

DISOLUCIONES QUÍMICAS

ESTEQUIOMETRÍA

El término ESTEQUIOMETRÍA deriva del griego *stoicheion*, que significa "primer principio o elemento" y de *metron*, que significa "medida". La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos cuando experimentan cambios químicos.

La ESTEQUIOMETRÍA es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de ESTEQUIOMETRÍA.

Para entender la estequiometría hay que tener claridad conceptual de los siguientes términos:

Elementos	⇒	Átomos	⇒	Símbolos
Compuestos	⇒	Moléculas	⇒	Fórmulas
Reacciones Químicas (cambios químicos)	⇒			Ecuaciones Químicas

Los átomos son demasiado pequeños para observarse o pesarse por separados. En la práctica hay un gran número de átomos y es deseable contar con alguna unidad que represente un número particular de ellos. Así pues, utilizamos una unidad denominada MOL, que es $6,023 \times 10^{23}$ unidades fórmula de la sustancia de que se trate, porque los átomos y las moléculas son muy pequeños. El número $6,023 \times 10^{23}$ se llama NÚMERO DE AVOGADRO, en honor de Amadeo Avogadro. Los átomos, iones y moléculas tienen masas definidas, por ello un mol especifica un cierto número de unidades fórmula de la sustancia y también es un PESO DETERMINADO (PESO ATÓMICO O PESO MOLECULAR) de ella.

PESO ATÓMICO: Se puede definir como la masa en gramos de un mol de átomos. En términos más específicos, el peso atómico es el peso total de las masas de los isótopos naturales del elemento. Los isótopos son átomos del mismo elemento, pero contienen distinto número de neutrones en su núcleo. En una escala arbitraria, la de unidades de masa atómica (uma), el peso atómico del hidrógeno, H, es 1.0080 uma; el del sodio, Na, 22.98977 uma y el del magnesio, Mg, es 24.305 uma. Esto quiere decir que los átomos de sodio pesan alrededor de 23 veces más que los del hidrógeno.

Podemos determinar la masa atómica promedio de cada uno de los elementos, utilizando las masas de los diversos isótopos de un elemento y su abundancia relativa. Por ejemplo, el carbono en forma natural contiene tres isótopos: ^{12}C (98,892 % de abundancia); ^{13}C (1,108 % de abundancia), y ^{14}C ($2,0 \times 10^{-10}$ % de abundancia). Las masas de estos núclidos son 12 uma, 13.00335 uma y 14.00317 uma, respectivamente. El cálculo de la masa atómica promedio del carbono es como sigue:

$$(0,98892)(12 \text{ uma}) + (0,01180)(13,00335 \text{ uma}) + (2,0 \times 10^{-12} \text{ urna}) = 12,011 \text{ uma}$$

PESO FÓRMULA, PESOS MOLECULARES Y MOLES

El peso fórmula de una sustancia es la masa de los pesos atómicos de los elementos de la fórmula, tomados tantas veces como se indica en ella; es decir, el peso fórmula es la masa de la unidad fórmula en uma. Los pesos fórmula, al igual que los pesos atómicos en los que se basan, son pesos relativos.

Ejemplos:

Unidad. P.A. (uma)		Unidad. P.A. (uma)
1 x Na = 1 x 23 uma		3 x H 3 x 1 uma = 3 uma
1 x H = 1 x 1 uma		1 x P 1 x 31 uma = 31 uma
1 x O = 1 x 16 uma		4 x O 4 x 16 uma = 64 uma
NaOH Peso Fórmula = 40 uma		H ₃ PO ₄ Peso Fórmula = 98 uma

Los términos peso molecular y peso fórmula se usan indistintamente cuando se refieren a sustancias moleculares (no iónicas); es decir, a sustancias que existen como moléculas discretas.

Un mol de cualquier sustancia molecular contiene 6.02×10^{23} moléculas de la sustancia, por ende, se puede definir peso molecular como la masa en gramos de un mol de moléculas de un compuesto.

Las conversiones de masas a moles y de moles a masas se encuentran frecuentemente en los cálculos que utilizan el concepto de mol. Estos cálculos se hacen fácilmente a través de análisis dimensional.

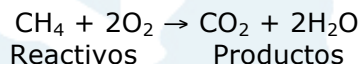
Como el P.M. de una sustancia se puede definir como la masa en gramos que pesa 1 mol de sustancia, entonces sus unidades serán g/mol.

Nótese que el número de moles siempre es la masa en gramos dividida entre la masa de 1 mol (Peso molecular), por tanto podemos expresar:

$$\text{número de moles "n"} = \frac{\text{masa en gramos de la sustancia}}{\text{Peso molecular de la sustancia (g/mol)}}$$

ECUACIONES QUÍMICAS

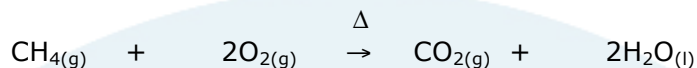
Una reacción química siempre supone la transformación de una o más sustancias en otra u otras; es decir, hay un reagrupamiento de átomos o iones, y se forman otras sustancias. Las ecuaciones químicas representan reacciones que muestran: 1) las sustancias que reaccionan, llamadas REACTIVOS, 2) las sustancias que se forman o PRODUCTOS y 3) las cantidades relativas de sustancias que intervienen. Ejemplo reacción de combustión del gas metano:



¿QUÉ SIGNIFICA ESTA ECUACIÓN? En su formulación más simple, que el metano reacciona con el oxígeno y origina dióxido de carbono, (CO₂) y agua (H₂O) En términos más específicos, indica que una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno y produce una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua; es decir:

a nivel más simple	CH ₄ + 2O ₂ → CO ₂ + 2H ₂ O
	1 molécula + 2 moléculas → 1 molécula + 2 moléculas
a nivel de moles	CH ₄ + 2O ₂ → CO ₂ + 2H ₂ O
	1 mol + 2 mol → 1 mol + 2 mol
a nivel de 6.02×10^{23} moléculas	CH ₄ + 2O ₂ → CO ₂ + 2H ₂ O
	6.02×10^{23} + $2(6.02 \times 10^{23})$ → 6.02×10^{23} + $2(6.02 \times 10^{23})$
a nivel de masa (Ley de conservación de la materia)	CH ₄ + 2O ₂ → CO ₂ + 2H ₂ O
	16g + 2(32)g → 44g + 2(18)g

El estado físico de cada sustancia en una ecuación química se indica frecuentemente entre paréntesis. Utilizamos los símbolos (g), (l), (s), y (ac) para gas, líquido, sólido y solución acuosa (en agua), respectivamente. Es frecuente escribir sobre la flecha las condiciones en que se efectúa una reacción. Por ejemplo, se puede indicar la temperatura o la presión a la cual se lleva a cabo la reacción. El símbolo Δ se suele emplear sobre la flecha para indicar la adición de calor. La ecuación balanceada anterior se puede escribir como:



SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea cuyos componentes, llamados soluto y solvente, no pueden ser separados por métodos mecánicos simples (filtración, decantación y centrifugación). Las soluciones verdaderas constan de un solvente y uno o varios solutos cuyas proporciones varían de una solución a otra.

SOLUCIÓN = SOLVENTE + SOLUTO

Por definición el solvente es la especie que se encuentra en mayor proporción y el soluto es la especie en menor proporción. En las soluciones pueden darse diferentes combinaciones en las que sólidos, líquidos o gases actúen como solutos o como solventes. La clase más común es aquella en la que el solvente es un líquido; por ejemplo, el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y algunos gases.

Ejemplos de Soluciones

Ejemplo	Estado de la solución	Estado del solvente	Estado del soluto
Aire	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso
Agua mineral con gas	Líquido	Líquido	Gaseoso
Alcohol en agua	Líquido	Líquido	Líquido
Sal en agua	Líquido	Líquido	Sólido
Aleaciones	Sólido	Sólido	Sólido

Soluciones líquidas y espontaneidad del proceso de solución

Una sustancia puede disolverse en el solvente mediante una reacción o sin ella. El calcio metálico se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de hidrógeno. Hay un cambio químico que origina hidrógeno y cloruro de calcio iónico, soluble:



Por el contrario, el cloruro de sodio sólido, NaCl, se disuelve en agua sin que se observe reacción química:



Si la primera solución se evapora hasta sequedad, se obtiene cloruro de calcio sólido, CaCl en lugar de calcio metálico, lo que, junto con la producción de hidrógeno, constituyen las pruebas de una reacción con el solvente. En cambio, si se evapora la solución de cloruro de sodio, se obtiene el NaCl original.

La facilidad del proceso de solución depende de dos factores: 1) del cambio del contenido energético (exotermicidad o endotermicidad) y 2) del cambio en el desorden (entropía) que acompaña al proceso. La ESPONTANEIDAD de un proceso está favorecida por una disminución en la energía del sistema, lo que corresponde a los procesos exotérmicos, y por un aumento del desorden del sistema.

Muchos sólidos se disuelven en líquidos mediante procesos endotérmicos. La razón es que la endotermicidad es superada por el gran aumento del desorden que acompaña a la solución del soluto. Las partículas de soluto están muy ordenadas en un retículo cristalino, pero se mueven al azar en una disolución líquida. Casi todos los procesos de solución se producen con un aumento del desorden del soluto.

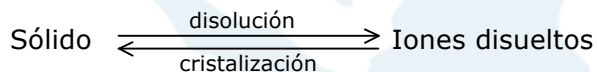
Interacciones a considerar en el proceso de solución

1. Interacciones soluto-soluto
2. Interacciones solvente-solvente
3. Interacciones solvente-soluto

El proceso de solución es más favorable cuando los dos primeros factores son relativamente pequeños y el tercero grande.

Velocidad de disolución y saturación

A una temperatura dada, la velocidad de disolución aumenta si se han pulverizado los cristales como consecuencia del aumento del área expuesta del soluto con el solvente. La pulverización también aumenta el número de vértices y aristas, con ello los iones estarán menos fuertemente unidos. Cuando se introduce en agua un sólido iónico, algunos de sus iones se solvatan y se disuelven. La velocidad de este proceso disminuye con el tiempo porque la superficie de cada cristal se va haciendo cada vez más pequeña. Al mismo tiempo, aumentan los iones en disolución y las colisiones entre los iones disueltos y el sólido. Dichas colisiones provocan la recristalización o precipitación. Después de cierto tiempo, las velocidades de los dos procesos opuestos se igualan y se dice entonces que el sólido y los iones disueltos están en equilibrio.



Una vez establecido el equilibrio, no se disuelve más sólido sin que se produzca la cristalización del mismo peso de los iones disueltos. A dicha disolución se la denomina SATURADA. La saturación se produce a bajas concentraciones para aquellas especies disueltas en solventes en las que son poco solubles y a concentraciones elevadas cuando la sustancia es muy soluble.

La solubilidad de los sólidos aumenta con la temperatura. Por ello a veces pueden prepararse SOLUCIONES SOBRESATURADAS, que contienen mayor concentración de soluto que la necesaria para alcanzar la saturación.

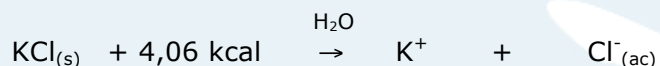
Efecto de la temperatura y presión sobre la solubilidad

Por convención un proceso exotérmico es aquel donde se libera calor al medio ambiente y un proceso endotérmico es aquel que absorbe calor desde el medio, como se verá más adelante en otro capítulo (termodinámica).

Exotérmico: reactivos → productos + calor

Endotérmico: reactivos + calor → productos

La disolución de la mayor parte de los sólidos es un proceso endotérmico, sus solubilidades en agua aumentan cuando se suministra calor y aumenta la temperatura, por ejemplo, la disolución de KCl es endotérmica:



Hay pocos sólidos pero la mayor parte de los líquidos y los gases que se disuelven exotérmicamente por lo tanto sus solubilidades disminuyen al aumentar la temperatura. El principal factor que refuerza la exotermicidad de la disolución de líquidos y gases es que las interacciones soluto-soluto son mucho más pequeñas que en los sólidos y no debe superarse una energía del retículo cristalino.

Efecto de la presión sobre la solubilidad

Los cambios de presión no afectan de modo apreciable a las solubilidades de sólidos y líquidos en los solventes líquidos. Sin embargo, las solubilidades de los gases en todos los disolventes aumentan cuando lo hace la presión parcial del gas. Este es el enunciado de la LEY DE HENRY, que corresponde al PRINCIPIO DE LE CHATELIER. El agua gaseosa es una solución saturada de dióxido de carbono en agua bajo presión. Cuando se abre una botella de bebida gaseosa, la presión sobre la superficie de la bebida se reduce a la presión atmosférica, y muchas burbujas de CO₂ abandonan la solución. Si se deja abierta la botella, la bebida acaba "sin gas" con mayor rapidez que si estuviese herméticamente cerrada, ya que el CO₂ escapa de la botella abierta. Este proceso, es el inverso de la disolución de CO₂ en agua (proceso exotérmico) por lo que el escape de CO₂ desde el líquido debe ser un proceso endotérmico, esto es que absorbe calor desde el medio ambiente. Esto es lo que provoca la sensación de "frescor" de las bebidas gaseosas.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Concentración de las soluciones

La cantidad de un soluto disuelto en una cantidad específica de solvente es su concentración. Cuando una solución contiene una elevada concentración de soluto se dice que es una solución concentrada; cuando contiene una cantidad relativamente pequeña, se habla de solución diluida. La concentración puede expresarse en muchas formas, las cuales se clasifican en:

Unidades de Concentración

Físicas	Porcentuales (p/p; p/v; v/v) Partes por millón (ppm) Partes por billón (ppb)
Químicas	Molaridad (M) Molalidad (m) Fracción molar (X)

Físicas

Tanto por ciento

La concentración de las disoluciones se expresa en términos de tanto por ciento masa de soluto, o sea, el peso de soluto por 100 unidades de masa de solución. La unidad empleada con mayor frecuencia es el gramo.

a) Tanto por ciento peso/peso (%p/p)

$$\% \text{ de soluto(p/p)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100\%$$

b) Tanto por ciento peso/volumen (%p/v)

$$\% \text{ de soluto(p/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100\%$$

c) Tanto por ciento volumen/volumen (% v/v)

$$\% \text{ de soluto(v/v)} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100\%$$

PARTES POR MILLÓN (ppm)

Es una unidad de concentración empleada para soluciones muy diluidas. Una solución cuya concentración es 1 ppm contiene 1 gramo de soluto por cada millón (10^6) de gramos de solución, o en forma equivalente, 1 mg de soluto por kilogramo de solución. Debido a que estas soluciones acuosas diluidas tienen densidades de $1 \text{ g/mL} = 1 \text{ kg/L}$, 1 ppm corresponde también a 1 mg de soluto por litro de solución.

$$\text{ppm de soluto} = \frac{\text{masa en gramos del soluto en la solución}}{\text{masa total en gramos de la solución}} \times 10^6$$

PROBLEMAS:

1. Se prepara una solución que contiene 6,9 g de NaHCO_3 con 100 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje del soluto en esta solución?
2. Una muestra de 2,5 g de agua contiene 5,4 microgramos de Zn^{2+} . ¿Cuál es la concentración de Zn en partes por millón?
3. Calcule la masa de cromato sódico, Na_2CrO_4 necesario para preparar 200 g de una solución al 20,0% de Na_2CrO_4

MOLARIDAD (M)

La molaridad (M) es una manera corriente de expresar la concentración de las soluciones. Se define como el número de moles de soluto por litro de solución. En forma simbólica la molaridad se presenta como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{N}^\circ \text{ de litros de solución}}$$

Para preparar 1 litro de una solución 1 molar debe llevarse 1 mol de soluto a un matraz aforado de 1 litro, añadir agua para disolver el soluto y después más agua hasta que el volumen sea 1 litro.

A veces es preferible expresar el volumen de la solución en mililitros y no en litros; la cantidad de soluto en milimoles (mmoles) y no en moles. Como 1 mL es $1/1000$ litros y 1 mmol es $1/1000$ moles, la molaridad puede expresarse también como número de mmoles de soluto por mL de solución, o sea:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de milimoles de soluto}}{\text{N}^\circ \text{ de mililitros de solución}}$$

1. Calcule la molaridad, M , de una solución que contiene 3,65 gramos de HCl en 2,00 litros de solución.
2. Calcule la molaridad de una solución que contiene 49,04 g de H_2SO_4 en 250 mL de solución.
3. Calcule la masa de $Ba(OH)_2$ necesario para preparar 2,5 litros de una solución de hidróxido bórico 0,060 molar
4. El ácido sulfúrico comercial, H_2SO_4 es del 98,0% en peso, y su densidad es 1,84 g/ mL. Calcule su molaridad.

MOLALIDAD (m)

La molalidad, m , de un soluto en solución es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente (no solución).

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{N}^\circ \text{ de kilogramos de solución}}$$

La diferencia entre molalidad y molaridad, debido a que estas dos formas de expresar la concentración son muy similares, fácilmente se pueden confundir. Molalidad (m) está definida en términos de la masa del solvente, en cambio la molaridad (M) está definida en términos del volumen de la solución. La molalidad de una solución dada no varía con la temperatura, porque las masas no varían con la temperatura. Sin embargo, la molaridad cambia con la temperatura a causa de la expansión o contracción de la solución.

PROBLEMAS

1. ¿Cuál es la molalidad de una solución preparada al diluir 5,0 g de tolueno (C_7H_8) en 225 g de benceno (C_6H_6)
2. Determinar la molalidad de una solución que contiene 36,5 g de naftaleno, C en 420 g de tolueno, C_7H_8
3. Determine la molalidad de una solución que contiene 45,0 gramos de cloruro de potasio, KCl, en 1100 gramos de agua.
4. ¿Cuántos gramos de agua deben utilizarse para disolver 50,0 gramos de sacarosa (P.M. = 342 g/mol) y preparar una solución de 0,100 mola! de $C_{12}H_{22}O_{11}$

FRACCIÓN MOLAR

La fracción molar de un componente en una solución está dada por el número de moles de dicho componente dividido por el número total de moles de todos los componentes de la solución (soluto más solvente). Comúnmente se utiliza el signo X para la fracción molar, con un subíndice que indica el componente sobre el cual se está enfocando la atención. Por ejemplo, la fracción molar del ácido clorhídrico, HCl en una solución se puede representar como X_{HCl} . La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una solución debe ser igual a uno.

$$\text{Fracción molar del componente} = \frac{\text{moles del componente}}{\text{moles totales de todos los componentes}}$$

Recuerde que:

$$\text{Fracción molar del solvente } (X_{\text{solvente}}) + \text{Fracción molar del soluto } (X_{\text{soluto}}) = 1$$

PROBLEMAS:

1. Calcular la fracción molar de HCl en una solución de ácido clorhídrico que contiene 36% de HCl en masa.
2. Calcular la fracción molar de NaOCl en una solución blanqueadora comercial que contiene 3,62% en masa de NaOCl en agua.

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

En las soluciones, las propiedades físicas que dependen del número y no del tipo de partículas de soluto se denominan propiedades coligativas. El tratamiento matemático de estas propiedades suele efectuarse con facilidad si se expresan las concentraciones en unidades de molalidad. Las cuatro propiedades coligativas más importantes son: la disminución de la presión de vapor de un disolvente, el aumento de su punto de ebullición, el descenso de su punto de congelación y su presión osmótica.

Disminución de la Presión de Vapor y la Ley de Raoult

La disminución de la presión de vapor asociada a la solución de solutos no volátiles en solventes se resume mediante la Ley de Raoult: la disminución de la presión de vapor de un disolvente es directamente proporcional al número de moles de soluto no disuelto en un peso definido de solvente. La relación puede expresarse matemáticamente mediante:

$$X_{\text{soluto}} \frac{P^{\circ} - P}{P^{\circ}} \quad \text{o bien} \quad P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} \cdot P^{\circ}_{\text{solvente}}$$

donde X_{solvente} y X_{soluto} representa la fracción molar del solvente y soluto respectivamente en la solución, que es el número de moles de solvente dividido entre el número total de moles (solvente más soluto); $P^{\circ}_{\text{solvente}}$ es la presión de vapor del solvente puro, y P_{solvente} es la presión de vapor del solvente en la solución.

Aumento del punto de ebullición

La presión de vapor de un solvente a una temperatura dada disminuye cuando en él se encuentra un soluto no volátil; dicha solución debe calentarse a temperatura más elevada que el solvente puro para que su presión de vapor sea igual a la presión atmosférica. Recuérdese que el punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor iguala la presión aplicada sobre su superficie, o sea, para líquidos contenidos en recipientes abiertos, esta es la presión atmosférica. Por lo tanto, según la Ley de Raoult, la elevación del punto de ebullición de un solvente causada por la presencia de un soluto no electrólito y no volátil es proporcional al número de moles de soluto disueltos en un peso de solvente dado. Matemáticamente esto se expresa como:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

El término ΔT_e representa el aumento del punto de ebullición del solvente, o sea, el punto de ebullición de la solución menos el punto de ebullición del solvente puro, m es la molalidad del soluto y K_e es una constante de proporcionalidad denominada constante molal de elevación del punto de ebullición, que es diferente para distintos solventes y que no depende del soluto. Numéricamente corresponde al cambio en el punto de ebullición producido por soluciones 1 molal de compuestos covalentes no volátiles.

$$\Delta T_e = (\text{Pto. de ebullición de la solución} - \text{Pto. de ebullición del solvente puro})$$

Los aumentos de los puntos de ebullición suelen ser muy pequeños para soluciones de concentraciones usuales y sólo pueden medirse con exactitud mediante termómetros diferenciales especialmente contruidos que miden pequeñas variaciones de temperatura con una exactitud de 0,001°C.

Descenso del punto de congelación

Las moléculas de la mayor parte de los líquidos estarán tanto más próximas entre sí cuanto menor sea la temperatura, porque sus energías cinéticas disminuyen y las colisiones son menos frecuentes y vigorosas. El punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual las fuerzas de atracción entre las moléculas alcanzan el valor necesario para causar el cambio de fase, del estado líquido al sólido. En rigor, el punto de congelación (fusión) de una sustancia es la temperatura a la cual existen en equilibrio las fases sólidas y líquidas. Las moléculas del solvente en una solución están de algún modo más separadas unas de otras que lo están en el solvente puro, y en consecuencia, la temperatura de una solución debe disminuirse por debajo del punto de congelación del solvente puro para conseguir su congelación.

El descenso del punto crioscópico de soluciones de no electrólitos es igual a la molalidad del soluto multiplicada por una constante de proporcionalidad denominada constante molal del descenso del punto de congelación K_c :

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

El término ΔT_c representa el descenso del punto de congelación del solvente, o sea, el punto de congelación de la solución menos el punto de congelación del solvente puro, m es la molalidad del soluto y K_c es una constante de proporcionalidad denominada constante molal del descenso del punto de congelación, que es diferente para distintos solventes y que no depende del soluto.

$$\Delta T_c = (\text{Pto. de congelación de la solución} - \text{Pto. de congelación del solvente puro})$$

Solvente	Pto. de ebullición	K_e (°C/M)	Pto. de congelación	K_c (°C/m)
agua	100,0	0,512	0,00	1,86
benceno	80,1	2,53	5,48	5,12
ácido acético	118,1	3,07	16,6	3,90
nitrobenzeno	210,88	5,24	5,70	7,00
fenol	182	3,56	43,0	7,40

PROBLEMAS:

1. La acetona pura (C_3H_6O) tiene una presión vapor de 184,8 mm de Hg a 20 °C. Calcular los gramos de nitrotolueno ($C_7H_7NO_2$) necesarios para provocar una presión de vapor de la solución de 183 mm de Hg si la cantidad de acetona es 580 gramos.
2. La presión de vapor del H_2O pura a 25 °C es 23,76 mm de Hg. Calcular la presión de vapor de una solución preparada al agregar 1 mol de urea a 24 moles de agua.
3. Calcule el punto de ebullición de una solución que contiene 100 gramos de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 500 gramos de agua.
4. Calcule el punto de congelación de una solución que contiene 100 gramos de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 500 gramos de agua.
5. El punto de congelación de la disolución obtenida al disolver 15,0 gramos de alcohol etílico, C_2H_5OH en 750 gramos de ácido fórmico es 7,20 °C. El punto de congelación del ácido fórmico puro es 8,40 °C. Evalúe K_c para el ácido fórmico.

Presión Osmótica

La ósmosis es un proceso espontáneo mediante el cual las moléculas de solvente pasan desde una solución de menor concentración a otra de mayor concentración a través de una membrana semipermeable. Una membrana semipermeable es una delgada película que separa dos soluciones y que permite pasar solamente moléculas de solvente. Las moléculas de solvente pueden pasar en ambas direcciones, pero lo harán con mayor velocidad hacia la solución más concentrada que hacia la más diluida. La diferencia inicial entre las dos velocidades es proporcional a la diferencia de concentración entre ambas soluciones.

La presión osmótica es una medida de las fuerzas que tienden a mantener unidas las moléculas de solvente y que provocan que algunas moléculas de solvente puro pasen a través de la membrana para reemplazar a aquellas que se han unido a las moléculas de soluto. La presión osmótica es una propiedad coligativa, por ello depende del número y no de la clase de partículas de soluto en la disolución.

En general, se puede describir a la presión osmótica como la fuerza que ejerce el solvente por unidad de área de la membrana semipermeable, y se puede calcular a partir de la altura de una columna de líquido que es alzada por la presión. Recordemos que la altura de una columna de líquido es proporcional a la presión y viene dada por $\pi = d \cdot g \cdot h$, donde d = descenso del líquido, g = constante de gravedad 980 cm /seg y h = altura de una columna de líquido.

$$\pi = mRT$$

El término n/V es una unidad de concentración, específicamente molaridad, (M), por lo tanto:

$$\pi = MRT$$

En las soluciones relativamente diluidas, las partículas del soluto están más o menos separadas y no interactúan significativamente entre sí. En este sentido recuerdan a las partículas de los gases y su comportamiento puede describirse mediante una ecuación que recuerda a la del gas ideal, en la cual se representa la presión osmótica por π :

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$