GC-F-004v.05

ÁCIDOS Y BASES

Ángela Ma. Delgado P.

ÁCIDOS:

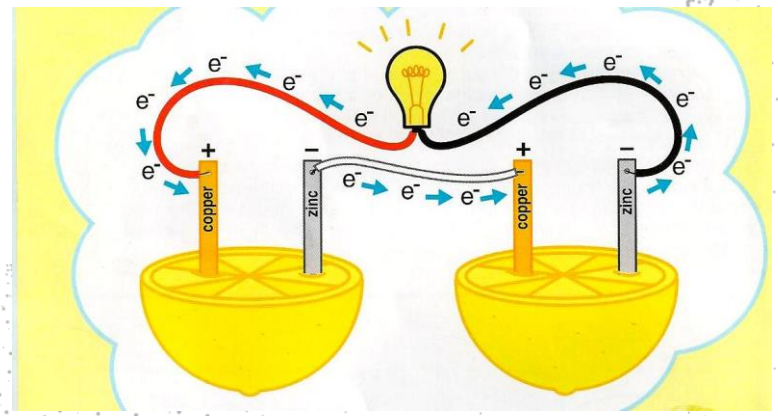


- Sabor agrio



- Papel tornasol rojo

- Las disoluciones acuosas conducen electricidad



BASES:

- Sabor amargo





- Resbaladizas



- Papel tornasol azul

- Las disoluciones acuosas conducen electricidad



Arrhenius

ÁCIDOS: Sustancias eléctricamente neutras que liberan iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelven en agua. (Se ioniza)

$$HCl\ (ac) \xrightarrow{H_2O} H^+\ (ac) + Cl^-\ (ac)$$

$$CH_3COOH\ (ac) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H^+\ (ac)$$

BASES: Sustancias eléctricamente neutras que liberan iones hidroxilo (OH^-) cuando están disueltas en agua. (Se ioniza)

$$NaOH\ (ac) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$



- Hay disoluciones en solventes como el alcohol
- Hay especies iónicas que actúan como ácidos o como bases (ion acetato = CH_3COO^-)
- Hay ácidos que no tienen H (BF_3) y bases que no tienen OH (NH_3)



Bronsted- Lowry

ÁCIDO: Cualquier especie química capaz de ceder protones (H+) a otra sustancia. (Donador de protones)

$$CH_3COOH\ (ac) + H_2O\ (l) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H_3O^+\ (ac)$$

Ácido — Base — Base — Ácido

Pares conjugados:
CH_3COOH/CH_3COO^-
H_2O/H_3O^+

BASES: Cualquier especie química capaz de aceptar protones (H+) de otra sustancia. (Aceptor de protones)

H_2O = anfótero = puede comportarse como ácido o como base.

$$NH_3\ (ac) + H_2O\ (l) \leftrightarrow NH_4^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$

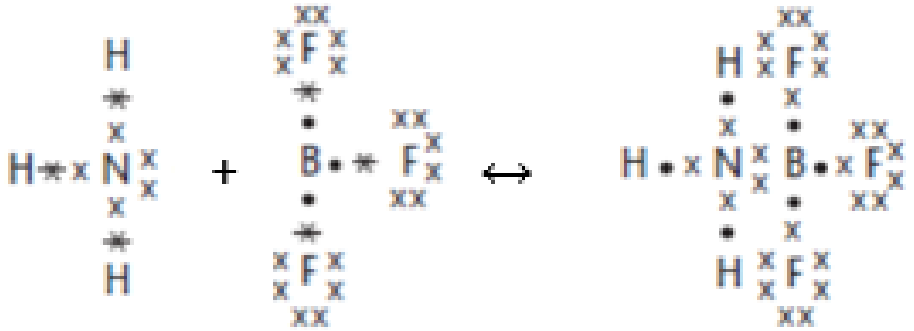
Base — Ácido — Ácido — Base



Lewis

ÁCIDO: Sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones.

BASE: Sustancia capaz de ceder y compartir un par de electrones.

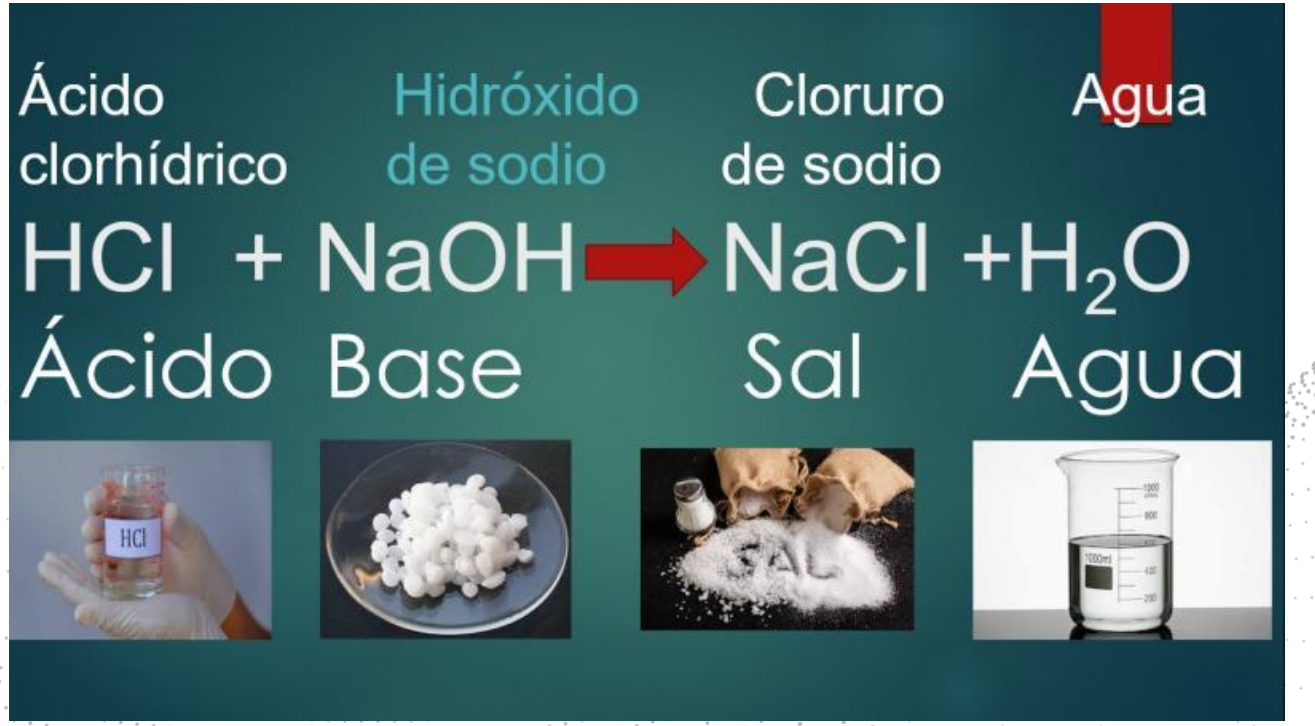


Base Ácido

La reacción química que se produce entre un ácido y una base se denomina neutralización y todas ellas dan como producto una sal y agua.

Ácido + Base ⟶ Sal + Agua

$HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$



H_2SO_4
HNO_3
HCl
HBr
HI
$HClO_4$

ÁCIDOS

FUERTES, son aquellos que se disocian completamente en disolución acuosa. La mayor parte de estos ácidos son inorgánicos. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl):

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

En el equilibrio, gran parte de la reacción se desplaza hacia la derecha, ya que el HCl al ser fuerte cede fácilmente su protón. La base conjugada, Cl–, es una base débil por tener poca tendencia a retener el protón.

DÉBILES, son aquellos que en disolución acuosa se disocia solo una pequeña fracción. Por ejemplo, el ácido cianhídrico (HCN):

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CN^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

ÁCIDOS MONOPRÓTICOS: Cada unidad del ácido libera un ion hidrógeno en la ionización.

HCl
HNO_3
CH_3COOH

$HCl\ (ac) \rightarrow H^+\ (ac) + Cl^-\ (ac)$
$HNO_3\ (ac) \rightarrow H^+\ (ac) + NO_3^-\ (ac)$

Se ionizan completamente = electrolitos fuertes

$CH_3COOH\ (ac) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H^+\ (ac)$

Su ionización es incompleta= electrolito débil

ÁCIDOS DIPRÓTICOS: Cada unidad del ácido produce dos iones hidrógeno en la ionización.

$H_2SO_4\ (ac) \rightarrow H^+\ (ac) + HSO_4^-\ (ac)$ **Se ioniza completamente = electrolitos fuertes**

$HSO_4^-\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + SO_4^{-2}\ (ac)$ **Su ionización es incompleta= electrolito débil**

ÁCIDOS POLIPRÓTICOS: Producen 3 iones hidrógeno en la ionización.

$H_3PO_4\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + H_2PO_4^-\ (ac)$

$H_2PO_4^-\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + HPO_4^{-2}\ (ac)$ **Su ionización es incompleta= electrolitos débiles**

$HPO_4^{-2}\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + PO_4^{-3}\ (ac)$

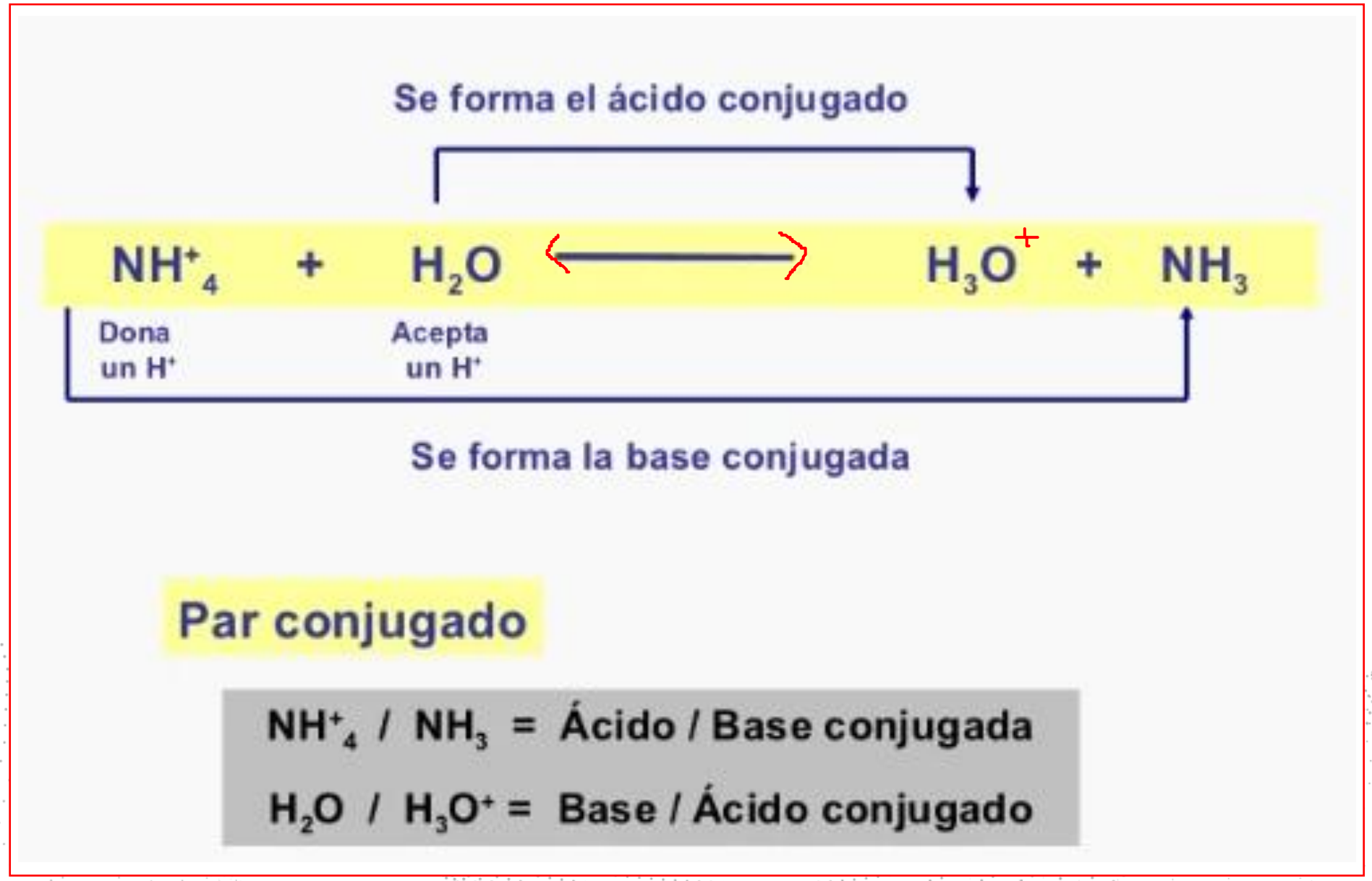
BASES

FUERTES, son aquellas que se disocian completamente en disolución acuosa. Por ejemplo, el hidróxido de sodio (NaOH):

$$NaOH_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

DÉBILES, son aquellas que en disolución acuosa se disocia solo una pequeña fracción. Por ejemplo, el amoníaco (NH_3):

$$NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow NH4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$



Par conjugado

NH^+_4 / NH_3 = Ácido / Base conjugada

H_2O / H_3O^+ = Base / Ácido conjugado

PUNTO 1 Taller:

Identifique los pares conjugados de las siguientes reacciones:

$NH_3\,(ac) + HF\,(ac) \leftrightarrow NH_4^+\,(ac) + F^-(ac)$

$CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$

$CH_3COO^- + HCN \leftrightarrow CH_3COOH + CN^-$

$H_2PO_4^- + NH_3 \leftrightarrow HPO_4^{2-} + NH_4^+$

$HClO + CH_3NH_2 \leftrightarrow CH_3NH_3 + ClO^-$

a. $NH_3\,(ac) + HF\,(ac) \leftrightarrow NH_4^+\,(ac) + F^-(ac)$
b. $CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$
c. $CH_3COO^- + HCN \leftrightarrow H_2CO_3 + CO_3^{2-}$
d. $H_2PO^{4-} + NH_3 \leftrightarrow HPO_4^{2-} + NH_4^+$
e. $HClO + CH_3NH_2 \leftrightarrow HClO^{3-} + OH^-$

NH_3 (ac) + HF (ac) ↔ NH_4^+ (ac) + F^-(ac)

base ácido ácido base

HF / F^-

NH_3 / NH_4^+

CN^- + H_2O ↔ HCN + OH^-

base ácido ácido base

CN^- / HCN

H_2O / OH^-

~~CH_3COO^- + HCN ↔ H_2CO_3 + CO_3^{2-}~~

CH_3COO^- + HCN ↔ CH_3COOH + CN^-

base ácido ácido base

CH_3COO^- / CH_3COOH

HCN / CN^-

$H_2PO_4^-$ + NH_3 ↔ HPO_4^{2-} + NH_4^+

ácido base base ácido

$H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$

NH_3 / NH_4^+

~~HClO + CH_3NH_2 ↔ $HClO^{3-}$ + OH^-~~

HClO + CH_3NH_2 ↔ CH_3NH_3 + ClO^-

Ácido base ácido base

HClO + CH_3NH_2 → CH_3Cl + NH_2OH

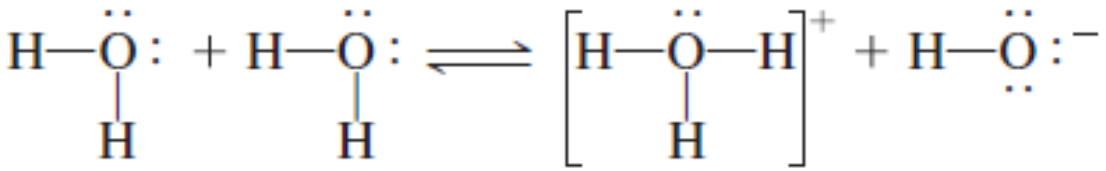
ácido base

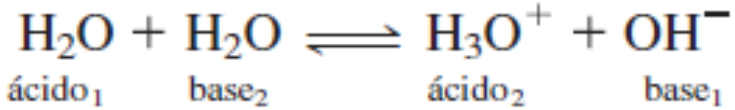
PROPIEDADES ÁCIDO BASE DEL AGUA:

El agua se comporta como una base en reacciones con ácidos y funciona como un ácido frente a bases: **ANFÓTERO**

El agua es un electrólito muy débil y, por lo tanto, un mal conductor de la electricidad, pero experimenta una ligera ionización:

$$2H_2O\ (l) \leftrightarrow H_3O^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$





$2H_2O\ (l) \leftrightarrow H_3O^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$

$$Kc = \frac{[H_3O^+]\,[OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Se ioniza una muy pequeña parte del agua

$$[H_2O]^2\,Kc = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

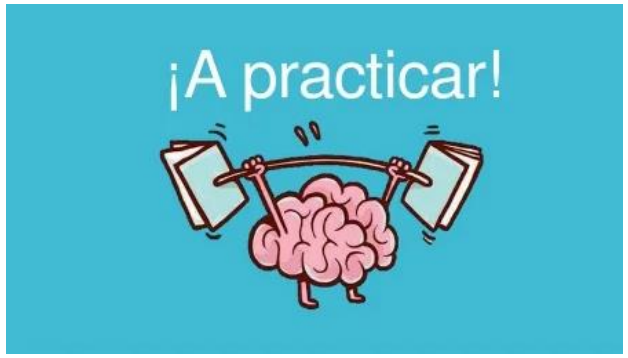
La concentración de los iones H+ y OH- son iguales y se encuentra que
$[H^+] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M
$[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M

$$Kw = [H_3O^+]\,[OH^-]$$
$$Kw = [H^+]\,[OH^-]$$
$$Kw = [1{,}0 \times 10^{-7}]\,[1{,}0 \times 10^{-7}]$$
$$Kw = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Producto iónico del agua a 25 °C = 1×10^{-14}

$pH = -\log [H^+]$ $\quad [H^+] = 10^{-pH}$
$pOH = -\log [OH^-]$ $\quad [OH^-] = 10^{-pOH}$
$pH + pOH = 14$

$[H^+] = [OH^-]$ neutra
$[H^+] > [OH^-]$ ácida
$[H^+] < [OH^-]$ básica



Disolución	$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
1	1×10^{-2}			
2			5×10^{-10}	
3	1×10^{-7}			
4			1×10^{-3}	
5	1×10^{-13}			

Disolución	$[H_3O]^+$	pH	$[OH^-]$	pOH
1	1×10^{-2}	2	1×10^{-12}	12
2	$2x10^{-5}$	4	5×10^{-10}	10
3	1×10^{-7}	7	1×10^{-7}	7
4	1×10^{-11}	11	1×10^{-3}	3
5	1×10^{-13}	13	1×10^{-1}	1

$$1x10^{-14} = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

$$\frac{1x10^{-14}}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$\frac{1x10^{-14}}{1x10^{-2}} = [OH^-]$$

$$1x10^{-12} = [OH^-]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$
$$pOH = -\log 1x10^{-12}$$
$$pOH = 12{,}00$$

$$pH + pOH = 14{,}00$$
$$pH = 14{,}00 - pOH$$
$$pH = 14{,}00 - 12{,}00$$
$$pH = 2{,}00$$

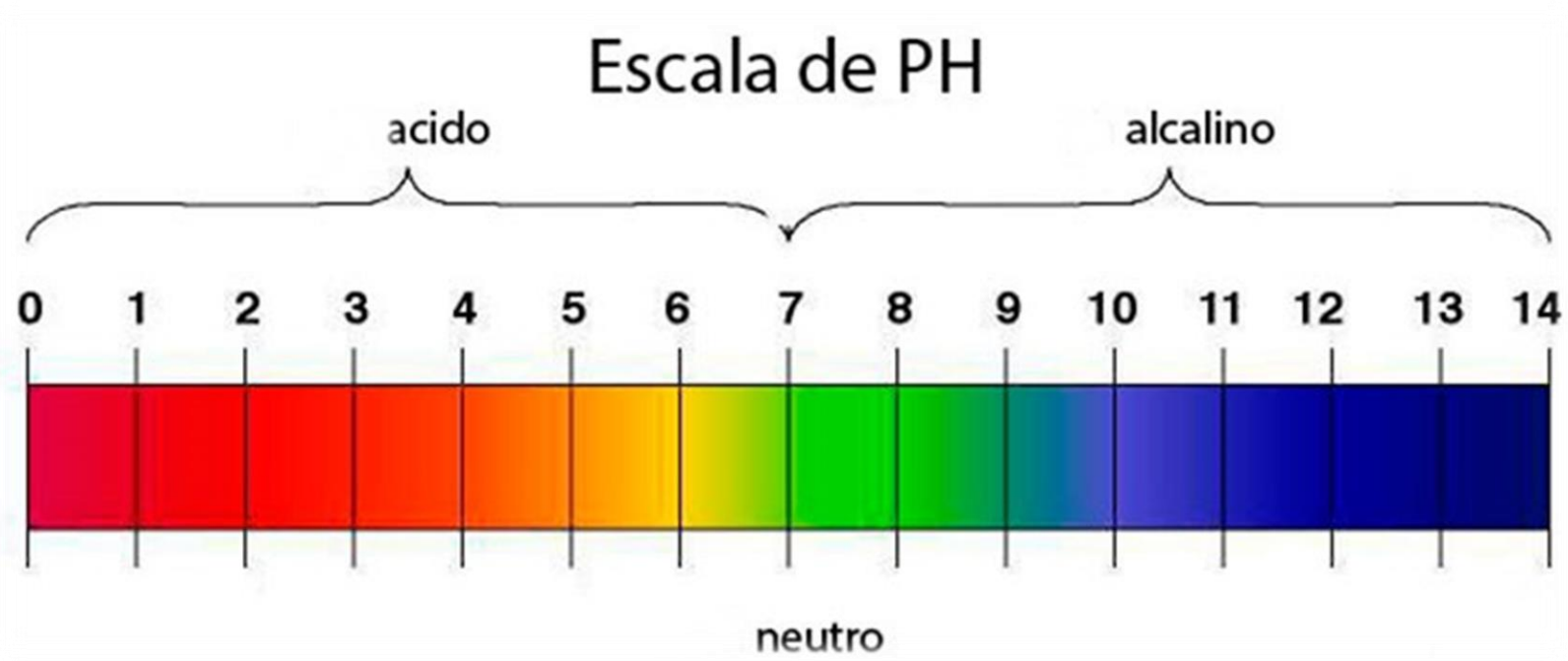
$$\frac{1x10^{-14}}{[OH^-]} = [H_3O^+]$$

$$\frac{1x10^{-14}}{1x10^{-10}} = [H_3O^+]$$

$$1x10^{-4} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$
$$pH = -\log 1x10^{-4}$$
$$pH = 4{,}00$$

$$pH + pOH = 14{,}00$$
$$pOH = 14{,}00 - pH$$
$$pOH = 14{,}00 - 4{,}00$$
$$pOH = 10$$



$$pH = -\log [H+] \qquad pOH = -\log [OH-]$$

$$pH = 14 - pOH$$

- La concentración de iones H+ en una botella de vino de mesa, justo después de que se le removió el corcho, fue de 3.2×10^{-4} M. Sólo se consumió la mitad del vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber estado expuesta al aire durante un mes, tenía una concentración de ion hidrógeno igual a $1,0 \times 10^{-3}$ M. Calcule el pH del vino en estas dos ocasiones.

- El ácido nítrico se utiliza en la producción de fertilizantes, colorantes, medicamentos y explosivos. Calcule el pH de una disolución de HNO_3 que tiene una concentración de ion hidrógeno de 0,76 M.

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$$

- ✓ **La concentración de iones H+ en una botella de vino de mesa, justo después de que se le removió el corcho, fue de 3.2 x 10^{-4} M. Sólo se consumió la mitad del vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber estado expuesta al aire durante un mes, tenía una concentración de ion hidrógeno igual a 1,0 x 10^{-3} M. Calcule el pH del vino en estas dos ocasiones.**

$$pH = -\log [H+]$$
$$pH = -\log 3{,}2 \times 10^{-4}$$
$$pH = 3{,}49$$

$$pH = -\log [H+]$$
$$pH = -\log 1{,}0 \times 10^{-3}$$
$$pH = 3{,}00$$

- ✓ **El ácido nítrico se utiliza en la producción de fertilizantes, colorantes, medicamentos y explosivos. Calcule el pH de una disolución de HNO_3 que tiene una concentración de ion hidrógeno de 0,76 M.**

$$pH = -\log [H+]$$
$$pH = -\log 0{,}76$$
$$pH = 0{,}12$$

- El pH del agua de lluvia recolectada en determinada región del noreste de Estados Unidos en un día en particular fue de 4,82. Calcule la concentración del ion H+ de agua de lluvia.

- En una disolución de NaOH, $[OH^-]$ es de $2,9 \times 10^{-4}$ M. Calcule el pH de la disolución.

- La concentración del ion OH^- de una muestra de sangre es de $2,5 \times 10^{-7}$ M. Cuál es el pH de la sangre?

- ✓ El pH del agua de lluvia recolectada en determinada región del noreste de Estados Unidos en un día en particular fue de 4,82. Calcule la concentración del ion H+ de agua de lluvia.

$[H^+] = 10^{-pH}$

$[H^+] = 10^{-4,82}$

$[H^+] = 1,52 \times 10^{-5}$

- ✓ En una disolución de NaOH, $[OH^-]$ es de $2,9 \times 10^{-4}$ M. Calcule el pH de la disolución.

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

$pOH = -\log [2,9 \times 10^{-4}]$

$pOH = 3,54$

$pH + pOH = 14,00$

$pH = 14,00 - pOH$

$pH = 14,00 - 3,54$

$pH = 10,46$

- ✓ La concentración del ion OH^- de una muestra de sangre es de $2,5 \times 10^{-7}$ M. Cuál es el pH de la sangre?

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

$pOH = -\log [2,5 \times 10^{-7}]$

$pOH = 6,60$

$pH + pOH = 14,00$

$pH = 14,00 - pOH$

$pH = 14,00 - 6,60$

$pH = 7,40$

Resolver taller del 2 al 5

CONSTANTE DE DISOCIACIÓN: Constante de equilibrio de los ácidos y las bases

Disoluciones ácidas = Ka
Disoluciones básicas = Kb

Si los valores de Ka y Kb son mayores a 1, significa que las disoluciones presentan un alto grado de disociación.

En las disoluciones de **ácidos y bases fuertes**, Ka y Kb son **> 1** y el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

Ka y Kb no son aplicables a ácidos fuertes y bases fuertes, ya que la constante tiende al infinito

En las disoluciones de **ácidos y bases débiles**, Ka y Kb son **bajas**

$CH_3COOH\ (ac) + H_2O\ (l) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H_3O^+(ac)$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_{eq}\,[H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$$

Cuanto mayor sea el valor de Ka, el ácido será más fuerte, es decir, mayor será la concentración de iones $[H^+]$ en el equilibrio, debido a su ionización

$$H_2S \rightleftarrows 2\,H^+ + S^{2-}$$

$$Ka = \frac{[H^+]^2\,[S^{2-}]}{[H_2S]}$$

Ácido	K_a
$HClO_4$	Grande
CH_3CH_2COOH	$1{,}4 \times 10^{-5}$ M
H_3BO_3	$6{,}0 \times 10^{-10}$ M

- $HClO_4$ es un ácido fuerte
- H_3BO_3 corresponde a un ácido débil
- CH_3CH_2COOH es un ácido intermedio

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]\,[H_2O]}$$

Base	K_b
NaOH	Grande
NH_3	$1{,}8 \times 10^{-5}$ M
$C_6H_5NH_2$	$3{,}8 \times 10^{-10}$ M

- NaOH es un base fuerte
- $C_6H_5NH_2$ corresponde a una base débil
- NH_3 es una base intermedio

Resolver taller del 6 al 8

ÁCIDOS DÉBILES Y CONSTANTE:

- **Calcular la concentración de ion hidronio de una disolución ácida en equilibrio a partir de la concentración inicial del ácido (0,50 M a 25°C) y del valor de su ka ($7,1 \times 10^{-4}$)**

	$HF\ (ac) \leftrightarrow$	$H^+\ (ac)$ +	$F^-\ (ac)$
Inicial (M)	0,50	0	0
Cambio (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,50 –x	x	x

$$Ka = \frac{[H^+]\,[F^-]}{[HF]}$$

$$Ka = \frac{(x)\,(x)}{0,50 - x}$$

$$7,1 \times 10^{-4} = \frac{(x)\,(x)}{0,50 - x}$$

$$x = 0,019\ M$$

$\frac{7,1 \times 10^{-4}}{0,50}$ Igual o menor a 10^{-3}

$[HF] = 0,50 - x$

$[HF] = 0,50 - 0,019$

$[HF] = 0,48\ M$

$[H^+] = 0,019\ M$

$[F^-] = 0,019\ M$

Como HF es un ácido débil, estará poco ionizado y entonces se puede suponer que x es muy pequeño en comparación con 0,50.



GRACIAS

Línea de atención al ciudadano: 018000 910270
Línea de atención al empresario: 018000 910682



@SENAcomunica

www.sena.edu.co