

SOLUCIONES QUÍMICAS

VALENTINA VALENCIA GRANADOS

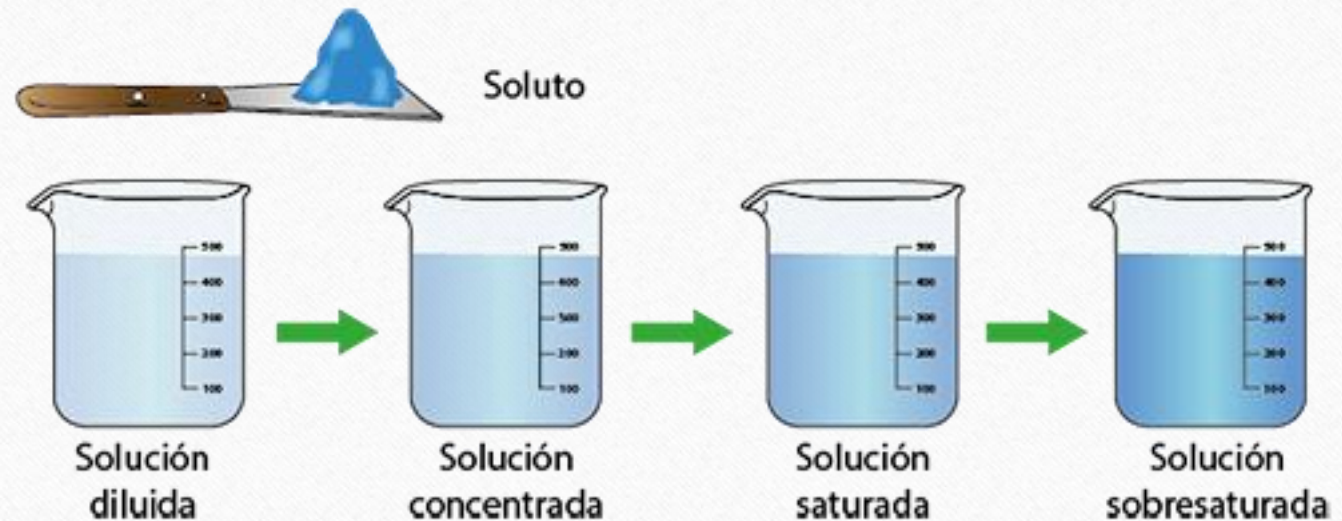
2017

DISOLUCIÓN O SOLUCIÓN

- Mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- Compuesta de solvente y soluto, el solvente es el que se encuentra en mayor proporción.
- El soluto o los solutos se disuelven en el solvente.
- El solvente más común es el agua

CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES

- Cantidad de soluto disuelta en una cantidad determinada de solvente
- Diluidas
- Concentradas
- Saturadas
- Sobresaturadas



UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

MOLALIDAD

$$m : \left(\frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solución}} \right)$$

SOLUBILIDAD

$$\text{Solubilidad: } \left(\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Litro de solución}} \right) \text{ ó } \left(\frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ ml de solución}} \right) \neq \rho: \left(\frac{\text{Peso de solución}}{\text{Volumen de solución}} \right)$$

UNIDADES DE COCENTRACIÓN

$$\% \frac{P}{P} : \left(\frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}} \right) * 100$$

$$\% \frac{V}{V} : \left(\frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \right) * 100$$

$$\% \frac{P}{V} : \left(\frac{\text{Peso del volumen}}{\text{Volumen de la solución}} \right) * 100$$

EJEMPLO

- Para preparar una solución compuesta de Etilenglicol, Agua destilada y Fluoruro de Amonio se utilizan los siguientes valores:

126 mL Etilenglicol ($C_2H_6O_2$) $\rho = 1,11 \text{ g/mL}$

1,4 mL Agua destilada $\rho = 1 \text{ g/mL}$

0,3532 g de Fluoruro de amonio

- Calcular los porcentajes en peso de cada componente de la solución.

$$126 \text{ mL Etilenglicol} * \left(\frac{1,11 \text{ g Etilenglicol}}{1 \text{ ml Etilenglicol}} \right) = 139,86 \text{ g Etilenglicol}$$

$$\% \frac{P}{P} \text{ Etilenglicol} = \left(\frac{139,86 \text{ g Etilenglicol}}{139,86 \text{ g Etilenglicol} + 1,4 \text{ g Agua destilada} + 0,3532 \text{ NH}_4\text{F}} \right) * 100 = 98,75\%$$

$$\% \frac{P}{P} \text{ NH}_4\text{F} = \left(\frac{0,3532 \text{ g}}{141,6132 \text{ g}} \right) = 0,249 \% \sim 0,25\%$$

$$\% \frac{P}{P} \text{ H}_2\text{O} = 100\% - (98,75\% + 0,25\%) = 1 \%$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

MOLARIDAD

$$M = \frac{\text{(número de moles)}}{\text{(Litros de solución)}}$$

EJEMPLO: Se requiere preparar una solución de 250mL de Ácido sulfúrico 3M. ¿Cuánto ácido se requiere?

$$\text{Número de moles} = \left(3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} * 0,250 \text{ L} \right) = 0,75 \text{ moles de Ácido sulfúrico}$$

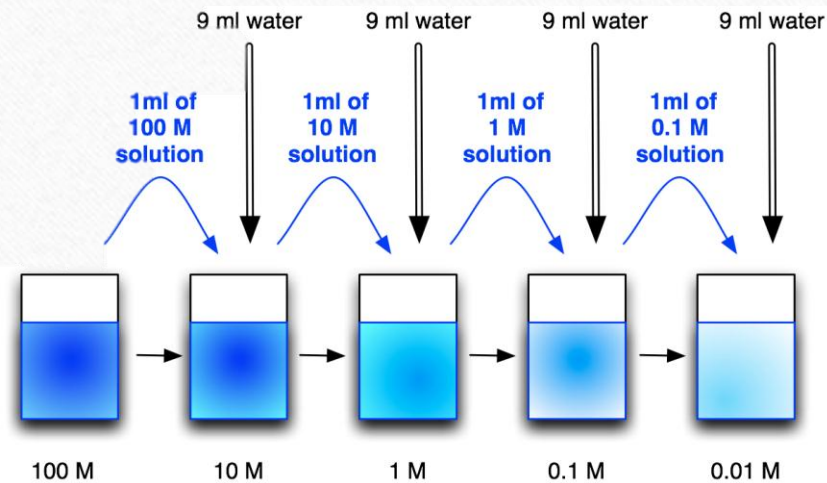
$$N^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso molecular}} \text{ es decir, como el peso molecular del } H_2SO_4 \text{ es aproximadamente } 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Gramos de ácido} = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,75 \text{ mol} = 73,5 \text{ gramos de ácido}$$

DILUCIONES



- ¿Por qué hacer diluciones?
- Las moles del soluto permanecen constantes en las diluciones, lo único que agregamos es mayor cantidad de solvente, generalmente agua.
- Teniendo en cuenta el concepto de molaridad, fácilmente podemos realizar cualquier dilución.



DILUCIONES

- Como el número de moles se mantiene constante
moles de soluto en sol. concentrada = moles soluto sol. diluida

*moles = Molaridad * Volumen de solución (Litros)*

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

EJEMPLO

- ¿Cuántos mililitros de HCl al 38% se requieren para preparar 250 mL de HCl al 33.9% ?

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

$$\left(\frac{33.9 \text{ g ácido clorhídrico}}{100 \text{ g solución comercial}} \right) * \left(\frac{1 \text{ mol ácido clorhídrico}}{36,46 \text{ g ácido clorhídrico}} \right) * \left(\frac{1,168 \text{ g solución comercial}}{1 \text{ mL solución comercial}} \right) * \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 10,85 \text{ M}$$

$$\left(\frac{38 \text{ g ácido clorhídrico}}{100 \text{ g solución comercial}} \right) * \left(\frac{1 \text{ mol ácido clorhídrico}}{36,46 \text{ g ácido clorhídrico}} \right) * \left(\frac{1,184 \text{ g solución comercial}}{1 \text{ mL solución comercial}} \right) * \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 12,34 \text{ M}$$

$$V_1 = \frac{10.85 \text{ M} * 0,250 \text{ L}}{12.34 \text{ M}} = 0,21981 \text{ L} \sim 219,81 \text{ mL}$$

REFERENCIAS

- [1] Brown, LeMay, Bursten. Química la ciencia central. 9na Edición. Prentice Hall. México.
- [2] <http://solucionespropiedadescoligativas.blogspot.com.co/2015/11/presion-osmotica.html>
- [3] <http://inside107and109.blogspot.com.co/2016/11/serial-dilution-help.html>
- [4] <http://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-molalidad.html>