

Primero la
Secundaria

QUÍMICA

Módulo

1

Sistemas materiales



Ministerio de Educación,
Cultura, Ciencia y Tecnología
Presidencia de la Nación

PRIMERO la
Secundaria

QUÍMICA

Módulo

1

Sistemas materiales

Contenido

Presentación

Sistemas Materiales

Propiedades de la materia

Otra forma de clasificar a las propiedades de la materia

Estados de agregación de la materia

Cambios de estado

Densidad y temperatura

Soluciones

Preparación de soluciones

Diluciones

Síntesis

Actividades

Respuestas a las actividades

Presentación

Antes de comenzar con los temas del primer módulo de Química, te acercamos algunas orientaciones para organizar el estudio.

Para repasar para el examen, te brindamos material de lectura y recursos didácticos, como videos e imágenes, que te servirán para recordar los temas que ya trabajaste en clase y encontrarás actividades que te ayudarán a concentrarte en los temas más importantes.

Te sugerimos que dediques entre una hora y media o dos, por día, al estudio y la práctica así, en una semana, alcanzarás a preparar todo el módulo.

En este primer módulo, vamos a seguir un itinerario con los temas más importantes: primero vamos a ayudarte a identificar y clasificar sistemas materiales de la vida cotidiana, también, a diferenciar sistemas homogéneos y heterogéneos. Vamos a orientarte para que puedas comprender las características propias de los estados sólido, líquido y gaseoso; y también, las diferencias entre las propiedades intensivas y extensivas, y entre propiedades físicas y químicas. Por último, repasaremos cómo se calcula la concentración de soluciones en porcentaje en masa y volumen, y te ayudaremos a comprender qué significa diluir una solución y cómo se realiza.

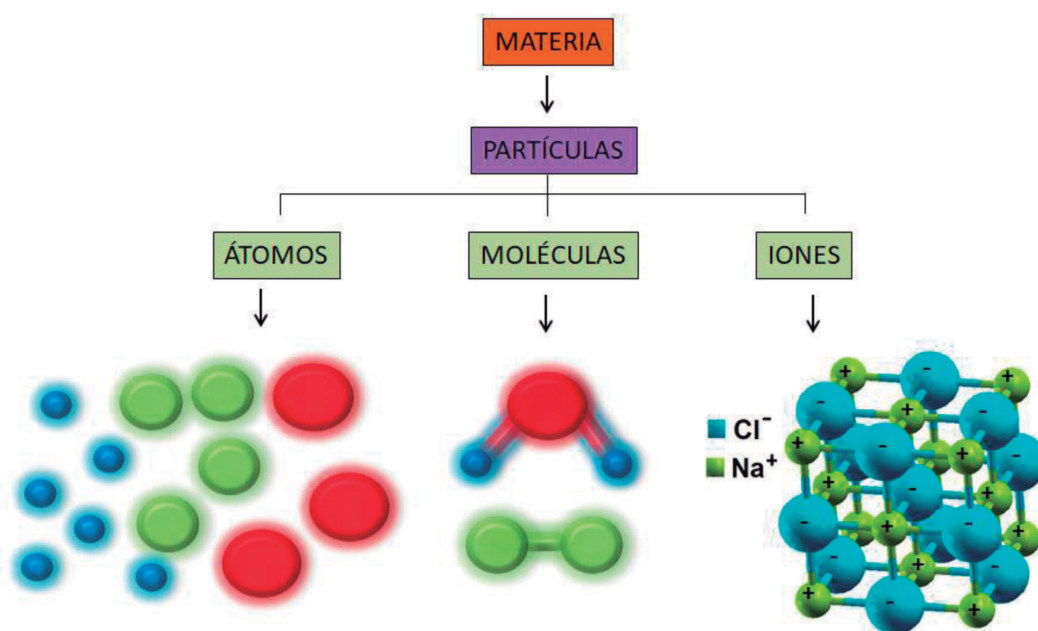
Sistemas Materiales

Muchas veces hemos oído hablar de “materia” y lo relacionamos a objetos o cosas que nos rodean. Pero... ¿cómo definen los químicos a la “materia”?

La Materia es todo lo que tiene masa y volumen. Es decir, pesa (mucho o poco, es indistinto) y ocupa un lugar en el espacio. Como ejemplos podemos mencionar: la tierra, la arena, el aire, el agua, las nubes, un cable de cobre, un vaso de vidrio, etc.

La materia se encuentra formada por **átomos**, que son partículas extremadamente pequeñas, y que generalmente se asocian para formar **moléculas**. Podemos pensar a los átomos como si fueran piezas sueltas de un juego para armar, y a las moléculas a lo que resulta de combinar esas piezas.

La materia también puede estar formada por iones, que son partículas cargadas positiva o negativamente. En el próximo módulo veremos más acerca de la materia formada por iones.



Esquema 1: La materia

Como podemos ver, las moléculas pueden ser más simples o más complejas, dependiendo de la cantidad y tipo de átomos presentes en ellas.

Para los científicos, un **sistema material**, es una porción de materia que se desea estudiar. Por ejemplo, el líquido contenido en una botella, los minerales de una montaña, la atmósfera, el interior de una célula, etc.

Llamaremos **sustancia** a un tipo de materia de composición fija, así el agua, el oxígeno, la sal de mesa, el alcohol, el benceno, etc. son sustancias.

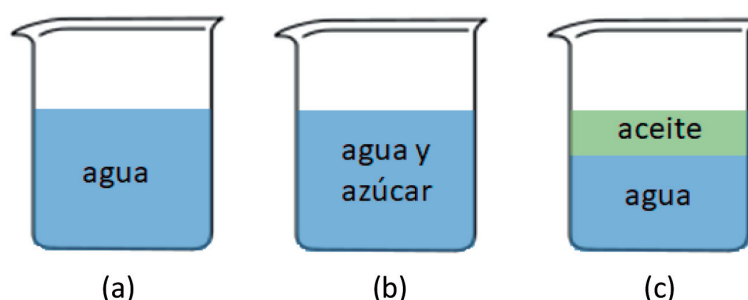
Las sustancias puras pueden ser **simples** si están formadas por un solo tipo de átomo (como el gas ozono, O_3 , presente en la atmósfera), o **compuestas** si están formadas por dos o más tipos de átomos (como el agua, H_2O).

Cuando una o más sustancias se encuentran unidas, se forma una **mezcla**. A cada una de las sustancias que forma parte de la mezcla se la llama **componente**, el cual mantiene su identidad y propiedades químicas. Por ejemplo, una mezcla de agua y sal está formada por dos

componentes, al igual que una mezcla de agua y aceite. Imaginemos los dos casos... ¿en qué se diferencian?

Las mezclas pueden clasificarse en **homogéneas** si tienen sólo una fase o **heterogéneas** si tienen más de una fase. Pero... ¿qué es una fase?

Supongamos que tenemos los siguientes sistemas ⁽¹⁾:



Los sistemas de los vasos (a) y (b) son uniformes, es decir, no se diferencian partes dentro de ellos. En el sistema (c) se observan dos partes, ambas líquidas pero una es más densa que la otra (¿cuál?) y tienen colores distintos. A cada una de las partes se la denomina **fase**.

El agua pura es un sistema homogéneo formado por un solo componente, mientras que el agua con azúcar disuelta es un sistema homogéneo formado por dos componentes, el agua y el azúcar, los dos en una sola fase.

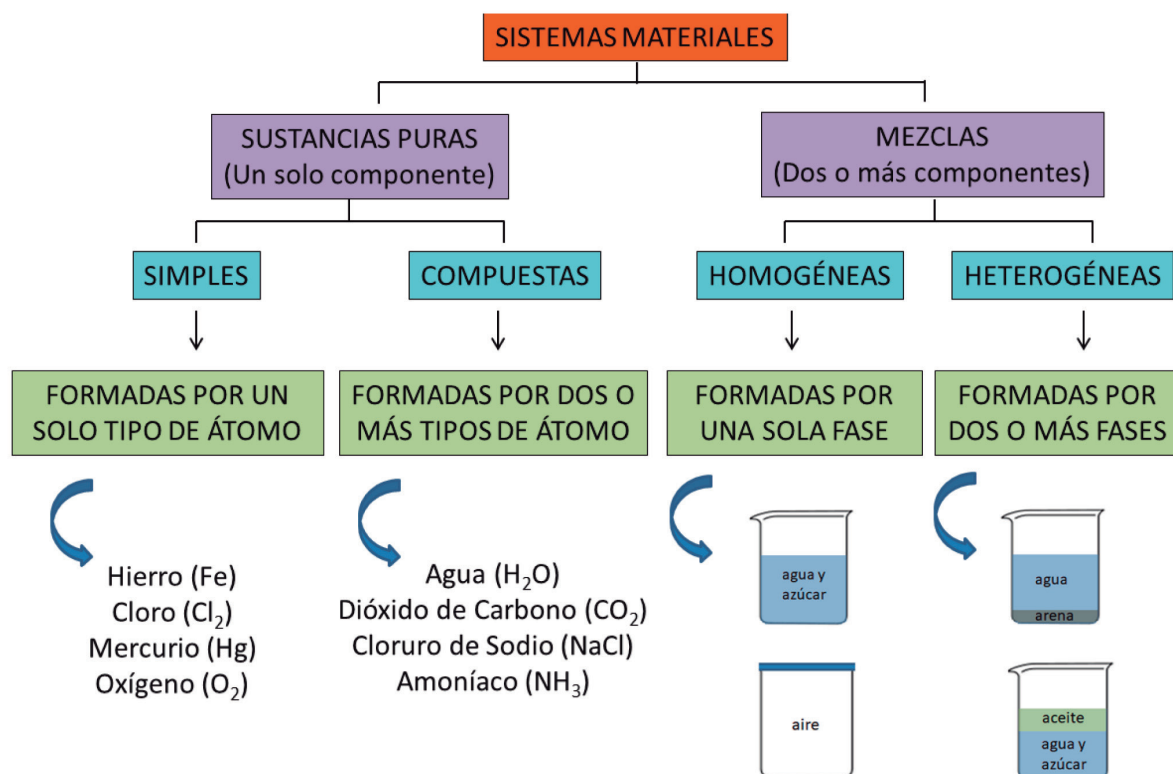
Los casos (a) y (b) corresponden a **sistemas homogéneos** y el caso (c) es un **sistema heterogéneo**. Un sistema heterogéneo presenta por lo menos dos fases.

Veamos el siguiente ejemplo: un sistema formado por agua, hielo y un corcho. Tiene tres fases, dos sólidas (el hielo y el corcho) y una líquida (el agua), y dos componentes (el agua se encuentra en dos fases: como agua líquida y como hielo).

Las mezclas homogéneas se llaman **soluciones**, y más adelante haremos algunas cuentas con este tipo de sistemas.

El siguiente esquema resume lo visto acerca de los sistemas materiales:

(1) Material EAD – DIDA



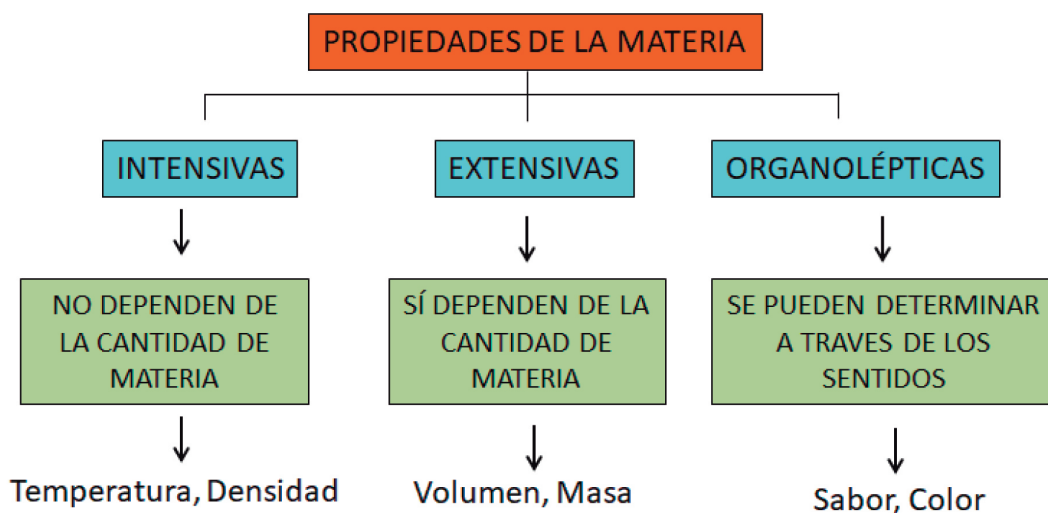
Esquema 2: Clasificación de sistemas materiales

Noten que el aire es un sistema homogéneo con dos componentes mayoritarios (Nitrógeno y Oxígeno). Toda mezcla gaseosa será un sistema homogéneo independientemente de la cantidad de componentes que posea.

Propiedades de la materia

Las propiedades de la materia se pueden clasificar en:

- **Propiedades extensivas:** son aquellas que dependen de la cantidad de materia considerada (masa, volumen, etc.).
- **Propiedades intensivas:** son aquellas que no dependen de la cantidad de materia sino de su naturaleza. Son propias de cada sustancia (conductividad eléctrica, dureza, etc.).
- **Propiedades organolépticas:** son aquellas que se pueden determinar a través de los sentidos (sabor, olor, etc.).



Esquema 3: Propiedades de la materia

La **temperatura** es una propiedad intensiva: un vaso con agua y una botella de un litro de agua tendrán la misma temperatura dentro de una heladera. La temperatura nos da una idea acerca del movimiento de las **partículas** (**átomos, moléculas o iones**) en un material. A temperaturas bajas, las partículas están más quietas y a temperaturas altas su movimiento es más significativo.

Los puntos de **ebullición** y de **fusión** son propiedades intensivas y corresponden a la temperatura a la que hierve o funde un determinado material.

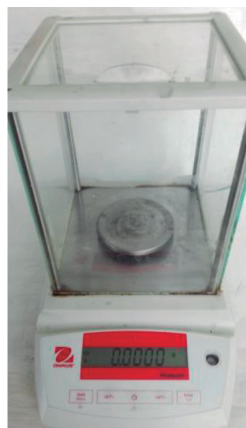
La **masa** es una magnitud física que indica la cantidad de materia que posee un cuerpo o sustancia. Se mide en gramos o cualquiera de sus múltiplos o submúltiplos.

Múltiplos			Unidad principal	Submúltiplos		
÷10	÷10	÷10		x10	x10	x10
kg	hg	dag	gramo	dm	cg	mg
kl (m ³)	hl	dal	litro (dm ³)	dl	cl	ml (cm ³)

Esquema 4: Unidades de masa y volumen

Nota: 1 m³ = 1000 litros (o 1 kl), 1 dm³ = 1 litro, 1 cm³ = 1 ml

Los instrumentos que se emplean para medir masas son las balanzas. Existen distintos tipos de balanzas, las más comunes son las electrónicas y las analíticas (de mayor precisión).



Balanza analítica



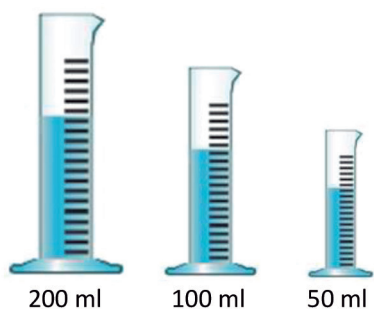
Balanza electrónica comercial

Nota: la masa de un cuerpo no es lo mismo que su peso. El peso se debe a la fuerza de atracción gravitatoria que ejerce la Tierra sobre él. Un objeto determinado (como un vaso) tiene la misma masa en la Tierra que en la Luna, ya que no cambia la cantidad de partículas que posee. Pero si pudiéramos pesar el vaso en la Luna obtendríamos un peso menor, ya que la atracción gravitatoria que ejerce la Luna sobre el cuerpo es menor que la que ejerce la Tierra.

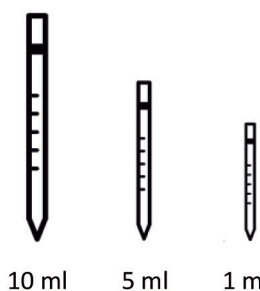
El **volumen** es una propiedad extensiva de la materia relacionada al lugar que ocupa el cuerpo en el espacio. Cuanto mayor sea el lugar que ocupa la materia, mayor será su volumen.

La masa de un cuerpo es siempre la misma aunque cambie su forma o el lugar donde se encuentre, pero su volumen depende de diversos factores, como la temperatura y la presión.

Para medir el volumen de un líquido en un laboratorio, se usan instrumentos graduados de vidrio como los siguientes:



Probetas



Pipetas

Las pipetas se usan para medir volúmenes más pequeños que las probetas.

La **densidad** es una propiedad intensiva que vincula la masa y el volumen de la materia. Se define según la siguiente ecuación:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{Ecuación (1)}$$

Donde ρ es la densidad, m la masa y V el volumen.

En el ejemplo visto del vaso de agua con aceite, el aceite se encontraba por encima del agua. Esto significa que es menos denso que el agua. Es decir, en una misma cantidad de volumen de ambas sustancias, el aceite contiene menos masa. Por la misma razón un cuerpo flota en un líquido, porque es menos denso que él (el hielo flota en el agua, pero una moneda no).

La densidad de una sustancia depende de si se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso, como veremos más adelante, y también depende de la temperatura.

Conociendo la densidad de un material podríamos resolver situaciones como la siguiente:

Un bloque de hierro ocupa un volumen de 30 cm^3 . ¿Cuál es su masa? Dato: la densidad del hierro es $7,8 \text{ g/cm}^3$.

Reemplazando los valores dados en la ecuación (1)

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \cdot V = 7,8 \text{ g} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 234 \text{ g}$$

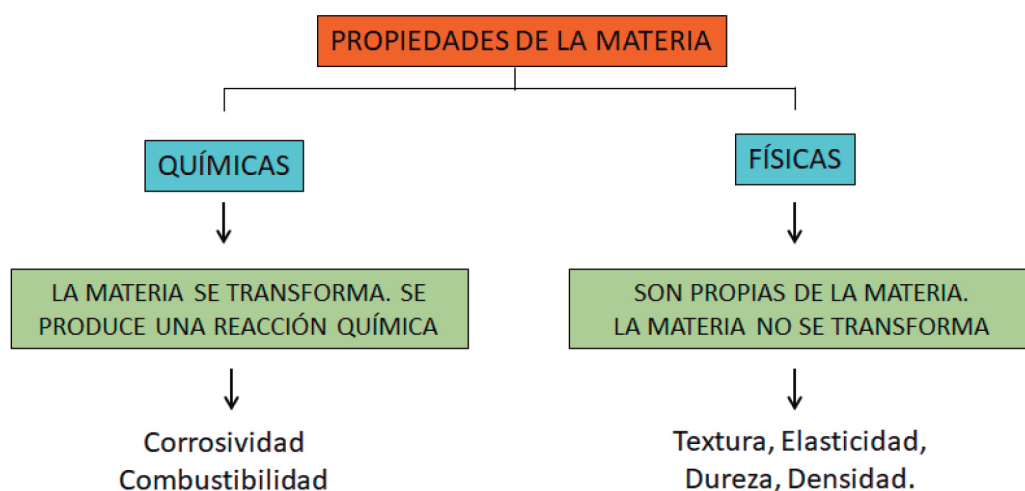
Es decir que 234 g de hierro ocupan un volumen de 30 cm^3 . El valor de la densidad del hierro nos dice que cada cm^3 de ese metal tiene una masa de 7,8 g.

Si consideramos un bloque cuyo volumen sea el doble (60 cm^3), su masa también será el doble, ya que la densidad no depende de la cantidad de materia considerada.

Otra forma de clasificar a las propiedades de la materia

Propiedades físicas son aquellas inherentes a la propia materia. Como por ejemplo: conductividad eléctrica, viscosidad (qué tan fácil “fluye” un líquido: la miel es más viscosa que el agua), densidad, etc. Noten que algunas propiedades físicas también son propiedades intensivas.

Propiedades químicas son aquellas relacionadas con la reactividad de una sustancia. Es decir, la capacidad de transformarse o modificarse a través de procesos químicos (reacciones químicas). Estos cambios implican variación en la composición de las sustancias originales. Por ejemplo: flamabilidad (que tan fácil se “queman”, es decir, reaccionan con oxígeno), corrosividad (que tan fácil se corroen o se oxidan), carácter explosivo (capacidad de generar rápidamente gases).



Esquema 5: Propiedades químicas y físicas

Estados de agregación de la materia

La materia tiene tres estados de agregación: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**.

A temperatura ambiente, podemos encontrar en estado sólido al cobre, al hierro; en estado líquido, al agua, al alcohol; y en estado gaseoso, al oxígeno, al nitrógeno, etc. En la figura 1 se representan los estados de la materia.

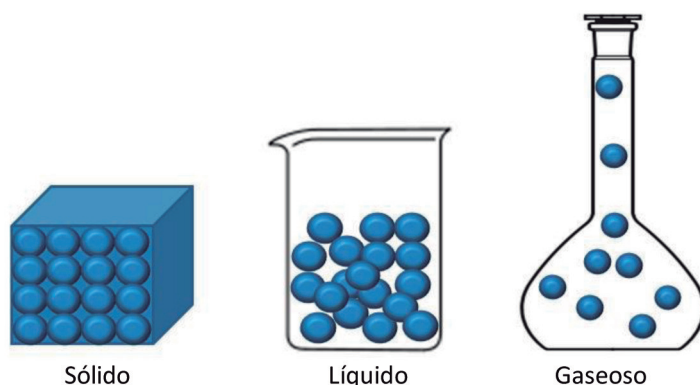


Figura 1: Estados de agregación de la materia

En el **estado sólido**, las partículas están muy próximas entre sí, aunque quedan pequeños espacios entre ellas. Existen fuerzas de atracción que las mantienen unidas y en posiciones fijas, pero pueden vibrar en esas posiciones. Un material sólido es un cuerpo con forma definida.

En el **estado líquido**, las partículas están próximas entre sí, aunque no tanto como en el estado sólido. También hay fuerzas atractivas, más débiles que en los sólidos, y toman la forma del recipiente que las contiene.

En el **estado gaseoso**, las partículas se mantienen alejadas unas de otras, las fuerzas de atracción entre ellas son muy débiles. Se mueven en todas las direcciones ocupando todo el volumen del recipiente que las contiene y chocan contra las paredes del mismo.

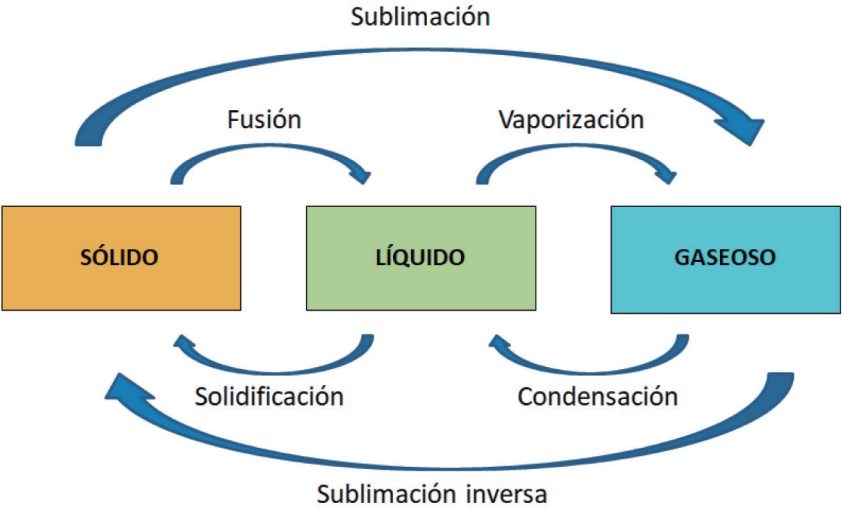
Cambios de estado

Cuando la **materia pasa de un estado de agregación a otro** se produce un **cambio de estado**.

Los cambios de estado son procesos físicos, es decir, no se modifica la naturaleza de la materia, las partículas que la componen son siempre las mismas. Lo que se modifica es su **energía cinética**, es decir, la velocidad a la que se mueven.

Si a una sustancia sólida la calentamos, las partículas que la componen adquieren mayor movilidad. Este aumento de la energía cinética puede vencer las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las partículas y pueden pasar al estado líquido. El mismo fenómeno ocurre al pasar de líquido a gas.

En el esquema 6 vemos cada uno de los nombres de los cambios de estado:



Esquema 6: Cambios de estado

En la tabla 1 se muestra una descripción de cada proceso y ejemplos:

PROCESO	CAMBIO	EJEMPLO
Fusión	Sólido a líquido	Al poner hielo o manteca a temperatura ambiente, el material absorbe calor del ambiente y se funde.
Solidificación	Líquido a sólido	Al poner agua líquida en el freezer, el líquido se vuelve sólido.
Vaporización	Líquido a gaseoso	Colgar ropa mojada para que se seque, dejar un recipiente con alcohol destapado, agua hirviendo.
Condensación	Vapor a líquido	Los vidrios de los autos se empañan ya que el vapor de agua (del aire) se encuentra con la superficie del vidrio fría y cambia de estado (condensa).
Sublimación	Sólido a gaseoso	Naftalina o dióxido de carbono sólido, CO ₂ (más conocido como hielo seco). Ambos subliman, pasan de sólido a gas sin pasar por el estado líquido.
Sublimación inversa	Gaseoso a sólido	La nieve como producto del pasaje del vapor de agua presente en la atmósfera al estado sólido

Tabla 1: Cambios de estado

Cuando el cambio de gas a líquido se da por un aumento de presión, el proceso se llama **licuación** (al envasar gas en una garrafa o gas metano en los encendedores).

Dentro de la vaporización se pueden distinguir dos fenómenos: **evaporación** y **ebullición** (Figura 2). El proceso de evaporación se produce en la superficie del líquido (como cuando dejamos un vaso con alcohol destapado a temperatura ambiente), mientras que la ebullición se produce en toda la masa del líquido (como cuando hierve el agua).

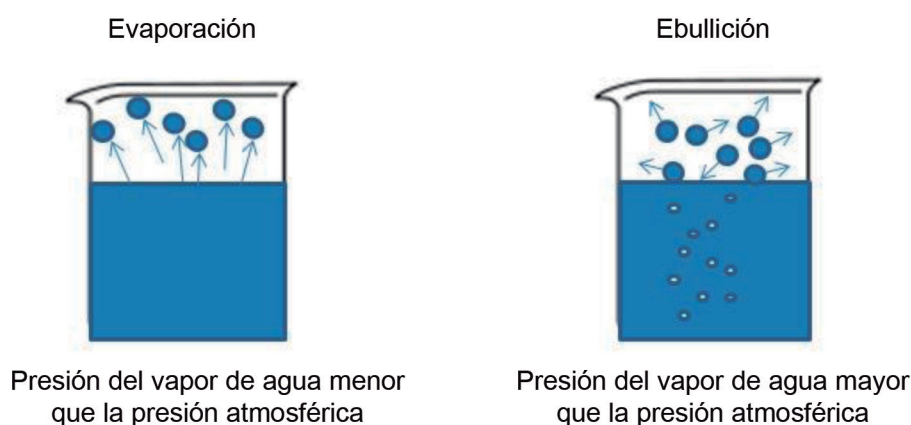


Figura 2: Evaporación y ebullición

La temperatura a la cual hierve un líquido (punto de ebullición) es una propiedad intensiva y depende de la naturaleza del líquido. El agua, a nivel del mar, hierve a 100°C y el alcohol de farmacia a 78°C. En cambio, en La Paz (Bolivia), a 3600 m sobre el nivel del mar, el agua hierve aproximadamente a 90°C. El punto de ebullición depende de la altura, ya que la presión atmosférica es distinta a alturas distintas. Recordemos que la presión atmosférica representa el peso del aire sobre la tierra.

A mayor altura, la presión atmosférica es menor, y las partículas que pasan al estado gaseoso tienen que vencer un menor peso ejercido por el aire sobre ellas. Con lo cual necesitan menos temperatura para vencer esa presión atmosférica y pasar a vapor.

Ahora, te proponemos que mires el siguiente recurso relacionado a los cambios de estado:

<https://www.educ.ar/recursos/90868/cambios-de-estado-parte-1>

Encontrarás este material en la plataforma, Página del estudiante: Recursos para el estudio / Química 1 / Cambios de estado

Densidad y temperatura

Casi todos los materiales en estado sólido tienen mayor **densidad** que en estado líquido. Esto es porque en una misma unidad de volumen, cabe mayor número de partículas que en el caso de un líquido. Las partículas de los sólidos están muy juntas, con poca movilidad y con fuertes atracciones entre sí.

En estado gaseoso, los materiales tienen menor densidad que en estado líquido y sólido, ya que las partículas están muy separadas unas de otras y tienen gran movilidad (Figura 3).

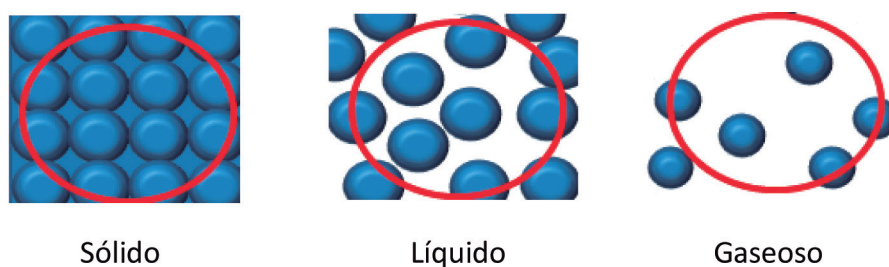


Figura 3: Densidad relativa entre estados sólido, líquido y gaseoso.

El **agua** es una sustancia particular ya que en estado sólido posee menor densidad que en estado líquido. Por eso el hielo flota en el agua líquida (Figura 4).

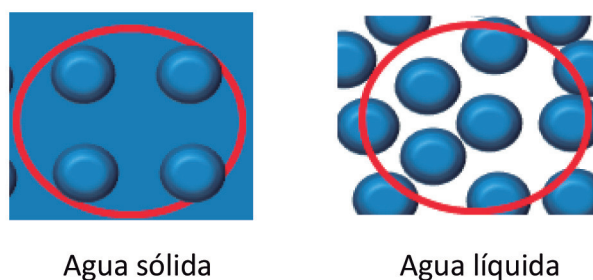


Figura 4: Densidad relativa entre agua sólida y líquida

Una particularidad muy especial del agua es que su valor máximo de densidad se encuentra a los 4°C, cuando está líquida. Este fenómeno permite la vida submarina: los peces, plantas y animales acuáticos se encuentran protegidos por las grandes masas de hielo flotantes en el océano.

Soluciones

Como vimos más arriba, una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, que no reaccionan entre sí, cuyos componentes se encuentran en cierta proporción.

Vamos a tomar el caso de soluciones compuestas por dos componentes: aquel que se encuentre en mayor proporción se lo llama solvente y aquel que se encuentre en menor proporción se lo llama soluto.

El solvente será agua para todos los casos estudiados en este módulo, y el soluto será un compuesto que se disuelve en el solvente por completo: puede ser una sal, azúcar, alcohol o cualquier compuesto que se disuelva en agua.

Las soluciones cuyo solvente es agua se denominan **soluciones acuosas**.

La **concentración de una solución** indica la cantidad de soluto que hay presente en una cantidad fija de solución. Se puede expresar de diversas maneras, entre ellas:

Porcentaje masa en masa (%m/m): indica la masa de soluto (m_{st}) presente en 100 gramos de solución. *Una solución 6 %m/m de azúcar en agua indica que cada 100 gramos de solución, 6 gramos son de azúcar (por lo tanto, 94 gramos son de agua).*

$$\text{Se define como: } \% = \frac{m}{m} = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \times 100 \quad \text{Ecuación (2)}$$

Donde m_{st} es la masa de soluto y m_{sc} es la masa de solución.

Porcentaje masa en volumen (%m/V): indica la masa de soluto presente en 100 mililitros de solución. *Una solución 10 %m/V de azúcar en agua indica que cada 100 ml de solución, 10 gramos son de azúcar.*

$$\text{Se define como: } \% = \frac{m}{V} = \frac{m_{st}}{V_{sc}} \times 100 \quad \text{Ecuación (3)}$$

Donde m_{st} es la masa de soluto y V_{sc} es el volumen de la solución.

Veamos los siguientes ejemplos:

1. Calcular la masa de un soluto que contiene 300 gramos de una solución cuya concentración es 25% m/m.

Para resolver este problema, utilizamos la ecuación (2):

$$\% = \frac{m}{m} = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \times 100 \quad \text{Reemplazando: } 25 = \frac{m_{st}}{300g} \times 100$$

Despejando la masa de soluto, se obtiene un valor de 75 gramos.

2. Calcular el %m/V de 500 ml de una solución que contiene 8 g de soluto.

Resolvemos reemplazando en la ecuación (3):

$$\% = \frac{m}{V} = \frac{8g}{500 ml} \times 100 = 1,6$$

Entonces, la concentración de la solución es 1,6% m/V.

Preparación de soluciones

Supongamos que estamos en el laboratorio y queremos preparar una solución. ¿Cómo se debe proceder? En principio, debemos contar con instrumentos de medición de masa (balanza) y volumen (probetas y pipetas). Veamos dos ejemplos:

1. Preparar 200 g de una solución de sal común en agua al 10 % (m/m) (debe tener 10 g de sal cada 100 g de solución). Como debe haber 10 g de soluto por cada 100 g de disolución, si quiero preparar 200 g de solución, necesito el doble de soluto, o sea 20 gramos.

El procedimiento a seguir es:

- 1. Colocar en la balanza un vaso de precipitados vacío (recipiente de vidrio parecido a un vaso).
- 2. Tarar la balanza (Llevar la balanza a "cero" para descontar el peso del vaso).
- 3. Agregar 20 gramos de sal.
- 4. Completar con agua hasta que la balanza marque 200 gramos.
- 5. Mezclar y homogeneizar.



Vaso de precipitados

2. Preparar 150 cm³ de disolución de azúcar en agua al 20 % (m/V)

Como debe haber 20 g de azúcar por cada 100 cm³ de solución, necesito 30 g de azúcar para 150 cm³ de solución.

El procedimiento a seguir es:

- 1. Colocar en la balanza un vaso de precipitados vacío.
- 2. Tarar la balanza (Llevar la balanza a "cero" para descontar el peso del vaso).
- 3. Agregar 30 gramos azúcar.
- 4. Buscar un recipiente que esté graduado en volumen, como una probeta de 200 ml.
- 5. Agregar el azúcar en la probeta, y completar con agua hasta 150 ml.
- 6. Mezclar y homogeneizar.

Importante para tener en cuenta:

El agua pura tiene una densidad a temperatura ambiente de 1g/cm³. Es decir que cada cm³ de agua pesa 1 gramo.

Los 150 ml de solución del ejemplo 2 no pesan 150 gramos, ya que en esos 150 ml hay 30 gramos de azúcar y el volumen necesario de agua para alcanzar 150 ml de solución. Ese volumen de agua no se conoce, ni es importante conocerlo para preparar la solución.

Diluciones

Muchas veces, en situaciones de la vida cotidiana, nos encontramos con que ciertas soluciones están muy concentradas y debemos diluirlas para su uso. Diluir una solución significa agregar agua a la misma, de manera que la concentración final sea menor a la inicial (Figura 5):

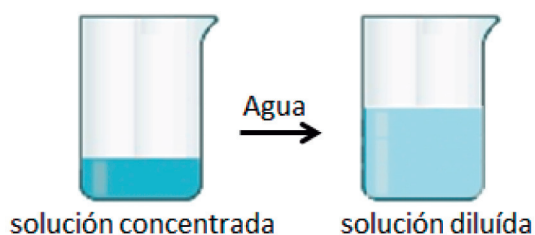


Figura 5: Dilución

Según la figura 5, la intensidad de color en las soluciones es diferente: la solución diluida tiene un color menos intenso por el agregado de agua.

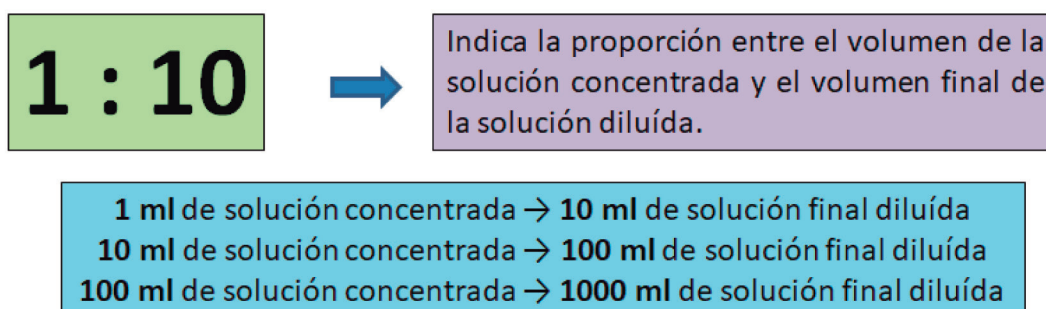
Algunos de los productos de limpieza utilizados comúnmente deben ser diluidos para su uso. Por ejemplo, la lavandina, es una solución acuosa de hipoclorito de sodio (NaClO). Hay una amplia variedad de productos que tienen diferentes concentraciones del principio activo, el hipoclorito.

Una concentración relativamente alta de NaClO en agua se encuentra alrededor de los 85g/litro de solución. Para la desinfección doméstica, suele utilizarse una solución de lavandina al 5% m/V en agua (o 50 g/litro de solución), recién preparada (ya que si se diluye con mucha anticipación pierde sus propiedades desinfectantes). Si compramos lavandina más concentrada que 5% m/V tendremos que diluirla antes de su uso. ¿Cómo debemos proceder?

Supongamos que conseguimos lavandina al 10% m/V. Debemos diluirla a la mitad para que la concentración sea 5% m/V.

Para eso, si queremos preparar un litro de solución diluida, debemos tomar 500 ml de la lavandina concentrada y completar con agua hasta alcanzar un litro de solución. Este tipo de diluciones, donde la concentración final es la mitad de la inicial, se llaman **diluciones 1:2**.

Si hiciera una **dilución 1:10**, la concentración final quedaría 10 veces menor a la inicial. Es decir, si tuviera una concentración inicial de 50% m/V, necesitaría hacer una dilución 1:10 para llegar al 5% m/V: si quiero preparar un litro de solución diluida, debo tomar 100 ml de la lavandina concentrada al 50% m/V y completar con agua hasta alcanzar un litro de solución.



Esquema 7: Dilución 1:10

La siguiente tabla muestra ejemplos con diferentes diluciones:

Solución original (%/m/V)	Concentración deseada (%/m/V)	Relación entre concentrada	Dilución requerida	Para 1 litro (1000ml) de solución final diluída	Para 1/2 litro (500 ml) de solución final diluída
10	5	$10/5 = 2$	1:2	Uso 500 ml de solución concentrada	Uso 250 ml de solución concentrada
25	5	$25/5 = 5$	1:5	Uso 200 ml de solución concentrada	Uso 100 ml de solución concentrada
50	5	$50/5 = 10$	1:10	Uso 100 ml de solución concentrada	Uso 50 ml de solución concentrada

Tabla 2: Diluciones

Nota: Nunca se debe mezclar la lavandina con otros productos de limpieza, ya que podría desprender gas cloro.

Síntesis

Se sugiere prestar especial atención a todos los esquemas presentados en este módulo:

- El esquema 1 muestra que la materia está compuesta por tres tipos de partículas: **átomos**, **moléculas** o **iones**.
- Los esquemas 2, 3 y 5 son una buena guía para:
 - La **clasificación de los sistemas materiales**: sustancias puras (simples y compuestas) y mezclas (homogéneas y heterogéneas): esquema 2.
 - La **clasificación de las propiedades de la materia** en **intensivas** y **extensivas**: esquema 3.
 - La **clasificación de las propiedades de la materia** en **físicas** y **químicas**: esquema 5.

- En el esquema 6 se encuentran los **estados de agregación** y los nombres que corresponden a los **cambios físicos** entre un estado y otro.
- Te sugerimos leer con atención el concepto de **densidad**, y qué **relación** tiene con la **temperatura**. Recordá que la densidad se define como: $\rho = m/V$
- También recordá las definiciones de las dos formas vistas para expresar la **concentración** de una solución:

- **Porcentaje masa en masa:** $\% = \frac{m}{m} = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \times 100$

- **Porcentaje masa en volumen:** $\% = \frac{m}{V} = \frac{m_{st}}{V_{sc}} \times 100$

Por último, te sugerimos mirar con atención **el esquema 7 y la tabla 2 con todos los ejemplos** presentados de diluciones.

Actividades

Para que repases los temas importantes vistos en este módulo y como una guía orientación para preparar el examen final, te proponemos que realices las siguientes actividades. Cuando las termines, podrás chequear las respuestas correctas con sus justificaciones, que encontrarás al final de este módulo. Todas las respuestas que necesitás saber son sobre los temas que estudiaste, así que, estas actividades te resultarán muy fáciles.

Actividad 1: Indicá si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas.

A. "El cloro es una sustancia simple".

☐ Verdadera ☐ Falsa

B. "Un sistema formado por medio litro de agua y tres cucharadas de arena es homogéneo".

☐ Verdadera ☐ Falsa

Actividad 2: Indicá la respuesta correcta.

A. ¿Cuál de las siguientes opciones corresponde al cambio de fase "condensación"?

Sólido a líquido

Líquido a sólido

Gas a líquido

Sólido a gas

B. Se ha comprado lavandina en el supermercado. El envase indica que la concentración es del 20% m/V. Para poder utilizarla, es necesario diluirla de manera que la concentración final sea 5% m/V. ¿Cuál es la dilución correcta que se debe hacer?

☐ 1:2

☐ 1:4

☐ 1:5

☐ 1:10

C. ¿Cuál de las siguientes opciones corresponde a un fenómeno físico?

- ☐ Combustión de metano.
- ☐ Quema de un fósforo.
- ☐ Oxidación de un metal.
- ☐ Fusión de hielo.

D. ¿Cuál de las siguientes opciones define el porcentaje masa en masa?

- ☐ Masa de soluto cada 100 g de solvente
- ☐ Masa de soluto cada 100 g de solución
- ☐ Masa de soluto cada 1000 g de solvente
- ☐ Masa de soluto cada 1000 g de solución

E. ¿Qué volumen ocupa 0,600 kg de una sustancia cuya densidad es 7,5 g/cm³?

- ☐ 80 cm³
- ☐ 12,5 cm³
- ☐ 0,08 cm³
- ☐ 1,25 cm³

Respuestas a las actividades

Actividad 1: Indicá si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas.

- **A. Respuesta correcta: "Verdadera".**

Justificación: Las sustancias simples están compuestas por un solo tipo de átomo. El Cloro (Cl_2) es una sustancia simple ya que está compuesta sólo por átomos de Cloro.

- **B. Respuesta correcta: "Falsa".**

Justificación: El sistema es heterogéneo pues se pueden ver las dos fases presentes. Una fase es el agua y otra fase es la arena.

Actividad 2: Indicá la respuesta correcta.

- **A. Respuesta correcta: "Gas a líquido".**

Justificación: el cambio de estado gas a líquido se denomina "condensación".

- **B. Respuesta correcta: "1:4".**

Justificación: la concentración final es la cuarta parte que la inicial, por eso es 1:4.

- **C. Respuesta correcta: "Fusión de hielo".**

Justificación: La fusión no cambia la naturaleza de la materia, sólo cambia de estado de agregación.

- **D. Respuesta correcta: "Masa de soluto cada 100 g de solución".**

Justificación: El porcentaje masa en masa se define como la masa de soluto presente cada 100 gramos de solución.

- **E. Respuesta correcta: "80 cm³".**

Justificación: el volumen se calcula dividiendo la masa por la densidad: $V = m/\rho = 0,6 \text{ kg} / (7,5\text{g/cm}^3) = 600\text{g}/(7,5\text{g/cm}^3) = 80\text{cm}^3$.



Ministerio de Educación,
Cultura, Ciencia y Tecnología
Presidencia de la Nación