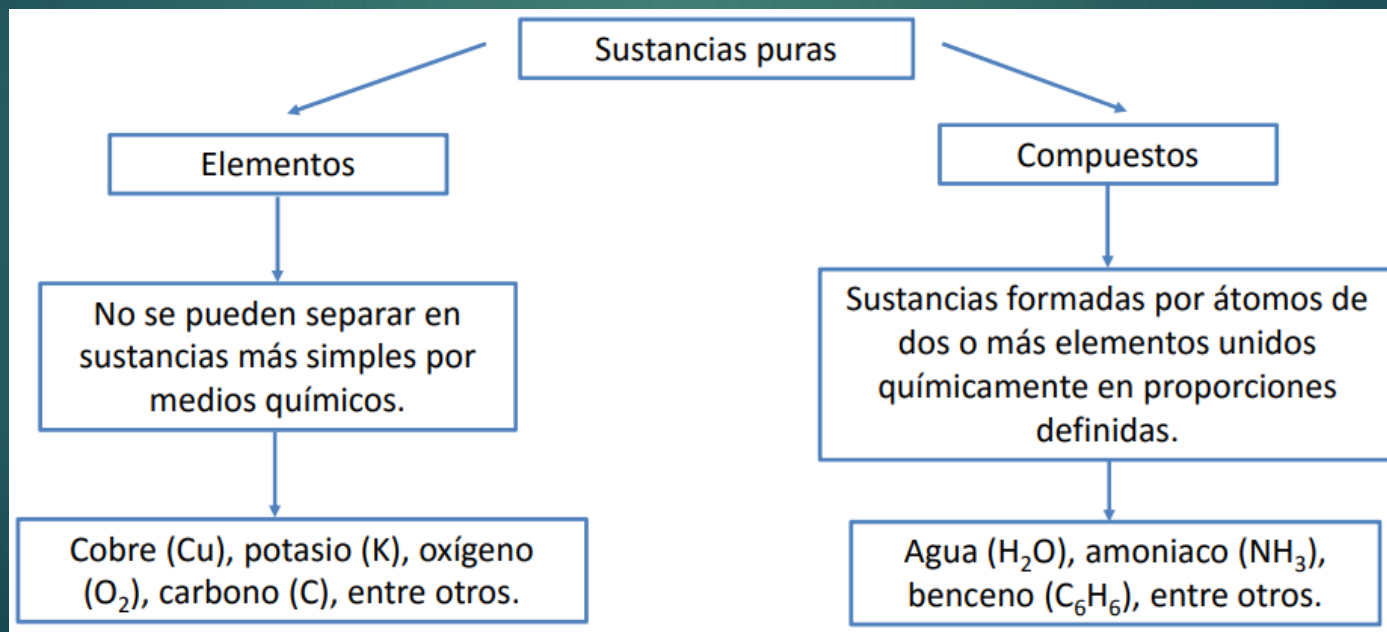


Soluciones

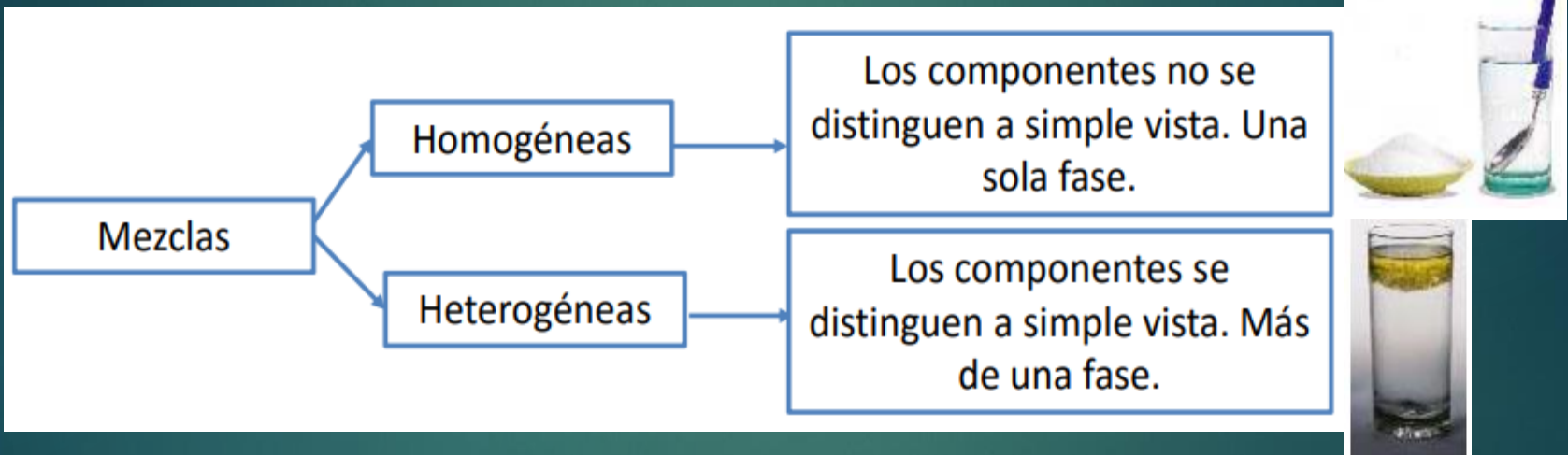
Sustancia

- Una sustancia pura es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoníaco, el azúcar (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias puras difieren entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.



Mezclas

- Sistemas materiales formados por dos o más sustancias puras.



Tipos de mezclas

- ▶ Suspensión.- Mezcla heterogénea formada por un sólido en polvo o pequeñas partículas no solubles (fase dispersa) que se dispersan en un medio líquido (fase dispersante). Ej. Agua y arena, pinturas vinílicas, jugos elaborados con frutas naturales, talco fino en agua
- ▶ Coloide.- Dispersión de partículas de una sustancia (fase dispersa) en un medio dispersor, formado por otras sustancias. La fase dispersa y el medio dispersor pueden ser gases, líquidos, sólidos o una combinación de diferentes fases.

Disolución

- ▶ Mezcla homogénea de uno o más solutos (sustancia disuelta) distribuidos en un disolvente (sustancia que produce la disolución); este componente se encuentra en mayor proporción y es el que determina el estado de agregación en el que se encuentra la disolución.



El agua es el disolvente de la mayoría de las disoluciones (que reciben el nombre de disoluciones acuosas), por lo que se conoce como disolvente universal.

Tipos de disoluciones

- ▶ Según el estado físico de sus componentes.

Soluto	Disolvente	Estado disolución	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones metálicas
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgamas
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en paladio
Sólido	Líquido	Líquido	Salmuera
Líquido	Líquido	Líquido	Vinagre
Gas	Líquido	Líquido	Bebidas gaseosas
Sólido	Gas	Gas	Humo
Líquido	Gas	Gas	Aire húmedo
Gas	Gas	Gas	Aire seco

Según la proporción de los componentes.

- ▶ Las disoluciones se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen.
- ▶ **Disolución no saturada o insaturada**
 - ▶ Contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver el disolvente
- ▶ **Disolución saturada**
 - ▶ Contiene la máxima cantidad de un soluto que puede disolver un disolvente en particular, a una temperatura específica.
- ▶ **Disolución sobresaturada**
 - ▶ Contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada. Estas disoluciones no son muy estables. Con el tiempo una parte del soluto se separa de la disolución en forma de cristales (cristalización).

Según su conductividad eléctrica

- ▶ Aquellas sustancias (solutos) que en disolución acuosa son conductoras de la electricidad se denominan ELECTROLITOS, y sus disoluciones, disoluciones DISOLUCIONES ELECTROLÍTICAS.
- ▶ Electrolito.- Sustancia que se disocia inmediatamente en medio acuoso en partículas con cargas eléctricas (iones).
 - ▶ Electrolitos fuertes.- disociación completa. (NaCl , H_2SO_4 , NaOH)
 - ▶ Electrolitos débiles.- disociación parcial. (H_2CO_3 , CH_3COOH , H_2S)
- ▶ No electrolito.- Sustancia que en disolución acuosa no son conductoras de la electricidad. (Glucosa, Sacarosa, amoníaco, metanol)

Concentración de soluciones

- Para estudiar la estequiometria en disoluciones es necesario conocer la cantidad de reactivos presentes en una disolución y sabe controlar las cantidades utilizadas de reactivo para llevar acabo una reacción en disolución acuosa.

- La concentración de una disolución es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente o de disolución.

La concentración de una disolución se puede expresar en :

Otras
Unidades de
concentraci
ón

Concentraciones químicas

Concentra
ciones
físicas

PPM

Molaridad

Normalidad

Molalidad

Fracción
molar

Unidades
porcentuales
de
concentración

Unidades porcentuales de concentración

- ▶ Expresan la concentración mediante el porcentaje de soluto en la disolución, utilizando unidades físicas.
- ▶ Se utilizan tres tipos de unidades porcentuales:
 - ▶ Porcentaje masa/masa o peso/peso (% m/m o % p/p)
 - ▶ Porcentaje masa/volumen o peso/volumen (% m/v o % p/v)
 - ▶ Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

Porcentaje masa/masa (% m/m)

- ▶ Expresa la masa en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución.

- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) disolución}} \times 100$

- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de soluto} + \text{masa (g) de disolvente}} \times 100$

Ejemplo

- ▶ ¿Cuál es el % m/m de una disolución formada por 30,0 gramos de soluto y 170 gramos de disolvente?

- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de soluto} + \text{masa (g) de disolvente}} \times 100$

- ▶ $\% m/m = \frac{30 \text{ g}}{30 \text{ g} + 170 \text{ g}} \times 100 = \frac{30 \text{ g}}{200 \text{ g}} \times 100 = 15\%$

Porcentaje masa/volumen (% m/v)

- ▶ Expresa la masa en gramos de soluto por cada 100 mililitros de disolución.

- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100$

- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (mL) de soluto} + \text{volumen (mL) de } \textit{disolvente}} \times 100$

Ejemplo

- ▶ ¿Cuántos gramos de soluto se necesita para preparar 300 mL de disolución de yoduro potásico (KI) al 15% m/v?
- ▶ $\% m/m = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100$
- ▶ $15\% = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{300 \text{ ml}} \times 100$
- ▶ masa (g) de soluto = 45 gramos

Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

- ▶ Expresa la volumen en mililitros de soluto por cada 100 mililitros de disolución.

- ▶ $\% \text{ m/m} = \frac{\text{volumen (mL) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100$

- ▶ $\% \text{ m/m} = \frac{\text{volumen (mL) de soluto}}{\text{volumen (mL) de soluto} + \text{volumen (mL) de disolvente}} \times 100$

Ejemplo

- ▶ ¿Cuál es el % v/v de una disolución acuosa al 3,2% m/m de etanol? (Densidad disolución: 1,0 g/mL; densidad etanol: 0,8 g/mL)
- ▶ Se deben convertir los valores en masa del soluto y disolución a volumen (mL), a través de la densidad.
- ▶ $\rho = \frac{m}{v}$ Base de cálculo= 100
- ▶ $3,2 \% = \frac{\text{masa soluto (g)}}{100 \text{ g}} \times 100$
- ▶ Masa soluto= 3,2 gramos
- ▶ $V = \frac{m}{\rho} = \frac{3,2 \text{ g}}{0,8 \text{ g/ml}} = 4 \text{ ml etanol}$ $V = \frac{m}{\rho} = \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 100 \text{ ml}$
- ▶ $\% m/m = \frac{\text{volumen (mL) de soluto}}{\text{volumen (mL) disolución}} \times 100 = \frac{4 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} \times 100 = 4\%$

Unidades químicas de concentración

- ▶ Las concentraciones se pueden expresar por métodos químicos, que se diferencian de los métodos físicos en que están referidas a los moles del soluto (y en ocasiones del disolvente). Entre los métodos químicos más utilizados tenemos:

Molaridad (M)

Este método es muy útil para expresar concentraciones cuando se utiliza un equipo volumétrico (probetas, buretas o pipetas). Solo se necesita pesar cierta cantidad de soluto, que corresponda a la concentración deseada, y adicionar suficiente disolvente hasta completar un volumen determinado en un matraz volumétrico aforado.

Numero de moles de
soluto en un litro de
disolución

$$M = \frac{\text{Numero de moles}}{\text{Litro de solución}}$$

¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) se requieren para preparar 250 ml de una disolución cuya concentración sea de 2.16 M?

1^{er} hacer la conversión a volumen



play.google.com300 x 300

2do concentración a número de moles y después a gramos

Calculamos el número de moles de ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) que hay en 250 ml de disolución 2.16 M

$M = \frac{\text{Numero de moles}}{\text{Litro de solución}}$

Sustituyendo $2.16 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{n}{.250 \text{ l}}$

$$n = 0.54 \text{ mol}$$

masa molecular del $\text{K}_2 \text{Cr}_2\text{O}_7 = 294.2 \text{ g}$

Por lo tanto

$$n = \frac{g}{\text{masa molar}}$$

► **Sustituyendo valores obtendremos los gramos**

► $0.54 \text{ mol} = \frac{g}{294.2 \text{ g/mol}}$

► $g = 159 \text{ g de } \text{K}_2 \text{Cr}_2\text{O}_7$

Normalidad

La normalidad es la relación entre los equivalentes de una sustancia y los litros de una solución. Los equivalentes se refieren a las cargas por mol de una sustancia: para el caso de los ácidos se refiere a la cantidad de cargas de los hidronio H^+ , para las bases a la cantidad de cargas negativos de los grupos hidroxilo OH^- y para las sales se refiere a las cantidades positivas de los elementos metálicos que sustituyen los hidrógenos de los ácidos. Se denota por N

$$\left. \begin{aligned} \text{Normalidad} &= \frac{\text{Nº equivalentes soluto}}{\text{litros de disolución}} \\ \text{Nº equiv. soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso equivalente del soluto}} \\ \text{Peso equiv. del soluto} &= \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}} \end{aligned} \right\} N = \frac{g_{\text{soluto}} \cdot \text{valencia}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disolución}}}$$

- ▶ **Peso equivalente.**- es aquella fracción de la masa molar que corresponde a una unidad definida de reacción química.

Peso equivalente de un ácido

Es aquella fracción que contiene o que puede suministrar para la reacción un ion hidrógeno (H^+). Un equivalente gramo, es aquel peso que contiene un mol de Ion hidrógeno (H^+), es decir:

Peso equivalente de un ácido

$$\text{Eq-ácido} = \frac{\text{Masa Molar}}{\text{No. de } (H^+)}$$

Peso equivalente de una base

- Es aquella fracción que contiene o puede suministrar un ion oxidrilo (OH^-) que puede reaccionar como un ion hidrógeno, es decir:

Peso equivalente de una base

$$\text{Eq-base} = \frac{\text{Masa Molar}}{\text{No de iones (OH) }^-}$$

Peso equivalente de una sal

El equivalente gramo de una sal se determina por el número de gramos de soluto, por la valencia (valor absoluto) de los iones de compuestos estos es:

$$\text{Peso equivalente de una sal} \\ \text{Eq-sal} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{No de valencia}}$$

Calcule la **normalidad** de la siguiente solución acuosa, 9.50 g de hidróxido de sodio en 450 ml de solución .

► Masa molar NaOH= 39.997 g

► $P_{eq} - base = \frac{Masa\ molar}{No\ de\ OH^-}$

► $P_{eq} - base = \frac{39.997\ g}{1} = 39.997\ g$

►

$$N^{\circ} eq = \frac{\text{gramos soluto}}{P_{eq} \text{ soluto}} = \frac{9,5 \text{ g}}{39,99 \text{ g /eq}} = 0,237 \text{ eq}$$

$$N = \frac{\text{equivalente}}{L}$$

$$N = \frac{0.237 \text{ eq}}{0.450 \text{ l}} = 0.528 \frac{\text{eq}}{\text{l}} \text{ de NaOH}$$

Molalidad

La molalidad (m) es el número de moles de soluto que contiene un kilogramo de disolvente. Para preparar disoluciones de una determinada molalidad, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede emplear un vaso de precipitado y pesar en balanza analítica.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

- ▶ La cantidad de soluto se expresa en moles y la cantidad de solvente en Kg. Es necesario por lo tanto conocer la masa de soluto y el peso molar para determinar la cantidad de moles.

¿Cual es la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 2.70 gr de CH_3OH con 25 g de H_2O ?

$$m = \frac{\text{Numero de moles}}{\text{Kg de solvente}}$$

masa molecular del $\text{CH}_3\text{OH} = 32.04\text{g/mol}$

$$n = \frac{g}{\text{masa molar}}$$

Sustituyendo

$$n = \frac{2.70 \text{ g}}{32.04 \text{ g/mol}} = 0.084\text{mol}$$

De la formula de molalidad , sustituyendo obtendremos la concentración.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

como se tienen los gramos de agua es necesario transformarlos en kilogramos por lo que son 0.025 kg

$$m = \frac{0.084 \text{ mol}}{0.025 \text{ kg}} = 3.36 \text{ mol/kg}$$

Fracción molar (χ)

- ▶ Expresa el cociente entre el nº de moles de un soluto en relación con el nº de moles total (soluto más disolvente).

$$\chi_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}}$$

- ▶ Igualmente

$$\chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}}$$

- ▶ La suma de las fracciones molares del soluto y disolvente debe ser igual a la unidad.

Ejemplo

- ▶ Una disolución esta formada por 324 g de H₂O y 120 g de ácido acético (CH₃COOH). Calcular la fracción molar de cada uno.
- ▶ PM H₂O = 18 g/mol PM CH₃COOH = 60 g/mol
- ▶ Se calcula las moles de cada compuesto
- ▶ n H₂O = 18,0 mol n CH₃COOH = 2,0 mol
- ▶ La fracción molar será:
- ▶
$$X_{H_2O} = \frac{18 \text{ moles de H}_2\text{O}}{(18 \text{ moles de H}_2\text{O} + 2 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})} = 0,9$$
- ▶
$$X_{CH_3COOH} = \frac{2 \text{ moles de CH}_3\text{COOH}}{(18 \text{ moles de H}_2\text{O} + 2 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})} = 0,1$$

PPM

- ▶ Para expresar concentraciones muy pequeñas, trazas de una sustancia muy diluida en otra, es común utilizar otras unidades de concentración, tales como:
- ▶ ppm: partes por millón
- ▶ ppb: partes por billon
- ▶ ppt: partes por trillón
- ▶ $ppm = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 10^6 \rightarrow \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa disolución (Kg)}}$

Ejemplo

- ▶ ¿Cuál es la concentración en ppm de una disolución de 500 gramos que contiene 0,018 gramos de manganeso (Mn)?
- ▶ $ppm = \frac{0,018\text{ g}}{500\text{ g}} \times 10^6 = 36\text{ ppm}$

Propiedades coligativas

- ▶ Son propiedades que solo dependen del número de partículas de soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas.
- ▶ Disminución de la presión de vapor (tonoscopía)
- ▶ Elevación del punto de ebullición (ebulloscopía)
- ▶ Disminución del punto de congelación (crioscopía)
- ▶ Presión osmótica