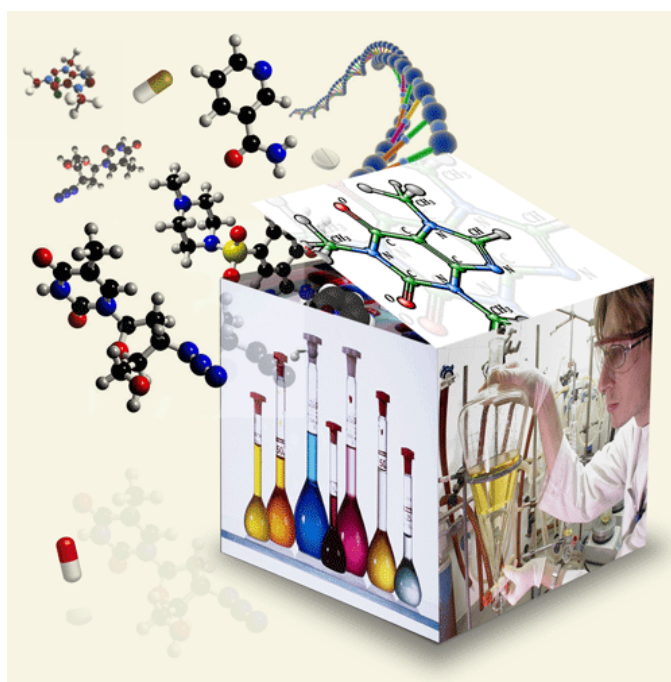




Departamento
de Química

Cuadernillo de Nivelación en Química



Teoría y Práctica

2018



Esta obra está bajo una [Licencia Creative Commons Atribución-CompartirIgual 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/)

Introducción

¿Por qué estudiar QUÍMICA?

La química no se hace sólo en los laboratorios, en realidad ocurre todos los días y tiene un gran impacto sobre lo que uno usa y hace. Hacemos química cuando cocinamos, cuando agregamos cloro a la pileta de natación o cuando se enciende el motor de un coche. Se produce una reacción química cuando un clavo se oxida, cuando las plantas convierten el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y energía para crecer o cuando una tableta antiácida se disuelve en agua.

Los procesos químicos se producen todos los días en la naturaleza, en nuestro cuerpo, y también en los laboratorios químicos, plantas de fabricación de productos químicos y en laboratorios farmacéuticos.

Por todo esto es muy importante el estudio de la química, es decir el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, entendiendo a esta palabra como aquella que sirve para denominar a todas las sustancias que conforman el universo.

¡Te damos la bienvenida al Dpto. de Química de la UNS!



Diseño y compilación, Dra. Sandra A. Hernández, Gabinete de Didáctica de la Química,
Departamento de Química, Universidad Nacional del Sur

INDICE GENERAL

Temario	página
Capítulo 1: La Materia: Clasificación. Propiedades. Estados de agregación	3
Capítulo 2: Medidas y magnitudes. Sistema Internacional de Unidades. Notación científica	8
Capítulo 3: Elementos y símbolos químicos. Tabla periódica. Átomos y moléculas	23
Capítulo 4: Enlace Químico	44
Capítulo 5: Fórmulas químicas. Nomenclatura	54
Capítulo 6: Reacciones químicas y estequiometría	75
Capítulo 7: Disoluciones	96
Anexo: Propuestas adicionales	107

Capítulo 1: La Materia: Clasificación. Propiedades. Estados de agregación

1. Clasificación de la materia

La **materia** está en todas partes: el agua que pones en la cafetera, tu cepillo de dientes, el oxígeno que inhalas y el dióxido de carbono que exhalas son formas de materia.

La materia se distingue por ciertas propiedades como su aspecto, el punto de fusión y ebullición, la densidad y otras. Además tiene la forma física de sólido, líquido o gas, siendo el ejemplo más común el agua, un compuesto que existe en los tres estados: el cubo de hielo, el agua que sale de la canilla y cuando se evapora forma un gas.

Materia es cualquier sustancia que tiene masa y ocupa un espacio. Como hay varios tipos, la materia se clasifica según la clase de componentes que contiene. Una **sustancia pura** tiene una composición definida, mientras que una **mezcla** está formada por dos o más sustancias en cantidades variables.

1.1. Sustancias puras

Una sustancia pura es un tipo de materia de composición definida. Hay dos tipos: **elementos** y **compuestos**.

Los **elementos** son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es el átomo. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Los átomos de un elemento particular no se pueden dividir en átomos más simples.

Los **compuestos** son una combinación de dos o más elementos unidos en una determinada proporción: todas las muestras de agua (H_2O) están formadas por la misma proporción de hidrógeno y oxígeno, pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), están combinados en proporciones diferentes. Tanto el H_2O como el H_2O_2 son distintos compuestos formados por los mismos elementos en diferentes proporciones.

Los compuestos se descomponen mediante procesos químicos en sustancias más simples como los elementos, pero no se pueden descomponer mediante procesos físicos. Los elementos no se descomponen ni por procesos físicos ni por procesos químicos.

1.2. Mezclas

En una **mezcla** dos o más sustancias se combinan físicamente pero no químicamente. El aire que respiramos es una mezcla, principalmente de gases oxígeno y nitrógeno. El acero es una mezcla de hierro, níquel, carbono y cromo. Una solución como el té o el café también es una mezcla.

Tipos de mezclas

Las mezclas se clasifican en:

- **Homogéneas:** la composición de la mezcla es uniforme a lo largo de la muestra: aire, agua de mar, bronce.
- **Heterogéneas:** sus componentes no tienen una composición uniforme a lo largo de la muestra: una muestra de petróleo y agua, pues el petróleo flota sobre el agua, las burbujas en una bebida.

2. Propiedades de la materia y estados de agregación

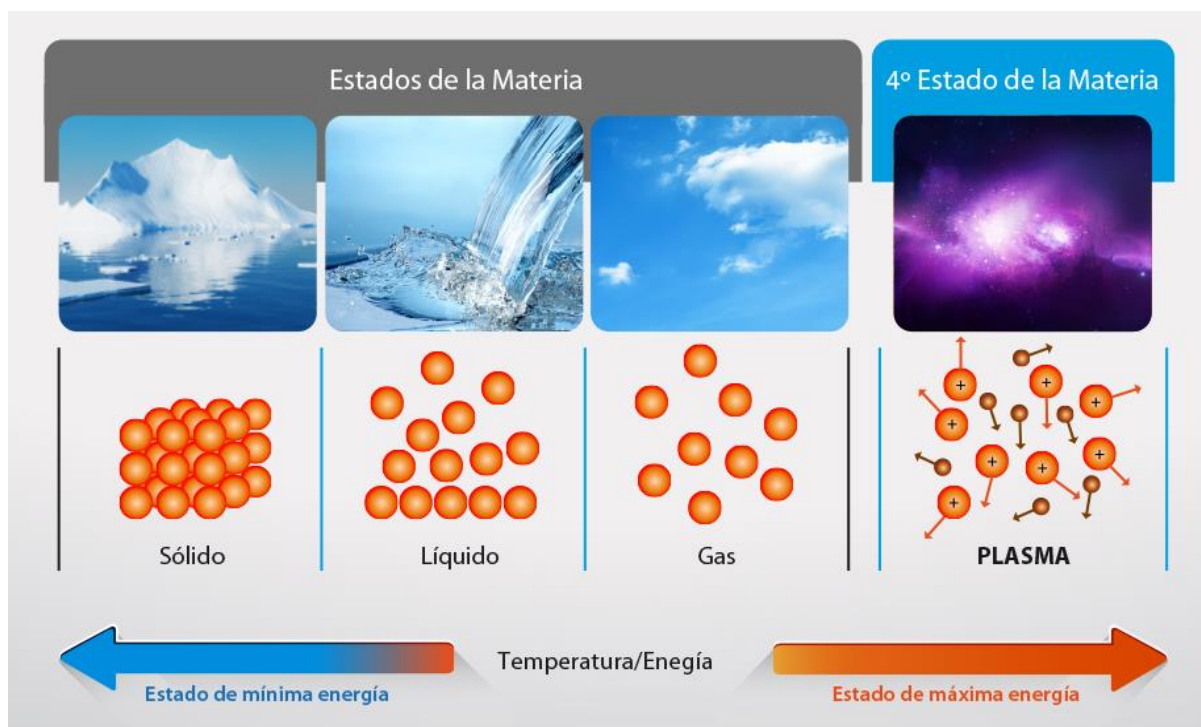
Una forma de describir la materia es observar sus propiedades. Hay dos tipos de propiedades: las físicas y las químicas.

2. 1. Propiedades Físicas

Son aquellas propiedades **que se observan o miden sin afectar la identidad de una sustancia**.

Son ejemplos de este tipo de propiedades: color, olor, punto de fusión, punto de ebullición, estado a 25 °C, apariencia, conducción de la electricidad, conducción del calor, densidad.

Estas propiedades están relacionadas con el **estado de la materia**. Todas las sustancias, bien sean materiales, elementos o compuestos, presentan un estado de agregación que va a estar determinado por las condiciones de temperatura y presión a las cuales estos se encuentren sometidos. Cada estado de agregación de la materia posee propiedades y características diferentes a los demás, Como se muestra en la figura, los estados de la materia son cuatro: **sólido, líquido, gaseoso y plasma**; cada estado tiene un conjunto de propiedades físicas.



Un **sólido** tiene una forma y un volumen definido, como por ejemplo un libro, una pelota. En los sólidos, las partículas están unidas por fuerzas de atracción muy grandes, por lo que se mantienen fijas en su lugar; solo vibran unas al lado de otras.

Un **líquido** tiene un volumen definido pero no una forma definida y adopta la forma del recipiente que los contiene. Por ejemplo el agua toma la forma de la jarra o del vaso en la que se encuentra. En los líquidos, las partículas están unidas, pero las fuerzas de atracción son más débiles que en los sólidos, de modo que las partículas se mueven y chocan entre sí, vibrando y deslizándose unas sobre otras.

Un **gas** no tiene ni forma ni volumen determinado; adopta el tamaño y la forma del lugar que ocupa. Por ejemplo, cuando se infla un globo, el aire ocupa todo el espacio dentro de él. En los gases, las fuerzas de atracción son casi inexistentes, por lo que las partículas están muy separadas unas de otras y se mueven rápidamente y en cualquier dirección, trasladándose incluso a largas distancias.

Un **plasma** se forma a temperaturas y presiones extremadamente altas, haciendo que los impactos entre los electrones sean muy violentos, separándose del núcleo y dejando sólo átomos dispersos. El plasma, es así, una mezcla de núcleos positivos y electrones libres, que

tiene la capacidad de conducir electricidad. Un ejemplo de plasma presente en nuestro universo es el sol. Otros ejemplos son: los rayos durante una tormenta, el fuego, el magma, la lava, etc.

Los **cambios de estado** que se producen entre estos cuatro estados de la materia son los que se indican en el siguiente esquema:



El agua (H_2O) es una sustancia que se encuentra comúnmente en tres estados. Cuando la materia experimenta un cambio físico, su estado cambiará, pero su identidad o composición permanecen iguales. La forma sólida del agua, como la nieve o el hielo, tiene una apariencia distinta a la de su forma líquida o gaseosa, pero en las tres formas es agua.

Ejemplos de cambios físicos

Tipo de cambio físico	Ejemplo
Cambio de estado	Agua en ebullición
Cambio de apariencia	Disolución de azúcar en agua
Cambio de forma	Estirar el cobre en un alambre delgado
Cambio de tamaño	Moler pimienta en partículas más pequeñas

2.1.1. Densidad

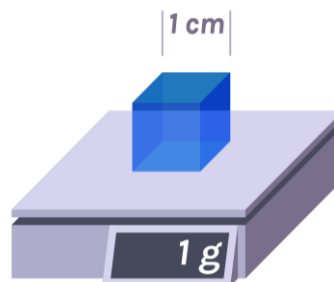
La densidad es una propiedad física importante de la materia. Es la medida de cuánta masa hay contenida en una unidad de volumen. Se expresa mediante la fórmula:

$$\text{densidad} = \text{masa} / \text{volumen}$$

Puesto de manera sencilla, si la masa es la medida de cuánto material tiene un objeto, entonces, la densidad es la medida de cuán compactado está ese material. En el sistema de unidades internacional, **SI** (ver Capítulo 2), se expresa en kg/m^3 , aunque en general sus unidades son: g/cm^3 para los sólidos, g/cm^3 o g/mL para los líquidos y g/L para los gases.

Los cuerpos sólidos suelen tener mayor densidad que los líquidos y éstos tienen mayor densidad que los gases.

La densidad del agua, por ejemplo, es de 1 g/cm^3 . Esto significa que si tomamos un cubo de 1 cm de lado y lo llenamos de agua, el agua contenida en ese cubo tendrá una masa de un gramo.



Una de las maneras cotidianas para ilustrar a la densidad, es a través de la observación de cualquier cosa que flote o se hunda en un líquido determinado. Si un objeto es menos denso que el líquido en donde se encuentra, entonces flotará; pero, si es más denso, se hundirá. Por eso es que un ancla, la cual es muy densa (con gran cantidad de masa en poco volumen), se hunde tan rápidamente; mientras que un corcho (poca masa y gran volumen), flota y le cuesta hundirse porque es menos denso que el agua.

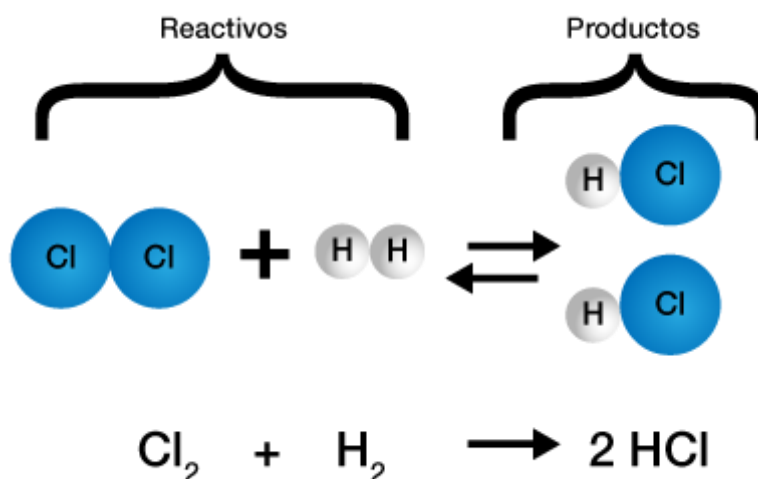
Algunos elementos son, por naturaleza, muy densos. Este es el caso del mercurio (Hg) que es un metal líquido a temperatura ambiente cuya densidad de $13,6 \text{ g/cm}^3$. Esto significa que en un cubo de 1 cm de lado lleno con mercurio se tiene una masa de 13,6 gramos.



En el capítulo 6 de disoluciones retomaremos este concepto. La densidad de una disolución es necesaria para poder convertir expresiones de concentración que involucran el volumen de la disolución a expresiones que involucran a la masa de la misma (o viceversa).

2. 2. Propiedades químicas

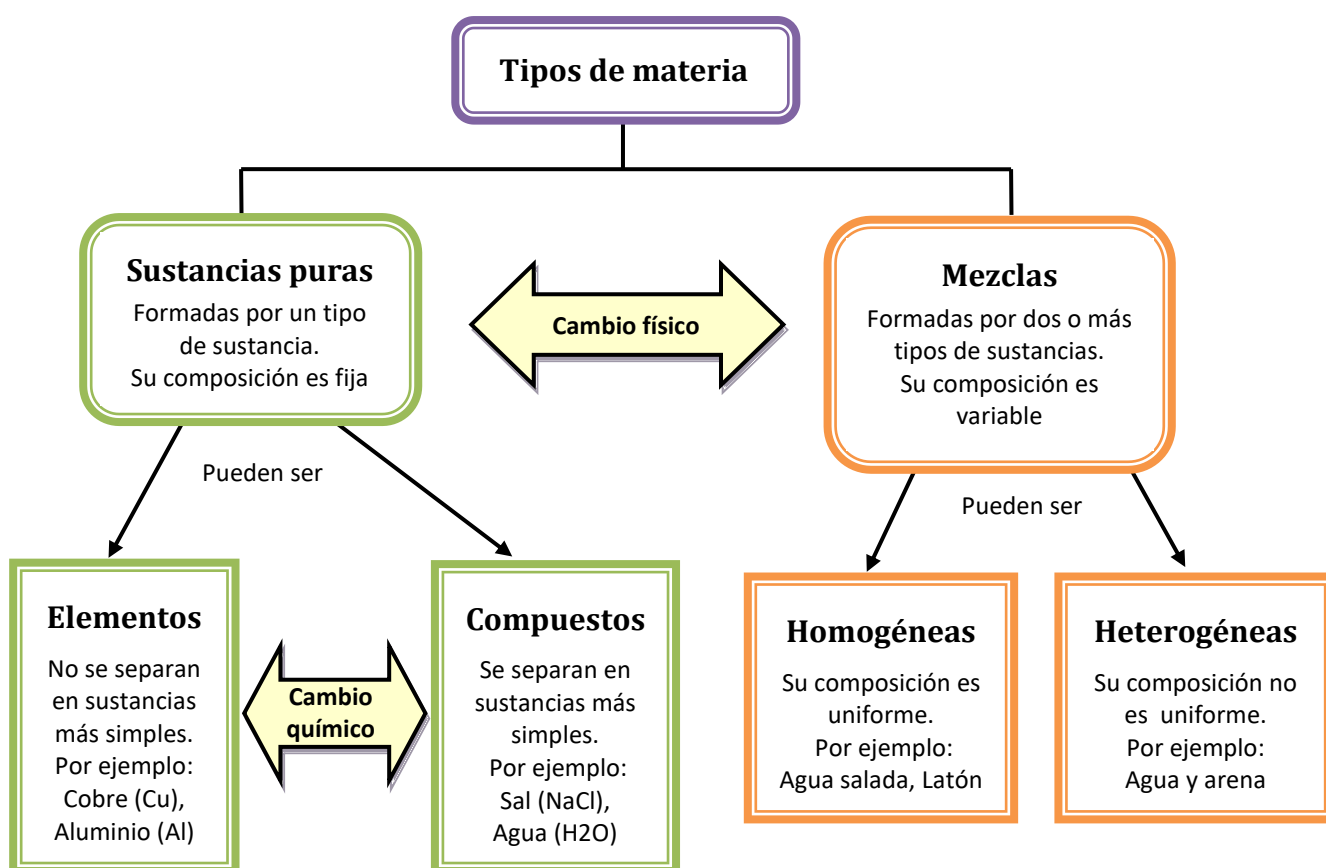
Las propiedades químicas son aquellas que describen la habilidad de una sustancia para cambiarla en una nueva. Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas.



Ejemplos de cambios químicos

Tipo de cambio químico	Cambios en propiedades químicas
Caramelizar azúcar	A altas temperaturas el azúcar blanco cambia a una sustancia suave de color caramelo.
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo.
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.

A modo de resumen:



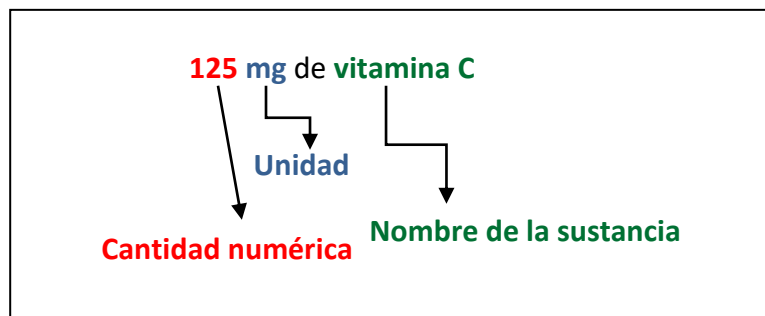
Capítulo 2: Medidas y magnitudes. Sistema Internacional de Unidades. Notación científica

1. Medidas

En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Un valor de medición se compone de tres partes:

- La cantidad numérica
- La unidad
- El nombre de la sustancia



2. Sistema Internacional de Unidades (SI)

El sistema internacional de unidades (SI) es el sistema coherente de unidades adoptado y recomendado por la Conferencia General de Pesas y Medidas (CGPM).

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada **Sistema Internacional de Unidades (SI)** para uniformar las unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal.



Un **sistema de unidades** se construye a partir de ciertas **unidades** llamadas **fundamentales** o **básicas**, cada una de ellas representa una magnitud física susceptible de ser medida. Son ejemplos de unidades básicas: longitud, masa, temperatura, tiempo.

Son **unidades derivadas** las que se obtienen por combinación de una o más unidades básicas, como por ejemplo: medidas de superficie, volumen, densidad, velocidad, aceleración.

Sistema Internacional de Unidades (SI)		
Magnitud Física Básica	Unidad Básica o Fundamental	Símbolo de la Unidad
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Cantidad de sustancia	mol	mol
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Corriente eléctrica	ampere	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Unidades derivadas del SI expresadas en función de la base (ejemplos)		
Magnitud	Unidad	Símbolo de la Unidad
Área	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m ³
Concentración molar	mol por metro cúbico	mol/m ³
Velocidad	metro por segundo	m/s
Aceleración	metro por segundo al cuadrado	m/s ²
Fuerza	newton	N = kg. m/s ²
Presión	pascal	Pa = N/m ²
Energía, trabajo, cantidad de calor	joule	J
Potencia, flujo de energía	watt	W
Número de onda	metro inverso	m ⁻¹
Densidad de corriente	ampere por metro cuadrado	A/m ²
Luminancia	candela por metro cuadrado	cd/m ²

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas se utilizan prefijos. Por ejemplo: mili significa 1/1000 ó 0,001 veces la unidad básica. En la tabla siguiente se muestran los prefijos de uso más común y sus equivalentes.

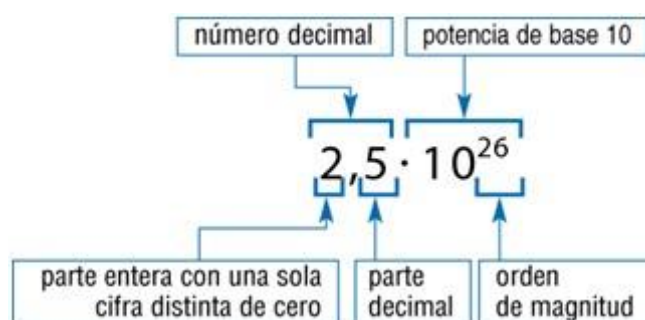
	Prefijo	Símbolo	Factor	Equivalente
Múltiplos	yotta	Y	10^{24}	1000000000000000000 000000
	zetta	Z	10^{21}	1000000000000000 000000
	exa	E	10^{18}	1000000000000000000
	peta	P	10^{15}	1000000000000000
	tera	T	10^{12}	1000000000000
	giga	G	10^9	1000000000
	mega	M	10^6	1000000
	kilo	k	10^3	1000
	hecto	h	10^2	100
	deca	da	10^1	10
Submúltiplos	deci	d	10^{-1}	0.1
	centi	c	10^{-2}	0.01
	mili	m	10^{-3}	0.001
	micro	μ	10^{-6}	0.000001
	nano	n	10^{-9}	0.000000001
	pico	p	10^{-12}	0.000000000001
	femto	f	10^{-15}	0.000000000000001
	atto	a	10^{-18}	0.000000000000000001
	zepto	z	10^{-21}	0.000000000000000000001
	yocto	y	10^{-24}	0.00000000000000000000001

3. Notación exponencial o científica

En química y en ciencias en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0,000008 m, la luz viaja a 30.000.000.000 cm/s. Para estas cantidades es conveniente utilizar la notación científica, también llamada notación exponencial, expresando los números como potencias de 10.

Un número escrito en notación exponencial consta de dos partes: un coeficiente, que varía entre 1 y 10, y una potencia en base 10, cuyo exponente es un número entero que puede ser positivo o negativo.

El coeficiente debe cumplir con la condición de ser mayor o igual a uno y menor que diez.



Por ejemplo el número 2400, en notación científica se escribe $2,4 \cdot 10^3$, donde 2,4 es el coeficiente y 10^3 muestra la potencia. El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 10 y puesto que movimos el punto decimal tres lugares a la izquierda la potencia de base 10 es un 3 positivo.

Gráficamente:

$$5.700.000 = 5,7 \times 10^6$$

6 5 4 3 2 1

Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo. Por ejemplo, para escribir el número 0,00086 en notación científica, movemos el punto decimal cuatro lugares para dar un coeficiente 8,6, que está entre 1 y 10 y la potencia será 4 negativo, es decir $8,6 \cdot 10^{-4}$.

Gráficamente:

$$0,0068 = 6,8 \times 10^{-3}$$

1 2 3

4. Magnitudes

A continuación se presentarán algunas **magnitudes básicas y compuestas** y sus correspondientes equivalencias. Si bien existen muchas más, estas son las que más utilizaremos a los fines prácticos del curso:

4.1. Magnitudes básicas:

3.1.1. Longitud

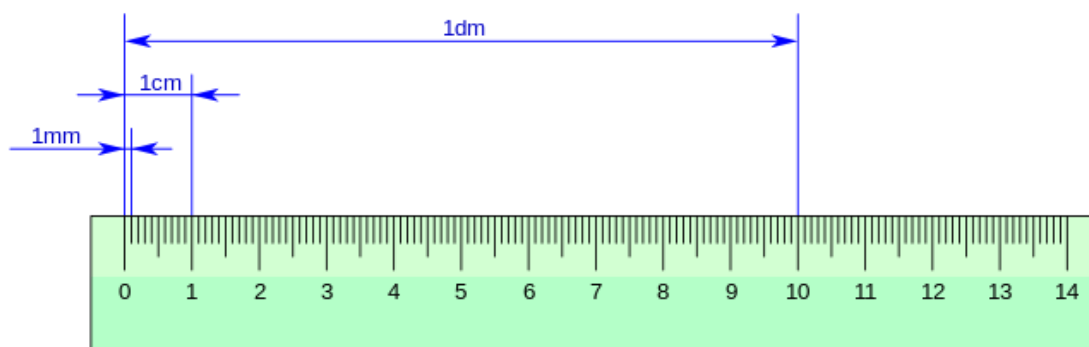
Su unidad básica es el **metro (m)**. También se usan el centímetro (cm), el milímetro (mm), el kilómetro (km), que son submúltiplos o múltiplos del metro.

Las siguientes equivalencias son muy utilizadas:

- 1 m = 100 cm = 1.000 mm
- 1 cm = 10 mm
- 1 km = 1.000 m
- 1 angstrom (Å) = 10^{-10} m = 0,1 nanómetros (nm)
- 1 metro (m) = 10^{10} angstroms (Å)
- 1 metro (m) = 10^9 nanómetros (nm)

Unidades de longitud		
Múltiplos y submúltiplos más utilizados del metro		
Unidades	Símbolo	Equivalencias
kilómetro	Km	1.000 m
hectómetro	Hm	100 m
decámetro	Dam	10 m
metro	M	1 m
decímetro	Dm	0,1 m
centímetro	Cm	0,01 m
milímetro	Mm	0,001 m

En un metro hay 10 dm, en 1 dm hay 10 cm, en 1 cm hay 10 milímetros, etc.



4.1.2. Tiempo

Su unidad básica es el **segundo (s)**. También se usa el minuto (min), la hora (h), el día. Estos últimos se relacionan a partir del segundo.

Unidad	Equivalencia
1 hora	60 minutos = 3.600 segundos
1 día	24 horas
1 semana	7 días
1 mes	30 días
1 año	365 días = 52 semanas
1 lustro	5 años
1 década	10 años
1 siglo	100 años
1 milenio	1000 años



Nota: En el caso del mes, cuando se resuelven problemas se consideran meses de 30 días, aunque sabemos que hay meses con 28 y 31 días.

Puede resultarte útil recordar que:

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$1 \text{ día} = 24 \text{ h} = 1440 \text{ min} = 86.400 \text{ s}$$

4.1.3. Masa y peso

Todos los cuerpos están constituidos por materia, pero, ¿cómo saber si un cuerpo tiene más materia que otro? es decir, ¿cómo medir la cantidad de materia que hay en un cuerpo? A la cantidad de materia se la define como masa de un cuerpo.

El peso de un cuerpo, por otro lado, es la fuerza con que la Tierra lo atrae y esta fuerza depende de la masa del cuerpo. En un ropero de madera hay más materia que en una regla del mismo material y el ropero pesa más que la regla, es decir la Tierra lo atrae más, pues tiene más materia.

La masa y el peso de los cuerpos son propiedades diferentes pero son dos magnitudes que están relacionadas entre sí. Si se comparan las masas de dos cuerpos en el mismo lugar de la Tierra se observa que:

Las mismas masas, tienen el mismo peso y el que tiene mayor masa tiene mayor peso

Podemos afirmar que la masa y el peso son dos magnitudes directamente proporcionales.

Se utiliza la balanza como instrumento de medida para comparar la masa de los cuerpos en un mismo lugar de la Tierra.



La unidad de **masa** básica en el SI es el **kilogramo (kg)**. También se usan el gramo (g), el miligramo (mg), la tonelada (t), éstas son submúltiplos o múltiplos del kilogramo.

Unidades de masa			
Múltiplos y submúltiplos más utilizados del kilogramos			
Unidades	Símbolo	Equivalencias	
tonelada	t	1000 kg	10^3 kg
kilogramo	kg	1 kg	10^0 kg
hectogramo	hg	0,1 kg	10^{-1} kg
decagramo	dag	0,01 kg	10^{-2} kg
gramo	g	0,001 kg	10^{-3} kg
decigramo	dg	0,0001 kg	10^{-4} kg
centigramo	cg	0,00001 kg	10^{-5} kg
miligramo	mg	0,000001 kg	10^{-6} kg

Puede resultarte útil recordar que:

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg}$$

$$1 \text{ t} = 1.000 \text{ kg} = 1.000.000 \text{ g}$$

La masa y la cantidad de materia se mantienen constantes en cualquier lugar de la Tierra, mientras que el peso difiere según el lugar donde se encuentre el cuerpo.

Resumiendo: la masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo y el peso (P) es el valor de dicha masa (m) multiplicado por la aceleración de la gravedad (g)

$$P = m \times g$$

Asumiendo que la gravedad de la Tierra es de $9,8 \text{ m/s}^2$, una persona que tiene una masa 80 kg pesará:

$$P = 80 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 = 784 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$$

Es decir que su peso en la tierra es de 784 N

Siendo **N** (Newton) la *unidad de fuerza* del **SI**. Es una **unidad derivada** del SI que se compone de las unidades básicas:

$$1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$$



Desafío: ¿Cuál es tu masa en la Tierra y en la Luna? ¿Y tu peso?

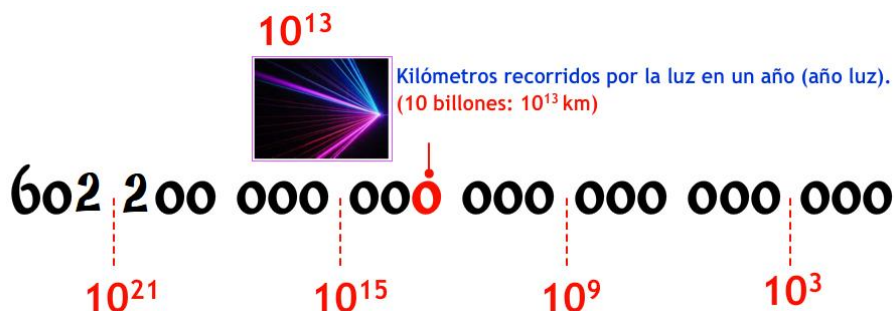
Datos: la gravedad de la Tierra es de $9,8 \text{ m/s}^2$ y la de la Luna es de $1,61 \text{ m/s}^2$

4.1.4. El mol

El **mol** es otra unidad básica del SI que se incorporó posteriormente y que usan fundamentalmente los químicos para medir la cantidad de sustancia.

Se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 0,012 kg de C 12. Estas partículas pueden ser átomos, iones, o moléculas. Así un mol contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Este número tan grande se llama número de Avogadro en honor a un físico italiano.

1 mol de cualquier sustancia, contiene $6,022 \times 10^{23}$ partículas de dicha sustancia.





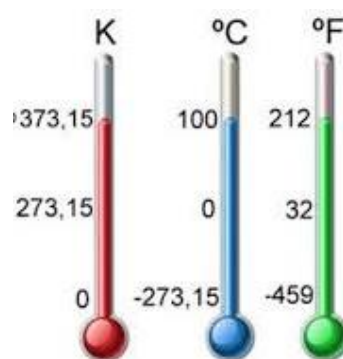
**1 mol de átomos de Hg
tiene una masa de 200,59 g
y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Hg**

En el capítulo 3, punto 3, retomaremos este concepto y la ejercitación correspondiente.

4.1.5. Temperatura

Su unidad básica es el kelvin (**K**). El kelvin (*antes llamado grado Kelvin*), simbolizado como K, es la unidad de temperatura de la escala creada por William Thomson, Lord Kelvin, en el año 1848, sobre la base del grado Celsius, estableciendo el punto cero en el cero absoluto ($-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$) y conservando la misma dimensión.

Escala Fahrenheit suele usarse para dar el pronóstico del tiempo en algunos países.



Nombre	Símbolo	Temperaturas de referencia	Equivalencia
Escala Celsius	$^{\circ}\text{C}$	Puntos de congelación del agua o fusión del hielo (0°C) y ebullición del agua (100°C)	$t(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15$
Escala Kelvin	K	Cero absoluto (temperatura más baja posible)	$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$
Escala Fahrenheit	$^{\circ}\text{F}$	Punto de congelación de una mezcla anticongelante de agua y sal y temperatura del cuerpo humano.	$T(^{\circ}\text{F}) = 1,8 \cdot t(^{\circ}\text{C}) + 32$ $t(^{\circ}\text{C}) = (T(^{\circ}\text{F}) - 32)/1,8$



Desafíos:

- Un amigo extranjero te escribe diciendo que está engripado y que alcanzó una temperatura de 104°F . ¿Debería consultar nuevamente al doctor? ¿Cuántos grados Celsius son?
- ¿Qué temperatura en grados Celsius hay en Londres si en las noticias dicen que están a 54°F ?
- La temperatura de ebullición del etanol es de $78\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál es su temperatura en kelvin?
- El gas noble helio, licúa a $4,2\text{ K}$. Expresa esta temperatura en grados Celsius y en grados Fahrenheit
- En las noticias avisan que en EEUU se aproxima una helada y que se pueden alcanzar temperaturas de hasta 10°F ¿Cuál será la temperatura en grados Celsius

4.2. Magnitudes derivadas o compuestas:

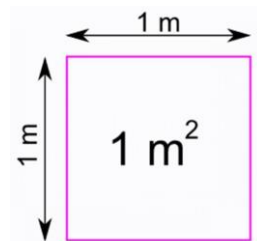
4.2.1. Área

Su unidad básica es el **metro cuadrado (m^2)**. También se usa el centímetro cuadrado (cm^2), el milímetro cuadrado (mm^2), el Kilómetro cuadrado (km^2) y la hectárea (ha).

$$1 \text{ m}^2 = 10.000 \text{ cm}^2 = 1.000.000 \text{ mm}^2$$

$$1 \text{ km}^2 = 1.000.000 \text{ m}^2$$

$$1 \text{ ha} = 10.000 \text{ m}^2$$



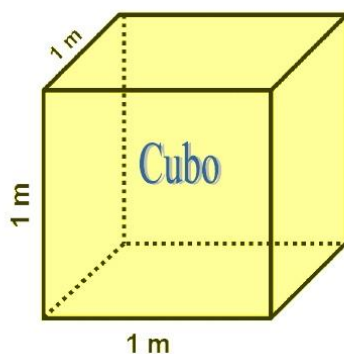
Unidades de superficie Múltiplos y submúltiplos más utilizados del m^2		
Unidades	Símbolo	Equivalencias
kilómetro cuadrado	km^2	$1.000.000 \text{ m}^2$
hectómetro cuadrado	hm^2	10.000 m^2
decámetro cuadrado	dam^2	100 m^2
metro cuadrado	m^2	1 m^2
decímetro cuadrado	dm^2	$0,01 \text{ m}^2$
centímetro cuadrado	cm^2	$0,0001 \text{ m}^2$
milímetro cuadrado	mm^2	$0,000001 \text{ m}^2$

4.2.2. Volumen

Su unidad básica en el SI es el **metro cúbico (m^3)**. Es otra magnitud muy usada y es la cantidad de espacio que ocupa una sustancia.

El metro cúbico es el volumen de un cubo cuyos lados miden 1 m de largo.

Las matemáticas resultan muy útiles para calcular volúmenes



$$\text{Volumen} = 1 \text{ m} \times 1 \text{ m} \times 1 \text{ m} = 1 \text{ m}^3 \text{ (un metro cúbico)}$$

Unidades de superficie		
Múltiplos y submúltiplos más utilizados del volumen		
Unidades	Símbolo	Equivalencias
kilómetro cúbico	km ³	1.000.000.000 m ³
hectómetro cúbico	hm ³	1.000.000 m ³
decámetro cúbico	dam ³	1.000 m ³
metro cúbico	m³	1 m³
decímetro cúbico	dm ³	0,001 m ³
centímetro cúbico	cm ³	0,000001 m ³
milímetro cúbico	mm ³	0,000000001 m ³

En química También se usan mucho las unidades el decímetro cúbico (dm³), el centímetro cúbico (cm³), el milímetro cúbico (mm³), el litro (L) y el mililitro (mL).

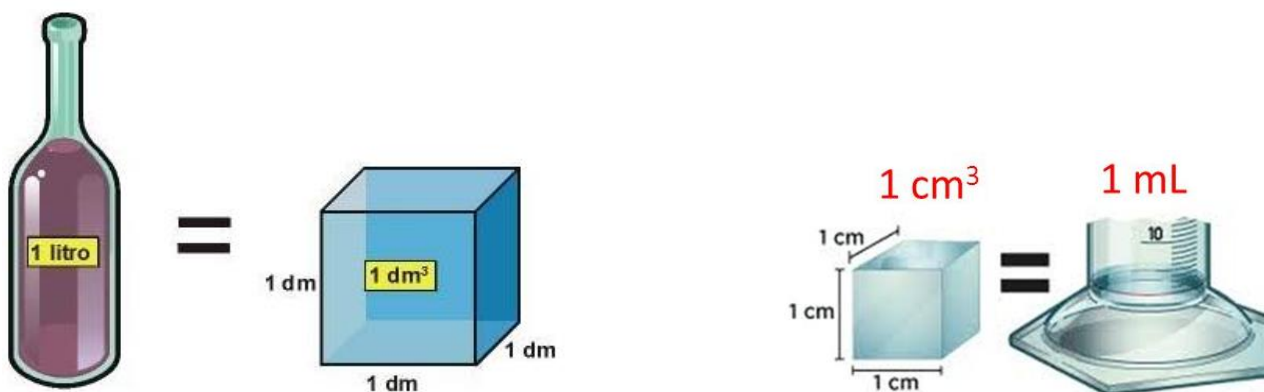
Puede resultarte útil recordar que: $1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 = 10^9 \text{ mm}^3$

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L} = 1 \text{ kL}$$

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

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



4.2.3. Densidad

Como vimos en el Capítulo 1, inciso 2.1.1., la densidad es una característica importante de la materia, es una propiedad intensiva y nos da la relación entre la masa de una sustancia y su volumen

$$\text{densidad} = \text{masa/volumen}$$

Nos da una idea de cuán compacta es una sustancia (como se ve en la Figura 1 en la página siguiente).

Sus unidades son: g/cm³ para los sólidos, g/cm³ o g/mL para los líquidos y g/L para los gases. En el **SI** se expresa en **kg/m³**.

Figura 1: Densidades y grado de compactación de algunas sustancias

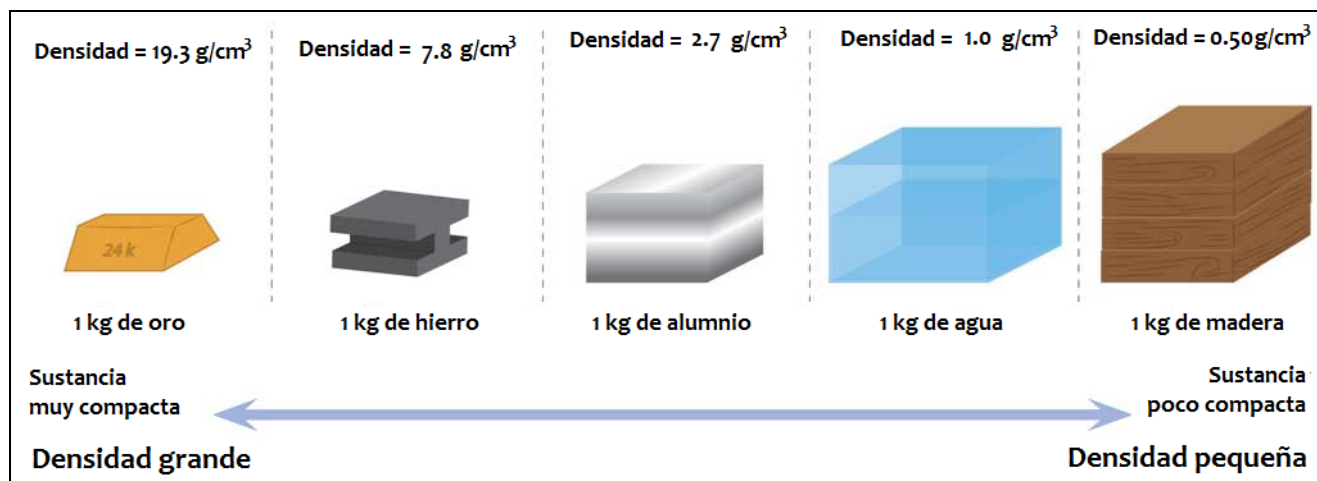
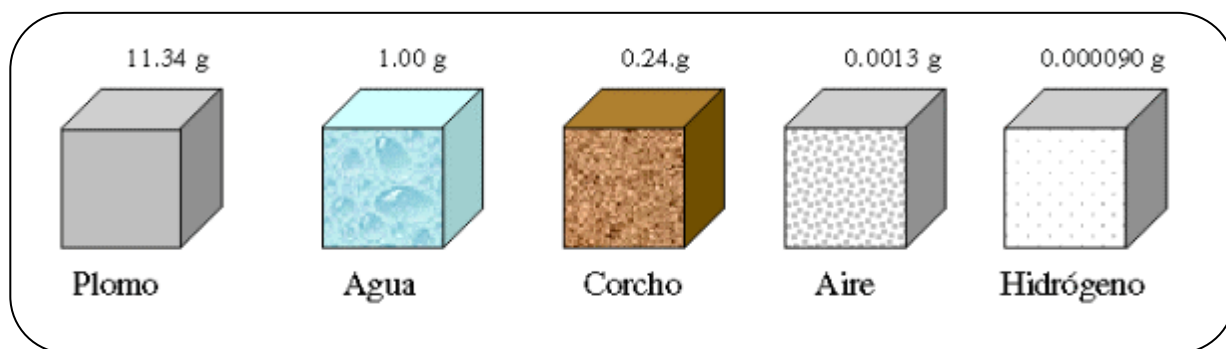
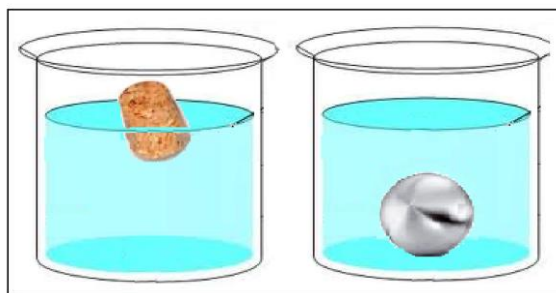


Figura 2: masa de plomo, agua, corcho, aire e hidrógeno presente en un cubo de 1cm^3 de volumen.



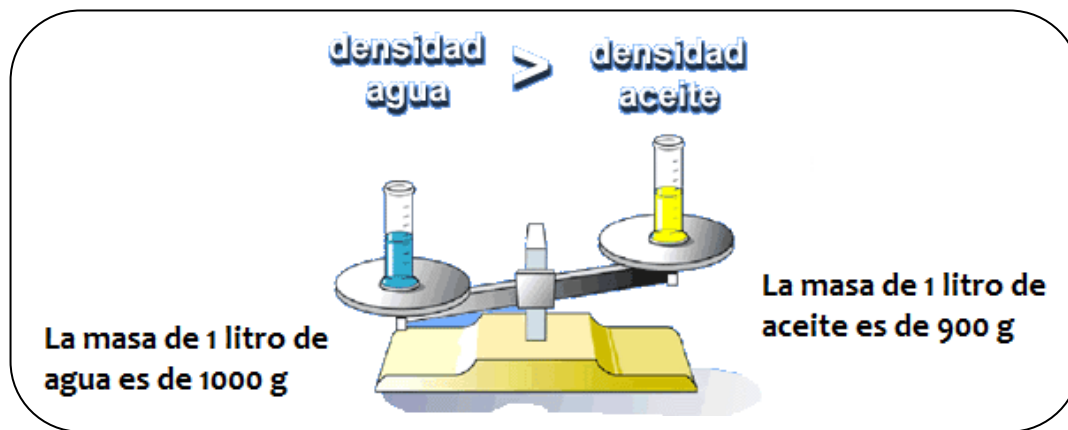
De la Figura 2 se deduce que el corcho tiene una densidad de $0,24 \text{ g/cm}^3$, mientras que la densidad del agua es de 1 g/cm^3 , por lo tanto, es fácilmente comprobable que un corcho flote en agua ya que la densidad del agua es mayor que la del corcho.

Por el contrario, el plomo tiene una densidad de $11,34 \text{ g/cm}^3$, la cual es mucho mayor que la del agua, por lo que, una esfera de plomo se hundirá en el agua.



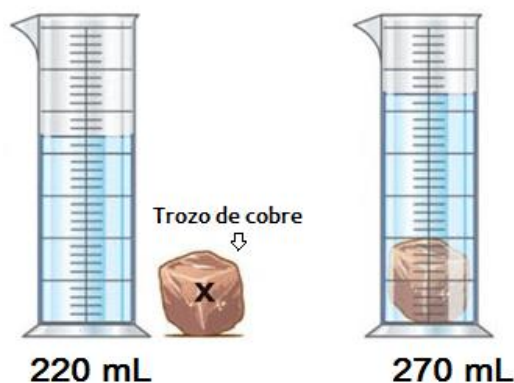
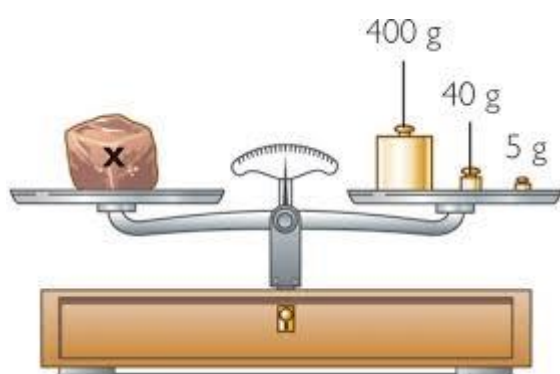
Análogamente podríamos razonar por qué al incorporar aceite al agua, éste queda flotando en la parte superior. Para un mismo volumen de líquido, supongamos 1 litro, el agua es más pesada que el aceite y por lo tanto quedará en la fase inferior.

La masa de 1 litro de agua es de 1 kg mientras que la de 1 litro de aceite es de 900 g como puede verse en la siguiente figura.



Desafío:

Dadas las figuras que se muestran a continuación, ¿cuál sería la densidad del cobre calculada experimentalmente?



4.2.4. Presión

Su unidad básica es el **Pascal (Pa)**. También se usa la atmósfera (atm), el milímetro de mercurio (mmHg), el hectopascal (hPa) y el milibar (mb).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$$

$$1 \text{ Pascal} = 0,01 \text{ hectopascal} = 0,01 \text{ milibar} = 10^{-5} \text{ bar} = 1 \text{ kg/ms}^2$$

$$1 \text{ bar} = 100 \text{ kPa}$$

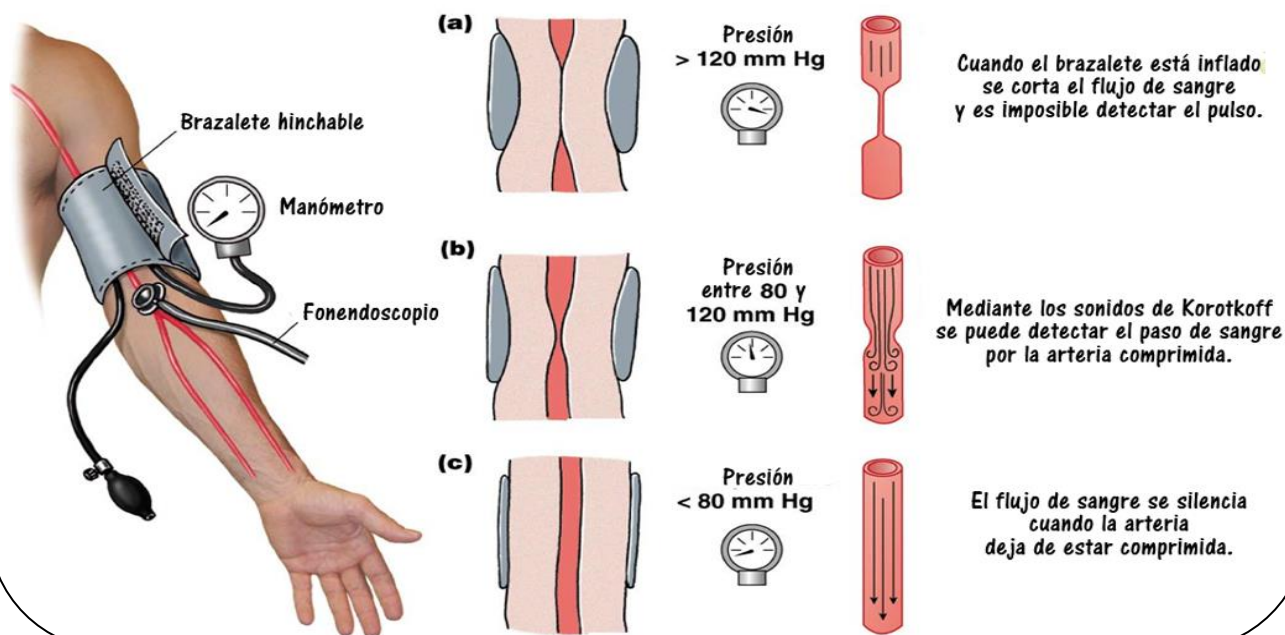


Desafío:

La estación meteorológica indica una presión atmosférica de 998,9 hPa. ¿Podría decirse que la presión es alta o baja respecto a la considerada normal?



La presión arterial se mide mediante la técnica de esfigmomanometría.



4.2.5. Velocidad (Rapidez):

Su unidad básica es el **metro por segundo (m/s)**. También se usa el cm/s, el km/h.

Tabla de equivalencias de velocidad	
Unidad	Equivalencia
1 metro por segundo (m/seg)	3,6 km/h
1 kilómetro por hora (km/h)	0,278 m/seg
1 milla por hora	1,609 km/h
1 metro por segundo (m/seg)	100 cm/s

5. Factores de conversión

Muchos problemas en química requieren un cambio de unidades. Para realizar esto debemos escribir la equivalencia en forma de una fracción llamada factor de conversión. Una de las cantidades es el numerador y la otra es el denominador y hay que asegurarse de incluir las unidades cuando se escriban los factores de conversión.

1h = 60 min, factores de conversión: **1 h/60 min** y **60 min/1h**

1m = 100 cm, factores de conversión: **1 m /100 cm** y **100 cm/1 m**.

El factor de conversión es la relación entre la nueva unidad y la unidad original

Para convertir unidades se debe multiplicar la cantidad conocida y sus unidades por uno o más factores de conversión.



Si empleas dos horas en realizar tu tarea, ¿cuántos minutos tardás?

$$2h \times \frac{60\text{min}}{1h} = 120\text{min}$$

Respuesta: tardo 120 min en realizar mi tarea

Recomendaciones para la resolución de problemas con factores de conversión:

1. Buscar la unidad dada y la unidad deseada
2. Decidir el plan de unidades y plantear el factor de conversión
3. Plantear el problema y resolverlo



La cantidad recomendada de sodio en la dieta es de 2400 mg.

¿A cuántos gramos de sodio equivale esta cantidad?

- a) Unidad dada: mg; Unidad deseada: g
- b) Ambas son unidades del sistema métrico/SI y los factores de conversión son: 1g/1000mg y 1000mg/1g.
- c) $2400 \text{ mg} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 2,4 \text{ g}$

Respuesta: Equivale a 2,4 g

Ejercitación

1) Dado el pronóstico de Capital y alrededores, expresa:

- la temperatura en grados Fahrenheit;
- la presión en atmósferas
- la velocidad del viento en metros por segundo



- La masa de una mosca es de aproximadamente 0,19 g. Expresa su masa en kilogramos y en miligramos.
- La densidad del metal litio (Li), es de $5,34 \times 10^2 \text{ kg/m}^3$. Expresa la densidad en g/m^3
- Completa la siguiente tabla:

Densidad	Masa	Volumen
	240 g	40 cm^3
3000 kg/m^3	4500 kg	
$0,80 \text{ g/cm}^3$		80 cm^3

5) Señala la respuesta correcta

a) El ancho de una hoja de papel de impresora (A4) tiene alrededor de:

- 22 m
- 22dm
- 22cm
- 22mm

b) El grosor del alambre de un clip para papeles es aproximadamente:

- 1 mm
- 10 mm
- 1cm
- 10 cm

6) Expresa cada uno de los siguientes valores en forma exponencial. Incluye las unidades en la respuesta :

- La velocidad del sonido (a nivel del mar) es de 34.000 centímetros por segundo
- El diámetro medio de la célula humana es la diez millonésima parte del metro.
- El radio ecuatorial de la Tierra es de seis mil trescientos setenta y ocho kilómetros.

7) ¿Cuál de las dos masas es mayor: 3,257 mg o 0,00475 kg? Justifica mediante cálculos

8) Indica si las siguientes son mediciones de longitud, área, volumen, masa, densidad, tiempo o temperatura: (a) 5 ns; (b) $5,5 \text{ Kg/m}^3$; (c) 0,88 pm; (d) 540 km^2 ; (e) 173 K; (f) 2 mm^3 ; (g) 23°C .

9) ¿Qué tipo de medición (por ejemplo longitud, volumen, densidad) indica las siguientes unidades: (a) mL; (b) cm^2 ; (c) mm^3 ; (d) mg/L; (e) ps; (f) nm; (g) K?

10) Una muestra de tetracloruro de carbono, un líquido que se solía usar para el lavado en seco en las tintorerías, tiene una masa de 39,73 g y un volumen de 25,0 mL a 25°C . Calcula su densidad a esta temperatura. ¿El tetracloruro de carbono flota en agua?

11) Un cubo del metal osmio de 1,5 cm de lado tiene una masa de 76,31 g a 25°C . Calcula su densidad en g/cm^3 a esa temperatura.

12) La densidad del metal titanio es de $4,51 \text{ g/cm}^3$ a 25°C . ¿Qué masa de titanio desplaza 65,8 mL de agua a 25°C ?

Capítulo 3: Elementos y símbolos químicos. Tabla periódica. Átomos y moléculas.

1. Elementos, símbolos químicos y Tabla Periódica

Anteriormente aprendimos que los elementos son las sustancias de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos tomaron nombres de planetas, lugares geográficos, figuras mitológicas, etc. y existen símbolos químicos que identifican a los elementos y que son abreviaturas que constan de una, dos o tres letras. **Sólo la primera letra del símbolo de un elemento se escribe en mayúscula; la segunda y tercera si la hubiera se escriben en minúscula.**

Nombre del elemento	Símbolo químico	Nombre del elemento	Símbolo químico	Nombre del elemento	Símbolo químico
carbono	C	sodio	Na	Ununnilio	Uun
nitrógeno	N	Plomo	Pb	Unumbio	Uub

A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar. En 1872, un químico ruso, D. Mendeleiev, ordenó 60 elementos conocidos en la época, en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. Actualmente, este ordenamiento de más de 110 elementos basado en el número atómico creciente se conoce como **tabla periódica**.

La tabla periódica ofrece una gran cantidad de información acerca de los elementos.

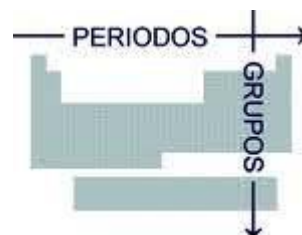
Describe la estructura atómica de todos los elementos que son conocidos por el ser humano. Por ejemplo, observándola, una persona puede averiguar cuántos electrones tiene un elemento, cuál es su masa, sus propiedades, cómo se comporta, de qué forma se une a otros elementos, etc. Cada elemento dispone de su propia información y ninguno es igual a otro. La tabla periódica agrupa los elementos en familias o grupos y períodos (filas verticales y horizontales). Los elementos de cada familia tienen características similares, por lo tanto, la tabla es una referencia rápida para saber qué elementos pueden comportarse químicamente de forma similar o cuáles tienen una masa y una estructura atómica similares.

Tabla Periódica de los Elementos

1.1 Períodos y Grupos

Cada hilera horizontal en la tabla se llama **período** y se numera de manera creciente de arriba hacia abajo, desde 1 hasta 7.

Cada columna en la tabla periódica se denomina **grupo** y contiene una familia de elementos que tienen propiedades similares. Se numeran de manera creciente de izquierda a derecha. Los elementos de las dos primeras columnas de la izquierda y las últimas seis de la derecha constituyen los **elementos representativos** o **elementos de los grupos** principales los cuales durante muchos años se les ha asignado los números 1A-8A



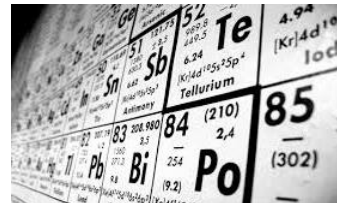
En el centro de la tabla periódica hay un bloque de elementos conocidos como **elementos de transición** que se los designa con la letra B. Un sistema de numeración más moderna asigna a los grupos los números de 1 a 18 a lo ancho de toda la tabla periódica.

Muchos grupos de la tabla periódica reciben nombres especiales: el grupo 1 o 1A, metales alcalinos (Li, Na, K, etc.); los de grupo 17 o 7A son los halógenos (F, Cl, Br, I, At) y los de grupo 18 u 8A gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

1. 2. Metales, no metales, metaloides

La tabla periódica posee una **línea gruesa en zig-zag** que separa los elementos en **metales y no metales**. Los de la izquierda de la línea son los metales, a excepción del hidrógeno, y los no metales son los de la derecha.

En general la mayoría de los **metales** son sólidos brillantes, dúctiles, buenos conductores del calor y la electricidad. El carácter metálico de los elementos aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica.



Los **no metales** no son brillantes ni maleables ni dúctiles y no conducen ni el calor ni la electricidad. Por lo general tienen puntos de fusión bajos y muchos son gaseosos a temperatura ambiente.

Los **metaloides** son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores del calor y la electricidad que los no metales pero no tanto como los metales. En la tabla periódica, los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales.

En la siguiente tabla se pueden observar, a modo de ejemplo, las propiedades de un metal, un no metal y un metaloide.

Plata (Ag)	Antimonio (Sb)	Azufre (S)
		
Metal	Metaloide	No metal
Brillante	Azul-grisáceo, brillante	Opaco, amarillo
Extremadamente dúctil	Quebradizo	Quebradizo
Buen conductor del calor y la electricidad	Pobre conductor del calor y la electricidad	Pobre conductor del calor y la electricidad
Punto de fusión 962 °C	Punto de fusión 630 °C	Punto de fusión 113 °C

2. Átomos, iones y moléculas

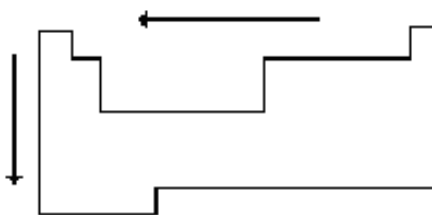
2. 1. El átomo

Todos los elementos de la tabla periódica están hechos de pequeñas partículas llamadas átomos. Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que tiene las características de éste.

El concepto de átomo es relativamente reciente. Aunque los filósofos griegos en el año 500 AC razonaron que todo debía contener partículas minúsculas, que también llamaron átomos, esta idea se convirtió en teoría científica en 1808 cuando John Dalton desarrolló la teoría atómica, que proponía que todo elemento está conformado por pequeñas partículas llamadas átomos y que estos se combinan para formar compuestos. La teoría atómica de Dalton constituyó la base de la actual teoría atómica. Ahora sabemos que los átomos no son partículas indestructibles como propuso Dalton, sino que están constituidas por partículas más pequeñas (subatómicas). Sin embargo, un átomo sigue siendo la partícula más pequeña que conserva las propiedades de un elemento.

El tamaño del átomo está determinado por el **radio atómico** que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos adyacentes. Normalmente se utilizan dos unidades para medir el radio atómico: el **Ångström (Å)** que equivale a 10^{-10} m y el **Picómetro (pm)** que equivale a 10^{-12} m.

El radio atómico es una propiedad periódica. En un período aumenta de derecha a izquierda y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.

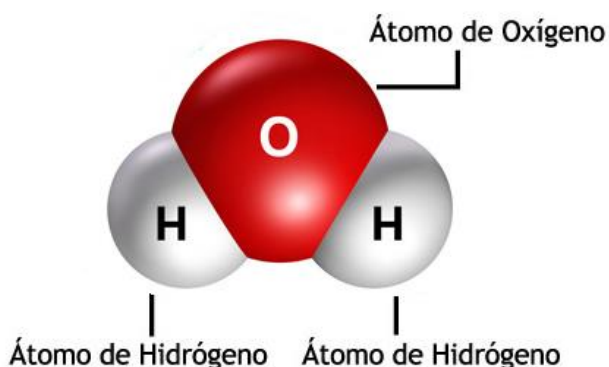


Aumento del radio atómico en la tabla periódica

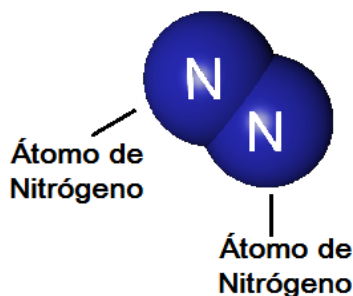
2. 2. Moléculas

Cada molécula es un conjunto de átomos y para poder describirlas se emplea lo que se denomina **fórmula química**. En cada fórmula química, mediante subíndice, se indica la cantidad de átomos que componen la molécula.

Molécula de Agua H_2O



Molécula de Nitrógeno N_2



Cuando la molécula contiene un mismo tipo de átomo, es decir, el mismo elemento, se denomina **sustancia simple** y cuando contiene átomos distintos se llaman **sustancia compuesta**.

Como puede verse en el dibujo del ejemplo anterior, la molécula de agua es una sustancia compuesta, mientras que la molécula de nitrógeno es una sustancia simple.

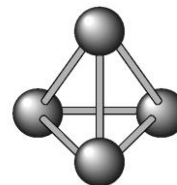
2. 3. Atomicidad

Es el número de átomos que componen una sustancia simple.

Moléculas diatómicas: F_2

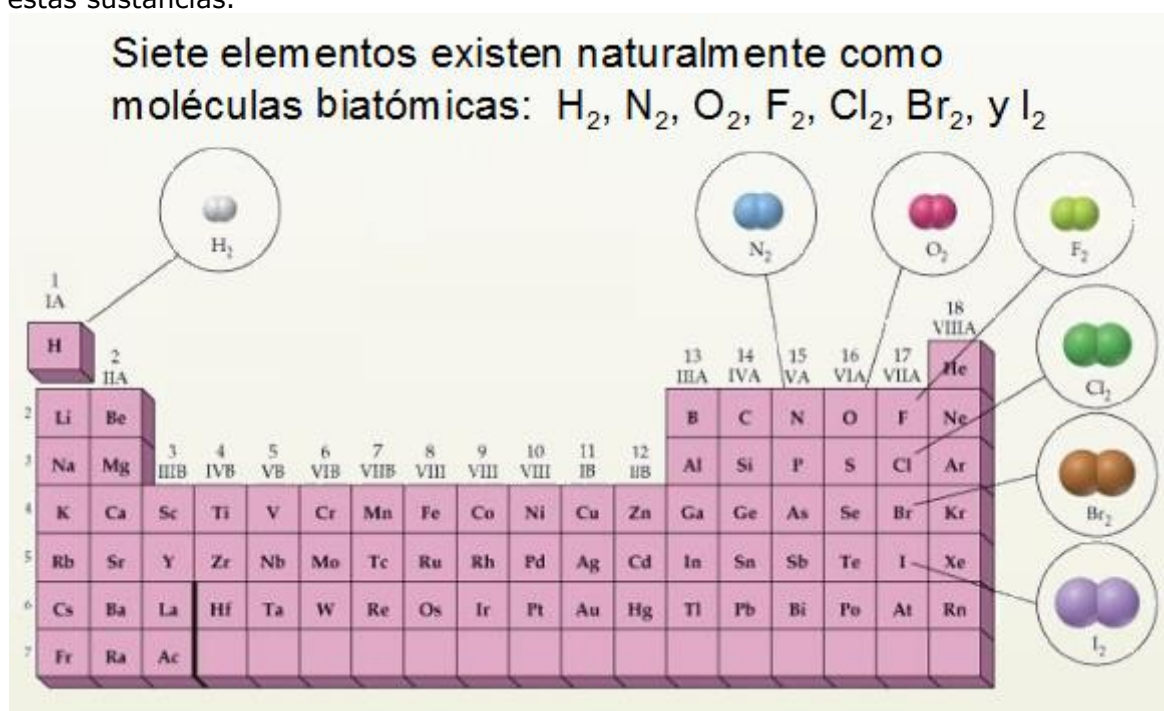
Moléculas triatómicas: O_3 (ozono)

Moléculas tetratómicas: P_4



Fósforo Blanco (P_4)

Algunos elementos muy importantes, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) se encuentran en la naturaleza en forma biatómica. Es decir, su unidad constituyente es una molécula formada por dos átomos idénticos. Salvo que se indique lo contrario, este hecho debe ser tenido en cuenta siempre que se realicen cálculos con estas sustancias.



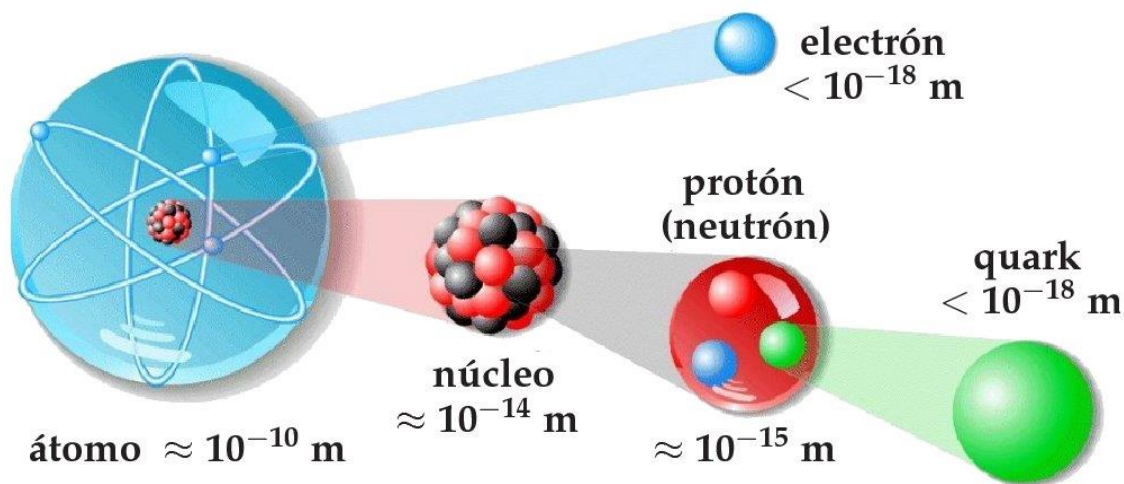
2. 4. Estructura del átomo

Diversos experimentos desde comienzos del siglo XX fueron indicando que los átomos contienen partículas más pequeñas denominadas **partículas subatómicas**. Estas partículas son los protones, los neutrones y los electrones. **Los protones poseen carga positiva (+), los electrones carga negativa (-) y los neutrones no tienen carga.**

Hoy sabemos que protones y neutrones están compuestos por partículas más pequeñas llamadas **quark**.

Partícula	Símbolo	Carga	Masa en gramos
electrón	e	-1	$9,110 \cdot 10^{-28}$
protón	P	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$
neutrón	n	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$

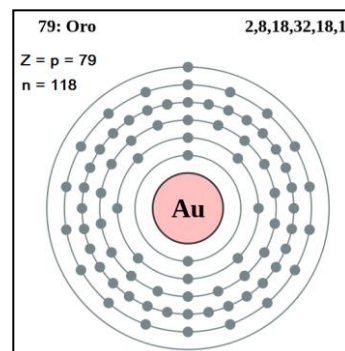
El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente $1 \cdot 10^{-14}$ m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en regiones definidas del espacio llamadas orbitales; los electrones son 1838 veces más livianos que los protones.



Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones. **El número de protones que posee un átomo se denomina número atómico (Z)** y se usa para identificar a cada elemento. Dado que **los átomos son eléctricamente neutros, el número de protones es igual al número de electrones (Z=p)**

Por ejemplo, en el caso del H (hidrógeno) $Z = 1$, se deduce que un átomo de H posee un electrón. Un átomo de Au (oro) con $Z = 79$, tiene 79 electrones alrededor de su núcleo. A veces se escribe el número atómico de un elemento como subíndice, a la izquierda del símbolo químico correspondiente, Por ejemplo: ${}_1\text{H}$ y ${}_{79}\text{Au}$.

Por otro lado, el número de protones y el número de neutrones determinan la masa del núcleo, por lo tanto para cualquier átomo **el número de masa o número másico (A)** es la suma del número de protones y el número de neutrones.



$$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Por lo tanto,

$$A = Z + n$$

O sea que si deseáramos saber el número de neutrones presentes en el átomo, sólo deberíamos despejar la ecuación anterior:

$$n = A - Z$$

En general cualquier elemento X se indica:



El número **Z** lo podés leer directamente de tu tabla periódica y el número **A** lo podés estimar redondeando a número entero la masa atómica. El valor de **n** tendrás que calcularlo.

Por ejemplo, para el caso del oro (Au), de la tabla periódica sabemos que $Z=79$ y que la masa atómica es de 196,967; por lo tanto: $A=197$ y $n=118$

A modo de ejemplo, en la tabla siguiente se esquematizan los conceptos vistos. Se aconseja analizarla con la tabla periódica en la mano.

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Número Másico	Nro. de protones	Nro. de neutrones	Nro. de electrones
Hidrógeno	H	1	1	1	0	1
Nitrógeno	N	7	14	7	7	7
Cloro	Cl	17	37	17	20	17
Hierro	Fe	26	56	26	30	26
Oro	Au	79	197	79	118	79



Ejercitación: Indica el número de protones, neutrones y electrones del boro



Solución: El número atómico es 5, de modo que posee 5 protones. El número másico es 11, por lo que el número de neutrones es $11 - 5 = 6$. El número de electrones es igual al de protones, o sea 5, ya que el átomo es neutro.



Desafío: Un átomo posee 11 electrones y 12 neutrones. ¿Con estos dos datos, podrías indicar el número atómico y el número másico del elemento?

¿De qué átomo se trata?

2. 5. Niveles energéticos del electrón

La mayor parte del átomo es espacio vacío en donde los electrones se mueven libremente, lo que significa que **poseen energía**. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes **niveles energéticos**.

Los niveles de energía de un átomo se pueden pensar como los distintos escalones de una escalera. A medida que subes o bajas la escalera, debes pasar de un escalón a otro, y no puedes detenerte en un nivel entre los mismos. En los átomos sólo hay electrones en los niveles energéticos disponibles y la energía total (tanto cinética como potencial) de un electrón cambia conforme se mueve de un nivel a otro dentro del átomo.

El número máximo de electrones permitidos en cada nivel energético está dado por $2n^2$, donde **n** representa al número cuántico principal que indica el nivel de energía. El número cuántico **n** toma valores enteros positivos comenzando desde $n = 1$.

En la siguiente tabla se puede visualizar el número máximo de electrones en cada nivel energético:

Nivel principal de energía	Número máximo total de electrones ($2n^2$)
1	2
2	8
3	18
4	32

Principio de mínima energía

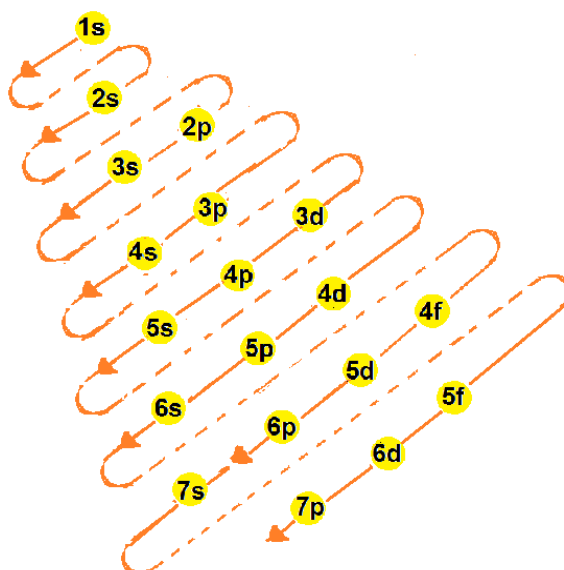
Los electrones se ubican en un átomo de tal manera que les corresponda el menor valor de energía posible.

La secuencia de llenado de los subniveles, según su energía creciente es:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 6f, 7d, 7f

Se debe señalar que el subnivel **4s** posee menos energía que el **3d**, y el **5s** menos que el **4d**; como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

El **diagrama de Möller** es una regla nemotécnica que permite conocer esta ordenación energética.



Configuraciones electrónicas de los elementos

Se llama configuración electrónica de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Se simboliza con:

- 1-Un número que es el Número Cuántico Principal e indica el nivel.
- 2-Una letra que representa el Número Cuántico Secundario e indica 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.

A modo de ejemplo podemos ver el átomo de Zinc.

El Zn tiene número atómico 30 y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Esta notación puede abreviarse colocando entre paréntesis el gas noble anterior al elemento de la siguiente manera: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$



Ejercitación: Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ **B:** $1s^2 2s^2$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6$

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

Solución: La suma de todos los exponentes indica el número total de electrones, por lo tanto, para el átomo neutro, sumando los electrones sabría cuál es el número atómico del elemento y por ende su ubicación en la tabla periódica.

A tiene 16 electrones, por lo tanto, $Z = 16$, es decir, se trata del elemento azufre que se encuentra en el grupo 16 (VIA) y en el período 3



Desafío: ¿Te animás con **B** y con **C**?

Electrones de valencia: las propiedades químicas de los elementos representativos se deben, principalmente a los electrones de valencia, que son los electrones que se encuentran en los niveles energéticos externos. Estos son los electrones que intervienen en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) al pertenecer al grupo IA, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un sólo electrón al formar enlaces.

Los elementos representativos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia. Por ejemplo, el oxígeno (O) y el azufre (S) pertenecen al grupo VIA y ambos tienen 6 electrones de valencia



Cada punto representa un electrón de valencia.

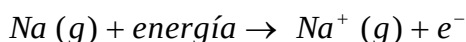


Desafío: Cuatro elementos **A, B, C** y **D** tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19.

- Indica el grupo y el período al que pertenecen.
- Indica el número de electrones de valencia que tendrá cada uno.
- Clasifícalos como metales o no metales
- ¿Cuántos protones y electrones tendrá cada uno?
- ¿Qué dato necesitarías para calcular el número de neutrones de cada elemento?
- Busca en la tabla periódica la configuración electrónica de cada uno de ellos.

2. 6. Energía de ionización. Iones y compuestos iónicos

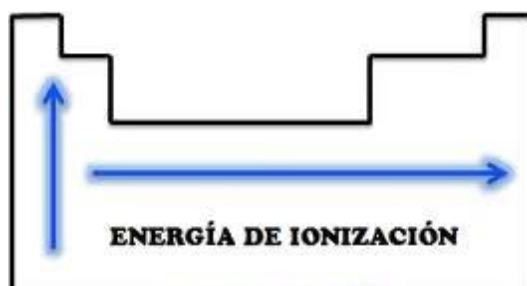
Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo. Por lo tanto se requiere energía para remover un electrón de un átomo. La energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso se denomina energía de ionización y al proceso se lo denomina ionización. Cuando un átomo de un elemento en el estado gaseoso pierde un electrón se forma una partícula llamada **ión** que posee una carga positiva (+).



Un **ión con carga positiva** se denomina **catión** y se forma cuando el átomo pierde un electrón (Por ejemplo: Na^+).

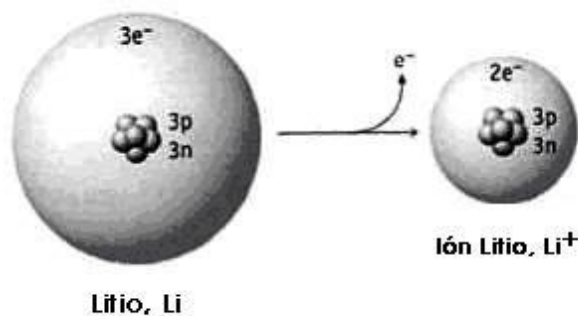
Un **ión con carga negativa** se denomina **anión** y se forma cuando el átomo gana un electrón (Por ejemplo: Cl^-).

La energía de ionización, por lo general, disminuye al bajar por un grupo de la tabla periódica. Al avanzar a través de un período de izquierda a derecha la energía de ionización aumenta. En general la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales.



En el período 1, los electrones de valencia están cerca del núcleo y fuertemente unidos, por lo tanto H y He tienen energías de ionización altas porque se requiere una gran cantidad de energía para remover un electrón. Las altas energías de ionización de los gases nobles indican que sus configuraciones electrónicas son especialmente estables.

Los iones tienen un determinado **radio iónico**. El radio iónico de un catión es menor que el radio del átomo neutro del que proviene y el de un anión es mayor. En la figura se pueden observar estas afirmaciones. Además, el radio iónico sigue la misma tendencia que el radio atómico en la tabla periódica.



Además de los iones sencillos como Li⁺ o el F⁻, existen iones poliatómicos como NO₃⁻ (ión nitrato) y SO₄²⁻ (ión sulfato). Estos iones consisten en átomos unidos igual que en una molécula, pero tienen carga neta positiva o negativa.

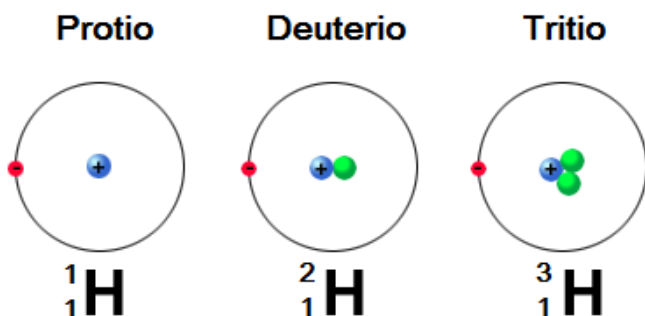
La siguiente tabla muestra cómo se calcula el número de electrones y neutrones de un ión, en comparación con el cálculo para átomos neutros:

Átomo	Protones	Electrones	Neutrones
¹² ₆ C	6	6	12 - 6 = 6
¹⁹⁷ ₇₉ Au	79	79	197 - 79 = 118
²³⁸ ₉₂ U	92	92	238 - 92 = 146
¹⁶ ₈ O ⁻²	8	8 + 2 = 10	16 - 8 = 8
²⁷ ₁₃ Al ⁺³	13	13 - 3 = 10	27 - 13 = 14

2. 7. Isótopos y Masa atómica

Hemos visto que los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algún elemento no son completamente idénticos porque pueden tener distinto número de neutrones. Así surgen los **isótopos**, que son **átomos del mismo elemento que poseen distinto número de neutrones**. Para diferenciar a los diferentes isótopos se coloca el número másico A como superíndice a la izquierda del símbolo químico. Por ejemplo, todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones, pero algunos de estos átomos tienen 12 neutrones y otros 13 e incluso 14 neutrones. Estas diferencias hacen que sus masas sean diferentes, pero no su comportamiento químico. Los tres isótopos del Mg tienen igual número atómico pero distinto número másico. Se los representa como: ²⁴Mg, ²⁵Mg, ²⁶Mg.

En el caso del H, sus tres isótopos reciben nombres especiales:



El número atómico de los tres isótopos es 1 pero: ¹H posee 1 protón y ningún neutrón, mientras que el ²H tiene 1 protón y 1 neutrón y el ³H posee 1 protón y 2 neutrones.



Ejercitación: ¿cuántos neutrones tendrán los isótopos del neón:
 ^{20}Ne , ^{21}Ne y ^{22}Ne sabiendo que en su núcleo hay 10 protones?

Solución: Teniendo en cuenta que el número de neutrones de cada isótopo puede calcularse restando el número atómico y los protones, es decir: $n=A-z$, para cada A (20, 21 y 22) y el mismo $Z = 10$, los isótopos deben tener 10, 11 y 12 neutrones respectivamente.



Desafío: Los números de masa de los isótopos del criptón (Kr) son 78, 80, 82, 83, 84 y 86. ¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de cada uno de ellos?

Respuesta: Habrá respectivamente, 42, 44, 46, 47, 48 y 50 neutrones

Desafío: Una forma de estudiar la evolución de la Tierra como planeta es midiendo las cantidades de ciertos núclidos en las rocas. Una cantidad que se ha medido recientemente es la relación $^{129}\text{Xe}/^{130}\text{Xe}$ en algunos minerales. ¿En qué difieren estos dos núclidos y en qué aspectos son iguales?

Ahora podemos definir lo que se conoce como **masa atómica** de un elemento, que es la **masa promedio de todos los isótopos de dicho elemento que ocurren en la naturaleza, con base en la abundancia y la masa de cada isótopo**. Este número es el que aparece debajo del símbolo en la tabla periódica.

Se define la **uma** (unidad de masa atómica) como un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12 (^{12}C), por lo que el átomo de C tiene una masa de exactamente 12 uma.

En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos:

Elemento	Isótopo	Masa atómica (uma)
Litio	^6Li , ^7Li	6,941
Carbono	^{12}C , ^{13}C , ^{14}C	12,01
Azufre	^{32}S , ^{33}S , ^{34}S , ^{36}S	32,07

Veamos cómo se calcula:

En una muestra de gas cloro, el Cloro-35 y el Cloro-37 presentan sus abundancias naturales: 75,8 % de ^{35}Cl y 24,2 % de ^{37}Cl . Puesto que las masas de los isótopos son 34,97 y 36,97 uma respectivamente, la masa media de los átomos contenidos en la muestra, es decir la masa atómica del cloro es:

$$A = (75,8/100) \times 34,97 \text{ uma} + (24,2/100) \times 36,97 \text{ uma} = 35,45 \text{ uma}$$

La masa atómica se usa para convertir una cantidad conocida de átomos a su masa en uma, o bien para saber el número de átomos en una masa específica de un elemento.



Ejercitación: Calcula la masa atómica de 10 átomos de azufre

Solución: La tabla periódica nos dice que 1 átomo de S tiene una masa atómica de 32,07 uma, por lo tanto:

$$10 \text{ átomos de S} \times \frac{32,07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}} = \mathbf{320,7 \text{ uma}}$$

Conocida la fórmula de un compuesto es posible establecer la **masa molecular** sumando las masas atómicas de cada uno de los elementos que integran la fórmula.



Ejercitación: Calcula la masa molecular del ácido sulfúrico, cuya fórmula es H_2SO_4 .

Solución: En la fórmula de este compuesto hay cuatro átomos de oxígeno, uno de azufre y dos de hidrógeno, por lo tanto, se calcula la masa total de cada elemento presente y se suman.

$$\mathbf{H} \quad 2 \text{ átomos} \times 1,01 \text{ uma} = 2,02 \text{ uma}$$

$$\mathbf{S} \quad 1 \text{ átomo} \times 32,07 \text{ uma} = 32,07 \text{ uma}$$

$$\mathbf{O} \quad 4 \text{ átomos} \times 16,00 \text{ uma} = 64,00 \text{ uma}$$

$$\text{Total} = 98,09 \text{ uma}$$

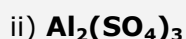
La masa molecular del H_2SO_4 es 98,09 uma



Desafío:

a) Halla la masa atómica de los siguientes elementos: **Cu, Ni, H, S y Na**

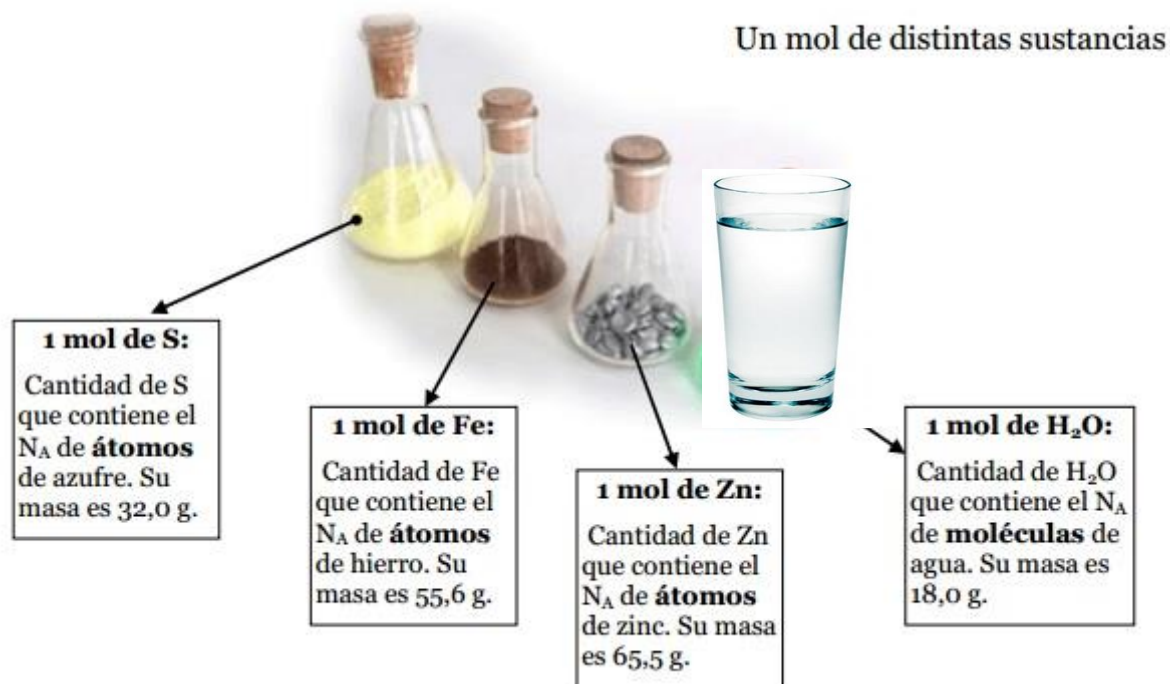
b) Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:



3. El mol

Cuando vas a comprar huevos, lo haces por docena y sabes que te darán doce. En una oficina el papel que se usa se compra por resmas y sabes que cada resma contiene 500 hojas. En química, las partículas como átomos, moléculas e iones se cuentan por mol. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene **$6,022 \cdot 10^{23}$ partículas**. Este número tan grande se llama **número de Avogadro**, en honor a un físico italiano.

Un mol de un elemento siempre tiene un número de Avogadro de átomos, un mol de un compuesto contiene un número de Avogadro de moléculas o de unidades fórmula.



1 mol de S = 32,0 g S = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de S

1 mol de Fe = 55,6 g Fe = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe

1 mol de Zn = 65,5 g Zn = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Zn

1 mol de H₂O = 18,0 g H₂O = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O

Un mol de CO₂ contiene:

$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO₂

$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C

$2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Un mol de NaCl contiene:

$6,022 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl

$6,022 \times 10^{23}$ iones Na⁺

$6,022 \times 10^{23}$ iones Cl⁻

3.1. Masa molar

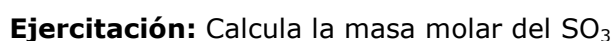
Para cualquier elemento, la **masa molar** es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento. Por ejemplo, si necesitamos 1 mol de átomos de C, primero encontramos la masa atómica del C en la tabla periódica, que es 12,01, entonces para obtener 1 mol de átomos de C debemos pesar 12,01 g. Por lo expuesto vemos que la masa molar de un elemento es numéricamente igual a la masa atómica pero expresada en gramos y la podemos obtener de la tabla periódica.

Un átomo de oro tiene una masa de 197 uma, un mol de oro pesa 197g

Una molécula de agua tiene una masa de 18,0 uma, un mol de agua pesa 18,0 g

Es muy importante tener en claro este concepto para no cometer errores en los ejercicios.

Para determinar la masa molar de un compuesto, se multiplica la masa molar de cada elemento por su subíndice en la fórmula y se suman los resultados.

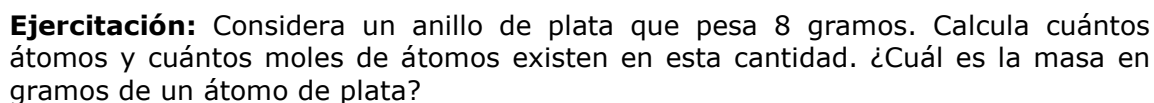


Solución: La masa molar del SO_3 se obtiene de sumar la masa molar de 1 mol de átomos de azufre y la masa molar de 3 moles de átomos de oxígeno.

1 mol de átomos de S = 32,07 g

$$3 \text{ moles de átomos de O} \times \frac{16,00 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de átomos de O}} = 48,00 \text{ g de C}$$

Masa molar del $\text{SO}_3 = 32,07 \text{ g S} + 48,00 \text{ g O} = 80,07 \text{ g}$



Solución: En primer lugar debemos averiguar la masa atómica de la plata. Buscamos en la Tabla Periódica, la plata (Ag) es el elemento 47 y su masa atómica es 107,87, por lo tanto 1 mol de átomos de Ag = 107,87 g Ag

$$8 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} = \mathbf{0,074 \text{ moles de átomos de Ag}}$$

$$0,074 \text{ moles de átomos de Ag} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}}{1 \text{ mol de átomos de Ag}} = \mathbf{4,456 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ag}}$$

A través de este ejemplo se observa que incluso una muestra relativamente pequeña de materia contiene un número enorme de átomos.

Para calcular la masa en gramos de un solo átomo de plata hacemos:

$$\frac{107,87 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de átomos de Ag}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Ag}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}} = \mathbf{1,79 \cdot 10^{-22} \text{ g de Ag / átomo de Ag}}$$

[illegible]

Como ya lo habíamos comentado, la masa de un átomo es muy pequeña

Los subíndices en una fórmula química son útiles cuando necesitamos determinar la cantidad de alguno de los elementos.



Ejercitación: Sabiendo que la fórmula molecular de la aspirina es: $C_9H_8O_4$, calcula cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de compuesto.

Solución: De acuerdo a la fórmula molecular de la aspirina, $C_9H_8O_4$, podemos deducir que en un mol de moléculas de aspirina hay: 9 moles de átomos de C, 8 moles de átomos de H y 4 moles de átomos de O.

Por lo tanto:

$$1,5 \text{ moles de aspirina} \times \frac{9 \text{ moles de átomos de C}}{1 \text{ mol de aspirina}} = \mathbf{13,5 \text{ moles de átomos de C}}$$

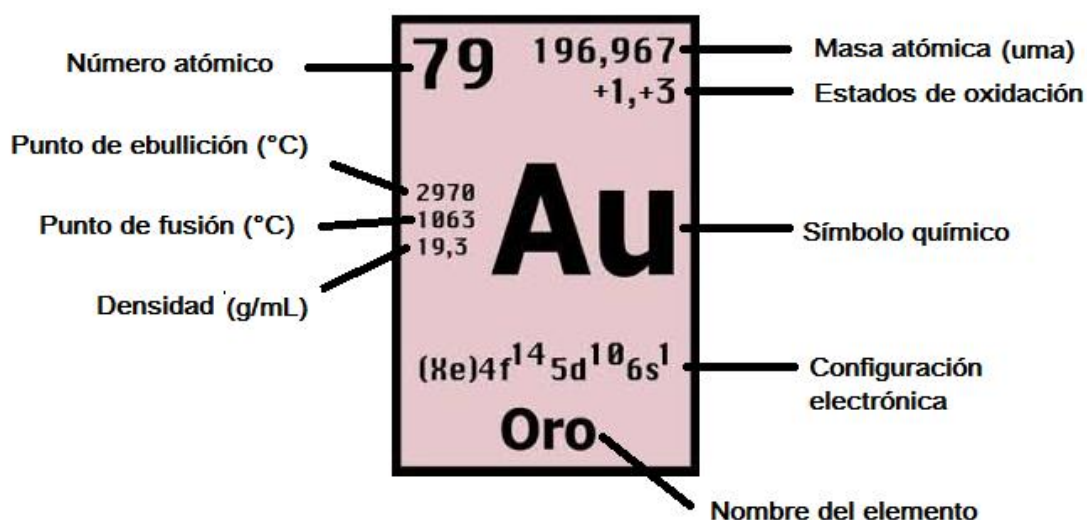


Desafío: Se sabe que $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio pesan 11,5 g. Calcula:

- a) la masa de 1 mol de átomos de sodio.
- b) la masa atómica del sodio
- c) la masa en gramos de un átomo de sodio

Respuesta: a) 23 g, b) 23 uma, c) $3,82 \times 10^{-23} \text{ g}$

Si bien el lugar en donde se encuentra la información puede variar según la tabla, en el siguiente esquema se detallan algunos de los datos útiles de un elemento que podés encontrar en la Tabla Periódica; en particular se muestra como ejemplo el elemento oro (Au).



Fijate en tu Tabla Periódica qué información tiene el elemento oro (AU)

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

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

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

GRUPO IUPAC

NÚMERO ATÓMICO

SÍMBOLO

NOMBRE DEL ELEMENTO

■ Metales ■ Semimetales ■ No metales

■ Metales alcalinos ■ Anfígenos

■ Metales alcalinoterreos ■ Halógenos

■ Elementos de transición ■ Gases nobles

■ Lantánidos

■ Actínidos

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

Ne - gaseoso Fe - sólido

Hg - líquido Tc - sintético

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

LANTÁNIDOS

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

ACTÍNIDOS

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

Copyright © 2012 Eni Generali

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
Las masas atómicas relativas se expresan con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen una composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

Ejercitación

- 1) Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición:
 - a) iodo
 - b) manganeso
 - c) bario
 - d) oro
- 2) El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
 - a) ¿En qué grupo se encuentra?
 - b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
 - c) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
 - d) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el estroncio?
- 3) Indica si cada uno de los siguientes elementos es un metal, no metal o metaloide.
 - a) Carbono
 - b) Arsénico
 - c) Aluminio
 - d) Oxígeno
 - c) Cloro
- 4) Calcula el número de masa de un átomo usando la siguiente información:
 - a) 5 protones y 6 neutrones
 - b) número atómico 48 y 64 neutrones
- 5) Completa la siguiente tabla:

Nombre del elemento	Símbolo	Numero atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	N		15			
Calcio			42			
				38	50	
		14			16	
		56	138			

- 6) Para cada par de los siguientes elementos: Ar y K; Ca y Sr; K y Cl, indica cuál presenta:
 - a) mayor masa
 - b) menor número atómico.
 - c) mayor número de electrones.
 - d) menor radio atómico
- 7) De los elementos Mg, Ca, Br, Kr, cuál:
 - a) es un gas noble
 - b) es un no metal.
 - c) se encuentra en el grupo 2, período 4.
 - d) requiere más energía para remover el electrón
- 8) Ordena los siguientes iones según el radio iónico creciente:
 - a) F^- , Cl^- , Br^-
 - b) Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}

- 9) Indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y justifica:
- La mayor parte de los elementos está formada por una mezcla de isótopos que existen en la naturaleza en proporciones fijas y determinadas.
 - Los isótopos de un mismo elemento tienen idénticas propiedades químicas.
 - Los isótopos de un elemento tienen un número idéntico de neutrones en su núcleo.
 - La masa y la carga positiva de un átomo se encuentran concentradas en el núcleo.
 - Todos los átomos de un elemento en su estado natural tienen que poseer el mismo número de neutrones.
- 10) ¿Cuántos moles de agua tiene el cuerpo humano, si su peso promedio es de 56 kg y las $\frac{3}{4}$ de su masa es agua? ¿Cuántas moléculas son?
- 11) En 102,06 g de CaSO_4 y 105,23 g de Na_2CO_3 hay el mismo número de (marca con una X la opción correcta y justifícala mediante cálculos):
- moles de unidades fórmula
 - unidades fórmula
 - átomos de oxígeno
- 12) Para un óxido metálico de fórmula M_2O y masa molar 29,62 g/mol:
- Calcula la masa atómica del metal y caracterízalo por el lugar que ocupa en la Tabla Periódica (grupo, período, etc.)
 - ¿Cuántos iones de M hay en medio mol de unidades fórmula de M_2O ?
 - ¿La masa de un mol de unidades fórmula de M_2O , es igual a la masa de 1,464 moles de unidades fórmula de M_2O ? SI/NO ¿por qué?
- 13) La fórmula química de la cafeína es $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. Analiza la veracidad de las siguientes afirmaciones y justifica.
- La masa molar de la cafeína es de 170 g/mol.
 - Una molécula de cafeína posee 20 átomos totales.
 - 0,125 moles de cafeína contienen 21,25 g de cafeína.
 - 50,0 g de cafeína corresponden a 50 moles de cafeína.
- 14) ¿Qué información podés obtener para cada elemento a partir de este recorte extraído de una Tabla Periódica?

8 15,9994 -2 -183 -218,8 1,14 O $1s^2 2s^2 2p^4$ Oxígeno	16 32,064 $\pm 2, +4, +6$ 444,6 11,9 2,07 S $(\text{Ne}) 3s^2 3p^4$ Azufre	80 200,59 $+1, +2$ 357 -38,4 16,6 Hg $(\text{Xe}) 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ Mercurio
--	---	---

- 15) ¿Qué información te proporcionan los siguientes símbolos?:
- $^{12}_6\text{C}$
 - $^{40}_{20}\text{Ca}$
 - $^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$
 - $^{14}_6\text{C}$
 - $^{35}_{17}\text{Cl}^-$
- 16) Para cada elemento del ejercicio anterior localiza el grupo y período al cual pertenece. ¿Qué puedes decir de a) y d)?, ¿y de b) y c)?

17) Dados los siguientes números atómicos Z indica:

- cuál es el elemento
- el gas noble más cercano en la tabla periódica
- el número de electrones que tiende a ganar o perder, escribe la fórmula del ión e indica si se trata de un anión o catión

i) $Z = 3$; ii) $Z = 12$; iii) $Z = 9$; iv) $Z = 17$

18) Un isótopo de un elemento metálico tiene número de masa de 65 y 35 neutrones en el núcleo. El catión derivado del isótopo tiene 28 electrones. Escribe el símbolo del catión.

19) El número másico de un elemento es 104 y tiene 60 neutrones en su núcleo

- ¿Cuál es el símbolo del elemento?
- ¿Cuál es su nombre?
- ¿Cuántos protones posee en su núcleo?

20) El número másico de un elemento es 106 y tiene 58 neutrones en su núcleo:

- ¿Cuál es su símbolo?
- ¿Cómo se llama?
- ¿Cuántos electrones tiene?

21) Un átomo perdió dos electrones y el ión producido tiene 54 electrones:

- ¿Cuál es el símbolo del átomo?
- ¿Cómo se llama?
- ¿Cuántos protones tiene en su núcleo?

22) Un elemento X , da un ión divalente negativo. En el ión hay 64 neutrones y 54 electrones:

- ¿Cuál es el símbolo de X ?
- ¿Cuál es su nombre?
- La masa de un isótopo de X es 10 unidades más grande, ¿cuántos neutrones tiene?

23) Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	p	e^-	N	Configuración Electrónica
C	6				6	
Fe		56	26			
		32			16	
K^+					20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O^{2-}				10	8	
Mn	25	55				
		108				$[Kr] 4d^{10} 5s^1$
Rb^+		85	37			
			30		35	

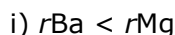
24) Una muestra de un metal contiene $2,516 \cdot 10^{23}$ átomos y tiene una masa de 82,29 gramos. ¿Cuántos moles de átomos del metal están presentes en la muestra? ¿De qué metal se trata?

25) Imaginemos que tenemos átomos de Na y los ordenamos en una hilera a lo largo de una cuadra (120 m). Si suponemos que son esferas y no ejercen ningún tipo de fuerza entre ellas, ¿Cuántos átomos necesitamos para cubrir esa distancia? Radio Na= 186 pm

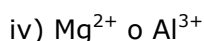
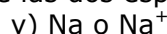
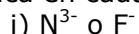
26) Indica el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones:



27) a) Indica cuál de las siguientes relaciones de radio atómico es correcta:



b) Indica en cada uno de los siguientes pares cuál de las dos especies tiene mayor radio:



28) Responde Verdadero ó Falso justificando:

a) Los elementos pertenecientes al Grupo VIA (16) poseen 6 electrones de valencia.

b) El sodio y el silicio tienen el mismo número de niveles de energía.

c) Los elementos pertenecientes al grupo VIIA (17) tienen tendencia a formar cationes.

d) La configuración electrónica del catión que usualmente forma el elemento magnesio es igual a la configuración del gas Neón.

e) Los núcleos de los átomos, excepto el hidrógeno, están constituidos por: neutrones y protones

29) Un ión bivalente positivo posee 18 electrones y $A = 41$.

a) ¿Cuántos neutrones, protones y electrones tienen el átomo neutro y el ión?

b) Escribe la configuración electrónica del átomo neutro e indica en que grupo y período se encuentra en la tabla periódica

30) ¿Cuál de los siguientes elementos: Rb, Ba, Li, Cs y At, debe ser el más parecido al estroncio en cuanto a propiedades químicas y físicas?

31) El titanio es un metal muy apreciado ya que posee propiedades de resistencia similares a las del acero pero es bastante más liviano. Indica:

a) cuánto pesa 1 mol de átomos de titanio.

b) cuánto pesa un sólo átomo de titanio, expresando el resultado en gramos.

32) Responde:

a) ¿Cuántos moles hay en 37 gramos de metano CH_4 ?

b) ¿Cuántas moléculas hay en 38 gramos de oxígeno?

c) ¿Dónde hay más gramos: en 10^7 moléculas de amoníaco o en 1,5 moles de agua?

d) ¿Dónde hay más partículas: en 3,3 moles de carbonato de calcio CaCO_3 o en 69 gramos de sodio?

33) Para el Na_2CO_3 :

a) ¿Cuál es la masa de un mol de ese compuesto?

b) ¿Cuál es la masa de Na_2CO_3 que contiene un mol de iones Na^+ ?

c) ¿Cuál es la masa de una unidad fórmula de Na_2CO_3 ?

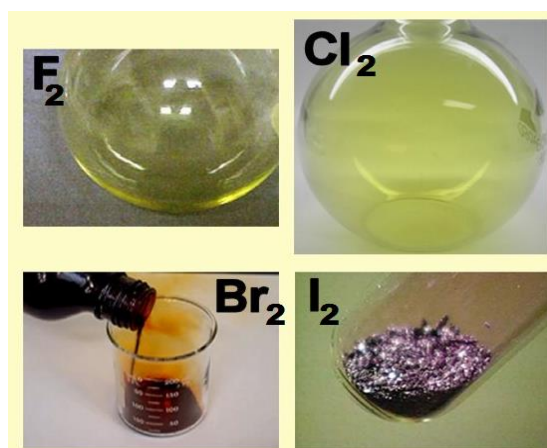
34) Se tienen 42 g de AlCl_3 , calcula:

a) ¿Cuántos moles de compuesto representan?

b) ¿Cuántos iones de Al y de Cl hay en la muestra?

c) ¿Cuántas unidades fórmula de AlCl_3 hay en la muestra?

- 35) Tenemos una sustancia pura, de la cual $1,8 \cdot 10^{18}$ moléculas pesan 1,11 mg. ¿Cuál es la masa molar de la sustancia?
- 36) La calcopirita (CuFeS_2) es un importante mineral de cobre. Calcula la cantidad de kilogramos de Cu contenido en 3710 kg de mineral.
- 37) Una gotita de mercurio del tamaño aproximado del ojo de una mosca, tiene un peso de 10 microgramos. ¿Cuántos átomos hay en esa cantidad?
- 38) Considera un anillo de oro que pesa 10 gramos.
- Calcula cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad.
 - ¿Cuánto pesa un átomo de oro?
 - Expresa el peso del anillo en mg.
 - ¿Cuántos kg pesarían 500 anillos?
- 39) ¿Cuál de los elementos siguientes: azufre, flúor, oxígeno, yodo, **no** existe en forma de moléculas diatómicas a temperatura ambiente y presión atmosférica?
- 40) Cuáles de estas afirmaciones son ciertas con respecto del Germanio y el Arsénico:
- contienen mismo número de niveles de energía
 - son más electronegativos que el Bromo
 - pertenecen al 4to período
 - son análogos químicamente
- 41) Indica si son verdaderos o falsos los siguientes enunciados. Justifique con cálculos.
- 24,31 g de magnesio contienen el mismo número de átomos que 32 g de oxígeno
 - 20 g de carbono contienen igual número de átomos que una masa de cloro gaseoso que contiene $2,0 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro
 - En 0,25 moles de átomos de Cd hay $1,51 \cdot 10^{23}$ átomos de Cd (cadmio).
 - 90g de agua líquida, 220 g de CO_2 y 90 g de hielo contienen el mismo número de moléculas.
- 42) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 10,0 mg de las siguientes sustancias?
- i) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ii) N_2O_5
- 43) ¿Cuántos moles de átomos de nitrógeno hay en 0,5 kg de las siguientes sustancias?
- i) NH_4NO_3 ii) NH_3
- 44) Como se muestra en la siguiente figura, el cloro y el fluor son gases a temperatura ambiente mientras que el bromo es líquido y el yodo es sólido. ¿Podrías inferir estas propiedades observando los datos proporcionados por la tabla periódica?



Capítulo 4: Enlace Químico.

1. Regla del octeto

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los **compuestos** resultan de la formación de enlaces químicos entre dos o más elementos y estos enlaces son las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas. Los tipos de enlaces presentes en una sustancia son responsables en gran medida de sus propiedades físicas y químicas.

Hay distintos tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.

En muchos compuestos, tanto iónicos como covalentes, los átomos tienden a completar su último nivel con 8 electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica (aunque hay excepciones). Esto se conoce como **regla del octeto de Lewis**, porque los átomos forman compuestos al perder, ganar o compartir electrones para adquirir un octeto de 8 electrones de valencia.

En el caso del Hidrógeno, completa su último nivel con dos electrones tomando la configuración electrónica del gas noble Helio.

2. Símbolos punto electrón o símbolos de puntos de Lewis

Esta es una forma de representar los electrones de valencia. Gilbert Lewis es un químico conocido por el uso que hizo de representaciones simbólicas de los elementos, en donde se muestran los electrones externos como puntos. Los elementos de la tabla periódica que se pueden representar de esta forma son los elementos representativos.

1 1A																		18 8A
·H	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	He:
·Li	·Be·												·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne:
·Na	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B		·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar:
·K	·Ca·												·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr:
·Rb	·Sr·												·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe:
·Cs	·Ba·												·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn:
·Fr	·Ra·																	

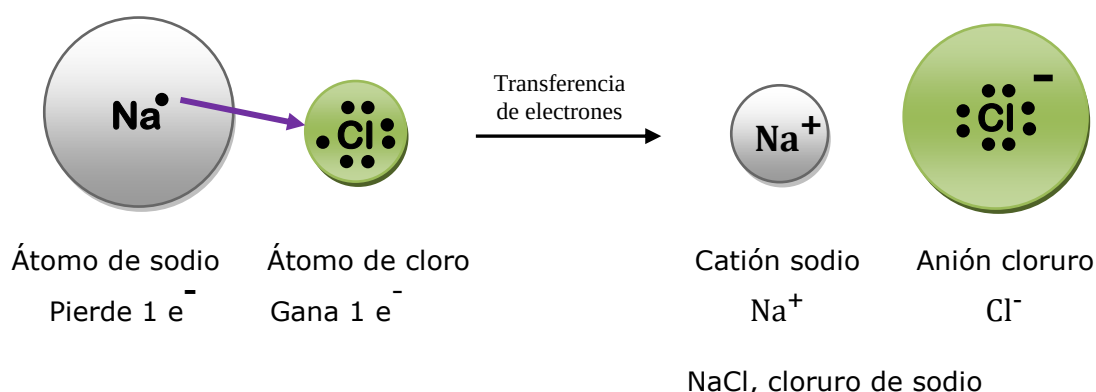
3. Enlace iónico

En los enlaces iónicos, **los electrones de valencia de un metal se transfieren a un no metal**.

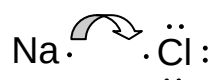
Veamos qué sucede cuando el sodio metálico reacciona con cloro, que es un no metal reactivo para formar cloruro de sodio.

El átomo de sodio, al perder un electrón, queda con 10 electrones en lugar de 11 y como aún hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro, se convirtió en el ión sodio (Na^+). El átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, se observa entonces un octeto completo y así esta configuración es semejante a la del gas noble neón.

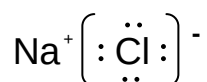
Los átomos de cloro tienen siete electrones de valencia por lo que tienden a ganar un electrón para formar iones cloruros, de carga negativa (Cl^-), completando su octeto y tomando una configuración similar a la del gas argón.



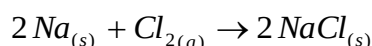
Podemos representar la transferencia de electrones entre el sodio y el cloro con símbolos de puntos de Lewis



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

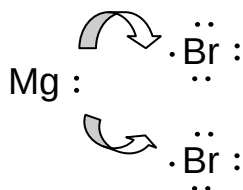


Como todos los halógenos, el cloro se encuentra como molécula diatómica (Cl_2); entonces, la ecuación química que corresponde a la reacción entre el sodio metálico y el cloro gaseoso es la siguiente:

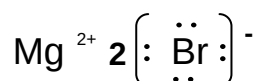


El cloruro de sodio es un compuesto iónico, ya que está formado por el ión sodio (Na^+) y el ión cloruro (Cl^-), que tienen cargas opuestas, se atraen y esta fuerza de atracción se denomina **enlace iónico**.

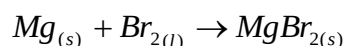
Cuando el magnesio metálico reacciona con el bromo líquido, la transferencia de electrones entre el magnesio y el bromo con símbolos de puntos de Lewis se puede representar de la siguiente manera:



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



Como todos los halógenos, el bromo se encuentra como molécula diatómica (Br_2); entonces, la ecuación química que corresponde a la reacción entre el magnesio metálico y el bromo líquido es la siguiente:



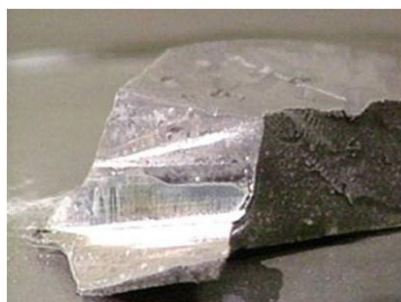
Generalizaciones:

- Los metales de los grupos 1, 2 y 3 ceden fácilmente sus electrones de valencia y forman cationes.
- Los átomos de los no metales (15, 16 y 17) ganan electrones y se convierten en iones con carga negativa o aniones.
- Cuando se produce la transferencia de electrones, los iones que se forman son estables con el octeto completo.

3. 1. Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman.

Como se aprecia en la figura, el NaCl , que es la sal de mesa, es una sustancia blanca cristalina mientras que el sodio es un metal suave, blando y brillante y el cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso de olor irritante.



$\text{Na}_{(s)}$



$\text{Cl}_{2(g)}$



$\text{NaCl}_{(s)}$

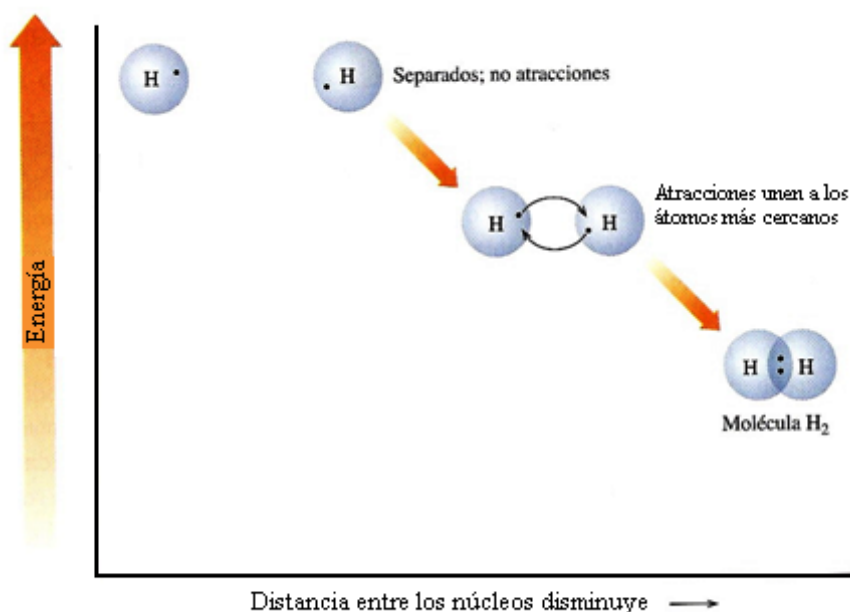
En general los compuestos iónicos son sólidos cristalinos con una fuerte atracción entre los iones que los forman. Por esta razón, estos compuestos tienen elevados puntos de fusión, con frecuencia superiores a 300 °C. A temperatura ambiente todos son sólidos.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y cuando se disuelven se disocian, es decir se separan en sus iones individuales que se mantienen en solución.

4. Enlace covalente

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

El ejemplo más simple de enlace covalente es el del gas hidrógeno. Cuando dos átomos de hidrógeno están separados, no se atraen mutuamente. A medida que los átomos se acercan, la carga positiva del núcleo atrae al electrón del otro átomo. Esta atracción acerca a los átomos hasta que comparten un par de electrones de valencia y forman un enlace covalente. En este enlace covalente, los electrones compartidos confieren a cada átomo de la molécula de H_2 la configuración del gas noble helio (He), por lo tanto los átomos unidos formando la molécula de H_2 son más estables (poseen menor energía) que dos átomos de H individuales.



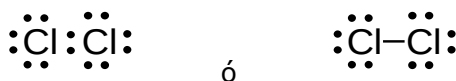
Si se representa siguiendo el esquema de símbolos de puntos de Lewis, la molécula se puede representar:



También se puede representar reemplazando el par de electrones entre átomos por un guión:

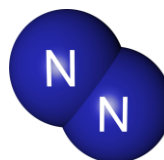
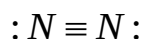


De la misma forma, los átomos de cloro pueden compartir un par de electrones para formar una molécula diatómica que tiene un enlace covalente, en donde cada átomo de cloro adquiere la configuración del gas noble argón.



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

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

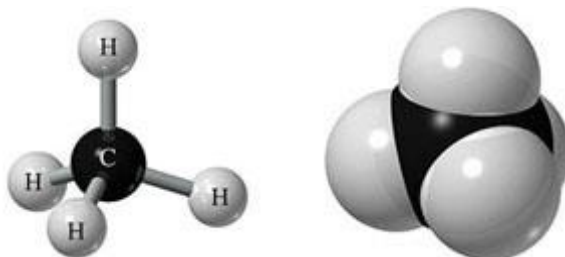


Si se comparten **tres pares de electrones**, como en este caso, se forma un **triple enlace** y de la misma manera cuando se comparten **dos pares de electrones** entre átomos, el enlace se denomina **doble enlace**. Un solo **par de electrones** compartidos forman un **enlace simple**.

4. 1. Electrones compartidos entre átomos de diferentes elementos

En el período 2 de la tabla periódica el número de electrones que un átomo comparte y el número de enlaces covalentes que forma, por lo general es igual al número de electrones necesarios para adquirir la configuración del gas noble. Por ejemplo, el carbono tiene 4 electrones de valencia y necesita adquirir 4 electrones más para formar su octeto; por lo tanto forma 4 enlaces covalentes al compartir sus 4 electrones de valencia.

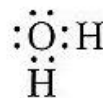
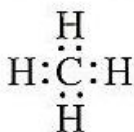
El metano, que es un componente del gas natural, es un compuesto formado por carbono e hidrogeno. Para lograr su octeto, cada carbono comparte 4 electrones y cada hidrogeno comparte 1 electrón. Así, en la molécula de metano, un átomo de carbono forma cuatro enlaces covalentes simples con 4 átomos de hidrógeno.



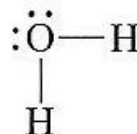
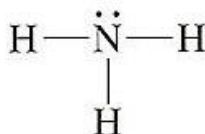
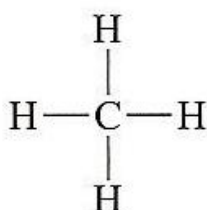
En la siguiente tabla se observan varios ejemplos de moléculas simples. Se muestran las representaciones de Lewis de las moléculas de metano (CH_4), amoníaco (NH_3) y agua (H_2O) usando solamente símbolos punto electrón, usando enlaces y punto electrón y además se muestran los modelos moleculares de dichas moléculas.



Usando solamente símbolos punto electrón



Usando enlaces y punto electrón



Modelos moleculares



Molécula
de metano



Molécula
de amoníaco



Molécula
de agua

4. 2. Enlace covalente polar

Ya vimos que en un enlace iónico los electrones se transfieren de un átomo a otro. En un enlace covalente no polar, la distribución electrónica está equilibrada entre los átomos que se unen, de manera tal que los electrones se comparten de forma equitativa. En cambio, en un **enlace covalente polar**, los electrones se comparten de forma desigual entre átomos de elementos distintos.

Para poder interpretar de forma más sencilla este tipo de uniones, debemos conocer lo que significa el término **electronegatividad**.

La **electronegatividad** es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

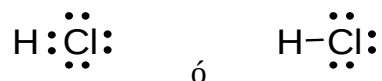
Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Los átomos de los elementos más electronegativos presentan mayor atracción por los electrones y están agrupados en la esquina superior derecha de la tabla periódica. En general los no metales tienen altos valores de electronegatividad en comparación con los metales, porque los no metales tienen mayor atracción por los electrones. La tendencia general en la tabla periódica es que la electronegatividad aumenta al ir de izquierda a derecha a través del período y de abajo hacia arriba en el grupo.

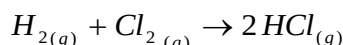
Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico.

Cuando el hidrógeno y el cloro reaccionan para formar cloruro de hidrógeno, a ambos átomos les falta un electrón para adquirir la configuración del gas noble más cercano. Esto se logra compartiendo un par de electrones en un enlace covalente.

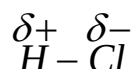
Esto se puede representar mediante los símbolos de punto-electrón de la siguiente manera:



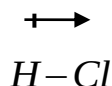
La reacción de formación del cloruro de hidrógeno a partir de hidrógeno y cloro se puede escribir como sigue (recuerda que el hidrógeno y el cloro se encuentran como moléculas diatómicas):



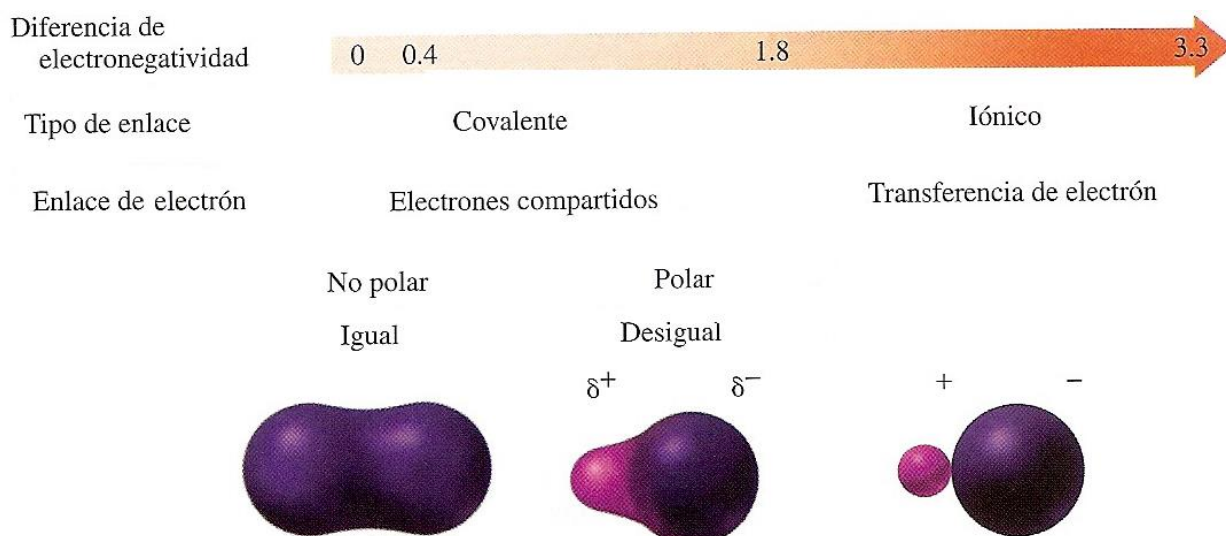
El hidrógeno y el cloro comparten un par de electrones en la molécula de cloruro de hidrógeno, pero no lo hacen en forma equitativa porque el cloro ejerce mayor atracción por los electrones que el hidrógeno, pues es más electronegativo. Si te fijas en la tabla periódica, la electronegatividad del cloro es de 3,0 mientras que la del hidrógeno es de 2,1. El enlace entre estos dos átomos es covalente polar y a menudo se emplea la siguiente notación para designarlo:



La línea entre los átomos es el enlace covalente, los símbolos $\delta+$ y $\delta-$ indican qué extremo es parcialmente positivo y cuál parcialmente negativo, o bien:



en donde la flecha tiene dirección hacia el átomo más electronegativo indicando la polaridad del enlace. La polaridad influye sobre las propiedades de un compuesto, por ejemplo, el cloruro de hidrógeno es polar y se disuelve con facilidad en agua, que también es un compuesto polar, produciendo ácido clorhídrico.



Las moléculas con más de dos átomos también pueden ser representadas utilizando los símbolos electrón-punto de Lewis. Ya sea que se trate de moléculas o iones poliatómicos, para poder escribirlas correctamente, es necesario tener en cuenta las reglas generales que se indican a continuación.

5. Enlace metálico

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



Conductividad eléctrica y térmica. Esta propiedad se presenta tanto en estado líquido como en estado fundido y está relacionada con la capacidad que tienen las cargas de moverse libremente a lo largo de la red.

Puntos de fusión y de ebullición muy elevados. Esto se debe al alto nivel de organización de la red cristalina. En la siguiente tabla podemos ver valores de PF y PE de algunos metales.

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

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



Ejercitación

- 1) a) ¿Cómo explica la regla del octeto la formación del ión sodio? ¿Y la del ión cloruro?
b) ¿Cuántos protones y electrones hay en los siguientes iones?
i) O^{2-} , ii) K^+ , iii) Br^-
- 2) Para los elementos Na, C y S, representa los siguientes compuestos: Na_2O ; CO_2 y H_2S . ¿Qué tipo de enlace se establece en cada caso?
- 3) Indica qué tipo de enlace posee cada uno de los siguientes compuestos:
a) BaS b) $MgBr_2$ c) HBr d) CCl_4
- 4) Indica cuáles son los iones que forman los siguientes compuestos iónicos:
a) $BaBr_2$ b) PbS_2 c) $CaCl_2$ d) Li_2O e) KI
- 5) A partir de la siguiente tabla, contesta a las preguntas:
a) ¿Cuál es el signo de la carga de los iones de los elementos metálicos?
b) ¿Cuál es el signo de la carga de los iones de los elementos no metálicos?
c) Agrupa los iones que tengan la misma carga.

Nombre	Fórmula
ion sodio	Na^+
ion calcio	Ca^{2+}
ion cinc	Zn^{2+}
ion aluminio	Al^{3+}
ion hierro (II)	Fe^{2+}
ion cobre (II)	Cu^{2+}
ion cloruro	Cl^-
ion óxido	O^{2-}
ion sulfuro	S^{2-}
ion hidróxido	OH^-
ion sulfato	SO_4^{2-}
ion nitrato	NO_3^-
ion carbonato	CO_3^{2-}
ion clorato	ClO_3^-

- 6) Teniendo en cuenta las electronegatividades de los elementos explica por qué el cloro al reaccionar con el sodio forma un compuesto iónico, mientras que si lo hace con el carbono forma un compuesto covalente.
- 7) Ordena a los átomos, en cada uno de los siguientes conjuntos, según su electronegatividad creciente:
a) P, As, Sb b) Be, Li, B c) Rb, Sr, Ca, Ba
- 8) ¿Qué tipo de enlace se forma entre?:
a) elementos de los grupos 1 y 17.
b) átomos iguales
Justifica tu respuesta y cita ejemplos
- 9) Indica cuál es la fórmula del compuesto iónico que se forma entre el oxígeno y cada uno de los siguientes metales:
a) Calcio b) cinc c) aluminio

10) Para el elemento de $Z = 12$, responde:

- a) ¿Tiene tendencia a formar cationes o aniones?
- b) ¿Qué fórmula tiene la sustancia que forma con Br?
- c) ¿Qué tipo de unión hay en dicha sustancia?

11) El elemento O (oxígeno) pertenece al 2º período y al grupo 16 de la tabla periódica. El elemento X tiene número atómico 37.

- a) Escribe la configuración electrónica para cada elemento.
- b) ¿Qué tipo de unión existirá entre los átomos de una sustancia formada por O y X? ¿Por qué?

12) ¿Cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse iónicas y cuáles covalentes?

- a) Fluoruro de estroncio, SrF_2
- b) Fosfina, PH_3
- c) Óxido de potasio, K_2O .
- d) Óxido hipocloroso, Cl_2O
- e) Nitrógeno, N_2
- f) Bromuro de hidrógeno, HBr
- g) Dióxido de carbono, CO_2

13) De los siguientes pares de elementos, indica cuáles pueden formar compuestos iónicos y cuáles compuestos covalentes

- a) K y Br b) Cl y O c) Cl y Mg d) H y S e) Li y S

Capítulo 5: Fórmulas químicas. Nomenclatura

1. Compuestos iónicos y moleculares

Ya sabemos que los átomos, en los compuestos químicos, pueden unirse por enlaces iónicos o covalentes, por lo tanto se pueden formar **compuestos moleculares o compuestos iónicos**.

Los **compuestos moleculares** están formados por moléculas y una molécula está formada por un número determinado de átomos unidos por enlaces covalentes.

Los **compuestos iónicos** están formados por cationes y aniones unidos por atracción electrostática (fuerzas de atracción entre cargas eléctricas de distinto signo)

Ambos tipos de compuestos se representan mediante una fórmula química que indica los elementos que lo componen y el número relativo de átomos de cada elemento. Por ejemplo: H_2O , compuesto molecular, la fórmula indica que la molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Por otra parte, sabiendo que el NaCl es un compuesto iónico, la fórmula indica que este compuesto está formado por el catión sodio (Na^+) y el anión cloruro (Cl^-).

2. Números o estados de oxidación

El número o estado de oxidación está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o utiliza para unirse a otros en un enlace químico. Es muy útil para escribir formulas químicas. Los números de oxidación poseen un valor y un signo, pero solamente en los compuestos iónicos ese signo indica transferencia completa de electrones, en los compuestos moleculares sólo indica los electrones que se comparten y el signo depende de la electronegatividad de los átomos en el enlace.

2. 1. Algunas reglas para asignar números de oxidación

1. El número de oxidación de un átomo en su **forma elemental** siempre es **cero**. Por ejemplo: Cl_2 , N° de oxidación 0; Cu , N° de oxidación 0.
2. El número de oxidación de cualquier **ión monoatómico** es **igual a su carga**. Por ejemplo: K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc. Los iones de metales del grupo 1 siempre tienen carga +1, por lo que siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De manera análoga, los metales del grupo 2 siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3) siempre es +3 en sus compuestos.
3. El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es **-2** en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.
4. El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando se combina con no metales (hidruros no metálicos), y **-1** cuando se combina con metales (hidruros metálicos).
5. El número de oxidación del **flúor** es **-1** en todos sus compuestos. Los demás **halógenos** tienen un número de oxidación de **-1** en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno tienen estados de oxidación **positivos**.
6. **La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión.** Por ejemplo: en el ión hidronio, H_3O^+ , el número de

oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. La suma de los números de oxidación es $3x(+1) + (-2) = +1$, que es igual a la carga neta del ión.



Ejercitación: Indicar el número de oxidación de cada elemento en el ácido fosfórico, H_3PO_4 .

Solución: Como se trata de una especie neutra, la suma de los números de oxidación de todos los elementos es cero.

La regla N° 3 nos dice que “El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es **-2** en compuestos tanto iónicos como moleculares” y la regla número 4 postula que “El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando se combina con no metales”. Como tenemos 3 H y 4 O podemos escribir:

$$3.(+1) + 4.(-2) + 1.(x) = 0$$

donde **x** es nuestra incógnita, es decir, el número de oxidación del fósforo.

Para que se cumpla la ecuación anterior, es evidente que $x = +5$. Por lo tanto, el estado de oxidación del fósforo es +5.

Verifica en la tabla periódica que el fósforo presenta este estado de oxidación.

3. Nomenclatura y fórmula de los compuestos químicos

Los químicos han utilizado para nombrar algunos compuestos nombres triviales (agua, amoníaco), pero en realidad, si todos los compuestos tuvieran nombres triviales deberíamos aprendernos millones de nombres.

Para nombrar los compuestos, los químicos seguimos las normas de lo que se conoce como IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). A través de estas normas, nos aseguramos de que todos nos comuniquemos en el mismo “idioma”.

En este capítulo, nos referiremos a las reglas que se utilizan para nombrar a los compuestos inorgánicos.

En la formulación, los números de oxidación de los átomos (en valor absoluto, es decir, sin considerar el signo) se intercambian entre ellos y se escriben como subíndices. Siempre que sea posible se simplifican los subíndices y el subíndice 1 no se escribe. El elemento menos electronegativo se indica a la izquierda. Un compuesto estará correctamente formulado si la suma de los estados de oxidación es cero.

Entre las nomenclaturas que se aceptan, se verán las dos más usadas: la nomenclatura por atomicidad y la nomenclatura tradicional.

Nomenclatura por Atomicidad: Para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión. Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), enea (nueve), deca (diez) y así sucesivamente. *Ejemplo:* FeCl_3 Tricloruro de hierro

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

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

Ejemplo: FeCl_3 Cloruro férrico

4. Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos:

4.1 Compuestos binarios: son los que están formados por dos tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- **Combinaciones con hidrógeno** (hidruros, hidrácidos)
- **Combinaciones de oxígeno** (óxidos básicos, óxidos ácidos, peróxidos)
- **Compuestos binarios de metal - no metal. Sales neutras**
- **Compuestos binarios entre no metales**

4.2 Compuestos ternarios: son los que están formados por tres tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- **Hidróxidos**
- **Oxiácidos**
- **Oxisales o sales neutras**

4.3 Compuestos cuaternarios: son los que están formados por cuatro tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo:

- **Sales ácidas**
- **Sales básicas**
- **Sales dobles**

En la formulación de compuestos, por convención, el elemento menos electronegativo se coloca a la izquierda y el más electronegativo a la derecha. Por ejemplo, para el HCl, la electronegatividad del H es 2.1 y la del Cl es 3.0

En la siguiente hoja podrás ver un cuadro con la Clasificación y ejemplos de las sustancias inorgánicas.

Sustancias simples o elementos: H_2 , O_2 , He, Cu, Fe, Ag, etc.		
Sustancias Inorgánicas	Compuestos	Binarios
		Hidruros
		Metálicos: BaH_2 , CaH_2 , LiH, NaH, KH, etc. No metálicos: HCl (g), HF(g), H_2S (g), H_3N , etc.
		Hidrácidos
		HCl(ac), HF(ac), H_2S (ac), etc.
		Sales neutras
		KI, NaCl, CaF_2 , FeS, $AlCl_3$, etc.
		Óxidos
		Metálicos: Na_2O , CaO, MgO, Al_2O_3 , PbO_2 , etc. No metálicos: NO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_5 , etc.
		Peróxidos
		K_2O_2 , H_2O_2 , etc.
		Ternarios
		Hidróxidos
		KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, etc.
		Oxiácidos
		H_2CO_3 , HNO_3 , HIO, H_2SO_4 , etc.
		Oxisales
		K_2SO_4 , Na_2CO_3 , etc.
		Sales ácidas derivadas de hidrácidos
		NaSH, $Ca(SH)_2$, etc.
		Sales de amonio derivadas de hidrácidos
		NH_4Cl , NH_4I , etc.
		Cuaternarios
		Oxisales ácidas
		$NaHSO_4$, $KHCO_3$, etc.
		Sales básicas
		$MgOHCl$, $Cu(OH)_2CO_3$
		Sales dobles
		$KAl(SO_4)_2$, $LiKSO_4$, etc.
		Oxisales de amonio
		$(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)IO_3$, etc.

COMPUESTOS BINARIOS

COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO

El hidrógeno tiene un comportamiento particular: puede ceder fácilmente su único electrón pero también puede aceptar un electrón de otro átomo y adquirir la configuración electrónica del helio. De acuerdo con este comportamiento, en sus combinaciones binarias, a veces actúa con número de oxidación +1 y otras veces, con número de oxidación -1.

HIDRUROS NO METÁLICOS E HIDRÁCIDOS



Son combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales de los grupos 14, 15, 16 y 17. En ellos **el hidrógeno representa la parte más electropositiva (número de oxidación +1)** por lo tanto, los elementos con los que se combina actuarán con número de oxidación negativo.

Para formular un hidrácido se escriben los símbolos de los elementos en orden creciente de electronegatividades (primero el hidrógeno y luego el otro no metal) y si es necesario, se escriben subíndices numéricos para lograr que la suma de los números de oxidación sea cero.

Para nombrarlos primero se nombra el elemento más electronegativo, terminado en **uro** y finalmente se dice **de hidrógeno**.

(raíz del nombre del elemento)uro de hidrógeno

Los hidruros de los grupos 16 y 17 son compuestos que al disolverse en agua dan soluciones ácidas. Los cinco son gases que cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: **hidrácidos**). Por lo tanto, **en solución acuosa** los **hidrácidos** se nombran de acuerdo al siguiente esquema:

Ácido (raíz del nombre del elemento)hídrico

Compuesto	Hidruro no metálico	Hidrácido (disuelto en H ₂ O)
HF	Fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H₂S	Sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

Los hidruros de los elementos de los grupos 14 y 15 no se nombran como tales. Todos ellos reciben nombres especiales, no sistemáticos:

CH₄ : Metano	NH₃ : Amoníaco
SiH₄ : Silano	PH₃ : Fosfina

Aunque técnicamente el H debería escribirse a la izquierda, por tradición se acostumbra colocarlo a la derecha.

HIDRUROS METÁLICOS



Son combinaciones del hidrógeno (con número de oxidación -1) con los metales (número de oxidación positivo).

Para formular, se escribirá primero el símbolo del metal (más electropositivo) y a continuación el símbolo del hidrógeno (más electronegativo) y cuando sea necesario se agregarán subíndices para compensar los números de oxidación.

Para nombrarlos se sigue la siguiente secuencia:

Hidruro de (nombre del elemento)

Por ejemplo:

Hidruro metálico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
LiH	monohidruro de litio	hidruro de litio
CaH ₂	dihidruro de calcio	hidruro de calcio
FeH ₃	trihidruro de hierro	hidruro férrico
PbH ₄	tetrahidruro de plomo	hidruro plúmbico

COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO

Los **óxidos** son **combinaciones binarias del oxígeno en estado de oxidación -2** con otros elementos. Los **peróxidos** contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de **oxígeno tiene un número de oxidación de -1**.

ÓXIDOS METÁLICOS O BÁSICOS



Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con los metales. Para formular, siguiendo las recomendaciones de la IUPAC, se escribe primero el símbolo del metal y luego el del oxígeno y se agregan los subíndices necesarios a la derecha de los símbolos de tal manera de compensar los números de oxidación y lograr que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero.

En la siguiente tabla se muestran ejemplos de óxidos básicos y los dos tipos de nomenclatura:

Óxido metálico o básico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
Fe_2O_3	Trióxido de dihierro	Óxido férrico
PbO	Monóxido de plomo	Óxido plumboso
Al_2O_3	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio

ÓXIDOS NO METÁLICOS O ÁCIDOS



Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con no metales. Por ser el oxígeno el segundo elemento más electronegativo, los no metales actuarán con número de oxidación positivo. Por lo tanto, para formular óxidos ácidos, se escribirá primero el símbolo del no metal y a continuación el símbolo del oxígeno. Luego, de ser necesario, se agregarán subíndices a la derecha de los símbolos de tal manera de lograr la compensación de números de oxidación, haciendo que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero.

En la siguiente tabla se ejemplifican los óxidos ácidos y los dos tipos de nomenclatura:

Óxido no metálico o ácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
CO_2	dióxido de carbono	Óxido carbónico
SO_2	dióxido de azufre	Óxido sulfuroso
Cl_2O_7	heptaóxido de dicloro	Óxido perclórico

PERÓXIDOS

Los peróxidos son compuestos oxigenados formados por H ó Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) **y oxígeno**, donde el grupo peróxido está dado por el ión O_2^{2-} , **donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.**

En la siguiente tabla se ejemplifican los peróxidos y los dos tipos de nomenclatura:

Peróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
H_2O_2	dióxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno
BaO_2	dióxido de bario	Peróxido de bario

COMPUESTOS BINARIOS DE METAL - NO METAL. SALES NEUTRAS

Metal + No Metal → Sal binaria neutra

Son combinaciones de metal (con número de oxidación positivo) con no metal (con número de oxidación negativo) de los grupos 15,16 o 17. Generan sales neutras

En estos compuestos, el no metal se presenta en un único estado de oxidación (negativo). Para formular se escribe primero el catión y luego el anión. Se agregan subíndices para lograr la electroneutralidad entre las cargas del anión y del catión.

Por ejemplo:

Sal binaria neutra	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
FeCl_3	tricloruro de hierro	cloruro férrico
Mg_3N_2	dinitruro de trimagnesio	nitruro de magnesio
SnCl_2	dicloruro de estaño	cloruro estannoso

COMPUESTOS BINARIOS ENTRE NO METALES

No Metal + No Metal → Compuesto binario

Estos compuestos se forman por la unión de dos no metales y se formulan colocando el elemento menos electronegativo (número de oxidación positivo (+)) a la izquierda y el elemento más electronegativo (número de de oxidación negativo (-)) a la derecha.

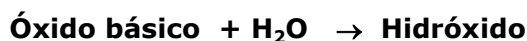
Por ejemplo:

Compuesto binario no metal-no metal	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
CCl_4	tetracloruro de carbono	cloruro carbónico
SiC	monocarburo de silicio	carburo de silicio
SeI_2	diyoduro de selenio	yoduro de selenio

COMPUESTOS TERNARIOS

HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos surgen de la combinación de un óxido básico y H_2O .

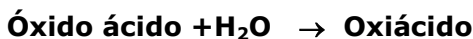


Son compuestos formados por la combinación del ión oxhidrilos (OH^-) con diversos cationes metálicos. Estos compuestos son también llamados bases, debido al carácter básico del ión oxhidrilo. Se formulan colocando el metal a la izquierda y tantos oxhidrilos como cargas positivas posea el metal para asegurar la neutralidad del compuesto.

Hidróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
Na(OH)	hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Fe(OH) ₂	dihidróxido de hierro	Hidróxido ferroso
Al(OH) ₃	trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio

OXIÁCIDOS

Los oxiácidos surgen de la combinación de un óxido ácido y H_2O .



Se formulan colocando de izquierda a derecha, Hidrógeno - No metal - Oxígeno.

En estos compuestos, el H actúa con estado de oxidación +1, el no metal con el número de oxidación que le corresponda y el oxígeno con -2.

Son compuestos con propiedades ácidas que contienen oxígeno en su molécula y responden a una fórmula general del tipo $H_aX_bO_c$.

Para formular correctamente un oxiácido habrá que conocer en primer lugar el estado de oxidación del átomo **X**, si es un número impar, corresponderá un número impar de hidrógenos (subíndice **a**), y este será 1 (el menor número impar); en caso de que el estado de oxidación sea un número par, el subíndice **a**, también será par, en este caso será 2 (el menor número par).

Nomenclatura:

1- Tradicional: Se nombran cambiando la palabra óxido del que provienen por "**ácido**".

2- Atomicidad: Se indica el número de átomos de oxígeno (**n**) con el prefijo correspondiente (mono, di, tri, etc.), seguido de la palabra **OXO**, luego la raíz del no-metal terminada en **ATO**, indicando luego el número de átomos de hidrógeno

n - OXO - RAIZ NO METAL - ATO de n hidrógeno

oxiácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
H ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato de dihidrógeno	ácido sulfúrico
HClO	Monoxoclorato de monohidrogeno	ácido hipocloroso
H ₂ CO ₃	Trioxocarbonato de dihidrógeno	ácido carbónico

OXISALES (Sales neutras)

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



Se formulan colocando de izquierda a derecha, Metal - No metal - Oxígeno.

En estos compuestos, el metal y el no metal actúan con el estado de oxidación que les corresponda a cada uno y el oxígeno con -2.

Responden a una fórmula general del tipo **M_nXO_m**

Las oxisales se puede considerar que derivan de los oxiácidos al sustituir sus hidrógenos por metales. En las oxisales ternarias, se reemplaza el/los H del oxiácido por el metal correspondiente. Por ejemplo:

Oxiácido	Oxial
HNO ₃	KNO ₃
Ácido nítrico	Nitrato de potasio

Para formular:

1. **Identifica el ácido** del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:

- ♦ En la nomenclatura tradicional, sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Ácido	Sal
ico	ato
oso	ito

- ♦ Escribe el ácido correspondiente.

2. **Quítale los hidrógenos al ácido:** lo que queda es un **anión**. Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido.

3. **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha.** Teniendo en cuenta el número de oxidación del metal, escribe los subíndices en el metal y el anión, de manera que se mantenga la electroneutralidad.



¿Cómo se escribe la fórmula del sulfato de potasio?

- ♦ Si es sulfato, deriva del ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- ♦ Al quitar los hidrógenos, queda el anión sulfato: $(\text{SO}_4)^{2-}$
- ♦ Se agregan tantos átomos metálicos como sean necesarios para
- ♦ neutralizar la carga del anión.
- ♦ En el caso del K (n° de oxidación +1)



Para nombrar:

Nomenclatura tradicional

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

Oxiácido	anión
Ácido sulfuro so : H_2SO_3	Sulf ito : SO_3^{2-}
Ácido sulfú ri co: H_2SO_4	Sulf ato : SO_4^{2-}

Cuando hay más de dos estados de oxidación, como en el caso de los halógenos que actúan formando oxianiones con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, se usan las siguientes terminaciones:

Nº de oxidación	Acido	Sal	Ejemplos
+1	Hipo ...oso	Hipo...ito	ácido hipocloroso → hipoclorito
+3	...oso	...ito	ácido cloroso → clorito
+5	...ico	...ato	ácido clórico → clorato
+7	Pero...ico	Per...ato	ácido perclórico → perclorato

Para el catión:

- ♦ Si tiene un único estado de oxidación, se da el nombre del metal. Por ejemplo:
sulfato de potasio: K_2SO_4 , nitrato de sodio: NaNO_3
- ♦ Si tiene más de un estado de oxidación: Se mantiene la terminación -oso (para el menor estado de oxidación) e -ico (para el mayor estado de oxidación). Por ejemplo:
nitrito ferroso: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, nitrito férrico: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$

Nomenclatura por atomicidad:

Se nombra igual que el oxiácido, reemplazando al hidrógeno por el metal

OXO - RAIZ NO METAL - ATO de n metal

Por ejemplo: FeSO_4 tetraoxosulfato de hierro

Ejemplos de oxisales con las dos nomenclaturas:

oxiácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
$\text{Cu}(\text{ClO})_2$	bis-monooxoclorato de cobre	hipoclorito cúprico
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	tris-trioxocarbonato de dialuminio	carbonato de aluminio

COMPUESTOS CUATERNARIOS

Sales ácidas

Los ácidos **con más de un hidrógeno**, no los ceden a todos con igual facilidad y originan iones que todavía contienen átomos de hidrógeno. Cuando estos aniones ácidos se unen a un catión metálico, se obtiene la fórmula de una sal ácida.

Estas sales se formulan siguiendo el criterio de orden creciente de electronegatividad; por lo tanto escribirás primero la fórmula del catión, luego la del anión ácido y finalmente utilizarás el criterio de compensación de cargas para agregar los subíndices en el caso de que sean necesarios.

Nomenclatura

Las nombraremos por atomicidad o por su nomenclatura tradicional, como en el caso del conocido bicarbonato de sodio.

Catión	Anión	Fórmula	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
Na^+	HCO_3^-	NaHCO_3	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de sodio	Bicarbonato de sodio

Otros ejemplos:

Catión	Anión	Fórmula	Nomenclatura por Atomicidad
Ca^{2+}	H_2PO_4^-	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Bis[dihidrogeno(trioxidofosfato)] de calcio
Ag^+	HSO_4^-	AgHSO_4	Hidrogeno(tetraoxidosulfato) de plata
Fe^{2+}	HSO_3^-	$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$	Bis[hidrogeno(trioxidosulfato)] de hierro

Sales básicas

Son también llamadas **hidroxisales**. Contienen el ión oxhidrilo junto a otro anión; son a la vez sales e hidróxidos.

Para formular una sal básica se escribe primero el símbolo del catión y a continuación las fórmulas del ión hidróxido (entre paréntesis) y del otro anión. La IUPAC aconseja seguir el criterio del orden alfabético para decidir cuál de los dos aniones se escribe en primer lugar.

Nomenclatura

Se nombran de la siguiente manera:

hidroxi..... (nombre del otro anión) de(nombre del catión)

Si hay más de un ion hidróxido en la fórmula, se designa la cantidad empleando prefijos mono, di, tri, etc.

En el caso de que el elemento metálico tenga más de un estado de oxidación se lo indica con un número romano entre paréntesis.

Ejemplos:

MgCl(OH)	hidroxicloruro de magnesio
Cu ₂ (OH) ₂ SO ₄	dihidroxisulfato de cobre (II)
Fe ₂ Br(OH) ₃	trihidroxibromuro de hierro(II)
Sn (OH) ₂ S	dihidroxisulfuro de estaño (IV)

Sales dobles

Son sales que poseen dos elementos metálicos (también puede ser el ión NH₄⁺), oxígeno y un elemento no metálico.

Nomenclatura: se nombra primero el **anión**, según sea sulfato, carbonato, etc, seguido de la palabra **doble**, luego la preposición **de** y a continuación los nombre de los **n elementos metálicos** (comenzando por el de mayor número de oxidación). Se indica entre paréntesis el número de oxidación de los metales cuando sea necesario.

Son ejemplos de sales dobles:

AgK(NO₃)₂: nitrato doble de plata y potasio

LiAl(SO₄)₂: sulfato doble de aluminio y litio

KNaCO₃: carbonato doble de sodio y potasio



Ejercitación: ¿Cómo escribir la fórmula de un compuesto conociendo los números de oxidación de los átomos que lo forman?

Supongamos que queremos escribir el óxido ácido que forma el azufre con el oxígeno cuando el azufre actúa con estado de oxidación +4

Solución: Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- ♦ La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero.
- ♦ El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid S}) \times (\text{atomicidad S}) + (\text{n}^\circ \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$

Sabiendo los números de oxidación del azufre y del oxígeno y reemplazando en la fórmula:

$$(+4) \times (\text{atomicidad S}) + (-2) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$

De la ecuación se deduce que para que la sumatoria de cero, la atomicidad del S = 1 y la atomicidad del O = 2, es decir.

$$(+4 \times 1) + (-2 \times 2) = +4 - 4 = 0$$

Por lo tanto se formará el dióxido de azufre: **SO₂**



Desafío: ¿Qué óxido ácido forma el nitrógeno con el oxígeno cuando el nitrógeno actúa con estado de oxidación +5?

Respuesta: N₂O₅



Desafío: ¿Qué oxisal ternaria de sodio forma el azufre con estado de oxidación +6?

Respuesta: Na₂SO₄



Ejercitación: ¿Cuál es el número de oxidación del **Cr** en el ion **Cr₂O₇⁼** ?

Solución: Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- ♦ La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión.
- ♦ El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid Cr}) \times (\text{atomicidad Cr}) + (\text{n}^\circ \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = -2$$

Reemplazando en la fórmula:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid Cr}) \times (2) + (-2) \times (7) = -2$$

Despejando la ecuación, encontramos que **nº oxid Cr = + 6**



Desafío: ¿Cuál es el número de oxidación del **C** en el ion **CO₃⁼** ?

Respuesta: nº oxid C = +4

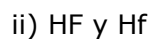
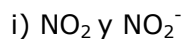


Desafío: ¿Cuál es el número oxidación de cada elemento en el carbonato doble de sodio y potasio, KNaCO₃?

Respuesta: nº oxid K = +1; nº oxid Na = +1; nº oxid C = +4; nº oxid O = -2

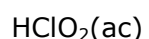
Ejercitación

1) a) Explica las diferencias que hay entre:

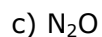


b) ¿Cuándo y por qué se usan paréntesis al escribir fórmulas químicas?

2) Indica el número de oxidación del cloro en los siguientes compuestos y nómbralos:



3) Clasifica los siguientes compuestos y nómbralos:



4) Marca con una cruz la clasificación correcta de cada uno de los compuestos. Ten presente que un compuesto se puede corresponder con más de una clasificación.

CLASE	COMPUESTOS							
	$\text{HCl}_{(\text{g})}$	$\text{HCl}_{(\text{ac})}$	$\text{CaO}_{(\text{s})}$	$\text{LiH}_{(\text{s})}$	$\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{ac})}$	$\text{NaOH}_{(\text{ac})}$	$\text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{s})}$	$\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$
Ácido								
Compuesto covalente binario								
Compuesto iónico binario								
Óxido								
Hidróxido								
Hidrácido								
Hidruro								

5) Escribe la fórmula de los siguientes aniones:

a) nitrato

d) carbonato

b) cloruro

e) hidrógenocarbonato

c) sulfato

6) Escribe la fórmula de:

- | | |
|---------------------|----------------------------|
| a) cloruro de plata | h) dióxido de azufre |
| b) óxido plúmbico | i) Pentóxido de diarsénico |
| c) nitruro de litio | j) óxido de zinc |
| d) fosfato de bario | k) monóxido de carbono |
| e) nitrato férrico | l) óxido periódico |
| f) óxido cobáltico | m) trióxido de molibdeno |
| g) óxido cuproso | n) óxido nítrico |

7) Completa el siguiente cuadro y nombra los productos formados:

Cationes	Aniones					
	NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Cl^-	S^{2-}	OH^-
K^+	KNO_3 Nitrato de potasio					
Mg^{2+}						
Fe^{3+}						
Pb^{4+}						
NH_4^+						
Zn^{2+}						

8) Determina el número de oxidación de cada elemento presente en las siguientes fórmulas:

- | | |
|----------------------------|-----------------------|
| a) H_2O | c) KCl |
| g) K_2CO_3 | f) Cl_2 |
| b) BrO_3^- | i) SO_4^{2-} |
| e) CO_2 | |

9) ¿En cuál de los siguientes compuestos, el cloro tiene el número de oxidación más positivo?

- | | |
|------------------|--------------------|
| a) HCl | c) NaCl |
| b) Cl_2 | d) HClO_3 |

10) ¿Cuál es el número de oxidación del bromo en el HBrO_2 ?

11) ¿Cuál es la fórmula que corresponde a una sal? Nombra todos los compuestos

- | | |
|----------------------------|----------------------|
| a) AgNO_3 | c) NH_3 |
| b) H_2SO_4 | d) Ca(OH)_2 |

12) Un frasco que contiene una sustancia verde tiene una etiqueta que dice clorato férrico.
¿Qué iones están presentes en este reactivo?

13) ¿Cuál de los siguientes iones tiene carga -2?

- | | |
|----------------|----------------|
| a) ión sulfito | c) ión nitrito |
| b) ión fosfato | d) ión clorato |

14) Une con flechas según corresponda:

hidróxido de amonio	CrCl_3
ácido periódico	NH_3
sulfuro de potasio	HI
amoníaco	NH_4OH
sulfito de potasio	HIO_4
yoduro de hidrógeno	K_2S
ácido nitroso	K_2SO_3
tricloruro de cromo	HNO_2

15) Dadas las siguientes fórmulas, dar las nomenclaturas correspondientes e indicar de qué tipo de compuesto se trata:

- | | |
|-----------------------------|--------------------------|
| a) BaCl_2 | f) FeBr_3 |
| b) TiCl_4 | g) Ba(OH)_2 |
| c) HF(ac) | h) CaH_2 |
| d) $\text{H}_2\text{S(ac)}$ | i) Ag_2O |
| e) HCl(g) | j) KH |

16) Si X representa un elemento de la familia del carbono, entonces la fórmula general para un compuesto entre X e hidrógeno sería:

- | | | | | |
|------------------|---------------------------|----------------|------------------|------------------|
| a) XH_5 | b) X_2H_5 | c) XH | d) XH_2 | e) XH_4 |
|------------------|---------------------------|----------------|------------------|------------------|

17) Cuando un elemento X que tiene dos electrones de valencia se combina con un elemento Y que tiene seis electrones de valencia, el compuesto formado tendrá la siguiente fórmula molecular:

- | | | | | |
|----------------|-------------------------|------------------|-------------------------|------------------|
| a) XY | b) X_3Y | c) XY_3 | d) X_2Y | e) XY_2 |
|----------------|-------------------------|------------------|-------------------------|------------------|

- 18) El número de oxidación para el azufre es +4 en:
a) SF_6 b) Na_2SO_3 c) SO_3 d) H_2S
- 19) Cuando se quema magnesio metálico en aire se obtienen dos productos. Uno es óxido de magnesio, MgO y el otro es el producto de la reacción entre Mg y Nitrógeno molecular, nitruro de magnesio.
a) Sabiendo que el ión nitruro tiene un estado de oxidación de -3 , indica la fórmula del nitruro de magnesio.
b) Cuando se agrega agua al nitruro de magnesio éste reacciona para formar óxido de magnesio y amoníaco gaseoso. ¿Cuál es el estado de oxidación del Nitrógeno en el amoníaco?
- 20) Si nos basamos en el conocimiento de los posibles estados de oxidación de los elementos, ¿cuál de los siguientes es un peróxido?
a) TiO_2 b) BaO_2 c) SnO_2 d) SO_2 e) SiO_2
- 22) ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el mayor número de átomos de oxígeno en su fórmula?
a) sulfato de sodio d) nitrito de calcio
b) sulfito de sodio e) clorato de magnesio
c) pentóxido de dinitrógeno
- 23) ¿Cuál de los siguientes elementos forma un óxido básico?
a) Cloro b) fósforo c) nitrógeno d) bario
- 24) Indica el estado de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:
a) Li_2O f) KH
b) HBr g) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
c) H_3PO_4 h) H_2CO_3
d) KI i) Na_2SO_4
e) H_2O_2
- 25) Escribe la fórmula correspondiente a cada nombre e indica el número de oxidación con que actúa cada elemento en los siguientes óxidos:
a) Óxido hipoyodoso f) Óxido de estánico
b) Óxido de cadmio g) Dióxido de carbono
c) Óxido fosforoso h) Óxido de plumboso
d) Monóxido de dilitio i) Heptóxido de dibromo
e) Óxido potásico j) Trióxido de cromo
- 26) ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en cada caso?
a) N_2 e) N_2O_5 i) HNO_2
b) NaNO_3 f) NO_3^- j) NH_4^+
c) NO_2^- g) N_2O_3 k) NH_3
d) N_2O_4 h) NO
- 27) Identifica las siguientes sustancias como ácidos, bases o sales:
a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ b) HClO c) HNO_2 d) CuCl_2 e) KNO_3 f) KOH

28) Escribe la fórmula y nombra las sales que se forman por combinación de los siguientes aniones:

- | | | |
|--------------|----------------|----------------|
| a) S^{2-} | d) NO_3^- | g) PO_4^{3-} |
| b) Cl^- | e) HCO_3^- | |
| c) BrO_3^- | f) SO_4^{2-} | |

con cada uno de los siguientes cationes:

- | | |
|--------------|--------------|
| a) Al^{3+} | d) Hg^{2+} |
| b) Fe^{3+} | e) Na^+ |
| c) Cu^{2+} | f) NH_4^+ |

29) Escribe la fórmula de los ácidos de los cuales provienen las siguientes sales, y los aniones que formarán dichos ácidos al perder el elemento metálico o el ión amonio según el caso. Nombra **todos** los compuestos.

- | | |
|-----------------|-------------------|
| a) $KClO_4$ | g) $NaClO$ |
| b) $Ca(ClO)_2$ | h) $(NH_4)_2SO_4$ |
| c) $BaSO_4$ | i) $Ca(ClO_3)_2$ |
| d) $Ni(NO_3)_2$ | j) $Al_2(CO_3)_3$ |
| e) $AgNO_2$ | k) Na_2CO_3 |
| f) K_2SO_3 | |

30) Completa el siguiente relato y resuelve los desafíos que se presentan:

El maravilloso mundo del magnesio

El magnesio es un elemento que se encuentra ampliamente distribuido en la superficie terrestre y en el agua de mar, la cual contiene un 0,13 % de este elemento. Esta última constituye una de sus principales fuentes de obtención.

Desafío 1: Si se quisiera extraer magnesio del agua marina, indica qué cantidad podríamos obtener a partir de una tonelada de agua.

El magnesio se presenta en la naturaleza en la forma de sales y minerales, principalmente dolomita, de los cuales también puede obtenerse el elemento.

El magnesio, que se representa mediante el símbolo....., se ubica en la tabla periódica en el período y en el grupo Por lo tanto, debido a esta ubicación, lo clasificamos como un y como un elemento Su número másico es , un mol de átomos de magnesio pesa gramos y un átomo de magnesio pesagramos.

El átomo de magnesio posee protones y electrones. El número de electrones de valencia es Al perder estos electrones, el magnesio adquiere la configuración del gas noble y se transforma en el ión, el cual es un El magnesio reacciona fácilmente con elementos de los grupos VI y VII para dar compuestos predominantemente..... Entre ellos son particularmente importantes el fluoruro, componente principal de los dientes y el óxido (leche de magnesia), famoso laxante y purgante.

Desafío 2: Escribe la fórmula de estas sustancias.

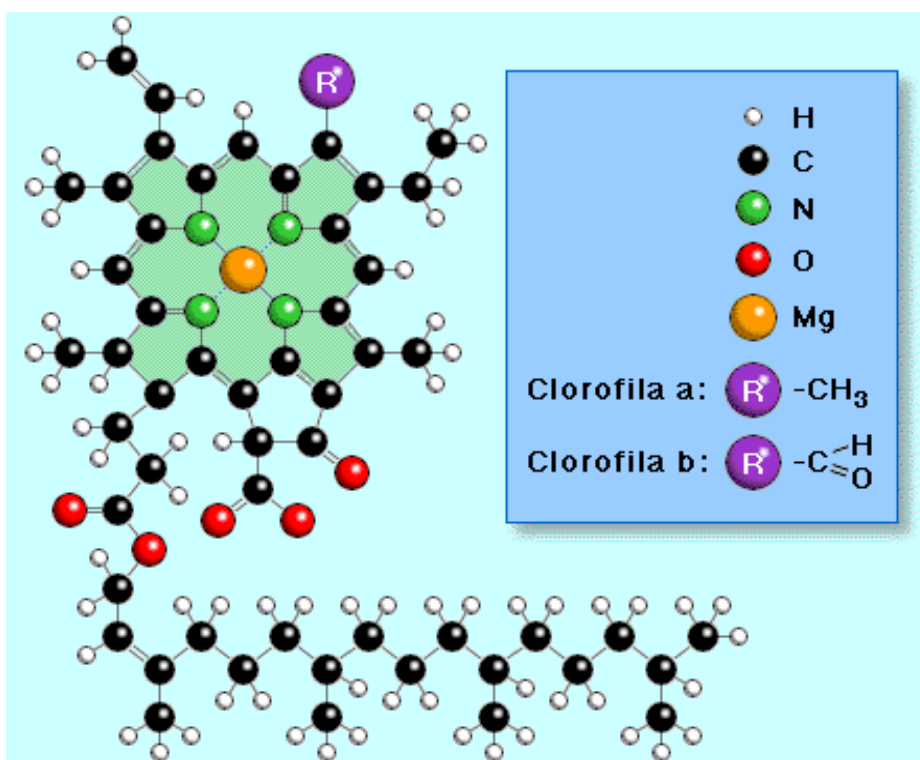
De estos dos compuestos, el fluoruro presenta un carácter iónico que el óxido debido a que el oxígeno es electronegativo que el flúor.

El sulfuro de magnesio es un compuesto formado solamente por azufre y magnesio. Se trata de un sólido blanco, muy soluble en agua. La fórmula más probable para este compuesto es:

- i) Mg_2S ii) MgS iii) MgS_2

Además, el magnesio tiene una importante función biológica, ya que forma parte de una de las moléculas responsables de la vida en este planeta: la clorofila. La molécula de esta sustancia contiene un solo átomo de magnesio.

Existen dos tipos principales de clorofila, la clorofila a y la clorofila b y sus estructuras pueden verse en la siguiente figura:



Estructura de la clorofila

Capítulo 6: Reacciones químicas y estequiometría

1. Reacciones químicas

Las **reacciones químicas** ocurren en todos lados. El combustible en nuestros coches se quema con oxígeno para proporcionar energía que mueve al auto. Cuando cocinamos nuestros alimentos o aclaramos nuestro cabello tienen lugar reacciones químicas. En las hojas de los árboles y las plantas, el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos.

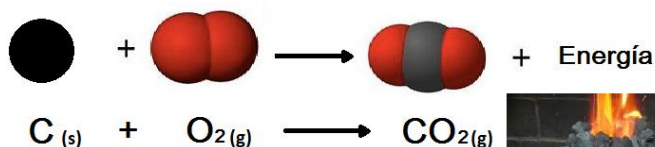
Algunas reacciones químicas son simples mientras que otras son muy complejas.

En toda reacción química los átomos en las sustancias que reaccionan, que se llaman **reactivos**, se reordenan para generar nuevas sustancias denominadas **productos**. Los átomos en los reactivos y en los productos son los mismos, lo que significa que la materia se conserva y no se pierde durante un cambio químico.

Recordar que en un **cambio físico** se altera la apariencia de la sustancia, pero no su composición, por ejemplo cuando el agua líquida se convierte en gas o en un sólido. En un **cambio químico** las sustancias que reaccionan se transforman en nuevas sustancias con diferentes composiciones y diferentes propiedades, por ejemplo, cuando la plata (Ag), metal brillante, reacciona con el azufre (S) para convertirse en una sustancia opaca llamada sulfuro de plata (Ag₂S).

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. La **ecuación química** nos indica lo que sucede durante la reacción y mediante símbolos químicos muestra quiénes son los participantes de la misma.

Cuando quemamos carbón en un asador, el carbón se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono. La siguiente ecuación representa dicha reacción:



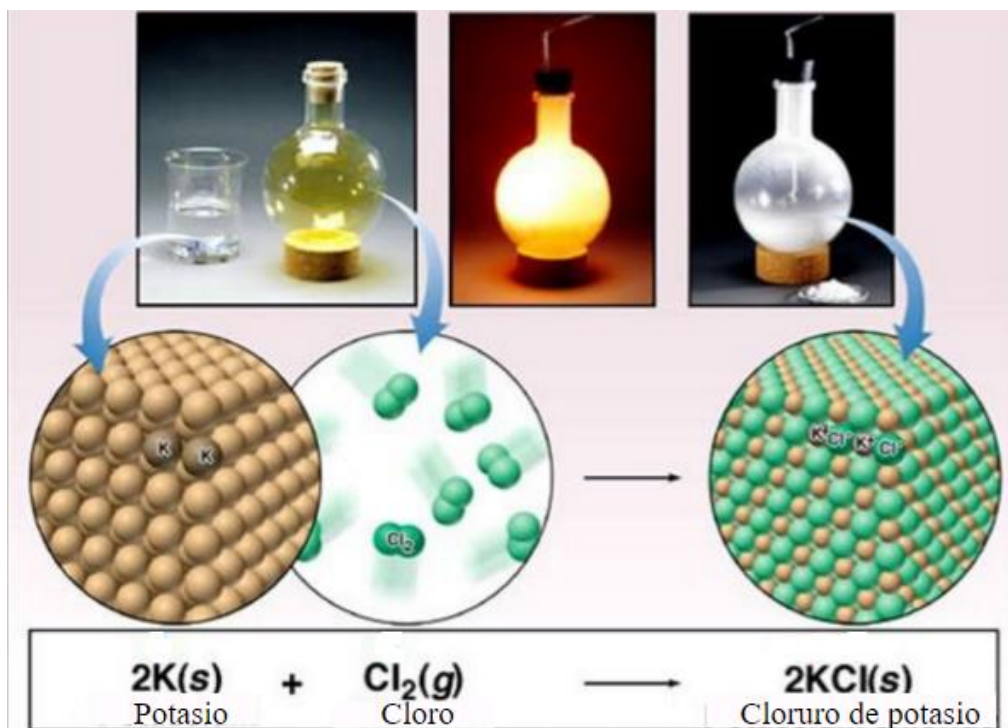
Cuando tiene lugar una reacción química, los enlaces entre átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces entre los átomos de los productos. Ya mencionamos que en cualquier reacción química, en las nuevas sustancias debe haber el mismo número de átomos que en las sustancias de partida, por lo tanto una reacción se debe escribir a través de una ecuación química balanceada. Las letras minúsculas entre paréntesis indican el estado de agregación de las sustancias, es decir, si se encuentran en estado gaseoso (g), líquido (l), sólido (s) o disueltos en agua (ac). La reacción del ejemplo se puede leer: 1 mol de átomos de carbono sólido se combinan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 1 mol de dióxido de carbono gaseoso.

¿La ecuación anterior está balanceada? Sí, porque hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno de cada lado de la ecuación.

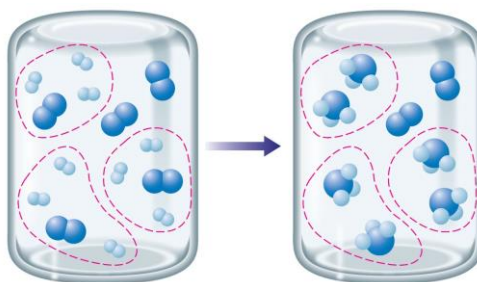
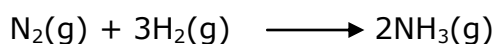
1.1 Tipos de reacciones químicas

A. Reacciones de síntesis o de combinación

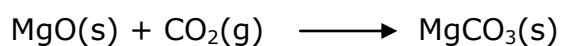
En estas reacciones dos o más elementos o compuestos se unen para formar un producto, o lo que es lo mismo, para sintetizar una nueva sustancia.



El nitrógeno se combina con el hidrógeno para sintetizar amoníaco



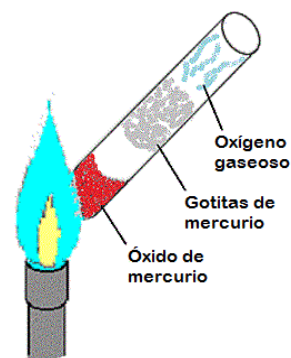
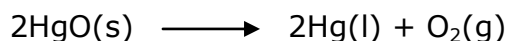
El óxido de magnesio se combina con el dióxido de carbono para dar carbonato de magnesio



B. Reacciones de descomposición

En una reacción de descomposición, un único reactivo se divide en dos o más productos

Cuando el óxido de mercurio (II) se calienta, los productos son mercurio y oxígeno

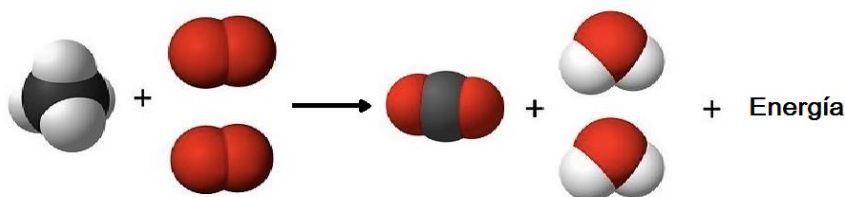
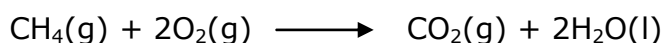


C. Reacciones de combustión

En las reacciones de combustión se necesita oxígeno y con frecuencia la reacción produce un óxido, agua y calor. Quemar leña en un hogar o gasolina en el motor de un coche son ejemplos de este tipo de reacciones.

Cuando quemamos hidrocarburos en aire, éstos reaccionan con O_2 para formar CO_2 y H_2O .

El gas metano reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. El calor producido por esta reacción cocina nuestros alimentos y calienta nuestras casas.

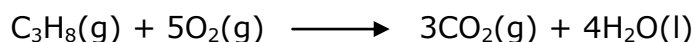


La **combustión completa** produce CO_2 .

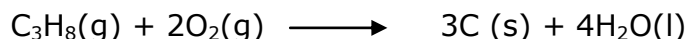
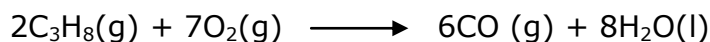
La reacción de **combustión incompleta** se produce en un ambiente deficiente en oxígeno, genera llama amarilla y produce una mezcla de monóxido de carbono, CO (sumamente tóxico) y residuo carbonoso (C) al que se le llama hollín.

Veamos por ejemplo el caso de la combustión del propano (C_3H_8), un gas que se utiliza para cocinar y para calefacción en los hogares:

Si la combustión es completa:



Si la combustión es incompleta:



La llama siempre debe ser azul, una mala combustión puede detectarse a simple vista si la llama es amarilla o anaranjada.



Gases de combustión + poco oxígeno = monóxido de carbono + hollín

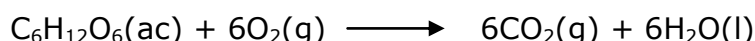
Las intoxicaciones por monóxido de carbono son muy peligrosas y deben evitarse.

Las causas más comunes son:

- Mal funcionamiento del calefón o de la estufa de tiro balanceado
- Utilización del horno u hornallas para calefaccionar.
- Hogares a leña o braseros en lugares cerrados y con mal tiraje

Ingresa al organismo por vía respiratoria y puede causar la muerte.

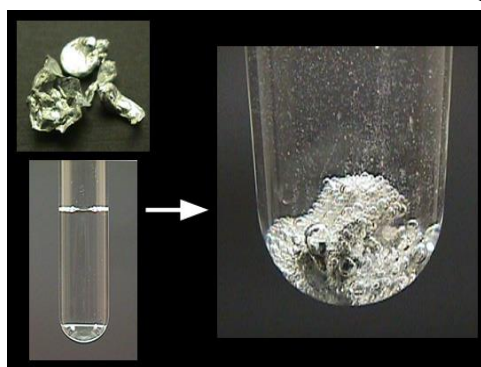
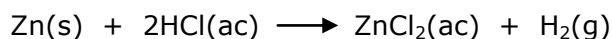
En las células del cuerpo también ocurren reacciones de combustión para metabolizar los alimentos, lo que proporciona energía para las actividades que realizamos. Nosotros incorporamos oxígeno del aire para quemar glucosa de nuestros alimentos y así nuestras células producen dióxido de carbono, agua y energía.



D. Reacciones de sustitución

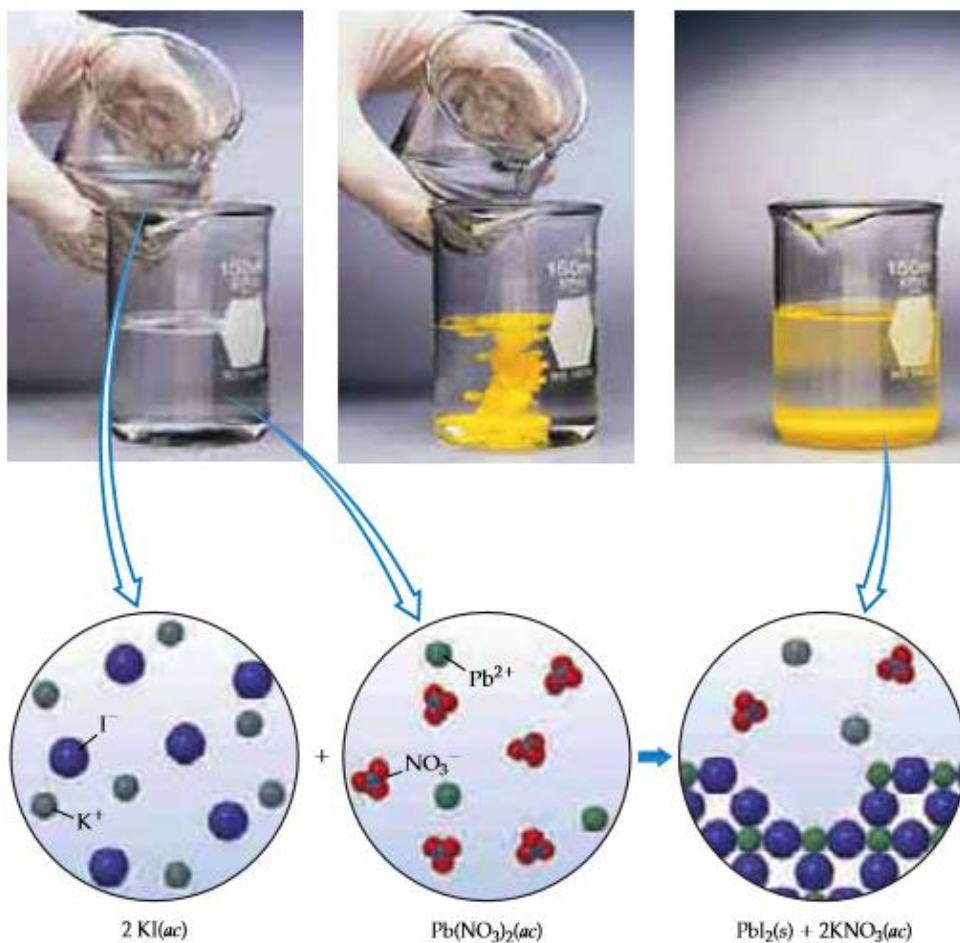
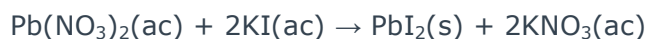
En estas reacciones los elementos en los compuestos se sustituyen por otros elementos. Hay dos tipos: reacciones de sustitución simple o única en donde un elemento no combinado toma el lugar de un elemento en un compuesto. Un ejemplo de este tipo de reacción ocurre cuando el hidrógeno de un ácido se sustituye por un metal reactivo:

Cuando se pone en contacto un trozo de zinc con ácido clorhídrico, se observa un burbujeo producto del desprendimiento de hidrógeno gaseoso.

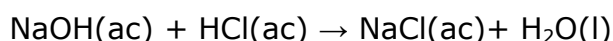


Reacciones de sustitución doble en las cuales los iones en los compuestos que reaccionan cambian de posición y generan nuevos compuestos.

La figura muestra como ejemplo, la adición de una disolución incolora de yoduro de potasio (KI) a una disolución incolora de nitrato de plomo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$] la cual produce un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI_2) que lentamente se asienta en el fondo del vaso.



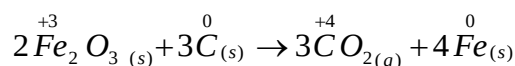
La reacción en la que una disolución de hidróxido de sodio reacciona con una de ácido clorhídrico para dar cloruro de sodio y agua, se denomina también **reacción de neutralización**, pues un ácido (que contiene H^+) se neutraliza con una base o hidróxido (que contiene OH^-) para producir la sal correspondiente y agua.



E. Reacciones de óxido-reducción (redox)

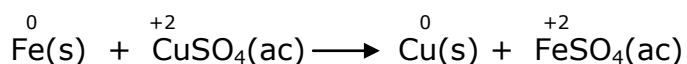
En toda reacción redox se transfieren electrones de una sustancia a otra. Si una sustancia pierde electrones, otra debe ganarlos. La oxidación se define como la pérdida de electrones y la reducción es la ganancia de electrones. En una reacción redox hay cambios en los estados de oxidación de algunos elementos.

El hierro metálico se obtiene al reducir el óxido de hierro (III) utilizando carbono

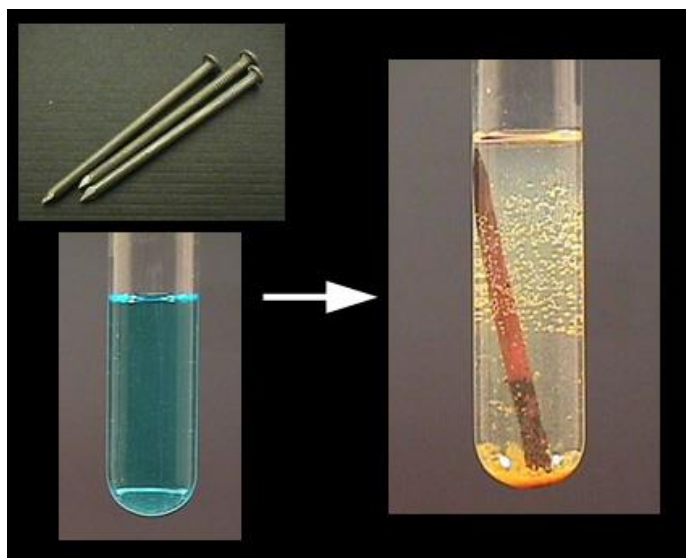


En esta reacción el carbono pierde electrones y se oxida y el hierro los gana y se reduce. Vemos que el Fe tiene estado de oxidación +3 en los reactivos y pasa a tener estado de oxidación 0 en los productos, por haber ganado tres electrones, mientras que el C tiene estado de oxidación 0 en los reactivos y pasa a tener estado de oxidación +4 en los productos por haberse oxidado al haber perdido electrones.

Si colocamos un clavo de hierro (Fe) dentro de una solución de sulfato de cobre (CuSO_4), se depositará cobre (Cu) metálico sobre el clavo y se formará una disolución de sulfato ferroso (FeSO_4).



En este caso, el hierro se oxidó de 0 a +2 y el cobre se redujo de +2 a 0



Una reacción química en particular puede corresponder a varios tipos de reacciones simultáneamente, por ejemplo, la reacción de combinación del azufre (S) con el oxígeno (O_2) para dar SO_2 es al mismo tiempo una reacción redox.

2. Estequiometría

La palabra **estequiometría** deriva del griego stoicheion, que significa "elemento" y metría, que significa "medición". La estequiometría es la relación de las masas atómicas entre reactivos y productos y se basa en un principio fundamental, la ley de conservación de la masa de Lavoisier: la masa total de todas las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción. Esto es, el mismo número de átomos está presente antes y después de la reacción. Los cambios que ocurren durante cualquier reacción simplemente reacomodan a los átomos.

Una vez que conocemos las fórmulas químicas de los reactivos y productos de una reacción, podemos escribir la ecuación química no balanceada. Luego balanceamos la ecuación determinando los coeficientes estequiométricos que producen números iguales de cada tipo de átomo en cada miembro de la ecuación (reactivos y productos). Para casi todas las aplicaciones, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes enteros más bajos posibles.

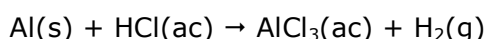


Ejercitación:

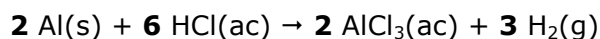
En el laboratorio se hacen reaccionar 5 moles de Aluminio sólido con la cantidad necesaria de una disolución acuosa de HCl para obtener una disolución acuosa de AlCl_3 e Hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de sal se forman?

Solución: Para poder resolver el ejercicio lo primero que debemos hacer es plantear la ecuación química que se produce en la reacción.

Planteamos la ecuación química no balanceada:



Determinamos los coeficientes estequiométricos:



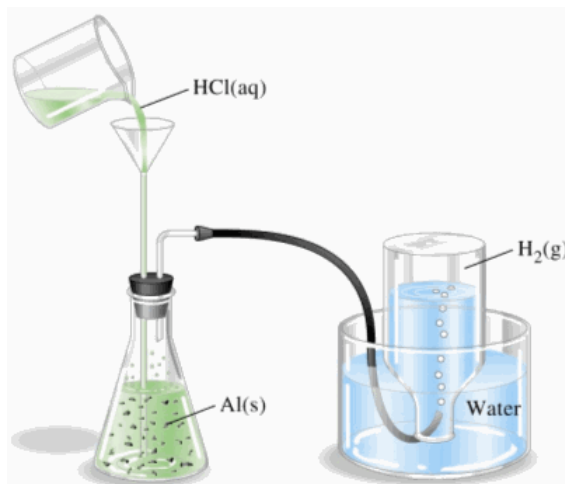
Ahora sí estamos en condiciones de contestar el enunciado.

En base a los moles de Al que reaccionan (dato del problema) y a la relación estequiométrica entre el Al y el AlCl_3 (de acuerdo a la ecuación química balanceada) podemos establecer la siguiente relación:

$$5 \text{ moles de Al} \times \frac{2 \text{ moles de AlCl}_3}{2 \text{ moles de Al}} = 5 \text{ moles de AlCl}_3$$

Transformando los moles de sal formada en gramos, nos queda:

$$5 \text{ moles de AlCl}_3 \times \frac{133,5 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} = \mathbf{667,5 \text{ g de AlCl}_3}$$

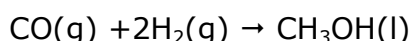


2.1. Reactivo limitante

La disponibilidad de reactivos en una reacción química puede limitar la cantidad de producto que se obtiene. Cuando los reactivos no se encuentran en las proporciones estequiométricas que indica la ecuación química, el reactivo que está en defecto, es decir, que está en menor proporción, se denomina reactivo limitante, porque será el que "limite" la obtención de los productos. El otro reactivo se llama reactivo en exceso.



Ejercitación: En el laboratorio se combinan 3 moles de monóxido de carbono gaseoso y 5 moles de hidrógeno gaseoso para obtener metanol (CH_3OH) en estado líquido. ¿Cuántos moles de metanol se obtendrán?, ¿cuál es el reactivo limitante y por qué?



Solución: Si la reacción química no hubiera estado como dato del problema, lo primero que debería haber hecho es plantearla e igualarla.

Si bien la primer pregunta es ¿Cuántos moles de metanol se obtendrán?, no podré responder a esta pregunta hasta que no haya determinado cuál es el reactivo limitante, pues cuando se agote no producirá más producto.

Estequiométricamente vemos que 1 mol de CO reacciona con 2 moles de H_2 , calculemos entonces cuántos moles de H_2 se necesitarán para que reaccionen 3 moles de CO (dato).

$$3 \text{ moles de CO} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de CO}} = \mathbf{6 \text{ moles de H}_2}$$

Este resultado me está indicando que para que reaccionen 3 moles de CO necesitaría 6 moles de H_2 , pero, el dato del problema me dice que dispongo de sólo 5 moles de H_2 con lo cual, como **tengo menos de lo que necesitaría, el H_2 es el reactivo limitante.**

Si relacionara ahora el cálculo con el otro reactivo, es decir:

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{2 \text{ moles de H}_2} = \mathbf{2,5 \text{ moles de CO}}$$

Este resultado me está indicando que para que reaccionen 5 moles de H_2 necesitaría 2,5 moles de CO, pero el dato del problema me dice que dispongo de 3 moles CO de con lo cual, como **tengo más de lo que necesitaría**, con lo cual confirmo que el **CO es el reactivo en exceso**. Una vez terminada la reacción quedarán sin reaccionar 0,5 moles de CO.

Ahora que ya sabemos cuál es el reactivo limitante, podremos responder acerca del producto, es decir, podremos calcular los moles de metanol que se obtendrán.

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{2 \text{ moles de H}_2} = \mathbf{2,5 \text{ moles de CH}_3\text{OH}}$$

De la ecuación podemos deducir que:

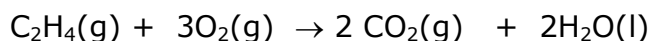
Moles iniciales: 3 moles de CO, 5 moles de H_2 y 0 moles de metanol.

Moles consumidos/formados: 2,5 moles de CO, 5 moles de H_2 y 2,5 moles de metanol.

Moles sobrantes: 0,5 moles de CO, 0 moles de H_2 y 2,5 moles de metanol.



Ejercitación: En la combustión del etileno, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono gaseoso se formarán al encender una mezcla que contiene 1,93 g de etileno gaseoso y 5,92 g de oxígeno gaseoso?



Solución:

Primero: convertimos las cantidades a moles:

$$1,93 \text{ g C}_2\text{H}_4 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4}{28 \text{ g de C}_2\text{H}_4} = 0,0689 \text{ moles C}_2\text{H}_4 \text{ disponibles.}$$

$$5,92 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,185 \text{ moles de O}_2 \text{ disponible}$$

Segundo: buscamos el reactivo limitante:

Se verá si hay suficiente O_2 para reaccionar con todo el C_2H_4 . Según lo especifica la ecuación química: 1 mol de C_2H_4 reacciona estequiométricamente con 3 moles de O_2

$$0,0689 \text{ moles C}_2\text{H}_4 \times \frac{3 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} = 0,207 \text{ moles O}_2 \text{ necesarios para consumir todo el C}_2\text{H}_4$$

Pero sólo se dispone de 0,185 moles de O_2 , por lo tanto **el O_2 es el reactivo limitante.**

Tercero: calculemos la cantidad de producto formado:

Ahora se utiliza el reactivo limitante para calcular la cantidad de producto formado.

$$0,185 \text{ moles O}_2 \times \frac{2 \text{ moles de CO}_2}{3 \text{ moles de O}_2} \times \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = \mathbf{5,43 \text{ g CO}_2}$$



Desafío: Una mezcla de 1,5 moles de Al (s) y 3 moles de Cl_2 (g) reacciona para dar como producto AlCl_3 (s)

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?, B) ¿Cuántos moles de AlCl_3 se forman?,
C) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

Respuesta: a) Al , b) 1,5 moles de AlCl_3 y c) 0,75 moles de Cl_2 .

2.2 Pureza

Las materias primas (reactivos) con que se fabrican los productos químicos en escala industrial, así como los reactivos de laboratorio, nunca son 100% puros, sino que contienen distintas cantidades de impurezas. Estas impurezas no van a reaccionar y por lo tanto deben tenerse en cuenta al momento de realizar los cálculos estequiométricos.

En los reactivos que se adquieren comercialmente, las impurezas están especificadas como se muestra en la siguiente etiqueta. En las especificaciones no solo se da el valor de pureza (riqueza), sino que además se detallan las diferentes impurezas.

Amoníaco 30% (en NH_3) (E-527, F.C.C.) ADITIO

NH_3

M.= 17,03 CAS: 1336-21-6 EINECS: 215-647-6 NC: 2814 20 00 UN: 2672

IMDG: 8/III ADR: 8/III IATA: 8/III PAX: 819 CAO: 813

PALABRA DE ADVERTENCIA: Peligro



H314-H400

1l~0,897kg 1kg~1,115l

ESPECIFICACIONES:

Riqueza (en peso de NH_3)..... 27,0-30,0 %*

Residuo no volátil, no más de 0,02 %

Sustancias fácilmente oxidables..... s/e.

Arsénico, no más de 3 ppm

Plomo, no más de 0,5 ppm

Especificaciones Dir. 2008/84/CE, F.C.C. 6

(*) En el momento del análisis del lote

Anilina (Reag. Ph. Eur.) PA-ACS

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

M.= 93,13 CAS: 62-53-3 EINECS: 200-539-3 NC: 2921 41 00 UN: 1547

IMDG: 6.1/II ADR: 6.1/II IATA: 6.1/II PAX: 609 CAO: 611

PALABRA DE ADVERTENCIA: Peligro



H331-H311-H301-H351-H318-H317-H372-H341-H400

1l~1,022kg 1kg~0,978l

ESPECIFICACIONES:

Riqueza mínima (C.G.)..... 99,5 %

Identidad IR s/e.

Densidad a 20/4 1,021-1,023

LÍMITE MÁXIMO DE IMPUREZAS

Color APHA 250

Residuo de calcinación 0,005 %

Clorobenceno (C.G.)..... 0,01 %

Hidrocarburos..... s/e.

Nitrobenceno (C.G.)..... 0,001 %

Agua (H_2O)..... 0,1 %

Ca 0,00005 %

Cd 0,000005 %

Co 0,000002 %

Cr 0,000002 %

Cu 0,000002 %

Fe 0,00001 %

Mg 0,00001 %

Mn 0,000002 %

Ni 0,000002 %

Pb 0,00001 %

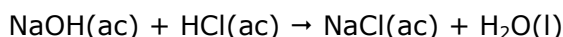
Zn 0,00001 %

Si un reactivo está impuro, hay que calcular su masa real antes de realizar los cálculos de reactivo limitante.

Por ejemplo, si tenemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir, de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.



Ejercitación: ¿Cuál es el peso máximo de NaCl que podría obtenerse de 10 g de NaOH si este reactivo tiene una pureza del 90%? La reacción química es:



Solución: De los 10 g de droga que disponemos, sólo el 90% es NaOH, o sea, la cantidad de NaOH puro es:

$$10 \text{ g de NaOH impuro} \times \frac{90 \text{ g de NaOH puro}}{100 \text{ g de NaOH impuro}} = \mathbf{9 \text{ g de NaOH puro}}$$

Esto quiere decir que de los 10 g iniciales de NaOH, sólo 9 g contribuirán a la formación del NaCl, de ahí la importancia de hacer este cálculo primero.

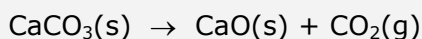
Por otra parte, estequiométricamente, por cada mol de NaOH que reaccione se formará un mol de NaCl, entonces:

$$9 \text{ g de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \times \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = \mathbf{13,16 \text{ g de NaCl}}$$

Se obtienen 13,16 g de NaCl



Desafío: Se tratan 500 g de una muestra de CaCO_3 de 85 % de pureza. ¿Cuántos gramos de CaO y CO_2 se obtendrán?

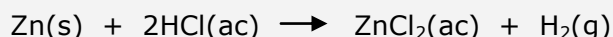


Respuesta: Se obtendrán 238 g de CaO y 187 g de CO_2



Desafío: Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,5 % de impurezas con suficiente HCl.

- a) ¿Qué porcentaje de pureza posee el reactivo?
- b) ¿Qué masa de H_2 gaseoso se desprenderá en la reacción?



Respuesta: a) 92,5 % b) Se desprenderán 0,645g de H_2



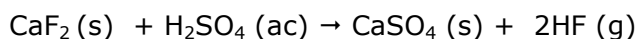
Desafío: Se tienen 500 g de un mineral que contiene el 78 % de pureza en MnO_2 . Calcula la masa de MnO_2 presente en la muestra.

Respuesta: En la muestra habrá 390 g de MnO_2

Supongamos ahora que tenemos los datos de inicio de una reacción y la cantidad de producción obtenida pero deseamos corroborar si el material de partida estaba puro.



Ejercitación: Se tratan 600 g de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 286 g de HF. ¿Cuál es la pureza del CaF_2 ?



Solución: En este caso, el enunciado ya nos informa que el ácido sulfúrico es el reactivo en exceso, por lo tanto lo primero que nos conviene calcular son las masas molares de los compuestos involucrados en los planteos, para poder hacer las relaciones estequiométricas y facilitar los planteos.

1mol de CaF_2 = 78 g

1mol de HF = 20 g

$$286 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{2 \text{ moles HF}} \times \frac{78 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20 \text{ g HF}} = \mathbf{557,7 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}$$

Este dato nos indica que de los 600 g que pusimos de reactivo, sólo estaban puros 557,7 g.

Como la pureza se da en porcentaje, es decir cantidad de compuesto puro por cada 100 g de compuesto impuro, podemos calcularla de la siguiente manera:

$$\frac{557,7 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}{600 \text{ g de CaF}_2 \text{ impuros}} \times 100 \text{ g de CaF}_2 \text{ impuros} = \mathbf{93 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}$$

Por lo tanto el CaF_2 utilizado en la reacción posee un **93% de pureza**



Desafío: Una muestra impura de 50,0 g de zinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico para dar cloruro de zinc e hidrógeno. Calcula el % de pureza del zinc.

Ayudita: La cantidad de zinc presente en la muestra impura se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido.

Respuesta: 96,2%

2.3 Rendimiento

En cualquier proceso químico, ya sea a escala industrial o de laboratorio, la cantidad de producto que se obtiene es siempre menor que la calculada teóricamente (por la proporción estequiométrica) porque hay factores que afectan al proceso químico, principalmente factores técnicos, por ejemplo: el tiempo y la forma de calentamiento, la presión a la que se trabaja (para los gases), la eficiencia del catalizador empleado, la construcción del equipo utilizado, etc.

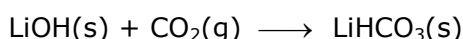
Por lo tanto hay que definir lo que se conoce como **rendimiento de una reacción**, que es el porcentaje real obtenido, en relación con el valor teórico calculado.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100$$

El **rendimiento** de una reacción química es muy importante en la industria, ya que determina la rentabilidad económica del proceso. Un bajo rendimiento obliga a investigar y probar nuevas técnicas y distintos procesos para mejorar la eficacia de la producción.



Ejercitación: En una nave espacial, el LiOH se usa para absorber el CO₂ exhalado del aire respirado por los astronautas para formar LiHCO₃. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción, si 50,0 g de LiOH generan 72,8 g de LiHCO₃?



Solución: Primero tenemos que calcular la cantidad de LiHCO₃ que se produciría teóricamente de acuerdo a la cantidad inicial de reactivo y a las relaciones estequiométricas.

$$50,0 \text{ g LiOH} \times \frac{1 \text{ mol LiOH}}{23,94 \text{ g LiOH}} \times \frac{1 \text{ mol LiHCO}_3}{1 \text{ mol LiOH}} \times \frac{67,94 \text{ g LiHCO}_3}{1 \text{ mol LiHCO}_3} = 141,9 \text{ g LiHCO}_3$$

Este cálculo nos indica que la **producción teórica** es de **141,9 g LiHCO₃**

El dato del problema nos dice que la **producción real** (se generan) es de **72,8 g LiHCO₃**

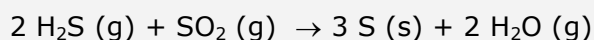
Por lo tanto el cálculo porcentual de rendimiento será:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100 = \frac{72,8 \text{ g LiHCO}_3}{141,9 \text{ g LiHCO}_3} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = 51,3 \%$$



Desafío: La mezcla de 6,8 g de sulfuro de hidrógeno gaseoso con exceso de dióxido de azufre gaseoso produce 8,2 g de azufre sólido.
¿Cuál es el rendimiento de esta reacción?



Respuesta: 85,4%

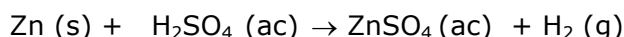
También puede ocurrir que el porcentaje de rendimiento sea un dato y necesite calcular a cuánta masa o volumen (en caso de un gas) corresponde.

En la siguiente ejercitación veremos cómo se resuelve un ejercicio en el cual se debe plantear y balancear la reacción que se produce y cuya resolución involucra los conceptos de pureza, volumen molar y rendimiento de reacción.



Ejercitación: Se tratan 200 g de una muestra de Zn de 90 % de pureza con un exceso de solución de H_2SO_4 . Como producto de la reacción se forman ZnSO_4 y H_2 , este último en estado gaseoso. ¿Cuántos moles de gas H_2 se obtendrán si el rendimiento del proceso es del 85 %?

Solución:



$$200 \text{ g de muestra} \times \frac{90 \text{ g Zn}}{100 \text{ g muestra}} = 180 \text{ g de Zn puro}$$

De la ecuación química se ve que por cada mol de Zn que reaccione, se formará 1 mol de H_2

$$1 \text{ mol Zn} = 65 \text{ g Zn}$$

$$180 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 2,77 \text{ mol H}_2$$

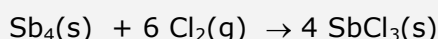
Pero el rendimiento es del 85 %; esto significa que por cada 100 moles de H_2 que deberían obtenerse teóricamente, en la práctica sólo se obtienen 85 moles. O sea que lo que en realidad se obtiene es el 85 % de 2,77 moles.

$$2,77 \text{ mol H}_2 \times \frac{85 \text{ mol H}_2}{100 \text{ mol H}_2} = 2,35 \text{ mol H}_2$$

Se obtendrán 2,35 moles de H_2 si el rendimiento del proceso es del 85 %



Desafío: La masa de SbCl_3 que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción?



Respuesta: 84,9%

Ejercitación

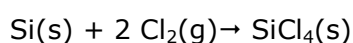
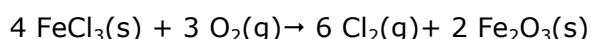
- 1) Representa cada una de las siguientes afirmaciones mediante una ecuación química balanceada:
 - a) El monóxido de carbono reacciona con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono gaseoso.
 - b) El dióxido de carbono reacciona con agua para dar ácido carbónico.
 - c) El ácido carbónico reacciona con el carbonato de calcio en disolución acuosa y forma hidrógeno carbonato de calcio.
 - d) El carbonato de calcio sólido se obtiene cuando reaccionan, en disolución acuosa, hidrógeno carbonato de calcio e hidróxido de calcio.
 - e) Cuando el hidrógeno carbonato de calcio acuoso reacciona con una disolución acuosa de hidróxido de sodio se obtiene carbonato de calcio sólido y carbonato de sodio, soluble en agua.
- 2) Indica el número de oxidación de los elementos que componen los compuestos de las reacciones anteriores.

- 3) A partir de la descomposición de la piedra caliza (CaCO_3)



Calcula:

- a) ¿Cuántos gramos de CaCO_3 serán necesarios para obtener 1,5 moles de óxido de calcio?
 - b) ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se desprenden en esta reacción?
- 4) ¿Cuántos gramos de Fe se pueden oxidar a óxido férrico con un mol de moléculas de oxígeno?
 - 5) El amoníaco se produce mediante la reacción entre el hidrógeno molecular y el nitrógeno molecular.
Calcula:
 - a) ¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno se necesitan para preparar 3 kg de amoníaco?
 - b) ¿Cuántos moles de amoníaco se producen por la reacción completa de 10 moles de nitrógeno?
 - c) ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para producir 47,6 g de amoníaco?
 - 6) ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitará para quemar 1,00 kg de pentano, $\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{g})$, que posee un 12% de sustancias que no participan en la combustión?
 - 7) Una determinada cantidad de FeCl_3 ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de Cl_2 . Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar Si en SiCl_4 . Se han producido 6,36 moles de SiCl_4 . ¿Cuántos gramos de FeCl_3 fueron oxidados?



- 8) En una de las etapas del proceso industrial de obtención de titanio puro ocurre la siguiente reacción: el tetracloruro de titanio líquido se oxida dando dióxido de titanio sólido y gas cloro. Determine la pureza del tetracloruro de titanio, si al hacer reaccionar 4,0 toneladas del mismo, en exceso de oxígeno, se obtuvieron 1,4 toneladas de dióxido de titanio.

- 9) Cuando se colocó una cinta de magnesio de 20,0 g en un vaso de precipitado con una disolución acuosa de ácido clorhídrico, una vigorosa reacción produjo hidrógeno gaseoso, cloruro de magnesio y suficiente calor para que el vaso se sintiera caliente al tacto.
- Escribe una ecuación balanceada que represente la reacción.
 - Indica cuántos moles de hidrógeno gaseoso se produjeron
 - Calcula cuántos gramos de ácido clorhídrico se consumieron durante la reacción.
 - Calcula los gramos totales de reactivos y los gramos totales de productos.

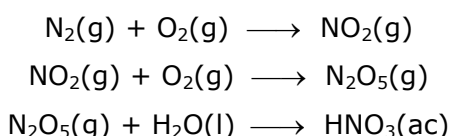
- 10) Si en el laboratorio se hace reaccionar una chapa de hierro de 125 g con 2 moles de oxígeno gaseoso se obtiene:

- 179 g de trióxido de dihierro
- 209 g de trióxido de dihierro
- 89,5 g de trióxido de dihierro

- 11) Si se queman 5,120 g de cinta de magnesio, ¿cuántos gramos de óxido de magnesio se forma en la combustión? Escribe y balancea la ecuación.

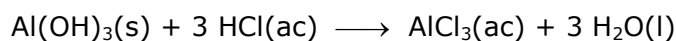
- 12) Si el vehículo de las misiones *Apolo* a la Luna consumió 4,0 toneladas de dimetil-hidracina $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$, como combustible, ¿cuántas toneladas de oxidante N_2O_4 se requirieron para reacción con ella? Escribe y balancea la ecuación sabiendo que al reaccionar dimetil-hidracina con el oxidante N_2O_4 se obtienen como productos N_2 , CO_2 y H_2O .

- 13) Dada las siguientes reacciones:



Balancea las ecuaciones y calcula la masa de N_2 que debe reaccionar para obtener 180 g de HNO_3 .

- 14) El jugo gástrico contiene aproximadamente 3,0 g de HCl por litro. Si una persona produce unos 2,5 L de jugo gástrico diariamente, ¿cuántas tabletas antiácidas de 400 mg de $\text{Al}(\text{OH})_3$, se necesitan para neutralizar todo el HCl producido en un día?

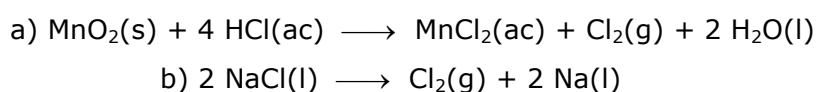


- 15) Calcula los moles de dióxido de carbono obtenido cuando se queman 100 g de butano (C_4H_{10}). Escribe y balancea la ecuación correspondiente.

- 16) El ser humano exhala aproximadamente 0,350 g de CO_2 por minuto. Suponiendo que todo el CO_2 proviene de la reacción de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) con O_2 :

- Escribe y balancea la ecuación de la reacción.
- ¿Cuántos moles de O_2 y cuántos gramos de glucosa se consumen por minuto?
- ¿Cuántos gramos de glucosa se consumen por día en la respiración?

- 17) Dadas las siguientes reacciones:

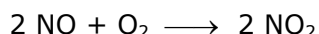


Calcula los moles de HCl (según la ecuación a) que deben reaccionar para obtener igual cantidad de cloro que la que resulta a partir de 5,00 g de NaCl (según la ecuación b).

- 18) El nitruro de magnesio Mg_3N_2 sólido reacciona con agua para producir hidróxido de magnesio acuoso y amoníaco gaseoso. ¿Cuántos gramos de amoníaco se puede obtener a partir de 5,00 g de nitruro de magnesio?
- 19) En la reacción entre el óxido de cromo (III) Cr_2O_3 sólido y el aluminio metálico, que produce cromo metálico y óxido de aluminio Al_2O_3 sólido, ¿cuál es la máxima cantidad de cromo metálico que puede prepararse si reaccionan 38,0 g de Cr_2O_3 con 9,00 g de aluminio? Escribe y balancea la ecuación.
- a) 47,0 g
 - b) 26,0 g
 - c) 8,67 g
 - d) 200 g
 - e) 17,3 g
- 20) El magnesio metálico de los fuegos artificiales reacciona con el oxígeno del aire para producir un destello blanco brillante. El producto de esta reacción de combinación es óxido de magnesio, sólido. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se forman cuando reaccionan 0,50 moles de magnesio con 0,25 moles de oxígeno gaseoso? Escribe y balancea la ecuación.
- a) 202 g
 - b) 20,2 g
 - c) 2 g
 - d) 22 g
 - e) Ninguno
- 21) Determina los gramos de SF_4 que se obtienen cuando 400 g de SCl_2 reaccionan con 2,00 g de NaF, de acuerdo con la siguiente ecuación de reacción:
- $$3 \text{SCl}_2(\text{g}) + 4 \text{NaF}(\text{s}) \longrightarrow \text{SF}_4(\text{g}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g}) + 4 \text{NaCl}(\text{s})$$
- a) 13 g
 - b) 3 g
 - c) 1 g
 - d) 133 g
 - e) Ninguno
- 22) El carburo de silicio SiC , también conocido como *carborundo*, es un abrasivo industrial muy importante que se prepara mediante la reacción a altas temperaturas de SiO_2 con carbono.
- $$\text{SiO}_2(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \longrightarrow \text{SiC}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$$
- a) Verifica si la ecuación está correctamente balanceada
 - b) Determina cuál será el reactivo limitante cuando reaccionan 5 moles de SiO_2 y 6 moles de carbono.
 - c) ¿Cuántos gramos de *carborundo* (SiC) se pueden formar?
 - d) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan al terminar la reacción?
- 23) En el siguiente caso de combustión del etileno:
- $$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- ¿Cuántos gramos de CO_2 se formarán al encender una mezcla que contiene 1,93 g de etileno y 5,92 g de oxígeno?
- 24) En la reacción de producción del ácido nítrico a partir del dióxido de nitrógeno se utilizan 2 moles de H_2O y 5 moles de NO_2
- $$3 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g})$$
- Calcula: a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico se obtendrán?

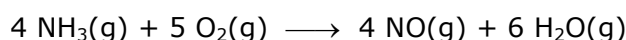
- 25) Dada la siguiente ecuación química: $\text{Fe(s)} + \text{HCl(ac)} \longrightarrow \text{FeCl}_2\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- a) Balancéala adecuadamente
- b) Calcula:
- ¿Cuántos gramos de Fe se consumieron si se obtuvieron 0,45 moles de H_2 ?
 - ¿Cuántos moles de HCl reaccionan con 7 gramos de Fe?
 - ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para obtener 0.25 moles de sal?
 - Si a 6 gramos de Fe se le añaden 0,4 moles de HCl:
 - ¿Cuántos gramos de sal se forman?
 - ¿Cuántos gramos del reactivo en defecto deben añadirse para que reaccione totalmente el reactivo que inicialmente se hallaba en exceso?
- 26) El $\text{H}_3\text{PO}_4\text{(ac)}$ reacciona con $\text{Mg(OH)}_2\text{(s)}$ produciendo $\text{Mg(H}_2\text{PO}_4)_2\text{(ac)}$. Escribe la ecuación química y calcula:
- ¿Cuántos gramos de sal se obtendrán por reacción entre 1,5 moles del ácido con 11 gramos del hidróxido?
 - ¿Cuántos moles y cuántos gramos de cada una de las especies permanecen una vez finalizada la reacción?
 - ¿Cuántos gramos del reactivo en defecto hay que agregar para que reaccione completamente el reactivo que originalmente estaba en exceso?
- 27) El mercurio reacciona con el bromo para producir bromuro mercúrico. Escribe la ecuación química balanceada y calcula:
- Cuando 250 g de bromo reaccionan con 250 g de mercurio:
- ¿Cuál de las sustancias está en exceso?
 - ¿Cuántos g de bromuro mercúrico se producen?
 - ¿Qué masa de la sustancia en exceso quedó sin reaccionar?
 - ¿Cómo respondería a la pregunta a) si en lugar de hacer reaccionar masas iguales de los reactivos, se hacen reaccionar un número idéntico de moles de cada uno?
- 28) La descomposición térmica de nitrato de potasio generó 5,63 moles de oxígeno de acuerdo a la reacción:
- nitrato de potasio sólido $\rightarrow$ nitrito de potasio sólido + oxígeno
- Calcula:
- ¿Cuántos gramos del reactivo se han usado?
 - ¿Qué masa y qué cantidad de nitrito de potasio (moles) se han producido?
- 29) Considera la reacción entre níquel metálico y disolución de ácido sulfúrico para dar sulfato de níquel disuelto e hidrógeno.
- Escribe y balancea la reacción correspondiente.
 - Calcula la cantidad necesaria de ácido sulfúrico para que reaccione totalmente con 58 g de níquel.
 - ¿Cuál es la masa de hidrógeno producida?
 - Calcula la masa de la sal formada.
- 30) El cloruro de aluminio, AlCl_3 , se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales y se prepara a partir de cloruro de hidrógeno y viruta de aluminio metálico. Considerando que un balón de reacción contiene 0,15 moles de Al y 0,35 moles de HCl, calcula cuántos moles de AlCl_3 se pueden preparar a partir de ésta mezcla.
- 31) Dada la combustión del metano, si se colocan 2000 g de CH_4 de pureza 90% y 230 moles de O_2 calcula:
- ¿cuál es el reactivo limitante?
 - ¿cuántos gramos, moles y moléculas de H_2O se forman?
 - ¿cuántos moles de CO_2 se producen?

32) La reacción entre óxido nítrico y oxígeno se puede escribir de la siguiente manera:



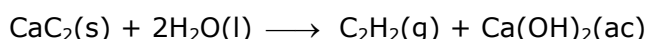
- a) ¿Cuántas moléculas de dióxido de nitrógeno se producirán con dos moléculas de óxido nítrico?
- b) ¿Cuántos moles de NO_2 se obtendrán con dos moles de NO ?
- c) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en dos moles de NO ?
- d) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de O_2 ?
- e) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en dos moles de NO_2 ?

33) Uno de los pasos para convertir el amoníaco en ácido nítrico, comprende la oxidación catalítica del NH_3 a NO :



- a) ¿Cuántos gramos de NO se forman por la reacción completa de 2,50 g de NH_3 ?
- b) ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para reaccionar con 2,50 g de NH_3 ?
- c) ¿Cuántos gramos de NO se forman cuando 1,50 g de NH_3 reaccionan con 1,00 g de O_2 ?
- d) En el inciso c), ¿cuál de los reactivos es el limitante y cuál es el que está en exceso?
- e) En el inciso c), ¿cuánto reactivo en exceso permanece después de que el limitante se ha consumido completamente?

34) El acetileno, C_2H_2 , se puede obtener haciendo reaccionar agua con carburo de calcio, CaC_2 de acuerdo con la siguiente reacción:



Cuando reacciona 44,5 g de carburo de calcio grado comercial (impuro), se producen 0,540 moles de C_2H_2 . Suponiendo que haya reaccionado todo el CaC_2 para producir acetileno, ¿cuál es el porcentaje de pureza del CaC_2 comercial?

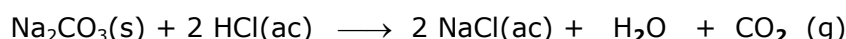
35) Hallar la pureza de una muestra de FeS sabiendo que al tratar 122 g de la misma con ácido clorhídrico se desprenden 1 mol de H_2S . (El otro producto de la reacción es el cloruro ferroso).

36) Cuando se calientan carbonatos se forma dióxido de carbono. Este proceso se utiliza industrialmente para obtener cal viva (CaO) a partir de caliza (CaCO_3). Calcula la masa de dióxido de carbono producida al descomponerse 12 g de carbonato de calcio de 90% de pureza. Además calcula los moles del gas producido.

37) ¿Cuál será la pureza de una muestra de sulfuro de potasio si con 240 g del mismo se pueden obtener 0,27 moles de ácido sulfhídrico?

sulfuro de potasio sólido + disolución de ácido clorhídrico $\rightarrow$ cloruro de potasio disuelto + ácido sulfhídrico acuoso

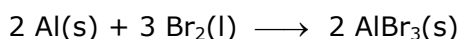
38) Dada la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 1000 g de Na_2CO_3 de pureza 95% y 700 g de HCl . Calcula:

- a) gramos y moles que sobran del reactivo en exceso
- b) gramos y moles de agua que se forman

39) El aluminio reacciona con el bromo para formar bromuro de aluminio



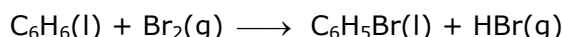
Si reaccionan 25,0 g de Al y 100 g de Br_2 y se obtienen 64,2 g AlBr_3 , ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

- 40) El óxido de titanio (IV), TiO_2 es una sustancia blanca que se produce por la adición de ácido sulfúrico sobre el mineral *ilmenita*, FeTiO_3 :



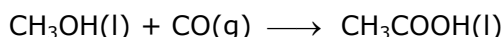
Sus propiedades de opacidad e inocuidad lo hace una sustancia idónea para pigmentos plásticos y pinturas. Si en un proceso 8000 kg de FeTiO_3 producen 3570 kg de TiO_2 , ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

- 41) Un estudiante hace reaccionar benceno, C_6H_6 con bromo, Br_2 , con el objeto de preparar bromobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$:



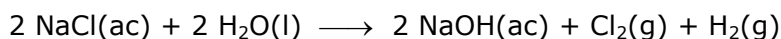
- a) ¿Cuál es el rendimiento teórico de bromobenceno en esta reacción cuando 30,0 g de benceno reaccionan con 65,0 g de Br_2 ?
- b) Si el rendimiento de bromobenceno fue de 56,7 g ¿Cuál fue el porcentaje de rendimiento?

- 42) El ácido acético CH_3COOH , se produce industrialmente por la combinación directa de metanol CH_3OH con monóxido de carbono CO de acuerdo a la siguiente reacción.



¿Cuántos gramos de metanol habría que hacer reaccionar con monóxido de carbono en exceso para preparar 5000 g de ácido acético, si el rendimiento esperado es de 88%?

- 43) El NaOH se conoce como sosa cáustica y se obtiene por electrólisis de una disolución concentrada de NaCl denominada salmuera. La ecuación que representa este proceso industrial es la siguiente:



Si se utilizan 37,2 kg de NaCl y 12,0 kg de agua pura

- a) ¿cuál de los reactivos actúa como limitante?
- b) ¿Cuántos gramos de NaOH se producen si el rendimiento del proceso es del 80%?
- c) ¿Qué cantidad queda del reactivo que está en exceso?
- d) ¿Cuántos moles de cloro se obtienen?

- 44) Se tratan 200 g de una muestra de Zn de 90 % de pureza con un exceso de disolución de H_2SO_4 . Como producto de la reacción se forman ZnSO_4 y H_2 , este último en estado gaseoso. ¿Cuántos moles de H_2 se obtendrán si el rendimiento del proceso es del 85 %?

- 45) Responde Verdadero o Falso justificando en cada caso:

- a) 4 moles de moléculas de cloro con exceso de hidrógeno, producen 2 moles de moléculas de cloruro de hidrógeno.
- b) En la obtención de amoníaco, si se colocan 55 g de hidrógeno gaseoso en un recipiente junto con 55 g de nitrógeno gaseoso, el reactivo en exceso es el hidrógeno.
- c) Si con 32 g de azufre obtengo medio mol de dióxido de azufre, el rendimiento fue del 100%.
- d) Si una reacción tiene un rendimiento del 80%, por cada 50 moles teóricos de producto se obtienen solo 40 moles.
- e) Si el reactivo B tiene una pureza del 60%, 40 de cada 100 g son realmente de B puro.

- 46) La urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se utiliza como fertilizante porque puede reaccionar con agua para liberar amoníaco, que proporciona nitrógeno a las plantas y dióxido de carbono. Determina:
- a) El número de átomos de N, C, O e H en $1,68 \times 10^4$ g de urea.
 - b) ¿Qué sustancia se consume por completo cuando se combinan 0,45 kg de urea, que tiene una pureza del 93 % con 150 mL de agua?
 - c) ¿Qué masa máxima de amoníaco se puede preparar con esas cantidades?
 - d) Si el rendimiento esperado es del 88 %, ¿cuántos moles de amoníaco se formarán?
- 47) Se hace reaccionar nitrato de plata con cloruro de bario, produciéndose nitrato de bario y cloruro de plata.
- a) ¿Cuántos gramos de nitrato de bario se formaran, cuando se hacen reaccionar 31 g de nitrato de plata al 80% de pureza con 20,44 g de cloruro de bario al 90% de pureza?
 - b) ¿Cuántos gramos de cloruro de plata se recuperaran si el rendimiento es del 95%?

Capítulo 7: Disoluciones

Gran parte de los líquidos que conocemos o que manejamos habitualmente son disoluciones. El agua de mar, la saliva, la orina, la lavandina, el vinagre y el agua que bebemos son ejemplos de disoluciones.

Como ya se introdujo en el Capítulo 1, las disoluciones son mezclas homogéneas y por lo tanto están formadas por dos ó más componentes presentes en la misma fase. En el siguiente cuadro se indican ejemplos de disoluciones en los tres estados de agregación:

DISOLUCIÓN	EJEMPLO	COMPONENTES
Gaseosa	aire	O ₂ , N ₂ , vapor de agua, etc.
Líquida	agua de mar	H ₂ O, NaCl y otras sales
Sólida	latón (aleación)	Cu y Zn

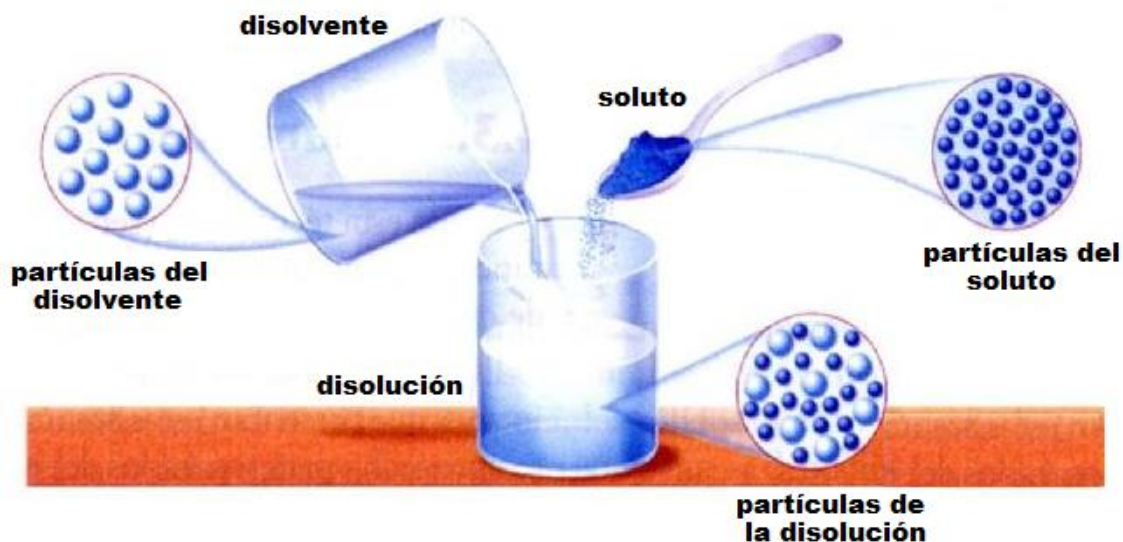
En este capítulo nos dedicaremos principalmente a disoluciones líquidas las cuales pueden formarse disolviendo:

- un sólido en un líquido (Ej.: azúcar en agua)
- un gas en un líquido (Ej.: CO₂ en agua: soda)
- un líquido en un líquido (Ej.: etanol en agua)

En las disoluciones de dos componentes se denomina **soluto** al componente que está en menor proporción, y **solvente o disolvente** al que está en mayor proporción en masa.

Por ejemplo:

- si preparamos una disolución disolviendo 10 g de NaCl en 200 g de agua, de acuerdo a lo expresado la sal es el soluto y el agua es el disolvente.



- Si mezclamos 15 mL de metanol (densidad = 0,792 g/mL a 25°C) con 250 mL de etanol (densidad = 0,789 g/cm³ a 25°C), el metanol es el soluto y el etanol el disolvente.

En realidad esta denominación es arbitraria, ya que no existe una diferencia conceptual entre ambos términos, sino que sólo responde a conveniencias prácticas. Otro criterio consiste en denominar solvente o disolvente al compuesto cuyo estado de agregación coincide con el de la disolución.

En particular cuando uno de los componentes es el agua, se considera que éste es el disolvente. Esta generalización se da porque existe un gran número de reacciones de mucha importancia que se llevan a cabo en disolución acuosa, como por ejemplo las que tienen lugar en los organismos vegetales y animales.



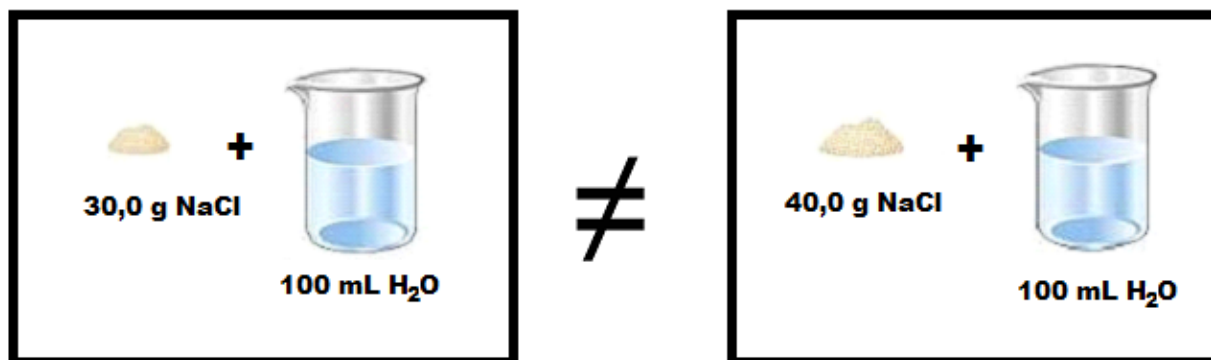
Para poder realizar los ejercicios de este capítulo deberás recordar el concepto de **densidad** desarrollado en el Capítulo 1 y 2 del cuadernillo.

La densidad de una disolución es necesaria para poder convertir expresiones de concentración que involucran el volumen de la disolución a expresiones que involucran a la masa de la misma (o viceversa).

Concentración de las disoluciones

Para caracterizar completamente una disolución no basta con indicar los **componentes** que la forman (**soluto** y **disolvente**) sino que hay que dar las cantidades relativas de los mismos; por ejemplo cantidad de soluto disuelto en una cierta cantidad de disolución, esto es la **concentración** de la disolución.

Imaginemos por ejemplo que disponemos de agua destilada y cloruro de sodio para preparar una disolución. Obviamente la disolución no será la misma si disolvemos 30 g de NaCl en los 100 mL de agua que si disolvemos 40 g.



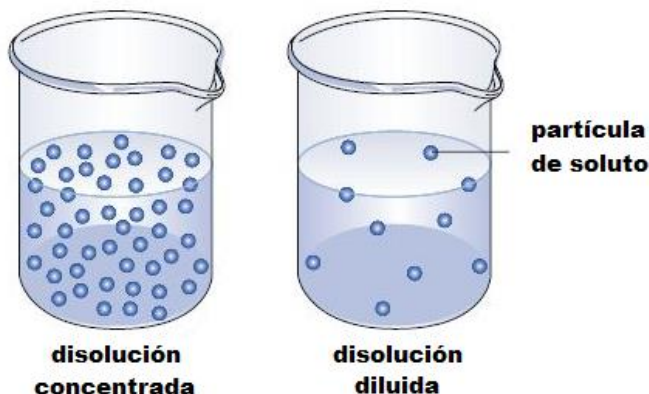
Supongamos ahora que se preparan tres disoluciones de la forma que se indica a continuación:

- **Disolución A:** se pesan 80 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.
- **Disolución B:** se pesan 150 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.
- **Disolución C:** se pesan 200 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.

Si bien las tres disoluciones tienen los mismos componentes, difieren en su concentración, ya que la cantidad de azúcar (soluto) disuelto en 1 litro de agua (disolvente) no es la misma.

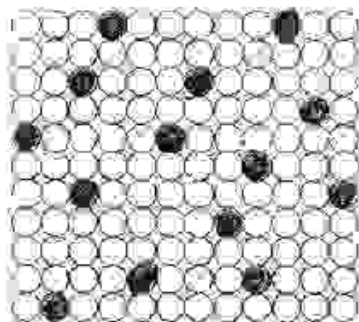
Una **disolución** es más **diluida** cuanta menor cantidad de soluto disuelto tiene en una determinada cantidad de disolvente.

Una **disolución** es más **concentrada** cuanta más cantidad de soluto disuelto tiene en una determinada cantidad de disolvente.

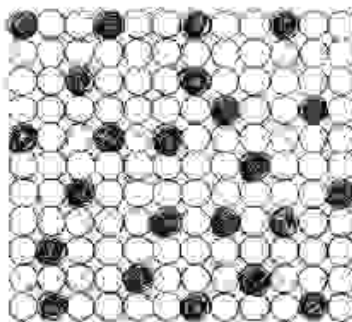


En las siguientes representaciones, se muestran de manera esquemática las concentraciones de las disoluciones azucaradas A, B y C. Los círculos negros representan las moléculas de azúcar y los blancos las de agua.

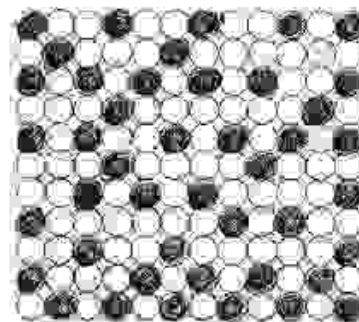
Disolución A



Disolución B



Disolución C



Si comparamos estas tres disoluciones podemos decir que la disolución **A** es la más diluida y la disolución **C** es la más concentrada.

Las disoluciones anteriores tenían distinta cantidad de soluto e igual cantidad de solvente, veamos ahora un ejemplo en el cual se preparan dos disoluciones con igual cantidad de soluto y diferente cantidad de solvente.



Imaginemos que queremos preparar un jugo utilizando un sobre de jugo en polvo. Si observamos las indicaciones veremos que nos aconsejan colocar el contenido del jugo en polvo (15 g) en 1 litro de agua. ¿Qué pasaría si pusiéramos todo el contenido en un vaso de agua, suponiendo que el vaso tiene una capacidad de 250 mL?

* En el primer caso nos aconsejan colocar 15 g de jugo en polvo en 1 litro (1000 mL) de agua.

* En el segundo caso colocamos 15 g de jugo en polvo en 250 mL de agua.

¿Cuál te parece que será la disolución más concentrada? ¿Por qué?

Modo de expresar las concentraciones

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.

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100$$

- b) Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución, % m/V.** Indica cuántos gramos de soluto hay disueltos en 100 mL de disolución.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \times 100$$

- 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.

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} \times 100$$

- d) Molaridad (M).** Expresa el **número de moles de soluto que hay en un litro de disolución**. Una disolución que contiene 1.0 mol de soluto por cada litro, se denomina disolución 1.0 Molar y se escribe 1.0 M.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de disolución}}$$

En los siguientes ejemplos se aplicarán las definiciones anteriores:



Ejercitación: Se prepara una disolución disolviendo 5 g de NaCl en 25 g de agua, resultando la densidad = 1,12 g/mL. Exprese su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

a) % m/m

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

$$\frac{5 \text{ g de NaCl}}{30 \text{ g de disolución}} \times 100 \text{ g de disolución} = 16,7 \text{ g de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **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 la densidad = 1,12 g/mL = masa de disolución / volumen de disolución

$$V = 30 \text{ g} / 1,12 \text{ g/mL} = 26,79 \text{ mL}$$

$$\frac{5 \text{ g de NaCl}}{26,79 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 18,67 \text{ g de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **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) M

Moles NaCl / litro de disolución

De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 26,79 \text{ mL}$

Además, debemos pasar los 5 gramos a moles:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,45 \text{ g NaCl}} = 0,09 \text{ moles NaCl}$$

$$\frac{0,09 \text{ moles de NaCl}}{26,79 \text{ mL de disolución}} \times 1000 \text{ mL de disolución} = 3,36 \text{ moles de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **3,36 M**



Ejercitación: Se prepara una disolución mezclando 15 mL de metanol (CH_3OH , densidad = 0,79 g/mL) con 100 mL de acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, densidad = 0,79 g/mL), resultando la densidad = 0,79 g/mL. Expresa su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

Resolución:

a) % m/m

masa de la disolución = masa de metanol + masa de acetona

Para poder determinar la masa del soluto y el solvente teniendo como datos los volúmenes de los mismos, necesitamos la densidad del metanol y la acetona, que relaciona ambas cosas:

si densidad = 0,79 g/mL en ambos casos, entonces

$$m_{\text{metanol}} = 0,79 \text{ g/mL} \times 15 \text{ mL} = 11,85 \text{ g}$$

$$m_{\text{acetona}} = 0,79 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = 79 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolución}} = 11,85 \text{ g} + 79 \text{ g} = 90,85 \text{ g}$$

$$\frac{11,85 \text{ g de metanol}}{90,85 \text{ g de disolución}} \times 100 \text{ g de disolución} = 13,04 \text{ g de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % m/m**

b) % m/V

Volumen de la disolución = volumen de metanol + volumen de acetona

$$= 15 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 115 \text{ mL}$$

de la parte a) sabemos que $m_{\text{solute}} = 11,85 \text{ g}$

$$\frac{11,85 \text{ g de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 10,30 \text{ g de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **10,30 % m/v**

c) % V/V

$$\frac{15 \text{ mL de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 13,04 \text{ mL de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % v/v**

d) M

Moles metanol / 1 litro de disolución

De la parte a) 15 mL = 11,85 g; así, con la masa molar del metanol podemos calcular que 11,85 g de metanol = 0,37 moles de metanol

De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 115 \text{ mL}$

$$\frac{0,37 \text{ moles de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 1000 \text{ mL de disolución} = 3,22 \text{ moles de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **3,22 M**



Desafío: Se disuelven 50,0 gramos de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150,0 gramos de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de la disolución?

Respuesta: 25,0 % m/m



Desafío: Se mezcla 30,0 g de Cloruro de potasio (KCl) en agua, formándose una disolución de 150 mL. ¿Cuál es la concentración porcentual de masa en volumen de la disolución?

Respuesta: 20.0 % m/v

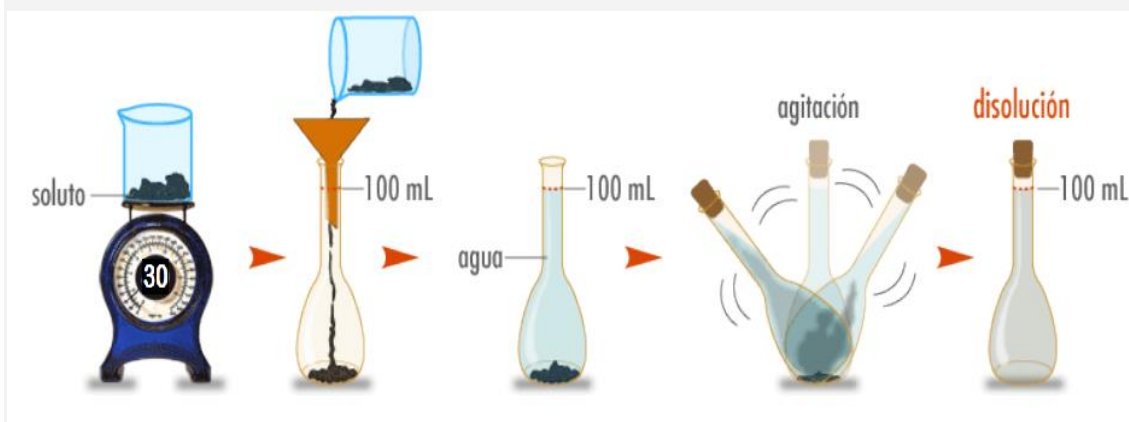


Desafío: Se disuelven 50,0 mL de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150,0 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución?

Respuesta: 25.0 % v/v



Desafío: Se prepara una disolución disolviendo 30.0 g de yoduro de potasio (KI) en agua hasta completar 100 mL de disolución. Determina la molaridad de la disolución.



Respuesta: 1.81 M

Modificación de la concentración de una disolución

Para modificar la concentración de una disolución deberá cambiarse la cantidad de uno de sus componentes.

Si se desea preparar una disolución más diluida a partir de un cierto volumen de la disolución concentrada siempre se debe agregar solvente para diluir, hasta un cierto volumen de disolución que se debe calcular.

Si se desea preparar una disolución más concentrada a partir de una más diluida deberá agregarse soluto o disminuir la cantidad de solvente por ejemplo, por evaporación, haciendo los cálculos correspondientes.



Desafío: Verifica este ejemplo. Realiza los cálculos que creas conveniente.

Se preparan dos disoluciones de la forma que se indica a continuación:

*se pesan 5g de cloruro de sodio (NaCl) en cada caso

*se agrega agua hasta 50 mL (disolución A) y 200 mL (disolución B).

*se agita hasta disolución completa

La disolución A es la más concentrada (10% m/v), y la disolución B es la más diluida (2,5% m/v).



Modificación de la concentración de una solución:

En función de lo dicho en el ejercicio anterior, veamos ahora la validez de estas afirmaciones respecto a la modificación de la concentración de una solución dada:

A) Para transformar la disolución 10% m/v (A) en una 2,5% m/v (B) basta con agregar 150 mL de disolvente agua.

Recordemos que para la disolución A se pesan 5 g de NaCl y se agrega agua hasta 50 mL.

Esto nos indica que debemos justificar que si diluyo la *disolución A* con 150 mL de agua, la convierto en la *disolución B*.

Por lo tanto:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{100 \text{ mL de disolución}}{2,5 \text{ g de NaCl}} = 200 \text{ mL totales}$$

Como la disolución A tiene un volumen de 50 mL (dato del ejercicio anterior) y necesito 200 mL totales de disolución:

$$200 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 150 \text{ mL}$$

Deberé agregar **150 mL** de agua a la disolución A para convertirla en la B.

B) Para transformar los 200 mL de disolución B (que contiene 5 g de soluto) en disolución A (10%) puede agregarse 15 g de NaCl o bien someter el sistema a evaporación reduciendo el volumen de la disolución hasta 50 mL.

$$200 \text{ mL de disolución} \times \frac{10 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ mL de disolución}} = 20 \text{ g totales}$$

Como la disolución B tiene un 5g (dato del ejercicio anterior) y necesito 20 g totales de soluto,

$$20 \text{ g} - 5 \text{ g} = 15 \text{ g}$$

Deberé agregar 15 g de NaCl a la disolución B para convertirla en la A.

La otra posibilidad es reducir el volumen. Para verificarlo debemos hacer el siguiente cálculo:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{100 \text{ mL de disolución}}{10 \text{ g de NaCl}} = 50 \text{ mL totales}$$

Como tengo 200 mL de disolución, para llegar a 50 mL, **deberé evaporar 150 mL.**

Ejercitación

- 1) ¿Qué concentración en %m/m tendrá una disolución preparada con 20,0 g de NaCl (cloruro de sodio, sal común) y 200,0 g de agua?
- 2) Se prepara una disolución acuosa con 55,0 g de KNO_3 (nitrato de potasio), disolviendo la sal hasta completar 500 mL de disolución. Calcule su concentración en % m/v.
- 3) Se obtiene una disolución de concentración 33,5 % m/v.
 - a) ¿Qué significa 33,5 % m/v?
 - b) ¿Qué densidad posee la disolución si 100,0 mL de ella pesan 111,0 g?
 - c) ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 40,0 mL de disolución?
 - d) Si se agrega agua a estos 40,0 mL de disolución hasta completar 100,0 mL. ¿Cuál será el % m/v de la disolución resultante?
- 4) Se desea preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) al 19 % m/m, cuyo volumen sea de 100 mL (la densidad de la disolución es de 1,09 g/mL). ¿Cuántos gramos de agua y de NaOH se deben usar?
- 5) Al mezclar 13,5 g de NaOH con 56,8 g de agua se obtiene una disolución cuya densidad es de 1,15 g/mL. Determine el % m/v de la disolución resultante.
- 6) Se prepara una disolución acuosa con 55,0 mL de metanol (CH_3OH), cuyo volumen total es de 500 mL. Calcule su concentración en % v/v.
- 7) Se requieren 30,0 g de glucosa para alimentar a una rata de laboratorio. Si se dispone de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) al 5,0 % m/m, ¿Cuántos gramos de esta disolución serán necesarios para alimentar a las ratas?
- 8) ¿Cuál es la concentración molar de una disolución de HCl (ácido clorhídrico) que contiene 73,0 g de soluto en 500 cm^3 de disolución?
- 9) Calcule el número de moles de soluto en las siguientes soluciones:
 - a) 2,5 L de BaCl_2 (cloruro de bario) 2,0 M.
 - b) 5,0 L de NaI (yoduro de sodio) 0,53 M.
- 10) Se tienen 3,50 L de una disolución que contienen 41,7 g de MgCl_2 (cloruro de magnesio). Calcule la molaridad de esta disolución.
- 11) Una disolución acuosa es de 35,0 % m/m ¿Cuánta agua hay que agregar a 80,0 g de esta disolución para que se transforme en una de 20,0 % m/m?
- 12) Se desea preparar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,10 M a partir de un ácido comercial cuya densidad es 1,19 g/mL y su concentración 37,0 %m/m. Calcule el volumen del ácido que necesite para preparar esta disolución.
- 13) ¿Qué cantidad de Na_2CO_3 se debe disolver para obtener 120 mL de disolución al 2,5 % m/v?
- 14) Se disuelven 24 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en agua hasta obtener 150 mL de disolución. ¿Cuál es el % m/v de la disolución?
- 15) ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar:
 - a) 500 cm^3 de disolución 0,25 M de Li_2SO_4 ?
 - b) 1 dm^3 de disolución 0,15 M de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?



- 16) Se tienen 20 mL de H_2SO_4 al 25 % m/v y se llevan a 50 mL de disolución con agua destilada. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución resultante, y cuál es su molaridad (M)?
- 17) ¿Cuántos mL de disolución de NaCl 2M deben medirse para preparar 400 mL de una disolución 0,5M?
- 18) A 450 ml de disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ al 1,8 % m/V se le agregan 50 mL de agua. ¿Cuál es la concentración % de la nueva disolución?
- 19) Se tienen 200 mL de ácido concentrado 12 M. ¿A qué volumen hay que llevar con agua para obtener un ácido 6 M?
- 20) Se tienen 300 mL de disolución de KCl al 3 % y se mezclan con 200 mL de disolución de KCl 0,2 M ¿Cuál es la concentración final de la nueva disolución expresada en molaridad?
- 21) Se somete a evaporación 200 mL de una disolución de Na_2SO_4 al 6%, hasta reducir su volumen a 150 mL.
a) ¿La nueva disolución será más concentrada o más diluida que la disolución original?
b) Calcula la concentración final en %m/v.
- 22) ¿Qué volumen de una disolución de NaOH al 12 % m/v contiene el mismo número de gramos de soluto que 100 cm^3 de una disolución 2M de NaOH?
- 23) En 300 mL de una disolución de HCl hay 12 gramos de HCl. Determina:
a) el número de moles de HCl.
b) la Molaridad de la disolución.
- 24) Se disuelven 12 gramos de LiCl en 250 mL de agua, completándose la disolución. Calcula:
a) El número de moles de soluto;
b) la concentración de la disolución en moles/litro
- 25) ¿Cuántos mL de disolución de ácido nítrico 69 % m/m (densidad 1,409 g/cm^3) se necesitan para preparar 10 L de disolución 0,5 M?
- 26) Dos recipientes iguales, A y B contienen soluciones acuosas de ácido sulfúrico. El rótulo de A dice: ácido sulfúrico 20% m/m, densidad 1,30 g/mL . El rótulo B ácido sulfúrico 4 M. Indique en qué recipiente está la disolución más concentrada.
- 27) Para preparar una disolución acuosa de alcohol etílico se miden con pipeta 5 mL de alcohol y se colocan en un matraz aforado completando el volumen hasta 50 mL con agua destilada. Calcular la concentración y expresarla en % v/v.
- 28) Una disolución acuosa posee una concentración 96% v/v de alcohol. ¿Qué volumen de alcohol está contenido en 2,5 cm^3 de disolución?
- 29) Expresar la molaridad de las siguientes disoluciones:
a) 1 mol de H_2SO_4 en 1 litro de disolución
b) 3,5 moles de KOH en 1000 cm^3 de disolución
c) 2,5 moles de HNO_3 en 2000 cm^3 de disolución
- 30) ¿Que masa de CrCl_3 deberá pesarse para preparar 2,8 litros de disolución 8 % m/m sabiendo que la densidad de la disolución obtenida es 1,07 g/cm^3 ?
- 31) Para preparar aceitunas para su consumo, hay que quitarles el sabor amargo, lo que se puede hacer añadiendo sosa en polvo (hidróxido de sodio, NaOH) al agua en la que se encuentran las aceitunas. Normalmente se añade 1 kilogramo de sosa por cada 3 litros de agua (que pesan 3 kg, recuerda que la densidad del agua es 1 g/mL). Se obtienen así 4 kg



de disolución, y se determina experimentalmente que la densidad de esta disolución es 1,25 g/mL.

- Calcula qué volumen de disolución se obtiene.
- ¿Cuál será la concentración de esa solución expresada en gramos de soluto disueltos en cada litro de disolución?
- ¿Cuál será la concentración expresada en % m/m?
- Si separamos un cucharón (100 mL) de esa disolución. ¿Cuál será la concentración Molar de la sosa en el líquido del cucharón?
- ¿Cuántos gramos de sosa habrá en el líquido de ese cucharón?

32) Una cerveza fuerte señala en la etiqueta "concentración alcohólica: 6 % en volumen".

- ¿Qué significa ese dato?
- Si un adulto bebiera el contenido de una botella de esta cerveza, es decir 750 mL ¿qué cantidad de alcohol ingerió?

33) ¿Cuántos moles de soluto hay en 300 mL de disolución de HCl concentrado 12 M?

34) Determinar la molaridad de las siguientes soluciones:

- 5 g de Na_2SO_4 en 250 mL de disolución acuosa.
- 40 g de KOH en 150 mL de disolución acuosa.
- 34 g de NH_3 en 500 mL de disolución acuosa.

Propuestas adicionales

Propuesta 1

En 1766 Dominico Troili descubrió, en un meteorito caído en Italia, un mineral del cual se puede extraer el hierro. La troilita, llamada así en honor a su descubridor, contiene sulfuro ferroso que reacciona con el oxígeno del aire, para dar: Fe_2O_3 sólido y dióxido de azufre gaseoso. En una etapa posterior la hematita o Fe_2O_3 , se deriva a un alto horno para obtener Fe, mientras que el dióxido de azufre se usa para obtener ácido sulfúrico.

1. Escribe:

- la ecuación balanceada para la obtención del Fe_2O_3 .
- el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción química.
- la molécula de dióxido de azufre indicando el tipo de unión química y el número de oxidación de los átomos involucrados.

2. Calcula:

- Para la reacción del inciso 1a), ¿qué masa de Fe_2O_3 se obtiene al oxidar 1 kg de sulfuro ferroso, con un 85% de pureza?
- ¿Cuántos átomos de Fe hay en la masa de Fe_2O_3 , obtenida en el inciso anterior?

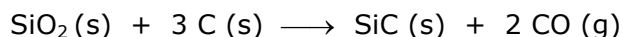
El Fe se utiliza para la fabricación del acero, mientras que el ácido sulfúrico se emplea principalmente en la producción de fertilizantes.

3. Para obtener ácido sulfúrico, es necesario hacer reaccionar previamente dióxido de azufre con oxígeno para transformarlo en trióxido de azufre, todos al estado gaseoso.

- Escribe la ecuación balanceada que representa a esta reacción.
- Si reaccionan 40,0 g de dióxido de azufre con 0,7 moles de oxígeno y se obtienen 50,0 g de SO_3 , suponiendo un 100% de rendimiento, ¿cuántos moles del gas que está en exceso quedaron sin reaccionar?

Propuesta 2

El carburo de Silicio (SiC) es uno de los materiales del futuro debido a sus múltiples aplicaciones tecnológicas. Para obtenerlo se calienta una mezcla de SiO_2 (s) y C (s), ocurriendo la siguiente reacción:



Si en esta síntesis se emplean 60,0 kg de SiO_2 (s) y 80,0 kg de C(s), indica verdadero o falso y **justifica mediante el cálculo:**

- Quedan sin reaccionar 10,0 kg de SiO_2 (s).
- Se desprenden 1995,5 moles de CO (g)
- Se obtienen 40,0 kg de SiC (s) cuando el rendimiento de la reacción es del 60%.

Propuesta 3

En un laboratorio se adquiere ácido sulfúrico en envases de 2,5 L al precio de 75 euros el envase. Calcula el precio de 1g de ácido sulfúrico puro, sabiendo que la pureza del producto adquirido es del 91% y su densidad es $1,82 \text{ g/cm}^3$.

Propuesta 4

Las deficiencias de Zn en la dieta de los perros pueden causar problemas en su pelaje. Los suplementos de Zn están formados generalmente por ZnO(s). Cuando éste llega al estómago del canino reacciona con HCl allí presente para dar $\text{ZnCl}_2(\text{ac})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

1.
 - a) Escribe la ecuación de la reacción química que se produce en el estómago.
 - b) Nombra reactivos y productos.
2. Un perro toma tres dosis diarias. Cada dosis del suplemento de Zn contiene 150 mg de ZnO. Calcula:
 - a) La masa de ZnO, expresada en gramos, que consume diariamente.
 - b) Los miligramos de Zn que ingiere el perro en su dieta diaria.
 - c) Los átomos de O que hay en una dosis del suplemento.

Propuesta 5

A) El zinc puede extraerse del mineral llamado blenda, que contiene ZnS. En un primer paso la blenda reacciona con el oxígeno del aire, para dar: óxido de zinc sólido y SO_2 gaseoso. En una etapa posterior el óxido de zinc se trata con carbono para obtener zinc metálico. El SO_2 es un contaminante atmosférico pero también se puede usar para obtener ácido sulfúrico.

1. Escribe:
 - a) la ecuación balanceada para la obtención del óxido de zinc.
 - b) el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción química.
2. Calcula:
 - a) Para la reacción del inciso 1a), ¿qué masa de óxido de zinc se obtiene al oxidar 2,5 kg de ZnS, con un 75% de pureza?
 - b) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la cantidad de SO_2 que se formó?

B) El Zn se utiliza para recubrir utensilios de hierro y otros metales con el objeto de protegerlos de la herrumbre, mientras que el ácido sulfúrico se emplea principalmente en la producción de fertilizantes.

Para obtener ácido sulfúrico, es necesario hacer reaccionar previamente al SO_2 con oxígeno para transformarlo en trióxido de azufre, todos al estado gaseoso.

1. Escribe:
 - a) la ecuación balanceada que representa a esta reacción.
 - b) La molécula de trióxido de azufre indicando el tipo de unión química y el número de oxidación de los átomos involucrados.
2. Si reaccionan 80,0 g de SO_2 con 0,7 moles de oxígeno y se obtienen $7,53 \times 10^{23}$ moléculas de trióxido de azufre, suponiendo un 100% de rendimiento, ¿cuántas moléculas del gas que está en exceso quedaron sin reaccionar?

Propuesta 6

Escribe la ecuación química balanceada que representa los siguientes procesos:

- a) Un clavo de hierro reacciona con el oxígeno del aire y se transforma en trióxido de dihierro sólido.
- b) Las emisiones gaseosas de fluoruro de hidrógeno, formado en la producción de aluminio, se pueden eliminar haciéndolo reaccionar con trióxido de dialuminio sólido, obteniéndose trifluoruro de aluminio sólido y agua gaseosa.

Propuesta 7

La **urea**, $(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)$, fue el primer compuesto orgánico sintetizado por el hombre en el año 1828. En el ser humano y otros vertebrados se origina como producto de la degradación de las proteínas.

1. En el ser humano la urea se elimina a través de las heces y la orina. Normalmente un adulto de 70,00 kg de peso excreta $2,70 \times 10^3$ mg de urea por día. ¿Cuántos moles de urea excretará un ser humano por día y por kilogramo de peso?



2. La urea se obtiene industrialmente como un sólido cristalino y blanco a partir de amoníaco líquido y dióxido de carbono gaseoso. El proceso de obtención de la urea se realiza con un rendimiento del 70,0 %. Para producir 250 kg de urea, calcula:
 - a) Los gramos de amoníaco que deben hacerse reaccionar.
 - b) Los moles de dióxido de carbono necesarios.
 - c) Los moles de agua líquida producidos en la reacción.

Propuesta 8

En la elaboración industrial de galletas es común que se agregue crémor tártaro ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$). En base a la fórmula del mismo responda a las siguientes preguntas y muestre el desarrollo de los cálculos.



1. ¿Cuál es la masa de 48 moléculas de crémor tártaro?
2. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 30 g del compuesto?
3. ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 188 g del compuesto?

Propuesta 9

Escribe las ecuaciones químicas correspondientes:

- a) La lavandina es una disolución de hipoclorito de sodio que se descompone lentamente a temperatura ambiente para dar cloruro de sodio y clorato de sodio disueltos.
- b) Cuando reaccionan soluciones de ácido nítrico e hidróxido de potasio se obtiene una sal disuelta y agua.
- c) Se puede obtener hidrógeno gaseoso haciendo reaccionar un trozo de cinta de magnesio con ácido sulfúrico diluido.
- d) Cuando se hace pasar una corriente de dióxido de carbono gaseoso por una disolución de hidróxido de bario se obtiene un precipitado de carbonato de bario.
- e) Los materiales de construcción de aluminio tienen una cubierta protectora transparente y dura de óxido de aluminio, Al_2O_3 , formada por reacción del aluminio con el oxígeno del aire.
- f) El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de la lluvia ácida disuelve la cubierta protectora de Al_2O_3 y forma sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, y agua

Propuesta 10

Un analgésico antipirético contiene 10 g de paracetamol por cada 100 mL de disolución. Por día y por kg de peso la cantidad máxima recomendada es de 50 mg de paracetamol. Si a un niño de 32 kg de peso se le deben suministrar el medicamento en cuatro tomas diarias, ¿cuántos mililitros de analgésico deberá ingerir en cada toma?

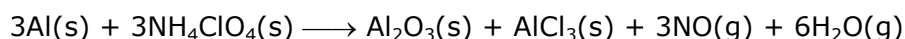
Propuesta 11

Ordena las siguientes disoluciones de cloruro de sodio de la más diluida a la más concentrada:

- a) Disolución al 20,0 % m/m y de densidad 1,1453 g/mL
- b) Disolución al 20,0 % m/v
- c) Disolución 3,0 M.

Propuesta 12

El cohete secundario reutilizable del transbordador espacial de BUA utiliza una mezcla de Al y perclorato de amonio NH_4ClO_4 como combustible. La reacción entre estas sustancias es la siguiente:



¿Qué masa de perclorato de amonio se debe utilizar en la mezcla de combustible por cada kilogramo de aluminio?

Propuesta 13

La cal apagada (hidróxido de calcio) es un sólido que puede usarse para aplicar en salpicaduras de ácido. Una muestra de 5,57 g cal apagada reacciona con un exceso de disolución de ácido clorhídrico y se recuperan 7,41 g de cloruro de calcio.

- a) Escribe la ecuación química correspondiente
- b) ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

Propuesta 14

Indica si cada una de las siguientes aseveraciones es verdadera o falsa. Justifica con cálculos:

- a) Un mol de NH_3 tiene una masa mayor que la de un mol de H_2O .
- b) La masa de una molécula de cloruro de hidrógeno es mayor que la masa de un átomo de calcio.
- c) Hay más átomos de carbono en 48 g de CO_2 que en 12 g de diamante (una forma de carbono puro)
- d) El número de átomos de Cu en 100 g de Cu(s) es igual al número de átomos Cu en 100 g de óxido cúprico
- e) Hay igual número de átomos de nitrógeno en un mol de NH_3 y en un mol de N_2 .
- f) El número de átomos de Ni en 100 moles de Ni(s) es igual al número de átomos de Ni en 100 moles de cloruro de níquel.
- g) Hay más átomos de hidrógeno en 2 moles de NH_3 que en 2 moles de CH_4 .

Propuesta 15

Escribe la fórmula y el nombre de los siguientes compuestos:

- Oxoácido que forma el azufre actuando con el mayor número de oxidación.
- Hidróxido del metal alcalino térreo del segundo período.
- Hidruro que forma el azufre actuando con número de oxidación -2.
- Hidrácido del halógeno del tercer período.
- Compuesto iónico que forma el primer metal alcalino con el anión del oxiácido del azufre actuando con número de oxidación +6.
- Compuesto covalente binario que forman los dos primeros elementos del grupo 16.
- Compuesto iónico que forma el elemento de número atómico 20 con el anión del oxiácido del nitrógeno actuando con el número de oxidación +5.

Propuesta 16

En el laboratorio disponemos de una botella de ácido clorhídrico de la que sabemos que tiene una densidad de 0,934 g/mL y una riqueza en peso de 36%.

Si nos piden que, a partir de esa disolución, preparemos 250 mL de disolución de HCl 0,5 M, ¿qué volumen de disolución inicial debemos medir para preparar la segunda disolución?



Propuesta 17

La siguiente figura muestra la secuencia de dilución realizada para preparar 250 mL de una disolución de $K_2Cr_2O_4$ 0,010M a partir de una disolución de $K_2Cr_2O_4$ 0,250M.

¿Cuántos mililitros de disolución de $K_2Cr_2O_4$ 0,250M se utilizaron?. Verifica mediante cálculos la dilución realizada.

