

QUÍMICA GENERAL

3 - LAS DISOLUCIONES

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

(pedrocorderoguerrero@gmail.com)

2020

El archivo es navegable. Pinchando sobre el enunciado de un problema concreto, nos lleva directamente a la página en la que se encuentra su solución.

La complejidad de los mismos, así como los niveles a los que se corresponden son:

- (*): Problemas de iniciación o baja dificultad. Generalmente de aplicación directa de las fórmulas o conceptos.
Nivel 4º ESO - Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad
- (**): Problemas de dificultad media, ya sea porque exigen de varios cálculos previos o posteriores a la aplicación de la fórmula o concepto central o por tener que relacionar varios de ellos.
Nivel Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad - Química de 1º curso
- (***): Problemas más complejos, que exigen conocimientos más profundos de Química o con numerosos cálculos o aplicación de muchos conceptos.
Nivel Química de 1º curso

Obviamente la apreciación de los niveles para los que se aconsejan es una apreciación subjetiva, ya que dependiendo del curso, exigencias de la asignatura o base química que se tenga, pueden adecuarse a otros niveles.

Los distintos apartados en que se divide son:

[- LAS DISOLUCIONES: CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS](#)

AGRUPACIÓN DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS:

(Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

[Grupo A - CÁLCULO DIRECTO DE CONCENTRACIONES](#)

[Grupo B - PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES A PARTIR DE OTRAS](#)

[Grupo C - MEZCLAS DE DISOLUCIONES](#)

[Grupo D - PROPIEDADES COLIGATIVAS](#)

[Grupo E - DISOLUCIONES LÍQUIDO-LÍQUIDO](#)

[Grupo F - DISOLUCIONES + ESTEQUIOMETRÍA](#)

LAS DISOLUCIONES: Conceptos teóricos

CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

Una **disolución es una mezcla homogénea**. Está compuesta por un disolvente (uno solo, que suele ser el componente mayoritario o el que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución, aunque si uno de los componentes es el agua, se suele tomar siempre como disolvente) y soluto (uno o varios)

EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN:

UNIDADES FÍSICAS:

g/l : Gramos de soluto que hay en 1 litro de disolución

% en peso: Gramos de soluto que hay en 100 gramos de disolución

% en volumen: ml de soluto que hay en 100 ml de disolución

p.p.m. (Partes por millón) partes de soluto que hay en un millón de partes de disolución. Suele referirse generalmente a masas: mg de soluto que hay en un millón de mg (1 Kg) de disolución

UNIDADES QUÍMICAS:

Molaridad: N° de moles de soluto que hay or cada litro de disolución:
$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC.}}}$$

Normalidad: N° de equivalentes químicos de soluto que hay or cada litro de disolución,

$$N = \frac{g_{\text{SOLUTO}} \cdot v}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC.}}} ; (N = M \cdot v) ; \text{Equivalente químico o peso equivalente} = \frac{Pm}{v},$$

siendo : v la valencia

Valencia en las reacciones ácido-base: - Ácidos: $v = \text{N}^\circ$ de H sustituibles

- Bases: $v = \text{N}^\circ$ de OH sustituibles

- Sales: $v = \text{N}^\circ$ de H sustituidos

Valencia en reacciones redox: N° de electrones intercambiados

molalidad: N° de moles de soluto que hay por cada Kg de disolvente:
$$m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$$

Fracción molar: Cociente entre el n° de moles de soluto y el n° total de moles:

$$X_{\text{SOLUTO}} = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLV.}}}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Son aquellas cuyo valor depende exclusivamente de la cantidad de soluto (n° de moles) disuelta, no de su naturaleza. Son aplicables a los solutos no salinos o no electrolitos (aquellos que al disolverse no se disocian). Se aplican a las disoluciones ideales (aquellas en las cuales se cumple que las partículas de soluto son perfectamente elásticas, no existen fuerzas atractivas entre ellas y su volumen es despreciable frente al del disolvente). Son cuatro:

Variación de la presión de vapor de una disolución: Cualquier sustancia líquida o gaseosa siempre se encuentra en equilibrio con una fase gaseosa, la cual como gas que es, ejerce una presión.

Presión de vapor: es la presión que ejerce la fase gaseosa de una sustancia que se encuentra en contacto con su fase sólida o líquida. Depende exclusivamente de la temperatura.

Temperatura de ebullición: es aquella temperatura a la cual la presión de vapor de un sólido o un líquido iguala a la presión exterior. En recipientes abiertos es 1 atm (si la presión exterior lo es) pero si el recipiente está cerrado, será la presión del recipiente

LEYES DE RAULT: La presión de vapor de una disolución (P_v) formada por un disolvente volátil y un soluto no volátil es igual al producto de la presión de vapor del disolvente puro (P^0_v) por la fracción molar del disolvente

(X_{dv}):
$$P_v = p^0 \cdot X_{dv}$$

CRIOSCOPIA: Es el descenso de la temperatura de congelación de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil.

EBULLOSCOPIA: Es el aumento de la temperatura de ebullición de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil.

En ambos casos, las variaciones son proporcionales a la molalidad de la disolución, y la constante de proporcionalidad (Constante crioscópica o ebulloscópica) depende exclusivamente del disolvente:

$$\Delta T = K \cdot m ; \Delta T = K \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{m_{\text{SOLUTO}}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}} \quad \text{Para el agua: } K_{\text{CRIOSCOPIA}} = -1,86 \text{ } ^\circ\text{C/Mol}$$

$$K_{\text{EBULLOSCOPIA}} = +0,52 \text{ } ^\circ\text{C/Mol}$$

PRESIÓN OSMÓTICA (Π): La ósmosis es el paso de las partículas del disolvente a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración. La presión osmótica es la diferencia entre las presiones que ejerce dos disoluciones de concentraciones diferentes sobre la membrana semipermeable que las separa. Ecuación de Van't Hoff: $\Pi \cdot V = n_{\text{SOLUTO}} \cdot R \cdot T$; $\Pi = M \cdot R \cdot T$;

PROPIEDADES COLIGATIVAS Y ELECTROLITOS: Las propiedades coligativas pueden aplicarse a los solutos electrolitos o salinos (aquellos que al disolverse se disocian) los cuales al disociarse originan un número mayor de partículas por lo que se les aplica un factor de corrección: el Factor de Van't Hoff que viene dado por la relación:

$$i = \frac{\text{Valor real de la propiedad coligativa}}{\text{Valor teórico de la propiedad coligativa}}$$

valor de i es 1 para solutos ideales y mayor de 1 para solutos que sean electrolitos.

Presión de vapor: $P_v = i \cdot p^0 \cdot X_{\text{dvte}}$; Crioscopia y Ebulloscopia: $\Delta T = i \cdot K \cdot m$
 Presión osmótica: $\Pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$;

DISOLUCIONES DE LÍQUIDOS MISCIBLES: Si cumplen las condiciones de idealidad, les son aplicables las leyes de Raoult para las disoluciones y de Dalton para las mezclas de gases, aplicándose a cada uno de los componentes

RAOULT: La presión de vapor de un componente de la disolución (P_{vA}) es igual al producto de su presión de vapor puro (P_A^0) por su fracción molar en la disolución (X_A): $P_{vA} = P_A^0 \cdot X_A$

DALTON: La presión de vapor total es igual a la suma de las presiones de vapor de todos los componentes: $P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B$

La presión parcial de cada componente en la fase de vapor (P_A) es igual al producto de la presión total (P_{TOTAL}) por su fracción molar en la fase de vapor (Y_A): $P_{vA} = P_{\text{TOTAL}} \cdot Y_A$

Obviamente la presión de vapor obtenida con la ley de Raoult a partir de los datos de la disolución (fase líquida: $P_{vA} = P_A^0 \cdot X_A$) es la misma que se obtiene con la ley de Dalton a partir de los datos de la fase de vapor (fase gaseosa: $P_{vA} = P_{\text{TOTAL}} \cdot Y_A$), lo cual nos permite relacionar las composiciones en ambas fases.

DISOLUCIONES DE LÍQUIDOS INMISCIBLES: LEY DE DISTRIBUCIÓN O REPARTO: Cuando se añade una sustancia soluble a un sistema formado por dos líquidos no miscibles, éste se distribuye entre ambos de distinta manera. La relación entre las concentraciones en ambos líquidos es el coeficiente de distribución o reparto, y es igual también a la relación entre su solubilidad en ambos disolventes.:

$$K = \frac{[\text{SOLUTO}]_A}{[\text{SOLUTO}]_B} = \frac{\text{SOLUBILIDAD}_A}{\text{SOLUBILIDAD}_B}$$

DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS: LEY DE HENRY: Es aplicable con bastante precisión a todos los gases excepto a aquellos que al disolverse se disocian o bien se combinan químicamente con el disolvente.

Se enuncia así: "A temperatura constante y en equilibrio, la presión parcial de uno de los componentes de una disolución en la fase gaseosa es proporcional a su concentración en la disolución (esta ley es análoga a la de Raoult)" o lo que es lo mismo: "La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la disolución": $C = K \cdot P$, siendo: C : la concentración del gas en la disolución, P : su presión parcial y K la constante de la Ley de Henry.

La solubilidad de los gases, además de con las expresiones normales suele expresarse como:

Coefficiente de absorción: es el volumen del gas, medido en C.N., que se disuelve en la unidad de volumen a esa temperatura cuando la presión parcial del gas es de 1 atm.

Coefficiente de solubilidad: Es el volumen de gas, medido en las condiciones experimentales, disuelto en la unidad de volumen del disolvente.

ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE DISOLUCIONES

Grupo A - CÁLCULO DE CONCENTRACIONES

- A-01(*) - Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l
- A-02(*) - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido clorhídrico del 18,43% en peso y densidad 1,130 g/ml
- A-03(*) - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico 6 molar y densidad 1,15 g/ml
- A-04(*) - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/ml
- A-05(*) - Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución
- A-06(*) - Calcular la concentración molar de un litro de agua pura que está a la temperatura de 4°C y a una presión de 760 mm de mercurio.
- A-07 (*)- Calcular los gramos de sulfato de aluminio con 18 moléculas de agua de cristalización, necesarios para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 40 mg. de ión aluminio por mililitro.
- A-08 (*)- Calcular el peso de sulfato de aluminio, cristalizado con 18 moléculas de agua, necesario para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 40 mg de ión aluminio por mL.
- A-09 (*)- Calcular todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico del 36,7% en peso y densidad 1,225 g/ml .
- A-10(*) - Calcular la concentración de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 18,5 g en 500 ml de disolución, si su densidad es 1,02 g/ml. Expresarla como MOLARIDAD y MOLALIDAD. Dibuje y nombre el material de laboratorio que necesita para preparar esta disolución.
- A-11(*) - ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se necesitan para preparar 250 ml de una disolución 0,500 Molar?
- A-12 (*)- Calcular la concentración como g/litro, Molaridad, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 7,7% y $d = 1,05$ g/ml.
- A-13 (*)- El amoníaco que normalmente se utiliza en los laboratorios es $\text{NH}_3(\text{aq})$ de concentración 14.8 Molar y con una densidad de 0,8980 g/mL Calcular las cantidades de amoníaco y agua que habrá en 1 litro de disolución así como sus fracciones molares. (Datos: Masas atómicas: N= 141 H=1,01 1 O=16,0)
- A-14 (*)- Deducir el valor de la fracción molar de una disolución acuosa que es 1,5 molar
- A-15 (*)- Se disuelven 0,005 kg de ClH en 0,035 kg de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,060 kg/L y las masas atómicas del cloro e hidrógeno son respectivamente 35,5 y 1 . Calcule todas las expresiones de la concentración de esta disolución.
- A-16 (*)- Hallar los gramos de ácido sulfúrico contenidos en 46 mL de una disolución 1/6 N
- A-17 (*)- Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución
- A-18 (*)- Calcular todas las demás expresiones de la concentración de una disolución de Ác. clorhídrico del 6% en peso y $d = 1,03$ Kg/litro
- A-19 (*)- Expresar la concentración del agua del mar en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que de 2 Kg de agua salada se han obtenido 50 g de sal (cloruro de sodio).

- A-20 (*)**- ¿Cual será la concentración expresada en g/l y % en peso, de una disolución 0,25 Molar de cloruro de calcio? ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 750 ml de la misma?
- A-21 (**)**- Evaporamos hasta sequedad 300 mL de una disolución de la sal NaClO_3 (aq). Si se continúa calentando, la sal seca se descompone químicamente en NaCl (s) y O_2 (g), obteniéndose 2,24 litros de oxígeno medidos a 27°C y 1 Atm. Calcular cuál era la concentración de la disolución de partida.
- A-22(*)** - Calcular la MOLARIDAD, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 16% en peso y una densidad de 1,12 g/cm³.
- A-23 (*)**- Calcular la concentración como molalidad, fracción molar y % en peso de una disolución de ácido clorhídrico 2 MOLAR y d = 1,05 g/ml.. Datos: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; H = 1,0
- A-24(*)** - ¿Cual es la molaridad de una disolución que contiene 49 g de H_2SO_4 en 2,0 litros de disolución?. El peso molecular del H_2SO_4 es 98.
- A-25 (*)**- Calcular la molaridad, M, de una disolución que contiene 3,65 g de HCl en 2,00 litros de disolución. (H=1; Cl=35,5).
- A-26 (*)** - Una disolución 0,650 M de ácido sulfúrico en agua tiene una densidad de 1,036 g/ml a 20 °C. Calcule la concentración de esta disolución expresada en:
a) Fracción molar.
b) Tanto por ciento en peso.
c) Molalidad.
- A-27 (*)**- Se administra a un paciente por vía intravenosa 0,50 L de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 1,0 M. ¿Cuántos gramos de glucosa ha recibido el paciente? (Datos: C = 12, O=16,H=1)
- A-28 (**)** - Se prepara una disolución disolviendo 43,8 g de cloruro de calcio hexahidratado en 103,4 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de 1,178 g/mL de densidad. Calcule la concentración de iones cloruro en esta disolución. ¿Cual será esta concentración después de añadir 75 mL de agua destilada a la disolución anterior? (Considérense los volúmenes aditivos)
- A-29 (*)**- La densidad de una disolución acuosa de cloruro de sodio es 1,18 g/mL. Sabiendo que se toman 52,6 g de esta disolución y se deja evaporar el agua, quedando un residuo sólido y seco que pesa 12,4 g, Calcule: Molaridad, Molalidad y % en peso de la disolución inicial.
- A-30 (**)**- Una disolución de ácido acético, CH_3COOH , tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1,05 g/mL. Calcular: a) La molaridad de la disolución, b) la molaridad de la disolución preparada, llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL, mediante la adición de agua destilada. (Datos: Masas atómicas: H= 1, C= 12, O= 16).
- A-31(*)** - La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo
- A-32(*)** - Se desea preparar 0,2500 L (250,0 mL) de una disolución acuosa de K_2CrO_4 0,250 M ¿Qué masa de K_2CrO_4 se debe utilizar. (DATOS: Pesos atómicos: K=39,10 ; Cr=52 ; O=16)
- A-33 (*)** - Una disolución de ácido sulfúrico tiene una concentración del 10% en peso y una densidad de 1,05 g/cm³. Calcular: a) la molaridad, b) la molalidad y c) la normalidad. (S = 32,06, O = 16, H = 1).
- A-34 (*)** - El análisis de un agua industrial contaminada indica que tiene 0,082 g/l de Cd^{2+} . Calcule su molaridad y su molalidad
Datos: Masa atómica del Cd = 112,41 g/mol
- A-35 (*)** - Calcule todas las expresiones de la concentración (g/L, % y Molaridad) de una disolución de ÁCIDO NÍTRICO sabiendo que contiene 1,26 g de soluto en 100 mL de disolución

Grupo B - PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES A PARTIR DE OTRAS

- B-01 (*)**- Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución. ¿Qué cantidad de la misma se necesita para preparar 500 ml de una disolución 0,02 M?
- B-02 (*)**- Se desea preparar 250 cc de una disolución 0,29 molar de ácido clorhídrico y para ello se dispone de agua destilada y de un reactivo comercial de tal ácido, cuya etiqueta, entre otros, contiene los siguientes datos: HCl densidad 1,184 g/mL y 37,5 % en peso . a) ¿Cuántos mililitros del reactivo comercial se necesitarán para preparar la citada disolución? b) Explique cómo actuará para preparar la disolución pedida y el material utilizado.
- B-03 (*)**- Se tienen 40 ml. de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,14 g/cm³ y del 32% de riqueza en peso, a) ¿Cuál es su Molaridad? B) Si partiendo de dicha cantidad se desea preparar una disolución 1M de dicho ácido. ¿Qué volumen de agua destilada será preciso añadir?
- B-04 (*)**- Disponemos de ácido clorhídrico comercial (densidad = 1,2 g/cm³ y riqueza 36 % en peso) Calcular su Molaridad y molalidad.. A partir de esta disolución, deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. ¿qué volumen de la disolución inicial hemos de tomar?
- B-05 (*)**- Calcular el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,083 g/mL y del 52% de riqueza en peso necesario para preparar 5 litros de disolución de concentración 2M.
- B-06 (*)**- ¿Que cantidad de ácido clorhídrico con una densidad de 1,19 g/mL y un 31,6% de riqueza en peso se necesita para preparar dos litros de disolución 1 Normal?
- B-07 (**)**- Se disuelven 20,0 g de cloruro de calcio en agua hasta completar medio litro de disolución. Calcular su Molaridad. Se cogen 50 ml de la disolución anterior y se le añade más agua hasta completar 200 ml. ¿Cuál será la Molaridad de la nueva disolución?
- B-08 (*)**- Se tiene 1 litro de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,827 g/ml y d= 92,77% de riqueza en peso. Calcular: a) El volumen de agua que hay que añadir a dicho volumen de ácido concentrado para preparar una disolución que contenga 0,1 gramo de ácido puro por ml de disolución. B) La molaridad de la disolución obtenida.
- B-09 (*)**- La etiqueta de un ácido sulfúrico concentrado indica que la densidad del ácido es 1,84 g/ml. Sabiendo que tiene una riqueza en ácido sulfúrico del 98,0% en peso, calcular:
a) Su molaridad y su fracción molar
b) La cantidad de agua que será necesario añadir a 100 ml de dicho ácido para obtener un ácido 10 molar. Considerando los volúmenes aditivos, ¿Qué volumen de ácido se obtiene?
- B-10 (*)**- Se toman 50 ml de un ácido nítrico del 30% en peso y densidad 1,18 g/ml y se ponen en un matraz aforado de 500 ml, añadiéndole después agua hasta llenarlo. Calcule la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad, molalidad y % en peso. DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 O = 16,0
- B-11(*)** - La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad 1,40 Kg/L y riqueza 65% en peso, además de señalar las características de peligrosidad. A) ¿Qué volumen de la misma se necesitará para preparar 250 ml de una disolución 0,5 Molar B) Explique el procedimiento seguido en el laboratorio y dibuje y nombre el material necesario para su preparación.
- B-12(*)** - Si se parte de un ácido nítrico del 68% en peso y densidad 1,52 g/ml , Calcular: a) ¿Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 ml de un ácido nítrico del 55% en peso y densidad 1,43 g/ml. B) ¿Cómo lo prepararía en el laboratorio?
- B-13 (*)**- El volumen de una disolución de HCl del 70% en peso y densidad 1,42 g/mL que sería necesario para preparar 300 mL de una disolución de HCl del 20% en peso y densidad 1,20 g/mL ; b) La molaridad y fracción molar de la segunda disolución. Datos: Masas atómicas H = 1,0 ; Cl = 35,5 ; O = 16,0
- B-14 (*)**- Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL. ¿Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M? Datos: Masas atómicas: H = 1; O =16; S=32
- B-15(*)** - Partiendo de 40 ml. de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,14 g/cm³ y del 32% de riqueza en

peso, se desea preparar una disolución 2N de dicho ácido. ¿Qué volumen de agua destilada será preciso añadir? Datos: Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00. S = 32,00. Considerense los volúmenes aditivos.

B-16 (*)- Calcular el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,083 g/mL y del 52% de riqueza en peso necesario para preparar 5 litros de disolución de concentración 2N.

B-17 (*)- Se tiene una disolución de ácido sulfúrico de riqueza del 98% en peso y densidad 1,84 g.cm⁻³.

A) Calcule la molalidad del citado ácido

B) Calcule el volumen de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 cm³ de disolución del 20% y densidad 1,14 g.cm⁻³.

B-18(*) - Se disuelven 54,9 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua precisa para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

a) La molaridad de la disolución.

b) El volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 300 mL de disolución 0,1 M.

c) Indique el material de laboratorio que utilizaría y qué haría para preparar la disolución inicial.

B-19 (*)- En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl, densidad 1,18 g/cm³. Calcule:

a) La molaridad, molalidad y la fracción molar del ácido.

b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M.

c) Detalle como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear necesario para dicho fin.

B-20 (*)- Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,40 g/mL y del 50,50% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 154 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

B-21(*) - Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/mL y del 97% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 150 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante.

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

B-22 (*)- ¿Hasta qué volumen hay que diluir 250 mL de H₂SO₄ 0,15 M para obtener una disolución 0,025 M? (Pesos atómicos: H = 1, O = 16, S = 32).

B-23(*) - Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37% en peso de ácido clorhídrico y una densidad de 1,19 g/cc. ¿Qué cantidad de agua se debe añadir a 20 mL de este ácido para que la disolución resultante sea 0,1 M?.

(Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5).

B-24 (*)- Se desea preparar 10,0 L de ácido fosfórico, H₃PO₄, 2,00 M.

a) Determinese el volumen de ácido fosfórico de densidad 1,53 g/mL y 80% en peso que debe tomarse.

b) Considere si la proposición siguiente es cierta: "La fracción molar de H₃PO₄ depende de la temperatura".

B-25 (*)- Se dispone de 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M y se desea preparar 100 ml de otra disolución del mismo ácido pero de concentración 0,05 M.

a) ¿Cómo se procedería?

b) Señale y dibuje el material más adecuado para hacerlo en el laboratorio.

B-26 (*) - Se dispone de una disolución de ácido nítrico del 70% y d= 1,42 g/mL. Calcule su Molaridad y su fracción Molar. ¿Cuántos gramos de la misma se necesitarán para preparar 300 mL de una disolución 2,5 Molar de dicho ácido?

B-27 (*)- Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.

a) Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?

b) Describa y dibuje el material necesario para preparar dicha disolución.

B-28 (*)- Se quiere preparar una disolución de H₂SO₄ del 20 % y densidad 1,14 g/cm³ a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad 1,84 g/cm³.

a. Determine la molaridad de la disolución concentrada.

b. Calcule la cantidad, en volumen, de H₂SO₄ concentrado que hay que tomar para preparar 100 ml de la

disolución diluida.

c. Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría.

Grupo C - MEZCLAS DE DISOLUCIONES

C-01 (*)- Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz: 0,435 g; $1,55 \cdot 10^{-3}$ moles; 30 ml de una disolución 0,011 M en esta sustancia; 50 ml de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto en 1 litro de disolución. Suponiendo que el volumen final de disolución es de 78 ml y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g / ml.

Calcule: a) La molaridad de la disolución resultante.

b) La molalidad de la misma.

C-02 ()** - Se dispone de tres disoluciones de hidróxido de bario de las siguientes características:

A: 1,60 M y $d = 1,100$ g/ml

B: 2,50 M y $d = 1,500$ g/ml

C. 28% en peso y $d = 1,200$ g/ml.

Se toman 200 ml de A, 150 ml de B, 100 ml de C añadiéndole después agua hasta completar 500 ml.

Sabiendo que la disolución resultante tiene una densidad de 1,215 g/ml. Calcule la Molaridad y % en peso de la disolución resultante.

C-03 (*)- Se mezclan 1L de ácido nítrico de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60% con 0,7 L de ácido nítrico de densidad 1,2 g/mL- y de 30% de riqueza. Calcular: a) La riqueza del ácido resultante y b) Su concentración molar. Dato: Densidad del ácido resultante 1,3g/mL.

DATOS: esos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

C-04 (*)- Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad 1,38 g/mL y 62,7% de riqueza con un litro de otro ácido nítrico de densidad 1,13 g/mL y 22,38% de riqueza. La densidad de la disolución de ácido nítrico resultante es de 1,276 g/mL. Hallar: a) La concentración en tanto por ciento de esa disolución final. b) El volumen de la disolución final. e) Su molaridad. Datos: Masas atómicas: N=14; O=16; H=1.

C-05 ()**- Se mezclan en un recipiente 150 mL de una disolución de cloruro de potasio del 32,14% en peso y densidad 1,16 g/mL con 100 mL de otra disolución de la misma sal 1,7 Molar cuya densidad es 1,03 g/mL, añadiéndole después al conjunto 10 g de sal anhidra y finalmente 200 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de densidad 1,075 g/mL. Calcular la molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución resultante

DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; K = 39,0

C-06 (*)- La salinidad del agua en una pecera para peces marinos es de 0,08 M en cloruro de sodio. Para corregirla, se añadieron 2 litros de una disolución 0,52 Molar de cloruro de sodio a los 20 litros del agua que contenía. Calcule la concentración final de la disolución obtenida en % y Molaridad.

C-07 (*)- Si se mezclan volúmenes iguales de un ácido nítrico 5,2 molal y $d = 1,1320$ g/mL y de otro 6 Molar de densidad 1,1519 g/mL, Cual será la concentración de la disolución resultante expresada como Molaridad y Molalidad (Considérense los volúmenes aditivos).

C-08 ()**- Una disolución de hidróxido potásico contiene 22,4 g de la base en 400 cm^3 de disolución. Se toman 100 cm^3 de dicha disolución, cuya densidad es $1,01 \text{ g/cm}^3$ a los que se añaden 200 cm de otra disolución 1,2 M de la misma sustancia, y 100 cm^3 de agua.

a) ¿Cuál será la molaridad, molalidad, fracción molar y tanto por ciento en peso de la disolución inicial de KOH?

b) ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 20 cm^3 de la nueva disolución, suponiendo que los volúmenes son aditivos?.

Grupo D - PROPIEDADES COLIGATIVAS

- D-01 (*)**- Se queman 24,8 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O, obteniéndose 35,2 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Si se sabe, además, que al disolver 93 g de dicho compuesto en 250 ml de agua el punto de congelación de ésta desciende hasta los $-11,16^{\circ}\text{C}$. Determine las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto. DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 .Constante crioscópica molal del agua: $-1,86^{\circ}\text{C/mol}$.
- D-02 (*)**- Una disolución de urea: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiene a 0°C una presión osmótica de 0,16 atm. ¿Cual será su concentración en gramos/litro?
- D-03 (*)**- Disolvemos 15,0 g de un soluto no volátil en 250 g de benceno puro (C_6H_6), con lo cual se obtiene una disolución que a 30°C tiene una presión de vapor de 120,2 mm de Hg. Determinar por este procedimiento la masa molecular aproximada del soluto. Datos: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; Presión de vapor del benceno a 30°C = 121,8 mm de Hg.
- D-04 (*)**- ¿Cuántos átomos contiene la molécula de fósforo si 2,4 g. de fósforo disueltos en 100 g. de sulfuro de carbono producen una elevación del punto de ebullición de $0,443^{\circ}\text{C}$ sabiendo que la elevación molar del punto de ebullición para el sulfuro de carbono es de $2,29^{\circ}\text{C}$?
- D-05 (*)**- Una disolución que contiene 4,50 g de una sustancia "no electrolito" disuelta en 125 g de agua congela a $-0,372^{\circ}\text{C}$. Calcular la masa molecular aproximada del soluto.
- D-06 (*)**- Calcular la presión osmótica de una disolución de ácido fórmico (HCOOH) que contiene 1 g/l de ácido y está a 20°C .
- D-07 (*)**- Se prepara una mezcla con la misma cantidad en masa de agua y etilenglicol ¿Cuál es la molalidad del etilenglicol? Masa molar del agua y etilenglicol, 18 y 62,07 g/mol respectivamente.
- D-08 (*)**- El sistema de refrigeración de un automóvil se llena con una disolución acuosa de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) al 20% en peso. Se pide la temperatura mínima a la cual puede estar expuesto el automóvil sin que se congele la disolución refrigerante, así como la temperatura máxima de funcionamiento sin que dicha disolución comience a hervir.
DATOS: Constantes crioscópica y ebulloscópica del agua: $1,86^{\circ}\text{C}/(\text{mol/kg})$ y $0,52^{\circ}\text{C}/(\text{mol/kg})$ respectivamente. Pesos atómicos del H; C y O: 1,0; 12,0 y 16,0 g/mol.
- D-09 (*)**- La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de $3,62^{\circ}\text{C}$. Calcular sus fórmulas empírica y molecular.
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0; O = 16,0 . Constante crioscópica molal para el CCl_4 : $K_c = - 5,02^{\circ}\text{C/m}$.
- D-10 (*)**- Para determinar el peso molecular de la clorofila de una planta se preparó una disolución acuosa conteniendo 5,68 g de clorofila bien seca en 100 ml de disolución y se midió su presión osmótica, que resultó ser de 52,9 mm de Hg a 25°C .- A partir de estos datos calcular el peso molecular de la clorofila.
- D-11 (*)**- Tenemos cuatro disoluciones constituidas cada una por 0,1 moles de cada una de las siguientes sustancias, respectivamente, disueltos en 500 mL de agua: sulfato sódico, cloruro de hidrógeno, ácido acético (CH_3COOH) y glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). De todas esas disoluciones, la de punto de congelación más alto será la de Justificar brevemente la respuesta.
- D-12 (*)**- Calcular la presión osmótica de una disolución 0,01 M en sacarosa, si la temperatura es de 20°C .
- D-13 (**)**- El yodo sólido sublima por debajo de 114°C . Un trozo de yodo sólido se encuentra en un recipiente cerrado en equilibrio con su vapor a una temperatura para la que su presión de vapor es de 30 mm Hg. De forma repentina y a temperatura constante, el volumen del recipiente se duplica:
a) Cuál es la presión en el interior del recipiente una vez producida la variación de volumen.
b) Qué cambio ha de ocurrir para que se restablezca el equilibrio.
c) Si la temperatura permanece constante durante todo el proceso, cuál será la presión en el interior del recipiente una vez preestablecido el equilibrio.

D-14 (*)- La relación entre el descenso en la temperatura de congelación de una disolución de naftaleno ($C_{10}H_8$) en benceno y el descenso de punto de congelación de otra disolución de una sustancia X en el mismo disolvente y con una relación en peso de soluto/disolvente iguales, es de 1,4. ¿Cual es el peso molecular de la sustancia X? . DATOS: Pesos atómico del C y del H: 12,0 y 1,0 g/mol.

D-15 (*)- Calcular el punto de congelación de una disolución acuosa de un soluto no volátil que tiene una composición en peso del 5% si la MM del soluto es 315,78 g/mol. Constante crioscópica el agua $1,86\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol}$.

D-16 (*)- Calcular los gramos de K_2SO_4 que se necesitan disolver en un L de agua para que la disminución de la presión de vapor producida sea la misma que al disolver 100 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Masas atómicas de C, K, S y O; 12, 39,1, 32 y 16 respectivamente.

D-17 (*)- La presión de vapor del agua a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ es 23,76 mm Hg. Calcular la presión de vapor de una disolución acuosa formada por 160 g de azúcar (MM= 342,3 g/mol) en 600 mL de agua. Densidad del agua a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ $0,997\text{ g/mL}$.

D-18 (*)- Se disuelven 2 g de una sustancia en 150 g de benceno, obteniéndose una disolución que congela a $4,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular la masa molecular de dicha sustancia, sabiendo que el benceno congela a $5,44\text{ }^{\circ}\text{C}$. DATO: Constante crioscópica molal del benceno: $5,18\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$.

D-19(*) - Al añadir el anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) a 1000 mL de agua destilada, la temperatura de ebullición de esta asciende a $104,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. La temperatura de congelación de esa mezcla en $^{\circ}\text{C}$ será:

Datos: $K_{p_{\text{ebullición}}}= 1\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$; $K_{\text{pf}}= 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$

a) - 4,50

b) - 6,28

c) - 3,9

d) - 0,5

Grupo E - DISOLUCIONES LÍQUIDO-LÍQUIDO

E-01()** - Un determinado volumen de una disolución equimolecular de dos líquidos A y B que se comporta como ideal, a una cierta temperatura, se la introduce en un recipiente cerrado. Se sabe que el vapor en equilibrio con la disolución es tal, que la presión parcial del componente A es 1, 5 veces mayor que la del componente B. Dicho vapor se lleva a un nuevo recipiente cerrado donde una vez licuado está en equilibrio con un segundo vapor.

La presión de vapor del líquido A puro, en las condiciones del problema, es de 387 mm de mercurio.

Sabiendo que la temperatura no varía lo largo del proceso, se pide:

- a) La presión de vapor del líquido puro B.
- b) La presión total del primer vapor producido.
- c) Las fracciones molares del segundo vapor.

E-02()** - Determinar la composición de una solución supuestamente ideal de metanol-propanol que tiene una presión de vapor de 174 mm Hg. La presión de vapor del metanol y propanol puro a 40 °C, es 303 y 44,6 mm Hg respectivamente.

Grupo F: DISOLUCIONES + ESTEQUIOMETRÍA

F-01(**) - Se dispone de una botella de un litro de disolución acuosa de ácido nítrico de composición desconocida y densidad, a 20 °C, igual a 1,36 g/cm³. Se toman 5 mL de la disolución de HNO₃ y se diluyen en un matraz aforado hasta un litro y la disolución resultante se valora con NaOH 0,1 M.

a) Determine la concentración, en % en peso, de la disolución de HNO₃ de la botella si en la valoración de 25 cm³ de la disolución diluida se gastan 15,7 cm³ de NaOH.

b) Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm³ de disolución 0,1 M y explique cómo procedería en su preparación y el material de laboratorio que utilizaría.

Grupo A - CÁLCULO DE CONCENTRACIONES

A-01 (*) - Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l

RESOLUCIÓN

Los datos que tenemos corresponden a los gramos de soluto (14,7, que expresados también en moles será: $n = g/P_m = 14,7/98 = 0,15$ moles), así como el volumen del disolvente, agua, cuya densidad es 1 g/ml, por lo que los gramos de disolvente serán también 750 g, mientras que los gramos de disolución serán $14,7 + 750 = 764,7$ g de disolución y así, tendremos

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
Masa	14,7 g = 0,15 moles	+	750 g	=	764,7 g
Volumen	- - - -		750 ml		0,75218 l

Teniendo en cuenta este dato y la densidad de la disolución, determinamos en volumen de la misma a partir de la expresión que define la densidad :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \\ \text{Volumen} = \frac{\text{Masa}}{\text{densidad}} \end{array} \right\} V = \frac{764,7}{1,018} = \mathbf{752,18 \text{ mililitros}}$$

Y ya con todos estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

- **G/LITRO**: Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75218 l):

$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75218 \text{ l. de disolución}} = \mathbf{19,57 \frac{g_{\text{soluto}}}{\text{lítros disolución}}}$$

- **% EN PESO**: los gramos de soluto (14,7 g) y los gramos totales (de disolución = 764,7 g) y así:

$$\left. \begin{array}{l} 764,7 \text{ g de disolución} \text{ — } 14,7 \text{ g de soluto} \\ 100 \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = \frac{100 \cdot 14,7}{764,7} = \mathbf{1,92 \% \text{ de soluto}}$$

- **P.P.M** : (Aunque esta expresión se usa solamente en disoluciones muy diluidas) se tienen 14700 mg de soluto en 0,7647 Kg totales:

$$\frac{14700 \text{ mg de soluto}}{0,7647 \text{ Kg de disolución}} = \mathbf{19223 \text{ p.p.m.}}$$

- **MOLARIDAD**: Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles) que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75218 litros), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75218 \text{ l. disolución}} = \mathbf{0,2 \text{ Molar}} \quad M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = \mathbf{0,2 \text{ Molar}}$$

- **NORMALIDAD**: Al tratarse del ácido sulfúrico, cuya molécula tiene dos Hidrógenos por lo que su valencia es 2, se toman del cuadro las cantidades correspondientes, al igual que en el caso anterior, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{14,7 \text{ g}_s \cdot 2 \frac{\text{equiv}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = \mathbf{0,4 \text{ Normal}}$$

- **MOLALIDAD:** Para calcularla, hemos de tomar el número de moles de soluto (0,15 moles) o de gramos (14,7 g) así como los Kg de disolvente (0,750 Kg), y sustituir en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{14,7 \text{ g}_{\text{solute}}}{98 \text{ g/mol} \cdot 0,750 \text{ Kg}_{\text{disolv}}} = \mathbf{0,2 \text{ molal}}$$

- **FRACCIÓN MOLAR:** Al igual que en los casos anteriores, se toman del cuadro el número de gramos de soluto (14,7) o de moles (0,15) y los de disolvente, para luego sustituirlos en la expresión correspondiente.

$$X_{\text{solute}} = \frac{\frac{14,7}{98}}{\frac{14,7}{98} + \frac{750}{18}} = \frac{0,15}{0,15 + 41,66} = \mathbf{0,0036}$$

A-02 (*) - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido clorhídrico del 18,43% en peso y densidad 1,130 g/ml

RESOLUCIÓN

El primero de los cálculos es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso del:
 $\text{HCl} \Rightarrow 1 + 35,5 = 36,5$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	208,26 g = 5,70 moles	+ 921,74 g	= 1130 g
Volumen	- - -	921,74 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,13 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,13 = 1130 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 18,43% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1130 \cdot 0,1843 = 208,26 \text{ g soluto}$
 dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 208,26/36,5 = 5,70 \text{ moles}$
 y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1130 - 208,26 = 921,74 \text{ g} = 0,92174 \text{ Kg} = 51,21 \text{ moles}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$g/litro = 208,26 / 1 = 208,26 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = 208,26 \times 100 / 1130 = 18,43 \%$$

$$- \text{p.p.m.} : 208260 \text{ mg soluto} / 1,13 \text{ Kg disolución} = 184301 \text{ p.p.m}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 5,70 \text{ moles} / 1 \text{ litro} = 5,70 \text{ MOLAR}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 5,70 \times 1 = 5,70 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = 5,70 \text{ moles soluto} / 0,92174 \text{ Kg disolvente} = 6,18 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 5,70 \text{ moles soluto} / (5,70 + 51,21) = 5,70 / 56,91 = 0,100$$

A-03 (*) - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico 6 molal y densidad 1,15 g/ml

RESOLUCIÓN

Se determina del peso molecular del soluto, en este caso: $\text{HNO}_3 \Rightarrow 1+14+3 \cdot 16 = 63$

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 kilogramo de disolvente, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	6 moles = 378 g	+ 1Kg = 1000 g = 55,55 moles	= 1378 g
Volumen	----	1000 ml	1,198 litro = 1198,16 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (n° moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente) al tener 1 Kg, tendremos **6 moles** de soluto, cuya masa será de: $M = 6 \cdot 63 = 378 \text{ g de soluto}$

y con este dato, determinamos la masa total de disolución, que será la suma de las masas del soluto y del disolvente: $378 + 1000 = 1378 \text{ g de disolución}$

y a partir de la masa de la disolución calculamos el volumen de la misma con ayuda de la densidad de la disolución

(1,15 g/ml), que es: $v = m/d = 1378/1,15 = 1198,26 \text{ ml de disolución}$

De esta cantidad sabemos que el 18,43% es soluto, por lo que tendremos:

$$\text{g soluto} = 1130 \cdot 0,1843 = 208,26 \text{ g soluto}$$

dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 208,26/36,5 = 5,70 \text{ moles}$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{g/litro} = 378 / 1,198 = 315,53 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = 378 \times 100 / 1378 = 27,43 \%$$

$$\text{- p.p.m. : } 378000 \text{ mg soluto} / 1,378 \text{ Kg disolución} = 274311 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 6 \text{ moles} / 1,198 \text{ litro} = 5,01 \text{ MOLAR}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 5,01 \times 1 = 5,01 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = 6 \text{ moles soluto} / 1 \text{ Kg disolvente} = 6 \text{ molal (Es el dato que se nos da)}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 6 \text{ moles soluto} / (6 + 55,56) = 6 / 61,56 = 0,097$$

A-04 (*)- Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/ml

RESOLUCIÓN

Determinamos del peso molecular del soluto, que en este caso es: $\text{NaOH} \Rightarrow 23 + 16 + 1 = 40$

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	5,64 moles = 225,48 g	+ 964,52 g=0,965 Kg=53,58 moles	= 1190 g
Volumen	- - - -	964,52 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molaridad (n° moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **5,46 moles** de soluto, cuya masa será de: $M = 5,64 \cdot 40 = 225,48 \text{ g de soluto}$

También partiendo del dato inicial, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,19 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,19 = 1190 \text{ g}$

y con este dato, determinamos la masa del soluto, que será la diferencia entre la masa de la disolución y la del soluto: $1190 - 225,48 = 964,52 \text{ g de disolvente}$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en los ejemplos anteriores.

$$\text{g/litro} = 225,48 / 1 = 225,48 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = 225,48 \times 100 / 1190 = 18,95 \%$$

$$\text{- p.p.m. : } 225480 \text{ mg soluto} / 1,19 \text{ Kg disolución} = 189479 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 5,64 \text{ moles/1 litro} = 5,64 \text{ MOLAR (Es el dato que se nos facilita)}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 5,64 \times 1 = 5,64 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = 5,64 \text{ moles soluto} / 0,96452 \text{ Kg disolvente} = 5,85 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 5,64 \text{ moles soluto} / (5,64 + 53,58) = 5,64 / 59,22 = 0,095$$

A-05 (*)- Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución

RESOLUCIÓN

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{Ba(OH)}_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8}{171,34 \cdot 5} = 0,05 \text{ Molar}$$

Y para calcular la normalidad: N° de equivalentes-gramo que hay por cada litro de disolución, aplicamos también la fórmula que nos la da, teniendo en cuenta que la "valencia" del hidróxido de bario es el n° de OH que contiene, es decir **2**, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{g_{\text{soluto}} \cdot v}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8 \cdot 2}{171,34 \cdot 5} = 0,10 \text{ Normal}$$

Si queremos expresar la concentración en gramos litro, hemos de tener en cuenta que nos dan ambos datos: 42,8 gramos de soluto y 5 litros de disolución, así:

$$\frac{g_{\text{soluto}}}{L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8}{5} = 8,56 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

A-06 (*) - Calcular la concentración molar de un litro de agua pura que está a la temperatura de 4°C y a una presión de 760 mm de mercurio. ¿Cual es su fracción molar?

RESOLUCIÓN

Si el agua se encuentra a 4°C, su densidad es 1Kg/litro, por lo que en 1 litro de agua hay 1000 g.

A pesar de no poder considerarse como una verdadera disolución (no se trata de una mezcla y una disolución es una mezcla homogénea), vamos a aplicarle la definición de molaridad, teniendo en cuenta que el peso molecular del agua es 18; así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,55 \text{ Molar}$$

La fracción molar viene dada por la expresión: $X_1 = \frac{n_1}{n_{\text{TOTAL}}}$ Y dado que solamente tiene un componente, el agua, el número de moles de ella será también el número total de moles, por lo que la fracción molar es:

$$\mathbf{X = 1}$$

A-07 (*) - Calcular los gramos de sulfato de aluminio con 18 moléculas de agua de cristalización, necesarios para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 40 mg. de ión aluminio por mililitro.

RESOLUCIÓN

La cantidad del ion aluminio que hay en la cantidad a preparar (50 ml) expresada en g y en moles es:

$$50\text{ml} \cdot 40 \frac{\text{mg Al}}{\text{ml}} = 2000 \text{ mg} = 2 \text{ g de Al}^{3+} \Rightarrow \frac{2}{27} = 0,074 \text{ moles de Al}^{3+}$$

En el sulfato de aluminio de que se dispone: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$ vemos que por cada mol del compuesto hay 2 moles de Al, por lo que para tener las 0,074 moles de Al, se necesitarán:

$$\text{moles de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O} = \frac{0,074}{2} = 0,037 \quad \text{y teniendo en cuenta que su masa molecular es 666,}$$

se necesitarán: $0,037 \cdot 666 = 24,64 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$

A-08 (*) - Calcular el peso de sulfato de aluminio, cristalizado con 18 moléculas de agua, necesario para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 40 mg de ión aluminio por mL.
 Masas atómicas (g/at-g): N = 14,00 ; O = 16,00 ; S = 32,06 ; Al = 27,00 ; K = 39, 10 ; H = 1,00

RESOLUCIÓN:

La cantidad total de ion aluminio en los 50 mL que se han de preparar es:

$$50 \text{ ml} \cdot 40 \text{ mg/mL} = 2000 \text{ mg} = 2,00 \text{ gramos del ion aluminio en los 50 ml de disolución}$$

Teniendo en cuenta la fórmula del compuesto: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$, podemos deducir que por cada mol de este compuesto que se disuelva en agua, se formarán dos átomos-gramo (o ion-gramo si queremos ser más precisos al nombrarlo).

Si la masa molecular del compuesto es: $2 \cdot 27,00 + 3 \cdot 32,06 + 3 \cdot 4 \cdot 16,00 + 18 \cdot 2 \cdot 1,00 + 18 \cdot 16,00 = 666,18$ podremos deducir que por cada 666,18 g del compuesto pasarán a la disolución: $2 \cdot 27,00 = 54,00 \text{ g}$ del ion aluminio. Así:

$$\left. \begin{array}{l} 666,18 \text{ g del compuesto} \text{ ---- } 54,00 \text{ g de Al} \\ X \text{ ---- } 2,00 \text{ g de Al} \end{array} \right\} X = 24,67 \text{ g del compuesto son necesarios}$$

A-09 (*)- Calcular todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico del 36,7% en peso y densidad 1,225 g/ml .

RESOLUCIÓN

Se determina el peso molecular del soluto, en este caso es el ácido nítrico: $\text{HNO}_3 \Rightarrow 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 100 gramos de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla, de esta forma, los gramos de soluto que tendremos son 36,7 g ya que se trata de una disolución del 36,7% dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 36,7/63 = 0,582$ moles de HNO_3

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	36,7 g = 0,582 moles	+ 63,3 g	= 100 g
Volumen	---	63,3 ml	81,63 ml

A partir de él, determinamos el volumen de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,225 g/ml), que es: $d = \frac{m}{V}; V = \frac{m}{d} = \frac{100}{1,225} = 81,63$ ml de disolución

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$100 - 36,7 = 63,3 \text{ g} = 0,0633 \text{ Kg} = 3,517 \text{ moles}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{g/litro} = 36,7 / 0,08163 = 449,57 \text{ g/litro}$$

% en peso = 36,7 %, que es el dato que nos dan

$$\text{- p.p.m. : } \left. \begin{array}{l} 100 \text{ g disolución --- } 36,7 \text{ g de soluto} \\ 1000000 \text{ ---- } x \end{array} \right\} x = 3670.000 \text{ ppm}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{0,582}{0,08163} = 7,14 \text{ Molar}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{\text{Kg}_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{0,582}{0,0633} = 9,19 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{0,562}{0,562 + \frac{63,3}{18}} = 0,138$$

A-10 (*)- Calcular la concentración de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 18,5 g en 500 ml de disolución, si su densidad es 1,02 g/ml. Expresarla como MOLARIDAD y MOLALIDAD. Dibuje y nombre el material de laboratorio que necesita para preparar esta disolución.

RESOLUCIÓN:

Se parte de los 500 ml que tenemos de disolución, cuya masa se determina a partir de la densidad de esa disolución y en ellos hay 18,5 g de soluto Hidróxido de sodio: NaOH, cuyo peso molecular es:

$$P_m = 23 + 16 + 1 = 40:$$

$$d = \frac{m}{V}; 1,02 = \frac{m}{500}; m = 1,02 \cdot 500 = 510 \text{ g de disolución}$$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
MASA (g)	18,5 g +	491,5 g =	510 g
VOLUMEN (ml)			500 ml

y de ahí se deduce la masa de disolvente, que es la diferencia entre la masa total de la disolución (510 g) y la del soluto (18,5 g)

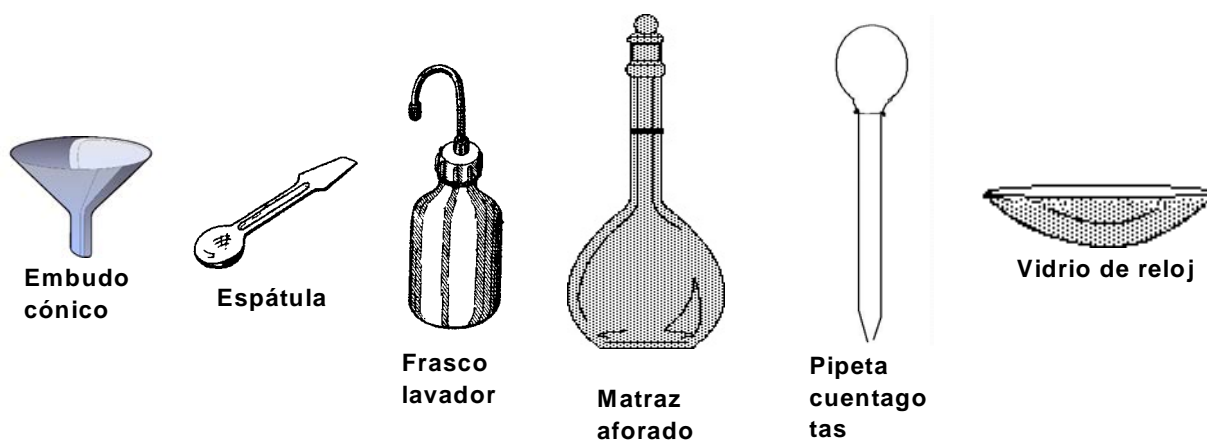
$$\text{disolvente} = 510 - 18,5 = 491,5 \text{ g de disolvente}$$

Con estos datos, podemos determinar ya la concentración de la disolución:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{m_{\text{SOLUTO}}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}} = \frac{18,5}{40 \cdot 0,5} = 0,925 \text{ Molar}$$

$$\text{molalidad } m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{m_{\text{SOLUTO}}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{18,5}{40 \cdot 0,4915} = 0,941 \text{ molal}$$

El material de laboratorio que se necesita para preparar la disolución es: Vidrio de reloj para pesar el hidróxido de sodio, espátula, matraz aforado de 500 ml y embudo cónico para pasar las lentejas de hidróxido de sodio al matraz arrastrándolas con agua, la cual estará en un frasco lavador. Podremos necesitar también una pipeta cuentagotas para enrasar el matraz:



A-11 (*)- ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se necesitan para preparar 250 ml de una disolución 0,500 Molar?

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la expresión que nos da el valor de la molaridad de una disolución tenemos:

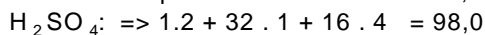
$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 0,500 = \frac{g_{\text{solute}}}{142 \cdot 0,250};$$

$$g_{\text{solute}} = 0,500 \cdot 142 \cdot 0,250 = 17,75 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

A-12 (*)- Calcular la concentración como g/litro, Molaridad, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 7,7% y $d = 1,05 \text{ g/ml}$.

RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:



Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	80,85 g = 0,825 moles	+ 969,15 g	= 1050 g
Volumen	- - - -	969,15 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,05 = 1050 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 7,7% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1050 \cdot 0,077 = 80,85 \text{ g soluto } \acute{\text{a}}\text{c. Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1050 - 80,85 = 969,15 \text{ g de agua}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 80,85/98 = 0,825 \text{ moles}$

Y ya con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1050 - 80,85 = 969,15 \text{ g} = 0,96915 \text{ Kg} = 53,84 \text{ moles de disolvente agua}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$g/litro = 80,85 / 1 = 80,85 \text{ g/litro}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 0,825 \text{ moles}/1 \text{ litro} = 0,825 \text{ MOLAR}$$

$$\text{molalidad: } m = 0,825 \text{ moles soluto}/0,96915 \text{ Kg disolvente} = 0,85 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 0,825 \text{ moles soluto} / (0,825 + 53,84) = 0,825 / 57,735 = 0,014$$

A-13 (*) - El amoníaco que normalmente se utiliza en los laboratorios es $\text{NH}_3(\text{aq})$ de concentración 14.8 Molar y con una densidad de 0,8980 g/mL. Calcular las cantidades de amoníaco y agua que habrá en 1 litro de disolución así como sus fracciones molares. (Datos: Masas atómicas: N= 14,1 H=1,01 O=16,0)

RESOLUCIÓN

Si tomamos 1 litro de disolución, su masa la determinamos a partir del valor de la densidad, y la cantidad de amoníaco (soluta) y de agua, se calcula a partir de la expresión que nos da la Molaridad de una disolución:

$$d = \frac{m}{V}; 0,8980 = \frac{m}{1000}; m = 898 \text{ g de disolución}$$

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}}; 14,8 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{17,1}; g_{\text{SOLUTO}} = 251,6 \text{ g de soluto } \text{NH}_3$$

y así, nos queda:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN	
MASA	251,6 +	646,4 =	898	g
VOLUMEN			1000	mL

donde podemos ver **las cantidades que hay en cada litro de disolución:**

- a) de soluto (251,6 g) y**
- b) de disolvente (646,4 g)**

La fracción molar la calculamos a partir de estos datos, teniendo en cuenta que el Pm del soluto (amoníaco) es 17 g/mol y el del disolvente (agua) es 18 g/mol:

$$X_{\text{SOLUTO}} = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{TOTAL}}}; X_{\text{SOLUTO}} = \frac{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}}}{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}} + \frac{g_{\text{DISOLVENTE}}}{Pm_{\text{DISOLVENTE}}}}$$

$$X_{\text{SOLUTO}} = \frac{\frac{251,6}{17}}{\frac{251,6}{17} + \frac{646,4}{18}}; X_{\text{SOLUTO}} = 0,292$$

Y como $X_{\text{SOLUTO}} + X_{\text{DISOLVENTE}} = 1$; $X_{\text{DISOLVENTE}} = 1 - 0,292$; **$X_{\text{DISOLVENTE}} = 0,708$**

A-14 (*) - *Deducir el valor de la fracción molar de una disolución acuosa que es 1,5 molal*

RESOLUCIÓN

Partimos de la definición de la molalidad de una disolución, que es:

molalidad = nº de moles de soluto que hay por cada Kg de disolvente:
$$m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{\text{Kg}_{\text{DVTE}}}$$

Si se trata de una disolución 1,5 molal, quiere decir que tiene 1,5 moles de soluto por Kg de disolvente.

Así las cantidades de cada uno de los dos componentes, expresadas en moles son:

SOLUTO: 1,5 moles

DISOLVENTE (agua) = 1 Kg $\Rightarrow n_{\text{AGUA}} = \frac{g}{P_m} = \frac{1000}{18} = 55,55$ moles de agua

Por tanto, la fracción molar de esta disolución es:

$$X_{\text{SOLUTO}} = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DVTE}}} \quad \text{Y al sustituir queda: } X_{\text{SOLUTO}} = \frac{1,5}{1,5 + 55,55}$$

por lo que **$X_{\text{SOLUTO}} = 0,0263$**

A-15 (*) - Se disuelven 0,005 kg de ClH en 0,035 kg de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,060 kg/L y las masas atómicas del cloro e hidrógeno son respectivamente 35,5 y 1. Calcule todas las expresiones de la concentración de esta disolución.

RESOLUCIÓN:

Las cantidades correspondientes de soluto, disolvente y disolución son:

	Soluto	Disolvente	Disolución	
Masa	5	35	40	g
Volumen	-----		3774	mL

El volumen de la disolución se obtiene a partir de su densidad, que es: 1,060 Kg/L = 1,060 g/mL:

$$d = \frac{m}{V}; 1,060 = \frac{40}{V}; V = 37,74 \text{ mL}$$

Y con todos estos datos, podemos calcular ya todas las expresiones de la concentración:

$$\text{g/L: } \frac{g}{L} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUC}}} = \frac{5}{0,03774}; \text{g/L} = 132,48 \text{ g/L}$$

$$\% \text{ en peso: } \% \text{ peso} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUC}}} \cdot 100 = \frac{5 \cdot 100}{40}; \% \text{ en peso: } 12,5\%$$

$$\text{Molaridad: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}} = \frac{5}{36,5 \cdot 0,03774}; M = 3,63 \text{ Molar}$$

$$\text{Normalidad: } N = \frac{g_{\text{SOLUTO}} \cdot v}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}} = \frac{5 \cdot 1}{36,5 \cdot 0,03774}; N = 3,63 \text{ Molar}$$

$$\text{Molalidad: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{5}{36,5 \cdot 0,035}; M = 3,91 \text{ Molar}$$

$$\text{Fracción Molar: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{TOTAL}}} = \frac{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}}}{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}} + \frac{g_{\text{DISOLVENTE}}}{Pm_{\text{DISOLVENTE}}}} = \frac{\frac{5}{36,5}}{\frac{5}{36,5} + \frac{35}{18}}; X = 0,066$$

A-16 (*)- Hallar los gramos de ácido sulfúrico contenidos en 46 mL de una disolución 1/6 N.

RESOLUCIÓN

La Normalidad de una disolución es el número de equivalentes químicos de soluto que hay por cada litro de disolución. Por lo que, teniendo en cuenta que el ácido sulfúrico: H_2SO_4 tiene de "valencia" 2 (contiene 2 H), la expresión de la Normalidad nos quedará:

$$N = \frac{N^{\circ} \text{equiv.}_{\text{soluto}}}{\text{Litro}_{\text{disolucion}}} = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{Peso equiv. soluto}} = \frac{\text{gramos soluto}}{\frac{\text{Masa molec. soluto}}{\text{Valencia}}} = \frac{\text{Valencia} \cdot \text{gramos}_{\text{soluto}}}{\text{Masa molec.}_{\text{soluto}} \cdot \text{Litro}_{\text{disolucion}}}$$

y de ahí, al sustituir los valores que conocemos, entre los cuales está también la masa molecular o peso molecular del H_2SO_4 ($2 \cdot 1,00 + 1 \cdot 32,00 + 4 \cdot 16,00 = 98 \text{ g/mol}$) nos quedará:

$$\frac{1}{6} = \frac{2 \cdot g_{\text{soluto}}}{98 \cdot 0,046} ; g_{\text{soluto}} = 0,376 \text{ gramos de } H_2SO_4$$

A-17 (*)- Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución

RESOLUCIÓN

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8}{171,34 \cdot 5} = 0,05 \text{ Molar}$$

Y para calcular la normalidad: N° de equivalentes-gramo que hay por cada litro de disolución, aplicamos también la fórmula que nos la da, teniendo en cuenta que la "valencia" del hidróxido de bario es el n° de OH que contiene, es decir **2**, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{g_{\text{soluto}} \cdot v}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8 \cdot 2}{171,34 \cdot 5} = 0,10 \text{ Normal}$$

A-18 (*)- Calcular todas las demás expresiones de la concentración de una disolución de Ác. clorhídrico del 6% en peso y $d = 1,03 \text{ Kg/litro}$

RESOLUCIÓN

Hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso: $\text{HCl} \Rightarrow 1 + 35,5 = 36,5$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	61,80 g = 1,69 moles	+ 968,20 g	= 1030 g
Volumen	- - - -	968,20 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,03 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,03 = 1030 \text{ g de disolución}$

De esta cantidad sabemos que el 6,00% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1030 \cdot 0,06 = 61,80 \text{ g soluto H Cl}$

dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 61,80/36,5 = 1,69 \text{ moles de H Cl}$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1030 - 61,80 = 968,20 \text{ g} = 0,96820 \text{ Kg} = 53,789 \text{ moles de agua}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$g/litro = 61,80 / 1 = 61,80 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{61,80}{1030} \cdot 100 = 6\%, \text{ que es el dato que ya nos daban}$$

$$- \text{ p.p.m.} : 61800 \text{ mg soluto} / 1,03 \text{ Kg disolución} = 60000 \text{ p.p.m}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{61,80}{36,5 \cdot 1} = 1,69 \text{ MOLAR}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 1,69 \times 1 = 1,69 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{61,80}{36,5 + 0,9682} = 1,75 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,69}{1,69 + 53,789} = 0,030$$

A-19 (*)- Expresar la concentración del agua del mar en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que de 2 Kg de agua salada se han obtenido 50 g de sal (cloruro de sodio).

RESOLUCIÓN

Hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso: Na Cl => 23 + 35,5 = 58,5

Para completar la tabla en la que colocamos todos los datos de la disolución, vamos a tomar como referencia las cantidades que nos dan: 2 Kg de agua salada (Masa de la disolución) y 50 g de sal (masa de soluto. Dado que no nos ofrecen como dato la densidad de la disolución, vamos a hacer una aproximación: que el volumen total de la disolución es igual al volumen del disolvente puro, que es agua cuya densidad es 1 g/ml, así tendremos:

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
Masa	50 g = 0,855 moles	+	1950 g	=	2000 g
Volumen	----		1950 ml	~	1,950 litros = 1950 ml

El dato de los 50 g de soluto lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles:

$$n = 50/58,5 = \mathbf{0,855 \text{ moles de Na Cl}}$$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$2000 - 50 = \mathbf{1950 \text{ g} = 1,950 \text{ Kg} = 108,33 \text{ moles de agua}}$$

El volumen de disolvente, el cual, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml, y en este caso, como ya hemos indicado, vamos a considerar que aproximadamente es el mismo que el volumen total de la disolución.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\mathbf{g/litro = 50 / 1,95 = 25,64 \text{ g/litro}}$$

$$\mathbf{\% \text{ en peso} = \frac{50}{2000} \cdot 100 = 2,5\% \text{ en peso}}$$

$$\mathbf{- p.p.m. : 50000 \text{ mg soluto} / 2,0 \text{ Kg disolución} = 25000 \text{ p.p.m}}$$

$$\mathbf{MOLARIDAD: M = \frac{50}{58,5 \cdot 1,95} = 0,43 \text{ MOLAR}}$$

$$\mathbf{molalidad: m = \frac{50}{58,5 \cdot 1,95} = 0,43 \text{ molal}}$$

$$\mathbf{FRACCIÓN MOLAR: X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{0,855}{0,855 + 108,33} = 0,0078}$$

A-20 (*) - ¿Cual será la concentración expresada en g/l y % en peso, de una disolución 0,25 Molar de cloruro de calcio? ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 750 ml de la misma?

RESOLUCIÓN

Como en todos los casos determinamos del peso molecular del soluto, que en este caso es el $\text{CaCl}_2 \Rightarrow 40 + 2 \cdot 35,5 = 111$

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	0,25 moles = 27,75 g +	1000 g	= 1027,75 g
Volumen	----	1000 g	~ 1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de Molaridad (n° moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **0,25 moles** de soluto, cuya masa será de: $M = 0,25 \cdot 111 = 27,75 \text{ g de soluto}$.

Dado que no conocemos la densidad de la disolución y al ser diluida, podemos hacer una aproximación: que el volumen total de la disolución es el mismo que el volumen del disolvente puro, por lo que tendremos también 1 litro de disolvente agua, la cual al tener densidad de 1 g/ml, nos indica que tenemos 1000 g de disolvente agua

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en los ejemplos anteriores.

$$\text{g/litro} = 27,75 / 1 = 27,75 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{27,75}{1027,75} \cdot 100 = 2,7 \% \text{ en peso}$$

Si queremos preparar solamente 750 ml de disolución, la cantidad de soluto necesaria la obtenemos a partir de la propia expresión de la Molaridad:

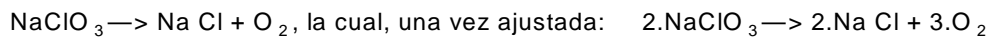
$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{\text{mSOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}, \text{ donde sabemos que la disolución es 0,25 Molar, el Peso molecular del soluto es 111 y se quieren preparar 750 mL (0,750 L) de disolución, por lo que}$$

$$0,25 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{111 \cdot 0,750}; \text{ GRAMOS DE SOLUTO} = 0,25 \cdot 111 \cdot 0,750 = \mathbf{20,81 \text{ g DE SOLUTO SE NECESITAN}}$$

A-21 ()** - Evaporamos hasta sequedad 300 mL de una disolución de la sal NaClO_3 (aq). Si se continúa calentando, la sal seca se descompone químicamente en NaCl (s) y O_2 (g), obteniéndose 2,24 litros de oxígeno medidos a 27°C y 1 Atm. Calcular cuál era la concentración de la disolución de partida.

RESOLUCIÓN.

La reacción de descomposición que tiene lugar es:



La cantidad de oxígeno, expresada en moles, se determina a partir de la ecuación general de los gases ideales: $P.V = n.R.T \implies 1.2,24 = n.0,082.300$; **n = 0,091 moles de O_2**

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción de descomposición del NaClO_3 ,

2.NaClO₃ →	2.NaCl +	3.O₂	$X = \frac{2.0,091}{3} = \mathbf{0,061 \text{ moles de NaClO}_3}$
2 moles	2 moles	3 moles	
X		0,091	

Y esa cantidad es la que teníamos en los 300 mL de la disolución inicial de partida, por lo que su molaridad, calculada a partir de la expresión matemática que nos la da es:

$$M = \frac{N^\circ \text{ moles}}{L} = \frac{0,061}{0,3}; \mathbf{M = 0,20 \text{ Molar}}$$

A-22 (*) - Calcular la **MOLARIDAD**, molalidad y fracción molar de una disolución de ácido sulfúrico del 16% en peso y una densidad de $1,12 \text{ g/cm}^3$.

RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \Rightarrow 1 \cdot 2 + 32,0 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	179,2 g = 1,83 moles	+ 940,8 g	= 1120 g
Volumen	----	940,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,05 \text{ g/ml}$), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,12 = \mathbf{1120 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 16% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1120 \cdot 0,16 = \mathbf{179,2 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1120 - 179,2 = \mathbf{940,8 \text{ g de agua}}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 179,2/98,0 = \mathbf{1,83 \text{ moles}}$
Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml .

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} \quad M = \frac{1,83 \text{ moles}}{1 \text{ Litro}} = \mathbf{1,83 \text{ MOLAR}}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} \quad ; \quad m = \frac{1,83}{0,945} = \mathbf{1,94 \text{ molal}}$$

$$\text{Fracción molar: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DVTE}}} = \frac{1,83}{1,83 + \frac{940,8}{18}} = \mathbf{0,034}$$

A-23 (*) - Calcular la concentración como molaridad, fracción molar y % en peso de una disolución de ácido clorhídrico 2 MOLAR y $d = 1,05 \text{ g/ml}$. Datos: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; H = 1,0

RESOLUCIÓN

Se determina del peso molecular del soluto, que en este caso es el H Cl $\Rightarrow P_m = 35,5 + 1,0 = 36,5$

Para completar la tabla de datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	2 moles = $2 \cdot 36,5 = 73 \text{ g}$	+ 977	= 1050 g
Volumen	-----	1000 g	~ 1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de Molaridad (n° moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **2 moles de soluto**, cuya masa será de: $M = 2 \cdot 36,5 = 73 \text{ g de soluto}$.

Dado que conocemos la densidad de la disolución ($1,05 \text{ g/mL}$), la masa de la misma se calcula a partir de la fórmula de la densidad, que es: $d = \frac{m}{V}$; $1,05 = \frac{m}{1000}$; $m = 1050 \text{ g de disolución}$

por lo que la cantidad de disolvente será la diferencia entre la masa total de la disolución y la del soluto:
gramos de disolvente = $1050 - 73 = 977 \text{ g de disolvente}$

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la disolución sin más que tomar las cantidades que se necesiten:

MOLALIDAD $m = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DITE}}$; $m = \frac{73}{36,5 \cdot 0,977}$; **$m = 2,05 \text{ molal}$**

FRACCIÓN MOLAR: $X = \frac{N^\circ \text{ moles soluto}}{N^\circ \text{ moles soluto} + N^\circ \text{ moles disolvente}}$; $X = \frac{2}{2 + \frac{977}{18}}$; **$X = 0,035$**

% EN PESO: $\left. \begin{array}{l} 1050 \text{ g disolución} \\ 100 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{--- } 73 \text{ g soluto} \\ \text{----- } X \end{array} \left. \right\} X = \frac{73 \cdot 100}{1050}$; **$\% = 6,95\%$**

A-24 (*) - ¿Cual es la molaridad de una disolución que contiene 49 g de H_2SO_4 en 2,0 litros de disolución?. El peso molecular del H_2SO_4 es 98.

RESOLUCIÓN

En este caso le aplicamos directamente la expresión de la Molaridad de una disolución en la que conocemos el soluto: H_2SO_4 cuyo peso molecular es: $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$, que es:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}, \text{ donde, al sustituir: } M = \frac{49}{98 \cdot 2}; \mathbf{M = 0,25 \text{ Molar}}$$

A-25 (*) - Calcular la molaridad, M , de una disolución que contiene 3,65 g de HCl en 2,00 litros de disolución. ($H=1$; $Cl=35,5$).

RESOLUCIÓN

En este caso le aplicamos directamente la expresión de la Molaridad de una disolución, en la que conocemos el soluto: HCl cuyo peso molecular es: $35,5 + 1 = 36,5$ que es:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}, \text{ donde, al sustituir: } M = \frac{3,65}{36,5 \cdot 2}; \mathbf{M = 0,05 \text{ Molar}}$$

A-26 (*) - Una disolución 0,650 M de ácido sulfúrico en agua tiene una densidad de 1,036 g/ml a 20 °C.

Calcule la concentración de esta disolución expresada en:

a) Fracción molar.

b) Tanto por ciento en peso.

c) Molalidad.

RESOLUCIÓN

Se determina del peso molecular del soluto, que en este caso es el H_2SO_4

$$H_2SO_4 \implies P_m = 2 \cdot 1,0 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Para completar la tabla de datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla de volumen de disolución

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	0,650 moles = $0,650 \cdot 98 = 63,7 \text{ g}$ +	972,3	= 1036 g
Volumen	----	972,3 mL	1 litro = 1000 mL

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de Molaridad (nº moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **0,650 moles de soluto**, cuya masa será de: $M = 0,650 \cdot 98 = 63,7 \text{ g de soluto}$.

Dado que conocemos la densidad de la disolución (1,036 g/mL), la masa de la misma se calcula a partir de la

fórmula de la densidad, que es: $d = \frac{m}{V}$; $1,036 = \frac{m}{1000}$; $m = 1036 \text{ g de disolución}$

por lo que la cantidad de disolvente será la diferencia entre la masa total de la disolución y la del soluto:
gramos de disolvente = $1036 - 63,7 = 972,3 \text{ g de disolvente}$

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la disolución sin más que tomar las cantidades que se necesiten:

FRACCIÓN MOLAR: $X = \frac{N^\circ \text{ moles soluto}}{N^\circ \text{ moles soluto} + N^\circ \text{ moles disolvente}}$; $X = \frac{0,650}{0,650 + \frac{972,3}{18}}$; **$X = 0,0119$**

% EN PESO: $\left. \begin{array}{l} 1036 \text{ g disolución} \text{ --- } 63,7 \text{ g soluto} \\ 100 \text{ --- } \text{---} \text{---} \text{---} X \end{array} \right\} X = \frac{63,7 \cdot 100}{1036}$; **$\% = 6,15\%$**

MOLALIDAD $m = \frac{g_{SOLUTO}}{P_{m_{SOLUTO}} \cdot Kg_{DYTE}}$; $m = \frac{63,7}{98,09723}$; **$m = 0,669 \text{ molal}$**

A-27 (*) - Se administra a un paciente por vía intravenosa 0,50 L de una disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) 1,0 M. ¿Cuántos gramos de glucosa ha recibido el paciente? (Datos: C = 12, O=16,H=1).

RESOLUCIÓN

El peso molecular de la glucosa es: $C_6H_{12}O_6 \Rightarrow 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$

Teniendo en cuenta la fórmula que nos da la Molaridad de una disolución: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}$, al

sustituir todos los datos conocidos: $1,0 = \frac{g_{SOLUTO}}{180 \cdot 0,5}$, de donde:

$g_{SOLUTO} = 90$ gramos de glucosa

A-28 ()** - Se prepara una disolución disolviendo 43,8 g de cloruro de calcio hexahidratado en 103,4 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de 1,178 g/mL de densidad. Calcule la concentración de iones cloruro en esta disolución. ¿Cual será esta concentración después de añadir 75 mL de agua destilada a la disolución anterior? (Considérense los volúmenes aditivos)

RESOLUCIÓN

Al tratarse de una sal hidratada, al disolverla, parte de ella es soluto (el CaCl_2) y el resto (el agua de cristalización) se adicionará al disolvente.

Así, en el $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, tenemos que cada cada mol (219 g) contiene 6 moles de agua ($6 \cdot 18 = 108$ g) y 1 mol (111 g) de soluto CaCl_2 , por lo que en la cantidad que se disuelve: 43,8 g tendremos:

$$\text{g de soluto } \text{CaCl}_2 = 43,8 \cdot \frac{111}{219} = 22,2 \text{ g de soluto } \text{CaCl}_2$$

$$\text{g de agua en la sal hidratada} = 43,8 \cdot \frac{108}{219} = 21,6 \text{ g de disolvente, agua, añadidos con la sal hidratada}$$

Por tanto, las cantidades que formarán la disolución final son:

$$\text{g de soluto } \text{CaCl}_2 = 22,2 \text{ g}$$

$$\text{g de disolvente agua} = 21,6 + 103,4 = 125 \text{ g de disolvente, agua}$$

soluto	disolvente	disolución		y el volumen de la disolución se obtiene a partir de la densidad de la misma: $1,178 = \frac{147,2}{V}$; $V = 124,98 \text{ mL}$
22,2	$21,6 + 103,4 = 125$	147,2	gramos	
		124,98	mL	

Por tanto la Molaridad de esta disolución es:

$$M = \frac{\text{gramos}_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{LITROS}_{\text{DISOLUC}}} = \frac{22,2}{111,0 \cdot 1,2498} = 1,6 \text{ Molar}$$

Cuando se disocia el cloruro de calcio: $\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ vemos que por cada mol de sal se originan 2 moles de ion cloruro, por lo que la concentración del mismo será el doble de la inicial de la sal, es decir:

$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 1,6 = 3,2 \text{ Molar}$$

Si se añaden 75 mL de agua, el volumen de la disolución será: $124,98 + 75 = 199,98 \text{ mL}$, pues se nos indica que los volúmenes son aditivos, por lo que tendremos:

$$M = \frac{\text{gramos}_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{LITROS}_{\text{DISOLUC}}} = \frac{22,2}{111,0 \cdot 1,2498} = 1,0 \text{ Molar en } \text{CaCl}_2$$

$$\text{Y análogamente: } [\text{Cl}^-] = 2 \cdot 1,0 = 2,0 \text{ Molar en } \text{Cl}^-$$

A-29 (*) - La densidad de una disolución acuosa de cloruro de sodio es 1,18 g/mL. Sabiendo que se toman 52,6 g de esta disolución y se deja evaporar el agua, quedando un residuo sólido y seco que pesa 12,4 g, Calcule: Molaridad, Molalidad y % en peso de la disolución inicial.

RESOLUCIÓN

De acuerdo con los datos que nos dan la masa del soluto (NaCl) es 12,4 g, y la de la disolución 52,6 g, por lo que la masa del disolvente será: 52,6 – 12,4 = 40,2 g

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	12,4 +	40,2 =	52,6
Volumen (mL)	-----	40,2	44,58

El volumen de la disolución lo obtenemos a partir de la densidad de la misma:

$$d = \frac{m}{V}; 1,18 = \frac{52,6}{V} \Rightarrow V = \frac{52,6}{1,18}; V = 44,58 \text{ mL de disolución}$$

Con estos datos, y teniendo en cuenta el peso molecular del soluto: NaCl = 23 + 35,5 = 58,5, calculamos las concentraciones pedidas sin más que aplicarle las correspondientes fórmulas:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}} = \frac{12,4}{58,5 \cdot 0,04458} = \mathbf{4,75 \text{ Molar}}$$

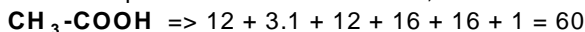
$$m = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DISOLVENTE}} = \frac{12,4}{58,5 \cdot 0,0402} = \mathbf{5,27 \text{ molal}}$$

$$\% = \frac{12,4}{52,6} \cdot 100 = \mathbf{23,57\%}$$

A-30 ()** - Una disolución de ácido acético, CH_3COOH , tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1,05 g/mL. Calcular: a) La molaridad de la disolución, b) la molaridad de la disolución preparada, llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL, mediante la adición de agua destilada. (Datos: Masas atómicas: H= 1, C= 12, O= 16).

RESOLUCIÓN

Se determina el peso molecular del soluto, en este caso es el ácido acético:



Puesto que no nos indican cantidad alguna, vamos a partir de 1 litro (1000 mL) de disolución, colocando en la tabla los valores de la masa y volumen de soluto, disolvente y disolución, en la que hemos de tener en cuenta que la masa de la disolución siempre es la suma de las masas del soluto y del disolvente, pero no así los volúmenes, aunque en este caso solamente necesitamos el volumen de la disolución; no obstante, al tratarse de agua ($d = 1$ g/mL), el volumen de la misma en mL coincidirá con su masa en g.

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	105 g	+ 945 g	= 1050 g
Volumen	---		1000 mL

A partir del volumen de la disolución que hemos tomado (1 L) calculamos la masa de dicha disolución por medio de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es: $d = \frac{m}{V}; 1,05 = \frac{m}{1000}$

de donde: $m = 1050$ g, que es la masa de la disolución.

Puesto que también nos indican que su concentración es del 10%, quiere decir que el 10% de esos 1050 g corresponden a la masa del soluto Ac. Acético:

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{10}{1000} \cdot 1050 = 105 \text{ gramos de soluto, siendo el resto } (1050 - 105 = 945 \text{ g}) \text{ disolvente agua.}$$

Con estos datos calculamos ya la Molaridad de la disolución sin más que aplicar la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; M = \frac{105}{60 \cdot 1} = \mathbf{1,75 \text{ Molar}}$$

b) Si tomamos ahora 25 mL de esta disolución, que es 1,75 Molar, y le añadimos agua hasta obtener un volumen de 250 mL (10 veces mayor), su concentración será 10 veces menor, es decir: 0,175 Molar.

Si queremos realizar estos cálculos, vamos a determinar el número de moles de ác. Acético que hay en esos 25 mL de la disolución 1,75 Molar, que serán los mismos que habrá en la disolución final, pues solamente le añadimos agua.

$$1,75 = \frac{\text{moles. soluto}}{0,025}; \text{ Moles soluto} = 0,04375 \text{ moles de ác. Acético. Si el volumen es ahora de 250 mL, la}$$

$$\text{nueva molaridad será: } M = \frac{0,04375}{0,25} = \mathbf{0,175 \text{ Molar}}$$

A-31 (*) - La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo

RESOLUCIÓN:

Si la concentración es de 20000 ppm quiere decir que cada 1.000.000 de litros de humo habrá 20.000 litros de gas venenoso, por lo que si se tiene 1 litro de humo, será:

$$\left. \begin{array}{l} 1000000 \text{ L de humo} \text{ --- } 20000 \text{ L de gas} \\ 1 \text{ L de humo} \text{ - - - - - } X \end{array} \right\} X = 0,02 \text{ L} = \mathbf{20 \text{ mL de gas venenoso}}$$

A-32 (*) - Se desea preparar 0,2500 L (250,0 mL) de una disolución acuosa de K_2CrO_4 0,250 M
¿Qué masa de K_2CrO_4 se debe utilizar. (DATOS: Pesos atómicos: K=39,10 ; Cr=52 ; O=16)

RESOLUCIÓN

Partiendo de la expresión de la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUCION}}; M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}$$

El Peso molecular del K_2CrO_4 es: $2 \cdot 39,10 + 52 + 4 \cdot 16 = 194,2$

Sustituyendo en la expresión anterior de la Molaridad:

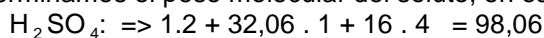
$$0,250 = \frac{g_{SOLUTO}}{194,2 \cdot 0,250}; g_{SOLUTO} = 0,120 \cdot 194,2 \cdot 0,250$$

$g_{soluta} = 12,14$ g de soluto se necesitan

A-33 (*) - Una disolución de ácido sulfúrico tiene una concentración del 10% en peso y una densidad de $1,05 \text{ g/cm}^3$. Calcular: a) la molaridad, b) la molalidad y c) la normalidad. ($S = 32,06$, $O = 16$, $H = 1$).

RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:



Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	105,0 g = 1,07 moles	+ 945,0 g	= 1050 g
Volumen	----	945,0 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,05 \text{ g/ml}$), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,05 = \mathbf{1050 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 10% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1050 \cdot 0,10 = \mathbf{105,0 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1050 - 105 = \mathbf{945,0 \text{ g de agua}}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 105/98,06 = \mathbf{1,07 \text{ moles}}$
Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml .

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} \quad M = \frac{1,07 \text{ moles}}{1 \text{ Litro}} = \mathbf{1,07 \text{ MOLAR}}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} ; m = \frac{1,07}{0,945} = \mathbf{1,13 \text{ molal}}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = \frac{N^{\circ} \text{EQUIV}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{g_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{Valencia}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} ; N = \frac{105,2}{98,061} = \mathbf{2,14 \text{ Normal}}$$

A-34 (*) - El análisis de un agua industrial contaminada indica que tiene 0,082 g/l de Cd^{2+} . Calcule su molaridad y su molalidad

Datos: Masa atómica del Cd = 112,41 g/mol

RESOLUCIÓN

	Soluto (Cd^{2+})	Disolvente	Disolución	
Masa (g)	0,082	+ 1000 g	= 1000,082	$M = \frac{0,082}{112,411} = 7,29 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
Volumen (mL)		1000 mL	$\approx 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$	$m = \frac{0,082}{112,411} = 7,29 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Al tratarse de una disolución muy diluida, el volumen de la disolución es prácticamente igual al del disolvente, agua, por lo que en 1 L de disolución habrá 1 L de agua, y dado que la densidad del agua es 1 Kg/L, habrá también 1 Kg de agua. De ahí que los valores de Molaridad y molalidad coincidan

A-35 (*) - Calcule todas las expresiones de la concentración (g/L, % y Molaridad) de una disolución de **ÁCIDO NÍTRICO** sabiendo que contiene 1,26 g de soluto en 100 mL de disolución

RESOLUCIÓN

El soluto es el ácido nítrico: HNO_3 , cuyo peso molecular es: $1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$

	Soluto (HNO_3)	Disolvente (Agua)	Disolución	
Masa (g)	1,26	+ 100 g	= 101,26	$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{1,26}{0,1} = \mathbf{12,6 \text{ g/L}}$ $\% = \frac{1,26}{101,26} \cdot 100 = \mathbf{1,24\%}$ $\text{M} = \frac{1,26}{63,01} = \mathbf{0,2\text{M}}$
Volumen (mL)		100 mL	= 100 mL	

Al tratarse de una disolución muy diluida, el volumen de la disolución es prácticamente igual al del disolvente, agua, por lo que en 100 mL de disolución habrá prácticamente 100 mL de agua, y dado que la densidad del agua es 1 g/mL, habrá también 100 g de agua.

Grupo B - PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES A PARTIR DE OTRAS

B-01 (*) - Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución. ¿Qué cantidad de la misma se necesita para preparar 500 ml de una disolución 0,02 M?

RESOLUCIÓN

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 137,33 + 2 \cdot 17 = 171,33 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8}{171,33 \cdot 5} = 0,05 \text{ Molar}$$

Y para calcular la normalidad: N° de equivalentes-gramo que hay por cada litro de disolución, aplicamos también la fórmula que nos la da, teniendo en cuenta que la "valencia" del hidróxido de bario es el n° de OH que contiene, es decir 2, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{g_{\text{solute}} \cdot v}{Pm_{\text{solute}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{42,8 \cdot 2}{171,33 \cdot 5} = 0,10 \text{ Normal}$$

Para preparar 500 ml de una disolución 0,02 M se necesitan:

$$0,02 = \frac{g}{171,33 \cdot 0,5} \Rightarrow g = 1,71 \text{ g de Ba(OH)}_2 \text{ que tenemos que tomar de la disolución 0,05 Molar de que se}$$

dispone, por lo que el volumen de ésta que es necesario será:

$$0,05 = \frac{1,71}{171,33 \cdot V} \Rightarrow V = 0,20 \text{ litros}$$

B-02 (*) - Se desea preparar 250 cc de una disolución 0,29 molar de ácido clorhídrico y para ello se dispone de agua destilada y de un reactivo comercial de tal ácido, cuya etiqueta, entre otros, contiene los siguientes datos: HCl densidad 1,184 g/mL y 37,5 % en peso . a) ¿Cuántos mililitros del reactivo comercial se necesitarán para preparar la citada disolución? b) Explique cómo actuará para preparar la disolución pedida y el material utilizado.

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H Cl existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H Cl puro necesario para preparar 250 cm³ de la disolución 0,29 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (0,29) el volumen a preparar (250 ml) y la masa molecular del soluto H Cl (36,5) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; 0,29 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{36,5 \cdot 0,25}; g_{\text{SOLUTO}} = 2,65 \text{ g. de HCl puro}$$

y estos 2,65 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 37,5% en peso y d = 1,184 g/ml

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 37,5% de riqueza:

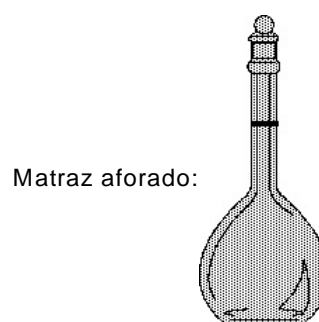
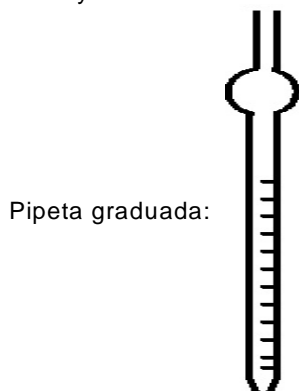
$$37,5 = \frac{2,65 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{2,65 \cdot 100}{37,5} = 7,06 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,184 = \frac{7,06}{V}; V = \frac{7,06}{1,184} = 5,96 \text{ cm}^3$$

B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 5,96 ml del reactivo comercial mediante una pipeta graduada provista de una pera de absorción (deberían tomarse 6 ml, pues las pipetas de uso común no tienen tanta precisión) y se trasvasan, a un matraz aforado de 250 ml, añadiéndole unos 100 ó 150 ml de agua destilada, agitando para homogeneizar la disolución, enrasando a continuación con más agua destilada

Se utilizaría una pipeta graduada y un matraz aforado de 250 ml:



B-03 (*) - Se tienen 40 ml. de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,14 g/cm³ y del 32% de riqueza en peso, a) ¿Cual es su Molaridad? B) Si partiendo de dicha cantidad se desea preparar una disolución 1M de dicho ácido. ¿Qué volumen de agua destilada será preciso añadir?

RESOLUCIÓN:

a) Para calcular la molaridad de la disolución podemos partir de cualquier cantidad. Si partimos de 100 g de disolución, tendremos 32 g de soluto (el 32%) y, teniendo en cuenta que su densidad es 1,14 g/ml, esos 100 g de disolución ocuparán:

$$d = \frac{m}{V}; 1,14 = \frac{100}{V} \text{ de donde } V = 87,72 \text{ ml, con lo que el cuadro quedará:}$$

Soluto	Disolvente	Disolución
32,00 g +	68,00 g	= 100,00 g
		87,72 ml

con lo que la molaridad es: $M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L}; M = \frac{32,00}{98,00 \cdot 0,08772}; M = 3,72 \text{ Molar}$

b) Por otra parte, la cantidad de soluto: Ác. Sulfúrico que tendremos en la disolución **que se quiere preparar** ha de salir de los 40 mL de la disolución que se tienen inicialmente:

Soluto	Disolvente	Disolución
14,59 g +	31,01 g	= 45,60 g
		40 ml

Partiendo de los 40 ml, y conociendo la densidad de la disolución inicial, calculamos la masa de la

disolución: $d = \frac{m}{V}; 1,14 = \frac{g}{40}; g = 45,60 \text{ g de disolución.}$

y de esta cantidad, el 32% es soluto (ác. Sulfúrico); $45,60 \cdot 0,32 = 14,59 \text{ g de soluto ác. Sulfúrico}$, por lo que el resto de la masa total serán de disolvente: $45,60 - 14,59 = 31,01 \text{ g de agua}$

Con estos datos también puede calcularse la molaridad, que será:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L}; M = \frac{14,59}{98,00 \cdot 0,040}; M = 3,72 \text{ Molar}$$

obviamente, es el mismo resultado que con los datos

anteriores ya que se trata de la misma disolución

Continuando con estos datos, hemos de determinar ahora el volumen de la disolución 1 Molar (es la concentración que debe tener la disolución que nos piden) que se puede preparar con los 14,59 g de soluto ác. Sulfúrico y para ello partimos de la expresión de la Molaridad aunque ahora conocemos el valor de la Molaridad (1 Molar) y la cantidad de soluto (14,59 g de ác. Sulfúrico), por lo que de esta forma determinaremos el volumen que nos hace falta:

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{Pm_{\text{solute}} \cdot L}; 1 = \frac{14,59}{98,00 \cdot L} \quad L = 0,149 \text{ litros de disolución 1Molar que pueden obtenerse}$$

$L = 0,149 \text{ ml}$, y si se disponía ya de 40 ml, el resto del volumen es el volumen de agua que se debe añadir: $149 - 40 = 109 \text{ ml de agua destilada deben añadirse}$

B-04 (*) - Disponemos de ácido clorhídrico comercial (densidad = 1,2 g/cm³ y riqueza 36 % en peso) Calcular su Molaridad y molalidad.. A partir de esta disolución, deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. ¿qué volumen de la disolución inicial hemos de tomar?

RESOLUCIÓN

a) Para calcular la molaridad de la disolución podemos partir de cualquier cantidad. Si partimos de 100 g de disolución, tendremos 36 g de soluto (el 36%) y el resto (64 g) de disolvente, teniendo en cuenta que su densidad es 1,2 g/ml, esos 100 g de disolución ocuparán:

$$d = \frac{n}{V}; 1,2 = \frac{100}{V}; V = 83,3 \text{ mL, con lo que el cuadro queda:}$$

Soluto	Disolvente	Disolución
36,00 g +	64,00 g	= 100,00 g
		83,3 ml

Ya con estos datos, las expresiones de la concentración las sacamos tomando los datos de este cuadro, teniendo en cuenta, además que el Peso molecular del ác. Clorhídrico es: $\text{HCl} = 1 + 35,5 = 36,5$

con lo que la molaridad es: $M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L}; M = \frac{36,00}{36,5 \cdot 0,0833}; M = 11,84 \text{ Molar}$

y la molalidad: $m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot Kg_{\text{disolvente}}}; m = \frac{36,00}{36,5 \cdot 0,064}; m = 15,41 \text{ molal}$

Para preparar 500 ml de una disolución 0,1 Molar, se necesita:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L}; 0,1 = \frac{g_{\text{HCl}}}{36,5 \cdot 0,500}; g_{\text{HCl}} = 1,825 \text{ gramos de soluto HCl}$$

y estos 1,825 g los hemos de

tomar de la disolución inicial, en la que, de acuerdo con el cuadro, por cada 83,3 ml de disolución hay 36,0 g de HCl, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 36,0 \text{ g de HCl} \text{ ---- } 83,3 \text{ ml disoluc} \\ 1,825 \text{ g de HCl} \text{ ----- } V \end{array} \right\} V = 4,22 \text{ ml de la disolucion inicial}$$

B-05 (*) - Calcular el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,083 g/mL y del 52% de riqueza en peso necesario para preparar 5 litros de disolución de concentración 2M.

RESOLUCIÓN

Hemos de calcular en primer lugar la cantidad de HCl (solute) que hay en los 5 Litros de la disolución 2M, para lo cual partimos de la definición de Molaridad, teniendo en cuenta que, para el HCl su peso molecular es: $P_m = 35,5 + 1 = 36,5$

$$M = \frac{g_s}{P_m \cdot \text{litro}_{\text{disoluc}}}; 2 = \frac{g_s}{36,5}; g_s = 365,0 \text{ gramos de HCl}$$

y estos 365 gramos hemos de tomarlos de la

disolución de la que se dispone, la cual tiene un 52% de riqueza, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g}_{\text{DISOLUCION}} \text{ ---- } 52 \text{ g de soluto HCl} \\ X \text{ ----- } 365 \text{ g de soluto HCl} \end{array} \right\} X = 701,92 \text{ g de la disolucion inicial que se necesitan}$$

y, dado que su densidad es 1,083, el volumen de esa disolución inicial que es necesario será:

$$d = \frac{m}{V}; 1,083 = \frac{701,92}{V}; V = 689,5 \text{ ml son necesarios}$$

B-06 (*) - ¿Que cantidad de ácido clorhídrico con una densidad de 1,19 g/mL y un 31,6% de riqueza en peso se necesita para preparar dos litros de disolución 1 Normal?

RESOLUCIÓN

La cantidad de HCl que necesita para preparar esos dos litros de disolución debe obtenerse de la disolución inicial. Por ello, vamos a calcular dicha cantidad partiendo de la definición de Normalidad y del hecho de conocer tanto el volumen de disolución a preparar (2 litros) como su concentración (1 N):

$$N = \frac{g_s}{Pm_s \cdot V_{disoluc}}; 1 = \frac{g_s}{36,5 \cdot 2} \Rightarrow g_s = 73,0 \text{ g de HCl}$$
 y esos 73,0 g de HCl deben obtenerse de la

disolución de que se dispone, la cual tiene un 31,6% de soluto, por lo que esos 73,0 g constituyen el 31,6% de la

masa total de la disolución, que será: $g_{disoluc} = \frac{73,0 \cdot 100}{31,6} = 231,01 \text{ g de disolucion}$ Y dado que

la densidad de esta disolución es 1,19 g/ml, el volumen de la misma será:

$$d = \frac{m}{V}; 1,19 = \frac{231,01}{V} \Rightarrow V = \frac{231,01}{1,19} = 194,13 \text{ ml de disolucion}$$

B-07 ()** - Se disuelven 20,0 g de cloruro de calcio en agua hasta completar medio litro de disolución. Calcular su Molaridad. Se cogen 50 ml de la disolución anterior y se le añade más agua hasta completar 200 ml. ¿Cual será la Molaridad de la nueva disolución?

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la expresión que nos da el valor de la molaridad de una disolución tenemos:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad M = \frac{20}{111.0,500} = 0,36 \text{ Molar}$$

De esta disolución cogemos 50 ml y se le añade más agua. Para calcular la concentración de la disolución resultante hemos de determinar la cantidad de soluto que hay en esos 50 ml de disolución, lo cual calculamos también mediante la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad 0,36 = \frac{g_{\text{soluto}}}{111.0,050}; \quad g_{\text{soluto}} = 2,0 \text{ g de CaCl}_2$$

por lo que en la disolución final que obtenemos al añadirle más agua tendremos: 2 g de soluto CaCl_2 disueltos en 200 ml de disolución. La molaridad la obtendremos aplicándole la expresión que nos la da:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; \quad M = \frac{2,0}{111.0,200} = 0,09 \text{ Molar}$$

B-08 (*) - Se tiene 1 litro de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,827 g/ml y d= 92,77% de riqueza en peso. Calcular: a) El volumen de agua que hay que añadir a dicho volumen de ácido concentrado para preparar una disolución que contenga 0,1 gramo de ácido puro por ml de disolución. B) La molaridad de la disolución obtenida

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la expresión que nos da el valor de la molaridad de una disolución calculamos la cantidad de ácido sulfúrico puro que tenemos en ese LITRO de la disolución que nos dan:

	Soluto	Disolvente	Disolución	$d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d$ $m = 1000 \cdot 1,827 = 1827 \text{ g}$
Masa (g)	1694,9 g	132,1 g	1827 g	
Volumen (ml)			1000 ml	

y dado que tiene una riqueza del 92,77% : $g_{\text{soluto}} = 1827 \cdot \frac{92,77}{100} = 1694,9 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$

Puesto que tenemos que preparar una disolución cuya concentración es 0,1 g/ml, y disponemos de 1694,9 g de ácido sulfúrico, tendremos:

$0,1 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{1694,9 \text{ g}}{V}$; $V = \frac{1694,9}{0,1} = 16949 \text{ ml} = 16,949 \text{ litros}$ que es el volumen total de la nueva disolución.

Como ya disponíamos de 1 litro, hemos de añadirle el resto de agua:

$$16,949 - 1 = 15,949 \text{ litros de agua hemos de añadirle}$$

La Molaridad de esta nueva disolución la calculamos por medio de la expresión que nos da la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; M = \frac{1694,9}{98 \cdot 16,949} = 1,02 \text{ Molar}$$

- B-09 (*)** - La etiqueta de un ácido sulfúrico concentrado indica que la densidad del ácido es 1,84 g/ml. Sabiendo que tiene una riqueza en ácido sulfúrico del 98,0% en peso, calcular:
- Su molaridad y su fracción molar
 - La cantidad de agua que será necesario añadir a 100 ml de dicho ácido para obtener un ácido 10 MOLAR. Considerando los volúmenes aditivos, ¿Qué volumen de ácido se obtiene?

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:
 H_2SO_4 : $\Rightarrow 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	1803,2 g = 18,40 moles	+ 36,8 g = 2,04 moles	= 1840 g
Volumen	----	36,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,84 = 1840 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 98,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1840 \cdot 0,98 = 1803,2 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1840 - 1803,2 = 36,8 \text{ g de agua}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

Soluto ácido sulfúrico: $n = 1803,2/98 = 18,40 \text{ moles de ácido sulfúrico}$

Disolvente agua: $n = 36,8/18 = 2,04 \text{ moles de agua}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya las dos expresiones de la concentración que nos piden:

MOLARIDAD: $M = 18,40 \text{ moles}/1 \text{ litro} = 18,40 \text{ MOLAR}$

FRACCIÓN MOLAR: $X = 18,40 \text{ moles soluto} / (18,40 + 2,04) = 18,40 / 20,44 = 0,90$

- B)** En este caso, el número de moles de soluto ácido sulfúrico es el mismo en los 100 ml que tomamos que en la disolución final obtenida, ya que solamente se le añade agua. Este número de moles se determina a partir de la fórmula que nos define la molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}; 18,4 = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{0,1}; n_{\text{SOLUTO}} = 1,84 \text{ moles de ácido sulfúrico}$$

Y con este dato, se determina de igual forma el volumen de la disolución final, que debe tener una concentración 10 Molar:

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}; 10 = \frac{1,84}{V}; V = 0,184 \text{ litros de disolución, por lo que hemos de añadir 84 ml de}$$

agua a los 100 ml de la disolución inicial que teníamos

B-10 (*) - Se toman 50 ml de un ácido nítrico del 30% en peso y densidad 1,18 g/ml y se ponen en un matraz aforado de 500 ml, añadiéndole después agua hasta llenarlo. Calcule la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad, molalidad y % en peso.

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 O = 16,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto ác. Nítrico que hay en la disolución final es la misma que tenemos en los 50 ml que se cogen de la primera disolución, pues después se le añade exclusivamente agua.

La masa de los 50 ml de la primera disolución la obtenemos a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} ; 1,18 = \frac{g}{50} ; \text{de donde: } g = 50 \cdot 1,18 = 59 \text{ g, que es la masa total de la primera disolución en los cuales,}$$

el 3% es soluto: $g \text{ soluto} = 59 \cdot 0,30 = 17,7 \text{ g de soluto ác. Nítrico, y el resto será disolvente agua:}$

$$g \text{ disolvente} = 59 - 17,7 = 41,3 \text{ g de disolvente agua}$$

1ª disolución	17,7	+	41,3	=	59 g
					50 ml

En la disolución final tendremos la misma cantidad de soluto que en la primera disolución: 17,7 g

En cuanto a la cantidad de disolvente, dado que se tenían 50 ml y se llena el matraz de 500 ml con agua, se deben añadir: $500 - 50 = 450 \text{ ml de agua, que son } 450 \text{ g de agua, pero además se tienen otros } 41,3 \text{ g de agua procedentes de la primera disolución, por lo que la cantidad total de disolvente agua que se tiene en esta segunda disolución es: } 450 + 41,3 = 491,3 \text{ g de disolvente agua}$

2ª disolución	17,7	+	450 + 41,3 = 491,3 g =	509 g de disolución
				500 ml de disolución

Por lo que las concentraciones pedidas, teniendo en cuenta que el Pm del ácido nítrico

$$\text{HNO}_3 \text{ es: } 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$$

MOLARIDAD: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUCION}}}$ y al sustituir: $M = \frac{17,7}{63 \cdot 0,500}$; **M = 0,56 Molar**

MOLALIDAD: $m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$ y al sustituir: $m = \frac{17,7}{63 \cdot 0,4913}$; **m = 0,57 molal**

% EN PESO: $\frac{509 \text{ g disolución} - - - 17,7 \text{ g soluto}}{100 - - - - - X}$ De donde: % peso de soluto = $\frac{100 \cdot 17,7}{509} = 3,48\%$

B-11 (*) - La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad 1,40 Kg/L y riqueza 65% en peso, además de señalar las características de peligrosidad.

A) ¿Qué volumen de la misma se necesitará para preparar 250 ml de una disolución 0,5 Molar

B) Explique el procedimiento seguido en el laboratorio y dibuje y nombre el material necesario para su preparación

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el HNO_3 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HNO_3 puro necesario para preparar 250 cm^3 de la disolución 0,5 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (0,5) el volumen a preparar (250 ml) y la masa molecular del soluto HNO_3 (63,018) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{\text{m}_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; 0,5 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{63,018 \cdot 0,25}; g_{\text{SOLUTO}} = 7,88 \text{ g. de HNO}_3 \text{ puro}$$

y estos 7,88 g del ácido nítrico puro hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 65% en peso y $d = 1,40 \text{ Kg/L} = 1,40 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 65% de riqueza:

$$65 = \frac{7,88 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{7,88 \cdot 100}{65} = 12,12 \text{ g de reactivo comercial}$$

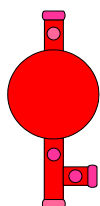
y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,4 = \frac{12,12}{V}; V = \frac{12,12}{1,4} = 8,66 \text{ cm}^3$$

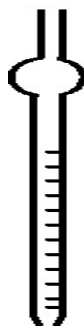
B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 8,66 ml del reactivo comercial mediante una pipeta graduada de 10 ml provista de una pera de absorción (deberían tomarse 8,7 ml, pues las pipetas de uso común no tienen tanta precisión) y se trasvasan, a un matraz aforado de 250 ml, añadiéndole unos 100 ó 150 ml de agua destilada, agitando para homogeneizar la disolución, enrasando a continuación con más agua destilada

Se utilizaría una pipeta de 10 ml graduada y un matraz aforado de 250 ml; la pera de absorción es necesaria ya que el ácido nítrico del 65% es muy corrosivo y no debe aspirarse directamente con la pipeta desde la botella.:

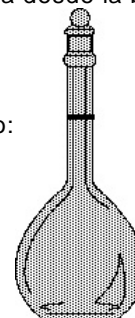
Pera de absorción:



Pipeta graduada:



Matraz aforado:



B-12 (*) - Si se parte de un ácido nítrico del 68% en peso y densidad 1,52 g/ml, Calcular:

a) ¿Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 ml de un ácido nítrico del 55% en peso y densidad 1,43 g/ml

b) ¿Cómo lo prepararía en el laboratorio?

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el HNO_3 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HNO_3 puro necesario para preparar 100 cm^3 de la disolución del 55% utilizando tanto esta riqueza con la densidad de este ácido, que también conocemos: 1,43 g/ml.

A partir de la densidad obtenemos la masa del ácido a preparar: $d = \frac{m}{V}$; $1,43 = \frac{m}{100}$; siendo: **m = 143 g**, la masa de la disolución a obtener, en la cual el 55% es soluto HNO_3 puro, mientras que el resto es disolvente agua; $\text{HNO}_3 = 143 \cdot \frac{55}{100} = \mathbf{78,65 \text{ g de HNO}_3 \text{ puro}}$ y estos 78,65 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 68% en peso y $d = 1,52 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 68% de riqueza:

$$68 = \frac{78,65 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{78,65 \cdot 100}{68} = 115,66 \text{ g de reactivo comercial}$$

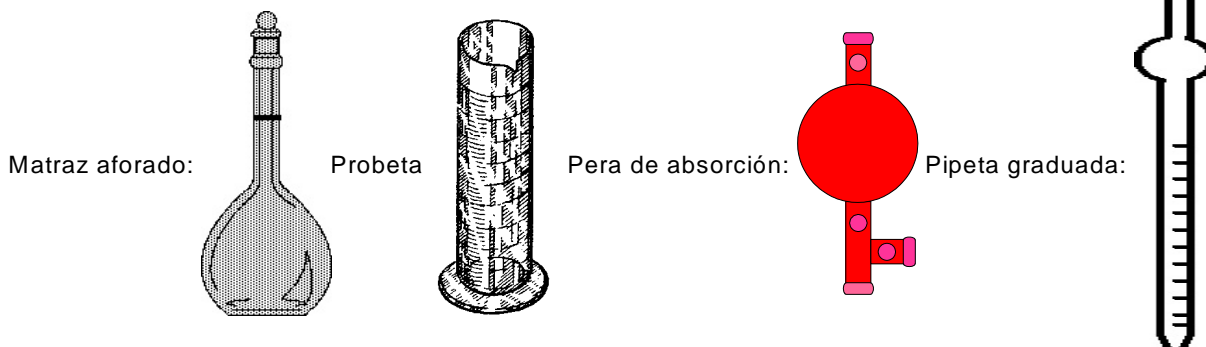
y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,52 = \frac{115,66}{V}; V = \frac{115,66}{1,52};$$

V = 76,1 cm^3 hemos de tomar del HNO_3 comercial del 68% hemos de tomar

B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 76,1 ml del reactivo comercial mediante una probeta graduada, (es más precisa una pipeta, pero es demasiada cantidad y necesitaríamos una de 100 ml, la cual, no son habituales, provista de una pera de absorción) y se trasvasan, a un matraz aforado de 100 ml, añadiéndole agua destilada hasta, enrasarlo. Al tener que añadir poca cantidad de agua destilada: unos 24 ml, no es necesario añadir una cantidad menor antes y agitar

Se utilizaría una probeta graduada de 100 ml y un matraz aforado de 100 ml:



B-13 (*) - El volumen de una disolución de HCl del 70% en peso y densidad 1,42 g/mL que sería necesario para preparar 300 mL de una disolución de HCl del 20% en peso y densidad 1,20 g/mL ; b) La molaridad y fracción molar de la segunda disolución.

Datos: Masas atómicas H = 1,0 ; Cl = 35,5 ; O = 16,0

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el HCl existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HCl puro necesario para preparar 300 cm³ de la disolución del 20% utilizando tanto esta riqueza con la densidad de este ácido, que también conocemos: 1,20 g/ml.

A partir de la densidad obtenemos la masa del ácido a preparar: $d = \frac{m}{V}$; $1,20 = \frac{m}{300}$; siendo: **m = 360 g**, la masa de la disolución a obtener, en la cual el 20% es soluto HCl puro, mientras que el resto es disolvente agua; $g \text{ HCl} = 360 \cdot \frac{20}{100} = \mathbf{72,00 \text{ g de HCl puro}}$ y estos 72,0 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 70% en peso y $d = 1,42 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 70% de riqueza:

$$70 = \frac{72,00 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{72,00 \cdot 100}{70} = 102,86 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,42 = \frac{102,86}{V}; V = \frac{102,86}{1,42};$$

V = 72,43 cm³ hemos de tomar del HCl comercial del 70% hemos de tomar

Con estos cálculos conocemos también las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tenemos, y que son:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN	
Masa	72,0	+ 288	= 360	Gramos
Volumen			300	cm ³

La Molaridad de una disolución viene dada por la expresión: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$, en la cual al sustituir, teniendo en cuenta que el peso molecular del soluto HCl es 1 + 35,5 = 36,5

$$M = \frac{72}{36,5 \cdot 0,3} = \mathbf{6,57 \text{ Molar}}$$

Análogamente hacemos con la fracción molar, cuyo valor viene dado por la expresión:

$$X = \frac{\text{Moles soluto}}{\text{Moles soluto} + \text{Moles disolvente}}; X = \frac{\frac{\text{Gramos soluto}}{Pm_{\text{SOLUTO}}}}{\frac{\text{Gramos soluto}}{Pm_{\text{SOLUTO}}} + \frac{\text{Gramos disolvente}}{Pm_{\text{DISOLVENTE}}}} \text{ EN LA CUAL AL}$$

SUSTITUIR TENIENDO EN CUENTA QUE EL DISOLVENTE ES AGUA:

$$X = \frac{\frac{72,0}{36,5}}{\frac{72,0}{36,5} + \frac{288}{18}} = \mathbf{0,11, \text{ QUE ES LA FRACCIÓN MOLAR DEL SOLUTO}}$$

B-14 (*) - Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL. ¿Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M? Datos: Masas atómicas: H = 1; O =16; S=32

RESOLUCIÓN

Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H_2SO_4 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H_2SO_4 puro necesario para preparar 0,5 litros = 500 cm³ de la disolución 0,3 Molar utilizando la expresión que nos da la Molaridad de una disolución.

A partir de esta fórmula de la Molaridad: $M = \frac{g}{Pm \cdot V}$; $0,3 = \frac{g}{98 \cdot 0,5}$; de donde: **g = 14,7 g** de ácido sulfúrico puro (solute) que se necesitan para preparar la disolución pedida, y estos 14,7 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 98% en peso y $d = 1,84$ g/ml

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 98% de riqueza:

$$98 = \frac{14,7 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{14,70 \cdot 100}{98} = 15,0 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,84 = \frac{15,0}{V}; V = \frac{15,0}{1,84};$$

V = 8,15 cm³ hemos de tomar del H_2SO_4 comercial del 98% hemos de tomar

B-15 (*) - Partiendo de 40 ml. de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,14 g/cm³ y del 32% de riqueza en peso, se desea preparar una disolución 2N de dicho ácido. ¿Qué volumen de agua destilada será preciso añadir?

Datos: Masas atómicas: O = 16,00. H = 1,00. S = 32,00. Considerense los volúmenes aditivos

RESOLUCIÓN:

La cantidad de soluto: Ác. Sulfúrico que tendremos en la disolución que se quiere preparar ha de salir de los 40 mL de la disolución que se tiene:

Soluto	Disolvente	Disolución
14,59 g +	31,01 g	= 45,60 g
		40 ml

Partiendo de los 40 ml, y conociendo la densidad de la disolución inicial, calculamos la masa de la

disolución: $1,14 = \frac{g}{40}$; **g = 45,60 g de disolución**

y de esta cantidad, el 32% es soluto (ác. Sulfúrico); $45,60 \cdot 0,32 = \mathbf{14,59 \text{ g de soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que el resto de la masa total serán de disolvente: $45,60 - 14,59 = 31,01\text{g}$ de agua

Ahora, hemos de determinar el volumen de una disolución 2N que se puede preparar con los 14,59 g de soluto ác. Sulfúrico:

Podemos partir de la expresión de la Normalidad o bien calcular su Molaridad dado que en el caso del ác. Sulfúrico H₂SO₄ la valencia es 2 (tiene 2 hidrógenos) y como $N = M \cdot v$; $2 = M \cdot 2$; $M = 1$ Molar

$M = \frac{g}{Pm \cdot L}$; $1 = \frac{14,59}{98,00 \cdot L}$ **L = 0,149 ml** , y si se disponía ya de 40 ml, el resto del volumen es el volumen de agua que se debe añadir :

148 - 40 = 108 ml de agua destilada deben añadirse

B-16 (*) - Calcular el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,083 g/mL y del 52% de riqueza en peso necesario para preparar 5 litros de disolución de concentración 2N.

RESOLUCIÓN

Hemos de calcular en primer lugar la cantidad de HCl (solute) que hay en los 5 Litros de la disolución 2N, para lo cual partimos de la definición de Normalidad, teniendo en cuenta que, para el HCl la "valencia" es 1 (el número de hidrógenos) y su peso molecular es: $P_m = 35,5 + 1 = 36,5$

$$N = \frac{g_s \cdot V}{P_m \cdot l}; 2 = \frac{g_s \cdot 1}{36,5 \cdot 5}; g_s = 365,0 \text{ gramos de HCl}$$
 y estos 365 gramos hemos de tomarlos de la

disolución de la que se dispone, la cual tiene un 52% de riqueza, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g}_{\text{DISOLUCION}} \text{ ---- } 52 \text{ g de soluto HCl} \\ X \text{ ----- } 365 \text{ g de soluto HCl} \end{array} \right\} X = 701,92 \text{ g de la disolucion inicial que se necesitan}$$

y, dado que su densidad es 1,083, el volumen de esa disolución inicial que es necesario será:

$$d = \frac{m}{V}; 1,083 = \frac{701,92}{V}; V = 689,5 \text{ ml son necesarios}$$

B-17 (*) - Se tiene una disolución de ácido sulfúrico de riqueza del 98% en peso y densidad $1,84 \text{ g.cm}^{-3}$

A) Calcule la molalidad del citado ácido

B) Calcule el volumen de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 cm^3 de disolución del 20% y densidad $1,14 \text{ g.cm}^{-3}$

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \Rightarrow 1.2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla.

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	1803,2 g = 18,40 moles	+ 36,8 g = 2,04 moles	= 1840 g
Volumen	----	36,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,84 \text{ g/ml}$), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,84 = \mathbf{1840 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 98,0% es soluto y así: $\text{g soluto} = 1840 \cdot 0,98 = \mathbf{1803,2 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1840 - 1803,2 = \mathbf{36,8 \text{ g de agua}}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

- Soluto ácido sulfúrico: $n = 1803,2/98 = \mathbf{18,40 \text{ moles de } \acute{a}c. \text{ sulfúrico}}$

- Disolvente agua: $n = 36,8/18 = \mathbf{2,04 \text{ moles de agua}}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml .

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya la molalidad de esa disolución:

$$\text{MOLALIDAD: } M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{18,40}{0,0368} = \mathbf{500 \text{ MOLAL}}$$

B) En este caso, la cantidad del soluto ácido sulfúrico que hemos de tomar de esta primera disolución es la misma que habrá en los 100 ml que tomamos que en la disolución final obtenida, ya que solamente se le añade agua.

Los cálculos para esta segunda disolución, que hemos de preparar los realizamos de la misma forma que para la primera, aunque en esta caso vamos a partir de la cantidad que hay que preparar: 100 mL

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	22,8 g = 0,233 moles	+ 91,2 g = 5,67 moles	= 114 g
Volumen	----	91,2 ml	100 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,14 \text{ g/ml}$), que es: $m = v \cdot d = 100 \cdot 1,14 = \mathbf{114 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 20,0% es soluto y así: $\text{g soluto} = 114 \cdot 0,20 = \mathbf{22,8 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $114 - 22,8 = \mathbf{91,2 \text{ g de agua}}$.

Por tanto, hemos de tomar un volumen de la primera disolución en la cual haya $22,8 \text{ g}$ de soluto $\acute{a}c. \text{ Sulfúrico}$

y sabemos que en 1 L había $1803,2 \text{ g}$: $V = \frac{22,8}{1803,2} = 0,01264 \text{ L}$; **$V = 12,64 \text{ mL se necesitan}$**

B-18 (*) - Se disuelven 54,9 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua precisa para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

a) La molaridad de la disolución.

b) El volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 300 mL de disolución 0,1 M.

c) Indique el material de laboratorio que utilizaría y qué haría para preparar la disolución inicial.

RESOLUCIÓN

A) Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de potasio, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{KOH} = 39,10 + 16,0 + 1,0 = 56,10 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{54,9}{56,10 \cdot 0,5}; \quad M = 1,96 \text{ Molar}$$

B) Vamos a determinar la cantidad de soluto, hidróxido de potasio, que hay en esos 300 mL de la disolución 0,1 Molar a preparar, utilizando la expresión de la Molaridad:

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{Ba(OH)}_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$0,1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{56,10 \cdot 0,3} \quad \text{De donde: } g_{\text{SOLUTO}} = 1,68 \text{ g de KOH. Y esta cantidad la hemos de tomar de la disolución}$$

que nos dan, cuya molaridad hemos calculado antes, por lo que utilizando de nuevo la expresión de la molaridad, aplicada a la primera disolución, determinamos el volumen de la misma en el cual se encuentran esos 1,68 g de KOH: Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es: $\text{Ba(OH)}_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$, aplicamos la definición de la misma: N°

de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es: $1,96 = \frac{1,68}{56,10 \cdot V_{\text{DISOLUCION}}}$; de

donde; $V_{\text{DISOLUCION}} = 0,0153 \text{ Litros} = \mathbf{15,3 \text{ mL se necesitan}}$

C) Se pesarían 54,9 g de hidróxido de potasio en una balanza utilizando un pesasustancias o vidrio de reloj. Se pasarían a un matraz aforado de 500 mL que estuviera lleno de agua hasta su mitad, aproximadamente, por medio de un embudo cónico y se agitaría hasta la completa disolución del soluto. Posteriormente se enrasaría dicho matraz aforado.

Material necesario: Balanza de laboratorio

Vidrio de reloj o pesasustancias y espátula

Matraz aforado de 500 mL

Embudo cónico

B-19 (*) - En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl, densidad 1,18 g/cm³. Calcule:

a) La molaridad, molalidad y la fracción molar del ácido.

b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M.

c) Detalle como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear necesario para dicho fin.

RESOLUCIÓN

Hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso: HCl => 1 + 35,5 = 36,5

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	424,80 g = 11,64 moles	+ 755,20 g	= 1180 g
Volumen	- - - -	755,20 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,18 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ g de disolución}$

De esta cantidad sabemos que el 36,00% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1180 \cdot 0,36 = 424,80 \text{ g soluto H Cl}$

dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 424,80/36,5 = 11,64 \text{ moles de H Cl}$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1180 - 424,80 = 755,20 \text{ g} = 0,75520 \text{ Kg} = 41,96 \text{ moles de agua}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{424,80}{36,5 \cdot 1} = 11,64 \text{ MOLAR}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{424,80}{36,5 \cdot 0,7552} = 15,41 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,69}{1,69 + 53,789} ; X = 0,217$$

B) Si hemos de preparar 1 litro de una disolución 2 Molar, hemos de tomar la cantidad de la disolución concentrada en la cual haya 2 moles de soluto, por lo que teniendo en cuenta que la Molaridad de la disolución concentrada es 11,64 Molar, la cantidad de la misma que hemos de coger será:

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} ; 11,64 = \frac{2}{L} ;$$

L = 0,172 L de la disolución concentrada necesitamos coger

B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 172 ml del reactivo comercial mediante una probeta (al ser una

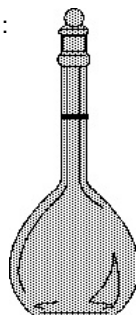
cantidad relativamente grande se usaría una probeta y no una pipeta) graduada y se trasvasan, a un matraz aforado de 1000 ml, añadiéndole unos 100 ó 150 ml de agua destilada, agitando para homogeneizar la disolución, enrasando a continuación con más agua destilada

Se utilizaría una probeta graduada y un matraz aforado de 1000 ml:

Probeta:



Matraz aforado:



B-20 (*) - Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,40 g/mL y del 50,50% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 154 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto "ácido sulfúrico" que tendremos en la disolución final en la misma que hay en los 55 mL que se toman de la disolución inicial:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	38,88 g = 0,397 moles	+ 38,12 g de agua	= 77 g
Volumen	---	38,12 ml	55 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,14 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 55 \cdot 1,40 = 77,0 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 50,50% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 77 \cdot 0,5050 = 38,88 \text{ g soluto } \acute{\text{a}}\text{c. Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $77 - 38,88 = 38,12 \text{ g de agua}$.

Si ahora le añadimos más agua se forma una nueva disolución que contiene 38,88 g de soluto ácido sulfúrico, junto con el agua que tenía la primera disolución (38,12 g) y los 100 g de agua añadidos, los cuales ocupan un volumen de 154 mL. Esta disolución será:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	38,88 g = 0,397 moles	+ 100 + 38,12 = 138,12 g de agua	= 177 g
Volumen	---	138,12 ml	154 ml

Con todos estos datos, podemos calcular ya las concentraciones pedidas sin más que aplicar las fórmulas que nos las dan:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{0,397}{0,154} = 2,58 \text{ Molar}$$

$$\text{MOLALIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{0,397}{0,13812} = 2,87 \text{ molal}$$

B-21 (*) - Se preparó una disolución acuosa de ácido sulfúrico a partir de 100 g de agua y 55 ml de otra disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/mL y del 97% de riqueza. El volumen de la disolución resultante resultó ser de 150 mL. A) Calcule la Molaridad y la molalidad de la disolución resultante. DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto "ácido sulfúrico" que tendremos en la disolución final en la misma que hay en los 55 mL que se toman de la disolución inicial:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	98,16 g = 1,00 moles	+ 3,04 g de agua	= 101,2 g
Volumen	----	3,04 ml	55 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,14 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 55 \cdot 1,84 = 101,2 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 97% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 101,2 \cdot 0,97 = 98,16 \text{ g soluto } \acute{\text{a}}\text{c. Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $101,2 - 98,16 = 3,04 \text{ g de agua}$.

Si ahora le añadimos más agua se forma una nueva disolución que contiene 98,16 g de soluto ácido sulfúrico, junto con el agua que tenía la primera disolución (3,04 g) y los 100 g de agua añadidos, los cuales ocupan un volumen de 150 mL. Esta disolución será:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	98,16 g = 1,00 moles	+ 100 + 3,04 = 103,04 g de agua	= 201,2 g
Volumen	----	103,04 ml	150 ml

Con todos estos datos, podemos calcular ya las concentraciones pedidas sin más que aplicar las fórmulas que nos las dan:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1,00}{0,150} = \mathbf{6,67 \text{ Molar}}$$

$$\text{MOLALIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,00}{0,103} = \mathbf{9,71 \text{ molal}}$$

B-22 (*) - ¿Hasta qué volumen hay que diluir 250 mL de H_2SO_4 0,15 M para obtener una disolución 0,025 M? (Pesos atómicos: H = 1, O = 16, S = 32).

RESOLUCIÓN

En ambas disoluciones, la cantidad de soluto permanece constante, solamente se trata de añadir una cierta cantidad de agua. Por ello, vamos a determinar la cantidad de soluto que hay en la primera disolución, teniendo en cuenta la expresión que nos da la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}; 0,15 = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{0,25}; n_{\text{SOLUTO}} = 0,0375 \text{ moles de } H_2SO_4$$

y esta es la cantidad de soluto que hay en la segunda disolución, por lo que como sabemos la Molaridad que ha de tener ésta, volvemos a aplicarle la expresión de la Molaridad para determinar su volumen:

$$0,025 = \frac{0,0375}{V}; V = \frac{0,0375}{0,025};$$

V = 1,5 litros, que es el volumen de esta 2ª disolución

B-23 (*) - Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37% en peso de ácido clorhídrico y una densidad de 1,19 g/cc. ¿Qué cantidad de agua se debe añadir a 20 mL de este ácido para que la disolución resultante sea 0,1 M?. (Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5).

RESOLUCIÓN

La cantidad de H Cl (solute) que tenemos en los 20 mL de la disolución que nos dan la calculamos a partir de la densidad de la misma densidad: $d = \frac{m}{V}$; $1,19 = \frac{g}{20}$; $g = 23,8$ g de disolución, de los cuales, el 37 % son

de soluto:

100 g disolución ----- 37 g HCl
23,8 ----- X

;

$$X = \frac{23,8 \cdot 37}{100} = 8,81 \text{ g de HCl (solute)},$$

Solute	Disolvente	Disolución	
8,81 +	14,99 =	23,8	gramos
		20	mL

y el volumen de la disolución final que se obtendrá lo calculamos a partir de la expresión de la Molaridad, teniendo en cuenta que el peso molecular del H Cl es: $35,5 + 1 = 36,5$, así:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}; 0,1 = \frac{8,81}{36,5 \cdot V}; L_{DISOLUCION} = \frac{8,81}{36,5 \cdot 0,1}; V = 2,414 \text{ Litros de disolución, por lo}$$

que como teníamos 20 mL, hemos de añadir agua hasta completar el volumen total:

$$V_{AGUA} = 2414 - 20 = \mathbf{2394 \text{ mL de agua hay que añadir}}$$

B-24 (*) - Se desea preparar 10,0 L de ácido fosfórico, H_3PO_4 , 2,00 M.

- a) *Determinese el volumen de ácido fosfórico de densidad 1,53 g/mL y 80% en peso que debe tomarse.*
b) *Considere si la proposición siguiente es cierta: La fracción molar de H_3PO_4 depende de la temperatura.*

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H_3PO_4 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole después la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H_3PO_4 puro necesario para preparar los 10,0 Litros de la disolución 2,00 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (2,00) el volumen a preparar (10,0 Litros) y la masa molecular del soluto H_3PO_4 ($3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; 2,00 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{98 \cdot 10,00}; g_{\text{SOLUTO}} = 1960 \text{ g. de } H_3PO_4 \text{ puro}$$

y estos 1960 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 80% en peso y $d = 1,53 \text{ g/ml}$.

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 80% de riqueza:

$$80 = \frac{1960 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{1960 \cdot 100}{80} = 2450 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,53 = \frac{2450}{V}; V = \frac{2450}{1,53}; \mathbf{V = 1601,3 \text{ mL se necesitan}}$$

B) La fracción molar se define como el cociente entre el nº de moles de un componente de una mezcla y el número

total de moles de la misma.: $X_i = \frac{N^{\circ} \text{ moles del componente } i}{N^{\circ} \text{ total de moles}}$, por lo que dado que el nº de moles

se refiere a "cantidad de materia", ésta será la misma, sea cual sea la temperatura, ya que las posibles dilataciones o contracciones que produce la variación de la temperatura influirán sobre el volumen que ocupen esas sustancias, pero no sobre la cantidad de las mismas.

B-25 (*) - Se dispone de 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M y se desea preparar 100 ml de otra disolución del mismo ácido pero de concentración 0,05 M.

a) ¿Cómo se procedería?

b) Señale y dibuje el material más adecuado para hacerlo en el laboratorio.

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el HCl existente en la disolución a preparar (la que es 0,05 M) hemos de tomarlo de la disolución de la que disponemos (la que es 0,5 M), añadiéndole después la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HCl puro necesario para preparar 100 mL de la disolución 0,05 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (0,05) el volumen a preparar (1000 ml) y la masa molecular del soluto HCl (36,5) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{\text{m}_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; 0,05 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{36,5 \cdot 0,100}; g_{\text{SOLUTO}} = 0,1825 \text{ g. de HCl puro}$$

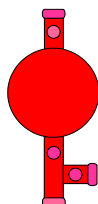
y estos 0,1825 g hemos de tomarlos de la disolución que tenemos, la cual tiene una concentración 0,5 Molar, calculándolo también a partir de la expresión de la Molaridad, así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{\text{m}_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; 0,5 = \frac{0,1825}{36,5 \cdot L}; L = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL se necesitan de la 1ª disolución}$$

B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 10 ml de la primera disolución mediante una pipeta graduada provista de una pera de absorción y se trasvasan, a un matraz aforado de 100 ml, añadiéndole unos 50 ó 60 ml de agua destilada, agitando para homogeneizar la disolución, enrasando a continuación con más agua destilada

Se utilizaría una pipeta graduada o una pipeta aforada de 10 mL, una pera de absorción y un matraz aforado de 100 ml:

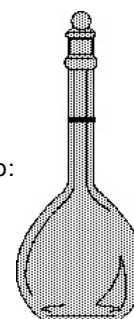
Pera de absorción:



Pipeta graduada:



Matraz aforado:



B-26 (*) - Se dispone de una disolución de ácido nítrico del 70% y $d = 1,42 \text{ g/mL}$. Calcule su Molaridad y su fracción Molar. ¿Cuántos gramos de la misma se necesitarán para preparar 300 mL de una disolución 2,5 Molar de dicho ácido?

RESOLUCIÓN

Se determina el peso molecular del soluto, en este caso es el ácido nítrico: $\text{HNO}_3 \Rightarrow 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 100 gramos de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla, de esta forma, los gramos de soluto que tendremos son 70 g ya que se trata de una disolución del 70% dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 70/63 = 1,11 \text{ moles de HNO}_3$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	70 g = 1,11 moles	+ 30 g	= 100 g
Volumen	----	30 ml	70,42 ml

A partir de él, determinamos el volumen de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,42 g/ml),

que es: $d = \frac{m}{V}$; $V = \frac{m}{d} = \frac{100}{1,42} = 70,42 \text{ ml de disolucion}$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$100 - 70 = 30 \text{ g} = 1,67 \text{ moles de disolvente, AGUA}$$

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya las expresiones de la concentración que nos piden:

MOLARIDAD: $M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1,11}{0,07042}$; **M = 15,76 Molar**

FRACCIÓN MOLAR: $X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,11}{1,11 + 1,67}$; **X = 0,40**

Para preparar los 300 mL de la segunda disolución, hemos de tener en cuenta que todo el HNO_3 existente en esa cantidad de disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole después la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HNO_3 puro necesario para preparar 300 cm³ de la disolución 2,5 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (2,5) el volumen a preparar (300 ml) y la masa molecular del soluto HNO_3 (63) y así:

$$M = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{DISOLUC}}}; 2,5 = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{0,30}$$

de donde vemos que se necesitan: $M_{\text{SOLUTO}} = 0,75 \text{ MOLES de HNO}_3$

y estas 0,75 moles del ácido nítrico puro hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone, cuya Molaridad habíamos calculado antes (15,76, por lo que volvemos a aplicarle la expresión de la Molaridad, y así:

$$M = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{DISOLUC}}}; 15,76 = \frac{0,75}{V_{\text{DISOLUC}}}$$
 de donde $V_{\text{DISOLUCIÓN}} = \frac{0,75}{15,76} = 0,0476 \text{ Litros} = 47,6 \text{ mL}$

$V_{\text{DISOLUCIÓN}} = 47,6 \text{ mL}$ se necesitan de la disolución inicial

B-27 (*) - Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.

- a) Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?
b) Describa y dibuje el material necesario para preparar dicha disolución.

RESOLUCIÓN

Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H_2SO_4 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H_2SO_4 puro necesario para preparar 100 mL = 0,1 L de la disolución 7 Molar utilizando la expresión que nos da la Molaridad de una disolución.

A partir de esta fórmula de la Molaridad: $M = \frac{g}{Pm \cdot V}$; $7 = \frac{g}{98,0,1}$; de donde: **g = 68,6 g** de ácido sulfúrico puro (soluto) que se necesitan para preparar la disolución pedida, y estos 68,6 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 96% en peso y $d = 1,84$ g/ml

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 96% de riqueza:

$$96 = \frac{68,6 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{68,6 \cdot 100}{96} = 71,46 \text{ g de reactivo comercial}$$

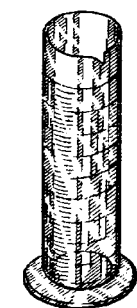
y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,84 = \frac{71,46}{V}; V = \frac{71,46}{1,84};$$

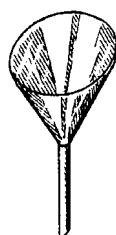
V = 38,84 cm³ hemos de tomar del H_2SO_4 comercial del 96%

Para preparar esta disolución se miden los 38,84 mL del ácido concentrado en una probeta, después tomaríamos un matraz aforado de 100 mL en el cual se añadiría agua destilada hasta su mitad, aproximadamente, vertiendo después por medio de un embudo y lentamente el ác. Concentrado, para evitar proyecciones del mismo ya que su mezcla con agua suele ser violenta, se agitaría y, cuando se haya enfriado, se le añadiría más agua destilada hasta enrasar el matraz aforado.

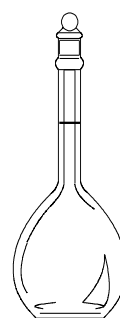
Los materiales necesarios son:



PROBETA



EMBUDO
CÓNICO



MATRAZ
AFORADO

B-28 (*) - Se quiere preparar una disolución de H_2SO_4 del 20 % y densidad $1,14 \text{ g/cm}^3$ a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$.

a. Determine la molaridad de la disolución concentrada.

b. Calcule la cantidad, en volumen, de H_2SO_4 concentrado que hay que tomar para preparar 100 ml de la disolución diluida.

c. Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría.

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:
 H_2SO_4 : $\Rightarrow 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	1803,2 g = 18,40 moles	+ 36,8 g = 2,04 moles	= 1840 g
Volumen	----	36,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,84 \text{ g/ml}$), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,84 = 1840 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 98,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1840 \cdot 0,98 = 1803,2 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1840 - 1803,2 = 39,8 \text{ g de agua}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

- Soluto ácido sulfúrico: $n = 1803,2/98 = 18,40 \text{ moles de ácido sulfúrico}$
- Disolvente agua: $n = 36,8/18 = 2,04 \text{ moles de agua}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml .

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya la molaridad de esa disolución:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{N^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Litros disolucion}} = \frac{18,40}{1,0} = 18,40 \text{ MOLAR}$$

$$\text{o bien: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}}} = \frac{1803,2}{98 \cdot 1,0} = 18,40 \text{ MOLAR}$$

B) En este caso, la cantidad del soluto ácido sulfúrico que hemos de tomar de esta primera disolución es la misma que habrá en los 100 ml que tenemos que preparar de la disolución final, ya que solamente se le añade agua. Los cálculos para esta segunda disolución, que hemos de preparar los realizamos de la misma forma que para la primera, aunque en esta caso vamos a partir de la cantidad que hay que preparar: 100 mL

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	22,8 g = 0,233 moles	+ 91,2 g = 5,67 moles	= 114 g
Volumen	----	91,2 ml	100 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,14 \text{ g/ml}$), que es:
 $m = v \cdot d = 100 \cdot 1,14 = 114 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 20,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 114 \cdot 0,20 = 22,8 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $114 - 22,8 = 91,2 \text{ g de agua}$.

Por tanto, hemos de tomar un volumen de la primera disolución en la cual haya 22,8 g de soluto ác.

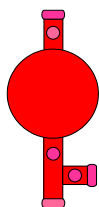
Sulfúrico y sabemos que en 1 L había 1803,2 g: $V = \frac{22,8}{1803,2} = 0,01264 \text{ L}$; **V = 12,64 mL se**

necesitan

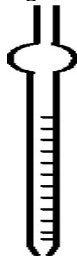
B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 12,64 ml del reactivo comercial mediante una pipeta graduada de 20 mL. provista de una pera de absorción (deberían tomarse 12,7 ml, pues las pipetas de uso común no tienen tanta precisión) y se trasvasan, a un matraz aforado de 100 ml en el que se habrán puesto previamente unos 50 ó 60 mL de agua destilada. Debe dejarse resbalar el ácido por las paredes del matraz, pues su disolución en agua suele desprender mucho calor, siendo una reacción ciertamente violenta. A continuación se agita para homogeneizar la disolución y cuando se haya enfriado se le añade más agua destilada hasta enrasar el matraz.

Se utilizaría una pipeta de 10 ml graduada y un matraz aforado de 100 ml; la pera de absorción es necesaria ya que el ácido nítrico del 98% es muy corrosivo y no debe aspirarse chupando directamente con la pipeta desde la botella.: También podría sustituirse la pipeta por una probeta, pero esta es menos precisa. En este caso se necesitaría un embudo cónico para trasvasar el ácido al matraz aforado

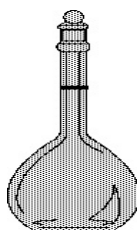
Pera de absorción:



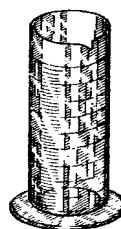
Pipeta graduada:



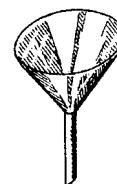
Matraz aforado:



Probeta:



Embudo cónico:



Grupo C - MEZCLAS DE DISOLUCIONES

C-01 (*) - Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz: 0,435 g; $1,55 \cdot 10^{-3}$ moles; 30 ml de una disolución 0,011 M en esta sustancia; 50 ml de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto en 1 litro de disolución. Suponiendo que el volumen final de disolución es de 78 ml y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g / ml. Calcule:

- La molaridad de la disolución resultante.
- La molalidad de la misma.

RESOLUCIÓN

Para calcular la concentración de la disolución final hemos de calcular la cantidad total de soluto (Hidróxido de calcio: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que existe en ella, que será la suma de las cantidades de este producto que se añaden con cada una de las partes que se mezclan.

El peso molecular del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es : $40,08 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,008 = 74,10$

$$\text{Cantidad A: } 0,435 \text{ g} = \frac{0,435}{74,10} = 5,87 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Cantidad B: $1,55 \cdot 10^{-3}$ moles = 0,115 gramos

Cantidad C: Al tratarse de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de la expresión que nos da el valor de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litro disolucion}} ; 0,011 = \frac{n}{0,030} ; n = 0,011 \cdot 0,030 = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ moles} = 0,024 \text{ gramos}$$

Cantidad D: Se trata también de una disolución cuya concentración viene expresada en g/l, por lo

$$\text{que: } 0,050 \text{ l} \cdot 0,61 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,0305 \text{ moles} = 2,26 \text{ gramos}$$

Cantidad total de soluto: $0,435 \text{ g} + 0,115 \text{ g} + 0,024 \text{ g} + 2,26 \text{ g} = 2,83 \text{ g}$

$$\text{O bien : } 5,87 \cdot 10^{-3} + 1,55 \cdot 10^{-3} + 3,3 \cdot 10^{-4} + 0,0305 = 0,038 \text{ moles}$$

La disolución final tiene un volumen de 80 ml = 0,080 l, y, teniendo en cuenta su densidad, la masa será:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} ; 1,053 = \frac{m}{78} ; m = 82,13 \text{ g de disolucion}$$

pero teniendo en cuenta que en esa cantidad hay 2,83 g de soluto, la cantidad de disolvente será:

$$g_{\text{disolucion}} = g_{\text{soluto}} + g_{\text{disolvente}} ; 82,13 = 2,83 + g_{\text{disolvente}} ; g_{\text{disolvente}} = 82,13 - 2,83 = 79,30 \text{ g de disolvente}$$

a) Teniendo en cuenta que el volumen de la disolución es 78,0 ml de volumen, la Molaridad de la disolución será:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disoluc}}} ; M = \frac{2,83}{74,10 \cdot 0,078} = 0,49 \text{ Molar}$$

b) Para calcular la molalidad, tenemos en cuenta que hay 79,30 g de disolvente, por lo que partiendo de la

$$\text{expresión de la molalidad, tenemos que: } m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}} ; m = \frac{2,83}{74,10 \cdot 0,07930} = 0,48 \text{ molal}$$

C-02 ()** - Se dispone de tres disoluciones de hidróxido de bario de las siguientes características:A: 1,60 M y $d = 1,100 \text{ g/ml}$ B: 2,50 M y $d = 1,500 \text{ g/ml}$ C. 28% en peso y $d = 1,200 \text{ g/ml}$.

Se toman 200 ml de A, 150 ml de B, 100 ml de C añadiéndole después agua hasta completar 500 ml.

Sabiendo que la disolución resultante tiene una densidad de 1,215 g/ml. Calcule la Molaridad y % en peso de la disolución resultante.

RESOLUCIÓN:

Vamos a calcular las cantidades de soluto: Ba(OH)_2 , cuyo peso molecular es: $137,34 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 16,00 = 171,34$, que se toman con cada una de las tres disoluciones para determinar la cantidad total del mismo en la disolución final:

DISOLUCIÓN A: 200 ml de disolución 1,60 Molar y $d=1,100 \text{ g/ml}$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	54,83	165,17	220,00 g
Volumen (ml)			200 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d = 200 \cdot 1,100 = 220 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula partiendo de la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_s}{Pm_s \cdot L_{DSL}}; g_{\text{SOLUTO}} = M \cdot Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCIÓN}} = 1,60 \cdot 171,34 \cdot 0,2 = 54,83 \text{ g de soluto}$$
 y la cantidad

de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 220,00 - 54,83 = 165,17 \text{ g de disolvente}$$

DISOLUCIÓN B: 150 ml de disolución 2,50 Molar y $d=1,500 \text{ g/ml}$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	64,25	160,75	225,00 g
Volumen (ml)			150 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d = 150 \cdot 1,500 = 225 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula partiendo de la expresión de la Molaridad:

$$M = \frac{g_s}{Pm_s \cdot L_{DSL}}; g_{\text{SOLUTO}} = M \cdot Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCIÓN}} = 2,50 \cdot 171,34 \cdot 0,15 = 64,25 \text{ g de soluto}$$
 y la

cantidad de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 225,00 - 64,25 = 160,75 \text{ g de disolvente}$$

DISOLUCIÓN C: 100 ml de disolución 28,00% en peso y $d=1,200 \text{ g/ml}$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	33,6	86,4	120,00 g
Volumen (ml)			100 ml

La masa de disolución se determina con la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d = 100 \cdot 1,200 = 120 \text{ g}$$

La cantidad de soluto, se calcula sabiendo que el 28,00% de la masa de la disolución (120,00 g) es de soluto:

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{28,00}{100} \cdot g_{\text{DISOLUCIÓN}} = \frac{28,00}{100} \cdot 120,00 = 33,60 \text{ g de soluto}$$

y la cantidad de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 120,00 - 33,60 = 86,40 \text{ g de disolvente}$$

Y estas tres cantidades son las que constituyen la disolución final:

$$g_{\text{SOLUTO}} = 54,83 + 64,25 + 33,60 = \mathbf{152,68 \text{ gramos de soluto}}$$

$$\text{Volumen de disolución} = 200 + 150 + 100 + \text{agua} = \mathbf{500 \text{ ml de disolución}}$$

La masa de disolución se determina con la densidad: $d = \frac{m}{V}$; $m = V \cdot d = 500 \cdot 1,215 = \mathbf{607,5 \text{ g}}$

Por lo que la cantidad de disolvente será la diferencia entre la cantidad de disolución y la de soluto

$$g_{\text{DISOLVENTE}} = g_{\text{DISOLUCIÓN}} - g_{\text{SOLUTO}} = 607,5 - 152,68 = \mathbf{409,82 \text{ g de disolvente}}$$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa(g)	152,68	454,82	607,5 g
Volumen (ml)			500 ml

Con estos datos, podemos calcular ya la Molaridad y % en peso:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{152,68}{171,34 \cdot 0,500} = \mathbf{1,78 \text{ Molar}}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUCION}}} \cdot 100 = \frac{152,68}{607,5} \cdot 100 = \mathbf{25,13\%}$$

C-03 (*) - Se mezclan 1L de ácido nítrico de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60% con 0,7 L de ácido nítrico de densidad 1,2 g/ml- y de 30% de riqueza. Calcular: a) La riqueza del ácido resultante y b) Su concentración molar. Dato: Densidad del ácido resultante 1,3g/mL

DATOS: esos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

RESOLUCIÓN

Vamos a calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución en las dos disoluciones que mezclamos:, partiendo de los datos que nos ofrecen: densidad y riqueza:

DISOLUCIÓN A) 1 litro del 60% de riqueza y densidad 1,5 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	900 +	600 =	1500
Volumen(mL)	----	600	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,5 = \frac{m}{1000}; m = 1500 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{60}{100} \cdot 1500 = 900 \text{ g}$$

DISOLUCIÓN B) 0,7 litros del 30% de riqueza y densidad 1,2 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	252 +	588 =	840
Volumen(mL)	----	588	700

$$d = \frac{m}{V}; 1,2 = \frac{m}{700}; m = 840 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{30}{100} \cdot 840 = 252 \text{ g}$$

Y estas dos disoluciones, al mezclarlas, obtenemos otra en la cual las masas de soluto, disolvente y disolución serán la suma de las masas de las dos disoluciones mezcladas, pero no así el volumen, pero para calcular éste nos dan la densidad de la disolución resultante (d = 1,3 g/mL), de manera que nos quedará:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	900 + 252 = 1152 g	600 + 588 = 1188 g	1500 + 840 = 2340 g
Volumen(mL)		1188 mL	1800 mL

Y el volumen de la disolución resultante lo calculamos por medio de la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; 1,3 = \frac{2340}{V}; V = \frac{2340}{1,3}; V_{\text{FINAL}} = 1800 \text{ mL}$$

Y con estos datos y el Pm del HNO₃ = 1.1 + 1.14 + 3.16 = 63, podemos calcular ya la riqueza (%) y la concentración de esta disolución resultante:

$$\text{RIQUEZA: } \% = \frac{1152}{2340} \cdot 100 = \mathbf{49,23\%}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1152}{63 \cdot 1,8}; \mathbf{M = 10,16 \text{ Molar}}$$

C-04 (*) - Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad 1,38 g/mL y 62,7% de riqueza con un litro de otro ácido nítrico de densidad 1,13 g/mL y 22,38% de riqueza. La densidad de la disolución de ácido nítrico resultante es de 1,276 g/mL. Hallar: a) La concentración en tanto por ciento de esa disolución final. b) El volumen de la disolución final. e) Su molaridad. Datos: Masas atómicas: N=14; O=16; H=1.

RESOLUCIÓN

Vamos a calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución en las dos disoluciones que mezclamos, partiendo de los datos que nos ofrecen: densidad y riqueza:

DISOLUCIÓN A) 1 litro del 62,7% de riqueza y densidad 1,38 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	865,26 +	514,74 =	1380
Volumen(mL)	----	514,74	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,38 = \frac{m}{1000}; m = 1380 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{62,7}{100} \cdot 1380 = 865,26 \text{ g}$$

DISOLUCIÓN B) 1 litro del 22,38% de riqueza y densidad 1,13 g/ml:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	252,89 +	877,11 =	1130
Volumen(mL)	----	877,11	1000

$$d = \frac{m}{V}; 1,13 = \frac{m}{1000}; m = 1130 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUTO}} = \frac{22,38}{100} \cdot 1130 = 252,89 \text{ g}$$

Y estas dos disoluciones, al mezclarlas, obtenemos otra en la cual las masas de soluto, disolvente y disolución serán la suma de las masas de las dos disoluciones mezcladas, pero no así el volumen, pero para calcular éste nos dan la densidad de la disolución resultante ($d = 1,276 \text{ g/mL}$), de manera que nos quedará:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	865,26 + 252,89 = 1118,15 g	514,74 + 877,11 = 1391,85 g	1380 + 1130 = 2510 g
Volumen(mL)		1391,85 mL	1800 mL

Y el volumen de la disolución resultante lo calculamos por medio de la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; 1,276 = \frac{2510}{V}; V = \frac{2510}{1,276}; V_{\text{FINAL}} = 1967,1 \text{ mL}$$

Y con estos datos y el Pm del $\text{HNO}_3 = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 63$, podemos calcular ya la riqueza (%) y la concentración de esta disolución resultante:

$$\text{RIQUEZA: } \% = \frac{1118,15}{2510} \cdot 100 = 44,55\%$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1118,15}{63 \cdot 1,967}; M = 9,02 \text{ Molar}$$

C-05 ()** - Se mezclan en un recipiente 150 mL de una disolución de cloruro de potasio del 32,14% en peso y densidad 1,16 g/mL con 100 mL de otra disolución de la misma sal 1,7 Molar cuya densidad es 1,03 g/mL, añadiéndole después al conjunto 10 g de sal anhidra y finalmente 200 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de densidad 1,075 g/mL. Calcular la molaridad, molaridad y fracción molar de la disolución resultante

DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; K = 39,0

RESOLUCIÓN

Para calcular la concentración de la disolución final hemos de calcular la cantidad total de soluto (Cloruro de potasio: KCl que existe en ella, que será la suma de las cantidades de este producto que se añaden con cada una de las partes que se mezclan.

El peso molecular del KCl es : $39,0 + 35,5 = 74,50$

Cantidad A: Al tratarse de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de los datos que nos ofrecen: volumen (150 mL), densidad (1,16 g/mL) y riqueza (32,14%), con los cuales se completa la tabla, tomando como cantidad de partida, el volumen: 150 mL , dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla del volumen de disolución

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	55,92 g soluto	+ 118,08 g	= 174 g
Volumen	----	118,08 mL	150 mL = 0,150 L

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,16 g/ml), que es: $m = v.d = 150 \cdot 1,16 = 174 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 32,14% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 174 \cdot 0,3214 = 55,92 \text{ g soluto}$, y la masa del disolvente, será el resto: $174 - 55,92 = 118,08 \text{ g}$ de disolvente agua

Cantidad B: Al tratarse también de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de la expresión que nos da el valor de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litro disolución}} ; 1,7 = \frac{n}{0,100} ; n = 0,17 \text{ moles} = 0,17 \cdot 74,5 = 12,66 \text{ gramos KCl}$$

La masa de la disolución se calcula partiendo de la densidad de la misma (1,03 g/ml), que es: $m = v.d$; $m = 100 \cdot 1,03 = 103 \text{ g}$, y la masa del disolvente, será el resto: $103 - 12,66 = 90,34 \text{ g}$ de disolvente agua

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	12,66 g soluto	+ 90,34 g	= 103 g
Volumen	----	90,34 mL	100 mL = 0,100 L

Cantidad C: 10 g de sal anhidra, es decir, 10 g de soluto sin nada de disolvente

Cantidad D: 200 mL de agua, que son exclusivamente de disolvente.

Estas cuatro cantidades las situamos en la correspondiente tabla:

	SOLUTO	DISOLVENTE (Agua)	DISOLUCIÓN
Masa	A: 55,92 g soluto B: 12,66 g soluto C: 10,00 g soluto D: 0,00 g soluto TOTAL: 78,58 g soluto	+ A: 118,08 g Disolvente + B: 90,34 g disolvente + C: 0,00 g disolvente + D: 200,00 g soluto TOTAL: 408,42 g disolvente	=78,58 + 408,42 = 487,0 g
Volumen	- - - -	408,42 mL	Volumen total: 453,02 mL

El volumen de la disolución lo determinamos a partir de su masa (487,0 g) y de su densidad (1,075 g/ml), y

$$\text{es: } m = v \cdot d \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{487}{1,075}; V = 453,02 \text{ mL}$$

Y ya con todos estos datos, se calculan las concentraciones pedidas partiendo de las expresiones que nos las dan:

$$\text{Molaridad: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \text{ litro}_{\text{DISOLUC}}}; M = \frac{78,58}{74,5 \cdot 0,453} \quad \mathbf{M = 2,33 \text{ Molar}}$$

$$\text{Molalidad: } m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \text{ Kg}_{\text{DISOLVENTE}}}; m = \frac{78,58}{74,5 \cdot 0,4084} \quad \mathbf{M = 2,58 \text{ molal}}$$

$$\text{Fracción molar: } X = \frac{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}}}{\frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}}} + \frac{g_{\text{DISOLV}}}{Pm_{\text{DISOLV}}}} = \frac{\frac{78,58}{74,5}}{\frac{78,58}{74,5} + \frac{408,42}{18}}; \quad \mathbf{X = 0,044}$$

C-06 (*) - La salinidad del agua en una pecera para peces marinos es de 0,08 M en cloruro de sodio. Para corregirla, se añadieron 2 litros de una disolución 0,52 Molar de cloruro de sodio a los 20 litros del agua que contenía. Calcule la concentración final de la disolución obtenida en % y Molaridad

SOLUCIÓN

Las cantidades de soluto, disolvente y disolución en las dos disoluciones iniciales son:

a) Disolución de la pecera:

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	1,6 mol = 93,6 g	20000 g	20093,6 g
Volumen		20000 mL	20000 mL

Partimos de la expresión de la Molaridad: $M = n/V$;

$$0,08 = \frac{n}{20}; n = 20 \cdot 0,08 = 1,6 \text{ moles de NaCl}$$

b) Disolución que se añade:

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	1,04 mol = 60,84 g	2000 g	2060,84 g
Volumen		2000 mL	2000 mL

Partimos de la expresión de la Molaridad: $M = n/V$;

$$0,52 = \frac{n}{2}; n = 2 \cdot 0,52 = 1,04 \text{ moles de NaCl}$$

La disolución final será la resultante de mezclar ambas, y en ella tendremos:

$$g \text{ soluto} = 93,6 + 60,84 = 154,44 \text{ g}$$

$$g \text{ disolvente} = 20.000 + 2.000 = 22.000 \text{ g}$$

$$g \text{ disolución} = 20.093,6 + 2060,84 = 22154,84 \text{ g}$$

$$\text{Volumen de la disolución: } 20.000 + 2.000 = 22.000 \text{ mL}$$

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa	154,44 g	22.000 g	22.154,84 g
Volumen		22.000 mL	22.000 mL

Y con estos datos determinamos las concentraciones finales pedidas:

$$\%: \frac{154,44}{22154,44} \cdot 100 = \mathbf{0,697\%} \quad \text{Y } M = \frac{g}{Pm \cdot L} = \frac{154,44}{58,5 \cdot 22} = \mathbf{0,12 \text{ Molar}}$$

C-07 (*) - Si se mezclan volúmenes iguales de un ácido nítrico 5,2 molar y $d = 1,1320 \text{ g/mL}$ y de otro 6 Molar de densidad $1,1519 \text{ g/mL}$, Cual será la concentración de la disolución resultante expresada como Molaridad y Molalidad (Considérense los volúmenes aditivos)

RESOLUCIÓN

Dado que hemos de mezclar volúmenes iguales de ambas disoluciones, hemos de calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tomamos en cada una de ellas.

En ambos casos el soluto es el mismo: ác. Nítrico: HNO_3 , cuyo peso molecular es $1+14+4 \cdot 16 = 63$

En el caso de la primera de las dos, dado que nos dan el dato de su molalidad,

$\left(m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}} \right)$ vamos a partir de 1 Kg de disolvente, y así, tendremos:

$$5,2 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{63,1} ; g = 327,6 \text{ g soluto}$$

SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
327,6 +	1000 g =	1327,6 g
		1172,8 mL

Y conociendo la densidad, determinamos su volumen: $1,1320 = \frac{1327,6}{V}$; $V = 1172,8 \text{ mL}$

Para la segunda de las disoluciones conocemos su Molaridad $\left(M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}} \right)$, Por lo que como cantidad de partida vamos a tomar 1 litro de disolución, y así tendremos:

$$6 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{63,1} ; g = 378 \text{ g soluto}$$

SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
378 +	773,9 g	1151,9 g
		1000 mL

Y conociendo la densidad, determinamos la masa de 1 litro: $1,1519 = \frac{g_{\text{DISOLUCION}}}{1 \text{ Litro}}$; $g = 1151,9 \text{ g}$ por lo que la masa del disolvente será la diferencia: $g_{\text{DVTE}} = 1151,9 - 378 = 773,9 \text{ g}$.

Si hemos de tomar volúmenes iguales de ambas, vamos a tomar 1 litro de cada una, por lo que las cantidades correspondientes a la segunda de las disoluciones son las calculadas antes (las del cuadro), pero en el caso de la primera, hemos de recalcularlas, ya que las cantidades que figuran en el cuadro corresponden a un volumen de 1172,8 mL; para 1 litro serán:

$$\text{SOLUTO: } 327,6 \cdot \frac{1000}{1172,8} = 279,33 \text{ g de soluto por litro en la primera de las disoluciones}$$

$$\text{DISOLVENTE: } 1000 \cdot \frac{1000}{1172,8} = 852,67 \text{ g de disolvente por litro en la primera de las disoluciones,}$$

mientras que la cantidad de disolución será la suma de ambas ($279,33 + 852,67 = 1132 \text{ g}$), cantidad ésta que también podíamos calcular teniendo en cuenta que conocemos la densidad y el volumen de esta disolución.

Así, al mezclar 1 litro de cada una de las dos, tendremos las siguientes cantidades:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa (g)	$378 + 279,33 = 657,33$ +	$773,9 + 852,67 = 1626,57$ =	2283,9
Volumen(mL)			$1000 + 1000 = 2000$

Y ya con estos datos, calculamos las dos expresiones de la concentración que nos piden:

- MOLARIDAD: $\left(M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DSOLUC}} \right) M = \frac{657,33}{63,2}; \mathbf{M = 5,22 \text{ Molar}}$

- molalidad: $\left(m = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}} \right); m = \frac{657,33}{631,62657}; \mathbf{m = 6,41 \text{ molal}}$

C-08 ()**- Una disolución de hidróxido potásico contiene 22,4 g de la base en 400 cm³ de disolución. Se toman 100 cm³ de dicha disolución, cuya densidad es 1,01 g/cm³ a los que se añaden 200 cm³ de otra disolución 1,2 M de la misma sustancia, y 100 cm³ de agua.

- a) ¿Cuál será la molaridad, molalidad, fracción molar y tanto por ciento en peso de la disolución inicial de KOH?
 b) ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 20 cm³ de la nueva disolución, suponiendo que los volúmenes son aditivos?

RESOLUCIÓN

Para calcular la concentración de la disolución final hemos de calcular la cantidad total de soluto (Hidróxido de potasio: KOH que existe en ella, que será la suma de las cantidades de este producto que se añaden con cada una de las partes que se mezclan.

El peso molecular del KOH es : 39,10 + 16,00 + 1,00 = 56,10

Cantidad A: Al tratarse de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de los datos que nos ofrecen, si la disolución tiene 22,4 g en 400 cm³ y cogemos solamente 100 cm³, la cantidad de soluto que

cogemos es: $\frac{22,4}{400} \cdot 100 = 5,6$ g de KOH , y si conocemos la densidad de esa disolución la masa de la misma

se obtiene a partir de la expresión de la densidad: $d = \frac{m}{V}$; $1,01 = \frac{m}{100}$; $m = 101$ g; y así, la cantidad de disolvente será la diferencia entre la masa de la disolución y la del soluto:

Masa disolvente = 101 - 5,6 = 95,4 g de agua:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	5,6 g soluto	+ 95,4 g	= 101 g
Volumen	----	95,4 mL	100 mL = 0,100 L

Cantidad B: Al tratarse también de una disolución, hemos de calcular la cantidad de soluto partiendo de la expresión que nos da el valor de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litro disolucion}} ; 1,2 = \frac{n}{0,200} ; n = 0,24 \text{ moles} = 0,24 \cdot 56,10 = 13,46 \text{ gramos KOH}$$

Dado que no nos dan la densidad de la disolución, vamos a considerar que el volumen de la disolución es aproximadamente igual al volumen del disolvente, agua, por lo que de ésta habrá 200 mL, que son 200 g ya que su densidad es 1 g/mL, por lo que la masa total de la disolución será la suma de la masa del soluto más la del disolvente: 13,64 + 200 = 213,64 g

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	13,46 g soluto	+ 200 g	= 213,46 g
Volumen	----	200 mL \approx	200 mL = 0,200 L

Cantidad C: 100 mL de agua, que son exclusivamente de disolvente.

Estas tres cantidades las situamos en la correspondiente tabla:

	SOLUTO	DISOLVENTE (Agua)	DISOLUCIÓN
Masa	A: 5,6 g soluto	+ A: 95,4 g Disolvente	= 101,00 g disolución
	B: 13,46 g soluto	+ B: 200,0 g disolvente	= 213,46 g disolución
	C: 0,00 g soluto	+ C: 100,00 g disolvente	= 100,00 g disolución
	TOTAL: 19,06 g soluto	TOTAL: 395,4 g disolvente	= 414,46 g disolución
Volumen	----		Volumen total: 400 mL

Si nos indican que los volúmenes son aditivos, el volumen total será: $100 + 200 + 100 = 400 \text{ mL}$

A partir de estos datos, podemos calcular ya las expresiones de la concentración que nos piden:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; \quad M = \frac{19,06}{56,10 \cdot 0,400} = \mathbf{0,85 \text{ Molar}}$$

$$m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}}; \quad m = \frac{19,06}{56,10 \cdot 0,3954} = \mathbf{0,86 \text{ molal}}$$

$$X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DVTE}}}; \quad X = \frac{\frac{19,06}{56,10}}{\frac{19,06}{56,10} + \frac{395,4}{18}} = \mathbf{0,015}$$

$$\% = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUCION}}} \cdot 100; \quad \% = \frac{19,06}{414,46} \cdot 100 = \mathbf{4,6\%}$$

Para calcular los gramos de soluto que habrá en 20 mL de esa disolución, podemos utilizar cualquiera de las expresiones de la concentración, siendo la más útil los g/L, ya que sabemos que hay 19,06 g de soluto en 400 mL o 0,4 L:

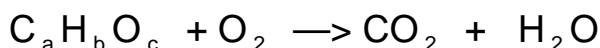
$$\frac{g}{L} = \frac{19,06}{0,4} = 47,65 \text{ g/L}; \quad \text{así: } 47,65 = \frac{g}{0,020L}; \quad \mathbf{0,953 \text{ g de KOH en 20 mL}}$$

Grupo D - PROPIEDADES COLIGATIVAS

D-01 (*) - Se queman 24,8 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O, obteniéndose 35,2 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Si se sabe, además, que al disolver 93 g de dicho compuesto en 250 ml de agua el punto de congelación de ésta desciende hasta los $-11,16^{\circ}\text{C}$, Determine las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

RESOLUCIÓN.

Las cantidades de C y de H que hay en la muestra inicial son las mismas que hay en el CO_2 y en el H_2O , respectivamente, que se obtienen al quemar dicho compuesto, mientras que la cantidad de oxígeno que formaba parte de los 24,8 g de la muestra será la diferencia entre esos 24,8 g y la cantidad total de C e H. Esta cantidad de oxígeno no podemos calcularla de la misma forma que el C y el H ya que en la combustión interviene además alguna cantidad del oxígeno del aire, pues la reacción de combustión es:



$$\text{g de C que hay en los 35,2 g de } \text{CO}_2 = 35,2 \cdot \frac{12}{44} = 9,6 \text{ g de C}$$

$$\text{g de H que hay en los 21,6 g de } \text{H}_2\text{O} = 21,6 \cdot \frac{2}{18} = 2,4 \text{ g de H}$$

$$\text{g de O que hay en la muestra inicial} = 24,8 - 9,6 - 2,4 = 12,8 \text{ g de O}$$

Calculamos ahora cuantos átomos-gramo de cada uno de estos tres elementos hay en esas cantidades, con lo que ya tendremos la fórmula empírica, en la cual, para que nos aparezcan los subíndices como números enteros debemos suponer que hay un átomo del elemento que menos tenga, para lo cual debemos dividir las tres cantidades obtenidas por la más pequeña de ellas:

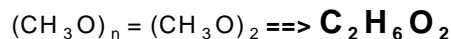
$$\left. \begin{array}{l} \text{at - gdeC} = \frac{9,6}{12} = 0,80 \\ \text{at - gdeH} = \frac{2,4}{1} = 2,40 \\ \text{at - gdeO} = \frac{12,8}{16} = 0,80 \end{array} \right\} \text{C}_{0,80}\text{H}_{2,40}\text{O}_{0,80} \Rightarrow \text{C}_{\frac{0,80}{0,80}}\text{H}_{\frac{2,40}{0,80}}\text{O}_{\frac{0,80}{0,80}} \Rightarrow (\text{CH}_3\text{O})_n$$

Para determinar la fórmula molecular, calculamos el peso molecular a partir de los datos sobre el descenso del punto de congelación de esa disolución, y es:

$$\Delta T = k \cdot m; \Delta T = K \cdot \frac{g}{Pm \cdot Kg_{DTE}} \implies -11,16 = -1,86 \cdot \frac{93}{Pm \cdot 0,25} \Rightarrow Pm = \frac{1,86 \cdot 93}{11,16 \cdot 0,25} = 62 \text{ y este peso molecular debe ser}$$

también el mismo que se calcula a partir de la fórmula empírica:

$$n \cdot (1 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 62; 31 \cdot n = 62 \text{ de donde } n = 2 \text{ y así, la fórmula molecular es:}$$



D-02 (*)- Una disolución de urea: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiene a 0°C una presión osmótica de $0,16 \text{ atm}$. ¿Cual será su concentración en gramos/litro?

RESOLUCIÓN

La masa molecular de la urea es: $P_m (\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12+16+14.2+1.4 = 60$

Le aplicamos la fórmula que nos da la presión osmótica de una disolución, que es:

$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = \frac{g}{V \cdot P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi \cdot P_m = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \text{ y así, aplicando esta}$$

última: $0,16 \cdot 60 = \frac{g}{V} \cdot 0,082 \cdot 273$; de donde:

$$\frac{g}{\text{Litro}} = \frac{0,16 \cdot 60}{0,082 \cdot 273} = 0,423 \frac{\text{gramos}}{\text{litro}}$$

D-03 (*)- Disolvemos 15,0 g de un soluto no volátil en 250 g de benceno puro (C_6H_6), con lo cual se obtiene una disolución que a $30^\circ C$ tiene una presión de vapor de 120,2 mm de Hg. Determinar por este procedimiento la masa molecular aproximada del soluto.

Datos: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; Presión de vapor del benceno a $30^\circ C$ = 121,8 mm de Hg

RESOLUCIÓN

La expresión de la Ley de Raoult que nos da el descenso de la presión de vapor de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil es:

$$P_v = P_v^0 \cdot X_{DVTE} \Rightarrow P_v = P_v^0 \cdot \frac{n_{DVTE}}{n_{DVTE} + n_{SOLUTO}}, \text{ y al sustituir: } 120,2 = 121,8 \cdot \frac{\frac{250}{78}}{\frac{250}{78} + \frac{15,0}{P_m}}$$

y de aquí despejamos el Pso molecular del soluto, que es: $120,2 \cdot \left(\frac{250}{78} + \frac{15,0}{P_m} \right) = 121,8 \cdot \frac{250}{78}$ de donde

$$120,2 \cdot \left(3,205 + \frac{15,0}{P_m} \right) = 121,8 \cdot 3,205 \implies 385,26 + \frac{120,2 \cdot 15,0}{P_m} = 390,369 \implies$$

$$\frac{1803}{P_m} = 390,369 - 385,260 \implies \frac{1803}{P_m} = 5,109 \text{ De donde: } P_m = \frac{1803}{5,109} \text{ por lo que la masa}$$

molecular del soluto es: **$P_m = 352,91$**

D-04 (*)- ¿Cuántos átomos contiene la molécula de fósforo si 2,4 g. de fósforo disueltos en 100 g. de sulfuro de carbono producen una elevación del punto de ebullición de 0,443 °C sabiendo que la elevación molar del punto de ebullición para el sulfuro de carbono es de 2,29°C?.

RESOLUCIÓN

Partiendo del dato que nos ofrece el enunciado sobre la elevación de la temperatura de ebullición del sulfuro de carbono podemos determinar el peso molecular de la molécula de fósforo, que será:

$$\Delta t = k \cdot m \Rightarrow \Delta t = k \cdot \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}}, \text{ fórmula que aplicada a los datos que conocemos, nos da:}$$
$$0,443 = 2,29 \cdot \frac{2,4}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot 0,100}; Pm_{\text{SOLUTO}} = \frac{2,29 \cdot 2,4}{0,443 \cdot 0,100}; Pm_{\text{SOLUTO}} = 124,06 \text{ g/mol}$$

La fórmula de la molécula de fósforo es: P_n , por lo que su peso molecular será: $Pm = n \cdot 31$ y acabamos de calcularlo, por lo que tendremos: $n \cdot 31 = 124$; $n = 4$, es decir, que cada molécula de fósforo contiene 4 átomos de dicho elemento, de manera que la fórmula de la molécula de fósforo será: P_4

D-05 (*)- Una disolución que contiene 4,50 g de una sustancia “no electrolito” disuelta en 125 g de agua congela a $-0,372^{\circ}\text{C}$. Calcular la masa molecular aproximada del soluto

RESOLUCIÓN:

La disolución de un soluto no volátil en un disolvente hace que el punto de congelación de éste descienda; este fenómeno recibe el nombre de crioscopia, y la fórmula que lo regula es:

$\Delta T = k_c \cdot m$, siendo ΔT la variación del punto de congelación del disolvente ;

k_c es la constante crioscópica molal del disolvente, nos indica el valor del descenso del punto de congelación cuando se tiene una disolución 1 molal. Es característico de cada disolvente, y para el caso del agua vale $1,86^{\circ}\text{C}$

m es la molalidad de la disolución.

Aplicando directamente la fórmula en la cual desarrollamos la expresión que nos da la molalidad:

$$\Delta T = k_c \cdot m \Rightarrow \Delta T = k_c \cdot \frac{\text{gramos soluto}}{\text{Kg disolvente}} \Rightarrow 0 - (-0,372) = 1,86 \cdot \frac{4,50}{\text{Masa molec. soluto} \cdot 0,125} \Rightarrow \text{Masa molecular} = 180 \text{ g/mol}$$

D-06 (*) - Calcular la presión osmótica de una disolución de ácido fórmico (HCOOH) que contiene 1 g/l de ácido y está a 20°C.

RESOLUCIÓN

El ácido fórmico es una sustancia que en disolución se disocia en parte (es un electrolito débil, por lo que no podríamos aplicarle la expresión de Van't Hoff de la presión osmótica, pero dado que no se nos dan datos sobre esta disolución, vamos a considerarlo una sustancia "no electrolito", y por tanto, aplicarle esa expresión de Van't Hoff para el cálculo de la presión osmótica, la cual, teniendo en cuenta que la masa molecular del ácido fórmico es: HCOOH: 1+12+16+16+1 = 46

$$\pi \cdot V = n_{\text{soluta}} \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi \cdot V = \frac{g_{\text{soluta}}}{Pm_{\text{soluta}}} \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi \cdot 1 = \frac{1}{46} \cdot 0,082 \cdot 293; \pi = 0,52 \text{ atm}$$

D-07 (*)- Se prepara una mezcla con la misma cantidad en masa de agua y etilenglicol ¿Cuál es la molalidad del etilenglicol? Masa molar del agua y etilenglicol, 18 y 62,07 g/mol respectivamente.

RESOLUCIÓN

Si tenemos masas iguales de ambos (m gramos de cada uno), la molalidad de esta disolución es:

$$m = \frac{n_{\text{ETILENGLICOL}}}{\text{Kg}_{\text{AGUA}}} ; m = \frac{(\frac{\text{g}}{\text{Pm}})_{\text{ETILENGLICOL}}}{(\frac{\text{g}}{1000})_{\text{AGUA}}} \quad m = \frac{m / 62,07}{M / 1000} = \frac{1000 \cdot m}{62,07 \cdot m} = \mathbf{16,11 \text{ molal}}$$

D-08 (*)- El sistema de refrigeración de un automóvil se llena con una disolución acuosa de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) al 20% en peso. Se pide la temperatura mínima a la cual puede estar expuesto el automóvil sin que se congele la disolución refrigerante, así como la temperatura máxima de funcionamiento sin que dicha disolución comience a hervir.

DATOS: Constantes crioscópica y ebulloscópica del agua: $1,86 \text{ } ^\circ\text{C}/(\text{mol}/\text{kg})$ y $0,52 \text{ } ^\circ\text{C}/(\text{mol}/\text{kg})$ respectivamente. Pesos atómicos del H; C y O: 1,0; 12,0 y 16,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

La **molalidad** (nº de moles de soluto por kg de agua) de la solución refrigerante será:

$$m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} \quad \text{donde } Pm_{\text{SOLUTO}} = \text{Peso molecular del soluto } (C_2H_6O_2)$$

$$Pm_{\text{SOLUTO}} = 62 \text{ g/mol} \quad m = \frac{200}{62 \cdot 0,800} ; \quad m = 4,03 \text{ molal}$$

Por lo tanto el descenso crioscópico de la disolución, que viene dado por la fórmula : $\Delta T = K \cdot m$ será:

$$\Delta T = - 1,86 \cdot 4,03 = -7,49 \text{ } ^\circ\text{C} \quad \text{Punto de congelación} = 0 - 7,49 = - 7,49^\circ\text{C}$$

El ascenso ebulloscópico será:

$$\Delta T = 0,52 \cdot 4,03 = 2,09^\circ\text{C} \quad \text{Punto de ebullición} = 100 + 2,09 = 102,9^\circ\text{C}$$

D-09 (*)- La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de 3,62°C. Calcular sus fórmulas empírica y molecular. DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0; O = 16,0 . Constante crioscópica molal para el CCl₄: K_c = - 5,02 °C/m

RESOLUCIÓN

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente, pero el O que contenía el compuesto se repartirá entre ambos, junto con el O del aire necesario para la combustión, por lo que la cantidad de oxígeno se determinará por diferencia entre la cantidad inicial de muestra y las cantidades de C e H.

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 14,96 \cdot \frac{12}{44} = 4,08 \text{ g de C ; g. de H en el H}_2\text{O} = 6,13 \cdot \frac{2}{18} = 0,68 \text{ g de H}$$

por lo que la cantidad de O que había en la cantidad inicial del compuesto orgánico es:

$$7,49 - 4,08 - 0,68 = 2,73 \text{ g de O}$$

Teniendo en cuenta estas cantidades, determinamos el número de átomos gramo de cada elemento que hay en estas cantidades

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{4,08}{12} = 0,34 \\ \text{g de H: } \frac{0,68}{1} = 0,68 \\ \text{g de O: } \frac{2,729}{16} = 0,17 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,34}{0,17} = 2 \\ \text{H: } \frac{0,68}{0,17} = 4 \\ \text{O: } \frac{0,17}{0,17} = 1 \end{array} \quad \text{por lo que la fórmula empírica es: } \\ (C_2H_4O)_x$$

Para determinar el peso molecular de este hidrocarburo, hay que tener en cuenta la expresión que nos da el descenso del punto de congelación de una disolución: $\Delta T = -K \cdot m \implies \Delta T = -k \cdot \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DITE}}$

$$\text{donde, al sustituir: } 3,62 = 5,02 \cdot \frac{19,04}{Pm \cdot 0,15} ; Pm = \frac{5,02 \cdot 19,04}{3,62 \cdot 0,150} \implies Pm = 176,02$$

Para determinar su fórmula molecular, dado que se conoce el peso molecular es 176,02, por lo que:
 $176,02 = x \cdot (2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16) ; x = 4$ y así, la fórmula molecular es: **C₈H₁₆O₄**

D-10 (*)- Para determinar el peso molecular de la clorofila de una planta se preparó una disolución acuosa conteniendo 5,68 g de clorofila bien seca en 100 ml de disolución y se midió su presión osmótica, que resultó ser de 52,9 mm de Hg a 25°C.- A partir de estos datos calcular el peso molecular de la clorofila.

RESOLUCIÓN

Con los datos que nos dan, le aplicamos directamente la fórmula de la presión osmótica, en la cual conocemos todo excepto el peso molecular del soluto, que en este caso es la clorofila, así, tendremos:

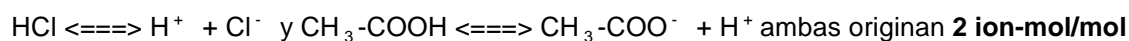
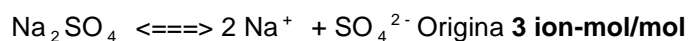
$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = \frac{g}{V \cdot P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi \cdot P_m = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \quad , \text{ donde al sustituir:}$$

$$\frac{52,9}{760} \cdot 0,1 = \frac{5,68}{P_m} \cdot 0,082 \cdot 298 \quad ; \text{ de donde } P_m = \frac{5,68 \cdot 0,082 \cdot 298 \cdot 760}{52,9 \cdot 0,1} \quad ; \quad \mathbf{P_m = 19940}$$

D-11 (*)- Tenemos cuatro disoluciones constituidas cada una por 0,1 moles de cada una de las siguientes sustancias, respectivamente, disueltas en 500 mL de agua: sulfato sódico, cloruro de hidrógeno, ácido acético (CH_3COOH) y glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)., De todas esas disoluciones, la de punto de congelación más alto será la de:... Justificar brevemente la respuesta.

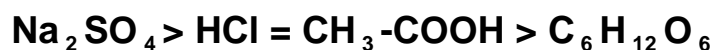
RESOLUCIÓN

El descenso del punto de congelación de una disolución se calcula por la fórmula: $\Delta T = k \cdot m$, siendo "m" la molalidad de la disolución, por lo que si todas las sustancias fueran "no electrolitos", todas ellas producirían el mismo efecto al tener todas la misma concentración, pero dado que algunas son electrolitos que se disocian en disolución, tendrá mayor molalidad "aparente" aquella sustancia que al disociarse origine mayor número de ion-mol:



$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ no se disocia, por lo que solamente tiene 1 mol/mol

Por tanto, el descenso del punto de congelación seguirá el orden;



y como consecuencia la **mayor temperatura de congelación corresponderá a la glucosa: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$** , por ser el compuesto que menos descenso de temperatura produce

D-12 (*)- Calcular la presión osmótica de una disolución 0,01 M en sacarosa, a la temperatura de 20 °C.

RESOLUCIÓN

La expresión que nos permite determinar la presión osmótica de una disolución es: $\Pi .V = n.R.T$, donde podemos hacer: $\Pi = \frac{n}{V} .R.T \Rightarrow \Pi = M.R.T$, siendo Π la presión osmótica y M la Molaridad, así:

$$\Pi = 0,01.0,082.293; : \quad \Pi = \mathbf{0,24 \text{ atmósferas}}$$

- D-13 (**)**- El yodo sólido sublima por debajo de $114\text{ }^{\circ}\text{C}$. Un trozo de yodo sólido se encuentra en un recipiente cerrado en equilibrio con su vapor a una temperatura para la que su presión de vapor es de 30 mm Hg . De forma repentina y a temperatura constante, el volumen del recipiente se duplica:
- Cuál es la presión en el interior del recipiente una vez producida la variación de volumen.
 - Qué cambio ha de ocurrir para que se restablezca el equilibrio.
 - Si la temperatura permanece constante durante todo el proceso, cuál será la presión en el interior del recipiente una vez preestablecido el equilibrio.

RESOLUCIÓN

La presión de vapor es la presión que ejerce la fase gaseosa de una sustancia que se encuentra en contacto con su fase sólida o líquida. Esta presión de vapor depende exclusivamente de la temperatura, por lo que si ésta permanece constante, la presión de vapor no varía. Si dicha sustancia se encuentra en un recipiente cerrado, esta presión es también constante, por lo que si disminuye el volumen del recipiente, parte del vapor se condensará mientras que si aumenta el volumen, se evaporará algo del líquido o del sólido hasta volver a alcanzar el valor inicial.

En este caso, si la presión de vapor del yodo sólido a 114°C es 30 mm Hg , a esa temperatura, la presión de vapor será siempre 30 mm Hg , sea cual sea la presión total o el volumen del recipiente.

Si se duplica el volumen, la presión se reduce inicialmente a la mitad, pero inmediatamente después, parte del yodo sólido comenzará a evaporarse hasta que la presión vuelva a alcanzar los 30 mm Hg en el recipiente

D-14 (*)- La relación entre el descenso en la temperatura de congelación de una disolución de naftaleno ($C_{10}H_8$) en benceno y el descenso de punto de congelación de otra disolución de una sustancia X en el mismo disolvente y con una relación en peso de soluto/disolvente iguales, es de 1,4. ¿Cual es el peso molecular de la sustancia X? . Datos: Pesos atómico del C y del H: 12,0 y 1,0 g/mol.

RESOLUCIÓN

La expresión que nos indica el descenso crioscópico es: $\Delta T = K \cdot m$, siendo "m" la MOLALIDAD de la

disolución:
$$\Delta T = K \cdot \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}}$$

Si nos dan la relación (cociente) entre los efectos de ambos solutos, dividimos las expresiones correspondientes a ambos, que son:

- NAFTALENO ($C_{10}H_8$), $Pm = 128$:
$$\Delta T_{NAFT} = K \cdot \frac{g_{SOLUTO}}{128 \cdot Kg_{DVTE}}$$

- SUSTANCIA DESCONOCIDA:
$$\Delta T_{SUST} = K \cdot \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}}$$

Al dividir miembro a miembro ambas:
$$1,4 = \frac{\Delta T_{NAFT}}{\Delta T_{SUST}} = \frac{K \cdot \frac{g}{128 \cdot Kg_{DVTE}}}{K \cdot \frac{g}{Pm_{SUST} \cdot Kg_{DVTE}}}$$
, esta relación nos indican

que es igual a 1,4, y además, que se utiliza la misma cantidad de soluto (g) y de disolvente (Kg_{DVTE}), por lo que

al simplificar nos queda:
$$1,4 = \frac{\frac{1}{128}}{\frac{1}{Pm_{SUST}}}$$
; de donde, al operar:
$$1,4 = \frac{Pm_{SUST}}{128}$$
, por lo que:

$Pm_{SUST.} = 179,2$

D-15 (*) - Calcular el punto de congelación de una disolución acuosa de un soluto no volátil que tiene una composición en peso del 5% si la MM del soluto es 315,78 g/mol. Constante crioscópica el agua 1,86 °C kg/mol.

RESOLUCIÓN

La expresión que nos da el descenso crioscópico es: $\Delta T = -k \cdot m \Rightarrow \Delta T = -k \cdot \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot Kg_{DVTE}}$

Si esta disolución tiene una composición del 5% en peso, quiere decir que cada 100 g de disolución, 5 g son de soluto y 95 g de disolvente, por lo que podemos aplicar directamente la expresión anterior:

$$\Delta T = -1,86 \cdot \frac{5}{315,78 \cdot 0,095} = -0,31^{\circ}\text{C}, \text{ por tanto, } \mathbf{\text{congelará a } -0,31^{\circ}\text{C}}$$

D-16 (*)- Calcular los gramos de K_2SO_4 que se necesitan disolver en un L de agua para que la disminución de la presión de vapor producida sea la misma que al disolver 100 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Masas atómicas de C, K, S y O; 12, 39,1, 32 y 16 respectivamente.

RESOLUCIÓN

El descenso de la presión de vapor de un disolvente al disolver en él un soluto no volátil, viene dado por la Ecuación de Raoult: $P_{V_{DISOLUCION}} = X_{DISOLVENTE} \cdot P^{\circ}_{DISOLVENTE}$.

Aplicando esta expresión a ambas disoluciones, tendremos:

$$\left. \begin{aligned} P_v &= X_{AGUA-CON-GLUCOSA} \cdot P^{\circ}_{DISOLVENTE} \\ P_v &= X_{AGUA-CON-K_2SO_4} \cdot P^{\circ}_{DISOLVENTE} \end{aligned} \right\} X_{AGUA-CON-GLUCOSA} = X_{AGUA-CON-K_2SO_4}$$

$$\frac{\frac{1000}{18}}{\frac{1000}{18} + n_{GLUCOSA}} = \frac{\frac{1000}{18}}{\frac{1000}{18} + n_{IONES-SULFATO}}, \text{ de donde: } n_{GLUCOSA} = n_{IONES-SULFATO}$$

Siendo los pesos moleculares: $C_6H_{12}O_6 = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180$
 $K_2SO_4 = 2 \cdot 39 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 174$

En el caso del K_2SO_4 se trata de un compuesto iónico, el cual al disociarse en agua origina 3 moles de iones por cada mol disuelto: $K_2SO_4 \rightleftharpoons 2K^+ + SO_4^{2-}$, de manera que el número de moles de los iones, será el triple de la del sulfato de potasio molecular:

N° moles iones de sulfato y potasio = $3 \cdot N^{\circ}$ moles sulfato molecular,

$$n_{GLUCOSA} = 3 \cdot n_{SULFATO-MOLECULAR}; \frac{100}{180} = 3 \cdot \frac{g}{174}; g = 32,22 \text{ g de } K_2SO_4$$

D-17 (*)- La presión de vapor del agua a 25° C es 23,76 mm Hg. Calcular la presión de vapor de una disolución acuosa formada por 160 g de azúcar (MM= 342,3 g/mol) en 600 mL de agua. Densidad del agua a 25 °C 0,997 g/mL.

RESOLUCIÓN

La presión de vapor de una disolución obtenida al disolver en un disolvente un soluto no volátil, viene dado por la Ecuación de Raoult: $P_{V_{DISOLUCION}} = X_{DISOLVENTE} \cdot P^{\circ}_{DISOLVENTE}$.

Por tanto, hemos de calcular la fracción molar del disolvente (agua en este caso) de la cual tenemos 600 mL, cuya masa determinamos a partir de la densidad:

$$d = \frac{m}{V}; m = V \cdot d = 600 \text{ mL} \cdot 0,997 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 598,2 \text{ g de agua,}$$

$$X_{DISOLVENTE} = \frac{n_{DISOLVENTE}}{n_{DISOLVENTE} + n_{SOLUTO}}; X = \frac{\frac{598,2}{18}}{\frac{598,2}{18} + \frac{160}{342,3}}; X_{DISOLVENTE} = 0,986$$

Por tanto, la presión de vapor de esa disolución es:

$$P_{V_{DISOLUCION}} = 0,986 \cdot 23,76 = \mathbf{23,43 \text{ mm Hg}}$$

D-18 (*)- Se disuelven 2 g de una sustancia en 150 g de benceno, obteniéndose una disolución que congela a 4,8° C. Calcular la masa molecular de dicha sustancia, sabiendo que el benceno congela a 5,44°C.

DATO: Constante crioscópica molal del benceno: 5,18°C

RESOLUCIÓN:

La disolución de un soluto no volátil en un disolvente hace que el punto de congelación de éste descienda; este fenómeno recibe el nombre de crioscopia, y la fórmula que lo regula es:

$\Delta T = k_c \cdot m$, siendo ΔT la variación del punto de congelación del disolvente ;

k_c es la constante crioscópica molal del disolvente, nos indica el valor del descenso del punto de congelación cuando se tiene una disolución 1 molal. Es característico de cada disolvente, y para el caso del benceno vale 5,18°C

m es la molalidad de la disolución.

Aplicando directamente la fórmula en la cual desarrollamos la expresión que nos da la molalidad:

$$\Delta T = k_c \cdot m \Rightarrow \Delta T = k_c \cdot \frac{\frac{\text{gramos soluto}}{\text{P.M. soluto}}}{\text{Kg disolvente}}$$

$$4,8 - (5,44) = -5,18 \cdot \frac{\frac{2}{\text{P.M. SOLUTO}}}{0,150} \quad \text{de donde } \mathbf{Pm = 107,92 \text{ g/mol}}$$

D-19 (*)- Al añadir el anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) a 1000 mL de agua destilada, la temperatura de ebullición de esta asciende a $104,5^\circ C$. La temperatura de congelación de esa mezcla en $^\circ C$ será:

Datos: $K_{p_{ebullición}} = 1^\circ C/mol$; $K_{pf} = 1,86^\circ C/mol$

- a) - 4,50
- b) - 6,28
- c) - 3,9
- d) - 0,5

RESOLUCIÓN

A partir de los datos de ebulloscopia determinamos la molalidad de esa disolución: $\Delta T = k \cdot m$; $4,5 = 1,512 \cdot m$, de donde: **$m = 2,98 \text{ molal}$** , y con este dato, aplicamos la fórmula de la crioscopia, que es la misma de antes, aunque sustituyendo la correspondiente constante: $\Delta T = k \cdot m \implies \Delta T = -1,86 \cdot 2,98 = -5,54$, es decir, esta disolución **congelará a $-5,54^\circ C$** (No corresponde a ninguna de las opciones dadas)

Grupo E - DISOLUCIONES LÍQUIDO-LÍQUIDO

E-01()** - Un determinado volumen de una disolución equimolecular de dos líquidos A y B que se comporta como ideal, a una cierta temperatura, se la introduce en un recipiente cerrado. Se sabe que el vapor en equilibrio con la disolución es tal, que la presión parcial del componente A es 1,5 veces mayor que la del componente B. Dicho vapor se lleva a un nuevo recipiente cerrado donde una vez licuado está en equilibrio con un segundo vapor.

La presión de vapor del líquido A puro, en las condiciones del problema, es de 387 mm de mercurio. Sabiendo que la temperatura no varía lo largo del proceso, se pide:

- La presión de vapor del líquido puro B.
- La presión total del primer vapor producido.
- Las fracciones molares del segundo vapor.

RESOLUCIÓN

Si se mezclan dos líquidos miscibles, como es el caso que nos ocupa, y la disolución se comporta como ideal, le es aplicable la ley de Raoult sobre variación de la Presión de vapor:

$P_{v-i} = P^0_{v-i} \cdot X_i$ donde P_{v-i} es la presión de vapor de ese componente en la fase de vapor, P^0_{v-i} es la presión de vapor de ese componente puro y X_i es la fracción molar de ese componente en la fase líquida.

Asimismo, dado que en la fase de vapor existen varios componentes gaseosos, le será aplicable la Ley de Dalton de las Presiones parciales:

$P_{TOTAL} = P_A + P_B$ siendo P_{TOTAL} la presión total de la mezcla gaseosa mientras que $P_A + P_B$ son las presiones parciales de los componentes "A" y "B" en esa fase de vapor. Esta ley de las presiones parciales puede expresarse también en función de las fracciones molares (X_A y X_B respectivamente de ambos componentes en la fase de vapor, de la forma $P_i = P_{TOTAL} \cdot X_i$.

De esta manera tendremos para este caso:

Se nos indica que la disolución es equimolecular, por lo que ambas fracciones molares serán idénticas

$$X_A = X_B = 0,5.$$

Por tanto, por aplicación de la ley de Raoult para el componente A podremos conocer su presión de vapor, la cual será:

$$P_{v-A} = P^0_{v-A} \cdot X_A = 387 \cdot 0,5 = 193,5 \text{ mm Hg}$$

Para determinar la presión de vapor del componente B tenemos en cuenta que se nos indica que "Se sabe que el vapor en equilibrio con la disolución es tal, que la presión parcial del componente A es 1,5 veces mayor que la del componente B" por lo que

$P_{v-A} = 1,5 \cdot P_{v-B}$, de donde $193,5 = 1,5 \cdot P_{v-B} \Rightarrow P_{v-B} = 129 \text{ mm Hg}$ valor éste a partir del cual determinamos la presión de vapor del componente B puro por aplicación de la Ley de Raoult:

$$P_{v-B} = P^0_{v-B} \cdot X_B \Rightarrow 129 = P^0_{v-B} \cdot 0,5 \Rightarrow P^0_{v-B} = 258 \text{ mm Hg}$$

- b) Para calcular la presión total del vapor producido, por aplicación de la Ley de Dalton de las Presiones parciales, será:

$$P_{TOTAL} = P_A + P_B = 193,5 + 129 = 322,5 \text{ mm Hg}$$

- c) Cuando pasamos ese vapor a otro recipiente, las presiones parciales de ambos vapores serán las que tenían en el primer recipiente: $P_{v-A} = 193,5 \text{ mm Hg}$ y $P_{v-B} = 129 \text{ mm Hg}$ y la presión total será, por tanto:

$$P_{TOTAL} = 193,5 + 129 = 322,5 \text{ mm Hg}$$

por lo que su composición, expresada como fracciones molares será:

$$X_A = \frac{P_A}{P_{TOTAL}} = \frac{193,5}{322,5} = 0,60 \text{ y } X_B = \frac{P_B}{P_{TOTAL}} = \frac{129}{322,5} = 0,40$$

Para hacer el mismo desarrollo del problema que hemos hecho en el apartado anterior, suponemos que ese vapor se condensa todo, obteniendo una fase líquida cuya composición es $X_A = 0,6$ y $X_B = 0,4$, y dado que son dos componentes volátiles, pasarán en parte a la fase de vapor, cumpliéndose igualmente las leyes de Raoult en la disolución y de Dalton en la fase gaseosa.

Por tanto en la disolución podemos aplicarle la ley de Raoult:

$P_A = P_A^0 \cdot X_A \implies P_A = 387,0,6 = 232,2 \text{ mm Hg}$, que será la presión de vapor del componente A en este segundo recipiente

$P_B = P_B^0 \cdot X_B \implies P_B = 258,0,4 = 103,2 \text{ mm Hg}$, que será la presión de vapor del componente B en este segundo recipiente

La presión total en este segundo recipiente será la suma de ambas:

$$P_{TOTAL} = P_A + P_B = 232,2 + 103,2 = 335,4 \text{ mm Hg}$$

y por tanto las correspondientes fracciones molares de ambos vapores en este segundo recipiente son:

$$X_A = \frac{P_A}{P_{TOTAL}} = \frac{232,2}{335,4} = 0,692 \text{ y } X_B = \frac{P_B}{P_{TOTAL}} = \frac{103,2}{335,4} = 0,308$$

donde, como podemos observar, el vapor es más rico en el componente A (ha aumentado su fracción molar con respecto al vapor del primer recipiente) ya que este componente es más volátil (su presión de vapor es mayor).

E-02 ()** - Determinar la composición de una solución supuestamente ideal de metanol-propanol que tiene una presión de vapor de 174 mm Hg. La presión de vapor del metanol y propanol puro a 40 °C, es 303 y 44,6 mm Hg respectivamente.

RESOLUCIÓN

Cuando se mezclan dos líquidos miscibles y la disolución se comporta como ideal, le es aplicable la ley de Raoult sobre variación de la Presión de vapor:

$P_i = P_i^0 \cdot X_i$ donde P_i es la presión de vapor de ese componente en la fase de vapor, P_i^0 es la presión de vapor de ese componente puro y X_i es la fracción molar de ese componente en la fase líquida.

Asimismo, dado que en la fase de vapor existen varios componentes gaseosos, le será aplicable la Ley de Dalton de las Presiones parciales:

$P_{TOTAL} = P_A + P_B$ siendo P_{TOTAL} la presión total de la mezcla gaseosa mientras que $P_A + P_B$ son las presiones parciales de los componentes "A" y "B" en esa fase de vapor.

Para este caso, conocemos tanto la presión total de la mezcla como las presiones de vapor de ambos componentes. Dado que nos piden la composición en la fase líquida, la vamos a expresar en %, para lo cual hemos de suponer que tenemos 100 g de disolución, en los cuales existirán: "x" gramos de Metanol y "(100-x)" gramos de propanol. Con estas cantidades podemos calcular ya sus fracciones molares para aplicar después, la Ley de Raoult:

$$\text{Metanol: (CH}_3\text{OH; Pm = 32) : N}^\circ \text{ de moles} \Rightarrow n_{\text{METANOL}} = \frac{X}{32}$$

$$\text{Propanol: (CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH; Pm = 60) : N}^\circ \text{ de moles} \Rightarrow n_{\text{PROPANOL}} = \frac{100 - X}{60}$$

$$\text{Y el número total de moles es: } n_{\text{TOTAL}} = \frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60} \text{ Y con estos datos podemos determinar ya}$$

las fracciones molares y las presiones de vapor de ambos componentes:

$$\text{Metanol : } X_{\text{METANOL}} = \frac{\frac{X}{32}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}}; \text{ Presión parcial: } P_{\text{METANOL}} = \frac{\frac{X}{32}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}} \cdot 303$$

$$\text{Propanol : } X_{\text{PROPANOL}} = \frac{\frac{100 - X}{60}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}}; \text{ Presión parcial: } P_{\text{PROPANOL}} = \frac{\frac{100 - X}{60}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}} \cdot 44,6$$

y de acuerdo con la Ley de Dalton, la suma de estas dos presiones parciales es igual a la presión total:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{METANOL}} + P_{\text{PROPANOL}} \Rightarrow \frac{\frac{X}{32}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}} \cdot 303 + \frac{\frac{100 - X}{60}}{\frac{X}{32} + \frac{100 - X}{60}} \cdot 44,6 = 174 \text{ De donde deducimos}$$

$$\text{que: } \frac{60x \cdot 303}{3200 + 28x} + \frac{(3200 - 32x) \cdot 44,6}{3200 + 28x} = 174$$

$$18180x + 142720 - 1427,2x = 174(3200 + 28x) \implies x = 34,85 \text{ g de metanol} \implies 34,85\%$$

$$100 - x = 100 - 34,85 = 65,15 \text{ g de propanol} \implies 65,15\%$$

Grupo F: DISOLUCIONES + ESTEQUIOMETRÍA

- F-01 (**)**- Se dispone de una botella de un litro de disolución acuosa de ácido nítrico de composición desconocida y densidad, a 20 °C, igual a 1,36 g/cm³. Se toman 5 mL de la disolución de HNO₃ y se diluyen en un matraz aforado hasta un litro y la disolución resultante se valora con NaOH 0,1 M.
- Determine la concentración, en % en peso, de la disolución de HNO₃ de la botella si en la valoración de 25 cm³ de la disolución diluida se gastan 15,7 cm³ de NaOH.
 - Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm³ de disolución 0,1 M y explique cómo procedería en su preparación y el material de laboratorio que utilizaría

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar entre el ác. Nítrico y el hidróxido de sodio es:

HNO₃ + NaOH → NaNO₃ + H₂O en la cual vemos que reaccionan mol a mol, por tanto en los 25 mL de la disolución diluida del ácido habrá el mismo número de moles que en los 15,7 mL de la disolución 0,1 Molar de NaOH que se ha utilizado para valorarlos, los cuales podemos calcular utilizando la

fórmula de la Molaridad: $M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{\text{Litro}}$:

- N° moles NaOH = 0,0157 · 0,1 = 0,00157 moles de NaOH

y por tanto, serán también 0,00157 moles de HNO₃ las que había en esos 25 mL valorados.

Dado que se habían cogido de un volumen total de 1 litro (que es la cantidad de disolución que se había preparado), el número total de moles de ác. Nítrico que había en ese litro será:

- N° moles de HNO₃ en 1 litro de disolución diluida = $\frac{0,00157}{25} \cdot 1000 = 0,0628$ moles de HNO₃

Puesto que ese litro de la disolución diluida se preparó diluyendo 5 mL de la disolución inicial con agua, resultará que esas 0,0628 moles de HNO₃ serán también las existentes en los 5 mL iniciales, por lo que para la disolución de la botella problema tenemos:

DISOLUCIÓN: Volumen: 5 mL , y su masa es: $d = \frac{m}{V}$; $1,36 = \frac{m}{5}$; m = 6,8 gramos de disolución

SOLUTO HNO₃ = 0,0628 moles = 0,0628 · 63 = 3,96 gramos de Solute HNO₃

Por tanto la concentración en % es: $\% = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUCION}}} \cdot 100 = \frac{3,96}{6,8} \cdot 100 = 58,2 \%$

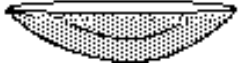
B) Para preparar esa disolución de NaOH, se determina la cantidad necesaria utilizando la fórmula de la

Molaridad de una disolución: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}}$: $0,1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{40 \cdot 0,1}$, y son:

Gramos de NaOH = **0,4 gramos de NaOH se necesitan**

Se pesaría una cantidad ligeramente superior a esos 0,4 g de NaOH sobre un vidrio de reloj, los cuales se lavarían ligeramente con agua destilada para eliminarle el posible carbonato que pueda haberse formado en la superficie de las lentejas de NaOH debido a la reacción que siempre ocurre con el CO₂ del aire. Se vierten en un matraz aforado de 100 mL utilizando un embudo cónico. Se le añaden unas 50 mL de agua destilada y se agita hasta la completa disolución de las lentejas de NaOH, enrasando finalmente el matraz.

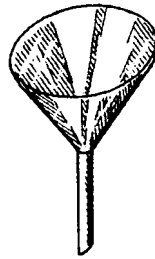
El material de laboratorio necesario es: Balanza, vidrio de reloj, Frasco lavador, Embudo cónico y matraz aforado de 100 mL



Vidrio de reloj



Frasco lavador



Embudo
cónico