

Balotario de preguntas

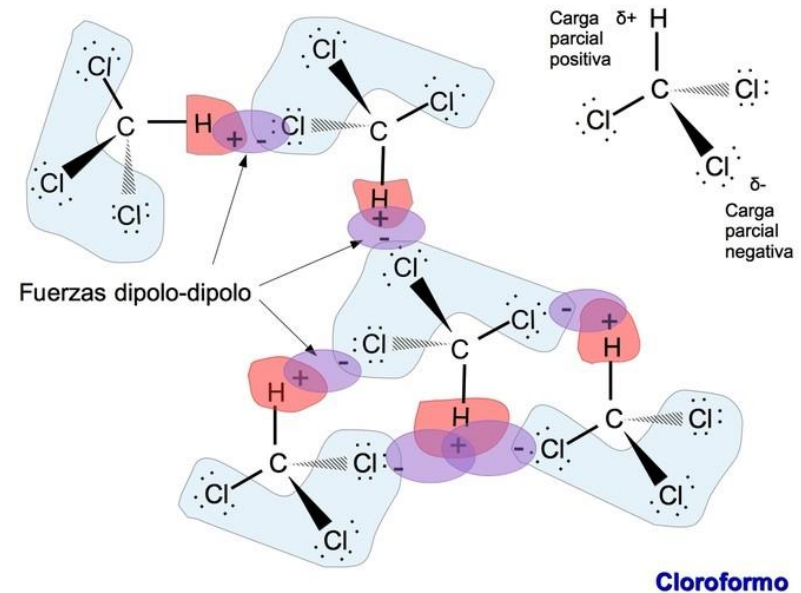
Fuerzas intermoleculares

- 11.1 Proponga un ejemplo para cada tipo de fuerzas intermoleculares: *a)* interacción dipolo-dipolo, *b)* interacción dipolo-dipolo inducido, *c)* interacción ion-dipolo, *d)* fuerzas de dispersión, *e)* fuerzas de van der Waals.
- 11.2 Explique el término “polarizabilidad”. ¿Qué clase de moléculas tienden a ser muy polarizables? ¿Qué relación existe entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares?
- 11.3 Explique la diferencia entre un momento dipolar temporal y un momento dipolar permanente.
- 11.4 Mencione alguna evidencia de que todos los átomos y moléculas ejercen entre sí fuerzas de atracción.
- 11.5 ¿Qué propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares en los sólidos y los líquidos?
- 11.6 ¿Cuáles elementos pueden participar en los enlaces de hidrógeno? ¿Por qué el hidrógeno es único en este tipo de interacción?
- 11.7 Los compuestos Br_2 y ICl tienen el mismo número de electrones, pero el Br_2 se funde a -7.2°C y el ICl se funde a 27.2°C . ¿Por qué?
- 11.8 Si viviera en Alaska, ¿cuál de los siguientes gases naturales almacenaría en un tanque a la intemperie durante el invierno: metano (CH_4), propano (C_3H_8) o butano (C_4H_{10})? Justifique su respuesta.
- 11.9 Los compuestos binarios de hidrógeno de los elementos del grupo 4A y sus puntos de ebullición son: CH_4 , -162°C ; SiH_4 , -112°C ; GeH_4 , -88°C , y SnH_4 ,

11.1

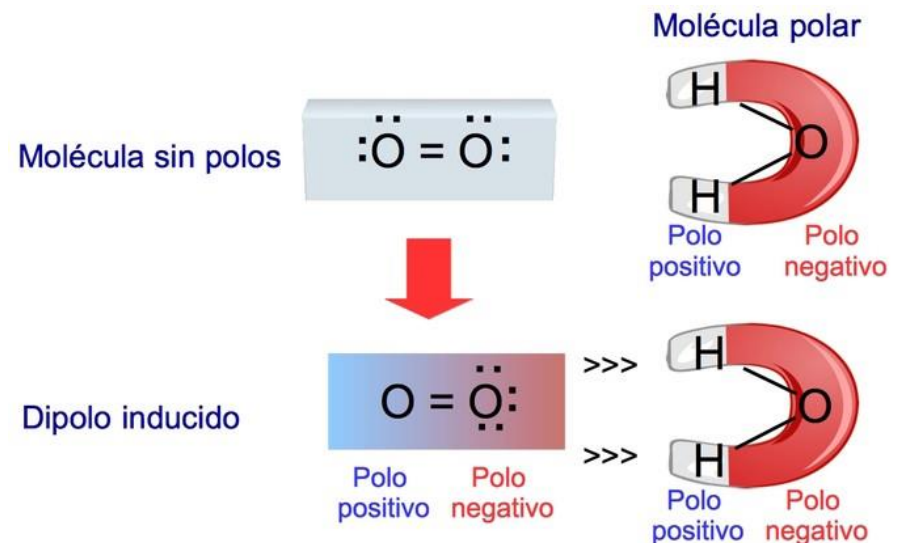
Fuerzas dipolo-dipolo

cloroformo CHCl_3



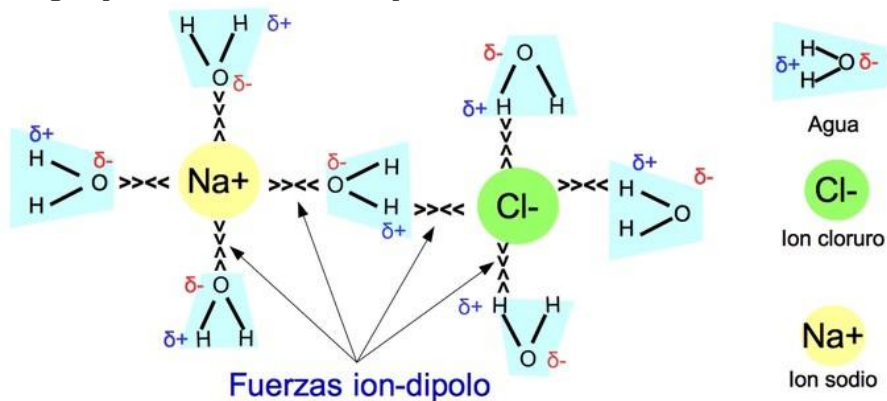
Fuerzas dipolo inducido

el agua



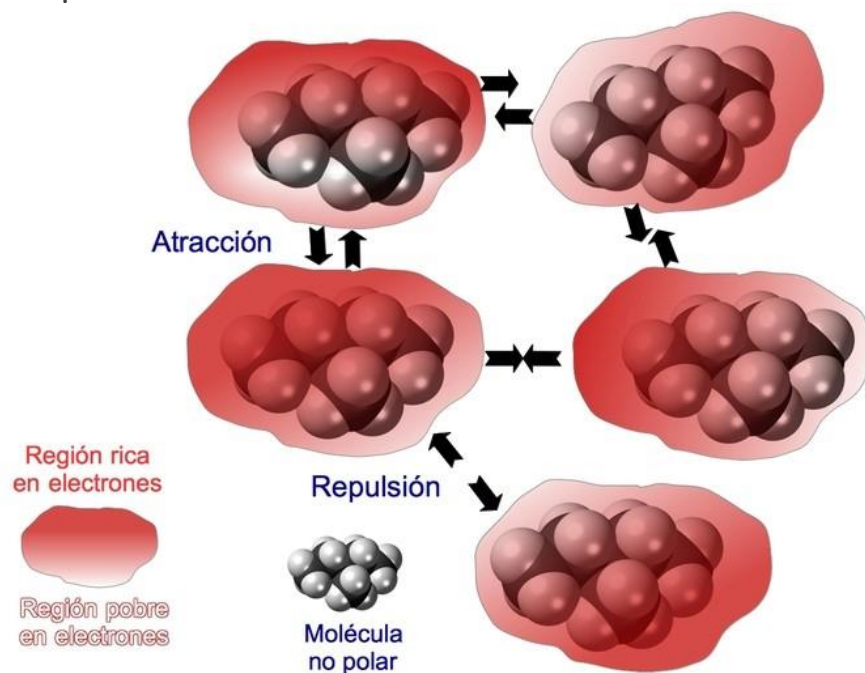
Fuerzas ion-dipolo

El agua y los iones del cloruro y de sodio

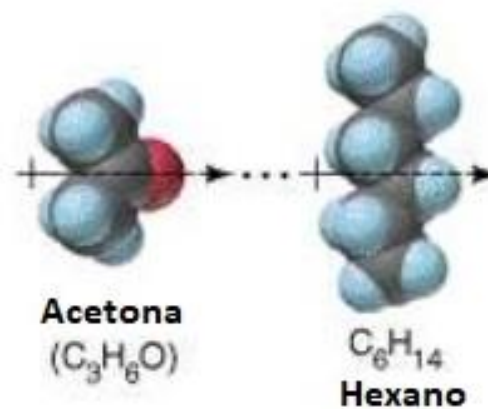
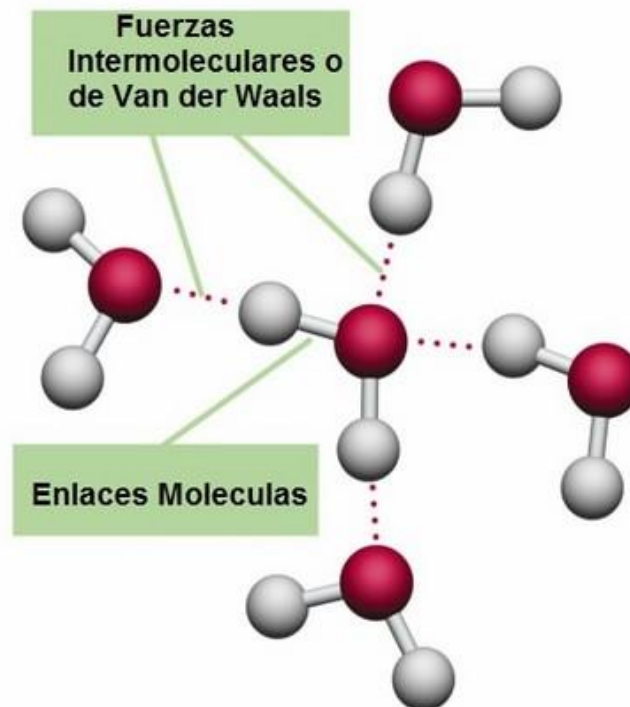


Fuerzas de dispersión de London

metilpentano



Fuerzas de van der Waals



11.2

11.2 polarizabilidad es una magnitud sensorial que representa la capacidad de una molécula de distorsionar su densidad electrónica en presencia de un campo eléctrico aplicado. Es la facilidad que presenta un átomo para poder distorsionarse por un campo eléctrico.

aqueellas moléculas altamente polarizables son las que tengan una separación pequeña entre sus orbitales frontales (átomos pesados y de gran tamaño):

- > iones de metales alcalinos
- > iones de los halógenos más pesados

La relación que existe entre la polarizabilidad y las fuerzas intermoleculares es la clasificación en la que se basa, se debe a que con la polaridad se toma como un papel determinante del tipo y la magnitud de las fuerzas intermoleculares que actúan entre las moléculas. Ya que la polaridad nos dirá si es polar o no polar, y por tanto la fuerza que predominan en la sustancia.

11.3

11.3 momento dipolar temporal - momento dipolar permanente.

o también llamado instantáneo, dura una pequeña fracción de segundo.

estos se pueden generar por la posición espacial de los electrones, ya que el átomo cambia de posición.

ocurren entre moléculas que tienen un momento dipolar intrínseco.

se debe a que tienen una gran diferencia de electronegatividad.

11.4

11.4 Evidencias de que los átomos y moléculas ejercen fuerzas entre sí. (atracción)

- todos los átomos tienen carga. además tomando en cuenta su estado de oxidación.
- líquidos \rightarrow tensión superficial (las moléculas que se atraen entre sí y tienden a minimizar su superficie)
- sólidos \rightarrow las fuerzas mantienen juntas las moléculas en un arreglo definido
- capilaridad \rightarrow el líquido puede ascender en el tubo, incluso en contra de la gravedad. entre sus moléculas se da la cohesión.
- fuerzas intermoleculares \rightarrow determinan numerosas propiedades y características.

11.5

11.5 Propiedades físicas se deberían considerar al comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares entre sólidos y líquidos

- puntos de fusión y punto de ebullición
- volumen
- dureza
- densidad

-52°C . Explique el incremento de los puntos de ebullición desde CH_4 hasta SnH_4 .

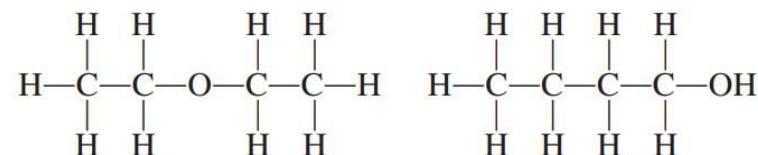
11.10 Mencione los tipos de fuerzas intermoleculares que hay entre las moléculas (o unidades básicas) en cada una de las siguientes especies: a) benceno (C_6H_6), b) CH_3Cl , c) PF_3 , d) NaCl , e) CS_2 .

11.11 El amoníaco es al mismo tiempo donador y aceptor de hidrógeno en la formación de enlaces de hidrógeno. Dibuje un diagrama que muestre los enlaces de hidrógeno de una molécula de amoníaco con otras dos moléculas de amoníaco.

11.12 ¿Cuáles de las especies siguientes son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno? a) C_2H_6 , b) HI , c) KF , d) BeH_2 , e) CH_3COOH .

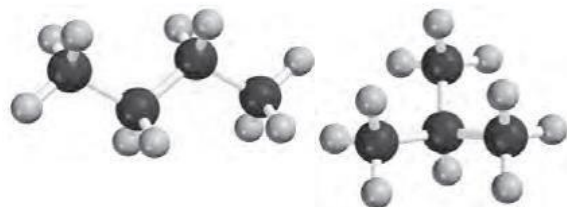
11.13 Organice los siguientes compuestos en orden creciente según su punto de ebullición: RbF , CO_2 , CH_3OH , CH_3Br . Justifique su respuesta.

11.14 El éter dietílico tiene un punto de ebullición de 34.5°C , y el 1-butanol tiene un punto de ebullición de 117°C :

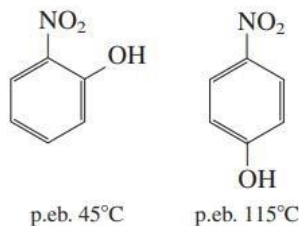


Los dos compuestos tienen el mismo tipo y número de átomos. Explique por qué son distintos sus puntos de ebullición.

- 11.15 ¿De cuál miembro de cada uno de los siguientes pares de sustancias se esperaría que tuviera el punto de ebullición más alto? *a)* O₂ y Cl₂, *b)* SO₂ y CO₂, *c)* HF y HI.
- 11.16 ¿De cuál sustancia de cada uno de los siguientes pares se esperaría que tuviera el punto de ebullición más alto? *a)* Ne o Xe, *b)* CO₂ o CS₂, *c)* CH₄ o Cl₂, *d)* F₂ o LiF, *e)* NH₃ o PH₃. Explique su respuesta.
- 11.17 Explique, en función de las fuerzas intermoleculares, por qué: *a)* el NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄ y *b)* el KCl tiene un punto de fusión mayor que el del I₂.
- 11.18 ¿Qué tipo de fuerzas de atracción se deben superar para: *a)* fundir el hielo, *b)* hacer entrar en ebullición el bromo molecular, *c)* fundir el yodo sólido y *d)* disociar el F₂ en átomos de F?
- 11.19 Los siguientes compuestos tienen las mismas fórmulas moleculares (C₄H₁₀). ¿Cuál compuesto tendría el punto de ebullición más alto?



- 11.20 Explique a qué se debe la diferencia en los puntos de fusión de los compuestos siguientes:



(Sugerencia: Sólo uno de los dos puede formar enlaces de hidrógeno intramoleculares.)

- 11.93 Nombre los tipos de fuerzas de atracción que se deben vencer para que: *a)* el amoníaco líquido hierva, *b)* el fósforo sólido (P₄) se funda, *c)* el CsI se disuelva en HF líquido y *d)* el potasio metálico se funda.

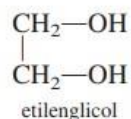
- 11.94 ¿Cuál de las siguientes propiedades indica que las fuerzas intermoleculares de un líquido son fuertes? *a)* tensión superficial muy baja, *b)* temperatura crítica muy baja, *c)* punto de ebullición muy bajo y *d)* presión de vapor muy baja.

Propiedades de los líquidos

- 11.21 ¿Por qué los líquidos, a diferencia de los gases, son prácticamente incompresibles?
- 11.22 ¿Qué es la tensión superficial? ¿Qué relación existe entre esta propiedad y las fuerzas intermoleculares? ¿Cómo cambia la tensión superficial con la temperatura?
- 11.23 A pesar de que el acero inoxidable es mucho más denso que el agua, una navaja de afeitar de acero inoxidable puede flotar en el agua. ¿Por qué?
- 11.24 Utilice el agua y el mercurio como ejemplos para explicar la adhesión y la cohesión.
- 11.25 Un vaso se puede llenar con agua justo por encima del borde. ¿Por qué el agua no se derrama?
- 11.26 Dibuje diagramas que muestren la acción capilar de: *a)* el agua y *b)* el mercurio en tres tubos de diferente radio.
- 11.27 ¿Qué es la viscosidad? ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la viscosidad?
- 11.28 ¿Por qué la viscosidad de un líquido disminuye con el aumento en su temperatura?
- 11.29 ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?
- 11.30 Las tuberías de agua que están a la intemperie se tienen que drenar o aislar durante el invierno en los climas fríos. ¿Por qué?

11.31 ¿Cuál de los siguientes líquidos tiene mayor tensión superficial: etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) o éter dimetílico (CH_3OCH_3)?

11.32 ¿Cuál es la viscosidad del etilenglicol respecto del etanol y el glicerol? (Vea la tabla 11.3.)



11.27 viscosidad = es la oposición de un líquido a deformarse.
a mayor viscosidad entonces menor fluidez.
cuanto mayor sean las fuerzas intermoleculares, más viscosa será la sustancia.

11.28 a mayor T° , mayor energía cinética, esto genera un gran libertad de movimiento y esto disminuye las fuerzas intermoleculares.

11.29 el hielo es menos denso que el agua por el fenómeno de enlace de hidrógeno.
a medida que la T° baja y las moléculas tienen menor energía cinética, estas se van alineando por enlace de hidrógeno en estructuras hexagonales que ocupan mayor espacio que las moléculas libres de agua líquida.

11.30 las tuberías que están a la intemperie en el interior (ático) tienen mayor riesgo a congelarse, ya que no tienen acceso al calor. Debido a esto se aísla los tubos del frío con material aislante (polietileno).

11.31 el etanol presenta puentes de hidrógeno y forma un dipolo por lo que su atracción entre moléculas aumenta, por ello su tensión superficial debe ser mayor.
Y esto se da a pesar de su igual masa molar.

11.32 1° debido a que la glicerina es la que posee una mayor cantidad de puentes de hidrógeno tiene también mayor fuerza intermolecular y por ende mayor viscosidad.
2° luego será el etanol etilenglicol
3° por último el etanol

Soluciones

12.3 Describa brevemente el proceso de disolución a nivel molecular. Utilice como ejemplo la disolución de un sólido en un líquido.

12.4 A partir de las fuerzas intermoleculares, explique el significado de “lo semejante disuelve lo semejante”.

12.5 ¿Qué es la solvatación? ¿Cuáles son los factores que influyen en el grado de solvatación? Proporcione dos ejemplos de solvatación; incluya uno relacionado con la interacción ion-dipolo, y otro en el que intervengan fuerzas de dispersión.

12.6 Según se sabe, algunos procesos de disolución son endotérmicos y otros son exotérmicos. Proponga una interpretación molecular de esta diferencia.

12.7 Explique por qué el proceso de disolución invariablemente conduce a un aumento en el desorden.

12.3 la disolución implica la interacción de especies químicas entre las que tendremos a partículas de soluto y solvente. Son de proporción variable.

Este podría ser el agua azucarada, ya que al mezclar, azúcar al agua y revolver se da la percepción que el azúcar desaparece, pero lo que pasó fue una disolución.

12.4 Esto nos dice que es más probable que 2 sustancias cuyas fuerzas intermoleculares y sus magnitudes sean del mismo tipo, sean solubles entre sí.

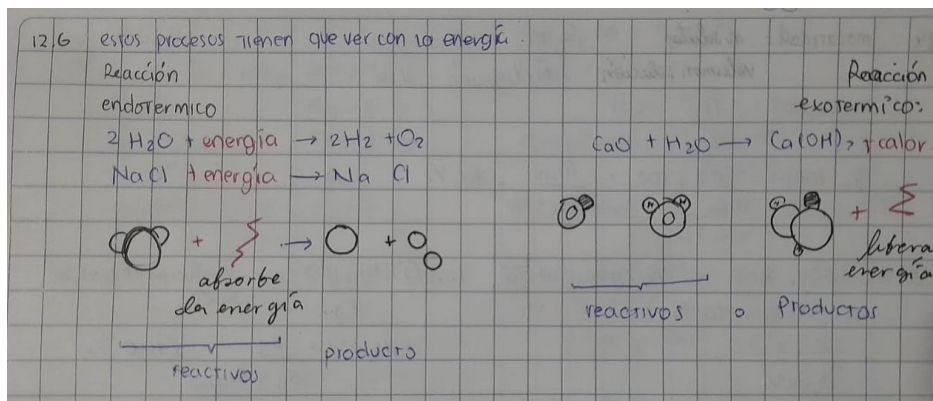
Por ello es importante tomar en cuenta la naturaleza del soluto y del disolvente.

12.5 Solvatación: es el proceso por el cual las partículas de soluto se rodean y se asocian con moléculas de solvente cuando un soluto se disuelve en un solvente particular.

Es un tipo de interacción soluto-solvente. Y es importante para que se de la disolución.

La naturaleza y la magnitud de la solvatación dependen de la naturaleza química de las partículas del soluto y del solvente.

→ ejemplo: disolución del cloruro de sodio en agua
disolución del dióxido de azufre en benceno
disolución de yodo molecular en tetracloruro de carbono.



12.7. xq el desorden aumenta con la disolución
 el disolvente y soluto poseen un grado de orden, pero esto se destruye cuando el soluto se disuelve en el disolvente. por lo que el proceso de disolución es acompañado por aumento del desorden. este aumento en el desorden favorece la solubilidad de una sustancia, incluso si esta es endotérmica.

12.8 Describa los factores que afectan la solubilidad de un sólido en un líquido. ¿Qué significa decir que dos líquidos son miscibles?

12.8 factores de la solubilidad:

- naturaleza del soluto y solvente
- temperatura
- presión
- presencia de otras sustancias
- pH del medio
- tamaño de la partícula
- grado de agitación
- superficie del contacto

Líquidos miscibles: significa que pueden mezclarse en cualquier proporción sin que se formen dos fases separadas. ejemplo: agua + etanol.

- 12.9 ¿Por qué el naftaleno (C_{10}H_8) es más soluble en benceno que el CsF ?
- 12.10 Explique por qué el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) no es soluble en ciclohexano (C_6H_{12}).
- 12.11 Acomode los siguientes compuestos en orden creciente de solubilidad en agua: O_2 , LiCl , Br_2 , metanol (CH_3OH).
- 12.12 Explique las variaciones de la solubilidad en agua de los alcoholes que se presentan a continuación:

Compuesto	Solubilidad en agua (g/100 g) a 20°C
CH_3OH	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	9
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	2.7

(Nota: ∞ significa que el alcohol y el agua son completamente miscibles en todas las proporciones.)

Unidades de concentración

- 12.13 Defina los siguientes términos de concentración y especifique sus unidades: “porcentaje en masa”, “fracción molar”, “molaridad” y “molalidad”. Compare sus ventajas y sus desventajas.
- 12.14 Describa brevemente los pasos que se requieren para la conversión entre molaridad, molalidad y porcentaje en masa.

12.13 El porcentaje en masa: es la relación entre la masa del soluto y la masa total de la solución multiplicado por 100
 unidad: % $\% \text{ masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$

molalidad: número de moles de soluto disueltos en 1 kg de disolvente.
 unidad: mol/kg $\text{mola} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa de disolvente}}$

fracción molar (x): es la cantidad de moles de cada componente en relación a la totalidad de moles de disolución (unidad adimensional)
 $x_m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales de la disolución}}$ $x_{\text{soluto}} + x_{\text{solvente}} = 1$

ayuda a formar la presión parcial de los gases y es apropiada para presiones de vapor.

molalidad: expresa las concentraciones volumétricas.
 unidad: mol/L $\text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$

12.14 $\text{molalidad} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{volumen solución}} = \frac{m}{M \cdot V_{\text{disolución}}} = \frac{M_{\text{STO}}}{V_{\text{sol.}}}$
 $\text{molalidad} = \frac{M_{\text{STO}}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{M_{\text{STO}}}{\% \text{ masa}} \times 100$
 $\% \text{ masa} = \frac{M_{\text{STO}}}{M_{\text{STO}} + M_{\text{SOL}}} \times 100$

12.15 a) 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución
 $= \frac{5.50 \text{ g}}{78.2 \text{ g}} \times 100\% = 7.04\%$

b) 31 g de KCl en 152 g de agua
 $M_{\text{total}} = 31 + 152 = 183$
 $= \frac{31 \text{ g}}{183 \text{ g}} \times 100\% = 16.94\%$

c) 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno
 $M_{\text{total}} = 4.5 \text{ g} + 29 \text{ g} = 33.5 \text{ g}$
 $= \frac{4.5 \text{ g}}{33.5 \text{ g}} \times 100\% = 13.43\%$

12.16 a) $(\text{NH}_2)_2\text{CO} \rightarrow$ disolución al 16.2% en masa.
 5 g
 $= 16.2\% = \frac{5 \text{ g}}{5 \text{ g} + M_{\text{agua}}} \times 100\%$
 $0.81 \text{ g} + 0.162 M_{\text{agua}} = 500$
 $M_{\text{agua}} = 25.864 \text{ g}$

b) $\text{MgCl}_2 \rightarrow$ disolución al 1.5% en masa.
 26.2 g
 $1.5\% = \frac{26.2 \text{ g}}{26.2 \text{ g} + M} \times 100\%$
 $0.393 + 0.015x = 26.2$
 $x = 1720.47$

12.15 Calcule el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas: a) 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución, b) 31.0 g de KCl en 152 g de agua, c) 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno.

12.16 Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a: a) 5.00 g de urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ para preparar una disolución al 16.2% en masa y b) 26.2 g de MgCl_2 para preparar una disolución al 1.5% en masa.

12.17 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 14.3 g de sacarosa $(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$ en 676 g de agua, b) 7.20 moles de etilenglicol $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2)$ en 3546 g de agua.

12.18 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas: a) disolución de NaCl 2.50 M (densidad de la disolución = 1.08 g/mL), b) disolución de KBr al 48.2% en masa.

12.19 Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas: a) disolución de azúcar $(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$ 1.22 M (densidad de la disolución = 1.12 g/mL), b) disolución de NaOH 0.87 M (densidad de la disolución = 1.04 g/mL), c) disolución de NaHCO_3 5.24 M (densidad de la disolución = 1.19 g/mL).

12.17 Molalidad

a) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 676 g de agua
 $M = 342$
 $n = \frac{14.3}{342} = 0.0418$
 $\text{molalidad} = \frac{0.0418}{0.676} = 0.0618$

b) 7.2 mol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ 3546 g agua
 $\text{molalidad} = \frac{7.2}{3546} = 0.00203$

12.20 $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ 0.010 M
 $0.01 = 0.01 \text{ mol urea}$
 1 L disol
 $0.01 \text{ mol urea} \times 60 \times 0.6 \text{ g urea} = 0.6 \text{ g urea}$
 1 mol urea
 $1000 \text{ mL disol} \times 1 \text{ g disol} = 1000 \text{ g disol}$
 1 mL disol
 $1000 \text{ g disol} - 0.6 \text{ g urea} = 999.4 \text{ g disol}$
 $m = 0.01 \text{ mol urea} = 0.01 \text{ M}$
 0.9994 g disol

12.20 Para disoluciones diluidas, en las que la densidad de la disolución es aproximadamente igual a la del disolvente puro, la molaridad de la disolución es igual a su molalidad. Demuestre que este enunciado es válido para una disolución acuosa de urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, 0.010 M.

12.21 El contenido de alcohol de un licor se expresa en términos de la "prueba", que se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol $(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$ presente. Calcule el número de gramos de alcohol presente en 1.00 L de ginebra "prueba 75". La densidad del etanol es de 0.798 g/mL.

12.22 El ácido sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es H_2SO_4 al 98.0% en masa. Calcule la molalidad y la molaridad de la disolución ácida. La densidad de la disolución es de 1.83 g/mL.

12.23 Calcule la molaridad y la molalidad de una disolución de NH_3 preparada con 30.0 g de NH_3 en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es de 0.982 g/mL.

12.19	Molalidad	$d = 1.12 \text{ g/mL}$	12.18	Molalidad	$d = 1.08 \text{ g/mL}$
a)	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	1.22 M	a)	NaCl	2.50 M
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			$2.5 = 2.5 \text{ mol}$	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			1 L disolución	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			$2.5 \text{ mol NaCl} \times 58.44 \text{ g NaCl} = 146.1 \text{ g NaCl}$	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			1 mol NaCl	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			$1000 \text{ mL disolución} \times 1.08 \text{ g disolución} = 1080 \text{ g disolución}$	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			$1080 \text{ g disolución} - 146.1 \text{ g NaCl} = 933.9 \text{ g de agua}$	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			$m = 2.5 \text{ mol de NaCl} = 2.5 \text{ mol}$	
	$m = 1.12 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} = 1120 \text{ g}$			0.934 kg agua	
b)	NaOH	0.87 M	b)	disolución de KBr	al 48.2% masa
	$m = 1.04 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1040 \text{ g}$			$25.2 \text{ g KBr} \times 1 \text{ mol KBr} = 0.405 \text{ mol KBr}$	
	$m = 1.04 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1040 \text{ g}$			1 L disolución	
	$m = 1.04 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1040 \text{ g}$			$100 \text{ g disolución} = 48.2 \text{ g KBr} = 51.8 \text{ g disol.}$	
	$m = 1.04 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1040 \text{ g}$			$m = 0.405 \text{ mol KBr} = 7.818 \text{ m}$	
	$m = 1.04 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1040 \text{ g}$			0.518 kg disol.	

12.24 La densidad de una disolución acuosa que contiene 10.0% en masa de etanol $(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$ es de 0.984 g/mL.
a) Calcule la molalidad de esta disolución. b) Calcule su molaridad. c) ¿Qué volumen de la disolución contendrá 0.125 moles de etanol?

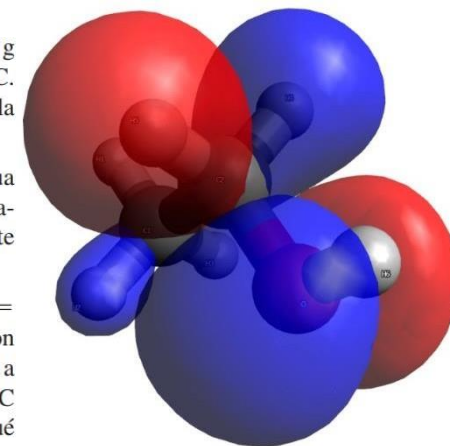
12.21	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	12.22	H_2SO_4	98% masa	$d_{\text{disolución}} = 1.83 \text{ g/mL}$
	$d_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0.798 \text{ g/mL}$		1 L disolución $\rightarrow m_{\text{disol}} = 1.83 \times 1000 \text{ mL} = 1830 \text{ g}$		
	"prueba 35" $\rightarrow 37.5\% \text{ volumen}$		$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.98 \times 1830 = 1793.4 \text{ g}$		
	$\text{Vol. etanol} = 1.4 \times 0.375 = 0.525 \text{ mL}$		$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1830 - 1793.4 = 36.6 \text{ g}$		
	$d = \frac{m}{V}$		$M_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{36.6 \text{ g}}{18} = 2.033 \text{ mol}$		
	$0.798 \text{ g/mL} \times 0.525 \text{ mL} = m$		$m = 18.28 \text{ moles}$		
	$299.85 \text{ g} = m$		0.0306 kg		
			$m = 499.45 \text{ mol/kg}$		

Efecto de la temperatura en la solubilidad

12.27 Una muestra de 3.20 g de una sal se disuelve en 9.10 g de agua para formar una disolución saturada a 25°C. ¿Cuál es la solubilidad (en g de sal/100 g de H_2O) de la sal?

12.28 La solubilidad del KNO_3 es de 155 g por 100 g de agua a 75°C, y de 38.0 g a 25°C. ¿Cuál es la masa (en gramos) de KNO_3 que cristalizará al enfriar exactamente 100 g de esta disolución saturada de 75°C a 25°C?

12.29 Una muestra de 50 g de KClO_3 impuro (solubilidad = 7.1 g por 100 g de H_2O a 20°C) está contaminada con 10% de KCl (solubilidad = 25.5 g por 100 g de H_2O a 20°C). Calcule la cantidad mínima de agua a 20°C necesaria para disolver todo el KCl de la muestra. ¿Qué cantidad de KClO_3 quedará después de este tratamiento? (Suponga que las solubilidades no cambian por la presencia de otro compuesto.)



12.27	Sal (3.20g) + agua (9.1g)	12.28	KNO_3 (155g) + agua (100g) + (38g)
	disolución saturada 25°C		75°C 25°C
	$d_{\text{solubilidad}} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g sol.}} \times 100\%$		$d_{\text{masa de KNO}_3} = 100 \text{ g disol. saturada } 75^\circ\text{C a } 25^\circ\text{C}$
	$S = \frac{3.20 \text{ g sal}}{9.10 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\%$		$S_{75^\circ\text{C}} \rightarrow 155 \text{ g por } 100 \text{ g de agua}$
	$S = 35.2 \text{ g de sal}$		$S_{25^\circ\text{C}} = 38 \text{ g por } 100 \text{ g de agua}$
			$\text{Cristaliza} = 155 - 38 \text{ g} = 117 \text{ g}$