

---

# FÍSICA Y QUÍMICA

## 3º ESO

### I. QUÍMICA

### II. FÍSICA

Estados de la Materia

Sistemas Materiales

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

---

# Índice general

|                                                      |          |
|------------------------------------------------------|----------|
| <b>1. LA MATERIA</b>                                 | <b>2</b> |
| 1.1. DENSIDAD . . . . .                              | 2        |
| 1.2. TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR . . . . .             | 3        |
| 1.3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA . . . . .   | 3        |
| 1.3.1. ESTADO SÓLIDO . . . . .                       | 4        |
| 1.3.2. ESTADO LÍQUIDO . . . . .                      | 4        |
| 1.3.3. ESTADO GASEOSO . . . . .                      | 4        |
| 1.4. CAMBIOS DE ESTADO EN LA MATERIA . . . . .       | 4        |
| 1.4.1. GRÁFICAS DE CAMBIO DE ESTADO . . . . .        | 5        |
| <b>2. SISTEMAS MATERIALES</b>                        | <b>7</b> |
| 2.1. TIPOS DE SISTEMAS MATERIALES . . . . .          | 7        |
| 2.1.1. MAPA CONCEPTUAL SISTEMAS MATERIALES . . . . . | 7        |
| 2.1.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN . . . . .               | 9        |
| 2.1.2.1. MÉTODOS DE SEPARACIÓN MECÁNICOS . . . . .   | 9        |
| 2.1.2.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN FÍSICOS . . . . .     | 9        |
| 2.2. DISOLUCIONES . . . . .                          | 10       |
| 2.3. SOLUBILIDAD . . . . .                           | 10       |

# Capítulo 1

## LA MATERIA

Se denomina materia a todo aquello que posee masa y ocupa un volumen en el espacio. La materia posee una serie de características y propiedades que la identifican, la caracterizan y la diferencian del resto de la materia o sustancia del universo.

### 1.1. DENSIDAD

La densidad es una propiedad de cualquier sustancia o materia que, independientemente de su estado de agregación, nos permite distinguir e identificar distintas sustancias. De ahí que sea una propiedad característica de la sustancia independiente de la cantidad de materia que tengamos de dicha sustancia. El símbolo utilizado para representar la densidad es ,  $d$  o  $\rho$  , y expresa la cantidad de masa que existe en un determinado volumen de esa sustancia, dicho de otro modo, representa el grado de compactación de esa sustancia.

Por tanto, puesto que ambos términos son escalares, la densidad vendrá dado por un número. Aunque dependa de la masa, la densidad es una magnitud intensiva, es decir, no depende de la cantidad de materia que tomemos de una sustancia. Matemáticamente se representa como la razón entre la masa del cuerpo y el volumen que ocupa.

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

Utilizando las correspondientes unidades del sistema internacional para la masa y el volumen, tenemos que las unidades para la densidad vienen dadas por  $kg/m^3$ , sin embargo, muchas veces se utilizan submúltiplos de estas como son,  $g/cm^3$  o  $g/l$ .

La densidad es función de la presión y de la temperatura, es decir, que cuando varía alguna de estas dos variables también varía la densidad. Así,

- Al aumentar la presión la densidad también aumenta.
- Al aumentar la temperatura la densidad disminuye ya que normalmente el volumen aumenta y por tanto produce un descenso de la densidad. Sin embargo, entre los 0°C y 4°C, la densidad del agua aumenta.

La densidad podemos se puede calcular de forma directa midiendo en un balanza la masa de la sustancia y, según la forma de la sustancia, calculando su volumen. Aunque en líquidos, lo mas habitual es utilizar un aparato digital denominado **densímetro**, el cual, da directamente el valor de la densidad de la sustancia.

Como ejemplo de dos sustancias líquidas tenemos que la densidad del agua es de  $1 \text{ g/cm}^3$ , esto es, si tomamos un cubo de  $1 \text{ cm}^3$  de lado y lo llenamos de agua, tenemos que el agua contenida en el cubo tiene un gramos de masa. Las sustancias solidas tienen unas densidades mayores que la de los líquidos, estos mayores que la de las sustancias gaseosas.

## 1.2. TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

En los siglos XVII y XVIII los científicos se centraron en el estudio de los gases y enunciaron una serie de leyes experimentales que finalmente tuvieron su justificación gracias a la teoría cinético molecular (**TCM**). La TCM surgió a mitad del s. XIX para explicar el comportamiento de los gases aunque rápidamente se extendió al estudio de los distintos estados de agregación de la materia. Esta teoría se basa en unos simples postulados:

- Cualquier sustancia esta constituida por átomos o moléculas que se encuentran en continuo movimiento.
- Cuanto mayor es la temperatura mayor es su movimiento, la velocidad de las partículas aumenta con la temperatura.

## 1.3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Desde el punto de vista de la teoría cinética molecular, existen tres tipos de estado de agregación en la naturaleza. El estado plasma de la materia, el más abundante en el universo, es aquel donde los átomos y/o moléculas están desprovistos de sus electrones, encontrándose éstos libres. Es un fluido semejante a los gases y se encuentra en las estrellas, el fuego o los relámpagos.

### 1.3.1. ESTADO SÓLIDO

Este estado se caracteriza por que las moléculas que lo forman se encuentran en unas posiciones fijas formando estructuras cristalinas. Las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las partículas son muy intensas, esto hace que las distancias entre ellas apenas varíe. Tan sólo tienen libertad para realizar pequeñas vibraciones alrededor de las posiciones que ocupan, de ahí, que los sólidos presenten forma y volumen constantes y que además, sean generalmente indeformables.

### 1.3.2. ESTADO LÍQUIDO

Las fuerzas de atracción de las partículas que forman este estado son más débiles que en el caso del estado sólido, tienen una mayor libertad de movimientos provocando deslizamientos entre las distintas capas del líquido. La distancia entre las partículas no son fijas. Los líquidos tienden a adoptar la forma del recipiente que los contiene, fluyen con facilidad, no son compresibles y tienen volumen constante.

### 1.3.3. ESTADO GASEOSO

En este estado las fuerzas de atracción son prácticamente nulas y las partículas tienen total libertad de movimiento, las distancias entre ellas es variable en todo momento y debido a su constante movimiento aleatorio, chocan continuamente con las paredes del recipiente provocando una presión sobre éstas. Los gases se pueden comprimir o expandir con facilidad y adoptan la forma del recipiente que les contiene ocupando todo su volumen. No tienen forma ni volumen propios.

## 1.4. CAMBIOS DE ESTADO EN LA MATERIA

Al *calentar* un sólido, las partículas que lo componen, aumentan su energía cinética, es decir, su velocidad. Esto provoca unas vibraciones mayores y más intensas que pueden llegar a vencer las fuerzas de atracción que las mantenía unidas, provocando la ruptura de la red cristalina. Cuando esto ocurre se dice que hemos llegado a la temperatura de fusión y debido a ello el sólido se convierte en líquido. Se produce la **Fusión** de la sustancia.

Si seguimos calentando el líquido formado, sus partículas siguen aumentando la energía cinética llegando a un punto donde las partículas se moverán independientemente unas de otras. Esto ocurre a la temperatura de ebullición y la sustancia pasa a estado gaseoso, produciéndose la **Vaporización**.

Si se continúa calentando el gas, la velocidad de las partículas seguirá aumentando y por tanto, los choques contra las paredes del recipiente que lo contiene aumentarán, dando lugar a un aumento de presión y si el recipiente lo permite, un aumento de volumen.

Hay que tener en cuenta que **mientras dura cualquier cambio de estado la temperatura no varía**, esto es debido a que el cambio de estado no es uniforme ni espontáneo y por tanto, hasta que no se transforma toda la masa de un estado a otro no aumentará la temperatura.

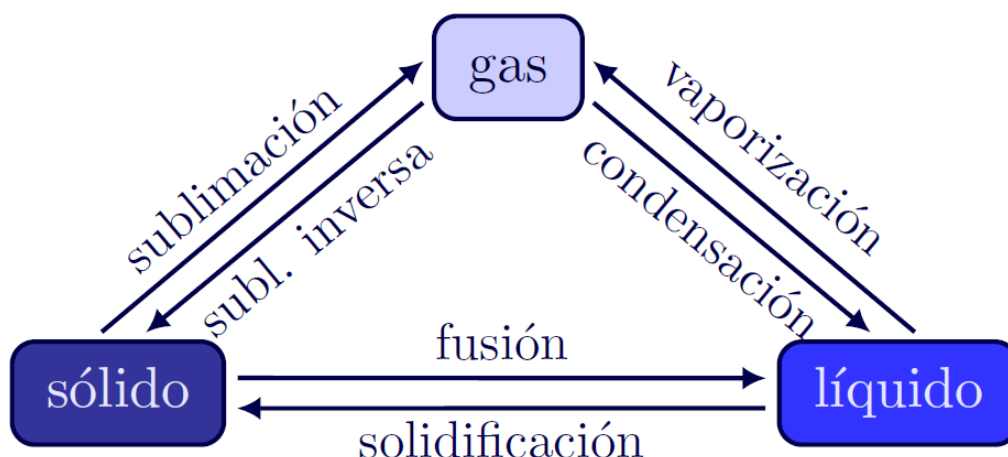


Figura 1.1: Esquema de los cambios de estado.

Hay que tener en cuenta que la vaporización puede darse de dos formas. Cuando se produce en la superficie del líquido se habla de **evaporación**, sin embargo, cuando tiene lugar en todo el líquido, se está produciendo la **ebullición**.

### 1.4.1. GRÁFICAS DE CAMBIO DE ESTADO

Dependiendo del cambio de estado directo o inverso, es decir, del que se produce por un aumento o por una disminución de la temperatura respectivamente, podemos tener dos tipos de gráficas de cambio de estado, la de calentamiento o la de enfriamiento.

- **Gráfica de calentamiento:** Se caracteriza por ser una gráfica tipo *escalera de subida* con dos peldaños que se corresponden con la fundición y con la vaporización. Recordamos que en esos cambios de estado la temperatura se mantiene constante y se producen en los correspondientes puntos de fundición y de ebullición de esa sustancia.

- **Gráfica de enfriamiento:** En este caso, tenemos una gráfica con forma de *escalera de bajada*. Sin embargo, los dos peldaños de esta gráfica se corresponden con los cambios de estado correspondientes a la condensación y solidificación.

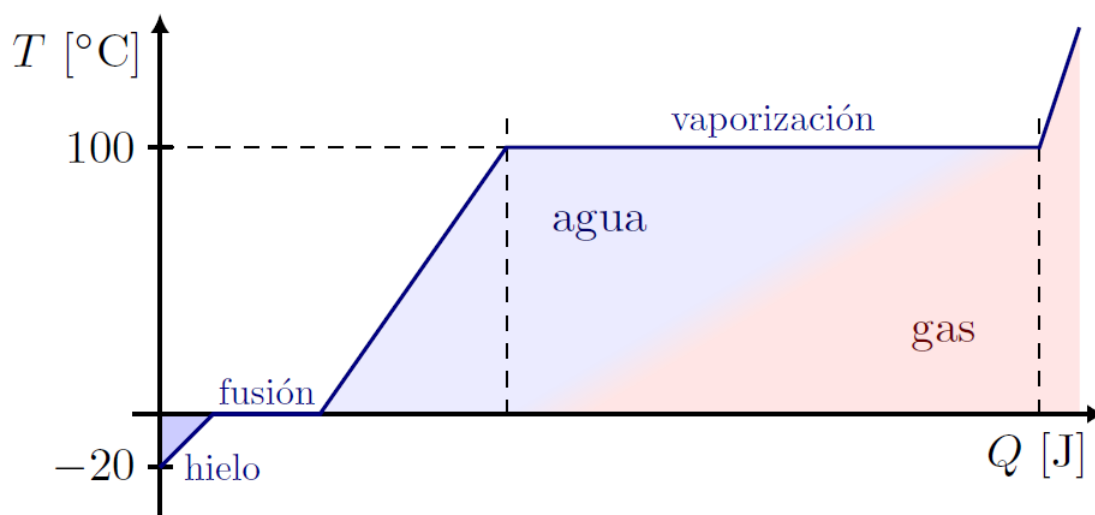


Figura 1.2: Gráfica de calentamiento del  $\text{H}_2\text{O}$ .

Os dejo como ejercicio hacer la gráfica de enfriamiento del  $\text{H}_2\text{O}$  cuando se encuentra en el estado gaseoso a una temperatura de  $125^\circ\text{C}$ .

# Capítulo 2

## SISTEMAS MATERIALES

La materia presenta dos tipos de propiedades, aquellas que dependen de la cantidad y forma de la materia, como el peso, volumen, longitud, ..., y otras que tienen que ver con la estructura química interna de la materia; la temperatura, el punto de fusión o de ebullición o el calor específico. Estas últimas propiedades pueden servir para identificar y caracterizar una sustancia pura, es decir, aquella que está compuesta por un solo tipo de molécula, como, por ejemplo, el agua, o el azúcar, que solo la conforman moléculas de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).

### 2.1. TIPOS DE SISTEMAS MATERIALES

Un sistema químico consiste en cualquier combinación de componentes químicos que es objeto de estudio y/o análisis con fines específicos. En química se denomina *fase* a toda materia o masa *homogénea* del sistema que estamos estudiando (sustancias puras o mezclas homogéneas), de aquí que puedan existir mezclas homogéneas o heterogéneas dependiendo de la existencia de una o más fases respectivamente. La interfase es el medio que separa dos fases, los *componentes* son las diferentes sustancias que están presentes en el sistema y los *constituyentes* son los diferentes elementos que forman las diferentes sustancias que dan lugar a un sistema químico.

Una disolución de sal en agua es un sistema químico homogéneo ya que solo vemos un fase en el que los componentes son la sal y el agua y los constituyentes son el sodio, cloro, hidrógeno y oxígeno. Los componentes químicos de un sistema pueden presentarse en sus fases sólida, líquida o gaseosa. Un sistema no puede contener más de una fase gaseosa, pero sí puede tener varias fases líquidas y sólidas.

#### 2.1.1. MAPA CONCEPTUAL SISTEMAS MATERIALES

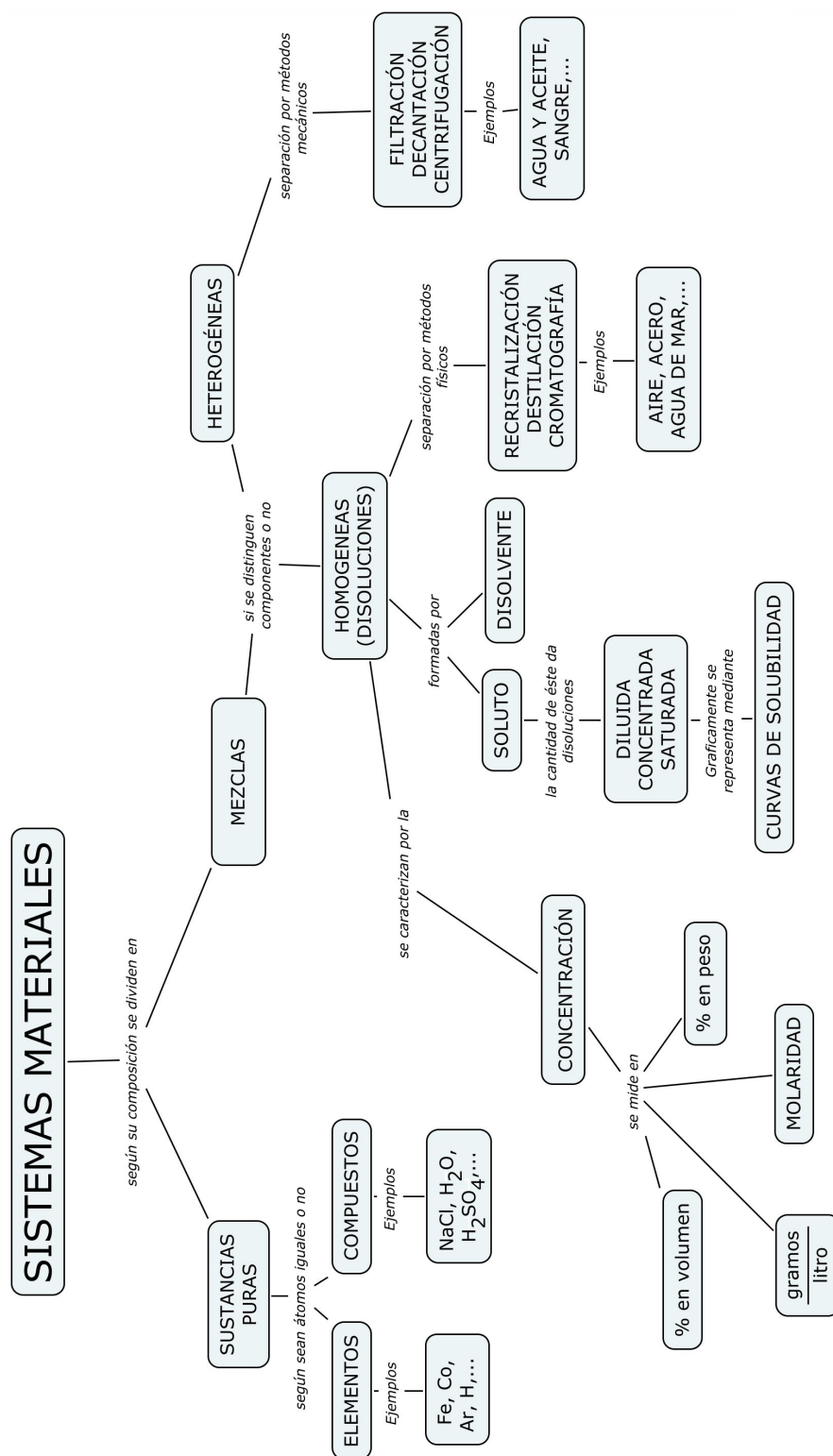


Figura 2.1: Sistemas materiales en Química.

## 2.1.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN

En los métodos de separación mecánicos se suelen separar mezclas con componentes de gran tamaño. No existen cambios de fases en la separación de estas mezclas, por ejemplo, el filtrado de una mezcla de agua y arena a través de un tamiz (tamizado). Sin embargo, en los métodos físicos se aprovechan las propiedades físicas de las mezclas para separar sus componentes, por ejemplo por diferencias en el punto de ebullición o sublimación, y suelen darse cambios de fase; destilación del alcohol que se separa de la mezcla fermentada de agua y fruta azucarada.

Algunos métodos de separación son:

### 2.1.2.1. MÉTODOS DE SEPARACIÓN MECÁNICOS

- **Filtración:** Consiste en hacer pasar el sistema formado por un sólido y un líquido a través de una pared porosa llamada filtro, que generalmente se coloca en un embudo. La fase sólida es retenida y el líquido atraviesa el filtro.
- **Decantación:** Permite separar un sólido de un líquido o dos líquidos que no se mezclen, o no miscibles, de diferente peso específico. La fase de mayor peso específico se deposita en el fondo del recipiente (sedimenta) y la otra sobrenada, facilitando la separación.
- **Centrifugación:** Se utilizan centrifugadoras para separar sólidos de líquidos. Al girar a gran velocidad la fase más densa, generalmente la sólida, se deposita en el fondo del recipiente y posteriormente se separa por decantación.
- **Cristalización:** Método de separación físico por medio del cual se separa un componente de una disolución líquida transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que precipitan. Se suelen preparar disoluciones a una temperatura para posteriormente ir enfriando lentamente para conseguir la precipitación de cristales.

### 2.1.2.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN FÍSICOS

- **Destilación:** Consiste en calentar un líquido hasta que sus componentes más volátiles pasan a la fase de vapor y, a continuación, enfriar el vapor para recuperar dichos componentes en forma líquida por medio de la condensación.
- **Cromatografía:** Es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento.

## 2.2. DISOLUCIONES

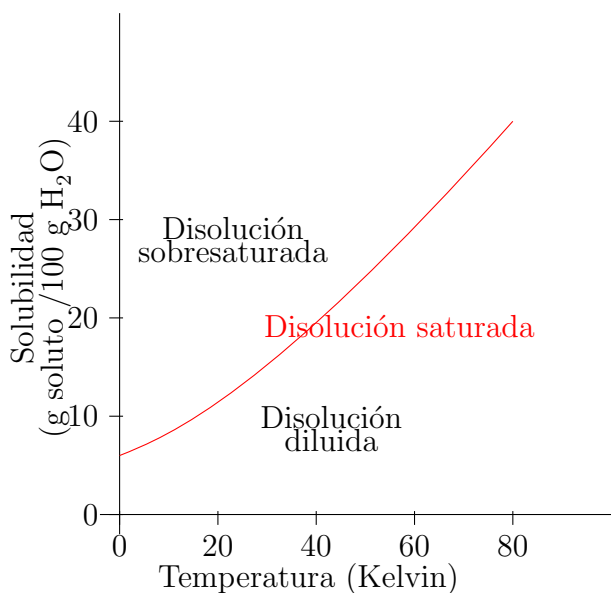
Una disolución es una mezcla homogénea de dos a más sustancias puras llamadas componentes de la disolución. Estos componentes reciben el nombre de **soluto** y **disolvente**, siendo el soluto el componente en menor proporción y el disolvente el componente que se encuentra en mayor proporción. Las disoluciones en las que el disolvente es el agua se conocen con el nombre de disoluciones acuosas.

De manera cualitativa, podemos encontrar según la concentración de soluto disuelto las siguientes disoluciones:

- Disoluciones Diluidas: Concentración de soluto muy inferior a la máxima.
- Disoluciones Concentradas: Concentración cercana a la máxima admitida.
- Disoluciones Saturadas: Son aquellas en las que no se admite mayor cantidad de soluto en el disolvente, la concentración es máxima y depende del disolvente y de las condiciones de presión y temperatura.

## 2.3. SOLUBILIDAD

La solubilidad es un concepto físico que mide la capacidad máxima para disolverse un soluto en un disolvente determinado y a una temperatura determinada. El concepto de solubilidad lleva implícito el término de disolución saturada.



Solubilidad del KCl en H<sub>2</sub>O

Como vemos en la gráfica de solubilidad del KCl en H<sub>2</sub>O podemos observar como la solubilidad depende de la temperatura y no solo eso, también estamos en condiciones de entender los conceptos de disolución diluida o insaturada, disolución saturada o disolución sobresaturada. Cuando tenemos una disolución sobresaturada es cuando aparece un precipitado, es decir, la disolución contiene mas soluto del que puede existir y por tanto, precipita. Hasta una disolución saturada tenemos tan solo un estado, sin embargo al pasar a una disolución sobresaturada tenemos dos estados, el liquido con dos componentes (por ejemplo, KCl y H<sub>2</sub>O) y otro solido (KCl).

La concentración se suele expresar como,  $s$ , y sus unidades vienen dadas por  $\frac{g}{l}$ .

Como hemos visto, la solubilidad depende de la temperatura, pero también depende de la naturaleza del disolvente y del soluto y de la presión. Por ejemplo, en agua se disuelve la sal pero no así el aceite. En la siguiente curva de solubilidad podemos ver como es la disolución de distintas sales en 100 gramos de agua.

