

## TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N°8: SOLUCIONES

### Introducción

Un tipo de sistemas materiales que encontramos con muchísima frecuencia en la vida cotidiana son las soluciones, también llamadas disoluciones. Tanto las soluciones gaseosas, como las líquidas y las sólidas están presentes continuamente a nuestro alrededor. Si preparamos un poco de mate cocido, después de colarlo tenemos una solución; un anillo de oro 18 quilates es en realidad una solución sólida (también llamada aleación) de cobre y plata en oro: lo de 18 k significa que cada 24 partes de material, 18 son oro y el resto corresponde a los otros metales que lo acompañan (el oro puro, por convención, se denomina oro 24 quilates), y así podríamos seguir con los ejemplos. Por eso, vale la pena detenernos un poco en este tipo de sistemas.

Muchas de las soluciones que utilizamos están formadas por dos componentes: soluto y solvente. Denominamos soluto al componente de la solución que se encuentra en menor proporción y solvente al que está en mayor proporción. Así, si analizamos una muestra de agua salada, la sal es el soluto y el agua el solvente.

Si se preparan dos soluciones, una con una cucharada de azúcar disuelta en un vaso de agua y otra con tres cucharadas de azúcar en la misma cantidad de agua.

Aparte del sabor, que por supuesto será diferente, decimos que estas soluciones tienen distinta concentración, entendiendo por tal la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solvente. En forma cualitativa, podemos diferenciar soluciones que tienen poco soluto, soluciones diluidas, de las que tienen mayor cantidad de soluto, soluciones concentradas.

Las soluciones que no admiten mayor cantidad de soluto, sino que éste queda en el fondo sin disolver, se denominan soluciones saturadas. En este caso el sistema homogéneo que tenía inicialmente, el agua, siguió siendo homogéneo mientras pasaba a ser una solución diluida y luego concentrada, pero finalmente llegó a un punto en que se transformó en un sistema heterogéneo: las dos fases presentes son la solución saturada y el resto de soluto que no se disuelve.

Cuando se desea informar de un modo más exacto acerca de la composición de una solución, se indica en forma numérica su concentración. Por ejemplo, si se disuelven 20 gramos de sal en un recipiente que contiene 80 gramos de agua,

¿Cuál será la masa de solución que se obtiene? Evidentemente, 100 gramos. Para indicar la composición de este sistema, decimos que se trata de una solución de sal en agua de concentración 20% en masa, con lo cual indicamos que el 20% de la masa total del sistema es sal. Tenga en cuenta que la masa total del sistema será la suma de las masas de sus componentes, pero el volumen final puede ser algo diferente de la suma de los volúmenes utilizados.

También puede expresarse la concentración de una solución, indicando la masa de soluto presente en determinado volumen de solución, generalmente 100 mL o cm<sup>3</sup> (recuerde que 1 mL = 1 cm<sup>3</sup>). Por ejemplo si tenemos disueltos 15 g de soluto en 150 mL de solución, diremos que la concentración de esta solución es 10% m/V. El cálculo correspondiente es:

$$\begin{aligned} 150 \text{ mL de solución} & \text{-----} 15 \text{ g de soluto} \\ 100 \text{ mL de solución} & \text{-----} x = 15 \text{ g} \times 100 \text{ mL} / 150 \text{ mL} \\ & = 10 \text{ g de soluto en } 100 \text{ mL de solución, o} \\ & \text{Concentración de la solución } 10 \% \text{ m/V.} \end{aligned}$$

Le sugerimos que repase las unidades que se usan habitualmente para expresar masas y volúmenes, sus múltiplos y las formas de pasar de unos a otros, por ejemplo de litros a mililitros, de gramos a kilogramos, de dm<sup>3</sup> a cm<sup>3</sup>, etc.

#### Recuerde:

Unidad de masa el kilogramo, kg (las unidades no llevan punto final). Submúltiplo más usado: gramo, g 1 kg = 1000 g Otro submúltiplo usado: miligramo, mg 1 mg = 0,001 g

Unidad de volumen, el metro cúbico, m<sup>3</sup>

Submúltiplo muy usado, centímetro cúbico, cm<sup>3</sup> 1 m<sup>3</sup> = 1000 cm<sup>3</sup>

Habitualmente se usan también como medidas de volumen el litro, L y el mililitro, mL 1 L = 1 dm<sup>3</sup> = 1000 cm<sup>3</sup> = 1000 mL

Unidad de densidad usada habitualmente: g/cm<sup>3</sup>, es decir la masa en gramos de sistema que ocupa un volumen de 1 cm<sup>3</sup>. En el caso del agua, uno de los solventes más comunes, su densidad a temperatura ambiente es aproximadamente igual a 1 g/cm<sup>3</sup>, es decir que 1 gramo de agua ocupa un volumen de 1 cm<sup>3</sup>.

**Objetivos**

- Reconocer los componentes de una solución soluto y solvente.
- Diferenciar sustancia pura de solución.
- Establecer la composición de una solución sencilla.

**Materiales:** material volumétrico que tengamos en casa- balanza- agua- sal de mesa o azúcar, cucharita.

**Procedimiento:**

- Tomar un volumen medido de 200 ml de agua y disolver en el 20 g de sal o de azúcar.
- Comparar el aspecto del sistema resultante con el aspecto del agua pura. Sacar conclusiones.
- Establecer la diferencia entre una sustancia pura y una solución y entre soluto y solvente.
- Considerando la densidad del agua de 1 g/ml, calcular la composición de la solución preparada en % m/m (gramos de soluto por cada 100g de solución)
- Medir el volumen de la solución y compararlo con el volumen de agua pura utilizado.
- Calcular la composición de la solución en % m/V (gramos de soluto por cada 100 ml de solución)
- Calcular la densidad de la solución a partir de su masa y volumen.
- ¿qué relación existe entre la composición expresada en %m/m; %m/V y la densidad de la solución?

EXPERIENCIA N°2:

**OBJETIVOS**

- Clasificar las soluciones según la relación entre la masa de soluto y de solvente.

**Materiales:**

Sobre de jugo en polvo a elección. Agua corriente. Cucharita. 4 vasos transparentes.

**Procedimiento**

- Leer el sobre de jugo, y de acuerdo a las indicaciones de la etiqueta, preparar :  
Vaso 1: solución diluida  
Vaso 2: solución concentrada  
Vaso 3: solución saturada  
Vaso 4: solución sobresaturada

Recuerda mezclar bien en cada caso.

**Responde.**

- a. ¿En qué vasos se tienen sistemas homogéneos? Y heterogéneos?
- b. ¿Cómo varia la intensidad de color en los sistemas homogéneos?
- c. ¿Cuáles son las fases en los sistemas heterogéneos?
- d. ¿Por qué hay sedimentos en los sistemas heterogéneos?
- e. ¿Cómo es la intensidad del color en los sistemas heterogéneos? ¿por qué?
- f. ¿Cómo identificas a una solución saturada? Y una diluida? Y una concentrada?

Conclusiones:

¿Cómo se pueden clasificar las soluciones en función de la cantidad de soluto y solvente?

Define:

Solución saturada- solución concentrada y solución diluida. Cita ejemplos para cada una.

**Informe**

Realizar el informe de laboratorio correspondiente siguiendo el formato preestablecido.  
Recuerda adjuntar fotos para ilustrar las experiencias.

Fecha de presentación del informe: **20 -10-2020**