

# SOLUCIONES EN QUÍMICA Y SUS APLICACIONES PRÁCTICAS

Universidad Nacional de Catamarca  
Facultad de Ciencias Agrarias

## “INTRODUCCIÓN TEÓRICA”

Docentes a cargo:

- Ing. SALAS, Mónica
- Lic. MOHADED, Carolina

Docente colaborador:

- Lic. ROMERO, César



Marzo de 2015

## INTRODUCCIÓN

Si observamos atentamente a nuestro alrededor y mas allá, notaremos que la mayoría de los materiales que constituyen parte de la naturaleza como así también de objetos tecnológicos no se corresponden con sustancias puras, sino mas bien con una eximia diversidad de mezclas que exhiben las más variadas propiedades, tanto físicas como químicas.

La mayoría de las reacciones químicas que suceden en la naturaleza o las realizadas en la industria química se llevan a cabo en disoluciones, también numerosos productos comerciales que se venden son soluciones, por ejemplo: las bebidas gaseosas, los enjuagues bucales, los jarabes para la tos, los fertilizantes y otros agroquímicos, el agua de riego, etc. Es por esto que las soluciones son muy importantes dentro del estudio de la química.

Una *solución o disolución* (del latín *disolutio*) se define como una mezcla físicamente homogénea de dos o más sustancias. Definimos como *solvente o fase dispersante* al componente que posee el mismo estado de agregación que la solución a la vez que *solute o fase dispersa* al resto de los componentes. En el caso de que todos los componentes tengan idéntico estado de agregación el soluto será aquella sustancia que se presenta en menor proporción y solvente la que se encuentra en mayor cantidad.

Entre ambos componentes de una solución se establece un equilibrio:



La proporción entre estos dos componentes de una solución varía dentro de ciertos límites dependiendo del tipo de interacción que se produzca entre ellos tal como se muestra en el siguiente cuadro:

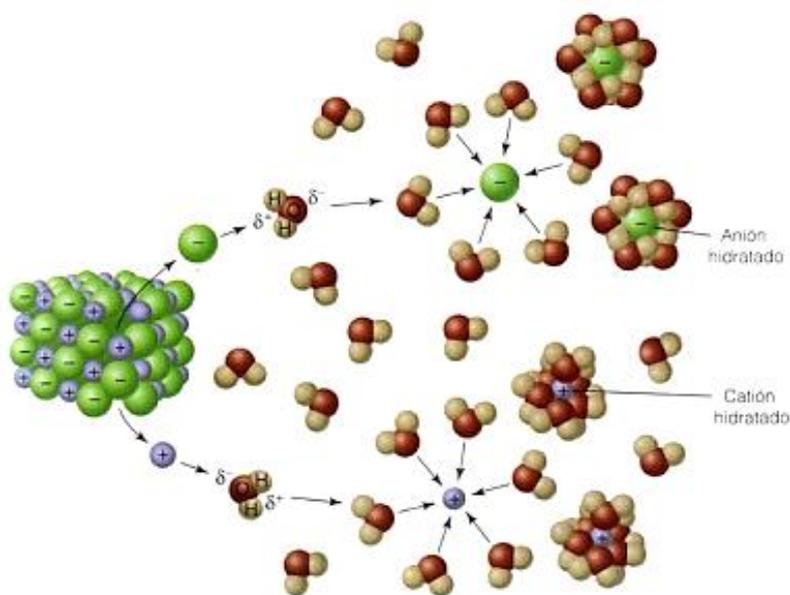
Estado de Agregación del Solute	Estado de Agregación del Solvente	Interacción entre Solute y Solvente regida por:
<b>Sólido</b>	Sólido	Leyes de las disoluciones sólidas
<b>Sólido</b>	Líquido	Leyes de la solubilidad

<b>Sólido</b>	Gases	Movimientos brownianos y leyes de los coloides
<b>Líquido</b>	Líquido	Tensión interfacial
<b>Gases</b>	Líquido	Ley de Henry

**Cuadro N°1:** Leyes y propiedades que gobiernan las interacciones entre soluto y solvente según el estado de agregación de estos últimos.

Decimos que las soluciones son un tipo de mezcla homogénea debido a que el tamaño de las partículas del soluto disueltas en la fase dispersante son muy pequeñas (menores a  $1 \times 10^{-3} \mu\text{m}$ ) y no son visibles al ultramicroscopio, lo cual diferencia a las soluciones verdaderas de las dispersiones.

Distintos tipos de soluto se pueden disolver más o menos fácilmente en una dado solvente. Por ejemplo el NaCl (sal de mesa) puede disolverse fácilmente en agua. El NaCl es el soluto y el agua es el solvente. Las propiedades de la disolución que se forma al disolver un soluto cualquiera en un líquido, son distintas a las del disolvente puro.



**Figura N°1:** Esquema de la disolución de un cristal iónico en agua

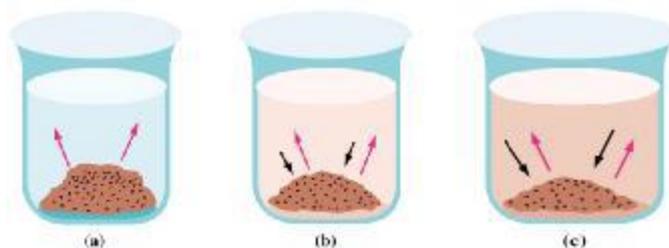
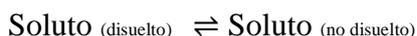
### ***Solubilidad y miscibilidad***

Usualmente describimos a las soluciones en términos de la capacidad que una sustancia tiene de disolverse en otra: el soluto se disuelve en el solvente. No obstante, en algunos casos una sustancia es soluble en la otra en todas las proporciones y cuando esto es así, decimos que ambos componentes son *miscibles* entre sí (por ejemplo cuando se mezclan

agua y etanol). En este caso no tiene mucho sentido llamar a una soluto y a la otra solvente. Por el contrario cuando dos sustancias no se mezclan nunca se dice que son *inmiscibles* (por ejemplo agua y aceite). En la mayoría de los líquidos existe un límite para la cantidad de uno que se disuelve en el otro, éstos son parcialmente miscibles.

Con la excepción de aquellas sustancias que son miscibles entre sí, en la mayoría de los casos, cuando uno desea realizar una mezcla entre soluto y solvente se debe tener en cuenta hasta qué proporciones se pueden mezclar uno con otro componente. En este caso, hablamos de *solubilidad* que se define como la máxima capacidad cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad particular de solvente a una dada temperatura. Esta magnitud se expresa usualmente en las siguientes unidades: g/L o M (molaridad).

Si a una solución se le agrega un exceso de soluto de manera tal que excede los niveles de solubilidad, la cantidad extra de soluto no se disuelve y precipita y en este caso decimos que la solución está *saturada*. En este caso se produce un equilibrio entre el soluto disuelto y el soluto no disuelto en la solución:



**Figura N°2:** Establecimiento del equilibrio entre el soluto y el solvente

Teniendo en cuenta la Figura N°2, se pueden distinguir diferentes etapas en el proceso de formación de una solución saturada:

- Al principio, cuando el soluto se coloca en el disolvente sólo tiene lugar la disolución.
- La velocidad de cristalización llega a ser significativa.
- La disolución está saturada cuando se igualan las velocidades de disolución y cristalización.

Si una solución tiene una cantidad de soluto por debajo de los niveles de solubilidad se dice que la solución es *no saturada*. En este caso la solución puede ser *diluida* (cuando posee una muy baja cantidad de soluto) ó *concentrada* (cuando posee una cantidad considerable de soluto sin llegar al punto de saturación de la misma).



En ciertos casos se puede preparar una *sobresaturada* en cuyo caso, la solución contiene mayor cantidad de soluto disuelto del que puede existir en equilibrio a una temperatura y presión dadas. Para obtener una solución de este tipo se puede calentar una solución saturada y enfriarla lentamente sin perturbar el sistema. No obstante, la estabilidad de este tipo de soluciones es limitada, de manera que cualquier perturbación (como el agregado de una mínima cantidad de soluto, una agitación de la solución ó un golpe en el contenedor de la misma) puede hacer que el exceso de soluto precipite inmediatamente.

### ***Solubilidad y temperatura***

Uno de los factores más importantes a tener en cuenta a la hora de evaluar la solubilidad es la temperatura, ya que esta afecta a la solubilidad de la mayoría de las sustancias. En el caso de los solutos sólidos, la temperatura es directamente proporcional a la solubilidad de los mismos. En el caso de algunas sales, estas muestran un incremento en la solubilidad con el incremento de la temperatura pero por arriba de ciertas temperaturas muy elevadas la solubilidad decae.

Si el soluto es un gas, la solubilidad es más fácil de predecir que en el caso cuando el soluto es sólido. Así, la solubilidad de los gases en agua decae con el incremento de la temperatura.

### ***Propiedades Coligativas***

Respecto de las propiedades de una solución, podemos decir que estas son constantes en cualquier punto de la misma. Algunas de estas propiedades son función de la naturaleza del soluto (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica, etc.), mientras que otras dependen del disolvente si bien pueden ser modificadas por el soluto (tensión superficial, índice de refracción, viscosidad, etc.). Sin embargo, hay otras propiedades más universales que sólo dependen de la proporción entre soluto y solvente, y no de la naturaleza de sus moléculas. Estas son las llamadas ***propiedades coligativas*** las cuales no guardan ninguna relación con el tamaño de las partículas ni con cualquier otra propiedad de los solutos sino que son función exclusiva del *número de partículas* y son

por ende resultado del mismo fenómeno: el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente.

- 1** Descenso de la presión de vapor del disolvente
- 2** Ascenso ebulloscópico
- 3** Descenso crioscópico
- 4** Ósmosis

**Cuadro N°2:** Propiedades coligativas de las soluciones verdaderas descenso de la presión de vapor del disolvente

#### 1.- Descenso de la presión de vapor ( $P_v$ ):

La  $P_v$  de una solución de un electrolito no volátil (moléculas ó iones) es siempre menor que la presión de vapor del solvente puro. Esto puede explicarse desde la relación existente entre las proporciones de moléculas que abandonan el líquido (vaporización) y las que retornan al mismo (condensación). Un líquido contenido en un recipiente cerrado y que se encuentre en estado de equilibrio tendrá igual cantidad de partículas que se vaporizan y que condensan, pero si agregamos un poco de soluto, el número de moléculas de solvente en la superficie de la mezcla disminuye y por lo tanto menor cantidad de ellas pueden vaporizarse por unidad de tiempo. Con el fin de restablecer el equilibrio algunas de las moléculas del gas tratarán de reingresar al líquido, pero esto solo puede ser posible si la  $P_v$  disminuye. Así, desde el punto de vista cuantitativo podemos decir que la  $P_v$  del solvente es igual a la fracción molar del solvente en la solución multiplicado por la  $P_v$  del solvente puro. Esta relación se conoce con el nombre de Ley de Raoult:

**Ley de Raoult:**  
$$P_{v\text{ Ste}} = X_{\text{Ste}} \times P_{v\text{ Ste}}^{\circ}$$

en donde

$P_{v\text{ Ste}}$  = Presión de vapor del solvente en la solución  
 $P_{v\text{ Ste}}^{\circ}$  = Presión de vapor del solvente puro  
 $X_{\text{Ste}}$  = Fracción molar del solvente en la solución



Dado que la  $X_{\text{Ste}}$  en la solución es siempre menor que 1, la  $P_{\text{v Ste}}$  en la solución es menor que la  $P_{\text{v Ste}}$  puro.

Las soluciones que cumplen con la Ley de Raoult se denominan “soluciones ideales” y en la práctica presentan un comportamiento ideal las soluciones diluidas.

## 2.- Ascenso ebulloscópico:

Como vimos anteriormente el agregado de un soluto no volátil a un dado solvente disminuye la presión de vapor de la solución respecto del solvente puro. Por otra parte el punto de ebullición a una dada presión atmosférica se define como aquella temperatura a la cual se igualan la presión de vapor del líquido respecto de la presión atmosférica, de manera tal que podemos decir que, el agregado de un soluto no volátil a un dado solvente incrementa el punto de ebullición de la solución respecto del solvente puro ya que será necesario aumentar la temperatura del sistema para igualar la presión atmosférica. Este fenómeno se representa a través de la siguiente ecuación:

**Ascenso ebulloscópico:**

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times m$$

en donde

$\Delta T_{\text{eb}}$  = Cambio en la temperatura de ebullición respecto del solvente puro.

$K_{\text{eb}}$  = Constante molal del cambio en el punto de ebullición.

$m$  = Molalidad de la solución.

La constante molal del cambio en el punto de ebullición depende solamente de la naturaleza del solvente.

Dado que solo las soluciones diluidas se aproximan a un comportamiento ideal predicho por la Ley de Raoult, el cambio ebulloscópico también se cumple en este tipo de soluciones.

## 3.- Descenso crioscópico:

El punto de congelación de una solución se define como la temperatura a la cual se forma el primer cristal de solvente puro generándose un equilibrio entre este cristal sólido y la fase solución. Así cuando una solución se congela los cristales de solvente puros se separan del soluto, ya que las moléculas de este último no son solubles en la fase sólida del solvente. Expresado de otra manera, cuando una solución acuosa se congela parcialmente el sólido que se separa es hielo puro.



A medida que se agrega un soluto no volátil a una solución el punto de congelación de esta última disminuye en forma proporcional, según:

### Descenso Crioscópico:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

$\Delta T_f$  = Cambio en la temperatura de congelación respecto del solvente puro.

$K_f$  = Constante molal del descenso en el punto de congelación.

$m$  = Molalidad de la solución.

Esta es la razón por la cual en las regiones de climas fríos se utilizan sustancias anticongelantes en los autos, o se usa  $\text{CaCl}_2$  en los caminos con el fin de fundir el hielo que en ellos se forma durante los gélidos inviernos.

### 3.- Ósmosis:

Este es un proceso espontáneo por el cual las moléculas de solvente tienen la capacidad de atravesar una membrana semipermeable (por ejemplo celofán) que separa una solución de mayor concentración de un lado de otra de menor concentración. Si bien el solvente puede desplazarse de un lado a otro de la membrana, la mayor parte de las moléculas de solvente lo hacen en la dirección que va desde el compartimento más concentrado al más diluido. Esto se debe a una propiedad de las soluciones conocida como “presión osmótica”. La *presión osmótica* se define como la presión que se opone a este fenómeno.

Cuando se comparan la presión osmótica de dos soluciones podemos definir tres casos:

- Soluciones isotónicas: son aquellas que manifiestan la misma presión osmótica que la solución que se toma como referencia.
- Soluciones hipotónicas: son aquellas que manifiestan menor presión osmótica que la solución de referencia.
- Soluciones hipertónicas: son aquellas que manifiestan mayor presión osmótica que la solución de referencia.

## Unidades de Concentración

Las proporciones relativas existentes entre el soluto y el solvente determinan la concentración de una solución.

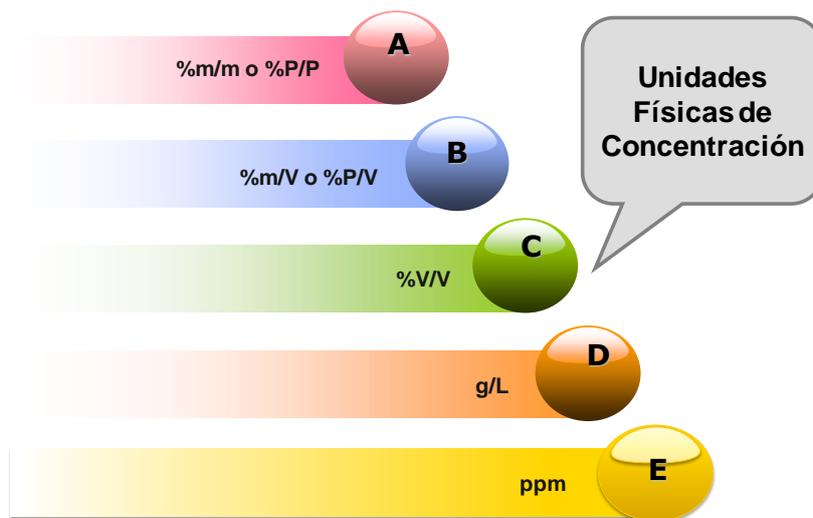
Qué es  
CONCENTRACIÓN ?

La concentración de una disolución es una medida que indica la relación entre la cantidad de soluto y la solución o el solvente.

*¿Cómo se puede expresar la concentración de una solución?*

La concentración de una disolución se puede expresar de diversas maneras:

Algunas dependientes de las temperaturas o no, otras en función de las unidades físicas y químicas.



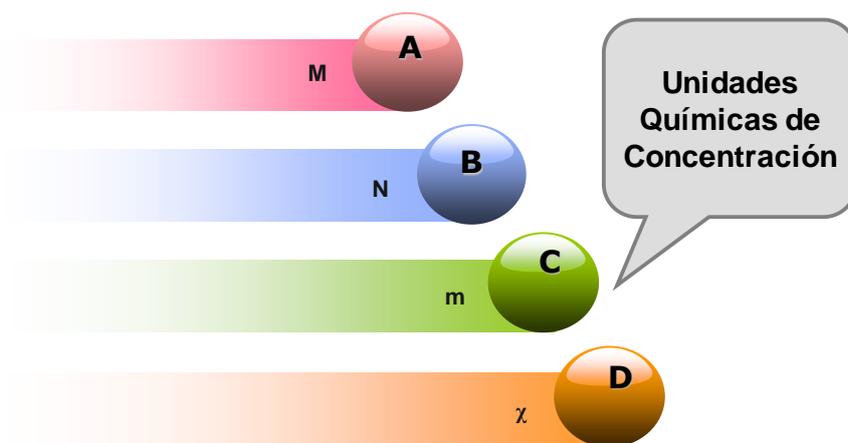
- a) % P / P, o % m / m:** Indica gramos de soluto contenido en 100 g de solución.
- b) % P / V o % m / V:** Indica gramos de soluto contenido en 100 ml de solución.
- c) % V / V:** Indica ml de soluto contenido en 100 ml de solución.
- d) g/L:** gramos de soluto contenidos en 1000 ml de solución.

e) **ppm:** partes de soluto en 1.000.000 partes de solución.

Indica partes de soluto que hay en un millón de partes de solución. Puede estar expresado en m/m, m/v, o v/v..

Como en general las soluciones son acuosas y diluídas y la densidad del agua es 1g/ ml, se puede reemplazar y nos queda una de las expresiones más utilizadas mgr/L.

Por ejemplo: una solución 300 ppm quiere decir que hay 300 mgr de soluto en un litro de solución.



**a) Soluciones molares:**

La **Molaridad (M)** es el número de moles de soluto por 1 litro de solución. Esta concentración, corresponde a la relación:

$$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{\text{volumen de solución en litros}} = \frac{n}{V} \quad (1)$$

Recuerde que:

$$n^\circ \text{ de moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{m(\text{g})}{M_M(\text{g/mol})} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1)

$$M = \frac{m}{V} = \frac{\frac{m(\text{g})}{M_M(\text{g/mol})}}{V(\text{L})} \quad (3)$$



## b) Soluciones Normales

La **Normalidad (N)** es el n° de equivalentes de soluto por 1 litro de solución. Esta concentración, corresponde a la relación:

$$N = \frac{\text{n° de equivalentes}}{\text{volumen en litros de solución}} = \frac{\text{Eq}}{\text{L}} \quad (1)$$

$$\text{Eq} = \frac{m}{\text{Peq}} \quad (2)$$

N° de equivalente: se obtiene dividiendo la masa de soluto en la masa o peso equivalente, es decir:

El peso equivalente  $\text{Peq}$ , se obtiene dividiendo la masa que corresponda a un mol de soluto multiplicado por el estado de oxidación con la cual actuó el átomo metálico (en el caso de los hidróxidos) ó no metálico (en el caso de los hidrácidos, oxácidos y radicales ácidos de las sales que estos forman) del soluto.

Por ello:

1 - Si se trata de un ácido se divide la masa de un mol en el número de hidrógenos disociados.

Ejemplo: siendo  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$  (Estado de oxidación del anión: +1)

siendo  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$  (Estado de oxidación del anión: +2)

$$\text{Peq} = \frac{62\text{g/mol}}{2\text{eq/mol}} = 31\text{g/eq}$$

2- Si se trata de un hidróxido, se divide la masa de un mol en el número de grupos oxhidrilos disociados.

Ejemplo: siendo:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$  (Estado de oxidación del catión: +1)

$$\text{Peq} = \frac{40\text{g/mol}}{1\text{eq/mol}} = 40\text{g/eq}$$

Siendo  $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3 \text{OH}^-$  (Estado de oxidación del catión: + 3)

$$\text{Peq} = \frac{78\text{g/mol}}{3\text{eq/mol}} = 26\text{g/eq}$$



3 - Si se trata de una sal, se divide la masa de un mol en el número total de aniones o cationes que libera al disociarse multiplicado por la carga de cada uno de estos iones.

Ejemplo: Siendo:



$$\text{Peq} = \frac{152\text{g/mol}}{2\text{eq/mol}} = 76\text{g/eq}$$

Siendo  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$  (Cargas intercambiadas: 6)

$$\text{Peq} = \frac{400\text{g/mol}}{6\text{eq/mol}} = 66,7\text{g/eq}$$

Remplazando (2) en (1) tenemos:

$$N = \frac{\frac{m}{\text{Peq}}}{V} \quad (3)$$

Esta fórmula nos permite calcular fácilmente la normalidad conociendo, el soluto y su masa, y el volumen de la solución.

Despejando de (3) tenemos:  $m = N \times V \times \text{Peq}$

Esta fórmula nos permite calcular la masa de soluto conociendo la identidad del mismo y la normalidad y volumen de la solución.

También de (3):

$$V = \frac{\frac{m}{\text{Peq}}}{N}$$

Esta fórmula nos permite calcular el volumen final de solución conociendo la identidad y cantidad de soluto y la normalidad de la solución.

### c) Soluciones molales

La **molalidad (m)** se define como el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

Esta concentración corresponde a la relación:

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}} \quad (1)$$

$$\text{n}^\circ = \frac{m}{MM} \quad (2)$$



Reemplazando (2) en (1)

$$m = \frac{\frac{m}{MM}}{\text{kg de solvente}}$$

Este tipo de unidad tiene como ventaja que la cantidad de soluto está en relación a la masa de solvente (expresada en kilogramos), por lo tanto es independiente de la temperatura ya que la masa de solución no se ve afectada por los procesos de dilatación y contracción de la solución por acción de la misma. No obstante, exige la utilización de la balanza analítica, y esto hace que al ser menos práctica que la medición de volumen sea utilizada solo en los casos en donde se requiera una mayor exactitud: 1) por la exactitud que nos brinda esta unidad por sobre las otras, es la elegida para informar la concentración en los envases de las soluciones líquidas de calidad proanálisis (por ejemplo los ácidos comerciales); 2) en soluciones que se someten a cambios de temperatura importantes, particularmente aquellas con solventes de tipo orgánico.

Si se quiere lograr exactitud con unidades que se expresan en relación al volumen de solución, se deben utilizar factores de corrección que contemplen los cambios de volumen de la misma en función de la temperatura.

#### **d) Fracción molar**

Es otra unidad de concentración de soluciones referidas al soluto y al solvente. La fracción molar (**X**) es cociente entre el número de moles de soluto o de solvente y el número de moles totales.

Están dados por las siguientes relaciones:

$$X_s = \frac{n_s}{n_t} \qquad X_d = \frac{n_d}{n_t}$$

donde

$X_s$	:	Fracción molar de soluto
$n_s$	:	Número de moles de soluto
$n_t$	:	Número de moles totales ( $n_t = n_s + n_d$ )
$n_d$	:	Número de moles de disolvente
$X_d$	:	Fracción molar del disolvente

La  $\sum$  de las fracciones molares siempre es = 1.

#### ***Diluciones***

Existe una expresión muy útil para calcular la concentración de una solución cuando se debe diluir desde un volumen  $V_1$  de concentración  $N_1$ , hasta un volumen  $V_2$  de normalidad  $N_2$ .

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Como así también se puede emplear con molaridad  $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

Podemos decir que en general utilizamos la *Ecuación General de Diluciones*:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$C_1$  = Concentración de la solución madre o concentrada.

$V_1$  = Volumen de la solución madre o concentrada.

$V_2$  = Volumen de la solución a preparar.

$C_2$  = Concentración de la solución a preparar

### ***Soluciones Patrón Primario***

Entre los múltiples usos de las soluciones, tenemos el uso de las mismas en el ámbito de la química y sus todas sus ramas para determinar la concentración de otras sustancias. A este respecto, podemos decir que las mismas se utilizan tanto como reactivos, como sustancias de concentración conocida llamadas calibradores, estándares o soluciones patrón; o también como parte de la matriz donde se encuentra el analito cuya concentración se desea determinar. Por esto es importante definir algunos conceptos:

Un patrón es una sustancia que posee una pureza ó concentración bien conocidas. Un patrón primario es una sustancia cuya pureza es la máxima dentro de una clase de sustancias, y por lo tanto todas las demás se normalizan frente a ella. Los patrones primarios poseen una pureza habitual del 99%, llegando incluso a tener algunos un 99,9% de pureza.

Los siguientes son atributos que una sustancia debe cumplimentar para ser considerada patrón primario:

- Debe tener elevada estabilidad.
- No debe descomponerse ni alterarse física ó químicamente a temperaturas alrededor de (105-110)°C (sublimar, fundirse, descomponerse, ó reaccionar químicamente hasta al menos 130°C, no debe interaccionar con el oxígeno ni ningún otro componente atmosférico) para así poder desecarse a la temperatura antes mencionada.
- No debe ser higroscópica.
- Debe tener composición definida.
- Debe poder prepararse con una pureza superior al 99%.



- Debe ser una sustancia que pueda analizarse exactamente.
- Debe poseer un peso equivalente relativamente elevado, de manera que el error cometido en la pesada no se traduzca en un error considerable en la concentración de la misma.

Los estándares patrón primario de distintas sustancias se conocen genéricamente con el nombre de Standards Reference Materials (SRM).

Una disolución patrón primario es una solución preparada con un patrón primario. Los patrones primarios en forma sólida pueden emplearse para análisis, mientras que las disoluciones patrones primario se utilizan para normalizar procesos (por ejemplo calibrar aparatos o comprobar métodos de análisis).

### ***Soluciones Patrón Secundario***

Un patrón secundario se define como una sustancia cuya concentración se determina comparándolas con un patrón primario. De esta manera podremos decir que una solución patrón secundario es una solución cuya concentración fue establecida empleando un patrón primario ó una solución patrón primario.

Un patrón secundario debe poseer los siguientes atributos:

- Debe ser estable, al menos durante el tiempo en el que se efectúe análisis.
- La reacción entre la disolución valorante y el patrón primario debe ser completa, como así también la reacción entre la disolución valorante y el analito. Además esta última debe ser completa.
- Debe existir un método para eliminar otras sustancias de la muestra que también pudieran reaccionar con la disolución valorante.
- Debe existir una ecuación ajustada o balanceada que describa la reacción.

Así, a la hora de preparar una solución patrón primario o secundario debemos tener en cuenta estos conceptos. Por ejemplo el  $\text{KMnO}_4$  no puede ser un patrón primario dado que es un agente oxidante potente cuya velocidad de reacción es catalizada por varios agentes físicos y químicos tales como el dióxido de manganeso (contaminante importante del  $\text{KMnO}_4$  hasta en el reactivo más puro).



## ***BIBLIOGRAFÍA DE REFERENCIA***

- Ávila Garrido, Mario; Calderón Valdez, Patricia; Maureira Quintanilla, Claudia. (2008). *Química. Manual Esencial Santillana*. 1<sup>ra</sup> Ed. Editorial Santillana.
- Chang, Raimond. (2007). *Química*. 9<sup>na</sup> Ed. Editorial Mac Graw-Hill.
- Dickerson, Richard E.(1992). *Principios de Química*. 3<sup>ra</sup> Ed. Editorial Reverté, S. A.
- Silberberg, Martin S. (2007). *Principles of General Chemistry*. 9th Ed. Editorial Mac Graw-Hill.
- Zummer, Roberto. (1978). *Primeros Pasos en Química Analítica Cuantitativa*. Editorial Universitaria de Buenos Aires.

# SOLUCIONES EN QUÍMICA Y SUS APLICACIONES PRÁCTICAS

Universidad Nacional de Catamarca  
Facultad de Ciencias Agrarias

## “RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS”

Docentes a cargo:

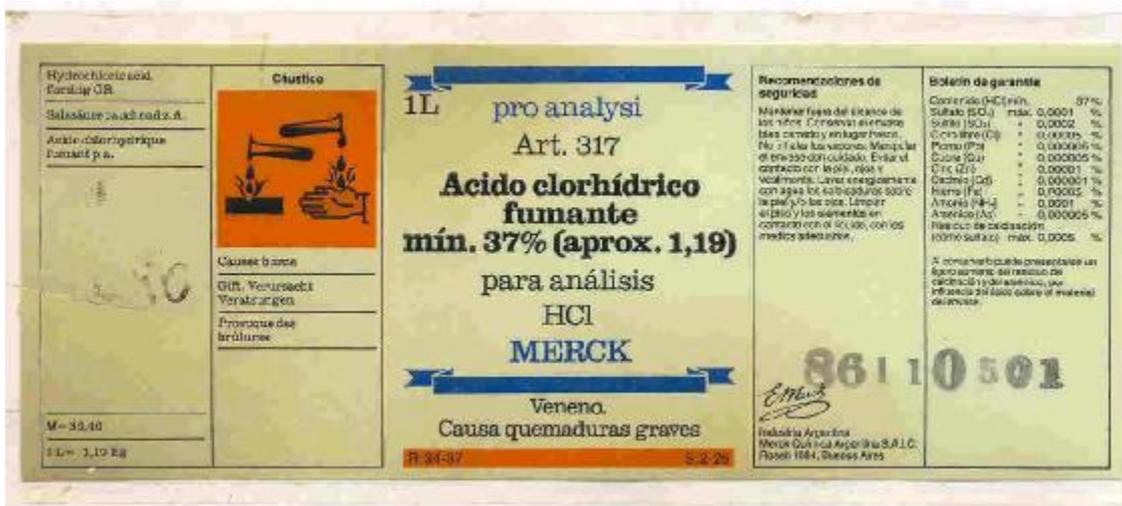
- Ing. SALAS, Mónica
- Lic. MOHADED, Carolina

Docente colaborador:

- Lic. ROMERO, César



1. ¿Cuántos gramos de una solución al 5 % en masa de cloruro de sodio se necesitan para obtener 3,2 g de NaCl?
2. ¿Cuánto  $\text{NaNO}_3$  se debe pesar para preparar  $50 \text{ cm}^3$  de una solución acuosa que contenga  $70 \text{ mg}$  de  $\text{Na}^+/\text{cm}^3$ ?
3. Describir cómo prepararías  $50 \text{ g}$  de una solución al 12 % de cloruro de bario, a partir de  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$  y agua pura.
4. ¿Cuántos gramos de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  se necesitan para preparar  $100 \text{ mL}$  de solución que contenga  $10 \text{ mg}$  de  $\text{CO}_3^{2-}/\text{mL}$ ?
5. Se desean preparar  $200 \text{ mL}$  de una solución acuosa de HCl al 10 % m/m, la cual deberá tener una densidad de  $1,02 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .
  - a) ¿Cuál es la masa de soluto que se necesita?
  - b) ¿Cuál será la concentración de la solución en % m/v?
  - c) ¿Cuál será la concentración de la solución en g / L?
  - d) ¿Cuál será la concentración de la solución en ppm?
6. Se tiene una solución que contiene  $4,41 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en  $0,200 \text{ L}$  de solución. Calcular:
  - a) ¿Cuál es la concentración de la solución? Exprésala en  $\mu\text{moles/L}$  y  $\text{nmoles/L}$ ?
  - b) ¿Cuántos miliequivalentes de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  hay en  $100 \text{ mL}$  de solución?
7. Una solución que contiene  $121,8 \text{ g}$  de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  por litro tiene una densidad de  $1,107 \text{ g} / \text{mL}$ . Calcular:
  - a) Porcentaje en peso de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  en la solución.
  - b) Molalidad de la solución.
  - c) Fracción molar del  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ .
  - d) Molaridad de la solución.
  - e) Normalidad de la solución.
  - f) Número de moles de iones  $\text{Zn}^{2+}$  e iones  $\text{NO}_3^{-}$  que hay en  $1 \text{ L}$  de solución.
8. En el laboratorio, cuando se agrega ácido clorhídrico diluido sobre virutas de magnesio se obtiene una sal y se desprende un gas.
  - a) Escribir la ecuación balanceada que representa dicha reacción.
  - b) ¿Cuántos mL de HCl  $2,00 \text{ M}$  se necesitarán para que reaccionen totalmente  $25,0 \text{ mg}$  de magnesio con un 90% de pureza?
9. ¿Cómo procederías para preparar  $100 \text{ mL}$  de HCl  $2,00 \text{ M}$  a partir de la información que muestra la etiqueta del ácido concentrado:



10. ¿Qué volumen de  $\text{HNO}_3$  diluido de densidad  $1,11 \text{ g/cm}^3$  y al 19 % en masa de  $\text{HNO}_3$ , contiene 10 g de  $\text{HNO}_3$ ?
11. La concentración de una mezcla insecticida de  $\text{As}_2\text{O}_5$ , empleada en agricultura tiene una concentración del 28 % m/v. ¿Cuántos miligramos de arsénico (elemento tóxico) estarán contenidos en medio litro de la misma?
12. En la mayor parte de los iones del suelo sólo se encuentran a concentraciones de  $\text{mmol/L}$ . Incluso un suelos enriquecidos en fosfatos se pueden encontrar sólo  $0,05 \text{ mmol/L}$  de iones  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  libres en disolución. Para preparar 2 L de solución nutritiva con una concentración de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  de  $0,045 \text{ mmol/L}$ , ¿Qué cantidad de fosfato de sodio se deberá pesar?
13. ¿Cómo prepararía 250 mL de solución 5 M de ácido sulfúrico partiendo de 50 mL de una solución del mismo ácido, de densidad  $\delta = 1,71 \text{ g/mL}$  y 79 % m/m de concentración; agregando la cantidad necesaria de ácido sulfúrico de densidad  $\delta = 1,84 \text{ g/mL}$  y concentración 98 % m/m, y enrasando a volumen con agua destilada?
14. Calcular la concentración de la solución que resulta de mezclar:
  - a) 10 mL de  $\text{KCl}$  0,1 M + 20 mL de  $\text{KCl}$  0,1 M
  - b) 50 mL de  $\text{KCl}$  0,5 M + 50 mL de  $\text{H}_2\text{O}$
15. ¿Cuántos mL de agua deben agregarse a 200 mL de una disolución de  $\text{NaCl}$  al 75 % m/v para obtener una disolución al 50 % m/v de la misma sal?
16. ¿Cuántos  $\text{cm}^3$  de una solución de concentración 100 mg de  $\text{Co}^{2+}$  por  $\text{cm}^3$  se necesitan para preparar 1,5 L de solución con una concentración de 20 mg de  $\text{Co}^{2+}$  por  $\text{cm}^3$ ?
17. Calcular a qué volumen final deberán llevarse 10 mL de una solución de  $\text{FeCl}_3$  de concentración 0,8 M para obtener una solución de  $\text{FeCl}_3$  de concentración 0,2 M.



- 18.** Indicar cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a 300 mL de solución de fosfato disódico 2 M, es correcta:
- Si se agrega  $H_2O$  hasta un volumen final de 600 mL, se obtiene una solución que contiene un mol de soluto.
  - Si se agrega  $H_2O$  hasta un volumen final de 1 L, la concentración de la solución no cambia
  - Si se agregan 300 mL de solución de fosfato disódico 4 M, la concentración de la solución resultante es 3 M.
  - Si se agregan 2 moles de soluto, la concentración de la solución resultante es 4 M.
- 19.** ¿Cuál es la fracción molar, la molalidad y el porcentaje en masa de una solución preparada disolviendo 0,30 moles de  $CuCl_2$  en 40 moles de agua?
- 20.** Calcular la masa de  $Mg(NO_3)_2$  requerido para preparar 650 mL de disolución 0,75 N de esta sal.
- 21.** ¿Cuántos equivalentes-gramo y miliequivalentes de soluto están presentes en 60  $cm^3$  de una solución 4 N de sulfato de aluminio?
- 22.** ¿Hasta qué volumen se deben diluir 100 mL de una disolución de KCl al 45 % m/v para obtener una solución al 15 % P/V?
- 23.** ¿A qué grado se debe diluir una solución de concentración 40 mg de  $AgNO_3$  por  $cm^3$  para obtener una de concentración 16 mg de  $AgNO_3$  por  $cm^3$ ?
- 24.** Calcular la normalidad de una solución de  $H_3PO_4$ , 40  $cm^3$  de la cual neutralizaron 120  $cm^3$  de NaOH 0,531 N.
- 25.** ¿Qué volumen de  $H_2SO_4$  5 N se necesita para neutralizar una solución que contiene 2,5 g de NaOH? ¿Cuántos gramos de  $H_2SO_4$  puro se necesitan?
- 26.** Cuando a 100 mL de una solución de NaCl se le agrega  $H_2O$  hasta un volumen de 500 mL, la molaridad de la solución resultante con respecto a la original es: a) la mitad; b) la octava parte; c) la décima parte; d) 5 veces mayor; e) 5 veces menor.
- 27.** Indicar cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a 400 mL de solución de nitrato de sodio 1 M, es correcta:
- La solución contiene 0,04 moles de sal.
  - Si se agrega  $H_2O$  hasta duplicar el volumen, la solución resultante tendrá la misma concentración que la inicial.
  - Si se agregan 0,2 moles de nitrato de sodio, suponiendo que el volumen permanece constante, la concentración de la solución resultante es 1,2 M.
  - Si se agregan 400 mL de solución de nitrato de sodio 0,5 M se obtiene 800 mL de solución de nitrato de sodio 1,5 M. Si se agrega  $H_2O$  hasta un volumen final de 2 L, se obtiene una solución de nitrato de sodio 0,2 M.



- 28.** Existen una gran variedad de medios de cultivos en la transferencia de embriones, pero el más usado actualmente es el regulador salino de Dulbecco (PBS), cuya composición salina es la siguiente:

Compuesto	Concentración
Cloruro de sodio	8,00 g/L
Cloruro de potasio	0,200 g/L
Cloruro de calcio	0,100 g/L
Cloruro de magnesio	0,100 g/L
Fosfato monoácido de sodio dihidratado	1,15 g/L
Fosfato diácido de potasio	0,200 g/L

- Calcule: **a)** ¿Cuántos meq/L de iones calcio y magnesio contiene el medio?  
**b)** ¿Cuántos milimoles de cloruro de potasio están disueltos en 500 ml?

- 29.** Una de las soluciones nutritivas utilizadas es la denominada de KNOP, cuya composición es:

Compuesto	Concentración
Nitrato de potasio	0,00200 M
Nitrato de calcio	0,00500 M
Fosfato diácido de sodio	0,200 g/L
Sulfato de magnesio heptahidratado	0,200 g/l
Fosfato de hierro(III)	0,100 g/L

- Calcule: **a)** La molaridad del fosfato férrico  
**b)** Los g/L del ión potasio  
**c)** Cuántos g de sulfato de magnesio heptahidratado se necesitan para preparar 1500 mL de la solución.

# **CURSO DE ACTUALIZACIÓN: SOLUCIONES EN QUÍMICA Y SUS APLICACIONES PRÁCTICAS**

Universidad Nacional de Catamarca  
Facultad de Ciencias Agrarias

## **“PRÁCTICA DE LABORATORIO”**

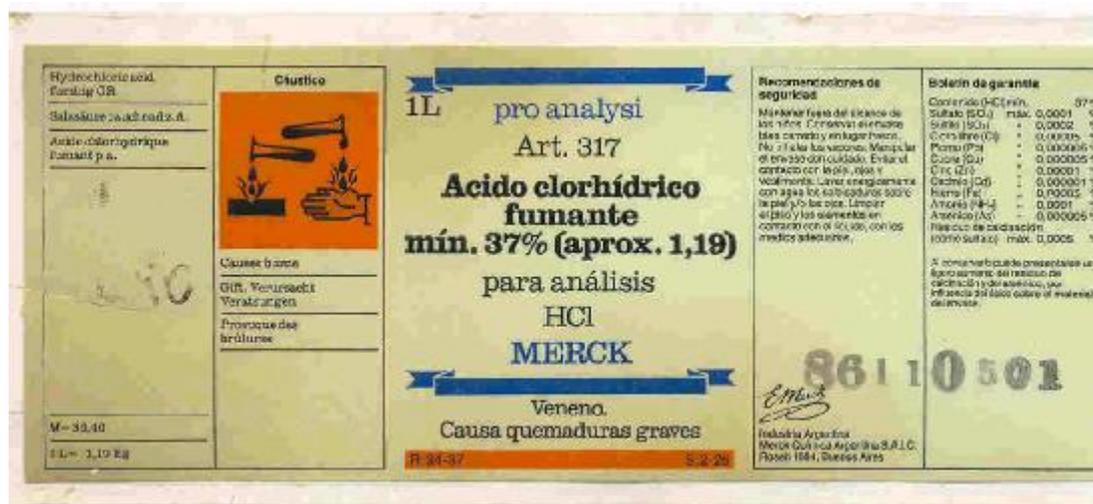
Docentes a cargo:

- Ing. SALAS, Mónica
- Lic. MOHADED, Carolina

Docente colaborador:

- Lic. ROMERO, César

1. Preparar 100 mL de solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que contenga 10 mg de  $\text{CO}_3^{2-}$ / mL. Rotule la misma expresando su concentración en ppm.
2. Preparar 100 mL de HCl 2,00 M a partir de la información que muestra la etiqueta del ácido comercial (concentrado):



3. a) A partir de la solución preparada en el ítem 2, prepare 200 mL de una solución 355 ppm.  
 b) A partir de esta última prepare 5 diluciones seriadas en tubo, llevando a un volumen final de 2 mL. La concentración del primer tubo debe ser 177,5 ppm y las diluciones sucesivas deben tener la mitad de la concentración de la dilución anterior.
4. Para determinar la actividad ureásica en harina de soja uno de los reactivos utilizados es el buffer de fosfato diácido de sodio/ fosfato ácido de sodio. Para preparar una solución buffer de 0,025 M disuelva 1,70 g de fosfato diácido de sodio en 100 mL de agua destilada, y 2,18 g de fosfato ácido de sodio en 100 mL de agua destilada. Combine ambas soluciones en un erlenmeyer de 250 mL. Rotule.