

1. ESTADOS DE LA MATERIA

El estado físico de un cuerpo depende de las posiciones relativas y la movilidad de las partículas que lo constituyen:

Sólidos	partículas juntas y fijas
Líquidos	" juntas y móviles
Gases	" separadas y móviles

Por ello la densidad de sólidos o líquidos, donde las partículas están juntas, es mucho mayor que la de los gases. Por ejemplo, la densidad del gas amoníaco a temperatura ambiente y presión normal es de 0,70 g/l, mientras que la del agua líquida es de 1000 g/l, a pesar de que las partículas que constituyen ambas sustancias tienen una masa casi igual (17 u.m.a. cada molécula NH_3 por 18 u.m.a. cada molécula H_2O). La gran diferencia entre ambas densidades se debe, lógicamente, a que las moléculas de amoníaco están muy separadas mientras que las de agua están juntas.

2. LOS GASES.

2.1. LA TEORÍA CINÉTICA

De los tres, el estado físico más sencillo para tratar de representar mediante un modelo es el gaseoso. La teoría cinética supone que:

1) Un gas está constituido por **partículas separadas y móviles** que tienden a ocupar **todo el volumen** del recipiente que las contiene.

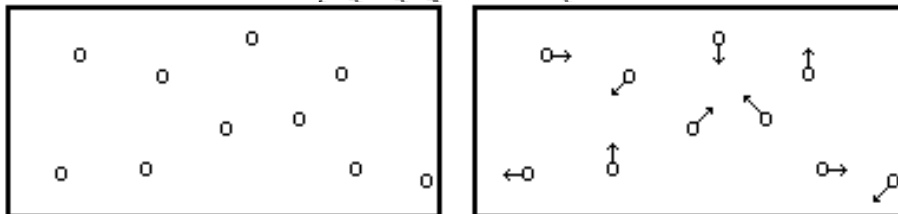
2) La **energía cinética** media de las partículas de un gas es proporcional a la **temperatura absoluta** (en grados Kelvin):

$$E_c = k \cdot T$$

3) La **presión** que los gases ejercen sobre paredes del recipiente que los contiene proviene de los **choques** de las partículas contra aquéllas.

4) Las partículas de los gases reales, además de chocar contra las paredes del recipiente, también chocan entre ellas y se atraen mutuamente. Para simplificar el modelo supondremos **gases ideales** en los que consideraremos que no hay choques entre las partículas y las fuerzas entre ellas son despreciables. Este modelo lo cumplen bien los gases a bajas presiones (baja concentración de partículas) ya que las partículas están muy alejadas entre sí en comparación con sus dimensiones y las interacciones entre ellas son mínimas.

De esta forma un gas ideal lo podemos imaginar como un conjunto de partículas independientes que se mueven al azar en todas las direcciones con una velocidad media que depende de la temperatura y están continuamente chocando contra las paredes del recipiente que las contiene.



En la figura de la izquierda están representadas las partículas constituyentes de un gas y la de la derecha indica además la dirección y sentido de su movimiento.

2.2. RELACIONES ENTRE PRESIÓN, VOLUMEN Y TEMPERATURA

Veamos a continuación cuál es la relación entre las magnitudes que determinan el estado de un gas (presión, volumen y temperatura):

Variación de T a V constante Si en un recipiente de volumen constante V se tiene cierta cantidad de gas (n moles), al variar la temperatura, las moléculas del gas se mueven a distinta velocidad. Al calentar, ésta es mayor y hay más choques contra las paredes; además cada choque produce más fuerza sobre la pared, aumentando de la presión. Si, por contra, la temperatura desciende el efecto será el opuesto.

Variación de n a T y V constante Si ahora en el mismo recipiente de volumen constante V , a temperatura T constante, aumentamos el número de partículas de gas (y , en consecuencia, el número de moles), se producen más choques que al principio puesto que hay más partículas y la presión aumenta.

Variación de V a T constante En otro experimento realizado a temperatura constante podemos introducir cierta cantidad de gas en un recipiente de volumen variable (puede tener una pared móvil). Es evidente que una disminución de volumen produce un aumento del número de choques contra las paredes, esto es un aumento de la presión. Un aumento de volumen llevará consigo el resultado contrario.

2.3. ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES

Los resultados de las experiencias imaginarias descritas previamente están recogidos en la tabla siguiente y concuerdan perfectamente con las medidas experimentales.

EXPERIENCIA	Nº MOLES	PRESIÓN	VOLUMEN	TEMPERATURA
1ª	constante	aumenta	constante	aumenta
2ª	aumenta	aumenta	constante	constante
3ª	constante	aumenta	disminuye	constante

Estos resultados son coherentes con la denominada ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

p es la presión que ejerce el gas expresada en **atmósferas** **V** es el volumen del recipiente que contiene el gas en **litros** **n** es el número de **moles** de gas.

T es la temperatura absoluta (Kelvin); para pasar grados centígrados ($^{\circ}\text{C}$) a Kelvin (K) se suma 273: $T = t + 273$

R es la constante de los gases; utilizando las unidades indicadas para las otras magnitudes tiene un valor de $0,082 \text{ (at}\cdot\text{l)/(K}\cdot\text{mol)}$

En ocasiones, el volumen u otra magnitud de un gas se expresa en condiciones normales, entendiéndose por éstas: $p = 1 \text{ atmósfera}$ y $t = 0^{\circ}\text{C}$

2.4. DENSIDAD DE UN GAS

La densidad de una sustancia es el cociente entre su masa y el volumen que ocupa:

$$\rho = m/V$$

A partir de la ecuación de los gases ideales es sencillo determinar la densidad de un gas. Ya que el número de moles de gas es el cociente entre la masa del mismo y su masa molecular, la citada ecuación se puede expresar como:

$$p \cdot V = (m/M) \cdot R \cdot T$$

o reagrupando términos:

$$m/V = (p \cdot M)/(R \cdot T)$$

El primer miembro de la ecuación anterior es la densidad, por tanto:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

3. DISOLUCIONES

3.1. CARACTERÍSTICAS

Se llama disolución a la dispersión homogénea de las partículas de una sustancia llamada soluto entre las de otra llamada disolvente. El soluto es normalmente el componente minoritario y disol-

vente el mayoritario. El término homogénea indica que en cualquier zona de la disolución las propiedades (sabor, color, densidad, etc.) serán las mismas y también será igual la proporción entre la cantidad de soluto y disolvente.

En este capítulo nos referiremos a las disoluciones en las que el disolvente es el agua. Las disoluciones acuosas pueden ser de dos tipos, según la clase de partículas disueltas:

- a) Iónicas: en las que disolución del soluto forma iones, como es el caso de la disolución de compuestos iónicos
- b) Moleculares: Resultado de la disolución de algunas sustancias covalentes (alcoholes, azúcares, etc.).

Las disoluciones son transparentes y pueden ser coloreadas o no según las sustancias disueltas. Por ejemplo, una disolución de nitrato de sodio es incolora, una de cloruro de hierro (III) es amarilla, una de nitrato de níquel (II) es verde y una de sulfato de cobre (II) es azul.

3.2. SOLUBILIDAD

La composición de una disolución puede variar desde una mínima cantidad de soluto en cierta cantidad de disolvente hasta una cantidad máxima, pues la cantidad de soluto (sólido o gas) soluble en cierta cantidad de disolvente líquido (sal, azúcar o HCl en agua, por ejemplo) es limitada. Sin embargo, las disoluciones de líquidos en líquidos en muchas ocasiones pueden realizarse en todas las proporciones (etanol en agua). A la máxima cantidad de cierto soluto que puede disolverse en cierta cantidad de disolvente (por ejemplo, gramos de soluto por litro de disolvente o gramos de soluto por litro de disolución) se le denomina solubilidad. La disolución que contiene la máxima cantidad de soluto se denomina disolución saturada.

La solubilidad suele variar con la temperatura. Cuando el soluto es sólido, normalmente (aunque no siempre) la solubilidad aumenta con la temperatura y cuando es un gas disminuye.

3.3. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN. FORMAS DE EXPRESARLA

Se entiende por concentración de una disolución el cociente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente o de disolución (según los casos) y se expresa de distintas formas, como posteriormente indicaremos. A una disolución con gran proporción en soluto se le llama disolución concentrada y a una con pequeña proporción de soluto disolución diluida. La concentración de una disolución (por ser una mezcla homogénea) es la misma en cualquier parte de la disolución y no depende de que tomemos mayor o menor volumen de la misma. El agua del mar es una disolución de distintas sales en agua y la concentración es la misma si cogemos un mililitro, un litro o mil litros.

A continuación indicaremos las formas más frecuentes de expresar la concentración de una disolución:

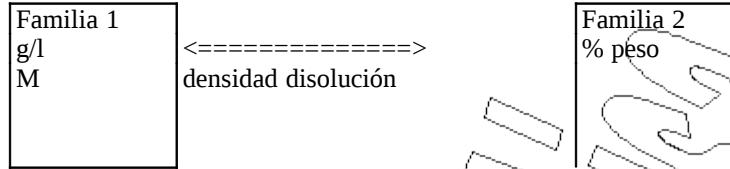
a) tanto por ciento en peso:
$$\frac{\text{peso de soluto (gramos)}}{\text{peso de disolución (gramos)}} \cdot 100.$$

Así una disolución de azúcar en agua del 5% en peso tiene 5 g de azúcar por cada 100 g de disolución, esto es, 5 g de azúcar por cada 95 g de agua.

b)
$$\frac{\text{peso de soluto (gramos)}}{\text{volumen de disolución (litros)}}.$$
 Si nos indican que una disolución tiene una concentración de 15 g/l significa que en cada litro de la disolución hay 15 g de soluto.

c) Molaridad. $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución (litros)}}$. Una disolución acuosa 1,25 M de HCl contiene 1,25 moles de cloruro de hidrógeno por cada litro de disolución (no por cada litro de disolvente, puesto que al añadir el soluto el volumen se modifica).

PASO DE UNAS FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN A OTRAS



Entre los miembros de una misma familia se puede pasar conociendo únicamente la masa molecular del soluto, mientras que para pasar de una forma de expresar la concentración de una familia a otra es necesario conocer además la densidad de la disolución.