



Universidad Nacional de San Juan
Facultad de Filosofía Humanidades y Artes
Departamento de Física y de Química

Curso de Ingreso 2019

“Profesorado en Física”

“Profesorado en Química”

“Profesorado en Tecnología”

Área: “Química”

Docente a cargo: **Mg. Sebastián Carrera**

Ayoyatura: **Brian G. Carrizo – Ayelen López**

68	gallium 69.72	germanium 72.63	arsenic 74.92	selenium 78.97	bromine [79.90, 79.91]	krypton 83.80
80	49 In indium 114.8	50 Sn tin 118.7	51 Sb antimony 121.8	52 Te tellurium 127.6	53 I iodine 126.9	54 Xe xenon 131.3
82	81 Tl	82 Pb lead 207.2	83 Bi	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon
112	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson



UNIDAD Nº 1: CONCEPTOS GENERALES

La Química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades y los cambios que se producen en ella.

Algunas definiciones importantes:

- **Materia:** Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Incluye todo lo que podemos ver y tocar (agua, tierra, árboles, etc.) y lo que no podemos ver ni tocar (ej. aire).

Es posible realizar diversas clasificaciones de la materia tomando como base su clasificación y propiedades. Podemos mencionar:

- **Sustancia:** Es un tipo de materia que posee composición definida y propiedades distintivas. Son ejemplos el agua, el amoníaco, el oro, el azúcar de mesa.
- **Mezcla:** Es una combinación de dos o más sustancias en las que estas conservan sus propiedades. Las mezclas pueden ser **homogéneas** cuando la composición de la misma es uniforme o **heterogéneas** cuando su composición no es uniforme. Cualquier mezcla sea homogénea o heterogénea se puede formar y luego separar por métodos físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes.

Las sustancias pueden ser **elementos** o **compuestos**. Los elementos son sustancias que no se pueden separar en otras más sencillas por métodos químicos. Hasta el momento se han descubierto 118 elementos. Todos elementos existentes, naturales o creados a partir de reacciones nucleares, se encuentran en la *Tabla Periódica de los elementos Químicos*. Los compuestos son sustancias formadas por átomos de 2 o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas (**más adelante desarrollaremos los conceptos de átomo y la descripción de la Tabla Periódica**).



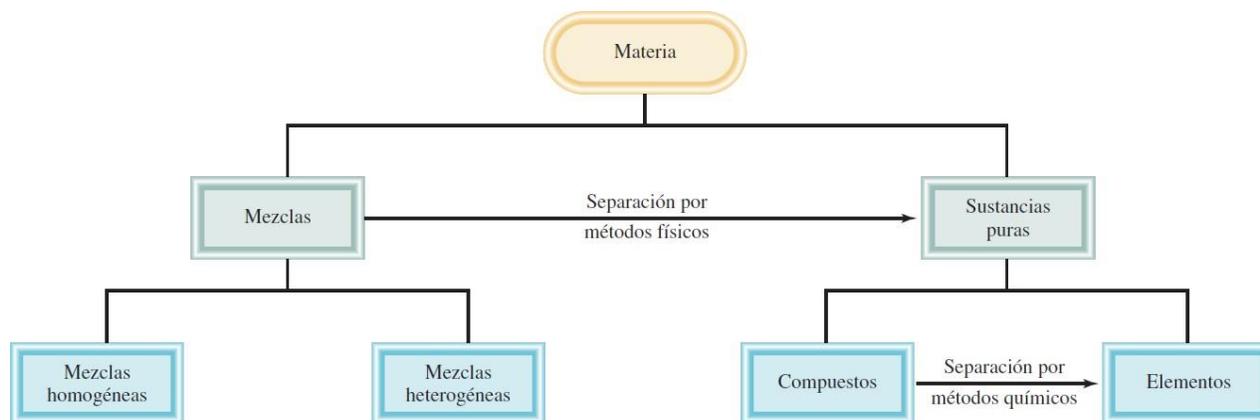
IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.00794(7)																	2 He helium 4.002602	
3 Li lithium 6.941(2)	4 Be beryllium 9.012182(2)	Key: atomic number Symbol name conventional atomic weight standard atomic weight										13 B boron 10.811(7)	14 C carbon 12.0107(8)	15 N nitrogen 14.0064(4)	16 O oxygen 15.999(4)	17 F fluorine 18.9984032(3)	18 Ne neon 20.1797(6)	
11 Na sodium 22.98976928(2)	12 Mg magnesium 24.304(6)											13 Al aluminium 26.9815386(8)	14 Si silicon 28.0855(8)	15 P phosphorus 30.97376199(8)	16 S sulfur 32.06(5)	17 Cl chlorine 35.45(3)	18 Ar argon 39.948(4)	
19 K potassium 39.0983(1)	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.955912(2)	22 Ti titanium 47.867(1)	23 V vanadium 50.9415(2)	24 Cr chromium 51.9961(6)	25 Mn manganese 54.938044(1)	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933195(5)	28 Ni nickel 58.6934(4)	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723(1)	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsenic 74.9216(2)	34 Se selenium 78.9718(8)	35 Br bromine 79.904(1)	36 Kr krypton 83.799(2)	
37 Rb rubidium 85.468(4)	38 Sr strontium 87.62(1)	39 Y yttrium 88.90584(2)	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.90638(2)	42 Mo molybdenum 95.94(1)	43 Tc technetium 98.9062(1)	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.9055(3)	46 Pd palladium 106.42(1)	47 Ag silver 107.8682(4)	48 Cd cadmium 112.411(8)	49 In indium 114.818(1)	50 Sn tin 118.710(7)	51 Sb antimony 121.757(3)	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.905(4)	54 Xe xenon 131.29(4)	
55 Cs caesium 132.90545196(3)	56 Ba barium 137.327(7)	57-71 lanthanoids		72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.94788(2)	74 W tungsten 183.84(1)	75 Re rhenium 186.207(1)	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.222(1)	78 Pt platinum 195.084(8)	79 Au gold 196.966569(4)	80 Hg mercury 200.59(2)	81 Tl thallium 204.38(1)	82 Pb lead 207.2(1)	83 Bi bismuth 208.9804(1)	84 Po polonium [209]	85 At astatine [210]	86 Rn radon [222]
87 Fr francium [223]	88 Ra radium [226]	89-103 actinoids		104 Rf rutherfordium [261]	105 Db dubnium [262]	106 Sg seaborgium [263]	107 Bh bohrium [264]	108 Hs hassium [265]	109 Mt meitnerium [266]	110 Ds darmstadtium [271]	111 Rg roentgenium [272]	112 Cn copernicium [285]	113 Nh nihonium [286]	114 Fl flerovium [289]	115 Mc moscovium [290]	116 Lv livermorium [293]	117 Ts tennessine [294]	118 Og oganeson [294]



57 La lanthanum 138.90547(7)	58 Ce cerium 140.12(1)	59 Pr praseodymium 140.91(2)	60 Nd neodymium 144.24(1)	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.964(1)	64 Gd gadolinium 157.25(1)	65 Tb terbium 158.925(3)	66 Dy dysprosium 162.50(1)	67 Ho holmium 164.93032(8)	68 Er erbium 167.259(1)	69 Tm thulium 168.93032(7)	70 Yb ytterbium 173.05468(6)	71 Lu lutetium 174.967(1)
89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.0377(4)	91 Pa protactinium 231.036888(2)	92 U uranium 238.02891(3)	93 Np neptunium [237]	94 Pu plutonium [244]	95 Am americium [243]	96 Cm curium [247]	97 Bk berkelium [247]	98 Cf californium [251]	99 Es einsteinium [252]	100 Fm fermium [257]	101 Md mendelevium [258]	102 No nobelium [259]	103 Lr lawrencium [260]

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



PROPIEDADES DE LA MATERIA

Cualquier característica que sea susceptible de usarse para describir o identificar a la materia se denomina *propiedad*. Las mismas pueden clasificarse en:

- **Propiedades Intensivas:** Son aquellas propiedades que no dependen de la cantidad de materia. La densidad (δ), que se define como la cantidad de masa de una sustancia o de una solución que está contenida en una unidad de volumen, es una propiedad intensiva. También lo es la temperatura. El punto de fusión, punto de ebullición; calor



específico; índice de refracción; color, olor, sabor; coeficiente de solubilidad entre otras, sus valores medidos no son aditivos; es decir, que no dependen de la cantidad de materia. Estas propiedades intensivas de la materia son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio; tienen valores definidos y constantes para cada sustancia. Estas propiedades se denominan constantes físicas y permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha certeza.

- **Propiedades Extensivas:** El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia que se considere. La masa, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia, significa más masa. El volumen, que se define como la longitud elevada al cubo, es otra propiedad extensiva. Los valores de una misma propiedad extensiva, pueden sumarse. Son otros ejemplos de propiedades extensivas la longitud y el peso.
- **Propiedades Físicas:** Son aquellas que se pueden medir y observar sin que se modifique la composición de la sustancia. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física.
- **Propiedades químicas:** Una propiedad química es aquella donde ocurre un cambio químico; es decir, hay una reorganización en la composición de una sustancia para formar otra/s sustancia/s de características diferentes. Las propiedades químicas se estudian observando el comportamiento de la sustancia cuando se la coloca en contacto con otras bajo diversas condiciones o por acción de energía externa o fuente de calor, como por ejemplo un mechero, luz, radiación. Las propiedades químicas, se asocian a las reacciones químicas.

Propiedades físicas		Propiedades químicas
Temperatura		Oxidación (del hierro)
Color	Olor	Combustión (de la gasolina)
Punto de fusión	Solubilidad	Ennegrecimiento (de la plata)
Conductividad eléctrica	Dureza	Fraguado (del cemento)



MEDICIONES Y UNIDADES DE MEDIDA

La química es una ciencia experimental. Pero si nuestros experimentos han de ser reproducibles, debe ser posible describir por completo las sustancias con las que trabajamos: sus masas, volúmenes, temperaturas, etcétera. En consecuencia, uno de los requerimientos más importantes en la química es que tengamos una forma de medir las cosas. Una cantidad medida suele describirse como un número con una unidad apropiada. Afirmar que la distancia en automóvil entre San Juan y Buenos Aires por cierta ruta es de 1162 no tiene sentido. Se requiere especificar que la distancia es de 1162 Km. Lo mismo es válido en química; las unidades son esenciales para expresar correctamente las mediciones.

Por acuerdo internacional, pactado en 1960, científicos de todo el mundo ahora usan el Sistema Internacional de Unidades (se abrevia SI por la expresión francesa *Système International d'Unités*) para medir. El SI se basa en el sistema métrico, que es utilizado en todos los países industrializados del mundo excepto en Estados Unidos y tiene siete unidades fundamentales. Estas siete unidades y otras derivadas de ellas pueden utilizarse en todas las mediciones científicas.

Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
Masa	kilogramo	kg
Longitud	metro	m
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	ampere	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Medición de la masa

La masa se define como la cantidad de materia que tiene un objeto. La unidad de Masa en el SI es el **Kilogramo (Kg)**. Como esta unidad es demasiado grande para muchas mediciones en química, se utilizan con mayor frecuencia el **gramo (g)**, **miligramo (mg)** y el **microgramo (μg)**.

$$1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g} = 1.000.000 \text{ mg} = 1.000.000.000 \text{ } \mu\text{g}$$

$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg} = 1.000.000 \text{ } \mu\text{g}$$

Los términos “**masa**” y “**peso**”, aunque se usan con frecuencia en forma indistinta, tienen significados muy diferentes. La *masa* es una propiedad física que mide la cantidad de materia que hay en un objeto, mientras que el *peso* mide la fuerza con la que la gravedad atrae a un



objeto. La masa es independiente de la ubicación de un objeto; por ejemplo, su cuerpo posee la misma cantidad de materia ya sea que usted esté en la Tierra o en la Luna. Sin embargo, el peso *sí* depende de la localización del objeto.

En el mismo lugar de la Tierra, dos objetos con masas idénticas tienen pesos iguales, es decir, los objetos experimentan una atracción idéntica por parte de la gravedad del planeta. Por ello, la masa de un objeto se puede medir si se compara su peso con el de un estándar de masa conocida. Gran parte de la confusión entre masa y peso se debe tan sólo a un problema de lenguaje: decimos que estamos “pesando” algo cuando en realidad queremos expresar que estamos midiendo su masa por medio de comparar dos pesos.

Medición de la Longitud

El **metro (m)** es la unidad estándar de longitud en el SI. Aunque en 1790 se definió por primera vez como la diezmillonésima parte de la distancia que hay entre el ecuador y el Polo Norte, el metro se redefinió en 1889, como la distancia entre dos líneas delgadas que hay en una barra hecha de platino e iridio, que se guarda en París, Francia. Dada la creciente necesidad de precisión, el metro se redefinió de nuevo en 1983, como la distancia que viaja la luz a través del vacío en un tiempo de $1/299.792.458$ segundos. A pesar de que esta nueva definición no es tan fácil de entender como lo es la distancia que hay entre dos rayas en una barra, tiene la gran ventaja de que es un valor que no se altera con el tiempo.

Otras unidades de medida comunes para la longitud son el **centímetro (cm)**, el **milímetro (mm)**, el **micrómetro (μm)** y el **nanómetro (nm)** entre otros.

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1000 \text{ mm} = 1.000.000 \mu\text{m} = 1.000.000.000 \text{ nm}$$

Medición de la Temperatura

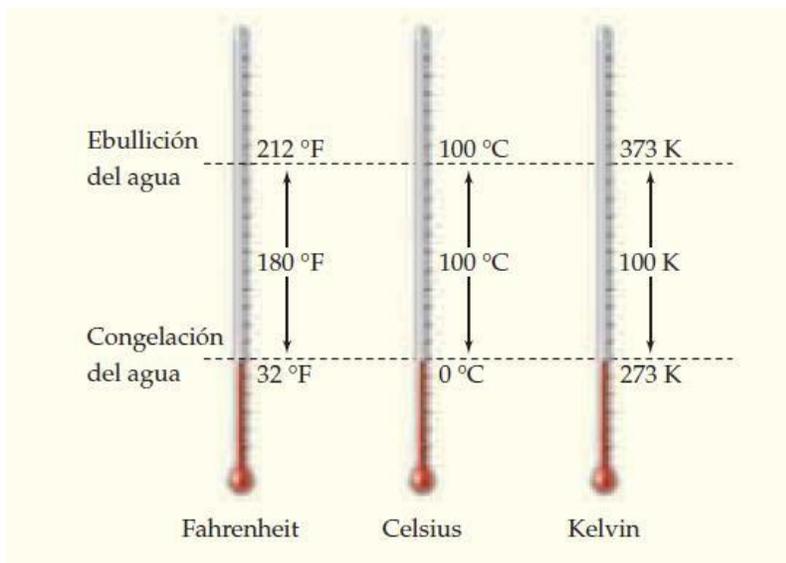
En el trabajo científico, el **kelvin (K)** es una de las unidades más utilizadas. (Nótese que sólo decimos “kelvin”, y no “grado kelvin”). Para fines prácticos, el kelvin y el grado Celsius son lo mismo: los dos son la centésima parte del intervalo entre el punto de congelación y el de ebullición del agua a presión atmosférica estándar. La única diferencia real entre esas dos unidades es que los números asignados a varios puntos en las escalas difieren. Mientras que la escala Celsius asigna un valor de 0°C al punto de congelación del agua y de 100°C al de ebullición, la escala Kelvin asigna un valor de 0 K a la temperatura más fría posible, -273.15°C , que en ocasiones recibe el nombre de *cero absoluto*. Así, $0 \text{ K} = -273.15^\circ\text{C}$ y $273.15 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$. Por ejemplo, un día cálido de primavera con una temperatura de 25°C tiene una temperatura Kelvin de $25 + 273.15 = 298 \text{ K}$.

$$\text{Temperatura en K} = \text{Temperatura en }^\circ\text{C} + 273.15$$



Temperatura en °C = Temperatura en K - 273.15

En contraste con las escalas Kelvin y Celsius, la escala Fahrenheit especifica un intervalo de 180° entre el punto de congelación (32 °F) y el de ebullición (212 °F) del agua. Así, se requieren 180 grados Fahrenheit para cubrir el mismo intervalo que 100 grados Celsius (o kelvin), por lo que un grado Fahrenheit sólo es $100/180 = 5/9$ de un grado Celsius.



Para hacer conversiones entre las escalas Fahrenheit y Celsius, primero se ajusta la diferencia en el tamaño de las escalas y después se realiza un ajuste a causa de la diferente posición del cero en dichas escalas. Lo primero se realiza usando las relaciones $1\text{ °C} = (9/5)\text{ °F}$ y $1\text{ °F} = (5/9)\text{ °C}$. El segundo ajuste se efectúa recordando que el punto de congelación del agua es mayor por 32 grados en la escala Fahrenheit que en la Celsius. Entonces, si se desea convertir de Celsius a Fahrenheit, se multiplican los °C por 9/5 y al resultado se le suman 32. Si se quiere convertir de grados Fahrenheit a Celsius, primero se resta 32 y luego se multiplica por 5/9. Las siguientes fórmulas se utilizan para efectuar las conversiones anteriores.

CELSIUS A FAHRENHEIT

$$^{\circ}\text{F} = \left(\frac{9\text{ }^{\circ}\text{F}}{5\text{ }^{\circ}\text{C}} \times ^{\circ}\text{C} \right) + 32\text{ }^{\circ}\text{F}$$

FAHRENHEIT A CELSIUS

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5\text{ }^{\circ}\text{C}}{9\text{ }^{\circ}\text{F}} \times (^{\circ}\text{F} - 32\text{ }^{\circ}\text{F})$$



Medición del Volumen

La unidad de longitud del Si es el *metro* (m) y la unidad derivada del Si para volumen es el *metro cúbico* (m³). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños, como el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un **litro** es el volumen que ocupa un decímetro cúbico. Un volumen de un litro es igual a 1000 mililitros (mL) o 1000 cm³:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$= 1000 \text{ cm}^3$$

$$= 1 \text{ dm}^3$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

Densidad (δ)

La propiedad intensiva que relaciona la masa de un objeto con su volumen se conoce como *densidad*. La **densidad**, que es la masa de un objeto dividida entre su volumen, se expresa en la unidad derivada del SI de g/cm³ para un sólido o g/mL para un líquido.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Volumen (mL o cm}^3\text{)}}$$

Sustancia	Densidad (g/cm ³)	Sustancia	Densidad (g/cm ³)
Hielo (0 °C)	0.917	Grasa humana	0.94
Agua (3.98 °C)	1.0000	Músculo humano	1.06
Oro	19.31	Corcho	0.22–0.26
Helio (25 °C)	0.000 164	Madera de balsa	0.12
Aire (25 °C)	0.001 185	La Tierra	5.54



- d. Cambio de posición de un objeto.
 - e. Cocinar una milanesa.
 - f. Romper en trozos una hoja de papel.
 - g. Quemar una hoja de papel.
 - h. Disolver una cucharada de azúcar en café.
 - i. Se calienta azufre en polvo, primero funde y luego arde.
 - j. Se forma aserrín al cortar madera.
 - k. Se derrite la manteca al colocarla al sol.
 - l. El mercurio de un termómetro asciende por el mismo al aumentar la temperatura.
5. Identifica si las siguientes propiedades son extensivas o intensivas:
- a. La temperatura a la cual se derrite el hielo.
 - b. El color del cloruro de níquel.
 - c. Masa de una roca.
 - d. Olor.
 - e. Sabor.
 - f. Punto de fusión.
 - g. Dureza.
 - h. Densidad de una sustancia.
6. Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro (Fe). Indica cuáles son intensivas y cuáles son extensivas:
- Masa: 40 g.
 - Densidad (δ): 7,8 g/cm³.
 - Color: grisáceo.
 - Punto de fusión: 1535 °C.
 - Volumen: 5,13 cm³.
 - Se oxida en presencia de aire húmedo.
 - Es insoluble en agua.
7. Selecciona la afirmación correcta:
- Cuando decimos que el **sodio (Na)** tiene una densidad de 0,971 g/cm³ y el **litio (Li)** se funde a 180,54°C, podemos deducir que:*
- a. Ambas son propiedades extensivas;
 - b. La densidad es propiedad extensiva y el punto de fusión es propiedad intensiva;
 - c. Ambas son propiedades intensivas;
 - d. La densidad es propiedad intensiva y el punto de fusión es propiedad extensiva.
8. Realiza un esquema, diagrama o mapa conceptual que relacione la mayor cantidad de los siguientes términos: materia, cuerpo, sustancia, sustancia pura, mezcla, elemento, compuesto, mezcla



heterogénea, mezcla homogénea, propiedades físicas, propiedades químicas, propiedades extensivas, propiedades intensivas.

9. Resuelve los siguientes enunciados teniendo en cuenta lo visto sobre **mediciones y unidades de medida**. Recuerda:

Prefijo	Símbolo	Equivalente decimal	Equivalente exponencial
Tera	T	1 000 000 000 000	10^{12}
Giga	G	1 000 000 000	10^9
Mega	M	1 000 000	10^6
Kilo	k	1 000	10^3
Hecta	h	100	10^2
Deca	da	10	10^1
UNIDAD		1	$10^0 = 1$
Deci	d	0,1	10^{-1}
Centi	c	0,01	10^{-2}
Mili	m	0,001	10^{-3}
Micro	μ	0,000001	10^{-6}
Nano	n	0,000000001	10^{-9}
Pico	p	0,000000000001	10^{-12}
Femto	f	0,000000000000001	10^{-15}

CONVERSIÓN DE UNIDADES DE TEMPERATURA

CASO	FÓRMULA
De °C a °F	$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 9/5) + 32$
De °F a °C	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9$
De °C a °K	$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$
De °K a °C	$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273$

$$^{\circ}\text{K} -- ^{\circ}\text{C}$$

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273,15$$

$$^{\circ}\text{F} -- ^{\circ}\text{C}$$

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9$$

$$^{\circ}\text{C} -- ^{\circ}\text{F}$$

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \times (9/5) + 32$$

$$^{\circ}\text{C} -- ^{\circ}\text{K}$$

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$$

10. Escribir las siguientes distancias en metros:

- 15 km
- 200 dm
- 23 mm
- 0,02 dam
- 2 cm

11. Cada pastilla de un suplemento dietético contiene aproximadamente 15 mg de hierro, ¿a cuántos gramos equivale esa cantidad?

12. a) Una porción individual de papas fritas tiene 212 mg de sodio (Na). ¿A cuántos decigramos de Na equivale esta cantidad?

b) la ingesta máxima recomendada de Na es de 2400 mg. ¿A cuántos gramos de Na equivale esta cantidad? ¿Cuántas porciones son necesarias para alcanzar la ingesta máxima recomendada?



13. Las micropipetas, instrumentos de medición de volumen, vierten volúmenes de 1 a 1000 μL . ¿A cuántos litros equivalen estas medidas?
14. Calcula el volumen de agua, en litros, que caben en un recipiente esférico de cristal de 0,2 m de radio.
15. La concentración de azúcar (glucosa) en sangre humana va desde unos 80 mg/100 mL antes de la comida y hasta 120 mg/100 mL después de comer.
 - a. ¿Cuántos mg de azúcar por litro debe tener antes de la comida?
 - b. ¿Cuántos gramos de azúcar por litro debe tener después de la comida?
16. De los aproximadamente 90 elementos que existen en la naturaleza, sólo cuatro son líquidos a temperatura cercana a la del ambiente: mercurio (punto de fusión $-38.87\text{ }^\circ\text{C}$), bromo (punto de fusión $-7.2\text{ }^\circ\text{C}$), cesio (punto de fusión $-28.40\text{ }^\circ\text{C}$) y galio (punto de fusión $-29.78\text{ }^\circ\text{C}$). Convierte estos puntos de fusión a grados Fahrenheit.
17. El tungsteno, elemento usado para fabricar filamentos de bombillas eléctricas, tiene un punto de fusión de $6192\text{ }^\circ\text{F}$. Convierte esta temperatura a grados Celsius y a kelvin.
18. Suponga que su horno está calibrado en grados Fahrenheit, pero una receta dice que hay que hornear a $175\text{ }^\circ\text{C}$. ¿En qué lectura debe graduar el horno?
19. Con la ayuda de la tabla de densidades, identificar el tipo de materia que está presente en cada uno de los siguientes casos:
 - a. Un cuerpo de 15,6 g de masa y 2 cm^3 de volumen.
 - b. Un cuerpo de 500 kg de masa y ocupa un volumen de 2 m^3 .
 - c. En un recipiente de una sustancia desconocida se ha medido una masa de 24 g de sustancia y un volumen de 20 mL.
 - d. Un envase lleno con 20 dm^3 de un líquido e indica que la masa de su contenido es de 13,6 kg.
 - e. Un bidón con 3 L de líquido y una masa de 2,7 kg.

Tabla de densidades (25°C)					
Sólidos	g/cm^3	Líquidos	g/cm^3	Gases ($0^\circ\text{C}, 1\text{ atm}$)	g/cm^3
Aluminio	2,7	Acetona	0,79	Aire	0,0013
Corcho	0,25	Aceite de oliva	0,9	Butano	0,0026
Cobre	8,96	Agua de mar	1,025	Dióxido de carbono	0,0018
Hielo	0,92	Agua destilada	1	Hidrógeno	0,0008
Hierro	7,9	Alcohol etílico	0,79	Oxígeno	0,0014
Madera	0,2-0,8	Gasolina	0,68		
Plomo	11,3	Leche	1,03		
Vidrio	3,0-3,6	Mercurio	13,6		
		Sangre	1,06		

20. Responde: (consulta la tabla de densidades)
 - a. ¿Cuál es el volumen que ocupa una masa de 1 kg de aceite de oliva?
 - b. ¿Cuál es la masa de un litro de hielo?
 - c. ¿Cuál es el volumen de 135 g de mármol ($\delta=2,6\text{ g/cm}^3$)?



UNIDAD Nº 2: SISTEMAS MATERIALES

Es evidente que es imposible estudiar en forma simultánea todo lo que nos rodea. Necesitamos aislar de modo real o imaginario un conjunto de objetos o una fracción para su estudio detenido y minucioso. Cada una de estas porciones del Universo presenta una organización más o menos compleja y constituye diferentes sistemas. Ya sea que se encuentren en estado sólido, líquido, gaseoso o plasma, dichas fracciones se caracterizan por ocupar un lugar en el espacio y por estar dotadas de masa. Esto determina que las porciones mencionadas, cuando son sometidas a un estudio experimental, reciben la denominación de **Sistemas Materiales**.

Los sistemas materiales se pueden clasificar según dos criterios:

1. Por su relación con el entorno o medio ambiente.
2. Por sus propiedades y constitución.

➤ **Por su relación con el entorno o medio ambiente:**

De acuerdo a esta clasificación, los sistemas materiales pueden ser:

Sistemas abiertos:

Son aquellos sistemas que intercambian materia y energía, generalmente en forma de calor, con el entorno que lo rodea. Un organismo vivo es un sistema abierto que intercambia materia y energía con su entorno. Ejemplos de ellos son el cuerpo humano y las células. Estos obtienen energía porque captan combustibles del entorno (Glucosa), y extraen energía de su oxidación disipando la energía que no ocupan como calor.





Sistemas cerrados:

Son aquellos sistemas que sólo intercambian energía con el medio ambiente. Ejemplo de sistema cerrado es una compresa de frío para tratar las lesiones de los atletas.



Sistemas aislados:

Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente. Una buena aproximación a un sistema aislado es el café caliente en el interior de un termo sellado herméticamente. No se escapa vapor de agua y, al menos durante un tiempo, no se transfiere calor a los alrededores.



➤ **Por sus propiedades y constitución:**

De acuerdo a esta clasificación, los sistemas materiales pueden ser:

Sistemas Heterogéneos:

Son aquellos que poseen propiedades intensivas diferentes en dos o más puntos del sistema; presentando superficies de discontinuidad (interfases), es decir presenta dos o más fases que pueden ser evidentes a simple vista o bien con ayuda de un microscopio óptico. A los sistemas heterogéneos, se los denomina también **mezclas heterogéneas**. Son ejemplos de sistemas materiales heterogéneos una mezcla de azúcar y arena, una mezcla de perdigones y arroz, o una pieza de granito. Los sistemas materiales heterogéneos pueden ser:



✓ **Dispersiones groseras:** Son aquellos sistemas materiales en los cuales se puede distinguir, a simple vista o con ayuda de un microscopio común, las partículas dispersas. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño superior a 1000 Å.

✓ **Dispersiones coloidales:** Son aquellos sistemas materiales en los cuales no se puede distinguir los componentes a simple vista o con ayuda de un microscopio común. Las partículas que forman la fase dispersa poseen un diámetro entre 10 y 1000 Å. Estas partículas pueden ser detectadas mediante un ultramicroscopio.

Sistemas Homogéneos:

Son aquellos sistemas que tienen las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. Además, a simple vista, pareciera que están constituidas por una sola sustancia; es decir, que presentan una sola fase, el tamaño de las partículas en este tipo de sistema no puede ser observado con el microscopio óptico. Los sistemas homogéneos también son conocidos como **soluciones o disoluciones**. Son ejemplos de sistemas materiales homogéneos el agua de mar, el vino, la sal común, el azúcar, un trozo de oro, una barra de hierro, un lingote de bronce o café muy cargado. La características de estos sistemas, es que son **uniformes en su aspecto y composición**.

Los sistemas homogéneos pueden ser:

✓ **Sustancias puras:** Las sustancias puras presentan composición constantes y definidas con propiedades características que sirven para diferenciar unas sustancias puras de otras, estas propiedades son: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad. Las sustancias puras se pueden clasificar en:

1) **Sustancias simples:** Están formadas por átomos o moléculas constituidas de una sola clase de elemento, no pueden descomponerse en otras más sencillas; por este motivo, también se las conoce como sustancias elementales. Dentro de las sustancias simples encontramos:

a) **Atómicas:** Están formadas por átomos, se denominan elementos químicos. Por ejemplo: Na, K, Co, Mg, He, Ne, etc. La mayoría son metales y gases nobles. Estas sustancias no se pueden separar en sustancias más simples.

b) **Moleculares:** Están formadas por moléculas que se generan a partir de la unión de átomos iguales. Por ejemplo: O₂, O₃, H₂, N₂, Cl₂, F₂, Br₂, I₂, S₈, P₄, etc. La mayoría son no metales. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos iguales.

2) **Sustancias compuestas:** Están formadas por moléculas. Estas moléculas están formadas por el agregado de átomos de elementos distintos. Por ello, pueden descomponerse en los elementos que las constituyen. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos distintos. Son ejemplos de sustancias compuestas el H₂O, NH₃.

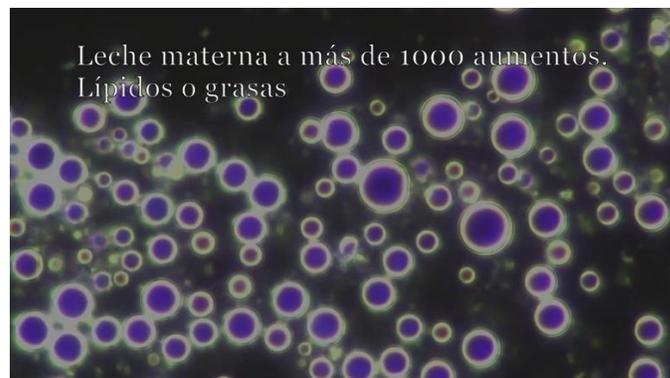


✓ **Soluciones o disoluciones:** Son sistemas materiales homogéneos formados por más de una sustancia, y tiene propiedades intensivas constantes en todos sus puntos. La cantidad de cada sustancia de una solución puede variar, es decir que tiene composición variable. *El componente que está en mayor proporción, generalmente líquido, se denomina **solvente o disolvente**, y el que está en menor proporción **soluto**.* Si un soluto sólido se disuelve en un solvente líquido, se dice que el soluto es soluble; en cambio, si el soluto también es líquido entonces se dice que es miscible. Por ejemplo:

- 1) El agua potable, es una solución líquida de agua pura (H_2O) con sales y gases disueltos, siendo las cantidades de ellos variables con la temperatura.
- 2) El aire es una solución gaseosa formada por nitrógeno (78%), oxígeno (21%) y otros gases (1%).
- 3) El bronce es una solución sólida llamada aleación, que está formada por cobre (Cu) y estaño (Sn) en diversas proporciones.

Sistemas Inhomogéneos:

Son aquellos sistemas materiales en donde las interfases son imprecisas y no están bien determinadas. Las propiedades intensivas de estos sistemas, varían de forma gradual y continua. Es ejemplo de sistema inhomogéneo la atmósfera terrestre. De esta manera, un sistema material puede ser homogéneo, inhomogéneo, o heterogéneo según el método que se utiliza para su observación. Por ejemplo, la leche o el helado a simple vista parecen sistemas homogéneos; sin embargo, cuando se los observa utilizando un microscopio se encuentra un paisaje bastante distinto:



Por lo tanto, podríamos decir que un sistema es homogéneo si, al ser analizado con un microscopio, no se observan distintas fases. Esto sucederá si las partículas que lo componen poseen un tamaño menor a 1 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$), que es el límite visible utilizando el



instrumento mencionado. Al observar un sistema material, no tenemos que confundir fases con componentes.

→ Fase: Se llama fase de un sistema material, al conjunto de las partes del mismo que tienen iguales valores para sus propiedades intensivas y que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas.

→ Componente: es lo que compone un sistema. Un sistema puede estar formado por varios componentes. El número de componentes es el número mínimo de especies moleculares en función de las cuales se puede expresar cuantitativamente la composición de fases.

Por ejemplo, Si tenemos un sistema constituido por agua, hielo y limaduras de hierro, diremos que el sistema posee tres fases (agua, hielo y limaduras de hierro) y dos componentes (agua - sólida y líquida- y limaduras de hierro).

MÉTODOS DE SEPARACIÓN EN SISTEMAS MATERIALES

❖ Métodos de separación de fases en Sistemas Heterogéneos

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios procedimientos físicos de separación llamados métodos de separación de fases. Estos procedimientos pueden ser:

- 1) **Tamizado:** Se aplica a sistemas formados por dos fases sólidas granuladas, donde los gránulos de una fase tienen diferente tamaño con respecto a los gránulos de la otra fase.
- 2) **Levigación:** El agua, separa sólidos de distinta densidad. Los más pesados van al fondo y los más livianos flotan.
- 3) **Sedimentación:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida pulverizada que se encuentra en suspensión en una fase líquida.
- 4) **Centrifugación:** Se aplica a sistemas formados por una fase líquida y una fase sólida en suspensión.
- 5) **Decantación:** Se aplica a sistemas formados por dos fases líquidas (no miscibles).
- 6) **Flotación:** Se aplica a sistemas formados por sólidos cuya diferencia de densidad es pequeña, usando para separarlos un líquido.
- 7) **Filtración:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida en suspensión en una fase líquida, se separan a través de una superficie porosa, llamada filtro. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro.
- 8) **Imantación:** Sirve para separar sólidos, donde uno de ellos sea ferroso o tenga propiedades magnéticas.



9) **Tría:** Se utiliza para separar cuerpos sólidos grandes mediante pinzas. Por ejemplo, para separar trozos de corcho, cubos de hielo, clavos, etc.

❖ **Métodos de fraccionamiento en Sistemas Homogéneos**

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación que vimos anteriormente, un sistema heterogéneo queda dividido en fases (sistemas homogéneos). Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase a su vez está formada por uno o más componentes. Por ejemplo, podemos separar el agua de la sal a partir del sistema homogéneo agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada, los métodos se denominan métodos de fraccionamiento de fase. Una solución se separa en sus sustancias componentes por métodos físicos de fraccionamiento, estos son:

- 1) **Destilación:** Se pueden separar líquidos por su diferencia en los puntos de ebullición. La destilación se llama fraccionada cuando hay muchos componentes, como en el caso del petróleo, que se fracciona en gas, nafta, kerosene, gasoil, fueloil, etc.
- 2) **Evaporación del solvente:** Se evapora el solvente volátil, por ejemplo para separar la sal del agua, en una salmuera.
- 3) **Cristalización:** Se provoca la separación de uno de los componentes disminuyendo su solubilidad; a veces, disminuyendo la temperatura.



EJERCITACIÓN UNIDAD Nº 2

1. De un ejemplo de:
 - a. Un sistema homogéneo de cinco componentes.
 - b. Un sistema heterogéneo de tres fases y un componente.
 - c. Un sistema con dos fases líquidas, una sólida y cuatro componentes en total.
2. A simple vista un sistema parece homogéneo. Al calentarlo se observa que la parte superior funde a 60°C y la parte inferior funde a 80°C . ¿Cómo se clasifica al sistema y por qué?
3. Un sistema material está formado por cuatro sustancias: A, B, C y D. A es un metal magnético, B es un líquido, C es un sólido en polvo de menor densidad que B, D es un sólido en un trozo insoluble en el líquido B. Marcar la secuencia que utilizaría para separar las fases:
 - a. Filtración, magnetismo y sublimación.
 - b. Centrifugación, filtración, imantación.
 - c. Pinzas, filtración, imantación.
 - d. Decantación, tamización, imantación.
 - e. Ninguna de las anteriores es correcta.
4. Para los siguientes sistemas dispersos identificar la fase dispersa y la fase dispersante:
 - a. Humo.
 - b. Niebla.
 - c. Agua turbia.
 - d. Emulsión de nafta en alcohol.
 - e. Espuma de afeitarse.
5. Clasificar a los siguientes sistemas homogéneos en soluciones o sustancias puras indicando el criterio que se utiliza en dicha clasificación.
 - a. Whisky.
 - b. Mercurio.
 - c. Agua de mar.
 - d. Agua potable.
 - e. Agua.



- f. Ozono.
 - g. Aire filtrado.
6. Realizar un esquema con los nombres de los métodos que permitan separar los componentes de un sistema formado por “trozos de yeso”, sal fina y polvo de carbón.
 7. Escribir los nombres de los cambios de estados que observó en la destilación realizada en el laboratorio e indique en qué materiales del dispositivo de destilación ocurre cada cambio.
 8. El vino es un sistema formado por agua, alcohol y otras sustancias en solución. ¿Qué método puede emplearse para su separación?
 9. Decidir si los siguientes sistemas son soluciones, sustancias simples o sustancias compuestas, e indicar el criterio que le permite establecer la clasificación:
 - a. Hierro.
 - b. Bronce.
 - c. Aire.
 - d. Piedra caliza.
 - e. Agua.
 - f. Sacarosa.
 10. Para un sistema formado por una suspensión de carbón en polvo en una solución acuosa de sal:
 - a. Clasificarlo indicando fases y componentes.
 - b. Clasificar a las sustancias que lo componen en simples y compuestas.
 11. Marcar la opción correcta:
 - I. El agua es:**
 - a. una sustancia simple.
 - b. una sustancia compuesta.
 - c. un sistema heterogéneo.
 - d. un sistema homogéneo.
 - e. b y d son correctas.
 - II. Los sistemas homogéneos:**
 - a. tienen todos un solo componente.
 - b. son monofásicos.



- c. tienen las mismas propiedades extensivas en todos sus puntos.
- d. a y c son correctas.
- e. ninguna es correcta.

III. La decantación:

- a. es un método de separación de fases.
- b. es un método de fraccionamiento.
- c. es un cambio químico.
- d. a y c son correctas.
- e. ninguna es correcta.

IV. El punto de ebullición de una sustancia es:

- a. el pasaje de líquido a vapor.
- b. una propiedad intensiva.
- c. un cambio físico.
- d. b y c son correctas.
- e. todas son correctas.

V. El azufre sólido es:

- a. una sustancia simple.
- b. un elemento químico.
- c. una sustancia compuesta.
- d. una mezcla.

12. Un sistema material está formado por agua, arena, partículas de corcho y limaduras de hierro, indicar (justifique):
- a. si el sistema es homogéneo o heterogéneo.
 - b. cantidad de fases.
 - c. cantidad de componentes.
 - d. los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.



13. Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos, justificando la respuesta:
- a. limaduras de cobre y limaduras de hierro.
 - b. sal fina y arena.
 - c. tres trozos de hielo.
 - d. agua y aceite.
 - e. sal parcialmente disuelta en agua.
 - f. sal totalmente disuelta en agua.
 - g. azufre en polvo y una barra de azufre.
14. En un recipiente se colocan medio litro de agua, remaches de aluminio y aceite. Indicar que tipo de sistema es, cuantas fases posee, cantidad de componentes y como se debe proceder para producir la separación de fases (indique el nombre del método empleado).



UNIDAD Nº 3: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y TABLA PERIÓDICA

La **Tabla Periódica (TP)** surge de la *necesidad de organizar y sistematizar la información de las propiedades físicas y químicas de los elementos*. Los **elementos químicos** se ordenan en la TP según su número atómico; es decir, de acuerdo a la cantidad de protones que posee el núcleo de un átomo. De esta manera, las propiedades químicas (reactividad) y físicas de un elemento y sus compuestos, se relacionan con la posición que ocupa ese elemento en la TP.

Antes de analizar los elementos de la Tabla Periódica y su Periodicidad, deberá comprender los siguientes conceptos:

- ✓ **Elemento químico:** Un *elemento químico* es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Aunque, por tradición, se puede definir elemento químico *a cualquier sustancia que no puede ser descompuesta mediante una reacción química en otras más simples*. Los elementos químicos se representan mediante símbolos.

Es importante diferenciar elemento químico de sustancia simple. El ozono (O_3) y el oxígeno molecular (O_2) son dos sustancias simples; cada una de ellas con propiedades diferentes. Y el elemento químico que forma estas dos sustancias simples es el oxígeno (O). Otro ejemplo es el elemento químico Carbono, que se presenta en la naturaleza como grafito o como diamante.

En la actualidad, se conocen más de 110 elementos. Algunos se han encontrado en la naturaleza formando parte de sustancias simples o de compuestos químicos. Otros, han sido creados artificialmente en los laboratorios. Estos últimos son inestables y sólo existen durante milésimas de segundo.

- ✓ **Átomo:** Átomo (del latín atomus, y éste del griego $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$, indivisible) es la *unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos*.
- ✓ **Molécula:** es un *agregado de, por lo menos, dos átomos en una colocación definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (también llamadas enlaces químicos)*. una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos.

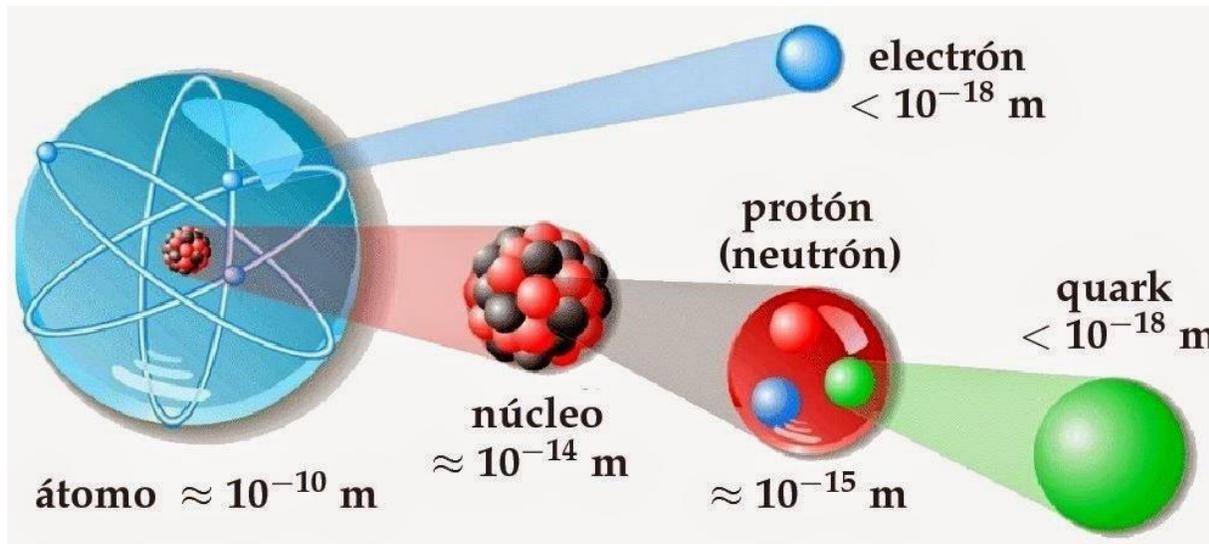
ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Los átomos poseen una estructura interna y están constituidos por partículas de menor tamaño. En 1911, Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva, reside en una región muy pequeña, extremadamente densa, a la que llamó núcleo. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío en el que los electrones se movían alrededor del núcleo. La lista de partículas que constituyen el núcleo se ha vuelto larga y continúa creciendo desde la época de Rutherford, pero son tres las partículas fundamentales o partículas subatómicas que afectan el comportamiento químico: EL PROTÓN, EL NEUTRÓN Y EL ELECTRÓN.



Básicamente, podemos decir que el átomo está constituido por tres partículas subatómicas (aunque, en la actualidad, se sabe que hay muchas más): los protones con carga positiva (p^+) y los neutrones sin carga eléctrica (N), están ubicados en el núcleo del átomo; mientras que los electrones, partículas con carga negativa (e^-), están ubicados en la zona extranuclear.

La siguiente imagen muestra una representación de la estructura del átomo. Es importante destacar que dicha representación difiere del modelo atómico vigente, sin embargo la utilizaremos con fines didácticos.



Los protones y neutrones en un átomo están localizados en una región central del átomo muy pequeña, llamada *núcleo*. El diámetro del núcleo es extremadamente pequeño en comparación con el diámetro total del átomo, de aquí que la mayor parte del átomo la constituye la región donde se hallan espaciados los electrones.

Protones (p^+): Son partículas con carga positiva dotados de masa, se encuentran en el núcleo del átomo. Se representan como p^+ .

Neutrones (N): Son partículas que como su nombre lo indica no poseen carga eléctrica pero si presentan masa y también se ubican en el núcleo. Se representan como N .

Electrones (e^-): Son partículas con carga negativa y una masa que se considera despreciable, se encuentran girando alrededor del núcleo (niveles de energía). Se representan como e^- .

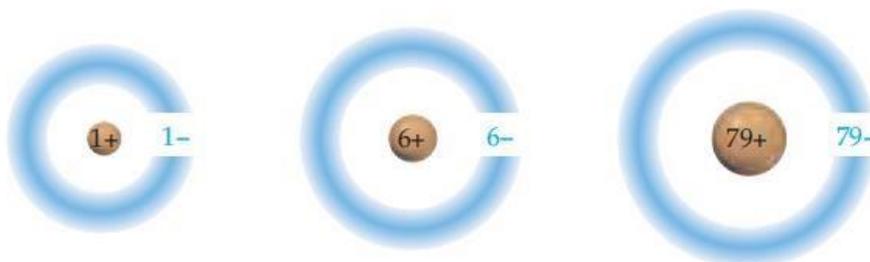
“El átomo es un ente eléctricamente neutro, es lógico suponer que para que se mantenga dicha neutralidad el número de protones debe ser igual al número de electrones”



NÚMEROS IMPORTANTES

Hasta este momento hemos descrito los átomos sólo en términos generales, pero no hemos respondido a la pregunta más importante: ¿Qué es lo que hace que un átomo sea diferente de otro? Por ejemplo, ¿en qué son distintos un átomo de oro y uno de carbono? La respuesta a esta pregunta es muy sencilla: *los elementos difieren entre sí por el número de protones que hay en el núcleo de sus átomos*, valor que se conoce como **número atómico (Z)** del elemento. Es decir, todos los átomos de un elemento dado contienen el mismo número de protones en sus núcleos. Los átomos del hidrógeno, con número atómico 1, tienen un protón; los átomos del helio, cuyo número atómico es 2, cuentan con dos protones; los de carbono, con número atómico 6 tienen seis protones; y así sucesivamente. Por supuesto, un átomo neutro contiene un número de electrones igual a su número de protones.

Número atómico (Z) = Número de protones en el núcleo del átomo
 = Número de electrones alrededor del núcleo del átomo



Átomo de hidrógeno
(1 protón; 1 electrón)

Átomo de carbono
(6 protones; 6 electrones)

Átomo de oro
(79 protones; 79 electrones)

Además de los protones, el núcleo de la mayor parte de los átomos también contiene neutrones. La suma del número de protones (Z) más el número de neutrones (N) de un átomo se denomina **número de masa o número másico (A)**. Es decir, $A = Z + N$.

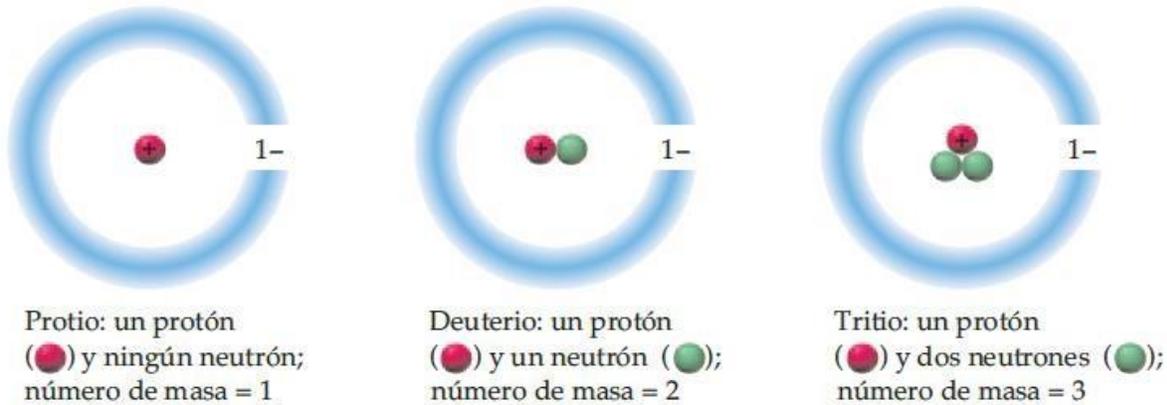
Número de masa (A) = Número de protones (Z) + Número de neutrones (N)

La mayoría de los átomos de hidrógeno tienen un protón y ningún neutrón, por lo que su número de masa es $A = 1 + 0 = 1$. Casi todos los átomos de helio cuentan con dos protones y dos neutrones, de manera que su número de masa es $A = 2 + 2 = 4$. La mayoría de los átomos de carbono tienen seis protones y seis neutrones, así que su número de masa es $A = 6 + 6 = 12$; y así sucesivamente.

Observe que en el párrafo anterior se dijo que la mayoría de los átomos de hidrógeno tienen número másico igual a 1, que casi todos los átomos de helio tienen número másico igual a 4 y que en la mayoría de los átomos de carbono el número de masa es 12. En realidad, átomos diferentes de un mismo elemento pueden tener números de masa distintos, lo cual depende



del número de sus neutrones. Los átomos con números atómicos idénticos, pero distintos números de masa, se denominan **isótopos**. Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos.



Todos los átomos de hidrógeno tienen un protón en su núcleo (de otra forma no serían hidrógeno), pero el 99.985% de ellos no tienen neutrones. Estos átomos de hidrógeno, llamados *protio*, tienen número de masa igual a 1. Además, el 0.015% de los átomos de hidrógeno llamados *deuterio*, tienen un neutrón y número de masa 2. Hay otros átomos de hidrógeno, llamados *tritio*, que tienen dos neutrones y su número de masa es 3. Un isótopo del hidrógeno que es inestable y radiactivo, el tritio, se encuentra sólo en trazas en la Tierra, pero se produce de modo artificial en los reactores nucleares. Otros ejemplos son los siguientes: hay 13 isótopos conocidos del carbono, sólo dos de los cuales se encuentran comúnmente en la naturaleza; existen 25 isótopos conocidos del uranio, de los que sólo tres se encuentran regularmente en la naturaleza. En total se han identificado más de 3 500 isótopos de los 114 elementos conocidos.

Los números A y Z se representan como supraíndice y subíndice del símbolo que representa al elemento químico



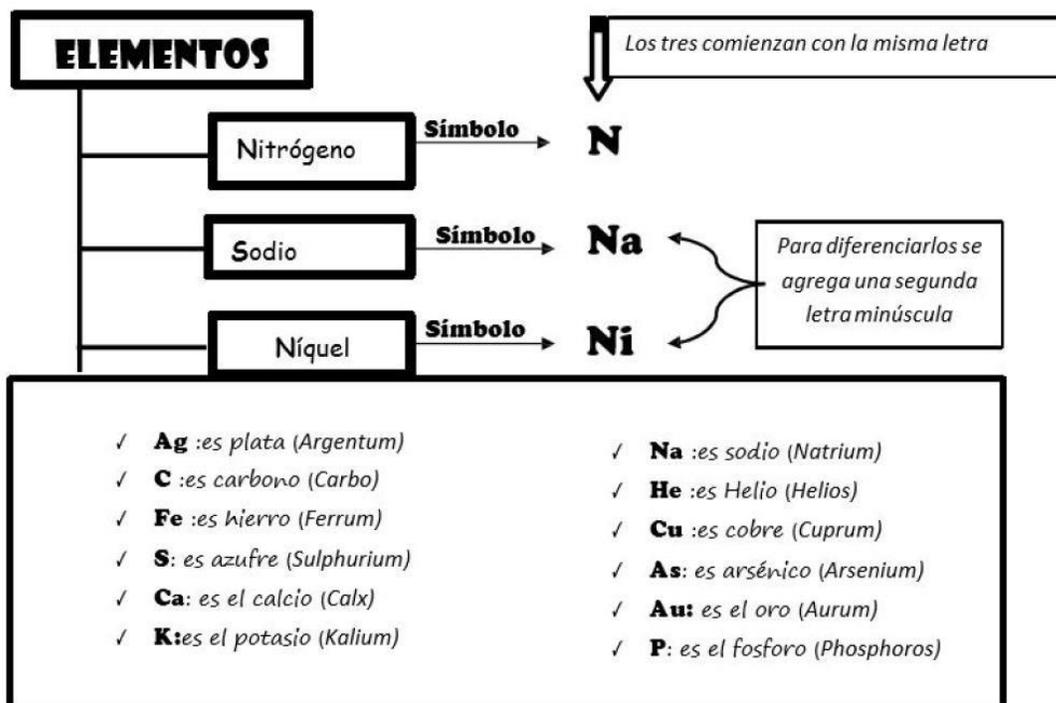
REPRESENTACIÓN DE LOS ELEMENTOS: SÍMBOLOS QUÍMICOS

Varios elementos químicos tienen gran importancia para los seres vivos. Por ejemplo: el oxígeno (O) posibilita la vida en nuestro planeta; el calcio (Ca) da solidez y resistencia a nuestros huesos; el carbono (C) está presente en todas nuestras células; el sodio (Na), el potasio (K) y el cloro (Cl) son indispensables para el funcionamiento de las células nerviosas; el magnesio (Mg) se encuentra mayoritariamente en los huesos; y, en los vegetales, está



presente en la clorofila (que interviene en la fotosíntesis y es una sustancia compleja de porfirina-magnesio).

Como se dijo anteriormente, los elementos están constituidos por una mínima unidad: el *átomo*. Es decir, que habrá tantos tipos de elementos químicos como átomos existan. Los elementos químicos se representan mediante *símbolos químicos* que son abreviaturas convencionales. La IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) es el organismo internacional que en la actualidad, entre otras funciones, aprueba los nombres propuestos para los nuevos elementos. Cada elemento tiene un nombre y un único símbolo químico. Se usa la inicial de su nombre griego o latino, seguido a veces de una minúscula que ayuda a distinguir un elemento de otro.



IONES

Un *ion* es un *átomo* o un *grupo de átomos* que tiene una *carga neta positiva* o *negativa*. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un *catión*, un *ion con carga neta positiva*. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+ .



Átomo de Na	Ion Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl⁻:

Átomo de Cl	Ion Cl ⁻
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En la TP, los elementos químicos se clasifican siguiendo la **Ley Periódica Moderna**. Esta ley propone el criterio de ordenamiento de los elementos químicos con base en el número atómico y se enuncia de la siguiente manera: “*Cuando los elementos se ponen en orden de sus números atómicos, sus propiedades físicas y químicas muestran tendencias periódicas*” .

De esta manera, la versión moderna de la TP incluye todos los elementos conocidos, ubicados en orden creciente de sus números atómicos, sin ningún tipo de inversión. Los elementos

Grupos representativos		Grupos representativos																		
1	2	Grupos de metales de transición										13	14	15	16	17	18			
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A					
1	H											3	4	5	6	7	8	9	10	
2	Li	Be											11	12	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	112	114		116					
Lantánidos		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
Actínidos		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					

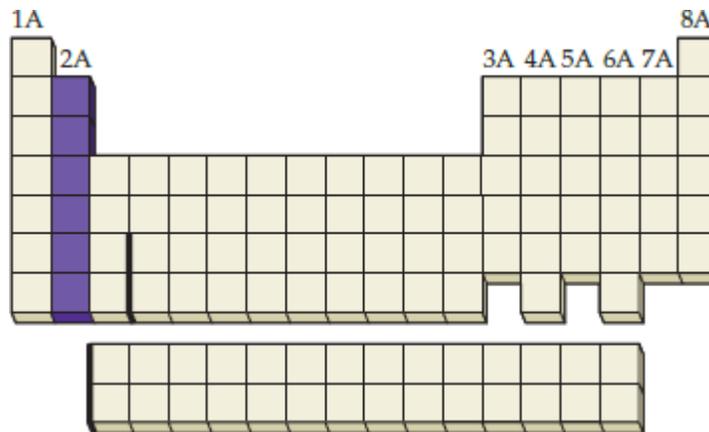


quedan dispuestos en la tabla, formando hileras horizontales: llamadas **Períodos** y columnas verticales: llamadas **Grupos**. Todos los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares. En 1985, la Comisión de Nomenclatura Inorgánica de la IUPAC, propuso el uso de una numeración corrida del número 1 al 18 para los grupos de la TP, en lugar de la tradicional división en grupos A y B.

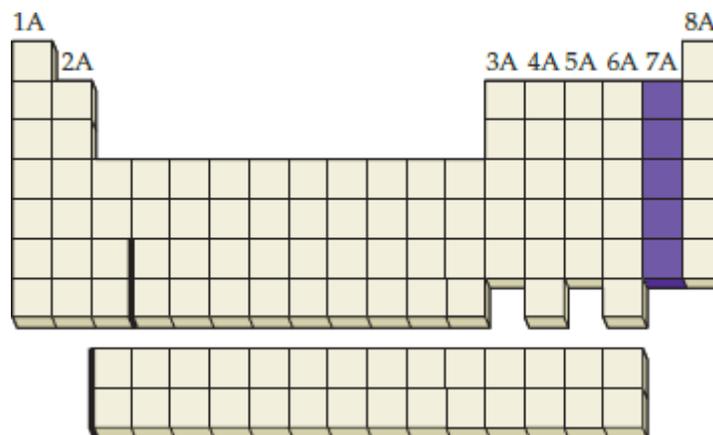
Como ya se explicó, es frecuente que los elementos de un grupo de la tabla periódica presenten similitudes notables en sus propiedades químicas. A manera de ejemplo, se presentan los siguientes grupos:

- **Grupo 1A: Metales alcalinos** El litio (Li), el sodio (Na), el potasio (K), el rubidio (Rb) y el cesio (Cs) son metales suaves y plateados. Todos reaccionan con rapidez (no es raro que violentamente) con el agua para formar productos muy alcalinos o básicos; de ahí el nombre de *metales alcalinos*. Por su gran reactividad, los metales alcalinos nunca se encuentran en la naturaleza en estado puro, sino sólo en combinación con otros elementos. El francio (Fr) también es un metal alcalino, pero, como ya se mencionó, es tan raro que se sabe muy poco acerca de él. Observe que el grupo 1A también contiene al hidrógeno (H), a pesar de que, al ser un gas incoloro, su apariencia y su comportamiento son diferentes por completo de los metales alcalinos. En la sección 5.14 se verá la razón de dicha clasificación.

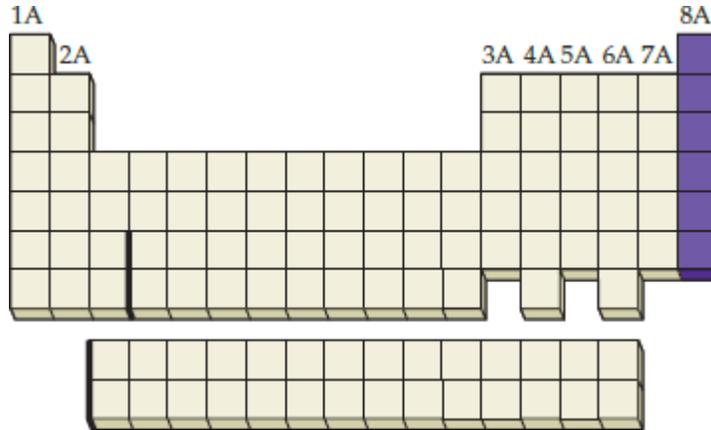
- **Grupo 2A: Metales alcalinotérreos** El berilio (Be), el magnesio (Mg), el calcio (Ca), el estroncio (Sr), el bario (Ba) y el radio (Ra) también son metales lustrosos y plateados, pero menos reactivos que sus vecinos del grupo 1A. Al igual que los metales alcalinos, los alcalinotérreos nunca se encuentran en la naturaleza en estado puro.



- **Grupo 7A: Halógenos** El flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I) son no metales coloridos y corrosivos. Sólo se encuentran en la naturaleza en combinación con elementos como el sodio en la sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl). En realidad, el nombre del grupo, *halógenos*, fue tomado de la palabra griega *hals*, que significa “sal”. El astato (At) también es un halógeno, pero se encuentra en cantidades tan pequeñas que se sabe muy poco de él.

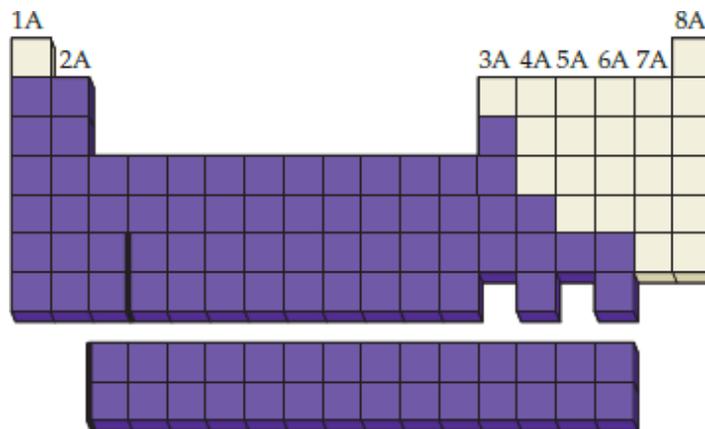


- **Grupo 8A: Gases nobles** El helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el kriptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn) son gases incoloros con muy poca reactividad química. El helio y el neón no se combinan con ningún otro elemento; el argón, el kriptón y el xenón se combinan con muy pocos.



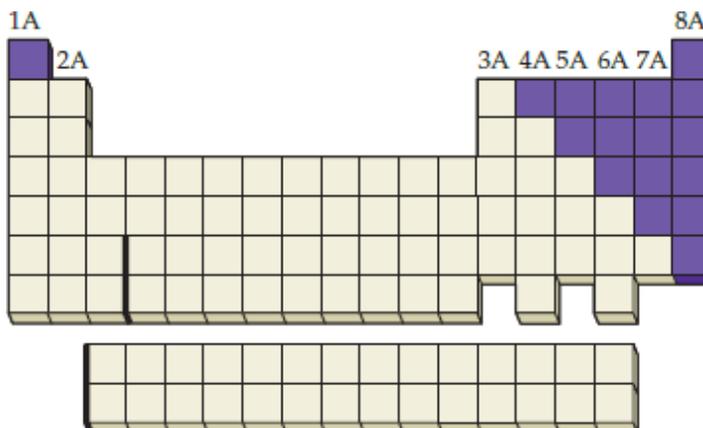
Los elementos de la tabla periódica se dividen en 3 grandes categorías:

- **Metales** Los metales son el grupo más numeroso de elementos, se encuentran en el lado izquierdo de la tabla periódica; el grupo está limitado, a la derecha, por una línea en zigzag, que va del boro (B), en la parte superior, al astato (At), en la inferior. Los metales son fáciles de caracterizar por su apariencia. A temperatura ambiente todos son sólidos, excepto el mercurio; además, la mayoría tiene el brillo plateado que normalmente se asocia con los metales. Asimismo, por lo general son maleables, no quebradizos; se pueden torcer y estirar para formar alambres sin que se rompan, y son buenos conductores del calor y la electricidad.

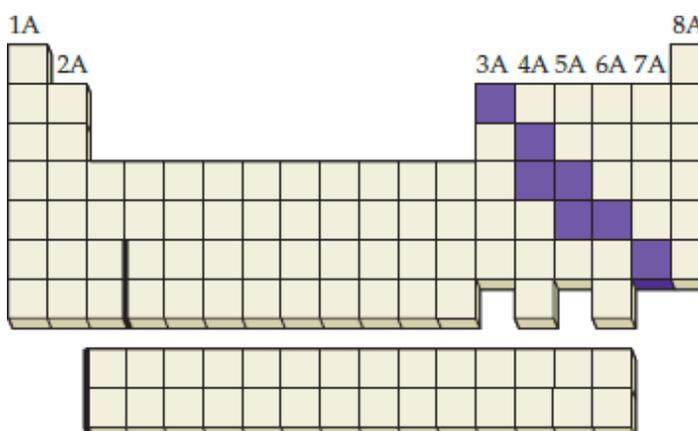




• **No metales** A excepción del hidrógeno, los no metales se hallan en el lado derecho de la tabla periódica; al igual los metales, también son fáciles de caracterizar por su apariencia. Once de los 17 no metales son gases, uno es líquido (bromo) y sólo cinco (carbono, fósforo, azufre, selenio y yodo) son sólidos a temperatura ambiente. Ninguno tiene aspecto plateado, aunque varios poseen colores brillantes. Los no metales sólidos son frágiles, no maleables, así como malos conductores del calor y la electricidad.



• **Semimetales** Siete de los nueve elementos adyacentes a la frontera en zigzag, entre 2A 3A 4A 5A 6A 7A los metales y no metales —boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y astato—, se conocen como semimetales, debido a que sus propiedades se ubican entre las de sus vecinos los metales y las de los no metales. Aunque la mayoría son de aspecto plateado, todos son sólidos a temperatura ambiente; de igual manera, son frágiles, no maleables, y tienden a ser malos conductores del calor y la electricidad. Por ejemplo, el silicio se utiliza mucho como *semiconductor*, sustancia cuya conductividad eléctrica es intermedia entre la de un metal y un aislante.





EJERCITACIÓN UNIDAD Nº 3

1) Indicar, para cada una de las siguientes afirmaciones si es válida o no, justificando en cada caso su respuesta:

Para un átomo dado:

- los protones ocupan la zona nuclear.
- el número atómico es la suma de protones y neutrones.
- los electrones forman parte del núcleo.
- los neutrones ocupan la zona extranuclear.
- el número de protones es igual al número de electrones.
- solamente con el número atómico se puede determinar el número de neutrones.
- la zona nuclear ocupa un pequeño volumen de masa.

2) Completar el siguiente cuadro, considerando todos los átomos eléctricamente neutros:

Símbolo	Nombre del Elemento	Número atómico	Número másico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones
Ca		20			20	
Ne				10	10	
	Cobre	29	64			
	Cinc				35	30
Mn			55		30	
P				15	16	
	Litio		6			3
Ag		47			61	
Na		11			12	

3) Busque en la TP el símbolo de los siguientes elementos químicos y complete el siguiente cuadro:



Nombre del elemento químico	Símbolo
Hierro	
Azufre	
Arsénico	
Oro	
Plata	
Platino	
Mercurio	
Yodo	
Flúor	
Bromo	
Carbono	

4) Identifique los siguientes elementos :

a) ${}_{17}\text{X}$ b) ${}_{11}\text{X}$ c) ${}_{53}\text{X}$ d) ${}_{18}\text{X}$

5) Calcule el número de protones y de neutrones en el núcleo de cada uno de los siguientes elementos y el número de electrones correspondientes al átomo neutro:

a) ${}^{238}\text{Pu}$ b) ${}^{65}\text{Cu}$ c) ${}^{52}\text{Cr}$ d) ${}^4\text{He}$
 e) ${}^{60}\text{Co}$ f) ${}^{54}\text{Cr}$ g) ${}^{15}\text{N}$ h) ${}^3\text{H}$
 i) ${}^{207}\text{Pb}$ j) ${}^{151}\text{Eu}$ k) ${}^{107}\text{Ag}$ l) ${}^{109}\text{Ag}$

6) Calcule el número de protones, electrones y neutrones presentes en los siguientes iones o átomos:

a) Mg b) Mg^{2+} c) Co d) Co^{2+}
 e) Co^{3+} f) Ni g) Ni^{2+} h) Ru



UNIDAD Nº 4: FORMACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS Y NOMENCLATURA

La unidad fundamental que representa y constituye un compuesto químico es la molécula, siendo ésta una agrupación de átomos, que se escribe con una fórmula.

Una fórmula es una expresión escrita que nos indica la composición cualitativa y cuantitativa de las sustancias (simples o compuestas). Cada fórmula es una expresión formada por una combinación de símbolos y números (subíndice).



-Los **símbolos** nos indicarán cuales son los elementos químicos que constituyen la fórmula de un determinado compuesto.

-Los **subíndices** se colocan debajo de cada símbolo (de allí su nombre de subíndice), y nos indica la cantidad de cada átomo presente en dicha fórmula. Cuando el subíndice no figura escrito, se sobreentiende que es uno.

La I.U.P.A.C. establece las reglas para la escritura de la fórmula (formulación) y el nombre (nomenclatura) de las sustancias químicas. Dentro de la variedad de nomenclaturas aceptadas y utilizadas, en este curso solo desarrollaremos la denominada **nomenclatura tradicional**.

Antes de comenzar con la formación de compuestos es necesario conocer dos conceptos importantes:

Electronegatividad

Es una medida de la tendencia de los átomos a atraer electrones en sus uniones con otros átomos. Se debe tener bien en claro, que todo intento de definir y cuantificar la electronegatividad debe partir del concepto de átomo enlazado. Es decir, no se trata de la capacidad de un átomo aislado para atraer los electrones, sino de uno en un entorno químico específico.

Estado o Número de Oxidación

Cuando dos o más átomos se combinan para formar un compuesto, sus electrones son los que participan de esa unión. El **estado o grado o índice o número de oxidación** puede considerarse como *el número de cargas que tendría un átomo en una molécula si los electrones fueran transferidos completamente del átomo del elemento menos electronegativo al átomo del elemento más electronegativo*.

La forma de representarlo es con un número entero al que se le antepone un signo positivo o negativo. El **número entero** indica la cantidad de electrones de un átomo, que participan en las uniones con otros átomos al formar una molécula. El **signo positivo (+)** se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a ceder electrones en sus uniones



(elementos menos electronegativos) y el **signo negativo (-)** se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a atraer electrones en sus uniones (elementos más electronegativos).

El N_{ox} de un elemento químico, en un determinado compuesto, se asigna aplicando las reglas que vamos a ver posteriormente. Las reglas, se basan en las ideas que los químicos han desarrollado sobre el proceso que siguen los átomos en las moléculas compartiendo sus electrones. Las reglas se aplican en el orden dado y debemos parar cuando se haya obtenido el número de oxidación, ya que una regla posterior podría contradecir una anterior.

Las reglas llevan implícitos los dos puntos siguientes:

- 1) El número de oxidación de una sustancia elemental o elemento químico es cero.
- 2) El número de oxidación de un ion monoatómico es igual al número de carga del ion.

Reglas para asignar el número de oxidación

1. La suma de los números de oxidación de todos los átomos, en las especies químicas, es igual a su carga total.
2. Los átomos en su forma elemental tienen un número de oxidación 0.
3. Para iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion.
4. En iones poliatómicos, la suma de los números de oxidación de los distintos átomos que lo conforman debe ser igual a la carga del ion.
5. Para los elementos:
 - a. del grupo I A tienen número de oxidación +1;
 - b. del grupo II A tienen número de oxidación +2;
 - c. del grupo III A (excepto el B) tienen número de oxidación +3 para iones M^{3+} ;
 - d. del grupo IV A (excepto C y Si) tienen número de oxidación +4 para M^{4+} y +2 para M^{2+} .
6. Para el H el número de oxidación es +1 en su combinación con los no metales y -1 en su combinación con metales.
7. Para el F el número de oxidación es -1 en todos sus compuestos.
8. Para el O los números de oxidación son:
 - a. -2 a menos que se combine con el F;
 - b. -1 en los peróxidos (O_2) $^{-2}$;
 - c. $-\frac{1}{2}$ en superóxidos (O_2) $^{-1}$;

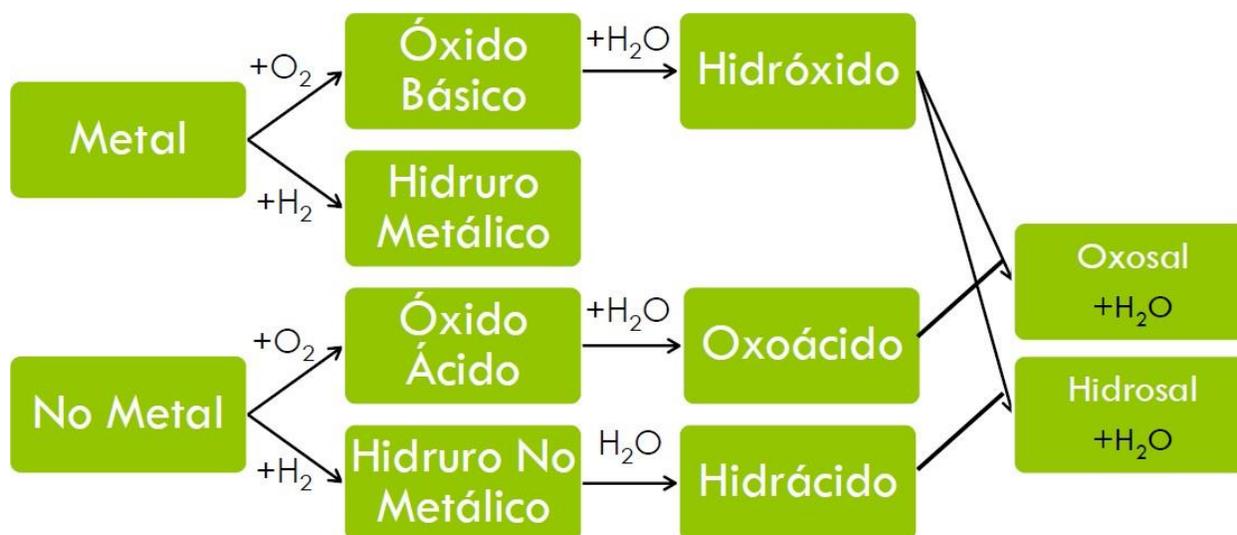


d. $-1/3$ en ozónidos (O_3)⁻¹.

9. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que integran una molécula, debe ser igual a cero.

10. En los compuestos binarios, el número de oxidación negativo se le asigna al elemento más electronegativo.

FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS



Los compuestos químicos inorgánicos pueden clasificarse en:

1- COMPUESTOS BINARIOS: son los que están formados por dos tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- Combinaciones de oxígeno (óxidos básicos, óxidos ácidos, peróxidos)
- Combinaciones con hidrógeno (hidruros, hidrácidos)
- Sales Binarias.

2- COMPUESTOS TERNARIOS: son los que están formados por tres tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- Hidróxidos
- Oxácidos
- Oxosales o sales neutras

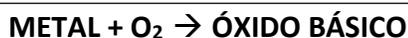
3- COMPUESTOS CUATERNARIOS: son los que están formados por cuatro tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo:

- Sales ácidas
- Sales básicas



ÓXIDOS BÁSICOS

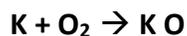
Un óxido básico es un compuesto químico resultante de la reacción entre oxígeno y un elemento químico metálico. El oxígeno proporciona las características químicas a los óxidos y presenta el estado de oxidación -2 , actuando, por tanto, como parte negativa en el compuesto, mientras que el otro elemento, que da nombre al óxido, actúa siempre con estado de oxidación positivo.



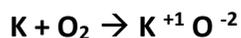
ESTRUCTURA DEL OXIDO BÁSICO



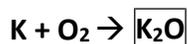
1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.



3º) intercambiar los números de oxidación y colocarlos como subíndice sin el signo correspondiente. Si el subíndice es 1 no se debe colocar.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

En caso de que los subíndices de cada elemento en el compuesto formado puedan simplificarse, es obligatorio simplificarlos.

¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Como mencionamos anteriormente solo nos abocaremos a la nomenclatura **tradicional** durante el desarrollo del presente curso nivelatorio.

Para poder utilizar este tipo de nomenclatura es necesario conocer todos los números de oxidación que posea el elemento y de acuerdo a ello se agregan los siguientes sufijos:



Cantidad de Números de Oxidación	Sufijo a utilizar
Elementos con un número de oxidación	La terminación del nombre no se modifica
Elementos con dos números de oxidación	<u>N_{ox} menor</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo oso .
	<u>N_{ox} mayor</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo ico .
Elementos con tres números de oxidación	<u>N_{ox} menor</u> : prefijo Hipo y sufijo oso .
	<u>N_{ox} intermedio</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo oso .
	<u>N_{ox} mayor</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo ico .
Elementos con cuatro números de oxidación	<u>N_{ox} menor</u> : prefijo Hipo y sufijo oso .
	<u>N_{ox} menor intermedio</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo oso .
	<u>N_{ox} mayor intermedio</u> : a la terminación del nombre del elemento se le agrega el sufijo ico .
	<u>N_{ox} mayor</u> : prefijo Per y sufijo ico .

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

Estas reglas mencionadas son aplicables a la nomenclatura de Óxidos Básicos, Óxidos Ácidos, Hidruros metálicos, Hidróxidos y Oxosales.



Para el caso particular de los óxidos básicos se coloca primero la palabra *óxido* seguida del nombre del elemento metálico considerándolas reglas ya mencionadas. Ejemplos:

K₂O: Óxido de Potasio (el nombre del elemento metálico no sufre modificación debido a que posee un solo estado de oxidación).

FeO: Óxido Ferroso

Fe₂O₃: Óxido Férrico

ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS

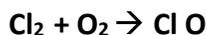
Un óxido ácido es un compuesto químico resultante de la reacción entre oxígeno y un elemento químico no metálico (excepto el flúor). El oxígeno proporciona las características químicas a los óxidos y presenta el estado de oxidación -2, actuando, por tanto, como parte negativa en el compuesto, mientras que el otro elemento, que da nombre al óxido, actúa siempre con estado de oxidación positivo.

NO METAL + O₂ → ÓXIDO ÁCIDO O ANHÍDRIDO

ESTRUCTURA DEL OXIDO ÁCIDO

NO Me₂O_n

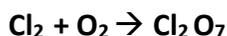
1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.



3º) intercambiar los números de oxidación y colocarlos como subíndice sin el signo correspondiente. Si el subíndice es 1 no se debe colocar.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

En caso de que los subíndices de cada elemento en el compuesto formado puedan simplificarse, es obligatorio simplificarlos.



¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Anteponemos la palabra anhídrido al nombre del elemento no metálico y seguimos las reglas ya mencionadas: Cl_2O_7 Anhídrido **Perclórico**.

Casos especiales: Anfóteros

Los anfóteros son elementos de la tabla periódica que tienen comportamiento dual, en este caso en particular son aquellos elementos que al reaccionar con oxígeno pueden formar óxidos básicos o anhídridos dependiendo del estado de oxidación con el cual actúen.

El caso del manganeso (Mn)

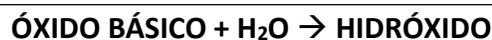
+2	}	ÓXIDO BÁSICO
+3		
+4	}	ÓXIDO ÁCIDO
+6		
+7		

El caso del cromo (Cr)

+2	}	ÓXIDO BÁSICO
+3		
+6	ÓXIDO ÁCIDO	

HIDRÓXIDOS O BASES

Los hidróxidos son compuestos químicos resultantes de la combinación del grupo hidroxilo (HO^-) con cualquier elemento metálico. En estos compuestos, el grupo hidroxilo (también llamado oxhidrilo) presenta un estado de oxidación igual a -1.



ESTRUCTURA DEL HIDRÓXIDO



(Siendo n el estado de oxidación del metal)



1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar y coloco el estado de oxidación del metal como subíndice del grupo hidroxilo. En caso de que su valor sea 1 no es necesario colocarlo.



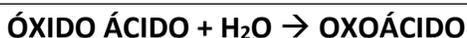
¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Anteponemos la palabra Hidróxido al nombre del elemento metálico y seguimos las reglas ya mencionadas: **K (OH)** Hidróxido de Potasio.

OXOÁCIDOS

Los oxoácidos son compuestos químicos cuya estructura está formada por hidrógeno, oxígeno y un elemento no metálico, que proceden de la reacción del Anhídrido correspondiente con agua y que en disolución acuosa ceden el hidrógeno en forma de ion H^+ (protón).

En estos compuestos el no metal ocupa la posición central y tiene número de oxidación positivo –El no metal puede ser sustituido en algún caso por un metal de transición con estado de oxidación elevado–. El oxígeno tiene siempre estado de oxidación 2^- y el hidrógeno 1^+ .



ESTRUCTURA DEL OXOÁCIDO



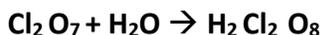
1º) Armo la ecuación química partiendo del anhídrido correspondiente y haciéndolo reaccionar con agua.



2º) En el lado de los productos coloco los elementos en el siguiente orden: hidrógeno, no metal, oxígeno.



3º) Realizar la sumatoria de la cantidad de átomos de cada elemento y colocarlo como subíndice según corresponda.





3º) Simplificar los subíndices siempre que sea posible



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Anteponemos la palabra Ácido al nombre del elemento no metálico y seguimos las reglas ya mencionadas: **H Cl O₄** Ácido **Perclórico**.

HIDRUROS METÁLICOS

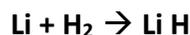
Un hidruro es un compuesto químico resultante de la combinación del hidrógeno con cualquier otro elemento químico. En los hidruros metálicos el hidrógeno proporciona las características químicas a los hidruros y es el único caso en el que presenta el estado de oxidación -1 , actuando, por tanto, como parte negativa en el compuesto, mientras que el otro elemento, que da nombre al hidruro, actúa siempre con estado de oxidación positivo.



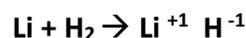
ESTRUCTURA DEL HIDRURO NO METÁLICO



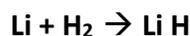
1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.



3º) intercambiar los números de oxidación y colocarlos como subíndice sin el signo correspondiente. Si el subíndice es 1 no se debe colocar.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

¿Cómo nombramos el compuesto formado?



Anteponemos la palabra Hidruro al nombre del elemento no metálico y seguimos las reglas ya mencionadas: **Li H** Hidruro de Litio.

HIDRUROS NO METÁLICOS

Se formulan colocando de izquierda a derecha, **Hidrógeno - No metal**. En estos compuestos, el **Hidrogeno** actúa con estado de oxidación **+1**, y el no metal posee estado de oxidación negativo. En estos compuestos el no metal siempre se encuentra con su menor estado de oxidación como única opción.

NO METAL + H₂ → HIDRURO NO METÁLICO

ESTRUCTURA DEL HIDRURO NO METÁLICO

Hm NOMen

(Siempre en estado gaseoso)

1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.



3º) intercambiar los números de oxidación y colocarlos como subíndice sin el signo correspondiente. Si el subíndice es 1 no se debe colocar.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Para nombrar estos compuestos colocamos la raíz del nombre del elemento no metálico con la terminación **uro** seguido de la palabra **de hidrógeno**: **H₂S (g)** Sulfuro de hidrógeno.

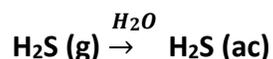


HIDRÁCIDOS

Al disolverse en agua algunos hidruros no metálicos forman soluciones ácidas.

Los hidrácidos son compuestos químicos resultantes de la combinación del hidrógeno con los elementos químicos pertenecientes a los grupos VIA y VIIA, cuando presentan estados de oxidación -1 y -2, respectivamente. En ellos el hidrógeno presenta estado de oxidación +1.

Los elementos son: flúor, cloro, bromo y yodo del grupo VIIA, que presentan estado de oxidación -1 y azufre, selenio y telurio del grupo VIA, que actúan con estado de oxidación -2.



¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Para nombrar estos compuestos anteponeamos la palabra **ácido** seguida del nombre del elemento no metálico con la terminación **hídrico**: **H₂S (ac) Ácido Sulfhídrico**.

DISOCIACIÓN DE ÁCIDOS (HIDRACIDOS/OXOSALES) Y BASES (HIDRÓXIDOS)

Cuando tratamos el término disociación, en el campo de la química, nos encontramos frente a un proceso generalizado, en el cual compuestos complejos se ven separadas en moléculas o átomos de menor tamaño, ya sean estas iones o radicales, generalmente de manera reversible. Por lo cual, podemos decir que la disociación es justo lo contrario de asociación, síntesis, formación o recombinación. En conclusión "Una disociación es la separación de los iones de una sustancia con enlace iónico cuando se encuentra en solución acuosa"

Los conocimientos modernos de los ácidos y las bases parten de 1834, cuando el físico inglés Michael Faraday descubrió que ácidos, bases y sales eran electrólitos por lo que, disueltos en agua se disocian en partículas con carga o iones que pueden conducir la corriente eléctrica.

✓ **Disociación de ácidos**

Cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa se disocian liberando un protón H⁺ (catión hidrógeno) y el anión correspondiente, éste es un proceso de equilibrio, esto quiere decir que disociación y la recombinación ocurren al mismo tiempo con la misma velocidad.





✓ **Disociación Bases**

Cuando las bases se encuentran en solución acuosa se disocian liberando el ion hidroxilo (HO^-) y el catión metálico correspondiente, éste es un proceso de equilibrio, esto quiere decir que disociación y la recombinación ocurren al mismo tiempo con la misma velocidad.



Estos procesos de disociación nos ayudaran a entender el proceso de formación de **SALES**

SALES BINARIAS O SALES DE HIDRÁCIDOS

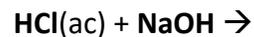
Son compuestos formados por la reacción entre un Hidrácido y un Hidróxido. Son compuestos químicos resultantes de la sustitución de todos los hidrógenos del ácido por el elemento metálico del hidróxido. Siempre que se produce la reacción entre un ácido y una base, además de la formación de la sal correspondiente se obtiene agua.



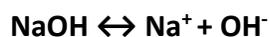
ESTRUCTURA DE LAS SAL BINARIA

Me NOMen

1º) Plantear la ecuación química de formación.



2º) Establecer la disociación del ácido y la base correspondiente



3º) plantear la ecuación completa colocando en primer lugar el catión metálico y luego el anión no metálico en las proporciones adecuadas para la neutralización de las cargas.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.

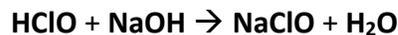


¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Para nombrarlo por nomenclatura tradicional se coloca primero el nombre del no metal con la terminación **uro** y posteriormente el nombre del metal con el sufijo que corresponda según el estado de oxidación con el cual este trabajando: **NaCl** Cloruro de Sodio

OXOSALES

Son sales que se obtienen por la reacción entre un oxoácidos y un hidróxido. Son compuestos químicos cuya estructura está formada por un metal, oxígeno y un elemento no metálico, que proceden que proceden de la sustitución de los átomos de hidrógeno del ácido por uno o más átomos de un elemento metálico. Cuando la sustitución es total, es decir, no queda ningún hidrógeno, la sal es neutra, mientras que si la sustitución es parcial y sí queda algún hidrógeno la sal es ácida -se verán más adelante-.



ESTRUCTURA DE LAS OXOSALES

Me NOMen O

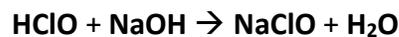
1º) Plantear la ecuación química de formación.



2º) Establecer la disociación del ácido y la base correspondiente



3º) plantear la ecuación completa colocando en primer lugar el catión metálico y luego el anión correspondiente en las proporciones adecuadas para la neutralización de las cargas.



4º) Equilibrar la ecuación en caso de ser necesario.



¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Para poder nombrar estos compuestos es necesario plantear una modificación a la regla antes mencionada.

En primer lugar debemos nombrar el anión de la sal correspondiente teniendo en cuenta el Oxoácido del cual deriva según el siguiente esquema:

OXOÁCIDO → ANIÓN DE LA OXOSAL

HIPO...OSO → HIPO...ITO

...OSO → ...ITO

...ICO → ...ATO

PER...ICO → PER...ATO

En resumen: si el nombre del oxoácido del cual proviene la sal termina en **oso** la terminación del nombre del anión de la oxosal será **ito**; si el nombre del oxoácido del cual proviene la sal termina en **ico** la terminación del nombre del anión de la oxosal será **ato**.

Como regla mnemotécnica: “**oso** bonito, **pico** de **pato**”

Fórmula del compuesto	Anión (fórmula y nombre)	Nombre del ácido
H_2SO_4	SO_4^{2-} : Sulfato	Ácido Sulfúrico
$HClO_2$	ClO_2^- : Clorito	Ácido Cloroso

Para nombrar las oxosales colocamos el nombre del anión que lo conforma con la terminación **ito** o **ato** según corresponda y el nombre del elemento metálico con la terminación **oso** u **ico** en el caso que correspondiera: **NaClO Hipoclorito de sodio**.



NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

IA		NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA																VIII A
H +1																	He	
IIA													III A	IV A	V A	VIA	VII A	
Li +1	Be +2												B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2												Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Kr	
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Xe	
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 (+4, +6, +7)	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn	
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	