

CURSO DE NIVELACIÓN EN QUÍMICA
AÑO 2024

GUÍA PARA EL INGRESANTE
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

U.N.P.S.J.B.



FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES Y CIENCIAS DE LA SALUD

Sede Trelew

¡Bienvenido a esta nueva etapa!

Es nuestra intención acompañarte y darte 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 esta 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 su repaso será de mucha utilidad.

Nuestro compromiso implica acompañarte, ayudarte, aclarar tus dudas, orientarte en la búsqueda de información que sea necesaria en los libros 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... por eso te recomendamos: leer la guía, realizar los ejercicios, asistir a las clases de consulta, expresar todas tus dudas (recordá que es un espacio de aprendizaje, por lo tanto, intentá dejar de lado 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 sólo tuya! ¡Ya estas ejerciendo un derecho fundamental para tu vida: el de elegir qué vas a hacer para construir tu futuro!

Recordá que en cada momento contás con nuestro apoyo y compañía... nuevamente ¡te damos la bienvenida!

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 utilizado para la elaboración de la 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 y descanso adecuados.
- Adquirir hábitos de estudio para aprovechar al máximo la actividad de las neuronas en el momento de la recepción de información (fijar tiempos y horarios, rutinas de trabajo, técnicas de estudio, entre otras).
- 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 consultas).
- Siempre que sea necesario, pedir ayuda a los docentes, que siempre estarán dispuestos a aclarar tus dudas, para favorecer tu aprendizaje.
- Ante una dificultad (tema complejo, 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”**

Úrsula Leguin

ÍNDICE

1. MEDICIONES	6
1.1 Magnitud, cantidad y unidad	6
1.2 La medida como comparación	6
1.3 Tipos de magnitudes	6
1.4 El Sistema Internacional de Unidades (SI)	7
1.5 Algunas magnitudes de uso común	9
1.6 Método del factor unitario	14
1.7 Manejo de los números	15
1.8 Razones y proporciones. Variables directa e inversamente proporcionales.....	19
2. MATERIA Y ENERGÍA	25
2.1 Materia	25
2.2 Leyes de la conservación de la materia	25
2.3 Propiedades de la materia	26
2.4 Clasificación de la materia	26
2.5 Sistemas Materiales	27
2.6 Energía.....	29
2.7 Estados de agregación.....	30
2.8 Fenómenos físicos y químicos.....	31
3. EL INTERIOR DE LA MATERIA	35
3.1 Teoría Atómica	35
3.2 Modelo atómico	35
3.3 Enlaces entre átomos	36
3.4 Estructuras de Lewis.....	40
4. LA MATERIA SE TRANSFORMA.....	46
4.1 Reacciones químicas.....	46
4.2 Balanceo de ecuaciones químicas.....	47
4.3 Tipos de reacciones	48
5. RELACIONES DE MASA EN COMPUESTOS Y REACCIONES QUÍMICAS	52
5.1 Masas atómicas y moleculares. Mol. Masa molar y volumen molar.	52
5.2 Cálculos estequiométricos.....	56
5.3 Composición porcentual. Fórmulas mínima y molecular	58

6. ¿CÓMO SE ESCRIBE?	66
6.1 Estado de oxidación	67
6.2 Nomenclatura de iones	68
6.3 Formulación y nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos	69
BIBLIOGRAFIA	82
RESULTADOS.....	83

1. MEDICIONES

Para la física y la química, en su calidad de ciencias experimentales, la medida constituye una operación fundamental.

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; por ejemplo, si decimos que una mesa mide *1,50 m* de largo y que pesa *25 kg*, estamos hablando de cantidades, es decir, del valor que toma su longitud y su masa. 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 sólo 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.

En la 26ª Conferencia General de Pesas y Medidas celebrada en Versalles, del 13 al 16 de noviembre de 2018, se modificaron las definiciones del kilogramo, el amperio, el kelvin y el mol y entraron en vigor el Día Mundial de la Metrología, el 20 de mayo de 2019.

Las definiciones revisadas se basan ahora en constantes físicas, la constante de Planck, la constante de Boltzman, la carga elemental y la constante de Avogadro. El uso de constantes naturales permite obtener mayor exactitud en las mediciones.

El kilogramo, por ejemplo, se definía por la masa de un cilindro de platino-iridio alojado en el Comité Internacional de Pesas y Medidas en Sevres, en los suburbios de París, todas las mediciones del mundo debían basarse en ese único artefacto. La estabilidad temporal de la pieza es imposible de determinar.



Ilustración 1. Prototipo del kg. Extraída de <http://www.cem.es>.

La nueva definición se basa en la asignación de un valor a la constante de Planck ($h = 6,626\ 070\ 15 \times 10^{-34}$ kg·m²·s⁻¹). La realización práctica implica encontrar una manera de medir la masa en función de algo que no sea una masa, medir fuerzas gravitacionales en función de fuerzas eléctricas a través por ejemplo de la balanza de Kibble.

El SI toma como magnitudes fundamentales: la longitud, la masa y el tiempo, entre otras, y fija las unidades correspondientes para cada una de ellas.

El siguiente cuadro muestra algunas de las **unidades fundamentales**:

Tabla 1. Unidades del Sistema Internacional de Unidades

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s

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:

Newton (N): Unidad de fuerza. Es la fuerza que, aplicada a un cuerpo que tiene una masa de 1 kilogramo, le genera una aceleración de 1 metro por segundo, cada segundo.

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

Joule (J): Unidad de trabajo. Es el 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.

$$J = N \cdot \text{m}$$

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.

$$\text{Pa} = N \cdot \text{m}^{-2}$$

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, etc.). 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/s^2) evitando el uso de productos en el denominador; por ejemplo, podemos escribir: $kg/A/s^2$ en lugar de $kg/(A \cdot s^2)$.
- Potencias negativas; por ejemplo: $kg \cdot A^{-1} \cdot s^{-2}$.

1.5 Algunas magnitudes de uso común

1.5.1 Velocidad, aceleración, fuerza y presión

Velocidad: cambio en la distancia en función del tiempo transcurrido. Se expresa en $m \cdot s^{-1}$.

Aceleración: cambio de velocidad en función del tiempo. Se expresa en $m \cdot s^{-2}$.

Fuerza: masa por aceleración, se expresa en Newton.

Presión: fuerza aplicada por unidad de área, se expresa en Pascal. Otras unidades utilizadas frecuentemente en la medición de la presión son: milímetro de mercurio (mmHg) o Torricelli (torr) y atmósfera (atm).

$$101325 \text{ Pa} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

La presión P de un gas, es la fuerza F que ejerce el gas dividida por el área o superficie A , sobre la cual se ejerce la fuerza:

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}} \quad \text{o} \quad P = \frac{F}{A}$$

La unidad como hemos visto en el SI es el Pascal Pa, $1\text{Pa} = 1\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-2}$

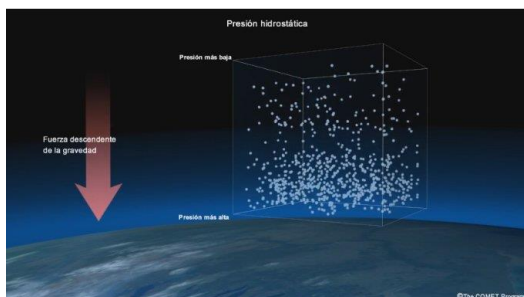


Ilustración 2. Representación de la presión atmosférica en la superficie terrestre. Extraída de https://www.tiempo.com/ram/wp-content/uploads/2018/11/00_presion2.jpg

La superficie de la tierra, y cualquier objeto sobre ella, está en contacto con moléculas de gases atmosféricos en constante movimiento que ejercen una fuerza en toda su superficie. Esta fuerza resulta de la masa de la columna de aire de la capa de la atmósfera ubicada sobre la superficie o el objeto, que es atraída por la gravedad.

La presión atmosférica se mide con un barómetro, instrumento

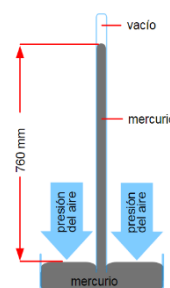


Ilustración 3. Representación del barómetro. Extraída de http://www.educaplus.org/gases/con_presion.html

inventado por Evangelista Torricelli. El mismo consistió en un tubo de vidrio sellado en uno de sus extremos que fue colocado invertido en una cubeta abierta, la columna de mercurio en el tubo descendió hasta que la presión ejercida en la base coincidió con la presión atmosférica. Para interpretar las medidas es necesario relacionar entonces, la altura de la columna con la presión.

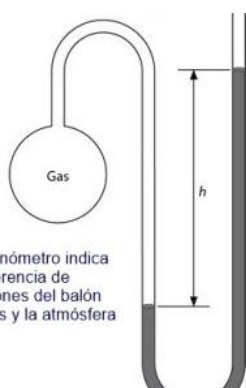
Si el área transversal de la columna es A , el volumen de mercurio es $V=hA$. La masa m , de ese volumen de mercurio es el producto de su densidad δ por el volumen $m=\delta V=\delta hA$.

Esta masa descende por la fuerza de la gravedad, y la fuerza que ejerce en su base es el producto de la masa por la aceleración debida a la gravedad, $F=mg$

Entonces la presión en la base de la columna es

$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{A} = \frac{\delta hA g}{A} = \delta h g$$

Por lo que la presión, que ejerce una columna de mercurio es proporcional a la altura de la misma. El mercurio alojado en el tubo descenderá hasta que la presión ejercida en la base se equilibre con la presión atmosférica.



El manómetro indica la diferencia de presiones del balón de gas y la atmósfera

Ilustración 4. Manómetro abierto. Extraída de: <http://www.instrumentosdelaboratorio.net/2014/08/manometro.html>

Para medir la presión interna de aparatos, se utiliza un manómetro, un tubo en U que se conecta en uno de sus extremos al sistema y el otro permanece abierto a la atmósfera o sellado. En los manómetros abiertos cuando la presión en el sistema es igual a la

atmosférica la altura en ambas ramas es similar, si el nivel en el lado del sistema está por encima del de la otra rama, la presión es más baja.

Ejercicio

Si la altura de una columna de mercurio es 760 mm, ¿cuál es la presión atmosférica medida en Pa?

La densidad del mercurio a 20°C es 13,546 g.cm⁻³ y la aceleración debido a la gravedad es 9,80665 m.s⁻².

Resolución:

- 1) Pasar la altura de mm a m $\rightarrow 760\text{mm} \times \frac{1\text{ m}}{1000\text{ mm}} = 0,760\text{m}$
- 2) Pasar a kg.m⁻³ la densidad $\rightarrow 13,546 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1\text{kg}}{1000\text{g}} \times \frac{1000000\text{cm}^3}{\text{m}^3} = 13546 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$
- 3) Calcular P \rightarrow

$$P = \delta h g = 13546 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times 0,760\text{m} \times 9,80665\text{m} \cdot \text{s}^{-2} = 1.01 \times 10^5 \text{Pa}$$

1.5.2 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) a presión normal (1 atm), 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.

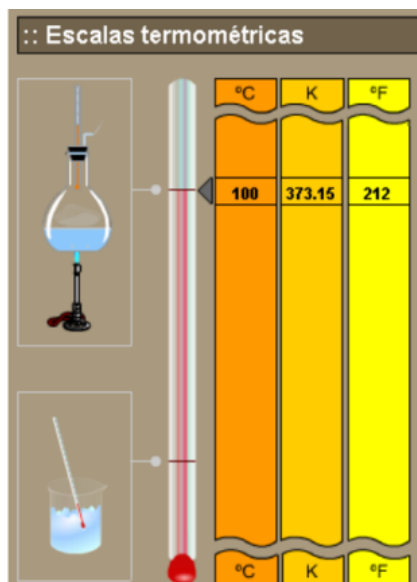
El Sistema Internacional define al Kelvin como la unidad fundamental de la temperatura; es decir, es la escala de temperatura absoluta. El término de temperatura absoluta significa que el cero en escala Kelvin, denotado por 0K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse.

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

$$\begin{array}{ll} \text{°F} \rightarrow \text{°C} & \text{°C} \rightarrow \text{°F} \\ x\text{°C} = (\alpha\text{°F} - 32\text{°F}) \cdot (5\text{°C}/9\text{°F}) & x\text{°F} = (9\text{°F}/5\text{°C}) \cdot (\alpha\text{°C}) + 32\text{°F} \end{array}$$

$$\begin{array}{ll} \text{°C} \rightarrow \text{K} & \text{K} \rightarrow \text{°C} \\ x\text{K} = (\alpha\text{°C} + 273,15\text{°C}) \cdot (1\text{ K}/1\text{°C}) & x\text{°C} = \alpha\text{K} \cdot (1\text{°C}/1\text{ K}) - 273,15\text{°C} \end{array}$$

donde x representa el valor numérico que se obtendrá como resultado luego de aplicar la ecuación correspondiente, la α representa el valor de temperatura cuya unidad se desea convertir.



El tamaño de un grado en la escala Fahrenheit es de sólo 5/9 de un grado en la escala Celsius.

La escala Celsius y la Kelvin tienen unidades de igual magnitud, es decir que un grado Celsius equivale a un Kelvin.

La figura a la izquierda muestra las tres escalas termométricas y la relación entre ellas.

Presión = 1 atm	P.F.	P.E.	Divisiones
Escala Celsius	0	100	100
Escala Kelvin	273.15	373.15	100
Escala Fahrenheit	32	212	180

1.5.3 Masa y peso

La masa (m) es la medida de la cantidad de materia de un cuerpo.

El peso (P), en cambio, es la medida de la fuerza gravitatoria que actúa sobre un cuerpo.

$$P = m \cdot g$$

$$[N = \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}]$$

$$9,8N = 1\text{kg} \cdot 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$$

$$\text{Equivalencia: } 1\text{kgf} = 9,81N$$

1.5.4 Densidad y peso específico

Densidad absoluta

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

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \text{o en símbolos } \delta = \frac{m}{V}$$

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 m .

La unidad derivada del Sistema Internacional para la densidad es el kilogramo por cada metro cúbico ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramo por centímetro cúbico ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$) y su equivalente $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ 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 ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$).

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

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

Densidad del agua

$$1 \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 \rightarrow 1 \text{ g}$$



Densidad del Plomo

$$11,3 \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 \rightarrow 11,3 \text{ g}$$



Densidad del Corcho

$$0,25 \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 \rightarrow 0,25 \text{ g}$$



Densidad relativa

La densidad relativa, es la densidad de un cuerpo respecto a la densidad de otro tomado como referencia. Para sólidos y líquidos la sustancia de referencia es el agua destilada que a presión de 1 atm y 4°C de temperatura tiene una densidad de $1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Como se trata de un cociente de dos unidades el resultado es un número adimensional, esto es un número sin unidades.

$$\delta \text{ relativa} = \frac{\delta \text{ sustancia}}{\delta \text{ H}_2\text{O}}$$

Para los gases se toma como referencia la densidad del aire a 1 atm de presión y 0°C (Condiciones Normales de Presión y Temperatura), a la que corresponde una densidad de $1,293 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\delta \text{ relativa} = \frac{\delta \text{ sustancia}}{\delta \text{ aire}}$$

Peso específico absoluto

El peso específico absoluto (P_e) se define como el peso (P) por cada unidad de volumen (V) de un sistema. Matemáticamente se calcula como el cociente entre el peso y el volumen de un sistema.

$$\text{Peso específico} = \frac{\text{peso}}{\text{volumen}} \text{ o en símbolos } \quad \text{Pe} = \frac{P}{V}$$

Peso específico relativo

Es el peso específico de una sustancia con respecto a otra tomada como referencia.

$$\text{Para sólidos y líquidos: Pe relativo} = \frac{\text{Pe}}{\text{Pe H}_2\text{O}}$$

$$\text{Para gases: Pe relativo} = \frac{\text{Pe}}{\text{Pe aire}}$$

1.6 Método del factor unitario

Las mediciones cuidadosas y el uso apropiado de cifras significativas, asociado a los cálculos correctos, dará resultados numéricos exactos. Sin embargo, para que las respuestas tengan sentido, deberán ser expresadas en las unidades correctas. Un procedimiento que puede utilizarse para la resolución de problemas que incluyan conversión de unidades se denomina **método del factor unitario o método de análisis dimensional**. Esta técnica se basa en la relación que existe entre diferentes unidades que expresan la misma cantidad física.

Por ejemplo, un peso (\$1) es equivalente a cien centavos, es decir, ambos representan la misma cantidad de dinero. Esta equivalencia se puede representar así:

$$1 \text{ peso} = 100 \text{ centavos}$$

Como un peso es igual a cien centavos, su relación es igual a 1, es decir:

$$\frac{1 \text{ peso}}{100 \text{ centavos}} = 1$$

Esta fracción, denominada factor unitario (ya que el numerador y el denominador describen la misma cantidad), debe leerse como “un peso por cada cien centavos”.

El recíproco de cualquier factor unitario también es un factor unitario. Así, podríamos haber escrito:

$$\frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ peso}} = 1$$

En este caso, se lee como “cien centavos por cada un peso”.

La utilidad de los factores unitarios es que permiten efectuar conversiones entre diferentes unidades que miden la misma cantidad.

Ejemplo: Convertir 2,46 pesos a centavos.

Podemos expresarlo como: $x \text{ centavos} = 2,46 \text{ pesos}$

Como queremos convertir de pesos a centavos, tengo que elegir el factor unitario que tenga la unidad peso en el denominador, de modo tal que la unidad peso se cancele y el resultado quede expresado en centavos:

$$2,46 \text{ pesos} \times \frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ peso}} = 246 \text{ centavos}$$

Se recomienda el uso de este método en lugar del uso de la “**regla de tres simples**”.

1.7 Manejo de los números

1.7.1 Notación científica

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 602.214.017.600.000.000.000.000 átomos de oxígeno y cada átomo tiene una masa de 0.000000000000000000000000267 g

Como verás, el manejo de estos números es engorroso y es muy fácil que se cometan errores al realizar diferentes cálculos. Puede suceder que te olvides de un cero o que coloques uno de más después del punto decimal. Por esta razón, para manejar dichos números, se utiliza la llamada Notación Científica. Sin importar su magnitud, todos los números 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.

Se cuenta el número de lugares que se debe mover la coma para tener el número N. Si la coma se corre hacia la **izquierda**, entonces n es **positivo**; si se corre hacia la **derecha**, entonces es **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, en la expresión “x10”, no significa que debes multiplicar el número x10 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**, que generalmente se encuentra al lado del signo igual.

Ejemplos:

Si se quiere transformar a notación decimal un número que se encuentra expresado en notación científica, por ejemplo $1,4 \times 10^5$ o $1,6 \times 10^{-5}$ se debe proceder del siguiente modo:

El exponente es 5 e indica el número de posiciones que hay que desplazar la coma para obtener el número:

- Si el exponente es **positivo** la coma se corre a la **derecha**: $1,4 \times 10^5 = 140000$
- Si es **negativo** la coma se corre a la **izquierda**: $1,6 \times 10^{-5} = 0,000016$

Si se quiere transformar a notación científica un número que se encuentra expresado en notación decimal, por ejemplo 1700 o 0,00032, se debe proceder del siguiente modo:

Se determina el exponente contando los lugares que es necesario mover la coma para dejar un número con un solo entero:

- Si la coma se corre a la **izquierda**, el exponente es **positivo**: $1700 = 1,7 \times 10^3$
- Si la coma se corre a la **derecha** el exponente es **negativo**: $0,00032 = 3,2 \times 10^{-4}$

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 página 6, 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:

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

1.7.1.1 Manejo de notación científica en operaciones aritméticas

Suma y resta

Se expresa cada cantidad (N_1 y N_2) con el mismo exponente n y luego se combinan los valores N_1 y N_2 manteniendo n sin cambios.

Ejemplos:

$$4,31 \times 10^4 + 3,9 \times 10^3 = 4,31 \times 10^4 + 0,39 \times 10^4 = 4,70 \times 10^4$$

$$2,22 \times 10^{-2} - 4,10 \times 10^{-3} = 2,22 \times 10^{-2} - 0,41 \times 10^{-2} = 1,81 \times 10^{-2}$$

Multiplicación y división

En la multiplicación, se multiplican N_1 y N_2 y los exponentes se suman. En la división, N_1 y N_2 se dividen y los exponentes se restan.

Ejemplos:

$$8,0 \times 10^4 \times 5,0 \times 10^2 = (8,0 \times 5,0)(10^{4+2}) = 40 \times 10^6 = 4,0 \times 10^7$$

$$6,9 \times 10^7 / 3,0 \times 10^{-5} = (6,9/3,0)(10^{7-(-5)}) = 2,3 \times 10^{12}$$

1.7.2 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 en las mediciones señalando claramente el número de cifras significativas, que son los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada.

Tener presente el número de cifras significativas en una medición, asegura que los cálculos realizados con los datos reflejen la precisión de esa medición.

Ejemplo 1: una bureta de 50 mL está graduada con divisiones separadas cada 1/100 mL, estimándose las centésimas de mililitro. Un volumen registrado de 14,83 mL representa cuatro cifras significativas. La última cifra (3), tiene una incertidumbre de más o menos 0,01, es decir que el volumen registrado en realidad se encuentra entre 14,82 y 14,84, y expresado matemáticamente sería $14,83 \pm 0,01$ mL.

Ejemplo 2: el peso de un objeto determinado en una balanza analítica fue de 3,4062 g, este valor posee 5 cifras significativas.

1.7.2.1 Guía práctica para utilizar las cifras significativas

- Por convención, cuando se utilizan cifras significativas el último dígito es incierto.

- **Cualquier dígito diferente de cero es significativo.** Así, **4856** cm tiene cuatro cifras significativas; **1,23** kg posee tres cifras significativas.

- **Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos.** Así, 205 m contiene tres cifras significativas; 50102 s contiene 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 de la coma. Por ejemplo 0,029 g ($2,9 \times 10^{-2}$ g) contiene dos cifras significativas; 0,000000089 g ($8,9 \times 10^{-8}$ g) contiene dos cifras significativas.

- **Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha de la coma son significativos.** Así 2,0 mL tiene dos cifras significativas; 4,0825 mg tiene cinco cifras significativas y 3,0200 s tiene 5 cifras significativas.

- **Si un número es menor que 1, sólo 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 coma, 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.

1.7.2.2 Manejo de cifras significativas en operaciones aritméticas

Suma y resta

El número de cifras significativas a la derecha de la coma en el resultado final está determinado por el *número más pequeño de cifras significativas a la derecha de la coma* en cualquiera de los números originales.

Ejemplos:

$$89,332 + 1,1 = 90,4$$

$$2,097 - 0,12 = 1,98$$

Multiplicación y división

El número de cifras significativas del producto o cociente resultante está determinado por el *número más pequeño de cifras significativas totales* de cualquiera de los números originales.

Ejemplos:

$$2,8 \times 4,5039 = 13$$

$$6,85 / 112,04 = 0,0611$$

1.8 Razones y proporciones. Variables directa e inversamente proporcionales.**1.8.1 Razón**

La razón entre dos números a y b es el resultado del cociente entre ellos:

$$\frac{a}{b} = r \quad \text{Donde: } a: \text{ antecedente} \quad b: \text{ consecuente} \quad r: \text{ razón}$$

Ejemplo: La razón entre 1 y 2 es 0,5 $\frac{1}{2} = 0,5$

1.8.2 Proporción

La proporción es la igualdad entre dos razones. Relaciona cuatro números: a, b, c y d.

$$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \quad \text{Donde: } a \text{ y } d: \text{ extremos} \quad b \text{ y } c: \text{ medios}$$

Se lee: "a es a b, como c es a d"

Si pasamos los denominadores como factores al miembro opuesto obtenemos una propiedad muy importante de las proporciones: "El producto de los extremos es igual al producto de los medios"

$$a \cdot d = c \cdot b$$

Ejemplo:

La razón entre 1 y 2 es 0,5 y la razón entre 3 y 6 es también 0,5. Podemos escribir la proporción:

$$\frac{1}{2} = \frac{3}{6} \quad (\text{Se lee 1 es a 2, como 3 es a 6}) \text{ y se cumple la propiedad: } 1 \cdot 6 = 2 \cdot 3$$

Esta propiedad es muy útil para resolver ecuaciones como ésta: $\frac{15}{18} = \frac{10}{x}$

$$\rightarrow 15 \cdot x = 10 \cdot 18 \rightarrow x = \frac{180}{15} = 12$$

1.8.3 Variables directamente proporcionales e inversamente proporcionales**1.8.3.1 Variables directamente proporcionales**

Dos variables son **directamente proporcionales** cuando cumplen dos condiciones:

- 1) Al aumentar una de las dos variables, la otra aumenta y al disminuir una, la otra disminuye.
- 2) El cociente entre las dos magnitudes correspondientes es siempre constante.

$$\frac{y}{x} = k$$

$$\frac{y_1}{x_1} = k, \frac{y_2}{x_2} = k$$

Se puede escribir, entonces:

$$\frac{y_1}{x_1} = \frac{y_2}{x_2} . \text{ De aquí, reordenando se tiene también: } \frac{y_1}{y_2} = \frac{x_1}{x_2}$$

1.8.3.2 Variables inversamente proporcionales

Dos variables son **inversamente proporcionales** cuando cumplen dos condiciones:

- 1) Al aumentar una de las dos variables, la otra disminuye o viceversa; al disminuir una, la otra aumenta
- 2) El producto entre dos magnitudes correspondientes es siempre constante.

$$y \cdot x = k$$

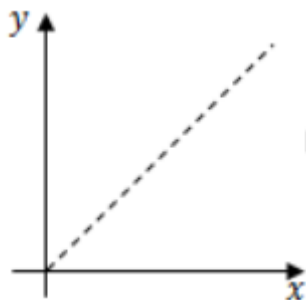
$$y_1 \cdot x_1 = k ; \quad y_2 \cdot x_2 = k$$

Se puede escribir, entonces: $y_1 \cdot x_1 = y_2 \cdot x_2$ De aquí, reordenando se tiene también:

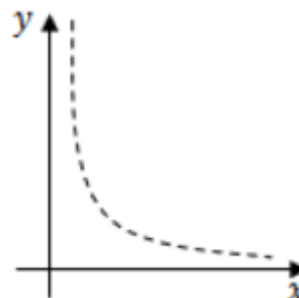
$$\frac{y_1}{y_2} = \frac{x_2}{x_1}$$

1.8.3.3 Expresión gráfica de variables directa e inversamente proporcionales

Los gráficos permiten visualizar con rapidez el comportamiento de cantidades relacionadas:



Los puntos del gráfico que representan la relación entre dos magnitudes **directamente** proporcionales están sobre una línea recta que pasa por el punto de coordenadas (0; 0).



Los puntos del gráfico que representan la relación entre dos magnitudes **inversamente** proporcionales están sobre una línea curva llamada hipérbola.

Ejemplos

La tabla muestra cómo varía la distancia que recorre un automóvil que avanza con velocidad constante a medida que transcurre el tiempo. Observe el gráfico de esas magnitudes que son directamente proporcionales.

tiempo (h)	Distancia (km)
2	100
4	200
6	300
8	400
10	500
12	600

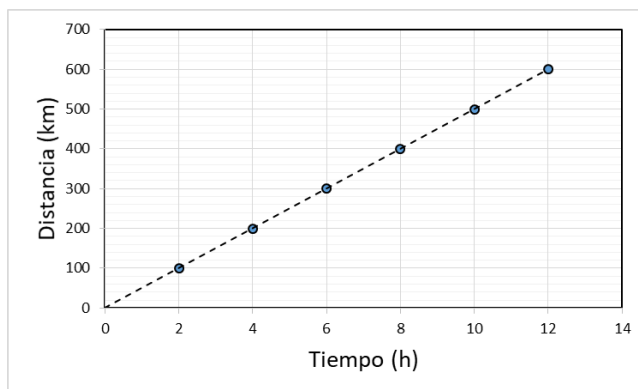


Tabla de datos

Gráfico

En todos los puntos se cumple $\frac{y}{x} = k$ ($\frac{Distancia}{tiempo} = 50 \frac{km}{h}$)

La tabla muestra cómo varía el tiempo en que se pinta un edificio cuando cambia la cantidad de pintores que trabajan, todos con el mismo ritmo. Observe el gráfico de esas magnitudes que son Inversamente proporcionales.

Cantidad de pintores	Tiempo (días)
2	48
4	24
6	16
8	12
12	8
16	6

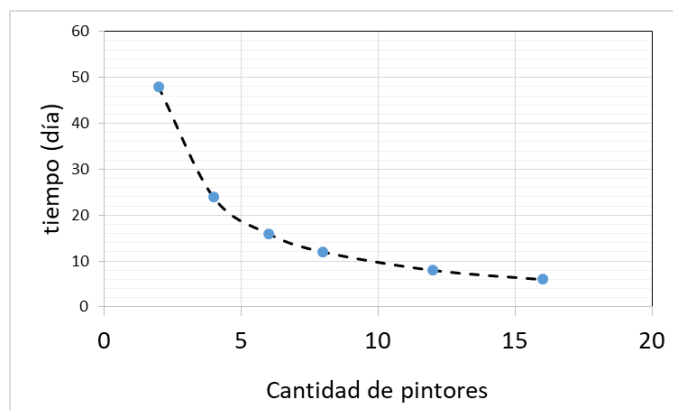


Tabla de datos

Gráfico de variables Inversamente proporcionales

En todos los puntos se cumple $y \cdot x = k$ (Cantidad de pintores \cdot tiempo = 96 pintores \cdot d)

1.8.4 Cociente de unidades con significado físico

En nuestra asignatura y en muchas otras se encontrará reiteradamente con relaciones de proporcionalidad directa entre dos variables. En el ejemplo del gráfico de proporcionalidad directa, la constante encontrada corresponde a la velocidad. Otro ejemplo, verá que en ciertas condiciones la masa (m) de una sustancia guarda ese tipo de relación con su volumen (V). El cociente entre ambas variables se mantendrá constante.

Suponga que la tabla que sigue indica la relación entre m y V para el agua en ciertas condiciones de temperatura y presión:

m (g)	1,996	2,994	3,992
V (mL)	2,000	3,000	4,000

Se puede corroborar que los cocientes (también llamados relaciones o razones) m/V se mantienen constantes en el transcurso de la experiencia (0,998 g/mL). La relación m/V es la densidad de esta sustancia.



Para resolver

Velocidad y presión

- 1) Un automóvil se desplaza a $80 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$. Expresar esta velocidad en $\text{m}\cdot\text{h}^{-1}$, y en $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.
- 2) En un recipiente de 10 dm^3 hay $0,50 \text{ mol}^*$ de moléculas de O_2 a una presión de $3739,2 \text{ mmHg}$. La temperatura es de 1200K . Calcular en atm y en hPa la presión a la que está sometido el gas.

*El mol es una unidad de cantidad de sustancia. Su concepto y aplicación son abordados más adelante en este cuadernillo.

- 3) En un sistema cerrado con tapa móvil hay un gas a una presión de $628,1 \text{ hPa}$. Expresar la presión en mmHg y atm.

Temperatura

- 1) a) Calcular en K la temperatura de un cuerpo que está a -8°C .
 b) Calcular en $^\circ\text{C}$ la temperatura de un cuerpo que está a 120 K .
 c) Determinar y justificar si es correcto afirmar que una variación cualquiera de temperatura expresada en $^\circ\text{C}$ es numéricamente igual si se la expresa en K.
- 2) Completar la siguiente tabla:

	$^\circ\text{C}$	$^\circ\text{F}$	K
Punto de fusión del plomo (Pb)	327,5		
Punto de ebullición del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)		172,9	
Punto de ebullición del nitrógeno (N_2)			77
Punto de ebullición del mercurio (Hg)	357		

Densidad

- 1) La densidad del mercurio (Hg) a $273,15 \text{ K}$ es $13,60 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. ¿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 $15,6 \text{ cm}^3$. Calcular la densidad del oro en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

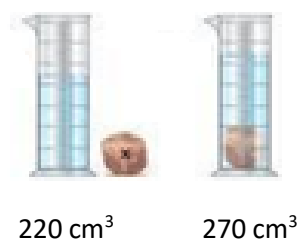
3) Calcular la densidad de un cilindro de aluminio de masa 75,21 g, diámetro 1,5 cm y una altura de 15,75 cm, en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

4) Calcular la densidad en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, 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) 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.

- El cubo más grande tiene mayor densidad.
- Los dos tienen igual masa.

6) En un recipiente graduado se vierte agua líquida, $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$, hasta que la marca leída es 220 cm^3 . 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 cm^3 . Calcular la densidad del grafito, en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.



Manejo de números

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) $5,8 \times 10^{-5} \text{ cm}$

Razones y proporciones. Variables directa e inversamente proporcionales

1) En cada proporción hallar el valor de x:

a) $\frac{16}{2} = \frac{56}{x}$

b) $\frac{15}{45} = \frac{x}{54}$

c) $\frac{x}{12} = \frac{12}{9}$

d) $\frac{14}{x} = \frac{10}{25}$

e) $\frac{x}{75} = \frac{12}{x}$

f) $\frac{16}{x} = \frac{x}{64}$

2) Indicar cuáles de las siguientes tablas corresponden a relaciones de proporcionalidad directa entre las variables involucradas.

(a)

x	y
2	3,0
5	7,5
6	9,0

(b)

x	y
1,5	4,5
2,0	6,0
3,0	9,0

(c)

x	y
3	4
2	3
4	5

3) Leer atentamente los enunciados de las siguientes leyes y completar según corresponda. Utilizar los símbolos que están entre paréntesis.

a) La iluminación (E) de una superficie es directamente proporcional a la intensidad (I) del foco luminoso, a una distancia constante

Entonces $E_1 = \dots E_2$

b) La iluminación (E) de una superficie es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia (d^2) que separa a la superficie del foco luminoso, si se mantiene constante la intensidad.

Entonces $E_1 = \dots E_2$

c) La longitud de onda (λ) es directamente proporcional al período (T) de la onda, a velocidad constante.

Entonces $\lambda_1 = \dots$

d) La presión (P) y el volumen (V) de los gases son inversamente proporcionales, a temperatura y masa constante.

Entonces $P_1 = \dots$

2. MATERIA Y ENERGÍA

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, 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 el 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 y 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 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 señala que: "En un sistema cerrado, 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 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:

$$E = m \cdot c^2$$

donde E es energía, m es masa y c es la velocidad de la luz.

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**. Como veíamos en el capítulo 1, 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, ya que 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?

2.3 Propiedades de la materia

Para poder estudiar y entender qué 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**. Éstas son: volumen, masa, 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.

2.4 Clasificación de la materia

En la naturaleza encontramos:

SUSTANCIAS PURAS. Dentro de esta presentación tenemos a las sustancias simples y las sustancias compuestas.

Una **sustancia simple** es aquella sustancia que no puede descomponerse por métodos químicos en otra más sencilla. Constituyen los 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, en el año 1869. Aquella primera tabla contenía tan sólo 63 elementos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada

confirmó en diciembre de 2015 el hallazgo de cuatro elementos nuevos. Se trata de los elementos 113, 115, 117 y 118, descubiertos en las últimas dos décadas por científicos rusos, japoneses y estadounidenses. Mientras no tenían un nombre oficial, se les conoció como ununtrium (Uut o elemento 113), ununpentium (Uup, 115), ununseptium (Uus, 117) y ununoctium (Uuo, 118). Actualmente ya tienen sus nombres: Nihonio o Nihomio (Nh) el 113, Moscovio (Mc) el 115, Teneso (Ts) el 117 y Oganesson (Og) el 118.

En 2009, al elemento químico 112 le pusieron Copernicium, en honor al astrónomo polaco Nicolás Copérnico (1473-1543) y su símbolo fue Cp.

Las **sustancias compuestas** 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 las sustancias en diferente proporción, los cuales conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos. Además, a las mezclas podemos clasificarlas en base a la cantidad de fases que poseen: si presentan una sola fase las clasificamos 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.

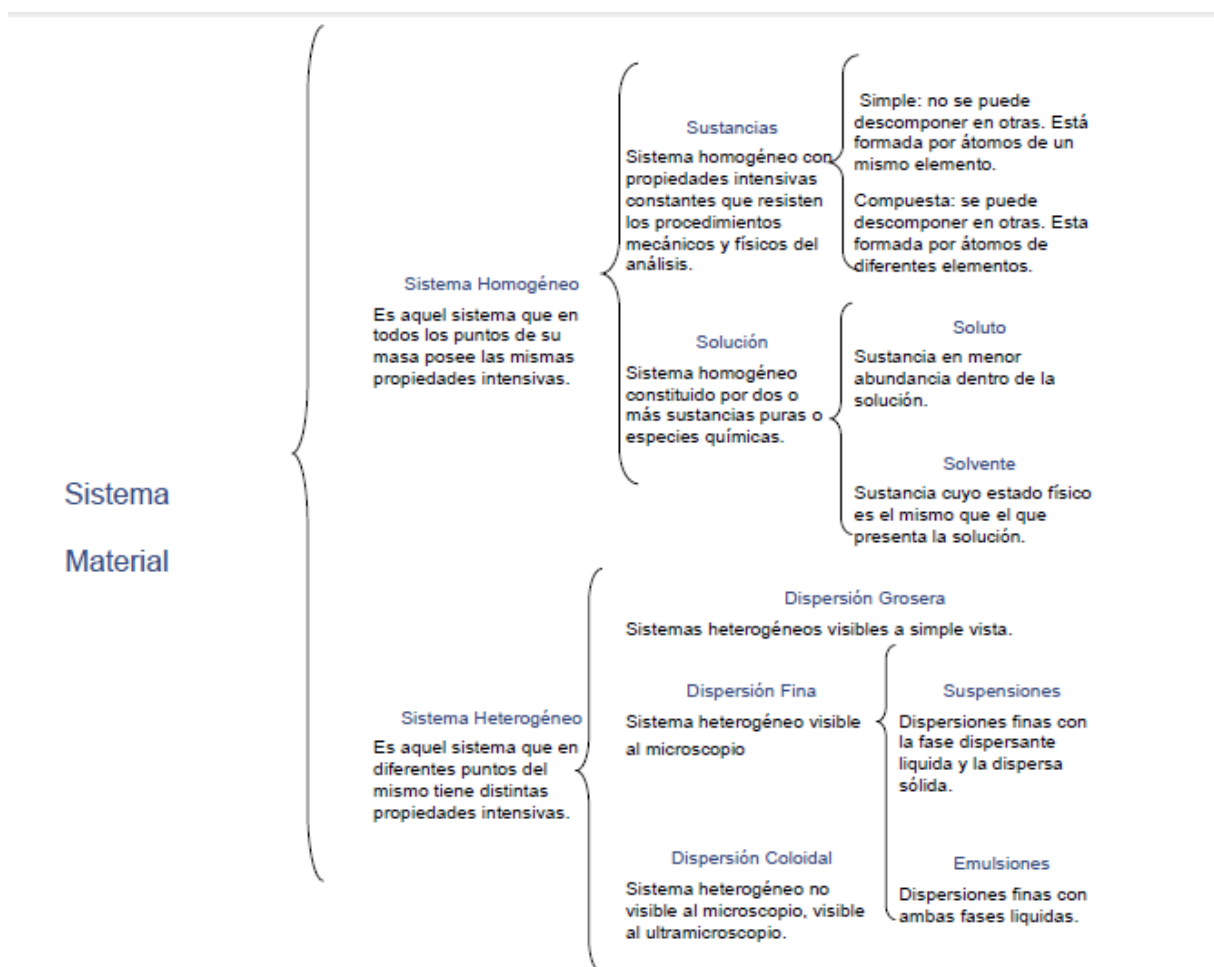
- **Sistemas homogéneos:** son aquellos que tienen propiedades intensivas constantes en toda su extensión. Son monofásicos (una sola fase). Estos a su vez se clasifican en sustancias y soluciones.
- **Sistemas heterogéneos:** son aquellos que tienen propiedades intensivas que no son constantes, existiendo superficies de discontinuidad, entre las distintas partes. Son polifásicos (dos o más fases).

FASE: es cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterogéneo; las fases están separadas unas de otras por superficies de discontinuidad, llamadas interfases.

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.

Cabe aclarar que, en todo sistema, ya sea éste 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

Métodos principales de separación de mezclas.

Sedimentación: Este método es utilizado para separar un sólido insoluble más denso de un líquido menos denso. Permite separar componentes contenidos en distintas fases, vertiendo la fase superior (menos densa).

Decantación: Este método es utilizado para separar dos líquidos inmiscibles de distinta densidad. Permite separar componentes contenidos en distintas fases, vertiendo la fase 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 grano insoluble (de grano relativamente fino) 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 de celulosa y el de fibra de vidrio.

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

Sublimación: Es un método utilizado en la separación de sólidos, aprovechando que alguno de ellos es sublimable (pasa del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido).

Cromatografía: La palabra Cromatografía significa "escribir en colores", ya que cuando fue desarrollada los componentes separados eran colorantes. La cromatografía es una técnica en la cual los componentes de una mezcla (analitos) se separan a partir de las diferencias de velocidad a la que son transportados por una fase móvil a través de una fase fija o estacionaria. 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 disuelto 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 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.

Cristalización. Proceso por el cual se forman cristales cuando una sustancia se enfría. Este proceso se observa cuando se tiene un sólido disuelto en una disolución saturada.

2.6 Energía

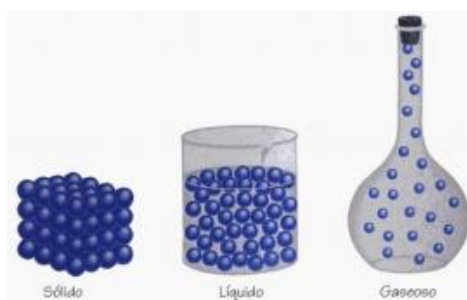
En principio se puede considerar que sólo hay dos tipos de energía, la potencial y la cinética. Con la transformación de éstas ocurren las demás manifestaciones.

Energía potencial (E_p): 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 (E_c): Es la energía que poseen los cuerpos en movimiento.

2.7 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 presentan atracciones muy fuertes y por esa razón tienen poca libertad de movimiento (E_p alta y E_c baja). Las partículas ocupan posiciones fijas dándole a la sustancia una forma definida y un volumen propio. Se presentan en dos formas principales: cristalinos y amorfos.

Estado líquido. Estado de agregación de la materia en el cual las partículas de una sustancia están atraídas más débilmente y por ello se pueden mover y por consiguiente cambiar su forma dentro de un volumen propio (E_p intermedia y E_c intermedia). 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 (E_p baja y E_c alta). Los gases se caracterizan por no tener volumen definido. En este estado de agregación las partículas se encuentran en movimiento continuo y por ello 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.

2.7.1 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 térmica.

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

Cambios de Estado Endotérmicos

Fusión. Es un cambio de estado que permite que una sustancia en estado sólido pase al estado líquido, por ejemplo: el hielo de la escarcha derriéndose, la manteca en una sartén, un chocolate derretido en la palma de la mano.

Vaporización (evaporación, ebullición). Es el cambio de estado que permite que una sustancia en estado líquido pase al estado gaseoso, por ejemplo: el agua hirviendo, la formación de las nubes por medio de la evaporización del agua de los ríos y mares.

Sublimación. Es un cambio de estado directo de sólido a gas, por ejemplo: la sublimación del yodo.

Cambios de Estado Exotérmicos

Solidificación. Es un cambio de estado que ocurre cuando un líquido pasa al estado sólido, por ejemplo: la obtención de figuras de plástico.

Condensación. Es la conversión del estado gaseoso al estado líquido. Este proceso es el inverso de la vaporización, por ejemplo: el empañamiento de una ventana.

Sublimación inversa o deposición. Cambio de estado directo de gas a sólido.

2.8 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 otra/s, 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



Para resolver

1) Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro (Fe). Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles extensivas. Justificar.

- a) Masa = 40 g
- b) Densidad = $7,8 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
- c) Color: grisáceo brillante
- d) Punto de fusión = 1535°C
- e) Volumen = $5,13 \text{ cm}^3$
- f) Insoluble en agua

2) 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.

3) 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 ($\text{Br}_2(\text{l})$)

4) 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)

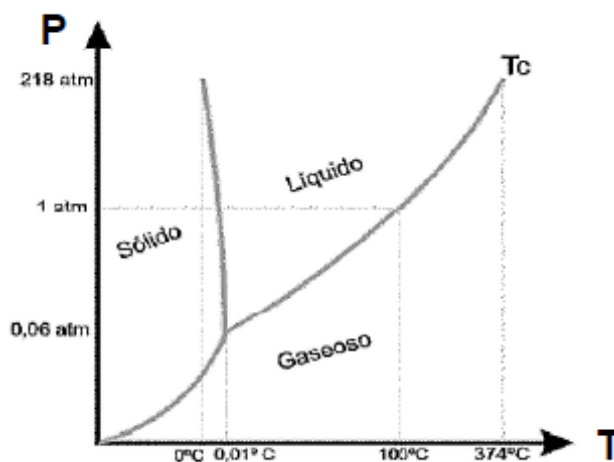
5) Indicar cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no.

- a) Un sistema con un sólo componente debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema con 2 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) El óxido de hierro (puede ser óxido férrico (Fe_2O_3) que, junto con otras sustancias, forma la herrumbre) resulta de la combinación del elemento hierro y el elemento oxígeno.
- i) Si se calienta una determinada cantidad de un líquido, aumenta su volumen y en consecuencia también aumenta su masa.

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

- a) Calentar para que la nafta se evapore y separar después la sal y el azufre añadiendo agua. Al filtrar, quedará el azufre en el papel, luego se separará la sal del agua por evaporación.
- b) 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.
- c) 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.
- d) Calentar para que primero se evapore la nafta y después funda el azufre, que se separara de la sal por filtración.

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



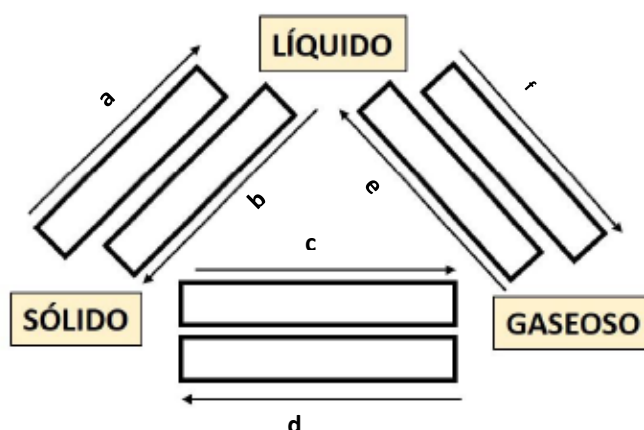
Responder observando el gráfico:

- ¿En qué estado de agregación se encuentra el agua a una presión de 1 atm y $50^\circ C$?
- ¿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?

8) Señalar cuál de los siguientes procesos son cambios físicos y cuales cambios químicos:

- vaporización del agua
- agriado de la leche
- formación de agua al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno
- oxidación del hierro
- fermentación del vino

9) Completar el siguiente cuadro:



3. EL INTERIOR DE LA MATERIA

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. 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 y los neutrones) pequeño de gran masa, y un exterior casi vacío (donde están los electrones). Existen zonas alrededor del núcleo donde existe alta probabilidad de encontrar electrones, denominadas orbitales.

Las partículas subatómicas constitutivas son, entonces:

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 $1,672 \times 10^{-24}$ g.

Los **neutrones**, eléctricamente **neutros**, tienen una masa algo mayor a la de un protón, aproximadamente $1,675 \times 10^{-24}$ g.

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, ya que 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.

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 de un átomo X, y Z es el número atómico.

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

Tabla de algunos isótopos

ELEMENTO	SÍMBOLO	Z	A	ABUNDANCIA, %
HIDRÓGENO	^1H	1	1	99,985
DEUTERIO	^2H o D	1	2	0,015
TRITIO	^3H o T	1	3	Radiactivo, inestable
CARBONO 12	^{12}C	6	12	98,90
CARBONO 13	^{13}C	6	13	1,10
CARBONO 14	^{14}C	6	14	Radiactivo, inestable

Ya se comentó que la cantidad de protones y electrones para un átomo neutro debe ser la misma, es decir $p=e$. En caso contrario estaríamos en presencia de iones, partículas con carga, que, según la cantidad de electrones se dividen en cationes y aniones:

▣ **CATIÓN**, si $p>e$, ion con carga positiva, Na^+

▣ **ANIÓN**, si $p<e$, ion con carga negativa, Cl^-

3.3 Enlaces entre átomos

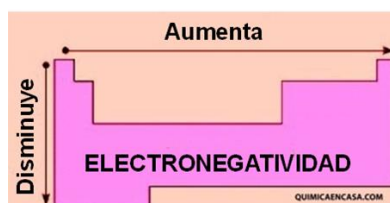
Como ya se mencionó, la materia está formada por átomos, los cuales están constituidos por partículas subatómicas, pero ¿cómo se encuentran unidos esos átomos en las distintas sustancias?

Los compuestos químicos se forman por átomos enlazados, y para lograrlo se ponen en juego una serie de fuerzas que hacen posible la unión estable de unos átomos con otros. A esta unión estable la llamamos **enlace químico**.

Estructuralmente, estos enlaces se forman cuando los átomos comparten o transfieren sus electrones más externos entre ellos. Esta redistribución de electrones hace que la energía total del conjunto disminuya por debajo de la energía que tienen los átomos por separado, lo que constituye un sistema más estable. Según cómo están unidos, existen

tres grandes tipos de enlaces: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico. Para identificar el tipo de enlace en una molécula se deben analizar qué elementos intervienen:

- Si los átomos que intervienen son todos metales se trata de un enlace metálico, por ejemplo, algunas aleaciones como el latón, el cual está compuesto por cobre y zinc. Es un caso especial de unión covalente.
- Si no es así, debo tener en cuenta las electronegatividades. *La electronegatividad es una propiedad periódica y es una medida de la fuerza con la que un átomo enlazado atrae hacia sí los electrones que participan en el enlace.* Si vemos la Tabla Periódica, generalmente aumenta de izquierda a derecha (en cada periodo) y disminuye de arriba hacia abajo (en cada grupo). Podemos buscar también tablas de electronegatividades donde se use la denominada escala de Pauling (es una medida adimensional de la electronegatividad). Calculando la diferencia de electronegatividad podemos saber si se trata de un enlace iónico o un enlace covalente.



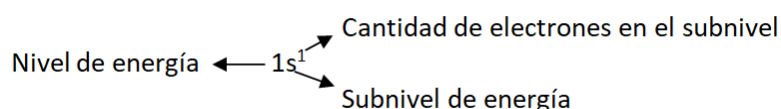
Dependiendo de cuál de estas dos posibilidades tengamos, las sustancias tendrán estructuras y propiedades completamente diferentes.

Diferencia de electronegatividades (ΔE_N)	MEDIA (<2)	Enlace Covalente	Ejemplo: Ácido clorhídrico (HCl). $\Delta E_N = E_{N\text{Cl}} - E_{N\text{H}} = 3,0 - 2,1 = \mathbf{0,9} < 2$
	ALTA (≥ 2)	Enlace Iónico	Ejemplo: Cloruro de sodio (NaCl) $\Delta E_N = E_{N\text{Cl}} - E_{N\text{Na}} = 3,0 - 0,9 = \mathbf{2,1} > 2$

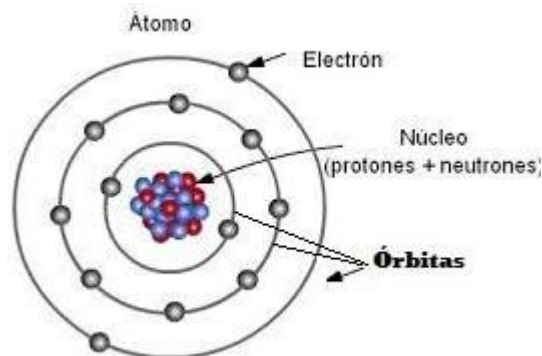
Electrones de valencia

Como se comentó al principio de este apartado, hay zonas alrededor del núcleo donde existe alta probabilidad de encontrar electrones, denominadas orbitales. La **configuración electrónica (C.E.)** nos dice cómo están distribuidos los electrones en esos orbitales atómicos. Es muy importante aclarar que, en todos los casos, los electrones que pueden participar en las uniones químicas entre átomos son los que *se agregan después del último gas noble sin contar los que ocupan orbitales d o f llenos* y se denominan **electrones de valencia** (e- de valencia).

Por ejemplo, si buscamos la configuración electrónica del hidrógeno, el elemento más sencillo, veremos que es $1s^1$, lo que nos indica:



Si queremos saber cuántos electrones de valencia tiene un elemento, tendremos que conocer su configuración electrónica (más adelante aprenderán a escribirla).



El esquema es una representación ilustrativa para imaginar cómo se distribuyen los electrones, y corresponde a un modelo atómico que ya no está vigente.

El esquema muestra el magnesio (si contamos hay 12 e- distribuidos). Mg, Z=12.

Buscamos su C.E. simplificada = [Ne]3s².

Esto nos indica que en el subnivel s del nivel 3, el magnesio tiene 2 e-, ya que el superíndice es 2. Por lo tanto, hay 2 e- de valencia.

El elemento que está entre corchetes nos indica que los electrones internos tienen la C.E. del neón, el gas noble anterior al magnesio en la tabla periódica.

¿Cuántos electrones de valencia tiene el oxígeno? Si buscamos su C.E. es 1s²2s²2p⁴ y su C.E. simplificada es [He]2s²2p⁴. Luego de la configuración del gas noble tiene 6 electrones (sumando los superíndices de los subniveles 2s y 2p, 2+4).

La C.E. simplificada del aluminio es [Ne]3s²3p¹. Entonces, tendrá 3 e- de valencia, ya que luego de la C.E. del gas noble hay 2+1 electrones.

El arsénico, cuya C.E. simplificada es [Ar]3d¹⁰4s²4p³, tendrá 5 e- de valencia. En los subniveles 4s y 4p tiene 2+3 electrones. Si recordamos la definición de e⁻ de valencia, sabremos que los electrones ubicados en los orbitales tipo d del nivel 3 no se cuentan como electrones de valencia ya que se encuentran llenos (tienen 10 electrones que es la máxima cantidad de electrones que pueden tener).

El hierro, cuya C.E. simplificada es [Ar]3d⁶4s², tendrá 8 e- de valencia. Tiene 2 electrones en el subnivel 4s y como los orbitales tipo d del nivel 3 no se encuentran llenos (tienen 6 electrones de los 10 que pueden tener como máximo), estos electrones sí se cuentan como electrones de valencia, por lo que presenta 6 electrones de valencia más en el subnivel 3d. Es decir que, en total, tiene 2+6 electrones de valencia.

A fines prácticos, podemos mirar a qué grupo de la Tabla periódica pertenece el elemento de interés, ya que el número de grupo indica cuántos electrones de valencia posee el elemento. Por ejemplo, si el elemento pertenece al grupo IIA o 2, tiene 2 electrones de valencia; si el elemento se encuentra en el grupo VB o 5, tiene 5 electrones de valencia; si el elemento pertenece al grupo IVA o 14, tiene 4 electrones de valencia.

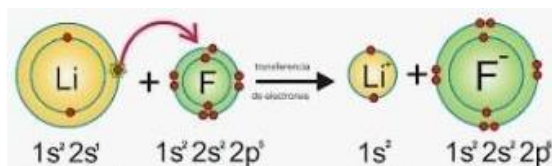
Así podemos conocer los e- de valencia de cualquier elemento. Esto es muy importante para entender cómo se forman los enlaces y aprender a dibujar las estructuras de Lewis de los compuestos que se verá a continuación.

3.3.1 Enlace iónico

Como ya se mencionó, el enlace iónico se da cuando las diferencias de electronegatividades entre los átomos involucrados son altas, y lo que ocurre en este caso es una **transferencia** de electrones entre elementos. El átomo menos electronegativo transfiere electrones (formará un catión) al átomo más electronegativo (quien formará un anión). Es la típica unión entre un elemento metálico (perteneciente a los grupos 1 o 2 de la tabla periódica) y un elemento no metálico, como los halógenos y el oxígeno. Por ejemplo, NaCl, CaO, LiCl, KBr, etc.

Si tomamos como ejemplo el fluoruro de litio (LiF), y analizamos las configuraciones electrónicas de los elementos que se enlazan para formar el compuesto, veremos que la C.E. del litio es $1s^2 2s^1$, por lo que tiene 1 e- de valencia. Mientras la C.E. del flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$, tiene 7 e- de valencia. Cuando estos átomos entran en contacto, se transfiere 1 e- de valencia del Li (menos electronegativo) hacia el flúor (más electronegativo). El enlace iónico será la atracción electrostática entre el catión litio y el anión fluoruro.

Destaquemos que el anión fluoruro F^- tendrá ahora 8 electrones en su capa más externa (con la misma C.E. que el Ne, el gas noble siguiente), y el catión Li^+ tendrá 2 e- (como cedió 1 e-, quedará con la misma C.E. que el He, gas noble anterior), cumpliendo con la **regla del octeto** que se estudiará en el apartado 3.4.1.



Algunas propiedades generales de los compuestos iónicos (relacionadas con el tipo de enlace químico presente en la molécula) son las siguientes:

- Tienen puntos de fusión y ebullición elevados
- Son sólidos a temperatura ambiente
- Forman cristales muy rígidos, donde los iones ocupan posiciones fijas
- Son solubles en agua
- No conducen la electricidad en estado sólido, pero si lo hacen cuando están disueltos en agua o cuando se los encuentra en estado fundido
- Son quebradizos

3.3.2 Enlace covalente

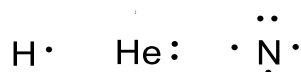
En el enlace covalente, la diferencia de electronegatividad entre los átomos es relativamente baja o nula, por lo que ninguno de los átomos logrará quedarse con los electrones del otro y por lo tanto se formará un enlace en el que **compartirán los electrones** del mismo.

Como ejemplo, podemos mencionar el fluoruro de hidrógeno HF. Sabemos que la C.E. del hidrógeno es $1s^1$ (1 e- de valencia) y la C.E. del flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$, con 7 e- de valencia. Al compartir sus electrones de valencia, el flúor quedará con 8 electrones, adquiriendo la configuración del neón, el gas noble siguiente y cumpliendo con la **regla del octeto**, mientras que el hidrógeno quedará con 2 electrones, adquiriendo la configuración del gas noble siguiente, el helio.

3.4 Estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis son una forma gráfica de representar los átomos y sus enlaces. Se dibuja el elemento con su símbolo químico y alrededor se le colocan los e- de valencia representados por puntos. Por ejemplo, para dibujar la estructura de Lewis de los siguientes elementos individuales: hidrógeno (H), helio (He), nitrógeno (N) debemos seguir los siguientes pasos:

1. Buscar la configuración electrónica del elemento:
H= $1s^1$, He= $1s^2$, N= $1s^2 2s^2 2p^3$
2. Determinar cuántos electrones de valencia tiene el elemento: H= 1 e- de valencia, He= 2 e- de valencia, N= 5 e- de valencia.
3. Dibujar el símbolo químico y dibujar los electrones de valencia como puntos alrededor. Dibujar como máximo 2 e- de valencia de cada lado.



Cuando se forman los enlaces, cada elemento debe quedar rodeado por 8 electrones, lo que se conoce como **regla del octeto**. La excepción es el hidrógeno, quien debe quedar con 2 e- de valencia adquiriendo la C.E. del helio. De esta manera se estabiliza la C.E. de los átomos que se unen.

3.4.1 Regla del octeto

“Los átomos, a excepción del hidrógeno, se unen entre sí compartiendo pares de electrones, en un intento de adquirir una capa electrónica externa de ocho electrones, como la de los gases nobles”

Los gases nobles (los elementos ubicados al extremo derecho de la tabla periódica, en el Grupo VIIIA o 18) son electroquímicamente estables, lo que los hace inertes, es decir que es muy difícil que reaccionen con algún otro elemento. Como tienen su octeto completo, no aceptan electrones de otros átomos ni comparten los suyos.

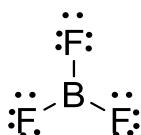
Hay algunas excepciones a la regla del octeto:

- Moléculas con número impar de electrones totales:

En moléculas como ClO_2 (19 e-), NO (11 e-), o NO_2 (17 e-), el número total de electrones de valencia es impar. Es imposible aparear totalmente y lograr un octeto alrededor de cada átomo. Las especies con número impar de electrones se llaman **radicales** y generalmente son muy reactivas, porque pueden utilizar el electrón desapareado para formar un nuevo enlace.

- Moléculas en las que un átomo no completa el octeto (**octeto incompleto**):

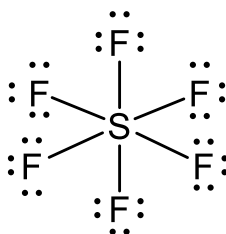
El berilio, boro y aluminio, forman compuestos en los que hay menos de ocho electrones alrededor del átomo central. En compuestos como el BF_3 , la estructura de Lewis es:



donde solo hay 6 electrones alrededor del átomo de boro, por lo que tiene su octeto incompleto.

- Moléculas en las que un átomo tiene más de ocho electrones (**octeto expandido**):

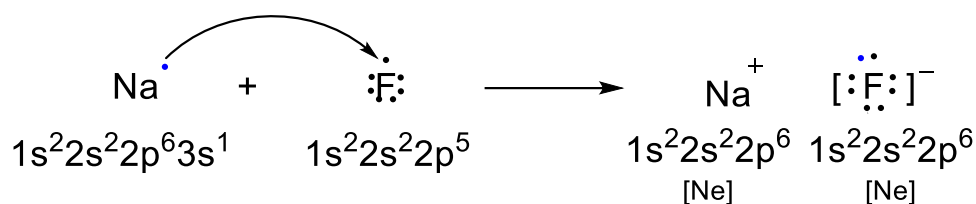
Los átomos de elementos del tercer periodo de la tabla periódica en adelante ($n \geq 3$) forman algunos compuestos en los que hay más de ocho electrones alrededor del átomo central, es decir, tienen su octeto expandido. Esto es posible ya que a partir del nivel 3 hay orbitales tipo d disponibles, que pueden albergar esos electrones. Por ejemplo, en el SF_6 cada uno de los seis electrones de valencia del azufre forma un enlace covalente simple con un átomo de flúor, por lo tanto, hay 12 electrones totales (6 pares) alrededor del átomo de azufre.



Estructura de Lewis de compuestos iónicos:

En el enlace iónico, un átomo cede un electrón a otro, formando iones positivos y negativos. Las condiciones para estos enlaces son:

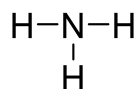
- que la carga total sea cero,
- que cada átomo al formar el enlace debe tener una configuración electrónica del gas noble anterior o posterior al elemento en cuestión.



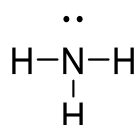
Estructura de Lewis de compuestos con enlace covalente:

En el caso de compuestos que poseen enlaces covalentes, se pueden seguir las siguientes reglas para dibujar las estructuras de Lewis. Por ejemplo, el amoníaco (NH₃):

- 1) **Sumar los electrones de valencia de todos los átomos** que están en la molécula.
 N= 5 e- de valencia
 H= 1 e- de valencia (hay 3 H en total, cada uno aporta 1 electrón)
 Total de e- de valencia: 5 + 1 + 1 + 1 = 8 electrones
 (En caso de iones poliatómicos, se deben sumar o restar los electrones que correspondan según la carga del ion).
- 2) **Identificar el átomo central.** Por lo general, es el menos electronegativo, pero el hidrógeno nunca será átomo central. Dibujar alrededor los demás átomos, formando el “esqueleto”, conectándolos con un enlace covalente simple (línea continua corta) de la forma más simétrica posible. Tener en cuenta que 2 e- forman un enlace simple.
 En el ejemplo, el átomo central será el N, colocamos alrededor los hidrógenos y conectamos con enlace simple:



- 3) **Restar del total de electrones, los que ya se asignaron a los enlaces.**
 En el ejemplo, el total de electrones es 8, y en total hay 6 electrones asignados a los enlaces (2 e- por cada enlace simple), entonces 8 – 6 = **2 e- libres**
- 4) Con los electrones restantes, **completar los octetos** de los átomos externos (los más electronegativos primero) y, después, en la medida de lo posible, los octetos de los átomos centrales.
 En nuestro ejemplo, los hidrógenos no forman octetos, y cada H ya posee los 2 e- que pueden tener como máximo, por lo que los 2 e- libres se colocan sobre el N.



- 5) **Calcular las cargas formales (CF)** como se explica en el siguiente apartado.
- 6) En caso de que las cargas formales no fueran las más bajas posibles, se deben ir formando **enlaces covalentes múltiples** (dobles en primer término y triples en segundo término) de modo de obtener las menores cargas formales posibles, ya que esa será la estructura más estable y probable para el compuesto. En nuestro caso, no se forman enlaces múltiples.

3.4.2 Análisis de cargas formales

La carga formal es la carga que tendría cada átomo si los electrones de enlace se dividen en dos partes iguales, mitad para cada átomo.

- Los e- deberán distribuirse de manera que las cargas formales en todos los átomos sean lo más cercanas posible a 0.
- La suma de las cargas formales debe ser igual a la carga de la especie.
- Las cargas formales negativas deben estar en los átomos más electronegativos (aunque no siempre se cumple).

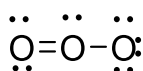
El análisis de las cargas formales en una estructura de Lewis **nos sirve para determinar la distribución electrónica en la molécula y así dibujar la estructura de Lewis más probable**. Por lo tanto, es MUY importante cuando escribimos una estructura, hacer este análisis.

- En un átomo aislado, el número de electrones es simplemente el número de electrones de valencia.
- En una molécula, los electrones asociados a un átomo son sus pares libres, sumados a los electrones de enlace entre ese átomo y los demás.
- Debido a que los electrones se comparten en un enlace, los electrones del par enlazante se deben dividir equitativamente entre los átomos que forman ese enlace. Entonces, **la diferencia entre los electrones de valencia de un átomo aislado y el número de electrones asignados a ese átomo en una estructura de Lewis es lo que llamamos carga formal del átomo**.

Para calcular la carga formal (CF)

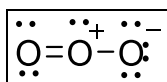
CF de un átomo en una estructura de Lewis	=	N° total de e- de valencia en el átomo libre	-	N° total de e- libres (no enlazados)	-	$\frac{1}{2} \times$ (N° total de e- de enlace)
--	---	--	---	--	---	---

Si aplicamos esta fórmula para calcular, por ejemplo, la carga formal de los átomos en la estructura de Lewis del ozono (O₃) que se muestra a continuación, simplemente reemplazamos los datos en la fórmula para cada átomo de oxígeno.



- Átomo central de oxígeno: $CF = 6 - 2 - \frac{1}{2} \times 6 = +1$
- Átomo de oxígeno terminal con doble enlace: $CF = 6 - 4 - \frac{1}{2} \times 4 = 0$
- Átomo de oxígeno terminal con enlace simple: $CF = 6 - 6 - \frac{1}{2} \times 2 = -1$

Por lo tanto, la estructura de Lewis del ozono con sus cargas formales sera:

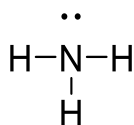


En este ejemplo debemos observar que sería posible bajar todas las cargas formales a 0 colocando otro doble enlace. Sin embargo, esto NO puede hacerse ya que el oxígeno pertenece al período 2 por lo que no admite octeto expandido.

Tener en cuenta:

- En moléculas neutras, la suma de las cargas formales debe dar cero.
- En cationes, la suma de las cargas formales debe ser igual a la carga positiva, y en aniones, igual a la carga negativa.

En el ejemplo del NH₃ anterior, las cargas formales para cada átomo serán:



$$CF(\text{N}) = 5 - 2 - \frac{1}{2} \times 6 = 0$$

$$CF(\text{H}) = 1 - 0 - \frac{1}{2} \times 2 = 0$$

Aclaración: como los 3 hidrógenos son equivalentes, sólo se calcula la CF una vez.



Para resolver

Modelo atómico

1)

a) Completar el siguiente cuadro, utilizando la tabla periódica:

Especie	N° electrones	N° protones	N° neutrones	N° másico	N° atómico
²⁴ Mg					
⁶⁵ Cu					
⁵¹ V					
²⁷ Al					

^{112}Cd					
$^{23}\text{Na}^+$					
$^{24}\text{Mg}^{2+}$					
^{63}Cu					
$^{35}\text{Cl}^-$					
$^{16}\text{O}^{2-}$					

b) Indicar los átomos que son isótopos de un mismo elemento.

Enlaces entre átomos

1) Decir qué tipos de enlace existen entre los átomos de las siguientes especies [Nota: átomo central resaltado en negrita]:

- a) CaO
- b) HClO
- c) MgCl₂
- d) SO₃
- e) HBrO₂

Estructuras de Lewis

1) Dadas las siguientes especies [Nota: átomo/s central/es resaltado/s en negrita]:

- (i) Azufre (S)
- (ii) Argón (Ar)
- (iii) Óxido de magnesio (MgO)
- (iv) Fluoruro de calcio (CaF₂)
- (v) Bromo (Br₂)
- (vi) Nitrógeno (N₂)
- (vii) Etileno (C₂H₄)
- (viii) Disulfuro de carbono (CS₂)
- (ix) Ácido sulfúrico (H₂SO₄)

a) Representar mediante estructuras de Lewis.

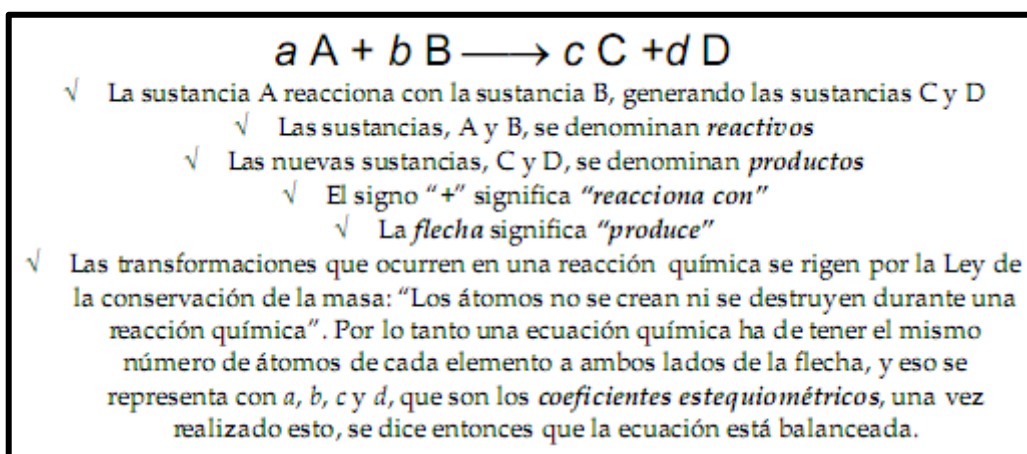
b) Analizar cargas formales en los casos que corresponda.

4. LA MATERIA SE TRANSFORMA

4.1 Reacciones químicas

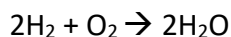
Una **reacción química** es un *proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias*. Las mismas deben escribirse en lenguaje químico y para ello se utilizan las **fórmulas químicas**, que *expresan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio 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*.

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



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

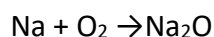


se está representando un fenómeno químico, una transformación de un sistema formado por **cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno** que, en su estado original o de reactivos, están en la forma de **dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno**, y en el estado final, o de productos, como **dos moléculas de agua**. La **flecha** separa la descripción del estado inicial (reactivos) de la del estado final (productos), una vez completada la transformación.

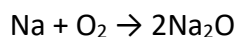
4.2 Balanceo de ecuaciones químicas

Observa 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.

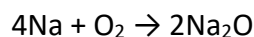
Algunas ecuaciones químicas sencillas pueden igualarse **por tanteo o a simple vista**, por ejemplo:



Tal como se presenta, la ecuación 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 :



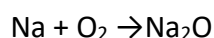
De esta manera efectuamos el balance en masa para el oxígeno, pero no para el sodio, razón por la que debo equilibrarlo. Una vez realizada esta operación, la ecuación correctamente escrita (balanceada) resulta:



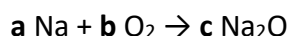
Cabe aclarar que estos coeficientes estequiométricos, pueden ser números enteros o números fraccionarios. Sin embargo, lo adecuado es elegir aquellos números enteros más pequeños que permitan balancear la ecuación, evitando el uso de fracciones.

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

Para 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:

$$\begin{array}{l} \text{Para Na:} \quad a + 0 \cdot b = 2 \cdot c \quad \text{o} \quad \mathbf{a = 2 \cdot c} \\ \text{Para O:} \quad 0 \cdot a + 2 \cdot b = c \quad \text{o} \quad \mathbf{2 \cdot b = c} \end{array}$$

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 $c = 2$.

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

4.3 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.

4.3.1 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:

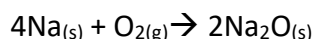
Acido	+	base	→	sal	+	agua
-------	---	------	---	-----	---	------

Por ejemplo:

HCl	+	Na(OH)	→	NaCl	+	H ₂ O
Acido clorhídrico	+	Hidróxido de sodio	→	Cloruro de sodio	+	agua

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**:

Ejemplo:

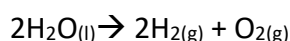


Reacciones de descomposición: es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes, representa lo opuesto a las reacciones de combinación.

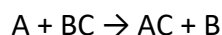


Si alguno de los productos es un elemento, la reacción es redox por naturaleza.

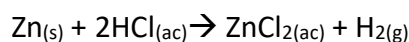
Ejemplo: (descomposición electrolítica)



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



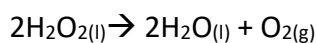
Ejemplo:



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

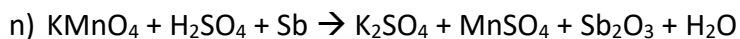
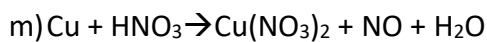
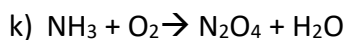
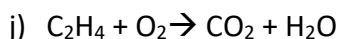
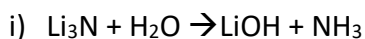
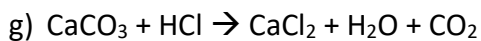
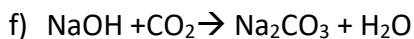
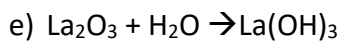
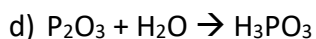
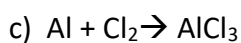
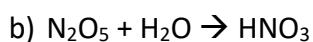
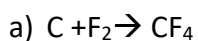
Reacción de dismutación: es un tipo especial de reacción redox, en la que un mismo elemento en un estado de oxidación se oxida y reduce simultáneamente. En este tipo de reacciones, un reactivo siempre contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación. El reactivo está en un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

Ejemplo:



**Para resolver****Balanceo de ecuaciones químicas**

1. Balancear las siguientes ecuaciones químicas por tanteo y/o el método analítico



5. RELACIONES DE MASA EN COMPUESTOS Y REACCIONES QUÍMICAS

5.1 Masas atómicas y moleculares. Mol. Masa molar y volumen molar

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.

5.1.1 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.

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

A partir de esta escala arbitraria se formó la tabla de las masas atómicas, la cual es actualizada por la IUPAC (siglas en inglés que representan a la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada – International Union of Pure and Applied Chemistry) según las técnicas más refinadas. La masa de todos los átomos de los diferentes elementos queda expresada en relación con 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.

5.1.2 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 respecto 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: La masa ponderada de las masas de sus isótopos constituyentes.

En otras palabras, podemos calcular la masa atómica promedio de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo y se podrá calcular 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 uma y 36,966 uma, y su abundancia natural es de 75,4% y 24,6% respectivamente.

Utilizando la fórmula antes descripta:

$$\text{Masa atómica del Cl} = \frac{34,962 \text{ uma} \times 75,4 + 36,966 \times 24,6}{100} = 35,45 \text{ uma}$$

5.1.3 Masa Molecular Relativa

El razonamiento que hemos efectuado con respecto a los átomos puede ser aplicado a las moléculas. La masa molecular relativa de una sustancia es un número adimensional que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula de dicha sustancia 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.

Masa atómica del Carbono = 12,011 uma

Masa atómica del Hidrógeno = 1,00797 uma

Masa molecular del Benceno = $(6 \times 12,011 \text{ uma}) + (6 \times 1,00797 \text{ uma}) = 78,11472 \text{ uma}$

5.1.4 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 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.

En química, la cantidad de sustancia se mide en mol, y es una de las unidades básicas del SI.

Antes el Bureau Internacional de Pesos y Medidas (BIPM) definía el **mol**, como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos de carbono 12.

$$\text{Número de átomos de carbono 12 en 12 g} = \frac{12 \text{ g}}{\text{masa de 1 átomo de C}} = 6,022 \times 10^{23}$$

(La masa de un átomo de C 12, por espectrometría de masa es $1,99265 \times 10^{-23}$ g.)

Según esta definición, la unidad de mol se refiere a un número fijo de “entidades” cuya identidad se debe especificar. De la misma forma que se dice una docena de huevos o de automóviles, se debe indicar si se trata de un **mol de átomos, de moléculas, de iones, de electrones, de monedas u otra partícula.**

Desde la votación efectuada en Versalles, París en el BIPM, en noviembre de 2018, la definición del mol se basa en una constante, el Número de Avogadro, N_A , en honor del científico y matemático italiano Amadeo Avogadro, cuyo valor aceptado en la actualidad es:

$$N_A = 6,02214076 \times 10^{23} = 602.214.076.000.000.000.000$$

(El Número de Avogadro se abrevia $6,022 \times 10^{23}$)

La nueva definición de mol adoptada por el BIPM es:

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene el Número de Avogadro de partículas.

En la actualidad, su mejor realización práctica se determina a partir del conteo de la cantidad de átomos que hay en una esfera monocristalina de silicio.

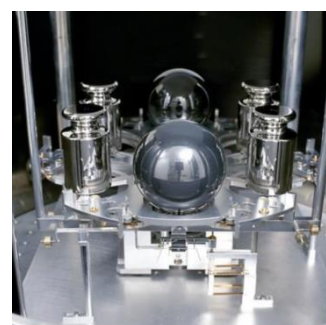


Ilustración 2. Esfera de ^{28}Si . Extraída de <http://www.cem.es>

Resumiendo:

- Un mol de X (átomos, moléculas, iones, electrones, entre otros) siempre contiene el Número de Avogadro, es decir: $6,022 \times 10^{23}$ de X.
- **Cuando pienses en la palabra mol, debes pensar en $6,022 \times 10^{23}$ unidades**

Ejemplo:

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.

5.1.5 Masa de un mol átomos

La masa de un mol de átomos (o masa molar atómica) es la masa atómica de un elemento expresado 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 átomos 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 nuestro caso 12 gramos. En el ejemplo 1 del apartado 6.1.2, la masa de un mol de átomos de cloro expresada en g es igual a la masa atómica absoluta expresada en uma, es decir 35,454 g.

5.1.6 Masa de un mol de moléculas

La masa de un mol de moléculas (o masa molar molecular) 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 del apartado 6.1.3, la masa de un mol de moléculas de benceno es igual a la masa molecular, es decir 78,411472 g.

5.1.7 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 g, N_2 (g) = 28 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 un mismo volumen, en iguales condiciones de temperatura y presión (siempre refiriéndose a gases). Este volumen se denomina volumen molar por ser el volumen ocupado por la masa molar molecular de cualquier gas y puede ser determinado experimentalmente.

Las llamadas Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT), se refieren a la presión de 1 atmósfera (760 mmHg o 760 torr) y a $0^\circ C$ (273 K).

Entonces: ***un mol de cualquier gas en CNPT ocupa un volumen de 22,4 L.***

5.2 Cálculos estequiométricos

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.**

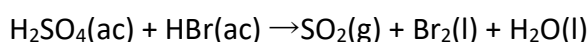
Resumiendo:

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 según 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.

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

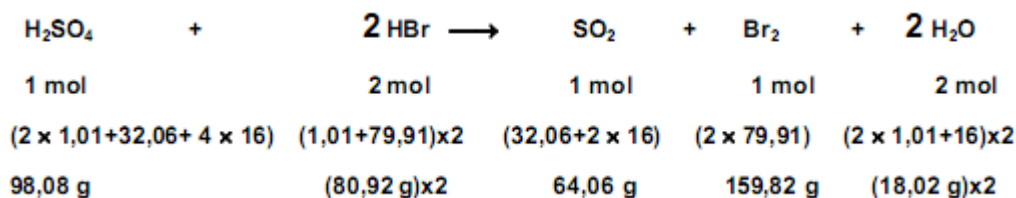


Si reaccionan 3 moles de H_2SO_4 , calcular:

- a) Masa de HBr que reacciona.

- b) Volumen de SO₂ que se desprende simultáneamente (medidos en CNPT)
 c) ¿Cuántos gramos de Br₂ se forman si reaccionan 4 moles de H₂SO₄ y 5 moles de HBr?

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



Ahora si podemos empezar a resolver el ejercicio

- a) La masa de HBr que reacciona con 3 moles de H₂SO₄ es:

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{161,8 \text{ g HBr}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 485,4 \text{ g HBr}$$

El cálculo efectuado quiere decir que 3 moles de H₂SO₄ reaccionan con 485,4 g HBr.

- b) El volumen de dióxido de azufre (SO₂) obtenido en CNPT es:

Primero debemos recordar que 1 mol de cualquier gas en CNPT ocupa un volumen de 22,4 L. Luego sí podemos calcular cuántos L de gas se obtienen al reaccionar 3 moles de ácido.

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

- c) Para calcular cuántos gramos de Br₂ se forman si reaccionan 4 moles de H₂SO₄ y 5 moles de HBr, debemos escribir la ecuación química balanceada, describiendo las relaciones estequiométricas en moles y en masa que plantea la misma.

Según la ecuación, 1 mol de H₂SO₄ reacciona de manera estequiométrica con 2 moles de HBr. Se plantea:

Cuántos gramos de Br₂ se forman de manera estequiométrica con los 4 moles de H₂SO₄

$$4 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{159,82 \text{ g de Br}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 639,28 \text{ g de Br}_2$$

Cuántos gramos de Br₂ se forman de manera estequiométrica con los 5 moles de HBr

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

Según estos cálculos podemos establecer que:

- con los 4 moles de H_2SO_4 se obtienen 639,28 g de Br_2
- con los 5 moles de HBr se obtienen solamente 399,55 g de Br_2

Esto significa que el HBr es el reactivo limitante, porque es el que produce menor cantidad de Br_2 .

Así hemos establecido cuál es el reactivo limitante, y hemos calculado cuántos gramos de Br_2 se producen al reaccionar 4 moles de H_2SO_4 y 5 moles de HBr:

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 .

5.3 Composición porcentual. Fórmulas mínima y molecular

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:

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

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

Ejemplo:

En un mol de benceno (C_6H_6) hay 6 moles de átomos de carbono y 6 moles de átomos de hidrógeno. Calcular su composición porcentual.

Masa molar del carbono = 12,01 g

Masa molar del hidrógeno = 1,01 g

Masa molar del benceno = $6 \times 12,01 \text{ g} + 6 \times 1,01 \text{ g} = 78,12 \text{ g}$

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

$$\% \text{ C} = \frac{6 \times 12,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100 = 92,24\% \text{ y } \% \text{ H} = \frac{6 \times 1,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100 = 7,76\%$$

El procedimiento anteriormente explicado puede ser utilizado de manera inversa, es decir conociendo la composición porcentual, es posible determinar su fórmula empírica

o mínima. Debido a que se tienen los porcentajes de cada uno de los elementos constituyentes del compuesto y la suma de todos ellos es 100%.

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. Determinar su fórmula empírica.

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

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

2) Expresar 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

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

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

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

De esta manera obtenemos 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) Dividir por el número de moles más pequeño obtenido, en nuestro ejemplo es 1,017

$$n_S = \frac{1,017 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 1$$

$$n_O = \frac{4,081 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 4$$

$$n_H = \frac{2,079 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 2$$

5) La fórmula empírica o mínima resulta ser H_2SO_4

Nota: si al realizar el paso 4, no se obtienen números enteros, debemos realizar un cálculo extra, que es 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 o mínima
- La masa molar del compuesto

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

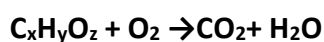
5.3.1 Fórmula empírica o mínima

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 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 verdaderas de las moléculas.

El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto sí 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 CO₂ y 1,264 g de H₂O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

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.

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

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

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

$$\text{Masa de Hidrógeno} = 1,264 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,016 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,142 \text{ g H}$$

Masa del compuesto = masa C + masa H + masa O

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

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

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

$$n_{\text{H}} = 0,142 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g}} = 0,140 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,370 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g}} = 0,023 \text{ mol O}$$

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

$$n_{\text{C}} = \frac{0,047 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 2$$

$$n_{\text{H}} = \frac{0,140 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 6$$

$$n_{\text{O}} = \frac{0,023 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 1$$

Fórmula empírica = **C₂H₆O**

5.3.2 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 H₂O₂. Matemáticamente, se expresa como sigue:

$$\text{Fórmula molecular} = \text{Fórmula empírica} \times \frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}}$$



Para resolver

Masas atómicas

- 1) El silicio natural está formado por tres isótopos, cuyos porcentajes son 92,28% de ²⁸Si, 4,67% de ²⁹Si y 3,05% de ³⁰Si. Las masas atómicas de estos isótopos son 27,9776uma; 28,9733uma y 29,9735uma, respectivamente. Calcular la masa atómica del silicio a partir de estos datos.
- 2) El cobre natural está formado por los isótopos ⁶³Cu y ⁶⁵Cu. Las masas de las dos especies son 62,929uma y 64,928uma, respectivamente. ¿Cuál es el porcentaje de los dos isótopos en una muestra de cobre cuya masa atómica es 63,54uma?
- 3) La distribución isotópica del cobre es 69,4% de ⁶³Cu y 30,6% de ⁶⁵Cu. ¿Cuántos átomos de ⁶³Cu hay en 5 moles de cobre natural?
- 4) Las masas del ¹⁴N y ¹⁵N son 14,0031uma y 15,0001uma, respectivamente. ¿Cuál tendrá que ser la relación de ¹⁵N a ¹⁴N en el nitrógeno natural para una masa atómica de 14,0067 uma?

Masa molecular, masa molar y mol

- 1) ¿Cuál es la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos? (a) N₂O; (b) NO; (c) NO₂. ¿Cuántos moles de compuesto hay en 453,6 g de: (a) N₂O; (b) NO; (c) NO₂?
- 2) ¿Cuál es la masa, en gramos, de 6,02x10²¹ átomos de mercurio?
- 3) ¿Cuál es la masa, en gramos, de dos átomos de azufre?

- 4) Si se supone que una gota de agua tiene una masa de 0,050 g. ¿Cuántas moléculas tendrá una gota?
- 5) Calcular el número de moléculas de etano (C_2H_6) en 45 g de C_2H_6 .
- 6) Calcular el número de moléculas de C_2H_6 presentes en 0,10 moles de C_2H_6 .
- 7) Calcular la masa de 5,0 moles de $K_2Co(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$.
- 8) El cobre metálico tiene una densidad de $8,96 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. ¿Qué volumen, en litros, ocuparán 4,0 moles de Cu?
- 9) Calcular las masas moleculares de (a) $Al(OH)_3$; (b) CaC_2O_4 ; (c) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$; (d) Hg_2Cl_2 .
- 10) Calcular la masa molecular de (a) clorato de potasio, $KClO_3$; (b) ácido ortofosfórico, H_3PO_4 ; (c) hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$; (d) cloruro férrico, $FeCl_3$; (e) sulfato de bario, $BaSO_4$; (f) cloruro cromoso, $CrCl_3$.
- 11) Se tienen 0,75 moles de P_4 . (a) ¿Cuántas moléculas de P_4 hay? (b) ¿Cuántos átomos de P hay? (c) ¿Cuántos moles de átomos de P hay en 0,75 moles de P_4 ?
- 12) ¿Cuántos moles de compuesto hay en (a) 4,631 g de Fe_3O_4 ; (b) 0,256 g de O_2 ?
- 13) ¿Cuántos moles de AgCl hay en 7,1801 g?
- 14) Para una muestra de 50 g de metanol (CH_3OH), calcular:
- moles de moléculas
 - números de moléculas
 - moles totales de átomos
 - número total de átomos
 - moles de átomos de oxígeno
 - número de átomos de oxígeno
- 15) Calcular el número de gramos en 0,5 moles de las siguientes sustancias:
(a) yeso, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; (b) plomo blanco, $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$; (c) galena, PbS.
- 16) Determinar las masas molares de (a) $Cr_2(SO_4)_3$; (b) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$; (c) $K_3Fe(CN)_6$; (d) $Mg(ClO_4)_2$; (e) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (bórax).
- 17) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,50 moles de $Ba(NO_3)_2$? (b) ¿Cuántos átomos de nitrógeno en la misma cantidad?
- 18) 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? (b) ¿cuántos moles de O han reaccionado?

19) Para una muestra de $180,0 \text{ cm}^3$ de benceno líquido puro (densidad del C_6H_6 $0,88 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$), calcular: (a) masa de la muestra, en gramos; (b) masa molar del C_6H_6 ; (c) número de átomos de C en la muestra.

20) ¿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} .

21) ¿Cuál es la masa, en gramos, de tres milimoles de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$?

22) ¿Cuántos átomos totales hay presentes en 530 mg de KAuCl_4 ?

23) ¿Cuántos moles de átomos de azufre hay presentes en 15 moles de $\text{Au}_2(\text{SO}_4)_3$?

Cálculos estequiométricos

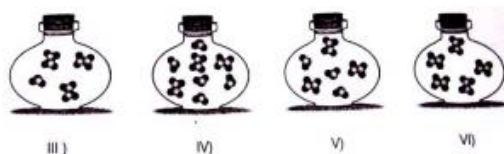
1) Para la reacción de formación del tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) a partir del óxido de dinitrógeno (NO_2).

a) Escribir la reacción que representa esta ecuación y balancear. Las únicas especies presentes son N_2O_4 y NO_2 .

b) El siguiente esquema representa una pequeña porción del reactivo inicial.

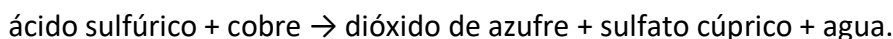


¿Cuál de los siguientes dibujos representan un posible sistema final para A? ¿Por qué los otros no?



2) ¿Qué masa de ácido sulfúrico se podrá obtener cuando reaccionan 250 g de óxido sulfúrico con agua?

3) El cobre reacciona con ácido sulfúrico, según la siguiente ecuación:



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

Composición porcentual

1) Determinar el porcentaje de hierro en el compuesto Fe_3O_4 .

- 2) ¿Cuál es el porcentaje de azufre en el sulfato de magnesio cristalizado (sal de Epsom) si su fórmula es $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?
- 3) ¿Cuál es el porcentaje de cobre en la mineral cuprita, CuO_2 ?
- 4) Determinar la composición porcentual para (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 .
- 5) Calcular los porcentajes de K, Fe, C, N y H_2O en el compuesto $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Fórmula mínima y fórmula molecular

- 1) El benceno tiene la fórmula empírica CH. Si su masa molecular es 78uma, ¿cuál es su fórmula molecular?
- 2) Determinar la fórmula molecular de un óxido de antimonio, de masa molecular 323,50 uma y que contiene 24,73% de oxígeno.
- 3) Una muestra de 8,00 g de un óxido de hierro se calentó en una corriente de hidrógeno gaseoso hasta que fue totalmente reducido a 5,60 g de hierro metálico. ¿Cuál es la fórmula molecular del óxido de hierro si su masa molecular es 159,69uma?
- 4) Deducir la fórmula empírica de un compuesto cuyo análisis dio la siguiente composición en porcentaje: Fe = 77,7%, O = 22,3%.
- 5) Se ha observado que 14 g de hierro se combinan químicamente con 8 g de azufre. Calcular la fórmula empírica del compuesto formado.
- 6) Cinco gramos de un compuesto gaseoso de carbono e hidrógeno dan por combustión 16,50 g de CO_2 y 4,495 g de H_2O . Determinar la fórmula empírica del compuesto.
- 7) En una reacción química se combinan 6,75 g de azufre con 7,14 g de vanadio. Deducir la fórmula empírica del producto.
- 8) 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 43,55 g. Determinar la fórmula empírica del óxido.
- 9) Deducir la fórmula empírica de un compuesto que contiene 90,6% de plomo y 9,4% de oxígeno.

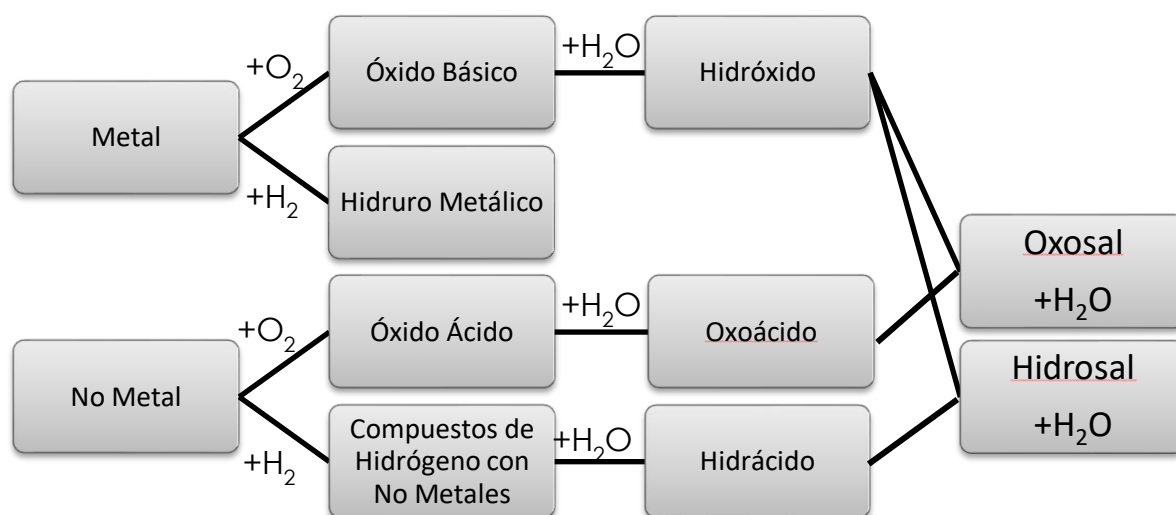
6. ¿CÓMO SE ESCRIBE?

Antes de iniciar el estudio de la formación de compuestos deberás tener a mano la **TABLA PERIÓDICA** 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 cómo se ordenan.

La enorme cantidad de compuestos que maneja la Química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar un mismo compuesto de igual manera en todo el mundo científico. La escritura de cualquier sustancia en esa especie de clave 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 determinadas normas dictadas por la IUPAC. A continuación, desarrollaremos algunas de ellas, necesarias para comenzar cualquier curso de introducción a la Química.

El siguiente es un esquema general de formación de compuestos químicos, que comprenderás mejor al ir avanzando en el estudio de este capítulo:



6.1 Estado de oxidación

Una 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 índice, número, estado o grado de oxidación** (denominado anteriormente como valencia). Dicho índice, que **puede considerarse como el número de electrones perdidos o ganados en el ion correspondiente** (en el supuesto de que todos los compuestos fueran iónicos) tiene, no obstante, 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:

- En los **elementos libres, no combinados, cada átomo tiene un número de oxidación de cero**. Así, por ejemplo, cada átomo de potasio (K), Sodio (Na), Berilio (Be) tienen número de oxidación cero. Lo mismo ocurre en las **moléculas de un solo elemento** como el oxígeno (O_2), el hidrógeno (H_2), el nitrógeno (N_2), donde **su número de oxidación es cero**.
- Para **iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion**. Así, por ejemplo, Na^+ tiene número de oxidación +1; el ion Fe^{2+} , +2; el ion F^- , -1. Todos los **metales alcalinos** tienen número de oxidación +1, y todos los alcalinos térreos tienen número de oxidación +2 en sus compuestos.
- El número de oxidación del **oxígeno** en la mayoría de los compuestos es -2, excepto en los **peróxidos**, en el que el ion peróxido (O_2^{2-}) es -1.
- El número de oxidación del **Hidrógeno** cuando está combinado es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios (hidruros metálicos), cuyo número de oxidación es -1.
- 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 número de oxidación -1.
- En un **ion poliatómico**, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe **ser igual a la carga del ion**.

Por ejemplo: sabiendo que la fórmula del ion sulfato (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:

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

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

- En una **molécula neutra**, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero.

Por ejemplo: sabiendo la fórmula para el compuesto H_2SO_4 . 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:

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

- Los números de oxidación pueden no ser números enteros. Por ejemplo, el oxígeno en los superóxidos (O_2^-) es $-\frac{1}{2}$.

6.2 Nomenclatura de iones

Como ya vimos, un ion es un átomo o grupo de átomos que posee carga eléctrica, siendo los cationes los que poseen carga positiva (como el K^+) y los aniones los que tienen carga negativa (como el F^-). 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.

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

1. Cationes monoatómicos: proceden de átomos que han perdido electrones. Cuando se use el número de oxidación en el nombre de la sustancia, este deberá darse en números romanos encerrado entre paréntesis y escrito inmediatamente al lado del nombre del elemento sin dejar espacio. Por ejemplo, está bien escrito ion cobre(II) y mal escrito cobre (II). Si se utiliza la carga del ion este debe escribirse entre paréntesis primero el número y luego el signo inmediatamente al lado del nombre del elemento sin dejar espacio. Por ejemplo, está bien escrito ion cobre(2+) y mal escrito ion cobre (2+).

En las normas IUPAC, no se menciona 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) o Ion hidrógeno(1+)
Fe^{3+}	Ion hierro(III) o Ion hierro(3+)
K^+	Ion potasio(I) o Ion 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 átomos de dos elementos distintos. Por ejemplo, el amoníaco; que dispone 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^+	Ion amonio
H_3O^+	Ion hidronio

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 $(\text{OH})^-$ o $(\text{HO})^-$ que se llama **hidróxido**.

6.3 Formulación y nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos

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 de átomos de ese elemento que hay en una molécula del compuesto.

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.

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.

Ejemplos:

Bien escrito	Na^+	Ca^{2+}	Cl^-	S^{2-}	$(\text{NO}_3)^-$, NO_3^-	$(\text{SO}_4)^{2-}$, SO_4^{2-}
<i>Mal escrito</i>	Na^{1+}	Ca^{+2}	Cl^{1-}	S^{-2}	$(\text{NO}_3)^{1-}$, NO_3^{1-}	$(\text{SO}_4)^{-2}$, 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.

Ejemplo: NaCl(s) está bien escrito y NaCl (s) está mal escrito.

Para dar nombre a los compuestos binarios (formados sólo por dos elementos) se siguen las reglas establecidas por la IUPAC: 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 constituido por un metal (en óxidos básicos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o un no metal (en los óxidos ácidos) combinado con otro no metal más **electronegativo** (en la fórmula debe estar escrito en segundo lugar y se nombra en primer lugar), como el oxígeno, el azufre o los halógenos.

- **Nomenclatura tradicional**

Utiliza sufijos de acuerdo con el número de oxidación del elemento electropositivo

En óxidos y ácidos		En las sales
Hipo...oso	Menor de todos los nº de oxidación	Hipo...ito
...oso	Nº de oxidación menor	...ito
...ico	Nº de oxidación mayor o único	...ato
Per...ico	Mayor de todos los nº de oxidación	Per...ato

- **Nomenclatura moderna**

o **Nomenclatura según atomicidad**

Consiste en indicar, mediante el uso de prefijos griegos el número de átomos de cada elemento incluido en la fórmula.

Mono	1	Penta	5	Nona	9
Di	2	Hexa	6	Deca	10
Tri	3	Hepta	7		
tetra	4	Octa	8		

○ **Nomenclatura según numeral de “Stock”**

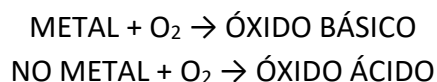
Utiliza números romanos para indicar el estado de oxidación de cada elemento escritos entre paréntesis y escrito inmediatamente al lado del nombre del elemento sin dejar espacios. Por ejemplo, está bien escrito cloruro de cobre(II) y mal escrito cloruro de cobre (II). Para aquellos elementos que presentan un único número de oxidación, no es necesario indicarlo.

6.3.1 Óxidos básicos y óxidos ácidos

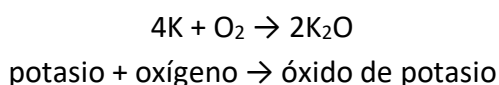
Los compuestos binarios del oxígeno reciben el nombre de **óxidos**, y dependiendo con qué elemento se combine puede **originar óxidos ácidos (si se combina con un no metal)** u **óxidos básicos (si se combina con un metal)**.

El oxígeno en los óxidos posee estado de oxidación -2.

El esquema general de formulación de los óxidos básicos y ácidos es el siguiente:

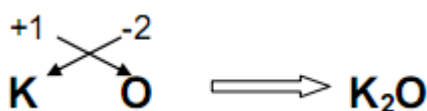


Ejemplo:



Al escribir la ecuación química debes recordar realizar el balance en masa. Para escribirlos en términos de fórmula química debes escribir siempre a la izquierda el elemento más electropositivo, procediendo luego a intercambiar los estados de oxidación del oxígeno (-2) con el estado de oxidación del otro elemento.

En el ejemplo, el potasio pertenece a los metales alcalinos y tiene un estado de oxidación +1.



Como se puede ver, si uno de los elementos tiene estado de oxidación +1 no se coloca, y al realizar el intercambio de estados de oxidación se toma el valor absoluto del mismo, sin considerar el signo.

Para nombrarlos se antepone la palabra ÓXIDO al nombre del elemento.

Ejemplos: Al_2O_3 óxido de aluminio Na_2O óxido de sodio

En los ejemplos, los elementos que acompañan en cada caso al oxígeno poseen un solo estado de oxidación. El estado de oxidación del Al es +3 y el Na es +1. Por dicha razón cuando se habla del óxido de aluminio no hay duda sobre qué óxido se nombra. Pero si el elemento que forma el óxido tuviera dos o más estados de oxidación la nomenclatura debería permitir dejar en claro con qué estado de oxidación está actuando dicho elemento, al formar cada óxido. Y así ocurre.

¿Cómo se nombran los óxidos cuando el elemento que acompaña al oxígeno posee 2 estados de oxidación?

Según la nomenclatura tradicional, para nombrarlos se antepone la palabra **ÓXIDO**, seguido por: raíz del nombre del elemento + terminación **OSO** o **ICO**. Debe advertirse que algunas de estas raíces tienen un cambio bastante significativo con respecto al nombre que leemos en la Tabla Periódica. Para comprender dicho cambio se agrega la siguiente tabla:

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

FeO óxido ferroso

CuO óxido cúprico

SO_2 óxido sulfuroso

Terminación **OSO**: indica que el elemento está usando el **menor estado de oxidación**.

Terminación **ICO**: indica que el elemento está usando el **mayor estado de oxidación**.

¿Cómo se nombran los óxidos cuando el elemento que acompaña al oxígeno posee 4 estados de oxidación?

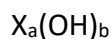
Fórmula	Estado de oxidación del CLORO	Nombre del óxido
Cl ₂ O	I	óxido hipocloroso
Cl ₂ O ₃	III	óxido cloroso
Cl ₂ O ₅	IV	óxido clórico
Cl ₂ O ₇	VII	óxido perclórico

Ejemplos:

Fórmula	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
Li ₂ O	Óxido de litio	Óxido de litio(I)	Monóxido de dilitio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio(II)	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

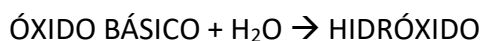
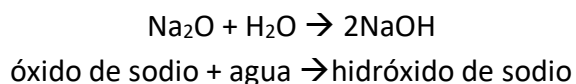
6.3.2 Hidróxidos

Presentan la fórmula general:



donde X es normalmente un metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación bajo.

El esquema general de formulación de los hidróxidos es el siguiente:

**Ejemplo:**

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.

Para nombrarlos, se reemplaza la palabra **ÓXIDO**, del nombre del óxido básico del cual provienen, por la palabra **HIDRÓXIDO**.

Ejemplos:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock
LiOH	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario (II)
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)

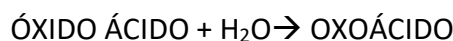
6.3.3 Oxoácidos

Presentan la fórmula general:

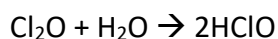


donde X es normalmente un no metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado.

El esquema general de formulación de los oxoácidos es el siguiente:



Ejemplo:



óxido hipocloroso + agua \rightarrow ácido hipocloroso

Si se utiliza la nomenclatura tradicional, se reemplaza la palabra **ÓXIDO** del nombre del óxido ácido del cual provienen, por la palabra **ÁCIDO**.

Fórmula	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
HOCl = HClO	Ácido hipocloroso	Clorato(I) de hidrógeno	Monoxoclorato de monohidrógeno
HO ₂ Cl = HClO ₂	Ácido cloroso	Clorato(III) de hidrógeno	Dioxoclorato de monohidrógeno
HO ₃ Cl = HClO ₃	Ácido clórico	Clorato(V) de hidrógeno	Trioxoclorato de monohidrógeno
HO ₄ Cl = HClO ₄	Ácido perclórico	Clorato(VII) de hidrógeno	Tetraoxoclorato de monohidrógeno

Otros oxoácidos

Existen oxoácidos en los que participan elementos como por ejemplo P, As y Sb, los cuales tienen el mismo número de oxidación, pero de acuerdo con la cantidad de agua con la que se combina el óxido que da lugar a su formación, 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 orto fosfórico

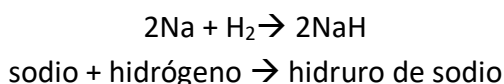
6.3.4 Hidruros metálicos

Las combinaciones del hidrógeno con estado de oxidación **-1**, con metales se denominan hidruros metálicos.

El esquema general de formulación de los hidruros metálicos es el siguiente:



Ejemplo:



Para nombrarlos se antepone la frase "**HIDRURO**" al nombre del **METAL**. De manera análoga a lo que ocurre al nombrar los óxidos, debe agregarse la terminación "oso" o "ico" en el caso de la nomenclatura tradicional.

Ejemplos:

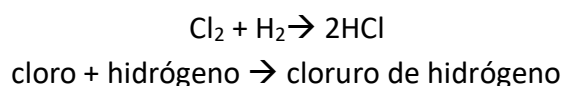
Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock
CuH_2	Hidruro cúprico	Hidruro de cobre(II)
MgH_2	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio(II)
NiH_3	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel(III)
AlH_3	Hidruro de aluminio	Hidruro de aluminio(III)

6.3.5 Compuestos de hidrógeno con No metales

Las combinaciones del hidrógeno con estado de oxidación **+1** con no metales como F, Cl, Br, I (halógenos), se denominan halogenuros y con S, sulfuros.



Ejemplo:



Para nombrarlos se agrega la terminación "**URO**" al nombre del **NO METAL**, seguido por la frase "**DE HIDRÓGENO**"

Ejemplos:

- HF fluoruro de hidrógeno
- HI ioduro de hidrógeno
- HBr bromuro de hidrógeno
- HCl cloruro de hidrógeno
- H₂S sulfuro de hidrógeno

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

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
NH ₃	Amoníaco	SiH ₄	Silano
PH ₃	Fosfano	AsH ₃	Arsano
SbH ₃	Estibano	CH ₄	Metano

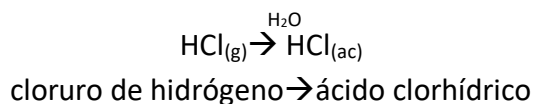
6.3.6 Hidrácidos

Los compuestos de hidrógeno con no metales, al disolverse en agua, dan soluciones ácidas por lo que se los denomina hidrácidos.

El esquema general de formulación de los hidrácidos es el siguiente:



Ejemplo:



Se antepone la palabra "**ÁCIDO**" seguida por la "**raíz del nombre elemento**" con terminación "**HÍDRICO**"

Al ser halogenuros/sulfuros de hidrógeno en solución acuosa, se usa la misma fórmula química agregando la abreviatura de solución acuosa (ac).

Ejemplos:

- HF_(ac) ácido fluorhídrico
- HI_(ac) ácido yodhídrico
- HBr_(ac) ácido bromhídrico
- HCl_(ac) ácido clorhídrico
- H₂S_(ac) ácido sulfhídrico

6.3.7 Sales

Se constituyen con aniones provenientes de ácidos (oxoácidos o hidrácidos) y cationes provenientes de hidróxidos. El esquema general de formación de las sales es el siguiente:



Se nombran primero con el nombre del anión seguido del nombre del catión.

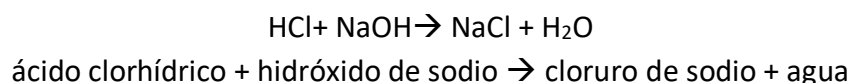
Sales binarias o hidrosales

Si el anión procede de un hidrácido, genera sales binarias (formadas sólo por átomos de dos elementos: un metal y un no metal) o hidrosales.

El esquema general de formación de las sales binarias es el siguiente:



Ejemplos:



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 mientras que el metal se nombra igual que en el hidróxido del cual provino.

Ejemplos:

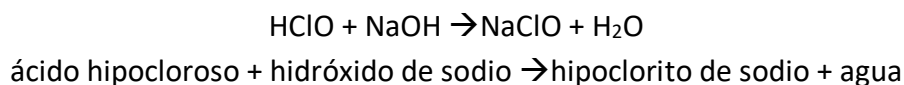
Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de stock	Nombre según atomicidad
CaF ₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio(II)	Difluoruro de calcio
FeCl ₃	Cloruro férrico	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro
CuBr ₂	Bromuro cúprico	Bromuro de cobre(II)	Dibromuro de cobre
MnS	Sulfuro manganoso	Sulfuro de manganeso(II)	Monosulfuro de manganeso

Sales ternarias u oxosales

Si el anión procede de un oxoácido, genera sales ternarias (formadas por átomos de tres elementos: un metal, un no metal y OXÍGENO) u oxosales.

El esquema general de formación de las oxosales es el siguiente:



Ejemplos:

Debemos recordar que, según la nomenclatura tradicional, los aniones llevan los sufijos hipo...ito, ito, ...ato y per...ato según del ácido del que procedan. Para nombrar las sales se debe tomar el nombre del anión (que proviene del ácido) y añadirle detrás el nombre del catión (que proviene del hidróxido).

Ejemplos:

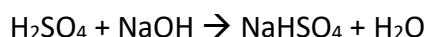
Sal	Nombre tradicional	Nomenclatura moderna	
		Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
NaClO	Hipoclorito de sodio	Clorato(I) de sodio	Monoxoclorato de sodio
NaClO ₂	Clorito de sodio	Clorato(III) de sodio	Dioxoclorato de sodio
NaClO ₃	Clorato de sodio	Clorato(V) de sodio	Trioxoclorato de sodio
NaClO ₄	Perclorato de sodio	Clorato(VII) de sodio	Tetroxoclorato de sodio
FeSO ₃	Sulfito ferroso	Sulfato(IV) de hierro(II)	Trioxosulfato de monohierro
K ₂ SO ₄	Sulfato de potasio	Sulfato(VI) de potasio	Tetroxosulfato de dipotasio

6.3.7.1 Sales neutras

Este tipo de sales se obtiene cuando todos los hidrógenos del ácido son reemplazados por el metal proveniente de la base. Esto sucede en los casos antes mencionados.

6.3.7.2 Sales ácidas

Se forman cuando reacciona una base con un ácido y se neutralizan parcialmente los hidrógenos sustituibles del ácido. Los ácidos involucrados deben tener dos o más hidrógenos sustituibles en sus moléculas, quedando uno o más de ellos en la estructura de la sal. Para nombrarlas se agrega la palabra "ácido" luego del nombre del anión.

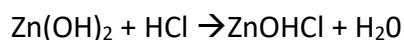
Ejemplos:

Fórmula	Nombre tradicional
NaHSO ₄	Sulfato ácido de sodio
K ₂ HPO ₄	Fosfato ácido de potasio
KH ₂ PO ₄	Fosfato diácido de potasio
NaHCO ₃	Carbonato ácido de sodio
Ca(HCO ₃) ₂	Carbonato ácido de calcio

6.3.7.3 Sales básicas

Se originan cuando se reemplazan los aniones hidróxido de una base por aniones de un ácido. Las bases podrán formar este tipo de sales si poseen dos o más grupos hidróxido. Para nombrarlas se agrega la palabra “básico” luego del nombre del anión.

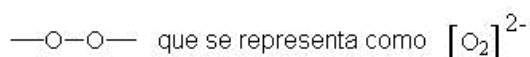
Ejemplos:



Fórmula	Nombre tradicional
ZnOHCl	Cloruro básico de cinc
(Cu(OH)) ₂ SO ₄	Sulfato básico cúprico

6.3.8 Peróxidos

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



Esto da lugar a **peróxidos** como:

H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno
Li ₂ O ₂	Peróxido de litio
Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio
BaO ₂	Peróxido de bario
CuO ₂	Peróxido de cobre(II)
ZnO ₂	Peróxido de zinc



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 el compuesto KMnO_4 .
- 3) Indicar cuál es el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:
 a) FeO b) H_2S c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ d) Li_2O e) NH_3 .
- 4) ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en NO_3^- y NO_2^- ?

Óxidos

5.1) Escribir el nombre tradicional y el nombre según numeral de Stock de los siguientes óxidos:

- a) MgO b) CO c) Al_2O_3 d) N_2O_3 e) Au_2O

5.2) Indicar a qué tipo de óxido corresponde cada uno.

6.1) Escribir la fórmula de los siguientes óxidos:

- a) óxido de mercurio(I) b) óxido de oro(III) c) óxido cúprico
 d) óxido de plomo(IV) e) dióxido de carbono f) óxido platínico
 g) trióxido de azufre h) trióxido de difósforo

6.2) Indicar a qué tipo de óxido corresponde cada uno.

Hidróxidos

7) Escribir el nombre tradicional y según numeral de Stock de los siguientes hidróxidos:

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

8) Colocar nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos básicos con el agua:

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

9) Dar el nombre según numeral de Stock y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos básicos con el agua:

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

Ácidos

10.1) Escribir las fórmulas de los siguientes ácidos:

- a) ácido hipocloroso b) ácido fluorhídrico c) ácido nitroso d) ácido sulfúrico
 e) ácido clórico f) ácido ortobórico g) ácido ortofosforoso
 h) ácido bromhídrico

10.2) Indicar de qué tipo de ácido se trata en cada caso.

Sales

11.1) Dar el nombre según numeral de Stock de las siguientes sales:

- a) CaCl_2 b) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$ c) MgBr_2 d) $\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$ e) $\text{Hg}(\text{BrO}_3)_2$ f) NaF
 g) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ h) MnI_2 i) K_2S j) ZnSO_4 k) NaClO_3 l) NH_4BrO_3

11.2) Indicar de qué tipo de sal se trata en cada caso.

12.1) Escribir la fórmula de las siguientes sales:

- a) clorato(V) de litio b) nitrato(V) de cromo(III)
 c) cloruro de magnesio d) sulfato(IV) de cobalto(II)
 e) fluoruro de litio f) yoduro de sodio
 g) sulfuro de calcio h) sulfato(IV) de amonio

12.2) Indicar de qué tipo de sal se trata en cada caso.

Otros compuestos

13. Para los siguientes compuestos, indicar de qué tipo se trata en cada caso y escribir el nombre correspondiente:

- a) MgH_2 b) $\text{HF}(\text{g})$ c) CaO_2 d) NaHSO_4

14. Para los siguientes compuestos, indicar de qué tipo se trata en cada caso y escribir la fórmula correspondiente:

- a) Bromuro de hidrógeno b) peróxido de berilio c) hidruro de bario
 d) Sulfito ácido de potasio

BIBLIOGRAFIA

Bibliografía utilizada en la confección de la guía:

- Angelini, M y otros. TEMAS DE QUÍMICA GENERAL, 1994, EUDEBA S.E.M.
- 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 6º ed.,1999, 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. Tercera edición, 1996, Mc. Graw Hill.

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

- A. Rolando y R. Pascualli, "Fisicoquímica", 1990, Editorial A-Z, Buenos Aires.
- A. Rolando y M.R. Jellinek, "Química 4", 1995. Editorial A-Z, Buenos Aires.
- F. Serventi, "Química del carbono", 1995, 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.

RESULTADOS

1. MEDICIONES

Velocidad y presión

- $8 \times 10^4 \text{ m.h}^{-1}$ y $22,22 \text{ m.s}^{-1}$
- 4,92 atm y $4,98 \times 10^3 \text{ hPa}$
- 0,62 atm y 471,11 mmHg

Temperatura

- a) 265 K; b) $-153 \text{ }^\circ\text{C}$; c) Sí, porque un grado de la escala Celsius vale un grado de la escala Kelvin.
-

	$^\circ\text{C}$	$^\circ\text{F}$	K
P. fusión Pb	327,5	621,5	600,65
Pebullición Etanol	78,28	172,9	351,43
P. Ebullición N_2	-196,15	-321,07	77
Punto ebullición Hg	357	674,6	630,15

Densidad y peso específico

- $2,57 \text{ cm}^3$
- $19,3 \text{ g.cm}^{-3}$
- $2,70 \text{ g.cm}^{-3}$
- $1,91 \text{ g.cm}^{-3}$
- a) Falso; b) Falso
- $0,27 \text{ g.cm}^{-3}$

Manejo de los números

- $a < c < d < b$
- 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) 900000g; i) $7,09 \times 10^{-6}$
- a) 4; b) 2; c) 5; d) 3; e) 3
- $5,8 \times 10^{-7} \text{ m}$.
- Si

Razones y proporciones. Variables directa e inversamente proporcionales

- a) $x = 7$; b) $x = 18$; c) $x = 16$; d) $x = 35$; e) $x = 30$; f) 32
- Proporcionalidad directa $\left(\frac{y}{x} = k\right)$ En todos los puntos $k = 1,5$
 - Proporcionalidad directa $\left(\frac{y}{x} = k\right)$ En todos los puntos $k = 3$

c) No hay proporcionalidad directa ($\frac{y}{x}$ no es constante para todos los puntos)

3.

a) $\frac{E1}{E2} = \frac{I1}{I2}$

b) $\frac{E1}{E2} = \frac{(d1)^2}{(d2)^2}$

c) $\frac{\lambda1}{\lambda2} = \frac{T1}{T2}$ ó $\frac{\lambda1}{T1} = \frac{\lambda2}{T2}$

d) $P1 \cdot V1 = P2 \cdot V2$ o $\frac{P1}{P2} = \frac{V2}{V1}$

2. MATERIA Y ENERGÍA

1. intensivas: b, c, d y f; extensivas: a y e

2. correctas: c y d

3. soluciones: a y b; sustancias: c, d y e

4. sustancias simples: a y c; compuestas: b y d

5. correctas: g y h

6. a)

7. a) Líquido; b) Líquido; c) 0,01°C – 100°C.

8. cambios físicos: a; cambios químicos: b, c, d, e

9. a) fusión; b) solidificación; c) sublimación; d) sublimación inversa o deposición; e) condensación; f) vaporización

3. EL INTERIOR DE LA MATERIA

Modelo Atómico

1.

a)

Especie	N° electrones	N° protones	N° neutrones	N° másico	N° atómico
^{24}Mg	12	12	12	24	12
^{65}Cu	29	29	36	65	29
^{51}V	23	23	28	51	23
^{27}Al	13	13	14	27	13
^{112}Cd	48	48	64	112	48
$^{23}\text{Na}^+$	10	11	12	23	11
$^{24}\text{Mg}^{2+}$	10	12	12	24	12
^{63}Cu	29	29	34	63	29
$^{35}\text{Cl}^-$	18	17	18	35	17
$^{16}\text{O}^{2-}$	10	8	8	16	8

b) ^{63}Cu y ^{65}Cu son isótopos del elemento cobre ya que tienen mismo Z y distinto A (por tener distinto número de neutrones en su núcleo)

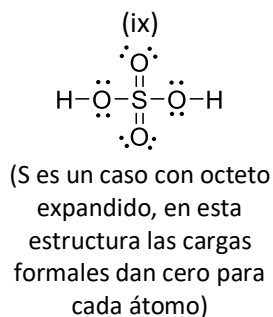
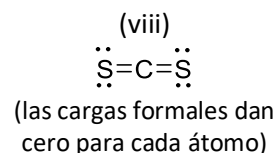
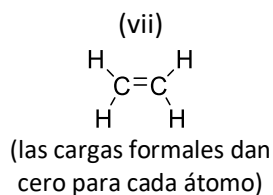
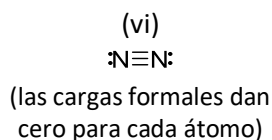
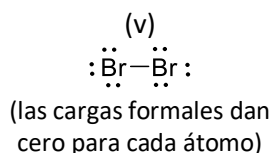
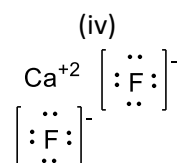
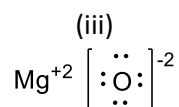
Enlaces entre átomos

1)

- a) Iónico; $\Delta E_{N(O-Ca)} = 3,5 - 1,0 = 2,5$
- b) Covalentes; $\Delta E_{N(Cl-O)} = 3,5 - 3,0 = 0,5$; $\Delta E_{N(O-H)} = 3,5 - 2,1 = 1,4$
- c) Covalentes; $\Delta E_{N(Cl-Mg)} = 3,0 - 1,2 = 1,8$
- d) Covalentes; $\Delta E_{N(O-S)} = 3,5 - 2,5 = 1,0$
- e) Covalentes; $\Delta E_{N(O-Br)} = 3,5 - 2,8 = 0,7$; $\Delta E_{N(O-H)} = 3,5 - 2,1 = 1,4$

Estructuras de Lewis

1) a) y b)



4. LA MATERIA SE TRANSFORMA

Balaceo de ecuaciones

1.

- a) 1. 1:2:1
- b) 1:1:2
- c) 2:3:2
- d) 1:3:2
- e) 1:3:2
- f) 2:1:1:1
- g) 1:2:1:1:1
- h) 1:2:1:2

- i) 1:3:3:1
- j) 1:3:2:2
- k) 4:7:2:6
- l) 6:2:2:2:1
- m) 3:8:3:2:4
- n) 6:9:10:3:6:5:9

5. RELACIONES DE MASA EN COMPUESTOS Y REACCIONES QUÍMICAS

Masas atómicas

1. 28,08uma
2. 69,4% de ^{63}Cu y 30,6% de ^{65}Cu
3. $2,09 \times 10^{24}$ átomos de ^{63}Cu
4. 0,0036

Masa molecular, masa molar y mol

1. a) 44g; b) 30g; c) 46g. y a) 10,3 mol; b) 15,1 mol; c) 9,86 mol.
2. 2 g
3. $1,065 \times 10^{-22}$ g
4. $1,67 \times 10^{21}$ moléculas de H_2O /gota
5. $9,0 \times 10^{23}$ moléculas de etano
6. $6,022 \times 10^{22}$ moléculas de etano
7. 2187 g
8. 0,0284 L
9. a) 78,00uma; b) 128,10uma; c) 278,02uma; d) 472,08uma
10. a) 122,53uma; b) 97,97uma; c) 74,08uma; d) 162,21uma; e) 233,37uma; f) 158,35uma
11. a) $4,5 \times 10^{23}$ moléculas de P_4 ; b) $1,8 \times 10^{24}$ átomos de P; c) 3,0 mol de átomos P
12. a) 0,02 mol; b) 0,008 mol
13. 0,05 mol
14. a) 1,56 mol de moléculas; b) $9,40 \times 10^{23}$ moléculas; c) 9,36 mol de átomos; d) $5,64 \times 10^{24}$ átomos; e) 1,56 mol de átomos de oxígeno; f) $9,40 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
15. a) 86,1 g; b) 387,82 g; c) 119,6 g.
16. a) 392,2 g; b) 277,96 g; c) 329,25 g; d) 223,21 g; e) 381,37 g.
17. a) $1,81 \times 10^{24}$ átomos de O; b) $6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
18. a) 8,58g; b) 0,16 mol de O
19. 158,4 g; b) $78,114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; c) $7,33 \times 10^{24}$ átomos de C
20. 2,0 g de He (opción c)
21. 0,396 g
22. $5,07 \times 10^{21}$ átomos
23. 45mol de átomos de S

Cálculos estequiométricos

1. a) $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$; b) III

2. 306,25 g

3. a) Cu b) 0,47 mol

Composición porcentual

1. 72,36% de Fe

2. 13,0% de S

3. 66,51% de Cu

4. a) Na = 29,08%, S = 40,56%, O = 30,36%; b) Na = 18,5%, S = 25,8%, H = 4,1%, O = 51,6%;

c) K = 31,9%, Cl = 28,9%, O = 39,2%

5. K = 37,0%, Fe = 13,2%, C = 17,1%, N = 19,9%, H_2O = 12,8%.

Fórmula mínima y fórmula molecular

1. C_6H_6 .

2. Sb_2O_5 .

3. Fe_2O_3 .

4. FeO

5. Fe_4S_3

6. C_3H_4

7. V_2S_3 .

8. MgO

9. Pb_3O_4 .

6. ¿CÓMO SE ESCRIBE?

Números de oxidación

1. +5.

2. +7.

3. a) Fe: +2, O: -2; b) H: +1, S: -2; c) Ca: +2, N: +5, O: -2; d) Li: +1, O: -1; e) N: -3, H: +1.

4. +5 y +3.

Óxidos

5.1. a) óxido de magnesio, óxido de magnesio(II); b) óxido carbonoso, óxido de carbono(II); c) óxido de aluminio, óxido de aluminio(III); d) óxido arsenioso, óxido de arsénico(III); e) óxido auroso, óxido de oro(I).

NOTA: los números en negrita podrían obviarse por tratarse del único número de oxidación que presenta el elemento.

5.2. a) óxido básico; b) óxido ácido; c) óxido básico; d) óxido ácido; e) óxido básico.

6.1. a) Hg_2O ; b) Au_2O_3 ; c) CuO; d) PbO_2 ; e) CO_2 ; f) PtO_2 ; g) SO_3 ; h) P_2O_3 .

6.2. a) óxido básico; b) óxido básico; c) óxido básico; d) óxido básico; e) óxido ácido; f) óxido básico; g) óxido ácido; h) óxido ácido.

Hidróxidos

7. Hidróxido cúprico, hidróxido de cobre(II); b) hidróxido ferroso, hidróxido de hierro(II); c) hidróxido férrico, hidróxido de hierro(III); d) hidróxido mercúrico, hidróxido de mercurio(II); e) hidróxido de bario, hidróxido de bario(II); f) hidróxido áurico, hidróxido de oro(III); g) hidróxido plúmbico, hidróxido de plomo(IV); h) hidróxido cromoso, hidróxido

de cromo(II); i) hidróxido estañico, hidróxido de estaño(IV); j) hidróxido estañoso, hidróxido de estaño(II).

NOTA: los números en negrita podrían obviarse por tratarse del único número de oxidación que presenta el elemento.

8. a) hidróxido de potasio, KOH; b) hidróxido de sodio, NaOH.

9. a) hidróxido de bario(II), Ba(OH)₂; b) hidróxido de calcio(II), Ca(OH)₂; c) hidróxido de aluminio(III), Al(OH)₃; d) hidróxido de sodio(I), NaOH; e) hidróxido de hierro(II), Fe(OH)₂; f) hidróxido de cromo(II), Cr(OH)₂.

NOTA: los números en negrita podrían obviarse por tratarse del único número de oxidación que presenta el elemento.

Ácidos

10.1. a) HClO; b) HF(ac); c) HNO₂; d) H₂SO₄; e) HClO₃; f) H₃BO₃; g) H₃PO₃ h) HBr(ac).

10.2. a) oxoácido; b) hidrácido; c) oxoácido; d) oxoácido; e) oxoácido; f) oxoácido; g) oxoácido; h) hidrácido.

Sales

11.1. a) cloruro de calcio(II); b) clorato(VII) de hierro(II); c) bromuro de magnesio(II); d) yodato(V) de magnesio(II); e) bromato(V) de mercurio(II); f) fluoruro de sodio(I); g) nitrato(V) de bario(II); h) yoduro de manganeso(II); i) sulfuro de potasio(I); j) sulfato(VI) de zinc(II); k) clorato(V) de sodio(I); l) bromato(V) de amonio.

NOTA: los números en negrita podrían obviarse por tratarse del único número de oxidación que presenta el elemento.

11.2. a) hidrosal; b) oxosal; c) hidrosal; d) oxosal; e) oxosal; f) hidrosal; g) oxosal; h) hidrosal; i) hidrosal; j) oxosal; k) oxosal; l) oxosal

12.1. a) LiClO₃; b) Cr(NO₃)₃; c) MgCl₂; d) CoSO₃; e) LiF; f) NaI; g) CaS; h) (NH₄)₂SO₃.

12.2. a) oxosal; b) oxosal; c) hidrosal; d) oxosal; e) hidrosal; f) hidrosal; g) hidrosal; h) oxosal.

Otros compuestos

13. a) hidruro metálico, hidruro de magnesio; b) compuesto de H con no metal, fluoruro de hidrógeno; c) peróxido, peróxido de calcio; d) sal ácida, sulfato ácido de sodio.

14. a) compuesto de H con no metal, HBr(g); b) peróxido, BeO₂; c) hidruro metálico, BaH₂; d) KHSO₃.