

UNIDAD 10. SOLUCIONES

¿QUÉ CARACTERÍSTICAS PRESENTAN LAS MEZCLAS HOMOGÉNEAS?

DESEMPEÑO ESPERADO: El estudiante comprende las teorías aplicables a las mezclas homogéneas, establece relaciones cuantitativas entre los componentes de las mismas y las aplica en la preparación de soluciones.

1. INTRODUCCIÓN.

Hay soluciones en cualquier parte. El aire es una solución de gases. El agua que bebemos no es agua pura, es una solución. La evaporación del agua de la llave deja depósitos blancos de sustancias que estaban disueltas en ella, es decir, que estaban en solución. Una muestra incolora de agua de mar es una solución rica en iones cloruro, iones sodio, iones sulfato, iones magnesio y mucho más. El agua tiene la capacidad de mezclarse con muchas sustancias y disolverlas formando soluciones.

Son numerosos los productos que se venden como soluciones. Algunos ejemplos son las bebidas gaseosas, enjuagues bucales, jarabes para la tos, agua de colonia, aerosoles, vinagre, saborizantes, blanqueadores líquidos, insecticidas, etc.

Puede definirse la solución como una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Para nosotros, homogéneo significa uniforme a la observación visual, ya sea a simple vista o con microscopio. El agua de mar filtrada, es una solución de diversas sales en agua. El aire es una solución compuesta de nitrógeno, oxígeno, argón y pequeñas cantidades de otros gases.

Las soluciones pueden existir en cualquiera de los tres estados de la materia: gas, líquido, sólido. El aire es el ejemplo más conocido de solución gaseosa. Las soluciones sólidas son relativamente frecuentes: la moneda llamada "níquel" es una solución sólida (aleación) de níquel y cobre. El oro de 12 quilates es una solución sólida que contiene partes iguales en peso de oro y plata. El oro de 24 quilates no contiene plata, no es una solución.

Las soluciones que estudiaremos en ésta unidad serán líquidas (sólidos en líquidos). Entre las muchas que existen, la más importante es la solución acuosa.

Cuando una sustancia se disuelve en un disolvente determinado se dice que es soluble. Cuando no se disuelve o la hace en proporción ínfima, se dice que es insoluble. El solvente (o disolvente) es el componente que se presenta en mayor proporción en la solución, los demás componentes se llaman soluto. En las soluciones acuosas, el agua es el disolvente, así sea el componente en menor proporción.

2. PROCESO DE DISOLUCIÓN.

Los procesos de disolución son complejos y difíciles de explicar. El fenómeno esencial de todo el proceso de solución es que la mezcla de sustancias diferentes da lugar a varias fuerzas de atracción y repulsión cuyo resultado es la solución. Las fuerzas pueden ser electrostáticas, dipolo-dipolo, de Van der Waals, puentes de hidrógeno, etc.

En general puede considerarse que cuando se agrega un soluto a un solvente, el primero comienza a disolverse aumentando poco a poco la concentración de la solución, hasta que permanece constante cuando se ha disuelto todo el soluto. La cantidad de soluto que se disuelve depende de la cantidad del mismo, del volumen del disolvente, de la temperatura, del estado de agregación del soluto, etc.

Otro factor que influye para que una sustancia se disuelva es la polaridad de los componentes que entran en la solución. Las sustancias polares son solubles en sustancias polares, las apolares en apolares.

La sal de cocina (NaCl) es un compuesto sólido con enlaces de tipo iónico o electrovalente, el agua es un compuesto covalente polar. El ión negativo de la sal, Cl^- , es atraído por la parte positiva del dipolo del agua y el catión de la sal, Na^+ es atraído por la parte negativa del dipolo del agua. El resultado de éste proceso son una serie de fuerzas de atracción dipolo - ión, responsables de la disolución de la sal en el solvente. Los iones entran a la solución rodeados por un gran número de moléculas de agua. Este proceso se llama solvatación, es decir, la interacción de moléculas del solvente (H_2O), con moléculas, átomos o iones (en nuestro caso la sal), para formar agregados en solución.

Cuando el disolvente no es capaz de disolver más partículas de soluto, éstas no se disuelven dando lugar a una solución sobresaturada. Si el soluto es sólido, se depositará en el fondo del recipiente. Todo el sistema será una mezcla heterogénea. La parte de mezcla encima del sólido si es una solución.

El punto de equilibrio, en donde el solvente disuelve la cantidad máxima de soluto sin que la solución sea sobresaturada, corresponde a un estado llamado saturación. Se dice que la solución está saturada. La cantidad máxima de soluto que se disuelve se llama solubilidad y es característico de cada sustancia. Así, la solubilidad es una propiedad física. Una solución con una cantidad de soluto inferior a la solubilidad está insaturada.

3. SOLUBILIDAD.

Algunos solutos y solventes son completamente solubles entre sí, son miscibles en cualquier proporción. El alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, y el agua son solubles en todas las proporciones y los gases son totalmente miscibles entre sí. Otros solutos son parcialmente solubles en una cantidad definida de solvente a una temperatura dada. Generalmente, un aumento de la temperatura aumenta la solubilidad. La solubilidad (S) se expresa comúnmente en gramos de soluto que se disuelven en 100 gramos de solvente. La Figura 1 muestra la solubilidad de algunos solutos (sales) en agua.

$$S = \frac{\textit{gramos soluto}}{100 \textit{ gramos solvente}}$$

Para interpretar estos diagramas de solubilidad vs. Temperatura nos vamos a referir a la sal X de la figura 2. Todos los puntos situados en la curva de solubilidad corresponden a la solubilidad de X en 100 gramos de agua (o 100 ml de agua), es decir, la cantidad máxima de soluto que se disuelve en 100 gramos de solvente.

El punto 2, pertenece a la curva, significa lo siguiente: "a 60 °C se disuelven completamente 44¹ gramos de soluto". Se dice que la solución en este momento se encuentra SATURADA.

El punto 1, región por debajo de la curva, corresponde a una solución cuyo solvente puede disolver más soluto (la cantidad máxima que se disuelve corresponde al punto 2). En el punto 1 de la Figura, las coordenadas corresponden a 60° C y se tienen disueltos 20 g de sal X. Es decir, 20 gramos de sustancia X (el soluto) a 60° C se disuelven completamente en 100 gramos de agua. Podemos agregar 24 gramos más de soluto y aún así, el soluto se disuelve en el solvente. Se dice que una solución está INSATURADA cuando el solvente está en capacidad de disolver más soluto. En la gráfica son todos los puntos situados por debajo de la curva de solubilidad de la sal X (como el punto 1, y el punto 5).

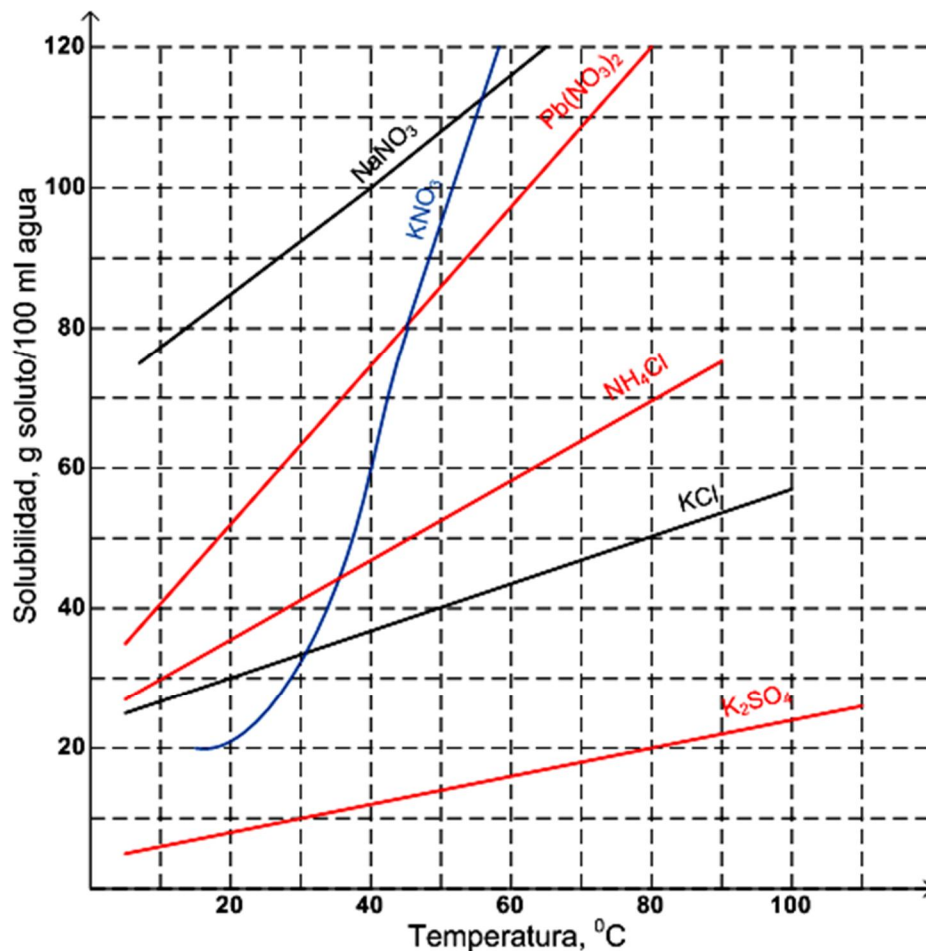


Figura 1. Solubilidad de algunas sales en agua a diferentes temperaturas

Continuamos con el recorrido 1 - 2- 3 de la Figura 2. Estando en el punto 2, seguimos agregando más soluto hasta llegar al punto 3. En 2 teníamos 44 gramos de soluto (= solubilidad), al llegar a 3 se han agregado 90 gramos de soluto. Cantidades por encima de 44 gramos no se disuelven más y se precipitan en el fondo del recipiente (en este caso 90 - 44 = 46 g). En este punto se dice que la "solución" está SOBRESATURADA. En realidad, las soluciones sobresaturadas no existen,

¹ Este valor no se encuentra exactamente en la gráfica. Se lee aproximadamente.

porque el exceso de soluto se va al fondo del recipiente, y el líquido no contiene el exceso del soluto. El líquido sobre nadante es una solución saturada. Esta "solución" sobresaturada se puede convertir en saturada momentáneamente con una pequeña agitación.

Cuando cesa la agitación, el exceso de soluto se precipita. Ahora calentamos la mezcla heterogénea (estando en el punto 3) hasta 105 °C y llegamos al punto 4. La mezcla se satura, por lo que los 46 gramos de soluto que estaban en el fondo se disuelven por el calentamiento. Si seguimos calentando, llegamos al punto 5 y la solución se encuentra insaturada.

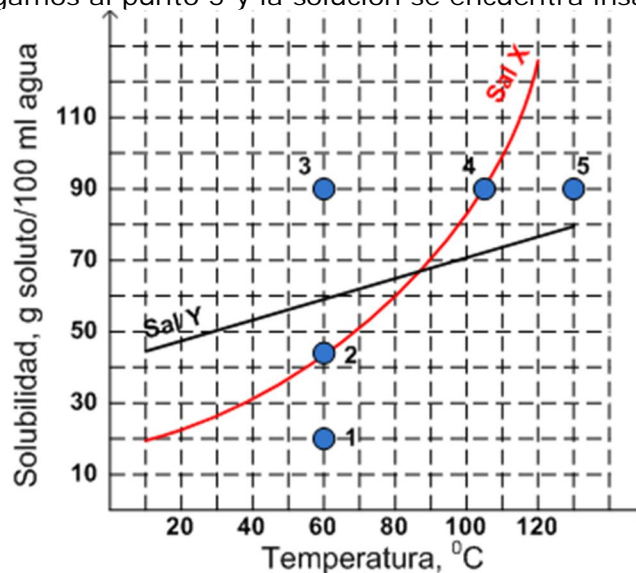


Figura 2. Interpretación de curvas de solubilidad

Actividad de Refuerzo 1. Con relación a la figura 1:

- Se tienen 40 gramos de KNO_3 a 40° C. Diga si la solución está insaturada, saturada o sobresaturada.
- Se tienen 60 gramos de NH_4Cl a 40° C. Diga si la solución está insaturada, saturada o sobresaturada.
- ¿Cuál es la solubilidad de NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NH_4Cl y K_2SO_4 a 20° C?

Actividad de Refuerzo 2. Con relación a la figura 2:

- ¿A qué temperatura la sal X y la sal Y tienen la misma solubilidad?
- Se tienen 20 gramos de Sal Y a 30 °C en 100 ml de agua. ¿Cuántos gramos de soluto se deben agregar para saturar la solución?
- Se tiene una solución saturada de sal Y en 750 ml de agua a 30 °C. ¿Qué cantidad de soluto tiene la solución?

PREGUNTAS EXPLICADAS.

1. ¿Cuántos gramos de nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se disuelven en 500 ml de agua a 30 °C y 70° C? Si la solución a 70 grados, se enfría hasta 55 grados, ¿cuántos gramos de soluto cristalizan o precipitan? (Ver figura 1).

500 ml de agua (el solvente) equivalen a 500 gramos de agua. La densidad del agua es 1 g/ml. 500 gramos de agua disuelven 5 veces más soluto que 100 gramos de agua ($500/100 = 5$). Preparemos una tabla con la información del problema y el gráfico.

Tabla 1. Solubilidad del nitrato de plomo a diferentes temperaturas.

Solubilidad del nitrato de plomo (en 100 ml agua)			Solubilidad del nitrato de plomo (en 500 ml agua)		
30 °C	55 °C	70 °C	30 °C	55 °C	70 °C
64 g	95 g	108 g	320 g	475 g	540 g

Los valores de las tres últimas columnas se obtienen a partir de los consignados en las tres primeras, multiplicando por 5. Veamos un caso:

A 55° C:	100 gramos de H ₂ O	disuelven	95 gramos de Pb(NO ₃) ₂
	500 gramos de H ₂ O	disuelven	X

$$X = \frac{500 \times 95}{100} = 475g$$

2. ¿Cuántos gramos de soluto cristalizan, si la solución a 70 °C se enfría hasta 55 °C?

De acuerdo con los datos de la tabla, a 70° C se tienen 540 gramos de soluto en 500 gramos de agua. Al enfriar hasta 55 °C, se disuelven 475 gramos de soluto. Por lo tanto, no se disuelven 540 - 475 gramos, es decir, 65 gramos.

4. CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES.

Es la proporción de soluto en la solución o en el solvente. Se expresa en diferentes unidades. Veamos:

4.1. Tanto por ciento en masa (%m/m).

Gramos de soluto en 100 gramos de solución.

$$\%m/m = \frac{a \times 100}{s}$$

a = gramos de soluto

s = gramos de solución

Ejemplo 1: ¿Cuántos gr. de soluto hay en 250 gr de solución de HCl al 30%m/m/?

a = ? s = 250 gr %m/m = 30

$$a = \frac{(\%m/m) \times s}{100} = \frac{30 \times 250}{100} = 75 \text{ g HCl}$$

Cuando no se especifica el solvente, se supone que es agua. En este caso, la cantidad de agua será:

$$b = 250 \text{ gr solución} - 75 \text{ gr de soluto} = 175 \text{ g de agua.}$$

4.2. Porcentaje masa/volumen (%m/V).

Gramos de soluto en 100 mililitros de solución. V = volumen de solución en ml.

$$\%m/v = \frac{a \times 100}{V}$$

a = gramos de soluto

V = volumen de la solución en mililitros (1 litro = 1000 mililitros)

Ejemplo 2: ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 250 ml de solución al 5 % m/V?

a = ? % m/v = 5 V = 250 ml

$$a = \frac{(\%m/V) \times V}{100} = \frac{5 \times 250}{100} = 12,50 \text{ g NaOH}$$

4.3. Tanto por ciento en volumen (%V/V).

Mililitros de soluto en 100 mililitros de solución.

$$\%v/v = \frac{V_a \times 100}{V}$$

V_a = volumen de soluto en ml $V_b = V - V_a$ V_b = volumen del solvente en ml

Ejemplo 3: Se tiene una solución de HNO₃ de densidad 1,12 y pureza 20,79% (= %m/m). La pureza (r) en soluciones se define como los gramos de soluto en 100 gramos de solución y la densidad (d), los gramos de solución en 1 mililitro de solución. Encontrar el %m/V y %V/V de la solución. Lo más práctico es completar la tabla siguiente. Observe en la parte inferior de la tabla como se hallan las cantidades consignadas en las celdas.

Tabla 2. Componentes de una solución que tiene pureza y densidad conocidas

Componentes	g soluto	ml de soluto	Moles	equivalentes ²
HNO ₃	20,79	10,08		
H ₂ O	79,21	79,21		
Solución	100	89,29		

d = 1,12 gr solución/ml solución

r = 20,79 % (pureza). Es el mismo %m/m. Es decir:

s = 100 gr solución a = 20,79 gr HNO₃ b = 79,21 gr H₂O

Con la densidad podemos encontrar el volumen de 100 gr de solución. Veamos:

$$V = 100 \text{ g solución} \times \frac{1 \text{ ml solución}}{1,12 \text{ g solución}} = 89,29 \text{ ml solución}$$

Volumen de agua: $V_b = 79,21 \text{ gr} \times (1 \text{ ml}/1\text{gr}) = 79,21 \text{ ml H}_2\text{O}$

Volumen de HNO₃: $V - V_b = 89,29 - 79,21 = 10,08 \text{ ml}$

$$\%m/v = \frac{a \times 100}{V} = \frac{20,79 \times 100}{89,29} = 23,28$$

² Esta unidad química de masa se estudiará con la unidad de concentración Normalidad, más adelante.

$$\% v / v = \frac{V_a \times 100}{V} = \frac{10,08 \times 100}{89,29} = 11,23$$

4.4. Partes por millón (ppm).

Miligramos de soluto en 1,0 litro de solución.

$$ppm = \frac{a \text{ (g soluto)} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}}{V \text{ (ml solución)} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ ml}}} = \frac{a}{V} \times 1000000 = \frac{a}{V} \times 10^6$$

Esta unidad de concentración es muy utilizada en los reportes suministrados por los laboratorios clínicos. Se utiliza cuando la cantidad de soluto es muy pequeña. Generalmente el volumen del soluto se desprecia con relación al solvente. Es decir, $V = V_a + V_b = V_b$.

Ejemplo 4. Calcular la concentración en ppm del HNO_3 con los datos de la Tabla 2.
 $a = 20,79$ g de soluto $V = 89,29$ mililitros de solución

$$ppm = \frac{a}{V} \times 10^6 = \frac{20,79}{89,29} \times 10^6 = 232836,82 \frac{\text{mg soluto}}{\text{litro solución}}$$

4.5. Molaridad (M).

Moles de soluto en 1,0 litro de solución.

n_a = moles de soluto V = mililitros de solución

$$M = \frac{n_a \text{ (moles soluto)}}{V \text{ (mililitros solución)} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ ml}}} = \frac{n_a}{V} \times 1000$$

Es una de las unidades más utilizada por su relación con las cantidades estequiométricas establecidas en las reacciones químicas balanceadas.

Ejemplo 5. Para una reacción química se necesitan 0,35 moles de una solución de KOH 0,5 M (ó 0,5 Molar). ¿Cuántos ml de solución se deben medir?

$$V = \frac{n_a \times 1000}{M} = \frac{0,35 \times 1000}{0,5} = 700 \text{ ml} = 0,7 \text{ litros}$$

Actividad de refuerzo 3.

- El H_2SO_4 de densidad 1,23 tiene una pureza del 31,4%. Encontrar la concentración del ácido en moles/litro.
- Con relación a la tabla 2. Completar la columna de moles y calcular la concentración molar del HNO_3 .

4.6. Molalidad (m).

Moles de soluto por kilogramo de solvente. Si el solvente es agua, 1 kg de agua es 1,0 litro.

n_a = moles de soluto b = gramos de solvente

$$m = \frac{n_a \text{ (moles soluto)}}{b \text{ (g solvente)} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}}} = \frac{n_a}{b} \times 1000$$

Ejemplo 6. Calcular la molalidad del soluto en el ejemplo de la Tabla 2.

Moles de soluto = $n_a = 20,79 \text{ g HNO}_3 \times (1 \text{ mol}/63 \text{ g}) = 0,33 \text{ moles de HNO}_3$
 Gramos de agua = $b = 79,21 \text{ g de H}_2\text{O}$

$$m = \frac{n_a \times 1000}{b} = \frac{0,33 \times 1000}{79,21} = 4,17 \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg agua}}$$

4.7. Normalidad(N).

Es otra de las unidades de mayor aplicación en química, especialmente en análisis. Se define como los equivalentes de soluto en un litro de solución.

$eq_a =$ equivalentes de soluto $V =$ Volumen de solución en mililitros

$$N = \frac{eq_a \text{ (equivalentes soluto)}}{V \text{ (ml solución)} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ mililitros}}} = \frac{eq_a}{V} \times 1000$$

5. CONCEPTO DE EQUIVALENTE.

5.1. En Ácidos.

Es el número total de hidrógenos reemplazables que tiene 1 mol del ácido.

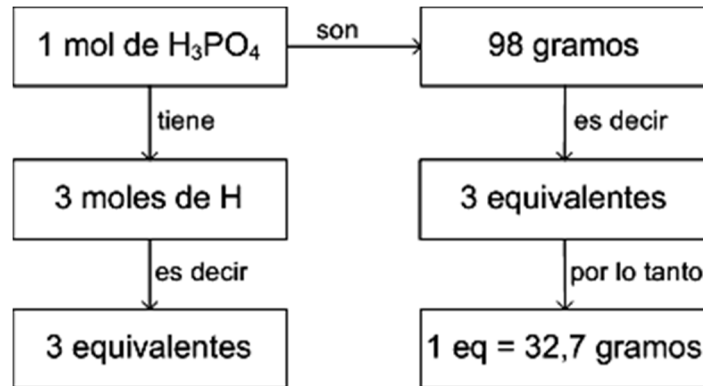


Figura 3. Concepto de equivalente en ácidos

Ejemplo 7. ¿Cuántos equivalentes de H₂SO₄ hay en 20 gr del mismo ácido?

$$20 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \times \frac{2 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0,41 \text{ eq}$$

Ejemplo 8. Si se disuelven los 20 gr de ácido sulfúrico en un matraz de 250 ml y se completa con agua destilada hasta la marca, ¿cuál es la normalidad del ácido?

$$N = \frac{0,41eq \times \frac{1000ml}{1litro}}{250ml} = 1,64 \frac{eq}{litro}$$

Se define el peso equivalente de un ácido como el peso en gramos de 1,0 equivalente. Es fácil demostrar que el peso equivalente es igual al peso molecular dividido por el número de equivalentes.

5.2. En Bases.

El número de equivalentes de una base es el número de grupos OH presentes en un mol de la base. Los conceptos vistos en el apartado 5.1 son aplicables también a las bases. Ver figura 4.

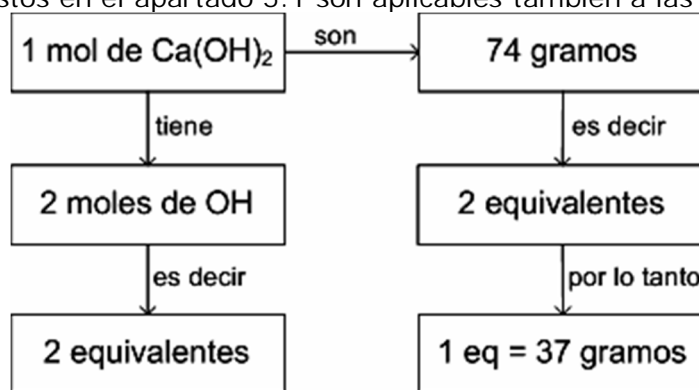


Figura 4. Concepto de equivalente en bases

Ejemplo 9. Convertir 0,125 equivalentes de hidróxido de calcio a gramos.

$$0,125eq Ca(OH)_2 \times \frac{1mol}{2eq} \times \frac{74g}{1mol} = 4,625g$$

5.3. En Sales.

El número de equivalentes en 1 mol de sal se obtiene a partir de la carga total (valor absoluto) sobre uno de los iones. Ver figura 5.

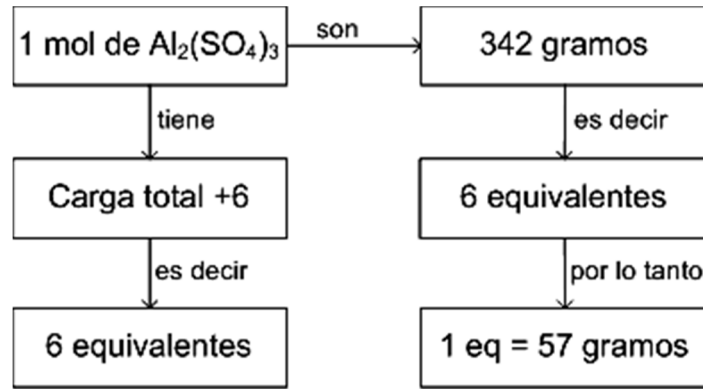


Figura 5. Concepto de equivalente en sales

Ejemplo 10. Convertir 45 gramos de sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$, a moles y equivalentes.

$$45 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} = 0,132 \text{ moles}$$

$$45 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \times \frac{6 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0,789 \text{ eq}$$

5.4. En Agentes oxidantes y Reductores.

Son los moles de electrones recibidos o cedidos por UN mol de agente oxidante o reductor.

Ejemplo 11. Encontrar el número de equivalentes del HCl y el $KMnO_4$ en la reacción:

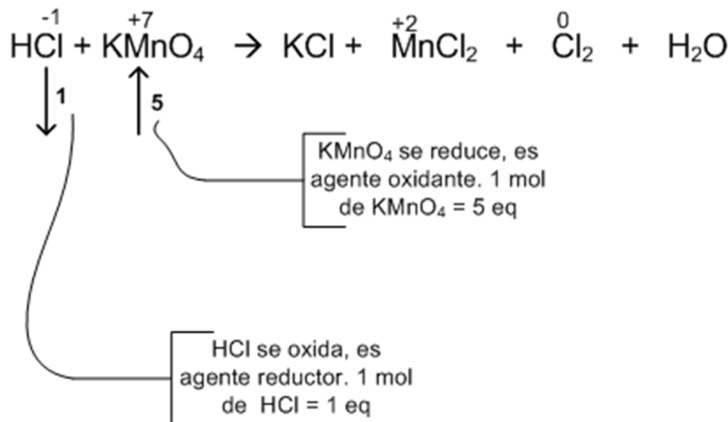
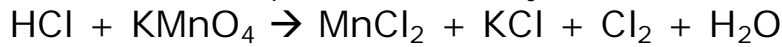


Figura 6. Concepto de Equivalente en reacciones redox

Ejemplo 12. En la reacción anterior, convertir 25 gramos de $KMnO_4$ a equivalentes. Masa molecular de $KMnO_4 = 157,9 \text{ g/mol}$

$$25 \text{ g } KMnO_4 \times \frac{1 \text{ mol}}{157,9 \text{ g}} \times \frac{5 \text{ eq}}{1 \text{ mol}} = 0,792 \text{ eq}$$

Actividad de Refuerzo 4.

- A. Convertir 78 g de H_2SO_4 a equivalentes
- B. Convertir 78 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ a equivalentes
- C. Convertir 78 g de Na_3PO_4 a equivalentes
- D. En la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HIO}_3$, convertir 78 g de I_2 a equivalentes.

6. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES: REACTIVOS COMERCIALES.**6.1. A partir de Reactivos Sólidos.**

En su etiqueta presentan el peso molecular del soluto y la pureza. Para preparar una solución a partir de un reactivo sólido, se calcula la cantidad de soluto puro en gramos, se pesa en balanza analítica (sensible a la diezmilésima de gramo. No es común esta balanza en laboratorios de colegios por lo costosa), se deposita en matraz aforado y se completa con agua destilada hasta la marca.

Ejemplo 13. ¿Cómo se preparan 250 ml de NaOH de concentración 0,500 M a partir de NaOH comercial de pureza 95%?

Para facilitar la comprensión del procedimiento, llamaremos solución 1 el reactivo comercial y solución 2 la que se va a preparar.

Datos conocidos para la solución 2:

$$M_2 = 0,5 \text{ moles/litro} \quad V_2 = 250 \text{ mililitros}$$

$$\text{Moles de soluto} = n_2 = M_2 \times V_2 / 1000 = 0,5 \times 250 / 1000 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

$$\text{Gramos de soluto} = 0,125 \text{ moles} \times (40 \text{ gr/1 mol}) = 5 \text{ gr NaOH puro}$$

Estos gramos de soluto que debe tener la solución 2, provienen de la solución 1.

Datos conocidos para la solución 1:

$$\text{Gramos de soluto puro a pesar} = 5 \text{ gr}$$

$$\text{Pureza} = \% \text{ m/m} = 95\%$$

$$\text{Gramos de solución a pesar} = 5 \text{ g puro} \times (100 \text{ gr solución} / 96 \text{ g puro}) = 5,2632 \text{ gramos}$$

Se pesan en la balanza analítica 5,2632 gr de NaOH (95% puro), se colocan en un matraz aforado de 250 ml y se completa con agua destilada hasta la marca. La figura 7 ilustra la preparación de una solución a partir de un reactivo líquido; la diferencia con este caso es solamente que en el reactivo sólido se determina la cantidad de solución en gramos que se debe pesar.

6.2. A partir de Reactivos Líquidos.

Los reactivos comerciales líquidos muestran en su etiqueta el peso molecular, la pureza del soluto y la densidad de la solución. Si no se indican las unidades se supone están expresadas en gr/ml. Utilizamos la densidad para convertir los gramos de solución a mililitros de solución. Así, no necesitamos pesar en balanza analítica, sino medir en pipetas o buretas el volumen de reactivo para preparar la solución. Ver figura 7.

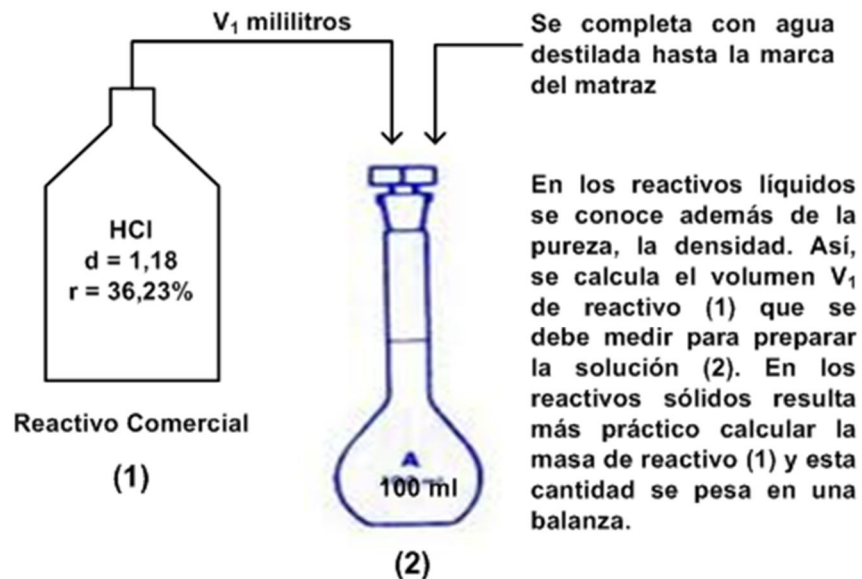


Figura 7. PROCEDIMIENTO PARA PREPARAR 100 ml DE HCl 0,475 M A PARTIR DE ÁCIDO CLORHÍDRICO COMERCIAL (1)

Ejemplo 14. Veamos cómo se preparan 100 ml de solución de HCl 0,475 M a partir de HCl comercial de densidad 1,18 y pureza 36,23 %?

Datos de la solución 1:

$$M_1 = \frac{36,23 \text{ g HCl}}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1,18 \text{ g solución}}{1 \text{ ml solución}} \times \frac{1000 \text{ ml solución}}{1 \text{ litro solución}} = 11,71 \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

Datos de la solución 2:

$$V_2 = 100 \text{ mililitros}$$

$$M_2 = 0,475 \text{ moles/litro}$$

$$n_2 = (0,475 \text{ moles/litro}) \times (1 \text{ litro}/1000 \text{ ml}) \times (100 \text{ ml}) = 0,0475 \text{ moles de HCl}$$

La solución 2 debe tener, una vez preparada, 0,0475 moles de HCl. Estos moles deben salir de la solución 1.

Por lo tanto el volumen de solución 1 que debemos medir es:

$$V_1 = (0,0475 \text{ moles de HCl}) \times (1 \text{ litro}/11,71 \text{ moles de HCl}) \times (1000 \text{ mililitros}/1 \text{ litro}) = 4,1 \text{ mililitros}$$

Con una bureta medimos 4,1 ml de HCl comercial, los llevamos a un matraz de 100 ml y completamos con agua destilada hasta la marca.

7. MEZCLAS DE SOLUCIONES.

El procedimiento se ilustra en la figura 8 y la técnica para calcular la concentración de la mezcla se indica en la figura 9.

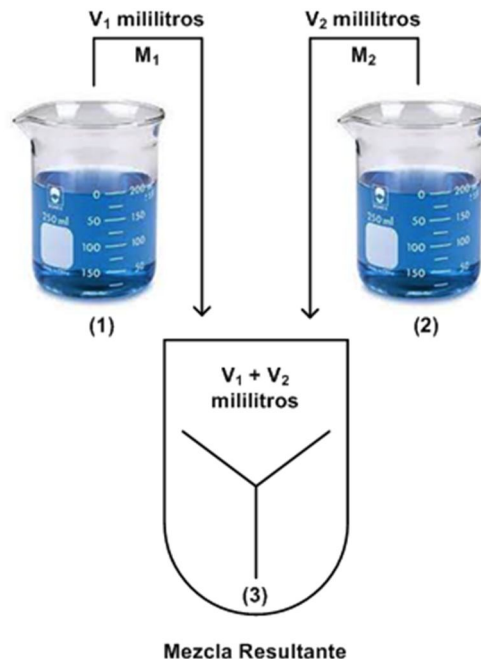


Figura 8. MEZCLAS DE SOLUCIONES

7.1. Dilución

Se utiliza ésta técnica para disminuir la concentración de un soluto. Para ello basta calcular la cantidad de agua destilada que se debe agregar para conseguir la concentración deseada. Podemos asumir en la figura 9 que (1) es la solución de concentración a disminuir y (2) el recipiente con el agua destilada, es decir, M_2 es cero porque no tiene soluto, como si lo tiene (1). En este caso la fórmula queda:

$$M_3 = \frac{M_1 V_1}{V_1 + V_2}$$

Ejemplo 15. Se tienen 100 ml de NaOH 0,25 M y se quiere disminuir su concentración a 0,10 M. ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar?

$$M_1 = 0,25$$

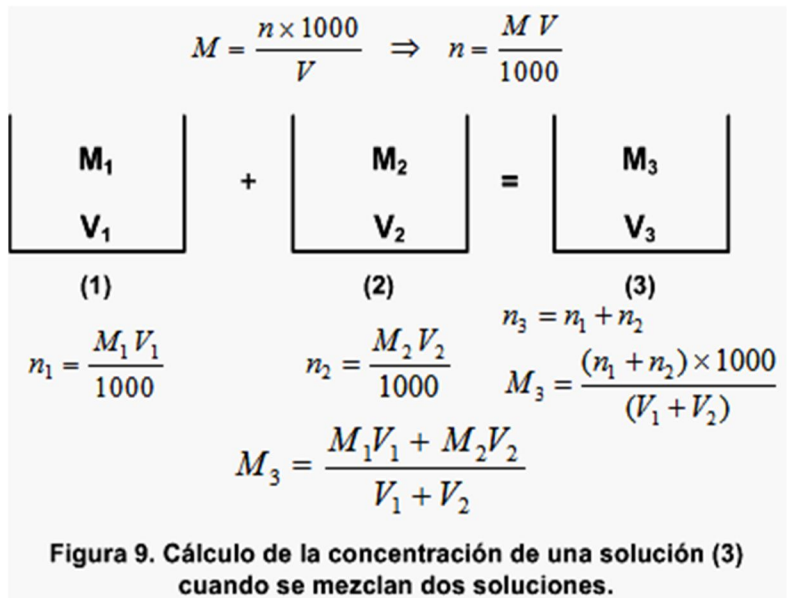
$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$M_3 = 0,10$$

$$V_2 = \text{mililitros de agua}$$

$$V_2 = \frac{M_1 V_1}{M_3} - V_1 = \frac{0,25 \times 100}{0,10} - 100 = 150 \text{ ml de agua}$$

7.2. Mezclas de Soluciones.



Dos o más soluciones que contienen el mismo soluto al mezclarlas dan como resultado una solución que contiene la suma de las cantidades de soluto de las soluciones que se mezclan y el volumen resultante la suma de los volúmenes de las soluciones originales. Ver figura 9.

Ejemplo 16. Se mezclan 100 ml de NaCl 2,5 M; 200 ml de NaCl 3,0 M y 150 ml de NaCl 1,5 M. Encontrar la molaridad de la solución resultante.

$$M_4 = \frac{M_1 V_1 + M_2 V_2 + M_3 V_3}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{2,5 \times 100 + 3,0 \times 200 + 1,5 \times 150}{100 + 200 + 150} = \frac{1075}{450} = 2,39 \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

8. ACTIVIDADES DE MEJORAMIENTO

Para las actividades 1 a 8 utilice las curvas de solubilidad de la figura 1.

1. ¿Cuál es la solubilidad del nitrato de potasio en 100 gramos de agua a 40°C?
2. ¿Cuál es la temperatura mínima necesaria para disolver 110 gramos de Pb(NO₃)₂ en 100 mililitros de agua?
3. ¿A qué temperatura el KNO₃ y el Pb(NO₃)₂ tienen la misma solubilidad?
4. A 40°C, ¿cuál sustancia es más soluble en agua, Pb(NO₃)₂ ó NH₄Cl ? Sustente la respuesta utilizando un diagrama de solubilidad.
5. Si 60 gramos de NH₄Cl se mezclan con 100 gramos de agua a 40°C, ¿cuántos gramos de soluto no se disuelven?
6. Si se agregan 40 gramos de NaNO₃ a 100 mililitros de agua, ¿cuántos gramos de sal se deben agregar para saturar la solución?

7. Se tienen 10 gramos de K_2SO_4 a $80^\circ C$. ¿Hasta qué temperatura debemos enfriar la solución, para saturarla?
8. A $40^\circ C$ se tienen: 40 gramos de KNO_3 , 100 gramos de $NaNO_3$ y 100 gramos de agua. (a) La mezcla es homogénea o heterogénea?. Explique. (b) Si es heterogénea, ¿cuántos gramos de soluto no se disuelven?, ¿cuál es el soluto que no se disuelve? (c) Encontrar el % m/m de los tres componentes. Rta: 16,7% ; 41,7% ; 41,7%
9. Se prepara una solución a base de 2 moles de $NaNO_3$, 3,5 moles de K_2SO_4 y 250 gr de H_2O . Cuál es el porcentaje en masa de cada compuesto? R/ta. 16,52% ; 59,18% ; 24,29%
10. Tenemos una solución 0,693 M de HCl. Para una determinada reacción necesitamos 0,0525 moles de HCl. Cuántos ml de la solución debemos tomar? R/ta. 75,8 ml
11. Se dispone de una solución acuosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , al 10% peso y densidad 1,07 g/ml. Calcular: a) fracción molar del soluto, b) molaridad dad, c) molalidad, d) normalidad. R/ta. 0,02; 1,09; 1,13 ; 2,18
12. Hasta qué volumen deben diluirse 20 ml de HCl 6 M para que la solución final sea 0,10 M ? R/ta. 1200 ml
13. Queremos preparar 17,31 ml de solución de $KMnO_4$ 0,692 N para utilizarlo en una reacción donde MnO_4^{-1} pasa a Mn^{+2} . Cuantos gramos de $KMnO_4$ se necesitan? R/ta. 0,3784 gr.
14. Cómo se preparan 250 ml de NaCl 2 M a partir de Sal sólida 85% pura? R/ta. 29,25 gr sal (pura); 34,41 g sal impura.
15. Cómo se preparan 500 ml de ácido sulfúrico, H_2SO_4 0,125 N a partir de ácido sulfúrico 18 M? R/ta. 1,74 ml

