Departamento de Ciencias
Profesor Eduardo Gatica

CÁLCULOS DE pH EN SOLUCIONES ACUOSAS

Nombre:_____ Curso:_____

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer la clasificación de las sustancias acido –base
- ✓ Realizar cálculos de Ph
- ✓ Analizan escala de Ph

Definiciones de Arrhenius para ácidos y bases:

Ácido: sustancia que en agua libera iones hidrógeno (protones). Por ejemplo:

Ácido clorhídrico: HCl, por ionización da iones hidrógeno e iones cloruro:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Base: sustancia que por ionización de iones oxidrilo. Por ejemplo: el hidróxido de sodio es una base porque da por ionización:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

El pH de las soluciones acuosas:

p es un operador matemático que significa –log. Su utilidad consiste en nuestro caso en expresar concentraciones de ácidos bajo una forma numérica más simple y práctica.

Teniendo en cuenta que

$$\mathbf{pH = - \log [H^+]}$$

puede calcularse conociendo la concentración molar en H^+ de soluciones de ácidos:

Si se tiene una solución de H_2SO_4 que tiene una concentración 0,05 M, sabiendo que disocia en:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2\ H^+ + SO_4^{-2}$$

a partir de un mol de H_2SO_4 se obtienen 2 moles de H^+, por lo tanto, a partir de una solución 0,05 M de ácido se obtendrá una concentración del doble en H^+. Su pH será:

$$pH = - \log [H^+] = - \log (2 \cdot 0{,}05) = - \log 0{,}1 = \boxed{1}$$

Si desea calcularse pH de soluciones de bases, aquí no se sabe en forma directa la $[H^+]$. Debemos recurrir a la expresión de disociación del agua o autoprotólisis del agua, en donde:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

El sistema, representado por una doble flecha, expresa un equilibrio entre moléculas de agua y sus iones. Este equilibrio es dinámico, no estático. En forma permanente moléculas de agua disocian (hacia la derecha) a la vez que iones H^+ y OH^- se asocian para formar moléculas de agua (hacia la izquierda).

Se sabe que a 25 ºC, la concentración de iones H^+ y OH^- es de $1 \cdot 10^{-7}$ M respectivamente, lo que indica que muy pocas moléculas de agua estarán disociadas (una de cada 500 millones aprox.), pero las suficientes como para poder contarlas.

El producto de las concentraciones molares de estos iones se define como **producto iónico del agua**, Pi o Kw. Este valor es constante a esa temperatura.

$$\mathbf{Kw = [H^+] \cdot [OH^-]}$$

$$10^{-7} \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-14}$$

Si ahora operamos con logaritmos sobre esta expresión se obtiene:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$
$$\log ([H^+] \cdot [OH^-]) = \log (1 \cdot 10^{-14})$$
$$\log [H^+] + \log [OH^-]) = \log 10^{-14} = -14$$

multiplicando por -1:

$$- (\log [H^+] + \log [OH^-]) = - (-14)$$
$$- \log [H^+] - \log [OH^-]) = 14$$

como p = -log :

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

De este modo en una solución de un hidróxido podemos calcular primero el pOH conociendo la concentración molar de oxidrilos y luego calcular el pH por diferencia con 14.

Ejemplo: si se cuenta con una solución de NaOH $1{,}2 \cdot 10^{-4}$ M, ¿qué pH tendrá?

La disociación de la base en agua es:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

Por cada mol de NaOH se obtiene un mol de OH^-. Entonces por cada $1{,}2 \cdot 10^{-4}$ M en NaOH, tendremos una concentración de $1{,}2 \cdot 10^{-4}$ M en OH^-. El pOH será:

$$pOH = - \log [OH^-] = - \log (1{,}2 \cdot 10^{-4}) = 3{,}92$$

como pH + pOH = 14, el pH será:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3{,}92 = \boxed{\mathbf{10{,}08}}$$

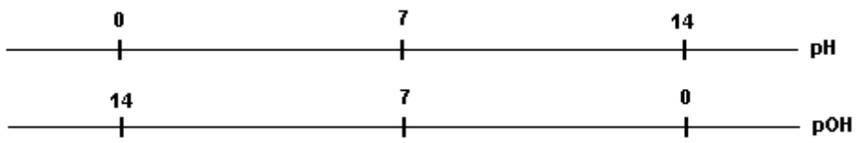
<u>Algunas observaciones acerca de la escala de pH:</u>

- Se piensa que la escala de pH va de 0 a 14. No es así. Supongamos que contamos con una solución concentrada de HCl, que es 3 M. Su pH será:

$$pH = - \log [H^+] = - \log 3 = \boxed{\mathbf{- 0{,}48}}$$

El pH es inferior a cero. Lo mismo ocurre con soluciones fuertemente alcalinas, por ejemplo la de la soda cáustica concentrada. En este caso el pH será superior a 14.

- Así como existe una escala de pH, hay otra de pOH igual pero vista al reverso:



- Esto significa que en una solución ácida tendremos tanto pH como pOH, o sea, tanto H^+ como OH^-. ¿De donde provendrán estos iones OH^-? En una solución de HCl por ejemplo, habrá iones H^+ y Cl^- provenientes de la ionización del ácido:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Por otro lado, la solución es acuosa, por lo que habrá también ionización de moléculas de agua:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

Es decir: en la solución del ácido habrá: H^+, Cl^-, OH^- y H_2O sin ionizarse. Siendo una solución ácida habrá mucha mayor cantidad de H^+ que de OH^-. Para soluciones de pH neutro y por encima de 7, estas relaciones serán:

Soluciones ácidas: $[H^+] > [OH^-]$
Soluciones neutras: $[H^+] = [OH^-]$
Soluciones básicas: $[OH^-] > [H^+]$

Debe tenerse en cuenta que el producto de ambas concentraciones debe dar 10^{-14}. Puede calcularse cuanto OH^- habrá utilizando el producto iónico del agua cuando se conoce la molaridad en H^+.

$$\text{Como } Kw = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$
$$[OH^-] = Kw \ / \ [H^+]$$

Departamento de Ciencias
Profesor Eduardo Gatica

Escala de pH

A continuación se muestran los valores de pH de algunas soluciones de sustancias y mezclas conocidas:

Medio	Solución	pH
Ácido	Disolución de HCl 1 M	0
	Jugo gástrico	1
	Gaseosas	1,8
	Jugo de limón	2,1
	Zumo de limón	2,5
	Vinagre	2,5
	Vino	3,5
	Zumo de naranja	4
	Zumo de tomate	4
	Cerveza	4,1
	Tomates	4,2
	Café	5
	Agua potable	5
	Lluvia ácida	5,6
	Agua corriente	6
	Orina humana	6
	Leche de vaca	6,4
	Agua de lluvia	6,5
	Saliva (reposo)	6,6
	Leche	6,9
Neutro	Agua pura	7
Básico	Saliva (al comer)	7,2
	Sangre humana	7,4
	Huevos frescos	7,8
	Agua de mar	8,5
	Bicarbonato sódico (Sol. Saturada)	8,4
	Levadura	9
	Pasta de dientes	9,9
	leche de magnesia	10,5
	Amoníaco (disuelto)	11,8
	Lejía	12
	Disolución de NaOH 1 M	14

Ácidos y bases fuertes:

Los ejemplos que hemos visto hasta ahora corresponden a ácidos y bases que se **disocian totalmente** en agua. Estos son los denominados **fuertes**. Algunos ejemplos que veremos en clase, son:

Ácidos fuertes		Bases fuertes	
Ácido clorhídrico	HCl	Hidróxido de sodio	NaOH
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Hidróxido de litio	LiOH
Ácido nítrico	HNO_3	Hidróxido de potasio	KOH
Ácido perclórico	$HClO_4$	Hidróxido de bario	$Ba(OH)_2$

Gran parte de ellos se utilizan comúnmente en la industria como reactivos químicos básicos, de muy extendida aplicación en todas las ramas. Los llamados ácidos minerales: el clorhídrico, el sulfúrico y el nítrico, y la soda cáustica (NaOH).

EJERCICIOS:

1) Calcular el pH de las siguientes soluciones:

a) HCl10^{-4} M
b) HCl 2,5 . 10^{-5} M
c) H_2SO_4 0,045 % m/m
d) H_3PO_4 25 ppm
e) NaOH 3,25 . 10^{-4} M
f) KOH 3 . 10^{-3} % m/m
g) $Ca(OH)_2$ 2 . 10^{-2} M
h) $Al(OH)_3$ 3 . 10^{-3} M

Considerar a todas las sustancias como totalmente ionizadas.

2) Calcular las concentraciones molares de las soluciones cuyos valores de pH son:

a) HCl pH = 5
b) H_2SO_4 pH = 2
c) NaOH pH = 10.4
d) HNO_3 pH = 1,5
e) $Ca(OH)_2$ pH = 8,7
f) KOH pH = 12,9

Considerar a todas las sustancias como totalmente ionizadas.

3) Completar el siguiente cuadro:

Solución	Conc. molar	[H^+]	[OH^-]	pH	pOH
HNO_3		2,5 . 10^{-4}			
H_2SO_4			3,75 . 10^0		
$Ba(OH)_2$					3,8
NaOH		5,8 . 10^{-9}			