



GUÍA DE APRENDIZAJE N°6

REACCIONES ÁCIDO BASE

Departamento de Ciencias/ Química 4°MA
Prof. Karen Palma Oporto.



Nombre: _____ Curso: _____

Unidad 1 : Reacciones ácido base
Objetivo de Aprendizaje : Determinan el carácter ácido o básico de una especie, utilizando e interpretando las escalas de: pH y pOH.
Tiempo de Desarrollo : 3 horas pedagógicas

Instrucciones:

1. Lee muy bien tu guía, y desarrolla las actividades que allí aparezcan.
2. Responde en la guía en caso que la imprimas, de lo contrario escribe las respuestas en tu cuaderno, identificando el número de la guía, el número de la pregunta y fecha (volviendo al colegio te entregaremos la guía, por lo que no es necesario que escribas la pregunta).
3. Debes enviar la tus respuestas (guía o fotografía) antes de la próxima sesión, a la tarea asignada en classroom para poder corregir (tienes una semana de plazo).
4. Para cualquier duda puedes escribirme en classroom o a mi correo electrónico k.palma@coemco.cl

Concepto de pH

Concepto de pOH Las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en las disoluciones acuosas son cantidades muy pequeñas y de incómodo manejo. Por ello, se utiliza una forma más práctica de medición: la escala de pH. La escala de pH fue introducida por el químico danés S. Sørensen en 1909. Por definición, el pH de una disolución acuosa es:

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log [H_3O^+]$$

El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar del ion H_3O^+ . Obtenemos la escala de pH, que varía desde 0 a 14. Como se ve a continuación, el valor del pH disminuye a medida que aumenta la acidez de la disolución, y viceversa.



$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$[H_3O^+] > [OH^-]$ $[H_3O^+] = [OH^-]$ $[H_3O^+] < [OH^-]$

$pH < 7$ Disoluciones ácidas $pH = 7$ Disoluciones neutras $pH > 7$ Disoluciones básicas

← Aumento de la acidez Aumento de la basicidad →

Concepto de pOH

De forma análoga al pH, definimos el pOH:

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log [OH^-]$$

La relación entre el pH y el pOH de una misma disolución acuosa es fácil de deducir a partir de la expresión del producto iónico del agua:

$$[H_3O^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Tomando logaritmos decimales en los dos miembros, obtenemos:

$$\log ([H_3O^+] [OH^-]) = \log 10^{-14}$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

Si multiplicamos esta expresión por -1 , tenemos:

$$-\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14$$

Y, según las definiciones de pH y de pOH, resulta finalmente:

$$pH + pOH = 14$$

Cálculo del pH

Ácidos y bases de uso frecuente Los ácidos y las bases fuertes están ionizados casi por completo en las disoluciones acuosas diluidas. Por ello, podemos calcular las concentraciones de H_3O^+ y OH^- y, por tanto, el pH, directamente a partir de la concentración del ácido o de la base.

Calculemos:

- el pH de una disolución donde $[H_3O^+] = 2,95 \times 10^{-4} \text{ M}$;
- el pH de una disolución cuya concentración de OH^- vale $2,73 \times 10^{-3} \text{ M}$;
- la $[H_3O^+]$ y la $[OH^-]$ de una disolución cuyo pH es 3,2.

Solucionemos:

- $[H_3O^+] = 2,95 \times 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow$
 $\Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2,95 \times 10^{-4}) = 3,5$
- $[OH^-] = 2,73 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow$
 $\Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log (2,73 \times 10^{-3}) = 2,5$
Sabemos que $pH + pOH = 14$, y por tanto:
 $pH = 14 - pOH = 14 - 2,5 = 11,5$
- $pH = 3,2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,2} = 6,31 \times 10^{-4} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$
De la igualdad $K_w = [H_3O^+] [OH^-]$, ¿qué se obtiene?

ACTIVIDAD

1. ¿En cuál(es) de las siguientes reacciones ácido-base el agua se comporta como una base?

- I. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$
- II. $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- III. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

2. Complete el siguiente cuadro: (T = 25 °C)

SOLUCIÓN	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	pH	pOH
Ácido estomacal	0,032			
Jugo de limón		2,51 x 10 ⁻¹²		
Vinagre	1,99 x 10 ⁻³			
Vino				10,5
Soda			4,20	
Lluvia ácida				8,40
Leche		3,98 x 10 ⁻⁸		
Sangre			7,40	
Bicarbonato de sodio				4,80
Jabón	1,58 x 10 ⁻¹⁰			
Limpiador amoniacal			12,1	
Destapa cañerías		0,158		

3. Ordene las siguientes disoluciones según

a) su acidez creciente:

A: pH = 2,00 B: [H₃O⁺] = 1,00x10⁻¹⁰ M C: pOH = 1,00

b) su basicidad creciente:

A: pH = 2,00 B: pOH = 11,0 C: [H₃O⁺] = 1x10⁻⁶ M

4. Dibuje la escala de pH e Indique colocando la letra donde se ubica:

- a) El pH de una solución cuya concentración de iones hidrogeno H⁺ es 0.07M.
- b) El pH de una solución cuya concentración de iones hidroxilos OH⁻ es 1.6x10⁻⁵ M.
- c) La concentración de OH⁻ de una solución cuyo pH = 9.
- d) El pH de una solución cuyo pOH es 2.
- e) El pOH de una concentración cuya concentración de H⁺ 1.8x10⁻³ M
- f) El pH de una solución cuya concentración de iones hidrogeno H⁺ es 0.5 M