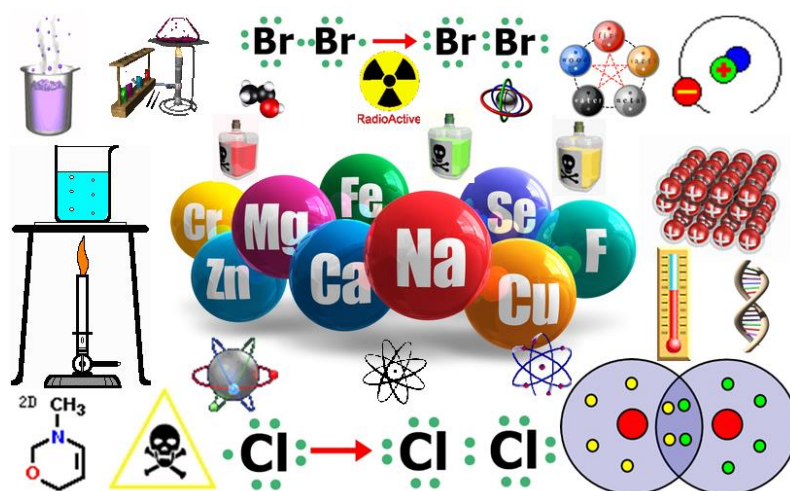


QUIMICA para ingresantes



¡Bienvenido a esta nueva etapa!

Es nuestra intención acompañarte y facilitarte las herramientas necesarias para que, junto a tu compromiso y responsabilidad, inicies el camino de la vida universitaria de la mejor manera posible.

Hemos preparado la presente guía, para que durante las vacaciones y hasta que comiencen las clases, repases algunos conceptos de física y química que aprendiste en la escuela secundaria. Los mismos serán un punto de partida, por lo que el repaso resultará de mucha utilidad.

Nuestro compromiso implica acompañarte, ayudarte, aclarar tus dudas, orientarte en la búsqueda de información en los libros que sea necesaria, y colaborar en tu proceso de resolución de los ejercicios propuestos, dándote toda la información necesaria para que aquellos conocimientos que recuerdes menos o que aún no hayas adquirido, puedas incorporarlos antes de comenzar con el ritmo universitario.

Este compromiso es para con vos mismo...Te recomendamos leer la guía, realizar los ejercicios, asistir a las clases de consulta, expresar todas tus dudas, (recuerda que es un espacio de aprendizaje, por lo tanto no hay espacio para el miedo, el orgullo o la vergüenza). Esto te permitirá involucrarte al cien por cien con la nueva actividad que comenzaste...todo está en tus manos.

¡La decisión es solo tuya! ¡Ya estas ejerciendo un derecho fundamental para tu vida: el de elegir que vas a hacer para construir tu futuro!

Recuerda que en cada momento cuentas con nuestro apoyo y compañía... nuevamente te decimos **¡Bienvenido!**



La guía está formada por:

- Breve introducción teórica de cada tema.
- Ejemplos de ejercicios resueltos.
- Ejercicios para resolver, y sus respuestas al final de la guía, para autocorrección y autoevaluación.
- Bibliografía utilizada, la cual consiste en un listado de los libros que han sido utilizados para la elaboración de esta guía. Los mismos serán muy útiles para consultar durante la resolución de los ejercicios, y serán tus compañeros durante toda tu vida universitaria.



*Un estudiante universitario y futuro profesional
tiene un mejor amigo, que es el libro,
y la mejor de las virtudes,
la perseverancia...*

Pautas para transformar la información en conocimiento:

- ✓ Mantener el ambiente de trabajo limpio y ordenado.
- ✓ Mantener un buen estado de salud, con una alimentación adecuada.
- ✓ Adquirir hábitos de estudio para aprovechar al máximo la actividad de las neuronas en el momento de la recepción de información (fijar horarios, rutinas de trabajo, técnicas de estudio, entre otros).
- ✓ Fijar la atención en el momento de estudio, y destinar un tiempo adecuado a la recreación.
- ✓ Siempre recordar cuál es el objetivo por el cual se está estudiando, para tener en claro "lo que se quiere lograr".
- ✓ Leer a conciencia cada actividad, y aprovechar todas las herramientas para resolver las consignas (conocimientos previos, libros, clases de consulta).
- ✓ Siempre que sea necesario, pedir ayuda a los docentes, que siempre estarán dispuestos a minimizar tus dudas, para favorecer tu aprendizaje.
- ✓ Ante una derrota (tema difícil, examen desaprobado, entre otros), perseverar, aprender de los errores, y seguir en carrera.



*"Es bueno tener un destino y viajar hacia él,
pero en realidad lo más importante
es el viaje"*

Ursula Leguin

Para la física y la química, en su calidad de ciencias experimentales, la medida constituye una operación fundamental. Sus descripciones del mundo físico se refieren a magnitudes o propiedades medibles.

1.1 Magnitud, cantidad y unidad

Se denominan magnitudes a ciertas propiedades o aspectos observables de un sistema físico que pueden ser expresados en forma numérica. La longitud, la masa, el volumen, la fuerza, la velocidad, la cantidad de sustancia, son ejemplos de magnitudes físicas.

En el lenguaje de la física, la noción de cantidad se refiere al valor que toma una magnitud dada en un cuerpo o sistema concreto; la longitud y masa de una mesa, el volumen del libro, son ejemplos de cantidades. Una cantidad de referencia se denomina unidad, y el sistema físico que encarna la cantidad considerada como una unidad se denomina patrón.

1.2 La medida como comparación

La medida de una magnitud física supone la comparación del objeto con otro de la misma naturaleza, que se toma como referencia y que constituye el patrón.

1.3 Tipos de magnitudes

Magnitudes escalares, son aquellas que quedan perfectamente determinadas cuando se expresa su cantidad mediante un número seguido de la unidad correspondiente. La longitud, el volumen, la masa, la temperatura, la energía, son algunos ejemplos.

Magnitudes vectoriales, son aquellas que precisan para su total definición que se especifique, además de los elementos anteriores, una dirección o una recta de acción y un sentido. La fuerza, constituye un ejemplo de este tipo de magnitud, pues sus efectos al actuar sobre un cuerpo dependerán no sólo de su cantidad, sino también de la línea a lo largo de la cual se ejerza su acción. Al igual que los números reales son utilizados para representar cantidades escalares, las cantidades vectoriales requieren el empleo de otros elementos matemáticos diferentes de los números, con mayor capacidad de descripción. Estos elementos matemáticos que pueden representar intensidad, dirección y sentido se denominan **vectores**. Las magnitudes que se manejan en la vida diaria son, por lo general, escalares.

1.4 El Sistema Internacional de Unidades (SI)

Cada científico o cada país podría operar con su propio sistema de unidades, sin embargo, existe una tendencia generalizada a adoptar un mismo sistema de unidades con el fin de facilitar la cooperación y comunicación en el terreno científico y técnico. El Sistema Internacional (SI) que distingue y establece, las magnitudes básicas y derivadas. El SI toma como magnitudes fundamentales: la longitud, la masa, el tiempo, la intensidad de corriente eléctrica, la temperatura absoluta, la intensidad luminosa y la cantidad de sustancia, y fija las correspondientes unidades para cada una de ellas.

1.4.1 Unidades fundamentales

Las siguientes son las siete unidades fundamentales, y a continuación se realiza una breve descripción de cada una de ellas.

- **Unidad de Longitud:** El metro (m) es la longitud recorrida por la luz en el vacío durante un período de tiempo de $1/299.792.458$ s.
- **Unidad de Masa:** El kilogramo, símbolo kg, es la unidad SI de masa. Se define al fijar el valor numérico de la constante de Planck, h , en $6,626\,070\,15 \times 10^{-34}$, cuando se expresa en la unidad J·s, igual a $\text{kg m}^2\text{s}^{-1}$, donde el metro y el segundo se definen en función de c (velocidad de la luz) y $\Delta\nu_{\text{CS}}$ (frecuencia de transición hiperfina del átomo de cesio 133)”
- **Unidad de Tiempo:** El segundo (s) es la duración de $9.192.631.770$ períodos de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles fundamentales del átomo Cesio 133 (^{133}Cs).
- **Unidad de Corriente Eléctrica:** El ampere (A) es la intensidad de corriente, la cual al mantenerse entre dos conductores paralelos, rectilíneos, longitud infinita, sección transversal circular despreciable y separados en el vacío por una distancia de un metro, producirá una fuerza entre estos dos conductores igual a 2×10^{-7} N por cada metro de longitud.
- **Unidad de Temperatura Termodinámica:** El Kelvin (K) es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.
- **Unidad de Intensidad Luminosa:** La candela (cd) es la intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} Hertz y que tiene una intensidad energética en esta dirección de $1/683$ W por estereorradián (sr).
- **Unidad de Cantidad de Sustancia:** El mol es la cantidad de materia contenida en un sistema y que tiene tantas entidades elementales como átomos hay en $0,012$ kg de carbono 12 (^{12}C). Cuando esta magnitud es utilizada, deben ser especificadas las entidades elementales, y las mismas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos de tales partículas.

Tabla 1 Unidades del Sistema Internacional de Unidades

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Las **unidades derivadas** han recibido nombres y símbolos especiales. Las mismas pueden ser utilizadas en combinación con otras unidades fundamentales o derivadas para expresar unidades de otras cantidades. Algunas de ellas se muestran a continuación:

- **Coulomb (C):** Cantidad de electricidad transportada en un segundo por una corriente de un amperio.
- **Joule (J):** Trabajo producido por una fuerza de un newton cuando su punto de aplicación se desplaza la distancia de un metro en la dirección de la fuerza.
- **Newton (N):** Es la fuerza que, aplicada a un cuerpo que tiene una masa de 1 kilogramo, le comunica una aceleración de 1 metro por segundo, cada segundo.
- **Pascal (Pa):** Unidad de presión. Es la presión uniforme que, actuando sobre una superficie plana de 1 metro cuadrado, ejerce perpendicularmente a esta superficie una fuerza total de 1 newton.
- **Volt (V):** Unidad de tensión eléctrica, potencial eléctrico, fuerza electromotriz. Es la diferencia de potencial eléctrico que existe entre dos puntos de un hilo conductor que transporta una corriente de intensidad constante de 1 ampere cuando la potencia disipada entre esos puntos es igual a 1 watt.
- **Watt (W):** Potencia que da lugar a una producción de energía igual a 1 joule por segundo.
- **Ohm (Ω):** Unidad de resistencia eléctrica. Es la resistencia eléctrica que existe entre dos puntos de un conductor cuando una diferencia de potencial constante de 1 volt aplicada entre estos dos puntos produce, en dicho conductor, una corriente de intensidad 1 ampere, cuando no haya fuerza electromotriz en el conductor.

Las unidades del SI cambian en forma decimal por medio de una serie de prefijos, que actúan como múltiplos y submúltiplos decimales. Estos prefijos se colocan delante del símbolo de la unidad correspondiente, sin espacio intermedio. El conjunto del símbolo más el prefijo equivale a una nueva unidad que puede combinarse con otras unidades y elevarse a cualquier exponente (positivo o negativo).

Tabla 2 Prefijos del Sistema Internacional de Unidades

Múltiplos decimales			Submúltiplos decimales		
Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor
Deca	da	10^1	Deci	d	10^{-1}
Hecto	h	10^2	Centi	c	10^{-2}
Kilo	k	10^3	Mili	m	10^{-3}
Mega	M	10^6	Micro	μ	10^{-6}
Giga	G	10^9	Nano	n	10^{-9}
Tera	T	10^{12}	Pico	p	10^{-12}
Peta	P	10^{15}	Femto	f	10^{-15}
Exa	E	10^{18}	Atto	a	10^{-18}
Zetta	Z	10^{21}	Zepto	z	10^{-21}
Yotta	Y	10^{24}	Docto	y	10^{-24}

Los símbolos que corresponden a unidades derivadas de nombres propios se escriben con la letra inicial mayúscula (ejemplos: A, V, entre otros). Siempre con letras a excepción del ohm. Los demás símbolos se escriben con letras minúsculas.

Los símbolos de las unidades no cambian de forma para el plural (no incorporan ninguna "s") y no van seguidos de punto.

Las unidades derivadas se definen como productos o cocientes de las unidades básicas o suplementarias aunque también pueden utilizarse unidades suplementarias con nombre propio. Para expresar las unidades derivadas pueden utilizarse los siguientes métodos:

- ✓ Ubicar las diferentes unidades una a continuación de otra sin separación; por ejemplo: As, Nm. En este caso se deben evitar las combinaciones en que una unidad que tiene el mismo símbolo que un prefijo se coloque delante ya que pueden dar lugar a confusión. Por ejemplo no debe utilizarse mN (que significa milinewton) en lugar de Nm (newton por metro).
- ✓ Poner las diferentes unidades separadas por un punto alto; por ejemplo: A•s, N•m. Esta disposición es preferible a la anterior. En este caso también conviene evitar las combinaciones que puedan dar lugar a confusión si el punto es poco visible (así hay que evitar, por ejemplo, m•N).
- ✓ En el caso de cocientes puede utilizarse:
 - Un cociente normal
 - La barra inclinada (m/s, m/s²) evitando el uso de productos en el denominador; por ejemplo podemos escribir: kg/A/s² en lugar de kg/(A•s²).
 - Potencias negativas; por ejemplo: kg•A⁻¹•s⁻².

1.5 Manejo de los números

Analicemos las técnicas para el manejo de los números asociados a las mediciones: la **notación científica**. Es muy frecuente en esta área trabajar con números muy grandes o muy pequeños.

Por ejemplo, en 16 g de oxígeno (1 mol de átomos) hay 60220000000000000000000 átomos de oxígeno, y cada átomo tiene una masa de 0,0000000000000000000000267 g.

Como verás, el manejo de estos números es engorroso, lo que facilita que se cometan errores al realizar cálculos. Puede suceder que te olvides de un cero, o que coloques uno o más ceros después del punto decimal. Por esta razón, para manejar dichos números, se utiliza la llamada Notación Científica. Sin importar su magnitud, todos los números en formato decimal se pueden expresar de la siguiente forma:

$$N \times 10^n$$

donde **N** es un número comprendido entre 1 y 9, y **n** es un exponente, que debe ser un número entero positivo o negativo.

En los dos ejemplos antes mencionados, dichos números expresados en notación científica son $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno y $2,67 \times 10^{-24}$ g.

¡Pero **CUIDADO!** La expresión “ $\times 10$ ”, no significa que debes multiplicar el número $\times 10$ y luego elevarlo al exponente escrito, ya que de esa manera estarías agregando un cero más al número. Esto, en la calculadora, se trabaja con la tecla que dice **EXP**, la cual se encuentra generalmente al lado del signo igual.

Ejemplo: En el caso que la notación científica sea $1,3 \times 10^5$, el exponente es **5** y el mismo indica el número de posiciones que hay que desplazar la coma para obtener el número en forma decimal. El signo que acompaña al exponente indica la dirección hacia donde debe desplazarse la coma:

- **Si es positivo**, la coma se corre a la **derecha**, $1,3 \times 10^5 = 130000$
- **Si es negativo**, la coma se corre a la **izquierda**, $1,3 \times 10^{-5} = 0,000013$

A continuación te mostramos dos ejemplos de cómo utilizar la notación científica, con las unidades:

Ejemplo 1: Convertir 450 kg a g

Como vimos en la Tabla 2, para el símbolo “k”, que representa el prefijo “kilo”, el factor es 10^3 . Esto quiere decir que, para pasar de kg a g, se le agrega a 450 el factor correspondiente (10^3), y automáticamente la cifra queda expresada en gramos:

$$450 \text{ kg} \rightarrow 450 \times 10^3 \text{ g} = 4,5 \times 10^5 \text{ g} = 450000 \text{ g}$$

Ejemplo 2: Convertir 25 mL a L

Siguiendo el mismo procedimiento que en el ejemplo anterior, para el símbolo “m”, que representa el prefijo “mili”, el factor es 10^{-3} . Esto quiere decir que, para pasar de mL a L, se le agrega a 25 el factor correspondiente (10^{-3}), y automáticamente la cifra queda expresada en litros:

$$25 \text{ mL} \rightarrow 25 \times 10^{-3} \text{ L} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ L} = 0,025 \text{ L}$$

1.5.1 Exactitud y precisión

La **precisión** nos indica en cuanto concuerdan dos o más mediciones de una misma cantidad. Se relaciona con la dispersión de datos obtenidos y depende, por lo general, del instrumento de medición. Mientras que la **exactitud** indica cuán cercana está una medición del valor real de la cantidad medida.

Ejemplo: A un alumno se le solicita que pese en balanza analítica una muestra de sedimento, cuyo peso real es 2,0000 g. El alumno realiza tres mediciones obteniendo: 2,0001 g, 1,9998 g y 2,0001 g. Podemos decir que el alumno fue preciso, ya que obtuvo en las tres mediciones valores que

concuerdan entre si y también trabajo con exactitud, ya que los valores obtenidos están muy próximos al valor real.

Cabe aclarar que precisión y exactitud deben ir de la mano, para que nuestros resultados sean confiables, pero no siempre es así, uno puede ser muy preciso y no exacto. Se puede comparar con tiro al blanco, al realizar los tiros se puede dar siempre en el mismo lugar (precisión), pero estar muy lejos del centro. Se es muy preciso, pero no exacto.

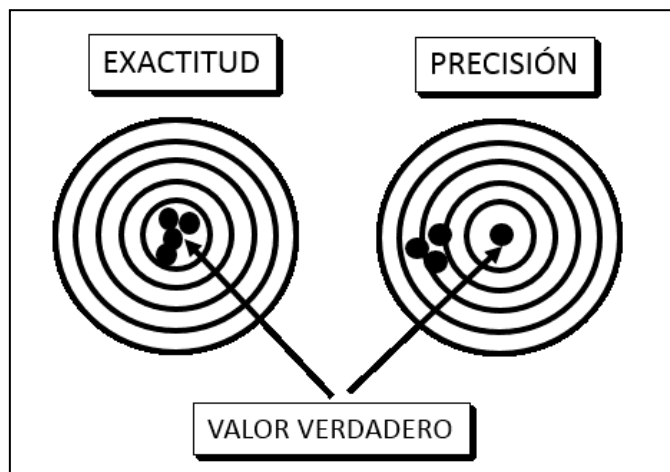


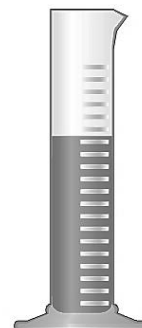
Figura 1 - Diferencia entre exactitud y precisión

1.5.2 Cifras significativas

El valor numérico de cualquier medida es una aproximación. Ninguna medida física, como masa, longitud o tiempo es absolutamente correcta. La exactitud de toda medición está limitada por el instrumento utilizado para realizarla.

Excepto cuando se trabaja con números enteros (ejemplo número de pasajeros en un colectivo), en el resto de los casos es imposible obtener el valor exacto de la cantidad buscada. Por esta razón, es importante indicar el margen de error o de incertidumbre en las mediciones, señalando claramente el número de cifras significativas, que son los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada.

Por ejemplo: supongamos que medimos un volumen de 7,0 mL con una probeta. Si la escala es de 1 mL en 1 mL (es decir, una cifra significativa), el valor real se hallará entre 6,5 mL y 7,5 mL. Esto denota el realizados con los datos reflejen la precisión de esa medición. Tener presente el número de cifras significativas en una en este caso es una probeta. Como vemos, medición, asegura grado de precisión del material de medición, que los cálculos



1.5.3 Guía práctica para utilizar las cifras significativas:

- ✓ Por convención, cuando un número se expresa con sus cifras significativas, el último dígito es incierto.
- ✓ Cualquier dígito diferente de cero es significativo. Así, 4856 cm tiene cuatro cifras significativas; 1,23 kg tiene tres cifras significativas.
- ✓ Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos. Así, 205 m tiene tres cifras significativas; 50102 s tiene cinco cifras significativas.
- ✓ Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Los mismos se utilizan para indicar el lugar del punto decimal. Por ejemplo 0,029 g ($2,9 \times 10^{-2}$ g) tiene dos cifras significativas; 0,000000089 g ($8,9 \times 10^{-8}$ g) tiene dos cifras significativas.
- ✓ Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal son significativos. Así 2,0 mL tiene dos cifras significativas; 4,0825 mg tiene cinco cifras significativas y 3,0201 s tiene 5 cifras significativas.
- ✓ Si un número es menor 1, solo son significativos los ceros que están al final del número o entre dígitos. Así, 0,302 g tiene tres cifras significativas; 0,0040 kg tiene dos cifras significativas.
- ✓ Para números sin punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito pueden o no ser cifras significativas. Así en 200 mL puede tener una (2), dos (20) o tres (200) cifras significativas. No es posible determinar la cantidad correcta, sino se posee más información. Por esta razón es de mucha utilidad la notación científica, para evitar esta ambigüedad. En nuestro caso podemos expresar 2×10^2 mL, para una cifra; $2,0 \times 10^2$, para dos cifras o $2,00 \times 10^2$ para tres cifras significativas.

Ahora te invitamos a que resuelvas los ejercicios a continuación.

Para resolver



1. Comparar y ordenar en forma creciente las siguientes cantidades

- | | |
|------------------------|-----------------------|
| a) 10^{-3} L | b) 70 dm ³ |
| c) 120 cm ³ | d) 1570 mL |

2. Expresar las siguientes cantidades en notación científica o en forma decimal, según corresponda.

- | | | |
|-----------------------|--------------------------|--------------------------|
| a) 0,0000000027 | b) 3560 | c) 47700 |
| d) 0,096 | e) $1,56 \times 10^{-3}$ | f) $7,78 \times 10^{-5}$ |
| g) $2,59 \times 10^2$ | h) $9,00 \times 10^5$ | i) 0,00000709 |

3. ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas?
 a) 4867 g b) 29 mL c) 60104 Tn d) 0,00000303 cm e) 0,0220 kg
4. La luz, o radiación visible, tiene longitudes de onda entre 4000 y 7500 Å ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$). Por ejemplo, la luz amarilla tiene una longitud de onda de 5800 Å. Expresar esta longitud de onda en metros.
5. Indicar y justificar si las siguientes medidas son iguales.
 a) 5800 Å b) 580 nm c) $5,8 \times 10^5 \text{ pm}$ d) $5,8 \times 10^{-5} \text{ cm}$

1.7 Velocidad y presión

A continuación, definiremos algunas magnitudes físicas:

- **Velocidad:** cambio en la distancia en función del tiempo transcurrido. Se expresa en m/s.
- **Aceleración:** cambio de velocidad en función del tiempo. Se mide en m/s^2 .
- **Fuerza:** masa por aceleración, se expresa en Newton $1 \text{ N} = 1 \text{ kg.m/s}^2$
- **Presión:** fuerza aplicada por unidad de área, se expresa en Pascal, que se define como un newton por metro cuadrado ($1 \text{ Pa} = \text{N/m}^2$). Las unidades frecuentes utilizadas en la medición de la presión son: Torricelli (torr), milímetro de mercurio (mmHg), atmósfera (atm).

Equivalencias entre unidades de medida de presión:

$$760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

Para resolver



1. Un automóvil se desplaza a 80 km/h. Expresar esta velocidad en m/h, y en m/seg.
2. En un recipiente de 10 L hay un gas a una presión de 3739,2 mmHg. Expresar dicha presión en atm y en hPa.
3. En un sistema cerrado con tapa móvil hay un gas a una presión de 628,1 hPa. Expresar la presión en mmHg y atm.

1.8 Escalas de temperatura

Actualmente se utilizan tres escalas de temperaturas. Sus unidades son °C (grados Celsius), °F (grados Fahrenheit) y K (Kelvin). En la escala Celsius se divide en 100 grados el intervalo comprendido entre el punto de congelación (0°C) y el punto de ebullición del agua (100°C), mientras que en la escala Fahrenheit, que es la escala utilizada en Estados Unidos fuera del laboratorio, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua a 32 °F y 212 °F.

El Sistema Internacional define al Kelvin como la unidad fundamental de la temperatura; es decir, es la escala de temperatura absoluta. El término de temperatura absoluta significa que el cero en escala Kelvin, denotado por 0 K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse.

A continuación se presentan las ecuaciones que se utilizan para realizar la conversión de temperaturas de una escala a otra:

donde “?” es el valor numérico que obtendrán luego de aplicar la ecuación correspondiente.

°F → °C	°C → °F	°C → K	K → °C
$(^{\circ}F - 32) \times \frac{5^{\circ}C}{9^{\circ}F} = ?^{\circ}C$	$(^{\circ}C \times \frac{9^{\circ}F}{5^{\circ}C}) + 32 = ?^{\circ}F$	$(^{\circ}C + 273,15) \times \frac{1K}{1^{\circ}C} = ?K$	$(K - 273,15) \times \frac{1^{\circ}C}{1K} = ?^{\circ}C$

Para resolver



1.

- Calcular en K la temperatura de un cuerpo que está a – 8°C.
- Calcular en °C la temperatura de un cuerpo que está a 120 K.
- Determinar y justificar si es correcto afirmar que una variación cualquiera de temperatura expresada en °C es numéricamente igual si se la expresa en K.

2. Completar la siguiente tabla:

	°C	°F	K
Punto de fusión del Pb (plomo)	327,5		
Punto de ebullición del etanol		172,9	
Punto de ebullición del N ₂ (nitrógeno)			77
Punto de ebullición del Hg (mercurio)	357		

1.9 Densidad absoluta

La densidad absoluta, se define como la masa por unidad de volumen de un sistema. Matemáticamente es el cociente entre la masa y el volumen del sistema, esto es:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{o en símbolos} \quad \delta = \frac{m}{V}$$

Como la densidad es una propiedad intensiva no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado la relación de masa a Volumen es siempre la misma; en otras palabras V aumenta conforme aumenta la masa m.

La unidad derivada del Sistema Internacional para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m³). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramo por centímetro cúbico (g/cm³) y su equivalente g/mL, se utilizan con más frecuencia para expresar las densidades de los sólidos y líquidos. Como las densidades de los gases son muy bajas, para ellos se emplea la unidad de gramos por litro (g/L).

Equivalencias entre unidades de densidad:

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$$

1.9.1 Densidad relativa (gravedad específica)

La densidad relativa, es la relación entre su densidad y la densidad del agua a la misma temperatura.

$$\delta_{\text{relativa}} = \frac{\delta_{\text{sustancia}}}{\delta_{\text{agua}}}$$

Como se trata de un cociente que tiene las mismas unidades, el resultado es un número adimensional, esto es un número sin unidades.

1.9.2 Peso específico

Peso específico absoluto: se define como el peso por unidad de volumen de un sistema. Matemáticamente se calcula como el cociente entre el peso y el volumen de un sistema.

$$Pe = \frac{P}{V}$$

Peso específico relativo: es el peso específico de una sustancia con respecto a otra tomada como referencia.

Para sólidos y líquidos $\Rightarrow Pe_{relativo} = \frac{Pe}{Pe_{agua}}$

Para gases $\Rightarrow Pe_{relativo} = \frac{Pe}{Pe_{aire}}$

Para resolver



Densidad

1. La densidad del mercurio (Hg) a 273,15 K es 13,60 g/cm³. ¿Cuál es el volumen que ocuparán 35 g de mercurio?
2. El oro es un metal precioso químicamente inerte. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15,6 cm³. Calcular la densidad del oro.
3. Calcular la densidad (g/cm³) de un cilindro de aluminio de masa 75,21 g, diámetro 1,5 m y una altura de 15,75 cm.
4. Calcular la densidad en g/cm³, de una pieza rectangular de marfil de 23 cm x 15 cm x 15,5 cm, si tiene una masa de 10,22 kg.
5. En un recipiente graduado se vierte agua líquida, H₂O(l), hasta que la marca leída es 220 cm³. Se coloca en su interior un bloque de grafito. (El grafito es una de las formas en las que se encuentra en la naturaleza el elemento carbono; la otra forma es el diamante). La masa del bloque es 13,5 g y el nivel del agua sube hasta llegar a 270 cm³. Calcular la densidad del grafito.



6. Se tienen dos cubos de hierro, uno de 10 cm y el otro de 20 cm de arista. Responder si es verdadero o falso. Justificar.
 - a. El cubo más grande tiene mayor densidad.
 - b. Los dos tienen igual masa.

2.1 Materia

La materia se puede definir como todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Dicho de otra manera la materia es todo lo que nos rodea.

La química es la ciencia que estudia a la materia, sus propiedades, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos.

Durante mucho tiempo los conceptos materia y masa se tomaron como sinónimos, pero a principios del siglo XX el físico Albert Einstein (1879-1955), demostró que la masa y la energía en realidad son dos componentes de la materia, teniendo la capacidad de interconvertirse. De esta manera podemos definir como **masa**, a la existencia de materia en forma de partículas o también como la cantidad de sustancia de un cuerpo susceptible de ser acelerada. La masa se mide mediante balanzas y su unidad es kilogramo o sus múltiplos y submúltiplos. Mientras que la **energía** es una propiedad de un sistema, que manifiesta su capacidad para realizar trabajo, las unidades más utilizadas son el joule, la caloría o el ergio. La materia puede tomar distintas formas a las que se las denomina cuerpo. Entonces, un **cuerpo** es una porción limitada de materia identificable por su forma.

2.2 Propiedades de la Materia

Para poder estudiar y entender que es la materia y cómo se comporta es necesario estudiar sus propiedades. Las cuales se clasifican como: generales o extensivas y específicas o intensivas.

Propiedades generales o extensivas: Son aquellas propiedades de un cuerpo cuyo valor medible depende de la cantidad de materia, estas son: volumen, peso, inercia, entre otros.

Propiedades intensivas o específicas: Estas propiedades no dependen de la cantidad de materia, sino de su naturaleza, son importantes porque permiten distinguir a un cuerpo de otro. Pueden ser **físicas** como: la densidad, la conductividad eléctrica y calorífica, la elasticidad, maleabilidad, cambios de estado o **químicas** como: la fuerza oxidante, la acidez o basicidad, combustibilidad, capacidad de combinación (estado de oxidación), electronegatividad, entre otras.

2.3 Leyes de la conservación de la materia

Estas leyes son los pilares que permiten estudiar y entender los cambios químicos de las sustancias. La ley de la conservación de la masa la cual señala que: "La masa de las sustancias antes y después de un cambio químico es constante", también puede expresarse como "La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma.". La Ley de la Conservación de la energía que expresa que: "La energía

del universo es constante" esta ley también se define como: "La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma." Estas dos leyes están relacionadas por la ecuación de Einstein:

$$E = m c^2$$

donde: **E** es energía **m** es masa **c²** es la velocidad de la luz al cuadrado

Podemos interpretarla como "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma". La masa y energía son componentes de la materia y sólo se convierten una en la otra.

Ahora te hacemos una pregunta ¿masa y peso es lo mismo, son sinónimos? La respuesta es **NO**, la masa de un cuerpo es una medida de la cantidad de materia que lo forma, mientras que el peso es la fuerza resultante de la atracción gravitatoria de la tierra sobre cada punto del mismo. Dado que, ordinariamente, hacemos todos nuestros experimentos en el planeta Tierra, tendemos a usar masa y peso intercambiabilmente. Dicho uso es permisible, siempre que mantengamos en mente la diferencia entre masa y peso.

Por ejemplo, cada uno de nosotros tiene una determinada masa, pero nuestro peso va a depender del lugar en donde realicemos dicha medición, por ejemplo en la tierra pesamos 50 kg pero si nos pesamos en la luna nuestro peso será diferente, donde la atracción gravitacional es aproximadamente un sexto de la terrestre. El cuerpo no ha perdido masa, sólo está sujeto a una atracción gravitacional menor. ¿Qué pensás? ¿Pesaremos más o menos en la luna?

2.4 Clasificación de la materia

Sustancias puras: Dentro de estas se incluyen los elementos y los compuestos.

- ✓ Un **elemento** es aquella sustancia que no puede descomponerse por métodos químicos en otra más sencilla. Son más de 112 elementos, algunos son muy comunes y necesarios, como el carbono, el oxígeno o el hidrógeno. La ordenación de estos elementos en función de sus propiedades físicas y químicas, da lugar a la llamada "**Tabla Periódica**". Fue ideada por un químico ruso, Mendeleiev el año 1869. Desde aquella primera tabla que contenía tan sólo 63 elementos hasta la actual que tiene más de 112.
- ✓ Los **compuestos** resultan de la combinación de los elementos en una proporción definida, los elementos unidos pierden sus propiedades individuales.

Mezclas: Son sistemas que se forman por la combinación física de elementos o compuestos en diferente proporción, los cuales conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos, además a las mezclas podemos clasificarlas si presentan una sola fase como homogéneas (soluciones y aleaciones) o si tienen varias como heterogéneas (suspensiones etc.).

2.5 Sistemas Materiales

Sistema Material: es un cuerpo aislado, conjunto de cuerpos, partes de un cuerpo o parte de un conjunto de cuerpos que se aíslan convenientemente para ser estudiados.

Sistemas Homogéneos: son aquellos que tienen propiedades intensivas constantes en toda su extensión. Poseen una sola fase. Estos a su vez se clasifican en sustancias y soluciones.

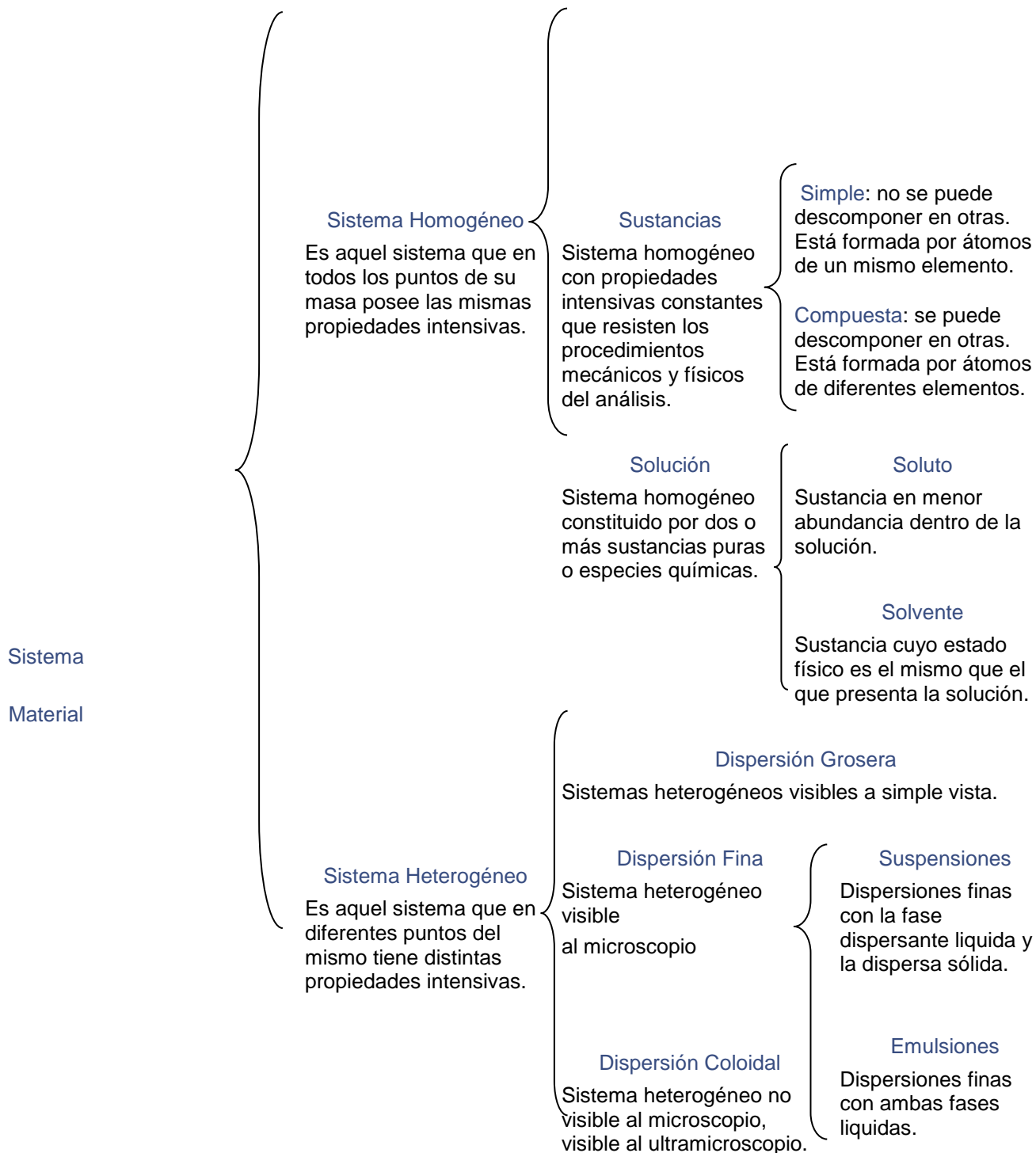
Sistemas heterogéneos: son aquellos que tienen propiedades intensivas que no son constantes, existiendo superficies de discontinuidad, entre las distintas partes. Son polifásicos (dos o más fases).

Existen otros sistemas en donde las propiedades intensivas varían punto a punto (variación en forma gradual), pero no existen superficies de separación y se los denomina **sistemas inhomogéneos**. Un ejemplo clásico es la atmósfera terrestre.

Fase: es cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterogéneo; las fases están separadas una de otras por superficies de discontinuidad, llamada interfase.

Cabe aclarar que en todo sistema, ya sea este homogéneo o heterogéneo, se deben distinguir los componentes del mismo, es decir las sustancias que la forman.

Te mostramos a continuación un esquema que resume los conceptos básicos referidos al tema.



2.5.1 Métodos de separación

A continuación, se presentan los principales métodos de separación de mezclas:

Decantación: Este método es utilizado para separar un sólido insoluble de un líquido. Permite separar componentes contenidos en distintas fases. La separación se efectúa vertiendo la fase superior (menos densa) o la inferior (más densa).

Centrifugación: Método utilizado para separar un sólido insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido. La operación se lleva a cabo en un aparato llamado centrífuga.

Destilación: Este método permite separar mezclas de líquidos miscibles, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición. Este procedimiento incluye una evaporación y condensación sucesivas. Existen varios tipos de destilaciones, entre las que se encuentran la simple, la fraccionada y por arrastre de vapor.

Filtración: Permite separar un sólido de un líquido. Para tal operación se emplea un medio poroso de filtración o membrana que deja pasar el líquido y retiene el sólido. Los filtros más comunes son el papel filtro y la fibra de vidrio.

Evaporación: Este método permite separar un sólido disuelto en un líquido por incremento de temperatura hasta que el líquido hierve y pasa al estado de vapor, quedando el sólido como residuo en forma de polvo seco.

Sublimación: Es un método utilizado en la separación de sólidos, aprovechando que algunos de ellos es sublimable (pasa del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido). Mediante este método se obtiene el café de grano.

Cromatografía: La palabra Cromatografía significa "escribir en colores", ya que cuando fue desarrollada los componentes separados eran colorantes. Las técnicas cromatográficas se basan en la aplicación de la mezcla (fase móvil) en un punto (punto de inyección o aplicación) de un soporte (fase estacionaria) seguido de la influencia de la fase móvil. Existen varios tipos de cromatografía, en columna, en papel, en capa fina, HPLC, de gases, entre otras.

Diferencia de solubilidad: Este método permite separar sólidos de líquidos o líquidos de sólidos al contacto con un solvente que selecciona uno de los componentes de la mezcla. Este componente es soluble en el solvente adecuado y es arrastrado para su separación, ya sea por decantación, filtración, vaporización, destilación, etc. Este método es muy útil para la preparación y análisis de productos farmacéuticos.

Imantación: Este método, también llamado magnetización o imanación, aprovecha la propiedad de algún material para ser atraído por un campo magnético. Los materiales ferrosos pueden ser separados de la basura por medio de un electroimán.

2.6 Estados de agregación

La materia se presenta básicamente en tres estados, los cuales son: sólido, líquido y gaseoso.

Estado sólido. Es un estado de la materia en el cual las partículas ocupan posiciones fijas dándole a la sustancia una forma definida. Presentan enlaces muy fuertes por esa razón tienen poca libertad de movimiento. Se presentan en dos formas principales: cristalinos y amorfos.

Estado líquido. Estado de agregación de la materia en el cuál las partículas de una sustancia están unidas débilmente y por ello se pueden mover y por consiguiente cambiar su forma dentro de un volumen fijo. Esta propiedad de sus partículas permite que un líquido tenga fluidez y por ello tome la forma del recipiente que lo contiene.

Estado gaseoso. Es un estado de agregación de la materia en el cual las fuerzas de atracción entre las partículas de una sustancia son muy débiles permitiendo el movimiento a enormes velocidades. Los gases se caracterizan por no tener volumen definido. En este estado de agregación las partículas se encuentran en movimiento continuo y por ello las partículas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. Un gas empuja constantemente en todas direcciones por esa razón los gases llenan por completo los recipientes que ocupan, las colisiones en las paredes originan la presión del gas.

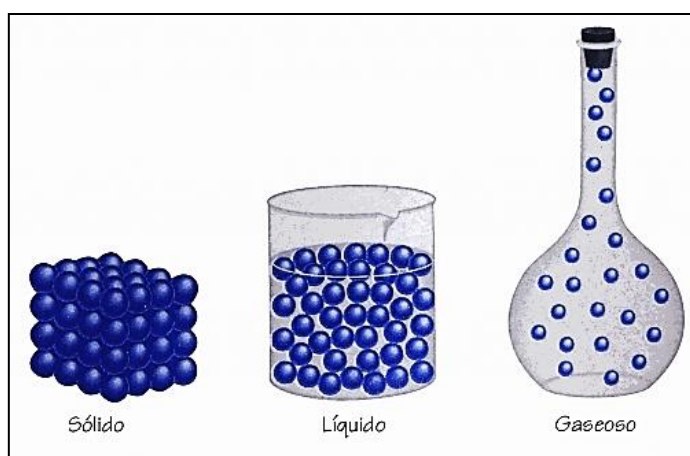


Figura 2 - Estados de la materia – Fuente: Chang, R. Química, 7ª Edición. 2002

2.6.1 Cambios de estado

Cuando una sustancia cambia de estado implica suministro o liberación de energía del sistema hacia el medio, por esta razón se definen los cambios de estado en dos tipos.

Endotérmicos: Son cambios de estado que se originan cuando el sistema absorbe energía.

- **Sublimación.** Es un cambio de estado directo de sólido a gas por ejemplo la sublimación del Yodo.
- **Fusión.** Es un cambio de estado que permite que una sustancia en estado sólido pase al estado líquido como el hielo de la escarcha derritiéndose, la manteca en una sartén, un chocolate derretido en la palma de la mano, entre otros.
- **Vaporización.** Es cambio de estado endotérmico que permite que una sustancia en estado líquido pase al estado gaseoso. Ejemplos: Agua hirviendo, la formación de las nubes por medio de la vaporización del agua de los ríos y mares.

Exotérmicos. Cambios de estado que se originan cuando el sistema desprende energía.

- **Condensación.** Es la conversión del estado de vapor al estado líquido, en condiciones de disminución de la temperatura. Este proceso es el inverso de la vaporización, ejemplo: empañamiento de una ventana.
- **Licuefacción.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido, ejemplos: la obtención de aire líquido o de alguno de sus componentes, en condiciones de aumento de presión.
- **Cristalización.** Proceso por el cual se forman los cristales, esto ocurre cuando una sustancia se enfría. Este proceso se observa cuando se tiene un sólido disuelto en una disolución saturada.
- **Solidificación.** Es un cambio de estado que ocurre cuando un líquido pasa al estado sólido. Ejemplos: La nieve, la obtención de figuras de plástico.

2.7 Fenómenos físicos y químicos

Fenómeno Físico: Son cambios que no involucran la obtención de nuevas sustancias químicas por ejemplo: cambios de estado, disolución, cristalización, filtración, fragmentación, reflexión y refracción de la luz, dilatación de un metal, movimiento de los cuerpos, transmisión del calor, etc.

Fenómeno Químico: Son cambios que implican la transformación de una sustancia en otras, por ejemplo: combustión, oxidación, reducción, polimerización, neutralización entre ácidos y bases, precipitación, formación de complejos, explosiones, digestión de los alimentos, corrosión de los metales, fotosíntesis, fermentación etc.

A continuación te mostramos algunos ejemplos:

Proceso	Tipo de fenómeno	Observaciones
Oxidación del Hierro	Químico	El metal brillante y lustroso se transforma en óxido café rojizo
Ebullición del agua	Físico	El líquido se transforma en vapor
Ignición de azufre en aire	Químico	El azufre sólido y amarillo se transforma en dióxido de azufre, <i>gas sofocante</i>
Pasar un huevo por agua hirviendo	Químico	La yema y la clara líquidas se transforman en sólidas, desnaturalización de proteínas
Combustión de la gasolina	Químico	El combustible líquido se quema y se transforma en monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua, todos en estado gaseoso
Digestión de los alimentos	Químico	Los alimentos se transforman en nutrientes líquidos y desechos sólidos
Aserrado de la madera	Físico	Se producen trozos más pequeños de madera y aserrín, a partir de una pieza mayor de madera
Quemado de la madera	Químico	La madera arde y se transforma en cenizas, dióxido de carbono gaseoso y agua
Calentamiento del vidrio	Físico	El vidrio sólido se transforma en pasta deformable, y así se puede cambiar su forma

2.8 Energía

La Energía se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Existen muchas formas de energía, entre ellas: la mecánica, luminosa, eléctrica, entre otras. La energía se puede clasificar principalmente en: energía potencial y energía cinética.

Energía potencial: Es la energía almacenada en una partícula debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas magnéticas o gravitacionales, como el agua de una presa, una pila o batería, etc.

Energía cinética: Es la energía que poseen los cuerpos en movimiento.

Para resolver

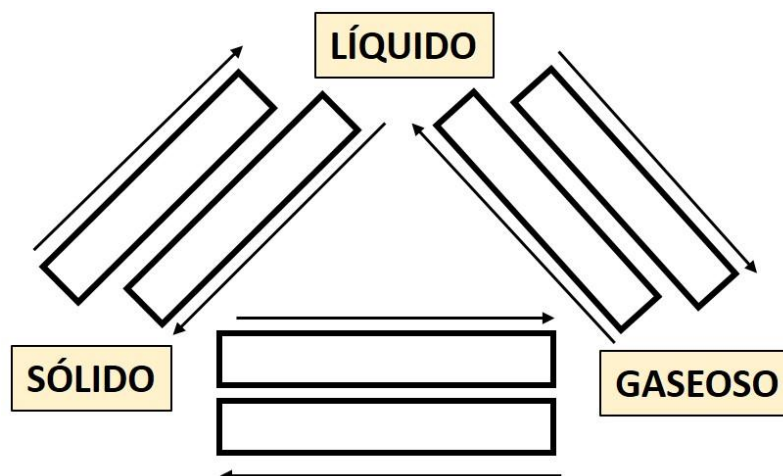


Sistemas materiales

1. Señalar cuál de los siguientes procesos son cambios físicos y cuales cambios químicos:

- a) vaporización del agua
- b) agrietamiento de la leche
- c) formación de agua al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno
- d) oxidación del hierro
- e) fermentación del vino

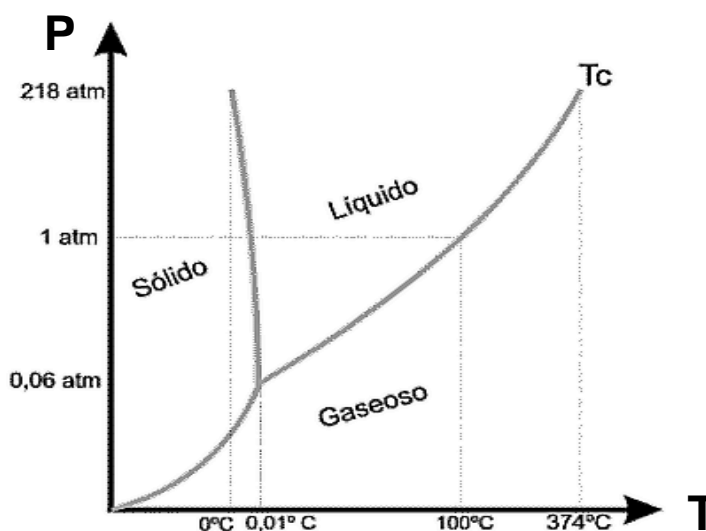
2. Completar el siguiente cuadro.



3. Indicar cuál de los siguientes procedimientos es el más adecuado para separar una mezcla de sal, azufre y nafta:

- Calentar para que la nafta se evapore y separar después la sal y el azufre añadiendo agua. Al filtrar, quedara el azufre en el papel, y se separara la sal del agua por evaporación.
- Filtrar para separar la nafta de los dos sólidos. Añadir agua sobre el mismo filtro para que se disuelva la sal y separarla del azufre por filtración. Recuperarla dejando evaporar el agua.
- Filtrar para separar la nafta de los dos sólidos. Añadir sulfuro de carbono sobre el papel del filtro para disolver el azufre y recuperarlo por evaporación del sulfuro de carbono.
- Calentar para que primero se evapore la nafta y después funda el azufre, que se separara de la sal por filtración.

4. El siguiente gráfico es el Diagrama de Fases del Agua (H_2O).



Responder observando el gráfico:

- ¿En qué estado de agregación se encuentra el agua a una presión de 1 atm y 50 °C?
 - ¿En qué estado de agregación se encuentra el agua a una presión de 715 mmHg y 300 K?
 - Manteniendo constante la Presión a 1 atm, ¿Cuál es el rango de temperatura, aproximadamente, en la cual el agua está en estado líquido?
5. Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro (Fe). Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles extensivas. Justificar.
- Masa = 40 g
 - Densidad = $7,8 \text{ g cm}^{-3}$
 - Color: grisáceo brillante
 - Punto de fusión = 1535 °C
 - Volumen = $5,13 \text{ cm}^3$
 - Insoluble en agua

6. Las siguientes proposiciones se refieren a un sistema formado por 3 trozos de hielo ($\text{H}_2\text{O}(\text{s})$) flotando en una solución acuosa de cloruro de potasio (KCl). Marcar las correctas y Justificar su elección.
- a) Es un sistema homogéneo.
 - b) El sistema tiene 2 interfases.
 - c) El sistema tiene 3 fases sólidas y una líquida.
 - d) El sistema tiene 2 componentes.
 - e) El sistema tiene 3 componentes.
 - f) Los componentes se pueden separar por filtración.
7. Indicar cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles son sustancias:
- a) agua salada
 - b) agua y etanol (H_2O y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
 - c) mercurio (Hg)
 - d) óxido de plata (Ag_2O)
 - e) bromo líquido ($\text{Br}_2(\text{l})$)
8. Indicar y justificar cuáles de los siguientes sistemas son sustancias simples y cuáles compuestas:
- a) oxígeno (O_2)
 - b) agua (H_2O)
 - c) azufre (S)
 - d) óxido de zinc (ZnO)
9. Indicar cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no.
- a) Un sistema con un sólo componente debe ser homogéneo.
 - b) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
 - c) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
 - d) Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.
 - e) El agua está formada por la sustancia oxígeno (O_2) y la sustancia hidrógeno (H_2).
 - f) Por descomposición del agua se obtiene el elemento oxígeno y el elemento hidrógeno.
 - g) El óxido de calcio (CaO) está formado por el elemento calcio y el elemento oxígeno.
 - h) Cuando el elemento hierro se combina con el elemento oxígeno se obtiene un óxido de hierro (puede ser óxido férrico (Fe_2O_3) que, junto con otras sustancias, forma la herrumbre).
 - i) Si se calienta una determinada cantidad de un líquido, aumenta su volumen y en consecuencia también aumenta su masa.

3.1 Teoría Atómica

Todas las sustancias están compuestas por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que constituyen la porción mínima de materia que combinada químicamente conforma todo lo que nos rodea.

La teoría atómica fue formulada por Dalton (1766-1844) quien elaboró su teoría acerca de los átomos por un interés principalmente físico, el suponer que la materia está compuesta por partículas infinitamente pequeñas que se atraen o repelen entre sí con distinta intensidad, según la temperatura y su naturaleza, se presentaba como la mejor explicación de las propiedades de los distintos estados de agregación (gases, líquidos y sólidos).

Esta idea no era original, la propuesta novedosa de Dalton consistió en suponer que existe una masa atómica característica para cada elemento y que los átomos de un mismo elemento tienen todos exactamente la misma masa, siendo ésta distinta de la de los átomos de cualquier otro. También, en suponer que los átomos de lo que él llamó sustancias compuestas (hoy decimos moléculas) se pudieran concebir como un grupo de átomos de distintos elementos. De la teoría de Dalton se desprende que los átomos de cada elemento poseen dos propiedades importantes: la masa, que lo caracteriza, y el estado de oxidación, que indica la manera y extensión con la que se combinará con otros átomos.

3.2 Modelo Atómico

En el modelo atómico los átomos están formados por un **núcleo** (donde están los protones + neutrones) pequeño de gran masa, y un exterior casi vacío (donde están los electrones). Las partículas subatómicas constitutivas son:

Los **electrones**, cargados eléctricamente (**negativos**, por convención) y con una masa de aproximadamente $9,109 \times 10^{-28}$ g.

Los **protones**, cargados eléctricamente (con carga de igual magnitud que los electrones, pero de polaridad opuesta, **positivos** por convención) y con una masa de casi 1 uma.

Los **neutrones**, eléctricamente **neutros** y de masa prácticamente igual a la suma de la de un protón y un electrón, aproximadamente $1,675 \times 10^{-24}$ g.

El **número atómico** es la cantidad de protones que hay en el núcleo de un átomo. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico, y por lo tanto, también la misma cantidad de electrones, de otro modo estaríamos en presencia de iones, no de átomos. En cambio, la cantidad de neutrones puede variar entre átomos de un mismo elemento, dando lugar a la existencia de isótopos.

El **número másico** es la suma de las cantidades de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo.

Una forma usual de expresar estas propiedades es:



donde A es el número másico del átomo en consideración (X) y Z el número atómico.

Los isótopos poseen igual A y distinto Z, ¿Por qué?

Para resolver



Número másico y número atómico

1. Completar el siguiente cuadro, utilizando la tabla periódica:

Especie	N° electrones	N° protones	N° neutrones	N° másico	N° atómico
${}^{24}\text{Mg}$					
${}^{51}\text{V}$					
${}^{27}\text{Al}$					
${}^{112}\text{Cd}$					

Antes de iniciar el estudio de la formación de compuestos deberás tener a mano la TABLA PERIODICA y conocer cómo se escriben los elementos, es decir qué símbolos se utilizan. Por ejemplo el Sodio se simboliza Na la primera letra se escribe con mayúscula y la segunda con minúscula. Te invitamos a que ubiques en la tabla periódica a los metales, no metales, gases nobles y que prestes atención a como se ordenan.

Previo a la formulación de los compuestos químicos vamos a estudiar tres conceptos necesarios para poder realizar dicho procedimiento:

- Reacción y ecuación química
- Fórmula química
- Nomenclatura

4.1 Reacciones químicas

Una **reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias. Las mismas deben escribirse en lenguaje químico y para ello se utilizan las **fórmulas químicas**, que expresan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos y las **ecuaciones químicas** en las que se utilizan los símbolos químicos (o fórmulas químicas) para mostrar qué sucede durante una reacción química. Antes de avanzar en el tema, debemos enunciar las leyes de las combinaciones, que establecen las relaciones que existen entre las masas con que se combinan los elementos para formar compuestos.

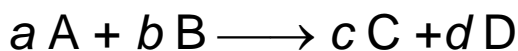
Ley de las proporciones definidas de Proust: establece que “muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción en masa”.

Ley de las proporciones múltiples de Dalton: expresa que “dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños”

La ley de Richter o de las proporciones recíprocas: Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí.

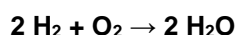
Ley de la conservación de la masa: establece que la materia no se crea ni se destruye.

La forma genérica de escribir una reacción química es a través de una ecuación química, como la que se muestra a continuación:



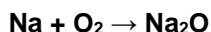
- ✓ La sustancia A reacciona con la sustancia B, generando las sustancias C y D
- ✓ Las sustancias, A y B, se denominan **reactivos**
- ✓ Las nuevas sustancias, C y D, se denominan **productos**
- ✓ El signo “+” significa “**reacciona con**”
- ✓ La **flecha** significa “**produce**”
- ✓ Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa: “Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química”. Por lo tanto una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha, y eso se representa con a, b, c y d, que son los **coeficientes estequiométricos**, una vez realizado esto, se dice entonces que la ecuación está balanceada.

Cuando escribimos “H₂O” en vez de “agua” lo hacemos no sólo por comodidad, sino también para recordar que la sustancia “agua” está formada por moléculas, que a su vez están formadas por la unión de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, al escribir, por ejemplo:



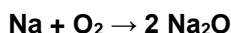
se está representando un fenómeno químico, una transformación de un sistema formado por **cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno** que, en su estado original o de reactivos, están en la forma de **dos moléculas de hidrógeno y una molécula de oxígeno**, y en el estado final, o de productos, como **dos moléculas de agua**. La **flecha** separa la descripción del estado inicial de la del estado final, una vez completada la transformación. Observe la **importancia** de equilibrar o **balancear** las ecuaciones químicas: durante una transformación química no pueden aparecer ni desaparecer átomos, solamente pueden modificar sus uniones químicas.

Algunas ecuaciones químicas sencillas pueden igualarse por tanteo, por ejemplo:

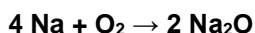


está mal escrita porque en el estado inicial hay dos átomos de oxígeno, y en estado final, uno solo.

Si corregimos el coeficiente estequiométrico del Na_2O :



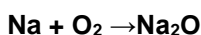
de esta manera efectuamos el balance en masa para el oxígeno, pero no para el sodio, razón por la que debo equilibrarlo. Una vez realizada esta operación la ecuación correctamente escrita (balanceada) resulta:



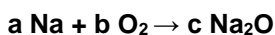
Cabe aclarar que estos coeficientes estequiométricos, pueden ser números enteros o números fraccionarios.

Algunas ecuaciones parecen más difíciles que otras. Para estos casos, es recomendable utilizar el “método algebraico”, que se plantea como un sistema de ecuaciones lineales, que debe ser resuelto con números enteros.

Siguiendo con el ejemplo anterior:



Definimos tres variables a, b y c que corresponden a los coeficientes estequiométricos del sodio, oxígeno y óxido de sodio, respectivamente.



De estos coeficientes sabemos que:

$$a = 2c \qquad 2b = c$$

porque:

- ✓ En c moléculas (unidades) de Na_2O hay el doble de átomos de sodio que en a.
- ✓ En b moléculas de oxígeno hay el doble de átomos de oxígeno que en c moléculas de Na_2O .
- ✓ Se establece de manera arbitraria el valor de uno de los coeficientes, dicho valor generalmente es 1. En nuestro caso asumimos que $b = 1$, entonces reemplazando en las ecuaciones obtenemos: $a = 4$ y $c = 2$.

Observa que no hay problema en tomar otra elección, si por ejemplo decidimos $c = 1$, entonces $a = 2$ y $b = 1/2$, pero como los coeficientes estequiométricos deben elegirse como los números enteros más pequeños que permitan balancear la ecuación, deberemos multiplicarlos a todos por dos.

4.2 Tipos de reacciones

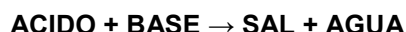
El tipo de reacción que sufrirán los reactivos dependerá de la naturaleza de los mismos y de las condiciones en las que se realice la reacción.

A continuación veremos algunas de las distintas reacciones químicas, que pueden producirse entre las sustancias.

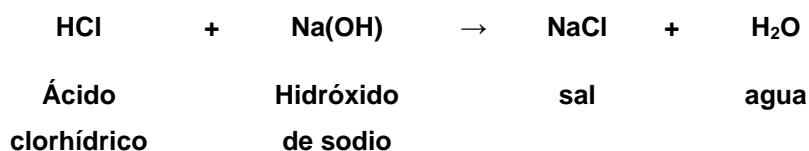
4.2.1 Reacciones de neutralización

Es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se origina una sal y agua.

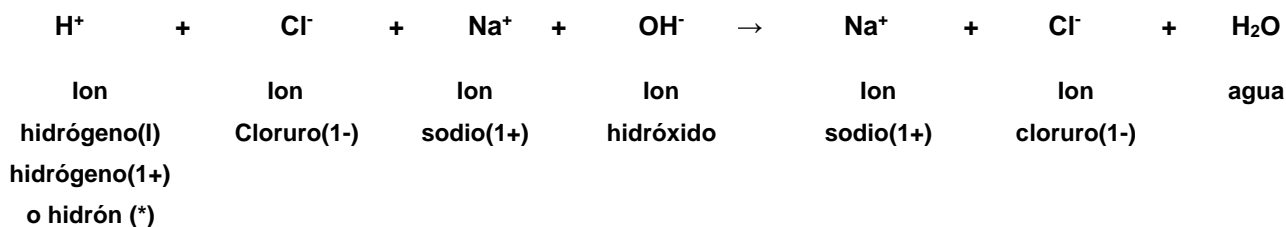
Esquema general de reacción:



Por ejemplo:

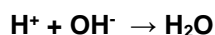


En esta reacción tres de los cuatro compuestos involucrados en el fenómeno, son iónicos. Puesto que en solución acuosa no hay NaCl sino Na⁺ y Cl⁻, podemos escribir la ecuación iónica:



(*) La IUPAC recomienda estos nombres en lugar de Protón

Donde queda más claro que los iones Cl⁻ y Na⁺ son podría decirse “espectadores” de la reacción iónica neta



Esta es la única reacción que nos interesa en los fenómenos de neutralización entre ácidos y bases. Podemos decir que la “incautación” o “secuestro” de iones sueltos para formar un compuesto covalente, es la razón por la cual las reacciones de neutralización partiendo de un estado inicial con ácidos y bases llegan a uno final con sales.

4.2.2 Reacciones de oxidación-reducción

En las mismas los elementos que forman las sustancias involucradas, cambian su estado de oxidación. En una reacción de este tipo una especie se reduce a expensas de otra que se oxida (proceso simultáneo). La especie que se reduce se denomina oxidante y disminuye su número de oxidación y por lo tanto el elemento considerado gana electrones. La sustancia que se oxida se denomina reductora y aumenta su estado de oxidación, y por lo tanto el elemento considerado pierde electrones.

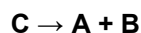
4.2.3 Reacciones de combinación: son aquellas en las que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.

Se puede representar como:



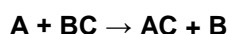
Si cualquiera de los reactivos es un elemento, la reacción es de tipo redox por naturaleza.

4.2.4 Reacciones de descomposición: es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes, representan lo opuesto a las reacciones de combinación.



Si alguno de los productos es un elemento, la reacción es redox por naturaleza.

4.2.5 Reacciones de desplazamiento: un ión o átomo de un compuesto se reemplaza por un ión o átomo de otro elemento.



La mayoría de las reacciones de desplazamiento se agrupan en tres subcategorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal o desplazamiento de halógeno.

4.2.6 Reacción de dismutación: es un tipo especial de reacción redox, en la que un mismo elemento en un estado de oxidación se oxida y reduce simultáneamente. En este tipo de reacciones, un reactivo siempre contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación. El reactivo está en un estado de oxidación intermedio.

4.2.7 Reacciones de precipitación

En las mismas a partir de reactivos en solución, se forma un compuesto insoluble.



4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos

La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. La escritura en esa especie de clave de cualquier sustancia constituye su fórmula y da lugar a un modo de expresión peculiar de la química que, con frecuencia, se le denomina lenguaje químico.

La formulación de un compuesto, al igual que su nomenclatura (esto es, la transcripción de su fórmula en términos del lenguaje ordinario), se rige por unas determinadas normas. Un organismo internacional, la I.U.P.A.C. (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), encargado de tales menesteres, ha dictado reglas para la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas. A continuación, desarrollaremos algunas de ellas, necesarias para comenzar cualquier curso de introducción a la química.

4.3.1 Iones y números de oxidación

Un ion es un átomo o grupo de átomos que posee carga eléctrica. Los iones con carga positiva, como el K^+ (potasio), se denominan **cationes** y los que tienen carga negativa, como F^- (fluoruro), se denominan **aniones**. El que un átomo tenga tendencia a perder o ganar electrones depende de su propia naturaleza. Por ejemplo, los metales generalmente pierden electrones en el curso de reacción para formar cationes, mientras que los no metales con frecuencia ganan electrones en el curso de reacción para generar aniones.

Para realizar las fórmulas de un compuesto químico, se escriben juntos los símbolos de los átomos y un número al lado derecho en posición subíndice. Este número indica la cantidad que hay de ese elemento en el compuesto.

Por ejemplo: Fe_2O_3 , es una sustancia que contiene hierro y oxígeno en proporción 2:3.

Cuando un número afecta a más de un átomo se utiliza paréntesis.

Por ejemplo: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, es una sustancia que contiene calcio, oxígeno e hidrógeno y se encuentran en la proporción 1:2:2.

En el caso que una sustancia no sea neutra y haya que escribir la carga, se debe escribir en primer lugar el número y luego el signo positivo “+” o negativo “-“. Por convención, el número 1 no se

escribe, sino que solamente se expresa el signo “+” o “-“. Para indicar que la carga corresponde a un conjunto de átomos (y no a uno de sus átomos componentes en particular), se utilizan los paréntesis.

Veamos algunos ejemplos:

Na^+	Ca^{2+}	Cl^-	S^{2-}	$(\text{NO}_3)^-$, NO_3^-	$(\text{SO}_4)^{2-}$, SO_4^{2-}
---------------	------------------	---------------	-----------------	-------------------------------------	---

El estado de agregación puede indicarse usando **(s)** para sólido, **(l)** para líquido, **(g)** para gas y **(ac)** para disuelto en agua. Si se indica el estado de agregación, el mismo debe escribirse inmediatamente al lado de la fórmula sin dejar espacios.

Por ejemplo: NaCl(s) .

4.3.2 Número de oxidación

Otra propiedad surgida de la teoría atómica es el estado de oxidación, que indica la capacidad de un elemento de combinarse. Los átomos tienen tantos electrones como protones, los electrones de todos los átomos de cada elemento están distribuidos de un mismo modo. Esta manera de distribuirse genera una periodicidad similar a la encontrada por Mendeleiev (1834-1907) en las propiedades químicas de los elementos.

De forma general y a efectos de formulación, a cada elemento dentro de un compuesto se le asigna un número positivo o negativo denominado número o grado de oxidación (anteriormente denominado valencia). Dicho número puede considerarse como el número de electrones perdidos o ganados por un átomo al formar el compuesto correspondiente (en el supuesto de que todos los compuestos fueran iónicos). No obstante, el número de oxidación tiene un carácter fundamentalmente operativo, pues sirve para deducir con facilidad las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles.

Cuando se analiza con detenimiento se advierte la existencia de ciertas relaciones entre el índice de oxidación de un elemento y su posición en el sistema periódico de modo que es posible deducir las siguientes reglas básicas:

- El n° de oxidación de cualquier elemento libre no combinado es cero, ej. Na , H_2 , O_2 , P_4 , S_8 .
- El n° de oxidación de un ion monoatómico como Na^+ , Cl^- , S^{2-} , Fe^{3+} , es igual a su carga.
- El hidrógeno combinado con otros elementos, generalmente posee n° de oxidación 1+, excepto en los hidruros metálicos en los que le corresponde el n° de oxidación 1-.
- El oxígeno tiene número de oxidación 2- para la mayoría de los casos, aunque existen algunas excepciones. Por ejemplo, cuando se une al flúor, el número de oxidación es 2+; en compuestos donde el anión es O_2^{2-} , tiene número de oxidación 1-; y cuando el anión es O_2^{1-} , tiene número de oxidación fraccionario 1/2-.

- Los metales cuando están combinados, siempre tienen estado de oxidación positivo.
- Los halógenos cuando están combinados con otro elemento menos electronegativo que ellos en un compuesto binario, actúan con n° de oxidación 1-.
- La suma algebraica de los n° de oxidación de los átomos de un ion poliatómico como $(\text{SO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_3)^-$, $(\text{NH}_4)^+$, es igual a la carga del ion.

Por ejemplo: Conociendo la fórmula del ion sulfato $(\text{SO}_4)^{2-}$ y el número de oxidación del oxígeno es 2-, podemos calcular el número de oxidación del azufre (que llamaremos x); haciendo la siguiente suma algebraica:

$$1. X + 4 \cdot (-2) = -2 \quad \Rightarrow \quad X = 6$$

De esta manera podemos ver que el número de oxidación para el azufre en el ion $(\text{SO}_4)^{2-}$, es 6+.

- La suma algebraica de los n° de oxidación de los átomos de un compuesto neutro es **cero**.
Ejemplo: Para el siguiente compuesto H_2SO_4 vamos a comprobar que la suma algebraica de los números de oxidación es cero. Sabemos que el número de oxidación del hidrógeno es 1+, la del oxígeno 2- y la del azufre (ver ejemplo anterior) es 6, podemos comprobar el enunciado de la siguiente manera:

$$2 \cdot (+1) + 6 + 4 \cdot (-2) = 0$$

Para resolver



Números de oxidación

1. Calcular el número de oxidación del arsénico en el compuesto As_2O_5 .
2. Calcular el número de oxidación del manganeso en KMnO_4 .
3. ¿Cuál es el número de oxidación de cada uno de los elementos presentes en los siguientes compuestos: FeO ; H_2S ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; Li_2O_2 ; NH_3 ?
4. ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en $(\text{NO}_3)^-$ y $(\text{NO}_2)^-$?

4.3.3 Nomenclatura de iones

De acuerdo a las normas IUPAC los iones se clasifican en seis categorías:

1. Cationes Monoatómicos: Proceden de átomos que han perdido electrones.

Para escribir el nombre de un ion puede utilizarse: 1) el número de oxidación en el nombre de la sustancia, el cual deberá indicarse utilizando números romanos encerrados entre paréntesis y escrito a continuación del nombre del elemento sin dejar espacio. Por ejemplo, Cu^{2+} , se llama *ion cobre(II)*. 2) la carga del ion. En este caso, se debe escribir entre paréntesis colocando, primero el número y luego el signo a continuación del nombre del elemento sin dejar espacio. Por ejemplo, *cobre(2+)*.

En las normas IUPAC, no se hace mención a la posibilidad de omitir el número de carga cuando no existe ambigüedad. Así que el catión Na^+ tiene el nombre de sodio(1+).

Fórmula	Nombre
H^+	Ion hidrógeno(I), hidrógeno(1+), o hidrón
Fe^{3+}	Ion hierro(III) o hierro(3+)
K^+	Ion potasio(I) o potasio(1+)

2. Cationes Homopoliatómicos: Estos cationes están formados por la unión de varios átomos de un mismo elemento. Su nombre se constituye añadiendo un prefijo multiplicador al nombre del elemento y luego se añade al número de carga. Por ejemplo Hg_2^{2+} , cuyo nombre es dimercurio(2+).

3. Cationes Heteropoliatómicos: Están formados por la unión de dos átomos de elementos distintos. Por ejemplo, el amoníaco; que disponen de electrones libres, no compartidos. Estos compuestos se unen al catión hidrógeno, para dar una especie cargada positivamente. Para nombrar estas especies cargadas debe añadirse la terminación **–onio**, tal como se ve en los siguientes ejemplos:

Fórmula	Nombre
NH_4^+	lón azanio (se acepta amonio)
PH_4^+	lón fosfonio
AsH_4^+	lón arsonio
H_3O^+	lón oxidanio (se acepta oxonio)

4. Aniones Monoatómicos: Proceden de átomos que aceptan electrones. Se nombran modificando el nombre del elemento del que proceden y se le añade la terminación **–uro**. La excepción es el oxígeno que cambia a **óxido**.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H ⁻	Hidruro(1-), hidruro	O ²⁻	Óxido(2-), óxido
Cl ⁻	Cloruro(1-), cloruro	As ³⁻	Arsenuro(3-), arseniuro
I ⁻	Yoduro(1-), yoduro		

5. **Aniones homopoliatómicos:** Están formados por dos o más átomos de un mismo elemento. La carga eléctrica se considera que pertenece al conjunto. Se nombran añadiendo el número de carga al nombre modificado con la terminación –uro y añadiendo los prefijos multiplicadores que correspondan. Siendo el oxígeno una excepción.

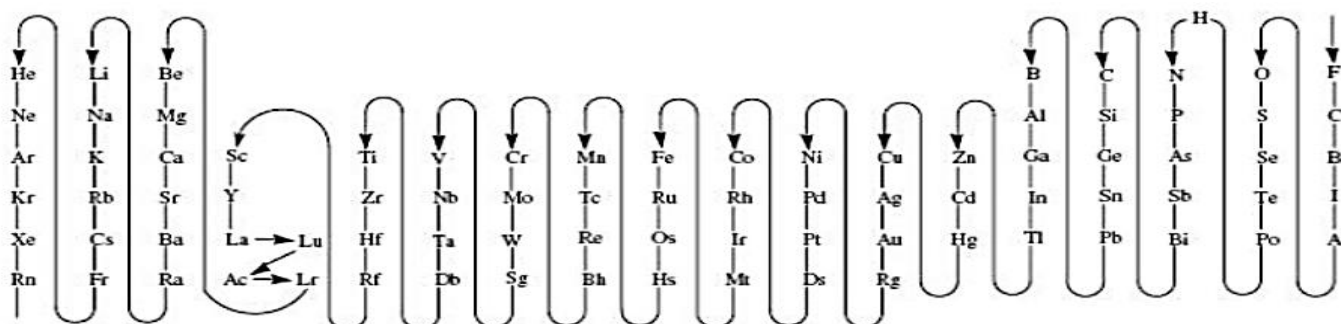
Fórmula	Nombre sistemático	Nombre aceptado
O ₂ ⁻	Dióxido(1-)	Superóxido
O ₂ ²⁻	Dióxido(2-)	Peróxido
I ₃ ⁻	Triyoduro(1-)	---
C ₂ ²⁻	Dicarburo(2-)	Acetiluro
S ₂ ²⁻	Disulfuro(2-)	----

6. **Aniones heteropoliatómicos:** Estos aniones están formados por la unión de átomos de dos o más elementos diferentes. Uno de los más importantes es el anión (OH)⁻ ó (HO)⁻ que se llama **hidróxido**.

4.3.4. Formulación y nomenclatura de sustancias binarias

Se siguen las reglas establecidas por la IUPAC: Para dar nombre a estas sustancias se utilizará la nomenclatura de composición. Uno de los elementos se clasifica como el constituyente **electropositivo** (en la fórmula debe estar escrito en primer lugar pero se nombra último) y generalmente está constituida por un metal (en óxidos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o un no metal combinado con otro no metal más **electronegativo**, como el oxígeno (en los óxidos ácidos), el azufre o los halógenos (en la fórmula debe estar escrito en segundo lugar y se nombra en primer lugar).

Se utiliza por convención el camino que se dibuja a continuación para decidir cuál es el constituyente electropositivo:



- **Nomenclatura tradicional:** Utiliza sufijos de acuerdo al estado de oxidación del elemento.

En óxidos y ácidos		En las sales
Hipo...oso	Menor de todos los n° de oxidación	Hipo...ito
...oso	N° de oxidación menor	...ito
...ico	N° de oxidación mayor o único	...ato
Per...ico	Mayor de todos los n° de oxidación	Per...ato

- **Nomenclatura moderna:**

- ✓ **Nomenclatura según atomicidad:** Consiste en indicar, mediante el uso de prefijos multiplicadores según el número de átomos de cada elemento incluido en la fórmula.

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

- ✓ **Nomenclatura según numeral de “Stock”:** Utiliza números romanos para indicar el número de oxidación, este deberá darse encerrado entre paréntesis y escrito inmediatamente al lado del nombre del elemento sin dejar espacios. Por ejemplo, cloruro de cobre(II).

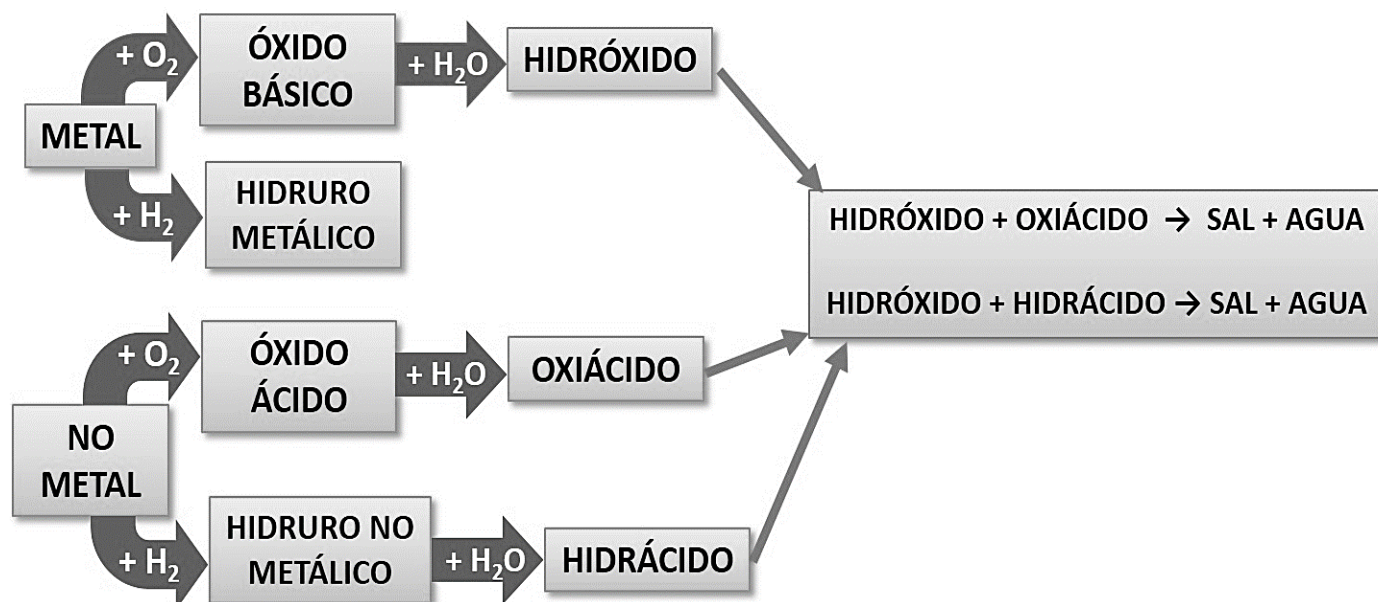
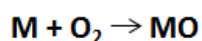


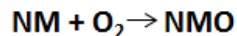
Figura 3 - Esquema general de formación de sales

4.3.5. Óxidos:

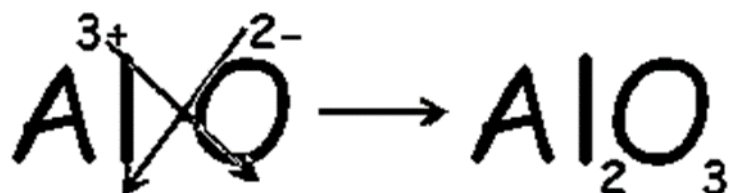
Esquema general de formación de óxidos:



M: Metal



NM: No metal



Reciben este nombre las combinaciones de oxígeno con metales como con no metales. Para formularlos se escribe siempre a la izquierda el elemento más electropositivo, intercambiándose los números de oxidación del oxígeno (2-) y del otro elemento.

Algunos ejemplos son:

Fórmula	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
Li ₂ O	Óxido de litio	Óxido de litio	Monóxido de dilitio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio	Monóxido de calcio
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Óxido de hierro(III)	Trióxido de dihierro
Cu ₂ O	Óxido cuproso	Óxido de cobre(I)	Monóxido de dicobre

4.3.6. Peróxidos y peroxiácidos

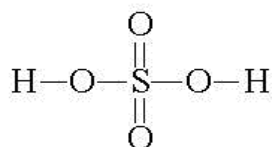
La formación de estos compuestos se debe a la posibilidad que tiene el oxígeno de enlazarse consigo mismo para formar el **grupo peróxido**.



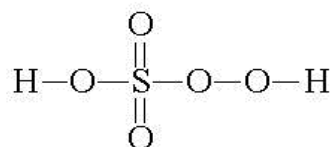
Este grupo da lugar a compuestos como:

H₂O₂	Peróxido de hidrógeno
Li₂O₂	Peróxido de litio
Na₂O₂	Peróxido de sodio
BaO₂	Peróxido de bario
CuO₂	Peróxido de cobre(II)
ZnO₂	Peróxido de zinc

Esta agrupación **peroxo (-O-O-)** se puede presentar también en ciertos ácidos que se denominan **peroxoácidos**.

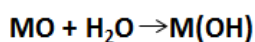


Acido sulfúrico



Acido peroxosulfúrico

4.3.7. Hidróxidos



Estos compuestos están formados por la combinación del anión hidróxido (OH)⁻ con diversos cationes.

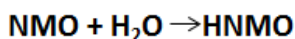
Se escribe primero el símbolo del catión y luego el del hidróxido. Se colocan subíndices al lado de cada símbolo siguiendo las indicaciones de los prefijos multiplicadores. En caso de que el subíndice fuese 1, no se escribe el número uno ni se escribe el paréntesis.

El modo de nombrar estos hidróxidos es:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock
LiOH	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro(II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro(III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido cromoso	Hidróxido de cromo(II)

4.3.8. Ácidos

Son compuestos capaces de ceder hidrones que contienen oxígeno en la molécula. Presentan la fórmula general:



donde **X** es normalmente un no metal (NM), aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado.

La IUPAC propone la nomenclatura de hidrógeno. La palabra hidrogeno (sin tilde, pero pronunciada como si lo llevara) con un prefijo multiplicador, si es relevante, se une (sin espacio) al nombre de un anión (encerrado entre paréntesis y sin dejar espacio) obtenido por la nomenclatura de adición, pero hasta que la bibliografía actual no se adapte a los cambios, seguiremos denominándolos con los nombres de las plataformas bibliográficas, que son la nomenclatura tradicional, la de Stock y la de atomicidad.

Por ejemplo: H_2CO_3 , al estar escrita la fórmula de la manera tradicional usamos la nomenclatura de hidrógeno; así, los dos hidrógenos se dicen “dihidrogeno” y luego se nombra el grupo CO_3 como si fuera un anión “trioxidocarbonato”. El nombre es dihidrogeno (trioxidocarbonato).

✓ Oxiácidos del grupo de los halógenos

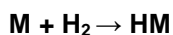
Los halógenos que forman oxiácidos son: cloro, bromo y yodo. En los tres casos los números de oxidación pueden ser 1+, 3+, 5+ y 7+. Al tener más de dos estados de oxidación junto a las terminaciones –oso, e –ico, utilizaremos los prefijos hipo– (que quiere decir menos que) y per– (que significa superior), para la nomenclatura tradicional.

Fórmula	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
$HOCl = HClO$	Ácido hipocloroso	Clorato(I) de hidrógeno	Monóxido-clorato de hidrogeno
$HO_2Cl = HClO_2$	Ácido cloroso	Clorato(III) de hidrógeno	Dioxido-clorato de monohidrógeno
$HO_3Cl = HClO_3$	Ácido clórico	Clorato(V) de hidrógeno	Trióxido-clorato de monohidrógeno
$HO_4Cl = HClO_4$	Ácido perclórico	Clorato(VII) de hidrógeno	Tetraóxido-clorato de monohidrógeno

✓ **Otros oxiácidos**

Ácidos en los que participan elementos como por ejemplo P, As y Sb, los cuales tienen el mismo número de oxidación, pero de acuerdo a la cantidad de agua con la que se combinan pueden ser:

Ejemplos	Nombre tradicional
$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HPO_3$	Ácido meta fosfórico
$P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$	Ácido piro fosfórico
$P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3PO_4$	Ácido fosfórico

4.3.9. Hidruros

Las combinaciones del hidrógeno con estado de oxidación 1–, con metales, se denominan hidruros. Para nombrarlos se utiliza la palabra hidruro. Se usa la nomenclatura de Stock y la tradicional, algunos ejemplos son:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock
CuH_2	Hidruro cúprico	Hidruro de cobre(II)
MgH_2	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio
NiH_3	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel(III)
AlH_3	Hidruro de aluminio	Hidruro de aluminio

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio poseen nombres comunes:

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
NH_3	Amoníaco	SiH_4	Silano
PH_3	Fosfano	AsH_3	Arsano
SbH_3	Estibano	CH_4	Metano

Las combinaciones del hidrógeno con no metales F, Cl, Br, I, S, con estado de oxidación 1+, se denominan hidruros no metálicos o hidrácidos debido a que tales compuestos, al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas.

Fórmula	Nombre sistemático
HF	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrógeno
H_2S	Sulfuro de hidrógeno
H_2Se	Seleniuro de hidrógeno

4.4. Sales

Se constituyen con aniones provenientes de ácidos (oxiácidos o hidrácidos) y cationes provenientes de hidróxidos, se nombran primero con el nombre del anión seguido del nombre del catión.

4.4.1. Hidrosales

Para formularlas se escribe a la izquierda el símbolo del metal, por ser el elemento más electropositivo. Para nombrarlas se le añade al nombre del no metal el sufijo **-uro**. Algunos ejemplos son:

CaF₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio	Difluoruro de calcio
FeCl₃	Cloruro férrico	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro
CuBr₂	Bromuro cúprico	Bromuro de cobre(II)	Dibromuro de cobre
MnS	Sulfuro manganoso	Sulfuro de manganeso(II)	Monosulfuro de manganeso

4.4.2. Oxisales

Cuando el anión procede de un oxiácido debemos recordar que, los aniones llevan el sufijo **-ito** o **-ato** según del ácido del que procedan. Para nombrar las sales se debe tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

Sal	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
NaClO	Hipoclorito de sodio	Clorato(I) de sodio	Monóxido-clorato de sodio
NaClO ₂	Clorito de sodio	Clorato(III) de sodio	Dioxido-clorato de sodio
NaClO ₃	Clorato de sodio	Clorato(V) de sodio	Trióxido-clorato de sodio
NaClO ₄	Perclorato de sodio	Clorato(VII) de sodio	Tetroxido-clorato de sodio
FeSO ₃	Sulfito ferroso	Sulfato(IV) de hierro(II)	Trióxido-sulfato de monohierro
K ₂ SO ₄	Sulfato de potasio	Sulfato(VI) de potasio	Tetroxido-sulfato de dipotasio



Para resolver

Óxidos:

1. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para:
 - a) MgO
 - b) MnO₂

- c) Al_2O_3
- d) Sb_2O_3
- e) Au_2O

2. Escribir la fórmula de:

- | | |
|-----------------------|--------------------------|
| a) óxido de oro(III) | d) dióxido de carbono |
| b) óxido cúprico | e) trióxido de azufre |
| c) óxido de plomo(IV) | f) trióxido de difósforo |

Bases:

3. Escribir el nombre tradicional y moderno de las siguientes bases:

- | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | g) NaOH |
| b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | e) $\text{Au}(\text{OH})_3$ | h) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ |
| c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | f) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ | i) $\text{Al}(\text{OH})_3$ |

4. Dar el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:

- a) $\text{K}_2\text{O} + \dots \rightarrow \dots$
 b) $\text{Na}_2\text{O} + \dots \rightarrow \dots$

5. Dar el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:

- a) BaO b) CaO c) Al_2O_3 d) Na_2O e) FeO f) CuO

Ácidos y sales

6. Escribir las fórmulas de los siguientes ácidos:

- a) ácido clorhídrico b) ácido sulfúrico c) ácido nitroso d) ácido fosforoso
 e) ácido clórico f) ácido hipocloroso g) ácido bórico h) ácido sulfhídrico

7. Dar el nombre moderno de las siguientes sales:

- | | | |
|--------------------------------|-------------------------------|-------------------|
| a) NaClO_3 | d) $\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$ | g) MnI_2 |
| b) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$ | e) ZnSO_4 | |
| c) NH_4BrO_3 | f) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | |

8. Escribir la fórmula de cada sal

- | | |
|------------------------|-------------------------|
| a) sulfato de amonio | c) clorato de litio |
| b) nitrato(V) de plata | d) sulfato(IV) de sodio |

5 | LA MATERIA SE TRANSFORMA

Desde la época de Dalton los químicos utilizaron escalas relativas de masas atómicas y moleculares ya que era imposible determinar la masa de un átomo o la de una molécula, es decir la masa atómica o molecular absoluta. Es posible hallar las masas relativas de los distintos átomos midiendo la masa de un elemento que se combina con la masa conocida de otro, con tal que se conozca también la relación entre los números de átomos en el compuesto.

5.1.2 Masa atómica absoluta

La masa atómica absoluta es la masa real de un átomo. El valor oscila entre 10^{-22} y 10^{-24} gramos.

Como se comprenderá, no existe en la actualidad balanza que permita apreciar dicha masa y además carece de sentido práctico trabajar con átomos aislados y con sus masas atómicas absolutas. Para solucionar esto, es que en la práctica se utilizan las comparaciones de las masas de los átomos con una masa patrón.

El primer elemento patrón fue el hidrógeno, luego a mediados del siglo XIX se cambió por el oxígeno y finalmente en 1962 se tomó como patrón clásico al isótopo 12 del carbono, al que se le asignó un valor exacto hasta la quinta cifra decimal de 12,00000 uma, es decir 12 unidades de masa atómica.

Por lo tanto, la masa llamada unidad de masa atómica se la define como: la doceava parte de la masa fijada para el isótopo 12 del Carbono.

en gramos, 1 uma equivale a $1,66 \times 10^{-24}$ g

A partir de esta escala arbitraria se formó la tabla de las masas atómicas, la cual es actualizada por la IUPAC según las técnicas más refinadas. La masa de todos los átomos de los diferentes elementos queda expresada en relación a dicha unidad. Así, la masa de un átomo de hidrógeno (^1H) es de 1,0080 uma, y la masa de un átomo de oxígeno (^{16}O) es de 15,995 uma.

5.1.3 Masa Atómica Relativa

Es un número adimensional que expresa la relación existente entre la masa de un elemento dado y la unidad de masa atómica. Es un número relativo que indica cuánta más masa tiene el átomo de ese elemento a la uma o a la doceava parte del carbono 12. Esto resulta de considerar las masas de los isótopos naturales del elemento, ya que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Entonces se podría decir también que la masa atómica relativa de un elemento se define como: el promedio de las masas de sus isótopos constituyentes.

Podemos calcular la masa atómica promedio de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo, mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Masa atómica (promedio)} = \frac{\sum (a \times m)}{100}$$

donde a es el porcentaje de abundancia en la naturaleza del isótopo de masa m y \sum es la sumatoria que comprende a todos los isótopos estables del elemento considerado.

Estas masas atómicas, correspondientes a las mezclas naturales de isótopos, son las que figuran en la Tabla Periódica de los elementos.

Ejemplo 1: Calcular la masa atómica del cloro (Cl), si se encontró que hay dos isótopos naturales del mismo, cuyas masas atómicas son: 34,962 y 36,966, y su abundancia natural es de 75,4 % y 24,6 % respectivamente.

Utilizando la fórmula antes descripta:

$$\text{Masa atómica del Cl} = \frac{(34,962 \text{ uma} \times 75,4) + (36,966 \text{ uma} \times 24,6)}{100}$$

$$\text{Masa atómica del Cl} = 35,45 \text{ uma}$$

5.1.4 Masa Molecular Relativa

El razonamiento que hemos efectuado con respecto a los átomos puede ser aplicado a las moléculas. La masa molecular de una sustancia es un número abstracto que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula de la misma que la unidad de masa atómica (uma), y es la suma de las masas atómicas (en uma) de una molécula. Así que conociendo la fórmula molecular de una sustancia, la masa molecular de la misma, es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que constituyen la molécula.

Ejemplo 2: Calcular la masa molecular del benceno cuya fórmula molecular es C_6H_6 .

1. Debemos buscar en la Tabla Periódica las masas atómicas relativas del Carbono (C) y del Hidrógeno (H)

2. Realizar el cálculo:

$$\text{Masa atómica del Carbono} = 12,011 \text{ uma}$$

$$\text{Masa atómica del Hidrógeno} = 1,00797 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular del Benceno} = (6 \times 12,011 \text{ uma}) + (6 \times 1,00797 \text{ uma})$$

$$\text{Masa molecular del Benceno} = 78,11472 \text{ uma}$$

5.1.5 El mol

Se ha visto que las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero dado que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza práctica alguna para pesarlos usando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación (por ejemplo en el laboratorio) se manejan muestras de sustancias que contienen una enorme cantidad de átomos. La idea de una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el *par* (2 cosas), la *docena* (12 cosas), son todas unidades familiares.

“El mol, cuyo símbolo es mol, es la unidad de cantidad de sustancia del SI de una entidad elemental especificada, que puede ser un átomo, molécula, ión, electrón, cualquier otra partícula o un grupo especificado de tales partículas. Se define asignando el valor numérico fijo de $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ a la constante de Avogadro N_A cuando ésta se expresa en la unidad mol^{-1} .”

El valor del mol aceptado en la actualidad es:

$$1 \text{ mol} = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

es decir: 602.214.076.000.000.000.000 partículas

Este número se llama **número de Avogadro (N)**, en honor del científico y matemático italiano Amadeo Avogadro.

Resumiendo:

- ✓ Es una unidad definida por el Sistema Internacional que se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C . Se ha demostrado que este número es: **$6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$** . Se abrevia como $6,02 \times 10^{23}$, y se conoce como número de Avogadro.
- ✓ Un mol de X (átomos, moléculas, iones, electrones, entre otros) siempre contiene el Número de Avogadro, es decir: $6,022 \times 10^{23}$ X.
- ✓ Cuando pienses en la palabra mol, debes pensar en $6,022 \times 10^{23}$ unidades.

Ejemplos:

1 mol de O_2 contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno.

2 moles de O_2 contiene 2 veces el número de Avogadro, es decir: $2 \times (6,022 \times 10^{23}) = 1,204 \times 10^{24}$ moléculas de oxígeno.

Masa de un mol átomos:

La masa de un mol de átomos es la masa atómica relativa de un elemento expresada en gramos, y corresponde a la masa de $6,022 \times 10^{23}$ átomos del elemento considerado. Un mol de átomos de un elemento contiene el mismo número de átomos que el mol de átomos de cualquier otro elemento.

La masa de un mol de un átomo de cualquier elemento es igual a su masa atómica expresada en gramos.

Dado que cada átomo de carbono 12 tiene una masa de 12 uma, su masa molar (en gramos) es numéricamente igual a su masa atómica expresada en uma, en este caso 12 gramos

En el ejemplo 1, la masa de un mol de átomos de Cloro es igual a la masa atómica, es decir 35,454 g

Masa de un mol de moléculas:

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular de una sustancia expresada en gramos y corresponde a la masa de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de la sustancia considerada.

En el Ejemplo 2, la masa de un mol de moléculas de benceno es igual a la masa molecular, es decir 78,411472 g

5.1.6 Volumen molar

El número de moléculas existentes en un mol de moléculas de cualquier sustancia es siempre el mismo. Teniendo presente que la masa en gramos de un mol de moléculas (masa molar) de una sustancia es numéricamente igual a su masa molecular se puede indicar que:

Masa molar $O_2(g) = 32,00$ g, $N_2(g) = 28,00$ g, $CO_2(g) = 44,02$ g. La masa molar de estos tres gases; 32 g de oxígeno; 28 g de nitrógeno y 44,02 g de dióxido de carbono, tienen el mismo número de moléculas y de acuerdo con la hipótesis de Avogadro ocupan en iguales condiciones de temperatura y presión un mismo volumen (siempre refiriéndose a gases). Este volumen se denomina volumen molar por ser el volumen ocupado por la masa molar de cualquier gas y puede ser determinado experimentalmente.

Las llamadas Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT), se refiere a la presión a 1 atm (760 mmHg o 760 torr) y a 0 °C (273 K).

Entonces:

Un mol de cualquier gas en CNPT (Condiciones Normales de Presión y Temperatura) ocupa un volumen de 22,4 L.

5.2 Reactivo limitante

Al realizar una reacción química, no siempre los reactivos se encuentran en cantidades estequiométricas exactas, es decir, las proporciones que indica la ecuación química balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen, mientras que parte de otros se recupera al finalizar la reacción. El reactivo que se consume primero en una reacción recibe el nombre de reactivo limitante ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. Cuando este reactivo se consume no se puede formar más producto. El reactivo en exceso es el reactivo presente en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.

Resumiendo:

El reactivo limitante es aquel:

- Que se consume por completo en una reacción química y determina o limita la cantidad de producto formado.
- Que se encuentra en defecto basado en la ecuación química balanceada.

En cálculos estequiométricos lo primero que se debe realizar es determinar cuál de los reactivos es el limitante. Una vez identificado, se debe trabajar con el mismo para resolver el problema.

5.3 Pureza

La mayor parte de las sustancias empleadas en el laboratorio no tiene pureza del 100% generalmente se hallan mezcladas con impurezas, es por ello que a la hora de hacer cálculos se debe tener en cuenta que solo reacciona la parte del total que es pura. Ej.: Si en el rótulo de un reactivo indica que la pureza del mismo es de 80% m/m, esto indica que cada 100 g de reactivo solo 80 g son puros.

5.4 Rendimiento

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

Rendimiento teórico:

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad:

$$\text{Rendimiento de la reacción} \neq \text{rendimiento teórico}$$

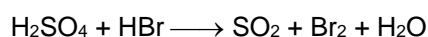
Razones de este hecho:

- Es posible que no todos los productos reaccionen
- Es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- La recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible
- Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

Ahora estamos en condiciones de resolver el problema inicial, que dice:

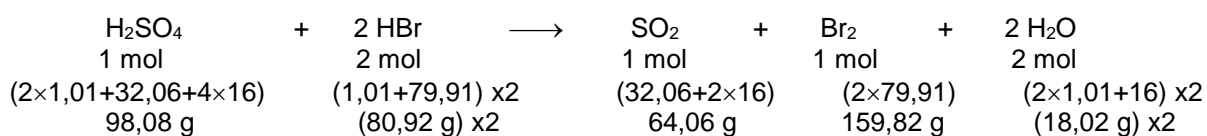
Ejemplo: El ácido bromhídrico y el ácido sulfúrico reaccionan según la ecuación:



Si reaccionan 3 moles de H_2SO_4 , calcular:

- Masa de HBr que reacciona.
- Volumen de SO_2 que se desprende simultáneamente (medidos en CNPT)
- Número de moles de Br_2 formados, suponiendo que la reacción tiene un rendimiento del 90 %.
- ¿Cuántos gramos de Br_2 se forman si reaccionan 4 moles de H_2SO_4 y 5 moles de HBr?

Primero debemos escribir la reacción, y determinar si la misma se encuentra balanceada:

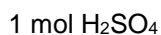


Estas son las relaciones estequiométricas para esta ecuación química.

Ahora si podemos empezar a resolver el ejercicio:

- Cuál será la masa de HBr que reacciona con 3 moles de H_2SO_4 :

$$\cancel{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{161,8 \text{ g HBr}}{\cancel{80,92 \text{ g}}} = 485,4 \text{ g HBr}$$



El cálculo efectuado quiere decir que 3 moles de H_2SO_4 reaccionan con 485,4 g HBr.

- b)** El volumen de dióxido de azufre (SO_2) obtenido en C.N.P.T es:

Primero debemos recordar que 1 mol de cualquier gas, en CNPT, ocupa un volumen de 22,4 L.

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{22,4 \text{ L SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 67,2 \text{ L SO}_2$$

- c)** El número de mol de Br_2 obtenidos, si el rendimiento de la reacción es del 100 % (rendimiento teórico).

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol Br}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 3 \text{ mol Br}_2$$

Utilizando la ecuación de rendimiento:

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$90\% = \frac{\text{Rendimiento real}}{3 \text{ mol Br}_2} \times 100$$

Despejando obtenemos que si el rendimiento de la reacción es del 90 %, obtenemos 2,7 mol de Br_2

- d)** Para calcular cuántos gramos de Br_2 se forman si reaccionan 4 moles de H_2SO_4 y 5 moles de HBr, debemos escribir la ecuación química balanceada, describiendo las relaciones estequiométricas en moles.

Según la ecuación, 1 mol de H_2SO_4 reacciona de manera estequiométrica con 2 moles de HBr.

Se plantea:

$$\frac{2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2$$

De la misma manera, se plantea la relación con los datos de los moles del problema:

$$\frac{5 \text{ mol HBr}}{4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,25$$

Si comparamos las relaciones molares, vemos que según la ecuación estequiométrica, cada 1 mol de H_2SO_4 reaccionan 2 moles de HBr, y según los datos del problema cada 1 mol de H_2SO_4 solo hay 1,25 moles de HBr disponibles.

Al no alcanzar al valor de la relación estequiométrica (es decir, 2), se entiende que el reactivo limitante es el HBr.

Una vez establecido el reactivo limitante, procedemos a calcular cuántos gramos de Br_2 se producen al reaccionar 4 moles de H_2SO_4 y 5 moles de HBr.

Según la ecuación, la reacción de 1 mol H_2SO_4 con 2 moles de HBr producen 159,82 g de Br_2 , así:

$$\cancel{5 \text{ mol HBr}} \times \frac{159,82 \text{ g Br}_2}{2 \cancel{\text{ mol HBr}}} = 399,55 \text{ g Br}_2$$

Al reaccionar 4 moles de H_2SO_4 con 5 moles de HBr, el reactivo limitante es el HBr, y se producen 399,55 g de Br_2 .

5.5 Composición porcentual

Si se conoce la fórmula molecular de un compuesto, ésta indica su composición química. Su composición también se puede expresar como porcentaje en masa de cada elemento presente en compuesto, esto se llama composición porcentual en masa. Se obtiene dividiendo la masa de cada elemento contenido en un mol del compuesto por la masa molar del compuesto y multiplicando por 100 %. Matemáticamente, la composición porcentual se expresa como:

$$\text{Composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del elemento}} \times 100 \%$$

donde **n** es el número de moles del elemento en un mol del compuesto.

Por ejemplo: En un mol de benceno (C_6H_6) hay 6 moles de átomos de carbono y 6 moles de átomos de hidrógeno.

Masa molar del carbono = 12,01 g

Masa molar del hidrógeno = 1,01 g

Masa molar del benceno = $(6 \times 12,01 + 6 \times 1,01)$ g = 78,12 g

En consecuencia, la composición porcentual del C_6H_6 se calcula como sigue:

$$\% C = \frac{6 \times 12,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100\% = 92,24\%$$

$$\% H = \frac{6 \times 1,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100\% = 7,76\%$$

El procedimiento anteriormente explicado puede ser utilizado de manera inversa, es decir conociendo la composición porcentual, es posible determinar su fórmula empírica, debido a que se tienen los porcentajes de cada uno de los elementos constituyentes del compuesto y la suma de todos ellos es 100%. (Más adelante definiremos el concepto de fórmula empírica).

Por ejemplo: Se determinó experimentalmente la composición porcentual de un compuesto que posee Azufre (S), Oxígeno (O) e Hidrógeno (H), obteniéndose 32,6% S, 65,3% O y 2,1% H. Determine su fórmula empírica.

1) Corroborar que la suma de los porcentajes sea del 100%:

$$32,6\% + 65,3\% + 2,1\% = 100\%$$

2) Expresamos el porcentaje en masa, de la siguiente manera:

32,6 g S cada 100 g del compuesto

65,3 g O cada 100 g del compuesto

2,1 g H cada 100 g del compuesto.

3) Calcular el número de moles de cada uno de los elementos en el compuesto:

$$n_S = 32,6 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,06 \text{ g}} = 1,017 \text{ mol de S}$$

$$n_O = 65,3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g}} = 4,081 \text{ mol de O}$$

$$1 \text{ mol H}$$

$$n_H = 2,1 \text{ g} \times \frac{1}{1,01 \text{ g}} = 2,079 \text{ mol de H}$$

De esta manera la relación de los átomos presentes, sin embargo, debido a que las fórmulas químicas se escriben con números enteros, debemos transformar el número de moles obtenidos en números enteros.

4) Se debe dividir por el número más pequeño obtenido, en nuestro ejemplo es 1,017:

$$n_S = \frac{1,017 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 1 \quad n_O = \frac{4,081 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 4 \quad n_H = \frac{2,079 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 2$$

5) La fórmula empírica resulta ser: H_2SO_4

Nota: Si al realizar el paso 4, no se obtienen números enteros, se debe realizar un cálculo extra, lo mismo consiste en multiplicar a todos los números por un entero, comenzando por el 2, hasta obtener todos números enteros.

Si se desea conocer la fórmula molecular, debemos conocer:

- La fórmula empírica.
- La masa molar del compuesto.

En la explicación del ejercicio, mencionamos dos conceptos nuevos, fórmula empírica y fórmula molecular, a continuación definimos ambos.

5.5.1 Fórmula empírica

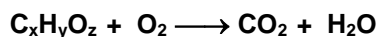
Indica cuáles elementos están presentes y la relación mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no indica necesariamente el número real de átomos en una molécula determinada. Son las fórmulas químicas más sencillas; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reducen a los números enteros más pequeños posibles. Las fórmulas moleculares son las fórmulas reales de las moléculas.

El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto si se conoce su composición porcentual, permite identificar experimentalmente los compuestos. El procedimiento se detalla a continuación: El análisis químico indica el número de gramos de cada elemento presente en una determinada cantidad de un compuesto, luego las cantidades en gramos se convierten en número de moles de cada elemento y utilizando cálculos matemáticos se determina la fórmula empírica.

Ejemplo: Una muestra de 1,074 g de un compuesto orgánico que sólo contiene C, H y O fue quemada al aire y produjo 2,060 g de CO_2 y 1,264 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

1) Primero escribimos la reacción de combustión

En caso de compuestos orgánicos, los productos de la combustión son dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). La reacción de combustión se realiza en presencia de oxígeno.



Se supone que todo el C presente en el CO₂ proviene de la combustión del compuesto C_xH_yO_z y que todo el H presente en el H₂O proviene del compuesto C_xH_yO_z. No se puede suponer lo mismo para el oxígeno, ya que la muestra se quemó en presencia del mismo, razón por la cual se calcula por diferencia, una vez obtenida la masa de C e H.

$$\text{Masa CO}_2 = 12,01 \text{ g} + 2 \times 16 \text{ g} = 44,02 \text{ g}$$

$$\text{Masa H}_2\text{O} = 2 \times 1,01 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$$

$$\text{Masa de Carbono} = 2,060 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,02 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,562 \text{ g C}$$

$$\text{Masa de Hidrógeno} = 1,264 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1,01 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,142 \text{ g H}$$

$$\text{Masa del compuesto} = \text{masa C} + \text{masa H} + \text{masa O}$$

$$\text{Masa del compuesto} - \text{masa C} - \text{masa H} = \text{masa O}$$

$$1,074 \text{ g} - 0,562 \text{ g} - 0,142 \text{ g} = 0,37 \text{ g O}$$

Se procede a calcular el número de moles de cada uno de los elementos:

$$n_{\text{C}} = 0,562 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g}} = 0,047 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = 0,142 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1,01 \text{ g}} = 0,14 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,37 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 0,023 \text{ mol de O}$$

A continuación se divide por el número más pequeño para obtener números enteros:

$$n_C = \frac{0,047 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 2 \qquad n_H = \frac{0,14 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 6 \qquad n_O = \frac{0,023 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 1$$

Fórmula empírica = C_2H_6O

5.5.2 Fórmula molecular

Indica la cantidad exacta de átomos de cada elemento que está presente en la unidad más pequeña de sustancia. La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen siempre a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, se requiere conocer la masa molar aproximada del compuesto, además de su fórmula empírica.

Ejemplo: La masa molar de un compuesto es 34,02 g ¿Cuál es la fórmula molecular, si su fórmula empírica es HO?

Conociendo que la masa molar de un compuesto debe ser múltiplo entero de la masa molar de su fórmula empírica, la fórmula molecular se puede determinar de la siguiente manera:

Masa molar de la fórmula empírica (OH) = 16 g + 1,01 g = 17,01 g

$$\frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{34,02 \text{ g}}{17,01 \text{ g}} = 2$$

Por lo tanto la masa molar del compuesto es dos veces la masa molar de la fórmula empírica. En consecuencia, hay dos unidades de OH en cada molécula del compuesto, y la fórmula molecular es $(OH)_2$ o H_2O_2 .

Para resolver



Pesos atómicos:

1. El silicio natural está formado por tres isótopos, cuyos porcentajes son 92,28% de ^{28}Si , 4,67% de ^{29}Si y 3,05% de ^{30}Si . Las masas de estos isótopos son 27,9776; 28,9733 y 29,9735, respectivamente. Calcular el peso atómico del silicio a partir de estos datos.

2. El cobre natural está formado por los isótopos ^{63}Cu y ^{65}Cu . Las masas de las dos especies son 62,929 y 64,928, respectivamente. ¿Cuál es el porcentaje de los dos isótopos en una muestra de cobre cuyo peso atómico es 63,54?

Masa molar y mol:

1. ¿Cuál es la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos? (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 .
¿Cuántos moles hay en 453,6 g de: (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 .
2. ¿Cuál es la masa de $6,02 \times 10^{21}$ átomos de sodio?
3. ¿Cuál es la masa de dos átomos de azufre?
4. Calcular el número de moléculas de oxígeno en 45 g de oxígeno.
5. El cobre metálico tiene una densidad de $8,96 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué volumen ocuparán 4,0 moles de Cu ?
6. Calcular la masa molar de: (a) clorato de potasio; (b) ácido fosfórico; (c) hidróxido de calcio; (d) cloruro férrico; (e) sulfato de bario
7. ¿Cuántos moles hay en (a) 4,631 g de Fe_3O_4 ; (b) 0,256 g de O_2 ?
8. Para una muestra de 50 g de metanol (CH_3OH), calcular:
 - a. los moles de moléculas
 - b. números de moléculas
 - c. moles de átomos
 - d. números de átomos
 - e. moles de átomos de oxígeno
 - f. números de átomos de oxígeno
9. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,50 moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$? (b) ¿Cuántos átomos de nitrógeno en la misma cantidad?
10. Cuando se calienta el hierro en el aire, reacciona con el oxígeno del aire, en proporción de tres átomos de oxígeno por cada dos átomos de hierro. Si se calientan 6,0 g de hierro (a) ¿cuál es la masa total del producto?
11. ¿Cuál de las siguientes muestras contiene el número más grande de átomos? (a) 2,0 g de oro, Au ; (b) 2,0 g de agua, H_2O ; (c) 2,0 g de helio, He ; (d) 2,0 g de octano, C_8H_{18} .

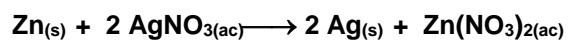
Composición:

1. Determinar la composición en porcentaje (a) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (b) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (c) KClO_3 .
2. ¿Cuánto H_2SO_4 puede producirse con 100 kg de azufre?

Cálculo de fórmulas

1. Calcular la fórmula empírica de un compuesto cuyo análisis resultó la siguiente composición en porcentaje: Fe = 77,7%, O = 22,3%.
2. El ácido ascórbico (vitamina C) contiene 40,92% de Carbono, 4,56 de Hidrógeno y 54,50 de Oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido ascórbico?
3. El benceno tiene la fórmula empírica C_6H_6 . Si su masa molar es 78, ¿cuál es su fórmula molecular?
4. Determinar la fórmula molecular de un óxido de antimonio, de masa molar 323,50 y que contiene 24,73% de oxígeno.
5. El mesitileno, un hidrocarburo que se encuentra en pequeñas cantidades en el petróleo crudo, tiene una fórmula empírica de C_3H_4 . La masa molecular determinada experimentalmente para esta sustancia es de 121. ¿Cuál es la fórmula molecular del mesitileno?
6. Hay 5 gramos de un compuesto gaseoso de carbono e hidrógeno da por combustión 16,50 g de CO_2 y 4,495 g de H_2O . Determinar la fórmula empírica del compuesto.
7. Una muestra de 26,26 g de magnesio se calentó en el aire y se combinó con 17,29 g de oxígeno. El óxido resultante pesaba 40,31 g. Determinar la fórmula empírica del óxido.
8. ¿Qué masa de ácido sulfúrico se podrá obtener cuando reaccionan 250 g de óxido sulfúrico de 98% m/m de pureza, con agua?
9. El cobre reacciona con ácido sulfúrico, según la siguiente ecuación:
ácido sulfúrico + cobre \rightarrow dióxido de azufre + sulfato cúprico + agua.
Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de ácido sulfúrico, calcular:
 - a. El reactivo limitante
 - b. Los moles de dióxido de azufre que se desprenden en la reacción
 - c. El rendimiento de la reacción si se obtienen 70 g de sulfato cúprico

10. Una cinta de zinc metálico con una masa de 2 g se coloca en una disolución acuosa que contiene 2,5 g de nitrato de plata, lo que ocasiona la siguiente reacción:



A) ¿Cuál es el reactivo limitante? B) ¿Cuántos gramos de plata se formaran? C) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedaran al final de la reacción?

Bibliografía utilizada en la confección de la guía:

- Angelini, M y otros. TEMAS DE QUÍMICA GENERAL, 1994, editorial EUDEBA
- Avalis, C y otros. Algo de química para ingresantes a la universidad. 1999, Centro de publicaciones, Secretaría de extensión, Universidad Nacional del Litoral. Argentina
- Chang, QUIMICA 7º ed. 2002, editorial Mc. Graw Hill
- Hein y Arena, FUNDAMENTOS DE QUIMICA 10º ed. 2001, editorial Thomson-Learning.
- Hill y Jolb, QUIMICA PARA UN NUEVO MILENIO 8º ed.1999, editorial Pearson
- Ingenieros, LAS FUERZAS MORALES, 1991, ediciones Siglo veinte
- Ocampo, E y otros. Química General, 2009, Universidad Nacional del Litoral
- Solis y Sellés, HISTORIA DE LA CIENCIA, 2004, editorial Espasa
- Whitten, K y otros. Química General. 3º ed., 1996, editorial Mc. Graw Hill

Bibliografía recomendada para el repaso de los temas y resolución de los problemas:

- A. Rolando y M.R. Jellinek, “Química 4”, 1995. editorial A-Z, Buenos Aires.
- A. Rolando y R. Pascualli, “Fisicoquímica”, 1990, editorial A-Z, Buenos Aires.
- F. Serventi, “Química del carbono”, 1995, editorial El Ateneo, Buenos Aires.
- J.M. Mautino, “Fisicoquímica III - Aula Taller”, 1991, editorial Stella, Buenos Aires.
- J.M. Mautino, “Química 5 - Aula Taller”, 1993, editorial Stella, Buenos Aires.
- M.P. Alegría, A.S. Bosak, A.M. Deprati, M.A. Dal-favero, R. Franco, M.B. Jaul y E. Morales, “Química II”, 1999, ediciones Santillana S.A., Buenos Aires.

Notación exponencial y cifras significativas:

1. $a < c < d < b$
2. a) $2,7 \times 10^{-9}$ b) $3,56 \times 10^3$ c) $4,77 \times 10^4$ d) $9,6 \times 10^{-2}$ e) 0,00156 f) 0,0000778 g) 259 h) 900000
i) $7,09 \times 10^{-6}$
3. a) 4 b) 2 c) 5 d) 3 e) 3
4. $5,8 \times 10^{-7}$ m.
5. Si

Velocidad y presión:

1. 8×10^4 m/h. 22,22 m/seg
2. 4,92 atm y $4,98 \times 10^3$ hPa
3. 0,62 atm y 471,11 mmHg

Escalas de temperatura:

1. a) 265,15 K
b) -153,15 K
c) Si

2.

	°C	°F	K
P. fusión del Pb	327,5	621,5	600,65
P. ebullición del etanol	78,28	172,9	351,43
P. ebullición del N₂	-196,15	-321,07	77
P. ebullición del Hg	357	674,6	630,15

Densidad y peso específico:

1. $2,57 \text{ cm}^3$
2. $19,3 \text{ g/cm}^3$
3. $2,70 \times 10^{-6} \text{ g/cm}^3$
4. $1,91 \text{ g/cm}^3$
5. $0,27 \text{ g/cm}^3$
6. a) Falso b) Falso

Sistemas materiales:

1. cambios físicos: a; cambios químicos: b,c,d,e
2. a) fusión b) solidificación c) sublimación inversa d) sublimación e) licuación y/o condensación f) evaporación y/o ebullición g) Disminución de temperatura, Aumento de presión
3. b
4. a) Líquido b) Líquido c) $0,01^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C}$.
5. intensivas: b, c, d, f ; extensivas a y e
6. correctas c y d
7. soluciones a, b, ; sustancias: c, d, e
8. sustancias simples: a, c ; compuestas: b,d

9. correcta d, f, g, h

Número másico y número atómico:

Especie	N° electrones	N° protones	N° neutrones	N° másico	N° atómico
^{24}Mg	12	12	12	24	12
^{51}V	23	23	28	51	23
^{27}Al	13	13	14	27	13
^{112}Cd	48	48	64	112	48

Números de oxidación:

- 5+.
- 7+.
- (Fe: 2+, O: 2-). (H: 1+, S: 2-). (Ca: 2+ N: 5+, O: 2-). (N: 3-, H: 1+)
- N 5+ y 3+

Óxidos:

- a) óxido de magnesio, óxido de magnesio (II) b) dióxido de manganeso, óxido de manganeso (IV) c) óxido de aluminio, óxido de aluminio (III) d) óxido de antimonio, óxido de antimonio (III) e) óxido auroso, óxido de oro (I).
- a) Au_2O_3 b) CuO c) PbO_2 d) CO_2 e) SO_3 f) P_2O_3

Bases:

- a) Hidróxido cúprico, hidróxido de cobre (II); b) hidróxido ferroso, hidróxido de hierro (II); c) hidróxido férrico, hidróxido de hierro (III); d) hidróxido de bario, hidróxido de bario (II); e) hidróxido áurico, hidróxido de oro (III); f) hidróxido plúmbico, hidróxido de plomo (IV); g) hidróxido de sodio; h) hidróxido estánico, hidróxido de estaño (IV); i) hidróxido de aluminio
- a) hidróxido de potasio, KOH ; b) hidróxido de sodio, NaOH
- a) óxido de bario; b) óxido de calcio; c) óxido de aluminio; d) óxido de sodio; e) óxido de hierro(II); f) óxido de cobre(II)

Ácidos y sales:

- a) H_3BO_3 b) H_2SO_4 c) HNO_2 d) H_3PO_3 e) HClO_3 f) HClO ; g) HCl h) H_2S
- a) clorato de sodio; b) clorato(VII) de hierro(II); c) bromato de amonio; d) yodato de magnesio; e) sulfato de zinc; f) nitrato de bario; g) yoduro de manganeso(II).
- a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; b) AgNO_3 , c) LiClO_3 ; d) Na_2SO_3

Pesos atómicos:

- 28,08
- 69,4% y 30,6%

Masa molar y mol

1. a) 44g; b) 30g; c) 46g. y a) 10,3; b) 15,1; c) 9,88.
2. 0,23 g
3. $1,065 \times 10^{-22}$ g
4. $8,77 \times 10^{23}$ moléculas de O_2
5. 0,0284 L
6. a) 122,55; b) 97,99; c) 74,10; d) 162,5; e) 233,40
7. a) 0,02 moles; b) 8×10^{-3} moles
8. a) 1,56 moles de moléculas; b) $9,41 \times 10^{23}$ moléculas; c) 9,37 moles de átomo; d) $5,64 \times 10^{24}$ átomos; e) 1,56 moles de átomos de oxígeno; f) $9,41 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
9. a) $1,80 \times 10^{24}$ átomos; b) $6,022 \times 10^{23}$ átomos
10. a) 8,60; b) 0,16 moles
11. 2,0 g de He

Composición:

1. Na = 29,0%, S = 40,4%, O = 30,6%; b) Na = 18,5%, S = 25,7%, H = 4,0%, O = 51,8%. c) 31,8% K, 29,0% Cl, 39,2% O.
2. 306 Kg de H_2SO_4 .

Cálculo de fórmulas:

1. FeO
2. $C_3H_4O_3$
3. C_6H_6
4. Sb_2O_5
5. C_9H_{12}
6. C_3H_4
7. MgO
8. 300,14 g
9. a) Cu b) 0,47 mol c) 92,9%
10. a) $AgNO_3$ b) 1,59g c) 1,52g Zn