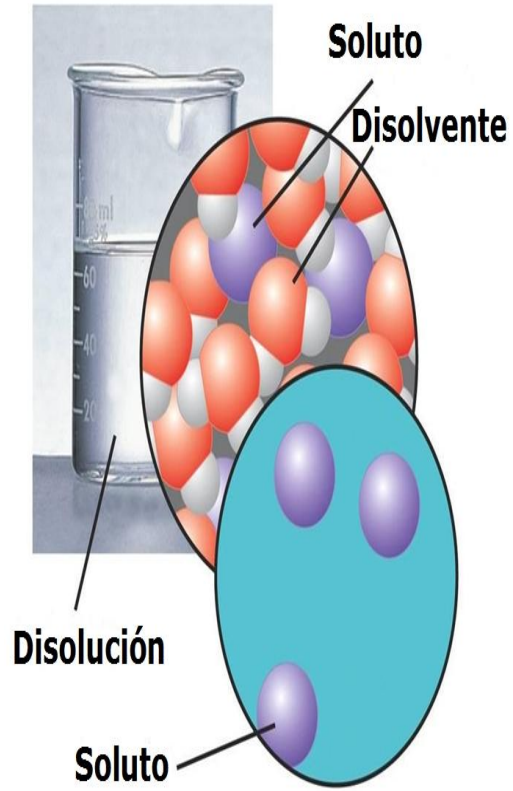
Subunidad 3.2: Definición y características.

Solución: mezcla homogénea de dos o más sustancias puras de un soluto (sustancia disuelta) distribuida uniformemente en un disolvente (sustancia que disuelve), cuyo tamaño de las partículas es menor a 0,001 µm.



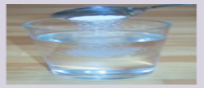
Características generales

1. Las proporciones relativas de solutos y solvente se mantienen en cualquier cantidad que tomemos de la disolución (por pequeña que sea la gota).
2. Cuando el soluto se disuelve, este pasa a formar parte de la disolución.

- Al disolver una sustancia, el volumen final es diferente a la suma de los volúmenes del disolvente y el soluto, debido a que los volúmenes no son aditivos.
- La cantidad de soluto y de disolvente se encuentran en proporciones variables entre ciertos límites. Normalmente el disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto.
- Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación;
- la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de este.
- Sus propiedades físicas dependen de su concentración:
  - Disolución **HCl** 12 mol/L; densidad = 1,18 g/cm³
  - Disolución **HCl** 6 mol/L; densidad = 1,10 g/cm³
- Las propiedades químicas de los componentes de una disolución no se alteran.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

1. **Según el estado físico del soluto y del disolvente**

Ejemplos de los Tipos de Soluciones				
Estado de la Disolución	Estado del disolvente	Estado del Soluto	Ejemplo	Gráficos
Gas	Gas	Gas	Aire	
Liquido	Liquido	Gas	Oxígeno en Agua	
Liquido	Liquido	Liquido	Alcohol en Agua	
Liquido	Liquido	Solido	Azúcar en Agua	
Solido	Solido	Gas	Hidrogeno en Platino	
Solido	Solido	Liquido	Amalgamas	
Solido	Solido	Solido	Aleaciones	

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

2. Según la conductividad de las disoluciones:

a) No electrolitos. - cuyas disoluciones acuosas no conducen la corriente eléctrica. Estas sustancias son generalmente de tipo molecular, y se disuelve como moléculas, la mayor parte de los no electrolitos son orgánicos. Ej.: Azúcar (C12H22O11 en agua).

$$C12H22O11(s) \rightarrow C12H22O11(ac)$$

b) Electrolitos. – cuyas disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica, estas sustancias existen en disoluciones como iones. Los iones cargados migran al aplicarles un campo eléctrico, transportando la corriente eléctrica. Ejemplo el NaCl, disuelto en agua los iones Na^+ y Cl^- se liberan. El proceso de disolución se representa.

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

TABLA 4.1 Clasificación de solutos en disolución acuosa

Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH_3COOH	$(NH_2)_2CO$ (urea)
HNO_3	HF	CH_3OH (metanol)
$HClO_4$	HNO_2	C_2H_5OH (etanol)
H_2SO_4*	NH_3	$C_6H_{12}O_6$ (glucosa)
NaOH	$H_2O^\dagger$	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa)
$Ba(OH)_2$		
Compuestos iónicos		

* H_2SO_4 tiene dos iones H^+ ionizables.
† El agua pura es un electrólito extremadamente débil.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

3. Por su concentración:

- **3.1 soluciones cualitativas.-**clasificación no toma en cuenta la cantidad numérica de soluto y disolvente presentes, y dependiendo de la proporción entre ellos se clasifican de la siguiente manera: **Disolución diluida**: es aquella en donde la cantidad de soluto que interviene está en mínima proporción en un volumen determinado.
- **Disolución concentrada**: tiene una cantidad considerable de soluto en un volumen determinado.
- **Disolución saturada:** tienen la mayor cantidad posible de soluto para una temperatura y presión dadas. En ellas existe un equilibrio entre el soluto y el disolvente, la disolución esta próxima a la saturación.
- **Disolución no saturada. -** contiene menor concentración de soluto que la disolución saturada., no está en equilibrio., si se añade más soluto este se disuelve.
- **Disolución sobresaturada:** contiene más soluto del que puede existir en equilibrio a una temperatura y presión dadas. Si se calienta una solución saturada se le puede agregar más soluto; si esta solución es enfriada lentamente y no se le perturba, puede retener un exceso de soluto pasando a ser una solución sobresaturada.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

3.2 unidades de concentración cuantitativas:

3.2.1 Unidades físicas de concentración.- se expresa la concentración en términos de porcentaje (partes por cien). Las unidades físicas más importantes de concentración para soluciones líquidas son:

- porcentaje peso a peso (P/P) = $\frac{masa\ de\ soluto}{(masa\ \ de\ solución\ )}\ x100\%$
- porcentaje peso - volumen (P/V) = $\frac{masa\ \ de\ soluto}{(volumen\ \ de\ solución\ )}\ \ x100\%$
- porcentaje volumen a volumen (V/V) = $\frac{volumen\ \ de\ soluto}{(volumen\ \ de\ solución\ )}\ x100\%$
- Partes por millón (ppm) = $C_{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de solución (L)}}$; Cppm = $\frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ solución}\ x\ 10^6\ ppm$

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Concentración en porcentaje. – (Porcentaje en peso %P/P). - describe la cantidad de soluto presente en 100g de solución:
Cuando la fracción de masa es la fracción de soluto y el porcentaje que se calcula es el porcentaje de soluto, tenemos:

$$\%\ \boldsymbol{soluto} = \frac{\boldsymbol{masa\ de\ soluto}}{(\boldsymbol{masa\ de\ soluto} + \boldsymbol{masa\ de\ solvente})}\boldsymbol{x\ 100} = \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ \ de\ solución} x100\%$$

Si la fracción de masa es la fracción de solvente, entonces el porcentaje que se establece es:

$$\%\ \boldsymbol{solvente} = \frac{\boldsymbol{gramos\ de\ solvente}}{\boldsymbol{gramos\ de\ soluto} + \ \boldsymbol{gramos\ de\ solvente}}\boldsymbol{x\ 100}$$

$$= \frac{\boldsymbol{gramos\ de\ solvente}}{(\boldsymbol{gramos\ de\ solución}\ )}\ \mathbf{x\ 100}$$

Gramos de solución = gramos de soluto + gramos de solvente

Puesto que una disolución está formada de un soluto en un solvente, conocido un porcentaje por diferencia de 100g se puede obtener el otro.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Porcentaje peso-volumen (%P/V). – se usa para indicar la composición de soluciones acuosas diluidas de reactivos sólidos. Por ejemplo, una solución acuosa diluida de reactivos sólidos de AgNO3 al 5% se refiere, a una solución preparada mediante la disolución de 5g de AgNO3 en suficiente agua para dar 100ml de solución.

$$\% \text{ soluto} = \frac{g\ soluto}{mililitros\ \ de\ solución} \text{ x100}$$

Porcentaje volumen a volumen (%V/V). - se usa para especificar la concentración de una solución preparada al diluir un líquido puro con otro líquido. se emplea para expresar concentraciones de líquidos y expresar el volumen de soluto en un volumen de 100ml de solución, así la notación es (%V/V). Por ejemplo, una solución de metanol puro al 5% en volumen, se prepara al diluir 5ml de metanol puro con agua hasta dar 100ml. Se expresa:

$$\%\ V/V = \frac{\boldsymbol{volumen\ de\ soluto}}{(\boldsymbol{volumen\ de\ soluto + volumen\ de\ solvente})} x\ 100$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{ml\ soluto}{ml\ de\ solución} \text{ x100}$$

Nota. - para evitar incertidumbre siempre se debe especificar el tipo de composición en porcentaje. El error que resulta hacer una elección equivocada es considerable. Por ejemplo:

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Partes por millón (ppm). – la concentración de soluciones muy diluidas convienen expresarla en ppm, una regla muy práctica para calcular ppm, es recordar que para soluciones acuosas diluidas cuyas densidades son de aproximadamente 1g/ml, 1ppm = 1mg/L, es decir:

$$C_{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de solución (L)}} \qquad \text{Cppm} = \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ solución}\ x\ 10^6\ ppm$$

Donde C_{ppm} es la concentración en partes por millón. Las unidades de masa en el numerador y denominador deben coincidir. para disoluciones más diluidas se pueden usar los 10^9ppb, en lugar de 10^6ppm, por lo que el resultado quedaría expresado en partes por billón.

De la misma manera que el porcentaje significa partes de masa de soluto por 100 partes de masa de solución, las partes por millón significa partes de soluto por cada millón de partes de solución. Así una solución que tiene 5ppm de flúor presenta 5 partes de flúor por un millón de partes de solución. En las soluciones acuosas como la anterior, en las cuales la cantidad de soluto están pequeña, la densidad de la solución es prácticamente la misma que el agua 1g/ml, por lo tanto 1 L de agua es igual a 1Kg. Puesto que en 1Kg hay 1000.000 de miligramos. Las partes por millón suelen escribirse como mg de soluto por Kg de solución.

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física(%P/P)

Ejemplo 1.- Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de KCl en la disolución?

Estrategia Conocemos la masa de soluto disuelto en cierta cantidad de disolvente. Por tanto, podemos calcular el porcentaje en masa de KCl mediante la ecuación:

Solución:

$$\text{porcentaje en masa de KCl} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% = \frac{0.892\,g}{0.892\ \text{g} + 54.6\ \text{g}} \times 100\% = 1.61\%$$

Ejemplo 2.- cuando gramos de agua deberán usarse para disolver 150g de NaCl para producir una solución al 20% en peso?

Solución

Masa(g) soluto NaCl= 150g %P/P = 20% ¿Masa disolvente H2O=? $\%\ \boldsymbol{soluto} = \frac{\boldsymbol{masa\ de\ soluto}}{(\boldsymbol{masa\ de\ soluto + masa\ de\ solvente})}\ \boldsymbol{x\ 100}$	**Remplazo:** $\frac{150gNaCl}{150g\ NaCl + g\ disolvente}$ x 100 = 20 20 $(150g\ NaCl + g\ disolvente)$= 150gNaCl x 100 3000g NaCl + 20 g H2O = 15000gNaCl Masa (g) disolvente (H2O) = $\frac{(150000-3000)gNaCl}{20}$ = 600g H2O

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (%P/P)

Ejemplo 3.- Describa cómo se preparan 50 g de una disolución de BaCl2 al 12.0%, a partir de BaCl2 · 2H2O y agua destilada o desionizada.

Solución

Una disolución de BaCl2 al 12.0% contiene 12.0 g de BaCl2 por 100 g de disolución, o sea 6.00 g de BaCl2 en 50.0 g de disolución. Sin embargo, se debe partir del hidrato y tomar en cuenta el agua de la molécula al momento de pesar la sustancia. La masa molar de BaCl2 es 108, pero la de BaCl2 · 2H2O es 224. Por consiguiente:

Datos:

BaCl2= 12.0% - 12g en 100g o 6g en 50g

$$\%\ soluto = \frac{\boldsymbol{masa\ de\ soluto}}{(\boldsymbol{masa\ de\ soluto} + \boldsymbol{masa\ de\ solvente})} x\ 100$$

$$\text{g BaCl2. 2H2O} = 6\text{g BaCl x } \frac{244 g BaCl2.2H2O}{208 g\ BaCl2} = 7{,}04\ \text{g } BaCl2.2H2O$$

$$\text{g disolvente (H2O)} = 50\text{g} - 7\text{g} = 43\text{g agua}$$

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (%P/P)

Ejemplo 4.- Calcule la masa del ácido clorhídrica anhidro concentrado (densidad 1,19 g/ml) que contiene 37,23% de HCl en peso.

Solución

D= m/V; m= D x V; m= 1,19g/ml x 5,0 ml = 5,95g solución

$$\textbf{Masa de HCl} = \frac{\%\ \boldsymbol{de\ soluto\ \ x\ masa\ de\ solución}}{\mathbf{100\%}}\ ;\ \ \text{masa HCl} = \frac{\mathbf{37{,}23\%\ x\ 5{,}95}\boldsymbol{g}}{\mathbf{100\%}} = \mathbf{2{,}2\ g\ HCl}$$

$$\textbf{g. HCl} = \textbf{d. sol} \times \textbf{V. Sol x}\ \frac{\%\ \boldsymbol{soluto}}{\mathbf{100}} = 1{,}19\ \text{g/ml} \times 5{,}0\text{ml} \times 0{,}3723 = 2{,}2\ \text{g HCl}$$

Ejemplo 5:-¿Que masa de disolución de NaCl al 5,0% en peso se necesita para tener 3,2g de NaCl

Una disolución de NaCl al 5.0% contiene 5.0 g de NaCl en 100 g de disolución. Entonces,

$$1\text{ g NaCl está contenido en } \frac{100}{5.0}\text{ g de disolución}$$

y

$$3.2\text{ g NaCl están contenidos en } (3.2)\left(\frac{100}{5.0}\text{ g de disolución}\right) = 64\text{ g de disolución}$$

Otro método para resolver el problema utiliza relaciones y proporciones (w es la masa que se desea):

$$\frac{5.0\text{ g NaCl}}{100\text{ g de disolución}} = \frac{3.2\text{ g NaCl}}{w}\text{, entonces}\qquad w = 64\text{ g de disolución}$$

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (%P/V)

Ejemplo 1.- una solución de 400ml contiene disuelto 35g de CuSO4. Calcular la concentración

Datos: P/V? Solución= 400ml Soluto= 35g %soluto=?	$\%\ \text{soluto} = \frac{g\ soluto}{mililitros\ de\ solución} \times 100$ $\%\ \text{soluto} = \frac{35g\ CuSO4}{400\ ml\ solución} \times 100 = 8{,}75\ \%P/V$

Ejemplo 2

Calcule el volumen de ácido sulfúrico concentrado (densidad 1.84 g/mL) que contiene 98% de H_2SO_4 en peso, que se obtendría a partir de 40.0 g de H_2SO_4 puro.

La masa de 1 mL de disolución es 1.84 g y contiene (0.98)(1.84 g) = 1.80 g de H_2SO_4 puro. Entonces, 40 g de H_2SO_4 están contenidos en:

$$\left(\frac{40.0}{1.80}\right)(1\text{ mL de disolución}) = 22.2\text{ mL de disolución}$$

Se puede hacer el planteamiento usando factores de conversión.

$$(40.0\text{ g }H_2SO_4)\left(\frac{100\text{ g de disolución}}{98\text{ g }H_2SO_4}\right)\left(\frac{1\text{ mL de disolución}}{1.84\text{ g de disolución}}\right) = 22.2\text{ mL de disolución}$$

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (%P/V)

Ejemplo 3:

¿Cuánto $NaNO_3$ se necesita para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 70 mg de Na^+/mL?

La masa de Na^+ en 50 mL de disolución es (50 mL)(70 mg/mL) = 3 500 mg = 3.5 g de Na^+. La masa molar d $NaNO_3$ es 85, de los cuales 23 son de sodio. Se hacen los siguientes razonamientos:

$$23\text{ g Na}^+ \text{ están contenidos en } 85\text{ g NaNO}_3$$

$$1\text{ g Na}^+ \text{ está contenido en } \frac{85}{23}\text{ g NaNO}_3$$

y

$$3.5\text{ g Na}^+ \text{ están contenidos en } (3.5)\left(\frac{85}{23}\right)\text{ g} = 12.9\text{ g NaNO}_3$$

También se pueden utilizar factores cuantitativos en un planteamiento. Si se usa w para la masa.

$$w\text{ g NaNO}_3 = (50\text{ mL de disolución})\left(\frac{70\text{ mg Na}^+}{1\text{ mL de disolución}}\right)\left(\frac{85\text{ g NaNO}_3}{23\text{ g Na}^+}\right)\left(\frac{1\text{ g}}{1\,000\text{ mg}}\right) = 12.9\text{ g NaNO}_3$$

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (%V/V)

Ejemplo 1: Calcule el porcentaje de soluto en una solución que contiene 3ml de metanol en 220ml de agua.

Desarrollo: %soluto=? CH3OH = 3ml H2O = 220ml	$\%\ V.soluto = \frac{volumen\ de\ soluto}{volumen\ de\ la\ solución} x\ 100$ Volumen solución= (220ml H2O + 3ml Ch3OH) = 223ml $\%V = \frac{3ml}{223ml}$ x100 = 1,34%

Ejemplo 2: Si se tiene 150ml de una disolución de HCl en H2O al 30%, ¿cuál es la cantidad de HCl y H2O en la solución?

Resolución V. solución=150ml %V/V= 30%	$\%\ V.soluto = \frac{volumen\ de\ soluto}{volumen\ de\ la\ solución} x\ 100$ $30\% = \frac{volumen\ de\ soluto}{150ml}$ x 100 V. soluto= $\frac{30\% \ x\ 150ml}{100\ \%}$ = 45ml soluto Volumen H2O = 150ml-45ml= 150ml H2O

Subunidad 3.1. ejercicios de unidades de concentración física (ppm)

Ejemplo 1: una muestra de agua de 500ml tiene 4mg de F^- ¿Cuántos ppm de fluoruro hay en la muestra?

Datos:

H2O = 500ml ---- 0,5L

$$C_{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Litros de solución}} \quad C_{ppm} = \frac{4\ \text{mg}\ F^-}{0{,}5\text{L}} = 8\text{ppm}$$

F^- = 4mg

¿Ppm F-=?

Ejemplo 2: calcule la ppm de soluto en cada una de las siguientes soluciones:

a) 100mg de Na^+ en 800ml de agua; (b) 2mg de Al en 2L de agua

b) 200mg de NaCl en 800ml de agua. (d) $4x10^{-3}$mg de Au en 800ml de agua de mar

Solución:

(a) Na^+=100mg
H2O= 800ml

$$c_{ppm} = \frac{100\text{mg}\ Na^+}{0{,}8\text{L}} = 125ppm$$

(b) Al^+ = 2mg
H2O= 2L

$$c_{ppm} = \frac{2\ \text{mg}\ Al^+}{2\text{L}} = 1\text{ppm}$$

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Unidades de concentración químicas. –varias expresiones de concentración están basadas en el número de moles de uno de los componentes de la solución, se emplea comúnmente las siguientes unidades químicas de concentración: Fracción molar, Molaridad, Normalidad y molalidad.

UNIDADES QUIMICAS DE CONCENTRACION		
UNIDAD	**EXPRESION MATEMATICA**	**DESCRIPCION**
Molaridad, M	$M = \frac{\text{Moles de Soluto}}{\text{Litro de solución}}$ $M = \frac{\text{moles}}{\text{Litro}}$	Corresponde al número de moles de Soluto por cada litro de solución.
Normalidad, N	$N = \frac{\text{\# de equivalentes-gramo de Soluto}}{\text{Litro de Solución}}$	Expresa el número de equivalentes-gramo de Soluto por cada litro de solución.
Fracción Molar, X	$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ Fracción de Soluto $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ Fracción de Solvente	Se denomina fracción molar al cociente entre el número de moles de un componente de una mezcla (A=soluto y B=solvente) y el número total de moles de todos los componentes.
Molalidad, m	$M = \frac{\text{\# de moles Soluto}}{\text{Kg de Solvente}}$ $m = \frac{\text{moles}}{\text{Kg Solvente}}$	Está definida como el número de moles de Soluto por Kilogramos de solvente.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Fracción Molar. – la fracción molar (X) de un componente A en una disolución viene dada por la relación: La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución debe ser 1:

$$XA + XB + \ldots\ldots = 1 \quad (1)$$

Podemos decir que es el tanto por uno del componente (soluto o solvente), se halla dividiendo el número de moles del soluto o solvente entre el número total de moles de la solución (soluto + solvente).

$$Xsoluto = \frac{moles\ de\ soluto}{mol\ soluto + mol\ disolvente} \quad (2) \qquad Xsolvente = \frac{moles\ del\ solvente}{mol\ soluto + mol\ disolnente} \quad (3)$$

La fracción es adimensional no tiene unidades por que se anulan entre el numerador (mol) y el denominador .

Ejemplo 1: **Ejemplo**: ¿Cuál es la fracción molar del CH3OH y agua en una disolución preparada disolviendo 1,20g de alcohol metílico y 16,8g de agua?

Desarrollo:

Primero calculamos el número de moles de CH3OH y del H2O, sus pesos moleculares son 32,0g/mol y 18g/mol respectivamente:

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones. Fracción molar (X)

Moles CH3OH=1,20g x $\frac{1mol}{32,0g}$= 0,0375 mol CH3OH Moles H2O=16,8 x$\frac{1mol}{18g}$ = 0,933 $mol\ H2O$

Para calcular la fracción molar de CH3OH, aplicamos la ecuación (2)

$$XCH3\ OH = \frac{moles\ de\ moles\ de\ CH3OH}{mol\ CH3OH+mol\ H2O} = \frac{0,0375\ mol}{0,0375mol+0,933mol} = \mathbf{0,0386\ (sin\ unidades)}$$

Si aplicamos la ecuación (1) para el cálculo de moles del H2O tenemos:

$$XH2O = 1 - X\ CH3 = 1\text{-}0,0386 = 0,9614$$

Ejercicio 2:
Calcular la fracción molar del HCl en una solución de ácido clorhídrico que contiene 36% P/P de HCl en peso.
Desarrollo: se considera que hay 100g de solución. Por tanto, la solución contiene 36g de HCl y 64g de H2O.

Moles de HCl = 36g HCl $\frac{1mol\ HCl}{36,5\ g\ HCl}$= 0,99 moles HCl Moles de H2O = 64g H2O $\frac{1mol\ H2O}{18g\ H2O}$= 3,6 moles H2O

$$X\ HCl = \frac{moles\ HCl}{moles\ H2O+moles\ HCl} = \frac{0,99mol}{3,6mol+0,99mol} = 0,22$$

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Molaridad. - (M) la molaridad se designa con la letra M y es la relación entre el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Matemáticamente:

$$MB = \frac{\text{número de moles soluto}}{\text{números de litros de solución}} = \frac{nB}{\text{en litros}} \text{ mol/L -M}$$

Por ejemplo, en una solución de 1,5M hay 1,5 moles de soluto por litro de solución. Como un mol= 1000 milimoles y un litro = 1000ml, la molaridad se también se puede expresar como:

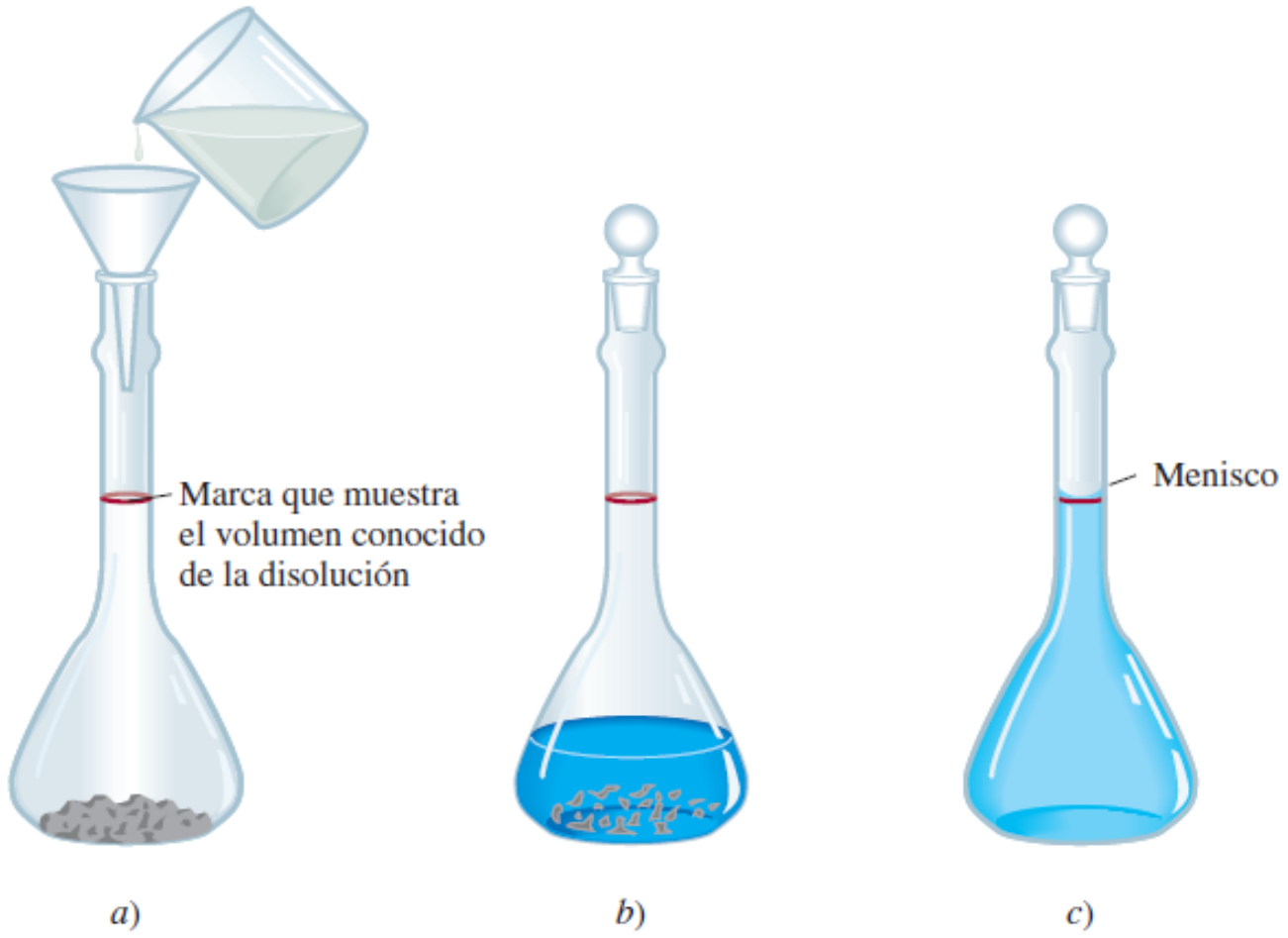
$$\text{MB}=\frac{\text{milimoles de soluto}}{\text{mililitros de solución}}$$

$$Xsoluto = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{mol soluto+mol disolvente}} \qquad \textbf{(2)} \quad Xsolvente = \frac{\text{moles del solvente}}{\text{mol soluto+mol disolnente}} \textbf{(3)}$$

Para preparar una disolución de una molaridad determinada se pesa la cantidad calculada de soluto y se transfiere a un matraz aforado. Se añade agua suficiente para que todo el sólido se disuelva y se agita. Se añade agua suficiente hasta el enrace del matraz. Se agita el matraz repetidas veces hasta que se forme una disolución homogénea.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Figura 4.18 Preparación de una disolución de molaridad conocida. *a*) Una cantidad conocida de un soluto sólido se transfiere a un matraz volumétrico; después se agrega agua mediante un embudo. *b*) El sólido se disuelve lentamente al agitar con suavidad el matraz. *c*) Después de que el sólido se ha disuelto por completo, se agrega más agua para llevar el nivel de la disolución hasta la marca. Una vez conocidos el volumen de la disolución y la cantidad de soluto disuelto en ella, se puede calcular la molaridad de la disolución preparada.



Subunidad 3.2: ejercicios de molaridad

Ejemplo No. 1: se añade 12,10g de NaCl a un matraz aforado y se disuelve con suficiente agua hasta obtener un volumen de 250ml. Calcular la molaridad:

Solución:

-calculo primero el número de moles de NaCl, peso molecular es 58,44g/mol.

$$mol\ NaCl = 12{,}10g\ x\ \frac{1mol}{58{,}44g} = 0{,}2070mol\ NaCl$$

-litros de solución sabiendo que 1L = 1000ml

litros de solución =250ml x$\frac{1L}{1000ml} = 0{,}8280ml$

-aplicando la ecuación de molaridad tenemos: M=$\frac{0{,}2070mol}{0{,}2500L} = \frac{0{,}8280mol}{L}$ o 0,8280M

Ejemplo No.2: ¿Cuántos gamos de HCL (peso molecular = 36,46 g/mol) hay en 0,100 L de esta disolución de Molaridad 12mol/L ?: Rep.= 43,8g.

M=$\frac{\frac{g}{PM}}{L\ solución}$; g=M x L. solución x PM----------: g= $\frac{12mol}{L}$ x 0,100L x $\frac{36{,}6g}{mol}$= 43,8g HCl.

Subunidad 3.2: ejercicios de molaridad

Ejemplo No.3 ¿Cuál es la molaridad de una solución al 40% (p/p) de H2SO4 si la densidad es de 1,19g/ml.

Solución:

"Cuando no se especifica el volumen de solución se asume que es de 1 litro":

d=g/V peso de un litro de solución= d x V = $\frac{1{,}19g}{ml} x \frac{1000ml}{1l}$ = 1190g

Peso de H2SO4 en un litro de disolución 1190 x $\frac{40}{100} = 476g$

Número de moles d H2SO4 en un litro de solución = $\frac{476g}{\frac{98g}{mol}}$ = 4,86 moles

Molaridad= $\frac{numero\ de\ moles}{litros\ de\ solución} = \frac{4{,}86\ mol}{1\ litro}\ 4{,}86M$

Subunidad 3.2: ejercicios de molaridad

Ejemplo No. 4: Describa la preparación de 2,0 litros de B2Cl2 0.108M a partir de BaCl2.2H2O. (PM: BaCl2.2H2O = 244,3g/mol).

Datos: Vsoluc. = 2L BaCl2 M= 0.108M BaCl2 PM: BaCl2.2H2O= 244,3g/mol Para determinar el número de gramos de soluto que debe disolverse en 2,0L. Se ve que un mol de la sal de cloruro de bario di hidratado BaCl2.2H2O, contiene 1 mol de BaCl2 por tanto determino los gramos de BaCL2.2H2O que debo pesar y diluir hasta 2Litros	1ro. Saco mol de BaCl2: $$M = \frac{molBaCl2}{L\ solución}$$ 0,108 M= $\frac{mol\ BaCl2}{2l\ soluciòn}$ mol BaCl2= 0,108mol/L x 2,0L =0,216molBaCl2 molBaCl2.2H2O=0,216molBaCl2x$\frac{1mol.BaCl2.2H2O}{1molBaCl2}$=0,216mol BaCl2.2H2O gBaCl2.2H2O = 0,216mol BaCl2.2H2O x 244,3g/mol = 52,768g BaCl2.2H2O *peso 52,768g BaCl2.2H2O y disuelvo hasta lograr 2L de solución.*

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

DENSIDAD Y GRAVEDAD ESPECÍFICA

En las operaciones industriales, frecuentemente se mide la composición de las soluciones por su densidad, definida como la masa por unidad de volumen de dicha solución, se expresa en gramos por centímetro cúbico (g/cc) o (g/ml). Se designa por la letra (d). La unidad del SI es kilogramo por metro cúbico (Kg/m^3) que es igual a (g/dm^3) o (g/L).

$$\text{Densidad} = \frac{masa\ de\ la\ solución}{volumen\ de\ la\ solución}$$

Es necesario no solo contar con la densidad absoluta, sino con la densidad relativa donde se expresa cuantas veces es más densa o menos densa una sustancia que otra. Esta nueva unidad se conoce como peso específico o gravedad específica y se define con respecto a la densidad del agua a 4°C. La densidad relativa de una sustancia es la misma en cualquier sistema de unidades. Se expresa por un número puro sin unidades.

$$\text{Peso específico} = \frac{densidad\ de\ la\ solución}{densidad\ del\ agua\ a\ 4^{o}\ C}$$

Cuando se dice que el peso específico de una sustancia es de 1,8 significa que es 1,8 veces tan densa como el agua a 4°C. si se desea encontrar la densidad absoluta de la sustancia se multiplica su peso específico por la densidad del agua a 4°C., que es de 1,0g/ml.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Molalidad (m). – la molalidad m se define como el número de moles de soluto por kilogramo (1000g) de disolvente:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{núm.moles\ de\ solucto}{núm.\ Kilogramos\ disolvente} = \frac{nB}{mA/1000} = \frac{nB}{KgA}$$

Esto es, el número de moles de B disueltos en un kilogramo (1000g) de A; mA está en gramos y mA/1000 es el número de kilogramos de A en solución.

La molalidad de una disolución es fácilmente calculable si se conocen las masas de soluto y de disolvente.

Subunidad 3.2: ejercicios de molalidad (m)

Ejemplo No 1: una disolución contiene 12g de glucosa (C6H12O6) en 95g de agua. Calcular la molalidad de la glucosa.

Solución

- Obtengo los moles de la glucosa por lo que determino el peso molecular: 6(12g/mol) +12(1,0g/mol) +6(16,0g/mol) = 180g/mol

Núm. Moles de soluto = 12,0g x $\frac{1mol}{180\ g} = 0{,}0667$

Núm. Kg disolvente= 95g agua x $\frac{1kg}{1000g} = 0{,}0959Kg$

$$\text{molalidad} = \frac{0{,}0667mol\ soluto}{0{,}0959Kg\ disolvente} = 0{,}702\ m$$

Subunidad 3.2: ejercicios de molalidad (m)

Ejemplo No. 2.- Calcular (a) la Moralidad y (b) la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico de peso específico 1,198 que contiene 27% de H2SO4 en peso.

Resolución

Se recomienda que, cuando no se indiquen las cantidades de las sustancias, se seleccione una cantidad arbitraria como base para el cálculo. En este caso, sea la base 1.000 L de la disolución.

a) Cada ml de disolución ácida pesa 1,198 g y contiene 0,270 x 1,198 g H2SO4, El peso de H2SO4 en un litro (1000ml) es 1000 x 0,270 x 1,198 = 323gH2SO4

Peso molecular del H2SO4 = 98,1

En 1 litro de disolución n H2SO4 = $\frac{324g}{98,1g/mol}$ = 3,30 moles de H2SO4

A partir de *a*), hay 323 g (3.30 mol) de soluto por litro de disolución. La cantidad de agua en 1 L de disolución es

1198 g de disolución − 323 g de soluto = 875 g de H2O. La molalidad es:

b) $m=\frac{mol\ de\ soluto\ \ H2SO4}{Kg\ disolvente\ H2O} = \frac{3,30\ mol\ H2SO4}{0,874Kg\ H2O}$ = 3,76mol/Kg

Subunidad 3.2: ejercicios de molalidad (m)

Ejercicio 3.- Una solución de 25% de etanol, C2H5OH (EtOH) y 75% de agua, en peso, tiene una densidad de 0,959g/ml a 25°C. determine (a) la fracción molar, (b) la molalidad, (c) la Molaridad del etanol (pesos moleculares agua= 18,016 g/mol; etanol = 46,07g/mol).

<table>
<tr><td>Datos:
%P/P etanol= 25,0
%P/P H2O= 75,0
Solución= 100g</td><td>Número de moles agua= nH2O
Número de moles de etano= nEtOH
$nH2O = \frac{75{,}0g}{18{,}02g/mol} = 4{,}16mol$; $nEtOH = \frac{25{,}0g}{46{,}07g/mol} = 0{,}54mol$
volumen de 100g de solución $= \frac{masa}{densidadl} = \frac{100g}{0{,}95g/ml} = 105{,}3ml$</td></tr>
<tr><td>a) Fracción molar = $XEtOH = \frac{0{,}54}{4{,}16+0{,}54}$ 0.115</td><td>b) molalidad de EtOH= $\frac{0{,}54\ mol\ EtOH}{0{,}75Kg\ H2O} = 7{,}2mol/Kg = 7{,}2m$</td></tr>
<tr><td colspan="2">c)Molaridad EtOH = $\frac{0{,}54\ mol}{0{,}1053litros} = 5{,}13$ mol/L= 5,13M</td></tr>
</table>

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

Normalidad (N). – la normalidad de una solución se designa con la letra N y se define como el número de pesos equivalente-gramo de soluto contenido en un litro de solución. Matemáticamente se expresa como:

$$\text{Normalidad (N)}=\frac{Peso\ equivalente\ gramo\ de\ soluto}{litros\ de\ solución}\ ;\ \text{Normalidad (N)}=\frac{peso\ miliequivalente-\ gramo\ de\ soluto}{mililitros\ de\ solución}$$

Peso equivalente gramo (Eq-g). –peso equivalente o equivalente gramo o ***aquella fracción de peso formular (atómico o peso molecular) que corresponde a una unidad definida de reacción química***. Los pesos equivalentes pueden calcularse a partir de los pesos moleculares (o masas molares), si sabemos en qué reacción participa la sustancia.

A diferencia del mol existen dos clases de equivalentes - gramo, que depende del tipo de reacción en cuestión (a) equivalentes- gramo de ácidos y bases y (b) equivalentes en óxido-reducción (o equivalente de transferencia de electrones).

$$\text{Equivalente -gramo} = \frac{peso\ molecular}{C} = \text{sus unidades se dan en } \mathbf{g/eq}$$

C= depende de la clase de reacción: Deducción de las unidades: Eq-g = $\frac{g/mol}{eq/mol} = \frac{g}{eq}$

La siguiente tabla muestra cómo se determina C para distintos casos.

Subunidad 3.2: Tipos de soluciones.

La siguiente tabla muestra cómo se determina C para distintos casos.

Tipo de reactivo	Valor de C
Ácidos	Número de hidrógenos ionizables por cada molécula del ácido.
Bases	Número de protones que puede captar o neutralizar cada molécula de la base.
Agentes oxidantes	Número de electrones que capta cada mol de agente oxidante en la semirreacción de reducción.
Agentes reductores	Número de electrones que libera cada mol de agente reductor en la semirreacción de oxidación.
Sales	Número total de cargas positivas o negativas que se generan al ionizarse un mol de la sal.
Sustancias neutras	1
elementos	Valencia o número de oxidación si está combinado

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Peso equivalente-gramo de un ácidos - bases. – la unidad de reacción es la siguiente reacción de neutralización: $H^+ + OH^- \rightarrow H2O$

Peso equivalente de un ácido (eq-g).- ***el Eq-g de un ácido es igual a su peso molecular dividido para el número de hidrógenos contenidos en sus moléculas.***

$$\text{Peso Eq-g de un ácido} = \frac{peso\ molecular\ del\ ácido}{número\ de\ H^+\ producidos\ o\ reemplazables}$$

Compuesto	Peso Equivalente-gramo (eq-g)	Eq-g
HCl	El peso equivalente de HCl es el mismo que su peso molecular ya que contiene un H^+ ácido por molécula	$\frac{36{,}46 g/mol}{1 eq H^+/mol} = 36{,}46 g/eq$
H2SO4	es la mitad de su peso molecular y un Eq-g es la mitad de un mol, puesto que son reemplazados los 2 H^+ en la mayoría de las reacciones del ácido sulfúrico diluido.	$\frac{98 g/mol}{2\ H^+ eq/mol} = 49 g/eq$
H3PO4	Un eq-g de H3PO4 puede ser 1 mol, ½ mol, o 1/3 mol dependiendo que se reemplace un átomo de H^+, dos o tres por molécula en una reacción en particular.	$\frac{97{,}99 g/mol}{3\ H^+\ eq/mol} = 49 g/eq$

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

- **Peso equivalente de una base. -** *es igual a su peso molecular dividida para el número de hidroxilos contenidos o reemplazables en la molécula.* Es la cantidad de esa base que libera un mol de grupos OH^-entonces C es el número de moles de OH^- que libera una base.

Compuesto	Equivalente-gramo (eq-g)	Eq-g
NaOH	El peso equivalente de NaOH es el mismo que su peso molecular ya que contiene un OH^- básico por molécula	$\frac{39{,}9g/mol}{1eq(OH^-/mol} = 39{,}9g/eq$
NH3	El amoníaco tiene eq-g igual a su peso molecular ya que reacciona con H2O para dar 1 OH^- así: NH3 + H2O = ($NH4^+$ +OH^-) ion amonio $NH4^+$	$\frac{17g/mol}{1(OH^-)eq/mol} = 17g/eq$
Mg (OH)2	Un eq-g de Mg (OH)2 es ½ de su peso molecular	$\frac{58{,}319/mol}{2\ (OH^-)eq/mol} = 29{,}15g/eq$
Al (OH)3	Un eq-g de Al (OH)3 es 1/3 de su peso molecular	$\frac{78g/mol}{3(OH^-)eq/mol} = 136g/eq$

- **Peso equivalente de una sal.** – el peso de una sal puede definirse en función del empleo de la sal como ácido o base, el peso equivalente puede ser variable dependiendo de si la fórmula se emplea para 1, 2 o 3 unidades de la reacción de neutralización de referencia. Así

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Peso equivalente de una sal. Ejm.

Compuesto	Equivalente-gramo (eq-g)	Eq-g
$NH_4^+Cl^-$	La sal de NH4Cl está formada por iones NH_4^+ y Cl^-. El ion NH_4^+ reacciona con ion OH^-, así: $NH_4^+ + OH^- \rightarrow$ NH3 + H2O	$\frac{53{,}49 g/mol}{1eq(OH^-/mol} = 53{,}49 g/eq$
Na2CO3	Se debe tener cuidado en evitar ambigüedades que se presenta cuando una sustancia puede tener más de un peso equivalente. Por ejemplo, el Na2CO3 puede reaccionar de dos formas Ej.: Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + CO2 + H2O	$\frac{105{,}99 g/mol}{2\ Na^+\ eq/mol} = 52{,}99 g/eq$
	Na2CO3 + HCl → NaHCO3 + NaCl	$\frac{105{,}99 g/mol}{1\ Na^+\ eq/mol} = 105{,}99 g/eq/eq$

Peso equivalente de una sal ácida. – es igual al peso molecular dividido para su valencia que está dada por la carga total positiva o carga total negativa: Ejemplo:

$$\text{Eq-g: K2 (HPO4)} = \frac{174{,}18 g/mol}{2eq/mol} = 87{,}09 \text{ g/eq.}$$

Equivalente gramo de una sal básica. – es igual al peso molecular dividida para su valencia que está dada por la carga total positiva. Dicha carga es igual al número de bases o álcalis parcialmente ionizado o sustituidas multiplicadas por su carga positiva o el número de oxidación positiva, (el número de oxidación de una base parcialmente ionizada o sustituida es igual al número de OH^- sustituidos).

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Equivalente gramo de una sal doble- – es igual al peso molecular gramo dividida para su valencia que está dada por la suma de los productos de cargas totales positivas (cargas totales positivas de los dos grupos de metales diferentes). Ejemplo:

$$\text{Eq-g: KNaSO4} = \frac{158{,}15 g/mol}{2\ (K^{+}Na^{+}) eq/mol} = 79{,}07 \text{ g/eq.}$$

Equivalente gramo de un elemento. – es igual al peso atómico-gramo dividido para su valencia o (número de oxidación) cuando está combinado. Ejemplo:

$$\text{Eq-g AlCl3} = \frac{133{,}35 g/mol}{\frac{3eq-g}{mol}} = 44{,}45 \frac{g}{eq-g}$$

Respecto Cl^{-}

$$\text{Eq-g } Cl^{-} = \frac{133{,}35 g/mol}{3eq-g/mol} = 44{,}45 \text{g/eq-g}$$

Respecto Al^{+3}:

$$\text{Eq-g } Al^{+3} = \frac{133{,}35 g/mol}{3eq-g/mol} = 44{,}45 \text{g/eq-g}$$

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Resumen:

$$\text{Eq-g de un ácido o base} = \frac{peso\ molecular\ del\ ácido\ o\ base}{número\ de\ H^+\ u\ OH^-\ producidos\ o\ reemplazables}$$

$$\text{Eq-g de un oxidante o reductor} = \frac{peso\ molecular}{ncambio\ de\ estado\ de\ oxidación}$$

$$\text{Normalidad de una solución} = \frac{Número\ de\ eq-g}{litros\ de\ solución}$$

Número de eq-g de A = número de eq-g B = $V_A N_A = V_B N_B$

Equivalente gramo de óxido-reducción. – un agente oxidante acepta electrones y un agente reductor los produce. El principio de equivalente gramo permite hacer cálculos estequiométricos en reacciones redox sin necesidad de balancear a la ecuación, basta con conocer los estados de oxidación y reducción de cada sustancia. Dicho principio dice “números iguales de equivalentes de la sustancia oxidante y reductora reaccionarán siempre mutuamente para producir números iguales de equivalentes de productos oxidados y reducidos.

Equivalente del reductor = equivalente del oxidantes

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

- **Equivalente-gramo de un agente oxidante**. - es el peso molecular en gramos necesarios para reaccionar con un mol de electrones

- **Equivalente-gramo de un agente reductor**. - es el peso molecular en gramos necesarios para producir un mol de electrones. En forma algebraica tenemos:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{peso\ molecualar}{moles\ de\ electrones\ transferidos\ por\ mol\ de\ sustancia} \quad (1)$$

$$= \frac{peso\ molecular}{cambio\ de\ estado\ de\ oxidación} \quad (2)$$

Ej. ¿Cuál es el peso equivalente-gramo de Fe cuando se oxida de Fe elementa a FeO? La ecuación total es: Fe + ½ O2 = FeO.

Solución:

Fe pasa de número de oxidación Fe^0 a Fe^{+2} en FeO, cada átomo de Fe entrega 2 electrones $Fe^0 \rightarrow Fe^{+2} + 2e^-$, cada mol de Fe cede dos moles de $2e^-$. es decir, por definición cada mol de Fe tiene dos equivalente-gramo de agente reductor: peso molecular= 55,847g/mol).

$$\text{Eq-g} = \frac{peso\ molecular\ (\frac{g}{mol})}{número\ de\ electrones\ /mol}$$

$$\text{Eq-g} = \frac{\frac{55{,}847g}{mol}Fe}{2eq - \frac{g}{mol}Fe} = \frac{27{,}923g}{eq}\ \text{Fe}$$

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Igual que sucede en las reacciones ácido base, en una reacción redox el peso equivalente de una especie es el número de gramos por equivalente. Se puede encontrar dividiendo el peso molecular por el número de equivalente por mol.

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{gramo}}{\text{equivalente}} = \frac{\text{peso } molecular}{\text{equivalente}/mol} = \frac{\text{gramos/mol}}{\text{equivalente}/mol} \quad (3)$$

La ecuación 1 y 3 son equivalentes, simplemente son dos formas de expresar lo mismo.

Nota. - una solución normal de oxidante o reductor contiene un peso equivalente-gramo de sustancia por litro de solución, o un miliequivalente-gramo por mililitro, de aquí que:

V (en litros) x N = número de equivalentes-gramo

V (en litros) x N x peso eq-g = número de gramos

1 equivalente es = a 1000 miliequivalentes

V (en mililitros) x N = número de miliequivalentes-gramo

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Ejemplos de equivalente-gramo:

Ejemplo No.1.- ¿Cuál es el equivalente – gramo de Ca (OH)2?, peso molecular de Ca (OH)2 =74,10g/mol).

Solución:

Un mol de Ca (OH)2 contiene 2 OH y reacciona con 2H. por tanto

Peso equivalente de Ca (OH)2 = $\frac{74{,}10\ g/mol}{2\frac{eq}{mol}} = 37{,}05\ g/eq$

Ejemplo No.2.- ¿Cuál es el peso equivalente gramo de fosfato de calcio Ca3(PO4)2? (peso molecular Ca3(PO4)2 = 310,19g/mol).

Solución:

Cada ion Ca^{+2} tiene una carga positiva de +2, como en la molécula hay 3 Ca^{+2} la carga total positiva es: 3x2=6, también hay 6 cargas negativas provenientes de $2PO4^{-3}$.

$$\textbf{Peso eq-g=}\ \frac{peso\ molecular\ (\frac{g}{mol})}{número\ de\ valencia\ (+o-)/mol} = \frac{310{,}19 g/mol}{6eq-g/mol}$$

$$\textbf{Peso eq-g=}\ \frac{Ca3(PO4)2g}{6\ eq-g/mol} = \frac{310{,}19 g/mol}{6eq-g/mol} = \frac{51{,}70 g}{eq}\ \textbf{Ca3(PO4)2}$$

Subunidad 3.2: Normalidad –peso equivalente

Ejemplos de equivalente-gramo de oxidantes y reductores:

Ejercicio No. 6: ¿Cuál es el peso miliequivalente -gramo del KMnO4 a) en solución ácida b) en solución básica?

a) Cuando se reduce en presencia de ácido, los iones permanganato $MnO4^-$, pasan a iones manganosos, Mn^{2+}:

$$MnO4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{+2} + 4H2O$$

Por ejemplo:

$$MnO4^- + 5Fe^{+2} + 8H^+ + 5e^- = Mn^{+2} + 5Fe^{+2} + 4H2O$$

El cambio en el número de oxidación del manganeso es de +7 a +2 gana $5e^-$

$$\text{Peso equivalente} = \frac{peso\ molecular\ (\frac{g}{mol})}{número\ de\ electrones\ /mol} = \frac{158{,}04\ g/mol}{5\ eq-g/mol} = 31{,}61 \text{g/eq-g}$$

b) En solución alcalina el Permanganato se reduce a MnO2, con un cambio de 3 en nel número de oxidación (de +7 en $MnO4^-$ a +4 en MnO2).

$$MnO4^- + 2H2O + 3e^- = MnO2 + 4H2O$$

$$\text{Peso equivalente} = \frac{peso\ molecular\ (\frac{g}{mol})}{número\ de\ electrones\ /mol} = \frac{158{,}04\ g/mol}{3\ eq-g/mol} = 52{,}68 \text{ g/eq-g}$$

$$\text{Peso miliequivalente-gramo} = \frac{52{,}68 \frac{g}{\square} eq-g}{1000} = 0{,}05268 \text{ g/mili eq-g}$$

Subunidad 3.2: Normalidad -ejercicios

Ejercicio No. 1.- **¿Que peso de KMnO4 se necesita para preparar 250ml de solución 0,5N, si el KMnO4 actúa como agente oxidante de una solución ácida? (peso molecular = 158,04g).**

El Mn se reduce según la reacción:

$$MnO4^{-} \rightarrow Mn^{+2}$$

Como el estado de oxidación del Mn en el $MnO^{-}4$ es +7 y el producto es +2, el cambio en el estado de oxidación es 5.

$$\text{Peso equivalente KMnO4} = \frac{peso\ molecular\ (\frac{g}{mol})}{eq-g\ de\ electrones\ /mol} = \frac{158{,}04\ (\frac{g}{mol})}{\frac{5eq-g}{mol}} = 31{,}61\ \text{g/eq-g}$$

Número equivalentes =V (en litros) x Normalidad = 0,25 litros x 0,5 eq/litro = 0,125 eq

Peso KMnO4 = número de equivalente x peso equivalente-gramo

Peso KMnO4 = 0,125 eq x 31,61 g/eq = 3,95 g

$$N = \frac{\frac{g}{peso-eq}}{V(L)}\ \text{g KMnO4} = \frac{0{,}5\ Eq-g}{L} \times 0\text{m}250\text{L} \times \frac{31{,}61g}{eq-g} = 3{,}95\ \text{g KMnO4}$$

Subunidad 3.2: Normalidad -ejercicios

Ejemplo 2.- ¿Cuál es la normalidad de la solución que resulta de disolver 49,05 g de H2SO4 en 500ml de solución? (peso molecular del H2SO4 = 98,1g/mol).

Datos: **¿N=?** **m=49,05g H2SO4** **V=500ml --- 0,5L** **PM H2SO4 = 98,1g/mol** **N=** $\frac{Peso\ \text{equivalentes}\ de\ soluto}{números\ de\ litros\ de\ solución}$	**Eq-g=** $\frac{peso\ molecular}{No.H\ del\ ácido} = \frac{98{,}1\ g/mol}{2\ eq/mol}$ **= 49,05 g/eq.** **Peso equivalente=** $\frac{g}{Eq-g}$ **N=** $\frac{\frac{49{,}05g}{49g}}{05l} = 2\text{eq} - \text{g}/L$ **; 2N**

Ejemplo 3.- **cuantos gramos de soluto se necesitan para preparar 1 litro de disolución 1N de cada una de las siguientes sustancias: LiOH, Br2 (como agente oxidante), ¿H3PO4 (para una reacción en la que se remplaza 3H)?**

Para el LIOH:

$N = \frac{g/peq}{L}$ ----- g= peq x N x L ----- g LiOH $= \frac{23{,}95g}{eq-g}\ x\ \frac{1\ eq-g}{L}\ x\ 1L = 23{,}95g$ |

Para el Br2: $Br2^0 + 2e \rightarrow 2Br^-$

Peq. Br2= $\frac{159{,}82\frac{g}{mol}}{2\frac{eq-g}{mol}} = 79{,}91\ \frac{g}{eq-g}$

gBr2 $= 79{,}91\ \frac{g}{eq-g}\ x\ \frac{1\ eq-g}{L}\ x\ 1L = 79{,}91g$

Para el H3PO4:

Peq= $\frac{97{,}99\frac{g}{mol}}{3\frac{eq-g}{mol}} = 32{,}66\ \frac{g}{eq-g}\ H3PO4$

gH3PO4 $= 32{,}66\ \frac{g}{eq-g}\ x\ \frac{1\ eq-g}{L}\ x\ 1L = 32{,}66g$