

## 8 SOLUCIONES QUÍMICAS



### INTRODUCCIÓN

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina soluto y esta presente generalmente en pequeña cantidad en comparación con la sustancia donde se disuelve denominada solvente. En cualquier discusión de soluciones, el primer requisito consiste en poder especificar sus composiciones, esto es, las cantidades relativas de los diversos componentes.

La concentración de una solución expresa la relación de la cantidad de soluto a la cantidad de solvente. Las soluciones poseen una serie de propiedades que las caracterizan:

1. Su composición química es variable.
2. Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
3. Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.

#### 8.1 CLASES DE SOLUCIONES

SOLUCIÓN	DISOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLOS
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
Líquida	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Líquida	Líquido	Gas	O <sub>2</sub> en H <sub>2</sub> O
Líquida	Líquido	Sólido	NaCl en H <sub>2</sub> O

#### VIDEOS

[Soluciones diluidas, concentradas y saturadas](#)

#### 8.2 SOLUBILIDAD

La **solubilidad** es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en otra. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, o en porcentaje de soluto; en algunas condiciones la solubilidad se puede sobrepasar, denominándose a estas soluciones sobresaturadas. El método preferido para hacer que el soluto se disuelva en esta clase de soluciones es calentar la muestra.

La sustancia que se disuelve se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve el soluto se llama solvente. No todas las sustancias se disuelven en un mismo solvente, por ejemplo en el agua, se disuelve el alcohol y la sal. El aceite y la gasolina no se disuelven. En la solubilidad, el carácter polar o apolar de la sustancia influye mucho, ya que, debido a este carácter, la sustancia será más o menos soluble; por ejemplo, los compuestos con más de un grupo funcional presentan gran polaridad por lo que no son solubles en éter etílico. Entonces para que sea soluble en éter etílico ha de tener escasa polaridad, es decir no ha de tener más de un grupo polar el compuesto. Los compuestos con menor solubilidad son los que presentan menor reactividad como son: las parafinas, compuestos aromáticos y los derivados halogenados.

El término solubilidad se utiliza tanto para designar al fenómeno cualitativo del proceso de disolución como para expresar cuantitativamente la concentración de las soluciones. La solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del disolvente y del soluto, así como de la temperatura y la presión del sistema, es decir, de la tendencia del sistema a alcanzar el valor máximo de entropía. Al proceso de interacción entre las moléculas del disolvente y las partículas del soluto para formar agregados se le llama solvatación y si el solvente es agua, hidratación.

### Factores que afectan la solubilidad

Los factores que afectan la solubilidad son:

- a) **Superficie de contacto:** La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).
- b) **Agitación:** Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución
- c) **Temperatura:** Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie disolviéndose.
- d) **Presión:** Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional

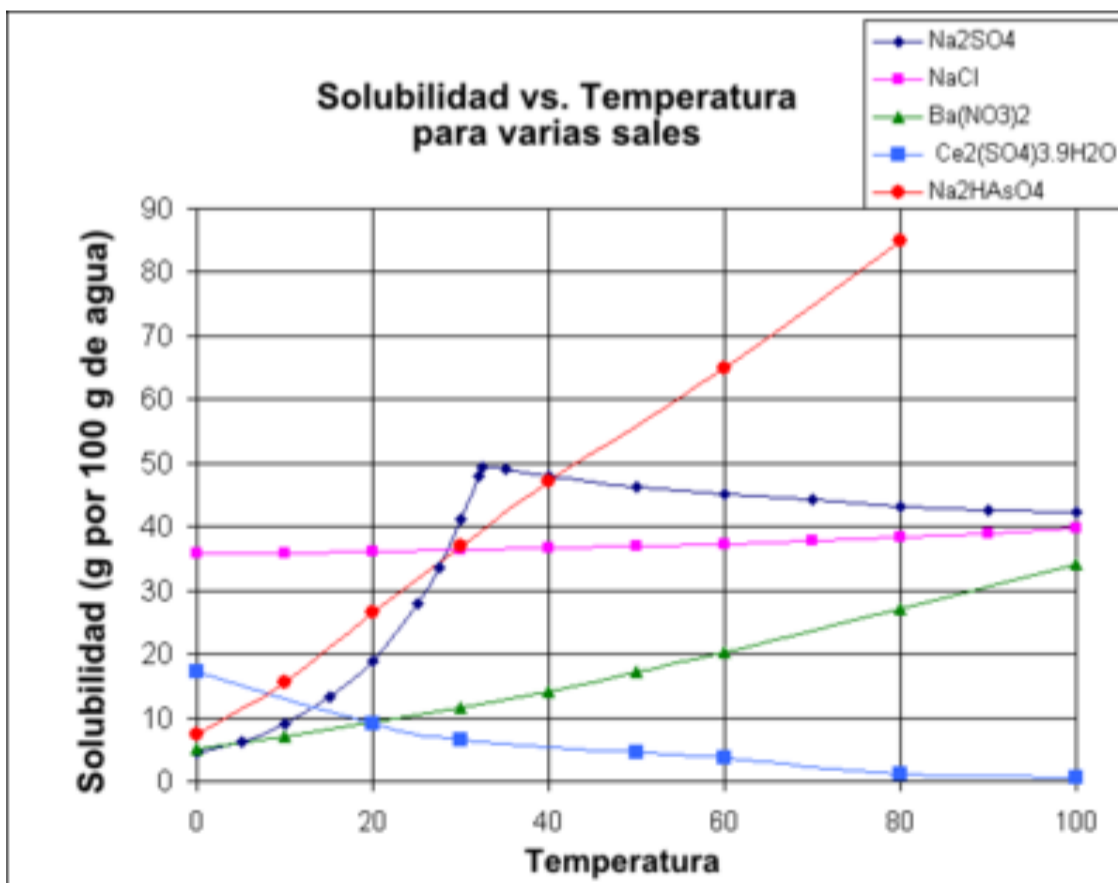


Figura 1: Solubilidad versus temperatura para varias sales

La solubilidad de un soluto en un disolvente dado normalmente depende de la temperatura. Para muchos sólidos disueltos en el agua líquida, la solubilidad aumenta con la temperatura hasta 100 ° C.<sup>2</sup> En el agua líquida a altas temperaturas (por ejemplo, que, en vísperas de la

temperatura crítica), la solubilidad de los solutos iónicos tiende a disminuir debido a la cambio de las propiedades y la estructura del agua líquida, el reducir los resultados de la constante dieléctrica de un disolvente menos polar.

Los solutos gaseosos muestran un comportamiento más complejo con la temperatura. Como se eleva la temperatura, los gases generalmente se vuelven menos solubles en agua (el mínimo que está por debajo de 120 ° C para la mayoría de gases) pero más solubles en disolventes orgánicos

El gráfico muestra las curvas de solubilidad de algunas sales sólidas inorgánicas típicas. Muchas sales se comportan como nitrato de bario y el arseniato de hidrógeno disódico, y muestran un gran aumento de la solubilidad con la temperatura. Algunos solutos (por ejemplo, NaCl en agua) exhiben una solubilidad bastante independiente de la temperatura. Unos pocos, como el cerio (III) sulfato, se vuelven menos solubles en agua a medida que aumenta la temperatura. Esta dependencia de la temperatura se refiere a veces como "retrógrada" o "solubilidad inversa". En ocasiones, se observa un patrón más complejo, como con sulfato de sodio, donde el cristal decahidrato menos soluble pierde agua de cristalización a 32 ° C para formar una fase anhidra más soluble.

La solubilidad de los compuestos orgánicos casi siempre aumenta con la temperatura. La técnica de la recrystalización, utilizado para la purificación de sólidos, depende de un soluto de diferentes solubilidades en un disolvente caliente y fría. Existen algunas excepciones, tales como determinadas ciclodextrinas

Ejercicio 1: En el agua de mar hay unos 300 g de diferentes sales en cada 10 Kg de disolución (10 L aproximadamente): entre estas sales se encuentran las cantidades que se muestran en el gráfico

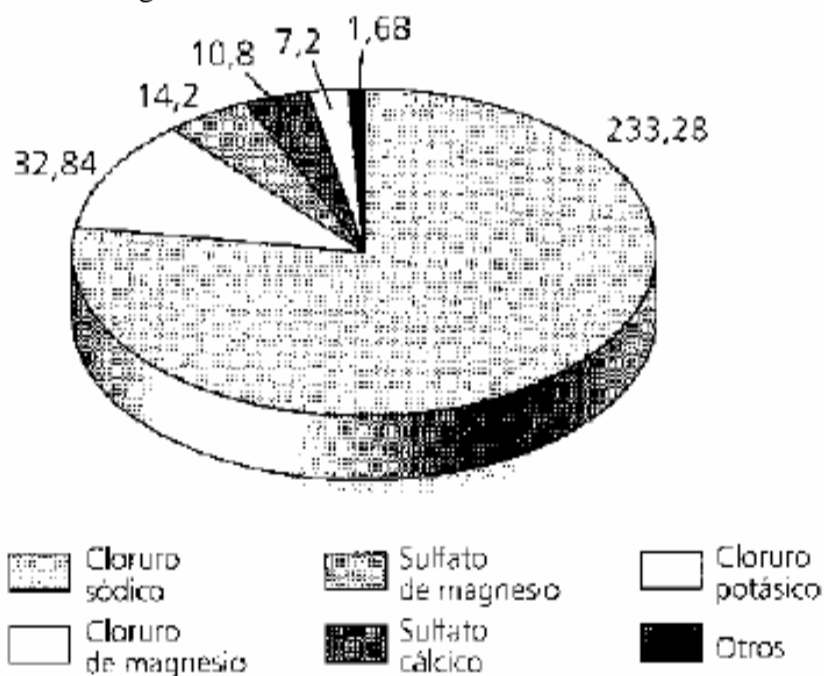


Figura 2: Solubilidad de varias sales en el agua de mar

Calcula la cantidad en g/L de cada sal:

- Cloruro de sodio
- Cloruro de magnesio
- Sulfato de magnesio
- Sulfato de calcio
- Cloruro de potasio

2 La gráfica adjunta representa la solubilidad del nitrato y sulfato de potasio en agua a distintas temperaturas. Determina:

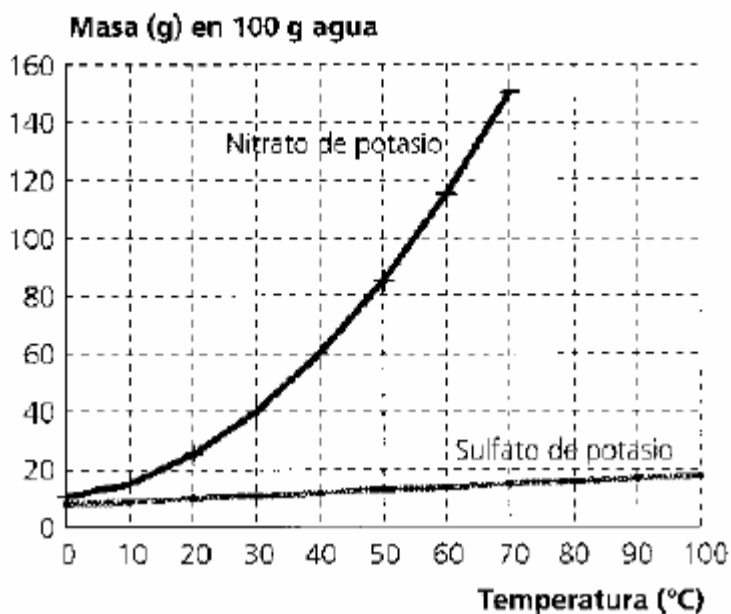


Figura 3: solubilidad del nitrato y sulfato de potasio en el agua

- La solubilidad de la sal a 30 °C
- La solubilidad de las sal a 60 °C
- La masa de nitrato que se disuelve en un litro de agua a 30 °C
- La masa de nitrato que precipita al enfriar la anterior solución a 10 °C

## VIDEOS

### [Solubilidad del azúcar en el agua](#)

## PRÁCTICA

### [Ejercicios de soluciones y solubilidad](#)

## 8.3 MODO DE EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES

La concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. El término diluida o concentrada expresan concentraciones relativas. Para expresar con exactitud la concentración de las soluciones se usan sistemas como los siguientes:

a) **Porcentaje peso a peso (% P/P):** indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \text{ P/P} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

b) **Porcentaje volumen a volumen (% V/V):** se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

c) **Porcentaje peso a volumen (% P/V):** indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 mL de solución.

$$\% \text{ P/V} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{ml de la solución}} \times 100$$

d) **Fracción molar (Xi):** se define como la relación entre las moles de un componente y las moles totales presentes en la solución.

$$X_{sto} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}} \quad X_{ste} = \frac{\text{Moles de solvente}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{sto} + X_{ste} = 1$$

e) **Molaridad (M)**: Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 3 molar (3M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

**EJEMPLO:**

\* *Cuántos gramos de  $AgNO_3$ , se necesitan para preparar  $100 \text{ cm}^3$  de solución 1M?*

Previamente sabemos que:

Peso molecular del  $AgNO_3$  = Masa de 1 mol de  $AgNO_3$  = 170 g de  $AgNO_3$

$100 \text{ cm}^3 = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$

Usando la definición de molaridad, se tiene que en una solución **1M** hay 1 mol de  $AgNO_3$  por cada Litro (1000 mL) de solución, es decir:

$$M = \frac{\text{Moles} - AgNO_3}{L - \text{solución}}$$

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$0.1L - \text{sol} * \frac{1\text{mol} - AgNO_3}{1L - \text{sol}} * \frac{170g - AgNO_3}{1\text{mol} - AgNO_3} = 17g - AgNO_3$$

Se necesitan 17 g de  $AgNO_3$  diluirlos con agua hasta el volumen de 100 mL, para preparar una solución 1M.

e) **Molalidad (m)**: Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente. Una solución formada por 36.5 g de ácido clorhídrico, HCl, y 1000 g de agua es una solución 1 molar (1 m)

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

**EJEMPLO:**

\* *Cuántos gramos de  $AgNO_3$ , se necesitan pesar para diluirlos con  $100 \text{ cm}^3$  de agua, para preparar una solución 1m?*

Previamente sabemos que:

Peso molecular del  $AgNO_3$  = Masa de 1 mol de  $AgNO_3$  = 170 g de  $AgNO_3$

La densidad del agua es  $1 \text{ g} / \text{cm}^3$ .

$$100 \text{ cm}^3 - H_2O * \frac{1g - H_2O}{1\text{cm}^3 - H_2O} * \frac{1Kg - H_2O}{1000g - H_2O} = 0.1Kg - H_2O$$

Usando la definición de molalidad, se tiene que en una solución **1m** hay 1 mol de  $\text{AgNO}_3$  por cada kg (1000 g) de  $\text{H}_2\text{O}$  (solvente) es decir:

$$m = \frac{\text{moles de AgNO}_3}{\text{Kg de H}_2\text{O}} = \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{1000 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \times \left( \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{1000 \text{ g de H}_2\text{O}} \right) \times \left( \frac{170 \text{ g de AgNO}_3}{1 \text{ mol de AgNO}_3} \right) = 17 \text{ g de AgNO}_3$$

↓

*molalidad*

Se necesitan 17 g de  $\text{AgNO}_3$  y diluirlos en 100 mL de agua, para obtener una solución 1 m. (Diferenciar las respuestas de M y m).

**g) Normalidad (N):** Es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{ Eq - g Soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

**EJEMPLO:**

\* Cuántos gramos de  $\text{AgNO}_3$ , se necesitan para preparar  $100 \text{ cm}^3$  de solución 1N?

Previamente sabemos que:

Peso molecular del  $\text{AgNO}_3 = \text{Masa de 1 mol de } \text{AgNO}_3 = 170 \text{ g de } \text{AgNO}_3$

$100 \text{ cm}^3 = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$

Usando la definición de molalidad, se tiene que en una solución **1N** hay 1 mol de  $\text{AgNO}_3$  por cada litro de solución

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$\text{Peso Eq. Acidos} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Número de Hidrógenos}}$$

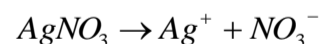
$$\text{Peso Eq. Bases} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Número de grupos OH}}$$

$$\text{Peso eq sal} = \frac{PM - \text{sal}}{N^\circ \text{ cargas (+, -) producidas}}$$

$$\# \text{ Eq. - g} = \frac{\text{Peso Muestra}}{\text{Peso Eq. Sustancia}}$$

El peso equivalente de un compuesto se calcula dividiendo el peso molecular del compuesto por su carga total positiva o negativa.

Peso molecular del  $\text{AgNO}_3 = \text{Masa de 1 eq-g } \text{AgNO}_3 = 170 \text{ g de } \text{AgNO}_3$ , por que:



$100 \text{ cm}^3 = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$

$$0.1 \text{ L} - \text{soln } \text{AgNO}_3 * \frac{1 - \text{eqg} - \text{AgNO}_3}{1 \text{ L} - \text{soln } \text{AgNO}_3} * \frac{170 \text{ g} - \text{AgNO}_3}{1 - \text{eqg} - \text{AgNO}_3} = 17 \text{ g} - \text{AgNO}_3$$

Se necesitan 17 g de  $\text{AgNO}_3$  diluirlos con agua hasta el volumen de 100 mL, para preparar una solución 1M.

**h) Disoluciones**

Cuando se le agrega más del solvente a una solución, disminuye la concentración de soluto. Para los cálculos se usan las siguientes relaciones:

$$(m_{\text{solución}})_1 \times (P/P)_1 = (m_{\text{solución}})_2 \times (P/P)_2$$

Donde:

$(m_{\text{solución}})_1$ : masa de la solución inicial medida en [ g ]

$(P/P)_1$ : porcentaje peso / peso o masa / masa de soluto de la solución inicial

$(m_{\text{solución}})_2$ : masa de la solución final medida en [ g ]

$(P/P)_2$ : porcentaje peso / peso o masa / masa de soluto de la solución final

**EJEMPLO:** A 300 [ g ] de una solución 8 % P / P se le agregan 100 [ g ] de solvente. Calcula el porcentaje peso / peso de la solución final.

$$300 \times 8 = 400 \times (P/P)_2$$

$$(P/P)_2 = \frac{300 \times 8}{400} = 6 \%$$

$$V_1 \times (P/V)_1 = V_2 \times (P/V)_2$$

Donde:

$V_1$ : volumen de la solución inicial medido en [ ml ]

$(P/V)_1$ : porcentaje peso / volumen o masa / volumen de soluto de la solución inicial

$V_2$ : volumen de la solución final medido en [ ml ]

$(P/V)_2$ : porcentaje peso / volumen o masa / volumen de soluto de la solución final

**EJEMPLO:** A 500 [ ml ] de una solución acuosa 20 % P / V se le agregó solvente hasta completar 800 [ ml ]. Calcula el porcentaje peso / volumen de la solución final.

$$500 \times 20 = 800 \times (P/V)_2$$

$$(P/V)_2 = \frac{500 \times 20}{800} = 12,5 \%$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Donde:

$M_1$ : molaridad de la solución inicial

$V_1$ : volumen de la solución inicial medido en [ ml ]

$M_2$ : molaridad de la solución final

$V_2$ : volumen de la solución final medido en [ ml ]

Ejemplo: A 600 [ ml ] de una solución 0,6 M se le agregó solvente hasta completar 900 [ ml ]. Calcula la molaridad de la solución final.

$$0,6 \times 600 = M_2 \times 900$$

$$M_2 = \frac{600 \times 0,6}{900} = 0,4$$

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

Donde:

$N_1$  : normalidad de la solución inicial

$V_1$  : volumen de la solución inicial medido en [ ml ]

$N_2$  : normalidad de la solución final

$V_2$  : volumen de la solución final medido en [ ml ]

**EJEMPLO:** A 400 [ ml ] de una solución 0,5 N se le agregó solvente hasta completar 1000 [ ml ]. Calcula la normalidad de la solución final.

$$0,5 \times 400 = N_2 \times 1000$$

$$N_2 = \frac{0,5 \times 400}{1000} = 0,2$$

$$(m_{\text{solvente}})_1 \times m_1 = (m_{\text{solvente}})_2 \times m_2$$

Donde:

$(m_{\text{solvente}})_1$  : masa inicial del solvente medida en [ g ]

$m_1$  : molalidad de la solución inicial

$(m_{\text{solvente}})_2$  : masa final del solvente medida en [ g ]

$m_2$  : molalidad de la solución final

**EJEMPLO:** Una solución 1,2 m contiene 800 [ g ] de solvente. Si se le agregaran 400 [ g ] de solvente, ¿cuál sería la molalidad de la solución final?

$$800 \times 1,2 = 1200 \times m_2$$

$$m_2 = \frac{800 \times 1,2}{1200} = 0,8$$

## VIDEOS

[Formas de expresar concentraciones](#)

[Molaridad](#)

[Molaridad y molalidad](#)

[Fracción molar](#)

## PRÁCTICA

[Ejercicios de molaridad y normalidad](#)

[Ejercicios de concentración física y química](#)

[Ejercicios de soluciones](#)

[Problemas de soluciones](#)

## 8. 4 COLOIDES

Los coloides son mezclas intermedias entre las soluciones y las mezclas propiamente dichas; sus partículas son de tamaño mayor que el de las soluciones ( 10 a 10.000 Å se llaman micelas).

Los componentes de un coloide se denominan fase dispersa y medio dispersante. Según la afinidad de los coloides por la fase dispersante se clasifican en liófilos si tienen afinidad y liófilos si no hay afinidad entre la sustancia y el medio.



### Clase de coloides según el estado físico

NOMBRE	EJEMPLOS	FASE DISPERSA	MEDIO DISPERSANTE
Aerosol sólido	Polvo en el aire	Sólido	Gas
Geles	Gelatinas, tinta, clara de huevo	Sólido	Líquido
Aerosol líquido	Niebla	Líquido	Gas
Emulsión	leche, mayonesa	Líquido	Líquido
Emulsión sólida	Pinturas, queso	Líquido	Sólido
Espuma	Nubes, esquemas	Gas	Líquido
Espuma sólida	Piedra pómez	Gas	Sólido

### PROPIEDADES DE LOS COLOIDES

Las propiedades de los coloides son:

**Movimiento browniano:** Se observa en un coloide al ultramicroscopio, y se caracteriza por un movimiento de partículas rápido, caótico y continuo; esto se debe al choque de las partículas dispersas con las del medio.

**Efecto de Tyndall** Es una propiedad óptica de los coloides y consiste en la difracción de los rayos de luz que pasan a través de un coloide. Esto no ocurre en otras sustancias.

**Adsorción:** Los coloides son excelentes adsorbentes debido al tamaño pequeño de las partículas y a la superficie grande. **EJEMPLO:** el carbón activado tiene gran adsorción, por tanto, se usa en los extractores de olores; esta propiedad se usa también en cromatografía.

**Carga eléctrica:** Las partículas presentan cargas eléctricas positivas o negativas. Si se trasladan al mismo tiempo hacia el polo positivo se denomina anaforesis; si ocurre el movimiento hacia el polo negativo, cataforesis.

### VIDEO

[Suspensiones, coloides y soluciones](#)

### 8.5 PRESIÓN DE VAPOR

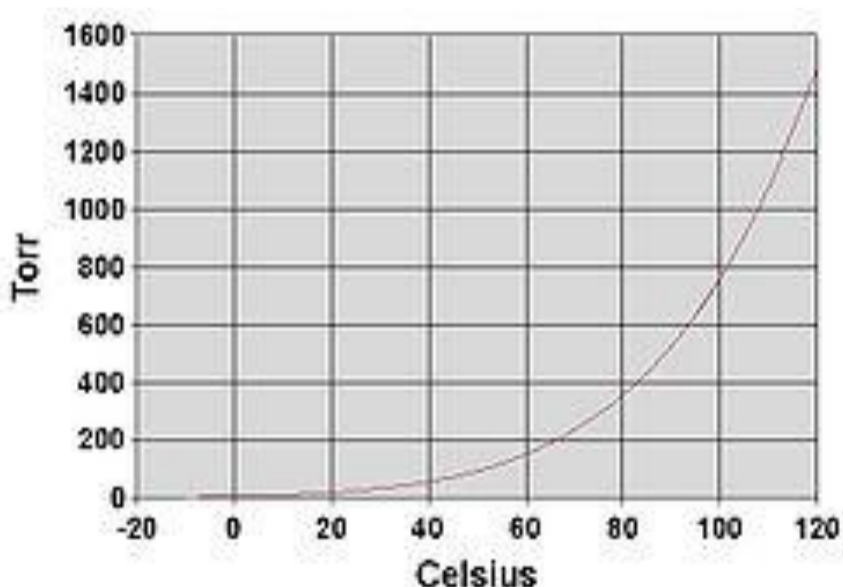


Figura 4: Presión del vapor de agua.

La **presión de vapor** o más comúnmente **presión de saturación** es la presión de la fase gaseosa o vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, para una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico; su

valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas. Este fenómeno también lo presentan los sólidos; cuando un sólido pasa al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido (proceso denominado *sublimación* o el proceso inverso llamado *deposición* o *sublimación inversa*) también hablamos de presión de vapor. En la situación de equilibrio, las fases reciben la denominación de **líquido saturado** y **vapor saturado**. Esta propiedad posee una relación inversamente proporcional con las fuerzas de atracción intermoleculares, debido a que cuanto mayor sea el módulo de las mismas, mayor deberá ser la cantidad de energía entregada (ya sea en forma de calor u otra manifestación) para vencerlas y producir el cambio de estado.

Imaginemos una burbuja de cristal en la que se ha realizado el vacío y que se mantiene a una temperatura constante; si introducimos una cierta cantidad de líquido en su interior éste se evaporará rápidamente al principio hasta que se alcance el equilibrio entre ambas fases. Inicialmente sólo se produce la evaporación ya que no hay vapor; sin embargo a medida que la cantidad de vapor aumenta y por tanto la presión en el interior de la ampolla, se va incrementando también la velocidad de condensación, hasta que transcurrido un cierto tiempo ambas velocidades se igualan. Llegados a este punto se habrá alcanzado la presión máxima posible en la ampolla (presión de vapor o de saturación) que no podrá superarse salvo que se incremente la temperatura.

El equilibrio dinámico se alcanzará más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto entre el líquido y el vapor, pues así se favorece la evaporación del líquido; del mismo modo que un charco de agua extenso pero de poca profundidad se seca más rápido que uno más pequeño pero de mayor profundidad que contenga igual cantidad de agua. Sin embargo, el equilibrio se alcanza en ambos casos para igual presión.

El factor más importante que determina el valor de la presión de saturación es la propia naturaleza del líquido, encontrándose que en general entre líquidos de naturaleza similar, la presión de vapor a una temperatura dada es tanto menor cuanto mayor es el peso molecular del líquido.

## VIDEOS

[Presión atmosférica](#)

[Presión de vapor](#)

## 8.6 PRESIÓN OSMÓTICA

La **presión osmótica** puede definirse como la presión que se debe aplicar a una solución para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable. La presión osmótica es una de las cuatro propiedades coligativas de las soluciones (dependen del número de partículas en disolución, sin importar su naturaleza). Se trata de una de las características principales a tener en cuenta en las relaciones de los líquidos que constituyen el medio interno de los seres vivos, ya que la membrana plasmática regula la entrada y salida de soluto al medio extracelular que la rodea, ejerciendo de barrera de control.

Cuando dos soluciones se ponen en contacto a través de una membrana semipermeable (membrana que deja pasar las moléculas de disolvente pero no las de los solutos), las moléculas de disolvente se difunden, pasando habitualmente desde la solución con menor concentración de solutos a la de mayor concentración. Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis, palabra que deriva del griego *osmos*, que significa "impulso".<sup>2</sup> Al suceder la ósmosis, se crea una diferencia de presión en ambos lados de la membrana semipermeable: la presión osmótica.

### PRESIÓN OSMÓTICA DE EQUILIBRIO

Cuando se tiene una membrana semipermeable separando dos soluciones de distinta concentración (llamada hipertónica a la de mayor concentración e hipotónica la de menor), las moléculas de disolvente (agua por lo general) la atraviesan, pasando de la disolución menos concentrada a la más concentrada, diluyéndose ésta última cada vez más, hasta que las concentraciones se igualen. Si el volumen era inicialmente idéntico en las dos soluciones, ocurre que en la solución hipertónica el volumen aumenta, hasta que la presión

hidrostática (que aumenta debido al incremento de altura  $h$ ) iguale las presiones a ambos lados de la membrana. Esta presión hidrostática que detiene el flujo neto de disolvente es equivalente a la presión osmótica, y es el fundamento del osmómetro utilizado para su medición.

#### MEDIDA DE LA PRESIÓN OSMÓTICA

Pfeffer, a partir de la medición de presiones osmóticas en multitud de disoluciones de solutos no volátiles, llegó a las siguientes conclusiones:

1. A presión constante, la presión osmótica es directamente proporcional a la concentración de soluto.
2. La presión osmótica de una concentración determinada es directamente proporcional a la temperatura.
3. A una temperatura determinada, dos disoluciones con el mismo número de moles tienen la misma presión osmótica

Pfeffer midió la presión osmótica en soluciones de azúcar y otras moléculas orgánicas, logrando presiones de hasta algo más de 200 atmósferas

El holandés Jacobus Henricus van 't Hoff realizó un estudio sistemático de las propiedades coligativas de las disoluciones, que publicó en 1885. En este artículo van 't Hoff formula una expresión, para disoluciones diluidas, que relaciona la presión osmótica con la concentración del soluto, la cual es similar a la ecuación de los gases ideales y proporciona la primera teoría para explicar la presión osmótica:

$$\Pi = R \cdot T \cdot c$$

Donde:

$\pi$ , es la presión osmótica, en atmósferas (atm).

$R$ , es la constante universal de los gases ideales (aunque a pesar de su nombre no sólo se aplica a gases, como es el caso). Su valor es de  $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

$T$ , es la temperatura absoluta, en kelvin (K).

$c$ , es la concentración molar o molaridad de la disolución, medida en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Ejemplo: Calcular la presión osmótica a  $25^\circ\text{C}$  de una disolución de sacarosa  $0,0010\text{M}$

$$\pi = \frac{0,0010 \text{ mol} * 0,08206 \text{ L.atm..K}^{-1}.\text{mol}^{-1} .298 \text{ K}}{1\text{L}} = 0,024 \text{ atm} = 18 \text{ mmHg}$$

#### VIDEO

[Ósmosis](#)

[Presión osmótica](#)

#### PRÁCTICA

[Ejercicios de presión osmótica](#)

#### LABORATORIO

[Preparación de soluciones](#)

[1.2 Preparación de soluciones](#)

[Presión osmótica](#)

#### BIBLIOGRAFÍA

[http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA\\_INORGANICA/IndexQca.htm](http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndexQca.htm)

#### ENLACES

<http://www.ciq.uchile.cl/qi/pagina2002/soluciones/soluc00.htm>