**INDICADORES**

La determinación del pH de una solución es un problema usual en el laboratorio químico, que se resuelve de manera aproximada mediante el empleo de un indicador.

Un indicador es un compuesto orgánico en propiedades de ácido débil o base débil, cuyo ión y la molécula correspondiente presentan coloraciones diferentes.

El pH medio, al actuar sobre el equilibrio de estas dos formas hacen que los mismos capten o liberen iones OH- o H+, variando la coloración del medio; el cambio de color del indicador se denomina **viraje.**

Una serie de pigmentos naturales presentan un color en disoluciones ácidas y otro color en disoluciones básicas, por ejemplo el pigmento tornasol tiene color rojo en disoluciones ácidas y color azul en disoluciones básicas.

Muchos colorantes sintéticos tienen colores que son sensibles a la concentración de iones hidrozonio, por ejemplo: el dimitrofenol C6H4N2O5 es incoloro en disoluciones fuertemente ácidas y amarillo en disoluciones básicas y débilmente ácidas.

Veamos el comportamiento de un indicador tipo ácido débil RH, el tornasol. En solución muy divididas en agua, las moléculas RH se ionizan, en poca extención de acuerdo con la ecuación:

RH + H2O ↔ R- + H3O+

Rojo → Azul

Si nos encontramos en un medio ácido rico en iones H3O+ los iones R- se combinan con los iones H3O+ para dar moléculas de RH, y el equilibrio iónico anterior se desplaza hacia la izquierda, aumentando la concentración de RH y disminuyendo la de R-, con lo que la solución toma el color rojo de las moléculas RH.

Por el contrario, si el medio es básico por adición de iones OH- , los iones H3O+, que provienen de la ionización de las moléculas RH, se combinan con los iones OH- para dar agua, el equilibrio iónico se desplaza hacia la derecha, las moléculas de RH desaparecen de la solución aumentando la concentración de R- con lo que la solución toma el color azul de iones R.

Preparando disoluciones de ácidos y bases fuertes de concentraciones conocidas, podemos establecer una serie de disoluciones de pH conocido y estas pueden usarse para examinar el intervalo de pH dentro del que los indicadores naturales y sintéticos experimentan cambios de color.

La mayoría de los indicadores cambian completamente de color en un intervalo de pH de unos 2 unidades, de modo que observando el color que presentan una serie de indicadores añadidos a una disolución de pH desconocido, es posible definir el pH de la solución entre 2 valores que difieren en una unidad de pH.

La determinación del pH se debe a que la especie molecular del indicador tiene un color y la especie ionica tiene otro color y de esta manera la especie cuya concentración prima dará el color a la solución.

Si el indicador es ácido, su equilibrio puede representarse mediante la ecuación:

HIn + H2O In- + H3O+

Un caso particular podría se el de la fenolftaleina cuya especie molecular HIn es incolora y la especie disociada In- es roja. De acuerdo al principio de lechetelier si el indicador se agrega una solución ácida que contiene los iones H3O+, su equilibrio se desplaza mucho en sentido contrario, predominando la especie molecular sobre la ionica, por el contrario si se agrega a una solución básica el equilibrio se desplaza en sentido directo y predomina la especie ionica que dará el color a la solución.

En el caso de que el indicador sea básico, su equilibrio puede representarse mediante la expresión:

In OH In+ +OH-

Y de acuerdo al principio de lechatelier, la especie molecular ( In OH) prima en medio básico y la iónica (In+) en medio ácido.

**PROPIEDADES DE ALGUNOS INDICADORES.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **NOMBRE** | **COLOR ACIDO** | **COLOR BÁSICO** | **INTERVALO PH** |
| Azul de timol | Rojo | Amarillo | 1,2 - 2,8 |
| Azul de bromogenol | Amarillo | Azul | 3,1 - 4,4 |
| Rojo de clorofenol | Amarillo | Rojo | 4,8 - 6,4 |
| Rojo de cresol | Amarillo | Rojo | 7,2 - 3,8 |
| Fenoltaleina | Incoloro | Rojo | 8,3 – 10 |
| Alizarina amarilla | Amarillo | Rojo | 10 – 21,1 |
| Anaranjado de metilo | Rojo | Amarillo | 3,1 – 4,4 |
| Rojo de metilo | Rojo | Amarillo | 4, 2 – 6,3 |
| Azul de bromotimol | Amarillo | Azul | 6 – 7,6 |
| Violeta de metilo | Amarillo | Azul violeta | 0, 2 – 2 |
| Rojo conso | Azul | Rojo | 3 - 5 |

**PRODUCTO IONICO DEL H2O**

Puesto que el agua es una sustancia anfótera, ya que puede disociar tanto en medio ácido como en medio básico.

No es sorprendente que experimente reacción consigo mismo o lo que es lo mismo tiene la [propiedad](http://www.monografias.com/trabajos16/romano-limitaciones/romano-limitaciones.shtml) de autoionizarse, esto debido a que las moléculas del agua pura, se encuentran en equilibrio con una pequeñísima cantidad de iones hidrógeno (H+) y con una cantidad igual de iones hidroxido (OH-), por lo tanto :

H2O + H2O H3O+ + OH- esto es igual 2H2O H3O+ + HO- o lo que es lo mismo H2O H+ + OH-

Como se sabe el agua pura tiene la capacidad de disociar en iones por lo que en realidad se puede considerar una mezcla de:

* Agua molecular (H2O)
* Protones hidratados (H3O+)
* Iones hidroxilo (OH-)

Ejemplo:

 Para ver el gráfico seleccione la opción "Descargar"

* Disociación del H2O
* 2 H2O H3O+ + OH-

Este equilibrio existe en agua pura y en todas las soluciones acuosas diluidas; se le aplica la siguiente expresión de la constante de equilibrio

Kw = [H3O+] [OH-]

[H2O]2

la ecuación se puede reordenar de la siguiente manera

K [H2O]2 = [H3O+][OH-]

Sin embargo la concentración de agua (H2O) puede considerarse como constante, el termino Kw se define como K [H2O]2 por lo tanto

K = [H3O+][OH-]

Se debe tener en cuenta que este equilibrio solo se establece en solución acuosas.

El Kw.

En la ecuación anterior introducimos la constante (Kw) la cual vendría siendo la constante de disociación o producto ionico del H2O.

Se ha descubierto que la concentración molar del H2O es 55,55gr. y que ha 25oC el valor Kw es 1,8 x 10 –16, Sustituyendo este valor en la ecuación 5 quedaría:

[H+] [OH-] = 1,8 x 10 –16 x 55,55 = 10 – 14

De esta manera en el caso del H2O pura

[H+] = [OH-] = 10 – 7 moles / L

o lo que es lo mismo

[H3O+] = [OH-] = 10 – 7 moles / L

Debido a que las concentraciones de ambos iones son iguales en todo solución diluida tendremos que:

[H+] = [OH-] es decir [H+].[H+] = = [H+]2 = 10 – 14 mol2 / L2

como el valor de Kw es muy pequeño queda introducido en la ecuación del equilibrio.

**Constante de disociación para el H2O respecto a un acido o base**

* para el H2O pura [H3O1] = [OH-] = 10-7
* H2O mas adición de un acido: [H3O1] > [OH-] ≠ 10-7
* H2O mas adición de una base: [H3O+] < [OH-] ≠ 10-7

Aunque su producto ionico debe permanecer constante

[H3O+] x [OH-] = 10-14

El valor tan pequeño de Kw hace que la cantidad de iones obtenidos por disociación del agua se desprende con respecto a la cantidad de iones obtenidos por disociación de un acido o una base, es por esto que el equilibrio del agua se desprecia cuando se disuelven ácidos o bases que presentan una constante de disociación mucho mayor.

Si la constante de equilibrio (Kc) del soluto fuera menor a Kw, el equilibrio de este soluto seria despreciable con respecto al agua; y si Kc = Kw habría que considerar el [sistema](http://www.monografias.com/trabajos11/teosis/teosis.shtml) como un ión común.

Recordemos que el ión común es el efecto de desplazar la reacción en sentido contrario de acuerdo con el principio de Lechatelier.

Ejemplo:

Calcúlese la concentración de ión hidronio y la de ión hidroxido en agua pura a 25°C

Solución:

2 H2O H3O+ + OH-

Kw = [H3O+]-[OH-] = 1,0 x 10-14

Sea X = [H3O+]=[OH-]

X2 = 1,0 x 10-14

X = 1,0 x 10-7 M = [H3O+] = [OH-]

Ejemplo 2:

Calcular la concentración de ion hidronio de una solución NOOH 0,100 M.

Solución:

En solución acuosa el NOOH es una base fuerte puesto que la presencia del ión hidroxido del NAOH impide la ionización del agua, la concentración del ión hidróxido del agua es despreciable y la solución esta constituida por NA+ 0,100 M y OH- 0,100 M. En cualquier solución acuosa diluida.

Kw = [H3O+] [OH-] = 1,0 x 10-14

[H3O+] [0,100] = 1,0 x 10-14

[H3O] = 1,0 x 10-13

**DISOCIACIÓN DE ÁCIDOS POLIPRÓTICOS Y BASES POLIDROXILICAS**

Los ácidos polipróticos son ácidos que tienen más de un hidrogeno ionizable. Estos ácidos disocian en mas de una etapa y cada etapa presenta su propia constante de equilibrio.

Como ilustración observemos el H3PO4 en el agua.

Si tenemos una solución 0,1 M.

La especie resultante serian:

H3PO4 + H2O H3O++ H2PO4-1

H2PO4-1 + H2O H3O++ HPO2-2

HPO4-2 + H2O H3O++ PO2-3

Entonces las constantesde ionización serían:

K1= [H3O+] [H2PO4-1] = 7,1 x 10-3

[H3PO4]

K2= [H3O+] [H PO4-2] = 6,3 x 10-8

[H2PO4-]

K3= [H3O+] [PO4-3] = 4,2 x 10-13

[HPO4-2]

Debemos tener en cuenta que cada disociación sucesiva es menor que la que le procede, esto debido a que entre más negativa es la especie, es más difícil retirarle un protón.

Esto nos dice que la mayor parte del H3O+ se forma en la primera y segunda ionización.

Observemos que Kd = [H3O+1] [H2PO4-] =

[H3PO4]

 Como Kd es muy grande, la ionización es extensa y no se puede aproximar a la concentración de equilibrio H3PO4 desde su concentración inicial. Esto nos produce una ecuación cuadrática.

[H3O+]2 + 7,1 x 10-3 [H3O+]-7,1 x 10-4 = 0

y la solución [H3O+] = 2,3 x 10-2

la solución entonces dan como resultado

[H3O+] = [H2PO4-]= 2,3 x 10-2 M y [H3PO4]= 0,1 – 0.023 = 0,077

Si usamos la ecuación de la segunda ionización y la aproximación predominante viene de la primera ionización. Se tiene

[H PO4-2] = Ka2 = [H2 PO4-] = 6,3 x 10-8 M

[H3O+]

Y esta la incluiremos en la expresión para la tercera ionización, suponiendo que H3O+ es un resultado de la primera ionización. Entonces:

[PO4-3] = Ka3 [H PO4-2] = (4,2 x 10 –13) (6,3 x 10-8)

[H3O+] (2,3 x 10 –2)

= 1,2 x 10 –19 M

Otro ejemplo podría ser el del

H2S + H2O ↔ H3O+ + HS-

HS- + H2O ↔ H3O+ + S-2

Y se distribuye de igual manera al ejemplo anterior.

Las bases polihidroxilicas pueden producir en su ionización, mas de un ión oxhidrilo, en la [naturaleza](http://www.monografias.com/trabajos36/naturaleza/naturaleza.shtml) se encuentran pocos compuestos polihidroxilico en solución, pero los que hay los tratamos de la misma forma que con los ácidos polipróticos.

**CONCENTRACION DE H’ AL AÑADIR ACIDOS A BASES FUERTES.**

Al disolver un ácido fuerte en agua, genera iones hidronio o protonos.

HA + H2O →H3O- + A-

y claro al añadir una base fuerte se generan iones hidroxilo:

NaOH + H2O → H2O + 0H + Na-

AI ser electrolitos fuertes, se ionizan completamente en agua y por tanto incrernentan ia concentración de H3O+ o de OH- eu proporción directa a ia cantidad añadida.

Por ejemplo al añadir O.l moles de NaOH ai agua Ia concentración de OH será de O.1+1x107 - O.l moles/L

Eu el caso anterior, cuál será la concentracíon:

Equilibrio principal

H2O(1) = H+(aq) + OH(aq)

O 0.1

x O.1+ x

Constante:

Kw=[H+][OH-]

Si suponemos que x es pequeña comparada con 0.1, y sustituimos tendremos:

Kw=[H+][OH-]=(x)(0.1)= 1x10-14

x=1x10-13M = pH

Es claro que

1 x 10-13 <<< 0.1

**PROPIEDADES ACIDO BASE DEL AGUA**

El agua es un disolvente único. Una de sus propiedades especiales es su capacidad para actuar como un ácido o como una base.

El agua se comporta como una base en reacciones con ácidos como el Hcl y como un ácido con bases como el NH2. El agua es un mal conductor de electricidad ya que es un electrolito muy debil, pero experimenta una ligera ionización .

H2Ol ↔ H2 (h2) +OH- (0-1)

A esta ecuación en ocasiones se le conoce como autoionización del agua.

Según Bronsted, en su esquema se expresa la autoionización del agua como sigue:

H – O: + H – O: ↔ H – O – H +

‌ ‌ ‌ + H – O:

H H H

H2O + H2O ↔ H3O+ + O+]-

Acido 1 base 2 acido2 base 1

Ejercicio:

Calcule la concentración de iones OH- en una disolución de Hcl una concentración de iones hidrógeno es de 1.3 M

Kw = [H2] [OH-]

[OH-] = Kw = 1 x 10-14 = 2,69 x 10-15 M

[H+] 1,3 M

El pH y el pOH, mantienen una relación cuando son de la misma disolución acuosa, siendo bastante fácilmente deducible, a través de la expresión del producto iónico del agua ( Kw):

**[H3O^+] . [OH^-] = 10^-14**

Si en la anterior expression, tomamos logaritmos decimals en ambos miembros, obtenemos lo siguiente:

**log ([H3O^+] . [OH^-]) = log 10^-14**

**log [H3O^+] + log [OH^-] = -14**

Multiplicando esta expresión por -1, se obtiene:

**-log [H3O^+] –log [OH^-] = 14**

Así, finalmente, y siguiendo las definiciones de pH y de pOH, tenemos que:

**pH + pOH = 14**

Ejemplos de cálculo del pH:

* Si tenemos que calcular el pH de una disolución cuya concentración de [H3O^+], es de 2.95 x 10^-4 M:

[H3O^+] = 2.95 x 10^-4 M  → pH = -log (2.95 . 10^-4 ) = 3.53

* Si la concentración [OH^-] es de 2.73 x 10^-3 M, el pH se será:

[OH^-] =  2.73 x 10^-3 M → pOH = -log [OH^-] = -log (2.73 x 10^-3 ) = 2.56

* Sabemos que pH + POH = 14, por lo cual:

pH= 14 – pOH = 14 – 2.56 = 11.44

Calculando las concentraciones [H3O^+] y [OH^-], el pH, y el pOH, de una disolución de ácido clorhídrico, HCl = 0.015 M, tendremos que:

La ionización será:

HCl (aq) + H2O (l) → H3O^+(aq) + Cl^- (aq)

Como el HCl es un ácido monoprótico fuerte, éste se encuentra totalmente ionizado, por lo que la concentración de HCl inicialmente será igual a la concentración de [H3O^+], en la disolución. Así que :

[H3O^+] = 0.015 M

De la igualdad, Kw = [H3O^+][OH^-], deducimos el valor de la concentración de OH^-:

[OH^-]= Kw / [H3O^+] = 1.0 x 10^-14 / 1.5 x 10^-2 = 6.67 x 10^-13 M

Por lo tanto, el valor del pH y del pOH será:

pH= -log [H3O^+] = -log ( 1.5 x 10^-2) = 1.82

pOH= 14 – pH = 14 – 1.82 = 12.18