



CURSO INGRESO 2021

Modalidad virtual

Asignatura Química



**Dpto. de Física y
Química**

Profesorados de Física,
Química y Tecnología

Prof.: Celina Núñez



Apoyatura: García Fabricio

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, arboles, 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.

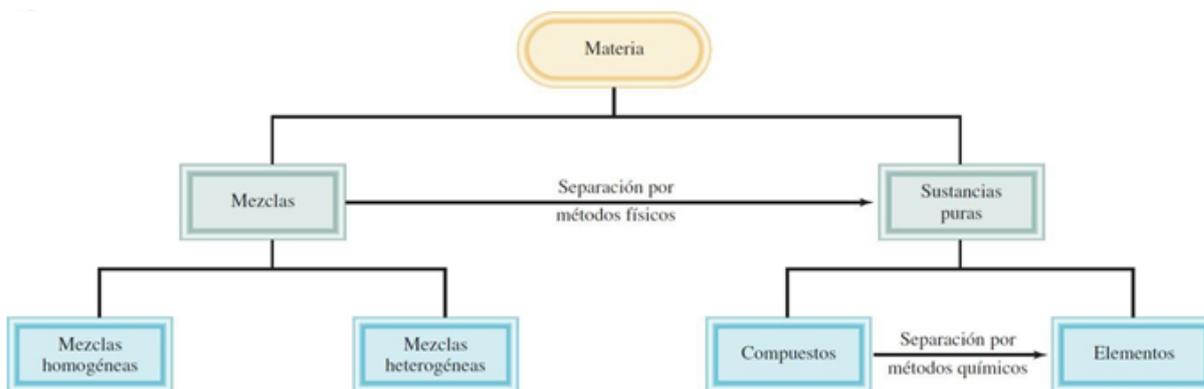
Las sustancias pueden ser **elementos** o **compuestos**. Los elementos son sustancias que no se pueden separar en otras más sencillas por métodos químicos. Hasta el momento se han descubierto 118 elementos. Todos elementos existentes, naturales o creados a partir de reacciones nucleares, se encuentran 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 1.00784(7)																	2 He helium 4.002602												
3 Li lithium 6.941	4 Be beryllium 9.0122											5 B boron 10.811	6 C carbon 12.011	7 N nitrogen 14.007	8 O oxygen 15.999	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180												
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305											13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.086	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06	17 Cl chlorine 35.45	18 Ar argon 39.948												
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.88	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546	30 Zn zinc 65.38	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.631	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.96	35 Br bromine 79.904	36 Kr krypton 83.798												
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.94	43 Tc technetium 98	44 Ru ruthenium 101.07	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.37	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.6	53 I iodine 126.91	54 Xe xenon 131.29												
55 Cs cesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	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 [267]	111 Rg roentgenium [268]	112 Cn copernicium [269]	113 Nh nihonium [270]	114 Fl flerovium [271]	115 Mc moscovium [272]	116 Lv livermorium [273]	117 Ts tennessine [274]	118 Og oganeson [276]												
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97	89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	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]

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

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.

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. Afirmer 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)**.

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

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

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 K = - 273.15 °C y 273.15 K = 0 °C. Por ejemplo, un día cálido de primavera con una temperatura de 25 °C tiene una temperatura Kelvin de 25 + 273.15 = 298 K.

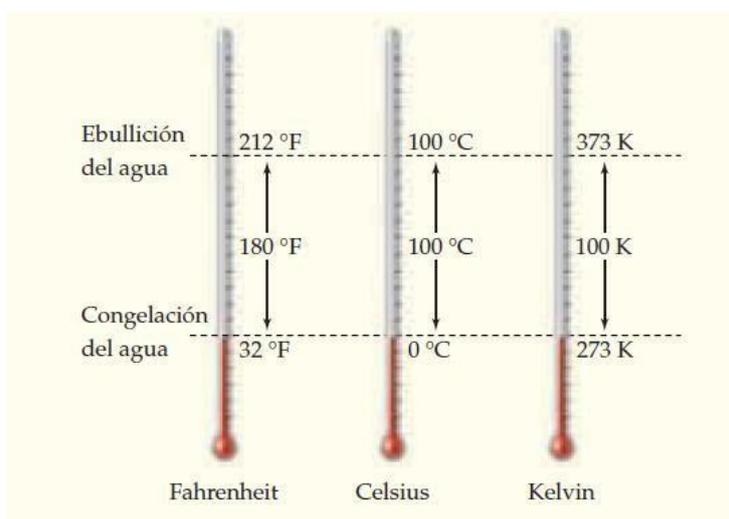
Temperatura en K =

Temperatura en °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 °C = (9/5) °F y 1 °F = (5/9)°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

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

FAHRENHEIT A CELSIUS

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

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 (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^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 cm^3 :

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

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

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

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/cm^3 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 ($0 \text{ }^\circ\text{C}$)	0.917	Grasa humana	0.94
Agua ($3.98 \text{ }^\circ\text{C}$)	1.0000	Músculo humano	1.06
Oro	19.31	Corcho	0.22–0.26
Helio ($25 \text{ }^\circ\text{C}$)	0.000164	Madera de balsa	0.12
Aire ($25 \text{ }^\circ\text{C}$)	0.001185	La Tierra	5.54

EJERCITACIÓN UNIDAD Nº 1

PARTE A

Resuelve los siguientes enunciados teniendo en cuenta lo visto en **conceptos generales y propiedades de la materia**

1. Del siguiente listado de palabras, coloca en la columna de la izquierda lo que sea cuerpo y en la columna de la derecha lo que sea materia:



cobre silla oro vidrio camisa almohadón
 oxígeno plástico agua anillo cable pecera

Cuerpo	Materia
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

2. Coloca al lado de cada cuerpo la o las sustancias que lo constituyen:

CUERPO	SUSTANCIAS
camisa:
ventana:
lapicera:
borrador:
bicicleta:

3. En los siguientes grupos: a) identifica sustancias puras y mezclas; b) clasifica en elementos y compuestos, mezclas heterogéneas y homogéneas.
- vino, alcohol etílico, oxígeno, leche, aire, papel, arena.
 - calcio, bicarbonato de sodio, pintura, cadmio, tableta de aspirina.
 - antimonio, ácido acético, vitamina C, bronce, gasolina, taza de yogurt con cereales.
4. Indica qué propiedad de la materia (física o química) se comprueba en cada uno de los siguientes casos:
- Los granos de café se muelen para obtener un polvo fino.
 - Al congelarse agua líquida en una cubetera se obtienen cubos de hielo.
 - El hierro expuesto al aire se oxida.
 - Cambio de posición de un objeto.
 - Cocinar una milanesa.
 - Romper en trozos una hoja de papel.
 - Quemar una hoja de papel.
 - Disolver una cucharada de azúcar en café.
 - Se calienta azufre en polvo, primero funde y luego arde.
 - 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. 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.
6. **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:
- Ambas son propiedades extensivas;
 - La densidad es propiedad extensiva y el punto de fusión es propiedad intensiva;
 - Ambas son propiedades intensivas;
 - La densidad es propiedad intensiva y el punto de fusión es propiedad extensiva.
7. 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.

Parte B

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	10⁰ = 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	0,0000000000001	10 ⁻¹²
Femto	f	0,0000000000000001	10 ⁻¹⁵

CONVERSIÓN DE UNIDADES DE TEMPERATURA

Cursillo
Prof. C

CASO	FÓRMULA
De °C a °F	°F = (°C × 9/5) + 32
De °F a °C	°C = (°F - 32) × 5/9
De °C a °K	°K = °C + 273
De °K a °C	°C = °K - 273

cio García

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

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

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

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

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

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

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

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



8. Cada pastilla de un suplemento dietético contiene aproximadamente 15 mg de hierro, ¿a cuántos gramos equivale esa cantidad?
9. Responde:
 - 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?
10. Las micropipetas, instrumentos de medición de volumen, vierten volúmenes de 1 a 1000 μL . ¿A cuántos litros equivalen estas medidas?
11. 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.
12. 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.
13. 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?
14. 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 $15,6\text{ g}$ 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 $13,6\text{ kg}$.
 - e. Un bidón con 3 L de líquido y una masa de $2,7\text{ kg}$.

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		

15. 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

✓ **Dispersiones coloidales:** Son aquellos sistemas materiales en los cuales no se puede distinguir los componentes a simple vista. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño que puede ser detectado mediante



En un sistema cerrado, solo hay intercambio de energía del sistema con el entorno

en los cuales no se puede distinguir los componentes a simple vista. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño que puede ser detectado mediante un microscopio común. Las partículas tienen un tamaño entre 10 y 1000 Å. Estas partículas

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. Las 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:

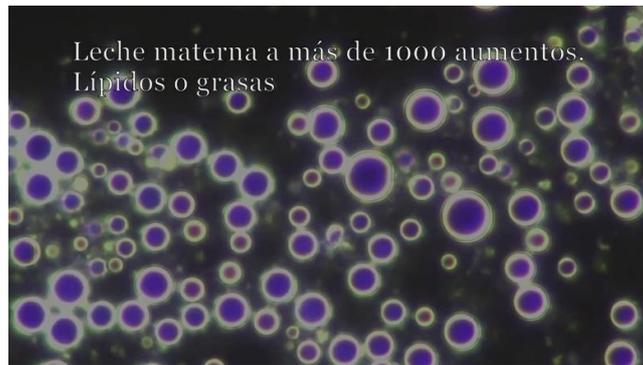
1. Sustancias simples: Están formadas por átomos o moléculas constituidas de una sola clase de elemento, no pueden descomponerse en otras más sencillas; por este motivo, también se las conoce como sustancias elementales. Dentro de las sustancias simples encontramos:
 - Atómicas: Están formadas por átomos, 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.
 - Moleculares: Están formadas por moléculas que se generan a partir de la unión de átomos iguales. Por ejemplo: O_2 , O_3 , H_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , Br_2 , I_2 , S_8 , P_4 , 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 H_2O , NH_3 .

✓ 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 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.

EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Ya que las propiedades físicas y químicas de una disolución dependen en gran medida de las cantidades relativas de los componentes, vamos a establecer a continuación las principales unidades de concentración: Las unidades de uso más común son:

- a) Porcentaje de masa de soluto en masa de disolución (% m/m): Representa la masa en gramos de soluto que están disueltos en 100 g de disolución.
- b) Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución (% m/V): Indica cuántos gramos de soluto hay disuelto en 100 mL de disolución.
- c) Porcentaje de volumen en volumen de disolución (% V/V): Indica el volumen de soluto que hay disuelto en 100 mL de disolución. Esta es la forma de concentración que se usa cuando soluto y disolvente son líquidos.



e) Partes por millón (ppm). Indica cuantos gramos de soluto están disueltos cada un millón (10^6) de mililitros de disolución. O lo es lo mismo, cuantos mg de soluto están en 1 L de disolución. Esta expresión se utiliza para disoluciones muy diluidas y para expresar límites permitidos de sustancias tóxicas en efluentes, cuerpos de agua, aire, etc.

d) Otras expresiones son la molaridad (M), normalidad (N) y molalidad (m), que se desarrollarán en el primer año de la carrera.

EJEMPLOS

1) Al comienzo de la pandemia se recomendó utilizar alcohol etílico al 70% para desinfectar objetos personales. ¿Qué significa que el alcohol deba estar al 70%?

Significa que **70 mL de alcohol etílico hay disuelto en 100mL de la solución alcohólica.**

Para calcular la cantidad de alcohol para un volumen de solución diferente, por ejemplo 125 mL, debemos realizar la regla de tres simple:

100 mL de solución alcohólica ----- 70 mL de alcohol etílico

125 mL de solución alcohólica ----- X= 87,5 mL de alcohol etílico.

Por lo tanto, para preparar una solución de 125 mL se debe agregar 87,5 mL de alcohol etílico. Este es un ejemplo porcentaje de volumen en volumen de disolución (% V/V).

2) *Se prepara una disolución disolviendo 5 g de NaCl en 25 g de agua, resultando una densidad de 1,12 g/mL. Expresa su concentración empleando las unidades explicadas previamente.*

RESOLUCIÓN:

a) % m/m

masa de la disolución = masa de NaCl + masa de agua = 5 g + 25 g = 30 g

30 g de solución ----- 5 g de NaCl

100 g de solución ----- X= 16,7 G NaCl

La concentración de la solución es de 16,7% m/m

b) % m/V

Para poder determinar el volumen de la disolución teniendo como dato la masa de la misma, necesitamos la densidad de la disolución, que relaciona ambas cosas:

Si $d = 1,12 \text{ g/mL} = \text{masa de disolución} / \text{volumen de disolución}$, por lo tanto:

1,12 g de disolución ----- 1 mL de disolución

30 g de disolución ----- X= 26,79 mL de disolución

Con el dato calculado calculamos la concentración:

26,79 mL de disolución ----- 5 g de NaCl

100 mL de disolución ----- X= 18,66 % m/v

c) % V/V

Esta unidad de concentración no es útil en este caso ya que el NaCl es sólido a temperatura ambiente.

d) ppm



De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 26,79$ mL. Además tenemos los 5 gramos cloruro de sodio, que equivalen a 5000 mg:

26,79 mL de disolución ----- 500 g de NaCl

1000 mL de solución ----- $X = 18,663 \times 10^3$ g de NaCl

Por lo tanto, la concentración es: $18,663 \times 10^3$ g de NaCl

EJERCITACION UNIDAD N° 2

- De un ejemplo de:
 - Un sistema homogéneo de cinco componentes.
 - Un sistema heterogéneo de tres fases y un componente.
 - Un sistema con dos fases líquidas, una sólida y cuatro componentes en total.
- 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?
- 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:
 - Filtración, magnetismo y sublimación.
 - Centrifugación, filtración, imantación.
 - Pinzas, filtración, imantación.
 - Decantación, tamización, imantación.
 - Ninguna de las anteriores es correcta.
- Para los siguientes sistemas dispersos identificar la fase dispersa y la fase dispersante:
 - Humo.
 - Niebla.
 - Agua turbia.
 - Emulsión de nafta en alcohol.
 - Espuma de afeitar.
- Clasificar a los siguientes sistemas homogéneos en soluciones o sustancias puras indicando el criterio que se utiliza en dicha clasificación.
 - Whisky.
 - Mercurio.
 - Agua de mar.
 - Agua potable.
 - Agua.
 - Ozono.
 - Aire filtrado.
- 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. El vino es un sistema formado por agua, alcohol y otras sustancias en solución. ¿Qué método puede emplearse para su separación? Explique como funciona.
 8. Para un sistema formado por una suspensión de carbón en polvo en una solución acuosa desal:
 - a. Clasificarlo indicando fases y componentes.
 - b. Clasificar a las sustancias que lo componen en simples y compuestas.
 9. 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 azufre sólido es:**
 - a. una sustancia simple.
 - b. un elemento químico.
 - c. una sustancia compuesta.
 - d. una mezcla.
-
10. 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.

 11. 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.



12. 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).

PARTE B

13. Se disuelven 50 mL de alcohol etílico en 250 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen (%v/v) de la solución?
14. Se dispone de 300 g de agua destilada, con ella se pretende preparar una solución 15 % m/m de carbonato de calcio. Calcular la cantidad de sal necesaria
15. Se ponen en un vaso 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, y se disuelven completamente. La concentración en % m/m de esta solución de alcohol yodado es:
- 0,8%
 - 0,008 %.
 - 0,79 %
 - 5 %
16. ¿Qué masa de soluto está contenido en 250 g de una solución de concentración 14 % m/m?
- 1,4 g
 - 7 g
 - 28 g
 - 35 g
17. En un tanque en el que se desarrollan peces, se ha detectado una contaminación con tetrahidroxoaluminato de sodio. Si del análisis de una muestra de 200 mL del tanque resultan $2,5 \times 10^{-5}$ g de Al^{3+} y la ley establece un límite máximo de 0,2ppm de aluminio en los efluentes industriales ¿Se encuentra la planta en condiciones legales? ¿Qué concentración, en ppm, tiene la muestra? Marque la opción CORRECTA.
- Si, $1,25 \cdot 10^{-7}$ ppm
 - Si, $1,25 \cdot 10^{-4}$ ppm
 - Si, 0,125 ppm
 - No
18. Se desean preparar 200 mL de una solución acuosa de HCl al 10 % m/m, la cual deberá tener una densidad de $1,02 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
- ¿Cuál es la masa de soluto que se necesita?
 - ¿Cuál será la concentración de la solución en % m/v?
 - ¿Cuál será la concentración de la solución en ppm?



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.

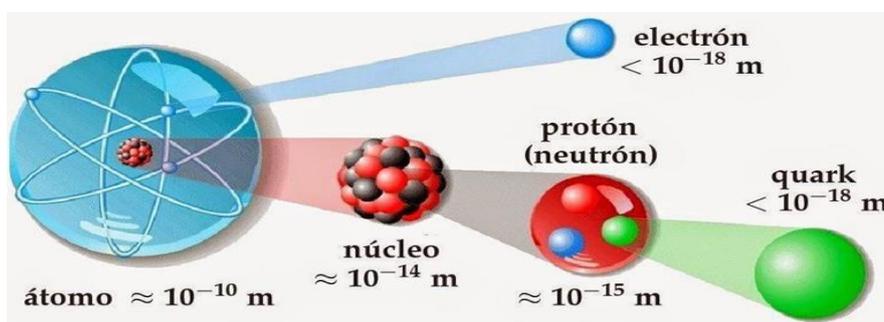
ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

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

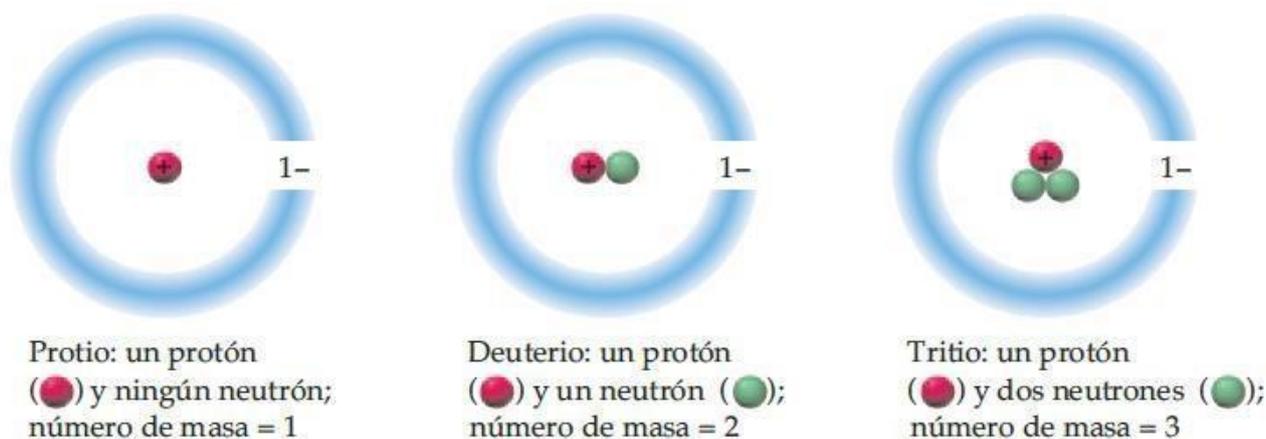


Además de los protones, el núcleo de la mayor parte de los átomos también contiene neutrones. La suma del número de protones (Z) más el número de neutrones (N) de un átomo se denomina **número de masa o número másico (A)**. Es decir, $A = Z + N$.

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.

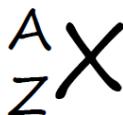
Observe que en el párrafo anterior se dijo que la mayoría de los átomos de hidrógeno tienen número másico igual a 1, que casi todos los átomos de helio tienen número másico igual a 4 y que en la mayoría de los átomos de carbono el número de masa es 12. En realidad, átomos diferentes de un mismo elemento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

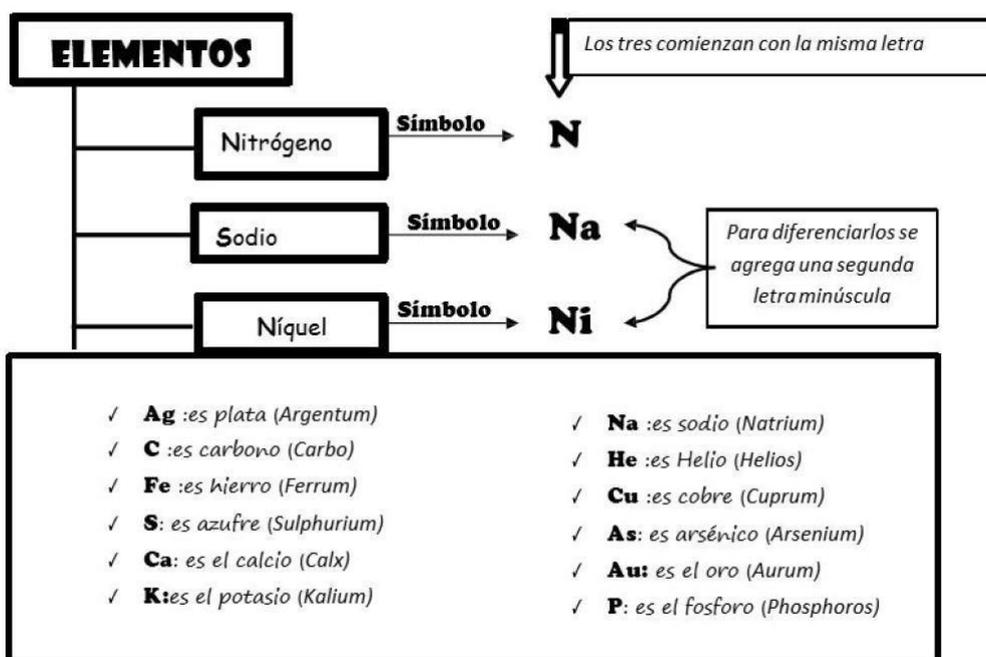
Los números A y Z se representan como supraíndice y subíndice del símbolo que representa al elemento químico



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.



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Las propiedades químicas y físicas de los átomos dependen de cómo se organizan o distribuyen los electrones alrededor del núcleo. La Configuración Electrónica de los elementos es la disposición de todos los electrones de un elemento en los niveles y subniveles energéticos. El nivel 1 es el más cercano al núcleo y el de menor energía, hasta el nivel 7 más alejado y de mayor energía.

El llenado de estos orbitales se produce en orden creciente de energía, es decir, desde los orbitales de menor energía hacia los de mayor energía. Se denomina **Orbital** a las regiones alrededor del núcleo de un átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar los electrones. La configuración electrónica se organiza de la siguiente manera:

1-Un número que indica el nivel (n)

2-Una letra que representa el subnivel (s, p, d, f).

3-Un superíndice que indica el número de electrones en el subnivel.

4-La suma de todos los superíndices indica la cantidad total de electrones en cada nivel de energía.



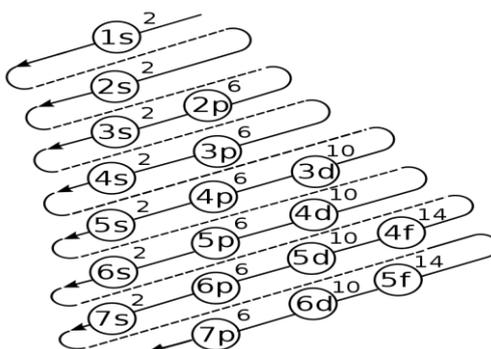
En cada subnivel hay una cantidad específica de orbitales. Los subniveles son **s, p, d y f**:

Subnivel (o subcapa)	Número Máximo de Electrones
s	2
p	6
d	10
f	14

Cuadro 1

Método para escribir la configuración electrónica:

1. Debemos saber el **número de electrones** que posee el átomo; sabiendo el **número atómico (Z)** del átomo en la tabla periódica. Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro es igual al número atómico ($Z = p+$).
2. Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde el nivel más cercano al núcleo ($n = 1$).
3. La forma de llenar los orbitales en los distintos niveles y subniveles de energía, es a través de la Regla de las diagonales (esquema 1), para ello debes seguir atentamente la flecha del esquema comenzando en 1s.

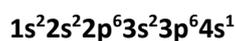


Esquema 2

4. Respetar la capacidad máxima de cada subnivel (cuadro 1)

Ejemplo:

El átomo de potasio posee $Z= 19$, por lo tanto tendrá 19 protones y 19 electrones por ser un átomo neutro. Para realizar la configuración electrónica ubicando los **19 electrones**, se debe usar la Regla de las Diagonales teniendo en cuenta el máximo de electrones en cada subnivel:





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 quedan dispuestos en la tabla, formando hileras horizontales: llamadas **Períodos** y columnas verticales: llamadas **Grupos**.

Grupos representativos		Grupos de metales de transición										Grupos representativos							
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	3A	4A	5A	6A	7A	8A		
1 H	2 He											3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
2 Na	3 Mg	11 Sc	12 Ti	13 V	14 Cr	15 Mn	16 Fe	17 Co	18 Ni	19 Cu	20 Zn	21 Ga	22 Ge	23 As	24 Se	25 Br	26 Kr		
3 K	4 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
4 Rb	5 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
5 Cs	6 Ba	57 La	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn		
6 Fr	7 Ra	89 Ac	90 Rf	91 Db	92 Sg	93 Bh	94 Hs	95 Mt	96 Ds	97 Rg	98 Cn	99 Nh	100 Fl	101 Mc	102 Lv	103 Ts	104 Og		
Lantánidos		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
Actínidos		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				



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.

The diagram shows a simplified periodic table with the following groups highlighted: Group 1A (purple) and Group 2A (blue). The groups are labeled at the top: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The table is divided into four rows, with the first row containing elements from groups 1A to 8A, and the subsequent rows containing elements from groups 1A to 8A, with the d-block and f-block elements represented by gaps.

- **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.

The diagram shows a simplified periodic table with the following groups highlighted: Group 1A (purple) and Group 2A (blue). The groups are labeled at the top: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The table is divided into four rows, with the first row containing elements from groups 1A to 8A, and the subsequent rows containing elements from groups 1A to 8A, with the d-block and f-block elements represented by gaps.

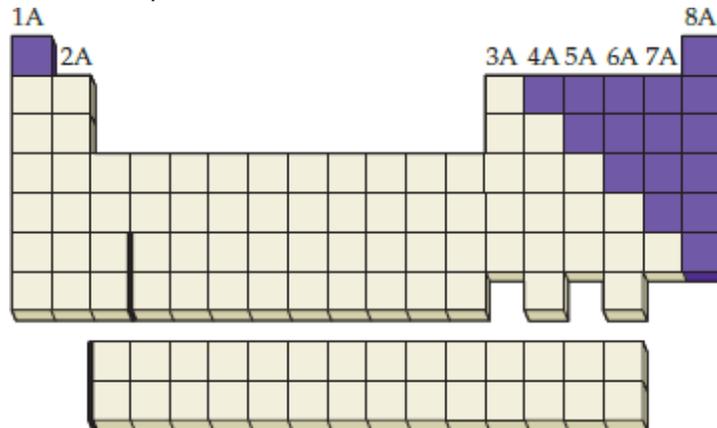
- Grupo 7A: Halógenos El flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I) son no metales coloridos y corrosivos. Sólo se encuentran en la naturaleza en combinación con elementos como el sodio en la sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl). En realidad, el nombre del grupo, halógenos, fue tomado de la 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.

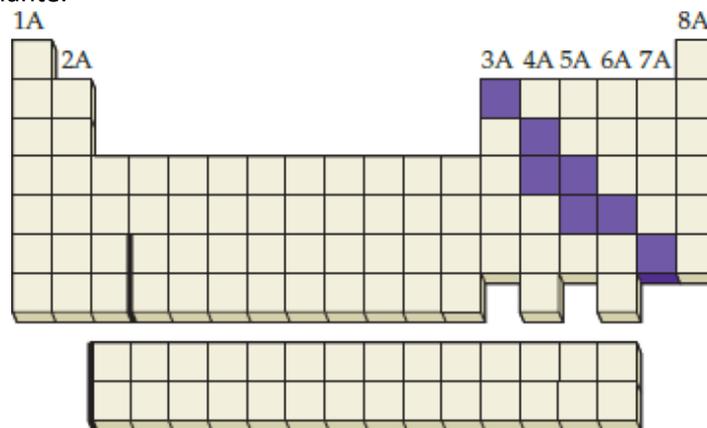
Los elementos de la tabla periódica se dividen en 3 grandes categorías:

- 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 ástato (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

3. Identifique los siguientes elementos. Luego responda:

- a) ${}_{17}\text{X}$ b) ${}_{11}\text{X}$ c) ${}_{7}\text{X}$ d) ${}_{20}\text{X}$

- Mencione nombre y símbolo de los elementos.
- Indique ubicación en la tabla periódica de cada uno: grupo y periodo. Nombre el grupo.
- Clasifíquelo como metal, no metal o semimetal.
- Realice la configuración electrónica de cada elemento.

4. 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) ${}^{109}\text{Ag}$



5. De los siguientes elementos, indique cuál es un catión, anión o átomo neutro:

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

6. Busque el número atómico (Z) de los siguientes elementos y realice la configuración electrónica:

- a) Na (Sodio) Z=
b) Ca (Calcio) Z=
c) S (Azufre) Z=.....
d) Fe (Hierro) Z=.....

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 **Número de Oxidación** 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.

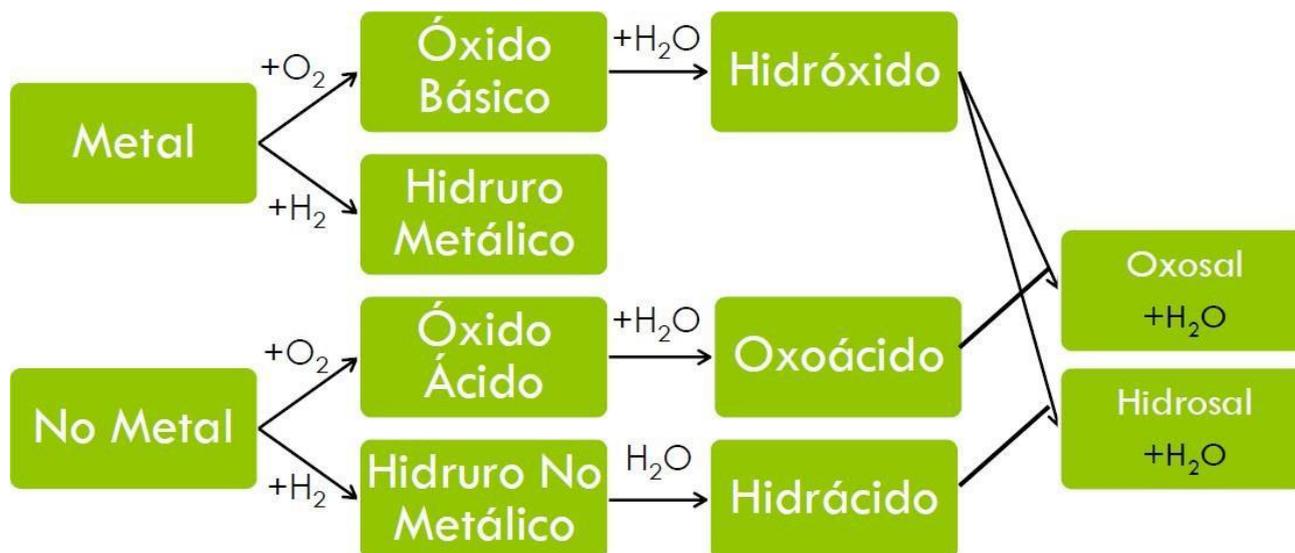
Las reglas llevan implícitos los dos puntos siguientes:

- 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. -½ 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.

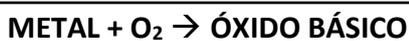
FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS



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



ESTRUCTURA DEL ÓXIDO BÁSICO

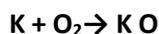


Un óxido básico es un compuesto químico resultante de la reacción entre oxígeno y un elemento químico metálico. El oxígeno proporciona las características químicas a los óxidos y presenta el estado de oxidación -2 , actuando, por tanto, como parte negativa en el compuesto, mientras que el otro elemento,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



Ejemplo:

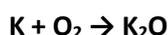
1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



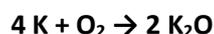
2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.



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.

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 Oxácidos.**

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.



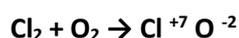
ESTRUCTURA DEL OXIDO ÁCIDO



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

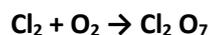


2º) Determino los números de oxidación de cada elemento en el compuesto formado.

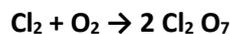




3º) intercambiar los números de oxidación y colocarlos como subíndice sin el signo correspondiente. Si el subíndice es 1 no se debe colocar.



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.

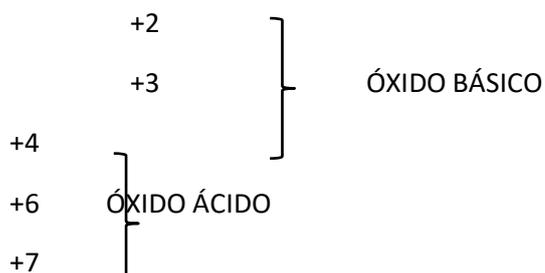
¿Cómo nombramos el compuesto formado?

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

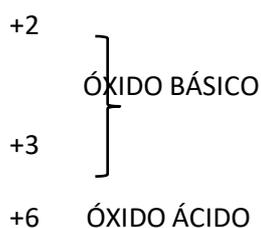
ANFÓTEROS

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)**



- **El caso del cromo (Cr)**



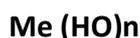


HIDRÓXIDOS O BASES

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

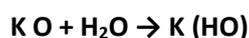
ÓXIDO BÁSICO + H₂O → HIDRÓXIDO

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.



2º) Equilibrar la ecuación.

¿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.

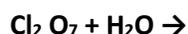
ÓXIDO ÁCIDO + H₂O → OXOÁCIDO

ESTRUCTURA DEL OXOÁCIDO

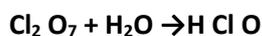




1º) Armo la ecuación química partiendo del anhídrido correspondiente y haciéndolo reaccionar con agua.



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.



4º) Simplificar los subíndices siempre que sea posible



5º) 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:

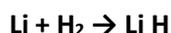
H Cl O₄ Ácido Perclórico.

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 el menor estado de oxidación positivo.



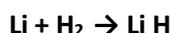
1º) Armo la ecuación química colocando siempre en los productos el elemento menos electronegativo en primer lugar.



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 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 Hidrógeno 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.

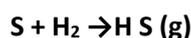


ESTRUCTURA DEL HIDRURO NO METÁLICO



(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 (HIDRÁCIDOS/OXOÁCIDOS) 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 uno o más protones 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

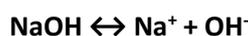
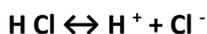
Me NOMen



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.

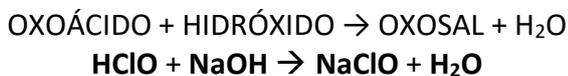
¿Cómo nombramos el compuesto formado?

Para nombrarlo por nomenclatura tradicional se coloca primero el nombre del no metal con la terminación ideo y posteriormente el nombre del metal con el sufijo que corresponda según el estado de oxidación con el cual este trabajó:

NaCl Cloruro de Sodio

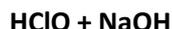
OXOSALES

Son sales que se obtienen por la reacción entre un oxoácido y un hidróxido. Son compuestos químicos cuya estructura está formada por un metal, oxígeno y un elemento no metálico, 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**"

<i>Ato → Ico</i> <i>Ito → Oso</i>		
Fórmula del compuesto	Anión (fórmula y nombre)	Nombre del ácido
H ₂ SO 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**.



EJERCITACIÓN UNIDAD N° 4

Dados los siguientes elementos con sus estados de oxidación:



- 1) Realice los óxidos correspondientes. Nómbralos y clasifíquelos.
- 1) Forme con los óxidos del punto 1, los correspondientes hidróxidos y oxoácidos. Nómbralos.
- 2) Realice la disociación del ácido sulfúrico y del hidróxido de zinc.
- 3) Con los compuestos realizados en el punto 2, forme tres oxosales a elección y nómbralas.
- 4) Formule con el elemento cloro y azufre los respectivos hidruros e hidrácidos. Nómbralos.
- 5) Realice la formación del sulfuro manganeso y del cloruro de zinc.



BIBLIOGRAFÍA:

- Chang R., Goldsby K., (2013). *Química* (11a ed.). México: McGraw-Hill.
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S., y Herring, F. G. (2003). *Química General* (8a ed.). Madrid: Pearson Educación.
- Sherman, A., Sherman, S. J., y Russikoff L. (2006). *Conceptos básicos de Química* (7a ed.). México: CECSA.
- Cotton, Wilkinson: *Química Inorgánica Avanzada*. Trad. Española. (México), Ed. LimusaWiley 1995.
- Cuadernillo ingreso Profesorado en Química, Tecnología y Física de la Universidad Nacional de San Juan. Año 2020.

