

UCSF

FCS

Universidad Católica de Santa Fe
Facultad de Ciencias de la Salud

Ingreso 2025-FCS

Química



Contenidos

- ✓ Sistema Internacional de Unidades. Factores de conversión. Factor Unitario.
- ✓ Energía. Manifestaciones de la energía. Energía Potencial y Energía Cinética.
- ✓ Materia. Concepto de materia, discontinuidad de la materia. Leyes de conservación de la materia y la energía. Cuerpo, muestra, sustancias puras, sustancias simples, sustancias compuestas. Diferencias entre átomos y moléculas. Concepto de mol y número de Avogadro.
- ✓ Propiedades intensivas y extensivas de la materia. Peso, masa, volumen, densidad. Calor y temperatura. Escalas de temperatura (Kelvin, Celsius).
- ✓ Sistemas materiales. Definición de sistema. Sistemas abiertos, sistemas cerrados, sistemas aislados.
- ✓ Estructura interna de la materia. Evolución de la Teoría Atómica. Estructura del átomo. Partículas subatómicas: protón, neutrón, electrón. Número atómico, número másico. Isótopos, isóbaros e isótonos. Peso molecular. Configuración electrónica. Tabla periódica: grupos, períodos y bloques (s, p, d, f). Ley periódica.
- ✓ Enlace químico (iónico, covalente polar, covalente). Cambios físicos y químicos.
- ✓ Estados de agregación de la materia (sólido, líquido, gaseoso, plasma). Cambios de estado.
- ✓ Mezcla y combinación. Métodos de separación de sustancias (métodos físicos).
- ✓ Soluciones. Expresión de unidades de concentración.
- ✓ Gases
- ✓ Grupos funcionales y funciones químicas. Formulación y nomenclatura. Número de oxidación.
- ✓ Ecuación química y reacción química. Balanceo de ecuaciones. Coeficiente estequiométrico. Tipos de reacciones: combinación o síntesis, descomposición, desplazamiento, sustitución, doble sustitución, óxido-reducción. Estequiometría: concepto reactivo limitante. Rendimiento y Pureza.

TEMA 1: CONOCIMIENTO CIENTÍFICO – LENGUAJE EN QUÍMICA**TEMA 2: LA ENERGÍA, LA MATERIA Y SUS MANIFESTACIONES**

El concepto de energía se encuentra relacionado con la capacidad que se tiene para realizar algún trabajo o transferir calor. En este sentido, la energía puede presentarse de diversas maneras en la naturaleza. La más conocida es la energía que proviene del sol (energía solar). Las plantas utilizan esta energía para producir su alimento a través de la fotosíntesis (energía química). Nuestros sentidos pueden percibir la energía proveniente del sol como luz (energía lumínica) y calor (energía calorífica). A través del aprovechamiento del calor, se pueden cocinar nuestros alimentos y se pueden calentar nuestros hogares en el invierno. De igual manera, por medio del calentamiento del agua de los mares se pueden crear las corrientes marinas que modifican el clima en diferentes lugares y crean tanto las suaves brisas como los más potentes huracanes (energía eólica).

La energía puede clasificarse en dos tipos principales: la energía cinética y la energía potencial. La energía cinética (del griego *kinein*: movimiento) es aquella que se manifiesta en los cuerpos en movimiento, la cual puede ser transferida de un objeto a otro directamente, por tanto, tiene la capacidad de realizar un trabajo de modo directo. Por el contrario, la energía potencial es aquella que se encuentra contenida o “guardada” en un objeto estático y depende de su posición, condición o composición. En este sentido, el carbón tiene energía guardada en forma de luz y calor cuando las condiciones sean las adecuadas para dicha transformación.

En química, el estudio de la energía es de suma importancia debido a que todos los procesos físicos y químicos están acompañados de cambios de energía. En este sentido, hay algunos procesos que emiten energía al ambiente en forma de luz, de calor o de ambas (procesos exotérmicos, *exo-*: hacia afuera; *thermos*: calor, energía) como por ejemplo la combustión del carbón o de la madera o las reacciones de fisión nuclear que producen energía por el rompimiento del núcleo atómico. Por otro lado, hay otros procesos que necesitan una cierta cantidad de energía para llevarse a cabo y, por lo tanto, absorben dicha energía del ambiente (procesos endotérmicos, *endo-*: hacia adentro), como por ejemplo el derretimiento del hielo.

Se ha definido el concepto de materia como todo aquello que ocupa un espacio y tiene masa. Desde tiempos muy antiguos el ser humano se ha cuestionado sobre el concepto de “materia”: ¿De qué está hecha la materia? ¿Cómo está conformada la materia? ¿Por qué hay distintas manifestaciones de una misma materia?, etc. En la antigua Grecia algunos pensadores creían inicialmente que todo el universo estaba conformado por aire, otros creían que el fuego era el constituyente principal del universo, otros creían que todo el universo estaba conformado por agua y otros, por una combinación armónica de los 4 elementos.

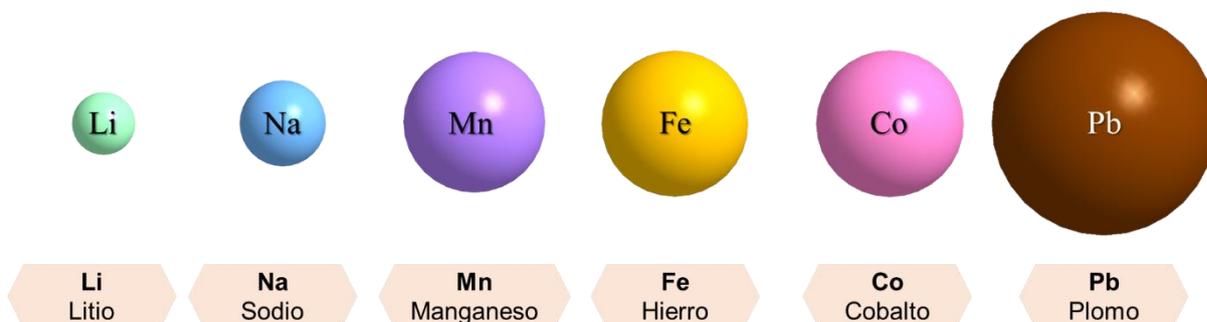
Sin embargo, para Leucipo y Demócrito este pensamiento no explicaba por qué una sustancia podía estar contenida dentro de otra, por ejemplo, cuando el agua se filtra a través de las paredes de ladrillos sólidos generando humedad o cuando el azúcar o la sal se disuelven en el agua y “desaparecen”. Fue en ese momento que comenzaron a pensar que la materia podría estar conformada por pequeñas partículas indivisibles llamadas átomos (*a-*: sin, *-tómos*: sección, división). Leucipo y Demócrito se imaginaron que una montaña podía ser dividida en dos partes, luego a una de las mitades se la podía dividir de nuevo y así sucesivamente una cantidad de veces, hasta que llegarían a un punto donde las divisiones no fueran posibles y así habrían llegado a la expresión mínima de la materia, los átomos. Estos átomos estarían ocupando el espacio vacío del universo, es decir, que entre un átomo y otro no existiría más que espacio vacío. Así nace la idea de la discontinuidad de la materia, que es la que permite dar explicación a todos los fenómenos que ocurren en la naturaleza. Actualmente, se ha demostrado que los átomos pueden ser divididos en partes aún más pequeñas liberando grandes cantidades de energía (este es el principio de la energía nuclear). De acuerdo con lo anterior, se podría decir que la materia es una manifestación de la energía. En otras palabras, la materia puede ser entendida como una alta cantidad de energía condensada en un espacio reducido; solo se necesita cambiar alguno de los factores para transformar la materia en energía y viceversa. De allí se deriva la primera ley de la termodinámica: “*La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma*”.

En química, la materia puede ser clasificada de acuerdo con sus propiedades y su composición. Una sustancia es definida como aquella porción de la materia que tiene una

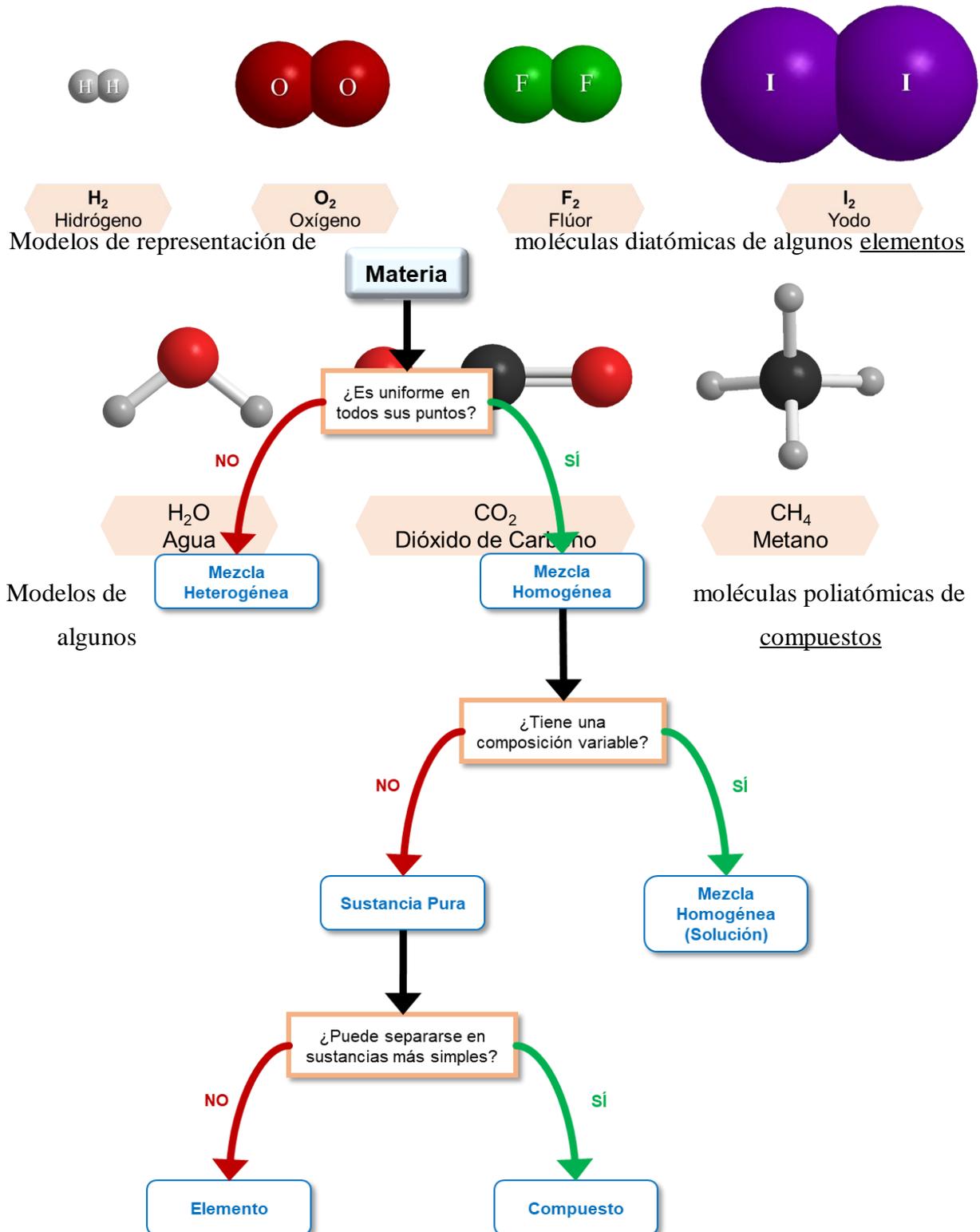
composición definida (que es la misma, o constante, para toda la extensión del cuerpo) como por ejemplo el agua, el azúcar de mesa, el oro, la plata, etc. Al poner en contacto dos sustancias diferentes sin que pierdan sus propiedades originales se genera una mezcla. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Una mezcla es homogénea (*homos*: mismo, *genos*: clase, género, especie) si la composición de la mezcla es uniforme y no se puede distinguir las partículas de un componente de las partículas del otro, como por ejemplo cuando se disuelve azúcar o sal en agua. Por el contrario, una mezcla es heterogénea (*heteros*: diferente, otro, distinto) cuando no posee una composición uniforme y se pueden distinguir las partículas de sus componentes como cuando se mezclan virutas de hierro con arena. Las sustancias constituyentes de las mezclas homogéneas y heterogéneas pueden ser separadas por medio de métodos físicos de separación, que se describirán en detalle más adelante.

Las sustancias también pueden ser clasificadas de acuerdo con el tipo partículas que forman su composición.

Si una sustancia está conformada por átomos de la misma especie, es decir, átomos exactamente iguales entre ellos, se habla de un elemento. Muchos se encuentran de manera natural en el planeta Tierra, se encuentran organizados en la tabla periódica y no pueden ser divididos en sustancias más simples. Si, por el contrario, dicha sustancia se encuentra conformada por átomos de distintas especies, entonces se habla de un compuesto. Todos los elementos químicos que se encuentran en la naturaleza están organizados en la tabla periódica. Dicha organización cumple con ciertos requisitos que serán vistos en detalle posteriormente.



Modelos de representación monoatómicos de algunos elementos





Universidad Católica de Santa Fe
Facultad de Ciencias de la Salud

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Propiedades físicas: Se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Estas propiedades incluyen color, olor, densidad, dureza, etc.

Propiedades químicas: Son aquellas que describen la forma en la que una sustancia puede cambiar, o reaccionar, para formar otras sustancias. La materia exhibe sus propiedades químicas cuando cambia de composición. Dentro de estas se encuentran la inflamabilidad, resistencia a la oxidación, acidez, alcalinidad etc.

Propiedades extensivas: El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia que se considere, o sea, del tamaño de la muestra. El volumen y la masa son propiedades extensivas.

Propiedades intensivas: El valor medido de una propiedad intensiva no depende de la cantidad de materia que se considere, suele estar asociado al estado en que se encuentre. En este sentido, el color, el punto de fusión y la densidad serán las mismas tanto para una cantidad pequeña de sustancia como para una cantidad muy grande de la misma sustancia. Todas las propiedades químicas son intensivas.

UNIDADES DE MEDIDA

En las ciencias naturales y la vida cotidiana se ha convenido utilizar magnitudes para expresar, en un lenguaje común, las dimensiones o propiedades de la materia. El sistema métrico y el Sistema Internacional (SI) son sistemas decimales (de base 10) en los cuales se emplean prefijos para indicar fracciones (submúltiplos) y múltiplos de diez. En las siguientes tablas se muestran las magnitudes de medida (propiedades físicas) fundamentales en el SI y algunos ejemplos de múltiplos y submúltiplos usados en el sistema métrico y el SI:

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

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1 000 000 000 000, o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000, o 10^9	1 gigámetro (Gm) = 1×10^9 m
mega-	M	1 000 000, o 10^6	1 megámetro (Mm) = 1×10^6 m
kilo-	k	1 000, o 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	1/10, o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100, o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
mili-	m	1/1 000, o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1 000 000, o 10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000, o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000, o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

MASA Y PESO

Masa: Cantidad de materia que contiene un cuerpo. La masa de un cuerpo no varía si cambia su posición. Algunas unidades de masa del SI son:

<i>kilogramo</i> , kg	unidad fundamental
gramo, g	1 000 g = 1 kg
<i>miligramo</i> , mg	1 000 mg = 1 g
<i>microgramo</i> , μg	1 000 000 μg = 1 g

Peso: Es una medida de la atracción gravitacional de un cuerpo hacia la Tierra y, por lo tanto, varía con la distancia del cuerpo al centro de la misma. El peso depende de la intensidad de campo gravitatorio en el lugar del espacio ocupado por el cuerpo. Un cuerpo no pesa exactamente la misma cantidad en la ciudad de Santa Fe que en la cima del monte Aconcagua. La relación entre la masa y el peso es:

$$P = m * g$$

Donde $g \approx 9,8 \text{ m/s}^2$, aceleración de la gravedad y actúa como constante de proporcionalidad (varía ligeramente de un lugar de la Tierra a otro). Cuando 1 kg de masa es atraído por la fuerza de la gravedad normal $9,8 \text{ m/s}^2$ tenemos por definición 1kg-fuerza (peso) que es lo medible en los instrumentos (balanza).

VOLUMEN

El volumen es el espacio tridimensional (ancho x largo x alto) que ocupa un cuerpo. La unidad de longitud del SI es el metro (m) y la unidad derivada del SI para el volumen es el metro cúbico (m^3). No obstante, en química también se trabaja con submúltiplos como el centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3).

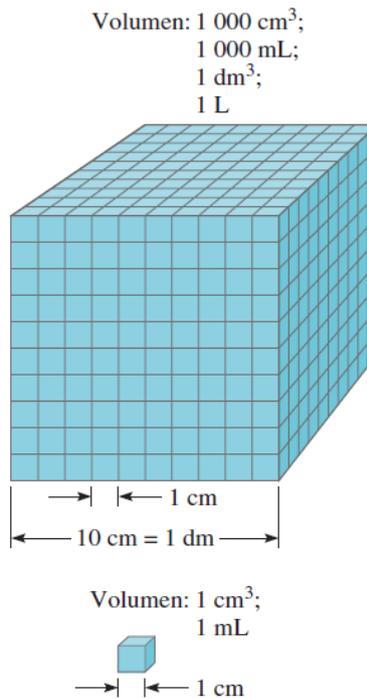
$$1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

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

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

centímetros cúbicos (1000 cm^3). Por lo tanto, un mililitro es equivalente a un centímetro cúbico.

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1000 \text{ mL} \\ &= 1000 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$



DENSIDAD:

La densidad (D) es la cantidad de masa que se encuentra contenida en una unidad de volumen determinado. Se expresa en unidades de masa sobre unidades de volumen:

$$D = \frac{m}{V}$$

El valor de densidad más conocido es el del agua ($D: 1 \text{ g} / \text{mL}$), ya que un gramo (1 g) de agua ocupa un volumen de un mililitro (1 mL). La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre el volumen que ocupa permanece inalterada para un material dado.

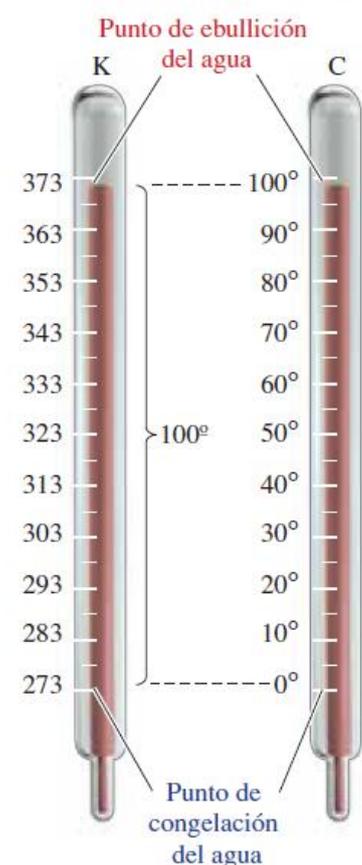
CALOR Y TEMPERATURA

El calor es una forma de energía contenida en un sistema material y que fluye de manera espontánea de un cuerpo a otro de menor temperatura. La temperatura es una magnitud física que expresa la diferencia de calor entre dos sistemas materiales, donde uno de ellos es tomado como referencia. En otras palabras, la temperatura se puede definir como la medida de la intensidad del calor. El calor está íntimamente relacionado con la cantidad de energía cinética que poseen las partículas de un cuerpo. Si la energía cinética es baja, las partículas del cuerpo tendrán poco movimiento y, por lo tanto, manifestarán poco calor (es decir, estarán más “fríos”). Por el contrario, si la energía cinética es elevada, las partículas del cuerpo presentarán un movimiento acelerado y caótico y manifestarán una temperatura elevada.

La medida de la temperatura de un cuerpo se realiza con un termómetro (*thermos*: calor, energía; *metron*: medida). En general, se utilizan dos escalas de temperatura “centígradas” (dividida en 100 unidades): la escala Celsius (o centígrada propiamente dicha) y la escala Kelvin (o absoluta).

La escala Celsius marca una temperatura de 0°C para el punto de congelación del agua y 100°C para el punto de ebullición del agua. De manera similar, la escala Kelvin marca $273,15\text{ K}$ para el punto de congelamiento del agua y $373,15\text{ K}$ para el punto de ebullición del agua. En la gráfica se observan de manera comparativa ambas escalas.

La escala Kelvin se denomina absoluta debido a que contempla el punto en el que la materia debería experimentar, teóricamente, un descenso total de la energía cinética de sus partículas. La relación matemática entre ambas escalas permite “traducir” o transformar los valores de temperatura registrados en una hacia la otra:



$$K = ^\circ C + 273,15$$

$$^\circ C = K - 273,15$$

FACTOR UNITARIO DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

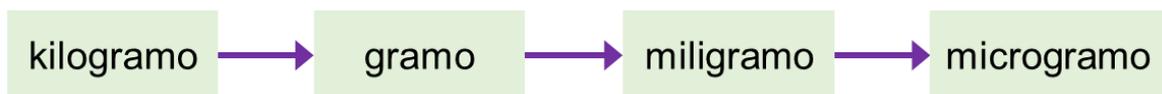
Muchos procesos físicos y químicos pueden describirse a través de relaciones numéricas. Como en química se utilizan magnitudes muy grandes o muy pequeñas, y las magnitudes tienen equivalencias entre sí, se puede establecer un sistema de “traducción” de unidades de un sistema a otro o de una unidad de medida a otra equivalente a través de factores de conversión.

Ejemplo: Expresar 0,5 kilogramos (0,5 kg) en microgramos (\square g).

Estrategia: Primero, escribimos las unidades que queremos conocer, precedidas por un signo de interrogación e igualamos lo que tenemos como dato:

$$\text{¿? } \mu\text{g} = 0,5 \text{ kg}$$

Luego, se establece el camino de conversión de las unidades dadas a las unidades solicitadas:



Se procede a realizar los cálculos, partiendo desde el dato conocido:

$$\text{¿? } \mu\text{g} = 0,5 \text{ kg} * \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} * \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} * \frac{1000 \mu\text{g}}{1 \text{ mg}}$$

Debe notarse que en las fracciones hay una unidad de medida que se encuentra en la parte superior de la fracción (numerador) y la otra en la parte inferior (denominador). Debido a que los factores unitarios representan operaciones de multiplicación y de división, y estas operaciones son “contrarias” entre ellas, las unidades con igual símbolo que se encuentran en

lados opuestos de la fracción, se cancelan y la que queda sin cancelar debe ser la unidad del resultado buscado:

$$\cancel{\text{unidad dada}} * \frac{\text{unidad deseada}}{\cancel{\text{unidad dada}}} = \text{unidad deseada}$$

$$¿? \mu\text{g} = 0,5 \cancel{\text{kg}} * \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{kg}}} * \frac{1000 \cancel{\text{mg}}}{1 \cancel{\text{g}}} * \frac{1000 \mu\text{g}}{1 \cancel{\text{mg}}}$$

Realizando las operaciones respectivas (multiplicar los valores en los numeradores, dividir los valores entre los denominadores), se obtiene el resultado final:

$$¿? \mu\text{g} = 0,5 * (1000 \div 1) * (1000 \div 1) * (1000 \div 1) \mu\text{g}$$

$$¿? \mu\text{g} = 500000000 \mu\text{g}$$

$$0,5 \text{ kg} = 5 \times 10^8 \mu\text{g}$$

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA:

La materia se encuentra fundamentalmente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso, de los que se estudiarán sus características principales.

Estado sólido: Las partículas poseen una energía cinética muy baja, razón por la cual se organizan una al lado de otra, aunque no en contacto (recordemos que entre una partícula y otra existe únicamente espacio vacío). En este estado, la materia es rígida y conserva su forma aun cuando se ejercen sobre ella grandes fuerzas. No varía su volumen de manera considerable con los cambios de presión y temperatura. Las unidades de materia se unen entre sí porque las fuerzas de atracción o cohesión son mayores que las de movimiento o repulsión. Las partículas ocupan posiciones definidas determinando un estado altamente ordenado, generalmente formando una estructura.

Las propiedades del estado sólido se pueden resumir en:

- Tienen forma y volumen constantes.
- Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.
- No se pueden comprimir, pues no es posible reducir su volumen presionándolos.
- Se *dilatan*: aumentan su volumen cuando se calientan, y se *contraen*: disminuyen su volumen cuando se enfrían.

Estado líquido: La energía cinética de las partículas es mayor que en el estado sólido, por lo tanto, las partículas se encuentran esparcidas en un volumen mayor sin seguir ninguna estructura; esta característica les permite fluir y adaptarse a la forma de un recipiente que los contenga. El fluido no tiene una forma específica y no puede ser comprimido. Las fuerzas de cohesión todavía superan a las de repulsión.

Las propiedades del estado líquido pueden resumirse en:

- No tienen forma fija pero sí volumen.
- Presentan variabilidad de forma y propiedades muy específicas.
- Adoptan la forma del recipiente que los contiene.
- Fluyen o se escurren con mucha facilidad si no están contenidos en un recipiente; por eso se los denomina fluidos.
- Se dilatan y contraen como los sólidos.

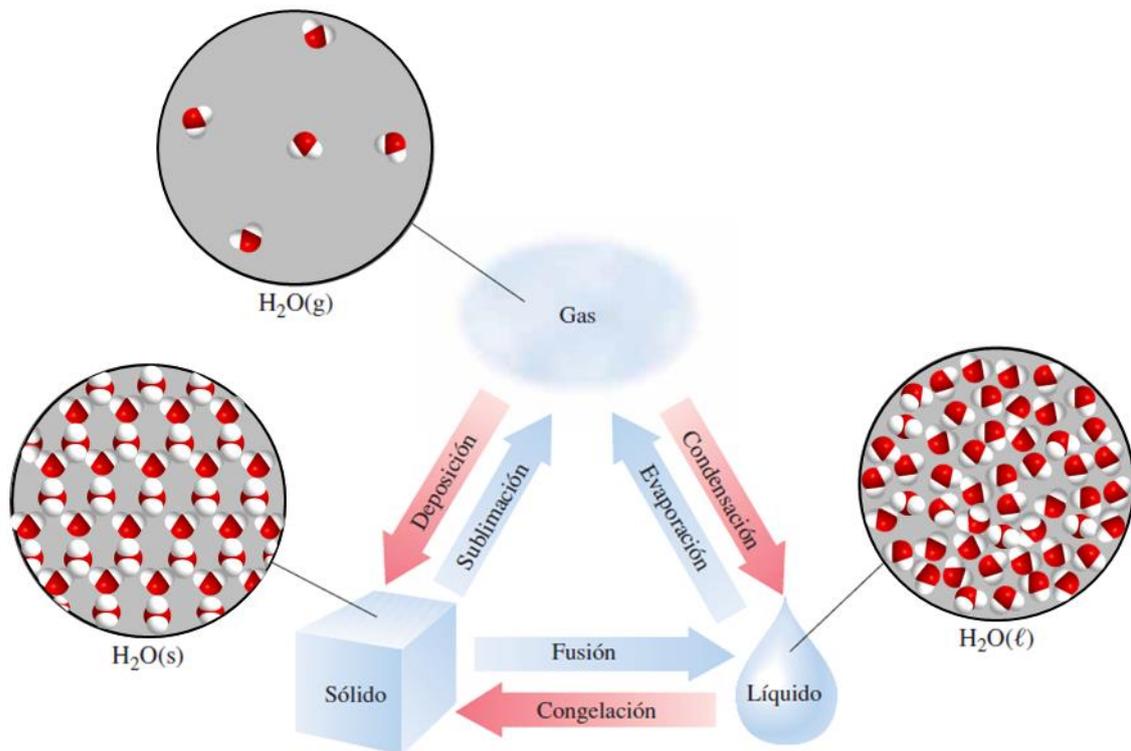
Estado Gaseoso: Las partículas poseen una elevada energía cinética, lo que les permite estar muy separadas entre sí y chocar unas con otras de una forma desorganizada, independiente y aleatoria. Las fuerzas de atracción entre las partículas son prácticamente despreciables, lo que permiten que puedan ocupar espacios grandes libremente sin chocar entre ellas y, por lo tanto, no tienen ni volumen ni forma fijas. Debido a esta gran separación entre las partículas, los gases se pueden comprimir para que ocupen un volumen mucho más estrecho, o pueden expandirse para que ocupen un volumen mucho mayor.

En resumen:

- No tienen forma ni volumen fijos.
- Experimentan gran variación de volumen al cambiar las condiciones de temperatura y presión.
- Adopta el tamaño y la forma del lugar que ocupa, ocupando todo el espacio del recipiente.
- Se pueden comprimir con facilidad, reduciendo su volumen.
- Se difunden y tienden a mezclarse con otras sustancias gaseosas, líquidas e, incluso, sólidas. También son denominados fluidos.
- Se dilatan y contraen como los sólidos y líquidos.

CAMBIOS DE ESTADO

De manera frecuente en la naturaleza hay sustancias que se presentan en estados distintos, como por ejemplo el agua, que la podemos ver en su estado líquido fluyendo en los ríos, en los lagos y el mar; sólida en los glaciares y en forma de nieve o en su estado gaseoso en las nubes. Los cambios de estado son las transformaciones físicas que se pueden producir entre estos tres estados conduciendo al pasaje de uno a otro. Las mismas se representan en la siguiente figura:



Los cambios de estado se pueden producir modificando las variables presión y temperatura. Por ejemplo, agregando calor se puede pasar del estado sólido al líquido primero y luego al estado gaseoso; quitando calor se puede llevar a cabo el proceso inverso (de gas a líquido y luego al sólido).

Aumentando la presión se puede pasar de gas a líquido sin variar la temperatura (compresión); disminuyendo la presión se lleva a cabo el proceso inverso; líquido a gas (expansión).

Resumiendo, los cambios de estado pueden denominarse:

- *Sólido a líquido*: Fusión
- *Líquido a sólido*: Solidificación, congelamiento o cristalización
- *Líquido a gas*: Vaporización, evaporación o ebullición.
- *Gas a líquido*: Condensación, licuación o licuefacción.
- *Sólido a gas*: Sublimación, volatilización o vaporización.
- *Gas a sólido*: Desublimación, sublimación inversa o deposición.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Número atómico:

La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo es el número atómico, y se representa por la letra Z. Es el que distingue a un elemento químico de otro.

Número másico:

La cantidad total de partículas nucleares que contiene un átomo se conoce como número másico, representado por la letra A.

La relación entre el número atómico (Z) y el número másico (A) se establece a través de la siguiente ecuación:

$$A = p^+ + n = Z + n$$

$$Z = p^+$$

$$A - Z = n$$

donde p^+ es el número de protones y n el número de neutrones.

Iones:

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ion con carga neta positiva.

Por otra parte, un anión es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones.

Peso atómico – Masa atómica:

Para poder cuantificar la masa de las partículas atómicas se buscó una unidad de peso acorde al tamaño de las mismas. En 1961 la IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry o Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, acordó utilizar un nuevo patrón: el isótopo del carbono de número másico 12 (conocido como ^{12}C ó como Carbono-

12), al que se le adjudicó la masa atómica exacta de 12 uma. De esta manera, el que el cloro tenga, por ejemplo, un peso atómico de 35,45, significa que sus átomos son 35,45 veces más pesados que $1/12$ del átomo de ^{12}C .

Isotopos: Igual Z pero distinto número de neutrones (por lo tanto distinto A)

Isobaros: Igual A pero distinto Z

Isotonos: Igual N distinto A y distinto Z

En definitiva, hay que considerar que:

El **peso atómico** (A) de un elemento es un peso relativo, comparado con el peso de un átomo de ^{12}C .

El peso atómico de un elemento es, en realidad, el peso atómico medio de todos los isótopos de ese elemento, teniendo en cuenta la cantidad relativa de cada isótopo, tal como se presenta dicho elemento en la naturaleza (abundancia relativa). En compuestos, habremos de referirnos a peso molecular (PM), definido como la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen su molécula.

Mol:

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de materia, una de las magnitudes físicas fundamentales del SI y es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (partículas), como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C .

Molécula:

La molécula es la unidad constituyente de una sustancia pura, es la menor porción de materia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra, y conserva las propiedades del todo.

Peso molecular:

El Peso Molecular (PM) de una sustancia compuesta es la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. La atomicidad es el

número de átomos de cada elemento presentes en la molécula. El número de átomos está determinado por el subíndice que acompaña al elemento en la fórmula del compuesto.

Número de Avogadro:

Los pesos atómicos relativos expresados en gramos se los define como 1 mol y contienen un número determinado de unidades de materia denominado Número de Avogadro que tiene un valor de $6,023 \times 10^{23}$ partículas.

SISTEMAS MATERIALES:

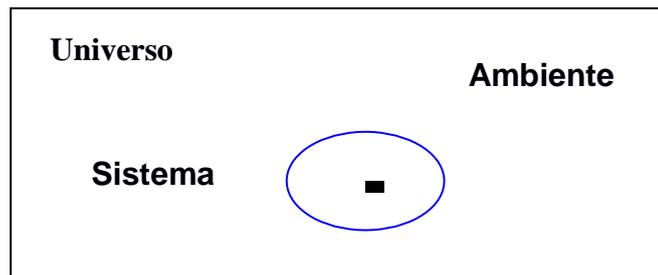
Un sistema puede ser cualquier objeto, cualquier cantidad de materia, cualquier región del espacio, etc., seleccionado para estudiarlo y aislarlo (mentalmente) de todo lo demás, lo cual se convierte entonces en el entorno del sistema.

Por lo tanto, un sistema material es la porción de espacio o materia limitada por una superficie real o imaginaria, que se aísla para su estudio.

La envoltura imaginaria que encierra un sistema y lo separa de sus inmediaciones (entorno) se llama *frontera o pared* del sistema y puede pensarse que tiene propiedades especiales que sirven para: a) *aislar* el sistema de su entorno o para b) *permitir la interacción* de un modo específico entre el sistema y su ambiente.

La frontera puede ser fija o móvil. La frontera es la superficie de contacto entre la frontera y sus alrededores. En términos matemáticos, la frontera tiene espesor cero y, por lo tanto, no puede contener masa ni ocupar volumen en el espacio.

El sistema y su entorno forman el *universo*. Llamamos *sistema, o medio interior*, la porción del espacio limitado por una superficie real o ficticia, donde se sitúa la materia estudiada. El resto del universo es el *ambiente*. Es decir, ambiente, es todo lo que rodea al sistema. La distinción entre sistema y entorno es arbitraria: el sistema es lo que el observador ha escogido para estudiar.



La pared limita la región del espacio (materia interior) del ambiente (materia exterior). Pueden existir distintas interacciones entre un sistema y el medio ambiente, estas son:

- Intercambio de materia
- Intercambio de energía:
 - Térmica
 - Trabajo

El tipo de pared que rodea al sistema determina el intercambio que se produce con el medio ambiente, así, por ejemplo:

- **Pared impermeable:** No permite el intercambio de materia.
- **Pared permeable:** Permite el paso de materia.
- **Pared rígida:** No permite cambios en el volumen del sistema (no se intercambia trabajo por cambio de volumen).
- **Pared deformable:** Permite el intercambio de trabajo por cambio de volumen.

Otro tipo de intercambio de materia o trabajo por cambio de volumen es la transferencia de energía térmica debido a la diferencia de temperatura (propiedad termodinámica).

- **Pared adiabática:** No permite el intercambio de energía térmica.
- **Pared diatérmica:** Permite el intercambio de energía térmica.

Sistema aislado es aquel que no puede intercambiar materia ni energía con su entorno. Para que un sistema sea aislado, el volumen de control debe estar limitado por paredes impermeables, rígidas y adiabáticas. Por ejemplo, agua caliente en un termo.

Sistema cerrado es el que sólo puede intercambiar energía con su entorno, pero no materia. Por ejemplo, una bolsa de agua caliente.

Sistema adiabático es el que no intercambia energía con el medio ambiente, y puede intercambiar materia. Un recipiente con agua, que se evapora en contacto con el aire.

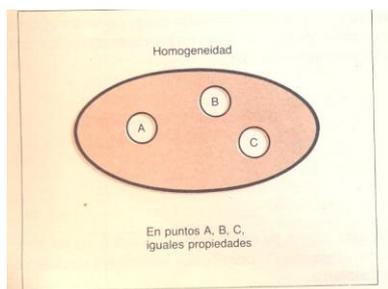
Sistema abierto es donde se intercambia materia y energía, generalmente en forma de calor, con el entorno. Por ejemplo, agua hirviendo en una olla abierta.

SISTEMAS MATERIALES HOMOGÉNEOS Y HETEROGÉNEOS

La clasificación de sistemas materiales descrita anteriormente obedece a hechos observables en la superficie de contacto del sistema, y su relación con el ambiente.

Si se tienen en cuenta las propiedades de los sistemas, se adopta otro criterio, clasificándolos según el cual hay dos posibilidades.

- Sistema homogéneo, en el cual las propiedades son idénticas en toda su masa
- Sistema heterogéneo, donde no hay propiedades idénticas en toda su masa



Sistema homogéneo

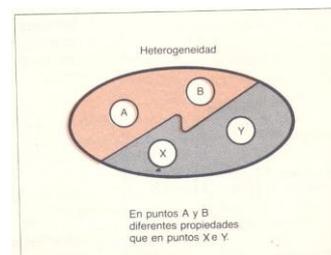


Figura N° 6: Sistema heterogéneo

Como ejemplos de sistemas homogéneos podemos mencionar el agua pura, alcohol disuelto en agua, aire, dentro de una habitación, una moneda, etc. En relación a sistemas heterogéneos, tenemos la sal de cocina y arena, ambas en estado sólido, el granito roca compuesta de cuarzo, feldespato y mica); nafta y agua; agua vapor y hielo dentro de un mismo recipiente, etc.

Con respecto al ejemplo del sistema nafta agua, podemos observar dos zonas bien definidas separadas por una línea; la nafta en la parte superior y el agua en la parte inferior; cada una de esas capas constituye una fase, y la línea o superficie de separación entre ambas capas se denomina interfase.

Por lo tanto, podemos decir que una *fase* es una parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes del mismo, está separada de esas partes por un límite bien definido, que constituye la *interfase*.

Por ello podemos decir que los sistemas homogéneos están formados por una sola fase; y los sistemas heterogéneos por dos o más fases.

Un sistema intermedio entre estos es el *sistema material inhomogéneo*, que es aquel en el cual los valores de las propiedades intensivas son distintos en diferentes partes del sistema, pero éstas partes no se encuentran separadas unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Ejemplos: aire, agua con agregado de una solución coloreada y sin agitar.

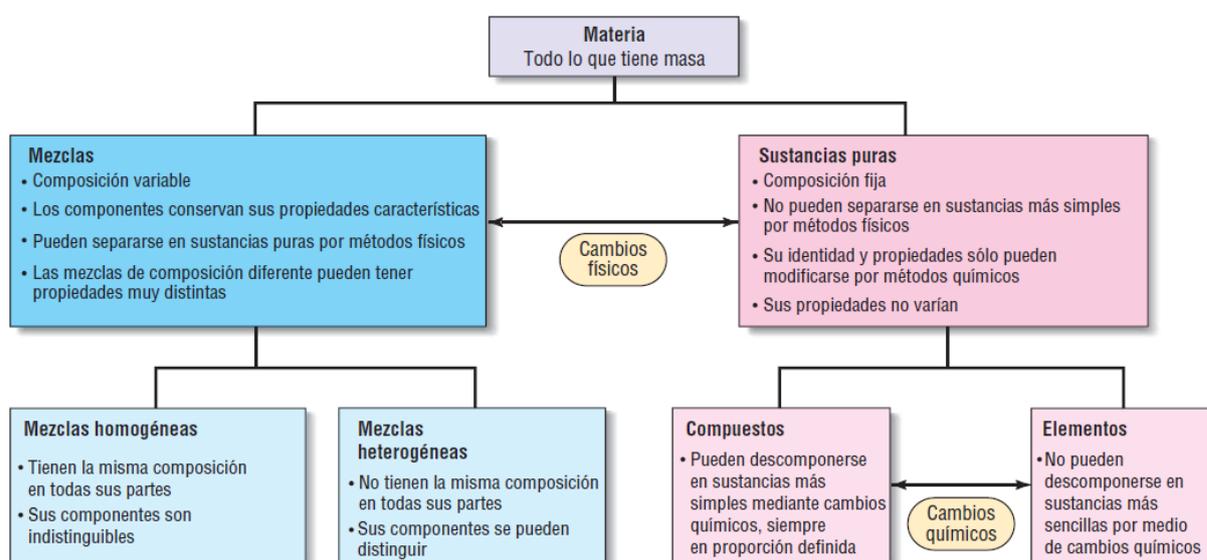
MEZCLA Y COMBINACIÓN

Se llama *sustancia pura* a un único material puro que se presenta solo, puede ser simple (todos sus átomos son idénticos) o compuesta (está integrada por elementos específicos, enlazados unos con otros y que presentan una proporción definida).

Cuando en un sistema material se mezclan al azar una o dos sustancias puras, se obtiene una *mezcla*.

Si como resultado de una mezcla se obtiene un sistema heterogéneo, se la denomina *mezcla heterogénea*; si por el contrario se obtiene un sistema homogéneo, se lo denomina *solución*.

Si bien las sustancias puras generalmente forman sistemas homogéneos, esto se limita las situaciones donde las mismas están en un solo estado; de lo contrario, forman un sistema heterogéneo; por ejemplo, el agua en estado líquido forma un sistema homogéneo; pero en el punto triple donde coexisten los estados gas, líquido y sólido, forma un sistema heterogéneo. En ese caso se dice que hay tres fases (sólida, líquida y gaseosa) y una sustancia pura (agua).



SOLUCIONES

Las soluciones son sistemas materiales mezcla homogéneos, que se pueden fraccionar en sus componentes. Los componentes aislados a su vez son sustancias puras.

El componente que se encuentra en mayor cantidad se llama *solvente*, y el que se encuentra en menor cantidad se denomina *soluto*.

La **concentración** de una solución es la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o solución que hay en una solución.

Se denomina solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente a la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

La dilución de una solución es el proceso por el cual una disolución disminuye su concentración por el agregado de solvente puro o de una disolución menos concentrada que la solución a diluir.

Unidades de concentración

Existen diferentes maneras de expresar la concentración de una solución. Algunas unidades de concentración expresan la cantidad de soluto y solvente utilizando unidades de masa o volumen de sustancia, mientras que otras utilizan el concepto de mol.

Unidades de concentración que utilizan masa y volumen (físicas):

- Gramos por litro: g/L. Expresa los gramos de soluto en 1 litro de solución.
- Porcentaje en masa: % m/m. Expresa los gramos de soluto en 100 gramos de solución. Se utiliza cuando la solución es preparada en balanza, midiendo las cantidades de soluto y solvente en gramos.
- Porcentaje en volumen: % m/v. Expresa los gramos de soluto disueltos en 100 mililitros (mL) de solución. Se utiliza cuando la solución es preparada pesando en balanza el soluto y disolviendo la misma en el solvente hasta alcanzar un volumen final determinado.

Unidades de concentración que utilizan mol (químicas):

- Molaridad: M. Expresa la cantidad de moles de soluto en 1 litro de solución.
- Molalidad: m. Expresa la cantidad de moles de soluto en 1 Kg de solución.

Teniendo en cuenta los pasajes de unidades (de mL a L) y que la densidad permite la conversión de masa a volumen y viceversa, los pasajes entre unidades de concentración pueden resumirse como sigue:

Métodos de separación de sustancias:

Cuando en la naturaleza se encuentran presentes distintas sustancias puras en forma de mezcla, ya sea heterogénea o solución, es necesario a veces obtenerlas en forma pura o prácticamente

pura, por interés comercial. Por ello se llevan a cabo distintos procedimientos de separación de sustancias.

Cuando un sistema es heterogéneo se utilizan *métodos mecánicos*; y cuando es homogéneo, *métodos de rectificación*.

Métodos mecánicos:

Se utilizan cuando el sistema es heterogéneo; algunos ejemplos son:

- ***Tamización:***

Se emplea cuando el sistema heterogéneo está formado por fases sólidas con partículas de distinto tamaño. Las más grandes quedan retenidas; mientras que las más pequeñas atraviesan el tamiz. Ejemplo: arena y piedra.

- ***Filtración:***

Se emplea cuando el sistema heterogéneo está formado por una fase sólida y otra líquida. El sólido queda retenido en el material filtrante, mientras que el líquido atraviesa el mismo. El proceso se puede acelerar con presión sobre el líquido a filtrar o trabajando a vacío en el recipiente.

- ***Levigación:***

Se emplea para separar distintas fases sólidas de distinta densidad; por ejemplo, para separar el oro de las arenas auríferas se hace pasar sobre el sistema una corriente de agua que arrastra el componente más liviano (arena) y deja el más pesado (oro).

- ***Decantación:***

Se emplea para separar las fases sólidas de un sistema constituido por líquidos de distinta densidad, insolubles entre sí. Se deja el sistema en reposo por un tiempo; la fase menos densa sobrenada, mientras que la más pesada se deposita en el fondo del recipiente. Se emplean recipientes especiales (ampollas de decantación). Ejemplo: aceite (fase liviana) y agua (fase pesada).

- ***Sedimentación:***

Se emplea para separar una fase sólida insoluble en un líquido y de mayor densidad que éste. Se deja el sistema en reposo; el sólido sedimenta y se acumula en el fondo del recipiente; el líquido sobrenadante se puede separar luego por decantación. Para acelerar el proceso se puede someter el proceso a la acción de una fuerza centrífuga (*centrifugación*). Ejemplo: arena y agua.

Como resultado de los métodos de separación mencionados los sistemas homogéneos se pueden separar en las fases o sistemas homogéneos que lo constituyen.

Métodos de rectificación:

Se utilizan cuando la fase homogénea está formada por más de un componente puro. Algunos ejemplos:

- ***Destilación simple:*** Permite separar sustancias en fase a sus diferentes puntos de ebullición (diferencia de volatilidad). La mezcla a separar se coloca en un recipiente que se calienta hasta ebullición. Los productos más livianos se obtienen en la fase vapor, y los más pesados en la fase líquida (Ejemplo: mezcla de alcoholes y agua).

- ***Destilación fraccionada:***

Similar al anterior, se emplea cuando las volatilidades son parecidas o se quieren obtener los productos con alto grado de pureza. Se coloca un dispositivo llamado columna de contacto continuo para mejorar la separación.

- ***Evaporación:***

Similar a la destilación, simple; el vapor generalmente está formado por un solvente puro; y queda en el hervidor un sólido que se concentra. Ejemplo; obtención de agua pura a partir de agua de mar.

- ***Cristalización:***

Permite separar al sólido de un líquido, siempre que aquel tenga la propiedad de cristalizar. Se evapora el líquido y deja el líquido concentrado en reposo. Al cabo de un tiempo aparecen los cristales en el recipiente.

ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATERIA

Las ideas modernas acerca de la estructura de la materia empezaron a tomar forma a principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. El concepto individual más importante es el de átomo partícula fundamental de la materia por ser la unidad básica constituyente de todas las sustancias.

En 1808 el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos. Su trabajo marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
- Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos. En las reacciones químicas se ponen en juego los electrones de los átomos (pérdida, ganancia o reacomodación)

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO:

El átomo está constituido por partículas más pequeñas, denominadas subatómicas. Las más importantes para la química son los protones, neutrones y electrones. Los protones y neutrones constituyen el núcleo del átomo.

Los electrones y los protones están dotados de carga de la misma magnitud, pero de sentido opuesto. Los electrones tienen carga negativa y los protones carga positiva.

Número atómico:

La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo es el número atómico, y se representa por la letra **Z**. Es el que distingue a un elemento químico de otro.

Número másico:

La cantidad total de partículas nucleares que contiene un átomo se conoce como número másico, representado por la letra **A**.

La relación entre el número atómico (**Z**) y el número másico (**A**) se establece a través de la siguiente ecuación:

$$A = p + n = Z + n \qquad Z = p \qquad A - Z =$$

donde **p** es el número de protones y **n** el número de neutrones.

Iones:

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ion con carga neta positiva.

Por otra parte, un anión es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones.

Peso atómico – Masa atómica:

Para poder cuantificar la masa de las partículas atómicas se buscó una unidad de peso acorde al tamaño de las mismas. En 1961 la IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry o Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, acordó utilizar un nuevo patrón: el isótopo del carbono de número másico 12 (conocido como **¹²C** ó como Carbono-12), al que se le adjudicó la masa atómica exacta de 12 uma. De esta manera, el que el cloro tenga, por ejemplo, un peso atómico de 35,45, significa que sus átomos son 35,45 veces más pesados que 1/12 del átomo de ¹²C.

Isotopos: Igual Z pero distinto número de neutrones (por lo tanto distinto A)



Isobaros: Igual A pero distinto Z

Isotonos: Igual N distinto A y distinto Z

En definitiva, hay que considerar que:

El peso atómico (**A**) de un elemento es un peso relativo, comparado con el peso de un átomo de ^{12}C .

El peso atómico de un elemento es, en realidad, el peso atómico medio de todos los isótopos de ese elemento, teniendo en cuenta la cantidad relativa de cada isótopo, tal como se presenta dicho elemento en la naturaleza (abundancia relativa).

En compuestos, habremos de referirnos a peso molecular (**PM**), definido como la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen su molécula.

Mol:

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de materia, una de las magnitudes físicas fundamentales del SI y es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (partículas), como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C .

Molécula:

La molécula es la unidad constituyente de una sustancia pura, es la menor porción de materia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra, y conserva las propiedades del todo.

Peso molecular:

El Peso Molecular (**PM**) de una sustancia compuesta es la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. La atomicidad es el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula. El número de átomos está determinado por el subíndice que acompaña al elemento en la fórmula del compuesto.



Número de Avogadro:

Los pesos atómicos relativos expresados en gramos se los define como 1 mol y contienen un número determinado de unidades de materia denominado Número de Avogadro que tiene un valor de $6,023 \times 10^{23}$ partículas.

TABLA PERIÓDICA:

Elemento:

El hecho de que existan distintas clases de sustancias caracterizados por su número atómico nos lleva al concepto de elemento.

Tabla periódica de los elementos:

Los elementos se organizan siguiendo un esquema que hace fácil el estudio de sus propiedades: La Tabla Periódica. En ella se ubican siguiendo un ordenamiento basado en el número atómico de cada elemento, se ordena según el incremento del peso atómico.

Si se ordenan los elementos conforme aumenta su número atómico, se encuentran en forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares. Se formula la ley periódica:

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos

Las columnas verticales se conocen como **grupos** o **familias** y las líneas horizontales como **períodos**. Los elementos de un grupo tienen propiedades físicas y químicas similares, y los que se encuentran dentro de un período tienen propiedades que cambian en forma progresiva a través de la tabla.

Clasificación de los elementos según sus propiedades (metales, no metales, gases nobles metaloides), según sus nombres comunes (metales alcalinos, metales alcalinos térreos, halógenos, gases nobles, lantánidos, actínidos), según su configuración electrónica (representativos, transición d, representativos p transición interna f).

TEMA 4: CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS – BALANCE DE ECUACIONES

CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS

Número de oxidación - Enlaces químicos:

El número de oxidación es una forma de indicar el estado de carga en el que se encuentra un átomo en una determinada sustancia o especie química. Ese estado de carga depende de qué átomos están combinados.

Formulación: La comunicación en Química se realiza a través de un lenguaje propio, en donde los elementos (letras) conforman las fórmulas (palabras) de las sustancias químicas. Así la sustancia puede identificarse por su fórmula o por su nombre.

NOMENCLATURA:

Son de interés estudiar los siguientes compuestos químicos:

<u>Elemento</u>	+	<u>OXIGENO</u>	<u>OXIDO</u>	
METAL	+	OXIGENO	OXIDO BASICO	+H ₂ O HIDROXIDO
NO METAL	+	OXIGENO	OXIDO ACIDO (ANHIDRIDO)	+ H ₂ O OXOÁCIDO

<u>Elemento</u>	+	<u>HIDROGENO</u>	<u>HIDRURO</u>
METAL	+	HIDROGENO	HIDRURO METALICO
NO METAL	+	HIDROGENO	HIDRURO NO METALICO

Compuestos Binarios entre No Metales:

Sales:

.No oxigenadas

Neutras

.Acidas

Básicas

.Mixtas

BALANCE DE ECUACIONES:

Reacción química: Es un proceso por el cual a partir de una o más sustancias se obtiene otra u otras sustancias distintas a la originales.

Ecuación química: Es la manera simbólica abreviada para describir una reacción química, y deben incluir las sustancias que participan y las proporciones en que se hacen e indicar el estado de agregación de cada sustancia.

Se escriben en el primer miembro (a la izquierda) las sustancias que se consumen o Reactivos y en el segundo miembro (a la derecha) las sustancias que se forman o Productos. Los reactivos y los productos se separan por una raya o flecha.

Subíndice: indica el número de átomos presentes en cada molécula de compuesto.

Coefficiente estequiométrico: indica el número de moléculas de compuesto presentes en la ecuación.

Dado que los átomos no se crean ni se destruyen durante el curso de una reacción, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha, conservación de masa. El balance de masa es la operación que permite encontrar un conjunto de coeficientes de manera que el número de átomos de cada el mismo sea el mismo a ambos lados de la ecuación.

Tipos de reacciones:

Una forma de clasificar las reacciones es:

- De combinación
- De descomposición
- De desplazamiento
- De sustitución
- De óxido reducción.

Estequiometría:

Describe la relación entre las cantidades de sustancias intervinientes en una reacción química. El conjunto de coeficientes estequiométricos define la relación entre reactivos entre sí entre productos entre si y entre reactivos y productos.

Reactivo limitante: El reactivo limitante es el reactivo que se encuentra en menor proporción en moles que la que señala la proporción estequiométrica, de forma que, cuando él se acaba, la reacción se detiene y, por lo tanto, actúa limitando o controlando la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

Pureza y rendimiento.

La pureza de un reactivo o sustancia química indica la cantidad de sustancia pura en relación a la cantidad total de sustancia impura. Conociendo estas cantidades, puede expresarse de la siguiente manera:

$$PUREZA (\%) = \frac{\textit{gramos puros}}{\textit{gramos impuros}} \times 100$$

Por otro lado, el rendimiento en una reacción química expresa la cantidad de producto obtenido realmente luego de una reacción (masa obtenida), en relación a la cantidad estequiométrica calculada (masa experimental)

$$RENDIMIENTO (\%) = \frac{\textit{masa obtenida}}{\textit{masa experimental}} \times 100$$

A modo de ejemplo, si calculo una masa experimental de 2 g en base a la estequiometría de la reacción, pero luego de la reacción la masa obtenida es 1 g, el rendimiento es del 50% (obtuve la mitad de lo que realmente debería haber obtenido). Nota: nunca los rendimientos pueden ser mayores al 100% (estaríamos creando materia).

UCSF

FCS

Universidad Católica de Santa Fe
Facultad de Ciencias de la Salud

Bibliografía

- **ALEGRÍA, M., BOSACK, A., DAL FAVERO, A.;** *Química 1*; Editorial Santillana
- **ALEGRÍA, M., BOSACK, A., DE PRATI, A.;** *Química 2*; Editorial Santillana
- **CHANG, R., GALAGOVSKY KURMAN, L.;** *Química*; Ed. Mc Graw Hill; Edición en castellano.
- **DEL FAVRE, M. et al;** *Química Activa*; Editorial Puerto de Palos