

CLASIFICACION DE LOS ACIDOS Y BASES, SEGUN SU GRADO DE IONIZACION

Los ácidos presentan grandes diferencias en sus grados de ionización, es decir sus disoluciones equivalentes contienen concentraciones muy distintas de iones hidrógeno, el cual es el responsable de su actividad química como ácido.

De acuerdo a su grado de ionización los ácidos se pueden clasificar en: Acidos fuertes los que se ionizan más de un 40% en soluciones de 0.1 M a 25° C. sus disoluciones conducen perfectamente la corriente eléctrica y químicamente los más activos, entre ellos tenemos, HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HCNS, ácidos moderadamente fuertes. Se ionizan de un 5 al 40%, -son regularmente activos.

Acidos débiles: se ionizan por debajo de un 5% en soluciones 0.1 M a 25° C. conducen muy poco la corriente eléctrica y son poco activos como ácidos ejemplo ácido acético, ácido carbónico, ácido bórico.

Bases fuertes: Aquellas que en disolución al 0.1 M y al 25% están ionizadas por arriba de un 40% y a igual que los ácidos fuertes, conducen perfectamente la corriente eléctrica y son muy activos, por ejemplo. KOH, NaOH, Ba(OH)₂.

Bases débiles: Son aquellas que en disolución al 0.1 M y a 25° C. están ionizadas por abajo de un 5%, conducen muy poca la corriente eléctrica y son poco activos ejemplo el NH₄OH

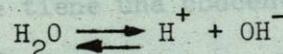
DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION

Por lo común el agua se le considera como una sustancia no conductora de la corriente eléctrica, y por lo tanto no ionizable, pero esto no es cierto ya el agua más pura muestra una pequeña conductividad que da una ionización de $1.8 \times 10^{-7}\%$ a 25° C.

De este valor se ha obtenido la concentración de H⁺ y OH⁻ el cual es de 1×10^{-7} moles/litro para cada uno.

La cantidad de moles por litro de agua es igual a 55.5 M (de 1000 entre la masa molecular del agua que es 18).

La ecuación de equilibrio es.



Aplicando el principio de equilibrio se tiene que

$$K \text{ ionización} = \frac{C_{\text{H}^+} \times C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

C_{H^+} = Concentración hidrógeno

C_{OH^-} = Concentración de H₂O

$$K \text{ ionización} = \frac{(0.0000001 \text{ mol g/l}) (0.0000001 \text{ mol g/l})}{55.5 \text{ m/l}} = 1.8 \times 10^{-16}$$

DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION

Pero como la concentración de H_2O en el denominador es constante con respecto a las concentraciones de H^+ y OH^- , - puede combinarse con K para dar una nueva constante K_w que se le llama constante del agua o producto iónico del agua; - quedando.

$$K = C_{H_2O} = K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-}$$

Aplicando la ecuación anterior, tenemos:

$$K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-} = (1. \times 10^{-7}) (1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ g}^2 \text{ litro}^{-2}$$

$$\text{O sea, que } K_w H_2O = 1 \times 10^{-14}$$

Como los demás constantes de equilibrio el valor de K_w - varía con la temperatura. Para soluciones a temperatura ambiente se usa generalmente el valor de 1×10^{-14} .

El producto iónico del agua es importante no sólo en lo que se refiere al agua pura si no a cualquier solución acuosa, ya que en estas, el producto de las concentraciones C_{H^+} y C_{OH^-} debe ser una constante

Si ya tenemos una concentración fija la otra lo quedará automáticamente, por ejemplo en una solución en que $C_{H^+} = 1 \times 10^{-5}$ ion g/litro tendrá una C_{OH^-} de:

$$K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-}$$

$$1 \times 10^{-14} = 1 \times 10^{-5} \times C_{OH^-}$$

Despejando:

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ iones g/litro}$$

Delo anterior podemos concluir también que si aumenta - el valor de la concentración H^+ al agregar más ácido, el valor de la concentración OH^- disminuye, para que el valor de K_w permenezca constante, los mismo sería si aumenta C_{OH^-} disminuye la C_{H^+} .

Problema. 1

¿Cuál será la concentración H^+ (C_{H^+}) de una solución -- que tiene una concentración OH^- (C_{OH^-}) de 1×10^{-4} moles /litro.

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{H^+} \times 1 \times 10^{-4} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{H^+} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-10}$$

Tomando en cuenta los valores de C_{H^+} y C_{OH^-} podemos determinar si la solución es ácida o alcalina; si.

$$C_{H^+} > C_{OH^-} \text{ será solución ácida}$$

$$C_{OH^-} > C_{H^+} \text{ será solución alcalina}$$

$$C_{H^+} = C_{OH^-} \text{ será solución neutra}$$

En el problema anterior los valores de $C_{H^+} = 1 \times 10^{-10}$
 y $C_{OH^-} = 1 \times 10^{-4}$.

$C_{H^+} = 0.0000000001$ es menor que

$$C_{OH^-} = 0.0001$$

Por lo que la solución es alcalina.

Problema No. 2

¿Cuál será el valor de la C_{OH^-} de una solución cuya C_{H^+}
 es de 3×10^{-6} ? Indicar si es ácida o base.

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = K_w$$

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$3 \times 10^{-6} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-8} = 3.3 \times 10^{-9}$$

Valor de

$$C_{H^+} = 3 \times 10^{-6}$$

$$C_{OH^-} = 3.3 \times 10^{-9}$$

Cuál es mayor de los dos.

$$0.000003 > 0.000000033$$

El valor de C_{H^+} es mayor por lo tanto será una solución
 ácida.

ACIDEZ, NEUTRALIDAD Y ALCALINIDAD EN SOLUCIONES ACUOSAS.

POTENCIAL HIDROGENO

En el agua pura la concentración H^+ y OH^- son iguales,
 esto es

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ ion g/l}$$

Esta condición de igualdad es una condición de neutrali-
 dad, por lo tanto el agua pura es neutra.

Si la concentración de H^+ es mayor que la concentración
 de OH^- se tiene una solución ácida y por el contrario la
 concentración de OH^- es mayor que la concentración H^+ se
 tiene una solución alcalina.

pH y pOH

Las concentraciones de iones hidrógeno y iones hidroxilo
 son relativamente pequeñas, por lo que se ha convenido en ex-
 presarlos mediante una notación logarítmica.

Así para la concentración de iones hidrógeno se tiene -

$$pH = -\log C_{H^+} = \log \frac{1}{C_{H^+}} = \text{colog } C_{H^+}$$

y para la concentración de iones hidroxilo:

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

El pH se puede definir como el logaritmo decimal del recíproco de la concentración molar de iones hidroxilo.

El pOH, se define diciendo que es el logaritmo decimal del recíproco de la concentración molar de iones hidroxilo.

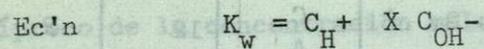
La diferencia entre ambos términos estriba en que el pH es una forma de indicar la concentración de iones hidrógeno y el pOH; es la forma de indicar la concentración de iones hidroxilo en una solución, y como se verá más adelante la expresión pH es la más frecuentemente usada, ya que ambos nos pueden servir para indicar tanta concentración de iones hidrógeno como hidroxido.

Para entender mejor la acidez, la neutralidad y la alcalinidad en las soluciones acuosas, obsérvese la siguiente tabla.

$C_{H \text{ ión}} \text{ g/l}$	$C_{OH \text{ - ion}} \text{ g/l}$		pH	pOH
1×10^{-14}	1×10^0	A	14	0
1×10^{-13}	1×10^{-1}	L	13	1
1×10^{-12}	1×10^{-2}	C	12	2
1×10^{-11}	1×10^{-3}	A	11	3
1×10^{-10}	1×10^{-4}	L	10	4
1×10^{-9}	1×10^{-5}	I	9	5
1×10^{-8}	1×10^{-6}	N	8	6
1×10^{-7}	1×10^{-7}	A	7	7
1×10^{-6}	1×10^{-8}	NEUTRA	6	8
1×10^{-5}	1×10^{-9}	A	5	9
1×10^{-4}	1×10^{-10}	C	4	10
1×10^{-3}	1×10^{-11}	I	3	11
1×10^{-2}	1×10^{-12}	D	2	12
1×10^{-1}	1×10^{-13}	A	1	13
1×10^0	1×10^{-14}			14

ALCALINIDAD, NEUTRALIDAD Y ACIDEZ EN SOLUCIONES ACUOSAS

Los términos pH y pOH se pueden relacionar entre si, por medio de la fórmula del producto iónico del agua, tomando logaritmos negativos en ambos miembros de dicha ecuación.



$$-Log K_w = (-Log C_{H^+}) + (-log C_{OH^-})$$

Lo cual se reduce a:

$$pK_w = pH + pOH$$

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

$$pH + pOH = 14$$

Por medio de esta ecuación se puede determinar el pH o el pOH, conociendo uno de ellos.

El pH es el término más empleado, para indicar la acidez o alcalinidad de una solución y con frecuencia a las soluciones se les caracteriza solo por los valores del pH. En la tabla --- se presentan los valores del pH y pOH, indicando los rangos de alcalinidad, acidez y neutralidad de una solución acuosa.

A continuación se muestra otra tabla o escala que nos permite interpretar también rápidamente si una solución es ácida, neutra o alcalina, y al mismo tiempo el grado en que lo son.

Solución Ácida Neutro Solución Alcalina

7

pH: 0 1 2 3 4 5 6 8 9 10 11 12 13 14

Aumenta acidez

Aumenta alcalinidad

En la escala se tiene los valores que puede tomar el pH de una solución. De cero a un valor menor de 7 el pH es ácido, en pH= 7 la solución es neutra y cualquier valor mayor de 7 hasta 14 la solución será alcalina.

La escala también nos indica que de un valor menor que 7 hacia la izquierda la acidez va aumentando, siendo mayor la acidez por cada número que se pase y del 7 hacia la derecha - la alcalinidad aumenta cada vez más por cada número que sea mayor hasta llegar al 14 que sería el punto máximo de alcalinidad.

Por ejemplo:

Se tienen dos soluciones una pH = 4 y otra de pH = 2 - ¿Cuál es más ácida? naturalmente que la de pH = 2 por estar este valor más a la izquierda en la gráfica.

Se tiene una solución pH = 11 y otra de pH = 13, ¿Cuál es más alcalina? la más alcalina será la de pH = 13 ya que este valor está más a la derecha en la gráfica.

Cálculo del H de una solución.

Para solución de ácidos fuertes o bases metálicos solubles los valores del pH se determinan fácilmente puesto que estas sustancias al estar en solución están ionizadas en un 100%.

Problema No. 1

Cuál es el pH de una solución 0.002 M de HClO_4 ? El 0.002 M equivale a: una $\text{C}_{\text{H}^+} = 0.002$ ion g/litro.

de donde:
$$\text{pH} = -\log \text{C}_{\text{H}^+} = \log \frac{1}{\text{C}_{\text{H}^+}}$$

$$\text{pH} = -\log 0.002 = -\log (2 \times 10^{-3}) =$$

$$= -\log 2 + (-\log 10^{-3}) =$$

$$= [-0.30 + 3] = \underline{\underline{2.70}}$$

$$\text{pH} = 2.7$$

Problema No. 2

El pH de una solución es igual a 2.7, calcular el pOH.

De la ecuación.

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

$$\text{pOH} = 14 - 2.7 = 11.3$$

Problema No. 3

El pH de una solución es igual a 3.8 calcular la concentración del ión hidrógeno.

Solución: Observese que el 3.8 está entre 3 y 4 en la escala y la concentración del ión hidrógeno deberá estar entre 10^{-3} y 10^{-4} M.

$$\text{pH} = \log \text{C}_{\text{H}^+} = 3.8$$

Por lo tanto $\log \text{C}_{\text{H}^+} = 3.8$ y $\text{C}_{\text{H}^+} = 10^{-3.8}$ M.

$$\log \text{C}_{\text{H}^+} = -3.8 = -4 + .20 = 10^{-4} \times 10^{-2} \text{ M} = 1.58 \times 10^{-4}$$

Problema No. 4

Calcular: a): El pOH, b): La concentración de iones hidrógeno y c): La concentración de iones hidroxilo de cierta solución cuyo pH es 4.85.

Solución:

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

$$\text{pOH} = 14 - 4.85 = 9.15$$

$$\text{pOH} = 9.15$$

$$\text{b) } \text{C}_{\text{H}^+} = 10^{-4.85} = 10^{+0.15} \times 10^{-5} = 1.41 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{C}_{\text{H}^+} = 1.41 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$c) C_{H^+} + C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.41 \times 10^{-5}}$$

$$C_{OH^-} = 7.09 \times 10^{-10} \text{ M}$$

Problema No. 5

Calcular el pH de una solución de ácido acético 0.04 M que esta 1.8% ionizado.

$$C_{H^+} = \frac{0.04 \text{ moles g/litro} \times 1.8}{100} = 0.00072 \text{ iones g/litro}$$

$$= 7.2 \times 10^{-4}$$

$$0.04 = 100\%$$

$$100\%$$

$$x = 1.8$$

$$pH = -\log (C_{H^+}) = -\log (7.2 \times 10^{-4})$$

$$= -\log 7.2 + (-\log 10^{-4})$$

$$= -0.857 + 4 = \underline{\underline{3.143}}$$

$$pH = 3.143$$

Problemas: pH, pOH, C_{H^+} y C_{OH^-}

1.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración en iones hidrógeno es de 2.6×10^{-3} M? Indicar si la solución es ácida o alcalina.

2.- ¿Cuál es la concentración en iones hidrógeno de una solución cuyo pOH es de 5.14? La solución es ácida o alcalina?

3.- ¿Cuál es el pH de a) HCl 0.002 M (100% de ionización) de b) NaOH 0.40 M (90% de ionización) c) de una solución de HCl cuya concentración de iones hidrógeno es de 9.02 M?

4.- ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno de una solución cuyo pH es de -0.22?

5.- Si el pH de una solución es de 11.4 calcular: C_{H^+} , C_{OH^-} y su pOH.

6.- Si el C_{OH^-} de una solución es de 4.6×10^{-2} calcular C_{H^+} , pH y pOH.