

elementos de

**FISICA / QUIMICA**



## **Guía teórico-práctica**

Prof. Horacio A. BARBALACE

[www.barbanet.com.ar](http://www.barbanet.com.ar)

# **UNIDAD 2**

**Módulo 1: Escalas termométricas**

**Módulo 2: Estados de la materia**

**Módulo 3: Sistemas materiales**

**Módulo 4: Soluciones**

**Módulo 5: Separación de mezclas y soluciones**

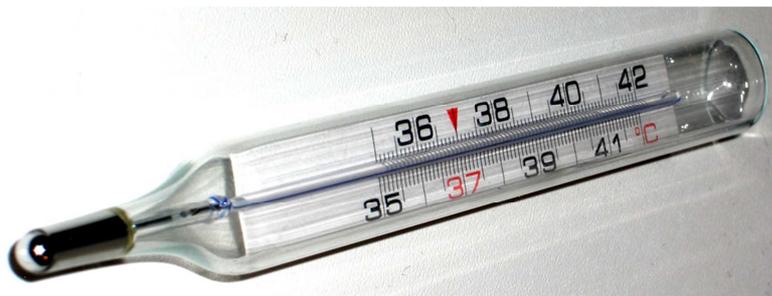
ALUMNO: \_\_\_\_\_

3º Año \_\_\_\_ División. **CURSO 201\_\_**

### 1-LA TEMPERATURA:

La Temperatura es una propiedad de la materia que está relacionada con la sensación de calor o frío que se siente en contacto con ella. Cuando tocamos un cuerpo que está a menos temperatura que el nuestro sentimos una sensación de frío, y al revés de calor. Sin embargo, aunque tengan una estrecha relación, no debemos confundir la temperatura con el calor.

Cuando dos cuerpos, que se encuentran a distinta temperatura, se ponen en contacto, se produce una transferencia de energía, en forma de calor, desde el cuerpo caliente al frío, esto ocurre hasta que las temperaturas de ambos cuerpos se igualan. En este sentido, la temperatura es un indicador de la dirección que toma la energía en su tránsito de unos cuerpos a otros.



### 2- MEDICION DE TEMPERATURAS:

La temperatura se mide en forma indirecta. El instrumento utilizado habitualmente para medir la temperatura es el termómetro. Los termómetros de líquido encerrado en vidrio son los más populares; se basan en la propiedad que tiene el mercurio, y otras sustancias (alcohol coloreado, etc.), de dilatarse cuando aumenta la temperatura. El líquido se aloja en una burbuja -bulbo- conectada a un capilar (tubo muy fino). Cuando la temperatura aumenta, el líquido se expande por el capilar, así, pequeñas variaciones de su volumen resultan claramente visibles. Hoy también se puede medir temperaturas con termómetros digitales.

### 3-ESCALAS:

Actualmente se utilizan tres escalas para medir la temperatura, la escala Celsius es la que todos estamos acostumbrados a usar, la Fahrenheit se usa en los países anglosajones y la escala Kelvin de uso científico.

**Anders Celsius** (1701-1744) fue un físico y astrónomo sueco, sus investigaciones en el campo de la astronomía fueron relevantes, sin embargo, es más conocido por ser el creador de la *escala Celsius*.

En el año **1742 inventó un termómetro de mercurio** que calibró empleando la escala Celsius (llamada centígrada hasta 1948), establecida por él. El punto correspondiente a la temperatura 0 °C coincidía con el punto de ebullición del agua, mientras que la temperatura de 100 °C equivalía a la de congelación del agua al nivel del mar.

La escala indicaba, por lo tanto, temperaturas positivas cuando descendían las temperaturas; este sentido se cambió después. Ese mismo año presentó ante la Academia de ciencias sueca su memoria sobre los puntos fijos de la escala termométrica, que contribuyó decisivamente a la aceptación del termómetro centígrado.

**Daniel Fahrenheit** (1686-1736) fue un físico e instrumentista alemán que utilizó por primera vez el termómetro de mercurio.

En su época los inviernos eran especialmente fríos en Europa Occidental, y, dadas las bajas temperaturas resultaba más práctico tomar como cero de la escala la temperatura de congelación de una mezcla anticongelante de agua y sal. Como segunda referencia eligió la temperatura del cuerpo humano, no quiso tomar el punto de ebullición del agua porque varía con la presión (el agua hierve antes en la montaña).

Una vez tomados los puntos dividió en 96 partes, con todo esto la temperatura de congelación y ebullición del agua serían 32 °F y 212 °F

**Lord Kelvin**, fue un científico británico que demostró en 1848, a la edad de 24 años, que es imposible alcanzar una temperatura por debajo de 0 K. La práctica entonces habitual de utilizar termómetros calibrados con los puntos de fusión y de ebullición del agua, presentaba el inconveniente de que esta escala es poco científica pues, no se puede asegurar que todos los grados sean iguales.

Para solucionar el problema **William Thomson (Lord Kelvin) propuso en 1848 una escala termométrica basada en la Termodinámica**. En esta escala la referencia para el cero es la temperatura más baja que se puede alcanzar (0 K) que se define como el valor de temperatura a la cual la presión de cualquier gas se anula.

Como segundo punto Thomson eligió el punto triple del agua (única temperatura a la que pueden coexistir el hielo, agua líquida y vapor de agua, en contacto entre sí) y le asignó el valor de 273,16 K.



alumno: \_\_\_\_\_

**4-EQUIVALENCIAS:**

Nombre	Símbolo	Temperaturas de referencia
Escala Celsius	°C	Puntos de congelación (0°C) y ebullición del agua (100°C)
Escala Fahrenheit	°F	Punto de congelación de una mezcla anticongelante de agua y sal y temperatura del cuerpo humano.
Escala Kelvin	K	Cero absoluto (temperatura más baja posible) y punto triple del agua.

Equivalencias			
°C a °F	$T^{\circ}\text{F} = (9/5) T^{\circ}\text{C} + 32$	°F a °C	$T^{\circ}\text{C} = (T^{\circ}\text{F} - 32) \cdot (5/9)$
°C a °K	$T^{\circ}\text{K} = T^{\circ}\text{C} + 273$	°K a °C	$T^{\circ}\text{C} = T^{\circ}\text{K} - 273$

**5-AUTOEVALUACION:**

1) ¿Qué es la temperatura?.

---



---



---

2) ¿Qué pasa cuando dos cuerpos con distinta temperatura entran en contacto?

---



---

3) ¿Cómo se mide la temperatura?

---

4) ¿Cómo es un termómetro de mercurio?

---



---



---

5) ¿Cuáles son las tres escalas termométricas?

---



---

6) Completar:

Temperatura de fusión del hielo			Temperatura de evaporación del agua		
°C	°F	°K	°C	°F	°K

7) Indicar a cuantos °K y a cuantos °F equivalen 50 °C:

8) Indicar a cuantos °C y a cuantos °K equivalen 180°F:

9) Indicar a cuantos °C y a cuantos °F equivalen 353°K:

10) El hierro funde a 1800°C y se evapora a 3020°C. ¿a cuanto equivalen estas temperaturas en °K y °F?

11) Completar la siguiente tabla:

	10 °C	
		77 °F
		23 °F
	45 °C	
453 °K		
	125°C	

	260 °C	
100 °K		
		167 °F
309 °K		
	85 °C	
		140 °F



alumno: \_\_\_\_\_

## 1-ESTADOS DE LA MATERIA

La materia se presenta en **tres estados** o formas de agregación: **sólido, líquido y gaseoso**. Los **sólidos** se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras; **los líquidos** por la variabilidad de forma y el presentar unas propiedades muy específicas y en **los gases**, la característica principal es la gran variación de volumen que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión. Sus propiedades principales son:

SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
		
Masa constante Volumen constante Forma constante	Masa constante Volumen constante Forma variable	Masa constante Volumen variable Forma variable

La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto.

Sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua.

Los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido.

El oxígeno o el CO<sub>2</sub> en estado gaseoso.

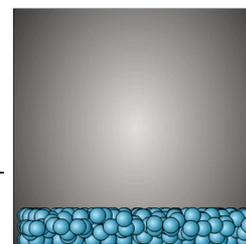


## 2-LOS SOLIDOS:

Su **forma y volumen constantes**, se debe a que las partículas que los forman están unidas por unas **fuerzas de atracción grandes** de modo que ocupan posiciones casi fijas. En el estado sólido las partículas solamente pueden moverse **vibrando** u oscilando alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del sólido.

Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de **forma ordenada**, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a diversas **estructuras cristalinas**.

Al aumentar la **temperatura** aumenta la vibración de las partículas

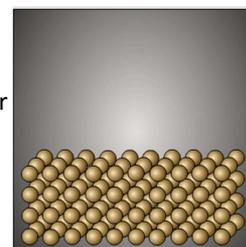


## 3-LOS LIQUIDOS:

En los líquidos **las partículas están unidas por unas fuerzas de atracción menores que en los sólidos**, por esta razón las partículas de un líquido pueden trasladarse con libertad. El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas.

Así se explica que los líquidos no tengan forma fija y adopten la forma del recipiente que los contiene. También propiedades como la fluidez o la viscosidad. En los líquidos **el movimiento es desordenado**, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono.

Al aumentar la temperatura aumenta la movilidad de las partículas

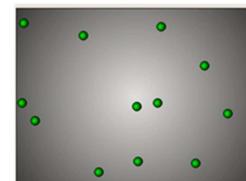


## 4-LOS GASES:

**No tienen forma fija y su volumen tampoco es fijo**. Son **fluidos**, como los líquidos. **Las fuerzas que mantienen unidas las partículas son muy pequeñas**. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño.

**Las partículas se mueven de forma desordenada**, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de **expansibilidad** y **compresibilidad**:

sus partículas se mueven libremente, de modo que **ocupan todo el espacio disponible**. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas éste pasará a estado líquido. Al aumentar la **temperatura** las partículas se mueven más rápido y chocan con energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión.



#### 4-LA TEORÍA CINÉTICA

La teoría cinética indica que la materia, sea cual sea su estado, está formada por partículas tan diminutas que no se pueden observar a simple vista y que, además, se encuentran en continuo movimiento. Ese estado de movimiento depende de la temperatura, siendo mayor conforme más alto es el valor de dicha temperatura.

Esta teoría explica porqué una misma sustancia se puede encontrar en los 3 estados: sólido, líquido y gas: depende sólo de la manera de agruparse y ordenarse las partículas en cada estado.

**5-LA TEMPERATURA DE LOS CUERPOS Y LA TEORÍA CINÉTICA** La energía cinética es la energía que tiene un cuerpo en movimiento. Al calentar un cuerpo, sus partículas se mueven más deprisa con lo cual aumentan su energía cinética. Si se lo enfría, ocurre lo contrario: disminuye la energía cinética de las partículas.

#### 6-CAMBIOS DE ESTADO

Cuando un cuerpo, por acción del calor o del frío pasa de un estado a otro, ha cambiado de estado. En el caso del agua, si se calienta un trozo de hielo (sólido) se derrite, se transforma en agua (líquido) y si se calienta agua se evapora, se transforma en vapor (gaseoso). El resto de las sustancias también puede cambiar de estado si se modifican las condiciones en que se encuentran (presión, temperatura). Durante el proceso de cambio de estado, la temperatura se mantiene constante.

**SOLIDO A LIQUIDO:** Si se calienta un sólido, se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de  **fusión**. **LIQUIDO A**

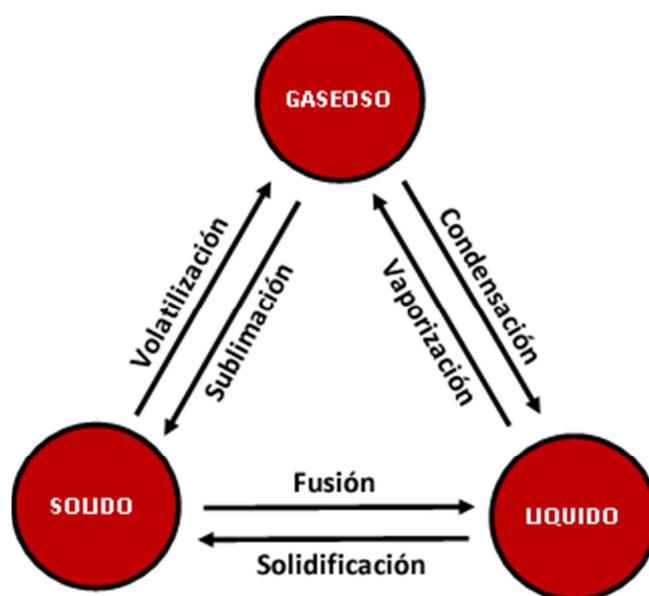
**SOLIDO:** Si se enfría un líquido, llega un momento en que se transforma en sólido. Este proceso recibe el nombre de **solidificación**. La solidificación se produce a la misma temperatura que la fusión.

**LIQUIDO A GASEOSO:** Si se calienta un líquido, se transforma en gas. Este proceso recibe el nombre de **vaporización**.

**GASEOSO A LIQUIDO:** Si se enfría un gas, llega un momento en que se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de **condensación o licuación**. La condensación se produce a la misma temperatura que la ebullición.

**GASEOSO A SOLIDO:** Determinadas sustancias, pueden pasar directamente del estado gaseoso al estado sólido. Este cambio recibe el nombre de **sublimación**.

**SOLIDO A GASEOSO:** Estas sustancias, pueden también pasar directamente del estado sólido al estado gaseoso. Este cambio recibe el nombre de **volatilización**.



#### 7-ESTADOS INTERMEDIOS DE LA MATERIA

**FUSION:** La temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse se denomina **punto de fusión**. Cada sustancia posee un punto de fusión característico. Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es 0 °C a la presión atmosférica normal. Durante todo el proceso de fusión, **la temperatura permanece constante porque todo el calor que se entrega, se emplea en el trabajo de transformación de sólido a líquido**.

Al calentar el sólido, se está entregando energía calórica, que el cuerpo absorbe. La energía entregada por unidad de masa se denomina **Calor de fusión**.

Un trozo de plomo a temperatura ambiente se lo calienta hasta 327° recién a esta temperatura comienza la fusión. Esta permanece constante hasta que se funde todo el plomo. La cantidad de calor que absorbe durante la fusión cada gramo de plomo, es el calor de fusión.

Sustancia	Temperatura de fusión	Calor de fusión
Agua	0° C	1 cal/°C
Aluminio	657,3° C	94 cal/°C
Plomo	327,4 ° C	5,5 cal/°C
Mercurio	- 39° C	2,9 cal/°C

**SOLIDIFICACION:** Es el estado inverso a la fusión. Se comprueba entonces que toda sustancia pura pasa a estado sólido a una determinada temperatura llamada punto de solidificación y que durante la solidificación la temperatura permanece constante. Esta temperatura se la llama **punto de solidificación** y es coincidente al punto de fusión.

La cantidad de calor que entrega o cede un gramo masa de sustancia para solidificarse, se denomina **calor de solidificación**, por ejemplo, 1 g de agua a 0°C, pierde 1 cal para poder solidificarse. El calor de solidificación es igual al calor de fusión

**VAPORIZACION:** La temperatura que tiene que alcanzar un líquido para comenzar su pasaje al estado gaseoso se llama **punto de ebullición** y Cada sustancia tiene un punto propio. El punto de ebullición del agua es 100 °C a la presión atmosférica normal. Durante el pasaje de líquido a gas se producen dos fenómenos:



alumno: \_\_\_\_\_

EVAPORACION	EBULLICION
<p>La evaporación se verifica en de la superficie de la masa líquida (se puede observar como desaparece el líquido)  A mayor superficie, mayor evaporación.  A mayor temperatura ambiente mayor evaporación: (la ropa en verano se seca más rápido).  Durante la evaporación, el líquido absorbe calor ambiente. (Si colocamos alcohol sobre la palma de la mano, se evapora y notamos sensación de frío).</p>	<p>Se verifica cuando en toda la masa líquida se producen burbujas a una determinada temperatura para un valor dado de la presión exterior.  A mayor presión mayor temperatura de ebullición.  A menor presión menor temperatura de ebullición.</p>

**Cuando el vapor no admite que más líquido se vaporice, se satura;** es decir que entre la masa gaseosa, hay líquido. Un ejemplo de esto es la niebla. La cantidad de calor que absorbe un gramo masa de líquido a una cierta temperatura para pasar al estado de vapor saturado a esa misma temperatura se denomina **calor de ebullición o de vaporización**.

**CONDENSACION:** Cuando un vapor sufre un descenso brusco de temperatura o cuando toca una superficie fría se condensa. Por ejemplo, cuando el vapor de agua choca contra el vidrio se forman gotitas de agua, o las nubes al enfriarse bruscamente producen lluvia.

En estos casos el vapor de agua se ha condensado.

Otras sustancias en estado gaseoso, suelen pasar al estado líquido no solo enfriándolos sino también aumentando la presión sobre los mismos (comprimiéndolos). Hay una temperatura por debajo de la cual el gas es licuado por simple compresión. Esta temperatura se denomina Temperatura crítica. Hay ciertos gases que no logran licuarse a pesar de ser expuestos a grandes presiones. Se comprobó que, en ciertos casos, debía procederse a enfriarlos hasta cierta temperatura  $t$  para luego poder comprimirlos. El oxígeno a temperatura ambiente ( $20^{\circ}\text{C}$ ) no es posible licuarlo por más aumento de presión que se efectúe pues lo hace a  $-119^{\circ}\text{C}$ .

Sustancia	Temperatura de fusión
Azufre	$444,5^{\circ}\text{C}$
Aluminio	$1800^{\circ}\text{C}$
Hierro	$2450^{\circ}\text{C}$
Mercurio	$357^{\circ}\text{C}$
Éter	$34^{\circ}\text{C}$
Alcohol	$78,3^{\circ}\text{C}$

#### Diferencia entre vapor y gas:

**Vapor:** cuando el gas está en condiciones normales (a temperatura ambiente) por debajo de su temperatura crítica y que para licuarlo basta sólo con comprimirlo, (anhídrido carbónico - vapor de agua) se denomina vapor.

**Gas:** cuando la masa gaseosa se encuentra a una temperatura superior a su temperatura crítica y para licuarlos es necesario enfriarlos y comprimirlos, (oxígeno - nitrógeno), se denomina gas.

**SUBLIMACION y VOLATILIZACION:** Se producen en sustancias como el yodo, la naftalina, el ácido benzoico; a una presión determinada.

## 8-AUTOEVALUACION:

**1-Completar el cuadro** con las siguientes propiedades: Masa constante, volumen constante, volumen variable, forma constante, forma variable, forma ordenada, estructura cristalina, forma desordenada, ocupa todo el espacio disponible.

SOLIDO	
LIQUIDO	
GASEOSO	

### 2- Completar:

La **fusión** es el cambio de estado de \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_. La **evaporación** es el cambio de estado de \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_. La **sublimación** es el cambio de estado de \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_.

La **solidificación** es el cambio de estado de \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_. La **vaporización** es el cambio de estado de \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_.

3-El **punto de fusión** es \_\_\_\_\_.

4-El **punto de ebullición** es \_\_\_\_\_.

5-Cuando el agua se transforma en hielo se \_\_\_\_\_. Cuando el hielo se transforma en agua se \_\_\_\_\_. Cuando el vapor de agua choca con una superficie fría produciéndose gotitas se \_\_\_\_\_. Cuando el agua hierve comienza la \_\_\_\_\_ y cuando se transforma en vapor se produce la \_\_\_\_\_.

6-Durante el cambio de estado la temperatura se mantiene \_\_\_\_\_. La energía utilizada por unidad de masa se denomina \_\_\_\_\_. La temperatura por debajo de la cual un gas puede licuarse por simple compresión se denomina temperatura \_\_\_\_\_. La volatilización y la sublimación se produce en sustancias como \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.

7-Ordenar de menor a mayor según su punto de fusión: a-Alcohol b-Agua c-Hierro d-Azufre e-Eter \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_.



alumno: \_\_\_\_\_

## 1-DEFINICION:

Todo cuerpo que ocupa un lugar en el espacio, y tiene una cierta cantidad de masa, se lo denomina MATERIA. Son materia tanto los seres vivos, como los inertes. A las distintas clases de materia las denominamos MATERIAL, incluso un mismo cuerpo puede estar formado por distintos materiales, por ejemplo una cuchara de madera o de metal, un vaso de vidrio o de plástico. La materia puede presentarse en distintos estados de agregación (como se vio anteriormente) como Sólido, líquido o gaseoso.

Se pueden separar para su estudio distintos materiales, ya sea en forma real o imaginaria. Esa porción del universo se denomina **SISTEMA MATERIAL**.

Los sistemas materiales se pueden clasificar de distintas formas según las propiedades que presenten:

## 2-CLASIFICACION DE LOS SISTEMAS MATERIALES:

Los sistemas materiales pueden clasificarse según el siguiente cuadro resumen:

<b>SISTEMA MATERIALES</b>	<b>SISTEMA HOMOGÉNEO</b>	<b>SUSTANCIA PURA</b>	<b>SIMPLES</b>
	En este sistema, todos los puntos de su masa <b>poseen LAS MISMAS PROPIEDADES INTENSIVAS</b> , tanto físicas como químicas. <b>No presentan diferencias en su continuidad</b> al ser visualizadas con el ultramicroscopio.	<b>Todos sus puntos tienen una composición fija y un único conjunto de propiedades.</b> Está formado por un sistema material formado por un único componente por lo tanto una sustancia pura no se puede separar por métodos físicos, su composición es constante y está caracterizada por una fórmula química definida.	Sustancia pura que está formada por átomos de un mismo elemento. <b>No se puede descomponer en otras.</b>
			<b>COMPUESTAS</b>
			Sustancia pura que está formada por átomos de diferentes elementos. <b>Se puede descomponer en otras.</b>
			<b>SOLUCION</b>
	Está constituido por <b>dos o más sustancias puras o especies químicas</b> . Pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.		<b>SOLUTO</b>
			Sustancia en menor abundancia dentro de la solución.
			<b>SOLVENTE</b>
			Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.
	<b>SISTEMA HETEROGENEO</b>	<b>DISPERSION GROSERA</b>	
Es aquel sistema que en diferentes puntos del mismo tiene distintas propiedades físicas y químicas (distintas propiedades intensivas). <b>Presentan solución en su continuidad</b> (superficie de separación, llamadas FASES).	<b>DISPERSION FINA</b>		
	Sistema heterogéneo <b>visible al microscopio</b> ( $10000000 \text{ \AA} < \text{partículas} < 500000 \text{ \AA}$ ).	<b>SUSPENSIONES</b>	
		Dispersiones finas con la fase dispersante líquida y la dispersa sólida.	
	<b>DISPERSION COLOIDAL</b>		
Sistema heterogéneo no visible al microscopio, <b>visible al ultramicroscopio</b> .		<b>EMULSIONES</b>	
		Dispersiones finas con ambas fases líquidas.	

**SISTEMAS HOMOGENEOS Y HETEROGENEOS:** La parte de un sistema heterogéneo en la cual una propiedad intensiva presenta el mismo valor se denominan **fase**. Por lo tanto **un sistema heterogéneo presenta más de una fase y un sistema homogéneo presenta una única fase**.

En un sistema heterogéneo existe un cambio abrupto entre una fase y otra, con un límite bien definido. Ese límite entre las distintas fases es lo que se denomina **interfase**.

Un sistema heterogéneo puede verse como homogéneo a simple vista, como la leche o la sangre; pero al verlo al microscopio se ve como un sistema heterogéneo. Por eso el límite que se toma para decidir si un sistema es homogéneo o heterogéneo no es lo que se puede ver a simple vista sino el límite visible al microscopio.

### SISTEMAS HOMOGENEOS:

**SUSTANCIAS PURAS:** Las sustancias puras son especies de materia que no pueden ser fraccionadas por métodos físicos, pues que poseen una composición química definida y constante. Las sustancias puras pueden ser simples (por ejemplo hidrógeno, oxígeno, cloro, sodio, carbono...) o compuestas –pueden separarse químicamente- (agua, cloruro de sodio -sal de mesa- sacarosa -azúcar-), etc.

**SOLUCIONES:** Son sistemas homogéneos, cuyas propiedades pueden ser muy diferentes a las de sus componentes. Por ejemplo, el agua no es una mezcla formada por el gas oxígeno y el gas hidrógeno, es una sustancia totalmente diferente, con propiedades totalmente diferentes.

En las soluciones, la composición es variable. La forma más común de expresarla es **composición centesimal**. Ésta es el porcentaje en masa de cada componente de la mezcla, o sea la cantidad de gramos de cada componente por cada 100 g de mezcla. En toda solución una de las partes se denomina soluto, que es la de menor abundancia en la solución, y el solvente, la de mayor abundancia. Por ejemplo en el caso del agua salada, la sal es el soluto y el agua el solvente.



alumno: \_\_\_\_\_

**SISTEMAS HETEROGENEOS:** Se conocen también con el nombre de dispersiones, y se caracterizan por poseer propiedades diferentes cuando se consideran al menos dos puntos de su masa y además, presentan superficies de discontinuidad.

Las dispersiones se clasifican en tres grupos según el tamaño de partículas de las fases: **groseras, finas y coloidales.**

**DISPERSIONES GROSERAS:** Las partículas de la fase dispersa poseen dimensiones mayores a  $50 \mu\text{m}$  ( $1 \mu\text{m} = 0,001\text{mm}$ ), pudiendo ser visualizados a simple vista. Por ejemplo: mezcla de arena y agua, granito, limaduras de hierro en azufre, etc.

**DISPERSIONES FINAS:** En estos casos, las partículas de la fase dispersa tienen dimensiones comprendidas entre  $0,1$  y  $50 \mu\text{m}$ , solo observables utilizando microscopios. Se clasifican en **emulsiones y suspensiones.**

Las **emulsiones** se caracterizan por poseer las **fases dispersante y dispersa en estado líquido.** Un ejemplo de emulsión se logra agitando vigorosamente una mezcla de agua y aceite.

En las **suspensiones**, la **fase dispersa es sólida, mientras que la fase dispersante puede ser líquida o gaseosa.** Como ejemplo se puede nombrar a la tinta china (negro de humo disperso en agua) y el humo (partículas de carbón dispersas en aire), constituye un ejemplo de suspensión de sólido en gas.

**DISPERSIONES COLOIDALES O COLOIDES:** El tamaño de partículas de la fase dispersa se encuentra entre los  $0,001 \mu\text{m}$  y  $0,1 \mu\text{m}$ . La gelatina es uno de los coloides más comunes. La fase dispersa solo se puede observar a través de un dispositivo óptico denominado ultramicroscopio.

### LAS FASES EN LOS SISTEMAS HETEROGENEOS:

Una fase es cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterógeno. Las fases están separadas unas de otras, por superficies llamadas interfases. **Ejemplos:**

#### EN UN SISTEMA FORMADO POR:

HIELO, AGUA Y AIRE:	AGUA-ACEITE	AGUA-HIELO-VAPOR DE AGUA
<b>3 FASES:</b> Hielo, agua y aire. <b>2 COMPONENTES:</b> agua (líquida y sólida) y aire. <b>3 INTERFASES:</b> hielo-agua; hielo-aire; agua-aire.	<b>2 FASES:</b> agua y aceite <b>2 COMPONENTES:</b> agua y aceite <b>3 INTERFASES:</b> agua-aceite	<b>3 FASES:</b> Agua, hielo y vapor de agua. <b>1 COMPONENTE:</b> el agua en los tres estados físicos. <b>3 INTERFASES:</b> hielo-agua; hielo-vapor; agua-vapor.

### 3-AUTOEVALUACION:

**1-Completar:** Se denomina materia a \_\_\_\_\_.

Se llama material a \_\_\_\_\_.

Un sistema material es \_\_\_\_\_.

Las sustancias puras y las soluciones son \_\_\_\_\_. Las sustancias puras pueden ser \_\_\_\_\_ o \_\_\_\_\_. Las soluciones formadas por el \_\_\_\_\_ y el \_\_\_\_\_.

Los sistemas heterogéneos pueden ser dispersiones \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ o \_\_\_\_\_.

Las dispersiones finas se clasifican en \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.

**2-Responde:** ¿Puede existir un sistema homogéneo con más de una sustancia pura? SI/NO Ejemplo: \_\_\_\_\_

¿Puede existir un sistema heterogéneo con una sola sustancia? SI/NO Ejemplo: \_\_\_\_\_

#### 3-Completar el material en la columna

**que corresponda:** Agua salada no saturada. Agua salada saturada. Granito. Humo. Azufre. Jugo de naranja. Moneda (aleación metálica). Arena mojada. Agua con hielo. Anillo de oro.

#### HOMOGENEO

#### HETEROGENEO

#### 4-Indicar cantidad de fases, componentes e interfases:

Sistema Material	F	C	I	Sistema Material	F	C	I
Arena y limadura de hierro				Agua líquida y vapor.			
Agua salada y arena				Hierro, limadura de hierro y agua			
Arena, madera, hierro y plástico				Café con leche azucarado			
Agua gasificada				Harina, azúcar y sal			
Agua parcialmente azucarada				Agua saturada de azúcar			