



Universidad Autónoma Agraria "Antonio Narro"

División de Agronomía – Depto. de Botánica
Área de Fisiología Vegetal

Buenavista, Saltillo, Coahuila C p. 25315

Conmutador (844) 411-02-00 Ext. 2252 y 2253. Tel. Directo (844) 411-02-52 y 4-11-02-53



FECHA DE ELABORACIÓN: (Agosto 2002)

FECHA DE ACTUALIZACIÓN: (Agosto 2006)

Practica No. 2

I. DATOS DE IDENTIFICACIÓN

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: Soluciones y Concentraciones

CORRESPONDIENTE AL TEMA DE: Relaciones Hídricas

NÚMERO DE HORAS: 2

LUGAR EN DONDE SE LLEVARÁ A CABO: Laboratorio de Fisiología vegetal

DOCENTE RESPONSABLE:

I. INTRODUCCIÓN. Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Estas sustancias pueden ser sólidas, líquidas y gaseosas. Las soluciones son uniones físicas entre dos o más sustancias que originan una mezcla de tipo homogénea, la que presenta uniformidad en todas sus partes. Toda solución está formada por dos partes: el soluto y el solvente. El soluto es la sustancia que se disuelve y que está en menor cantidad en una solución; el solvente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad y es la que disuelve al soluto.

Las soluciones se pueden clasificar de dos maneras: según la cantidad de soluto presente en la solución (concentración), y según el tamaño o diámetro de las partículas del soluto (suspensiones, soluciones coloidales y soluciones verdaderas). Las soluciones varían entre sí por su concentración, y una misma clase de solución puede presentar diferentes tipos de concentraciones; por ejemplo, si se tienen tres vasos llenos de agua y al primero se le agrega una cucharada de azúcar, al segundo tres cucharadas y al último seis, entonces se tiene una misma clase de solución (agua azucarada) y tres diferentes tipos de concentración.

II. OBJETIVO DE LA PRÁCTICA.

- 1.-Identificar las bases teóricas para la expresión de la concentración de las soluciones: Molares (M), Molales (m), Normales (N), Partes por millón (ppm) ó microgramos / gramo (μ / g), y soluciones porcentuales (p/v) y (v/v).
- 2.-Conocer las diferentes formas de expresión de la concentración.
- 3.-Conocer la mecánica para intercambiar de una forma de expresión de concentración a otra.

III. MATERIAL

Material bibliográfico que le indicara el titular del curso.

IV. PROCEDIMIENTO

Revise las bases teóricas para la expresión de la concentración mencionadas en este escrito. Después de revisar los problemas ejemplo, resuelva los problemas de tarea indicando las operaciones realizadas.

- 1.- Molaridad.- Se define como el número de moles de soluto en un litro de solución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{No de moles de soluto}}{\text{L de solución}} \quad (1)$$

$$\text{No. de moles} = \frac{\text{peso de soluto (PS)}}{\text{peso molecular (PM)}} \quad (2)$$

$$M = \frac{PS/PM}{L}$$

$$M = \frac{PS}{PM \times L} \quad (3)$$

Nota: el peso molecular de un compuesto, resulta de la sumatoria de los pesos atómicos de los elementos que lo constituyen, expresado en gramos.

Ejemplos:

Peso molecular del sulfato de magnesio ($MgSO_4$) es 120 g

$$\begin{array}{r} \text{Peso atómico del Mg} = 24 \quad 24 \\ \text{" S} = 32 \quad 32 \\ \text{" O} = 16 \times 4 = 64 \\ \hline \text{PM} = 120 \text{ g} \end{array}$$

Peso molecular del carbonato de calcio ($CaCO_3$) es 100 g

$$\begin{array}{r} \text{peso atómico del Ca} = 40 \quad 40 \\ \text{" C} = 12 \quad 12 \\ \text{" O} = 16 \times 3 = 48 \\ \hline \text{PM} = 100 \text{ g} \end{array}$$

Para preparar 800 ml de una solución de $MgSO_4$ a una concentración 0.3 M utilizamos la ecuación (3) para determinar los gramos de soluto que necesitamos.

$$M = \frac{PS}{PM \times L}$$

Despejando para obtener el peso del soluto (PS), tenemos que

$$PS = M \times PM \times L$$

$$PS = 0.3 \times 120 \times 0.8$$

$$PS = 28.8 \text{ g}$$

Así pesamos 28.8 g de $MgSO_4$ los diluimos en agua y aforamos hasta obtener 800 ml de solución.

2.- Molalidad (m) se define como el número de moles de soluto que existen diluidos en un kilogramo de solvente, si el solvente es agua; 1 Kg. de agua equivale a 1 L. de agua.

Por definición: Una solución estará a una concentración de 1m cuando en un kilogramo de solvente exista diluido 1mol de soluto.

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{No. de moles de soluto}}{\text{Kg. de solvente}} \quad (4)$$

Utilizando la ecuación (2) y substituyendo en la ecuación (4) obtenemos :

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{Peso molecular} \times \text{Kg. de solvente}} \quad (5)$$

Para preparar 800 g de una solución de $MgSO_4$ a una concentración de 0.5 molal, utilizamos la ecuación (5) y despejamos para determinar los gramos de soluto que necesitamos:

$$PS = M \times PM \times \text{kg}$$

$$PS = .5 \times 120 \times 0.8$$

$$PS = 48 \text{ g}$$

Así pesamos 48 g de $MgSO_4$ y los aforamos en 800 g de agua.

3.- Normalidad.- Es el número de equivalentes o equivalentes gramo que existen diluidos en un litro de solución.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{No. de equivalentes (\#eq.)}}{\text{L. de solución}} \quad (6)$$

$$\# \text{ eq.} = \frac{\text{peso del soluto (PS)}}{\text{peso equivalente (PE)}} \quad (7)$$

$$PE = \frac{\text{Peso molecular (PM)}}{\text{No. de valencias intercambiables (n)}} \quad (8)$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{PS \times n}{PM \times L} \quad (9)$$

Para preparar 1200 ml de una solución de carbonato de calcio ($CaCO_3$) a una concentración 0.06 N, utilizamos la ecuación (9) y despejamos para determinar los gramos de soluto que necesitamos.

$$PS = \frac{N \times PM \times L}{n}$$

Para el $CaCO_3$ $n = 2$, ya que el CO_3^{-2} , puede ser substituido por dos (OH^-) para formar hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) ó el Ca^{+2} puede ser substituido por dos (H^+) para formar ácido carbónico (H_2CO_3).

$$\text{Entonces: } PS = \frac{.06 \times 100 \times 1.2}{2}$$

$$PS = 3.6 \text{ g}$$

Así pesamos 3.6 g de Ca CO₃, los diluimos en agua y aforamos a 1 200 ml de solución.

$$\begin{aligned} \text{Si Molaridad (M)} &= \frac{\text{PS}}{\text{PM} \times L} \quad \text{y} \\ \text{Normalidad (N)} &= \frac{\text{PS} \times n}{\text{PM} \times L} \quad \text{y} \\ \text{Normalidad (N)} &= \text{Molaridad (M)} \times n \end{aligned}$$

4.- Parte por millón (ppm).- es el número de microgramos (µg) de sustancia hay en un gramo (g) de otra sustancia (µg/g); mg/kg; g/tonelada ó; mg/L si la solución se prepara con agua pura. Para preparar 850 ml de una solución de ácido indolacético (IAA) a una concentración de 140 ppm; utilizamos la ecuación PPM = mg/L y despejamos para obtener los miligramos de IAA que necesitamos.

$$\begin{aligned} \text{mg} &= \text{ppm} \times L \\ &= 140 \times .85 \\ \text{mg} &= 119 \end{aligned}$$

Así pesamos 119 mg (.119 g) de IAA lo diluimos con agua pura, y aforamos hasta obtener 850 ml de solución.

5.- Soluciones porcentuales.

Esta forma de expresar la concentración se refiere al peso (g) o el volumen (ml) de soluto que hay en 100 ml de solución.

Por ejemplo si hay 6 g de cloruro de sodio (Na Cl) en 100 ml de solución, su concentración es 6%.

Para preparar 600 ml de una solución 3.5% de Na Cl (p/v) utilizamos la ecuación:

$$\% = \frac{\text{Peso del soluto (PS)}}{L \text{ de solución}} \times .1$$

y despejamos para obtener el peso del soluto que necesitamos

$$\text{PS} = \frac{\% \times L}{.1} = \frac{3.5 \times .6}{.1} = 21 \text{ g}$$

Así pesamos 21 g de NaCl y los diluimos en agua, y aforamos hasta obtener 600 ml de solución.

Para preparar 300 ml de una solución de alcohol al 70% (v/v) utilizamos la ecuación:

$$\% = \frac{\text{ml. de soluto}}{L \text{ de solución}} \times .1$$

y despejamos para obtener los litros de alcohol absoluto que necesitamos.

$$\begin{aligned} \text{ml de alcohol} &= \frac{\% \times L \text{ de solución}}{.1} \\ \text{ml} &= \frac{70 \times .3}{.1} \\ \text{ml} &= 210 \end{aligned}$$

Así diluimos 210 ml de alcohol absoluto en agua pura hasta obtener 300 ml de solución.

V.- RESULTADOS

- 1.- Indique Como preparar 650 ml de una solución de sulfato de magnesio (MgSO₄) a una concentración de 0.035 N. n = 2
- 2.- Se tienen 750 ml de una solución de ácido indolacético a 500 ppm y es necesario preparar 400 ml de solución a 135 ppm indique como prepararla.
- 3.- Con los resultados del problema 1. Indique la concentración en: por ciento (P/V) de la solución resultante.
- 4.- Indique la concentración en términos de molalidad de la solución del problema no. 1.
- 5.- Indique como preparar 1300 ml de una solución de cloruro férrico (FeCl₃) a una concentración de 0.85 M y diga cual a la normalidad de dicha solución. Cl = 35, Fe = 56, n = 3

VI.- DISCUSIÓN

- 1.- Defina que es una solución.
- 2.- Cuantos tipos de solución existen; haga una clasificación, defina cada una y mencione ejemplos?

- 3.- Porque es importante conocer cómo expresar la concentración en los distintos tipos de soluciones?
- 4.- Que aplicaciones tendría el conocer la expresión de las distintas concentraciones y tipos de solución?
- 5.- Que aplicación tendría en la Fisiología vegetal estas formas de expresión; y como los procesos y las funciones, podrán ser modificadas por las mismas.

Sistema Internacional de Unidades

Cantidad	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	Amper	A
Temperatura Termodinámica	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Prefijos utilizados internacionalmente

Prefijo	Símbolo	Factor	Valor
yotta	Y	10^{24}	1 000 000 000 000 000 000 000 000
zetta	Z	10^{21}	1 000 000 000 000 000 000 000
exa	E	10^{18}	1 000 000 000 000 000 000
peta	P	10^{15}	1 000 000 000 000 000
tera	T	10^{12}	1 000 000 000 000
giga	G	10^9	1 000 000 000
mega	M	10^6	1 000 000
kilo	k	10^3	1 000
hecto	h	10^2	1 00
deca	da	10^1	1 0
deci	d	10^{-1}	0,1
centi	c	10^{-2}	0,01
mili	m	10^{-3}	0,001
micro	μ	10^{-6}	0,000 001
nano	n	10^{-9}	0,000 000 001
pico	p	10^{-12}	0,000 000 000 001
femto	f	10^{-15}	0,000 000 000 000 001
atto	a	10^{-18}	0,000 000 000 000 000 001
zepto	z	10^{-21}	0,000 000 000 000 000 000 001
yocto	y	10^{-24}	0,000 000 000 000 000 000 000 001

VII.- CONCLUSIÓN

VIII.- BIBLIOGRAFIA

- 1.- Alcántara, B. M.C. 1972. Química Inorgánica Moderna. Editorial Eclasa. México. 1ª Edición.
- 2.- Chapman, H.D. and P.E. Pratt. 1978. Methods of Analysis for Soils Plant and Waters. División of Agricultural Sciences. University of California.
- 3.- Choppin, Jaffe, Summer Lin. Jackson. 1976. Química Publicaciones Culturales, S.A. México. Décimo Cuarta Reimpresión.
- 4.- Segel, I.M. 1976. Biochemical calculations 2nd. edición. John Willey. Sons. New York.

IX. EVALUACIÓN.

Evaluación	Porcentajes Serán establecidos por el docente responsable.
Asistencia	
Participación	
Entrega de reporte escrito	
Otros	
Total	

Recopilación y revisión: Academia de Fisiología vegetal.