

2.1 | Clasificación de la Materia

La Química es la ciencia que estudia la materia y los cambios que experimenta la materia. La materia puede definirse como aquello que ocupa un espacio y tiene una determinada masa. Toda la materia puede dividirse en dos grandes grupos: las sustancias puras y las mezclas.

Las sustancias puras son materia que tiene una composición definida y constante y unas propiedades características. Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras y en estas combinaciones, las sustancias puras conservan sus propiedades características. El cloruro de sodio (NaCl) y el agua (H₂O) son sustancias puras: tienen una composición química definida y unas propiedades características. Al disolver cloruro de sodio (sal común) en agua, se genera una mezcla. Las mezclas no tienen una composición constante (el agua salada, siempre estará formada por agua y sal, pero sus proporciones pueden ser diferentes).

Las sustancias puras pueden clasificarse en elementos y compuestos. Los elementos son sustancias puras que no pueden separarse en sustancias más simples, ni por métodos físicos ni por métodos químicos. Los elementos conocidos están recogidos en la Tabla Periódica de Elementos Químicos. Los compuestos son sustancias puras formadas por átomos de elementos unidos químicamente, en proporciones definidas. Los compuestos pueden estar formados por átomos del mismo elemento (H₂, O₃, ...) y por átomos de elementos diferentes (H₂O, NaCl, ...).

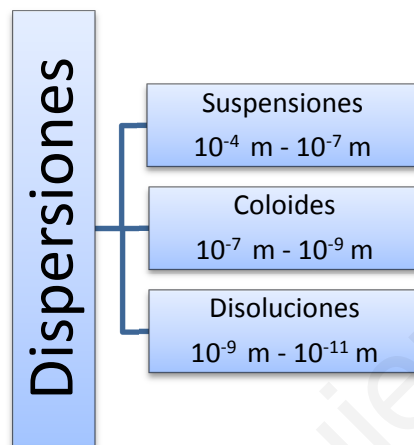
Las mezclas se clasifican en mezclas heterogéneas y mezclas homogéneas. Una mezcla heterogénea se caracteriza porque sus componentes, generalmente, pueden distinguirse a simple vista y porque su composición no es uniforme, ya que en determinadas zonas de la mezcla puede haber una mayor cantidad de un determinado componente. El hormigón utilizado en la construcción es un ejemplo de mezcla heterogénea. Una mezcla homogénea se caracteriza porque sus componentes no pueden distinguirse a simple vista y porque su composición es uniforme en toda la mezcla. El aire es una mezcla homogénea.

2.2 | Las Disoluciones

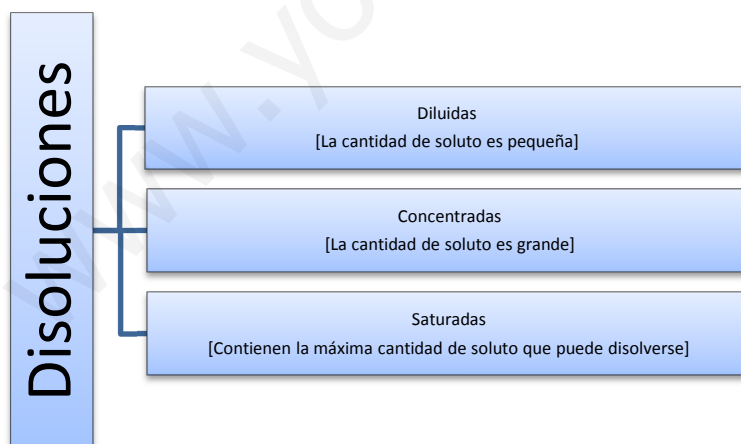
Una disolución es una mezcla homogénea, formada por dos o más sustancias puras en proporción variable. El componente de la disolución que se encuentra en mayor proporción recibe el nombre de **disolvente** y el componente (o componentes) que se encuentra en menor proporción se llama **soluto**.

Disolvente	Soluto		
	SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
SÓLIDO	Aleaciones	Amalgamas	Hidrógeno en paladio
LÍQUIDO	Agua salada	Ginebra	Agua con gas
GAS	Polvo en el aire	Aire húmedo	Aire

Atendiendo al tamaño de las partículas de soluto, puede hacerse la siguiente clasificación:



Atendiendo a las cantidades de soluto y disolvente, puede hacerse esta clasificación:




La concentración de una disolución es una forma de expresar las cantidades de soluto y de disolvente que forman la disolución. Existen distintas formas de expresar la concentración de una disolución, conocidas con el nombre de unidades de concentración.


2.3 | Las Unidades de Concentración

Tanto por ciento en masa $\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_s + m_d} \cdot 100$	$\% \text{ masa} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \cdot 100$
Tanto por ciento en volumen $\% \text{ volumen} = \frac{V_s}{V_s + V_d} \cdot 100$	$\% \text{ volumen} = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de disolución}} \cdot 100$
Gramos por litro $\frac{g}{L} = \frac{m_s}{V_{\text{disolución}}}$	$\frac{g}{L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}}$
Molaridad $M = \frac{n}{V}$	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}}$
Molalidad $m = \frac{n}{m_{\text{disolvente}}}$	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$
Normalidad	$N = \text{Molaridad} \cdot \text{"valencia"}$
Fracción molar de soluto $X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$	$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de disolución}}$
Fracción molar de disolvente $X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}$	$X_d = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles de disolución}}$

Para los ácidos comerciales, suele expresarse su concentración con la densidad y la riqueza de la disolución preparada.

 H_2SO_4 $d=1,85 \text{ g/cm}^3$ 97,6 %	<p>Para expresar la molaridad seguimos este procedimiento: suponemos que tomamos 1 litro de disolución.</p> $d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1.000 \text{ cm}^3 = 1.850 \text{ g "comerciales"}$ $1.850 \text{ g "comerciales"} \cdot 0,976 = 1.805,6 \text{ g "puros"}$ $M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m_s}{M}}{V} = \frac{1.805,6}{98} = 18,42 \text{ moles/litro}$
---	---

Ácidos Comerciales



H_2SO_4
 $d=1,85 \text{ g/cm}^3$
 97,6 %

97,6 %
[Riqueza]

100 g de disolución { 97,6 g de soluto (ácido sulfúrico)
2,4 g de disolvente (agua)

1,85 g/cm³
[densidad]

1 cm³ de disolución → 1,85 g

Ejercicio 1| Se toman 12 g de hidróxido de sodio y se añade agua hasta completar un volumen de 250 mL. Calcular la molaridad de la disolución.

Solución. $M=1,2 \text{ mol/L}$

Ejercicio 2| Determinar la molaridad y porcentaje en masa de una disolución que se forma al disolver 10 g de hidróxido de sodio en 750 mL de agua.

Solución. $M=0,33 \text{ mol/L}$ % masa=1,32 %

Ejercicio 3| Determinar el número de moles y los gramos de ácido nítrico contenidos en 150 mL de una disolución 3M de este ácido.

Solución. La disolución contiene 0,45 moles (28,35 g)

Ejercicio 4| Calcular la molalidad y la fracción molar de cada componente para una disolución formada por 20 g de etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$) y 100 g de agua.

Solución. $m=4,3 \text{ mol/kg}_{\text{disolvente}}$ $X_{\text{etanol}} = 0,07$ $X_{\text{agua}} = 0,93$

Ejercicio 5| Para un ácido clorhídrico comercial ($d=1,19 \text{ g/mL}$ y 37,1 %), determinar: la masa de un litro de esta disolución, la concentración expresada en g/L y la molaridad.

Solución. La masa de un litro es de 1.190 g $C=441,5 \text{ g/L}$ $M=12,09 \text{ mol/L}$

Ejercicio 6| Se desea preparar un litro de disolución 1 M de ácido sulfúrico, a partir un ácido comercial cuya densidad es $1,85 \text{ g/cm}^3$ y de riqueza 97,6 %. Determinar el volumen de ácido sulfúrico comercial necesario.

Solución. 54,3 mL

2.4 | Propiedades Coligativas de las Disoluciones

Las **propiedades coligativas** son propiedades que dependen sólo del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto. Todas estas propiedades tienen un mismo origen, todas dependen del número de partículas de soluto presentes, independientemente de que sean átomos, iones o moléculas.

Las propiedades coligativas son la disminución de la presión de vapor, la elevación del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica. Para el estudio de las propiedades coligativas de disoluciones es importante recordar que se está hablando de disoluciones relativamente diluidas, es decir, disoluciones cuyas concentraciones son $\leq 0.2 M$.

Disminución de la presión de vapor

Si un soluto es **no volátil** (es decir, no tiene una presión de vapor que se pueda medir), la presión de vapor de sus disoluciones siempre es menor que la del disolvente puro. Así, la relación entre la presión de vapor de la disolución y la presión de vapor del disolvente puro depende de la concentración del soluto en la disolución. Esta relación se expresa por la **ley de Raoult**,² que establece que la presión parcial de un disolvente en una disolución, P_1 , está dada por la presión de vapor del disolvente puro, P_1° , multiplicada por la fracción molar del disolvente en la disolución, X_1 :

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

En una disolución que contenga sólo un soluto, $X_1 = 1 - X_2$, donde X_2 es la fracción molar del soluto. Por tanto, la ecuación se puede reescribir como

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^\circ$$

$$P_1 = P_1^\circ - X_2 P_1^\circ$$

$$P_1^\circ - P_1 = \Delta P = X_2 P_1^\circ$$

Observamos que la **disminución** de la presión de vapor, ΔP , es directamente proporcional a la concentración del soluto (medida en fracción molar).

Elevación del punto de ebullición

La **elevación del punto de ebullición** (ΔT_b) se define como el punto de ebullición de la disolución (T_b) menos el punto de ebullición del disolvente puro (T_b°):

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

Debido a que $T_b > T_b^\circ$, ΔT_b es una cantidad positiva.

El valor de ΔT_b es proporcional a la concentración (molalidad) de la disolución. Es decir

$$T_b = K_b m \quad (12.6)$$

donde m es la molalidad de la disolución y K_b es la **constante molal de elevación del punto de ebullición**. Las unidades de K_b son $^\circ\text{C}/m$.

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y de disminución del punto de congelación de varios líquidos comunes

Disolvente	Punto de congelación normal (°C)*	K_f (°C/m)	Punto de ebullición normal (°C)*	K_b (°C/m)
Agua	0	1.86	100	0.52
Benceno	5.5	5.12	80.1	2.53
Etanol	-117.3	1.99	78.4	1.22
Ácido acético	16.6	3.90	117.9	2.93
Ciclohexano	6.6	20.0	80.7	2.79

* Medido a 1 atm.

Disminución del punto de congelación

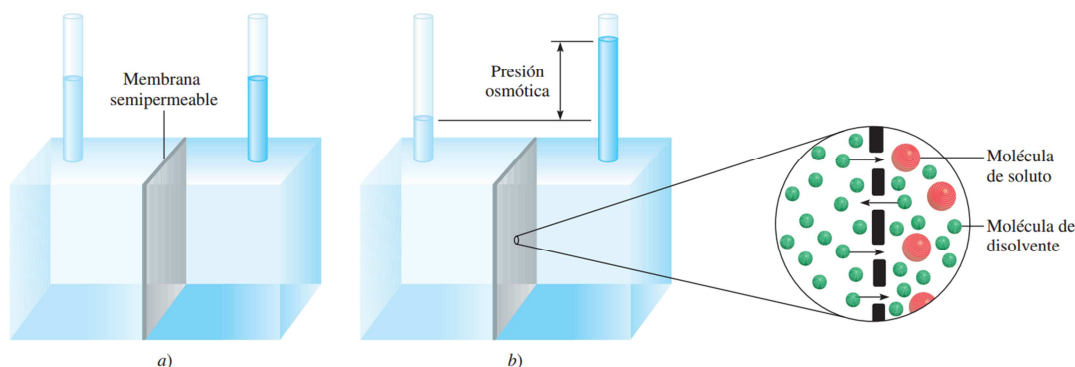
La *disminución del punto de congelación* (ΔT_f) se define como el punto de congelación del disolvente puro (T_f°) menos el punto de congelación de la disolución (T_f):

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

Debido a que $T_f^\circ > T_f$, ΔT_f es una cantidad positiva. De nuevo, ΔT_f es proporcional a la concentración de la disolución:

$$\Delta T_f = K_f m \quad (12.7)$$

donde m es la concentración del soluto en unidades de molalidad y K_f es la *constante molal de la disminución del punto de congelación*. Igual que para K_b , las unidades de K_f son °C/m.



Presión osmótica

Muchos procesos químicos y biológicos dependen de la *ósmosis*, el paso selectivo de moléculas del disolvente a través de una membrana porosa desde una disolución diluida hacia una de mayor concentración. En la figura se ejemplifica este fenómeno. El compartimiento de la izquierda del aparato contiene el disolvente puro; el compartimiento de la derecha contiene una disolución. Los dos compartimientos están separados por medio de una **membrana semipermeable**, que permite el paso de moléculas del disolvente pero impide el paso de moléculas de soluto. Al principio, el nivel de agua en los dos tubos es igual. Después de algún tiempo, el nivel del tubo de la derecha empieza a aumentar y continúa elevándose hasta que se alcanza el equilibrio, es decir, hasta que ya no se observa ningún cambio. La **presión osmótica** (π) de una disolución es la presión que se requiere para detener la ósmosis. Como se muestra en la figura esta presión puede medirse directamente a partir de la diferencia en los niveles finales del fluido.

La presión osmótica de una disolución está dada por

$$\pi = MRT$$

donde M es la molaridad de la disolución, R la constante de los gases ($0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$) y T la temperatura absoluta. La presión osmótica, π , se expresa en atm. Debido a que las mediciones de presión osmótica se llevan a cabo a temperatura constante, la concentración se expresa en unidades de molaridad, más convenientes que las de molalidad.

Al igual que la elevación del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación, la presión osmótica es directamente proporcional a la concentración de la disolución. Esto es lo que se esperaría, ya que todas las propiedades coligativas dependen sólo del número de partículas de soluto disueltas en la disolución. Si dos disoluciones tienen la misma concentración, y, por tanto, la misma presión osmótica, se dice que son *isotónicas*. Si dos disoluciones tienen diferente presión osmótica, se dice que la disolución de mayor concentración es *hipertónica* y la disolución más diluida se describe como *hipotónica*.

Aunque la ósmosis es un fenómeno conocido y muy estudiado, se sabe relativamente poco acerca de cómo las membranas semipermeables detienen el paso de algunas moléculas en tanto que permiten el paso de otras. En algunos casos es simplemente por el tamaño. Una membrana semipermeable puede tener poros lo suficientemente pequeños para permitir el paso sólo de moléculas del disolvente. En otros casos, un mecanismo diferente es el responsable de la selectividad de la membrana, por ejemplo, una mayor "solubilidad" del disolvente en la membrana.

☐ Resumen de las Propiedades Coligativas

<p>Descenso de la Presión de Vapor</p> <p>Ley de Raoult</p> $\Delta p = p_0 - p$ $\Delta p = p_0 \cdot X_{\text{soluta}}$ <p>p_0 = presión de vapor del disolvente puro (mm Hg) p = presión de vapor de la disolución (mm Hg) X_{soluta} = fracción molar de soluto</p>	<p>A 100 °C la presión de vapor del agua es 760 mm Hg. Determinar cuál será la presión de vapor de la disolución que resulta de mezclar 30 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) con 80 g de agua.</p> <p>Solución. $p=708$ mm Hg</p>
<p>Ascenso del Punto de Ebullición</p> $\Delta T = T - T_e$ $\Delta T = K_e \cdot m$ <p>T = temperatura de ebullición de la disolución T_e = temperatura de ebullición del disolvente puro K_e = constante ebulloscópica m = molalidad de la disolución</p>	<p>Determinar el punto de ebullición de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 350 g de agua.</p> <p>Solución. $T=100,9$ °C</p>
<p>Descenso del Punto de Congelación</p> $\Delta T = T_f - T$ $\Delta T = K_c \cdot m$ <p>T = temperatura de fusión de la disolución T_f = temperatura de fusión del disolvente puro K_c = constante crioscópica m = molalidad de la disolución</p>	<p>¿Hasta qué temperatura se puede enfriar una mezcla de 150g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 250 g de agua sin que llegue a congelarse?</p> <p>Solución. $- 3,26$ °C</p>
<p>Presión Osmótica</p> $\Pi = M \cdot R \cdot T$ <p>M = molaridad $R = 0,082$ at·L/mol·K T = temperature</p>	<p>Determinar la presión osmótica de una disolución que se ha preparado disolviendo 30 g de azúcar en agua, hasta completar un volumen de medio litro, a 25 °C.</p> <p>Solución. $\Pi=4,28$ atm</p>

Espectrómetro de masas

El método más directo y exacto para determinar masas atómicas y moleculares es la espectrometría de masas. En un tipo de *espectrómetro de masas*, una muestra en estado gaseoso se bombardea con un haz de electrones de alta energía. Las colisiones entre los electrones y los átomos (o moléculas) en estado gaseoso producen iones positivos al liberarse un electrón de cada átomo o molécula. Estos iones positivos (de masa m y carga e) se aceleran al pasar entre dos placas con cargas opuestas. Los iones acelerados son desviados, por un imán, en una trayectoria circular. El radio de la trayectoria depende de la relación que exista entre la carga y la masa (es decir, e/m). Los iones con menor relación e/m describen una curva con mayor radio que los iones que tienen una relación e/m mayor, de manera que se pueden separar los iones con cargas iguales pero distintas masas. La masa de cada ion (y por tanto del átomo o molécula original) se determina por la magnitud de su desviación. Por último, los iones llegan al detector, que registra una corriente para cada tipo de ion. La cantidad de corriente que se genera es directamente proporcional al número de iones, de modo que se puede determinar la abundancia relativa de los isótopos.

El primer espectrómetro de masas, desarrollado en la década de 1920 por el físico inglés F. W. Aston,² resulta muy rudimentario hoy día. Aun así demostró, sin lugar a dudas, la existencia de los isótopos neón-20 (masa atómica 19.9924 uma y abundancia natural 90.92%) y neón-22 (masa atómica 21.9914 uma y abundancia natural 8.82%). Con el desarrollo de espectrómetros de masas más sofisticados y más sensibles, los científicos lograron descubrir que el neón tiene un tercer isótopo estable con una masa atómica de 20.9940 uma y una abundancia natural de 0.257%. Este ejemplo demuestra la gran importancia de la exactitud experimental en una ciencia cuantitativa como la química. Los primeros experimentos no detectaron el isótopo neón-21 debido a que su abundancia natural es de sólo 0.257%. En otras palabras, en 10 000 átomos de Ne, sólo 26 son de neón-21. La masa de las moléculas se puede determinar de manera similar mediante el espectrómetro de masas.

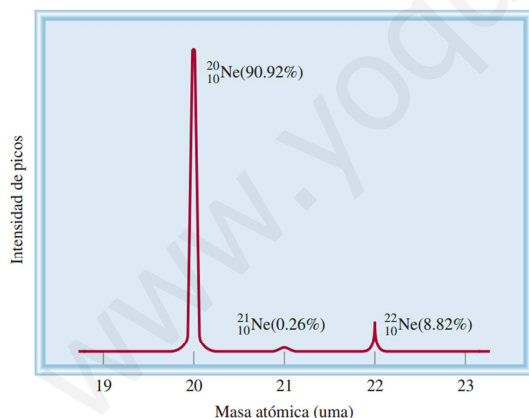


Figura 3.4 El espectro de masas de los tres isótopos del neón.

La fórmula que permite calcular la masa de un átomo en función de las masas de sus isótopos es la siguiente:

$$\text{masa atómica} = \frac{\sum \text{masa atómica del isótopo} \cdot \text{abundancia natural}}{100}$$

$$m_{\text{Ne}} = \frac{19,9924 \cdot 90,92 + 21,9914 \cdot 8,82 + 20,9940 \cdot 0,257}{100} = 20,1707$$