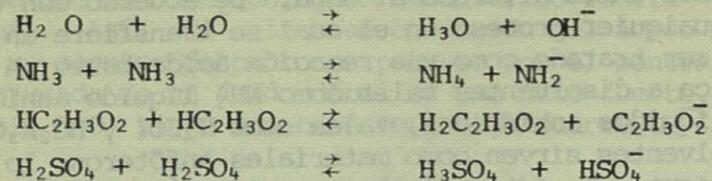


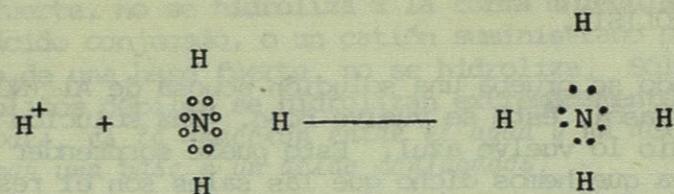
TABLA 6-2. Autoionización de ciertos disolventes.



El concepto de Lewis. G.N. Lewis propuso otro concepto ácido-base, en el mismo año en que apareció el concepto de Bronsted Lowry. Lewis definió a un ácido como una molécula o ion, y una base como una sustancia que puede compartir su par electrónico con un ácido. Así, un ácido es un aceptor de pares electrónicos y una base un donador de pares electrónicos. Cuando un ácido de Lewis reacciona con una base de Lewis se forma como consecuencia, un enlace covalente por coordinación. Esencialmente es esta la relación de neutralización. Ejemplos simples del concepto de Lewis acerca de reacciones ácido-base son:

Ácido (aceptor)	Base (donador)	Producto (enlace por coordinación)
H^+	$+ NH_3$	$\longrightarrow NH_4^+$
H^+	$+ OH^-$	$\longrightarrow H_2O$
H^+	$+ H_2O$	$\longrightarrow H_3O^+$

Las fórmulas electrónicas aclaran el mecanismo de formación de un enlace por coordinación, en la neutralización de un ácido de Lewis. La neutralización de un protón por una molécula de amoníaco es:



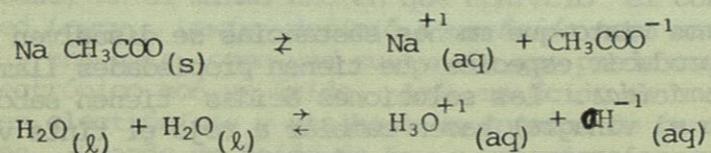
6-2 PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS Y BASES.

Ya hemos visto que muchas sustancias se disuelven en agua para producir especies que tienen propiedades llamadas *propiedades ácidas*. Las soluciones ácidas tienen sabor agrio (como el vinagre) hacen cambiar a rojo el tinte vegetal llamado tornasol y pueden quemar (reaccionan con) la piel, y por otra parte, ya hemos visto que muchas especies en solución tienen propiedades que se llaman *propiedades básicas*. Las soluciones básicas tienen sabor amargo, cambian a azul pero el tinte vegetal llamado tornasol y se sienten resbaladizas pero también pueden reaccionar con la piel. A continuación se muestran las propiedades de los ácidos y de las bases.

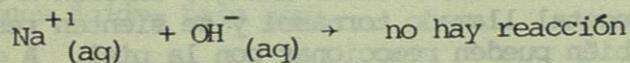
Ácidos	Bases
Sabor agrio.	Sabor amargo.
Cambian el tornasol azul a rojo.	Se sienten resbaladizas.
Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH).	Cambian el tornasol rojo a azul.
Hidrólisis ácida.	Vuelven ácidas las soluciones acuosas (alto pH).
Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.	Hidrólisis básica.
Reaccionan químicamente con las bases.	Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.
(Pierden protones hacia las bases)	Reaccionan químicamente con los ácidos.
	(Ganan protones de los ácidos).

6-3 HIDRÓLISIS.

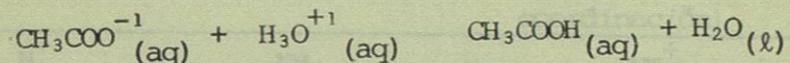
Cuando se prueba una solución acuosa de Al (NO) con un papel tornasol, éste se vuelve rojo. Una solución de acetato de sodio lo vuelve azul. Esto puede sorprender al estudiante, ya que hemos dicho que las sales son el resultado de una neutralización ácido-base. La explicación teórica de Bronsted Lowry, de por qué el nitrato de aluminio es una sal ácida y el acetato de sodio es una sal básica, supone que el agua es un reaccionante. La sal produce iones positivos y negativos en solución. Ligera ionización del agua también produce iones:



Estos iones reaccionan entre sí:



(NaOH es un electrolito fuerte)



el ion acetato reacciona con H_3O^{+1} para formar las moléculas CH_3COOH , lo cual perturba el equilibrio $\text{H}_3\text{O}^{+1} - \text{OH}^{-1}$. Se ioniza más agua hasta que las condiciones de equilibrio se restablezcan. Los iones H_3O^{+1} se han iluminado de la solución, pero no un número igual de iones OH^{-1} el resultado es un exceso de OH^{-1} y una solución básica.

La regla general es que, sales de un ácido fuerte neutralizado por una base débil se hidrolizan y dan solución ácida. Sales de un ácido débil, neutralizado por una base fuerte se hidrolizan y dan una solución alcalina. Según la teoría de Bronsted Lowry, si una base conjugada, o un anión suministrado por la sal, procede de un electrolito

ácido fuerte, no se hidroliza a la forma molecular del ácido, si el ácido conjugado, o un catión suministrado por la sal - procede de una base fuerte, no se hidroliza. Sólo iones de - electrolitos débiles se hidrolizan extremadamente. La hidrólisis pues, es la reacción entre el agua y un ácido o base para formar una base o un ácido conjugados.

6-4 pH

En ciertas reacciones biológicas y químicas que ocurren en la fase solución acuosa la concentración del ión hidronio es importante. El ión hidronio esta presente en muchas soluciones y mezclas comunes. Los jugos gástricos, los jugos de frutas cítricas, las bebidas gaseosas, el vinagre, la orina y la leche son ácidos por naturaleza. El agua pura y la saliva son neutros y la sangre es ligeramente básica. En ciertos procesos biológicos que ocurren en solución, el pH debe mantenerse dentro de ciertos límites. La sangre humana normalmente tiene un pH de alrededor de 7.4 a la temperatura ambiente. Cualquier desviación en el pH de la sangre por encima de 7.9 o por debajo de 7.0 conduciría con bastante rapidez a la muerte.

A causa del valor tan bajo de K_{ag} (constante de ionización o de equilibrio) nos vemos obligados a manejar engorrosas expresiones para la concentración de iones H_3O^{+1} y de OH^{-1} . Con sencillas manipulaciones matemáticas podemos encontrar una manera simplificada para expresar la concentración del ión H_3O^{+1} y del OH^{-1} .

Comenzando por la ley de equilibrio:

$$K_{eq} = [\text{H}_3\text{O}^{+1}] [\text{OH}^{-1}]$$

Se halla el logaritmo de base diez para la expresión:

$$\text{Log } K_{eq} = \text{log } [\text{H}_3\text{O}^{+1}] [\text{OH}^{-1}]$$

Como el logaritmo de un producto es igual a la suma de los logaritmos de los factores:

$$\log K_{eq} = \log [H_3O^{+1}] + \log [OH^{-1}]$$

luego multiplicando por -1:

$$-\log K_{eq} = (-\log [H_3O^{+1}]) + (-\log [OH^{-1}])$$

hagamos $p = -\log$

$$\text{Por lo tanto: } p K_{eq} = p [H_3O^{+1}] + p [OH^{-1}]$$

$$\text{simplificando, tenemos } H = [H_3O^{+1}] \quad OH = [OH^{-1}]$$

con lo que $p K_{eq} = pH + pOH$

El pH, esto es $-\log [H_3O^{+1}]$ y el pOH, $-\log [OH^{-1}]$, son las formas universalmente aceptadas para expresar las concentraciones de los iones H_3O^{+1} y OH^{-1} . El pH fue definido por el químico danés, S. P. Sorenson, en 1909. Eligió p como símbolo de la palabra danesa *potenz*, que significa "poder", la base diez elevada a la potencia de -pH es la concentración molar del ión H_3O^{+1} . Si una solución tiene un $pH=3.0$ entonces $[H_3O^{+1}] = 10^{-3.0}$ moles/l.

Ejemplo 6.1

¿Cuál es el pH de una solución 0.1 M de HCl, a 25°C?

Suponiendo una completa ionización del HCl, diluido la $[H_3O^{+1}]$ sería 0.1 moles/l

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

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

$$pH = 1$$

o sea

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1} \text{ moles/l}$$

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

$$pH = \log (1 \times 10^{-1})$$

$$pH = -\log 1 + (-\log 10^{-1})$$

$$pH = 0 + 1$$

$$pH = 1$$

Ejemplo 5.2

¿Cuál es el pH de una solución de HCl cuya $[H_3O^{+1}] = 2.5 \times 10^{-5}$ moles/l ?

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

$$pH = -\log (2.5 \times 10^{-5})$$

$$pH = -\log 2.5 + (-\log 10^{-5})$$

$$pH = -0.398 + 5.000$$

$$pH = 4.602$$

Ver tabla 6.3 donde se presentan las relaciones de $[OH^{-1}]$, $[H_3O^{+1}]$, pH y pOH en el agua.

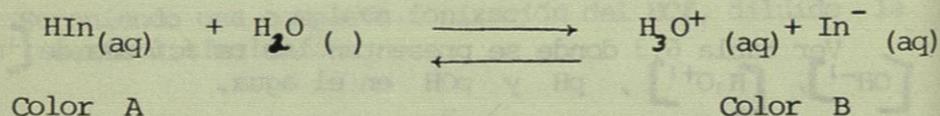
TABLA 6.3.

LA ESCALA DE pH

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

6.5 INDICADORES.

Con frecuencia es más conveniente hacer una estimación del pH de una solución en lugar de determinarlo con exactitud. Para esta finalidad se utilizan indicadores ácido-base. Estos compuestos son colorantes, llamados indicadores ácido base, por los químicos. Son realmente ácidos orgánicos muy débiles que combinan de color por donación de color de un protón. Debido a su estructura compleja, llamados por conveniencia, HIn a la fórmula de un indicador y representamos su propio equilibrio en el agua:



En agua pura, los colores pueden ser una mezcla de color HIn y el color del In^{-1} . El principio de Le Chatelier dice que cuando se añade un ácido más fuerte que el HIn, el equilibrio se desviará hacia la izquierda y predominará el color del HIn. Si se añade una base fuerte, el equilibrio se desvía a la derecha y predominará el color In^{-1} . Un indicador común tendrá una escala de valores de pH en el que las dos formas pueden verse en color intermedio. Por encima de esta escala sólo se ve el color de In^{-1} y, por debajo el color de HIn. Conociendo la escala de varios indicadores y utilizándolos en algunas combinaciones, encontrará un valor de pH satisfactorio. La tabla 6.4 nos representa algunos indicadores muy conocidos y la escala del pH encima de la cual ocurre el cambio de color.

ALGUNOS INDICADORES ACIDO-BASE

TABLA 6.4.

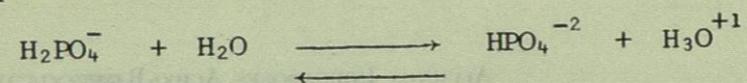
Indicador	Cambio de color al aumentar el pH	Intervalo de pH
Azul de Timol	Rojo a amarillo	1.2-2.8
Azul de Bromofenol	Amarillo a azul	3.0-4.6
Anaranjado de Metilo	Rojo a amarillo	3.1-4.4
Verde de Bromocresol	Amarillo a azul	3.8-5.4
Rojo de Metilo	Rojo a amarillo	4.2-6.2
Tornasol	Rojo a azul	4.5-8.3
Azul de Bromotimol	Amarillo a azul	6.0-7.6
Rojo de Fenol	Amarillo a rojo	6.8-8.4
Fenolftaleína	Incoloro a rojo	8.3-10.0
Amarillo de Alizarina	Amarillo a violeta	10.1-12.0
1, 3, 5-Trinitrobenceno	Incoloro a anaranjado	12.0-14.0

Con un indicador electrónico de pH se puede obtener rápida y exactamente el pH. Medirá una propiedad de la solución que es una función de la concentración de $H^+ O^+$. El medidor está generalmente calibrado para leer, directamente el pH.

6.6 AMORTIGUADORES.

A veces puede ser interesante mantener un pH constante, incluso si se agregan pequeñas cantidades de $H^+ O^+$ u OH^- . Una solución que tiene la propiedad de mantener constante el pH se llama solución amortiguadora.

Las soluciones amortiguadoras típicas tienen un ácido débil y una sal de ese ácido o una base débil y una sal de esa base. Algunas soluciones amortiguadoras tienen una gran importancia química y biológica. Por ejemplo, la sangre está amortiguada por la presencia del ión fosfato hidrogenado, HPO_4^- , que existe en equilibrio.



Este equilibrio sirve para mantener un pH bastante constante. Este es un resultado de la tendencia de las concentraciones de equilibrio de las especies que intervienen de mantenerse en equilibrio mediante un desplazamiento de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Si se agrega algo de OH^- al sistema, reaccionará con el $H_2PO_4^-$ y en consecuencia se neutraliza. Si se agrega algo de H_3O^+ al sistema ocurrirá una reacción entre el H_3O^+ y el HPO_4^{2-} para producir H_2O adicional y $H_2PO_4^-$. Esta reacción servirá para agotar del sistema el exceso de H_3O^+ . De donde debido a la presencia del HPO_4^{2-} y el $H_2PO_4^-$, la concentración de H_3O^+ y el pH se mantendrán a un nivel bastante constante incluso se agregan al sistema pequeñas cantidades de un ácido o base. Por supuesto, un sistema amortiguador así tiene una capacidad limitada para resistir los cambios en H_3O^+ y si se agrega demasiado ácido o base, puede sobrepasarse la capacidad del amortiguador. Sin embargo el sistema amortiguador $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ en la sangre

ayuda a mantener la concentración de ión hidronio en ella dentro de los límites críticos. Se usan los amortiguadores en química cuando se desea una solución que tenga un pH específico y que resista el cambio en el pH después de agregar pequeñas cantidades de ión hidronio o ión hidróxido.

Cuatro quintas partes de la tierra cultivada del medio oeste de los Estados Unidos de Norte América es demasiado ácida en su forma natural para que sea plenamente productiva, por lo tanto es necesario para la economía agrícola, que los agricultores entiendan que el exceso de acidez del suelo debe ser neutralizado. Con este fin se emplean enormes cantidades de CaO (Cal) y $Ca(OH)_2$ (Cal apagada), producto secundario en la refinación del azúcar. Muchos procesos industriales dependen en gran medida del control del pH. Especialistas en refinerías de azúcar, cervecerías, fábricas de papel, calbonoplastia, ingeniería sanitaria, bacteriología, necesitan conocer el comportamiento de los ácidos y las bases. Los procesos en que la regulación del pH es crítica, son los vetales, un ejemplo de la forma como la naturaleza realiza su trabajo lo vemos en el pH de una parte del sistema digestivo humano que es menos de 7.0 ó sea ácido.

De hecho somos sistemas ambulatorios en equilibrio ácido-base cuyo bienestar físico depende de miles de sistemas en equilibrio ácido-base. Es indispensable tener conocimiento de la química de estos sistemas.