

9 Mezclas de sustancias. Disoluciones

- 9.1 Tipos de mezclas
- 9.2 Coloides
- 9.3 Disoluciones
- 9.4 La ley de Raoult y las propiedades coligativas de las disoluciones
- 9.5 Determinación de masas molares
- 9.6 Algunos métodos de separación de mezclas

9.1 Tipos de mezclas

Mezclas homogéneas (disoluciones). En una disolución, el *soluto* (el sólido, líquido o gas que se disuelve) se dispersa en forma de pequeñas partículas en el disolvente (generalmente un líquido), dando lugar a una mezcla homogénea a nivel molecular (si se cogen muestras cada vez más pequeñas, su composición permanece constante hasta escalas moleculares).

Mezclas heterogéneas o groseras (suspensiones). Las partículas son grandes y a veces pueden observarse incluso a simple vista.

Mezclas coloidales. El tamaño de partícula es intermedio entre una disolución y una mezcla homogénea. Las partículas son relativamente grandes para que, aunque no se observen a simple vista, dispersen la luz. Pero son suficientemente pequeñas para que no se depositen con facilidad. Algunas sustancias tienen moléculas tan grandes que forman necesariamente coloides (coloides moleculares).

Tabla 9.1. Comparación entre las disoluciones, las dispersiones coloidales y las suspensiones

Las partículas son progresivamente mayores 		
Disoluciones	Dispersiones coloidales	Suspensiones
Todas las partículas son del tamaño de los átomos, iones o pequeñas moléculas (1–10 Å)	Las partículas de al menos uno de los componentes son grandes grupos de átomos, de iones o de pequeñas moléculas (10–10000 Å)	Las partículas de al menos uno de los componentes pueden ser vistas con un microscopio de baja resolución (>10000 Å).
Homogéneas	Homogéneas, pero en el límite	No homogéneas
Transparentes; no presentan efecto Tyndall	A menudo opacas; pueden ser transparentes pero presentan efecto Tyndall	No transparentes
Estables a la gravedad	Menos estables a la gravedad; el movimiento Browniano evita deposición de las partículas	Inestables a la gravedad; las partículas se depositan
No separables por filtración	No separables por filtración	Separables por filtración

9.2 Coloides

Tabla 9.2. Tipos de coloides y ejemplos

Fase dispersa (similar al soluto)		Fase dispersante (similar al disolv.)	Nombre común	Ejemplos
Sólido	en	Sólido	Sol sólido	Algunas aleaciones (como acero y duraluminio), algunas gemas de colores, plásticos pigmentados
Líquido	en	Sólido	Emulsión sólida	Queso, mantequilla, jaleas
Gas	en	Sólido	Espuma sólida	Goma, esponja, piedra pómez, espuma de estireno
Sólido	en	Líquido	Soles y geles*	Leche de magnesio, pinturas, lodo, Cacaolat
Líquido	en	Líquido	Emulsión	Leche, crema para la cara, mayonesa
Gas	en	Líquido	Espuma	Espuma de afeitar, espuma de cerveza, crema batida
Sólido	en	Gas	Aerosol sólido	Humo, virus que se transportan por el aire
Líquido	en	Gas	Aerosol líquido	Niebla, nubes, spray de aerosol

* Los geles son soles en los que las partículas sólidas forman una estructura semirrígida que impide que fluyan. Un flan es inicialmente un sol, cuando se mezclan los ingredientes, pero un gel después de enfriarlo.

Efecto Tyndall. Las mezclas coloidales pueden, si el tamaño de partícula es pequeño, parecer transparentes como las disoluciones verdaderas, pero pueden distinguirse fácilmente por el efecto Tyndall.

Adsorción. En la superficie de un sólido, los átomos sólo están enlazados a otros átomos del sólido en, y por debajo de la superficie. Como estos átomos interactúan en todas las direcciones, muestran tendencia a interactuar con cualquier cosa que entre en contacto con la superficie. La superficie puede *adsorber* iones o moléculas, mediante fuerzas que pueden ser de Van der Waals o de enlace químico.

Una misma cantidad de material tiene mucha más capacidad adsorbente cuando está compuesto de partículas muy pequeñas, pues posee más superficie. Por ello, los coloides son muy buenos adsorbentes. También son muy buenos adsorbentes materiales muy porosos como el carbón activo.

Coloides hidrófilos. Los *coloides hidrófilos* (o *liófilos* cuando el medio no es agua) poseen una parte polar que se sitúa en la parte exterior del coloide, de manera que atrae a las moléculas de agua, que de esa forma rodean al coloide. Ejemplos: proteínas, almidón, jabón.

Coloides hidrófobos. Los *coloides hidrófobos* (o *liófilos*) no tienen una parte polar. En disolventes polares, como el agua, las moléculas de coloide no están protegidas por las del disolvente. Al chocar directamente entre sí se juntan, dando partículas mayores (disminución de la *tensión superficial*) y produciendo finalmente la *coagulación* del coloide. Los coloides hidrófobos sólo pueden existir en agua en presencia de *emulsificantes*, cuyas moléculas son capaces de interactuar con ambas fases.

9.3 Disoluciones

Tabla 9.3. Tipos de disoluciones

Soluto		Disolvente	Ejemplos
<i>Disoluciones gaseosas</i>			
Gas	en	Gas	Aire (mezcla de gases)
Líquido	en	Gas	(Si hay gotas presentes, es un sistema coloidal)
Sólido	en	Gas	(Si hay partículas presentes, es un sistema coloidal)
<i>Disoluciones líquidas</i>			
Gas	en	Líquido	Gaseosa, ácido clorhídrico, amoníaco en agua
Líquido	en	Líquido	Alcohol en agua, gasolina
Sólido	en	Líquido	Sal en agua
<i>Disoluciones sólidas</i>			
Gas	en	Sólido	Aleación de hidrógeno en paladio (hay dudas sobre si son disoluciones verdaderas)
Líquido	en	Sólido	Benceno en caucho (cemento de caucho)
Sólido	en	Sólido	Aleaciones metálicas

Expresiones de concentración. La tabla 9.4 recoge las formas más comunes de expresar una concentración, es decir, la cantidad de soluto que hay en una cantidad dada de disolución (o disolvente). Las cuatro formas primeras se basan únicamente en magnitudes físicas (masa o volumen) y la *fracción*

Tabla 9.4. Formas de expresar la composición de las disoluciones

	Soluto	Disolvente o disolución	Ecuación*	Unidad más común
Porcentaje en peso**	Masa	Masa de disolución	$\%_p = 100 \cdot (m_S/m)$	Sin unidades
Porcentaje en volumen	Volumen	Volumen de disolución	$\%_V = 100 \cdot (V_S/V)$	Sin unidades
Porcentaje en peso/volumen***	Masa	Volumen de disolución		
Concentración másica	Masa	Volumen de disolución	$c = m_S/V$	g/l
Concentración molar o molaridad	Cantidad de sustancia	Volumen de disolución	$c_M = n_S/V$	mol/l = M
Concentración normal o normalidad	Núm. de equivalentes	Volumen de disolución	$c_N = eq_S/V$	eq/l = N
Concentración molal o molalidad	Cantidad de sustancia	Masa de disolvente	$c_m = n_S/m_D$	mol/kg = m
Fracción molar	Cantidad de sustancia	Cantidad de sustancia total	$X_S = n_S/n$	Sin unidades

* eq_S = equivalentes de soluto, n_S = cantidad de sustancia de soluto, m_S = masa de soluto, V_S = volumen de soluto, m_D = masa de disolvente, n = cantidad de sustancia de disolución, m = masa de disolución, V = volumen de disolución.

**Estrictamente hablando, es un porcentaje en masa, aunque el largo uso ha hecho de “porcentaje en peso” el término normal.

***No es en realidad un porcentaje ya que se divide una masa por un volumen. En desuso.

molar, en magnitudes químicas (cantidad de sustancia-número de moles). La *molaridad* y la *normalidad* son las formas más habituales en experimentación ya que relacionan la cantidad química de soluto con el volumen de disolución. La *molalidad* presenta la ventaja de que no depende de la temperatura.

Solubilidad. La solubilidad es la máxima cantidad de un material que se disolverá en una cantidad dada de disolvente, a una temperatura dada, para producir una disolución estable. Una disolución es *saturada* cuando se ha disuelto, de forma estable, la máxima cantidad de soluto en el disolvente. La concentración del soluto en la disolución es entonces igual a la solubilidad del soluto. Una disolución es *no saturada* cuando la cantidad de soluto es menor que la máxima, y *sobresaturada* cuando es mayor.

Esponaneidad del proceso de disolución. El proceso de disolución es tanto más fácil cuanto mayor sea: 1) el desprendimiento de calor y 2) el aumento en el desorden. Este segundo factor es a menudo favorable a la solubilidad, lo que hace que muchos procesos de disolución sean favorables aún cuando son endotérmicos, o que los gases (donde las fuerzas intermoleculares son poco importantes) se mezclen entre sí en cualquier proporción. Considerando el primer factor (figura 9.1), la solubilidad se favorece cuando las atracciones soluto-disolvente son mejores que las soluto-soluto y disolvente-disolvente.

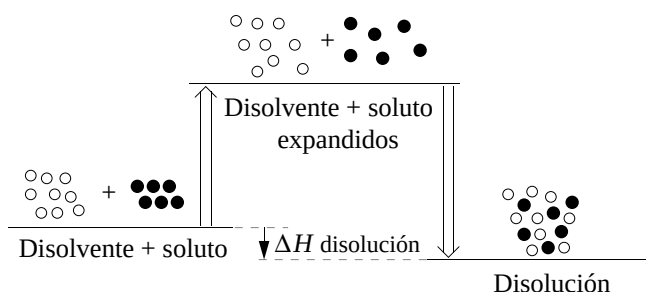


Figura 9.1. Diagrama que representa los cambios caloríficos en una secuencia teórica de un proceso de disolución. El proceso mostrado es exotérmico, aunque en muchos casos la disolución es un proceso endotérmico.

- ① Las partículas del disolvente y del soluto se alejan hasta la distancia media que tendrán en la disolución. Para ello deben vencer las atracciones soluto-soluto y disolvente-disolvente.
- ② Solute y disolvente se mezclan, con lo que se establecen interacciones soluto-disolvente, que estabilizan la disolución.

Solubilidad de las sustancias moleculares. Cuando disolvemos I_2 (solute no polar) en H_2O (disolvente polar), aunque las interacciones soluto-soluto son relativamente débiles (fuerzas de London), las interacciones disolvente-disolvente son demasiado fuertes para ser compensadas por las interacciones soluto-disolvente, por lo que la solubilidad es baja. Sin embargo, el I_2 (solute no polar) es soluble en CCl_4 (disolvente no polar) ya que existen fuerzas débiles entre soluto-disolvente (fuerzas de London) que son similares a las soluto-soluto y disolvente-disolvente. De igual forma, los alcoholes (polares) son solubles en H_2O (polar). Estas observaciones han dado lugar a la regla *semejante disuelve a semejante*.

Solubilidad de los sólidos no moleculares. Los sólidos iónicos son insolubles en disolventes no polares. Su solubilidad en disolventes polares como el agua es muy variable (ver 4.3). Los sólidos covalentes no se disuelven en agua pues los enlaces covalentes que mantienen la red unida son demasiado fuertes para ser reemplazados por una atracción con los dipolos del agua. Lo mismo puede afirmarse de los sólidos metálicos. En las consideraciones realizadas, hemos supuesto que no hay reacción del soluto con el disolvente. El sodio se “disuelve” en agua porque reacciona con ésta produciendo NaOH que es soluble.

Temperatura, presión y solubilidad. El principio de Le Châtelier predice que un aumento de la temperatura favorece la solubilidad si el proceso es endotérmico pero la dificulta si es exotérmico. Muchas disoluciones de sólido o líquido en líquido son endotérmicas (ver por ejemplo tabla 9.5), por lo que a menudo la solubilidad aumenta con la temperatura tal como puede observarse en la figura 9.2.

Tabla 9.5. Entalpías de disolución de algunas sustancias en agua, en kJ mol^{-1}

Sustancia	HF(g)	HCl(g)	HBr(g)	HI(g)	$\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{KNO}_3(\text{s})$	KBr(s)	KI(s)	NaCl(s)
ΔH_d	-61,5	-74,8	-85,1	81,7	-30,5	34,9	19,9	20,3	3,9

En una disolución de gas en líquido, el aumento de la presión parcial favorece la disolución, tal como fue observado en 1803 por **W. Henry** (1774–1836), quien estableció que la solubilidad de un gas (s_{gas}) en un líquido es proporcional a la presión parcial del gas (p_{gas}), $s_{\text{gas}} = K \cdot p_{\text{gas}}$, donde K es una constante que

depende de la temperatura (tabla 9.6). La disolución de un gas en un líquido es normalmente exotérmica (ver por ejemplo tabla 9.5), por lo que la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura, tal como puede observarse en la tabla 9.6.

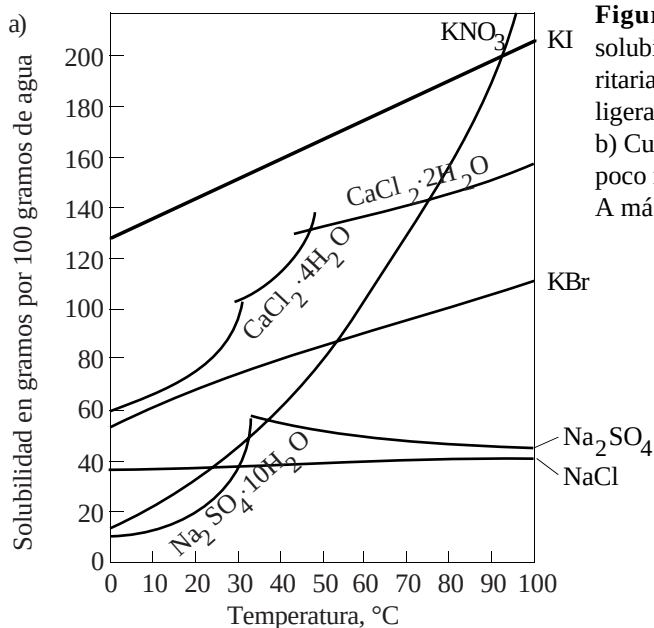


Figura 9.2. a) Curvas ilustrativas del efecto de la temperatura en las solubilidades de algunas sales en agua. Al elevar la temperatura, mayoritariamente la solubilidad aumenta rápida (KNO_3), moderada (KBr) o ligeramente (NaCl), pero en algún caso (Na_2SO_4 anhidro) desciende. b) Curva de solubilidad en el sistema fenol-agua. A 40°C , el fenol es poco miscible con el agua. La miscibilidad aumenta con la temperatura. A más de 66°C , fenol y agua son miscibles en cualquier proporción.

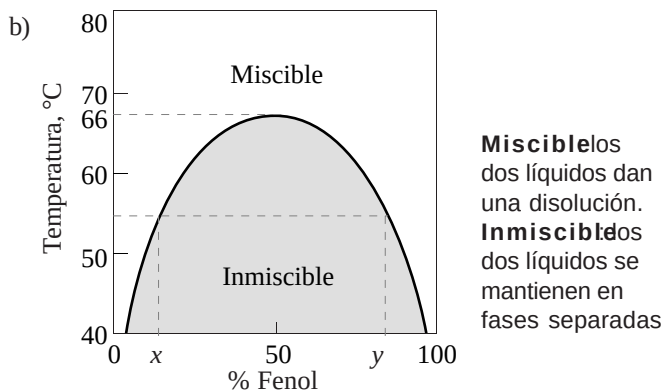


Tabla 9.6. Valores de la constante de la ley de Henry en el agua, en $\text{mol l}^{-1} \text{atm}^{-1}$

Gas	0°C	20°C	40°C	60°C
H_2	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$8,1 \cdot 10^{-4}$	$7,3 \cdot 10^{-4}$	$6,7 \cdot 10^{-4}$
N_2	$10,3 \cdot 10^{-4}$	$7,3 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	$4,86 \cdot 10^{-4}$
O_2	$22 \cdot 10^{-4}$	$14,3 \cdot 10^{-4}$	$10,2 \cdot 10^{-4}$	$8,7 \cdot 10^{-4}$

Velocidades de disolución y cristalización. La *velocidad de disolución* de un sólido aumenta si se muelen los cristales grandes, se agita la disolución o se aumenta la temperatura. La *velocidad de cristalización* puede ser muy lenta. Así, a veces, al enfriar una disolución saturada de un soluto cuya solubilidad es mayor a temperaturas altas, se obtiene una disolución sobresaturada. Esta disolución es metaestable y produce cristales con rapidez si se perturba (agitando, rascando las paredes, etc.) o se introducen “semillas” (partículas de polvo o de algún cristal).

9.4 La ley de Raoult y las propiedades coligativas de las disoluciones.

La ley de Raoult. “La presión de vapor de una sustancia en una disolución es proporcional a su fracción molar” (figura 9.3). Por ejemplo, la presión de vapor del componente A es $p_A = X_A p_A^*$, donde X_A es la fracción molar del componente A en la disolución y p_A^* es la presión de vapor de A cuando está puro. Para una disolución de dos componentes, A y B, la presión de vapor total es $p_v = p_A + p_B = X_A p_A^* + X_B p_B^*$.

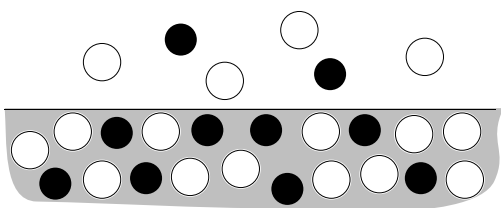


Figura 9.3. En una disolución de moléculas blancas y negras, no hay tantas moléculas blancas en disposición de abandonar la superficie del líquido. Por ello, la presión de vapor de las moléculas blancas en la disolución debe ser inferior a la que muestran cuando están puras. De este análisis, cobra sentido que la presión de vapor de las moléculas blancas en la disolución sea proporcional al número relativo de esas moléculas en la disolución, es decir, a su fracción molar (ley de Raoult).

Disoluciones ideales. La ley de Raoult es una ley *aproximada*, que corresponde a una visión simplificada de una disolución. Una *disolución ideal* es aquella que cumple la ley de Raoult. En una disolución ideal, la presión de vapor depende linealmente de la fracción molar (figura 9.4).

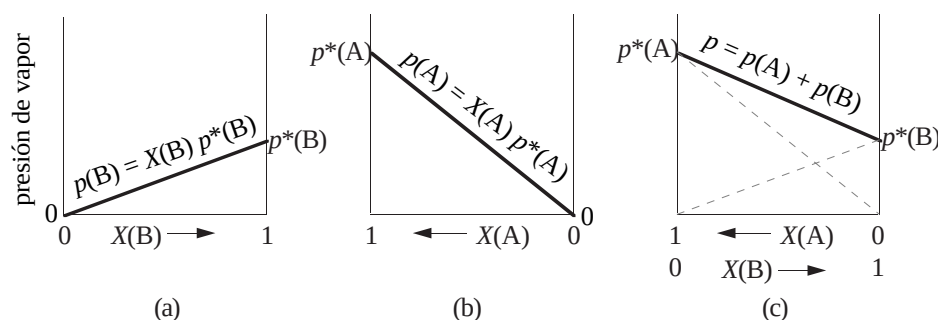


Figura 9.4. Gráfica para una disolución ideal de dos componentes, de la presión de vapor de la disolución frente a su composición en fracción molar, a temperatura constante.

a) Presión parcial del componente B.
b) Presión parcial del componente A.
c) Presión de vapor de la disolución.

Disoluciones reales. La ley de Raoult se basa en el modelo ideal mostrado en la fig. 9.3, que supone que la presencia de moléculas vecinas B, no afecta a la fuerza que retiene a las moléculas de A en el líquido. Esto sólo es cierto si las interacciones A–A son iguales a las A–B. En disoluciones donde estas interacciones son muy desiguales entre sí, se producen desviaciones importantes de la ley de Raoult (figura 9.5).

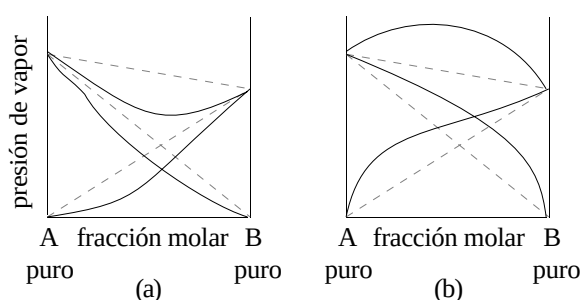


Figura 9.5. Desviaciones de la ley de Raoult. A trazos se muestra el comportamiento ideal, y en línea continua el real. Los diagramas de presión de vapor–composición de las disoluciones reales están comprendidos entre aquellos que presentan un mínimo en la curva presión de vapor total–composición, y los que presentan un máximo.
a) Desviación negativa. Si la interacción A–B es más fuerte que las interacciones A–A y B–B, entonces la disolución A–B presentará una presión de vapor anormalmente baja. Ejemplo: cloroformo–acetona.
b) Desviación positiva. Las interacciones A–A y B–B son más fuertes que las A–B. Ejemplo: tetracloruro de carbono–metanol.

Propiedades coligativas. La presión de vapor de una disolución de un soluto poco volátil ($p^*_S \approx 0$) es siempre inferior a la presión de vapor del disolvente y depende de la concentración del soluto pero no de su naturaleza (S = soluto; D = disolvente): $p_v = p_S + p_D = p^*_S X_S + p^*_D X_D$ $p^*_D X_D = p^*_D (1 - X_S)$. Las propiedades coligativas de las disoluciones de un soluto poco volátil son aquellas que sólo dependen de la concentración del soluto (presión de vapor, aumento ebulloscópico, descenso crioscópico y presión osmótica).

Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico. El descenso en la presión de vapor de una disolución con soluto no volátil respecto del disolvente produce un aumento en el punto de ebullición y un descenso en el punto de congelación (figura 9.6), proporcional a la concentración del soluto en la disolución:

aumento ebulloscópico	$\Delta T_e = K_e c_m$	K_e es la constante ebulloscópica
descenso crioscópico	$\Delta T_c = -K_c c_m$	K_c es la constante crioscópica

Las constantes ebulloscópica y crioscópica dependen del disolvente pero no del soluto (tabla 9.7).

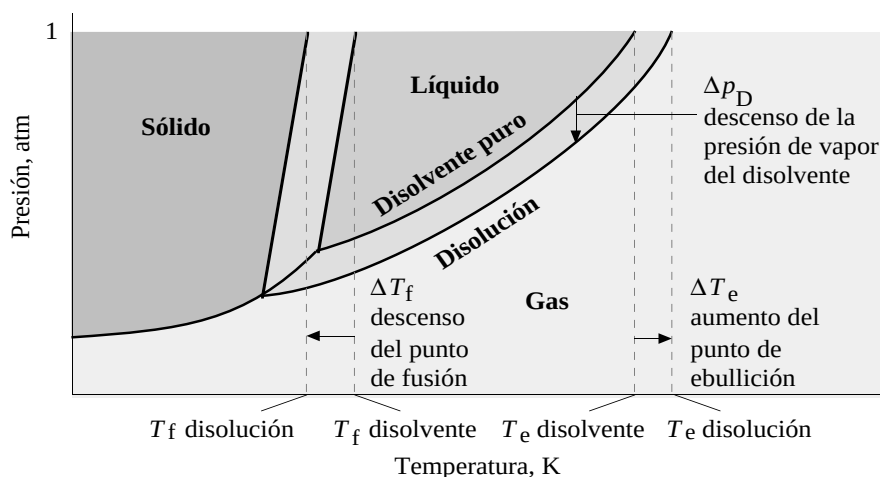


Figura 9.6. Como un soluto no volátil descende la presión de vapor del disolvente, el punto de ebullición de la disolución se eleva y el punto de fusión descende con respecto a los puntos correspondientes del disolvente puro. La magnitud del aumento ebulloscópico y del descenso ebulloscópico es proporcional al descenso de la presión de vapor y, por tanto, a la concentración del soluto.

Tabla 9.7. Puntos de fusión y ebullición y constantes crioscópicas y ebulloscópicas de disolventes

Disolvente	Punto de fusión (°C)	K_f (°C/m)	Punto de ebullición (°C)	K_e (°C/m)
Ácido acético	16,6	3,90	118,1	3,07
Agua	0,0	1,86	100,00	0,512
Benceno	5,48	5,12	80,10	2,53
Éter Etilico	-116,2	1,79	34,5	2,02
Naftaleno	80,2	6,8		
Nitrobenceno	5,7	7,00	210,88	5,24

Presión osmótica. La ósmosis es el proceso espontáneo por el cual las moléculas de disolvente atraviesan una membrana semipermeable desde la disolución de menor hacia la de mayor concentración de soluto (fig. 9.7). La diferencia de presión hidrostática entre disolución y disolvente en el equilibrio se llama *presión osmótica*, π . A partir de medidas experimentales, se sabe que en disoluciones *diluidas*, $\pi = c_M RT$.

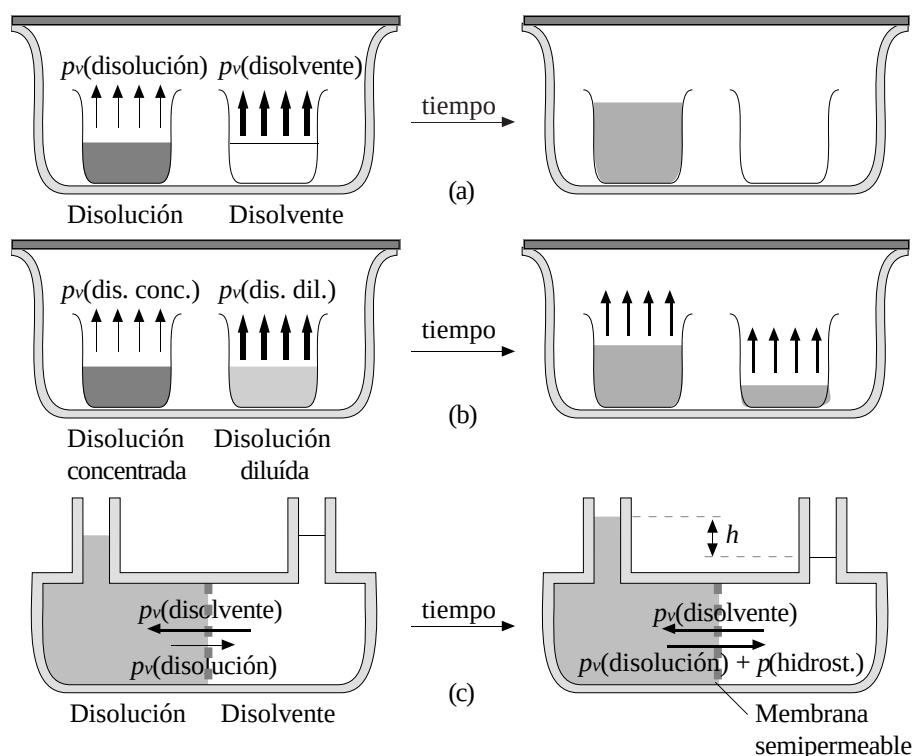


Figura 9.7. a) La presión de vapor en el vaso con disolvente es mayor que en el vaso con disolución. El disolvente se evaporará del primero (disolvente puro) y condensará en el segundo (disolución).

b) La presión de vapor en la disolución diluida es mayor que en la concentrada. El disolvente se evaporará de la diluida y condensará en la concentrada, hasta que las concentraciones se igualen, momento en el que las presiones de vapor serán también iguales.

c) En los ejemplos anteriores, sólo el disolvente es capaz de transferirse a través del espacio, ya que el soluto no es volátil. El mismo efecto puede conseguirse con una membrana semipermeable que sólo deje atravesar las moléculas de disolvente. Ahora, el disolvente pasará a la disolución hasta que la presión hidrostática compense la diferencia de presiones de vapor.

Disociación de electrolitos y propiedades coligativas. Las propiedades coligativas dependen de la concentración de *partículas* de soluto en la disolución. Los electrolitos, al disociarse, poseen concentraciones *efectivas* mayores que las nominales. El *factor de van't Hoff*, i , es la relación entre la propiedad coligativa *real* y el valor que se observaría si no hubiese disociación:

$$i = \frac{\Delta T_f(\text{real})}{\Delta T_f(\text{si no hay disociación})} = \frac{K_f c_m(\text{efectiva})}{K_f c_m(\text{nominal})} = \frac{c_m(\text{efectiva})}{c_m(\text{nominal})} \quad \Delta T_f(\text{real}) = K_f c_m(\text{efectiva}) = i K_f c_m(\text{nominal})$$

El valor de i real es a menudo inferior al ideal (tabla 9.8), debido a una disociación parcial (caso de *electrolitos débiles*) o a asociaciones parciales de iones (caso de *electrolitos fuertes*), que disminuyen el número eficaz de partículas (igual que para la conductividad molar de las disoluciones de electrolitos en 7.3).

Tabla 9.8. Factores reales e ideales de van't Hoff para soluciones acuosas de electrolitos fuertes

Compuesto	KBr	NaCl	K ₂ CO ₃	K ₂ CrO ₄	K ₃ [Fe(CN) ₆]
<i>i</i> ideal (dilución infinita)	2,00	2,00	3,00	3,00	4,00
<i>i</i> real para disolución 0,1 m*	1,88	1,87	2,45	2,39	2,85
<i>i</i> real para disolución 1,0 m*	1,77	1,83	2,39	1,95	

* Estos valores han sido calculados a partir de los descensos crioscópicos, tomando $K_f = 1,86$ °C/m para el agua.

9.5 Determinación de masas molares

La medida del cualquiera de las propiedades coligativas de una disolución de un soluto no volátil, permite en teoría conocer su concentración, y determinar la masa molar desconocida del soluto.

9.6 Algunos métodos de separación de mezclas.

Tabla 9.9. Algunos métodos de separación de mezclas

Separación de mezclas heterogéneas

Líquidos inmiscibles	Decantación.
Sólido y líquido	Filtración.
Sólidos	Extracción de uno de los componentes con un disolvente en condiciones apropiadas

Separación de mezclas homogéneas

Líquidos o gases	Cromatografía de líquidos o de gases
Líquidos	Destilación
Sólido en líquido	Extracción de un soluto con otro disolvente en el que sea más soluble
	Cristalización por evaporación parcial del disolvente o descenso de la temperatura

Purificación de coloides

Sólido en líquido (soles):	Filtración (partículas grandes), ultrafiltración (filtración a presión a través de membranas muy pequeñas), diálisis y electrodiálisis (para soles liófilos).
----------------------------	---

Destilación. La composición de una disolución de dos componentes volátiles, A y B, se relaciona con la composición del vapor en equilibrio mediante la ley de Dalton de las mezclas gaseosas y de la ley de Raoult:

$$\frac{Y_A}{Y_B} = \frac{p_A}{p_B} = \frac{X_A}{X_B} \frac{p_A^*}{p_B^*}$$

$$Y_A = \text{fracción molar de A en la fase gaseosa} \quad X_A = \text{fracción molar de A en la disolución}$$

$$Y_B = \text{fracción molar de B en la fase gaseosa} \quad X_B = \text{fracción molar de B en la disolución}$$

Obsérvese que si A es el componente más volátil (es decir, $\frac{p_A^*}{p_B^*} > 1$), el vapor se enriquece en este componente $\left(\frac{Y_A}{Y_B} > \frac{X_A}{X_B}\right)$

La relación entre la composición de la disolución y la composición del vapor en equilibrio a una presión determinada puede darse gráficamente de la forma mostrada en la figura 9.8(a). Como en una destilación se mide la temperatura de ebullición a presión atmosférica, una forma más útil de presentación es sustituyendo la presión de vapor por la temperatura de ebullición (figura 9.8(b)).

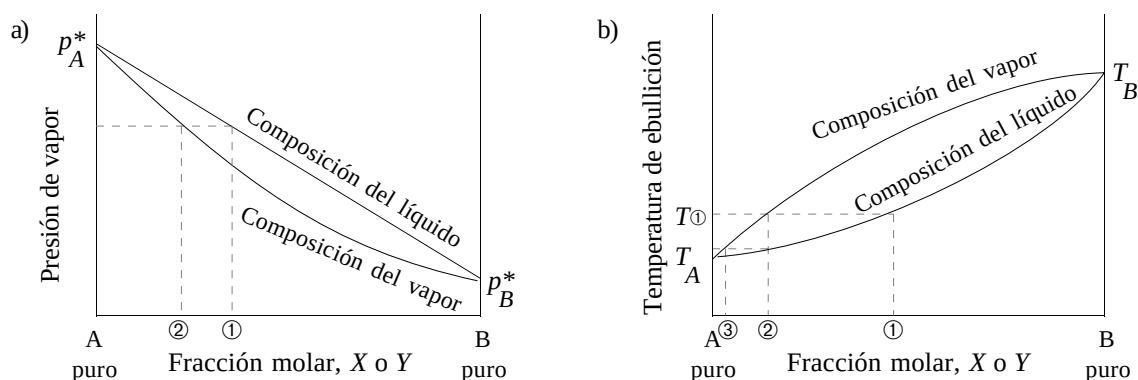


Figura 9.8. a) Diagrama de presiones de vapor en el que se muestran las composiciones del líquido y del vapor, para una disolución ideal de dos componentes. Una disolución de composición ① está en equilibrio con un vapor de composición ②. Obsérvese que el vapor se enriquece en el componente más volátil (el de mayor presión de vapor).

b) Diagrama de puntos de ebullición a presión constante para el sistema anterior. Lógicamente, el componente de mayor presión de vapor tiene una menor temperatura de ebullición. La disolución ① destila a la temperatura $T_{\text{①}}$, dando el destilado ②. La destilación de ② produce ③. Si se repite el proceso varias veces, se puede obtener A con un alto grado de pureza.

El comportamiento descrito corresponde a disoluciones ideales, pero es similar al observado para la mayoría de disoluciones reales. Sin embargo, en algunos casos, el alejamiento de la idealidad es apreciable, y aparece un *punto azeotrópico*, caracterizado por tener composición idéntica del líquido y del vapor (figura 9.9). Los componentes de una mezcla en el punto azeotrópico **no** pueden separarse por destilación.

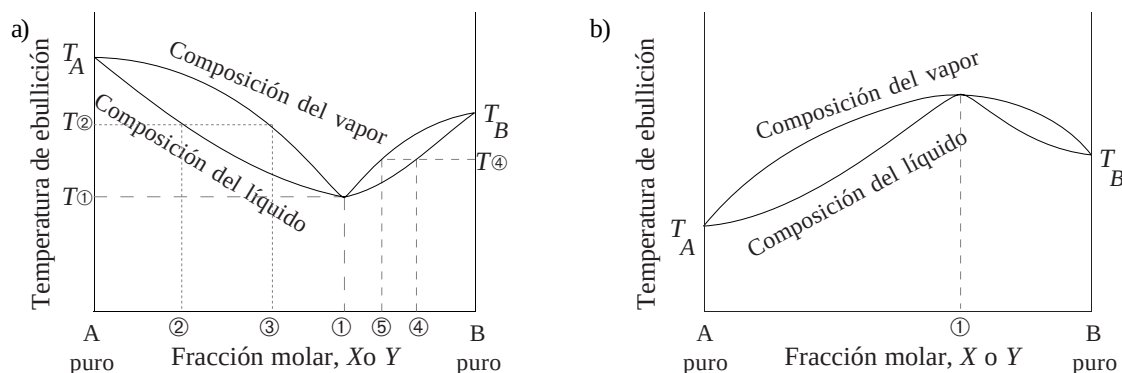


Figura 9.9. a) Diagrama de puntos de ebullición a presión constante en el que se muestran las composiciones del líquido y del vapor, para una disolución de dos componentes cuya desviación del comportamiento ideal produce el punto azeotrópico ①. La desviación de la idealidad representada es *positiva*, tal como la de la figura 9.5(b). La temperatura de ebullición presenta un mínimo entre ambos componentes. La destilación simple de ② produce un destilado ③, enriquecido en el componente más volátil B. Sin embargo, la destilación simple de ④ produce el destilado ⑤ enriquecido en el componente **menos** volátil A. De una destilación fraccionada de ② se obtiene A puro y la mezcla azeotrópica, mientras que de una destilación fraccionada de ④ se obtiene B puro y la mezcla azeotrópica.

b) Idem que en el caso anterior, pero ahora la desviación de la idealidad es *negativa*, tal como la de la figura 9.5(a)). La temperatura de ebullición presenta un máximo entre ambos componentes.

Reparto de un soluto entre dos disolventes inmiscibles. La relación de las concentraciones de equilibrio de un soluto en dos disolventes inmiscibles viene dado por:

$$\frac{c_A}{c_B} = \frac{s_A}{s_B} = K \quad K = \text{constante de reparto}$$

c_A = concentración del soluto en A s_A = solubilidad del soluto en A
 c_B = concentración del soluto en B s_B = solubilidad del soluto en B

Bibliografía

Atkins, págs. 393–428; Dickerson, págs. 48–52, 652–665; Masterton, págs. 20–24, 332–360; Russell, págs. 317–361; Whitten, págs. 340–374.

Seminarios

coloides

- 9.1 Establece la diferencia entre disoluciones y coloides y da ejemplos de cada uno.
- 9.2 ¿En qué consiste el efecto Tyndall y qué lo ocasiona?

el proceso de disolución

- 9.3 Explica la importancia de las interacciones soluto–soluto, disolvente–disolvente y soluto–disolvente en la solubilidad de un soluto en un disolvente. Señala la interacción de menor importancia relativa cuando se disuelven en agua: a) sólidos y b) gases.
- 9.4 ¿Por qué no hay disoluciones *verdaderas* en las que el disolvente sea gaseoso y el soluto sea líquido o sólido?
- 9.5 ¿En cuál de los siguientes disolventes será más soluble el I_2 ? ¿En cuál será más soluble el NaCl?
a) H_2O , b) CCl_4 .
- 9.6 Di en cada caso si crees que el soluto se puede disolver o no en el disolvente especificado:
a) $CaCl_2$ en hexano (C_6H_{14}), b) hexano en agua, c) CCl_4 en hexano, d) HCl en agua, e) $(NH_4)_2SO_4$ en agua.
- 9.7 Explica el efecto de la temperatura sobre la solubilidad de sólidos y gases en líquidos.
- 9.8 La entalpía normal de disolución de la urea, $(NH_2)_2CO$, en agua es 15,5 kJ/mol. ¿Esperas que el compuesto sea más o menos soluble en agua cuando se incremente la temperatura?
- 9.9 Di si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) La solubilidad de un soluto en un disolvente es mayor si se agita y si se encuentra finamente dividido.
b) La presión de vapor de una disolución es menor que la del disolvente puro.

c) El agua y los alcoholes son muy miscibles entre sí porque tienen el mismo tipo de fuerzas intermoleculares.

propiedades coligativas

- 9.10 ¿Por qué el agua de mar congela a una temperatura inferior a la del agua dulce? ¿Hervirán a la misma temperatura?
- 9.11 ¿Por qué el anticongelante de los coches ayuda a prevenir la ebullición en días calurosos?
- 9.12 A veces, al abrir bebidas que contienen CO_2 disuelto, éstas congelan. Busca una explicación.
- 9.13 Nadar durante mucho tiempo en agua salina hace que se arrugue la piel de la punta de los dedos. ¿Qué propiedad coligativa ilustra este hecho?
- 9.14 Explica en qué se basa el método de *ósmosis inversa* para la desalinización del agua.
- 9.15 ¿Cuál es el valor del factor de van't Hoff, i , para los siguientes electrolitos a dilución infinita?:
a) HCl , b) Ca(OH)_2 , c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, d) $\text{Fe(NO}_3)_3$.
- 9.16 Para una disolución de $0,01 \text{ mol l}^{-1}$ de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $M_r = 180,16$), calcula el aumento ebulloscópico, el descenso crioscópico y la altura de agua necesaria para compensar su presión osmótica. De acuerdo al resultado obtenido, ¿cuál crees que es el mejor método para determinar la masa molar? [$K_e = 0,512 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$, $K_c = 1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$]

destilación

- 9.17 Observa la figura 9.9(a). De una destilación fraccionada de una mezcla de composición ②, ¿qué componentes, y en qué orden, separaríamos?
- 9.18 ¿Por qué por destilación fraccionada del vino se obtiene alcohol del 96°?

Problemas

molaridad

- 9.1 Preparamos una disolución disolviendo 127 g de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en agua suficiente para hacer 1,35 l de disolución. ¿Cuál es la molaridad de ésta?
- 9.2 Tenemos una disolución de concentración $0,693 \text{ mol l}^{-1}$ en HCl . Para una determinada reacción necesitamos 0,0525 mol de HCl . ¿Cuánta disolución deberemos tomar?
- 9.3 ¿Qué masa de etanol ($\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH}$) hay en 250 ml de una disolución 0,10 M?
- 9.4 ¿Cuál es la molaridad de una disolución de $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ que contiene 280 g de sal en 900 ml de disolución?
- 9.5 Deseamos preparar 0,150 l de disolución de CuSO_4 0,240 M. ¿Qué masa necesitamos de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ cristalizado?

molalidad

- 9.6 Se prepara una disolución disolviendo 1,69 g de NaCl en 869 g de H_2O . ¿Cuál es la concentración molal?
- 9.7 ¿Cuántos gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ se necesitan para preparar 87,62 g de disolución 0,0162 m?
- 9.8 Tenemos una disolución que contiene 410,3 g de H_2SO_4 en 1,000 l de disolución a 20°C . Si la densidad de la disolución es de $1,243 \text{ g ml}^{-1}$,
a) ¿cuál es la molalidad de la disolución?; b) ¿cuál es la molaridad de la disolución?
- 9.9 En el método de las cámaras de plomo para la fabricación de ácido sulfúrico, éste se produce por la reacción entre SO_3 y agua. El SO_3 se obtiene por tostación de piritas o azufre. Si partimos de 5,00 g de azufre ($M = 32,066 \text{ g mol}^{-1}$) y todo el SO_3 producido se recoge sobre 600 ml de agua ($d = 0,998 \text{ g mol}^{-1}$) con un rendimiento del 100%, ¿cuál será la molalidad de la disolución obtenida?

fracción molar

- 9.10 Calcula la fracción molar de tetracloruro de carbono, CCl_4 , en una disolución preparada mezclando 64,0 g de CCl_4 ($M = 153,82 \text{ g/mol}$) con 36,0 g de benceno, C_6H_6 ($M = 78,11 \text{ g/mol}$).
- 9.11 ¿Qué masa de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ($M = 180,10 \text{ g/mol}$), debe disolverse en 150,0 ml de agua ($d = 1,00 \text{ g ml}^{-1}$) para que la fracción molar de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ sea 0,125?

porcentaje en peso y volumen

- 9.12 Preparamos una disolución añadiendo agua a 32,86 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ hasta un volumen total de 100,00 ml. Si la densidad del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ puro es $0,7851 \text{ g ml}^{-1}$, ¿cuál será la concentración de la disolución, expresada en porcentaje de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en volumen?
- 9.13 Al evaporar 20,0 ml de una disolución de KClO_3 , que pesaban 21,0 g, se ha obtenido un residuo de KClO_3 de 1,45 g. Calcula su concentración molar, molal y en % en peso.
- 9.14 Calcula:
- a) La masa de ácido acético (CH_3COOH) que hay en 450 g de una disolución al 10,0% en peso.
 - b) La masa de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ necesaria para preparar 1000 g de una disolución al 7,0% en peso.
- 9.15 Una disolución de ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de $1,836 \text{ g/ml}$ y una riqueza del 98%. ¿Qué masa de ácido hay en 100 ml de dicha disolución concentrada?
- 9.16 ¿Qué masa de NH_4Cl hay en 1,00 ml de una disolución que contiene el 5,00% en peso de NH_4Cl y tiene una densidad de $1,014 \text{ g/ml}$?
- 9.17 Calcula para una disolución de 54,35 g de KOH en 489,30 g de agua, cuya densidad es $1,087 \text{ g/ml}$:
- a) la concentración en % en peso; b) la concentración en g/l; c) la molaridad; d) la molalidad.

relaciones entre distintas formas de expresar la concentración

- 9.18 Calcula la concentración en g/l de una disolución de H_2SO_4 del 96% y densidad $1,84 \text{ g/ml}$. ¿Qué volumen de este ácido contendrá 100 g de H_2SO_4 ?
- 9.19 ¿Cuál es la fracción molar de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en una disolución acuosa que al mismo tiempo es 3,86 m en $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ y 2,14 m en CH_3OH ?
- 9.20 Calcula la densidad de una disolución de MgSO_4 en agua que es 1,82 M y del 18% en peso.
- 9.21 La densidad de una disolución acuosa de K_2SO_4 0,62 M es $1,081 \text{ g/ml}$. Calcula:
- a) su concentración en % en peso; b) la fracción molar del K_2SO_4 en la disolución.
- 9.22 El ácido sulfúrico concentrado que suele venderse comercialmente es del 95% en peso en H_2SO_4 . Si su densidad es $1,834 \text{ g ml}^{-1}$, ¿cuál es su molaridad?
- 9.23 El ácido nítrico comercial concentrado acostumbra a ser 15,5 M. Si su densidad es $1,409 \text{ g ml}^{-1}$, ¿cuál será su composición expresada en porcentaje en peso del H_2O ?
- 9.24 Una disolución de HCl al 20,0% en peso tiene una densidad de $1,098 \text{ g/ml}$. Expresa la concentración de la misma en molaridad, molalidad y fracción molar.
- 9.25 Calcula la molaridad y molalidad de una disolución concentrada de H_2SO_4 , de densidad $1,824 \text{ g/ml}$ y del 92% en peso.

dilución de disoluciones

- 9.26 ¿Cuál será la concentración molar de una disolución de HNO_3 preparada por dilución a 500 ml de 32,0 ml de un ácido concentrado de $d = 1,42 \text{ g/ml}$ y una riqueza del 69,5%?
- 9.27 Calcula el volumen necesario de NH_3 del 25,0% ($d = 0,910 \text{ g/ml}$) para preparar 125 g de disolución al 15,0% en peso.
- 9.28 Calcula el volumen necesario de HCl concentrado de 36,0% ($d = 1,18 \text{ g/ml}$) para preparar 1,00 litros de disolución 2,00 M.
- 9.29 ¿Qué volumen de disolución de HCl del 36,0% en peso ($d = 1,179 \text{ g/ml}$) hay que tomar para preparar 50,0 ml del 12,0%, cuya densidad es $1,053 \text{ g/ml}$?

- 9.30 Se dispone de una disolución de H_2SO_4 98% en peso ($d = 1,836 \text{ g/ml}$). Calcula el volumen de ácido necesario para preparar 100 ml de disolución 2,00 M.

mezcla de disoluciones de distinta concentración

- 9.31 Mezclamos 3,65 litros de NaCl 0,105 M con 5,11 litros de NaCl 0,162 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, es decir, que el volumen después de la mezcla es 8,76 litros, ¿cuál será la concentración molar de la disolución final?
- 9.32 Se mezclan 30,00 ml de H_2O (densidad $1,000 \text{ g ml}^{-1}$) con 70,00 ml de alcohol metílico CH_3OH (densidad $0,7958 \text{ g ml}^{-1}$). La disolución resultante tiene una densidad de $0,8866 \text{ g ml}^{-1}$. Calcula la concentración de la disolución, como molaridad, molalidad, porcentaje en peso y porcentaje en volumen de CH_3OH .
- 9.33 Mezclamos 2,00 litros de ácido sulfúrico del 54,0% en peso y $d = 1,435 \text{ g/ml}$ con 5,00 litros de una disolución de ácido sulfúrico 1,25 M y $d = 1,069 \text{ g/ml}$. Calcula la molaridad y molalidad de la mezcla, considerando los volúmenes como aditivos.
- 9.34 Se añaden 10 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a 100 g de una disolución de dicromato al 20%. Halla la concentración en % en peso de la disolución resultante.
- 9.35 Tenemos dos disoluciones de ácido clorhídrico, una del 36,0% y la otra del 10,0%. Calcula la masa que hay que tomar de cada una de ellas para preparar 500 g de disolución al 30,0%.
- 9.36 ¿Qué volúmenes hay que mezclar de una disolución de HCl del 36,0% ($d = 1,179 \text{ g/ml}$) y de otra del 5,0% ($d = 1,023 \text{ g/ml}$), para preparar 500 ml de disolución al 15,0% ($d = 1,073 \text{ g/ml}$)?
- 9.37 Se mezclan 500 ml de ácido sulfúrico del 46%, ($d = 1,357 \text{ g/ml}$) con 100 ml de ácido sulfúrico del 96%, ($d = 1,835 \text{ g/ml}$). Si la densidad de la disolución resultante es $1,463 \text{ g/ml}$, calcula:
a) su concentración en % en peso, b) su volumen total y c) su molaridad.

ley de Henry

- 9.38 A 20°C , el oxígeno gaseoso se disuelve en agua según la ley de Henry, con una constante de $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$. En condiciones atmosféricas normales, donde $p(\text{O}_2)$ es aproximadamente 0,21 atm, ¿cuántos moles de O_2 gaseoso se disuelven en 1 000 ml de agua?
- 9.39 A 25°C , el N_2 se disuelve en agua según la ley de Henry, con una constante de $7 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$. Si la presión parcial de N_2 es 0,974 atm, ¿cuántos moles de N_2 se disolverán en 500 ml de agua?
- 9.40 A 20°C , la constante de Henry para el CO_2 ($M_r = 44,01$) disuelto en agua es $23 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$. Supón que tenemos una gran cantidad de CO_2 gaseoso húmedo en contacto con 1,00 ml de agua líquida a la presión de 753,6 torr y 20°C . ¿Qué volumen de CO_2 se disolverá en 1,00 ml de agua? A la temperatura dada, la presión de vapor del agua es 17,54 torr ($R = 0,0821 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

ley de Raoult

- 9.41 El ciclohexano, C_6H_{12} ($M_r = 84,162$), a 25°C , tiene una presión de vapor de 0,132 atm, mientras que la del octano, C_8H_{18} ($M_r = 114,232$), a la misma temperatura, es de 0,026 atm. ¿Cuál será la presión de vapor de una mezcla de 120 g de ciclohexano y 80 g de octano, a 25°C ?
- 9.42 ¿Cuál es la fracción molar de benceno en una disolución binaria con tolueno cuya presión de vapor a 80°C es 0,921 atm? A esa temperatura, la presión de vapor benceno es 0,991 atm y la del tolueno es 0,382 atm.
- 9.43 A 50°C , la presión de vapor del benceno ($M_r = 78,114$) es de 0,366 atm y la del tolueno ($M_r = 92,141$) 0,122 atm. En una disolución de ambos al 50% en peso, calcula:
a) la presión parcial de cada componente, b) la presión total de la mezcla, c) la composición del vapor en fracción molar y porcentajes en peso.
- 9.44 Las presiones de vapor del clorobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$ ($M_r = 112,559$), y del bromobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$

($M_r = 157,01$), a 100 °C son, respectivamente, 28,5 y 13,7 mmHg. Si se tiene una disolución de ambos al 50 por ciento en peso a 100 °C, calcula:

a) la presión de vapor parcial de cada compuesto, b) la presión de vapor total de la disolución, c) la composición en tanto por ciento en volumen y en peso del vapor.

propiedades coligativas

- 9.45 Calcula la presión de vapor del agua, en una disolución que contiene 171 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), disueltos en 900 g de H_2O , a 25 °C. [La presión de vapor del agua pura, a 25 °C, es 23,8 mmHg].
- 9.46 ¿Qué masa de glucosa ($C_6H_{12}O_6$, $M_r = 180,16$) debe disolverse en 500 g de agua para que la disolución resultante tenga una presión de vapor de 0,1959 atm a 60 °C?. La presión de vapor del agua a 60 °C es 0,1966 atm.
- 9.47 A 23 °C, la presión de vapor del CCl_4 puro es 0,132 atm. Supón que disolvemos 2,97 g de I_2 en 29,7 g de CCl_4 , ¿cuál será la presión de vapor del CCl_4 a dicha temperatura? [$M_r(I_2) = 253,80$, $M_r(CCl_4) = 153,82$].
- 9.48 ¿Cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de masa molar 120 g/mol en 250 g de ácido acético? [$K_e(HAc) = 3,07 \text{ K kg mol}^{-1}$; $T_e(HAc) = 391,0 \text{ K}$].
- 9.49 Calcula el punto de ebullición normal de una solución que contiene 0,504 g de antraceno ($C_{14}H_{10}$, $M_r = 178,2$), disueltos en 42,0 g de benceno [La constante ebulloscópica del benceno (K_e) vale $2,53 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$ y su punto de ebullición normal es 80,1 °C].
- 9.50 Estima el punto de congelación de una disolución en la que se disuelven 15 g de urea, $CO(NH_2)_2$ ($M_r = 60,056$), en 500 g de agua [$K_c(H_2O) = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$].
- 9.51 Calcula el punto de congelación de una solución que contiene 50,0 g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$, $M_r = 62,1$), disueltos en 700 g de agua. [La constante crioscópica del agua (K_c) vale $1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$].
- 9.52 Se disuelven 5,00 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$ ($M_r = 180,2$), en 72,8 g de agua. ¿Cuál será la disminución del punto de fusión y el aumento del punto de ebullición en esta disolución? [La constante ebulloscópica del agua (K_e) vale $0,512 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$; la constante crioscópica del agua (K_c) vale $1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$].
- 9.53 Calcula la presión osmótica de una solución acuosa 0,100 M, a 20 °C [$R = 0,0821 \text{ l atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].
- 9.54 ¿Cuál será la presión de vapor de una disolución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$, $M_r = 342,30$) en agua que, a 27 °C, tiene una presión osmótica (Π) de 1,41 atm. La densidad de la disolución es 1,006 g/ml [$p_v(H_2O, 27 \text{ °C}) = 26,739 \text{ torr}$, $R = 0,0821 \text{ l atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].

propiedades coligativas de electrolitos

- 9.55 Calcula la elevación del punto de ebullición de una disolución de 9,99 g de $CaCl_2$ ($M_r = 110,984$) en 162 g de H_2O ($K_e = 0,512 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$), suponiendo comportamiento ideal.
- 9.56 El ácido acético, CH_3COOH , se disocia en agua dando H^+ y CH_3COO^- . Una disolución 0,100 m de ácido acético en agua ($K_c = 1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$), muestra un punto de solidificación 0,190 °C inferior al del agua pura. Calcula el grado de disociación (α) del ácido acético.
- 9.57 Una disolución acuosa que es 0,450 molal en ácido acético congela a -0,85 °C. Halla el grado de disociación (α) del ácido [$K_c(H_2O) = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$].
- 9.58 El punto de fusión de una disolución de 0,581 g de sulfato de cinc, $ZnSO_4$ ($M = 161,45 \text{ g/mol}$), en 0,180 kg de H_2O ($K_c = 1,86 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$) es -0,0530 °C. Calcula el factor de van't Hoff (i) para el $ZnSO_4$.
- 9.59 Calcula la temperatura a la que hervirá una disolución de una sal AB ($M = 128,37 \text{ g/mol}$) que contiene 20 g de la misma en 800 g de agua, suponiendo que el factor de van't Hoff (i) para la sal es 1,44 a dicha concentración [$K_e(H_2O) = 0,512 \text{ K kg mol}^{-1}$].

determinación de masas molares

- 9.60 Si 106,3 g de un compuesto sólido se disuelven en 863,5 g de benceno (C_6H_6 , $M = 78,114 \text{ g/mol}$) disminuyendo su presión de vapor de 98,6 a 86,7 torr, ¿cuál será su masa molar? Supón que no hay

disociación.

- 9.61 La constante crioscópica del benceno (C_6H_6) es $4,90 \text{ K kg mol}^{-1}$. Sospechamos que el selenio es un polímero del tipo Se_x , por lo que disolvemos algo de selenio sólido en benceno y medimos el descenso del punto de fusión del benceno. Al disolver 3,26 g de selenio en 226 g de benceno, se observa que el punto de solidificación disminuye en $0,112 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula la fórmula molecular del Selenio [$M_r(Se) = 78,96$].
- 9.62 Una solución de un material polímero que contiene 0,0150 gramos de soluto por mililitro de agua, tiene una presión osmótica de $1,52 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula la masa molar del polímero [$R = 0,0821 \text{ l atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].

reparto de un soluto entre dos disolventes inmiscibles

- 9.63 Se agitan 100 ml de una disolución acuosa que contiene 3,5 g de un soluto en 100 ml de éter etílico. El soluto es unas 6 veces más soluble en éter que en agua. Calcula:
- La cantidad de soluto que queda en la disolución acuosa.
 - La cantidad de soluto que queda en la disolución acuosa, si se utilizan para la extracción 500 ml de éter.
 - La cantidad de soluto que queda en la disolución acuosa, si se utilizan 100 ml de éter pero en 10 extracciones consecutivas de 10 ml cada una.

Soluciones a los seminarios

- 9.1 Ver teoría
- 9.2 Ver teoría
- 9.3 a) Generalmente las fuerzas de cohesión en un sólido son más importantes que en el agua, por lo que las interacciones menos importantes serán las disolvente–disolvente; b) las fuerzas intermoleculares en un gas suelen ser comparativamente débiles, por lo que las interacciones menos importantes serán las soluto–soluto.
- 9.4 Pongamos el ejemplo del agua en el aire. La humedad del aire se debe a la presión del vapor de agua disuelto; sin embargo esta mezcla se describe mejor como una disolución de un gas (agua) en otro (aire). La niebla es una dispersión de pequeñas gotas de agua en el aire; sin embargo, la niebla no es una disolución verdadera sino una dispersión coloidal. Todo ello se puede explicar por la poca capacidad que tiene un gas de modificar las interacciones soluto–soluto.
- 9.5 I_2 en CCl_4 ; $NaCl$ en H_2O .
- 9.6 a) no (soluto iónico en disolvente no polar); b) no (soluto no polar en disolvente polar); c) si (soluto no polar en disolvente no polar); d) si (soluto polar en disolvente polar); e) si (soluto iónico en disolvente polar).
- 9.7 Ver teoría.
- 9.8 Más soluble, ya que su disolución es endotérmica.
- 9.9 a) Falso, sólo aumenta la velocidad de la disolución, no la cantidad que se disuelve. b) Falso, sólo si la presión de vapor del soluto es menor que la del disolvente. c) Verdadero.
- 9.10 Por el descenso en la temperatura de congelación que provocan las sales disueltas. b) No, se producirá un aumento de la temperatura de ebullición.
- 9.11 Un anticongelante desciende la temperatura de congelación, pero, en correspondencia, aumenta también la temperatura de ebullición.
- 9.12 Al escapar el CO_2 , desciende la concentración de soluto, y, por tanto, la temperatura de congelación aumenta.
- 9.13 Presión osmótica.
- 9.14
- 9.15 a) $i = 2$; b) $i = 3$; c) $i = 5$; d) $i = 4$.
- 9.16 $\Delta T_c = 5,12 \cdot 10^{-3} \text{ K}$, $\Delta T_c = 18,6 \cdot 10^{-3} \text{ K}$, $\pi = 0,240 \text{ atm}$. La medida de la presión osmótica es el mejor método para determinar la masa molar, ya que da la mayor precisión.
- 9.17 Primero ① y luego A puro.
- 9.18 Porque forma un azeótropo.

Soluciones a los problemas

- | | |
|---------------------------------|--|
| 9.1 $2,04 \text{ mol l}^{-1}$. | 9.35 115 g de la del 10% y 385 g de la del 36%. |
| 9.2 0,0758 l. | 9.36 147 ml de la disolución al 36,0% y 355 ml de la disolución al 5,0%. |
| 9.3 1,15 g. | 9.37 a) 57%; b) 589 ml; c) 8,5 M. |
| 9.4 0,986 M | 9.38 $n(O_2) = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. |
| 9.5 8,98 g. | |

- 9.6 $0,0333 \text{ mol kg}^{-1}$.
- 9.7 $0,488 \text{ g}$.
- 9.8 a) $5,02 \text{ m}$; b) $4,183 \text{ M}$.
- 9.9 $0,260 \text{ mol kg}^{-1}$.
- 9.10 $X(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,474$.
- 9.11 214 g .
- 9.12 $41,85 \%$ en volumen.
- 9.13 $c_M = 0,592 \text{ M}$, $c_m = 0,605 \text{ m}$, $c_{\% \text{ en peso}} = 6,90\%$.
- 9.14 a) $45,0 \text{ g}$; b) 70 g .
- 9.15 180 g .
- 9.16 $0,0510 \text{ g}$.
- 9.17 a) $c_{\% \text{ en peso}} = 10,0\%$ en peso; b) $c = 109 \text{ g/l}$;
c) $c_M = 1,94 \text{ M}$; d) $c_m = 1,98 \text{ m}$.
- 9.18 $c = 1,77 \cdot 10^3 \text{ g/l}$, $V = 57 \text{ ml}$.
- 9.19 $X = 0,0628$.
- 9.20 $d = 1,2 \text{ g/ml}$.
- 9.21 a) $c_{\%} = 10\%$ en peso; b) $X_s = 11 \cdot 10^{-3}$.
- 9.22 18 M .
- 9.23 $30,7\%$.
- 9.24 $c_M = 6,02 \text{ M}$, $c_m = 6,86 \text{ m}$, $X_s = 0,109$.
- 9.25 $c_M = 17,1$, $c_m = 117 \text{ m}$.
- 9.26 $c_M = 1,00 \text{ mol l}^{-1}$.
- 9.27 $82,4 \text{ ml}$.
- 9.28 170 ml .
- 9.29 $14,8 \text{ ml}$.
- 9.30 $10,9 \text{ ml}$.
- 9.31 $0,138 \text{ mol l}^{-1}$.
- 9.32 $17,99 \text{ M}$, $57,96 \text{ m}$, $65,00 \%$ en peso y
 $72,41 \%$ en volumen.
- 9.33 $3,15 \text{ M}$, $3,37 \text{ m}$.
- 9.34 27% en peso.
- 9.39 $3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
- 9.40 $V = 0,541 \text{ ml}$.
- 9.41 $p_v = 0,097 \text{ atm}$.
- 9.42 $x_{\text{benceno}} = 0,886$.
- 9.43 a) $p(\text{benceno}) = 0,198 \text{ atm}$, $p(\text{tolueno}) = 0,056 \text{ atm}$;
b) $p = 0,248 \text{ atm}$; c) $X(\text{benceno}) = 0,54$, $X(\text{tolueno}) = 0,46$;
d) $X(\text{benceno}) = 0,78$, $X(\text{tolueno}) = 0,22$,
 $c_{\% \text{ peso}}(\text{benceno}) = 75\%$, $c_{\% \text{ peso}}(\text{tolueno}) = 25\%$.
- 9.44 a) $p(\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}) = 16,6 \text{ mmHg}$, $p(\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}) = 5,72 \text{ mmHg}$;
b) $p = 22,3 \text{ mmHg}$;
c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$: $c_{\% \text{ peso}} = 67,6\%$, $c_{\% \text{ volumen}} = 74,4\%$,
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$: $c_{\% \text{ peso}} = 32,4\%$, $c_{\% \text{ volumen}} = 25,6\%$.
- 9.45 $p_v = 23,6 \text{ mmHg}$.
- 9.46 18 g .
- 9.47 $p_v = 0,124 \text{ atm}$.
- 9.48 $T_e(\text{disolución}) = 392,1 \text{ K}$.
- 9.49 $T_e = 80,3 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 9.50 $t_c = -0,93 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 9.51 $T_c = -2,14 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 9.52 $\Delta T_c = -0,711 \text{ K}$, $\Delta T_e = 0,195 \text{ K}$.
- 9.53 $\Pi = 2,45 \text{ atm}$.
- 9.54 $p = 26,71 \text{ torr}$.
- 9.55 $\Delta T_e = 0,855 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 9.56 $\alpha = 0,021$.
- 9.57 $\alpha = 0,016$.
- 9.58 $i = 0,84$ (valor teórico $2,00$).
- 9.59 $T_e = 373,322 \text{ K}$.
- 9.60 $M = 70,1 \text{ g mol}^{-1}$.
- 9.61 Seg .
- 9.62 $M = 2,41 \cdot 10^5 \text{ g mol}^{-1}$.
- 9.63 a) $0,50 \text{ g}$; b) $0,11 \text{ g}$; c) $0,032 \text{ g}$.