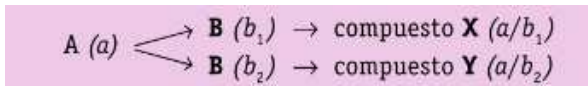


# LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA

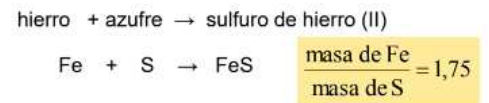
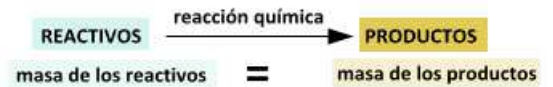
## LEYES PONDERALES

- Ley de Lavoisier** o de la conservación de la materia. La masa de los productos obtenidos en una reacción química es siempre igual a la masa de los reactivos que intervienen en ella. La masa ni se crea ni se destruye, solo se transforma
- Ley de Proust** o de las proporciones definidas. Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, la proporción entre sus masas es siempre la misma.
- Ley de Dalton** o de las proporciones múltiples. Si una cantidad (a) de un elemento se combina con cantidades fijas ( $b_1, b_2$ ) de otro elemento B para dar dos compuestos diferentes X e Y, la relación entre las cantidades  $b_1$  y  $b_2$  es de números enteros sencillos.



1,00 g de O se combina con

2,00 g de S	$\frac{1,00 \text{ g de O}}{2,00 \text{ g de S}} = 0,50$	$\frac{0,50}{0,50} = 1$
1,00 g de S	$\frac{1,00 \text{ g de O}}{1,00 \text{ g de S}} = 1,00$	$\frac{1,00}{0,50} = 2$
0,66 g de S	$\frac{1,00 \text{ g de O}}{0,66 \text{ g de S}} = 1,50$	$\frac{1,50}{0,50} = 3$



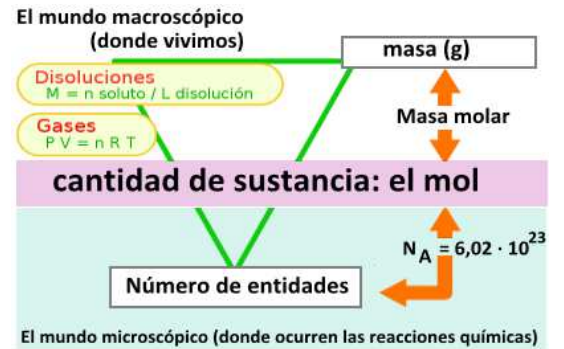
Si se combinan 10 g de S y 10 g de Fe, reaccionan 5,71 g de Fe y 10 g de S sobran 4,29 g de Fe

- Ley de Gay-Lussac** o de los volúmenes de combinación. Los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando se trabaje a presión y  $T^a$  constantes.



- Hipótesis de Avogadro.** En un determinado volumen de un gas, sea cual sea este, y a una determinada presión y temperatura, siempre existe el mismo número de moléculas.

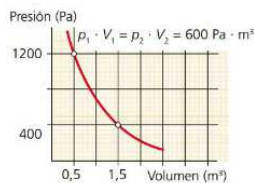
- Molécula.** Agrupación de átomos, del mismo o de distintos elementos, que se comporta de forma independiente en estado gaseoso. Los átomos de una molécula están unidos entre ellos por enlaces.
- Mol.** Cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales, sean átomos, moléculas o cualquier otro tipo de agrupación. La masa de un mol de cualquier sustancia equivale a su masa, molecular o atómica, expresada en gramos.
- "u": masa equivalente a la doceava parte de un átomo de C-12.  
 $1 u = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$



**LEYES DE LOS GASES:** expresan mediante fórmulas matemáticas las relaciones que hay entre la presión, el volumen y la temperatura a la que se encuentra un gas:

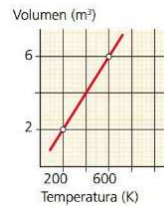
### Ley de Boyle -Mariotte

$T = \text{cte}$   $p \cdot V = k$



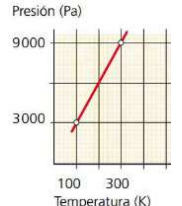
### Ley de Charles

$P = \text{cte}$   $\frac{V}{T} = k$



### Ley de Gay Lussac

$V = \text{cte}$   $\frac{p}{T} = k$



La presión y el volumen son inversamente proporcionales

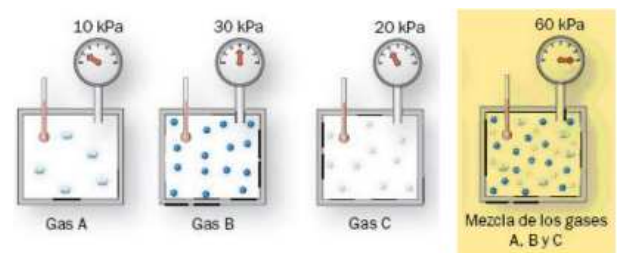
El volumen es directamente proporcional a la temperatura

La presión es directamente proporcional a la temperatura

- Ley de los gases ideales** o ecuación de Clapeyron. Para todos los g.i se cumple que:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

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

- Ley de Avogadro.** Un mol de un gas ocupa siempre el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura. El volumen que ocupa 1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, es **22,4 L**.



$$P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B + P_C$$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}; P_B = \frac{n_B RT}{V}; P_C = \frac{n_C RT}{V}$$

$P_T = P_A + P_B + P_C$

$$P_T = \frac{(n_A + n_B + n_C) RT}{V} = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V}$$

$$P_T = \frac{n_T RT}{V}, \text{ siendo } n_T = n_A + n_B + n_C$$

La **fórmula** de los compuestos o moléculas poliatómicas es la representación simbólica más sencilla de los mismos. Expresa los átomos que lo forman y la cantidad en la que estos intervienen. Distinguiamos entre:

- **Fórmula empírica:** indica la proporción en que se encuentran los átomos. Para determinar esta fórmula es necesario obtener, por diferentes análisis, los elementos que la forman y su composición en masa.
- **Fórmula molecular:** indica el número exacto de átomos que intervienen en el compuesto. Para determinarla hay que conocer la masa molecular. La fórmula molecular será un múltiplo entero de la fórmula empírica

## LEYES PONDERALES

## Ejercicios

1. La reacción química entre el gas metano y el oxígeno es: metano (g) + oxígeno (g) → dióxido de carbono (g) + agua (g). Si 16 g de metano reaccionan exactamente con 64 g de oxígeno para dar 44 g de dióxido de carbono, ¿cuántos gramos de vapor de agua se producen? ¿Por qué?  
*Sol: 36 g de agua*
2. El azufre y el hierro se combinan para formar un sulfuro de hierro, en una proporción de 2,13 g de azufre por cada 3,72 g de hierro. Si en una cápsula se colocan 5 g de azufre, determina:
  - a) La cantidad de hierro que se necesita para que reaccionen completamente. *Sol: 8,73 g Fe*
  - b) La cantidad de sulfuro de hierro que se obtendría si en la cápsula ponemos 5 g de azufre y 5 g de hierro. *Sol: 7,86 g*
3. El bromo y el calcio se combinan para dar bromuro de calcio en una proporción de 0,4 g de Ca por cada 1,6 g de Br. Si se mezclan 1,5 g de calcio y 0,8 g de bromo, calcula cuánto bromuro de calcio se obtiene, cuánto sobra y de qué sobra. *Sol: 1 g; 1,3 g Ca*
4. Al analizar dos muestras de cloruro de cromo, se observa que la primera contiene 0,261 g de Cr por cada 0,356 g de cloro mientras que en la segunda hay 0,150 g de Cr por cada 0,250 g de cloro. Razona si pertenecen ambas al mismo compuesto.
5. El C se combina con el O para dar dos compuestos X e Y. En el compuesto X, 3 g de C se combinan con 4 g de O y en el compuesto Y, 6 g de C se combinan con 16 g de O. Demuestra que se cumple la ley de Dalton.
6. El azufre y el oxígeno se combinan para formar tres compuestos distintos. En el compuesto A hay 0,6 g de S por cada 0,9 g de O; en el B, 5,2 g de S por cada 2,6 g de O y en el C, 0,6 g de S por cada 0,6 g de O. Demuestra que se cumple la ley de Dalton.
7. Una masa de 3,962 g de Aluminio forma, por oxidación, 101,96 g de óxido de aluminio. Calcula la cantidad de oxígeno que se necesitará para oxidar completamente 100 g de aluminio. *Sol: 88,85 g de O*
8. Dos cloruros de hierro contienen respectivamente un 33,43% y un 44,05% de hierro. Justifica con estos datos si se verifica la ley de las proporciones múltiples.
9. En una experiencia se quema una cinta de magnesio de 7,12 g que se consume totalmente en presencia de oxígeno en exceso, dando 11,86 g de óxido de magnesio. En una segunda experiencia, cuando se calientan 5,0 g de magnesio con 2,2 g de oxígeno, se consume todo el oxígeno y queda algo de magnesio sin reaccionar, formándose 5,50 g de óxido de magnesio. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones definidas



10. El monóxido de nitrógeno es un gas que se utiliza como anestésico dental. Por reacción de 3 L de nitrógeno con 1,5 L del oxígeno, se obtienen 3 L de monóxido de nitrógeno. Determina cuánto monóxido de nitrógeno se obtiene al combinar 3 L de nitrógeno y 3 L de oxígeno y di si alguno de los reactivos está en exceso y cuánto sobra. *Sol: 3 L de NO; sobran 1,5 L de O*

## EL MOL

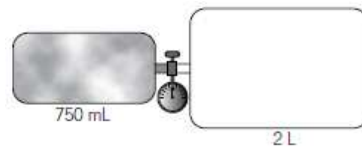
11. En una muestra de 8,0 g de dióxido de azufre, determina:
  - a) La cantidad de dióxido de azufre en mol
  - b) Los átomos de oxígeno y los gramos de azufre*Sol: 0,125 mol; 1,5·10<sup>23</sup> átomos O; 4 g de S*
12. Si tenemos 5·10<sup>24</sup> moléculas de urea CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>:
  - a) ¿cuántos gramos de urea tenemos?
  - b) ¿cuántos moles de oxígeno?
  - c) ¿cuántos átomos de hidrógeno?
  - d) ¿cuántos gramos de nitrógeno?*Sol: 498,6 g; 8,3 mol; 2·10<sup>25</sup> átomos y 232,6 g*
13. El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). ¿Qué cantidad, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 50 g de aluminio? *Sol: 94,4 g de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*
14. Para cubrir un anillo se necesitan 5,5·10<sup>20</sup> átomos de plata. ¿cuántos moles de plata son y qué masa de plata es? *Sol: 98,5 mg de plata*
15. Contesta a las siguientes preguntas:
  - a) ¿Qué relación hay entre el mol y la masa molecular?
  - b) ¿Dónde hay más moléculas, en 2 L de O<sub>2</sub> o en 2 L de H<sub>2</sub>?
  - c) ¿dónde hay más moléculas: en 15 g de H<sub>2</sub> o en 15 g de O<sub>2</sub>?
  - d) ¿qué volumen de amoníaco, medido en c.n., se puede obtener con 6·10<sup>22</sup> moléculas de H<sub>2</sub>?

**DATOS:** masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12; N=14; Ag=107,8; Al=27; S=32; N<sub>A</sub> = 6,02·10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>

## LEYES DE LOS GASES

16. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

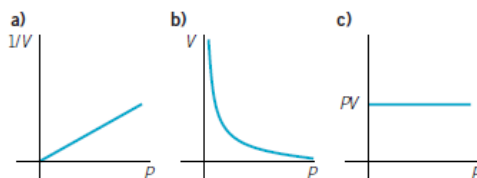
- a) A 25°C, 3,0 L de amoníaco ejerce una presión de 0,98 atm ¿qué volumen ocupará a 1,5 atm y a la misma temperatura? *Sol: 1,96 L*
- b) ¿a qué temperatura se ha de calentar una muestra de CH<sub>4</sub> (g) que ocupa 1000 cm<sup>3</sup> a 25°C para que su volumen se duplique, a la misma presión? *Sol: 323°C*
- c) En una ampolla de 750 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1,25 atm a 50°C. Lo conectamos a una segunda ampolla vacía de 2 L. ¿Qué presión leeremos ahora en el manómetro si no varía la temperatura? *Sol: 0,34 atm*
- d) ¿cuál será el volumen de un globo que contiene 5 g de gas helio, si la presión en el interior es de 1,5 atm y la temperatura es de 20°C? *Sol: 20,02 L*



17. Una muestra de 5,876 g de acetona se calienta en un matraz de 3,0 L hasta 100°C, vaporizándose ésta totalmente y resultando una presión en el interior del matraz de 1,045·10<sup>5</sup> Pa. Calcula la masa molar de la acetona. *Sol: 58,1 g/mol*

18. En c.n de presión y temperatura, la densidad de un gas es 1,94 g/L ¿cuál es su masa molar? *Sol: 44,0 g/mol*

19. Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura:



20. Una bombona de 3 L contiene CO<sub>2</sub> que a 20°C ejerce una presión de 2 atm. En un descuido la bombona se acerca a un fuego y llega a alcanzar 800°C. ¿Llegará a explotar? La bombona está hecha de un material que soporta hasta 15 atm. *Sol: No, P<sub>2</sub> = 7,3 atm*

21. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 10 g de gas hidrógeno y 10 g de gas cloro. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor. *Sol: en el del H<sub>2</sub> porque hay mayor número de moles*

22. En un recipiente tenemos 5 g de gas hidrógeno y 5 g de gas nitrógeno, la mezcla ejerce una presión de 800 mm de Hg. Calcula:

- a) La presión parcial que ejerce cada componente de la mezcla. *Sol: p (H<sub>2</sub>)=746,7 mmHg y p (N<sub>2</sub>)=53,33 mmHg*
- b) La composición de la mezcla en % en masa y en % en volumen. *Sol 50% en masa; 93,3% v de H<sub>2</sub>*

23. La densidad de un gas en c. n es 1,25 g/L. Determina si el gas es monóxido de carbono, monóxido de azufre o amoníaco. *Sol: M= 28 g/mol, CO*

24. Se introducen en un reactor de 5,0 L de capacidad, 10 g de etanol y 10 g de acetona y se calienta a 200°C con lo que ambos líquidos pasan a la fase gaseosa. Halla la presión en el interior del reactor suponiendo comportamiento ideal y la presión parcial de cada componente. *Sol: 1,7 atm y p<sub>acetona</sub> = 1,3 atm; p<sub>etanol</sub> = 3,0 atm*

## DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MOLECULAR

25. La composición centesimal de un compuesto orgánico es 52,12% de carbono, 13,13% de hidrógeno y 34,75% de oxígeno. Determina su fórmula empírica y molecular sabiendo que su densidad a 1,5 atm y 25°C es 2,85 g/L.

**1** Calculamos los moles de átomos de cada elemento utilizando la masa atómica

$$n^{\circ} \text{ moles C} = 52,12 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4,343 \text{ moles C}$$

$$n^{\circ} \text{ moles H} = 13,13 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 13,13 \text{ moles H}$$

$$n^{\circ} \text{ moles O} = 34,75 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2,172 \text{ moles O}$$

**2** Como los átomos deben guardar en la fórmula empírica una relación de números enteros sencillos, dividimos los moles obtenidos entre el número más pequeño, para obtener la proporción de moles en la molécula:

$$\text{C} \rightarrow \frac{4,343}{2,172} = 2$$

$$\text{O} \rightarrow \frac{2,172}{2,172} = 1$$

$$\text{H} \rightarrow \frac{13,13}{2,172} = 6,045$$

Fórmula empírica **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O**

La fórmula empírica es la expresión más simple de la fórmula molecular y por ello se cumple:  
 Fórmula molecular (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) · n  
 M molar compuesto = M (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) · n

**3** Hallamos la masa molar del compuesto mediante la ecuación de los g.i.

$$pV = nRT \rightarrow pV = \frac{mRT}{M_{\text{molar}}} \rightarrow M_{\text{molar}} = \frac{dRT}{p}$$

$$M_{\text{molar}} = \frac{2,85 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 46,42 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

**4** M molar compuesto = M (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) · n ⇒ 46,42 = n · (2 · 12 + 4 · 1 + 1 · 16)  
 n = 1

Fórmula molecular **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O**

26. Un ácido orgánico tiene un 9,15% de H, 36,32% de O y 54,53% de C. Su masa molecular es 88,11. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular. *Sol: C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>*

27. Tenemos 5,00 g de un compuesto orgánico cuya masa molecular es 74 u. Analizada su composición, obtenemos 2,43 g de C, 2,16 g de O y 0,41 g de H. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de dicho compuesto. *Sol: C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>*

28. Determina la composición centesimal del propano y del clorato de calcio. *Sol: 81,8% C y 18,2% H; 19,3% Ca, 34,3% Cl y 46,4% O*

29. Un óxido de nitrógeno tiene de masa molar 92,02 g/mol y contiene un 30,45% de nitrógeno. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de dicho óxido. *Sol NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>*

**DATOS: masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12; Cl=35,5; N=14; Ag=107,8; Al=27; Ca=40; S=32; Fe=55,6**  
**N<sub>A</sub> = 6,02 · 10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>; R = 0,082 atm · L/mol · K**

## DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea entre un soluto, generalmente sólido, aunque también puede ser un líquido o un gas, y un disolvente, que normalmente será líquido, y que la mayoría de las veces es agua.

A la proporción entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución en la que está contenido la llamamos **concentración**, y se puede expresar en tanto por ciento en masa, gramos/litro, molaridad, molalidad y fracción molar

30. Calcular la molaridad y la concentración en gramos litro de la disolución que se obtiene al mezclar 220 mL de una disolución de NaCl 1M con 280 mL de otra disolución de NaCl 0,5M. Sol: 0,72 M; 40 g/L
31. Halla la fracción molar de los componentes de una disolución que se prepara mezclando 90 g de etanol y 110 g de agua. Sol:  $X_{alcohol} = 0,24$ ,  $X_{agua} = 0,76$
32. Una disolución de ácido sulfúrico está formada por 12,0 g de ácido, 19,2 g de agua y ocupa un volumen de 27 mL. Calcula la densidad de la disolución, la concentración en % en masa, la molaridad y la molalidad. Sol: 1,16 g/mL; 38,5%; 4,5 M y 6,4 m
33. Halla:
- La molaridad de una disolución acuosa que contiene un 25% de hidróxido de sodio y tiene una densidad de 1,25 g/mL. Sol: 7,8 M
  - Los gramos que hay en 1 L de una disolución de hidróxido de sodio 0,6 M. Sol: 24 g
  - los gramos de hidróxido de sodio comercial de un 85 % de riqueza que harán falta para preparar 250 mL de una disolución 0,5 M. Sol: 5,9 g
  - La molaridad de un ácido sulfúrico comercial del 26% de riqueza en masa y densidad 1,19 g/mL. Sol: 3,2 M
34. Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico 0,5 M. Calcula el volumen de ácido clorhídrico comercial del 37,5% y densidad 1,19 g/cm<sup>3</sup> que debemos añadir al matriz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución. Sol: 81,8 ml; 1918,2 ml de agua
35. Disponemos de 25 mL de HNO<sub>3</sub>, 16 M. Si se diluyen hasta que ocupen 0,4 litros, ¿qué molaridad tendrá la nueva disolución? Sol: 1 M
36. Se diluyen 100 ml de disolución acuosa de bromuro de amonio 2 M vertiéndolos en un matraz aforado de 250 ml y enrasando éste con agua destilada. ¿Cuál es la concentración de la disolución resultante? Sol: 0,8 M

**DATOS: masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12; Cl=35,5; N=14; Br=80; Na=23; S=32**

## PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Las propiedades coligativas son aquellas que dependen sólo del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de dichas partículas. Todas estas propiedades dependen del n<sup>o</sup> de partículas de soluto presentes, independientemente de que sean átomos, iones o moléculas. Son: la disminución de la presión de vapor, la elevación del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica.

### Disminución de la presión de vapor

$$P^{\circ} - P = \Delta P = X P^{\circ}$$

*ley de Raoult*

$P^{\circ}$  = presión de vapor del disolvente puro  
 $X$  = fracción molar del soluto en la disolución  
 $P$  = presión de vapor del disolvente en la disolución

### Presión osmótica

$$\pi = MRT$$

$M$  = molaridad de la disolución  
 $R$  = constante de los gases (0.0821 L·atm/K·mol)  
 $T$  = temperatura absoluta.

### Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T = K_e m$$

$T$  = punto de ebullición de la disolución  
 $T^{\circ}$  = punto de ebullición del disolvente puro  
 $m$  = molalidad  
 $K_e$  = constante ebulloscópica del disolvente °C/m

### Disminución del punto de congelación

$$\Delta T = K_c m$$

$T^{\circ}$  = punto de congelación del disolvente puro  
 $T$  = punto de congelación de la disolución  
 $m$  = molalidad  
 $K_c$  = constante crioscópica del disolvente °C/m

37. Una muestra de 7.85 g de un compuesto con la fórmula empírica C<sub>5</sub>H<sub>4</sub> se disuelve en 301 g de benceno. El punto de congelación de la disolución es de 1,05°C por debajo del punto de congelación del benceno puro. ¿Cuál será la masa molar y la fórmula molecular de este compuesto? Datos:  $K_c$  benceno = 5,12 °C·Kg/mol. Sol:  $M = 127$  g/mol; C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>
38. A Se desea preparar un anticongelante que se mantenga líquido a -25°C. ¿Qué cantidad de etilenglicol (CH<sub>2</sub>OH—CH<sub>2</sub>OH) debemos añadir a medio litro de agua para lograrlo? Datos:  $K_c$  agua = 1,86 °C·Kg/mol Sol: 208,3 g
39. Determina:
- la presión osmótica al disolver 30 g de glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) en agua, hasta obtener 0,5 L de mezcla a 25°C. Sol: 8,15 atm
  - la presión de vapor de una disolución que se prepara con 30 mL de glicerina en 70 mL de agua a 80°C. Datos:  $P^{\circ}$  agua = 355 mmHg;  $d_{\text{glicerina}} = 1,26$  g/mL. Sol: 209 mmHg
40. Al disolver 4,2 g de una sustancia en 50 g de benceno se obtuvo una disolución que hierve a 85°C. Determina si la sustancia que se disolvió es metanal o etanal. Datos:  $K_e$  benceno = 2,64 °C·Kg/mol;  $T^{\circ}$  benceno = 80°C. Sol:  $M = 42,24$  g/mol, etanal

## CÁLCULO DE CONCENTRACIONES

### Porcentaje en masa

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

### Molaridad (M)

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

### Molalidad (m)

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

### Fracción molar (X)

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de los moles de todos los componentes}}$$

La fracción molar no tiene unidades, debido a que representa una relación de dos cantidades semejantes.

### Concentración en masa

$$\text{concentración en g/L} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$