

(solución 2) y diluirlos hasta los 40 ml (o sea agregar 35 ml de agua).

Solución preparada.

En las otras dos formas de soluciones porcentuales, (p/p) y (v/p), se procede de manera semejante a las dos primeras.

### CASOS ESPECIALES:

En los recipientes comerciales de ácidos, no se da directamente la concentración del ácido, pero generalmente se indican la gravedad específica (densidad) y porcentaje de pureza de la solución. Con estos datos se puede calcular fácilmente la concentración de la solución.

Ejemplo 1.- En la etiqueta de un frasco de HCl se indica, además de otros datos, que la densidad del ácido es de 1.18 y se encuentra con una pureza de 35.5% en peso. ¿Cuál es su molaridad?

Respuesta:

Como la densidad está dada en  $\text{gr/cm}^3$ , una densidad de  $1.18 \text{ gr/cm}^3$  es equivalente a  $1,180 \text{ gr/1000 cm}^3$  o sea  $1,180 \text{ gr/lit}$ . Es decir, si la solución de ácido fuera 100% pura, habría  $1,180 \text{ gr/lit}$ , pero como la pureza es de solo 35.5% entonces:

$$\begin{array}{l} \text{Si } 1,180 \text{ gr} - 100\% \\ \quad X \text{ gr} - 35.5\% \end{array} \quad X = \frac{1,180 \text{ gr} \times 35.5\%}{100\%} = 418 \text{ gr.}$$

existen solo 418 gr de ácido puro/lit de solución, por lo tanto, si el peso molecular del HCl es de 36.5 gr entonces:

$$\begin{array}{l} 36.5 \text{ gr/lit} - 1 \text{ M} \\ 418.0 \text{ gr/lit} - X \text{ M} \end{array} \quad X = \frac{418 \text{ gr/lit} \times 1 \text{ M}}{36.5 \text{ gr/lit}} = 11.4 \text{ M}$$

Ejemplo 2.- Calcular la Molaridad y Normalidad de una solución de ácido sulfúrico con una densidad de  $1.84 \text{ gr/cm}^3$  y una pureza de 98%.

Respuesta: Procediendo como en el ejemplo anterior.

$$\begin{array}{l} D = 1.84 \text{ gr/cm}^3 \\ \text{Pureza} = 95\% \\ \text{PM } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98\% \end{array} \quad \begin{array}{l} 1.84 \text{ gr/cm}^3 - 1,840 \text{ gr/lit} \\ 1,840 \text{ gr/lit} - 100\% \\ \quad X \text{ gr/lit} - 95\% \end{array} \quad X = \frac{1,840 \text{ gr/lit} \times 98\%}{100\%} = 1,748 \text{ gr/lit}$$

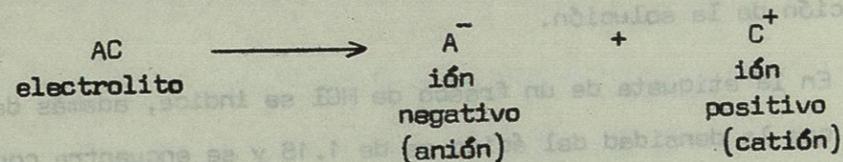
$$\begin{array}{l} 98 \text{ gr/lit} - 1 \text{ M} \\ 1,748 \text{ gr/lit} - X \end{array} \quad X = \frac{1,748 \text{ gr/lit} \times 1 \text{ M}}{98 \text{ gr/lit}} = 17.8 \text{ M}$$

$$X = 17.8 \text{ M}$$

$$X = 35.6 \text{ M}$$

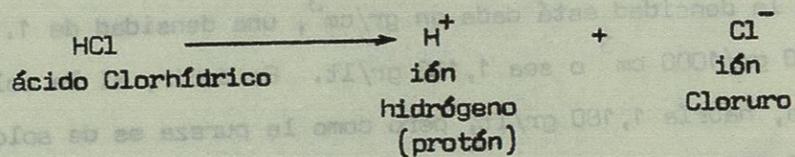
## EL CONCEPTO DE pH

Los electrolitos son sustancias que al entrar en solución se ionizan, es decir, sus moléculas se disocian en iones:

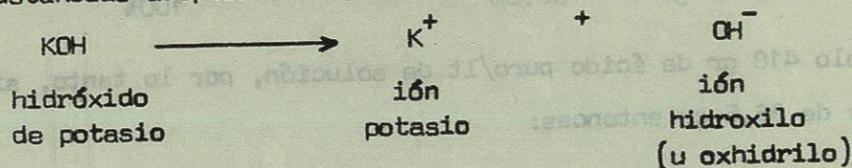


Los electrolitos pueden ser ácidos, bases o sales:

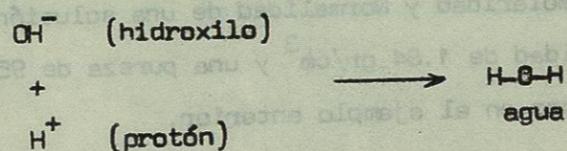
a) Ácidos (sustancias donadoras de protones)



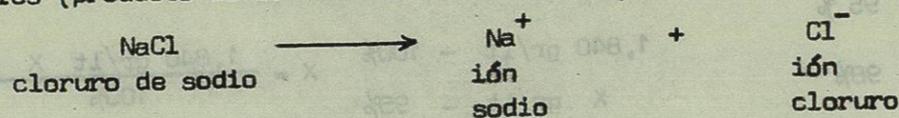
b) Bases (sustanciasceptoras de protones).



El grupo hidroxilo es quien directamente acepta los protones (iones - hidrógeno).



c) Sales (producto de la neutralización entre un ácido y una base).

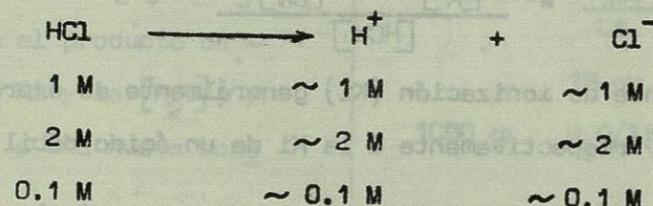


Algunos electrolitos disocian todas (o casi todas) sus moléculas que entran a formar parte de una disolución. Estos reciben el nombre de electrolitos fuertes. Otros solamente disocian un porcentaje muy pequeño (del orden del 1%) del total de las moléculas que forman parte de la disolución. Estos últimos son los electrolitos débiles.

Electrolitos

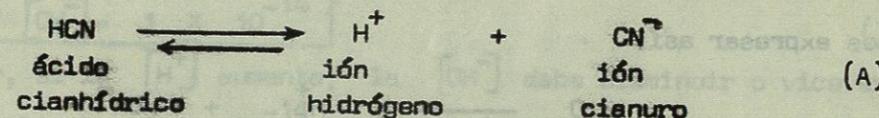
- Fuertes.- Se disocian completamente (o casi completamente).
- Débiles.- Se disocian solo parcialmente (en muy pequeña proporción).

En el caso de los electrolitos fuertes en solución, la concentración de los iones producidos está dada prácticamente por la concentración del ácido. Por ejemplo, en una solución de HCl 0.1M., prácticamente todas las moléculas del ácido van a estar disociadas y por lo tanto la concentración de ión hidrógeno será muy aproximadamente de 0.1 M y así mismo la concentración del ión cloruro, ya que cada molécula de HCl que se ioniza producirá un ión hidrógeno y un ión cloruro:



El grado de ionización de los electrolitos débiles no es el mismo para todos, cada uno de ellos lo tiene particular y característico y es función de un valor constante llamado "constante de ionización", el cual es característico para cada uno. Veamos el ejemplo de un caso particular:

La disociación del ácido cianhídrico (HCN) en medio acuoso es indicada por la siguiente reacción:



La flecha hacia la derecha indica que hay formación de ión hidrógeno y ión cianuro a partir del ácido cianhídrico que está sin disociar, y la flecha -- hacia la izquierda indica que hay formación de HCN a partir de los iones de hidrógeno y cianuro. Cuando ésta disociación ha llegado a un equilibrio ( a una temperatura fija que debe ser especificada, generalmente a 20 ó 25°C), la velocidad de formación de los iones hidrógeno y cianuro es igual a la velocidad de formación del HCN. Es decir, la velocidad de la reacción hacia la derecha es igual que la

velocidad hacia la izquierda. Desde este momento, el valor de la relación  $\frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$  \* será siempre igual y constante a  $4 \times 10^{-10}$  M, siendo este valor la constante de ionización del HCN. Podemos entonces definir la constante de ionización de un ácido (o base) débil como el producto de la concentración de los iones dividido entre la concentración del ácido (o base) débil que se encuentra sin disociar cuando la ionización ha alcanzado el equilibrio. Todas las concentraciones deben estar siempre como concentraciones molares. La constante de ionización del HCN según la reacción (A) estará dada por la reacción:

$$K_i = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

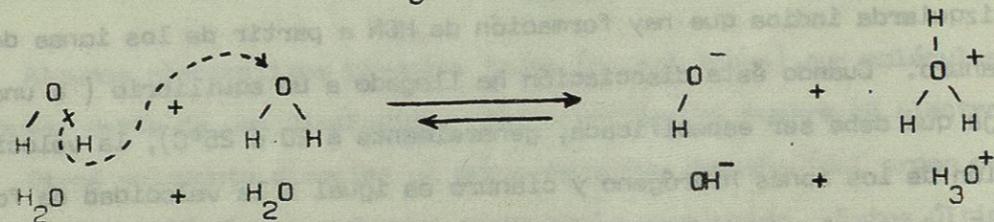
La constante de ionización ( $K_i$ ) generalmente se expresa como  $K_a$  o  $K_b$  se refiere específica y respectivamente a la  $K_i$  de un ácido débil o una base débil.

De la ecuación anterior podemos observar que si el valor de la  $K_i$  es alto, esto significa que el producto  $[H^+][CN^-]$  debe ser grande y por lo tanto el grado de ionización debe ser también grande. Así mismo, un valor bajo de  $K_i$  significará que el producto  $[H^+][CN^-]$  debe ser pequeño y por lo tanto el grado de ionización debe ser también pequeño. Es decir, mientras más grande sea el valor de  $K_i$  el grado de ionización es también mayor, y viceversa.

El agua tiene un comportamiento como electrolito débil y como tal, una pequeña porción de sus moléculas presenta ionización. La ionización del agua la podemos expresar así:



Aunque en realidad, el ión hidrógeno (protón libre) no existe como tal sino más bien como ión hidronio ( $H_3O^+$ ), que resulta de la siguiente reacción:



\*Los paréntesis rectangulares indican concentraciones molares de lo que se encuentra dentro de ellos.

Es costumbre, sin embargo, expresar el ión hidronio como ión hidrógeno ( $H^+$ ) simplemente por comodidad.

Como todo electrolito débil, el agua presenta una constante de ionización dada por la relación.

$$K_i = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Cuando el agua es pura la concentración de moléculas de agua que quedan sin disociar ( $[H_2O]$ ) es siempre constante e igual a 55.5 Molar (véase el recuadro), por lo tanto, si en la ecuación el factor  $[H_2O]$  es pasado multiplicando a la  $K_i$ , el producto " $[H^+][OH^-]$ " queda igualado con el producto de dos constantes (la  $K_i$  y la  $[H_2O]$ ) y por lo tanto igual a una nueva constante:

$$[H^+] \times [OH^-] = \frac{K_i \times H_2O}{K}$$

Esta nueva constante es llamada "Producto iónico del agua" y se representa como " $K_w$ ".

$$[H^+] \times [OH^-] = K_w \text{ (producto iónico del agua)}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$\boxed{[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}} \quad (I)$$

Es decir, si la  $[H^+]$  aumenta, la  $[OH^-]$  debe disminuir o viceversa, de tal manera que el valor  $1 \times 10^{-14}$  debe permanecer siempre constante.

Si observamos la reacción de disociación del agua (reacción B) vemos que cada molécula de  $H_2O$  da una mol de  $H^+$  y un mol de  $OH^-$  de donde podemos concluir que en el agua pura  $[H^+] = [OH^-]$  y como el producto de ambos es  $1 \times 10^{-14}$  entonces debe cumplirse que:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad \text{y} \quad [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad (II)$$

La acidez de una solución depende de la concentración de iones hidrógeno. Conforme aumenta la concentración de éstos aumenta la acidez de aquella. Sin

Peso Molec. $H_2O$	=	18 gr
Molaridad =	$\frac{\text{No. de moles}}{\text{Lt. de solución}}$	
	.	18 gr. $H_2O$ /lt - 1M
		1000 gr. $H_2O$ /lt.- XM. X = 55.5 M

Además, para indicar el grado de acidez de una solución, en lugar de expresar -- directamente la concentración de ión hidrógeno ha sido introducido el concepto de pH, el cual facilita el manejo cuantitativo y la expresión de la acidez, y es -- además una función directa de la concentración de ión hidrógeno:

$$\text{pH} = - \log. [\text{H}^+] \quad (\text{III})$$

Ahora estamos en condiciones de calcular el pH del agua:

Como en el agua para la  $[\text{H}^+]$  es igual a  $1 \times 10^{-7}$  M. (Ecuaciones II).

$$\begin{aligned} \text{pH} &= - \log. (1 \times 10^{-7}) \\ &= - [\log 1 + \log 10^{-7}] \\ &= - [0 + (-7) \log 10] \\ &= - (-7) \cdot 1 \\ \text{pH} &= 7.0 \end{aligned}$$

Si a la ecuación (I) aplicamos logaritmos obtenemos:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] &= 1 \times 10^{-14} \\ \log([\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]) &= \log(1 \times 10^{-14}) \\ \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] &= \log 1 + \log 10^{-14} \\ &= 0 \quad = -14 \\ \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] &= -14 \end{aligned}$$

Multiplicando la ecuación por (-1) resulta:

$$- \log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

Así como el  $\text{pH} = - \log [\text{H}^+]$ , igualmente  $\text{pOH} = - \log [\text{OH}^-]$ , por

lo tanto la ecuación anterior puede también ser escrita como:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

O sea que el valor máximo de pH es 14, y esto sucede en el caso extremo cuando  $\text{pOH} = 0$ . Así mismo, el valor máximo de pOH es 14, y esto sucede cuando  $\text{pH} = 0$  (Fig. No. 1).

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$   
Región Ácida

$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$   
Región Básica (alcalina)

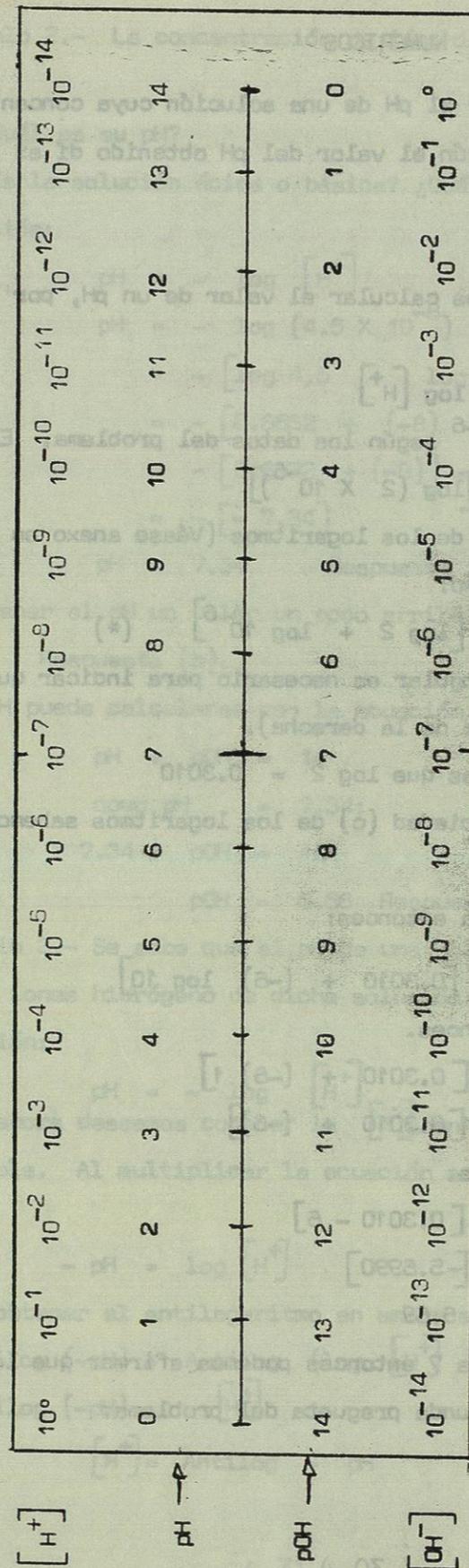


Figura No. 1.- Escala de acidez en función del pH, concentración del ión hidrógeno ( $[\text{H}^+]$ ); pOH y concentración de iones hidroxilo ( $[\text{OH}^-]$ ).