	MODELO DE FORMACIÓN POR PROCESOS Y VALORES CRISTIANOS		
	LABORATORIO DE CIENCIAS NATURALES		
	GUÍA No. 6 ¿Cómo preparar soluciones a determinada concentración?		
	Versión 1.0	Fecha última actualización 23/09/ 2011	Página 1 de 6

Maestro: José Ignacio Esquivel, Jaime Castillo

NOMBRE DE LOS ESTUDIANTES: _____

ONCE:
GRUPO:
FECHA:

“La mayoría de los maestros pierden su tiempo haciendo preguntas que buscan saber aquello que el alumno no sabe, mientras que el verdadero arte de preguntar tiene como objeto descubrir aquello que el alumno sabe o puede llegar a saber”

INTRODUCCIÓN

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más componentes. La sustancia disuelta o que se disuelve, se denomina **soluta** y está presente generalmente en pequeña cantidad en comparación con la sustancia donde se disuelve o se produce la disolución, denominada **solvente**.

De los tres estados de la materia, por lo menos, teóricamente cada uno de ellos puede ser soluto o solvente en una solución, existen nueve tipos de soluciones con base en su estado físico. En la tabla 2.1, se presenta esta clasificación y algunos ejemplos comunes.

Tabla 2.1. Clases de soluciones según el estado físico

Estado del soluto	Estado del solvente	Estado de la solución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire (O ₂ y N ₂)
Gas	Líquido	Líquido	Agua mineral (CO ₂ y H ₂ O)
Gas	Sólido	Sólido	Hidrógeno en paladio
Líquido	Gas	Gas	No existen ejemplos
Líquido	Líquido	Líquido	Bebidas alcohólicas
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgamas (Hg y Au)
Sólido	Gas	Gas	No existen ejemplos
Sólido	Líquido	Líquido	Azúcar o sal en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce (aleaciones de Cu y Zn)

La solubilidad es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente a una temperatura y presión previamente establecida. Al ponerse en contacto un sólido iónico, como el NaCl, con el agua, los iones que lo forman se separan en Na⁺ y Cl⁻. Puesto que las moléculas de agua son polares, teniendo un polo negativo y uno positivo, los cationes Na⁺ son rodeados por los polos negativos del agua y los aniones Cl⁻ son rodeados por los polos positivos del agua, como se muestra en la figura 3.1. El proceso de orientación de las moléculas de agua alrededor de los iones se llama hidratación. Por esto observamos que el sólido (soluta) desaparece en el agua.

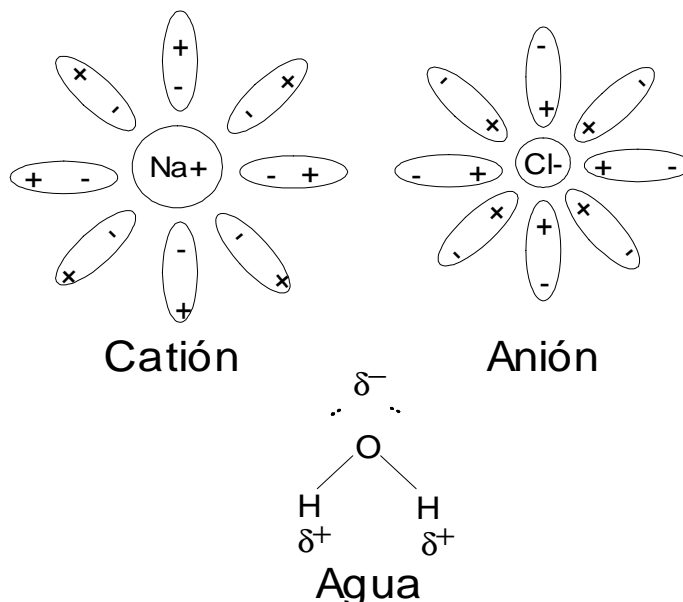



Figura 3.1. Interacción Ion – dipolo

	MODELO DE FORMACIÓN POR PROCESOS Y VALORES CRISTIANOS	
	LABORATORIO DE CIENCIAS NATURALES	
	GUÍA No. 6 ¿Cómo preparar soluciones a determinada concentración?	
	Versión 1.0	Fecha última actualización 23/09/ 2011

Un catión y un anión son solvatados por moléculas de agua. La molécula de agua con sus polos positivos y negativo debido a la electronegatividad de sus elementos.

Para que una sustancia se disuelva en agua, debe ser polar. El enlace iónico es un enlace muy polar y, cuanto más polar sea una sustancia, más soluble es en agua. En química, existe una regla de solubilidad, así: "lo semejante disuelve lo semejante", es decir que un solvente polar disuelve solutos polares y un solvente no polar disuelve solutos no polares.

La solubilidad es una propiedad característica de cada soluto en un determinado solvente, y se puede describir a cada soluto como soluble, poco soluble e insoluble en un solvente determinado. La solubilidad de un soluto en un solvente no sólo está dado por la naturaleza química del soluto o del solvente, sino que existen diferentes factores que afectan la solubilidad, como la temperatura y la presión.

La temperatura afecta la rapidez y el grado de solubilidad. Al moverse las moléculas del solvente rápidamente, debido al aumento de temperatura, el soluto penetra más fácilmente y en mayor cantidad por entre las moléculas del solvente, pero en algunos casos ocurre lo contrario, así a 0 °C sólo son solubles 30g de KCl en 100g de agua y 12g de CaCrO₄ en 100g de agua, pero a 80 °C son solubles 50g de KCl en 100g de agua y sólo 4g de CaCrO₄.

La presión tiene poco efecto en la solubilidad de sólidos o líquidos, pero afecta mucho la solubilidad en gases. A mayor presión, mayor es la solubilidad de un gas. Las gaseosas son embotelladas a alta presión, por eso, cuando se destapan, el gas que está disuelto sale produciendo burbujas. La agitación durante el proceso facilita la disolución: permite obtener más rápidamente una mezcla homogénea.

Se considera una solución **insaturada** cuando a una temperatura determinada en una cantidad dada de solvente se tiene menos soluto del que puede disolver ese solvente, no hay soluto en exceso. Se dice que una solución está **saturada** cuando a una temperatura determinada en una cantidad determinada de solvente se tiene disuelta la máxima cantidad de soluto que se puede disolver y cualquier exceso del soluto se deposita en el fondo. Una solución **sobresaturada** es cuando a una temperatura determinada en una cantidad dada de solvente se tiene mayor cantidad de soluto del que puede disolver ese solvente, hay soluto en exceso y se precipita en el fondo. Ver figura 3.2.

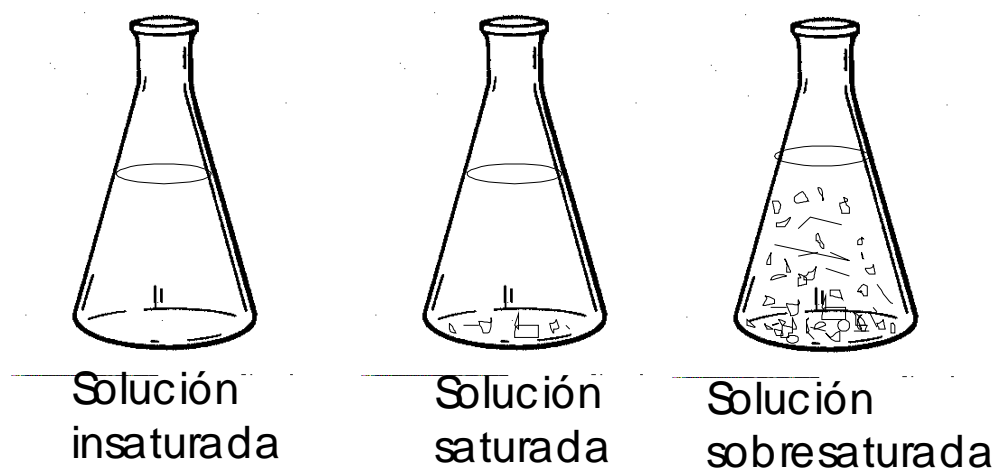



Figura 3.2. Soluciones insaturada, saturada y sobresaturada.

Teniendo en claro que una solución es una mezcla homogénea de dos o más componentes, es de particular interés resaltar la utilidad de las reacciones acuosas o sea aquellas donde el solvente es el agua.

Las propiedades físicas y químicas de una solución dependen de su concentración y por ello es importante poder describir o evaluar las concentraciones de las soluciones, hay varias formas de hacerlo. Ha continuación se describen las principales formas de expresar las concentraciones en las soluciones:

	MODELO DE FORMACIÓN POR PROCESOS Y VALORES CRISTIANOS		
	LABORATORIO DE CIENCIAS NATURALES		
	GUÍA No. 6 ¿Cómo preparar soluciones a determinada concentración?		
	Versión 1.0	Fecha última actualización 23/09/ 2011	Página 3 de 6

- **Porcentaje peso a peso, % p/p**

En él se describe los gramos de soluto presentes en los gramos de solución, por ejemplo, 100g de una solución de NaCl al 20%(p/p); contiene 20g de NaCl y 80g de agua. Segundo ejemplo, prepare 80g de una solución de C₆H₁₂O₆ al 5%(p/p); contiene 4g de C₆H₁₂O₆ y 76g de agua. El porcentaje peso a peso se puede definir como:

$$\%(\text{p/p}) = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Gramos de la solución}} \times 100$$

Para realizar el segundo ejemplo de forma práctica, se pesa en un beaker limpio y seco y se adicionan 4g de C₆H₁₂O₆, luego se pesan 76g de agua y se añaden al beaker que contiene al C₆H₁₂O₆. Como se puede asumir que la densidad del agua es 1g/mL, pero esto sólo cuando no se requiere mucha precisión, se pueden medir 76mL de agua con una probeta, agregarlos al beaker y agitar bien con una varilla de agitación para acelerar el proceso de disolución.

- **Porcentaje peso a volumen, % p/v**

En él se describe los gramos de soluto presentes en los mililitros de solución, por ejemplo, 100mL de una solución de NaCl al 20%(p/v); contiene 20g de NaCl y 80mL de agua. Segundo ejemplo, prepare 80mL de una solución de C₆H₁₂O₆ al 5%(p/v); contiene 4g de C₆H₁₂O₆ y 76mL de agua. El porcentaje peso a volumen se puede definir como:

$$\%(\text{p/v}) = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Mililitros de la solución}} \times 100$$

Para realizar el segundo ejemplo de forma práctica, se pesa en un beaker limpio y seco y se adicionan 4g de C₆H₁₂O₆, luego se miden 76mL de agua con una probeta, agregarlos al beaker y agitar bien con una varilla de agitación para acelerar el proceso de disolución.

- **Porcentaje volumen a volumen, % v/v**

En él se describe los mililitros de soluto presentes en los mililitros de solución, por ejemplo, 100mL de una solución de CH₃CH₂OH al 20%(v/v) contiene 20mL de CH₃CH₂OH y 80mL de agua. Segundo ejemplo, prepare 80mL de una solución de HCl al 5%(v/v) contiene 4mL de HCl y 76mL de agua. El porcentaje volumen a volumen se puede definir como:

$$\%(\text{v/v}) = \frac{\text{Mililitros de soluto}}{\text{Mililitros de la solución}} \times 100$$


Para realizar el segundo ejemplo de forma práctica, en un beaker limpio y seco, se adicionan 4mL de HCl con una pipeta, luego se miden 76mL de agua con una probeta, se agregan al beaker y se agita bien con una varilla de agitación para acelerar el proceso de disolución.

- **Dilución**

En esta práctica de laboratorio se usará una solución concentrada de concentración conocida para preparar a partir de ella una solución diluida, esto se conoce como **dilución**, por lo tanto, es importante ver como los cambios de volumen afectan las concentraciones de una solución. Cuando la concentración se expresa en una escala volumétrica, la cantidad de soluto contenido en un volumen determinado de la solución es igual al producto del volumen por la concentración, como sigue:

$$\text{Cantidad del soluto disuelto} = \text{volumen} \times \text{concentración}$$

Cuando se diluye una solución, el volumen aumenta y la concentración disminuye, pero la cantidad total de soluto permanece constante. Por esta razón, dos soluciones de concentraciones diferentes pero que contengan las mismas cantidades de soluto, estarán relacionadas de la siguiente forma:

	MODELO DE FORMACIÓN POR PROCESOS Y VALORES CRISTIANOS		
	LABORATORIO DE CIENCIAS NATURALES		
	GUÍA No. 6 ¿Cómo preparar soluciones a determinada concentración?		
	Versión 1.0	Fecha última actualización 23/09/ 2011	Página 4 de 6

$$\text{Volumen}_1 \times \text{concentración}_1 = \text{volumen}_2 \times \text{concentración}_2$$

Como ejemplo, se tiene un frasco en el laboratorio marcado con un rótulo que dice: solución de HCl al 40%(v/v) y se quiere preparar 100mL de una solución más diluida de HCl al 10% (v/v). Se utiliza la relación anterior la cual queda expresada de la siguiente manera:

$$\text{Volumen}_1 = ? ; \text{concentración}_1 = 40\% ; \text{volumen}_2 = 100\text{mL} ; \text{concentración}_2 = 10\%$$

$$\text{Volumen}_1 = \frac{\text{volumen}_2 \times \text{concentración}_2}{\text{concentración}_1} = 25\text{mL}$$

Lo cual quiere decir que se toman 25 mL de la solución de HCl al 40%(v/v), se colocan en un beaker y se le agrega 75mL de agua para completar los 100mL de una solución HCl al 10% (v/v).

- **Molaridad**

Muchas de las reacciones químicas suceden en soluciones acuosas, y es necesario calcular la cantidad de las sustancias que intervienen en ellas. La molaridad se designa con la letra M y se define como el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Este concepto es muy aplicado en química analítica, por ejemplo, en una solución 1.5M de CaCO_3 , hay 1.5 moles de CaCO_3 en 1L de solución. Matemáticamente se expresa:

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros solución}}$$

Si se quiere preparar 100mL de una solución 2.0M de NaCl, la cantidad de moles de NaCl que se requiere es 0.2 moles de NaCl, que corresponden a (0.2 mol X 58.44g/mol) 11.69g de NaCl, por lo tanto es necesario pesar en un vidrio reloj 11.69g de NaCl, se transfiere el soluto a una matraz volumétrico de 100mL, utilizando un embudo pequeño para facilitar el traspaso, como se indica en la figura 3.3. Se agrega un poco de agua (unos 20mL) para disolver cualquier cantidad de sal adherida al embudo. Se tapa el matraz y se agita, luego, cuidadosamente se agrega agua hasta la marca del matraz (aforo), se tapa y se agita invirtiéndolo varias veces.

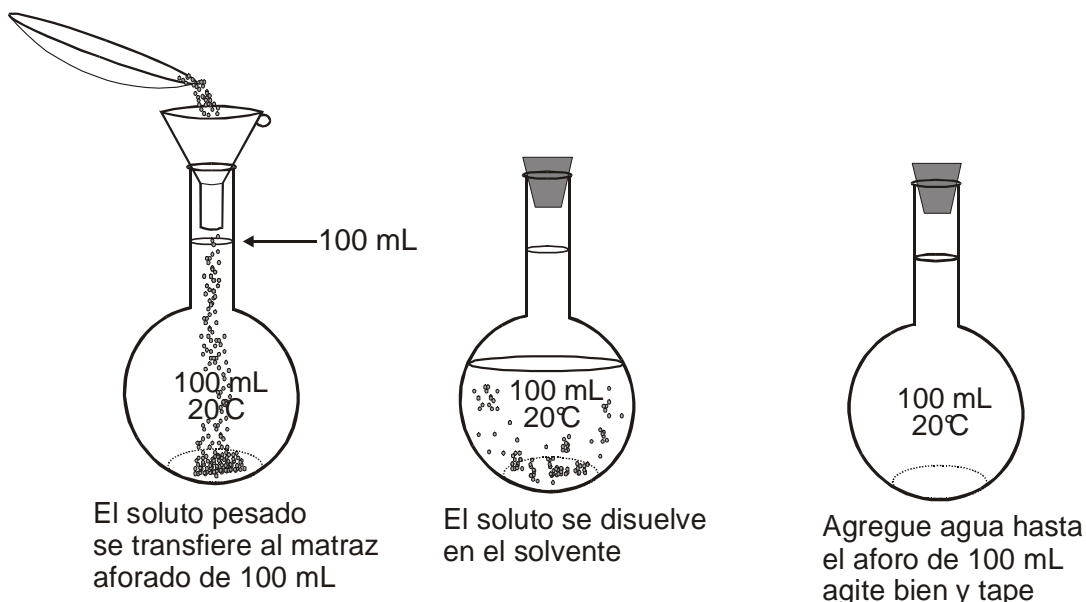



Figura 3.3. Proceso de preparación de soluciones.

OBJETIVOS

- Establecer condiciones necesarias para elaborar soluciones a una concentración dada e interpretar tablas de solubilidad.
- Calcular la concentración de un soluto en un solvente.

	MODELO DE FORMACIÓN POR PROCESOS Y VALORES CRISTIANOS		
	LABORATORIO DE CIENCIAS NATURALES		
	GUÍA No. 6 ¿Cómo preparar soluciones a determinada concentración?		
	Versión 1.0	Fecha última actualización 23/09/ 2011	Página 5 de 6

MATERIALES Y REACTIVOS

- 1 Probeta 50 mL.
- 2 Vidrio reloj.
- 1 Pipeta 5 mL.
- 1 Varilla de agitación.
- 1 Balanza.
- 2 Matraz aforado de 25 mL.
- 1 Embudo.
- 2 Matraz aforado de 50 mL.
- 2 Erlenmeyer.
- NaCl.
- 3 Tubos de ensayo.
- CuSO₄.
- 1 Espátula.
- KMnO₄.
- 2 Beaker.
- Etanol al 40%.

PARTE EXPERIMENTAL

1. **Porcentaje peso a volumen, % p/v:** preparo 50mL de una solución de NaCl al 5%(p/v), predigo si la solución es insaturada, saturada o sobresaturada. En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
2. **Porcentaje volumen a volumen, % v/v:** preparo 50mL de una solución de etanol al 4%(v/v), a partir de una solución de etanol al 40%(v/v). En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
3. **Molaridad:** prepara 50mL de una solución 0.4M de CuSO₄, predigo si la solución es insaturada, saturada o sobresaturada. En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
4. Utilizando la solución 0.4M de CuSO₄, preparo 25 mL de una solución 0.08M de CuSO₄, predigo si la solución es insaturada, saturada o sobresaturada. En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
5. **Molaridad. Dilución:** Preparo 50mL de una solución 0.05M de KMnO₄, predigo si la solución es insaturada, saturada o sobresaturada. En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
6. Utilizando la solución 0.05M de KMnO₄, preparo 25 mL de una solución 0.004M de KMnO₄, predigo si la solución es insaturada, saturada o sobresaturada. En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos). Rótulo la solución y al final se la muestro al profesor.
7. **Dilución:** utilizando la solución 0.004M de KMnO₄, saco 1mL con una pipeta y se coloca en un tubo de ensayo, agrego 9mL de agua. Luego saco 1mL con una pipeta y se coloca en un segundo tubo de ensayo, agrego 9mL de agua. Por último saco 1mL con una pipeta y se coloca en un tercer tubo de ensayo, agrego 9mL de agua. Predigo la concentración de los tubos uno, dos y tres respectivamente y explico a que se debe la diferencia en el color, tiene que ver el cambio de color con la concentración? En el informe de laboratorio en datos describo detalladamente el procedimiento de cómo se realizo esta solución (utilizo dibujos) y contesto los anteriores interrogantes.

REGUNTAS

1. Por qué es necesario que las soluciones ya preparadas de una cierta concentración se guarden en frascos tapados?
2. Qué es un coloide? ¿Cómo se clasifican?
3. Qué es el efecto Tyndall?
4. Qué es el movimiento Browniano?

