estas abreviaturas derivan de las primeras letras del nombre del elemento y están formadas por una o dos letras. La primera letra del símbolo se escribe con imprenta mayúscula, y la segunda, si la hay, con minúscula.

11    22.98 <b>Na</b> Sodio	12    24.34 <b>Mg</b> Magnesio	17    35.45 <b>Cl</b> Cloro
-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------

Muchos nombres de elementos provienen del **latín**, como por ejemplo la plata, que procede de su nombre en latino argentum (Ag) o el hierro, ferrum (Fe). Es por ello que sus símbolos químicos no concuerdan con las primeras letras de su nombre en español.

Veamos otros casos:

Nombre en español	Nombre en latín	Símbolo químico
sodio	<i>natrium</i>	<b>Na</b>
potasio	<i>kalium</i>	<b>K</b>
cobre	<i>cuprum</i>	<b>Cu</b>
oro	<i>aureum</i>	<b>Au</b>
mercurio	<i>hydrargirium</i>	<b>Hg</b>
fósforo	<i>phosphorus</i>	<b>P</b>
azufre	<i>sulphur</i>	<b>S</b>
antimonio	<i>stibium</i>	<b>Sb</b>

Algunos elementos tomaron nombres de continentes o países como francio (**Fr**), americio (**Am**) o europio (**Eu**). A veces el nombre del elemento alude a alguna propiedad de la sustancia como en el caso del hidrógeno, que se representa con la letra **H** pero su nombre indica hidros - agua y genos - generador, o sea, "el que genera agua". Hay elementos cuyo nombre constituye una forma de homenajear a un científico, como mendelevio (**Md**) en honor a Mendeléiev, o nobelio (**No**), por Alfred Nobel.

A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que **ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar**.

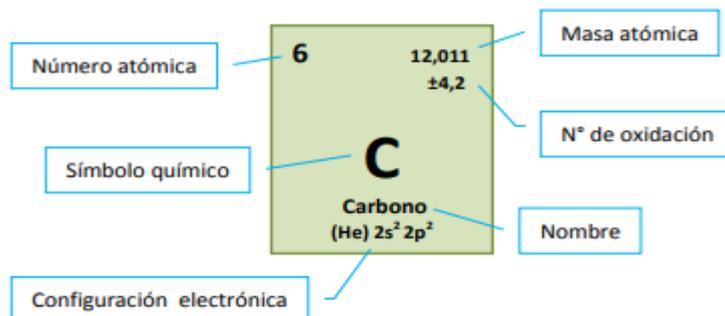
En 1872, un químico ruso, **Dimitri Mendeleiev**, ordenó 60 elementos conocidos en la época, en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. Actualmente, este ordenamiento de más de 110 elementos se basa en el **NÚMERO ATÓMICO** creciente y se conoce como **TABLA PERIÓDICA**.

### ¿Cómo es la tabla periódica actual?

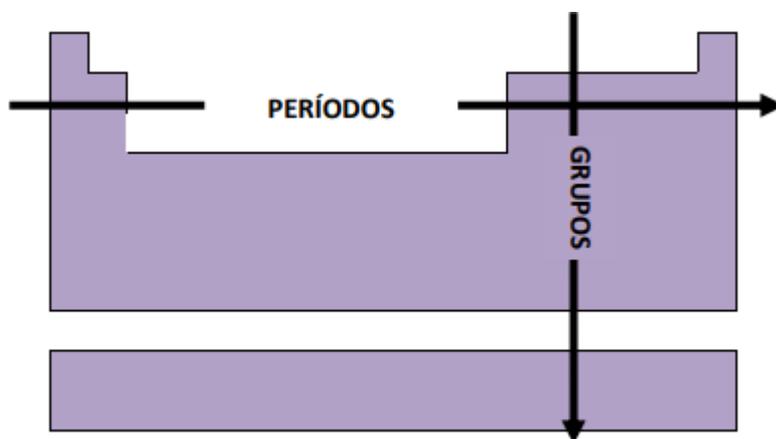
La tabla periódica que se utiliza actualmente está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos conocidos, tanto los 92 que se hallaron en la Naturaleza como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.

Las principales características de la tabla periódica son:

- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente ( $Z$ ). Comienza por el  ${}_1\text{H}$ , sigue con el  ${}_2\text{He}$ ,  ${}_3\text{Li}$ ,  ${}_4\text{Be}$ ,  ${}_5\text{B}$ , etc.
- A cada elemento le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, el número másico, la configuración electrónica, etc.



- Las filas horizontales se denominan **períodos** y las columnas verticales **grupos**. En total la tabla tiene **7 períodos** que están numerados de manera creciente de arriba hacia abajo, desde **1 a 7**.

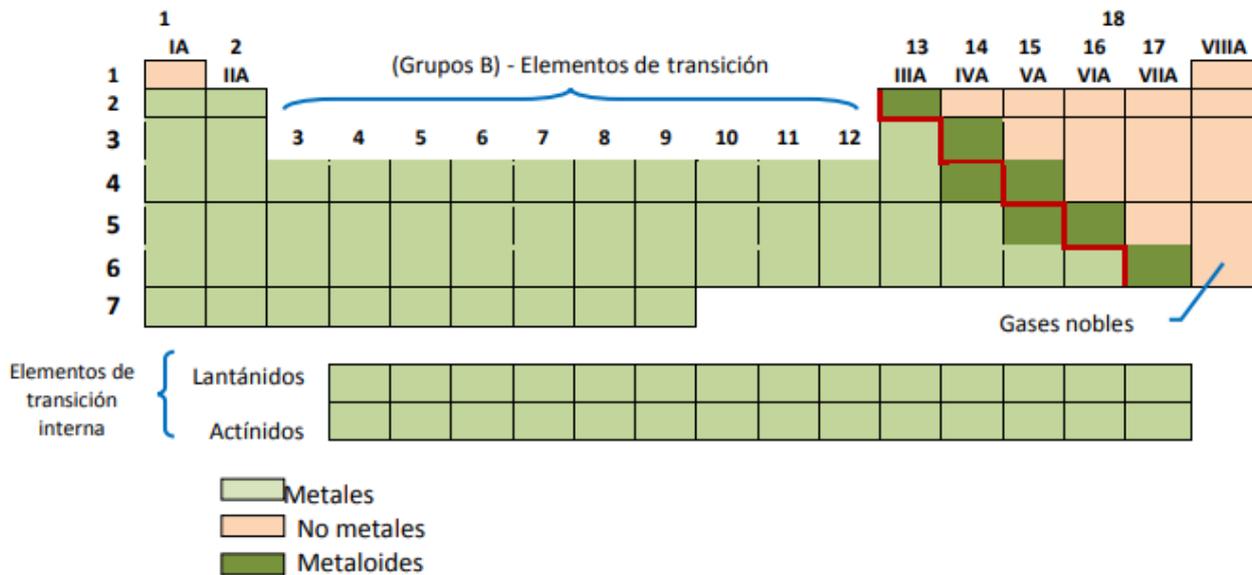


Cada grupo (columnas verticales) contiene una familia de elementos que tienen propiedades similares.

***Las propiedades físicas y químicas de los elementos de un grupo son semejantes.***

Coexisten dos maneras de referirse a los grupos: una de ellas los numera de 1 a 18 y van a través de toda la tabla, de izquierda a derecha. La otra utiliza números romanos del I al VIII, subdividiendo la tabla en dos tipos de grupos, los A y los B. Los grupos A se denominan representativos, mientras que con la letra B se designa a los elementos que ocupan el bloque central de la tabla periódica llamados elementos de transición. Existe otro grupo de 28 elementos conocidos con el nombre de elementos de transición interna. Éstos por comodidad se ubican aparte pero corresponden al 6° y 7° período de la tabla. También son conocidos como Lantánidos y Actínidos. Muchos grupos de la tabla periódica reciben nombres especiales: el grupo 1 o IA, metales alcalinos (Li, Na, K, etc.); los del grupo 17 o VIIA son los halógenos (F, Cl, Br, I, At) y los del grupo 18 o VIII gases nobles o inertes, denominados de esta manera por su escasa reactividad química (He, Ne, Ar, Kr, Zn, Rn).

## ¿Cómo es la tabla periódica actual?



## Metales, no metales y metaloides

Otra forma de clasificación agrupa a los elementos en metales, no metales y metaloides. Esta clasificación es un tanto arbitraria y hay varios elementos que no se adaptan bien a cualquiera de estas clases.

La tabla periódica posee una línea gruesa en zigzag, indicada en color rojo en el esquema de la página anterior, que separa los elementos metálicos de los no metálicos. Los de la izquierda de la línea son los metales, a excepción del hidrógeno, y los no metales son los de la derecha.

En la siguiente tabla se pueden observar algunas de las propiedades físicas y químicas que permiten distinguir a los metales de los no metales

### Algunas propiedades físicas y químicas de metales y no metales

METALES	NO METALES
1. Elevada conductividad eléctrica.	1. Mala conductividad eléctrica (excepto el carbono en forma de grafito)
2. Alta conductividad térmica.	2. Buenos aislantes térmicos (excepto el carbono en forma de diamante)
3. Color gris metálico o brillo plateado*	3. Sin brillo metálico
4. Casi todos son sólidos #	4. Sólidos líquidos y gaseosos
5. Maleables (pueden laminarse para formar placas)	5. Quebradizos en estado sólido
6. Dúctiles (se pueden formar alambres con ellos)	6. No dúctiles
7. Forman compuestos iónicos con los no metales	7. Forman compuestos iónicos con los metales y compuestos moleculares con los no metales
8. Forman cationes	8. Forman aniones

(\*) Excepto cobre y oro.

(#) Excepto mercurio; el cesio y el galio se funden en la mano con protección.

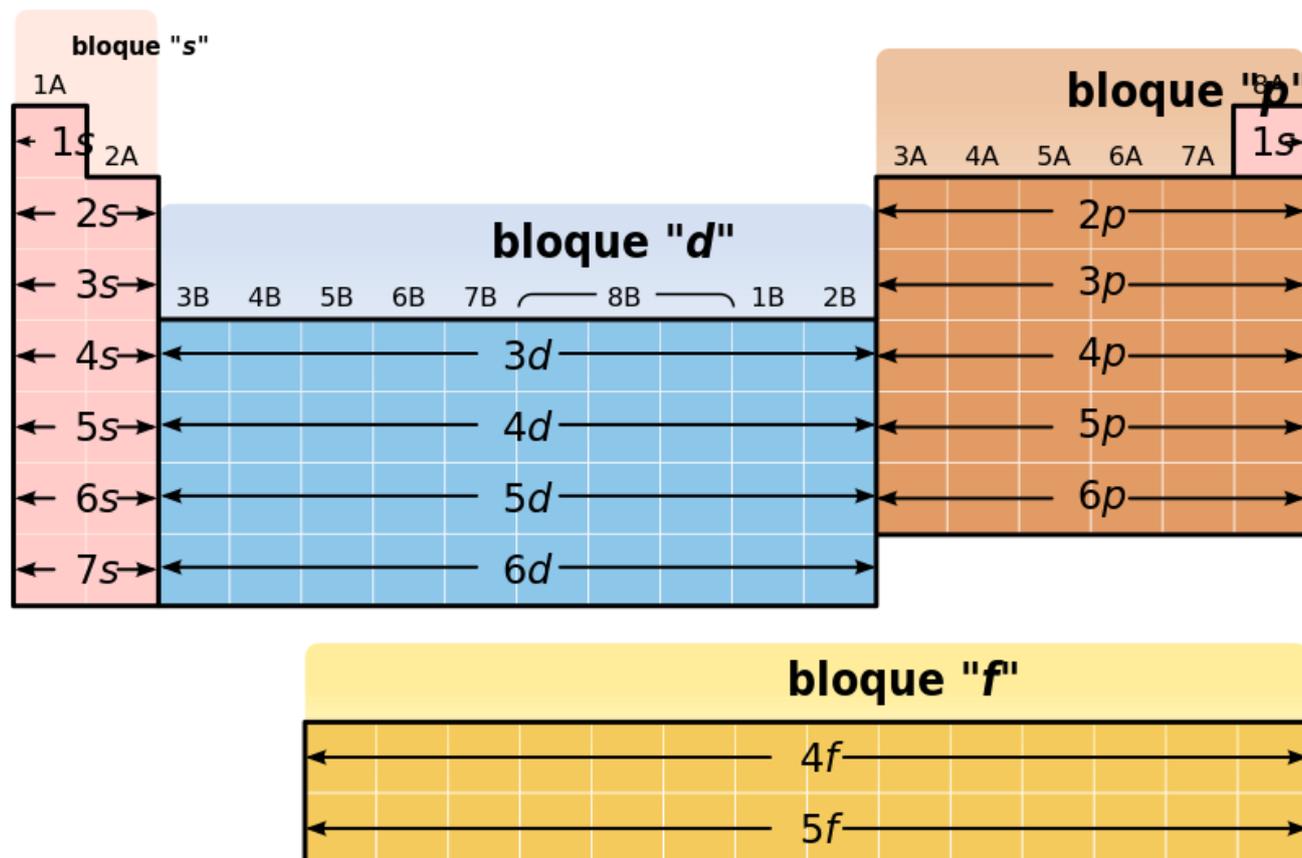
Los metaloides o semi metales, son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores del calor y la electricidad que los no

metales pero no tanto como los metales. En la tabla periódica, los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales.

## Tabla periódica y estructura electrónica

Como se indicó con anterioridad, el ordenamiento de los elementos en el sistema periódico actual, está relacionado con la estructura o configuración electrónica de los átomos.

En función del tipo de orbitales que se están llenando, la Tabla Periódica se divide en cuatro bloques fundamentales:



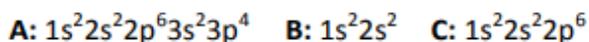
### Electrones de valencia

Las propiedades químicas de los elementos representativos se deben, principalmente a los **electrones de valencia**, que son los electrones que se encuentran en los **niveles energéticos externos**. Estos son los electrones que intervienen en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) al pertenecer al grupo IA, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un sólo electrón al formar enlaces. Es importante resaltar que **los elementos representativos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia**. Esta es la razón por la cual los elementos ubicados en un mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes y sus propiedades físicas están relacionadas. Por ejemplo, el oxígeno (O) y el azufre (S) pertenecen al grupo VIA y ambos tienen 6 electrones de valencia.



### Veamos un ejemplo aplicativo

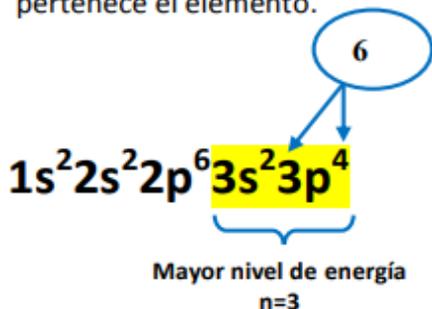
Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indica razonadamente el grupo y el período en los que se hallan **A, B y C**.

#### Resolución:

1. Para el caso **A**, debemos observar en primer lugar la capa más externa, o sea con el **mayor valor de n**. El último nivel de energía con electrones nos indica el **período** al cual pertenece el elemento.



Como **n=3**, el elemento se ubica en el **período 3** de la tabla periódica.

2. Como el último electrón se ubica en un **subnivel p**, el elemento pertenece al **bloque p** que comienza en el grupo IIIA.

Si sumamos los electrones de los subniveles de la última capa obtenemos un valor igual a **6**. Como para los elementos representativos el **número de electrones del último nivel de energía coincide con el número de grupo**, el elemento pertenece al **grupo VI A**.



#### Desafío...

¿Te animas a resolver ahora **B y C**?

## Actividades

1. Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición
  - a) Iodo
  - b) Manganeso
  - c) Oro
  - d) Bario
2. El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
  - a) ¿En qué grupo se encuentra?
  - b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
  - c) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
  - d) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el estroncio?



3. Indica si cada uno de los siguientes elementos es un metal, no metal o metaloide.



7. Completa el siguiente cuadro:

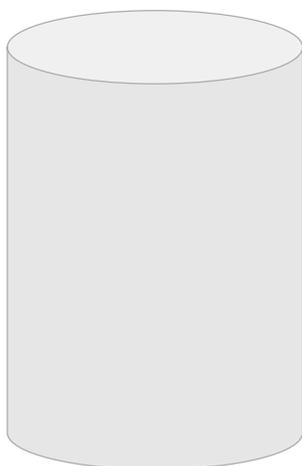
NOMBRE	SIMBOLO	GRUPO	PERIODO	Nº ATOMICO
Potasio				
	Mn			
		13	2	
				80
Flúor				
		10	6	
				6
	Si			
Azufre				

8. Clasificar los siguientes elementos en metales, no metales, metaloides y gases nobles

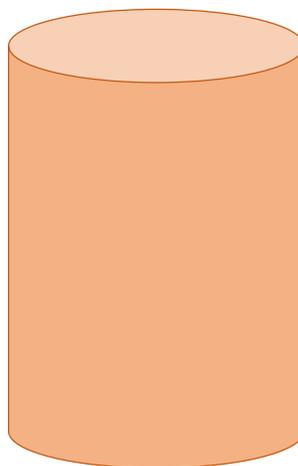
- BORO- AZUFRE- CALCIO- ARGÓN- HELIO- CARBONO- COBRE- HIDRÓGENO- YODO- NEÓN- PLATA- MAGNESIO- FÓSFORO- NITRÓGENO- PLOMO- SILICIO- BROMO- SODIO- HIERRO- CLORO- FLUOR- PLATA- ORO- RADÓN- MERCURIO- ZINC- ARGÓN- POTASIO- COBRE.



GASES NOBLES



METALES



NO METALES



METALOIDES

9. ¿De qué elemento se trata?

- a- elemento ubicado en el periodo 4 y grupo 2 .....
- b- elemento de número atómico 27 .....
- c- elemento cuyo símbolo es As.....
- d- elemento ubicado en el grupo 18 y periodo 3.....
- e- elemento de número atómico 55.....
- f- último elemento del periodo 4.....
- g- primer elemento del grupo 15 .....

10. Observar con detenimiento la imagen, leer toda la información que contiene, para luego realizar las actividades que se proponen a continuación.

**ELESAPIENS** LEARNING & FUN | www.elesapiens.com

# ¿De qué estás hecho?

Si pudiéramos separar los elementos que componen nuestras moléculas ¿Cuánto habría de cada uno? Hay unos 70 elementos presentes en la composición de todos los seres vivos. Se llaman **elementos bioquímicos o bioelementos**. Éstos son los más importantes.

Elemento	Porcentaje	Peso
Oxígeno (O) <td>65%</td> <td>25 kg</td>	65%	25 kg
Carbono (C) <td>18%</td> <td>9 kg</td>	18%	9 kg
Hidrógeno (H) <td>10%</td> <td>4 kg</td>	10%	4 kg
Nitrógeno (N) <td>3%</td> <td>1 kg</td>	3%	1 kg
Calcio (Ca) <td>1.5%</td> <td>570 gr</td>	1.5%	570 gr
Fósforo (P) <td>1%</td> <td>445 gr</td>	1%	445 gr

\* Pesos aproximados calculados sobre un niño de unos 40 kg de peso.

**LA QUÍMICA DE LA VIDA**

**BIOELEMENTOS PRIMARIOS**

Son **imprescindibles para la vida** porque sin ellos no podrían formarse las moléculas que componen la materia viva. **El más importante de todos es el carbono**, el "esqueleto" de todas estas moléculas esenciales, llamadas **moléculas orgánicas**.

O	C	H	N	S	P
OXÍGENO	CARBONO	HIDRÓGENO	NITRÓGENO	AZUFRE	FÓSFORO

**BIOELEMENTOS SECUNDARIOS**

Son elementos presentes en menor cantidad, que desempeñan **funciones diversas pero esenciales**, como la formación de los huesos o la transmisión de impulsos nerviosos.

Mg	Ca	Na	K	Cl
MAGNESIO	CALCIO	SODIO	POTASIO	CLORO

**OLIGOELEMENTOS**

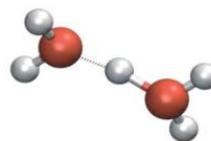
Están en cantidades pequeñísimas, pero son necesarios para el desarrollo y correcto funcionamiento de los organismos vivos.

Fe	Mn	Cu	Zn	F	I	B
hierro	manganeso	cobre	zinc	flúor	yodo	boro
Si	V	Cr	Co	Se	Mo	Sn
silicio	vanadio	cromo	cobalto	selenio	molibdeno	estano

- Identificar los elementos mencionados en la imagen.
- Para cada uno de ellos se deberá colocar (de ser posible en un cuadro): nombre del elemento, número atómico, período y grupo al que pertenece, clasificación, configuración electrónica.
- Junto a un compañero buscar información sobre dos elementos químicos de la tabla periódica que les llamen la atención. Deberán realizar un texto que sintetice la información analizada en la web.  
Recordar que se debe colocar: Nombre del elemento, número atómico, periodo y grupo, símbolo químico, características físicas y químicas de dicho elemento, abundancia en la naturaleza y utilidades.



## Uniones Químicas



### ¿QUÉ ES UNA UNIÓN QUÍMICA?

En la naturaleza los átomos no están sueltos, sino que se unen entre sí formando compuestos (como el agua, la sal de mesa, el azúcar y casi todo lo que nos rodea). Es importante entonces estudiar las uniones entre los átomos. **Se define la unión química como la fuerza que actúa entre dos átomos o grupos de átomos con intensidad suficiente como para mantenerlos juntos en una especie diferente.**

### ¿CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS?

**Los átomos se unen para llegar a un estado de menor energía.** ¿Qué quiere decir esto? Quiere decir que en general **los átomos "sueños" no son muy estables**. Se unen formando compuestos para ganar estabilidad. En la naturaleza los átomos no están solos, están asociados a otros. **Los átomos se unen compartiendo electrones.** Ahora, ¿Qué electrones? Los más externos, los que forman parte de su última capa. Y ya dijimos que se unen para ser más estables. ¿Cuándo son más estables? Y bueno... cuando tienen ocho electrones en la capa más externa. Esto es lo que dice la regla del octeto, que formuló Lewis.

### REGLA DEL OCTETO

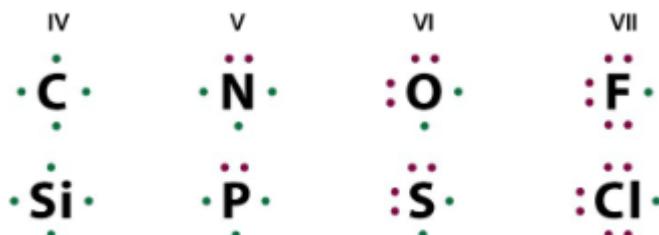
Esta regla dice que los átomos forman uniones hasta rodearse de **8 electrones** en su capa más externa, para tener la **misma configuración electrónica del gas noble más cercano a ellos en la tabla**. Las excepciones a esta regla son: el **H** (gana un solo electrón, y tiene la CE del He), el **Li** (que pierde un electrón para ser como el He) y el **Be** (que pierde 2 electrones). Los átomos tienen dos formas de completar su octeto de electrones externos: una es **compartiendo electrones** y la otra es **formando iones**

### ESTRUCTURAS DE LEWIS: REPRESENTANDO LAS UNIONES

Lo que hizo Lewis fue buscar una manera de representar las uniones químicas de los elementos mostrando alrededor del símbolo de cada uno sus electrones externos. Por ejemplo, para el oxígeno (de símbolo químico **O** y con **6 electrones externos** o de valencia) la representación correcta sería:



El número de electrones externos lo podemos saber mirando la tabla periódica. Cada columna de la tabla periódica tiene arriba un número romano (I, II, III, IV, etc.). Este número nos da directamente el número de electrones que tenemos que ubicar alrededor del símbolo químico. Cada columna de la tabla se llama grupo. Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones externos.



Es importante tener en cuenta que los electrones se ponen siempre distribuyéndolos de manera de que no haya 2 electrones en un lado del símbolo si no hay ninguno en otro.

## UNIÓN IÓNICA, COVALENTE Y METÁLICA

Los átomos pueden formar uniones de distintos tipos, con características especiales. El tipo de unión que forman depende de la **electronegatividad** de cada átomo. Pero... ¿qué era la electronegatividad? **Es la capacidad que tiene cada elemento para atraer los electrones hacia él.** Es un valor que se mantiene siempre igual para cada elemento. La electronegatividad no tiene unidad, se expresa por un número.

Lo importante para saber de qué tipo de unión estamos hablando es la diferencia de las electronegatividades de los dos elementos con los que estamos tratando.

En la tabla periódica la electronegatividad aumenta hacia la derecha y hacia arriba:



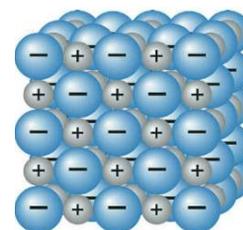
El **Flúor** es el elemento más electronegativo de la tabla. Esto quiere decir que siempre va a atraer los electrones para su lado. Los no metales son los elementos más electronegativos. Los metales, son los menos electronegativos.

Hay tres tipos de enlaces que se distinguen por la diferencia de electronegatividades de los átomos que los componen.

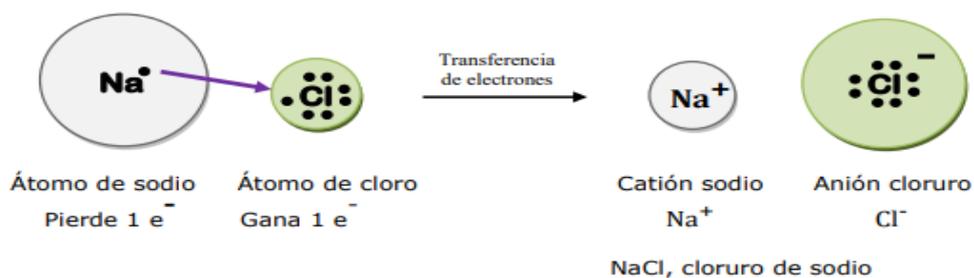
### ENLACE IÓNICO

Este enlace se da cuando la **diferencia de las electronegatividades de los átomos que se unen es muy grande (igual o mayor que 2)**. Dicho de otra manera, por lo general la unión iónica **se da entre un metal y un no metal**.

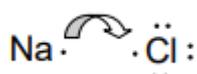
Veamos qué sucede cuando el sodio metálico reacciona con cloro, que es un no metal reactivo para formar cloruro de sodio. El átomo de sodio, al perder un electrón, queda con 10 electrones en lugar de 11 y como aún hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro, se convirtió en el ion sodio ( $\text{Na}^+$ ). El átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, se observa entonces un octeto completo y así esta configuración es semejante a la del gas noble neón.



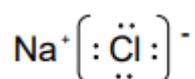
Los átomos de cloro tienen siete electrones de valencia por lo que tienden a ganar un electrón para formar iones cloruros, de carga negativa ( $\text{Cl}^-$ ), completando su octeto y tomando una configuración similar a la del gas argón.



Podemos representar la transferencia de electrones entre el sodio y el cloro con símbolos de puntos de Lewis:

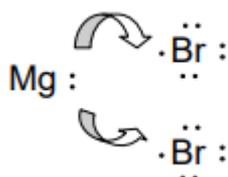


e indicar la estructura de Lewis que corresponde a este compuesto iónico

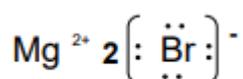


### Otro ejemplo

Cuando el magnesio metálico reacciona con el bromo líquido, la transferencia de electrones entre el magnesio y el bromo con símbolos de puntos de Lewis se puede representar de la siguiente manera:



La estructura de Lewis que corresponde a este compuesto iónico se indica de la siguiente manera:



### Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman. Como se aprecia en la figura, el NaCl, que es la sal de mesa, es una sustancia blanca cristalina mientras que el sodio es un metal suave, blando y brillante y el cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso de olor irritante.



Na<sub>(s)</sub>



Cl<sub>2(g)</sub>



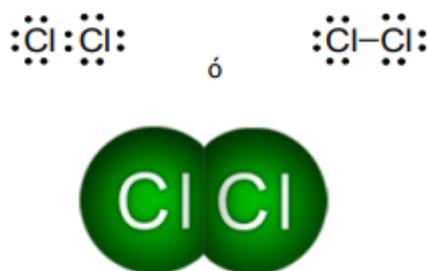
NaCl<sub>(s)</sub>

- En general los compuestos iónicos son sólidos cristalinos con una fuerte atracción entre los iones que los forman. Por esta razón, estos compuestos tienen elevados puntos de fusión, con frecuencia superiores a 300 °C. A temperatura ambiente todos son sólidos. Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y cuando se disuelven se disocian, es decir se separan en sus iones individuales que se mantienen en solución.

## ENLACE COVALENTE

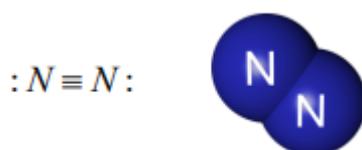
En los enlaces covalentes, que **se producen entre no metales**, los electrones de valencia **no se transfieren** de un átomo a otro, sino que **se comparten** para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Un ejemplo común se da cuando los átomos de cloro pueden compartir un par de electrones para formar una molécula diatómica que tiene un enlace covalente, en donde cada átomo de cloro adquiere la configuración del gas noble argón.



Estas moléculas formadas por átomos iguales, tiene enlaces covalentes no polares, lo que implica que los pares de electrones se comparten en forma equitativa entre los dos átomos.

Si consideramos el átomo de nitrógeno, que tiene cinco electrones de valencia, cuando se forma la molécula diatómica, cada átomo para completar su octeto y ser más estable debe formar dos enlaces covalentes adicionales, siendo esta representación la siguiente:

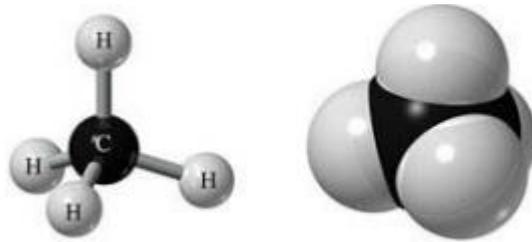


Si se comparten **tres pares de electrones**, como en este caso, se forma **un triple enlace** y de la misma manera cuando se comparten **dos pares de electrones** entre átomos, el enlace se denomina **dobles enlace**. **Un solo par de electrones** compartidos forman un **enlace simple**.

### Electrones compartidos entre átomos de diferentes elementos

El número de electrones que un átomo comparte y el número de enlaces covalentes que forma, por lo general es igual al número de electrones necesarios para adquirir la configuración del gas noble. Por ejemplo, el carbono tiene 4 electrones de valencia y necesita adquirir 4 electrones más para formar su octeto; por lo tanto forma 4 enlaces covalentes al compartir sus 4 electrones de valencia. El metano, que es un componente del gas natural, es un compuesto formado por carbono e hidrógeno. Para lograr su octeto, cada carbono comparte 4 electrones y cada hidrógeno comparte

1 electrón. Así, en la molécula de metano, un átomo de carbono forma cuatro enlaces covalentes simples con 4 átomos de hidrógeno.

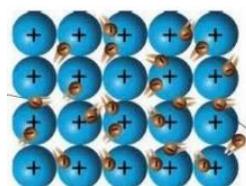


En la siguiente tabla se observan varios ejemplos de moléculas simples. Se muestran las representaciones de Lewis de las moléculas de metano (CH<sub>4</sub>), amoníaco (NH<sub>3</sub>) y agua (H<sub>2</sub>O) usando solamente símbolos punto electrón, usando enlaces y punto electrón y además se muestran los modelos moleculares de dichas moléculas.

CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O
<b>Usando solamente símbolos punto electrón</b>		
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$
<b>Usando enlaces y punto electrón</b>		
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
<b>Modelos moleculares</b>		
		
Molécula de metano	Molécula de amoníaco	Molécula de agua

## ENLACE METÁLICO

Estos son los enlaces de los átomos en un cristal metálico sólido. Este tipo de enlace es distinto a los iónicos o covalentes. Un sólido metálico se representa en forma tridimensional donde los iones metálicos positivos están fijos en la red cristalina y los electrones de valencia están débilmente unidos y se mueven con libertad por todo el cristal. Por esta razón, los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.



- **Conductividad eléctrica y térmica.** Esta propiedad se presenta tanto en estado líquido como en estado fundido y está relacionada con la capacidad que tienen las cargas de moverse libremente a lo largo de la red.
- **Puntos de fusión y de ebullición muy elevados.** Esto se debe al alto nivel de organización de la red cristalina. En la siguiente tabla podemos ver valores de PF y PE de algunos metales.

Metal	PF (°C)	PE (°C)
Litio	179	1317
Sodio	98	892
Potasio	63	770
Calcio	838	1484
Magnesio	650	1107
Mercurio	-39	357

Estos valores nos permiten entender por qué a temperatura ambiente la mayoría de los metales se encuentran en estado sólido y el mercurio en estado líquido.



## Actividades

### 1. Unir con flechas:

- Unión entre no metales
- Unión entre metal y no metal
- Unión entre metales

Unión iónica  
Unión metálica  
Unión covalente

### 2. Indicar el tipo de unión en los siguientes compuestos:

	Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
a) Li <sub>2</sub> F			
b) O <sub>3</sub>			
c) N <sub>2</sub>			
d) SO <sub>2</sub>			
e) Na <sub>2</sub> Br			
f) Cl <sub>2</sub>			
g) Mg			
h) Fe			
i) NH <sub>3</sub>			
j) K			
k) SiO <sub>2</sub>			

	Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
l) H <sub>2</sub>			
m) S			
n) Cr			
o) CaO			
p) O <sub>2</sub>			
q) BeH <sub>2</sub>			
r) Ni			
s) Zn			
t) PH <sub>3</sub>			
v) CO <sub>2</sub>			
w) Na <sub>2</sub> F			

3. Expresar cuales los siguientes compuestos químicos forman una unión covalente y cuales uniones iónicas:

- a)  $\text{CO}_3$    b)  $\text{K}_2\text{O}$    c)  $\text{I}_2$    d)  $\text{O}_3$    e)  $\text{AsH}_3$    f)  $\text{NaOH}$    g)  $\text{N}_2\text{O}_3$    h)  $\text{Cu}_2\text{O}$    i)  $\text{SO}$    j)  $\text{AlBr}_3$

4. ¿Podemos decir que la unión entre el cloro y el bromo es iónica? ¿Por qué?

-----  
-----  
-----

5. ¿Podemos decir que la unión entre el cobalto y el potasio es una unión covalente? ¿Por qué?

-----  
-----  
-----

6. ¿Podemos decir que el bronce al ser una aleación de estaño y cobre presenta uniones metálicas? ¿Por qué?

-----  
-----  
-----

7. Nombre qué tipo de unión puede darse entre estos elementos según su naturaleza de metales y no metales:

- A. Fósforo – Sodio
- B. Oxígeno - azufre
- C. Calcio – azufre
- D. Fósforo – Hidrógeno
- E. Nitrógeno – hierro
- F. Nitrógeno – potasio
- G. Carbono – oxígeno
- H. Yodo – oxígeno
- I. Hidrógeno – cloro
- J. Oxígeno – Oro
- K. Manganeso – cloro

8. Determinar cuáles de las siguientes pueden considerarse sustancias iónicas y cuáles covalentes  
Escribir la fórmula desarrollada

- a) Fluoruro de estroncio,  $\text{SrF}_2$
- b) Fosfina,  $\text{PH}_3$
- c) Oxido de potasio,  $\text{K}_2\text{O}$
- d) Oxido hipocloroso,  $\text{Cl}_2\text{O}$
- e) Nitrógeno,  $\text{N}_2$
- f) Bromuro de hidrógeno,  $\text{HBr}$
- g) Dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$
- h) Oxido de Iodo (I),  $\text{I}_2\text{O}$

9. Escribir la fórmula desarrollada e indicar si son compuestos iónicos y covalentes

- a) Cloruro de cesio, CsCl
- b) Fluoruro de calcio, CaF<sub>2</sub>
- c) Oxido de sodio, Na<sub>2</sub>O
- d) Nitruro de calcio, Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>

**10. Indicar cuál de los siguientes enunciados referidos al enlace iónico es falso**

- A. Se basa en transferencia de electrones entre átomos
- B. Se establece entre átomos cuya diferencia de electronegatividad es pequeña
- C. Se establece entre un elemento metálico y uno no metálico

**11. Investigar por qué los metales son buenos conductores de la electricidad al estado sólido y no lo son cuando forman compuestos iónicos en el mismo estado de agregación**

.....

.....

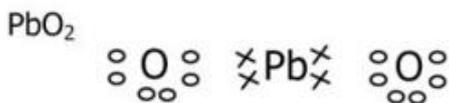
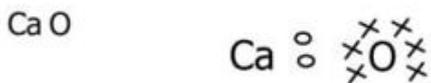
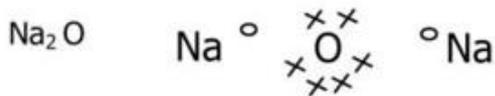
.....

.....

.....

.....

**12. Indicar con círculos la unión iónica y realizar la fórmula desarrollada**



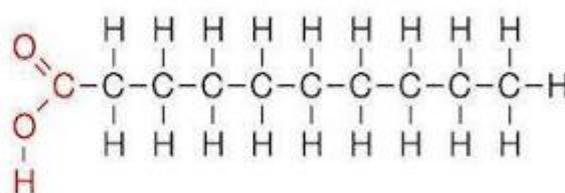
## Compuestos Inorgánicos

La gran variedad de materiales que es posible observar en la Naturaleza es la consecuencia de la multitud de reacciones químicas que ocurren en ella. Estas reacciones modifican la atmósfera, los mares y la corteza terrestre, y producen los compuestos químicos. En la actualidad se conocen más de veinte millones de compuestos químicos, naturales o creados por el hombre. Para facilitar su estudio, los químicos los dividieron en dos grandes grupos: **inorgánicos y orgánicos**.

Los **compuestos orgánicos** son aquellos que utilizan como base de construcción al átomo de carbono, por lo regular combinado con átomos de hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, fósforo o azufre. Las uniones entre átomos de carbono formando cadenas dan lugar a muchísimos compuestos distintos, por lo tanto es natural tratarlos dentro de un mismo grupo.

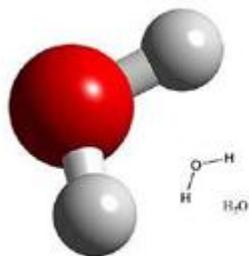


Estructura química de la Clorofila.

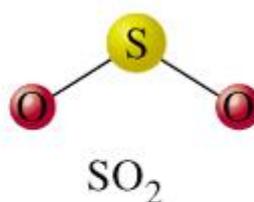


Estructura química de un ácido graso saturado.

Los compuestos inorgánicos son aquellos formados por cualquier combinación de elementos químicos, excluyendo a los compuestos orgánicos. Sin embargo, existen muchos compuestos que no encajan estrictamente en esta clasificación. Un ejemplo es el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), un compuesto inorgánico típico pero que contiene carbono.



Estructura molecular del agua.



Estructura de la molécula de dióxido de azufre.

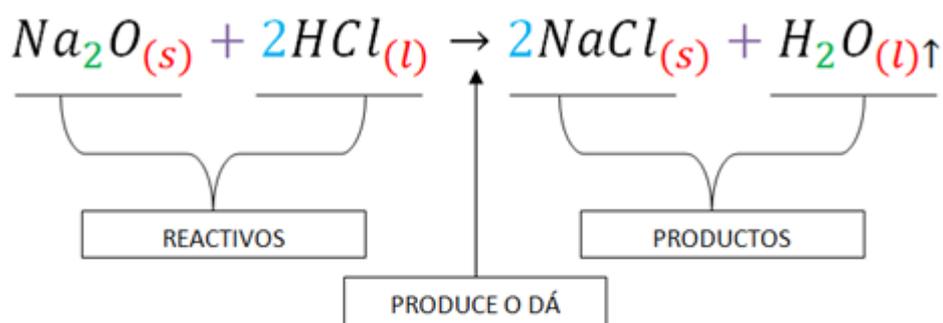
De la misma forma que todos los elementos conocidos tienen un nombre, un símbolo y un número atómico que los caracteriza, los compuestos químicos tienen una **formula química** y a veces varias formas de nombrarlos, por eso es importante su sistematización.

El número de los compuestos inorgánicos conocidos es pequeño comparado con el de los compuestos orgánicos. En este capítulo aprenderás a escribir su fórmula química y a nombrarlos. Los principales compuestos estudiados serán los que se obtienen a partir de las reacciones que se indican en el cuadro:

Reactivos o reactantes	(cambio químico)	Productos
Metal+O <sub>2</sub>	→	Oxido básico
No Metal + O <sub>2</sub>	→	Oxido ácido
Oxido básico + H <sub>2</sub> O	→	Hidróxido
Oxido ácido + H <sub>2</sub> O	→	Oxácido
No metal + H <sub>2</sub>	→	Hidruro no metálico
Metal + H <sub>2</sub>	→	Hidruro metálico
Hidróxido + Oxácido	→	Oxosal + H <sub>2</sub> O
Hidróxido + Hidrácido	→	Hidrosal + H <sub>2</sub> O

Para cada uno de los compuestos que estudiaremos es importante conocer:

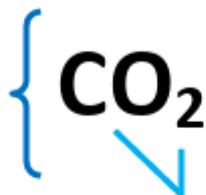
1. La **nomenclatura química**: es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos y los compuestos químicos. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, en inglés International Union of Pure and Applied Chemistry) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes.
2. **Ecuación química**: Una ecuación química es una descripción simbólica de una reacción química. Muestra las sustancias que reaccionan (llamadas reactivos o reactantes) y las sustancias que se obtienen (llamadas productos). También indican las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción.



- Subíndice
- Estado de agregación
- Adición
- Coeficiente estequiométrico

1. **Formula química**: es la representación de aquellos elementos que forman un compuesto. La fórmula refleja la proporción en que se encuentran estos elementos en el compuesto o el número de átomos que componen una molécula.

Fórmula química  
del dióxido de  
carbono



**Atomicidad.**

Indica una proporción 1:2 (1 átomo de carbono está combinado con 2 átomos de oxígeno). El subíndice 1 del carbono no se escribe.

Para poder formular un compuesto químico es necesario introducir previamente el concepto de "Número de Oxidación". El **número de oxidación** de un elemento en una especie química, es un número entero que representa el número de electrones que un átomo de ese elemento cede o gana (uniones iónicas) o tiende a compartir (enlace covalente) cuando forma un enlace químico. Si cede o tiende a ceder electrones, el número de oxidación será positivo; si gana o tiende a ganar electrones, el número de oxidación será negativo.

**Existen algunas reglas básicas para asignar números de oxidación:**

1. El número de oxidación de un elemento en una sustancia simple o elemento siempre es cero. Ej.: Fe, Zn, O<sub>2</sub>
2. **En los compuestos, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, es igual a cero.**
3. El número de oxidación de un ion sencillo (monoatómico) es igual a la carga del ion.
4. Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, es igual a la carga neta del ion.
5. El hidrógeno presenta habitualmente número de oxidación +1 (excepción en los hidruros metálicos = -1. Ejemplo de esta excepción: NaH y CaH<sub>2</sub>)
6. De ordinario, el número de oxidación del oxígeno es -2, a excepción en los peróxidos donde trabaja con n° de oxidación -1. (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)



**Veamos un ejemplo aplicativo:**

Indicar el número de oxidación de cada elemento en el ácido fosfórico, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

**Resolución:**

Como se trata de una especie neutra, se aplica la regla n° 2: **"la suma de los números de oxidación de todos los elementos es cero"**.

En base a esta regla podemos plantear la siguiente ecuación general:

$$n^{\circ} \text{ de át de H} \times (n^{\circ} \text{ ox. del H}) + n^{\circ} \text{ de át. de O} \times (n^{\circ} \text{ ox. del O}) + n^{\circ} \text{ de át. de P} \times (n^{\circ} \text{ ox. del P}) = 0$$

La regla n°6 nos dice que **"El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares"** y la regla número 5 postula que **"El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando se combina con no metales"**.

## Nomenclatura y fórmula de los compuestos químicos.

Entre las nomenclaturas aceptadas por la IUPAC, se verán las tres más usadas: la nomenclatura por atomicidad, la nomenclatura por Numeral de Stock y la nomenclatura tradicional.

- **Nomenclatura por Atomicidad:** Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en la molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo H<sub>2</sub>O que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en la molécula.

Prefijos griegos	Atomicidad
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona- (o eneá)	9
deca-	10

Ejemplos:

- FeCl<sub>3</sub>: tricloruro de hierro
- Br<sub>2</sub>O<sub>7</sub>: heptaóxido de dibromo
- **Nomenclatura por Numeral de Stock:** se nombra el compuesto en cuestión y en caso de que tenga más de un número de oxidación, se agrega el número de oxidación (sin poner el signo) al final del nombre entre paréntesis y en número romano.  
Ejemplos:
  - FeCl<sub>3</sub>: Cloruro de hierro (III)
  - Br<sub>2</sub>O<sub>7</sub>: Oxido de bromo (VII)
- **Nomenclatura Tradicional:** Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central, según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

⇒ Para elementos con un **único estado de oxidación:** no se agregan sufijos o se agregará el sufijo "ico".

Ejemplos:

- CaO: Oxido de calcio
- Al (OH)<sub>3</sub>: Hidróxido de aluminio

⇒ Para elementos con **dos estados de oxidación**:

estado de oxidación	sufijo
menor	"oso"
mayor	"ico"

Ejemplos:

- FeO: Oxido ferroso
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Oxido férrico

⇒ Para elementos con **tres estados de oxidación**:

estado de oxidación	prefijo	sufijo
menor	"hipo"	"oso"
Intermedio	-	"oso"
mayor	-	"ico"

⇒ Para elementos con **cuatro estados de oxidación**:

estado de oxidación	prefijo	sufijo
para valencias 1 y 2. (número de oxidación más bajo).	"hipo-"	"-oso"
para valencias 3 y 4. (número de oxidación bajo).	-	"-oso"
para valencias 5 y 6. (número de oxidación alto).	-	"-ico"
para valencia 7. (número de oxidación más alto).	"per-"	"-ico"

Ejemplos:

- HClO: ácido hipocloroso
- HClO<sub>2</sub>: ácido cloroso
- HClO<sub>3</sub>: ácido clórico
- HClO<sub>4</sub>: ácido perclórico

## Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos

Los compuestos inorgánicos se pueden clasificar según el número de átomos diferentes que forman el compuesto en: Binarios (2 átomos distintos), Ternarios (3 átomos distintos), Cuaternarios (4 átomos distintos).

## Óxidos Básicos

Son combinaciones binarias de un **METAL** con el **OXÍGENO**, en las que el oxígeno emplea el número de oxidación **-2**.

Se obtienen de acuerdo a la siguiente ecuación general:



### Fórmula química:

Queda determinada por el **metal** y el **oxígeno**, cuyas valencias o números de oxidación se intercambian y se anotan como subíndices.



En caso de que los subíndices sean múltiplos, se los simplifica.

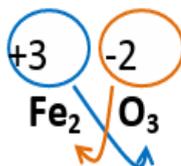
Ejemplo:



En la fórmula de un compuesto la suma de los números de oxidación entre los elementos debe ser cero, lo que significa que la molécula será neutra y sin carga, a menos que la fórmula indique lo contrario con una carga positiva o negativa como en el caso de los iones. En el ejemplo del óxido anterior, FeO, el oxígeno trabaja con un estado de oxidación de 2-, por lo tanto, para que la molécula sea neutra el hierro debe sumar los número de oxidación suficientes para que la suma sea cero. Los números de oxidación con los que puede trabajar el hierro son +2 y +3, así que, para esta molécula el hierro va a utilizar el número de oxidación 2+. Como solo hay un átomo de hierro y el número de oxidación es 2+, el elemento en esa molécula tiene carga de +2 y de igual manera como solo hay un átomo de oxígeno y trabaja con número de oxidación 2-, la carga de este elemento es de -2. De esta manera se verifica que la suma de las cargas es igual a cero.

$$[1.(+2)] + [1.(-2)] = 0.$$

Otro ejemplo:



El herrumbre o óxido férrico es una sustancia que se forma sobre el hierro metálico debido a la humedad cuya tonalidad aria de amarillo a rojizo



En este ejemplo, como el compuesto es un óxido, el oxígeno trabaja con n° de oxidación 2- y el hierro con n° de oxidación +3 por lo tanto

$$[2 \text{ átomos de Fe} \cdot (\text{n}^\circ \text{ ox. del Fe})] + [3 \text{ átomos de O} \cdot (\text{n}^\circ \text{ ox. del O})] = \text{cero}$$

Sustituyendo:  $[2.(+3)] + [3.(-2)] = 0$

Por recomendaciones de la IUPAC, en una fórmula el elemento que se escribe a la izquierda es el más electropositivo (el que tiene número de oxidación positivo), y a la derecha se escribe el más electronegativo (el que tiene número de oxidación negativo). Estas posiciones en general coinciden con la localización que tienen estos elementos en la tabla periódica, los electropositivos a la izquierda y los electronegativos a la derecha.

## Nomenclatura:

### 1. TRADICIONAL

- Si el metal con el que se combina el oxígeno tiene un solo número de oxidación se nombran con las palabras **óxido de**, y el nombre del metal con el que se combina.

Ejemplo:  $\text{CaO}$ : **Óxido de Calcio**.

- Si el metal con el que se combina el oxígeno tiene dos números de oxidación se utilizan los sufijos **-oso** e **-ico** y se suprime la sílaba "de":

➡ ... **-oso**: cuando el elemento usa el **menor número de oxidación**.

Ejemplo:  $\text{FeO}$ , N° de oxidación del hierro (II): **Óxido ferroso**

➡ ... **-ico**: cuando el elemento usa el **mayor número de oxidación**.

Ejemplo:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , N° de oxidación del hierro (III): **Óxido férrico**

### 2. STOCK

Se nombran anteponiendo al n° de oxidación entre paréntesis, el nombre genérico y el específico del compuesto.

**nombre genérico + de + nombre del elemento + (el N°. de valencia)**

Ejemplo:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : **Óxido de hierro (III)**

### 3. SISTEMÁTICA O ESTEQUIOMETRICA:

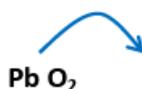
Según esta nomenclatura los óxidos se nombran de la siguiente manera:

**prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico**

Ejemplo:

$\text{Cr}_2\text{O}_3$ : **trióxido de dicromo**

RESUMIENDO LAS TRES NOMENCLATURAS:



- Óxido plúmbico
- Óxido de plomo (IV)
- Dióxido de plomo

## Balanceo o equilibrio de una ecuación química

El objetivo de balancear una Ecuación Química, es hacer que cumpla con la ley de la conservación de la masa propuesta por Lavoisier en 1774, la cual establece que "en una Reacción Química, la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos", por lo tanto, "la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma"

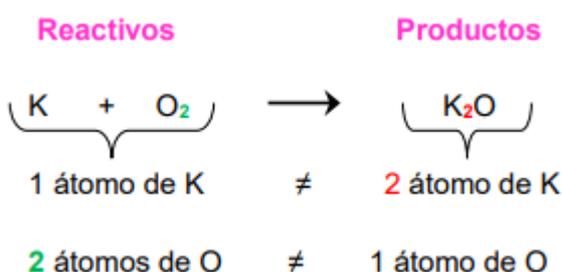
Para **balancear, equilibrar o ajustar una Ecuación Química, se utilizará el método del tanteo**, el cual consiste en colocar números grandes, denominados coeficientes, a la derecha del compuesto o elemento del que se trate, de manera que tanteando logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos o productos.

**Ejemplo: Vamos a balancear la ecuación de obtención del óxido de potasio:** En los reactivos se coloca el símbolo del potasio (K), el símbolo + y luego el oxígeno. En los productos se coloca la fórmula del óxido de potasio. Esto quiere decir que el potasio va a reaccionar con el oxígeno produciéndose el óxido de potasio.



El oxígeno tiene un subíndice 2 (O<sub>2</sub>) porque es una molécula diatómica, siempre se debe colocar así en las reacciones de obtención de un óxido.

- ❖ Observando la ecuación, en los reactivos hay 1 átomo de K y 2 de O, y en los productos hay 2 átomos de K y 1 de O, no están equilibrados (la misma cantidad de cada átomo en los reactivos y en los productos). Para balancearlas vamos a colocar coeficientes para lograr tener la misma cantidad.



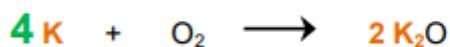
- ❖ Para equilibrarlos (igualarlos) vamos a comenzar por el oxígeno, recordemos que hay dos oxígenos en los reactivos y uno en los productos, para tener la misma cantidad colocamos en los productos un **2** delante del K<sub>2</sub>O (óxido de potasio):



Para calcular los 2 átomos de O en los productos (2 K<sub>2</sub>O<sub>1</sub>):  
multiplicamos el coeficiente **2** con el subíndice **1**: **2 x 1 = 2**

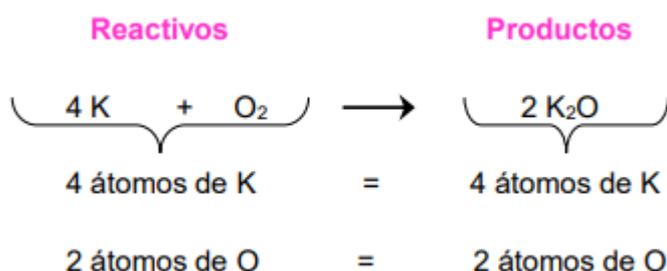
- ❖ Ahora tenemos 2 átomos de O (oxígeno) tanto en los reactivos como en los productos, ya está equilibrado el oxígeno

- ❖ Nos queda ahora por equilibrar el potasio. Tenemos 1 átomo de K en los reactivos y 4 átomos de K en los productos. Para equilibrarlo vamos a colocar en los reactivos un 4 delante del K:



*Para calcular 4 átomos de K en los productos (2 K<sub>2</sub>O): multiplicamos el coeficiente 2 con el subíndice 2: 2 x 2 = 4.*

- ❖ Ahora tenemos 4 átomos de K (potasio) tanto en los reactivos como en los productos, ya estaría equilibrado.
- ❖ De esta manera nos quedan 4 átomos potasio (K) y 2 de oxígeno (O) tanto en los reactivos como en los productos:



## Óxidos Ácidos

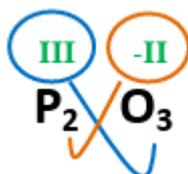
Son combinaciones binarias de un **NO METAL** con el **OXÍGENO**, en las que el oxígeno emplea el número de oxidación **-2**.

Se obtienen según la siguiente ecuación general:



### Fórmula química

Queda determinada por el no metal y el oxígeno, cuyos números de oxidación se intercambian y se anotan como subíndices.



En caso sean **múltiplos**, se simplifican los subíndices:



Al igual que en los óxidos básicos, en la fórmula se escribe a la derecha el elemento más electronegativo y a la izquierda el más electropositivo.

### **Nomenclatura:**

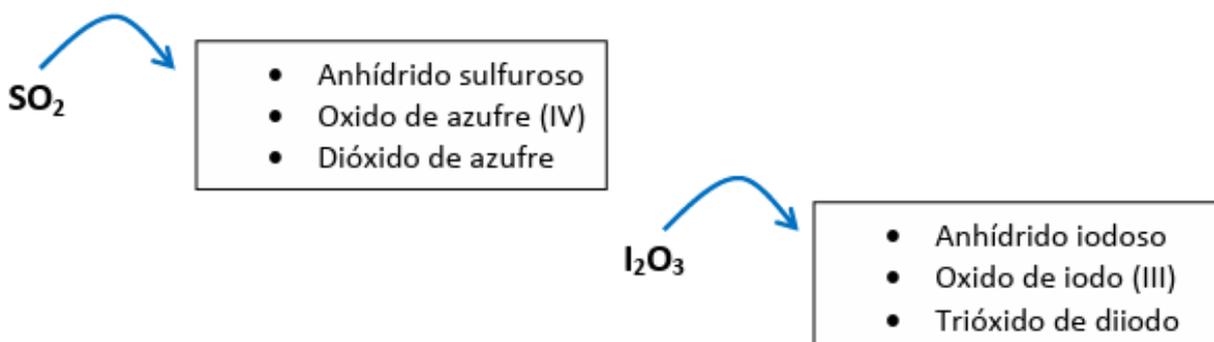
Para nombrarlos utilizaremos los tres sistemas de nomenclaturas. La nomenclatura sistemática y la Stock nombran a los compuestos con las mismas reglas que en los óxidos metálicos. En la nomenclatura tradicional se utiliza el nombre genérico "anhídrido" en lugar de "óxido", a excepción de algunos óxidos de nitrógeno y fósforo.

### **TRADICIONAL:**

Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- Para elementos con un único estado de oxidación: no se agregan sufijos.
- Para elementos con dos estados de oxidación: para el menor estado se agregará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor el sufijo **ico**.
- Para elementos con tres estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el estado de oxidación intermedio se utilizará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor se agregará el sufijo **ico**.
- Para elementos con cuatro estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el siguiente se utilizará el sufijo **oso**, para el que sigue luego se agregará el sufijo **ico**, mientras que para el mayor se agregará el prefijo **per** seguido del sufijo **ico**.

### **RESUMIENDO LAS TRES NOMENCLATURAS:**



## Actividades

1. Indicar los números de oxidación de los siguientes elementos

Elemento N° Oxidación

Ag	
Na	
Ti	
Ni	
B	
K	
Br	
Co	
Ne	
O	
H	
As	
N	

Elemento N° Oxidación

Al	
Sn	
Mo	
Ga	
Ba	
S	
Li	
Fr	
C	
He	
Au	
Pt	
Pb	

Elemento N° Oxidación

Cl	
P	
Fr	
Mn	
Bi	
Xe	
Cr	
Si	
Na	
Li	
Zn	
Fe	
Mg	

2. Escribir la ecuación química de formación, la fórmula molecular, y el nombre que pueda tener aparte del dado de los siguientes óxidos básicos:

a) **ÓXIDO DE LITIO:**

Fórmula

Ecuación de formación

-----

Nombres

-----

-----

b) **ÓXIDO DE BARIO:**

Fórmula

Ecuación de formación

-----

Nombres

-----

-----

c) **ÓXIDO DE HIERRO III**

Fórmula

Ecuación de formación

-----

Nombres

-----

-----

d) **ÓXIDO FERROSO**

Fórmula

Ecuación de formación

-----

Nombres

-----

-----

e) **ÓXIDO DE CALCIO**

Fórmula

Ecuación de formación

-----

Nombres

-----

-----

3. **Escribir la fórmula de los óxidos básicos que se formarían con los siguientes metales:**

a) Na

b) Al

c) Zn

d) Mg

e) Rb

f) Fr

4. **Escribir la fórmula y ecuación de formación para los siguientes óxidos:**

a) Óxido de cobalto III

-----  
-----  
-----

b) Óxido de cadmio

-----  
-----  
-----

c) Óxido de cobre II

-----  
-----  
-----

d) Dióxido de platino

-----  
-----  
-----

e) Óxido de platino I

-----  
-----  
-----

f) Óxido Cuproso

-----  
-----  
-----

g) Óxido Niquélico

-----  
-----  
-----

h) Óxido de potasio

-----  
-----  
-----  
i) Óxido de sodio  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
j) Óxido áurico  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
k) Óxido de Titanio  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
l) Óxido de plata I  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
m) Óxido Plumboso  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
n) Óxido Estannoso  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
o) Óxido Plúmbico  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
p) Óxido Estannico  
-----  
-----

-----  
-----  
-----  
q) Oxido de Berilio  
-----  
-----

5. **Escribir la fórmula molecular, ecuación química de formación y el nombre que pueden tener los siguientes óxidos ácidos:**

a. Dióxido de carbono  
-----  
-----  
-----

b. Trióxido de dinitrógeno  
-----  
-----  
-----

c. Pentaóxido de Dinitrógeno  
-----  
-----  
-----

d. Dióxido de azufre

-----  
-----  
-----

e. Trióxido de azufre

-----  
-----  
-----

f. Monóxido de dicloro

-----  
-----  
-----

g. Pentaóxido de dibromo

-----  
-----  
-----

6. **Dados los siguientes óxidos indicar su nomenclatura**

Fórmula molecular	Nombre Tradicional	Numeral de Stock	Por Prefijos
K <sub>2</sub> O			
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
SiO <sub>2</sub>			
H <sub>2</sub> O			
CaO			
Li <sub>2</sub> O			
Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			
Cu <sub>2</sub> O			
MgO			
SeO <sub>3</sub>			
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
CO <sub>2</sub>			
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			

7. **Indicar el tipo de óxido y realizar la ecuación de formación con los siguientes elementos**

A. Bario y oxígeno

B. Cloro I y oxígeno

C. Carbono y oxígeno

D. Calcio y oxígeno

8. Indica cual es óxido básico y cual ácido en la siguiente tabla

Nombre	Oxido Acido	Oxido Básico	Nombre	Oxido Acido	Oxido Básico
Óxido de Oro (III)			Trióxido de dibromo		
Oxido de Litio			Oxido de Sodio		
Monóxido de Estroncio			Oxido cúprico		
Oxido de Potasio			Pentóxido de dicloro		
Oxido de Arsénico (V)			Oxido de Azufre (VI)		
Oxido de Calcio			Monóxido de Carbono		

9. Escribir las ecuaciones químicas de formación, fórmula molecular e indicar la cantidad de átomos de cada especie en los reactivos y productos.

- |                          |                       |
|--------------------------|-----------------------|
| a) Óxido de Rubidio;     | f) Óxido hipobromoso; |
| b) Óxido perbrómico;     | g) Óxido iodoso;      |
| c) Óxido de Estaño (II); | h) Óxido mercurioso;  |
| d) Óxido níqueloso;      | i) Óxido de Galio;    |
| e) Óxido telúrico;       | j) Óxido de Fluor;    |

10. Completar y ajustar las siguientes ecuaciones:

- 1) **Fe** + \_\_\_ → **Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**
- 2) **Pb (IV)** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 3) \_\_\_\_\_ + **O<sub>2</sub>** → **N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**
- 4) **Br<sub>2</sub> (V)** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 5) \_\_\_\_\_ + **O<sub>2</sub>** → **Si O<sub>2</sub>**
- 6) **F<sub>2</sub>** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 7) **Zn** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 8) \_\_\_\_\_ + **O<sub>2</sub>** → **C O<sub>2</sub>**
- 9) **H<sub>2</sub>** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 10) **N (III)** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 11) **I<sub>2</sub> (VII)** + **O<sub>2</sub>** → \_\_\_\_\_
- 12) \_\_\_\_\_ + **O<sub>2</sub>** → **Ag<sub>2</sub> O**
- 13) \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_ → **Ca O**



# Hidruros

El hidrógeno presenta la peculiaridad de poder ceder con facilidad su único electrón, pero también tiene la capacidad de captar un electrón de otro átomo para presentar estructura del gas noble helio. A estas combinaciones de H con cualquier otro elemento se las denominan hidruros, y pueden ser hidruros **metálicos y no metálicos**.

## HIDRUROS METÁLICOS



Dónde

**M** = Metal

**X** = Estado de oxidación del metal

### Formula química:

El símbolo del metal precede al del H y se intercambian los números de oxidación de la siguiente manera:

+II -I

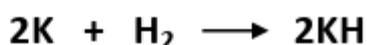


Recuerda que el elemento más electropositivo se escribe a la izquierda.

### Ecuación química:



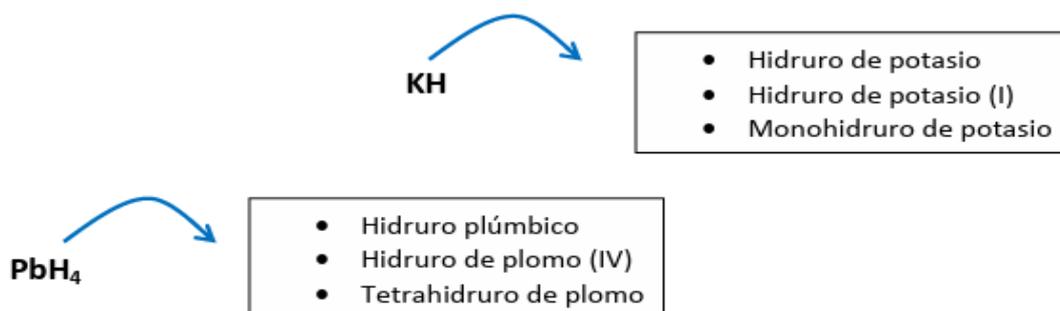
Ejemplo:



### Nomenclatura:

En el sistema tradicional se utiliza la palabra **hidruro** y se agrega el nombre del metal con los prefijos **-oso** o **-ico** con las reglas generales para esta nomenclatura. Para los sistemas **Stock** y **sistemático** se utilizan las reglas generales con la palabra hidruro como nombre genérico.

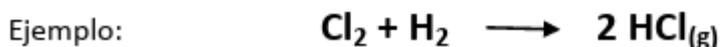
#### RESUMIENDO LAS TRES NOMENCLATURAS:



## HIDRUROS NO METÁLICOS E HIDRÁCIDOS

Los **hidrácidos** e **hidruros no metálicos** son compuestos formados entre el **hidrógeno y un no metal** de las familias VIA y VIIA (anfígenos y halógenos respectivamente). Los elementos de estas dos familias que pueden formar hidrácidos e hidruros no metálicos son: S, Se, Te, F, Cl, I y Br, que por lo general trabajan con el menor número de oxidación, -2 para los anfígenos y -1 para los halógenos.

- **HIDRUROS NO METÁLICOS**: son los que se encuentran en estado gaseoso y se obtienen según la siguiente ecuación:



**Nomenclatura**: se nombran agregando al no metal el sufijo **-uro** y la palabra hidrógeno precedido de la sílaba "de".

Ejemplo:



(bromuro como nombre específico e hidrógeno como nombre genérico)

- **HIDRÁCIDOS**: provienen de disolver en agua a los hidruros no metálicos y por esa misma razón son estos los que se encuentran en estado acuoso.



**Nomenclatura**: se nombran con la palabra ácido, como nombre genérico, y como nombre específico se escribe el nombre del no metal y se le agrega el sufijo -hídrico. Al igual que en estado gaseoso el nombre genérico es nombrado por el elemento más electropositivo.

Ejemplo:



### OTROS EJEMPLOS:

Compuesto	en estado puro	en disolución
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H <sub>2</sub> S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
H <sub>2</sub> Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
H <sub>2</sub> Te	teluluro de hidrógeno	ácido telurhídrico

## Actividades

1. Escribir la ecuación química de formación y la fórmula química de los siguientes hidruros

### Ácido bromhídrico

Ecuación

---

Fórmula

### Ácido sulfhídrico

Ecuación

---

Fórmula

### Hidruro de litio

Ecuación

---

Fórmula

### Ioduro de hidrógeno

Ecuación

---

Fórmula

### Hidruro de ferroso

Ecuación

---

Fórmula

**Hidruro de cuproso**

Ecuación

-----  
Fórmula

**2. Completar con el elemento correspondiente de acuerdo a la fórmula molecular dada**

- a) ..... + H -----> H Cl
- b) ..... + H -----> H Br
- c) ..... + H -----> H I
- d) ..... + H -----> H F
- e) ..... + H<sub>2</sub> -----> H<sub>2</sub> S

**3. Escribir la fórmula molecular de los siguientes compuestos**

- a. Hidruro de bario
- b. Hidruro de manganeso II
- c. Hidruro de Bismuto
- d. Hidruro férrico

**4. En base a las siguientes fórmulas indicar que nombre poseen**



-----  
-----  
-----  
-----  
-----  
-----  
-----  
-----

**5. En base a las siguientes fórmulas indicar que nombre poseen**

a) HF

b) HI

c) H<sub>2</sub>Te

-----  
-----  
-----  
-----



## Hidróxidos

Son compuestos ternarios que contienen un elemento metálico y tantas agrupaciones **OH-** (**hidroxilo**) como el número de oxidación que manifieste el metal.

**Fórmula química** queda indicada de la siguiente manera:

Donde



M = metal

OH= Hidroxilo

X = Estado de oxidación del metal

Los hidróxidos se obtienen de acuerdo a la siguiente ecuación:



Ejemplo:



**Nomenclatura:** En el sistema **tradicional**, se utiliza como nombre genérico la palabra hidróxido, seguida del nombre del metal electropositivo terminado en **-oso** o **-ico** según las reglas generales para este sistema.

Ejemplos:



Según la nomenclatura de **Stock** se nombran con las palabras "hidróxido de" seguido del nombre del metal y entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, en caso de que tenga más de uno.

Ejemplos

Fórmula Molecular	Nº de Oxidación	Nombre Tradicional	Numeral de Stock	Por Prefijos
K (OH)	+ 1	hidróxido de potasio	hidróxido de potasio	monohidróxido de potasio
Fe (OH) <sub>2</sub>	+ 2	hidróxido ferroso	hidróxido de hierro (II)	dihidróxido de hierro
Fe (OH) <sub>3</sub>	+ 3	hidróxido férrico	hidróxido de hierro (III)	trihidróxido de hierro

## PROPIEDADES DE LOS HIDRÓXIDOS

Presentan propiedades básicas o alcalinas que son muy utilizadas en la vida cotidiana.

- Son de sabor amargo
- Son cáusticos para la piel
- Solubles en agua
- Periten conducir la corriente eléctrica

Algunos compuestos son muy utilizados en la industria y la vida diaria

- ⇒ El **Hidróxido de sodio** se conoce comercialmente como "Soda cáustica" y se usa generalmente como desengrasante en caños bloqueados por la grasa. También se lo usa en la fabricación del papel, del jabón, los colorantes y otros productos. Se lo debe usar con mucho cuidado porque produce grietas muy dolorosas en la piel.



Fórmula Química



Ecuación de Formación

- ⇒ El **hidróxido de calcio** conocido como cal que se utiliza en la construcción mezclada con arena.



Fórmula Química

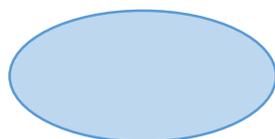


Ecuación de Formación

- ⇒ La leche de magnesia es una solución acuosa de **hidróxido de magnesio** utilizada desde la antigüedad para tratar la acidez estomacal



Fórmula Química



Ecuación de Formación

## Actividades

### 1. Completar el cuadro con la información faltante

Fórmula molecular	Nombre tradicional	Nombre de IUPAC	Nombre por prefijos
Pt (OH) <sub>2</sub>			
	hidróxido plúmbico		
		hidróxido de níquel (III)	
			dihidróxido de magnesio
Ca (OH) <sub>2</sub>			
	hidróxido mercurioso		
			hidróxido de litio
		hidróxido de cobalto (III)	
	hidróxido de berilio		
			hidróxido de estroncio

### 2. De acuerdo a los hidróxidos trabajados con anterioridad realizar para cada uno de ellos la ecuación de formación

- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....

- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....
- .....  
.....

3. Escribir la fórmula de los siguientes hidróxidos

Hidróxido de Litio

Hidróxido Ferroso

Hidróxido de Potasio

Hidróxido de Platino II

Hidróxido de Berilio

Hidróxido de Galio

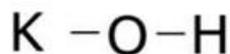
4. Complete y ajuste las siguientes ecuaciones

Oxido	Fórmula Hidróxido	Nombre del Hidróxido
a) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
b) $\text{Po O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
c) $\text{Ti}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
d) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zr}(\text{OH})_4$	.....	.....
e) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$	.....	.....
f) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$	.....	.....
g) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}(\text{OH})$	.....	.....
h) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Li}(\text{OH})$	.....	.....
i) $\text{Ac}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
j) $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
k) $\text{Ta}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
l) $\text{Hg}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....

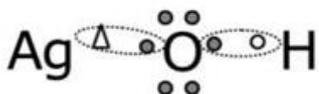
5. Indicar el nombre y la fórmula molecular de los siguientes hidróxidos



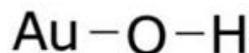
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



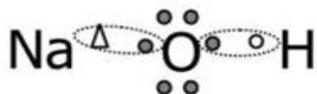
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



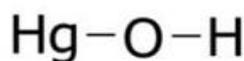
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



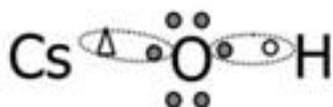
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



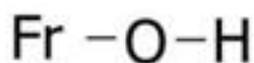
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



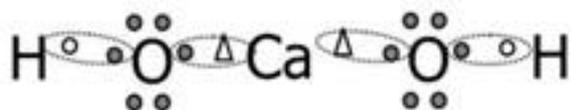
Fórmula: \_\_\_\_\_  
Nombre: \_\_\_\_\_



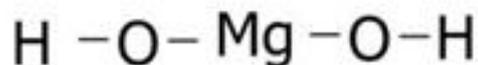
Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



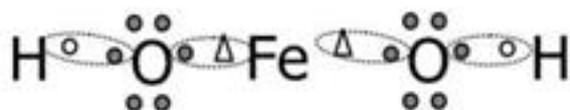
Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



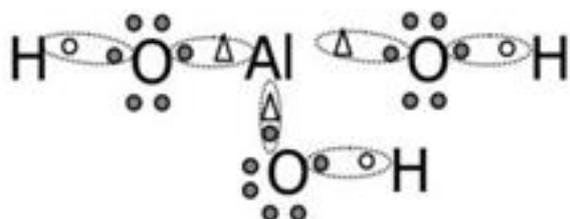
Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



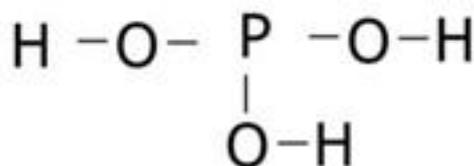
Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



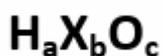
Fórmula: \_\_\_\_\_  
 Nombre: \_\_\_\_\_



# Oxoácidos

Son compuestos ternarios originados de la combinación del **agua** con un **anhídrido u óxido ácido**.

Obedecen a la fórmula general;



La que **X** es normalmente un **no metal**, pero a veces también puede ser un metal de transición que se encuentra en un número de oxidación elevado, como  $Cr^{+6}$ ,  $Mn^{+6}$  o  $Mn^{+7}$ .

Para colocar al hidrógeno el **subíndice 'a'** se debe tener en cuenta el estado de oxidación del no metal.

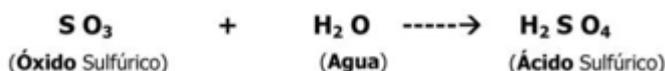
⇒ Si el E.O. es un número **PAR** "a" es 1.

⇒ Si el E.O. es un número **IMPAR** "a" es 2.

Los oxoácidos se obtienen mediante la siguiente ecuación química:



Veamos un ejemplo:



## PROPIEDADES DE LOS OXOÁCIDOS

- Sabor agrio
- Son corrosivos
- Los ácidos fuertes queman los tejidos biológicos
- Reaccionan con las bases para formar sal y agua en un proceso llamado neutralización

Algunos compuestos son muy utilizados en la industria y la vida diaria

⇒ El **ácido sulfúrico** se lo conoce desde la edad media como aceite de vitriolo y se usa en innumerables industrias químicas, en la siderurgia, en la preparación de explosivos, en la preparación de pinturas, polímeros, fertilizantes y también se lo utiliza como electrolito en baterías.



Fórmula Química



Ecuación de Formación

⇒ El **ácido fosfórico** es utilizado en la fabricación de fertilizantes, ya que el fósforo es esencial en el crecimiento de las plantas, también se lo usa en la fabricación de detergentes y en la industria alimentaria ya que el ácido fosfórico se utiliza en gaseosas para darle el sabor "refrescante" y los fosfatos se encuentran en productos como el polvo de hornear.



### Fórmula Química

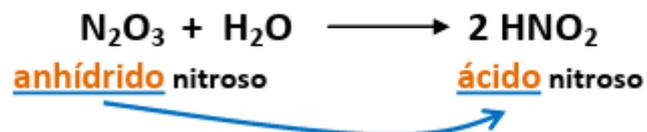


### Ecuación de Formación

### Nomenclatura

- ✓ En el **sistema tradicional** se los nombra con las reglas generales para los anhídridos sustituyendo la palabra anhídrido por **ácido** (ya que de los anhídridos se originan).

Ejemplo:



- ✓ Para el **sistema Stock** se nombra al no metal con el  **sufijo -ato**, luego el número de valencia del no metal y por último se agrega "**de hidrógeno**".

Ejemplo:

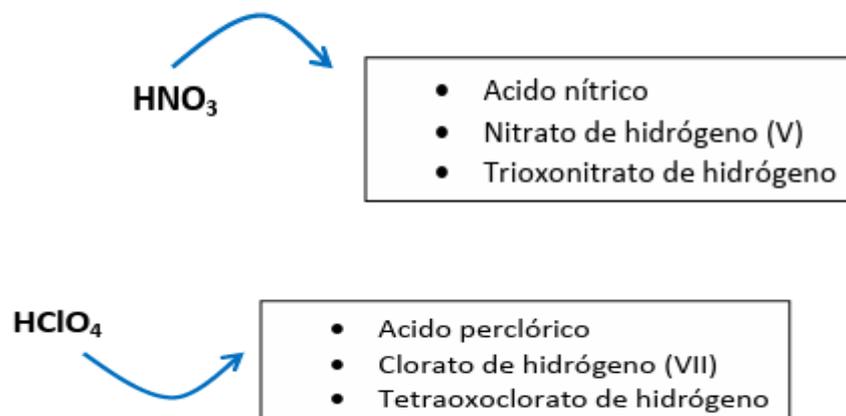
**HNO<sub>2</sub>: Nitrato (III) de hidrógeno**

- ✓ Para la nomenclatura **sistemática** se indica el número de átomos de oxígeno con el prefijo correspondiente (di, tri, tetra...) seguido de la partícula "**oxo**" unida al nombre del no metal y el  **sufijo -ato**, por último se agrega al nombre las palabras "**de hidrógeno**".

Ejemplo:

**HNO<sub>2</sub>: ácido dioxonitrato de hidrógeno**

### RESUMIENDO LAS TRES NOMENCLATURAS:



## CASOS PARTICULARES:

Ciertos anhídridos pueden formar hasta tres oxácidos distintos dependiendo de cuantas moléculas de agua se agreguen por molécula de anhídrido. Estos no metales son el boro, fósforo, silicio, arsénico y el antimonio. Para diferenciar a estos oxácidos en el sistema tradicional se utilizan tres prefijos dependiendo de cuantas moléculas de agua se agregan por cada una molécula de anhídrido. Estos son:

- **meta**-... (1 molécula de agua)
- **piro**-... (2 moléculas de agua)
- **orto**-... (3 moléculas de agua) **este prefijo se puede omitir**

Ejemplos:

- $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2P_2O_6; 2 HPO_3$  **ácido metafosfórico**
- $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow H_6P_2O_8; 2 H_3PO_4$  **ácido ortofosfórico o ácido fosfórico**
- $B_2O_3 + 3 H_2O \rightarrow H_6B_2O_6; 2 H_3BO_3$  **ácido ortobórico o ácido bórico**

## Actividades

1. Escribir las fórmulas moleculares obtenidas mediante las ecuaciones correspondientes, balancearlas y dar nomenclatura

### A. ÁCIDO HIPOCLOROSO

Ecuación

.....

Fórmula

Nombres

.....

.....

### B. ÁCIDO NITROSO

Ecuación

.....

Fórmula

Nombres

.....

.....

### C. ÁCIDO BROMOSO

Ecuación

.....

-----  
Fórmula

Nombres  
-----  
-----

**D. ÁCIDO HIPOYODOSO**

Ecuación  
-----  
-----

Fórmula

Nombres  
-----  
-----

**E. ÁCIDO PERIÓDICO**

Ecuación  
-----  
-----

Fórmula

Nombres  
-----  
-----

**F. ÁCIDO SELÉNICO**

Ecuación  
-----  
-----

Fórmula

Nombres  
-----  
-----

**G. ÁCIDO BRÓMICO**

Ecuación  
-----  
-----

Fórmula

Nombres

-----  
-----

**H. ÁCIDO SULFUROSO**

Ecuación

-----  
-----

Fórmula

Nombres

-----  
-----

2. Teniendo en cuenta el elemento **BROMO** realizar para el mismo la fórmula de los 4 ácidos que puede formar con sus respectivos nombres

Fórmula

Nombres

-----  
-----

Fórmula

Nombres

-----  
-----

Fórmula

Nombres

-----  
-----

Fórmula

Nombres

-----  
-----

3. Nombrar los siguientes compuestos

Nombres

a.  $\text{H}_2\text{CO}_3$

-----  
-----



Nombres

.....  
 .....

c.



Nombres

.....  
 .....



Nombres

.....  
 .....



Nombres

.....  
 .....

4. Completar la siguiente tabla

ácidos	nomenclatura IUPAC	nomenclatura tradicional	nomenclatura con prefijos
$\text{HNO}_3$			
	Nitrato (III) de hidrógeno		
		ácido sulfuroso	
			tetraoxosulfato de dihidrógeno
$\text{HClO}_4$			
	ortofosfato(V) de Hidrógeno		

5. Completar y equilibrar las siguientes ecuaciones



6. Obtener las ecuaciones de obtención de oxoácidos pertenecientes a los siguientes no metales:

A. YODO

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

B. SILICIO

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

C. SELENIO

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

D. CLORO

.....  
.....  
.....  
.....  
.....

E. CARBONO

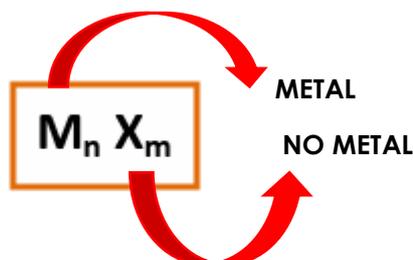
.....  
.....  
.....  
.....  
.....





## Sales Binarias

Son compuestos formados por un catión monoatómico y un anión monoatómico, es decir por un **metal y un no metal**:



“n” y “m” son los estados de oxidación del no metal y metal respectivamente que se intercambian y se escriben como subíndices para lograr la electro - neutralidad (si estos son múltiplos se los simplifica).

### EJEMPLO



El subíndice 1 del azufre **no se escribe**.

Las sales haloideas se obtienen según la siguiente ecuación general:

En disolución acuosa conducen la corriente eléctrica. • A temperatura y presión ambientales son sólidos cristalinos. • Su punto de fusión y ebullición son relativamente altos. • Muchas se disuelven con gran facilidad a temperatura ambiente. • En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pues son aislantes.

Ejemplo:



No interesa el orden en el que se escriban los reactivos. Puede escribirse primero el hidróxido y luego el hidrácido.

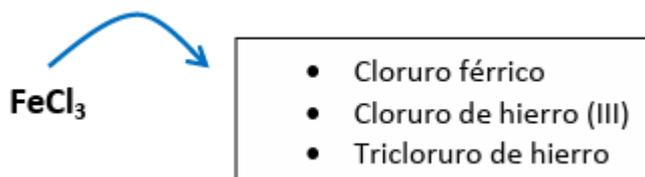
### Propiedades:

- A temperatura y presión ambientales son sólidos cristalinos.
- Su punto de fusión y ebullición son relativamente altos.
- Muchas se disuelven con gran facilidad a temperatura ambiente.
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pues son aislantes. Si lo hacen en disolución acuosa



**Nomenclatura:** Para nombrarlos en el sistema tradicional, stock y sistemático se aplican las reglas generales usando el nombre del no metal con el sufijo **-uro** como nombre genérico y el nombre del metal como nombre específico.

Ejemplo:



## Actividades

1) Unir cada catión metálico con el anión no metálico correspondiente y completa la tabla

Catión metálico	Anión no metálico	Fórmula	Nombre (tradicional o Stock)
$\text{K}^{1+}$	$\text{Cl}^{1-}$		
$\text{Co}^{2+}$	$\text{Br}^{1-}$		
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Se}^{2-}$		
$\text{Al}^{3+}$	$\text{S}^{2-}$		
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{I}^{1-}$		
$\text{Ni}^{3+}$	$\text{Cl}^{1-}$		
$\text{Cu}^{1+}$	$\text{S}^{2-}$		
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{I}^{1-}$		
$\text{Hg}^{1+}$	$\text{Br}^{1-}$		
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Se}^{2-}$		

2) Escribe la fórmula de las siguientes sales binarias. Luego realiza la ecuación de formación y balancearla

- |                                 |                                |
|---------------------------------|--------------------------------|
| a) bromuro de sodio _____       | f) cloruro auroso _____        |
| b) yoduro de zinc _____         | g) selenuro de plomo(IV) _____ |
| c) yoduro níquelico _____       | h) selenuro cobaltoso _____    |
| d) sulfuro de hierro(III) _____ | i) bromuro de calcio _____     |
| e) fluoruro de litio _____      | j) cloruro de cobre(I) _____   |

### Ecuaciones de formación

a) .....

- b) -----  
-
- c) -----
- d) -----
- e) -----
- f) -----
- g) -----
- h) -----
- i) -----
- j) -----

3) Escribir el nombre o la fórmula de las siguientes sales binarias

Nombra	Formula
a) $Au_2S$	k) Seleniuro de plata
b) $AlCl_3$	l) Sulfuro de amonio
c) $MgS$	m) Cloruro de calcio
d) $Al_2S_3$	n) Sulfuro de cromo (III)
e) $Sb_2Se_3$	ñ) Tetracloruro de estaño
f) $MgBr_2$	o) Tricloruro de fósforo
g) $CoS$	p) Nitruro de aluminio
h) $FeN$	q) Telururo de cinc
i) $HgS$	r) Fluoruro de cadmio
j) $AuF_3$	s) Nitruro de hierro (II)

- 4) Buscar información en la web sobre el “**mar muerto**”. Redactar un texto breve que resuma dicha información, colocando los datos más relevantes como ubicación, particularidades del lugar, sustancias involucradas (escribir nombre o fórmula de las mismas), características del agua del lugar.

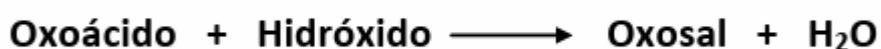






## Oxosales

Las oxosales u oxisales surgen de la combinación de un hidróxido y un oxiácido de acuerdo con la siguiente ecuación:



Su fórmula química queda determinada por el catión (monoatómico o poliatómico) que proviene del hidróxido y un anión poliatómico que proviene del oxiácido. Por este motivo se puede considerar que derivan de los oxiácidos al sustituir sus hidrógenos por metales. En las oxisales ternarias, se reemplaza el/los H del oxiácido por el metal correspondiente.

### Algunas reglas prácticas para formular oxosales:

- 1) **Identifica el ácido** del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:  
⇒ En la nomenclatura tradicional, sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Acido	Sal
-oso	-ito
-ico	-ato

- ⇒ Escribe el ácido correspondiente
- 2) **Quítale los hidrógenos al ácido:** lo que queda es un anión. Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido.
- 3) **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha.** Teniendo en cuenta el número de oxidación del metal, escribe los subíndices en el metal y el anión, de manera que se mantenga la electro-neutralidad, es decir, que la suma algebraica de los números de oxidación del catión y del anión sea igual a cero.



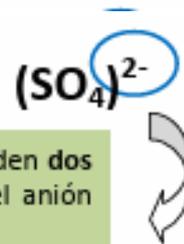
**Veamos un ejemplo aplicativo:**

¿Cómo se escribe la fórmula del sulfato de potasio?

**Resolución:**

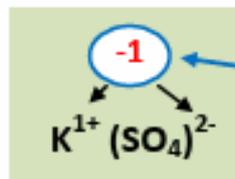
⇒ Si es sulfato, deriva del ácido sulfúrico, ya que la terminación “ato” de la sal proviene de la terminación “ico” del ácido. Según las reglas para nombrar a los oxoácidos, la terminación “ico” indica que el azufre está trabajando con la **mayor valencia (VI)**, por lo tanto la fórmula química del ácido sulfúrico es la siguiente: **(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)**

⇒ Al quitar los hidrógenos del ácido, queda el anión sulfato:



Como se quitaron dos Hidrógenos se pierden **dos cargas positivas en total**, por lo tanto el anión adquiere **dos cargas negativas**.

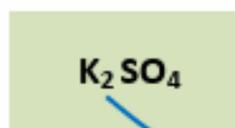
⇒ Se agregan tantos átomos metálicos como sean necesarios para neutralizar la carga del anión. Como el K tiene n° de oxidación **+1**, serán necesarios **dos potasios** para neutralizar las dos cargas negativas del anión sulfato:



**(+1) + (-2) = -1**

Observa que la suma algebraica del catión y del anión es **igual a -1**.

Como se debe lograr la electro-neutralidad, entonces:



Se escribe un **subíndice 2** (dos) debajo del potasio para **neutralizar** las dos cargas negativas del anión.

Luego se verifica que la suma algebraica sea igual a cero:

**[Subíndice del catión. (carga del catión)]+[subíndice del anión . (carga del anión)] = 0**

Sustituyendo:

**2 . (+1) + 1 . (-2) = 0**

Por lo tanto la fórmula química del sulfato de potasio es: **K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

**Nomenclatura:** A pesar de que se pueden utilizar los tres sistemas de nomenclatura, en este curso nos limitaremos a utilizar la nomenclatura tradicional para nombrar las oxosales. En este sistema, primero se nombra al anión y luego al catión:

⇒ Para nombrar al anión:

Las sales que provienen de ácidos terminados en **OSO**, cambian este sufijo por **ITO**; y las que provienen de ácidos terminados en **ICO**, lo cambian por **ATO**. Por ejemplo:

Oxoácido	Anión
Acido sulfuroso $H_2SO_3$	Sulfito: $SO_3^{2-}$
Acido sulfúrico $H_2SO_4$	Sulfato: $SO_4^{2-}$

⇒ Cuando oxidación,

halógenos que actúan formando oxoaniones con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, se usan las siguientes terminaciones:

hay más de dos estados de como en el caso de los

N° de oxidación	Acido	Sal	Ejemplos
+1	Hipo...oso	Hipo...ito	ácido hipocloroso → hipoclorito
+3	...oso	...ito	ácido cloroso → clorito
+5	...ico	...ato	ácido clórico → clorato
+7	Per...ico	Per...ato	ácido perclórico → perclorato

⇒ Para nombrar al catión:

- Si tiene un único estado de oxidación, se da el nombre del metal. Por ejemplo:  
sulfato **de potasio**:  $K_2SO_4$

Si tiene más de un estado de oxidación: Se mantiene la terminación **-oso** (para el menor estado de oxidación) e **-ico** (para el mayor estado de oxidación). Por ejemplo:

Nitrito **ferroso** :  $Fe(NO_2)_2$



**Veamos un ejemplo aplicativo:**

¿Cuál es el nombre de la sal que deriva del hidróxido plúmbico y del ácido iodoso?: **Pb (IO<sub>2</sub>)<sub>4</sub>**

- ⇒ Recuerda que según la nomenclatura primero se debe nombrar al anión. Como la sal proviene del **ácido iodoso**, la terminación "oso" se cambia por "ito" en la sal. Por lo tanto el anión se llamará: **"iodito"**
- ⇒ Para nombrar al catión, simplemente se elimina la palabra "hidróxido" y se mantiene la misma terminación. Como la sal proviene del **hidróxido plúmbico** el nombre del catión es **"plúmbico"**.
- ⇒ Por último se escriben juntos el nombre del anión y del catión. Siempre se escribe primero el nombre del anión.
- ⇒ La sal se llama por lo tanto: **Iodito plúmbico**.



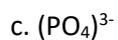
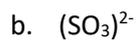
**Desafío...**

¿Te animas a nombrar a la sal que deriva del hidróxido áurico y del ácido bromhídrico?

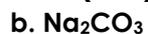
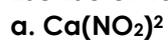
-----  
-----  
-----

## Actividades

1. Nombra los siguientes aniones y luego escribe el ácido correspondiente:



2. Escribe el nombre de las siguientes sales:



3. Completar y balancear las siguientes ecuaciones

