

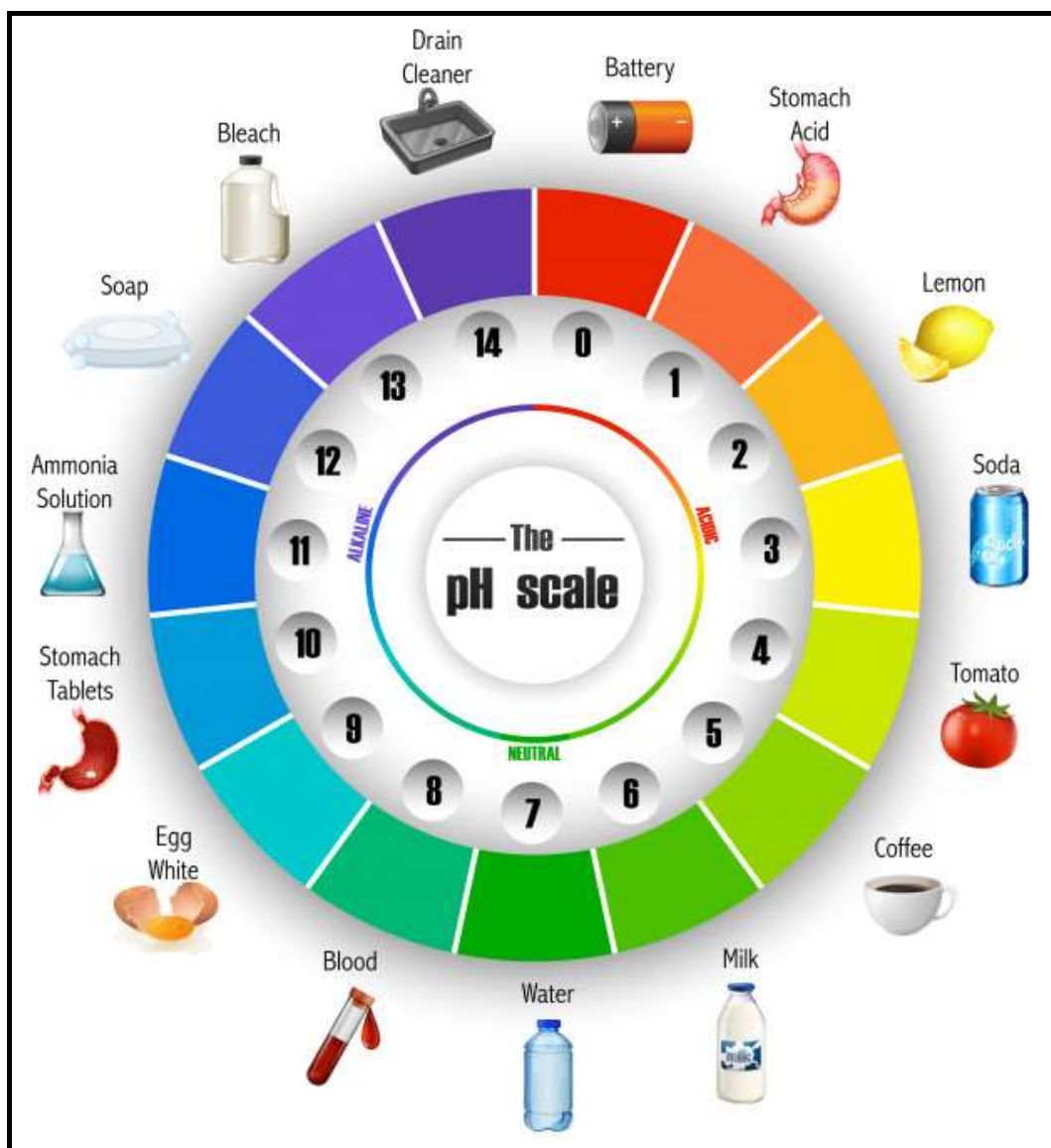
UNIDAD 2 - 1

ÁCIDOS Y BASES

TEORÍAS CONCEPTO pH INDICADORES

Alumno(a):

Curso :



REACCIONES ÁCIDO – BASE

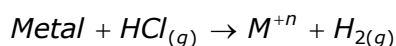
Los términos ácido y base son conocidos por nosotros y muy comunes en la naturaleza. Son de propiedades opuestas y, cuando se mezclan sustancias ácidas con básicas, se anulan entre sí, resultando de la mezcla nuevas sustancias que serán ácidas, básicas o neutras, dependiendo de la fuerza relativa de las sustancias de partida.

I. A PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS

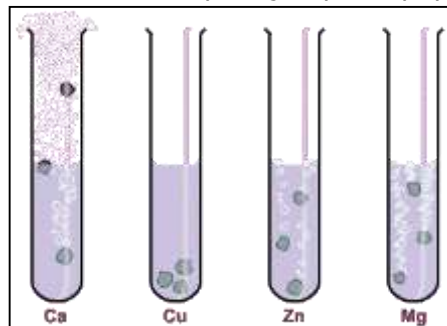
1. Sabor agrio
2. Las soluciones ácidas son conductoras de electricidad.
3. Reaccionan con el mármol (CaCO_3) liberando $\text{CO}_{2(g)}$



4. Reaccionan con ciertos compuestos orgánicos llamados indicadores, por ejemplo el papel tornasol azul se pone rojo.
5. Corroen los metales. Reacciona con ciertos metales liberando $\text{H}_{2(g)}$.



6. Reacciona con las bases, perdiendo sus propiedades ácidas (Neutralización)



I. B. PROPIEDADES DE LAS BASES

1. Sabor amargo.
2. Jabonosas al tacto.
3. Las soluciones básicas son conductoras de la electricidad.
4. Cambia de color frente a indicadores específicos. Ejemplo: El papel tornasol rojo se vuelve azul y reacciona con la fenolftaleína, la cual se colorea fucsia.
5. Reacciona con los ácidos y al hacerlo pierde sus propiedades básicas (Neutralización)

I. C. TEORÍAS ÁCIDO - BASE

I.C.1 TEORIA DE ARRHENIUS

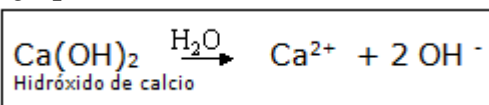
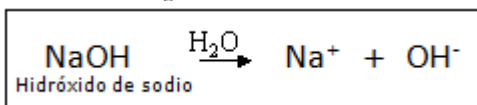
En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno, mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH^- .

ÁCIDO: toda sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógenos H^+ .





BASE: toda sustancia que en solución acuosa libera grupos hidroxilos o iones hidróxidos OH^- .

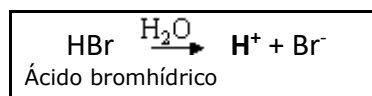


La teoría de Arrhenius tiene algunas limitaciones:

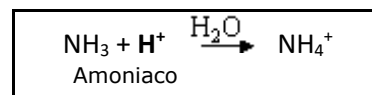
- El concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo.
- La teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

I.C.2 TEORIA DE BRONSTED – LOWRY

ÁCIDO: cualquier sustancia que puede donar protones en agua.



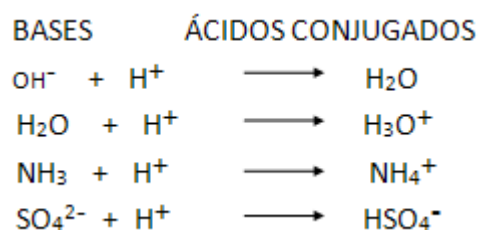
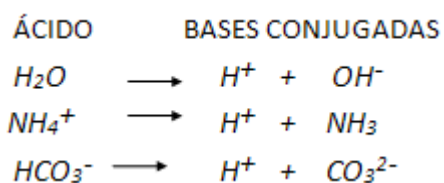
BASE: toda sustancia que en solución es capaz de aceptar protones.



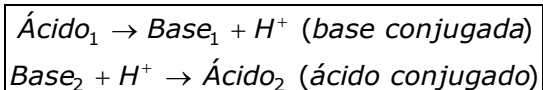
De acuerdo con la definición anterior, una reacción **ácido base** es siempre una transferencia de iones Hidrógeno, donde el dador es el ácido y el receptor la base.

Cada una de las ecuaciones anteriores representa al par ácido - base conjugada. Así el ácido al liberar uno o más iones H^+ se convierte en una base, capaz de aceptar nuevamente el protón, la cuál se denomina base conjugada.

Cada ecuación anterior es también un par base-ácido conjugada. Así, el H_2O es el ácido conjugado del OH^- y H_3O^+ es el ácido conjugado del agua (H_2O).



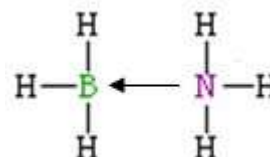
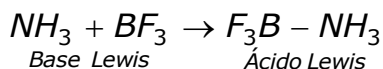
Así los pares ácidos - bases son:



I.C.3 TEORIA DE LEWIS

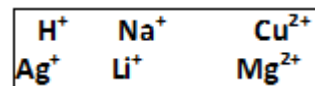
Gilbert Lewis, enfocó su definición en la capacidad que tienen los átomos, iones o compuestos para transferir electrones, en vez de los iones H^+ .

En la reacción de amoníaco con trifluoruro de boro. El BF_3 tiene su octeto deficiente en dos $\bar{e}$, el NH_3 es el donante del par de electrones, es una base de Lewis

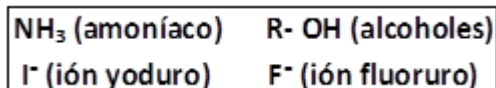


ÁCIDO: toda sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

En general se pueden considerar ácidos a todos los iones metálicos, ya que están en condiciones a aceptar y compartir un par de electrones proveniente de la base.



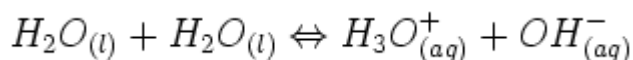
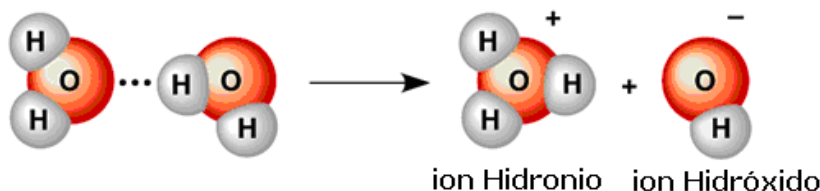
BASE: toda sustancia capaz de ceder un par electrónico.



I.D. EQUILIBRIO IONICO DEL AGUA

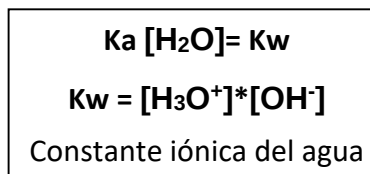
Las sustancias que pueden donar o aceptar protones se llaman **ANFÓTEROS**. El caso más importante de una sustancia anfotérica es el agua, puesto que se comporta como base frente a un ácido y como ácido como frente a una base.

En el líquido puro ocurre el siguiente fenómeno:



Como es trata de una ecuación ácido-base, posee una constante de acidez, K_a . Sin embargo la ionización es extremadamente pequeña.

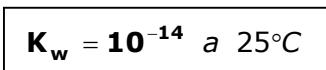
La concentración de agua es constante frente a esta pequeña disociación, reordenado queda:



La disociación del agua varía con la temperatura, como se muestra en la siguiente tabla:

T (°C)	0	15	20	25	30	60	100
K_w	2×10^{-15}	2×10^{-15}	$4,5 \times 10^{-15}$	10^{-14}	$4,5 \times 10^{-14}$	10^{-13}	$3,7 \times 10^{-13}$

El valor de K_w normalmente utilizado es el que corresponde a la temperatura de 25 °C.



Las concentraciones de H^+ en forma de ión hidronio (H_3O^+), y de OH^- en el agua pura son iguales. Y por lo tanto se cumple que:

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Debido a que las cifras exponenciales son difíciles de interpretar, SÖRENSEN estableció el operador "**p**", **p = - Log**, Por lo tanto formó una escala de pH que permite escribir números extremadamente pequeños en forma de números enteros y sencillos.

Por lo tanto: **pH = -log[H⁺]**

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Entonces se cumple que:

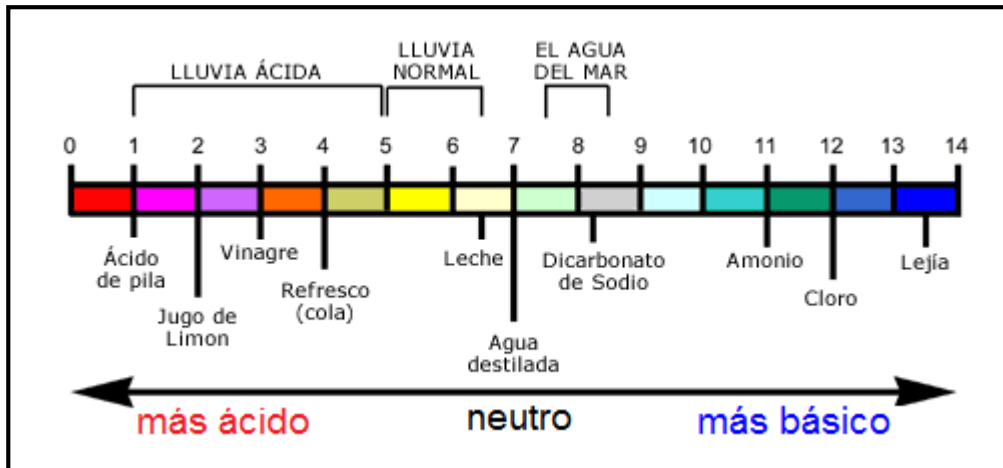
	pH	Tipo de solución
$[H^+] > [OH^-]$; $[H^+] > 10^{-7}$	pH < 7	solución ácida
$[H^+] = [OH^-]$; $[H^+] = 10^{-7}$	pH = 7	solución neutra
$[H^+] < [OH^-]$; $[H^+] < 10^{-7}$	pH > 7	solución básica

Análogo al pH está el pOH y el pK_w , con lo que la constante de ionización del agua se puede expresar como:

$$14 = pH + pOH$$

$$pK_w = pH + pOH$$

ESCALA DE pH



I.E EJERCICIOS DE pH RESUELTOS

ACTIVIDAD I

Ejercicio 1 (valor exacto)

Si el pH = 5	pOH = 9
Si el pH = 3	pOH = 11
Si el pOH = 4	pH = 10
Si el pH = 7	pOH = 7
Si el pH = 12	pOH = 2

Ejercicio 2 (valor exacto)

Si el pH = 2,5	pOH = 11,5
Si el pH = 6,3	pOH = 7,7
Si el pOH = 4,7	pH = 9,3
Si el pOH = 11,9	pH = 2,1



Ejercicio 3 (valor exacto)

Si $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$	pH = 5
Si $[H^+] = 1 \times 10^{-11}$	pH = 11
Si $[H^+] = 1 \times 10^{-6}$	pOH = 8
Si $[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$	pOH = 3
Si $[OH^-] = 1 \times 10^{-12}$	pH = 2
Si $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$	pH = 5

Ejercicio 4 (valor exacto)

Si el pH = 3	$[H^+] = 1 \times 10^{-3}$
Si el pH = 6	$[H^+] = 1 \times 10^{-6}$
Si el pH = 5	$[H^+] = 1 \times 10^{-5}$
Si el pH = 4	$[OH^-] = 1 \times 10^{-10}$
Si el pOH = 3	$[H^+] = 1 \times 10^{-11}$
Si el pOH = 11	$[OH^-] = 1 \times 10^{-11}$
Si el pH = 7	$[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$
Si el pOH = 1	$[H^+] = 1 \times 10^{-13}$

Ejercicio 5 (aproximación para PSU, sin calculadora)

Si $[H^+] = 3 \times 10^{-5}$	pH = 4,7 (exponente 5 menos 3/10)
Si $[H^+] = 6 \times 10^{-11}$	pH = 10,4
Si $[H^+] = 5 \times 10^{-6}$	pOH = 8,5
Si $[OH^-] = 4 \times 10^{-3}$	pOH = 2,6
Si $[OH^-] = 7 \times 10^{-12}$	pH = 2,7
Si $[H^+] = 6 \times 10^{-5}$	pH = 4,4

Ejercicio 6 (aproximación para PSU, sin calculadora)

Si el pH = 3,7	$[H^+] = 3 \times 10^{-4}$
Si el pH = 6,6	$[H^+] = 4 \times 10^{-7}$
Si el pH = 5,8	$[H^+] = 2 \times 10^{-6}$
Si el pH = 4,3	$[OH^-] = 3 \times 10^{-10}$
Si el pOH = 12,2	$[H^+] = 2 \times 10^{-2}$
Si el pOH = 11,5	$[OH^-] = 5 \times 10^{-12}$
Si el pH = 7,7	$[OH^-] = 7 \times 10^{-7}$
Si el pOH = 1,6	$[OH^-] = 4 \times 10^{-2}$

ACTIVIDAD II

Ejercicio 1

¿Cuál es la concentración de $[OH^-]$ en una solución preparada agregando 0,001 moles de HCl hasta completar un litro de solución acuosa?

Solución:



La concentración de H^+ es $0,001 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Como $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$, entonces:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-3}} = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol / L}$$

Ejercicio 2

¿Cuál será la concentración de H^+ de una solución de NaOH 0,01 mol/L?

Solución:



La concentración de OH^- será 0,01 mol/L

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-2}$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = [H^+] = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol / L}$$



Ejercicio 3

¿Cuál será la concentración de H^+ de una solución de HCl cuyo pH es 4?

Solución:

Dado el valor de pH podemos decir que la solución es ácida:

$$[H^+] = \text{antilog}(-pH)$$

El antilogaritmo de - 4 es $1,0 \times 10^{-4}$ es decir 0,0001 mol/L

Ejercicio 4

¿Cuál será el pH de una solución de NaOH que tiene un pOH de 5? ¿Cuál es la $[H^+]$?

Solución:

Sabemos que el NaOH es una base fuerte y por lo tanto podemos aplicar directamente lo siguiente:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 5 = 14$$

$$pH = 14 - 5 = 9, \text{ podemos decir que la solución es básica.}$$

La concentración de H^+

$$[H^+] = \text{antilog } -pH = \text{antilog } -9 \quad y \quad [H^+] = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

I.F INDICADORES

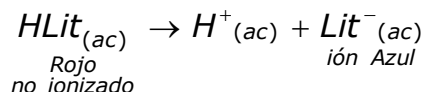


Los indicadores son sustancias cuya coloración varía de acuerdo a la concentración $[H^+]$ en solución acuosa, es decir de acuerdo al pH. Sin embargo para determinar un valor más exacto del pH se puede utilizar un peachimetro, el cual debe ser calibrado, e indica directamente el pH de una solución en una escala graduada. El papel pH o un indicador también nos permiten estimar cuantitativamente este valor.

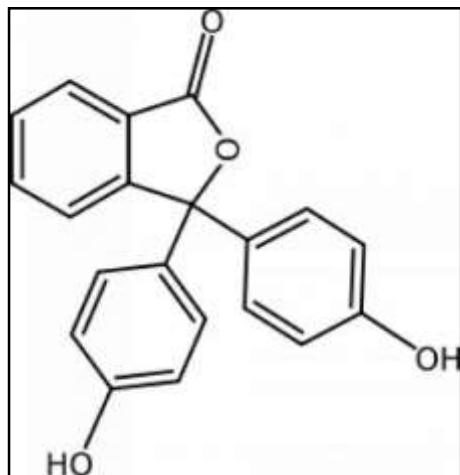
LOS INDICADORES MÁS UTILIZADOS SON:

I.F.1 El Tornasol

La prueba del **Tornasol** deriva de los pintores medievales que empapaban pequeños trozos de lino en el jugo morado de la planta de tornasol (*Crotophora tinctoria*). Boyle pudo tomar esta idea para utilizar pequeñas tiras de papel saturadas en tornasol para reconocer ácidos y bases. La estructura del tornasol es compleja, y la simplificaremos como $HLit$ (Es un ácido débil). El "H" es el protón que puede ceder.



I.F.2 La Fenolftaleína



La *Fenolftaleína* es un indicador de uso general para las titulaciones, y es otro ácido débil, de fórmula $C_{20}H_{14}O_4$, son cristales blancos, con punto de fusión de $260\text{ }^{\circ}\text{C}$. La adición de iones H^+ desplaza el equilibrio y el indicador se vuelve incoloro. La adición de los iones OH^- quita los iones de hidrógeno y el equilibrio se inclina a la derecha, la solución se vuelve fucsia.

El indicador puede prepararse disolviendo 1 g de fenolftaleína en 600 mL de etanol y añadiendo agua hasta completar un litro.

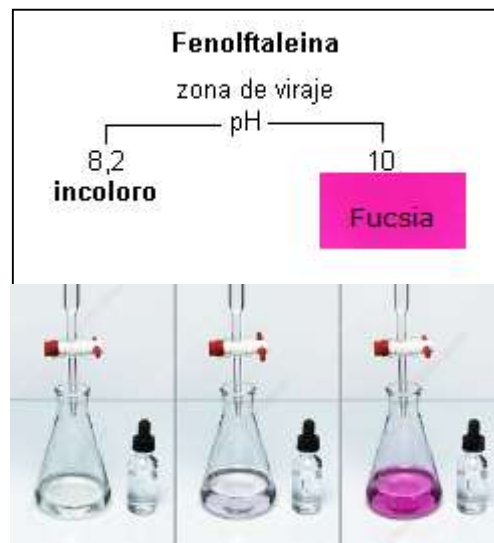
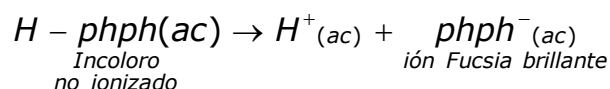


TABLA DE OTROS INDICADORES CON SU RANGO DE VIRAJE

Nombre	pK _a	Color ácido	Color básico	Zona de viraje
Azul de timol	1,7	rojo	amarillo	1,2 - 2,8
Amarillo de metilo	3,3	rojo	amarillo	2,9 - 4,0
Anaranjado de metilo	3,7	rojo	naranja	3,2 - 4,4
Rojo de metilo	5,2	rojo	amarillo	4,8 - 6,0
Azul de bromotimol	7,0	amarillo	azul	6,0 - 7,6
Azul de timol	8,9	amarillo	azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	9,6	incoloro	fucsia	8,2 - 10,0

