

Unidad 3:

Soluciones

Introducción Teórica

Se denomina **solución** o **disolución** a una mezcla homogénea constituida por dos o más sustancias. Es decir que una solución es un sistema material homogéneo (una sola fase) y de dos o más componentes.

A diferencia de las sustancias puras, una solución puede separarse en sus componentes utilizando métodos fraccionamiento tales como la destilación, la cromatografía y la cristalización.

Desde el punto de vista del estado de agregación del sistema, una solución puede ser:

- **SÓLIDA:** como una aleación de metales y/o no metales. Por ejemplo, el acero, el bronce, el oro blanco.
- **LÍQUIDA:** disolución de un gas, un líquido y/o un sólido en un líquido. Por ejemplo, el agua de mar, el agua de canilla, el alcohol medicinal.
- **GASEOSA:** mezcla de gases. Por ejemplo, el aire atmosférico, el aire exhalado de los pulmones.

En la vida cotidiana utilizamos y preparamos muchas soluciones. Por ejemplo, al disolver un polvo para hacer jugos en agua potable. Si lo disolvemos en poca agua será intomable, porque la solución estará muy **concentrada**. En cambio, si disolvemos en demasiada cantidad de agua tendrá poco sabor ya que será una solución muy **diluida**. Luego volveremos sobre estos conceptos.

En Química, las soluciones son muy importantes. Su interés proviene de diversas causas:

- **PRACTICIDAD.** Muchas sustancias se almacenan con mayor facilidad estando disueltas en un líquido (generalmente agua). Por ejemplo, los ácidos y las bases.
- **CONSERVACIÓN.** Algunas sustancias se conservan mejor, permanecen más tiempo inalteradas, cuando se hayan disueltas en un líquido. Por ejemplo, aquellas que absorben la humedad ambiente como el cloruro de magnesio.
- **VELOCIDAD DE REACCIÓN.** Las reacciones químicas llevadas a cabo en solución disponen de mayor número de corpúsculos disponibles para reaccionar.

También es posible clasificar a las soluciones según el número de componentes. Así tenemos soluciones binarias, ternarias, cuaternarias, etc. Sin lugar a dudas, las soluciones más útiles en un laboratorio de Química son las soluciones binarias y líquidas. Tal es así que se le asigna un nombre a cada componente de una solución de este tipo:

- **SOLUTO:** es la sustancia que se disuelve en un líquido y es, en general, la que se encuentra en menor proporción en la mezcla.
- **SOLVENTE:** es la sustancia que disuelve al soluto y es, en general, la que se encuentra en mayor proporción en la mezcla.

Cualquier líquido puede actuar como solvente, pero el más utilizado es el agua; llamándose a éstas soluciones acuosas. También pueden prepararse soluciones alcohólicas (como los licores o el vino), clorofórmicas (cloroformo como solvente), bencénicas (benceno como solvente) y otras más.

Por razones prácticas utilizaremos abreviaturas para algunas palabras: solución (**sno sc**), solvente (**sv**) y soluto (**st**).

Un dato importante para no olvidar es que las masas de st y sv son aditivas, dando por resultado la masa de la sc:

$$m_{sn} = m_{sv} + m_{st}$$

Y recordar que, según la definición de **densidad**, tenemos que la densidad de una solución es el cociente entre la masa de la solución y el volumen de la solución:

$$\delta = m_{sn} : V_{sn}$$

Concentración de las soluciones

Se denomina **concentración** de una solución a la relación entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad total de la solución. Es posible, también, plantear la concentración en relación a la cantidad de solvente empleado, aunque es menos frecuente hacerlo.

Por ejemplo:

SOLUCIÓN A: 10g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN B: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN C: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 200g de solución.

Al comparar las tres soluciones A, B y C podemos concluir:

1. Las soluciones A y B tienen la misma cantidad de solución, pero la solución B es más concentrada (más salada).
2. Las soluciones B y C tienen la misma cantidad de soluto, pero la solución B es más concentrada (más salada).

3. Las soluciones A y C tienen la misma concentración, es decir son igualmente saladas.

Cualquier porción de una solución tendrá la misma concentración. Por ejemplo, al preparar un sobre de jugo todos los vasos servidos tendrán el mismo sabor.

La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras. En los laboratorios se emplean varios métodos diferentes para señalar la concentración de una solución. Y una vez calculada la concentración es indispensable anotarla en una etiqueta y pegarla en la botella donde se almacenó la solución. Una botella conteniendo una solución sin etiqueta no sirve porque no se sabe qué contiene, volviéndose peligroso su almacenamiento.

Los métodos más utilizados y, por lo tanto, los que estudiaremos en este curso son:

- **Porcentaje masa/masa (% m/m)**

Si una etiqueta dice ***X %m/m*** significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100g de solución”. (gst/100g sn)

- **Porcentaje masa/volumen (% m/v)**

Si una etiqueta dice ***X %m/v*** significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (gst / 100cm³sn)

- **Porcentaje volumen/volumen (% v/v)**

Si una etiqueta dice ***X %v/v*** significa que “hay X cm³ de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (cm³st / 100cm³sn)

- **Molaridad (M)**

Si una etiqueta dice ***X M*** significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000cm³ de solución”. (molesst / 1000cm³sn)

- **Molalidad (m)**

Si una etiqueta dice ***X m*** significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000 gramos de solvente”. (molesst / 1000g sn)

Como se observa en las definiciones, en cuatro de ellas la relación es entre soluto (medido en distintas magnitudes) y el total de la solución. En solo una de ellas, la molalidad, la relación es con el solvente.

Solubilidad

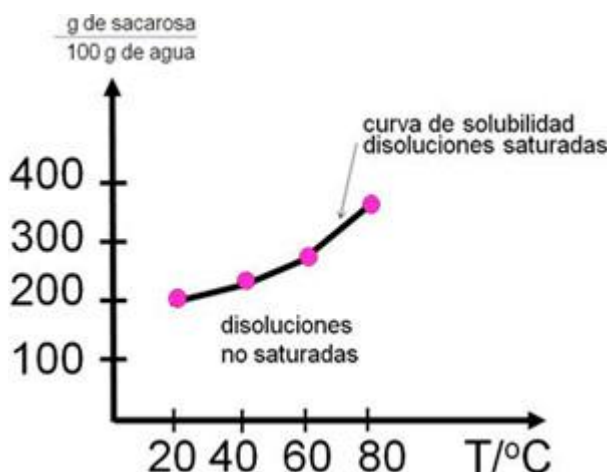
La capacidad de un solvente de disolver un soluto, en determinadas condiciones de presión y temperatura, es limitada. Cuando disolvemos un soluto en un solvente, en ciertas condiciones, llega un momento a partir del cual el soluto ya no

se disuelve más. Es decir, se alcanza el punto de saturación. Se dice que dicha solución está saturada, para esa temperatura y presión.

Se define como **solubilidad** la concentración de un soluto en la solución saturada, a determinada temperatura y presión. Suele expresarse a la solubilidad como los gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de solvente (X g st / 100 g de solvente)

La solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura, ya que la presión solo influye en el caso de solutos gaseosos. La solubilidad es un dato muy variable en la naturaleza. Se conocen solutos que tienen poca solubilidad, aun cuando la temperatura sea elevada y, en cambio, hay otros solutos cuya solubilidad es muy alta, siendo casi independiente de la temperatura. Por lo general, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura; aunque existen casos a la inversa.

Un gráfico cartesiano en el que se representa la solubilidad de un soluto en función de la temperatura, se denomina **curva de solubilidad** del soluto.



Aumento y disminución de la concentración

Para disminuir la concentración de una solución se debe agregar solvente. A este mecanismo se lo llama **dilución**. Al diluir una solución debemos recordar que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución diluida será menor al valor de la concentración de la solución original.

Para aumentar la concentración de una solución se debe eliminar solvente. Para lo cual se calienta la solución para evaporar una porción de solvente. A este mecanismo se lo llama **concentración**. Al concentrar una solución debemos recordar, también, que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución concentrada será mayor al valor de la concentración de la solución original.

Unidad 3:

Soluciones

Guía de Ejercicios

1. Se disuelven 24g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 60g de agua, obteniéndose 65cm^3 de solución. Calcular la concentración de la solución, expresándola en:
a) % m/m b) % m/v c) Molaridad d) molalidad
2. Una solución de sulfato (VI) de cinc ($ZnSO_4$) tiene una concentración de 25% m/m y una densidad de $1,15\text{g/cm}^3$. Determinar la concentración expresada en:
a) % m/v b) Molaridad
3. Se tienen tres botellas con soluciones de AgF. Las etiquetas dicen:
SNA : 1,3 M SN B : 6,35% m/v SN C : 33,2% m/m ($\delta=1,3\text{g/cm}^3$)
¿Cómo se ordenan, de mayor a menor, las concentraciones de las soluciones?
4. Se preparan 340cm^3 de solución acuosa disolviendo 45g de $Ca(OH)_2$ en agua. ¿Cuánto vale la concentración de la solución expresada en % m/v?
5. Se desean preparar 120cm^3 de solución acuosa de $CuCl_2$ al 30% m/v. ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan?
6. ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) hay disueltos en 200cm^3 de solución 20% m/v? ¿Cuál es la concentración de esta solución expresada en molaridad?
7. Se disuelven 20g de NaCl en 145g de agua, obteniéndose 150cm^3 de solución. Calcular la concentración de esta solución expresándola en % m/v, en molaridad y en molalidad.
8. Se extraen 80cm^3 de solución de una botella cuya etiqueta dice 1,2M siendo el soluto de la misma K(OH). ¿Cuántos gramos de soluto se extrajeron de la botella?
9. Para realizar un experimento se necesitan 18,5g de K(OH), utilizándose la misma botella del ejercicio anterior. ¿Qué volumen de solución habrá que extraer de la botella?
10. ¿Cuántos gramos de $FeSO_4$ hay que pesar para preparar 350cm^3 de solución acuosa 2,4M?
11. En un laboratorio se preparan 650cm^3 de solución disolviendo 52g de H_2SO_4 . La densidad de la solución resulta ser de $1,4\text{g/cm}^3$, Calcular la molaridad, el % m/m y el % m/v de la solución.

12. Para hacer una reacción química se necesitan 0,63 mol de NaHCO_3 . Si se utiliza una solución que es 9% m/v, ¿cuántos cm^3 de solución hay que utilizar en el experimento?
13. Una persona bebe dos vasos de 170cm^3 de vino tinto. La etiqueta de la botella dice que la graduación alcohólica (concentración) es de 13,5% v/v. ¿Qué volumen de alcohol ha bebido?
14. La etiqueta de una solución dice: HNO_3 0,6M - $\rho=1,35\text{g/cm}^3$. Expresar la concentración de esta solución en % m/m y en % m/v.
15. En un vaso de precipitados se ponen 80cm^3 de solución 6% m/v del soluto FeCl_3 . Se agregan 100cm^3 de agua al vaso para diluir a la solución. ¿Cuál será la nueva concentración expresada en % m/v y en molaridad?
16. En un vaso de precipitados se ponen 150cm^3 de solución 6% m/v del soluto FeCl_2 . Se calienta el vaso para evaporar parte del solvente, concentrando la solución original. Si se alcanza un volumen final de 120cm^3 , ¿cuál será la nueva concentración expresada en % m/v y en molaridad?
17. Se tienen dos botellas de solución del soluto NaOH con poca cantidad de líquido. En una botella hay 45cm^3 de solución 0,4M y en la otra botella hay 70cm^3 de solución 12% m/v. Si se mezclan ambas soluciones, ¿cuál será la concentración de la nueva solución? Expresarla en molaridad y en % m/v?
18. Se conoce que la solubilidad del CuSO_4 , a 25°C , es de 22,5g. ¿Cuántos gramos de esta oxosal se disolverán en 420cm^3 de agua, a la misma temperatura?
19. Trabajando a 15°C , se pueden disolver, en 35g de agua, 6,8g de una sal hasta obtener la solución saturada. ¿Cómo se expresará la solubilidad de esta sal?
20. Sabiendo que la solubilidad de una sustancia es de 7,7g, a 25°C . Se prepara una solución saturada de dicha sustancia empleando un volumen de agua de 250cm^3 . Suponiendo que el volumen final de la solución es de 250cm^3 , ¿cuál será la concentración de esta solución saturada? Expresarla en % m/v, Molaridad y molalidad?

Respuestas:

- 1) a) 28,6% m/m b) 36,9% m/v c) 2,1M d) 2,2m
- 2) a) 28,75% m/v b) 0,18M
- 3) $\text{SN C} > \text{SN A} > \text{SN B}$
- 4) 13,2% m/v
- 5) 36g
- 6) 40g 5,5M
- 7) 13,3% m/v 2,27M 2,35m
- 8) 5,4g
- 9) $274,8\text{ cm}^3$

- 10) 127,6g
- 11) 0,82M 5,7% m/m 8% m/v
- 12) 588,8 cm³
- 13) 45,9 cm³
- 14) 2,8% m/m 3,78% m/v
- 15) 2,7% m/v 1,64M
- 16) 7,5% 1,19M
- 17) 2M 7,93% m/v
- 18) 94,5g
- 19) 19,4g / 100g sv
- 20) 7,4% m/v 0,46M 0,47m

Bibliografía consultada:

- Di Risio, C., Roverano, M y Vázquez, I. (2006). "Química Básica. Educando.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Whitten Kennet, GaileyKennet, David Raymond (1992). "Química General". 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
- Burns Ralph A. (1995) "Fundamentos de Química". Segunda Edición. Edición Prentice Hall Inc.
- Google imágenes públicas.
- Guías de ejercicios realizadas a través del tiempo por diferentes docentes de la escuela.