

---

# Principios de Química



**MÓDULO DE ORIENTACIÓN**  
Para realizar el Curso Introductorio

**Aspirantes 2020**

Docente responsable: Prof. Gisele Medel

## INTRODUCCIÓN

*Este módulo ha sido elaborado con el objetivo de brindarte una orientación de los temas de mayor relevancia en la asignatura “Principios de Química” para el Ingreso a la Facultad de Ciencias Agrarias de la Universidad Nacional de Mar del Plata. Nuestra intención es proveerte, de información básica y concreta de los contenidos mínimos que debes conocer para transitar las materias del 1º año de la Facultad.*

*Los contenidos se dividen en 6 capítulos. En cada uno se expone la teoría correspondiente, mostrándote varios ejemplos para ayudarte en la comprensión de los mismos. Al finalizar, te encontrarás con una serie de ejercicios de dificultad variada para resolver que te permitirán afianzar los contenidos del módulo. Este material servirá de apoyo en las **clases presenciales** del curso introductorio donde serán **abordados** y **profundizados**.*

*Te deseamos mucha suerte y te damos la bienvenida a nuestra Facultad.*

## **PROGRAMA ANALÍTICO**

### **UNIDAD Nº 1: CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA Y PROPIEDADES**

Definición de química. Materia. Cuerpo. Estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Propiedades de la materia. Cambios físicos y químicos. Sistemas materiales: homogéneos y heterogéneos. Clasificación de los sistemas materiales: cuerpos puros, soluciones, sustancias. Mezclas.

### **UNIDAD Nº 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y TABLA PERIÓDICA**

Modelos. Teoría atómico molecular. Estructura del átomo. Concepto de molécula. Elementos químicos. Número atómico y número másico. Isótopos. Iones. Sustancias simples y compuestas. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Configuración electrónica. Tabla periódica moderna. Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Especies isoelectrónicas.

### **UNIDAD Nº 3: UNIONES QUÍMICAS**

Enlace químico: concepto y definición. Teoría de Lewis. Símbolos de Lewis. Regla del octeto. Uniones iónicas y propiedades de sus compuestos. Uniones covalentes y propiedades de sus compuestos. Uniones covalentes dativas.

### **UNIDAD Nº 4: CANTIDAD DE SUSTANCIA**

Unidad de masa atómica. Masa atómica y molecular relativa. Mol. Número de Avogadro. Masa molar. Volumen molar normal.

### **UNIDAD Nº 5: COMPUESTOS QUÍMICOS**

Nomenclatura. Formulación. Definición número de oxidación. Tipos de compuestos inorgánicos: óxidos ácidos y básicos, hidruros metálicos y no metálicos, oxoácidos, hidrácidos, hidróxidos. Sales neutras y sales ácidas.

### **UNIDAD Nº 6: REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA**

Reacciones y ecuaciones químicas. Estequiometría. Reactivo limitante y reactivo en exceso. Pureza de los reactivos. Rendimiento de una reacción.

## **EXPECTATIVAS DE LOGRO**

Cuando termines este módulo, estarás en condiciones de:

1. Definir materia y cuerpo.
2. Comprender la discontinuidad de la materia.
3. Interpretar los estados de agregación y cambios de estado de la materia.
4. Analizar las transformaciones energéticas involucradas en los cambios de estado.
5. Reconocer transformaciones físicas y químicas de una sustancia.
6. Describir las propiedades físicas y químicas de una sustancia.
7. Distinguir entre cuerpos puros y soluciones.
8. Distinguir las propiedades intensivas y extensivas.
9. Describir los sistemas materiales.
10. Conocer el concepto de fase.
11. Clasificar los sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos.
12. Reconocer las partes de un átomo.
13. Conocer la diferencia entre átomo y molécula.
14. Conocer el concepto de elemento químico y definir número atómico.
15. Distinguir sustancia simple de sustancia compuesta.
16. Distinguir número atómico de número másico.
17. Encontrar el número de protones, electrones y neutrones de un átomo dado a partir del número atómico y el número másico.
18. Conocer la diferencia entre número másico y masa atómica.
19. Identificar los isótopos de un elemento.
20. Definir y dar ejemplos de aniones y cationes.
21. Describir las propiedades periódicas de los elementos.
22. Identificar especies isoelectrónicas.
23. Dibujar las estructuras de Lewis de diferentes sustancias.
24. Describir los distintos tipos de enlaces interatómicos: iónico y covalente.
25. Calcular el número de oxidación de un elemento en un compuesto dado.
26. Deducir las fórmulas moleculares, dados los números de oxidación de los elementos y el nombre químico de diferentes sustancias.
27. Definir unidad de masa atómica y calcular la masa atómica relativa.
28. Calcular la masa molecular relativa.
29. Explicar la importancia del concepto de mol en química.
30. Calcular la masa molar de elementos y compuestos.
31. Resolver problemas de conversión de moles.
32. Representar una reacción química mediante una ecuación química.
33. Identificar los reactivos y productos en una ecuación química.
34. Identificar y escribir todos los símbolos comunes que se encuentran en las ecuaciones químicas.
35. Balancear ecuaciones químicas.
36. Reconocer toda la información brindada por una ecuación química.
37. Calcular el número de moles, masa, número de moléculas (o número de átomos o número de iones) de un producto a partir del número de moles, masa, número de moléculas (o número de átomos o número de iones) de un reactivo, o viceversa.
38. Aplicar el concepto de volumen molar normal a los cálculos estequiométricos.
39. Interpretar los conceptos de reactivo limitante, pureza de los reactivos y rendimiento de una reacción y su aplicación en la resolución de cálculos estequiométricos.

## **BIBLIOGRAFÍA**

- ◆ Angelini, M.; Baumgartner, E.; Benítez, C.; Bulwik, M.; Crubellati, R.; Landau, L.; Lastres Flores, L.; Pouchan, M.; Servant, R.; Sileo, M.. Temas de Química General. Eudeba. Buenos Aires, 2003 (2da.edición, 7ma. reimpresión).
- ◆ Beltrán, F. F. Introducción a la Química. Ed. El Coloquio. Buenos Aires, 1988.
- ◆ Brady, J.E. y Humiston, G.E. 1985. Química Básica. Editorial Limusa.
- ◆ Brown, T.L.; Lemay, H.E. y Bursten, B.E. 1998. Química, la Ciencia Central. 7ª edición. Prentice Hall, México. 1096 p.
- ◆ Candas, A. y otros. 2000. Física y química. Propiedades y transformaciones de la materia y la energía. Estrada y Cía.
- ◆ Chang, R. 1992. Química. Cuarta Edición. Editorial Mc Graw Hill.
- ◆ Fumagalli, Laura(Coordinador); Rubinstein, Jorge(Coordinador); Vidarte, Laura(Coordinador); y otros. Física y química: propiedades y transformaciones de la materia y de la energía. Buenos Aires, Angel Estrada, 2000. 383 páginas
- ◆ Whitten, W.; Gailey, K.; Davis, R. 1992. Química General. Tercera Edición. Editorial Mc Graw Hill.

## TABLA NÚMEROS DE OXIDACIÓN

ELEMENTO	SÍMBOLO QUÍMICO	Nº DE OXIDACIÓN
Actinio	Ac	+ 3
Aluminio	Al	+ 3
Antimonio	Sb	$\pm 3, + 5$
Arsénico	As	$\pm 3, + 5$
Azufre	S	$\pm 2, + 4, + 6$
Bario	Ba	+ 2
Berilio	Be	+ 2
Bismuto	Bi	+ 3, + 5
Boro	B	+ 3
Bromo	Br	$\pm 1, + 3, + 5, + 7$
Cadmio	Cd	+ 2
Calcio	Ca	+ 2
Carbono	C	+ 2, $\pm 4$
Cesio	Cs	+ 1
Cloro	Cl	$\pm 1, + 3, + 5, + 7$
Cobalto	Co	+ 2, + 3
Cobre	Cu	+ 1, + 2
Cromo	Cr	+ 2, + 3, (+ 6)
Escandio	Sc	+ 3
Estaño	Sn	+ 2, + 4
Estroncio	Sr	+ 2
Flúor	F	- 1
Fósforo	P	$\pm 3, + 5$
Francio	Fr	+ 1
Galio	Ga	+ 3
Germanio	Ge	+ 4
Hafnio	Hf	+ 4
Hidrógeno	H	$\pm 1$
Hierro	Fe	+ 2, + 3

Lantano	La	+ 3
Litio	Li	+ 1
Magnesio	Mg	+ 2
Manganeso	Mn	+ 2 , + 3 , + 4 , (+ 6 , + 7)
Mercurio	Hg	+ 1 , + 2
Molibdeno	Mo	+ 2 , + 3 , + 6
Níquel	Ni	+ 2 , + 3
Nitrógeno	N	$\pm 3$ , + 5
Oro	Au	+ 1 , + 3
Oxígeno	O	- 2
Paladio	Pd	+ 2 , + 4
Plata	Ag	+ 1
Platino	Pt	+ 2 , + 4
Plomo	Pb	+ 2 , + 4
Polonio	Po	+ 2 , + 4
Potasio	K	+ 1
Radio	Ra	+ 2
Rubidio	Rb	+ 1
Selenio	Se	- 2 , + 4 , + 6
Silicio	Si	+ 4
Sodio	Na	+ 1
Telurio	Te	- 2 , + 4 , + 6
Titanio	Ti	+ 2 , + 3 , + 4
Vanadio	V	+ 2 , + 3 , + 5
Yodo	I	$\pm 1$ , + 3 , + 5 , + 7
Ytrio	Y	+ 3
Zinc	Zn	+ 2
Zirconio	Zr	+ 4

# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

PERIODO	GRUPO 1 IA		GRUPO RECOMENDACIÓN DA IUPAC (1985)										GRUPO CHEMICAL ABSTRACT SERVICE (1986)						GRUPO 18 VIIIA	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	1 1.0079 <b>H</b> HIDRÓGENO																	2 4.0026 <b>He</b> HELIO		
2	3 6.941 <b>Li</b> LITIO	4 9.0122 <b>Be</b> BERILIO																	10 20.180 <b>Ne</b> NEÓN	
3	11 22.990 <b>Na</b> SODIO	12 24.305 <b>Mg</b> MAGNESIO																	18 39.948 <b>Ar</b> ARGÓN	
4	19 39.098 <b>K</b> POTASIO	20 40.078 <b>Ca</b> CALCIO	21 44.956 <b>Sc</b> ESCANDIO	22 47.867 <b>Ti</b> TITANIO	23 50.942 <b>V</b> VANADIO	24 51.996 <b>Cr</b> CROMO	25 54.938 <b>Mn</b> MANGANESO	26 55.845 <b>Fe</b> HIERRO	27 58.933 <b>Co</b> COBALTO	28 58.693 <b>Ni</b> NIQUEL	29 63.546 <b>Cu</b> COBRE	30 65.38 <b>Zn</b> CINC	31 69.723 <b>Ga</b> GALIO	32 72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	33 74.922 <b>As</b> ARSÉNICO	34 78.96 <b>Se</b> SELENIO	35 79.904 <b>Br</b> BROMO	36 83.798 <b>Kr</b> KRIPTÓN		
5	37 85.468 <b>Rb</b> RUBIDIO	38 87.62 <b>Sr</b> ESTRONCIO	39 88.906 <b>Y</b> YTRIO	40 91.224 <b>Zr</b> CIRCONIO	41 92.906 <b>Nb</b> NIOBIO	42 95.96 <b>Mo</b> MOLIBDENO	43 (98) <b>Tc</b> TECNECIO	44 101.07 <b>Ru</b> RUTENIO	45 102.91 <b>Rh</b> RODIO	46 106.42 <b>Pd</b> PALADIO	47 107.87 <b>Ag</b> PLATA	48 112.41 <b>Cd</b> CADMIO	49 114.82 <b>In</b> INDIO	50 118.71 <b>Sn</b> ESTAÑO	51 121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	52 127.60 <b>Te</b> TELURO	53 126.90 <b>I</b> YODO	54 131.29 <b>Xe</b> XENÓN		
6	55 132.91 <b>Cs</b> CESIO	56 137.33 <b>Ba</b> BARIO	57-71 <b>La-Lu</b> Lantánidos	72 178.49 <b>Hf</b> HAFNIO	73 180.95 <b>Ta</b> TÁNTALO	74 183.84 <b>W</b> WOLFRAMIO	75 186.21 <b>Re</b> RENIÓ	76 190.23 <b>Os</b> OSMIO	77 192.22 <b>Ir</b> IRIDIO	78 195.08 <b>Pt</b> PLATINO	79 196.97 <b>Au</b> ORO	80 200.59 <b>Hg</b> MERCURIO	81 204.38 <b>Tl</b> TALIO	82 207.2 <b>Pb</b> PLOMO	83 208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	84 (209) <b>Po</b> POLONIO	85 (210) <b>At</b> ASTATO	86 (222) <b>Rn</b> RADÓN		
7	87 (223) <b>Fr</b> FRANCIO	88 (226) <b>Ra</b> RADIO	89-103 <b>Ac-Lr</b> Actínidos	104 (267) <b>Rf</b> RUTHERFORDIO	105 (268) <b>Db</b> DUBNIO	106 (271) <b>Sg</b> SEABORGIO	107 (272) <b>Bh</b> BOHRIO	108 (277) <b>Hs</b> HASSIO	109 (276) <b>Mt</b> MEITNERIO	110 (281) <b>Ds</b> DARMSTADTIO	111 (280) <b>Rg</b> ROENTGENIO	112 (285) <b>Cn</b> COPERNICIO	113 (...) <b>Uut</b> UNUNTRIO	114 (287) <b>Fl</b> FLEROVIO	115 (...) <b>Uup</b> UNUNPENTIO	116 (291) <b>Lv</b> LIVERMORIO	117 (...) <b>Uus</b> UNUNSEPTIO	118 (...) <b>Uuo</b> UNUNOCTIO		

## LANTÁNIDOS

57 138.91 <b>La</b> LANTANO	58 140.12 <b>Ce</b> CERIO	59 140.91 <b>Pr</b> PRASEODIMIO	60 144.24 <b>Nd</b> NEODIMIO	61 (145) <b>Pm</b> PROMETIO	62 150.36 <b>Sm</b> SAMARIO	63 151.96 <b>Eu</b> EUROPIO	64 157.25 <b>Gd</b> GADOLINIO	65 158.93 <b>Tb</b> TERBIO	66 162.50 <b>Dy</b> DISPROSIO	67 164.93 <b>Ho</b> HOLMIO	68 167.26 <b>Er</b> ERBIO	69 168.93 <b>Tm</b> TULIO	70 173.05 <b>Yb</b> YTERBIO	71 174.97 <b>Lu</b> LUTECIO
-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

## ACTÍNIDOS

89 (227) <b>Ac</b> ACTINIO	90 232.04 <b>Th</b> TORIO	91 231.04 <b>Pa</b> PROTACTINIO	92 238.03 <b>U</b> URANIO	93 (237) <b>Np</b> NEPTUNIO	94 (244) <b>Pu</b> PLUTONIO	95 (243) <b>Am</b> AMERICIO	96 (247) <b>Cm</b> CURIO	97 (247) <b>Bk</b> BERKELIO	98 (251) <b>Cf</b> CALIFORNIO	99 (252) <b>Es</b> EINSTEINIO	100 (257) <b>Fm</b> FERMIO	101 (258) <b>Md</b> MENDELEVIO	102 (259) <b>No</b> NOBELIO	103 (262) <b>Lr</b> LAWRENCIO
----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)

Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

Copyright © 2012 Eni Generali



## UNIDAD Nº1

# CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA Y PROPIEDADES

## ¿QUÉ ESTUDIA LA QUÍMICA?

La **química** es una disciplina que estudia la **composición, estructura, propiedades y transformaciones** que puede experimentar la **materia** y las **variaciones de energía** que acompañan a dichos procesos.

Gracias a la química podemos entender un gran número de procesos que están presentes en nuestra vida cotidiana y en la mayoría de los campos de estudio como, por ejemplo, en la ingeniería, la agricultura, la biología, la psicología, entre otras. Asimismo, nos permite, junto al estudio del comportamiento de la materia, dar respuesta a una gran variedad de necesidades que el ser humano actualmente tiene, como la atención médica, alimentación, vestimenta y hogar; la protección del medio ambiente; la producción de compuestos farmacéuticos; etc.

Sin embargo, también es cierto que un mal uso de ciertos productos químicos puede dañar tanto la salud humana y demás seres vivos como el medio ambiente. Por eso, se debe tener conocimiento acerca del comportamiento y de las propiedades de la materia, que conforman los compuestos químicos, para hacer un uso responsable de los mismos.

## DEFINICIÓN DE MATERIA

**Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.** La madera, la arena, el aire que respiramos, el agua, nosotros y todas las cosas materiales que nos rodean y constituyen el mundo, se componen de materia.

Cotidianamente, observamos la materia, o mejor dicho “los cuerpos”. Se denomina **cuerpo** a una **porción limitada de materia**. Todos los cuerpos están formados por materia, como por ejemplo el lápiz que utilizas para escribir, el agua de los océanos, el aire que respiramos, etc.

## DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA

**La materia está constituida por partículas muy pequeñas.** Estas partículas son las unidades básicas o ladrillos a partir de las cuales se constituye la materia.

Cada partícula es demasiado pequeña para poder ser observada a simple vista. La mayoría de estas partículas son **moléculas**, pero también existen otros tipos de partículas que forman la materia como son los **átomos** y los **iones** (más adelante veremos la diferencia). Cada vez que te nombremos la palabra “partículas” en esta sección, estaremos haciendo referencia a moléculas, iones o átomos.

## ESTADOS DE AGREGACIÓN

---

La materia puede hallarse, fundamentalmente, en tres estados: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. El hecho de que una sustancia se encuentre en un estado u otro depende fundamentalmente de las **fuerzas de atracción** entre las partículas que la forman y la **energía cinética promedio** de las mismas.

A continuación, encontrarás las características que presentan cada uno de ellos:

### Estado sólido

- Poseen forma y volumen definidos, dado que las partículas que componen el sólido no cambian de posición.
- Entre sus partículas predominan las fuerzas de atracción.
- Las partículas sólo pueden vibrar alrededor de una posición fija.
- No se comprimen.
- Son rígidos
- Las partículas están ordenadas regularmente, dando lugar a diversas estructuras cristalinas. Ejemplos de sólidos cristalinos son el cloruro de sodio (sal gruesa) y el grafito. Los sólidos amorfos, como el vidrio y algunos plásticos, no presentan un ordenamiento determinado de sus partículas.
- En general, poseen densidades altas respecto de los materiales líquidos y gaseosos.
- Ejemplos: azúcar, sal de mesa, hielo, aluminio.



### Estado líquido

- No tienen forma definida, por lo que adoptan la forma del recipiente que los contiene.
- Poseen volumen definido.
- Las fuerzas de atracción y repulsión entre sus partículas están equilibradas.
- Las partículas pueden trasladarse de un lugar a otro.
- Poco compresibles.
- Son fluidos
- Las partículas no presentan un ordenamiento regular.
- En general, tienen menor densidad que los sólidos.
- Ejemplos: alcohol, agua, aceite.



### Estado gaseoso

- No tienen forma ni volumen definidos.
- Predominan las fuerzas de repulsión entre sus partículas.
- Las partículas están en continuo movimiento, chocando entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene.
- Se expanden fácilmente, por lo que sus partículas se moverán libremente ocupando todo el espacio disponible.

- Compresibles (disminuyen su volumen fácilmente al aumentar la presión o al disminuir su temperatura).
- Son fluidos.
- Entre las partículas existe espacio vacío.
- Tienen baja densidad respecto de los sólidos y los líquidos, ya que hay pocas partículas por unidad de volumen.
- Ejemplos: el oxígeno que respiramos, el dióxido de carbono.



La representación, mediante círculos, que se utilizó anteriormente y que se utilizará en los temas siguientes hasta llegar a estructura atómica son esquemas que facilitan el aprendizaje, pero para nada reflejan la realidad. Debe quedarte claro que las partículas a las que hacemos referencia al dibujar no son visibles ni aún al microscopio electrónico.

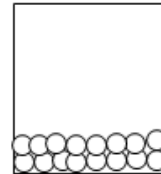
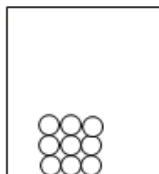
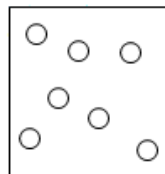
### SABÍAS QUE....

Existe un cuarto estado de la materia, **el plasma** en el que la materia consiste en núcleos atómicos desnudos y electrones libres. A pesar de ser poco común este estado en nuestra experiencia cotidiana, es el estado predominante de la materia del universo. El sol y las demás estrellas, así como gran parte de la materia intergaláctica están en estado de plasma. Un ejemplo más cercano lo constituye el gas que se encuentra dentro de una lámpara fluorescente.



### ¡ACTIVIDAD!

En las siguientes representaciones se observa la disposición de las partículas en los tres estados de agregación de la materia. Escribe, en cada caso, un ejemplo diferente de los mencionados anteriormente.



.....

.....

.....

## CAMBIOS DE ESTADO

El estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso) en el que se encuentra determinada sustancia depende de la **temperatura** y de la **presión** a la que esté sometida. La temperatura está relacionada con el movimiento de las partículas (energía cinética promedio): a mayor temperatura, mayor velocidad promedio tendrán las partículas. Por otro lado, la presión está relacionada con la distancia entre partículas: un aumento de la presión provoca un acercamiento de las mismas. Modificando estas condiciones es posible que la sustancia pase de un estado a otro sin cambiar su identidad, por lo que se trata de un proceso físico. Como los distintos estados de agregación están asociados a distintos estados energéticos, todo **cambio de estado** irá acompañado de una **ganancia o pérdida de energía**.

Estos cambios de estado reciben diferentes nombres. El siguiente esquema te permitirá recordarlos con facilidad:

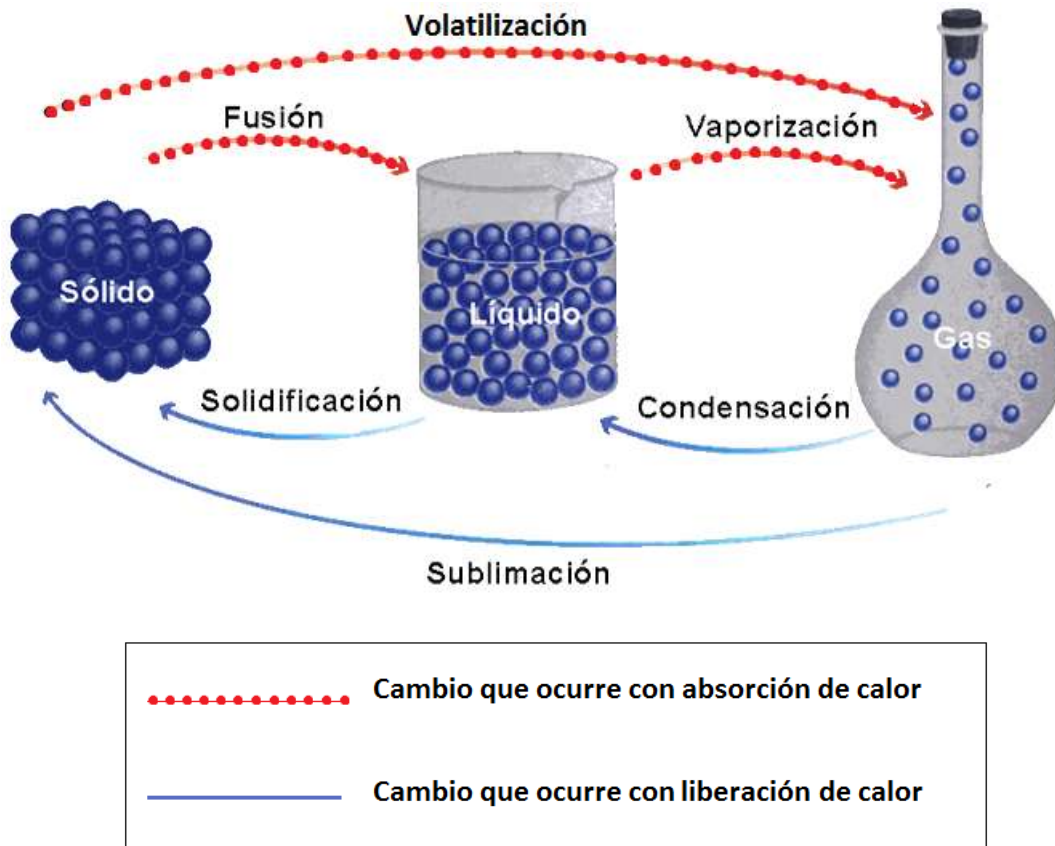


Figura 1: Cambios de estado de agregación

### ❖ **Fusión:**

El pasaje del estado **sólido** al estado **líquido** se denomina **fusión**. Al calentar un sólido, aumenta la energía cinética promedio de las partículas que lo constituyen, por lo que éstas se

separan cada vez más. Esta separación debilita las fuerzas que las mantienen unidas permitiendo que algunas se escapen de la estructura del sólido y pasen al estado líquido. La temperatura a la cual funden los sólidos se denomina **punto de fusión**.

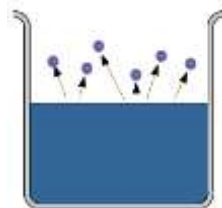
#### ❖ Vaporización:

Es el cambio de estado de **líquido a gas**. El proceso de **vaporización** puede verificarse:

- a) A través de la superficie del líquido (**evaporación**)
- b) En toda la masa del líquido (**ebullición**)

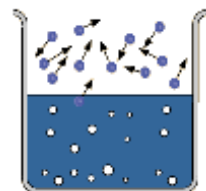
##### ✓ Evaporación:

La evaporación es un **fenómeno superficial**, dado que sólo algunas moléculas tendrán la energía cinética suficiente para escapar del líquido. Estas moléculas pueden desprenderse de la superficie del líquido y flotar sobre este, por lo que han pasado al estado gaseoso. Es importante aclarar que ocurre a cualquier temperatura. Sin embargo, a mayor temperatura, mayor velocidad de evaporación.



##### ✓ Ebullición

La ebullición tiene lugar en **todo el volumen del líquido**. El gas que se forma bajo la superficie produce burbujas que se elevan hasta la superficie y escapan al aire del entorno. La temperatura a la cual hierven los líquidos se denomina **punto de ebullición**.



#### ❖ Sublimación y volatilización:

Una sustancia sólida, no necesariamente siempre debe pasar al estado líquido para después transformarse en un gas. Las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir suficiente energía cinética promedio para vencer las fuerzas que las mantienen unidas y pasar directamente al estado gaseoso. A este proceso se le llama **volatilización**. De la misma forma, cuando los gases se enfrían, pueden pasar directamente al estado sólido, este cambio físico se llama **sublimación**. La volatilización es un cambio de estado que ocurre con frecuencia; por ejemplo, en los armarios donde se introduce naftalina contra las polillas o el hielo seco que utilizan los vendedores ambulantes de helados.

#### ❖ Solidificación:

Al disminuir la temperatura, el movimiento de las partículas es cada vez más lento, las fuerzas de atracción serán más intensas por lo que se unirán formando un sólido. El cambio de estado de **líquido a sólido** se denomina **solidificación**.

### ❖ Condensación:

Cuando las moléculas de gas cerca de la superficie de un líquido son atraídas a éste, pueden perder energía cinética. Las fuerzas de atracción que ejerce el líquido sobre ellas pueden luego impedir que escapen del líquido. Las moléculas del gas se convierten así en moléculas de líquido. La transformación de un **gas en líquido** recibe el nombre de **condensación**.

Es importante aclarar que no existe un criterio único respecto de los nombres asignados a los diferentes cambios de estado. Nosotros adoptaremos los vocablos indicados en la *Figura 1*.

## **CAMBIOS DE ESTADO Y TEMPERATURA**

---

Como pudiste ver, para cambiar el estado de una sustancia de sólido a líquido y de líquido a gas es necesario suministrarle energía. Así mismo, para cambiar el estado de la sustancia de gas a líquido y de líquido a sólido es necesario extraer energía. Mientras ocurre un cambio de estado la temperatura no cambia, ya que ese calor se utiliza en vencer las fuerzas de atracción. Por ejemplo, si colocamos un trozo de hielo (supongamos a  $-25^{\circ}\text{C}$ ) en un recipiente y lo llevamos al fuego podremos observar que, a medida que pasa el tiempo, la temperatura aumenta lentamente hasta  $0^{\circ}\text{C}$ . En ese punto, la temperatura se mantiene constante a pesar de que se sigue suministrando calor. ¿A dónde va esa energía que el sistema sigue absorbiendo? Si observamos la muestra, notaremos que el hielo ha empezado a derretirse, es decir que esa energía se está utilizando para fundir el hielo.

Mientras ocurre un cambio de estado la **temperatura no varía**.

Cabe destacar, que el punto de fusión de una sustancia pura es la temperatura a la que funde cuando la presión es igual a 1 atm. En el caso del agua, como vimos anteriormente, es  $0^{\circ}\text{C}$ , pero para otras sustancias será diferente. En ocasiones, la determinación experimental del punto de fusión de una sustancia desconocida se utiliza para identificarla. Una vez que todo el hielo se ha fundido, la temperatura comienza a subir nuevamente hasta alcanzar  $100^{\circ}\text{C}$ , que corresponde al punto de ebullición del agua a 1 atm de presión y se mantendrá constante mientras el calor convierte, poco a poco, el agua en vapor. La temperatura o punto de ebullición es un parámetro característico de cada sustancia. Una vez que toda el agua líquida se ha convertido en vapor, la temperatura comienza a aumentar nuevamente.

En la *Figura 2* se observa una gráfica que corresponde a las variaciones de temperatura que sufre una sustancia desde el estado sólido hasta el gaseoso al suministrarle calor durante un cierto tiempo a presión constante. A este tipo de gráficos se los denomina “curvas de calentamiento”.

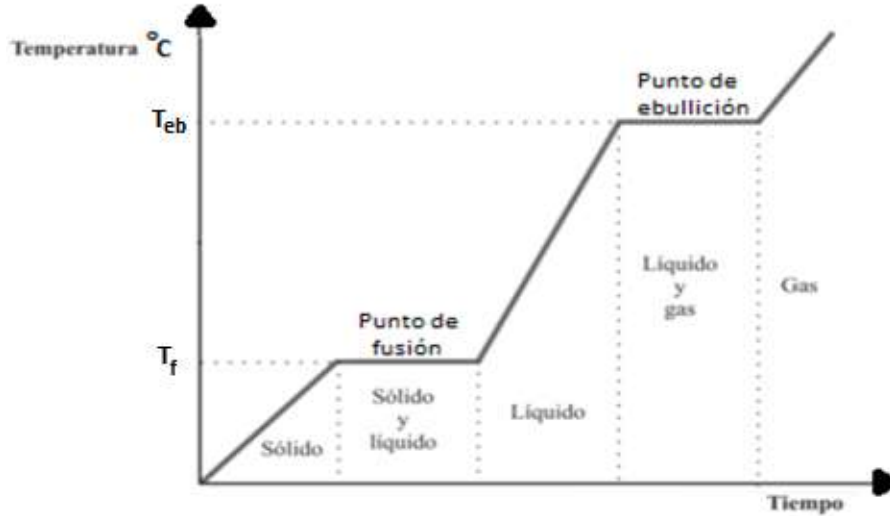


Figura 2: Curva de calentamiento para sustancias puras

Todos los pasos mencionados son reversibles, de modo que enfriando el vapor éste se condensará a la misma temperatura del punto de ebullición, sólo que ahora se desprende calor, el mismo que se absorbió en la ebullición. El agua se enfriará de 100 °C a 0°C cediendo energía al medio ambiente y finalmente el agua con hielo se convertirá en hielo sólido, es decir, solidificará a la misma temperatura del punto de fusión.

En el siguiente enlace encontrarás simulaciones de cada uno de los estados de agregación de la materia, de los cambios de estado y podrás realizar actividades finales que te permitirán aplicar lo trabajado.

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/material/es/estados/estados1.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/material/es/estados/estados1.htm)



## ¡ACTIVIDAD!



El punto de fusión de una sustancia es  $-98^{\circ}\text{C}$  y su temperatura de ebullición es  $66^{\circ}\text{C}$ , ambos datos a 1 atm. ¿En qué estado de agregación se encuentra la sustancia a temperatura ambiente ( $20^{\circ}\text{C}$ )?

## PROPIEDADES DE LA MATERIA

---

Los cuerpos tienen propiedades que pueden ser apreciadas por los sentidos, o bien medidas con instrumentos en el laboratorio, que nos permiten distinguirlos entre sí. Podemos clasificar a estas propiedades en dos grandes grupos:

**a- Propiedades extensivas:**

Las **propiedades extensivas** son aquellas que **varían de acuerdo con la cantidad de materia considerada**; por ejemplo, si se tienen 5 ml de aceite en una taza y se agregan 3 ml más, el volumen de aceite en la taza es 8 ml. El volumen es una propiedad extensiva que varió directamente al variar la cantidad de materia. Otros ejemplos son la masa, el peso y la energía.

**b- Propiedades intensivas:**

Las **propiedades intensivas** son aquellas que **no cambian al variar la cantidad de materia**; por ejemplo, el color de la sangre siempre será rojo, ya sea el de una gota o un litro. La temperatura a la cual una sustancia cambia de estado también es una propiedad intensiva; por ejemplo, el agua hierve a 100°C, sin importar la cantidad de la que dispongamos (1 litro, 2 litros, ½ litro). La densidad ( $\delta$ ) también es una propiedad intensiva. Se define como la relación entre la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa.

**Densidad: masa/volumen**

A pesar de ser el cociente de dos propiedades extensivas (masa y volumen), la densidad es una propiedad intensiva ya que no depende de la cantidad de materia que se considere. En efecto, la densidad del agua presente dentro de un vaso, por ejemplo, es igual a la densidad del agua contenida en una pileta.

La unidad que se usa comúnmente para expresar la densidad es gramos por centímetro cúbico ( $\text{g}/\text{cm}^3$ ).

## CAMBIOS QUÍMICOS Y FÍSICOS

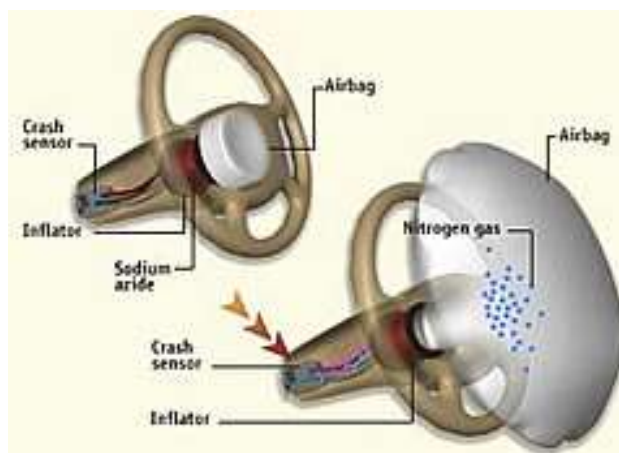
---

Así como se habla de propiedades físicas y químicas, se puede hablar de cambios físicos y químicos.



Las sustancias que sufren un cambio en sus propiedades químicas experimentan un **cambio químico**. En estos, la **composición de la sustancia se modifica** y se forman nuevas sustancias con propiedades físicas y químicas diferentes de las de partida.

Un ejemplo lo constituye la reacción de descomposición de la azida de sodio ( $\text{NaN}_3$ ) en el interior de un airbag o bolsa de aire. Ante un impacto del auto, un sensor genera una chispa eléctrica y esto desencadena la reacción de descomposición de la azida en sodio (Na) y nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) que, al ser un gas, permite que el airbag se infle. Las sustancias formadas, sodio y nitrógeno, tienen propiedades físicas diferentes a las de la azida.



**Aquellas sustancias que experimentan cambios en sus propiedades sin alterar su composición, se dice que han sufrido un cambio físico.** En este tipo de transformaciones, no se forma una nueva sustancia. Son ejemplos de cambios físicos los cambios de estado, dimensión, forma, propiedades magnéticas y conductividad eléctrica. Por ejemplo, el azufre funde a  $115^\circ\text{C}$ . Tanto el azufre líquido como el azufre sólido tienen diferente apariencia y exhiben propiedades físicas distintas, sin embargo, su composición no cambia, es decir, son químicamente idénticos.

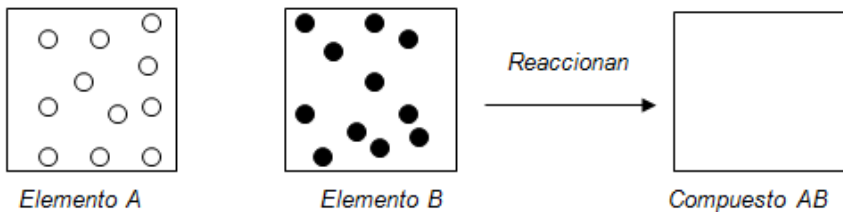
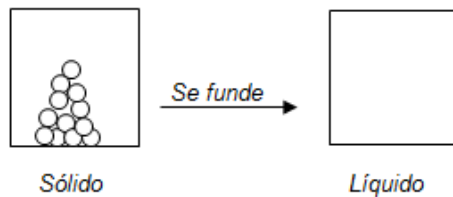


Figura 3: Manteca derritiéndose (cambio de estado). CAMBIO FÍSICO

## ¡ACTIVIDAD!



Representar utilizando el modelo de partículas, como aparecen las partículas tras el cambio que se indica. Cada tipo de círculos representan una clase diferente de partículas. ¿Qué tipo de cambio se produce en cada caso?



## SISTEMA

Dado que no es posible estudiar todos los componentes del Universo al mismo tiempo, debido a sus dimensiones y su complejidad, es necesario dividirlo en porciones para facilitar su investigación. A estas *porciones de materia, que se aíslan para estudiarlas*, se las denomina **sistemas materiales**.

Los sistemas materiales se pueden clasificar en:

- **Sistema homogéneo:** es aquel que está formado por **una sola fase**, pero... ¿a qué denominamos fase?

Llamamos fase a cada una de las partes macroscópicas de un sistema, que tienen iguales valores para sus propiedades intensivas.

Un vaso con trozos de hielo (*Figura 3*) y el almíbar (*Figura 4*) que utilizamos en las tortas, son ejemplos de esta clase de sistema, ya que en todos sus puntos presentan idénticos valores para todas sus propiedades intensivas.

Si tomamos diferentes trozos de hielo podremos observar que todos poseen la misma densidad, todos se funden a la misma temperatura (a 1 atm), todos flotan en agua, etc. Este sistema está constituido por una sola sustancia: el agua.

En el caso del almíbar, el sistema homogéneo está constituido por dos sustancias: agua y azúcar, dando lugar a un sistema cuyas propiedades intensivas son uniformes en cada una de sus partes. Un sistema formado por dos o más sustancias será homogéneo siempre y cuando cumpla con la condición de tener una sola fase.



*Figura 3: Almíbar*  
**1 fase: líquida**  
**2 componentes: azúcar y agua**



*Figura 4: Vaso con trozos de hielo*  
**1 fase: sólida**  
**1 componente: agua**

- **Sistema heterogéneo:** posee **dos o más fases**, es decir, que presenta distintos valores para alguna de sus propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema, las que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Si el sistema material está constituido por agua y aceite (Figura 5), es evidente que las propiedades intensivas del aceite como la densidad, el punto de fusión y ebullición, la viscosidad, etc. son diferentes a las del agua. Este sistema posee dos fases. Pero un sistema heterogéneo no necesariamente tiene que estar constituido por sustancias diferentes. Por ejemplo, si analizamos el caso de un vaso de agua que contenga dos o tres trozos de hielo (Figura 6), es evidente que la densidad (propiedad intensiva) será diferente. También existe una superficie de discontinuidad claramente definida. El sistema es heterogéneo porque tiene dos fases. En los tres trozos de hielo, los valores de todas las propiedades intensivas son constantes, por lo tanto, constituyen una sola fase.



*Figura 5: Agua y aceite*  
**2 Fases: Líquidas**  
**2 Componentes: aceite y agua**



*Figura 6: Hielo y agua*  
**2 Fases: Sólida y líquida**  
**1 Componente: agua**

Vamos a resumir en el siguiente cuadro lo dicho anteriormente:

Según el número de componentes		
	<i>Un componente</i>	<i>Dos o más componentes</i>

Según el número de fases		
<b>SISTEMA HOMOGÉNEO (una fase)</b>	Hierro (Fe); agua (H <sub>2</sub> O); bromo líquido (Br <sub>2</sub> ).	Solución de sal en agua; agua y alcohol; gas metano y gas propano.
<b>SISTEMA HETEROGÉNEO (dos o más fases)</b>	Agua con vapor de agua; agua y cubos de hielo.	Aceite y vinagre; piedras y arena; granito (cuarzo, feldespato y mica)

## ¡ACTIVIDAD!

Dado el siguiente sistema material: agua, vapor de agua, aceite y cuarzo.

- ¿Se trata de un sistema homogéneo o heterogéneo?
- ¿Cuáles son sus componentes?
- ¿Cuántas fases hay? ¿Cuáles son?



## CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES

Una muestra de sal de mesa constituye un sistema homogéneo. Una moneda de cobre también constituye un sistema homogéneo. Estos sistemas están constituidos por una sola sustancia (NaCl y cobre respectivamente). A los *sistemas formados por una sola sustancia* se los denomina **cuerpos puros**. En este caso, no podremos obtener porciones con distintos valores para sus propiedades intensivas aplicando métodos de fraccionamiento (destilación simple, destilación fraccionada, cromatografía, cristalización).

Así mismo, el agua lavandina o una porción de almíbar son sistemas homogéneos. Estos sistemas están formados por más de una sustancia: agua e hipoclorito de sodio en el primer caso y agua y azúcar en el segundo caso. A estos *sistemas homogéneos, constituidos por dos o más sustancias* se los denomina **soluciones**. Si aplicamos algún método de fraccionamiento (destilación simple, destilación fraccionada, cromatografía, cristalización), es posible obtener porciones con distintos valores para sus propiedades intensivas.

Podemos comprender ahora el concepto de **sustancia**. Llamamos sustancia a *aquello que constituye todos los cuerpos puros con iguales valores para sus propiedades intensivas. O lo que es lo mismo, una sustancia es una porción de materia cuyas muestras están formadas por partículas (átomos, moléculas o iones) de una sola clase.*

Tomemos como ejemplo el amoníaco. Una muestra de esta sustancia está formada solamente por moléculas de amoníaco (NH<sub>3</sub>). El agua (H<sub>2</sub>O), el azúcar (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>), la sal de mesa (NaCl) y el oxígeno gaseoso (O<sub>2</sub>) son otros ejemplos de sustancias.

En la naturaleza, prácticamente no se encuentran sustancias puras. Por lo tanto, se deberán aplicar uno o varios métodos de separación para purificar una muestra de la sustancia. Para comprobar que un determinado cuerpo contiene un sólo tipo de **sustancia** debe cumplir las siguientes **condiciones**:

- ✓ *Presentar una composición idéntica en toda la muestra*, es decir, que todas las partículas de una sustancia deben ser idénticas entre sí.
- ✓ *Mantenerse constante la temperatura mientras ocurren cambios de estado*. Todas las sustancias experimentan cambios de estado bajo determinadas condiciones de temperatura y presión, que permanecen constantes mientras dura el cambio de estado es por eso que en el gráfico se observará una meseta (ver curva de calentamiento página 7).
- ✓ *No es posible separarlas mediante métodos físicos*. Se requiere de métodos químicos para lograr su total separación. Por ejemplo, al hacer pasar una corriente eléctrica a través del agua, es posible obtener sus componentes: oxígeno e hidrógeno. Los métodos físicos, como la vaporización, no separarán al agua de sus componentes, sólo provocarán un cambio de estado.

## ¡ACTIVIDAD!



Determina si los siguientes sistemas corresponden a cuerpos puros o soluciones.

- |                     |                    |                      |
|---------------------|--------------------|----------------------|
| a) Agua con vinagre | b) Alcohol etílico | c) Canilla de bronce |
| d) Diamante         | e) Agua azucarada  | d) Aire filtrado     |

## MEZCLAS

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. El aire, por ejemplo, es una mezcla de gases, principalmente nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono y vapor de agua. Las mezclas no tienen una composición constante, por lo tanto, las muestras de aire recolectadas de varias ciudades tendrán una composición distinta debido a sus diferencias en altitud y contaminación, entre otros factores que también pueden incidir.

En esta clasificación incluiremos a las soluciones (mezclas homogéneas) y a las mezclas heterogéneas.

Para comprobar que estamos frente a un cuerpo que está constituido por una **mezcla** de sustancias deben cumplirse las siguientes **condiciones**:

- ✓ *Que la muestra presente una composición variable* ya que dependen de los tipos de sustancias que la componen y de las proporciones de cada una de ellas.
- ✓ *La temperatura es variable durante el cambio de estado*. Si realizamos una curva de calentamiento de una muestra que contiene una mezcla de sustancias, por ejemplo, agua y vinagre, se observará que la temperatura no se mantiene constante en el tiempo durante el cambio de estado, como ocurre en el caso de una sustancia.
- ✓ *Es posible separarlas en sus componentes por métodos físicos, sin cambiar la identidad de los mismos*. Por ejemplo, el azúcar se puede separar de la disolución acuosa al calentar y evaporar la disolución hasta que se seque. Si se condensa el vapor de agua liberado, es posible obtener el componente agua.

### **EJERCITACIÓN Nº1**

1. Lea atentamente los siguientes enunciados y coloque en el paréntesis la letra que corresponda:

**G: Estado gaseoso**

**S: Estado sólido**

**L: Estado líquido**

- (.....) Predominan las fuerzas de atracción.
- (.....) Volumen constante y forma variable.
- (.....) Movimiento vibratorio de las partículas en un sitio fijo.
- (.....) Altamente compresibles.
- (.....) Valores de densidad bajos.
- (.....) Las partículas pueden moverse en cualquier dirección.

2. A temperatura ambiente, la sal común se encuentra en estado sólido. Indica la afirmación correcta relativa a las partículas constituyentes de la sal.

- a) Están unidas por fuerzas muy débiles
- b) Tienen libertad total de movimiento.
- c) Poseen movilidad suficiente para adaptarse a la forma del recipiente.
- d) No se pueden separar unas de otras, manteniendo distancias constantes.

3. Explique las siguientes cuestiones:

- a) Se infla un balón de fútbol durante el día. Por la noche, cuando la temperatura desciende, el balón se desinfla.
  
- b) La ropa mojada se seca más rápido cuando está extendida.

c) Se coloca un globo en el cuello de un matraz, se calienta el aire que se encuentra en su interior y se observa que el globo se infla.

4. Indique los cambios de estado que se producen en los siguientes casos:
- Los bloques de granito se pueden romper durante las heladas nocturnas.
  - Los cristales de yodo pueden originar unos vapores de color violeta al aumentar la temperatura.
  - Los corredores de maratón se echan agua encima para refrescarse.
  - Se observa la aparición de gotitas de agua sobre el vidrio de una ventana en un día de invierno.
  - Se derrite chocolate
  - Dejamos una bolilla de naftalina en el armario para ahuyentar las polillas.
5. El “hielo seco” que se emplea para mantener fríos muchos productos es dióxido de carbono sólido. El “hielo seco” en condiciones normales no se funde como el hielo común (agua en estado sólido), sino que se transforma en gas. Responde:
- ¿Cómo se denomina este cambio de estado que sufre el dióxido de carbono sólido?
  - Durante esta transformación, ¿el dióxido de carbono absorbe o libera energía?
  - Representa, utilizando el modelo de partículas, este cambio.
  - Describe a nivel microscópico qué cambios ocurren en esta transformación.
6. Da ejemplos de cambios de estado que respondan a las siguientes características, indica el nombre de cada cambio y expresa si durante dicho proceso se absorbe o se libera energía:

Características	Ejemplo	Nombre del cambio de estado	¿Se absorbe o se libera energía?
<i>Un líquido que pasa a estado gaseoso. Ocurre a nivel de la superficie.</i>			
<i>Una sustancia que en condiciones normales es gaseosa, se transforma de gas a líquido.</i>			
<i>Cambio de estado en el que una sustancia pasa de gas a sólido.</i>			
<i>Un líquido pasa a estado sólido.</i>			

7. Observa la siguiente tabla:

Sustancia	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
-----------	--------------------------	----------------------

Oro	2600	1063
Mercurio	357	-38,9
Hierro	2735	1535
Naftalina	218	80
Oxígeno	-183	-218,4

- a) Indique el estado de agregación de dichas sustancias a 175 °C:
- Sólidos:.....
  - Líquidos: .....
  - Gases: .....
- b) Clasifique las sustancias en dos grupos: las que se comprimen mucho a 500 °C y las que no.
- c) Indique el estado de agregación del mercurio y el oxígeno a -50 °C
- 8.** Las siguientes propiedades fueron determinadas para una cierta cantidad de hierro. Indica cuáles de ellas son intensivas y cuales extensivas.
- a) Masa: 40 g
  - b) Color: grisáceo brillante
  - c) Densidad: 7,8 g/ml
  - d) Volumen: 5,13 ml
  - e) Punto de fusión: 1535°C
- 9.** Indique si los siguientes fenómenos son físicos o químicos:
- a) Movimiento de un cuerpo
  - b) Combustión del carbón
  - c) Disolución de sal en agua
  - d) Oxidación del hierro
  - e) Evaporación del alcohol
  - f) Adhesión de un imán a una heladera
  - g) Realizar la digestión de los alimentos
  - h) Formación de sarro en una pava.
- 10.** El amoníaco que se vende en los comercios es un líquido transparente de olor penetrante. ¿Qué experiencia realizarías para saber si se trata de un cuerpo puro?



11. En la siguiente imagen se observa un sistema material armado por un grupo de alumnos. Indica la cantidad de fases y componentes que tiene. Justifica tu respuesta.



12. Para los siguientes sistemas, determinen:

- a) La cantidad de fases.
- b) Si se trata de sistemas homogéneos o heterogéneos.
- c) La cantidad de componentes.

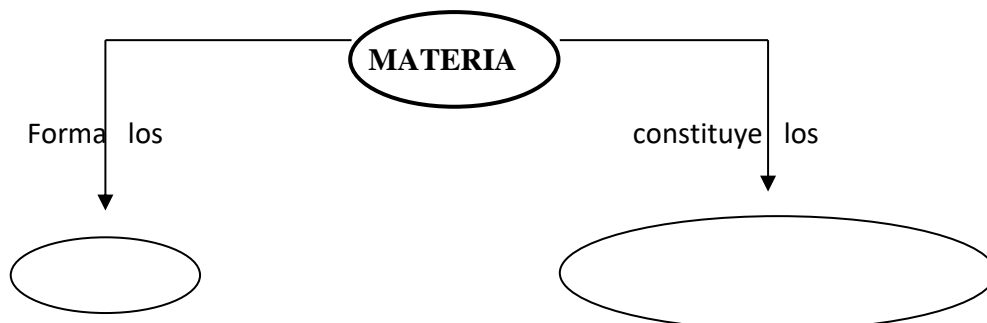
- i. Un café instantáneo preparado con agua y endulzado con azúcar.
- ii. Un frasco que contiene tuercas, tornillos y chinchas.
- iii. Un vaso con agua y hielo.
- iv. Un recipiente con harina, agua salada y semillas.
- v. Un recipiente con yodo, vapor de yodo y aire.

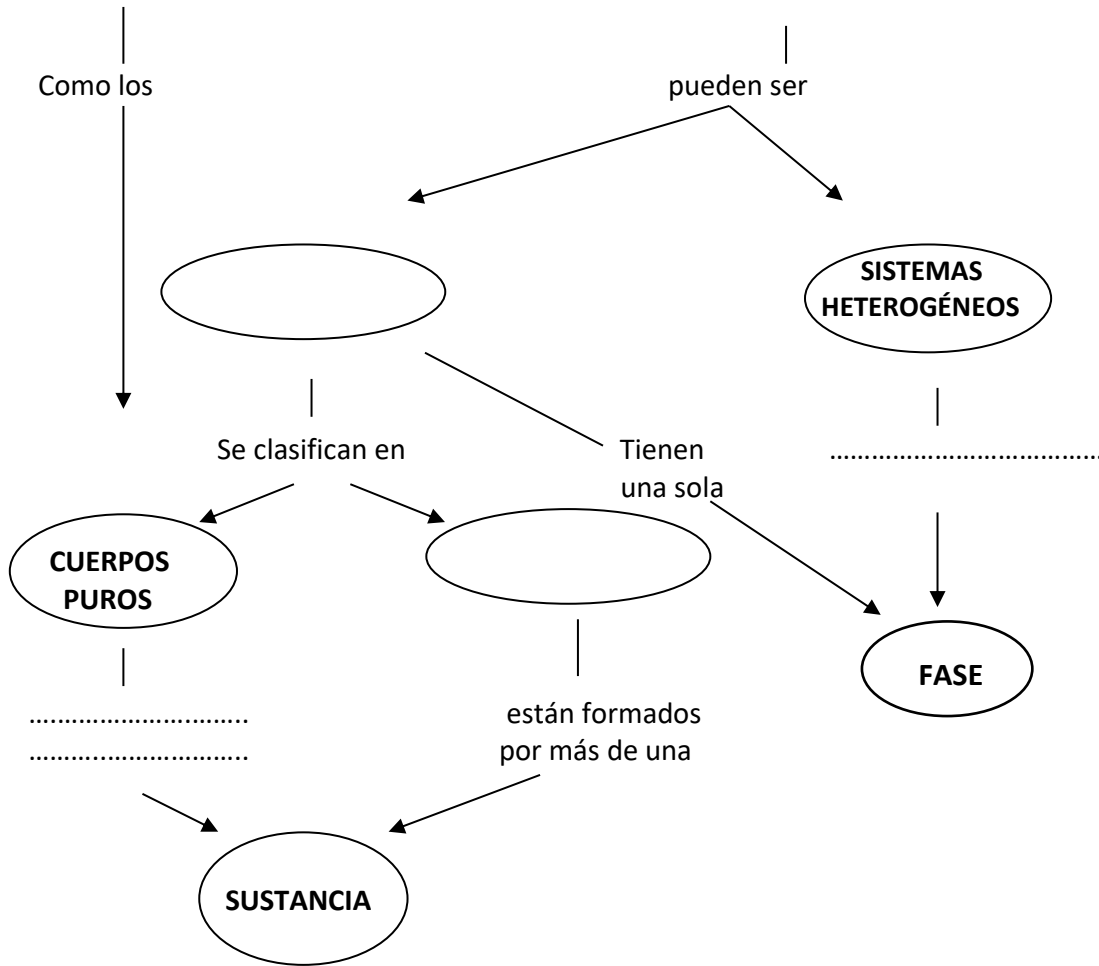
13. Propone un sistema material en cada caso, que cumpla con las siguientes condiciones:

- a) Sistema heterogéneo formado por dos fases y tres componentes.
- b) Sistema homogéneo formado por tres componentes.
- c) Sistema heterogéneo formado por tres fases y cuatro componentes.

14. En dos vasos de precipitados hay **agua** y **alcohol** respectivamente. ¿Qué propiedades intensivas le permiten identificar cada contenido? Enumere al menos 3 diferentes para cada **sustancia**.

15. Completa el siguiente mapa conceptual con los conceptos y conectores que falten:





**RESPUESTAS**

1. S, L, S, G, G, G

2. D

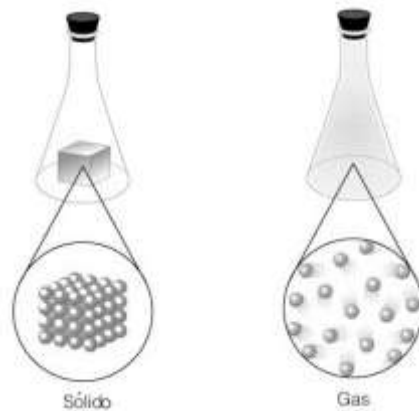
3. -

4.

- a) Solidificación
- b) Volatilización
- c) Evaporación
- d) Condensación
- e) Fusión
- f) Volatilización

5.

- a) Volatilización
- b) Absorbe
- c)



d)-

6.

Características	Ejemplo	Nombre del cambio de estado	¿Se absorbe o se libera energía?
<i>Un líquido que pasa a estado gaseoso. Ocurre a nivel de la superficie.</i>	-	<b>Evaporación</b>	<b>Absorbe</b>
<i>Una sustancia que en condiciones normales es gaseosa, se transforma de gas a líquido.</i>	-	<b>Condensación</b>	<b>Libera</b>
<i>Cambio de estado en el que una sustancia pasa de gas a sólido.</i>	-	<b>Sublimación</b>	<b>Libera</b>
<i>Un líquido pasa a estado sólido.</i>	-	<b>Solidificación</b>	<b>Libera</b>

7.

- a) Sólidos: Oro; Hierro  
Líquidos: Mercurio; Naftalina  
Gases: Oxígeno
- b) Se comprimen mucho: Mercurio; Naftalina; Oxígeno  
No se comprimen: Oro; Hierro.
- c) Mercurio: estado sólido; Oxígeno: estado gaseoso

**8.**

- a) Extensiva
- b) Intensiva
- c) Intensiva
- d) Extensiva
- e) Intensiva

**9.**

- a) Físico
- b) Químico
- c) Físico
- d) Químico
- e) Físico
- f) Físico
- g) Químico
- h) Químico

**10.–**

**11.** 4 fases; 4 componentes

**12.**

- i. 1 fase; homogéneo; 3 componentes
- ii. 3 fases; heterogéneo;
- iii. 2 fases; heterogéneo; 1 componente
- iv. 3 fases; heterogéneo; 4 componentes
- v. 2 fases; heterogéneo;

**13.–**

**14.–**

**15.–**

## UNIDAD Nº2

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y TABLA PERIÓDICA

## ¿PARA QUE SE UTILIZAN LOS MODELOS EN QUÍMICA?

Para interpretar la Naturaleza, los científicos proponen representaciones lo más aproximadamente posibles a la realidad, que suelen *denominarse Modelos*.

Estos modelos se elaboran a partir de los resultados de la experimentación y su validez se prueba por medio de nuevos experimentos; si explican correctamente el comportamiento de la materia siguen en vigencia, de lo contrario son modificados o reemplazados por otros nuevos.

Por medio de los modelos se trata de explicar hechos o fenómenos que no se pueden observar directamente, tales como la estructura atómica, la naturaleza de la luz, etc.

## TEORÍA ATÓMICO MOLECULAR

La historia de los modelos atómicos comienza varios siglos A.C., en la antigua Grecia. En ese entonces, eran los filósofos quienes, entre otras cosas, se ocupaban de pensar cómo estaba constituida la materia. Y había dos opiniones encontradas: por un lado, la de Demócrito y su maestro Leucipo, y por otro, la de Aristóteles.

Demócrito y Leucipo, sostenían que la materia estaba formada por diminutas partículas indivisibles, a las que denominaron “átomos”.

Aristóteles, por su parte, consideraba que la materia era continua y que los átomos no existían. Según él, cualquier cuerpo podía ser dividido indefinidamente, es decir, una vez roto en dos, los pedazos resultantes podrían ser fragmentados en otros de menor tamaño, y estos, de nuevo, podrían romperse y así sucesivamente, de forma que siempre es posible dividir cada uno de los trozos obtenidos.

Hoy sabemos que Demócrito y Leucipo tenían razón. Sin embargo, debieron transcurrir más de 2000 años para que la idea de los átomos fuera nuevamente considerada. John Dalton, Químico inglés, retomó la idea filosófica de Demócrito sobre la discontinuidad de la materia, y publicó en 1808 la primera **teoría atómica** con carácter científico, que se puede resumir en los siguientes postulados:

- 1) *La materia está formada por partículas indivisibles, llamadas átomos, que no pueden crearse ni destruirse.*
- 2) *Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos: tienen las mismas propiedades químicas e igual masa y tamaño y son diferentes a los átomos de cualquier otro elemento.*
- 3) *Los átomos de elementos distintos se combinan entre sí para formar compuestos.*

4) Una reacción química sólo implica una redistribución de los átomos de los reactivos que se agrupan formando productos.

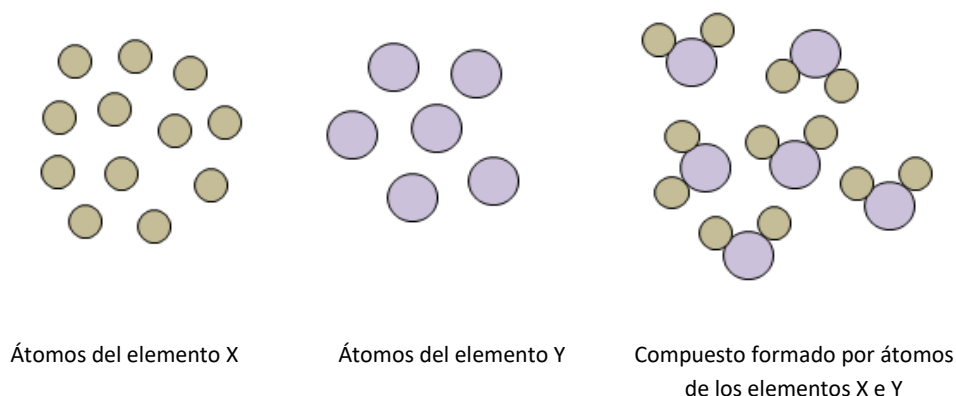


Figura 1: Representación esquemática de los postulados 2 y 3

## LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, denominadas **partículas subatómicas**. Estas partículas se denominan protones, neutrones y electrones.

Los **protones** y **neutrones** se encuentran en el **núcleo** del átomo. Los **electrones** se desplazan a gran velocidad formando una nube alrededor del núcleo llamada **zona extranuclear**. Entre el núcleo y la zona extranuclear hay espacio vacío.

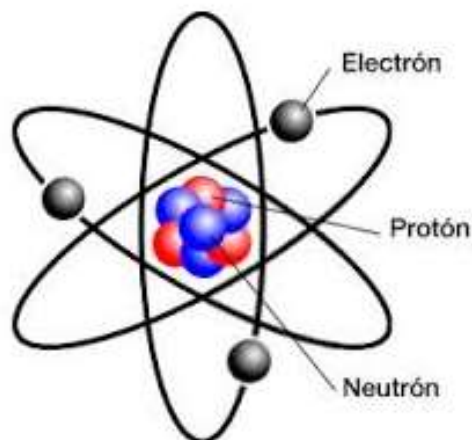
En la siguiente tabla se muestran los valores de carga y de masa de estas tres partículas:

	Núcleo		Zona extranuclear
	Protones	Neutrones	Electrones
<b>Símbolo</b>	p <sup>+</sup>	n <sup>0</sup>	e <sup>-</sup>
<b>Carga</b>	+1	0	-1
<b>Masa (g)</b>	1,67262 x 10 <sup>-24</sup>	1,67493 x 10 <sup>-24</sup>	9,109 x 10 <sup>-28</sup>

Como puedes ver, prácticamente toda la masa del átomo se concentra en el núcleo. Si se agrandara un átomo hasta llevarlo al tamaño de un estadio de fútbol, el núcleo ocuparía lo que una pelota de tenis en el centro de la cancha y los electrones, casi 2000 veces menores que el núcleo, girarían en las tribunas.

Todos los **átomos** son eléctricamente **neutros**, lo que indica que el número de protones y electrones que posee un átomo debe ser igual para que la carga total sea igual a cero. Esto es así ya que los protones tienen carga positiva y los electrones, negativa. Por ejemplo, si un átomo tiene 3 protones, entonces posee una carga igual a +3 debida a los protones (+1 por cada protón). Como el átomo es neutro, entonces deberá tener tres electrones con una carga total debida a ellos de -3 (-1 por cada electrón). De esta manera, la carga total del átomo es  $-3 + 3 = 0$

Esquemáticamente:



*Representación de un átomo neutro (átomo de Litio)*

En conclusión, el átomo es la porción más pequeña en la que se puede dividir la materia sin perder su identidad y como dijimos en la unidad anterior, es una partícula elemental que constituye las moléculas, pero... ¿qué es una molécula?

## **MOLÉCULAS**

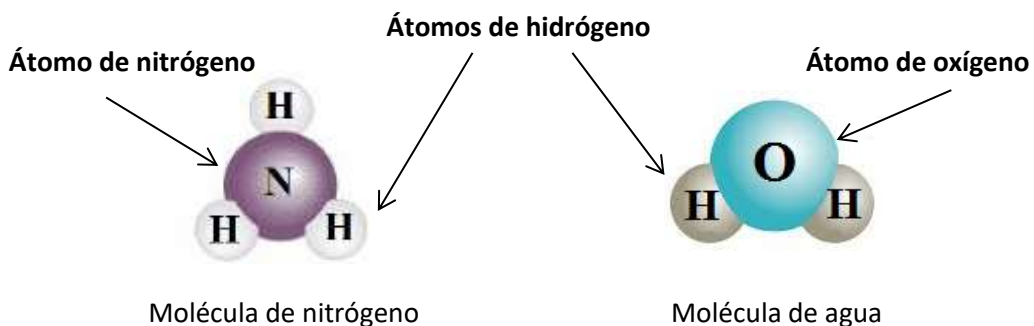
---

Una **molécula** es una partícula elemental que está formada por un **número entero de átomos**. Los átomos que componen una molécula pueden ser iguales. Por ejemplo: una molécula de hidrógeno ( $H_2$ ) está formada por dos átomos de hidrógeno.



Molécula de hidrógeno ( $H_2$ )

Pero también una molécula puede estar formada por átomos diferentes: una molécula de amoníaco ( $NH_3$ ) está formada por un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno y una molécula de agua ( $H_2O$ ) está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.



Molécula de nitrógeno

Molécula de agua

## ¡ACTIVIDAD!



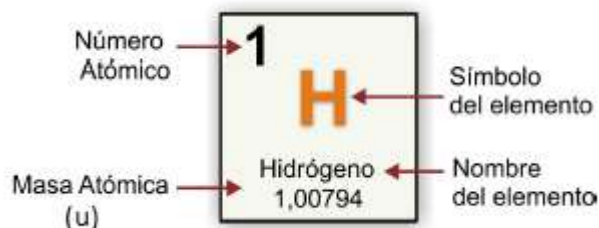
Si un átomo tiene 12 protones, ¿cuántos electrones tendrá?

## LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Aunque tienen la misma estructura general, los átomos no son todos iguales. Aquellos que tienen igual número de protones corresponden al mismo **elemento químico**. El oxígeno, hidrógeno, carbono, sodio, cloro, etc. son algunos ejemplos. En la actualidad, existen alrededor de 118 elementos, de los cuales 92 se encuentran en la naturaleza, mientras que el resto se han creado en forma artificial en los laboratorios. Todos los elementos tienen un nombre específico. A veces, este nombre proviene de una palabra en latín o en griego, y puede hacer referencia a alguna propiedad del elemento, pero también pueden corresponder al nombre de un científico destacado, a un lugar o a algún personaje mitológico. El nombre del Hidrógeno tiene que ver con una propiedad: viene de los términos griego *hidro* = agua y *genos* = que da origen, es decir, "el que da origen al agua". El Cromo viene de la palabra griega *chromos*, que significa color y el selenio de Selene, la diosa griega de la Luna. El Einstenio lleva ese nombre en honor al físico Albert Einstein. Por el último, el Francio y el Germanio hacen alusión a dos países, Francia y Alemania, respectivamente.

Los nombres de los elementos se abrevian utilizando un símbolo químico. El símbolo está relacionado con el nombre del elemento, y puede tener una, dos o tres letras; la primera siempre es mayúscula, y las siguientes son minúsculas; por ejemplo, el símbolo del cloro es Cl y el del carbono es C.

Los elementos químicos se representan en la tabla periódica de la siguiente forma:



## NÚMERO ATÓMICO

Los átomos de un mismo elemento químico se caracterizan por tener el mismo **número atómico**, es decir, la misma cantidad de protones. Por ejemplo, el número atómico del cloro es 17, esto significa que todos los átomos del elemento cloro poseen 17 protones en su núcleo. Se simboliza con la letra "Z" y se indica abajo y a la izquierda del símbolo del elemento.

$$Z = \text{N}^{\circ} \text{ de protones}$$



En los átomos eléctricamente neutros, el número de electrones es igual al número de protones. En este caso, el número atómico coincide con el número de electrones.

## NÚMERO MÁSIKO

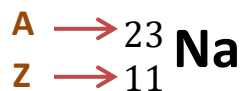
---

El **número másico** indica la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo del átomo. Se simboliza con la letra "**A**" y se indica arriba y a la izquierda del símbolo del elemento. Como el número de protones es el número atómico, también se puede decir que el número másico es la suma de Z y el número de neutrones.

$$A = Z + N^{\circ} \text{ de neutrones}$$

Por lo tanto, un átomo se representa teniendo en cuenta:

- El símbolo químico del elemento al que pertenece.
- El número atómico.
- El número másico.



Conociendo A (número másico) y Z (número atómico) puedes averiguar el número de neutrones:

$$N^{\circ} \text{ de neutrones} = A - Z$$

Si tuviéramos que calcular la cantidad de partículas subatómicas del sodio diríamos que tiene: 11 protones (porque Z es 11), 11 electrones y 12 neutrones (23-11).

### ¡ACTIVIDADES!

1. El número atómico del cloro es 17 y su número másico 35, ¿cuántos protones, neutrones y electrones tendrá?
2. Un átomo tiene 13 protones y 14 neutrones, ¿cuál será su número másico? ¿Y su número atómico?



## ISÓTOPOS

Se denomina isótopos a los **átomos de un mismo elemento** (de igual número de protones), que poseen **distinto número de neutrones**, y por consiguiente distinta masa o, lo que es lo mismo, tienen **igual número atómico** pero **distinto número másico**. Por ejemplo, en la corteza terrestre existen tres isótopos del elemento carbono: el carbono-12 ( $^{12}_6\text{C}$ ), carbono-13 ( $^{13}_6\text{C}$ ) y el carbono-14 ( $^{14}_6\text{C}$ ). Si bien los tres tienen seis protones en el núcleo, difieren en la cantidad de neutrones. El  $^{12}_6\text{C}$  tiene seis neutrones, el  $^{13}_6\text{C}$  tiene siete y el  $^{14}_6\text{C}$  tiene ocho. De allí la diferencia de masa entre los tres.

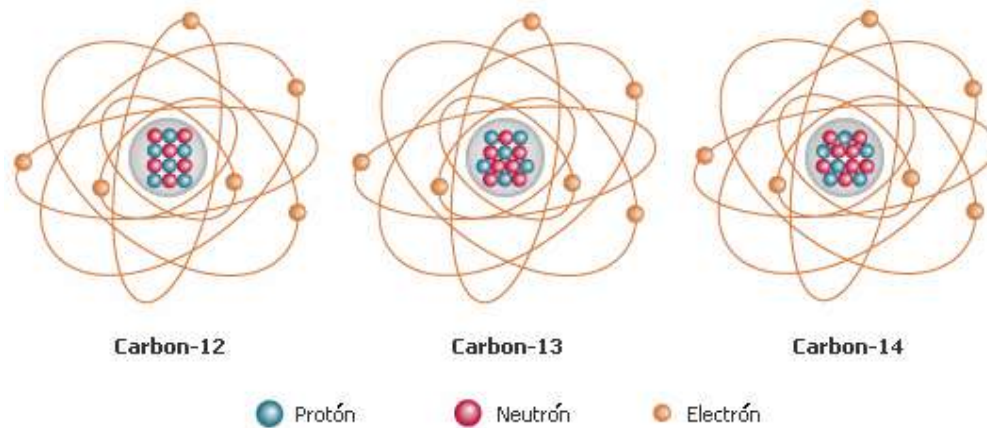


Figura 2: Esquema de los isótopos del elemento carbono

## IONES

Los átomos pueden ganar o perder electrones. En estos casos, siguen siendo el mismo elemento (porque poseen la misma cantidad de protones), pero dejan de tener las cargas compensadas y adquieren una carga neta positiva o negativa. A estos átomos con carga neta se los denomina **iones**. Los **cationes** son iones con **carga positiva**, y se generan cuando un átomo **pierde electrones**. Los **aniones** son iones con **carga negativa**, y se producen cuando los átomos **ganan electrones**.

El sodio, por ejemplo, tiene un  $Z=11$ , es decir, tiene 11 protones y 11 electrones. Cuando pierde un electrón, queda con 11 protones y 10 electrones, por eso se convierte en un catión con carga +1.



El oxígeno tiene un  $Z=8$ , es decir, tiene 8 protones y 8 electrones. Cuando gana 2 electrones, queda con 8 protones y 10 electrones, es decir, tiene dos cargas negativas más, y por eso se convierte en un anión con carga -2.



## ¡ACTIVIDADES!

1. Una partícula posee 20 protones, 20 neutrones y 18 electrones, ¿cuál será su
2. carga? ¿Se trata de un anión o de un catión? ¿Por qué?
3. El bromo puede ganar fácilmente un electrón, ¿qué carga tendrá el ión formado?



## SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS

Ahora que te presentamos el concepto de elemento, profundizaremos el concepto de sustancia. Te dijimos que sustancia es una porción de materia que está constituida por partículas elementales idénticas. Pero, a su vez, **las sustancias** se pueden clasificar en **sustancias simples** o **compuestas**. Las **sustancias simples** están **formadas por partículas pertenecientes al mismo elemento**, es decir que todas poseen el mismo número de protones. Estas sustancias no se descomponen en otras más simples. Por ejemplo, el oxígeno es una sustancia simple porque está formado por moléculas biatómicas del mismo elemento:  $O_2$ .

Las **sustancias compuestas** están **formadas por partículas de distintos elementos**. Por ejemplo, el agua es una sustancia compuesta ya que cada molécula de agua está formada por un átomo correspondiente al elemento oxígeno y dos átomos correspondientes al elemento hidrógeno:  $H_2O$ . Otros ejemplos pueden ser:  $CO_2$  (dióxido de carbono),  $CH_4$  (metano).

Estas sustancias pueden descomponerse en otras más simples; por ejemplo, es posible separar el hidrógeno y el oxígeno del agua mediante un proceso denominado “electrólisis”.



Hidrógeno ( $H_2$ )



Dióxido de carbono ( $CO_2$ )

## ZONA EXTRANUCLEAR: ORBITALES ATÓMICOS

Como ya te explicamos, el átomo está constituido por un núcleo donde se encuentran los protones y neutrones y una zona extranuclear donde se encuentran los electrones. Esta zona tiene aspecto de **nube** ya que, como no existe la posibilidad de conocer simultáneamente la posición y velocidad de un **electrón** en un instante dado en un átomo, sólo podemos referirnos a la **probabilidad** de hallarlo en un determinado lugar alrededor del núcleo de dicho átomo. A continuación, te mostramos la **nube electrónica** del átomo más sencillo: el de **hidrógeno**.



La zona de la nube más sombreada, más densa, representa espacios donde el electrón se encuentra con más frecuencia o, más exactamente, donde es mayor la probabilidad de hallarlo.

Resumiendo, se denomina **orbital atómico** a la zona del espacio alrededor del núcleo donde existe elevada probabilidad de encontrar a un electrón.

La energía de un electrón en un átomo y la zona donde es más probable encontrarlo están relacionadas a través de 4 números que los químicos teóricos denominaron “**números cuánticos**”. Estos son:

**Número cuántico principal (n):** está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital. Cuanto más grande es el valor de “n”, mayor es la distancia entre un electrón en el orbital respecto al núcleo y, en consecuencia, el orbital es más grande. Además, este número determina el nivel de energía al cual pertenece el electrón.

Toma valores enteros y positivos: 1, 2, 3..., que representan el primero, segundo, tercero, etc., niveles de energía de los electrones en un átomo.

**Número cuántico secundario o azimutal (l):** está relacionado con la forma del orbital. Cada nivel, está formado por uno o más subniveles y cada uno de estos subniveles está caracterizado por un valor de “l”.

Puede tomar valores de 0 a (n - 1) y está caracterizado por letras.

l	0	1	2	3
Letra que designa el subnivel	s	p	d	f

Para n = 1, “l” sólo puede tomar el valor cero. Al orbital correspondiente lo denominamos 1s.

Para n = 2, “l” puede tomar dos valores: 0 y 1. A los orbitales correspondientes los denominamos 2s y 2p.

En el siguiente cuadro resumimos lo dicho:

n = 1	l = 0	1s
n = 2	l = 0	2s
	l = 1	2p
n = 3	l = 0	3s
	l = 1	3p
	l = 2	3d
n = 4	l = 0	4s
	l = 1	4p
	l = 2	4d
	l = 3	4f

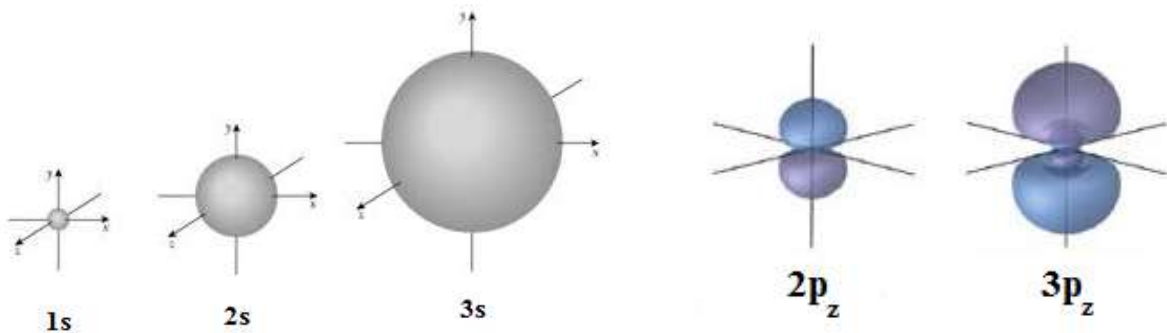


Figura 3: Representación de orbitales “s” y “p”

**Número cuántico magnético ( $m_l$ ):** está relacionado con la orientación espacial del orbital. Dentro de cada subnivel, el valor de  $m$  depende del valor de  $l$ .

Toma valores desde  $-l, (-l + 1), \dots, 0, \dots, (+l - 1), +l$

Para  $l = 0$  (orbital s), “ $m_l$ ” sólo puede tomar el valor cero, es decir que existe una sola forma en que el orbital “s” puede orientarse en el espacio (simetría esférica).

Para  $l = 1$  (orbital p), “ $m_l$ ” toma los valores:  $m = -1$ ;  $m = 0$ ;  $m = +1$ . Esto significa que el orbital “p” puede orientarse en el espacio de 3 formas distintas, según los ejes cartesianos  $p_x, p_y, p_z$  (ver Figura 4).

Para  $l = 2$  (orbital d), “ $m_l$ ” toma los valores:  $m = -2$ ;  $m = -1$ ;  $m = 0$ ;  $m = +1$ ;  $m = +2$ . Esto significa que el orbital “d” puede orientarse en el espacio de 5 formas distintas (ver Figura 5).

Para  $l = 3$  (orbital f), “ $m_l$ ” toma los valores:  $m = -3$ ;  $m = -2$ ;  $m = -1$ ;  $m = 0$ ;  $m = +1$ ;  $m = +2$ ;  $m = +3$  Esto significa que el orbital “f” puede orientarse en el espacio de 7 formas distintas (ver Figura 6).

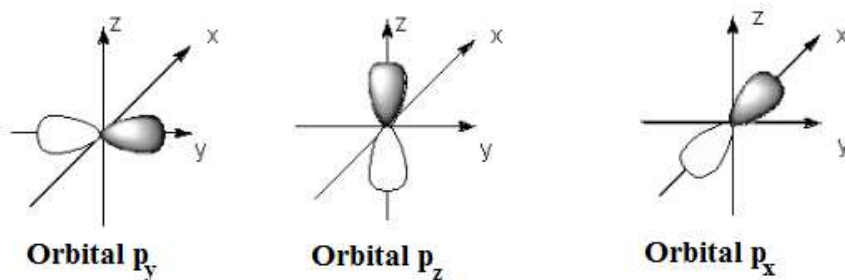


Figura 4: Orientación orbitales “p”

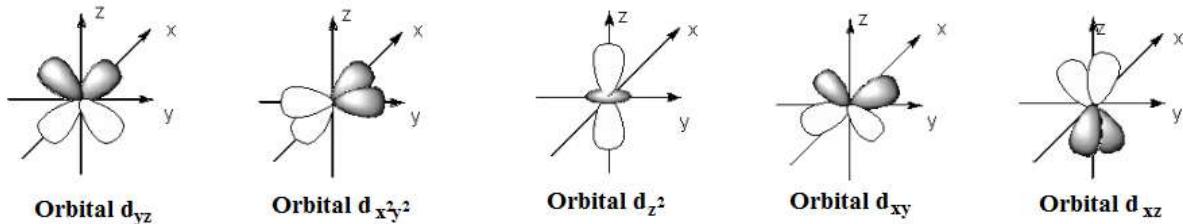
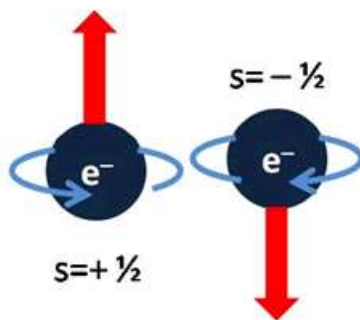


Figura 5: Orientación orbitales “d”



Figura 6: Orientación orbitales "f"

**Número cuántico de spin (s):** Una forma de visualizar este número es considerarlo que está relacionado con el sentido de giro del electrón sobre sí mismo. Puede tomar dos valores:  $+1/2$  y  $-1/2$ , que indican el sentido de giro igual o contrario al de las agujas del reloj.



Valores permisibles de los números cuánticos hasta  $n = 4$

n (Nivel)	l (Subnivel)	$m_l$ (Orientación)	s (giro del electrón)	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1	0 (1s)	0	$+1/2, -1/2$	2	2
2	0 (2s)	0	$+1/2, -1/2$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$(+1/2, -1/2)^*$	6	
3	0 (3s)	0	$+1/2, -1/2$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$(+1/2, -1/2)^*$	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$(+1/2, -1/2)^*$	10	
4	0 (4s)	0	$+1/2, -1/2$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$(+1/2, -1/2)^*$	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$(+1/2, -1/2)^*$	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$(+1/2, -1/2)^*$	14	

\*para cada valor de  $m_l$

## CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Cada electrón en un átomo está descrito por un conjunto de valores de cuatro números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $s$ ).

La distribución particular de los electrones en los distintos orbitales atómicos determina la configuración electrónica del átomo. Esta distribución no es azarosa, sino que los niveles y subniveles se “llenan” en orden creciente de energía siguiendo la “**regla de las diagonales**”:

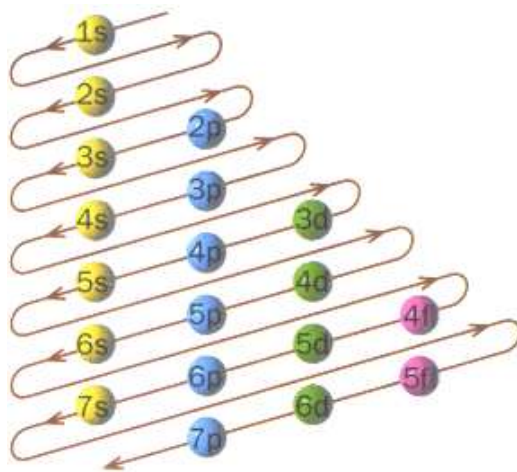
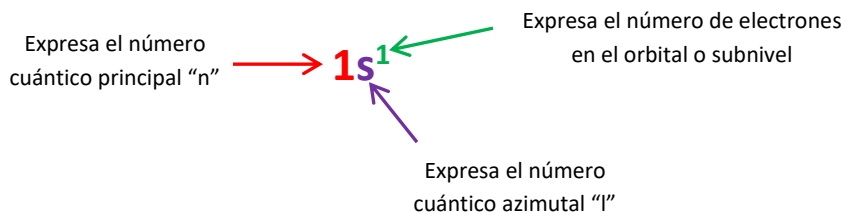


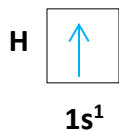
Figura 7: Esquema de llenado de los subniveles atómicos. Se comienza con el orbital 1s y se continúa hacia abajo siguiendo la dirección de las flechas.

Para el átomo de hidrógeno, por ejemplo, que posee un electrón, la configuración electrónica será:



Como vemos, a este electrón le corresponde el nivel de energía más bajo posible, es decir,  $n = 1$ . Si  $n = 1$ ,  $l = 0$  (orbital s),  $m = 0$  y  $s = +1/2$  o  $-1/2$ , por lo tanto los números cuánticos pueden ser: (1, 0, 0, +1/2) o (1, 0, 0, -1/2).

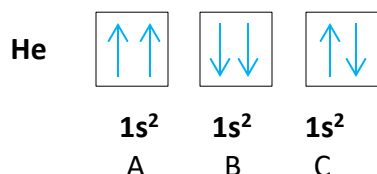
También es posible representar la configuración electrónica con un diagrama de orbital que muestra el espín del electrón.



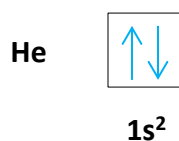
La flecha hacia arriba representa uno de los dos posibles giros o espines del electrón (también se podría representar con la flecha hacia abajo). La caja representa un orbital atómico.

## Principio de Exclusión de Pauli

Cada conjunto de números cuánticos está sujeto a una restricción expresada por el **Principio de Exclusión de Pauli** que establece que *en un átomo no existen dos electrones cuyos conjuntos de números cuánticos sean iguales*. En otras palabras, sólo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico, y deben tener espines opuestos. Por ejemplo, el átomo de helio tiene dos electrones, por lo que su configuración electrónica será  $1s^2$ . Existen tres formas posibles en las que se pueden colocar sus dos electrones en el orbital  $1s$ :



Los diagramas A y B están prohibidos por el Principio de Exclusión de Pauli. Sólo la representación C es correcta, porque un electrón tiene los números cuánticos  $(1, 0, 0, +1/2)$  y el otro tiene  $(1, 0, 0, -1/2)$ . Por lo tanto, el átomo de helio tiene la siguiente configuración electrónica:

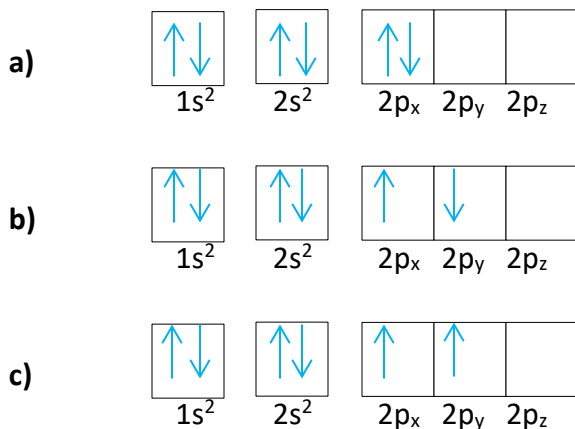


## Regla de Hund

La regla de Hund establece que *la distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos, es decir, antes de ocuparse totalmente un orbital (con dos electrones de espines opuestos) se semioocupan todos los orbitales de un mismo subnivel*.

Veamos un ejemplo:

El carbono tiene 6 electrones, por lo que su configuración electrónica será:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Los siguientes diagramas muestran las distintas formas en las que se pueden distribuir los electrones:

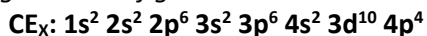




Ninguna de las tres representaciones viola el Principio de Exclusión de Pauli, sin embargo, el diagrama **c)** es el más estable según la Regla de Hund.

## ¡ACTIVIDADES!

Si un átomo neutro posee la siguiente configuración electrónica:



a- ¿Cuál es su número atómico?

b- ¿Cuántos electrones posee en el último nivel?

c- Escribe el valor de los cuatro números cuánticos para el último electrón del átomo.



## TABLA PERIÓDICA MODERNA

A medida que se fueron descubriendo los elementos químicos, los científicos intentaron encontrar relaciones entre ellos para poder ordenarlos y así poder estudiar sus propiedades. Sin embargo, fue recién en el siglo XIX, cuando se lograron los primeros resultados. Una de las primeras propuestas la realizó Döbereiner quien analizó las propiedades de los elementos en grupos de tres de ellos, llamadas triadas. Buscaba tres elementos con propiedades químicas similares y luego trataba de encontrar una relación entre las propiedades y los “pesos atómicos” (actualmente masas atómicas relativas) de los elementos.

Más tarde, Newland, propone ordenar los elementos según el valor creciente de pesos atómicos y encuentra que las propiedades de los mismos reaparecen después de intervalos de 8 elementos.

Los pasos definitivos para la clasificación periódica fueron dados por **Mendeléyev**, en 1869. Fue quien propuso por primera vez una **Tabla Periódica de los Elementos**. En este punto es muy importante que tengas en cuenta que, en esa época, se conocían sólo 63 elementos y que muchos de sus “pesos atómicos” eran incorrectos, por lo tanto, el trabajo de Mendeléyev fue realmente muy valioso.

Todas las tablas periódicas que se conocieron posteriormente a la de Mendeléyev fueron ligeras modificaciones de ésta, siempre utilizando los “pesos atómicos” como patrón de ordenamiento de los elementos.

Fue recién después que Moseley (1913) formulara el concepto de **número atómico** cuando se estableció que las propiedades de los elementos dependen fundamentalmente del número de electrones que tenga su átomo y por lo tanto de su número atómico.

La **ley periódica actual** dice:



*Dmitri Ivanovich  
Mendeléyev*

“Las **propiedades** de los **elementos** son **funciones periódicas** de sus **números atómicos**”.

La versión actual de la tabla periódica contiene los elementos conocidos, ordenados según el valor creciente de sus números atómicos sin ningún tipo de inversión. Los elementos quedan dispuestos en la tabla, formando hileras **horizontales**, llamadas **períodos** y columnas **verticales** llamadas **grupos**.

Hay que tener en cuenta que los lantánidos y actínidos deberían ubicarse a partir del lantano y el actinio, respectivamente. No se hace así y se los agrega al final de la tabla, simplemente por cuestiones de comodidad.

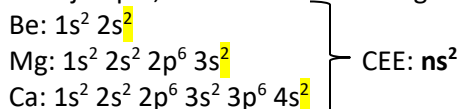
### PERÍODOS:

- ✓ En total existen **7** períodos (son las filas de la tabla periódica).
- ✓ El número del período al cual pertenece un elemento coincide con la cantidad de niveles de energía en que se ubican los electrones en sus átomos. Así el H ( $1s^1$ ) y el He ( $1s^2$ ) están en el período 1, ya que tienen un nivel de energía ocupado con electrones; el Li ( $1s^2 2s^1$ ) y el O ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) tienen dos niveles de energía ocupado con electrones, por lo tanto, pertenecen al período 2.
- ✓ Todos los períodos empiezan con un elemento en el que comienza a llenarse un orbital **s**.

### GRUPOS:

- ✓ En total existen 18 grupos (en el esquema son las 18 columnas verticales).
- ✓ Los elementos de un mismo grupo tienen igual configuración electrónica externa (CEE), por lo que *el número del grupo al cual pertenece el elemento coincide con el número de electrones que tienen sus átomos en el último nivel de energía.*

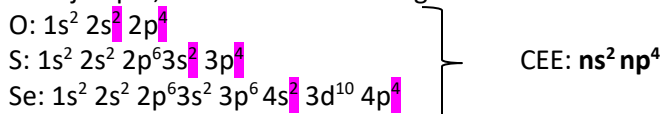
Por ejemplo, si realizamos la configuración electrónica de Be, Mg y Ca, obtenemos:



Como puede observarse, los tres tienen 2 electrones en el último nivel, por lo tanto, todos pertenecen al Grupo 2.

Para los elementos de los grupos 13 a 18, la última cifra del número del grupo al cual pertenece el elemento coincide con el número de electrones que tienen sus átomos en el último nivel de energía.

Por ejemplo, si realizamos la configuración electrónica de O, S y Se, obtenemos:



Como puede observarse, los tres tienen 6 electrones en el último nivel, por lo tanto, todos pertenecen al Grupo 16.



**1 Metales.** Al combinarse sus átomos con otros elementos, tienen tendencia a perder electrones y convertirse en cationes. Además:

- ✓ Tienen brillo.
- ✓ Son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio que es líquido;
- ✓ Son dúctiles y maleables, es decir, se pueden transformar en hilos y láminas delgadas, respectivamente;
- ✓ Conducen muy bien el calor y la electricidad.
- ✓ Tienen puntos de fusión y ebullición altos.

**2 No metales.** Al combinarse sus átomos con otros elementos, tienen tendencia a ganar electrones y convertirse en aniones. Además, presentan como características generales:

- ✓ Pueden encontrarse a temperatura ambiente en los tres estados de agregación (sólido, líquido o gaseoso).
- ✓ Son malos conductores del calor y la electricidad.
- ✓ Tienen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.

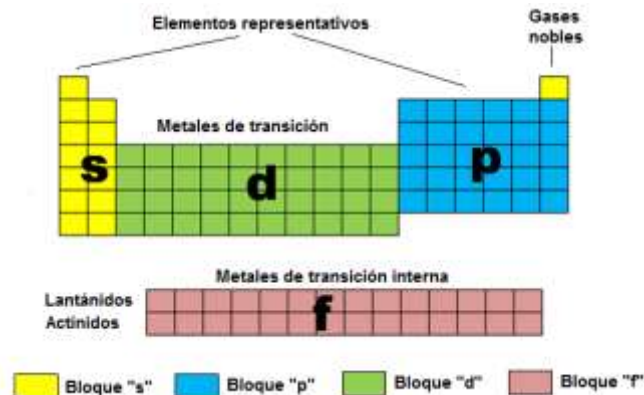
Los no metales se encuentran separados de los metales por una línea imaginaria (“en escalera”) que comienza con el boro y termina con el astato.

Corresponde incluir entre ellos al hidrógeno, si bien este elemento tiene, en cierta medida, propiedades peculiares.

**3 Gases inertes** (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn), también conocidos como gases raros o nobles. Se ubican en el **Grupo 18** y se caracterizan por su inactividad química ya que poseen una estructura electrónica estable, por lo que no tienden ni a ganar ni a perder electrones con facilidad. A excepción del helio, todos ellos tienen, en el último nivel, 8 electrones. Los átomos de helio, en cambio, alcanzan una estructura electrónica estable con sólo 2 electrones.

❖ Según su configuración electrónica, específicamente el subnivel que se haya llenado, los elementos se clasifican en:

- **Representativos:** son los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17. Se caracterizan por tener su “último” electrón en un subnivel “s” o “p”.
- **Metales de transición:** son los elementos de los grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12. Se caracterizan por tener su último electrón en el subnivel “d”.
- **Metales de transición interna (lantánidos y actínidos):** se encuentran en la parte inferior de la tabla periódica. Se caracterizan por tener su último electrón en el subnivel “f”.



## PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

A continuación, analizaremos cómo varían las diferentes propiedades de los elementos a lo largo de la tabla periódica.

### 1. Radio atómico

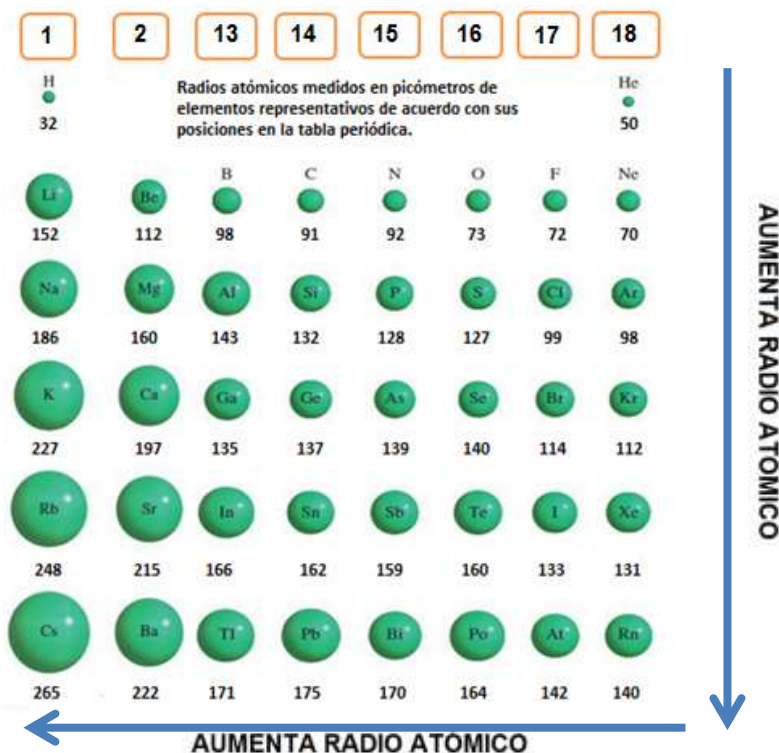
Es la mitad de la distancia entre dos núcleos. Es importante tener en cuenta que el concepto de “tamaño de un átomo” no es preciso, ya que la nube de electrones que rodea al núcleo no tiene una frontera definida. Sin embargo, por convención consideraremos los átomos esféricos.

Si nos ubicamos dentro de un mismo grupo, el radio atómico aumenta al aumentar Z, ya que al pasar de un elemento al siguiente a lo largo de un grupo existe una capa más.

Por ejemplo, si consideramos el grupo 1 (Alcalinos), el radio atómico será mayor obviamente para el Francio cuyos electrones más externos se encuentran en el nivel 7 que el Litio cuyos electrones se encuentran en el nivel 2. Al estar en el nivel 7 se encontrará a mayor distancia del núcleo por eso tendrá mayor radio atómico que el Litio.

Si bien la cantidad de protones aumenta de 1 en el Hidrógeno a 87 en el Francio, las capas electrónicas producen un “efecto pantalla” que reduce la atracción que ejerce sobre los electrones el núcleo con cargas positivas.

En un período, el número atómico crece hacia la derecha. Esto significa que un elemento ubicado más a la derecha tendrá mayor cantidad de electrones que su vecino de la izquierda. Al tener más electrones tendrá más protones (cargas positivas). Por lo tanto, habrá más fuerza de atracción de los electrones hacia el núcleo y esto provocará una reducción pequeña del radio atómico ya que la nube electrónica se acercará más al núcleo, en conclusión, los elementos ubicados más a la derecha dentro de un mismo período tendrán menor radio atómico que los ubicados a la izquierda. Por eso, el radio atómico disminuye hacia la derecha.



## 2. Radio iónico

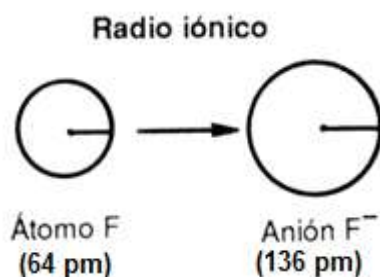
El radio iónico es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

Podemos considerar dos casos:

**a- Que el elemento gane electrones:** el electrón o electrones ganados se colocan en los orbitales vacíos, transformando el átomo neutro en un anión. La ganancia de electrones por un átomo no metálico aislado es acompañada por un aumento de tamaño.

Al comparar el valor del radio atómico de cualquier elemento con el de su anión, éste siempre es mayor, dado que, al aumentar el número de electrones en la capa más externa, también aumenta la repulsión entre los mismos aumentando de tamaño el orbital correspondiente y por lo tanto también su radio iónico.

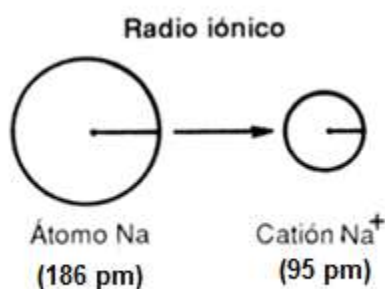
Por ejemplo:



**b- Que el elemento pierda electrones:** se pierden los electrones de la capa más externa y el elemento se transforma en un catión. La pérdida de electrones por un átomo metálico implica una disminución de su tamaño.

El valor del radio atómico del elemento es siempre mayor que el del correspondiente catión, ya que éste ha perdido todos los electrones de su capa más externa y su radio es menor.

Por ejemplo:



Por lo tanto, podemos concluir:

$$r_{\text{catiónico}} < r_{\text{atómico}} < r_{\text{aniónico}}$$

## ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Los átomos y los iones con el mismo número de electrones y distinto número atómico se denominan **isoelectrónicos**.

Por ejemplo, vamos a analizar los iones que forman los átomos de sodio (Na), flúor (F) y magnesio (Mg). Para ello tendremos en cuenta su configuración electrónica.

	<b>Z</b>	<b>CE</b>
<b>Na</b>	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
<b>F</b>	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
<b>Mg</b>	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Los iones formados son:

<b>Na<sup>+</sup></b>	$1s^2 2s^2 2p^6$ (el átomo ha perdido 1 electrón)
<b>F<sup>-</sup></b>	$1s^2 2s^2 2p^6$ (el átomo ha ganado 1 electrón)
<b>Mg<sup>+2</sup></b>	$1s^2 2s^2 2p^6$ (el átomo ha perdido 2 electrones)

Estos iones Na<sup>+</sup>, F<sup>-</sup> y Mg<sup>+2</sup> son un ejemplo de especies isoelectrónicas dado que las tres poseen la misma cantidad de electrones, es decir, la misma configuración electrónica.

### ***¿Qué relación tendrán los radios iónicos de iones isoelectrónicos?***

Estos tres iones poseen la misma configuración electrónica pero sus radios son diferentes porque poseen diferente cantidad de protones. El Mg<sup>+2</sup> posee la mayor cantidad de protones; por lo tanto, presenta la mayor atracción de los electrones y por consiguiente el menor radio. El ión F<sup>-</sup> tiene la menor cantidad de protones de los tres iones isoelectrónicos y, como resultado, presenta el mayor radio.

### **3. Energía de ionización**

La energía o potencial de ionización, es la energía necesaria para separar al electrón más débilmente unido al núcleo de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. Este proceso puede representarse por medio de una ecuación como:



La energía de ionización se mide en kJ/mol o kcal/mol

En un **grupo**, la energía de ionización **disminuye** al **aumentar el número atómico**, ya que al aumentar el número de capas, los electrones más externos están menos atraídos por el núcleo y, por lo tanto, es menor la energía necesaria para separarlos.

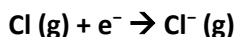




En un **periodo**, **aumenta al aumentar el número atómico**, ya que, para la misma capa, a mayor número atómico más atraídos por el núcleo estarán los electrones.

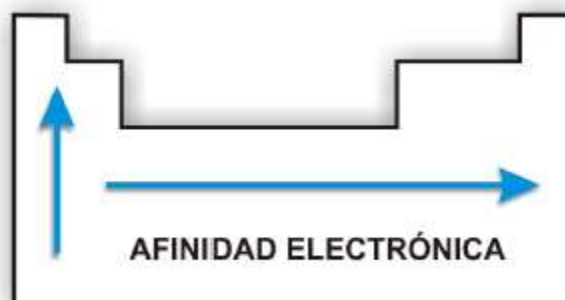
#### 4. Afinidad electrónica

Se denomina afinidad electrónica, a la energía asociada al proceso por el cual un átomo gaseoso en su estado fundamental acepta un electrón para formar un anión.



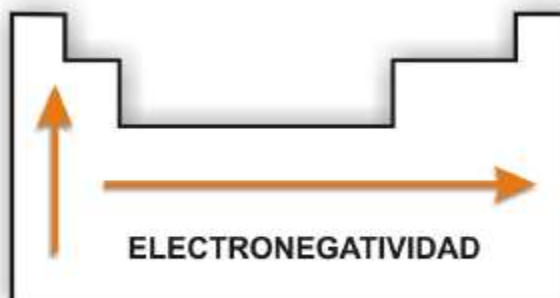
La afinidad electrónica se mide en kJ/mol o kcal/mol

Los elementos con alta energía de ionización tendrán gran tendencia a ganar electrones, tendrán afinidades electrónicas positivas; mientras que los elementos con baja energía de ionización tendrán poca tendencia a ganar electrones, tendrán afinidades electrónicas negativas. Por ello, la afinidad electrónica varía en la tabla periódica exactamente igual que el potencial de ionización.



#### 5. Electronegatividad

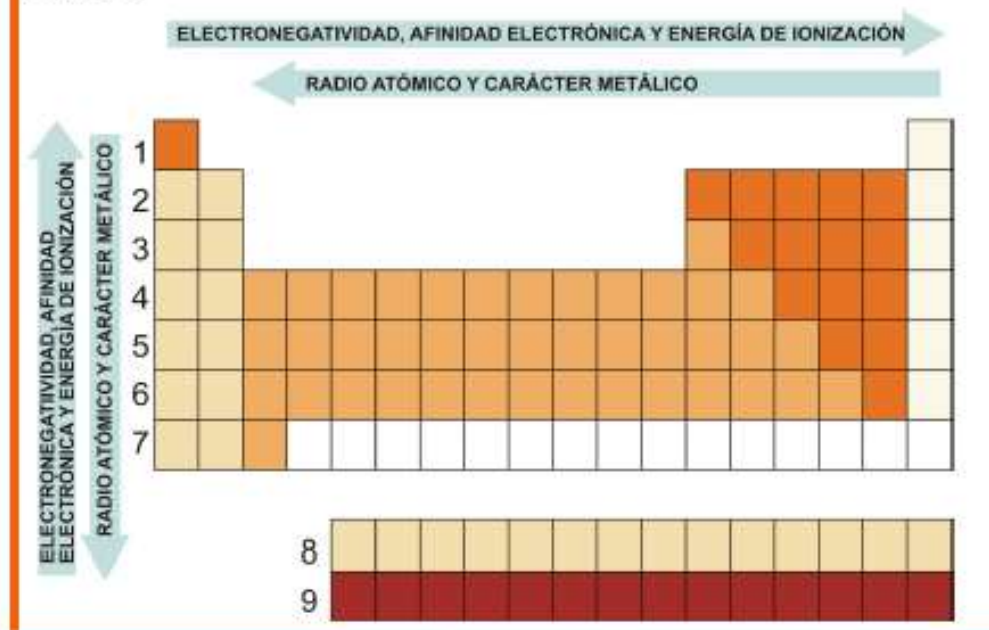
Es la tendencia que tiene un átomo a ganar electrones cuando participa de una reacción química. Si su electronegatividad es elevada significa que tiene mucha tendencia a atraer electrones de otro elemento que sería el dador. Los no metales son aceptores, es decir, electronegativos y los metales son electropositivos o sea, dadores de electrones.



Explica la siguiente cuestión: ¿Por qué crees que no hay datos de electronegatividad para los gases nobles?



**En síntesis...** Las propiedades periódicas aumentan en la tabla de la siguiente manera:

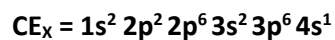


## EJERCITACIÓN Nº2

- Resuelve los siguientes incisos:
  - Describe la estructura de  $^{134}\text{Ba}$
  - Escriba el símbolo del átomo que contiene 83 protones y 126 neutrones.
  - Indique a qué elemento corresponden las siguientes características:  
Número de protones = 17; Número de electrones = 17; y Número de neutrones = 18.
- Completa la siguiente tabla con los datos que faltan:

Símbolo químico	Nº másico (A)	Nº atómico (Z)	$p^+$	$n^0$	$e^-$
K	39	19			
Mn			25	30	
	90	40			
Pb				126	
Ce	140			82	
$\text{Fe}^{+3}$				30	
$\text{S}^{-2}$				18	
	16		8		
Ca		20			20
Cl	35				17

- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Corrige sólo las falsas.
  - Los isótopos son átomos que tienen igual número de neutrones.
  - Si dos átomos tienen igual número másico, son isótopos.
  - El número másico es suficiente para conocer la estructura nuclear.
  - Dos isótopos tienen igual número másico pero diferente número atómico.
  - Los protones se encuentran en el núcleo.
  - El número atómico es la suma de protones y electrones.
  - Los neutrones ocupan la zona extra nuclear.
  - La zona nuclear ocupa un pequeño volumen sin masa.
  - La masa de un protón es mucho menor que la masa de un neutrón.
- Si un átomo posee la siguiente configuración electrónica: (Resuelve sin utilizar la Tabla Periódica).



- ¿Cuál es su número atómico?
  - ¿Cuántos electrones posee en el último nivel?
  - ¿A qué período pertenece?
- En la siguiente tabla se indica la estructura de cuatro partículas:

Partícula	Protones	Neutrones	Electrones
A	8	8	10
B	3	4	2
C	11	12	10
D	9	10	9

- a- ¿Cuál o cuáles de estas partículas tienen carga? Indique la carga de cada partícula.  
b- Indica el número atómico y el número másico de cada partícula.

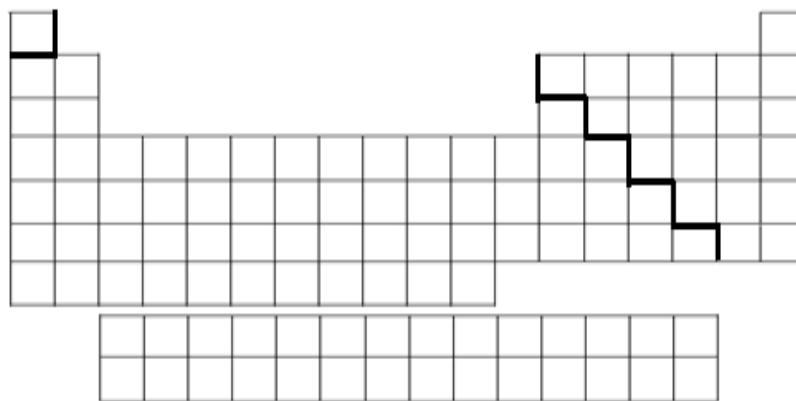
6. Observa la tabla y responde:

	Átomo A	Átomo B	Átomo C	Átomo D
Nº de protones	10	11	11	10
Nº de neutrones	11	10	11	10
Nº de electrones	10	11	11	10

- a- A y B, ¿son isótopos? ¿Por qué?  
b- A y D, ¿son isótopos? ¿Por qué?  
c- Indica el número másico de A y B  
d- Indica el número atómico de C y D.
7. Dados los siguientes números atómicos: I) Z=3; II) Z=12; III) Z=9; IV) Z=17. Indica:  
a- ¿De qué elemento se trata?  
b- ¿Cuál es el gas noble más cercano en la tabla periódica?  
c- ¿Podrán formar aniones o cationes? ¿Por qué?  
d- ¿Qué cantidad de electrones tendrá el ión que pueden formar?
8. Para los elementos cuyos Z figuran a continuación: 21, 56, 87, 26, 61 y 12. Indica:  
a- Período y grupo al que pertenece.  
b- Si es representativo, de transición o de transición interna.
9. De los elementos dados a continuación:  
**Z = 8      Z = 15      Z = 11      Z=13      Z = 35      Z = 6      Z = 3      Z = 10      Z=20**

Indica, **sin utilizar la tabla periódica**:

- a- Grupo y período.  
b- Ubícalos en el siguiente esquema de la tabla periódica:



c- Si es un metal, no metal, gas noble. Explica tu respuesta.

d- ¿Cuáles son metales alcalinos?

e- ¿Cuáles son metales alcalinotérreos?

f- ¿Cuáles son halógenos?

10. Determina el número atómico ( $Z$ ), el símbolo químico y el nombre de los elementos para las siguientes series de números cuánticos:

n	l	ml	s	Z	Símbolo químico	Nombre del elemento
3	2	1	-1/2			
2	0	0	+ 1/2			
2	1	-1	-1/2			
4	2	2	+1/2			

11. Selecciona en cada par, el átomo o ión que tiene el mayor radio, justificando la respuesta:

a- Cl o  $\text{Cl}^{-1}$

b- Si o N

c- In o I

d- Cs o Li

e-  $\text{O}^{-2}$  o O

f- Br o As

g- Na o  $\text{Na}^{+1}$

12. Los elementos A y R presentan la siguiente configuración electrónica externa:

**A:  $5s^1$**

**R:  $4s^2 4p^4$**

a- ¿Cuál tiene menor radio atómico? Justifica.

b- ¿Cuál es más electronegativo? Justifica.

c- ¿Cuál presenta mayor tendencia a formar aniones? Justifica.

d- ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?

e- ¿Cuál tiene menor energía de ionización?

## RESPUESTAS

1.

a- El elemento Bario tiene: 56 protones, 56 electrones y 78 neutrones.

b-  ${}_{83}^{209}\text{Bi}$

c- Cloro

2.

Símbolo químico	Nº másico (A)	Nº atómico (Z)	$p^+$	$n^0$	$e^-$
K	39	19	19	20	19
Mn	55	25	25	30	25
Zr	90	40	40	50	40
Pb	208	82	82	126	82
Ce	140	58	58	82	58
$\text{Fe}^{+3}$	56	26	26	30	23
$\text{S}^{-2}$	34	16	16	18	18
O	16	8	8	8	8
Ca	40	20	20	20	20
Cl	35	17	17	18	17

3.

a- FALSO

b- FALSO

c- FALSO

d- FALSO

e- VERDADERO

f- FALSO

g- FALSO

h- FALSO

i- FALSO

4.

a- 19

b- 1 electrón

c- 4

5.

a- Tienen carga las partículas A, B Y C. La partícula A tiene carga -2 y las partículas B y C tienen carga +1.

b- **Partícula A:** Z=8; A= 16

**Partícula B:** Z= 3; A=7

**Partícula C:** Z= 11; A= 23

**Partícula D:** Z= 9; A= 19

6.

- a- No, no son isótopos ya que tienen diferente cantidad de protones.
- b- Sí, son isótopos ya que tienen igual cantidad de protones y diferente cantidad de neutrones.
- c- Número másico ÁTOMO A: 21; Número másico ÁTOMO B: 21
- d- Número atómico ÁTOMO C: 11; Número atómico ÁTOMO D: 10

7.

	<i>a- Nombre del elemento</i>	<i>b- Gas noble más cercano</i>	<i>c-¿Formará aniones o cationes?</i>	<i>d- Número de electrones del ión</i>
<b>Z=3</b>	LITIO	HELIO	CATIÓN	2
<b>Z=12</b>	Magnesio	Neón	CATIÓN	10
<b>Z=9</b>	Flúor	NEÓN	ANIÓN	10
<b>Z=17</b>	COLORO	ARGÓN	ANIÓN	18

8.

	<i>Período</i>	<i>Grupo</i>	<i>¿Representativo, de transición o de transición interna?</i>
<b>Z=21</b>	4	3 o IIIB	Transición
<b>Z=56</b>	6	2 o IIA	Representativo
<b>Z=87</b>	7	1 o IA	Representativo
<b>Z=26</b>	4	8 u VIII B	Transición
<b>Z=61</b>	6	-	Transición interna
<b>Z=12</b>	3	2 o IIA	Representativo

9.

- c- Metal: Z=11; Z=13; Z=3; Z=20  
No metal: Z=8; Z=15; Z=35; Z=6  
Gas noble: Z=10

d- Z=3; Z=11

e- Z=20

f- Z=35

10.

<b>n</b>	<b>l</b>	<b>ml</b>	<b>s</b>	<b>Z</b>	<b>Símbolo químico</b>	<b>Nombre del elemento</b>
3	2	1	-1/2	<b>29</b>	<b>Cu</b>	<b>Cobre</b>
2	0	0	+ 1/2	<b>3</b>	<b>Li</b>	<b>Litio</b>

2	1	-1	-1/2	<b>8</b>	<b>O</b>	<b>Oxígeno</b>
4	2	2	+1/2	<b>43</b>	<b>Tc</b>	<b>Tecnecio</b>

**11.**

a- Cl<sup>-1</sup>

b- Si

c- In

d- Cs

e- O<sup>-2</sup>

f- As

g- Na

**12.**

a- R

b- R

c- R

d- R

e- A

## UNIDAD N°3

# UNIONES QUÍMICAS

### ¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel de energía es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles.

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta configuración electrónica es extremadamente estable y a ella deben su poca reactividad.

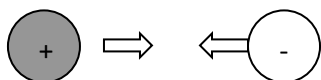
Estas ideas condujeron a los científicos a establecer lo que conocemos como “**REGLA DEL OCTETO**”. Esta regla establece que los átomos de los elementos tienden a unirse entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera que su último nivel de energía se complete con 8 electrones, al igual que los gases nobles. Cuando los átomos se unen, tienden a transferir o compartir el número de electrones necesario, para completar con 8 electrones su capa más externa. La validez de esta regla no es universal porque existen excepciones, pero es una buena aproximación para explicar las uniones químicas.

En principio, podemos decir que existen dos maneras por las que un átomo puede adquirir la configuración electrónica de gas noble:

- ***Cuando existe transferencia de electrones entre átomos***
- ***Cuando se comparten electrones entre átomos.***

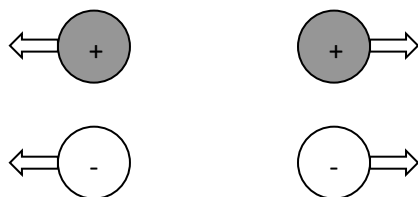
*Definimos unión química como una fuerza que actúa entre dos átomos o grupos de átomos, con intensidad suficiente como para mantenerlos juntos en una especie diferente, que tiene propiedades medibles.*

El enlace químico puede entenderse por la presencia de una fuerza atractiva neta entre los átomos de los elementos que forman un compuesto. Esta atracción es de naturaleza electrostática, derivada de la Ley Básica de la Electrostática: las partículas con carga opuesta se atraen y las de igual signo se repelen. En la formación del enlace químico participan, por un lado, los núcleos atómicos, cargados positivamente y, por el otro, los electrones, con carga negativa. También pueden participar los iones. Esto dependerá del tipo de unión.



Cargas con distinto signo se atraen





Cargas con igual signo se repelen

## ¡ACTIVIDADES!

Luego de leer el texto, responde las siguientes preguntas:

1. ¿Qué es una unión química? ¿Cómo se produce?
2. Indica qué dice la ley básica de la electrostática.
3. ¿Qué función cumple cada parte del átomo en la formación de un enlace químico?



## PREDICCIÓN DEL TIPO DE ENLACE A PARTIR DE LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD

Como vimos en la unidad anterior *la electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo en una molécula para atraer hacia sí mismo los electrones de un enlace.*

La diferencia en los valores de electronegatividad de dos átomos que se enlazan puede usarse como una guía para proponer el tipo de enlace que existe entre ellos. Cuando la diferencia de electronegatividad es muy grande, el enlace entre los átomos A y B es **iónico**. Si la diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ ) es pequeña, el enlace entre los átomos A y B es **covalente**.

*Se considerará iónicas a aquellas sustancias en las cuales el valor de la  $\Delta EN > 1,7$  y covalentes a aquellas sustancias en las cuales el valor de la  $\Delta EN < 1,7$*

Por ejemplo:

- a)  $\text{Na}_2\text{O}$   $\Delta EN = EN_{\text{O}} - EN_{\text{Na}} = 3,5 - 0,9 = 2,6$  en mayor que 1,7 por lo tanto el enlace es iónico
- b)  $\text{H}_2\text{O}$   $\Delta EN = EN_{\text{O}} - EN_{\text{H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$  en menor que 1,7 por lo tanto el enlace es covalente.

## ¡ACTIVIDAD!

De acuerdo con el criterio de diferencia de electronegatividades, clasifica el enlace de cada una de las siguientes sustancias como iónico o covalente.

- a)  $\text{Na}_2\text{O}$  b)  $\text{N}_2$  c)  $\text{Br}_2\text{O}$  d)  $\text{HBr}$  e)  $\text{MgO}$  f)  $\text{NH}_3$  g)  $\text{CH}_4$  h)  $\text{H}_2\text{O}$  i)  $\text{CO}_2$  j)  $\text{CaCl}_2$



## ESTRUCTURAS DE LEWIS

---

Las estructuras de Lewis son la representación con puntos o cruces de los electrones de valencia (o del último nivel de energía) que rodean a cada átomo.

### ¿CÓMO SE REPRESENTAN?

Se escribe el símbolo químico del elemento que representa el átomo y alrededor se representan los electrones de valencia en forma de puntos o cruces.



Magnesio Mg:

Hidrógeno H•

Carbono •C•

## TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

---

Según la naturaleza de los elementos que forman la unión, la misma será:

- ◆ **UNIÓN IÓNICA**
- ◆ **UNIÓN COVALENTE**
- ◆ **UNIÓN METÁLICA (no se trabajará en este curso)**

¡Recuerda que los electrones que participan en los enlaces químicos son los electrones de valencia, es decir, los que se encuentran en el último nivel de energía en el átomo! **En general, coincide con el grupo al que pertenece.**



### Unión iónica

Es la unión o enlace que se produce entre iones de signo opuesto que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática.

Ocurre entre átomos que más fácilmente pueden transferirse electrones entre sí, formando de esa manera iones positivos, que ceden electrones (cationes), y negativos, que los atraen (aniones).

Por lo tanto, la Unión iónica se producirá entre un metal y no metal:

**METAL + NO METAL → COMPUESTO IÓNICO**

Cabe destacar, que **no es una unión verdadera, sino un enlace entre iones de signo puesto que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática.**

Consideremos al compuesto constituido por sodio y cloro. Se trata de una de las sustancias más corrientes: llamada sal de cocina o cloruro de sodio.

Las estructuras electrónicas por niveles de los átomos son:

para el Na : 2 – 8 - 1

para el Cl: 2 - 8 - 7

El gas noble más próximo al sodio en la clasificación periódica es el neón. La estructura electrónica por niveles de sus átomos es 2 - 8.

Para el cloro, el gas noble más próximo es el argón. La estructura electrónica por niveles de sus átomos es 2 – 8 - 8.

Es evidente que ambos átomos puedan adquirir simultáneamente la estructura electrónica estable, característica de los gases nobles, si el átomo de sodio cede un electrón al átomo de cloro.

Pero el **átomo de sodio al perder un electrón**, ya no es un átomo neutro, sino que se transforma en un **ion**. Este ion está cargado positivamente pues su núcleo sigue teniendo 11 protones, pero en su nube electrónica existen ahora solamente 10 electrones.

Queda, por lo tanto, una carga positiva no compensada. Por eso decimos que se ha formado un ion  $\text{Na}^+$  (ion sodio).

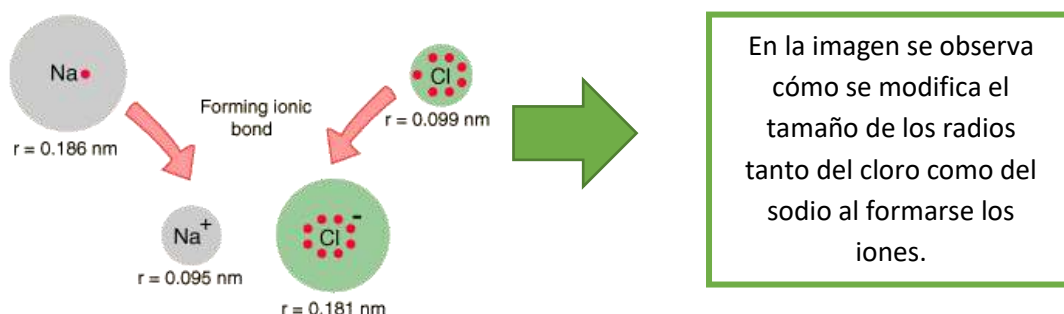
El átomo de cloro, al captar un electrón se transforma en un ion con carga negativa (ion  $\text{Cl}^-$ ). Efectivamente, el ion formado tiene ahora 18 electrones (2- 8 - 8), pero su núcleo no ha sido afectado y continúa con 17 protones. El ion formado ( $\text{Cl}^-$ ) se denomina ion cloruro o anión cloruro

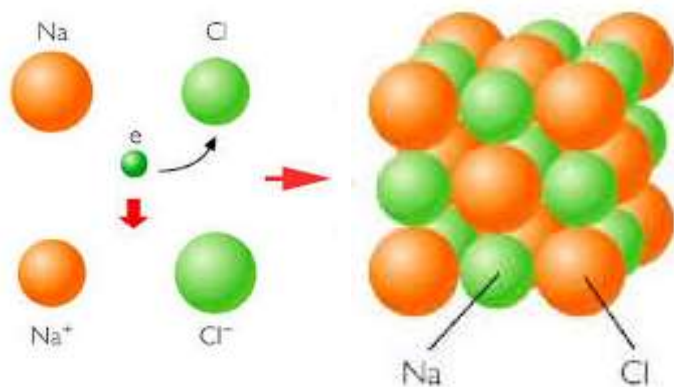
La estructura de Lewis de esta unión química se representa de la siguiente manera:



Por lo tanto, **la fórmula química** de la sustancia es **NaCl**. En ella, se indica primero al átomo del elemento más electropositivo o (menos electronegativo)

En este tipo de sustancias **existen como iones y no como moléculas**. Éste es un ejemplo de sustancia pura formada por iones.





***Una red cristalina: la del cloruro de sodio***

Las partículas más grandes (color naranja) corresponden a los aniones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) y las más pequeñas (color verde) a los cationes sodio ( $\text{Na}^+$ ).

En la Figura anterior, podemos comparar los tamaños relativos de los átomos de sodio y cloro con los de sus iones. El ión sodio es menor que el átomo debido principalmente a dos factores:

- 1) El átomo de sodio ha perdido su electrón externo, por lo que disminuye su tamaño.
- 2) Los 10 electrones restantes son atraídos ahora por los 11 protones, por lo que se acercan más al núcleo.

Por el contrario, el ión cloruro es más grande que el átomo porque:

- 1) Tiene 18 electrones, pero sólo 17 protones.
- 2) La atracción nuclear sobre cada electrón disminuye, lo que permite que el átomo de cloro se expanda en cuanto forma un ión.

En resumen:

- Se produce entre elementos METÁLICOS y NO METÁLICOS y cuando la diferencia de electronegatividad ( $\Delta\text{EN}$ ) sea mayor a 1,7.
- En esta unión uno de los elementos cede electrones, y el otro recibe electrones.
- Se forman redes cristalinas.

Puedes observar el simulador que se encuentra a continuación para comprender un poco mejor este tipo de unión:

<http://www.educaplus.org/game/enlace-ionico>

**Propiedades de los compuestos iónicos**

- ◆ Son sólidos a temperatura ambiente.
- ◆ Poseen altos puntos de fusión y ebullición.
- ◆ Los iones de carga opuesta se atraen fuertemente formando una red que es muy difícil de romper. Esto les otorga una gran dureza.
- ◆ Son solubles en agua.

- ◆ En estado sólido no conducen la electricidad ya que los iones están sujetos a la red cristalina y no pueden moverse, pero sí lo hacen cuando están fundidos o en disolución, ya que una vez que la sustancia se ha fundido o disuelto, los iones pueden moverse permitiendo así que se produzca el desplazamiento de cargas.
- ◆ Son frágiles, es decir, se rompen repentinamente al aplicar una fuerza. Cuando se aplica una fuerza, se pueden enfrentar iones del mismo signo y las fuerzas de repulsión reemplazan a las de atracción, por lo que el sólido se rompe.

## ¡ACTIVIDADES!

- 1) Representa mediante estructura de Lewis la unión de un átomo del Grupo 1 (que vos elijas, menos el hidrógeno) y el oxígeno. ¿De qué tipo de unión se trata y por qué?
- 2) Representa mediante estructuras de Lewis la unión entre el átomo cuyo  $Z=12$  y el átomo cuyo  $Z=17$ .



### Unión covalente

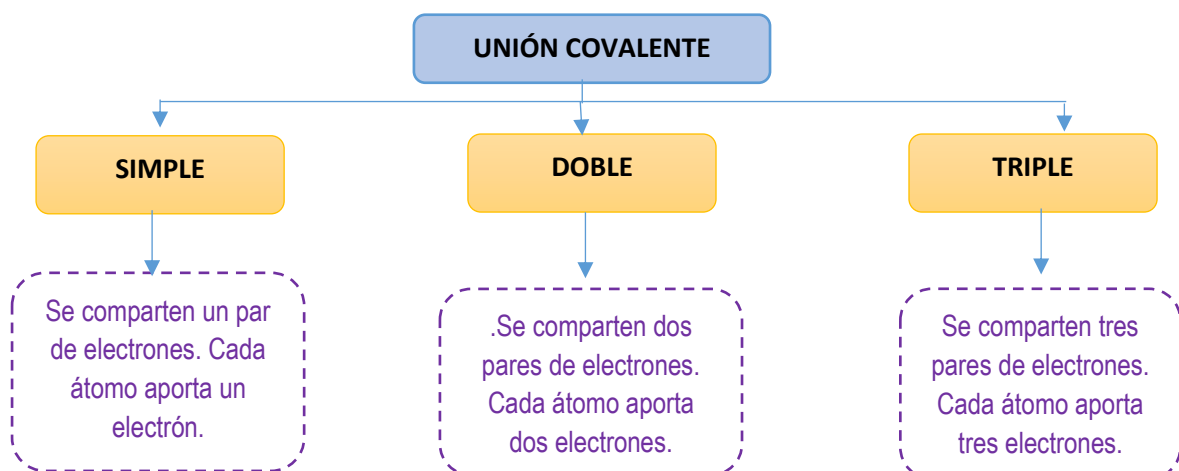
Las uniones covalentes se producen entre elementos no metálicos.

### NO METAL + NO METAL → COMPUESTO COVALENTE

En este tipo de uniones los electrones de la última capa no se transfieren, sino que se comparten. Por ejemplo, el hidrógeno se completa con 2 electrones (como el He que es el gas noble más cercano). El resto comparte electrones para completar 8 electrones. En este caso no se forman redes cristalinas, sino moléculas que adoptarán distintas formas en el espacio.

En el enlace participan, por un lado, los núcleos atómicos, cargados positivamente y, por el otro, los electrones, con carga negativa que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática.

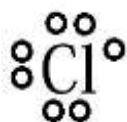
Existen diferentes tipos de uniones covalentes:



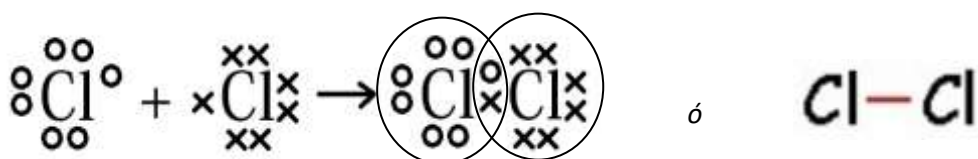
### Unión covalente simple

Aquellas uniones en las cuales **se comparte un único par de electrones** son llamadas **uniones covalentes simples** y se pueden representar de dos formas:

Por ejemplo, el cloro forma una molécula diatómica (dos átomos) cuya fórmula química  $\text{Cl}_2$ . El cloro pertenece al grupo VII, es decir, posee 7 electrones en su última capa.



A cada uno de los átomos de cloro solo le falta un electrón para completar el octeto. Por ello, al formar una molécula compartirán un par de electrones, y la **unión será covalente simple**. De esta manera, ambos átomos completan su último nivel de energía.

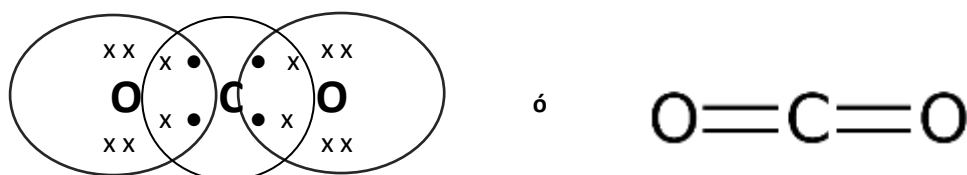


Estructura de Lewis

### Unión covalente doble

Consideremos un compuesto constituido por carbono y oxígeno. El carbono está en el grupo 14 de la clasificación periódica, y por lo tanto tiene 4 electrones en el último nivel. El oxígeno está en el grupo 16, tiene 6 electrones en el último nivel. Los átomos de ambos elementos pueden alcanzar fácilmente la estructura electrónica estable característica de los elementos del grupo 18 si comparten los electrones del último nivel.

En esta estructura, dos de los electrones del carbono participan simultáneamente en ambas nubes electrónicas de los átomos de oxígeno, cosa que podríamos mostrar así:



Estructura de Lewis

### Unión covalente triple

El nitrógeno es otro elemento que forma una molécula diatómica:  $\text{N}_2$ . Como el nitrógeno pertenece al grupo VA de la tabla periódica posee 5 electrones en su último nivel de energía, por lo tanto, necesita 3 electrones para completar el octeto.



Cuando se une a otro átomo de nitrógeno para formar la molécula de  $\text{N}_2$  ambos comparten 3 pares de electrones. Presenta un enlace covalente triple, ya que se comparten 3 pares de electrones. Su fórmula desarrollada se representa con tres líneas, pero corresponde a una única unión covalente triple.



ó



Estructura de Lewis

**PASOS PARA REALIZAR LA ESTRUCTURA DE LEWIS DE MOLÉCULAS QUE CONTIENEN MÁS DE DOS ÁTOMOS:**

Ubicar los símbolos de los átomos lo más simétricamente posible.

Buscar en la tabla periódica el grupo al que pertenece cada átomo, para saber cuántos electrones tienen en el último nivel (electrones de valencia)

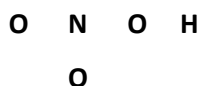
Contar el n° total de electrones de valencia presentes en la molécula. En los aniones poliatómicos sumar, además, el n° total de cargas negativas. En los cationes poliatómicos restar el n° de cargas positivas del total.

Dibujar un enlace covalente simple entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Completar los octetos de los átomos enlazados al átomo central. Los electrones pertenecientes al átomo central o a los átomos que lo rodean deben quedar representados como pares libres si no participan en el enlace. El n° total de electrones empleados es el que se determinó en el paso 3.

Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central, agregar dobles o triples enlaces entre este átomo y los que lo rodean usando los pares libres de estos últimos.

Vamos a escribir la estructura de Lewis del ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Para ello, seguiremos los pasos mencionados anteriormente:

**Paso 1)** La estructura básica del  $\text{HNO}_3$ :

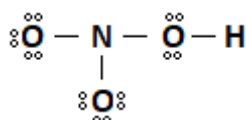


**Paso 2)** Las configuraciones electrónicas externas (CEE) para el N, H y O son  $2s^2 2p^3$ ,  $1s^1$  y  $2s^2 2p^4$ , respectivamente.

**Paso 3)** Hay cinco electrones de valencia correspondientes al nitrógeno, un electrón de valencia correspondiente al hidrógeno y seis electrones de valencia por cada átomo de oxígeno, pero como en la fórmula química se observan tres átomos de oxígeno, habrá 18 electrones de valencia, es decir,

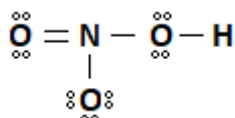
$$5 + 1 + 6 \times 3 = 24 \text{ electrones de valencia}$$

**Paso 4)** Se dibuja un enlace covalente simple entre el N y cada uno de los tres átomos de O y entre uno de estos átomos y el átomo de H. Luego, se colocan los electrones necesarios para satisfacer la regla del octeto para los átomos de O:



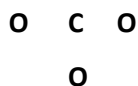
Al terminar este paso debieron utilizarse los 24 electrones disponibles.

**Paso 5)** Se observa que esta estructura satisface la regla del octeto para todos los átomos de O pero no para el átomo de N. Por lo tanto, se mueve un par de electrones de uno de los átomos de O de los extremos para formar otro enlace con el N, así la regla del octeto se cumple para este átomo:



Pero, ¿qué sucede si tenemos un ión poliatómico como el ión carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ )? Vamos a seguir nuevamente el procedimiento indicado anteriormente:

**Paso 1)** La estructura básica del ión carbonato se deduce al reconocer que el C es menos electronegativo que el O. Por lo tanto, es más probable que ocupe la posición central, como sigue:



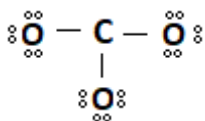
**Paso 2)** Las configuraciones electrónicas externas (CEE) para el C y O son  $2s^2 2p^2$  y  $2s^2 2p^4$ , respectivamente.

**Paso 3)** Hay cuatro electrones de valencia correspondientes al carbono y seis electrones de valencia por cada átomo de oxígeno, pero como en la fórmula química se observan tres átomos de oxígeno, habrá 18 electrones de valencia. Además el ión tiene dos cargas negativas, entonces:

$$4 + 6 \times 3 + 2 = 24 \text{ electrones de valencia}$$

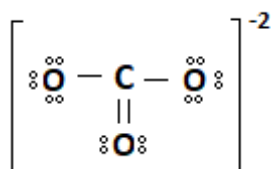


**Paso 4)** Se dibuja un enlace covalente simple entre el C y cada uno de los tres átomos de O. Luego, se colocan los electrones necesarios para satisfacer la regla del octeto para los átomos de O:



Al terminar este paso debieron utilizarse los 24 electrones disponibles.

**Paso 5)** Se observa que esta estructura satisface la regla del octeto para todos los átomos de O pero no para el átomo de C. Por lo tanto, se mueve un par de electrones de uno de los átomos de O de los extremos para formar otro enlace con el C, así la regla del octeto se cumple para este átomo:



Por último, se verifica que haya 24 electrones de valencia en la estructura de Lewis para el ión carbonato.

### Propiedades de los compuestos covalentes

- ◆ Los puntos de fusión y ebullición son bajos porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.
- ◆ Son solubles en solventes orgánicos no polares, como éter, cloroformo, nafta, etc. Generalmente son insolubles en agua, aunque la solubilidad depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en el agua.
- ◆ No conducen la corriente eléctrica ya que carecen de iones.
- ◆ Forman moléculas que se mantienen unidas por fuerzas débiles, denominadas fuerzas de Van der Waals.

## ¡ACTIVIDADES!

1) Escribe la estructura de Lewis para las siguientes moléculas:

a-  $\text{Br}_2$     b-  $\text{PH}_3$     c-  $\text{H}_2\text{SO}_4$     d-  $\text{P}_2\text{O}_3$     e-  $\text{HClO}_3$     f-  $\text{H}_2\text{S}$   
g-  $(\text{NO}_2)^{-1}$

2) ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas contiene/n enlaces covalentes múltiples (dobles o triples)? Escribe la estructura de Lewis posible para cada una.

a-  $\text{CS}_2$     b-  $\text{H}_2\text{CO}$     c-  $\text{Cl}_2\text{CO}$     d-  $\text{Cl}_2\text{O}_5$



### EJERCITACIÓN°3

1. Realiza un cuadro de doble entrada en el que muestres las características más sobresalientes entre los compuestos iónicos y covalentes.
2. ¿Cuáles de las siguientes características no pertenecen a los enlaces covalentes?
  - El enlace es de naturaleza electrostática.
  - Se comparten pares de electrones externos.
  - Se pueden realizar entre átomos de elementos iguales o diferentes.
  - Ninguna de las anteriores.
3. Identificar el par de átomos que se unen por medio de enlaces covalentes:
  - Plata y oxígeno.
  - Potasio e hidrógeno.
  - Azufre y oxígeno.
  - Ninguno de los anteriores.
4. Responder V o F. Justifique.
  - a- Los compuestos iónicos forman redes cristalinas.
  - b- La unidad estructural de los compuestos iónicos es el ión.
  - c- Los puntos de fusión y ebullición de las sustancias iónicas son, en general, más altos que los de las sustancias covalentes
  - d- Las sustancias covalentes son buenas conductoras del calor y de la electricidad.
  - e- Al unirse el litio con el bromo para formar bromuro de litio, lo hacen por unión covalente.
  - f- Los átomos se unen por enlaces iónicos cuando tienen mucha diferencia de electronegatividad.
  - g- La regla del octeto fue sugerida por Rutherford.
  - h- Los átomos se unen por enlaces covalentes cuando tienen valores de electronegatividad muy bajos.
5. Si un compuesto tiene punto de fusión elevado y no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, ¿cuál de estos compuestos puede ser: a)  $\text{CO}_2$ ; b)  $\text{NaCl}$ ; c)  $\text{CH}_4$ ? Escribe las estructuras de Lewis de cada uno.
6. Escribe las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:
  - a-  $\text{Mg}_3\text{P}_2$
  - b-  $\text{LiNO}_3$
  - c-  $\text{FeS}$
7. Escribe las estructuras de Lewis del bromuro de potasio ( $\text{KBr}$ ), cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ), dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), trióxido de dicloro ( $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ), pentóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ). Indica si se trata de uniones iónicas y covalentes.
8. Representa, mediante estructuras de Lewis, los siguientes compuestos e indica el tipo de unión química presente en cada uno de ellos.
  - a-  **$\text{NH}_3$**

*b-* **Ca(OH)<sub>2</sub>**

*c-* **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

*d-* **NaI**

*e-* **CaBr<sub>2</sub>**

*f-* **HS<sup>-1</sup>**

*g-* **N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

## UNIDAD Nº 4

# CANTIDAD DE SUSTANCIA

### UNIDAD DE MASA ATÓMICA

Dado que los átomos tienen masas muy pequeñas resulta inapropiado expresar sus valores en gramos. Para que te des una idea, la masa promedio del átomo del elemento más pesado que contiene la corteza terrestre, el uranio (U), obtendríamos un valor de  $3,9 \times 10^{-22}$ . Por este motivo, Dalton sugirió tomar como unidad adecuada para expresar la masa de los átomos de los distintos elementos a la masa del átomo del elemento más liviano, el hidrógeno. De ese modo, resultan valores superiores a la unidad para las masas de los restantes elementos.

Con el correr del tiempo, dificultades de diverso tipo hicieron modificar al elemento tomado como base para la escala de masas atómicas. Actualmente, es el carbono y se define como **unidad de masa atómica (u)** a la *doceava parte de la masa de un átomo del isótopo de carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ )*.

La masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$  es  $1,993 \times 10^{-23} \text{g}$ , por lo tanto, una unidad de masa atómica equivale a:

$$1 \text{u} = \frac{1,993 \times 10^{-23} \text{g}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{g}$$

Si una unidad de masa atómica es la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$ , es evidente que la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$  es exactamente igual a 12u.

### MASA ATOMICA RELATIVA

Se denomina **masa atómica relativa de un elemento X ( $A_{rX}$ )** a la *razón entre la masa promedio de un átomo de dicho elemento X y la  $\frac{1}{12}$  parte de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$* . En otras palabras, la masa atómica relativa del elemento X es la razón entre la masa **promedio** de un átomo de dicho elemento y una unidad de masa atómica.

En símbolos:

$$A_{rX} = \frac{m_{AX}}{m_{A^{12}\text{C}}}$$

donde:

$A_{rX}$  = masa atómica relativa del elemento X

$m_{AX}$  = masa promedio de un átomo de X

$m_{A12-C}$  = masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$

De acuerdo a esta definición, la masa atómica relativa de un elemento es un número sin expresión de unidad, ya que es el cociente entre dos masas.

Por ejemplo, si la masa atómica relativa del potasio ( $A_{rK}$ ) es 39,09 significa que la masa de 1 átomo de potasio es 39,09 veces mayor que la doceava parte de la masa de 1 átomo del isótopo de carbono-12. Por lo tanto:

$$\frac{\text{Masa de un átomo de K} = 39,1}{\text{Masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}} \cdot 12$$

$$\frac{\text{Masa de un átomo de K} = 39,1}{\text{Masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}} \cdot 12$$

De esta manera los científicos pudieron definir una escala relativa de masas atómicas. Las masas atómicas de los elementos están calculadas y aparecen en la Tabla Periódica, por lo que no hay que calcularlas.

Anteriormente, nos referimos a la masa **promedio** de un átomo del elemento X, debido a que el mismo puede estar constituido por distintos isótopos. La masa atómica relativa, por ser un promedio, depende de las masas de cada uno de dichos isótopos, pero también de la proporción en que ellos se encuentran en la naturaleza.

Así, en el caso del cloro se tienen los siguientes datos:

Isótopo	% de abundancia	Masa (u)
$^{35}_{17}\text{Cl}$	75,40	34,9688
$^{37}_{17}\text{Cl}$	24,60	36,9659

Para calcular la masa atómica relativa del elemento cloro en la naturaleza realizamos la siguiente cuenta:

$$A_{rCl} = \frac{34,9688 \cdot 75,40 + 36,9659 \cdot 24,60}{100}$$

$$A_{rCl} = 35,46$$

## MASA MOLECULAR RELATIVA

---

Para las sustancias constituidas por moléculas definimos, en forma análoga, el concepto de masa molecular relativa. Se denomina masa molecular relativa de una sustancia ( $M_r$ ) a la razón entre la masa promedio de una molécula de dicha sustancia y una unidad de masa atómica, es decir, la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo de  $^{12}\text{C}$ . De este enunciado pueden deducirse dos consecuencias:

- 1) La masa molecular relativa de una sustancia es un número, sin unidad (ya que es el cociente entre dos masas).
- 2) Conociendo la fórmula de una sustancia y las masas atómicas relativas de los elementos que la constituyen puede calcularse su masa molecular relativa. Para ello, se deben sumar las masas atómicas relativas de los elementos que la constituyen, teniendo en cuenta el número de átomos presentes de cada elemento. Por ejemplo, si se quiere calcular la masa molecular relativa del agua:

$$M_{rH_2O} = A_{rH} \cdot 2 + A_{rO} \cdot 1 = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$

## EL CONCEPTO DE MOL Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

---

En las reacciones químicas que se producen usualmente en la naturaleza, la industria o en el laboratorio, aun cuando intervengan pequeñas cantidades de sustancias, el número de átomos, moléculas y/o iones que intervienen suele ser extremadamente elevado. Con el objetivo de no trabajar con números tan grandes, los químicos definieron una unidad de **cantidad de materia**. Esa unidad es el **mol**.

Así como en una centena hay 100 unidades y en una docena, 12 unidades, en química la palabra **mol** representa al número  $6,02 \times 10^{23}$ .

El mol es la unidad de cantidad de materia en el Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA) y en el Sistema Internacional de Unidades (SI).

***Se define al mol como la cantidad de materia de un sistema que contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en 12 g del isótopo de carbono-12.***

Siempre que hablemos de **mol**, es necesario especificar si se trata de **átomos, iones, moléculas u otras partículas**.

El número de átomos que hay en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  es una constante de gran importancia en química que llamamos **número de Avogadro**. Su valor es  $6,02 \times 10^{23}$ . Lo simbolizamos  $N_A$ . Recibe el nombre en homenaje a Amadeo Avogadro (1776-1856), físico italiano.

De acuerdo con la definición dada, el número de átomos de carbono que hay en 12 g de  $^{12}\text{C}$  es  $6,02 \times 10^{23}$ . O lo que es lo mismo, un mol de átomos.

Decir “un mol de átomos de hierro” o simplemente un mol de hierro equivale a decir  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de hierro. Cuando nos referimos a un mol de agua (o, más rigurosamente, a un mol de moléculas de agua) estamos hablando de  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

Es decir:

- 1 mol de átomos de hierro =  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de hierro
- 1 mol de moléculas de agua =  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua

## MASA MOLAR

---

La masa de un mol de átomos es la masa que, expresada en gramos, coincide numéricamente con su masa atómica relativa. Se mide en g/mol.

Por ejemplo, si la masa atómica relativa del hierro es 55,845 la masa **de 1 mol de átomos de Fe es 55,845 gramos**.

En símbolos:



La masa de un mol de moléculas es la masa que, expresada en gramos, coincide numéricamente con su masa molecular relativa. Se mide en g/mol.

Por ejemplo, si la masa molecular relativa del dióxido de carbono es 43,98, la masa de 1 mol de moléculas de  $\text{CO}_2$  es 43,98 gramos.

En símbolos:



Se denomina **masa molar de una especie química** a la masa de un mol de unidades elementales de dicha especie.

Si se desea saber cuál es el número de moles que hay en una cierta porción de sustancia, se procede de la siguiente manera:

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{masa de muestra (g)}}{\text{Masa atómica o molecular (g/mol)}}$$

## VOLUMEN MOLAR NORMAL

Como ya hemos mencionado, muchas sustancias se encuentran en estado gaseoso en determinadas condiciones de presión y temperatura. Para poder cuantificar la cantidad de átomos o moléculas de una sustancia gaseosa recurrimos al concepto de **volumen molar normal**.

Se ha demostrado que a la presión de una atmósfera (1 atm) y a una temperatura igual a  $0^\circ\text{C}$ , o 273 K (condiciones que se conocen bajo la sigla CNTP: condiciones normales de temperatura y presión), **1 mol** de cualquier gas ocupa un volumen que está muy cerca de los **22,4 litros**.

Se denomina "volumen molar normal" al volumen que ocupa 1 mol de una sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y  $0^\circ\text{C}$ ).

## RELACIÓN ENTRE MAGNITUDES

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} = \text{masa atómica (en gramos)} = 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = \text{masa molecular (en gramos)} = 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

### Ejemplos:

$$1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol de átomos de C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de C} = 12 \text{ g de C}$$

### Ejercicio de ejemplo

¿Cuántos moles de moléculas hay en 4,5 g de H<sub>2</sub>O?

$$\text{n}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

$$\text{n}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{4,5 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$\text{n}^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = 0,25 \text{ mol}$$

En lugar de utilizar esta fórmula pueden realizarse reglas de tres simple:

$$18 \text{ g} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$4,5 \text{ g} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = 0,25 \text{ moles de H}_2\text{O}$$



## EJERCITACIÓN Nº 4

1. Sabiendo que el cobre natural contiene 73% de Cu con  $A = 63$  y 27% de Cu con  $A = 65$ .  
Calcula la masa atómica relativa del cobre natural.
2. Calcula la masa atómica relativa del elemento silicio, sabiendo que está formado por un 92,21% del isótopo 28 del silicio (masa atómica relativa = 27,97693), 4,70% del isótopo 29 del silicio (masa atómica relativa = 28,97649) y un 3,09% del isótopo 30 del silicio (masa atómica relativa = 29,97376). Compara el valor obtenido con el que aparece en tablas. Representa los isótopos con los símbolos adecuados.
3. Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Masa molar</i>
Nitrato ferroso	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	
Cloro	$\text{Cl}_2$	
Tetracloruro de carbono	$\text{CCl}_4$	
Hidróxido de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	
Ácido nítrico	$\text{HNO}_3$	
Ortofosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	
Sulfato de cobre pentahidratado	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 (\text{H}_2\text{O})$	
Ácido nitroso	$\text{HNO}_2$	
Ácido sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3$	

4. Calcular la masa molar de  $\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$  (clorofila), el pigmento verde de las plantas imprescindible para la fotosíntesis.
5. Calcular la masa molecular relativa de las siguientes sustancias:  
a-  $\text{H}_2$ :.....    b-  $\text{NaCl}$ :.....    c-  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :.....    d-  $\text{CaCO}_3$ :.....
6. Sabiendo que la masa de 1 L de oxígeno en CNTP es 1,429 g. ¿Cuál es su masa molar?
7. La plata es un metal precioso utilizado principalmente en joyería. ¿Cuál es la masa (en gramos) de un átomo de plata?
8. El cinc (Zn) es un metal plateado que se usa para formar latón (con cobre) y recubrir hierro a fin de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos hay en 0,356 moles de Zn?
9. Sabiendo que la masa de un mol de  $\text{I}_2$  es 254 g y su molécula es diatómica. Hallar la masa de un átomo de I (iodo).
10. Hallar el número de moléculas que hay en 40 g de agua.
11. Una firma de lápiz suele tener alrededor de un miligramo de masa. Suponiendo que la materia negra sea C, calcule:  
a- El número de átomos que contiene la firma  
b- La masa de un átomo de C

12. ¿Cuántos moles de átomos hay en 142 g de  $\text{Cl}_2$ ?
13. Sabiendo que la fórmula química del gas dióxido de azufre es  $\text{SO}_2$ . Indicar:
- Su masa molecular (Mr): .....
  - La masa de un mol de moléculas: .....
  - El número de moléculas que hay en un mol de moléculas: .....
  - El volumen que ocupa un mol de moléculas en CNPT: .....
  - La masa en gramos de una molécula: .....
14. ¿Cuántos átomos hay en:
- ¿1 gramo de cobre?
  - ¿1 gramo de platino?
  - ¿1 gramo de mercurio?
15. ¿Cuántos átomos hay en 4 moles de átomos de níquel?
16. Indique la masa en gramos de un solo átomo de los siguientes elementos:
- Mercurio
  - Neón
  - Plomo
17. ¿Cuál es la masa en gramos de  $1 \times 10^{12}$  átomos de plomo?
18. Dada una muestra de 5 g de  $\text{CCl}_4$ , calcule:
- Moles de moléculas
  - Moléculas
  - Moles de átomos
  - Átomos
19. Dada una muestra de 0,4 moles de ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ), determine:
- La masa molar
  - Moles de H y moles de S
  - Gramos de H y gramos de S
  - Moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$
  - Átomos de H y átomos de S
20. ¿Qué volumen ocupan 22 g de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) en CNPT?
21. Dadas las siguientes afirmaciones, indique cual es correcta y cual no. Justifique.
- En medio mol de moléculas de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) hay igual número de moléculas que en 11,2 L de amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) en CNPT.
  - La masa de 1,1 moles de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es mayor que la de 33,6 L de la misma sustancia en estado gaseoso en CNPT.
  - 32 g de azufre contienen el mismo número de átomos que 1 g de hidrógeno gaseoso ( $\text{H}_2$ ).
  - 10 g de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y 10 g de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) contienen igual número de átomos.
  - El número de átomos que hay en 10 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) es igual al número de moléculas que hay en 5 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ).
  - El número de moléculas que hay en 71 g de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) es igual al número de moléculas que hay en 5 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ).
  - El número de moléculas que hay en 71 g de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) es igual al número de moléculas que hay en 22,4 L del mismo gas, en CNPT.

- h-* 1 g de azufre (S) contiene menos átomos que 1 g de potasio (K).
- 22.** ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25,6 g de sacarosa o azúcar de mesa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )?
- 23.** La calcopirita ( $CuFeS_2$ ) es una importante mena del cobre. Calcúlese los Kilogramos de Cu contenido en  $3,71 \times 10^3$  Kg de calcopirita.
- 24.** En la fabricación del vidrio se utiliza el silicato de sodio ( $Na_2SiO_3$ ).
- a-* ¿Cuál es la masa de 2,33 moles de silicato de sodio?
  - b-* ¿Cuántos moles hay en 183 g de silicato de sodio?
  - c-* ¿Cuántas moléculas hay en 18,3 g de silicato de sodio?
  - d-* ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 2 moles de silicato de sodio?
  - e-* ¿Cuál es la masa de silicio en 18,3 g de silicato de sodio?
- 25.** ¿Qué cantidad, en gramos, de las siguientes sustancias debe tomarse para que tengan  $1,8 \times 10^{24}$  átomos de oxígeno?
- a-*  $Al(OH)_3$
  - b-*  $HNO_2$
- 26.** Sabiendo que la fórmula molecular de la cafeína es  $C_8H_{10}N_4O_2$ , indicar la afirmación incorrecta.
- a-* La masa en gramos de una molécula es 194.
  - b-* En un mol hay el doble de átomos de N que de O.
  - c-* En un mol hay 8 moles de átomos de C.
  - d-* En 485 g hay  $1,2046 \times 10^{25}$  átomos de H.

## **RESPUESTAS**

1. Ar = 63,54
2. Ar = 28,0856

3.

<b>Nombre</b>	<b>Fórmula química</b>	<b>Masa molar</b>
Nitrato ferroso	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	<b>180 g/mol</b>
Cloro	Cl <sub>2</sub>	<b>70 g/mol</b>
Tetracloruro de carbono	CCl <sub>4</sub>	<b>152 g/mol</b>
Hidróxido de plomo (II)	Pb(OH) <sub>2</sub>	<b>241 g/mol</b>
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	<b>63 g/mol</b>
Ortofosfato de calcio	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	<b>310 g/mol</b>
Sulfato de cobre pentahidratado	CuSO <sub>4</sub> .5 (H <sub>2</sub> O)	<b>250 g/mol</b>
Ácido nitroso	HNO <sub>2</sub>	<b>47 g/mol</b>
Ácido sulfuroso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	<b>82 g/mol</b>

4. 892 g/mol
5. a- 2; b- 58; c- 102; d- 100
6. 32 g/mol
7.  $1,79 \times 10^{-22}$  g
8. 23,28 g
9.  $2,11 \times 10^{-22}$  g
10.  $1,34 \times 10^{24}$  moléculas
11. a-  $5,02 \times 10^{19}$  átomos; b-  $1,99 \times 10^{-23}$  g
12. 4 moles de átomos
13. a- 64; b- 64 g; c-  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas; d- 22,4 L; e-  $1,06 \times 10^{-22}$  g
14. a-  $9,41 \times 10^{21}$  átomos; b-  $3,09 \times 10^{21}$  átomos; c-  $3 \times 10^{21}$  átomos.
15.  $2,41 \times 10^{24}$  átomos
16. a-  $3,34 \times 10^{-22}$  g; b-  $3,32 \times 10^{-23}$  g; c-  $3,44 \times 10^{-22}$  g
17.  $3,44 \times 10^{-10}$  g
18. a- 0,033 moles de moléculas; b-  $1,98 \times 10^{22}$  moléculas; c- 0,16 moles de átomos; e-  $9,9 \times 10^{22}$  átomos
19. a- 34 g/mol; b- 0,4 moles de átomos de S y 0,8 moles de átomos de H; c- 0,8 g de H y 12,8 g de S; d-  $2,41 \times 10^{23}$  moléculas de H<sub>2</sub>S;  $4,82 \times 10^{23}$  átomos de H y  $2,41 \times 10^{23}$  átomos de S.
20. 11,2 L.
21. a- V; b- F; c- V; d- F; e- F; f- F; g- V; h- F
22.  $9,91 \times 10^{23}$  átomos de H.
23. 1, 29 kg de Cu
24. a- 284,26 g; b- 1,5 moles; c-  $9,03 \times 10^{22}$  moléculas; d-  $3,612 \times 10^{24}$  átomos; e- 4,2 g
25. a- 77,74 g de Al(OH)<sub>3</sub>; b- 70,27 g de HNO<sub>2</sub>
26. d-

## UNIDAD N°5

# COMPUESTOS QUÍMICOS

### NOMENCLATURA

Conjunto de reglas que otorga un nombre unívoco que diferencia cada uno de los compuestos.

### FORMULACIÓN

Conjunto de reglas que otorga una fórmula a cada uno de los compuestos. Los químicos utilizan las **fórmulas químicas** para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de símbolos químicos.

### ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN

Es la carga que debería estar presente en un átomo de un compuesto químico si los electrones de los enlaces pertenecieran al elemento más electronegativo. Si los electrones son contabilizados como cedidos el número de oxidación será positivo, de lo contrario será negativo. El mismo elemento puede actuar con diferentes estados de oxidación.

### REGLAS GENERALES PARA LA ASIGNACIÓN DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

- Un elemento que se encuentra en estado libre y un compuesto neutro tienen estado de oxidación cero.
- El hidrógeno combinado tiene siempre estado de oxidación +1, excepto en los hidruros metálicos que tienen estado de oxidación -1.
- El oxígeno combinado tiene siempre estado de oxidación -2, excepto en los peróxidos (-1).
- Los metales combinados, siempre tienen estado de oxidación positivo.
- Los halógenos combinados con otro elemento menos electronegativo en un compuesto binario actúan con estado de oxidación -1. Del mismo modo, el azufre en esos mismos casos actúa con -2.
- La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión.

El estado de oxidación depende de la estructura electrónica y de la electronegatividad de los elementos. Estas características se encuentran relacionadas con la ubicación en la tabla periódica.

Los elementos metálicos poseen siempre estado de oxidación positivo, los no metales pueden actuar con estado de oxidación positivo o negativo salvo algunas excepciones como el flúor y el oxígeno que siempre poseen estado de oxidación negativo. Los estados de oxidación más comunes se presentan en la tabla.

El número del grupo de un elemento nos orienta sobre sus estados de oxidación. Los grupos IA y IIA actúan con estado +1 y +2 respectivamente. Esto puede aplicarse a los elementos representativos, pues existen numerosas excepciones a esta regla. Los elementos con estados de oxidación negativos generalmente presentan el mismo número. Es decir, los del grupo V (N, P, etc.) actúan con -3, los del grupo VI (O, S, etc.), lo hacen con -2, y los halógenos con -1, siguiendo una tendencia.

## COMPUESTOS INORGÁNICOS

---

El aprendizaje de la escritura de los compuestos se desarrolla sobre los estados de oxidación de los elementos, y de estos surge la denominación de los compuestos, a menudo, igualmente, debe recurrirse a la memoria.

Se seguirán las recomendaciones de I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry). En general, primero se nombra el anión (no metálico) seguido por el catión (metálico), mientras que la fórmula química se escribe al revés. Proporcionaremos la nomenclatura más recomendada para grupos de compuestos.

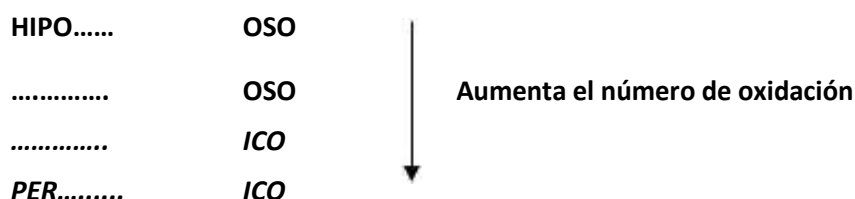
### Nomenclatura tradicional:

- Utiliza prefijos y sufijos de acuerdo al número de oxidación del elemento.
- Es necesario conocer el número de oxidación del elemento y todos los números de oxidación disponibles.
- Si el elemento tiene dos estados de oxidación, se utilizan los sufijos “oso” e “ico” de la siguiente manera:

***Para el menor estado de oxidación: sufijo OSO.***

***Para el mayor estado de oxidación: sufijo ICO.***

- Si el elemento tiene cuatro estados de oxidación:



- Algunos elementos modifican la raíz de su nombre:

Nombre del elemento	Raíz del nombre del elemento
Azufre	Sulfur
Cobre	Cupr
Estaño	Están
Hierro	Ferr
Oro	Aur
Plomo	Plumb

#### Nomenclatura según numeral de Stock:

- Utiliza números romanos escritos entre paréntesis para indicar el número de oxidación del elemento.
- Es necesario conocer sólo el número de oxidación del elemento.

#### Nomenclatura por atomicidad:

- Utiliza prefijos griegos para indicar el número de átomos de cada elemento que forma el compuesto.
- No es necesario conocer el número de oxidación del elemento.

Los prefijos y sus significados numéricos son:

Número	Prefijo	Número	Prefijo
1	Mono	5	Penta
2	Di	6	Hexa
3	Tri	7	Hepta
4	Tetra	8	Octa

**A) ÓXIDOS:** Son compuestos binarios, es decir que solo tienen dos elementos, de los cuales uno es el oxígeno actuando con estado de oxidación - 2. El otro elemento, metal o no metal, actúa con estado de oxidación positivo. Cuando se trata de un **metal**, el óxido formado se conoce como **óxido básico**; cuando es un **no metal**, **óxido ácido**. El flúor no forma óxidos puesto que es el elemento más electronegativo de la tabla y no puede tener estados de oxidación positivos a tal efecto. Las nomenclaturas habitualmente recomendadas para nombrar a los óxidos son:

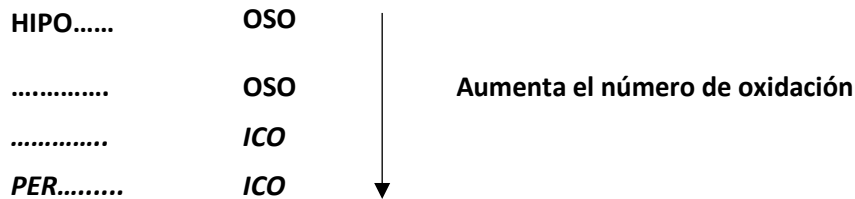
**Nomenclatura tradicional:** se antepone la palabra “óxido” y luego el nombre del metal o no metal teniendo en cuenta la cantidad de estados de oxidación del mismo:

- Si el elemento sólo tiene un estado de oxidación el nombre será “óxido de (nombre del elemento)”.
- Si el elemento tiene dos estados de oxidación se agregaran los sufijos “oso” e “ico” de la siguiente manera:

**Para el menor estado de oxidación: sufijo - OSO.**

**Para el mayor estado de oxidación: sufijo - ICO.**

- Si el elemento tiene tres o cuatro estados de oxidación:



**Nomenclatura por atomicidad:** se indica la cantidad de átomos de cada elemento incluidos en la fórmula química utilizando prefijos griegos.

**Nomenclatura según numeral de Stock:** se antepone la palabra “óxido” seguido del nombre del elemento y entre paréntesis se indica el estado de oxidación del elemento en números romanos. Si el elemento tiene un solo estado de oxidación no se pone nada entre paréntesis.

Ejemplos del nombre que reciben los óxidos básicos o ácidos según las nomenclaturas más utilizadas:

	Fórmula química	NOMENCLATURA		
		Tradicional	Atomicidad	Stock
Óxidos básicos	K <sub>2</sub> O	Óxido de potasio	Monóxido de dipotasio	Óxido de potasio
	FeO	Óxido ferroso	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)
	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido férrico	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)
Óxidos ácidos	CO <sub>2</sub>	Óxido carbónico	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)
	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido nitroso	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Óxido nítrico	Pentóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)

**B) COMPUESTOS BINARIOS CON HIDRÓGENO:** Se denominan “hidruros”. Debemos diferenciar a los **hidruros metálicos** de los **hidruros no metálicos**.

- i. **Hidruros metálicos:** Compuestos binarios que contiene hidrógeno actuando con estado de oxidación -1 y un metal.



	Fórmula química	NOMENCLATURA		
		Tradicional	Atomicidad	Stock
HIDRURO METÁLICO	KH	Hidruro de potasio	Monohidruro de potasio	Hidruro de potasio
	FeH <sub>2</sub>	Hidruro ferroso	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)
	NaH	Hidruro de sodio	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio

ii. **Hidruros no metálicos:** Compuestos binarios que contiene hidrógeno actuando con estado de oxidación +1 y un No metal. Se pueden diferenciar dos subgrupos:

a- Un subgrupo posee nombres triviales y son el amoníaco (NH<sub>3</sub>), la fosfina (PH<sub>3</sub>), el silano (SiH<sub>4</sub>), la arsina (AsH<sub>3</sub>) y el borano (BH<sub>3</sub>).

b- El otro subgrupo está formado por: fluoruro de hidrógeno (HF), sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S), cloruro de hidrógeno (HCl), bromuro de hidrógeno (HBr), yoduro de hidrógeno (HI).

C) **HIDRÓXIDOS:** formalmente podría pensarse que los hidróxidos provienen de la reacción de un óxido básico con agua, aunque esto no siempre se cumple. En todos los hidróxidos, la porción negativa está compuesta por el ion oxhidrilo (OH<sup>-</sup>), el cual se combina con un catión metálico. La fórmula general será:



donde "X" es el número de oxidación con el que actúa el metal.

Según la nomenclatura utilizada los hidróxidos se nombran, por ejemplo, como:

Fórmula química	NOMENCLATURA		
	Tradicional	Atomicidad	Stock
Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
Fe(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido ferroso	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido férrico	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)
Al(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio

Los hidróxidos, cuando se ionizan en agua generan iones oxhidrilos e iones metálicos. Esta propiedad la comparte un compuesto que vimos anteriormente, el amoníaco (NH<sub>3</sub>) y que genera por disolución en agua iones amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) y oxhidrilos de modo que posee características opuestas a otros hidruros no metálicos (como por ejemplo el ácido clorhídrico) que en disolución con agua liberan protones.

D) **ÁCIDOS:** Dentro de este grupo encontramos a los oxácidos y a los hidrácidos. Veamos las características de cada uno.

i- **Oxácidos:** son compuestos ternarios, es decir que están formados por tres elementos. Formalmente, podría pensarse que los oxácidos provienen de la reacción entre óxidos no metálicos u óxidos ácidos y agua. Por ejemplo:



Los oxácidos son ácidos ya que liberan protones ( $\text{H}^+$ ) cuando se disuelven en agua. Contienen hidrógeno, oxígeno con estado de oxidación -2 y el elemento central (un no metal o en ocasiones un metal de transición). Sus fórmulas generalmente se escriben con el hidrógeno en primer lugar seguido por el elemento central y al final el oxígeno. Se representan mediante la fórmula general:



Siendo x,y,z la cantidad de átomos de cada elemento.

**Ejemplo:**

La fórmula del oxácido del cloro con estado de oxidación + 7 puede escribirse como:

**Paso 1:** Cl

**Paso 2:**  $\text{ClO}_4$  Observemos que ahora tenemos  $+7 - 8 = -1$

**Paso3:**  $\text{HClO}_4$  Completamos con un H para neutralizar la carga -1

Las nomenclaturas habitualmente recomendadas para nombrar a los oxácidos son:

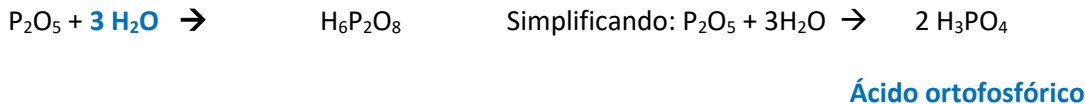
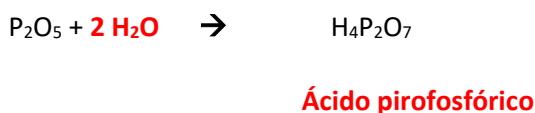
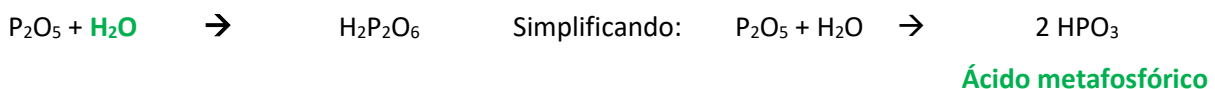
- **Nomenclatura tradicional:** se antepone el nombre ácido, luego se agrega el nombre del átomo central con una terminación que dependerá de los estados de oxidación con que éste forme los oxácidos (Ver nomenclatura clásica para óxidos).
- **Nomenclatura según numeral de Stock:** el nombre del elemento con terminación "ato" indicando el número de oxidación del átomo central mediante un número romano entre paréntesis, finalizando con "de hidrógeno"
- **Nomenclatura por atomicidad:** se antepone un prefijo griego al término oxo (aludiendo a la cantidad de oxígenos presentes) y se agrega el nombre del elemento central con terminación "ato" con "de hidrógeno" anteponiendo di o tri según el número de átomos de hidrógenos presentes.

Según la nomenclatura utilizada los oxácidos se nombran, por ejemplo, como:

Fórmula química	NOMENCLATURA		
	Tradicional	Atomicidad	Stock
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbónico	Trioxocarbonato de dihidrógeno	Carbonato (IV) de hidrógeno
HClO <sub>4</sub>	Ácido perclórico	Tetraoxoclorato de hidrógeno	Clorato (VII) de hidrógeno
HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico	Trioxonitrato de hidrógeno	Nitrato (V) de hidrógeno

Los óxidos del fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb), boro (B), aluminio (Al) entre otros, tienen gran avidez por el agua, entonces pueden reaccionar con 1, 2 o 3 moléculas de agua. Si reaccionan con solo 1 molécula de agua, el oxácido que forman se denomina "ácido meta...". Si lo hacen con 2 moléculas de agua, el ácido se conoce como "ácido piro...". Si reacciona con 3 moléculas de agua, "ácido orto...".

Por ejemplo:



Al ácido ortofosfórico se lo conoce también como "**ácido fosfórico**".

**ii. Hidrácidos:** Se denominan hidrácidos a ciertos hidruros covalentes cuyas soluciones acuosas tienen carácter ácido.

En otros términos, los hidrácidos:

- Son hidruros, compuestos binarios constituidos por átomos de hidrógeno y otro elemento.
- Se encuentran unidos mediante enlace covalente.
- En soluciones acuosas tienen carácter ácido; vale decir, manifiestan las propiedades generales de los ácidos.

Los hidrácidos más importantes son:

**HF (ácido fluorhídrico); HCl (ácido clorhídrico); HI (ácido yodhídrico); HBr (ácido bromhídrico); H<sub>2</sub>S (ácido sulfhídrico).**

**E) SALES:** formalmente se denomina sal al producto obtenido de la reacción entre un oxácido o un hidrácido y un hidróxido. Entonces:

## ÁCIDO + HIDRÓXIDO → SAL + AGUA

De esta reacción se pueden obtener distintos tipos de sales:

- **SALES NEUTRAS**
- **SALES ÁCIDAS**

i. **SALES NEUTRAS:** Este tipo de sal se obtiene cuando todos los hidrógenos del ácido son reemplazados por el metal proveniente del hidróxido.

Ejemplos:



Las nomenclaturas habitualmente recomendadas para nombrar a las sales neutras son:

- **Nomenclatura tradicional:** se nombra primero el anión y luego el catión. El nombre del anión se basa en el ácido del que se deriva. Un anión derivado de un ácido ternario con terminación “-ico” se nombra eliminando la palabra ácido y sustituyendo la terminación “-ico” por “-ato”. Cuando el ácido termina en “-oso” se nombra reemplazando “-oso” por “-ito”. Los prefijos “per-” e “hipo-” se mantienen. Un anión derivado de un hidrácido con terminación “-hídrico” se nombra eliminando la palabra ácido y sustituyendo la terminación “-hídrico” por “-uro”. Resumiendo: se nombra el anión (según lo expresado anteriormente) y luego el catión: “-ato de ‘nombre del catión’”.
- **Nomenclatura según numeral de Stock:** el nombre del elemento no metálico con terminación “-ato” indicando el número de oxidación del mismo mediante un número romano entre paréntesis y de la misma manera para el elemento metálico.
- **Nomenclatura por atomicidad:** se antepone un prefijo griego al término oxo (aludiendo a la cantidad de oxígenos presentes) y se agrega el nombre del anión con terminación “-ato” finalizando con él “del metal” anteponiendo di o tri según el número de átomos de metal presentes.

NOTA: Si a la derecha de la fórmula hay algún número se le nombra al principio con los prefijos:

- 2-*dis*
- 3-*tris*
- 4-*tetris*

Según la nomenclatura utilizada las sales neutras se nombran, por ejemplo, como:

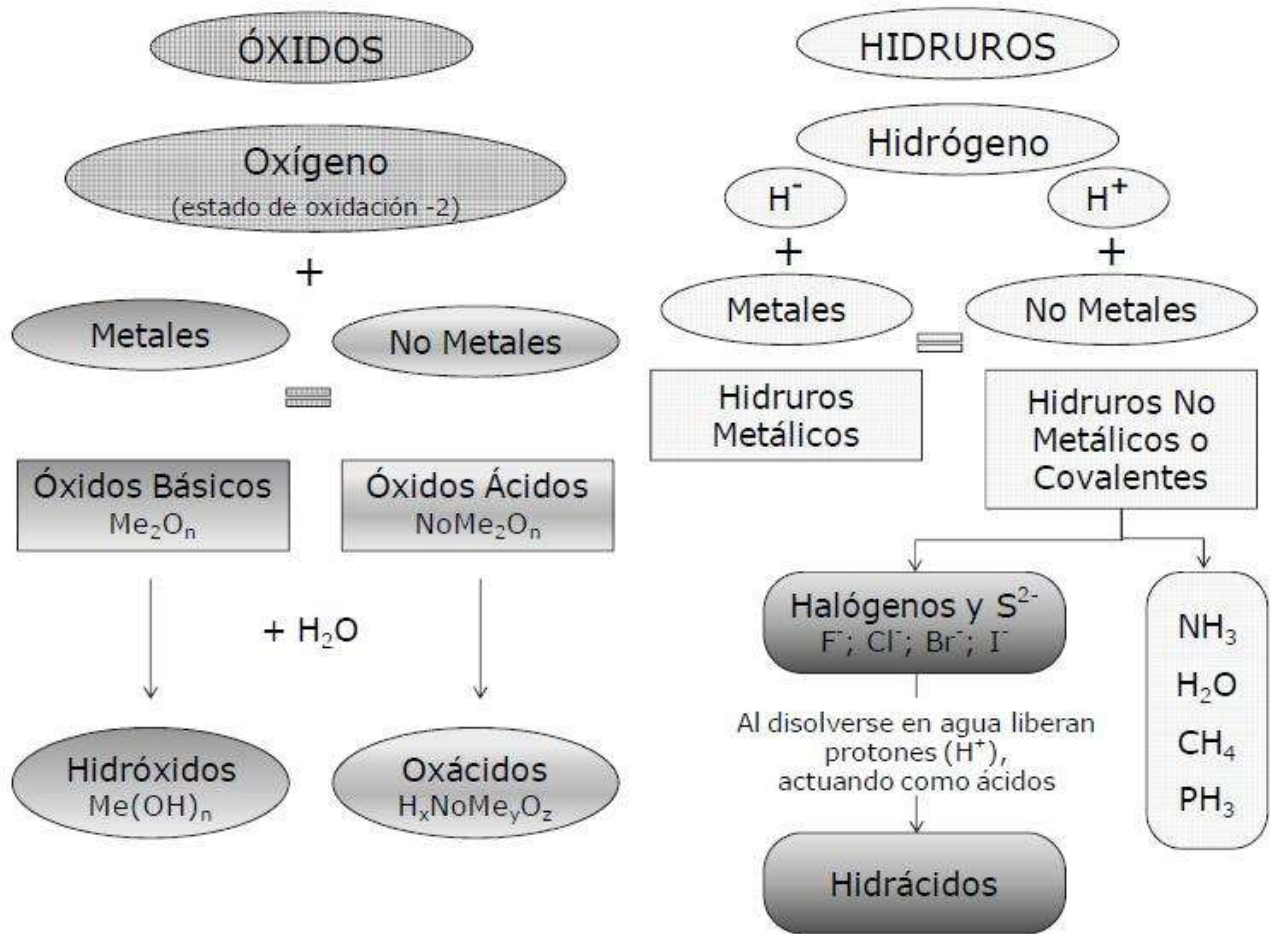
Fórmula química	NOMENCLATURA		
	Tradicional	Atomicidad	Stock
$\text{KNO}_3$ (oxosal)	Nitrato de potasio	Trioxonitrato de potasio	Nitrato (V) de potasio
$\text{Cu}_2\text{SO}_4$ (oxosal)	Sulfato cúprico	Tetraoxosulfato de dicobre	Sulfato (VI) de cobre (I)
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ (oxosal)	Sulfito férrico	Tris trioxosulfato de dihierro	Sulfato (IV) de hierro (III)
$\text{FeS}$ (hidrosal)	Sulfuro ferroso	Monosulfuro de hierro	Sulfuro de hierro (II)

- ii. **SALES ÁCIDAS:** Este tipo de sal se obtiene cuando se neutralizan parcialmente los hidrógenos sustituibles del ácido.  
Los ácidos involucrados deben tener 2 o más hidrógenos sustituibles en sus moléculas, quedando 1 o más de ellos en la estructura de la sal.

Según la nomenclatura utilizada las sales ácidas se nombran, por ejemplo, como:

Fórmula química	NOMENCLATURA		
	Tradicional	Atomicidad	Stock
$\text{NaHSO}_4$	Sulfato ácido de sodio	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de sodio	Hidrógeno sulfato (VI) de sodio
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Carbonato ácido de calcio	Hidrógeno carbonato (IV) de calcio	Bis hidrógeno trioxocarbonato (IV) de calcio
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Fosfato diácido ferroso	Bis dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de hierro (II)	Dihidrógeno fosfato (V) de hierro (II)

Resumiendo...



## EJERCITACIÓN N°5

1. Escribe el **nombre** de los siguientes compuesto y clasifícalos.

	Nombre (utilizando todas las nomenclaturas)	Clase de compuesto
CaO		
MgO		
SO <sub>2</sub>		
Na <sub>2</sub> O		
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
Cl <sub>2</sub> O		
FeO		
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
Cu <sub>2</sub> O		
Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		
K <sub>2</sub> O		
CuO		
CO		
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		

2. Escribe la fórmula de los siguientes óxidos. Indique cuáles son básicos y cuales ácidos.

a- Óxido cloroso

b- Óxido fosforoso

- c- Óxido brómico
- d- Óxido de bario
- e- Óxido de titanio (III)
- f- Óxido de manganeso (VI)
- g- Óxido níquelico

**3. Completa:**

- a- ..... + oxígeno → óxido básico
- b- óxido ácido + agua → .....
- c- óxido básico + ..... → .....
- d- ..... + oxígeno → óxido ácido
- e- ..... + hidrógeno → hidruro no metálico

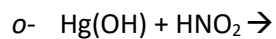
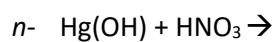
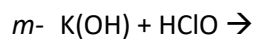
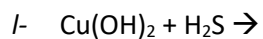
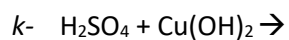
**4. Completa las siguientes ecuaciones y nombra los productos:**

- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{Cu}_2\text{O} + \dots\dots \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})$
- $\text{Au}_2\text{O}_3 + \dots\dots \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{CuO} + \dots\dots \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{N}_2\text{O}_5 + \dots\dots \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \dots\dots \dots \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{I}_2\text{O}_7 + \dots\dots \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{Ag}_2\text{O} + \dots\dots \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\dots\dots + \dots\dots \longrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_4$

**5. Combina los ácidos con los hidróxidos y nombre las sales neutras y ácidas que se obtienen:**

- a-  $\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH}) \rightarrow$
- b-  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HI} \rightarrow$
- c-  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- d-  $\text{K}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- e-  $\text{Hg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- f-  $\text{Hg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow$
- g-  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- h-  $\text{HCl} + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow$
- i-  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HIO}_4 \rightarrow$
- j-  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow$





**6.** Nombra los siguientes compuestos. ¿De qué compuestos se trata?

*a-* HF(ac)

*b-* HI (ac)

*c-* HCl (g)

*d-*  $\text{H}_2\text{S}$  (ac)

*e-* HBr (g)

*f-*  $\text{NH}_3$

*g-* HCN

**7.** Nombra los siguientes compuestos. ¿De qué clase de compuestos se trata?

*a-* NaF

*b-*  $\text{Li}_2\text{SO}_4$

*c-* CaS

*d-*  $\text{KMnO}_4$

*e-*  $\text{MgNO}_3$

*f-*  $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$

*g-*  $\text{CoCO}_3$

*h-*  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

**8.** Escribe la fórmula de los siguientes compuestos. ¿De qué clase de compuestos se trata?

*a-* Sulfito de Cinc

*b-* Sulfato férrico

*c-* Nitrito de sodio

*d-* Nitrato de Bario

*e-* Sulfuro de Plomo (IV)

*f-* Fosfato férrico

*g-* Cloruro de sodio

*h-* Carbonato de calcio

9. Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

- a-  $\text{FeCl}_2$
- b-  $\text{FePO}_4$
- c-  $\text{HNO}_3$
- d-  $\text{HI}$
- e-  $\text{Na}_2\text{O}$
- f-  $\text{Cl}_2\text{O}_5$
- g-  $\text{KOH}$

10. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- a- Óxido nítrico
- b- Fluoruro de bario
- c- Hidróxido de calcio
- d- Ácido sulfhídrico
- e- Óxido de estroncio
- f- Carbonato de sodio
- g- Ácido sulfúrico
- h- Hidróxido férrico
- i- Hidróxido cuproso
- j- Nitrito plúmbico
- k- Óxido auroso

11. A partir de los siguientes elementos: N (III) y Au (III) escriba todas las ecuaciones para formar la sal correspondiente nombrando todas las sustancias intervinientes.

12. A partir de los siguientes elementos Hg (I) y Br escriba todas las ecuaciones para formar la sal correspondiente nombrando todas las sustancias intervinientes.

13. Escriba las fórmulas y los nombres que se derivan de la combinación de los siguientes ácidos con hidróxidos:

OXOÁCIDO	HIDRÓXIDO		
	KOH	Ba(OH) <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>
$\text{HNO}_3$			
$\text{H}_2\text{CO}_3$			
$\text{HNO}_2$			

14. Obtenga mediante ecuaciones y partiendo de los elementos las siguientes sales:

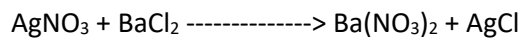
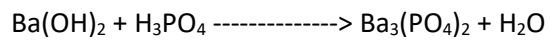
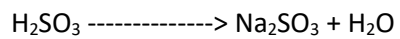
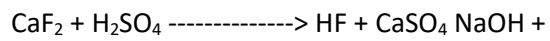
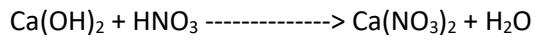
- a- dicloruro de calcio
- b- nitrito férrico

Balance todas las ecuaciones, nombre las sustancias intervinientes, clasifique cada producto obtenido.

15. Balance las siguientes ecuaciones:



16. Balancee las siguientes ecuaciones:



## **RESPUESTAS**

1.

	<b>Nombre</b>	<b>Tipo de compuesto</b>
<b>CaO</b>	NT: Óxido de calcio NA: Monóxido de calcio NS: Óxido de calcio	Óxido básico
<b>MgO</b>	NT: Óxido de magnesio NA: Monóxido de magnesio NS: Óxido de magnesio	Óxido básico
<b>SO<sub>2</sub></b>	NT: Óxido sulfuroso NA: Dióxido de azufre NS: Óxido de azufre (IV)	Óxido ácido
<b>Na<sub>2</sub>O</b>	NT: Óxido de sodio NA: Monóxido de disodio NS: Óxido de sodio	Óxido básico
<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	NT: Óxido férrico NA: Trióxido de dihierro NS: Óxido de hierro (III)	Óxido básico
<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	NT: Óxido nítrico NA: Pentóxido de dinitrógeno NS: Óxido de nitrógeno (V)	Óxido ácido
<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	NT: Óxido hipocloroso NA: Monóxido de dicloro NS: Óxido de cloro (I)	Óxido ácido
<b>FeO</b>	NT: Óxido ferroso NA: Monóxido de hierro NS: Óxido de hierro (II)	Óxido básico
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	NT: Óxido nitroso NA: Trióxido de dinitrógeno NS: Óxido de nitrógeno (III)	Óxido ácido
<b>Cu<sub>2</sub>O</b>	NT: Óxido cuproso NA: Monóxido de dicobre NS: Óxido de cobre (I)	Óxido básico
<b>Br<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	NT: Óxido perbrómico NA: heptóxido de dibromo NS: Óxido de bromo (VII)	Óxido ácido
<b>K<sub>2</sub>O</b>	NT: Óxido de potasio NA: Monóxido de dipotasio NS: Óxido de potasio	Óxido básico
<b>CuO</b>	NT: Óxido cúprico NA: Monóxido de cobre NS: Óxido de cobre (II)	Óxido básico
<b>CO</b>	NT: Óxido carbonoso NA: Monóxido de carbono NS: Óxido de carbono (II)	Óxido ácido
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	NT: Óxido perclórico NA: heptóxido de dicloro NS: Óxido de cloro (VII)	Óxido ácido
<b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	NT: Óxido fosfórico NA: pentóxido de difósforo NS: Óxido de fósforo (V)	Óxido ácido

2.

- a- Óxido cloroso:  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  ÓXIDO ÁCIDO  
b- Óxido fosforoso:  $\text{P}_2\text{O}_3$  ÓXIDO ÁCIDO  
c- Óxido bromico:  $\text{Br}_2\text{O}_5$  ÓXIDO ÁCIDO  
d- Óxido de bario:  $\text{BaO}$  ÓXIDO BÁSICO  
e- Óxido de titanio (III):  $\text{Ti}_2\text{O}_3$  ÓXIDO BÁSICO  
f- Óxido de manganeso (VI):  $\text{MnO}_3$  ÓXIDO ÁCIDO  
g- Óxido níquelico:  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  ÓXIDO BÁSICO

3.

- a- .....METAL..... + oxígeno  $\rightarrow$  óxido básico  
b- óxido ácido + agua  $\rightarrow$  .....OXOÁCIDO.....  
c- óxido básico + .....AGUA.....  $\rightarrow$  .....HIDRÓXIDO.....  
d- ....NO METAL..... + oxígeno  $\rightarrow$  óxido ácido  
e- .....NO METAL..... + hidrógeno  $\rightarrow$  HIDRURO NO METÁLICO

4.

- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \dots\dots 2 \text{HCl}\dots\dots$  CLORURO DE HIDRÓGENO  
 $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots 2 \text{HNO}_2\dots\dots$  ÁCIDO NITROSO  
 $\text{Cu}_2\text{O} + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow 2 \text{Cu(OH)}$  HIDRÓXIDO CUPROSO  
 $\text{Au}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \dots\dots 2 \text{Au(OH)}_3\dots\dots$  HIDRÓXIDO ÁURICO  
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots \text{H}_2\text{SO}_4\dots\dots$  ÁCIDO SULFÚRICO  
 $\text{CuO} + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$  HIDRÓXIDO CÚPRICO  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\text{Ca(OH)}_2\dots\dots$  HIDRÓXIDO DE CALCIO  
 $\text{N}_2\text{O}_5 + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \dots\dots 2 \text{HNO}_3\dots\dots$  ÁCIDO NÍTRICO  
 $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \dots\dots 2 \text{HClO}_3\dots\dots$  ÁCIDO CLÓRICO  
 $\text{I}_2\text{O}_7 + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \dots\dots 2 \text{HIO}_4\dots\dots$  ÁCIDO PERIÓDICO  
 $\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots 2 \text{H}_3\text{PO}_3\dots\dots$  ÁCIDO ORTOFOSFOROSO  
 $\text{Ag}_2\text{O} + \dots\text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \dots\dots 2 \text{AgOH}\dots\dots$  HIDRÓXIDO DE PLATA  
 $\dots\text{PbO}_2\dots\dots + \dots\dots 2 \text{H}_2\text{O}\dots\dots \rightarrow \text{Pb(OH)}_4$  HIDRÓXIDO PLÚMBICO

5.

- a-  $\text{HNO}_3 + \text{Cu(OH)} \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  NITRATO CUPROSO  
b-  $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HI} \rightarrow \text{CaOHI} + \text{H}_2\text{O}$  YODURO BÁSICO DE CALCIO  
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{CaI}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  YODURO DE CALCIO  
c-  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$  SULFATO DE CALCIO  
d-  $2 \text{K(OH)} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  SULFITO ÁCIDO DE POTASIO  
 $\text{K(OH)} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$  SULFITO DE POTASIO  
e-  $\text{Hg(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HgOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  NITRATO BÁSICO MERCÚRICO  
 $\text{Hg(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  NITRATO MERCÚRICO  
f-  $\text{Hg(OH)}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HgOHNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  NITRITO BÁSICO MERCÚRICO  
 $\text{Hg(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_2 \rightarrow \text{Hg(NO}_2)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  NITRITO MERCÚRICO  
g-  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeOHCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$  CARBONATO BÁSICO FÉRRICO  
 $3 \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$  CARBONATO FÉRRICO  
h-  $\text{HCl} + \text{Na(OH)} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  CLORURO DE SODIO  
i-  $\text{Fe(OH)}_2 + \text{HIO}_4 \rightarrow \text{FeOHIO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  PERIODATO BÁSICO FERROSO

	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{HIO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{IO}_4)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	PERYODATO FERROSO
<i>j-</i>	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{CuOHIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	YODATO BÁSICO CÚPRICO
<i>k-</i>	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{HIO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{IO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	YODATO CÚPRICO
<i>l-</i>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	SULFATO CÚPRICO
<i>m-</i>	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2 \text{H}_2\text{O}$	SULFURO CÚPRICO
<i>n-</i>	$\text{K}(\text{OH}) + \text{HClO} \rightarrow \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$	HIPOCLORITO DE POTASIO
<i>o-</i>	$\text{Hg}(\text{OH}) + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	NITRATO MERCURIOSO
<i>p-</i>	$\text{Hg}(\text{OH}) + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HgNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	NITRITO MERCURIOSO

## 6.

- a-* HF: ÁCIDO FLUORHÍDRICO
- b-* HI: ÁCIDO YODHÍDRICO
- c-* HCl: CLORURO DE HIDRÓGENO
- d-* H<sub>2</sub>S: ÁCIDO SULFHÍDRICO
- e-* HBr: BROMURO DE HIDRÓGENO
- f-* NH<sub>3</sub>: AMONÍACO
- g-* HCN: CIANURO DE HIDRÓGENO

## 7.

- a-* NaF: FLUORURO DE SODIO/ MONOFLUORURO DE SODIO/ FLUORURO DE SODIO
- b-* Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: SULFATO DE LITIO/ TETRAOXOSULFATO DE DILITIO/ SULFATO (VI) DE LITIO
- c-* CaS: SULFURO DE CALCIO/ MONOSULFURO DE CALCIO/ SULFURO DE CALCIO
- d-* KMnO<sub>4</sub>: PERMANGANATO DE POTASIO/ TETRAOXOMANGANATO DE POTASIO/ MANGANATO (VII) DE POTASIO
- e-* Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>: NITRATO DE MAGNESIO/DIS [TRIOXONITRATO] DE MAGNESIO/ NITRATO (V) DE MAGNESIO
- f-* Al(ClO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>: PERCLORATO DE ALUMINIO/ TRIS [TETRAOXOCLORATO] DE ALUMINIO/ CLORATO (VII) DE ALUMINIO
- g-* CoCO<sub>3</sub>: CARBONATO COBALTOSO/ TRIOXOCARBONATO DE COBALTO/ CARBONATO (IV) DE COBALTO (II)
- h-* Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>: FOSFATO DE SODIO U ORTOFOSFATO DE SODIO / TETRAOXOFOSFATO DE TRISODIO/ FOSFATO (V) DE SODIO

## 8.

- a-* Sulfito de Zinc: ZnSO<sub>3</sub>
- b-* Sulfato férrico: Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>
- c-* Nitrito de sodio: NaNO<sub>2</sub>
- d-* Nitrato de Bario: Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- e-* Sulfuro de Plomo (IV): PbS<sub>2</sub>
- f-* Fosfato férrico: FePO<sub>4</sub>
- g-* Cloruro de sodio: NaCl
- h-* Carbonato de calcio: CaCO<sub>3</sub>

## 9.

- a-* FeCl<sub>2</sub>: CLORURO FERROSO
- b-* FePO<sub>4</sub>: Fosfato férrico
- c-* HNO<sub>3</sub>: ÁCIDO NÍTRICO

- d- HI: YODURO DE HIDRÓGENO O ÁCIDO YODHÍDRICO
- e- Na<sub>2</sub>O: ÓXIDO DE SODIO
- f- Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>: ÓXIDO CLÓRICO
- g- KOH: HIDRÓXIDO DE POTASIO

**10)**

- a- Óxido nítrico: N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- b- Fluoruro de bario: BaF<sub>2</sub>
- c- Hidróxido de calcio: Ca(OH)<sub>2</sub>
- d- Ácido sulfhídrico: H<sub>2</sub>S (ac)
- e- Óxido de estroncio: SrO
- f- Carbonato de sodio: Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- g- Ácido sulfúrico: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- h- Hidróxido férrico: Fe(OH)<sub>3</sub>
- i- Hidróxido cuproso: CuOH
- j- Nitrito plúmbico: Pb(NO<sub>2</sub>)<sub>4</sub>
- k- Óxido auroso: Au<sub>2</sub>O

**15)**

- a- Fe + 2 HCl → FeCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>
- b- 3 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2 Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> + 6 H<sub>2</sub>O
- c- 4 HCl + MnO<sub>2</sub> → Cl<sub>2</sub> + MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O

**16)**

- a- Ca(OH)<sub>2</sub> + 2 HNO<sub>3</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O
- b- CaF<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 2 HF + CaSO<sub>4</sub>
- c- 2 NaOH + H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> + 2 H<sub>2</sub>O
- d- 3 Ba(OH)<sub>2</sub> + 2 H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 6 H<sub>2</sub>O
- e- 2 AgNO<sub>3</sub> + BaCl<sub>2</sub> → Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2 AgCl

## UNIDAD N°6

# ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La **estequiometría** es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

La materia está formada por átomos, moléculas e iones. Estas especies químicas pueden modificar su estructura química, dicho proceso se denomina **Transformación química**. Toda transformación química tiene asociado un ESTADO INICIAL (Ei), un estado final (Ef) y condiciones específicas de reacción, para que se produzca dicha transformación.

Ei -----Ef

Las sustancias químicas que van a ser transformadas constituyen el estado inicial del sistema y se denominan **REACTANTES** o **REACTIVOS**. Las sustancias formadas se llaman **PRODUCTOS** y corresponden al estado final del sistema.

La representación simbólica de una reacción química se realiza mediante una ECUACIÓN QUÍMICA, en la cual un conjunto de SÍMBOLOS y FÓRMULAS representan los cambios, como se muestra a continuación:



Toda ecuación química está formada por las siguientes partes:

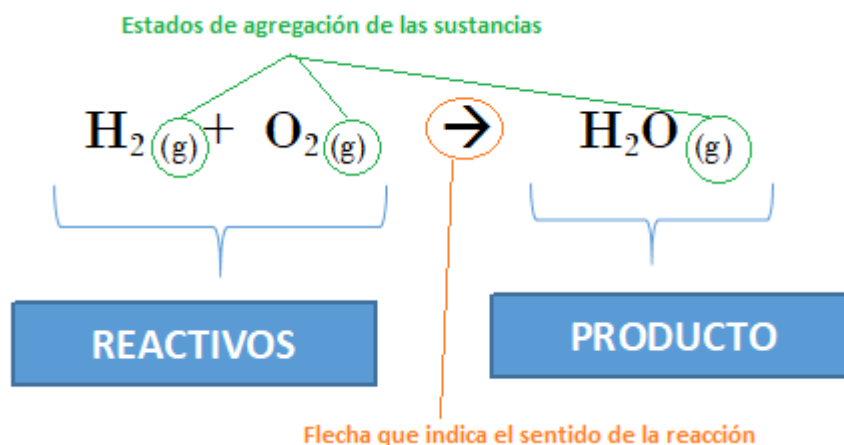
A y B son los REACTIVOS

C y D son los PRODUCTOS

La **flecha** indica el **SENTIDO** en que ocurre la reacción

Además, entre paréntesis se indica el **ESTADO DE AGREGACIÓN** de los reactivos y productos.

En un ejemplo esto sería:



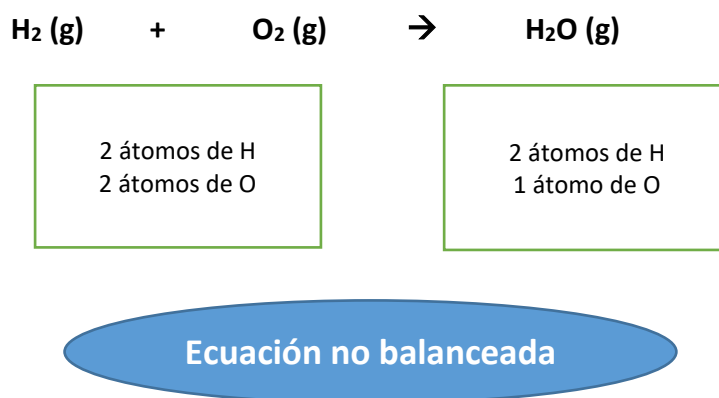


Pero esta ecuación está INCOMPLETA. Para que se cumpla la LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA en la ecuación química debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está BALANCEADA. Pero ... ¿cómo se balancea una ecuación química?

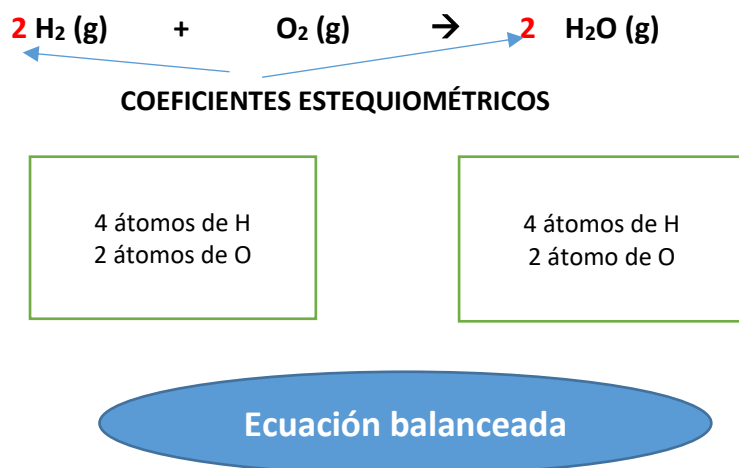
## BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS.

Una ecuación química balanceada es aquella que refleja lo que pasa realmente antes de comenzar y al finalizar la reacción y, por tanto, debe respetar las leyes de conservación del número de átomos de cada tipo. Para respetar estas reglas, se pone delante de cada especie química un número llamado **coeficiente estequiométrico**, que indica la cantidad de átomos de cada elemento antes y después de la reacción.

En el ejemplo anterior la ecuación química sin balancear (sólo representando los elementos que interactúan) será:



Esta ecuación no es correcta, porque no cumple la ley de conservación de la materia ya que si observamos hay 2 átomos de oxígeno (O) en reactivos y sólo un átomo de oxígeno (O) en los productos. Se balancea la ecuación introduciendo adelante de las fórmulas químicas de cada compuesto un coeficiente estequiométrico adecuado. La ecuación anterior quedaría de la siguiente manera:

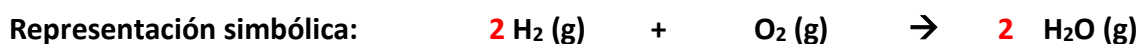


La reacción finalmente nos dice que **2** moles de moléculas de hidrógeno molecular (H<sub>2</sub>) reaccionan con **1** mol de moléculas de oxígeno molecular (O<sub>2</sub>) y generan **2** moles de moléculas de agua (H<sub>2</sub>O). Si verificamos el número de átomos veremos que en ambos lados de la ecuación hay 4 átomos de hidrógeno (H) y 2 átomos de oxígeno (O). La materia (la cantidad de átomos) se ha conservado antes y después de la reacción química.

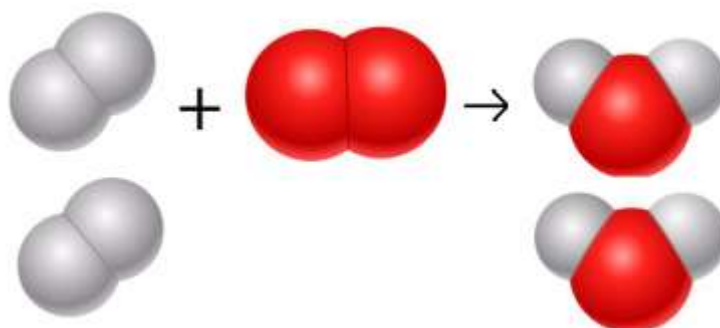


**Un error muy frecuente es querer modificar la atomicidad de los compuestos químicos, tanto de los reactivos como de los productos que se forman, para poder balancear una ecuación química. Es importante aclarar que este proceso NO ES POSIBLE por que modifica la identidad de los reactantes y/o productos.**

Además de representar la ecuación química en forma simbólica, podemos hacerlo utilizando el modelo de partículas. Siguiendo con el ejemplo anterior:



**Representación con el modelo de partículas:**



En la ecuación química **BALANCEADA** las proporciones se respetarán en función de la valoración que le demos a cada sustancia.

Siempre que conservemos las proporciones estequiométricas podemos ampliar las cantidades a diversas unidades teniendo en cuenta de considerar si lo que reaccione son moléculas o moles de moléculas.



Se lee: 2 moles de H <sub>2</sub> reaccionan con 1 mol de O <sub>2</sub> para producir 2 moles de agua		
2 moles	1 mol	2 moles
4 gramos	32 gramos	36 gramos

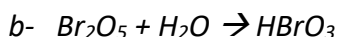
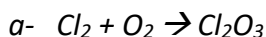
44,8 L	22,4 L	44,8 L
$1,2 \times 10^{24}$ moléculas	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas	$1,2 \times 10^{24}$ moléculas

Pero si reaccionan 4 moles de moléculas de hidrógeno (H<sub>2</sub>), ¿cómo se modifican las cantidades de las otras sustancias?

<b>Se lee: 2 moles de H<sub>2</sub> reaccionan con 1 mol de O<sub>2</sub> para producir 2 moles de agua</b>		
4 moles	2 mol	4 moles
8 gramos	64 gramos	72 gramos
89,6 L	44,8 L	89,6 L
$2,408 \times 10^{24}$ moléculas	$1,204 \times 10^{24}$ moléculas	$2,408 \times 10^{24}$ moléculas

## ¡ACTIVIDAD!

Balancea las siguientes ecuaciones químicas:



## REACTIVO LIMITANTE

En la práctica, cuando se produce una reacción química en laboratorio, aun cuando las cantidades están exactamente pesadas, puede ocurrir que algo de determinado reactivo no se consuma totalmente y el otro en cambio sí.

Ejemplo:



Si se tienen 200 g de trióxido de dialuminio y 200 g de cromato de potasio para reaccionar y se quiere calcular cuántos gramos de cromato de aluminio y de óxido de potasio se obtendrán, se procede de la siguiente manera:

1° Se calculan las MASAS MOLARES DE LOS REACTIVOS:

M  $Al_2O_3 = 102$  g/mol

M  $K_2CrO_4 = 194$  g/mol

2° Se pueden calcular los moles de trióxido de dialuminio y de cromato de potasio según la relación estequiométrica planteada y las masas molares calculadas:



Para  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol} / 200\text{g} = 1,96 \text{ moles}$

Para  $\text{K}_2\text{CrO}_4 = 194 \text{ g/mol} / 200\text{g} = 1,03 \text{ moles}$

Como la reacción es 1 mol de trióxido de dialuminio con 3 moles de cromato de potasio, resulta evidente que cuando se terminan los 1,03 moles de cromato de potasio la reacción habrá concluido y aún quedará trióxido de dialuminio sin reaccionar.

En este sentido se puede asegurar que el cromato de potasio es el *Reactivo Limitante* y por lo tanto el trióxido de dialuminio es el *Reactivo en exceso*.

Calculamos entonces cuantos moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  se utilizarán para consumir todo el  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

3 moles  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ----- 1 mol  $\text{Al}_2\text{O}_3$

1,03 moles  $\text{K}_2\text{CrO}_4$

$x = 0,34$  moles de trióxido de dialuminio

Serán necesarios 0,34 moles de trióxido de dialuminio para consumir todo el cromato de potasio y quedarán sin reaccionar (*en exceso*):

$$1,96 \text{ moles (se dispone)} - 0,34 \text{ moles (reaccionan)} = 1,62 \text{ moles } \text{Al}_2\text{O}_3$$

**LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS SIEMPRE SE REALIZAN TOMANDO COMO REFERENCIA EL REACTIVO LIMITANTE QUE AL CONSUMIRSE COMPLETAMENTE IMPIDE QUE LA REACCIÓN QUÍMICA SIGA TRANSCURRIENDO.**

Cuando se efectúa la experiencia en el laboratorio puede obtenerse una masa *menor* del producto con respecto a la calculada estequiométricamente.

Se deben tener en cuenta dos factores:

**a) Pureza de los reactivos**

**b) Rendimiento de la reacción**

## **PUREZA DE LOS REACTIVOS**

En una reacción química puede ocurrir que los reactivos **no** sean puros. Si se hace reaccionar una muestra de 7 g de cinc con cantidad suficiente de ácido sulfúrico y se desea calcular la masa de sulfato de cinc que se formará, la reacción será:



Si la masa molar del Zn es:  $M_{Zn} = 65,4 \text{ g/mol}$ , se pueden calcular los moles de cinc según:

$$\text{Moles Zn} = \frac{7 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,107 \text{ moles}$$

Según la ecuación estequiométrica balanceada:

Si reacciona 1 mol Zn -----se obtiene 1 mol ZnSO<sub>4</sub>

Por lo tanto: si tenemos 0,107 moles Zn ----- se obtendrán  $x = 0,107$  moles ZnSO<sub>4</sub>

Calculamos la masa de sal obtenida:

1 mol ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ 161,4 g ZnSO<sub>4</sub>

0,107 moles ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_  $x = 17,27 \text{ g ZnSO}_4$

Si la pureza del cinc fuera del 85%, es decir NO ES 100% PURO ¿Cuál será la masa de cinc que efectivamente reacciona?

Por lo tanto, la masa de sulfato de cinc que puede obtenerse será menor comparado con lo que se obtendría si la pureza del reactivo fuera del 100%:

$$\text{Masa de Zn puro} = \frac{7 \text{ g} \times 85\%}{100\%} = 5,95 \text{ g}$$

$$\text{Moles de Zn puro} = \frac{5,95 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,091 \text{ moles de Zn}$$

Sabemos por la ecuación química que:

Si tenemos 1 mol Zn ----- Se obtiene 1 mol ZnSO<sub>4</sub>

Pero el 85% será 0,091 moles Zn \_\_\_\_\_  $x = 0,091 \text{ moles ZnSO}_4$

Finalmente, calculamos la masa en gramos de sal obtenida con 1 mol de Zn con 85% de pureza:

1 mol ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ 161,4 g ZnSO<sub>4</sub>

0,091 moles ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_  $x = 14,7 \text{ g ZnSO}_4$ .Respuesta final

## RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

---

En una reacción química puede suceder que los reactivos **no reaccionen totalmente** o bien que su interacción genere otros productos. Estos factores disminuyen el rendimiento de la reacción.

Si se dice que una reacción tiene un rendimiento del 70% se quiere indicar que, si bien, la estequiométrica indica que el rendimiento debe ser del 100%, los factores indicados con anterioridad generan sólo el 70% del producto que se desea obtener.

*Ejemplo:*

Se hace reaccionar una muestra de **7 g de Zn** con **cantidad suficiente de ácido sulfúrico** y se desea calcular la masa de **sulfato de cinc** que se formará si el rendimiento de la **reacción es del 85%**.



$$\text{Moles Zn} = \frac{7 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,107 \text{ moles}$$

1 mol de Zn \_\_\_\_\_ 1 mol de ZnSO<sub>4</sub>

0,107 moles de Zn \_\_\_\_\_ x = 0,107 moles de ZnSO<sub>4</sub>

1 mol de ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ 161,4 de ZnSO<sub>4</sub>

0,107 moles de ZnSO<sub>4</sub> \_\_\_\_\_ x = 17,27 g de ZnSO<sub>4</sub>

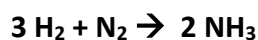
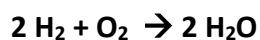
Si el rendimiento de la reacción fuera del 100% se obtendrían 17,27 g de ZnSO<sub>4</sub>, pero como el rendimiento es del 85% se obtendrá:

100 % de rendimiento \_\_\_\_\_ 17,27 g de ZnSO<sub>4</sub>

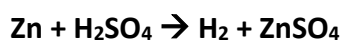
85 % de rendimiento \_\_\_\_\_ x = 14,7 g de ZnSO<sub>4</sub>

## EJERCITACIÓN N°6

1. Dadas las siguientes ecuaciones químicas, indique:



- a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para formar 2,5 moles de agua?
  - b) ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para obtener 10 moles de agua?
  - c) ¿Cuántos moles de amoníaco pueden formarse a partir de 0,75 moles de hidrógeno?
  - d) ¿Cuántos moles de amoníaco pueden formarse a partir de 8 moles de nitrógeno?
  - e) ¿Cuántos moles de amoníaco se formarán a partir de 3 moles de nitrógeno?
  - f) Ídem con 5 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno.
2. Si se hacen reaccionar 15 g de ácido carbónico con cantidad necesaria de hidróxido cúprico. ¿Qué masa de sal se formará?
3. ¿Qué masa de hidróxido áurico se obtendrá cuando se combinan 260 g del óxido respectivo con agua?
4. Para obtener 3,5 moles de óxido plúmbico ¿Qué masa de oxígeno se necesitará y cuántos gramos de plomo?
5. Cuando se hacen reaccionar 0,3 moles de ácido clorhídrico con hierro metálico se obtienen cloruro férrico e hidrógeno molecular. ¿Qué masa de sal se formará y cuántos moles de hierro serán necesarios? ¿Qué volumen de hidrógeno se recogerá en CNPT?
6. En la obtención de ácido sulfuroso se utilizaron  $3,45 \times 10^{23}$  moléculas del óxido correspondiente. ¿Cuántos moles de ácido se formarán? ¿Qué volumen de agua se necesita suponiendo que la densidad es  $1 \text{g/cm}^3$ ?
7. Para la formación de sulfuro de hidrógeno, se utilizaron 35,6 l de hidrógeno. Calcular que masa de azufre se necesitará y cuántos moles de sulfuro de hidrógeno se obtendrán.
8. Si a 5 g de carbonato de calcio se le agrega ácido clorhídrico en exceso:  
¿Qué cantidad de dióxido de carbono se desprende y cuál es su volumen en CNTP?  
¿Cuántos moles de cloruro de calcio y agua se obtienen?
9. Un tubo de ensayo que contiene clorato de potasio se calienta hasta descomponerla en cloruro de potasio y oxígeno. Si la masa del tubo y su contenido inicial era 21,68 g y la pérdida de masa fue de 0,96 g ¿Cuál es la masa del tubo de ensayos?
10. 3,5 moles de cinc se hacen reaccionar con cantidad suficiente de ácido sulfúrico, mediante la siguiente ecuación química:



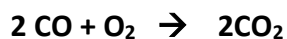
Calcula:

- a) Los moles de hidrógeno producidos y su volumen medido a CNTP
- b) La masa de ácido necesaria
- c) Los moles de sulfato de cinc formados
- d) Si sólo se obtienen 3 L de hidrógeno medidos a CNTP ¿Cuál es la masa de cinc utilizada?

11. Se mezclan 20 g de NaOH con cantidad suficiente de HCl.

- Escribe la ecuación química de la reacción.
- ¿Cuántos moles, moléculas y g de agua se obtendrán?
- ¿Cuántos g de HCl reaccionarán?

12. Dada la siguiente reacción:



Si se forman 20 g de  $\text{CO}_2$  ¿Cuántos moles de cada reactivo habrán reaccionado?

### **Reactivo limitante y en exceso.**

13. Se hace reaccionar 2,5 g de nitrato de plata con 7,5 g de cromato de potasio. La reacción es:



Calcular:

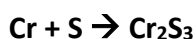
- la cantidad de reactivo que está en exceso
- los gramos y los moles de productos formados.

14. Cuando 2 g de ácido clorhídrico reaccionan con 6 g de calcio para formar hidrógeno y cloruro de calcio ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles de sal se obtienen y qué volumen de hidrógeno a CNTP se obtiene?

15. Cuando el clorato de potasio se calienta con azufre reacciona produciendo cloruro de potasio y dióxido de azufre. En cada uno de los siguientes casos, determine cuál es el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

- 3 moles de clorato de potasio con 3 moles de azufre.
- 2 moles de clorato de potasio con 4 moles de azufre.
- 3,45 moles de clorato de potasio con 5 moles de azufre.
- 8,63 moles de clorato de potasio con 13,23 moles de azufre.

16. Calcular la masa de sulfuro de cromo (III) que se obtiene a partir de 10 g de cromo y 10 g de azufre. La ecuación química de la reacción es:



### **Pureza y rendimiento.**

17. A partir de 80 g de ácido sulfhídrico y 500 g de cloruro de mercurio (II) se obtuvieron 420 g de sulfuro de mercurio (II) y una cantidad determinada de ácido clorhídrico.

Escriba la reacción balanceada.

Calcule el rendimiento de la reacción.

18. Calcule cuántos moles de ácido sulfúrico se necesitan para reaccionar totalmente con 160 g de hidróxido de sodio de 54% de pureza y formar sulfato de sodio y agua.

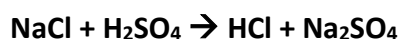


19. ¿Qué cantidades de cloruro de amonio y de hidróxido de sodio se necesitan para obtener 170 g de amoniaco si el cloruro de amonio usado tiene una pureza del 70%? ¿Qué cantidad de agua se forma en la reacción? La ecuación química de la reacción es:



20. ¿Cuántos moles de hidróxido de calcio se obtiene cuando se tratan 15 g de óxido de calcio de 85% de pureza, con la cantidad suficiente de agua, si el rendimiento de la reacción es del 92%?

21. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se obtienen al tratar 6,85 g de cloruro de sodio, cuya pureza es del 85%, con exceso de ácido sulfúrico? La ecuación química de la reacción es:



22. Si a 5 kg de carbonato de calcio se le agrega ácido clorhídrico en exceso ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se obtienen, si el rendimiento de la reacción es del 85%? La ecuación química de la reacción es:



23. Se desean obtener 30 moles de trióxido de dialuminio:

- ¿Cuántos litros de oxígeno medidos a CNTP serán necesarios?
- Si se usa aluminio con pureza del 95% ¿Qué cantidad de aluminio hay que extraer del frasco para esta reacción?

## **RESPUESTAS**

- 2,5 moles H<sub>2</sub>; 5 moles O<sub>2</sub>; 0,5 moles NH<sub>3</sub>; 16 moles NH<sub>3</sub>; 6 moles NH<sub>3</sub>; 2 moles NH<sub>3</sub>.
- 29,88 g
- 291,77 g
- 112 g; 725,2 g
- 16,22 g; 0,1 moles; 3,36 L
- 0,57 moles; 10,32 cm<sup>3</sup>
- 50,86 g; 1,59 moles
- 2,2 g; 1120 ml; 0,05 moles de ambos
- 19,23 g
- 3,5 moles H<sub>2</sub> y 78,4 L; 343 g; 3,5 moles; 8,76 g
- 0,5 moles, 3,01x10<sup>23</sup> moléculas, 9 g; 18,2 g HCl
- 0,45 moles CO y 0,23 moles O<sub>2</sub>.

### **Reactivo limitante y en exceso**

- 6,07 g; 2,44 g Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> y 7,36x10<sup>-3</sup> moles Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>; 1,49 g KNO<sub>3</sub> y 1,47x10<sup>-2</sup> moles KNO<sub>3</sub>
- 0,0274 g; 0,614 L
- 1 mol KClO<sub>3</sub>; 1 mol S; 0,117 moles KClO<sub>3</sub>; 0,285 moles S
- 19,2 g

### **Pureza y rendimiento**

- 98,08%

- 18. 1,08 moles
- 19. 763,57 g; 180 g agua; 400 g NaOH
- 20. 0,21 moles
- 21. 0,1 mol
- 22. 42,5 moles
- 23. 1008 L O<sub>2</sub>; 1704 g