



PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

QUÍMICA

SOLUCIONES / CONCENTRACION

Preparatoria

abierta

ELABORÓ

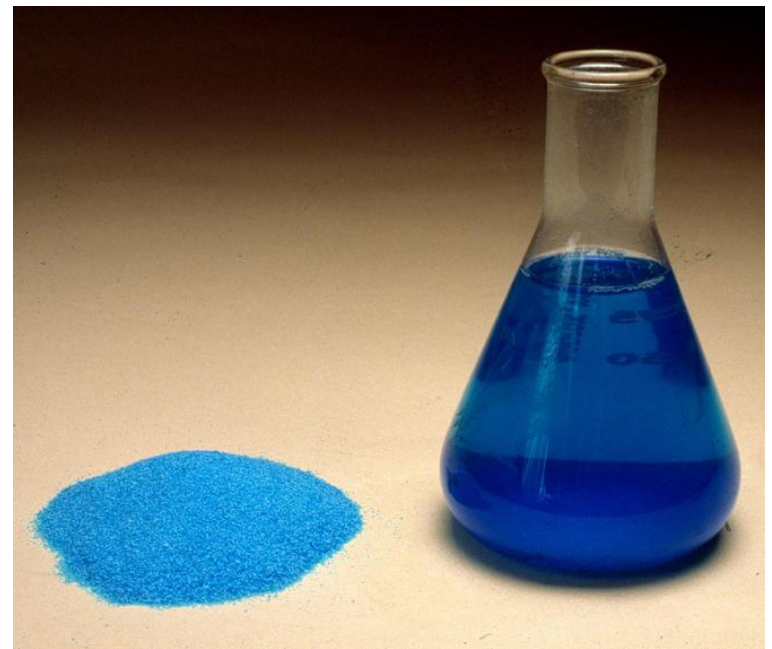
LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

SOLUCIONES

- Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Es homogénea porque ni con un microscopio se pueden distinguir sus componentes.
- Toda solución se compone de una sustancia llamada **soluto** que es la sustancia que se disuelve en otra llamada **solvente**.
- Si se disuelve un poco de azúcar en agua se forma una solución líquida. El azúcar es el soluto y el agua es el solvente es el agua.
- El solvente es la sustancia que se encuentra en mayor proporción, por lo que el estado físico del solvente es el estado físico de la solución. Por ello, podemos encontrar soluciones sólidas, líquidas y gaseosas.

SOLUCIONES

- En una solución verdadera las partículas de soluto tienen un tamaño molecular o iónico, generalmente de 0.1 a 1 nm (10^{-8} a 10^{-7} cm).
- Una solución puede ser incolora o colorida pero generalmente es transparente.
- El soluto se distribuye uniformemente en la solución y no sedimenta.
- El soluto se separa del solvente, generalmente por evaporación.



Solución de sulfato cúprico

Soluciones líquidas



Agua de mar, solución de varias sales en agua, la de cloruro de sodio se encuentra en mayor cantidad.

Soluciones líquidas



Refresco: solución de azúcar, colorantes, saborizantes y CO_2 gaseoso en agua.



Vinagre: solución de ácido acético al 5 % en agua

Soluciones sólidas

- **Aleaciones:** son mezclas homogéneas y solidificadas de dos o más metales que se han fundido juntos. Ejemplos: el bronce que es una aleación de cobre y estaño.



Objeto de bronce: aleación de cobre y estaño

Soluciones sólidas

- Amalgamas: son aleaciones de mercurio en oro o plata. Como las que se utilizan en la obturaciones dentales.



Soluciones gaseosas

- Toda mezcla gaseosa forma una solución. Como el aire puro que es una mezcla de:
78 % de nitrógeno
21 % de oxígeno
1% de: H_2 , CO_2 , gases nobles, inertes o raros:
He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.



Solución gaseosa

- El gas para buceo, que es una mezcla de oxígeno y helio es una solución gaseosa.



Concentración de una solución

- Los términos **diluido** y **concentrado** se utilizan para expresar concentraciones relativas pero su significado cuantitativo no es exacto.
- La solución que tiene mayor cantidad de soluto que otra se dice que está más concentrada. La que tiene menor cantidad de soluto se dice que está más diluida.
- La **concentración** de una solución es la relación que hay entre una cantidad definida de soluto disuelta en determinada cantidad de solvente.

Diferentes unidades de concentración

- **% en Peso de soluto**

$$\% \text{ en Peso} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en Peso} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso del soluto} + \text{peso del solvente}} \times 100$$

Porcentaje en peso

- Si 30 g de azúcar se disuelven en 100 g de agua, ¿cuál es el porcentaje de azúcar en la solución?

- Datos

Fórmula

Peso del soluto= 30 g

% en Peso= $\frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}}$

Peso del solvente= 100 g

Peso de la solución

Sustitución:

$$\% \text{ en peso} = \frac{30 \text{ g de azúcar}}{130 \text{ g de solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en Peso} = 23 \%$$

La solución es al 23 % en peso

PORCENTAJE EN PESO

- Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 100 g de NaCl para producir una solución al 20 % en peso?

- Datos Fórmula
Peso del solvente=? % en Peso= $\frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de solución}} \times 100$
Peso del soluto= 100 g
% en Peso de solución= 20 %

El peso de la solución= Peso del soluto + peso del solvente

Por lo que se tiene que se tiene que despejar el peso de la solución de la fórmula:

$$\text{Peso de la solución} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\% \text{ en Peso}} \times 100$$

$$\text{Peso del soluto} + \text{peso del solvente} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\% \text{ en peso}} \times 100$$

Problema resuelto

$$\text{Peso del solvente} = \left(\frac{\text{Peso del soluto} \times 100}{\% \text{ en peso}} \right) - \text{Peso del soluto}$$

Sustitución:

$$\text{Peso del solvente} = \left(\frac{100 \text{ g} \times 100}{20} \right) - 100 \text{ g}$$

$$\text{Peso del solvente} = 400 \text{ g}$$

Problema resuelto

- ¿Cuál será el porcentaje en peso de una solución que se prepara disolviendo 20 g de sulfato de potasio en 130 g de agua?

- Datos

% en Peso=?

Peso de soluto= 20 g

Peso de solvente= 130 g

Peso de solución= 150 g

Fórmula

$$\% \text{ en Peso} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en Peso} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de soluto} + \text{peso de solvente}} \times 100$$

Sustitución:

$$\% \text{ en Peso} = \frac{20 \text{ g de } \text{K}_2\text{SO}_4}{150 \text{ g de solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en peso} = 13.33$$

% EN VOLUMEN

- Cuando se tienen dos componentes líquidos en una solución es conveniente expresar la concentración en % en volumen.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

El líquido que se encuentra en menor cantidad se considera como soluto.

PORCENTAJE EN VOLUMEN

- El porcentaje en volumen se usa para expresar la concentración de alcohol en las bebidas. Los vinos contienen casi siempre 12 ml de alcohol en cada 100 ml de vino (12 %).



Problema resuelto

- ¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución preparada con 10 ml de metanol CH_3OH disueltos en agua hasta un volumen de 40 ml?

Datos:

% en volumen

V de soluto= 10 ml

V de solución= 40 ml

Fórmula

% en volumen= $\frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$

% en volumen= $\frac{10 \text{ ml}}{40 \text{ ml}} \times 100$

% en volumen= 25 %

Partes por millón

- La concentración de una solución muy diluida se puede expresar en **partes por millón o ppm**. Esta unidad se define como el número de miligramos de soluto presentes en un kilogramo de solución. Para soluciones acuosas en las que un kilogramo de solución tiene un volumen aproximado de un litro, se emplea la relación:

$$\text{partes por millón} = \text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

1 ppm corresponde a 1 mg de soluto por litro de solución.

Las concentraciones máximas aceptables de sustancias tóxicas se expresan comúnmente en ppm.

Partes por millón

- La concentración máxima permisible de arsénico en agua potable es de 0.05 ppm, esto es, 0.05 mg de arsénico por litro de agua.

Partes por millón

- Una muestra de 500 ml de solución acuosa contiene 2.20 mg de ión fluoruro F^{-1} . Determinar las partes por millón de ión fluoruro F^{-1} .

Datos:

Peso del soluto= 2.20 mg

Volumen de solución= 500 ml

Fórmula:

ppm= mg de soluto

litro de solución

Sustitución:

ppm= 2.20 mg de soluto
0.5 litros de solución

Resultado

ppm= 4.4 mg/litro=

ppm= 4.4

Partes por millón

Una muestra de 500 ml de agua contiene 1.80 mg de ión Mg^{+2} ¿Cuál es la concentración de ión Mg^{+2} en ppm?

Datos:

peso de soluto: 1.80 mg

Fórmula:

ppm= $\frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}$

Sustitución:

ppm= $\frac{1.80 \text{ mg de } Mg^{+2}}{0.5 \text{ litros de solución}}$ = 3.60 mg/litro

Resultado: 3.60 ppm

PROBLEMA RESUELTO

- Se analiza el agua de un río contaminado encontrándose que presenta 75 ppm de plomo. ¿Qué cantidad de plomo habrá en 10 litros de agua?

Datos

[Pb]= 75 ppm

V solución= 10 litros

Fórmula

ppm= $\frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}$

Despeje:

mg de Pb= ppm x litro de solución

Sustitución:

mg de Pb= 75 $\frac{\text{mg}}{\text{litro}}$ x 10 ~~litros~~ de solución

Resultado: 750 mg de Pb

Concentración en unidades químicas

- Molaridad: es el número de moles que se encuentran disueltos o contenidos en un litro de solución.
- $M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$



← Aforo

Se utiliza un matraz aforado para preparar soluciones cuya concentración se expresa en molaridad. Para preparar una solución 1 M, se coloca un mol de soluto en el matraz y se va agregando agua hasta la marca de aforo de un litro.

Problemas resueltos

- ¿Cuál será la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 40 g hidróxido de sodio en agua para formar un litro de solución?

Datos

M=?

Peso soluto= 40 g

Peso molecular del NaOH=?

Fórmula

$$M = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Molaridad

- Se requiere determinar el peso molecular de NaOH:
Pesos atómicos: Na= 23 uma, O= 16 uma, H= 1 uma

$$\text{Na} = 23 \text{ uma} \quad \times 1 = 23 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \quad \times 1 = 16 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \quad \times 1 = \underline{1 \text{ uma}}$$
$$40 \text{ uma}$$

Se determina el número de moles del soluto:

$$n = \frac{\text{Peso en gramos de soluto}}{\text{Peso molecular}}$$

$$n = \frac{40 \text{ gramos}}{40 \text{ g/mol}}$$
$$n = 1 \text{ mol}$$

Molaridad

- Se determina la molaridad de la solución:

$$M = \frac{\text{número de moles}}{1 \text{ litro de solución}}$$

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ litro}}$$

$$M = 1 \text{ M}$$

La solución es 1 molar.

Molaridad

- ¿Cuál será la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 71 gramos de sulfato de sodio Na_2SO_4 en agua para formar un litro de solución ?

Datos

M=?

Peso en gramos de soluto= 71 g

Peso molecular del Na_2SO_4 = ?

Fórmula

$$M = \frac{\text{núm. de moles}}{\text{litro de solución}}$$

Se determina el peso molecular del Na_2SO_4 :

Pesos atómicos: Na= 23 uma, S= 32 uma, O= 16 uma

MOLARIDAD

- Peso molecular del Na_2SO_4 :

$$\begin{array}{r} \text{Na} = 23 \text{ uma} \quad \times \quad 2 = 46 \text{ uma} \\ \text{S} = 32 \text{ uma} \quad \times \quad 1 = 32 \text{ uma} \\ \text{O} = 16 \text{ uma} \quad \times \quad 4 = \underline{64 \text{ uma}} \\ \hline 142 \text{ uma} \end{array}$$

Se determina el número de moles de la solución:

$$n = \frac{71 \text{ gramos de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ gramos /mol}} = n = 0.5 \text{ mol}$$

Se determina la molaridad de la solución:

$$M = \frac{0.5 \text{ mol}}{1 \text{ litro de solución}} = M = 0.5 \text{ M molar}$$

Molalidad

- La molalidad es el número de moles de soluto que se encuentran disueltos o contenidos en 1 kg de solvente.

$$m = \frac{\text{número de moles de soluto}}{1 \text{ kg de solvente}}$$

Molalidad

- ¿Cuál será la molalidad de una solución que se preparara disolviendo 50 g de glucosa $C_6H_{12}O_6$ en 500 ml de agua?

Datos

m=?

Peso del soluto= 50 g

Peso del solvente= 500 ml

Fórmula

$$m = \frac{\text{núm. de moles}}{\text{kg de solvente}}$$

Se determina el número de moles de soluto.

$$n = \frac{\text{Peso en gramos de soluto}}{\text{Peso molecular}}$$

$$n = \frac{50 \cancel{\text{g}} \text{ de } C_6H_{12}O_6}{180 \cancel{\text{g/mol}}}$$
$$n = 0.28 \text{ mol}$$

Molalidad

- Se determina el peso molecular de la glucosa $C_6H_{12}O_6$

Pesos atómicos C= 12 uma, H= 1 uma, O= 16 uma

$$C = 12 \text{ uma} \times 6 = 72 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 12 = 12 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 6 = \underline{96 \text{ uma}}$$
$$180 \text{ uma}$$

Se determina la molalidad de la solución:

$$m = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

$$m = \frac{0.28 \text{ mol}}{0.5 \text{ kg}}$$

$$m = 0.56 \text{ m}$$

$$500 \text{ ml de agua} = 500 \text{ g} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.5 \text{ kg}$$

Molalidad

- Calcular la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 17 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 250 ml de agua.

- Datos

Fórmula

$m = ?$

$m = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$

Peso de soluto = 17 g

kg de solvente

Volumen de solvente = 250 ml = 250 g

Conversión:

$$250 \text{ g} \cancel{/g} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{/g}} = 0.25 \text{ kg}$$

Molalidad

- Se determina el número de moles de soluto presentes en la solución:

$$\text{núm. de moles } n = \frac{\text{Peso en g. de soluto}}{\text{Peso molecular en gramos/mol}}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$n = \frac{17 \text{ g. de sacarosa}}{342 \text{ g/mol}} = 0.0497 \text{ mol}$$

Se calcula la molalidad de la solución:

$$m = \frac{0.049 \text{ mol}}{0.25 \text{ litros}} = 0.1988 \text{ mol/litro} \quad m \approx 0.2$$

el signo \approx significa aproximadamente igual a

Problemas resueltos

- Se disuelven 80 g de NaCl en agua para formar 1 litro de solución. Calcular la molaridad de la solución.

Datos

Fórmula

M=?

M= número de moles de soluto

Peso de soluto= 80 g

litro de solución

Se determina el número de moles de soluto.

n= Peso en gramos de soluto
Peso molecular

n= 80 g de NaCl
58.5 g/mol

n= 1.37

Problemas resueltos

- Se determina el peso molecular del NaCl:

$$\text{Na} = 23 \text{ uma} \quad \times \quad 1 = 23 \text{ uma}$$

$$\text{Cl} = 35.5 \text{ uma} \quad \times \quad 1 = \underline{35.5 \text{ uma}}$$
$$58.5 \text{ uma}$$

Se determina la molaridad de la solución:

$$M = \frac{\text{n de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$M = \frac{1.37 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} \quad M = 1.37 \text{ Molar}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- ¿Cuántos gramos de nitrato de plata AgNO_3 se necesitan para preparar 200 ml de una solución 0.2 M de este compuesto?

Datos

Peso de soluto= ?

Volumen de solución= 200 ml

M= 0.2 M

Conversión:

$$200 \text{ ml} \cancel{\text{}} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ ml} \cancel{\text{}}} = 0.2 \text{ litros}$$

De la fórmula de molaridad se despeja el núm. de moles de soluto:

$$n = M \times \text{litro de solución}$$

Fórmula

$$M = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Problema resuelto

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$n = 0.2 \frac{\text{mol}}{\text{litro}} \times 0.2 \frac{\text{litros}}{\text{litro}} \quad n = 0.04 \text{ mol}$$

Se determina el peso molecular del AgNO_3 :

Pesos atómicos: Ag= 107.9 uma, N= 14 uma, O= 16 uma

$$\text{Ag} = 107.9 \text{ uma} \times 1 = 107.9 \text{ uma}$$

$$\text{N} = 14 \text{ uma} \times 1 = 14 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 3 = \underline{48} \text{ uma}$$

$$169.9 \text{ uma}$$

Problema resuelto

$$n = \frac{\text{Peso en g de AgNO}_3}{\text{Peso molecular}}$$

Se despeja el peso en gramos de soluto:

$$\text{Peso en g de AgNO}_3 = n \times \text{PM}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$\text{Peso en g} = 0.04 \text{ mol} \times 169.9 \frac{\text{gramos}}{\text{mol}}$$

$$\text{Peso en g} = 6.8 \text{ g de AgNO}_3$$

Problema resuelto

- ¿Cuántos gramos de KMnO_4 permanganato de potasio se requieren para preparar 250 ml de una solución 0.1 M de ese compuesto?

Datos:

Peso en g de soluto= ?

Volumen de solución= 250 ml

M= 0.1 M

Fórmula

$$M = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Conversión:

$$250 \cancel{\text{ ml}} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \cancel{\text{ ml}}} = 0.25 \text{ litros}$$

Problema resuelto

- De la fórmula de molaridad se despeja el núm. de moles:

$$n = M \times \text{litro}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$n = 0.1 \frac{\text{moles}}{\text{litro}} \times 0.25 \text{ litro} \quad n = 0.025 \text{ mol}$$

De la fórmula núm. de moles $n = \frac{\text{Peso en gramos de KMnO}_4}{\text{Peso molecular}}$

Se despeja el peso en gramos de KMnO_4 :

$$\text{Peso en gramos de KMnO}_4 = n \times \text{PM}$$

$$\text{Peso en g KMnO}_4 = 0.025 \text{ mol} \times 157.94 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso en g KMnO}_4 = 3.9485 \text{ g}$$

Problemas resueltos

- Se determina el peso molecular del KMnO_4 :

Pesos atómicos K= 39 uma, Mn= 54.94 uma O= 16

$$\text{K} = 39 \text{ uma} \times 1 = 39 \text{ uma}$$

$$\text{Mn} = 54.94 \text{ uma} \times 1 = 54.94 \text{ uma}$$

$$\begin{array}{r} \text{O} = 16 \text{ uma} \times 4 = 64 \text{ uma} \\ \hline 157.94 \text{ uma} \end{array}$$

$$\text{Peso en g de } \text{KMnO}_4 = 3.9485 \text{ g}$$

Problemas resueltos

- Una solución contiene 20 g de ácido acético $\text{CH}_3\text{-COOH}$ en 250 g de agua. ¿Cuál es la concentración de la solución expresada en molalidad?

- Datos

Peso en g. de soluto= 20 g

Peso de agua= 250 g

m= ?

Fórmula

$$m = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Para determinar el núm. de moles de soluto se determina el peso molecular del $\text{CH}_3\text{-COOH} = \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Pesos atómicos: C= 12 uma, H= 1, O= 16 uma

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 2 = 24 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \times 4 = 4 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 2 = \underline{32 \text{ uma}}$$

$$60 \text{ uma}$$

Problemas resueltos

- Se determina el número de moles de la solución:

$$n = \frac{\text{Peso en gramos de soluto}}{\text{Peso molecular}} \quad n = \frac{20 \cancel{\text{ g}}}{60 \cancel{\text{ g/mol}}} \quad n = 0.333 \text{ mol}$$

Se determina la molalidad de la solución:

$$m = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}} \quad m = \frac{0.333 \text{ mol}}{0.25 \text{ kg}} \quad m = 1.33$$

Nota: los 250 g de agua se convierten a kg:

$$250 \cancel{\text{ g}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = 0.250 \text{ kg}$$

Problema resuelto

Una solución de alcohol etílico en agua es 1.60 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2000 g de agua?

Datos

$$m = 1.6$$

Peso en g de soluto = ?

kg de solvente = 2 kg

Fórmula

$$m = \frac{\text{núm. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Se despeja el núm. de moles de soluto de la fórmula de molalidad

$$m = \frac{\text{núm de moles de soluto } n}{\text{kg de solvente}} \quad n = m \times \text{kg}$$

$$n = 1.60 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \times 2 \text{ kg} \quad n = 3.2 \text{ mol}$$

MOLALIDAD

- Se determina el peso molecular del etanol C_2H_6O :

Pesos atómicos: C= 12 uma, H= 1 uma, O= 16 uma

$$C = 12 \text{ uma} \times 2 = 24 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 6 = 6 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 1 = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$46 \text{ uma}$$

De la fórmula de núm. de moles se despeja el peso en gramos del etanol:

$$n = \frac{\text{peso en gramos de solvente}}{\text{Peso molecular}} \quad \text{Peso en gramos} = n \times \text{Peso molecular}$$

$$\text{Peso en gramos de etanol} = 3.2 \cancel{\text{ mol}} \times 46 \cancel{\text{ g/mol}}$$

$$\text{Peso en gramos de etanol} = 147.2 \text{ g}$$

Fracción molar

- La fracción molar de un componente es la relación entre el número de moles de ese componente y el total de moles presentes en la solución.

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una solución es igual a 1.

Problema resuelto

- Una solución de ácido clorhídrico contiene 36 g de HCl en masa. Calcular la fracción molar de HCl en la solución.

Consideramos 100 g de solución:

Fórmula

$$\text{Fracción molar } X_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Determinamos el número de moles de cada sustancia:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{\text{Peso en g de HCl}}{\text{Peso molecular g/mol}}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{36 \cancel{\text{ g}}}{36.5 \cancel{\text{ g/mol}}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0.986 \text{ mol}$$

Fracción molar

- Peso molecular del HCl a partir de sus pesos atómicos:

H= 1 uma, Cl= 35.5 uma

$$H= 1 \text{ uma} \times 1 = 1 \text{ uma}$$

$$Cl= 35.5 \text{ uma} \times 1 = 35.5 \text{ uma}$$

$$\hline 36.5 \text{ uma}$$

Se determina el número de moles de agua en la solución:

$$n_{H_2O} = \frac{64 \text{ g de } H_2O}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n_{H_2O} = 3.55 \text{ mol}$$

Determinamos la fracción molar del HCl en la solución:

$$X_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{n_{HCl} + n_{H_2O}}$$

$$X = \frac{0.986 \text{ mol}}{0.986 \text{ mol} + 3.55 \text{ mol}} = \frac{0.986 \text{ mol}}{4.536 \text{ mol}}$$

$$X_{HCl} = 0.217$$

Fracción molar

- Si una solución contiene 4 moles de etanol y 12 moles de agua, la fracción molar del etanol será:

$$X_{\text{ETANOL}} = \frac{4 \text{ moles de etanol}}{4 \text{ moles de etanol} + 12 \text{ moles de agua}}$$

$$X_{\text{ETANOL}} = \frac{4 \text{ mol}}{16 \text{ mol}} = 0.25$$

$$X_{\text{AGUA}} = \frac{12 \text{ mol}}{16 \text{ mol}} = 0.75$$

La suma de las dos fracciones molares es igual a 1.

Fracción molar

- Se disuelven 25 g de metanol $\text{CH}_3\text{-OH}$ en 50 g de agua. Calcular la fracción molar del metanol y del agua en la solución:

Se determina el número de moles del metanol:

$$n \text{ de compuesto} = \frac{\text{Peso en gramos de compuesto}}{\text{Peso molecular g/mol}}$$

Peso molecular del metanol $\text{CH}_3\text{-OH}$:

Pesos atómicos: H= 1 uma, C= 12 uma

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \times 4 = 4 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 1 = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$32 \text{ uma}$$

Fracción molar

Se determina el número de moles del metanol:

$$n_{\text{CH}_3-\text{OH}} = \frac{25 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} \quad n_{\text{CH}_3-\text{OH}} = 0.781 \text{ mol}$$

- Se determina el número de moles del agua:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 2.77 \text{ mol}$$

Se determina la fracción molar del metanol y del agua:

Fracción molar de componente: $\frac{\text{número de moles del componente}}{\text{número total de moles}}$

Fracción molar

- Se determina la fracción molar del metanol:

$$X_{\text{Metanol}} = \frac{0.78 \text{ mol}}{0.78 \text{ mol} + 2.77 \text{ mol}} \quad X_{\text{Metanol}} = 0.22$$

Se determina la fracción molar del agua

$$X_{\text{AGUA}} = \frac{2.77 \text{ mol}}{0.78 \text{ mol} + 2.77 \text{ mol}} \quad X_{\text{Agua}} = 0.78$$

PROBLEMA PROPUESTO

- Determinar la fracción molar de cada componente de una solución que se prepara con 36 g de agua y 46 g de glicerina.

Fórmula molecular de la glicerina: $C_3H_8O_3$

Respuestas.

$$\begin{array}{r} X_{\text{GLICERINA}} = 0.1353 \\ X_{\text{AGUA}} = \frac{0.8646}{0.9999} \approx 1 \end{array}$$

Equivalente-gramo de ácidos y bases

- El equivalente-gramo (eq-g) de un ácido es el peso en gramos de éste que puede producir un mol de H^+ .
- El equivalente-gramo (eq-g) de una base es el peso en gramos de la base que puede consumir un mol de iones H^+ , o bien, el equivalente-gramo de una base es el peso en gramos de base que puede producir un mol de iones OH^{-1} .
- Un equivalente-gramo de cualquier ácido neutraliza un equivalente-gramo de cualquier base.
- En la reacción de neutralización:



Un mol de HCl libera un mol de H^{+1} y neutraliza un mol de OH^{-1} liberado por un mol de NaOH.

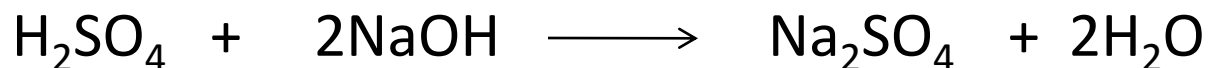
Equivalente-gramo de ácidos y bases

$$\text{Eq-g del HCl} = \frac{\text{Peso molecular del HCl}}{\text{núm. de H}^+ \text{ producidos}} = \text{Peso Molecular del HCl}$$

$$\text{Eq-g de NaOH} = \frac{\text{Peso molecular del NaOH}}{\text{núm. de OH}^- \text{ producidos}} = \frac{\text{PM}}{1} = \text{Peso molecular del NaOH}$$

Equivalente-gramo de ácidos y bases

- En la reacción:



El ácido sulfúrico libera 2 iones H^{+1} para neutralizar 2 iones OH^{-1} que el hidróxido de sodio libera.

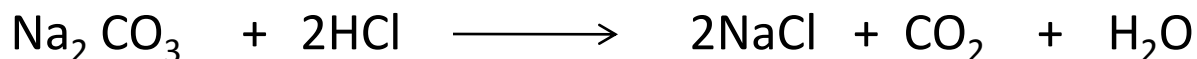
$$\text{El eq-g del } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{Peso molecular en g}}{\text{núm. de } \text{H}^{+1}} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

EQUIVALENTE-GRAMO DE ÁCIDOS Y BASES

- En general el equivalente-gramo de un compuesto, ácido o base, se determina dividiendo el peso de un mol del compuesto entre el número de iones H^{+1} o de iones OH^{-1} reemplazables en una reacción de neutralización. Ejemplo:
- Eq-g de HCl= $\frac{\text{Peso molecular del HCl}}{\text{un } H^{+1}} = \frac{36.5 \text{ g}}{1} = 36.5 \text{ g.}$

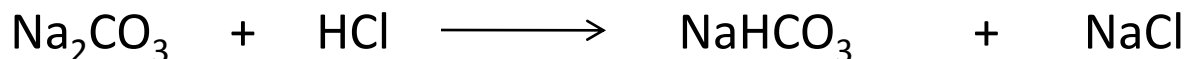
Equivalente-gramo de una sal

- El peso equivalente de una sal se define en función del empleo de la sal como ácido o como base. El peso equivalente puede ser variable.
- El carbonato de sodio Na_2CO_3 , por ejemplo, puede reaccionar con HCl en dos formas:



En esta reacción, la sal Na_2CO_3 actúa como si tuviera dos equivalentes por mol, es decir, su peso equivalente = peso molecular/2.

En la reacción:



El carbonato de sodio actúa como si tuviera un equivalente por mol, es decir, su peso equivalente = peso molecular/1

Problema resuelto

- Calcular el equivalente-gramo del hidróxido de calcio Ca(OH)_2 .

Determinamos el peso molecular del compuesto:

Pesos atómicos: Ca= 40 uma, O= 16 uma, H= 1 uma

$$\begin{array}{r} \text{Ca} = 40 \text{ uma} \times 1 = 40 \text{ uma} \\ \text{O} = 16 \text{ uma} \times 2 = 32 \text{ uma} \\ \text{H} = 1 \text{ uma} \times 2 = \underline{2 \text{ uma}} \\ \hline 74 \text{ uma} \end{array}$$

Un mol de Ca(OH)_2 tiene 2 iones OH^{-1} , por tanto:

$$\text{Peso equivalente del } \text{Ca(OH)}_2 = \frac{\text{Peso molecular}}{2}$$

$$\text{Peso equivalente-g del } \text{Ca(OH)}_2 = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

Equivalente-gramo

- ¿Cuántos equivalentes hay en 219 g de HCl?
- El eq-g de HCl= $\frac{\text{Peso molecular en g}}{\text{núm. de H}^{+1}} = \frac{36.5 \text{ g}}{1} = 36.5 \text{ g}$

Peso molecular de HCl, a partir de sus pesos atómicos:

H= 1 uma, Cl= 35.5 uma

H= 1 uma x 1 = 1 uma

Cl= 35.5 uma x 1= 35.5 uma
36.5 uma

Establecemos la relación: si en 36.5 g de HCl hay un equivalente, entonces en 219 g de ese compuesto habrá:

36.5 g de HCl	—	1 eq.
219 g de HCl	—	x

Equivalente-gramo

Despejamos la incógnita:

$$x = \frac{219 \cancel{\text{g}} \times 1 \text{ eq.}}{36.5 \cancel{\text{g}}}$$

Resultado:

$$X = 6 \text{ eq.}$$

Problema resuelto

- ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico H_2SO_4 hay en 4 equivalentes?

$$\text{eq-g de H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{Peso molecular en g}}{\text{núm. de H}^{+1}} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

Establecemos la relación: si 1 equivalente de H_2SO_4 tiene 49 g, 4 equivalentes de este ácido contendrán:

$$1 \text{ eq.} \quad \text{—} \quad 49 \text{ g}$$

$$4 \text{ eq.} \quad \text{—} \quad X$$

Problemas resueltos

- Despejamos la incógnita:

$$x = \frac{49 \text{ g} \times 4 \text{ eq.}}{1 \text{ eq.}}$$

$$x = 196 \text{ g}$$

Peso equivalente

1. Hallar el peso equivalente del HBr, suponiendo la neutralización completa.
2. Hallar el peso equivalente del KOH suponiendo la neutralización completa.

Respuestas:

1. 80.92 g
2. 56 g

NORMALIDAD

La normalidad de una solución es el número de pesos equivalente-gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\text{número de pesos equivalente-gramo de soluto}}{1 \text{ litro de solución}}$$

NORMALIDAD

- ¿Cuál será la normalidad de una solución que contiene 7.88 g de ácido nítrico HNO_3 por litro de solución?

Peso eq de HNO_3 = peso formular = 63

La solución de HNO_3 1 N contiene 63 g de HNO_3 por litro de solución, establecemos una relación (regla de tres):

$$\begin{array}{rcl} 63 \text{ g de } \text{HNO}_3 & \text{—} & 1 \text{ N} \\ 7.88 \text{ g de } \text{HNO}_3 & \text{—} & X \end{array}$$

Despejamos la incógnita:

$$x = \frac{7.88 \text{ g de } \text{HNO}_3 \times 1 \text{ N}}{63 \text{ g de } \text{HNO}_3}$$

Resultado

$$X = 0.125 \text{ N}$$

Normalidad

¿Cuál será la normalidad de una solución que resulta de disolver 49 g de ácido sulfúrico H_2SO_4 en 500 ml de solución?

$$\text{Peso equivalente del } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98.1}{2} = 49 \text{ g/eq-g}$$

En 98 g de H_2SO_4 hay 2 eq-g, en 49 g hay 1 eq-g, por tanto, la concentración será:

$$N = \frac{\text{núm. de pesos equivalente-gramo}}{\text{litro de solución}}$$

$$N = \frac{1 \text{ eq-g}}{0.5 \text{ litros}}$$

$$N = 2 \text{ N}$$

NORMALIDAD

- Problema propuesto:

Se disuelve 80 g de NaCl en agua hasta obtener un litro de solución. Expresar la concentración de normalidad.

Respuesta = 1.37 N

Dilución

La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una disolución más concentrada.

En la dilución se obtiene mayor cantidad de disolución mediante la adición de mayor cantidad de solvente (agua) pero el número de moles de la disolución inicial no cambia. Es decir:

núm. de moles antes de la dilución = núm. de moles después de la dilución

y como $n = M \times \text{litro de disolución}$, entonces:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

en donde:

M_1 = Molaridad de la disolución inicial

V_1 = Volumen de la disolución inicial

M_2 = Molaridad de la disolución final

V_2 = Volumen de la disolución final

Problemas resueltos de Dilución

- Se desean preparar 500 ml de una disolución 1.78 M de H_2SO_4 a partir de una disolución concentrada 8.61 M de H_2SO_4 . Calcular el volumen requerido de la disolución inicial.

Datos

$$M_1 = 8.61 \text{ M}$$

$$V_1 = ?$$

$$M_2 = 1.78 \text{ M}$$

$$V_2 = 500 \text{ ml}$$

Fórmula

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Despeje

$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

DILUCIÓN

- Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$V_1 = \frac{1.78 \text{ M} \cancel{\text{}} \times 500 \text{ ml}}{8.61 \text{ M} \cancel{\text{}}}$$

$$V_1 = 103.4 \text{ ml}$$

Problemas resueltos

- A 25 ml de una solución de KNO_3 nitrato de potasio 0.866 M se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución es de 500 ml. Cuál es la concentración final de la disolución?

• Datos

$$M_1 = 0.866 \text{ M}$$

$$V_1 = 25 \text{ ml}$$

$$V_2 = 500 \text{ ml}$$

$$M_2 = ?$$

Fórmula

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Despeje

$$M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$M_2 = \frac{0.866 \text{ M} \times 25 \text{ ml}}{500 \text{ ml}}$$

$$M_2 = 0.043 \text{ M}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- Se tienen 505 ml de una disolución de HCl 0.125 M y se quiere diluir para hacerla exactamente 0.1 M. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse?

Datos	Fórmula
$M_1 = 0.125 \text{ M}$	$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$
$V_1 = 505 \text{ ml}$	
$M_2 = 0.1 \text{ M}$	Despeje
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{V_1 \times M_1}{M_2}$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$V_2 = \frac{505 \text{ ml} \times 0.125 \text{ M}}{0.1 \text{ M}} \quad V_2 = 631.25 \text{ ml}$$

Dilución

- Este es el volumen final de la disolución, a éste se le resta el volumen de la solución inicial para obtener el volumen de agua que se debe agregar:

$$\begin{array}{r} 631.25 \text{ ml} \quad \text{solución final} \\ - \quad \underline{505.0 \text{ ml}} \quad \text{solución inicial} \\ 126.25 \text{ ml} \quad \text{volumen de agua} \end{array}$$

Problemas resueltos

- Se tienen 200 ml de una solución 1.5 M de HCl ¿A cuántos ml debe diluirse para obtener una solución 0.3 M?

Datos

$$M_1 = 1.5 \text{ M}$$

$$V_1 = 200 \text{ ml}$$

$$V_2 = ?$$

$$M_2 = 0.3 \text{ M}$$

Fórmula

$$V_1 M_1 = V_2 M_2$$

Despeje

$$V_2 = \frac{V_1 M_1}{M_2}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$V_2 = \frac{200 \text{ ml} \times 1.5 \text{ M}}{0.3 \text{ M}} \quad V_2 = 1000 \text{ ml}$$

Dilución

- Se requieren preparar 50 ml de solución 2 M de NaOH a partir de una solución 10 M de ese compuesto. ¿Cuántos mililitros de la solución concentrada se deben diluir?

Datos

Fórmula

$$V_1 = ?$$

$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$

$$M_1 = 10 \text{ M}$$

$$V_1 = \frac{V_2 \times M_2}{M_1}$$

$$V_2 = 50 \text{ ml}$$

$$M_1$$

$$M_2 = 2 \text{ M}$$

Se sustituyen los valores conocidos en la fórmula:

$$V_1 = \frac{50 \text{ ml} \times 2 \text{ M}}{10 \text{ M}} \quad V_1 = 10 \text{ ml}$$

Problemas propuestos

1. ¿Cuál es la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 2.70 g de $\text{CH}_3\text{-OH}$ metanol en 25 g de agua?
1. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución que se prepara disolviendo 2 ml de hexano C_6H_{14} en benceno C_6H_6 hasta un volumen de 9 ml?

Respuestas:

- 1) 3.37 m
- 2) 22.22 % en volumen de hexano

BIBLIOGRAFÍA

Fundamentos de Química
Hein, Morris. Arena, Susan.
Thomson Learning
2003

Fundamentos de Química General
Garzón G. Guillermo
McGraw-Hill
1993

Química la ciencia central
L. Brown, Theodore. LeMay H, Eugene.
Pearson Education.
1997