GC-F-004v.05

ÁCIDOS Y BASES

Ángela Ma. Delgado P.

ÁCIDOS:

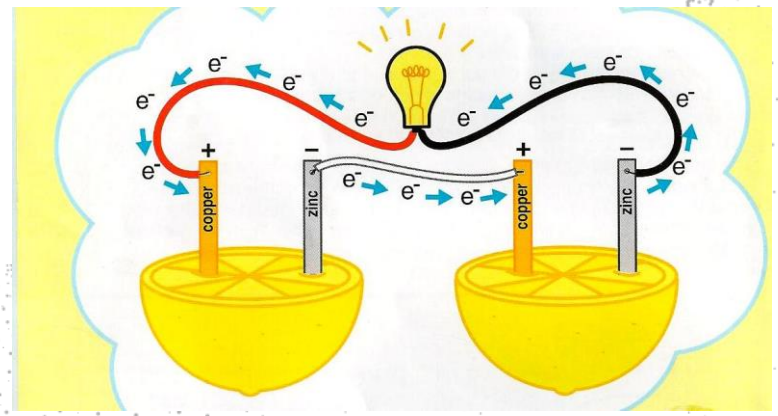


- Sabor agrio



- 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.

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

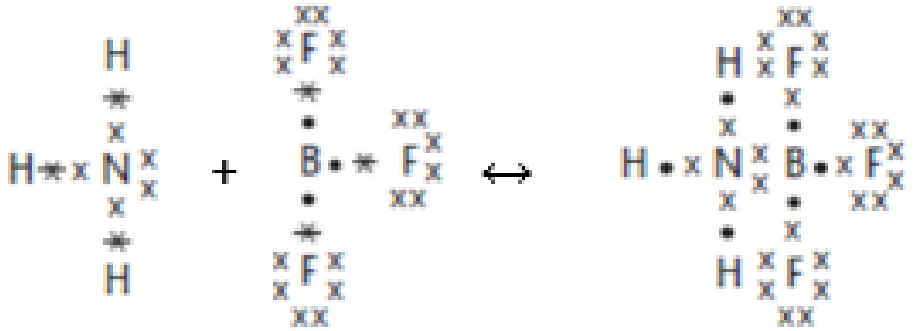
Base — Ácido — Ácido — Base



Lewis

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

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

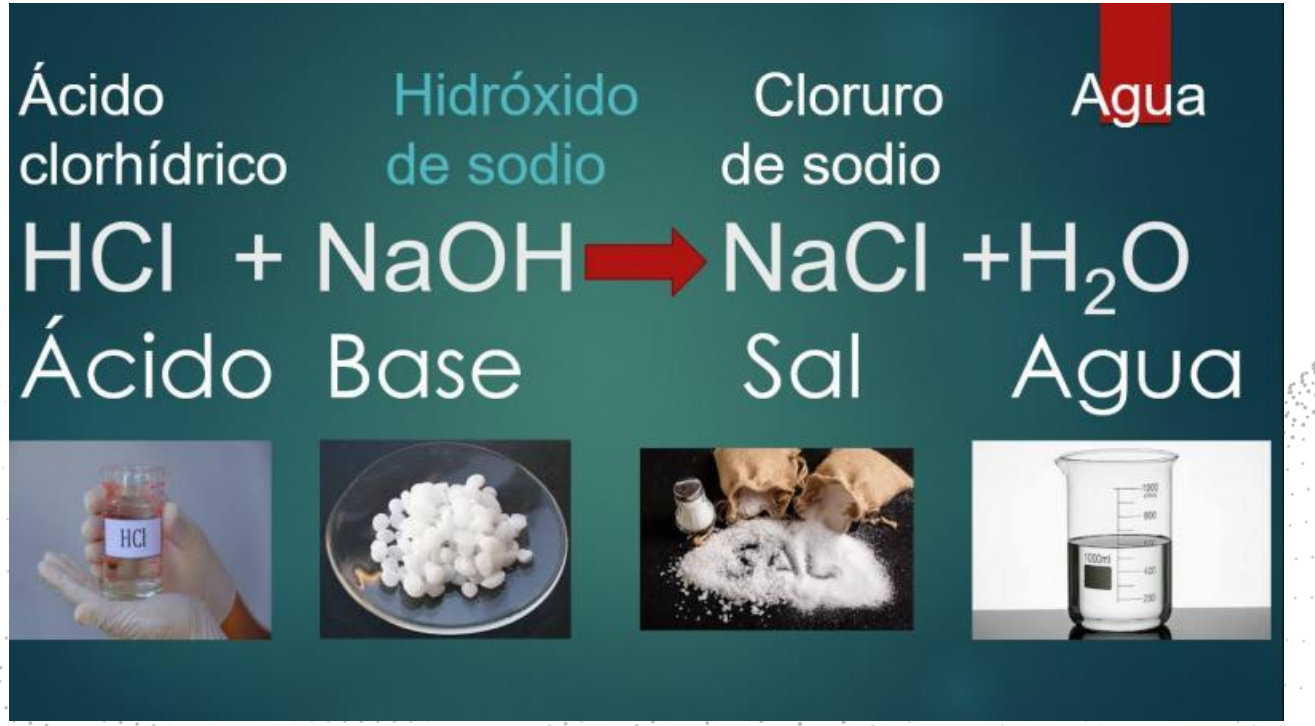


Base Ácido

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**

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

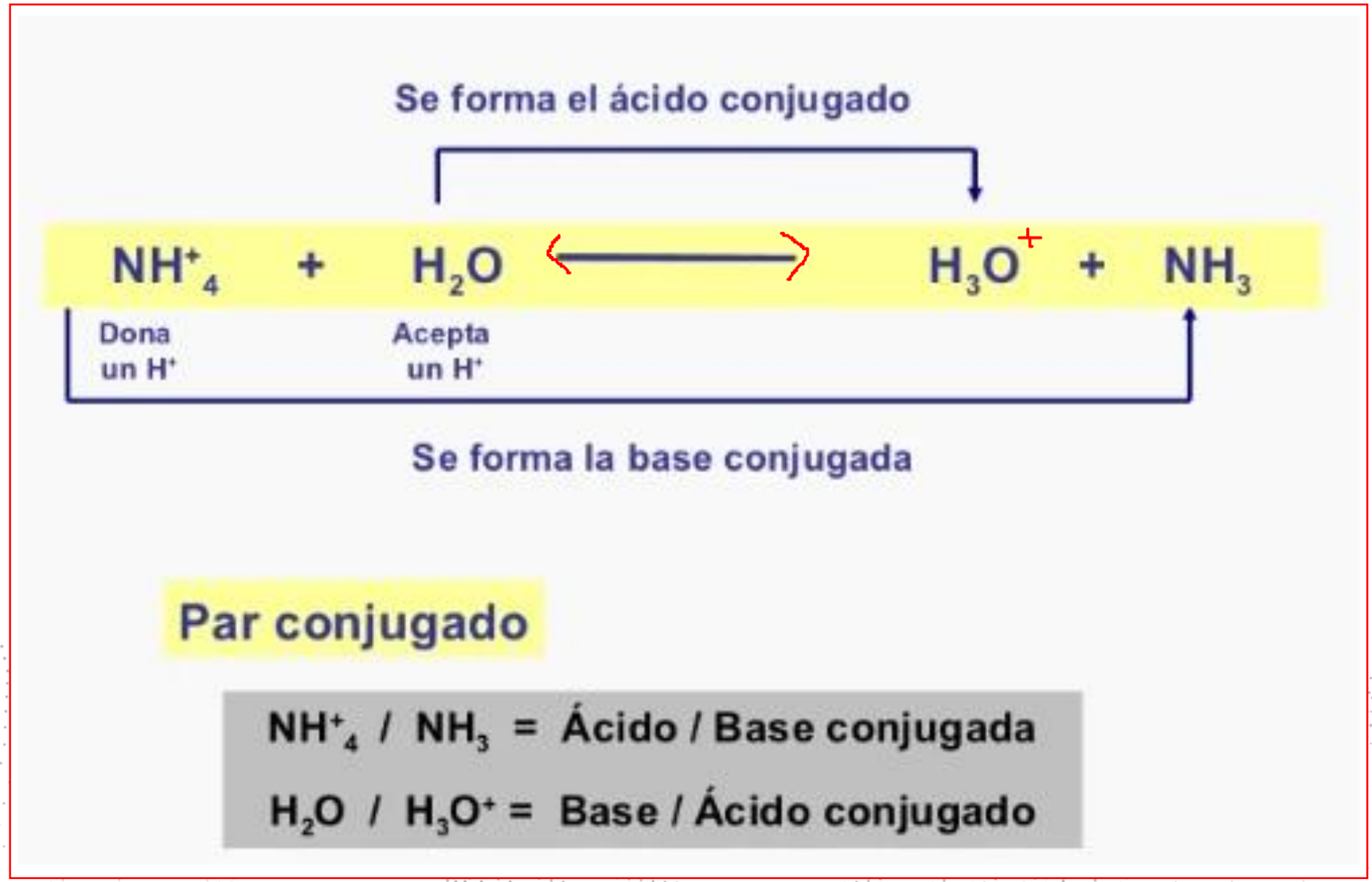
BASES

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^- ácido / base conjugada

NH_3 / NH_4^+ base / ácido conjugado

CN^- + H_2O ↔ HCN + OH^-

base ácido ácido base

CN^- / HCN base / ácido conjugado

H_2O / OH^- ácido / base conjugada

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

CH_3COO^- + HCN ↔ CH_3COOH + CN^-

base ácido ácido base

CH_3COO^- / CH_3COOH base / ácido conjugado

HCN / CN^- ácido / base conjugada

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

ácido base base ácido

$H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-} ácido / base conjugada

NH_3 / NH_4^+ base / ácido conjugado

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

HClO + CH_3NH_2 ↔ CH_3NH_3 + ClO^-

Ácido base ácido base

HClO / ClO^- ácido / base conjugada

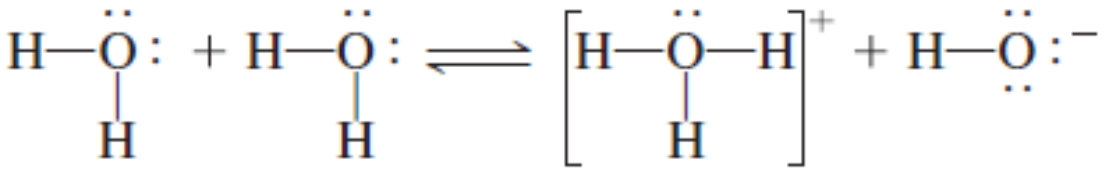
CH_3NH_2 / CH_3NH_3 base / ácido conjugado

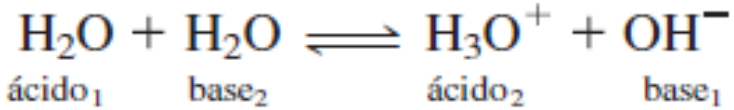
PROPIEDADES ÁCIDO BASE DEL AGUA:

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

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

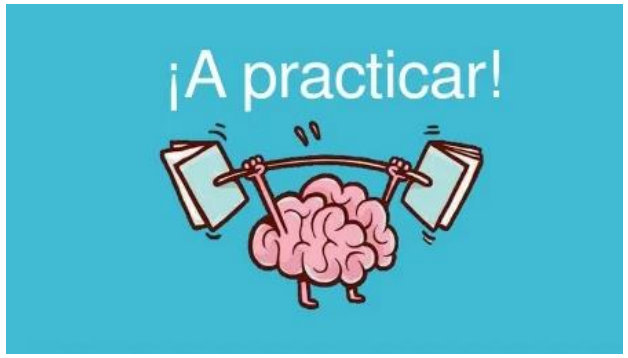
La concentración de los iones H+ y OH- son iguales y se encuentra que
$[H^+] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M
$[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M

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

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

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

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

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

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

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

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

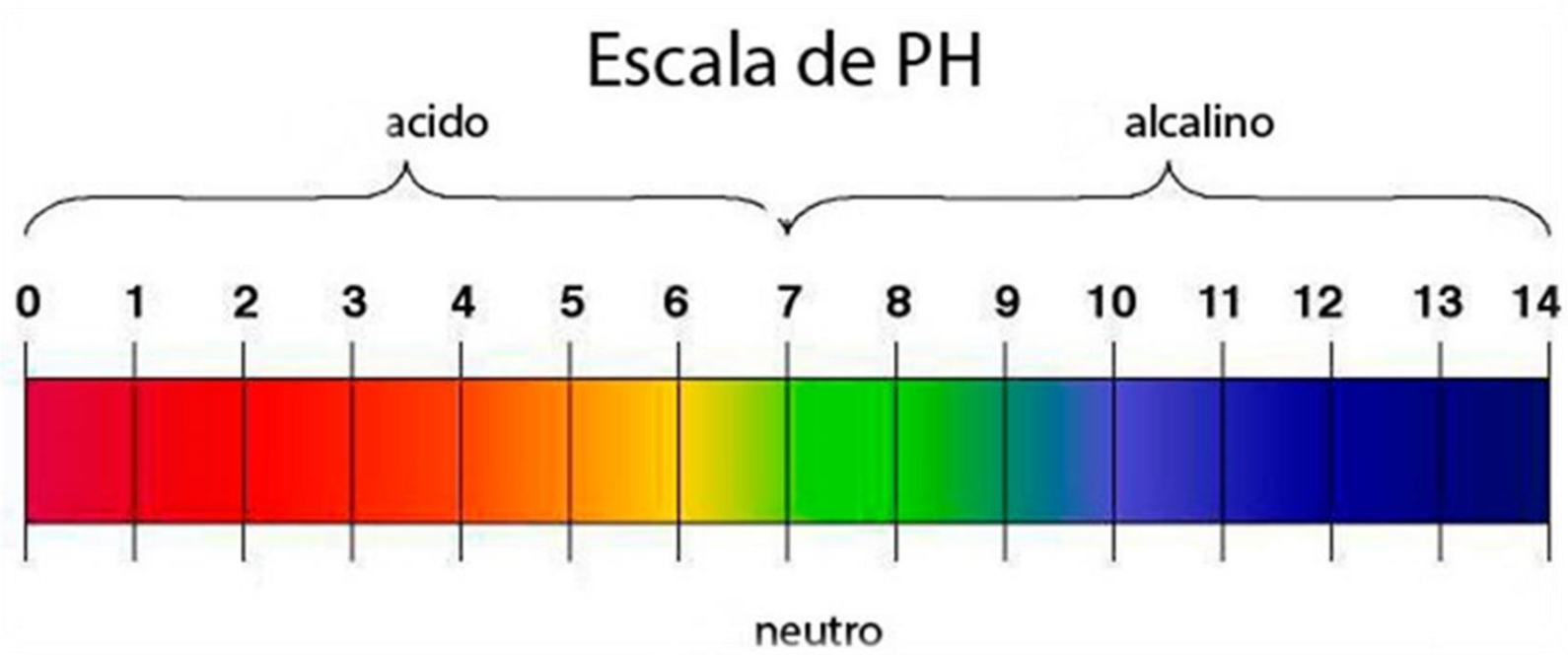
$$\frac{1x10^{-14}}{[OH^-]} = [H_3O^+]$$

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

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

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

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



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

$$pH = 14 - pOH$$

- 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.

Resolver taller del 9 al 11

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

Una disolución amortiguadora o disolución reguladora es aquella que resiste cambios en su pH cuando se diluye o cuando se le añaden ácidos o bases. Las disoluciones amortiguadoras se preparan a partir de pares ácido/base conjugados. Por ejemplo: ácido acético/acetato de sodio o de cloruro de amonio/amoniaco.

$$CH_3COONa\ (s) \rightarrow CH_3COO^-\ (ac) + Na^+\ (ac)$$
$$CH_3COOH\ (ac) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H^+\ (ac)$$

Si se añade un ácido, la base conjugada CH_3COO^- del sistema amortiguador consumirá los iones H^+ de acuerdo con la ecuación:

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

Si se añade una base al sistema amortiguador, el ácido de éste neutraliza los iones OH^- :

$$H^+\ (ac) + OH^-\ (ac) \rightarrow H_2O\ (l)$$
$$CH_3COOH\ (ac) + H_2O\ (l) \leftrightarrow CH_3COO^-\ (ac) + H^+\ (ac)$$

La efectividad de la disolución amortiguadora, depende de la cantidad de ácido y de base conjugada que tenga la disolución. A mayor cantidad, mayor capacidad amortiguadora

Cálculo del pH de disoluciones amortiguadoras

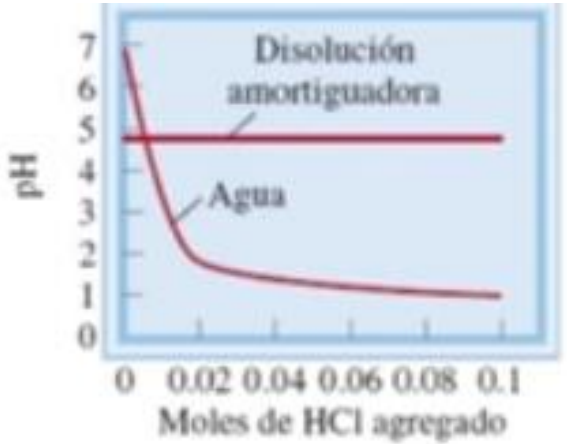
$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^- \quad K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HA \quad K_b = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]}$$

Ka * Kb = Kw

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]} = Kw$$

Ecuación de Henderson-Hasselbalch



se utiliza para calcular el pH de las disoluciones amortiguadoras

$$pH = pK_a + \log\frac{c_{NaA}}{c_{HA}}$$

a) Calcule el pH de una disolución de CH_3COOH 0.20 *M*. *b*) ¿Cuál es el pH de una disolución que contiene tanto CH_3COOH 0.20 *M* como CH_3COONa 0.30 *M*? La K_a de CH_3COOH es 1.8×10^{-5}.

a) Calcule el pH de una disolución de CH_3COOH 0.20 *M*. *b*) ¿Cuál es el pH de una disolución que contiene tanto CH_3COOH 0.20 *M* como CH_3COONa 0.30 *M*? La K_a de CH_3COOH es 1.8×10^{-5}.

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

Inicial (M)	0,20	0	0
Cambio (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,20 –x	x	x

$$Ka = \frac{[H^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$Ka = \frac{(x)\,(x)}{0,20 - x}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,20 - x}$$

$$x = \sqrt{3,6 \times 10^{-6}}$$

$$x = 1,90 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log [1,90 \times 10^{-3}]$$

$$pH = 2,72$$

a) Calcule el pH de una disolución de CH_3COOH 0.20 *M*. *b*) ¿Cuál es el pH de una disolución que contiene tanto CH_3COOH 0.20 *M* como CH_3COONa 0.30 *M*? La K_a de CH_3COOH es 1.8×10^{-5}.

b) $CH_3COONa\ (ac) \leftrightarrow Na^+\ (ac) + CH_3COO^-\ (ac)$

0,30 0,30

	$CH_3COOH\ (ac)$	$\leftrightarrow H^+\ (ac)$	$+ CH_3COO^-\ (ac)$
Inicial (M)	0,20	0	0,30
Cambio (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,20 –x	x	0,30 + x

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$pH = -\log 1{,}8 \times 10^{-5} + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pH = -\log 1{,}8 \times 10^{-5} + \log \frac{[0{,}30]}{[0{,}20]}$$

$$pH = 4{,}92$$

PREPARACIÓN DE AMORTIGUADORES

Procedimiento para Preparar un Buffer

1. seleccionamos un ácido débil con un pKa muy cercano al pH deseado.

2. sustituimos los valores de pH y pKa en la ecuación H-H para obtener la proporción [base conjugada]/[ácido].

3. Esta proporción se transforma en cantidades molares para preparar la disolución amortiguadora

si las concentraciones molares del ácido y su base conjugada son más o menos iguales, es decir, si [ácido] = [base conjugada], entonces:

$$pH = pK_a + \log\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$pH \approx pK_a$$

$$\log\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \approx 0$$



Preparar un amortiguador de fosfato con un pH de aproximadamente 7,40

$H_3PO_4\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + H_2PO_4^-\ (ac)$ $ka_1 = 7{,}5 \times 10^{-3}$ pKa = 2,12

$H_2PO_4^-\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + HPO_4^{-2}\ (ac)$ $ka_2 = 6{,}2 \times 10^{-8}$ pKa = 7,21

$HPO_4^{-2}\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + PO_4^{-3}\ (ac)$ $ka_3 = 4{,}8 \times 10^{-13}$ pKa = 12,32

Preparar un amortiguador de fosfato con un pH de aproximadamente 7,40

$H_3PO_4\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + H_2PO_4^-\ (ac)$ $ka_1 = 7,5 \times 10^{-3}$ pKa = 2,12

$H_2PO_4^-\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + HPO_4^{-2}\ (ac)$ $ka_2 = 6,2 \times 10^{-8}$ pKa = 7,21

$HPO_4^{-2}\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + PO_4^{-3}\ (ac)$ $ka_3 = 4,8 \times 10^{-13}$ pKa = 12,32

$$\mathbf{pH = pKa + \log \frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}} \rightarrow \mathbf{7,40 = 7,21 + \log \frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]}}$$

$$\mathbf{7,40 - 7,21 = \log \frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]}} \rightarrow \mathbf{0,19 = \log \frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]}}$$

$$\mathbf{\frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]} = 10^{0,19}} \rightarrow \mathbf{\frac{[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]} = 1,5}$$

Disolver el Na_2HPO_4 y el NaH_2PO_4 en una proporción de moles de 1,5 a 1,0 en agua (disolver 1,5 moles de Na_2HPO_4 y 1,0 moles de NaH_2PO_4 en suficiente agua y llevar a un litro de solución.

CAPACIDAD AMORTIGUADORA

1. ¿Cuál de las siguientes disoluciones pueden clasificarse como sistemas amortiguadores?

a. KH_2PO_4/H_3PO_4
b. $NaClO_4/HClO_4$
c. C_5H_5N/C_5H_5NHCl (C_5H_5N es piridina Kb)

2. ¿Cómo prepararía un litro de amortiguador de bicarbonato con un pH de 10,10? Se le proporciona ácido carbónico (H_2CO_3), hidrógeno carbonato de sodio ($NaHCO_3$) y carbonato de sodio (Na_2CO_3). Ver tabla ka.

3. a. Calcule el pH de un sistema amortiguador que contenga CH_3COOH 1,0 M y CH_3COONa 1,0 M
b. Cuál es el pH del sistema amortiguador después de la adición de 0,10 mol de HCl gaseoso a 1 L de disolución? Suponga que el volumen de la disolución no cambia al agregar el HCl.

4. Calcule el pH de un sistema amortiguador NH3 0,30 M / NH4Cl 0,36 M. ¿Cuál es el pH después de la adición de 20,0 mL de NaOH 0,05 M a 80,0 mL de disolución amortiguadora?

1. ¿Cuál de las siguientes disoluciones pueden clasificarse como sistemas amortiguadores?

a. KH_2PO_4/H_3PO_4
b. $NaClO_4/HClO_4$
c. C_5H_5N/C_5H_5NHCl (C_5H_5N es piridina Kb)

R/. El criterio para saber si se trata de un sistema amortiguador es que se debe tener un ácido débil y su sal (que contiene la base conjugada débil) o una base débil y su sal (que contiene el ácido conjugado débil).

a) H_3PO_4 es un ácido débil, y su base conjugada $H_2PO_4^-$ es una base débil, por tanto, se trata de un sistema amortiguador
b) $HClO_4$ es un ácido fuerte, su base conjugada, ClO_4^- es una base extremadamente débil, por tanto, el ion ClO_4^- no se combinará con el ion H^+ en disolución para formar $HClO_4$ y el sistema no podrá actuar como amortiguador
c) C_5H_5N es una base débil y su ácido conjugado $C_5H_5NH^+$ (el catión de la sal C_5H_5NHCl) es un ácido débil, por tanto, se trata de un sistema amortiguador.

2. ¿Cómo prepararía un litro de amortiguador de bicarbonato con un pH de 10,10? Se le proporciona ácido carbónico (H_2CO_3), hidrógeno carbonato de sodio ($NaHCO_3$) y carbonato de sodio (Na_2CO_3). Ver tabla ka.

R/.

$H_2CO_3\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + HCO_3^-\ (ac)$ $ka_1 = 4{,}45 \times 10^{-7}$ pKa = 6,35

$HCO_3^-\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + CO_3^{-2}\ (ac)$ $ka_2 = 4{,}69 \times 10^{-11}$ pKa = 10,33

$$\mathbf{pH = pKa + \log \frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}} \rightarrow \mathbf{10{,}10 = 10{,}33 + \log \frac{[CO_3^{-2}]}{[HCO_3^-]}}$$

$$\mathbf{10{,}10 - 10{,}33 = \log \frac{[CO_3^{-2}]}{[HCO_3^-]}} \rightarrow \mathbf{0{,}23 = \log \frac{[CO_3^{-2}]}{[HCO_3^-]}}$$

$$\mathbf{\frac{[CO_3^{-2}]}{[HCO_3^-]} = 10^{-0{,}23}} \rightarrow \mathbf{\frac{[CO_3^{-2}]}{[HCO_3^-]} = 0{,}59}$$

Disolver el Na_2CO_3 y el $NaHCO_3$ en una proporción de moles de 0,59 a 1,0 en agua (disolver 0,59 moles de Na_2CO_3 y 1,0 moles de $NaHCO_3$ en suficiente agua y llevar a un litro de solución.

3. a. Calcule el pH de un sistema amortiguador que contenga CH_3COOH 1,0 M y CH_3COONa 1,0 M

b. Cuál es el pH del sistema amortiguador después de la adición de 0,10 mol de HCl gaseoso a 1 L de disolución? Suponga que el volumen de la disolución no cambia al agregar el HCl.

R/. **a)** $CH_3COOH\ (ac) \leftrightarrow H^+\ (ac) + CH_3COO^-\ (ac)$

	CH_3COOH	H^+	CH_3COO^-
Inicial (M)	**1,0**	**0**	**1,0**
Cambio (M)	**-x**	**x**	**x**
Equilibrio (M)	**1,0 –x**	**x**	**1,0 + x**

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow pH = -\log(1{,}8 \times 10^{-5}) + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow pH = -\log(1{,}8 \times 10^{-5}) + \log \frac{[1{,}0]}{[1{,}0]}$$

$$pH = 4{,}74$$

b) $CH_3COONa\ (ac) \leftrightarrow Na^+\ (ac) + CH_3COO^-\ (ac)$

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

* ¿Quién consume los protones o los hidroxilos adicionados a la solución amortiguadora?

	$HCl\ (ac) \leftrightarrow$	$H^+\ (ac)$	$+\ Cl^-\ (ac)$
Inicial (mol)	**0,10**	**0**	**0**
Cambio (mol)	**-0,10**	**0,10**	**0,10**
Final (mol)	**0**	**0,10**	**0,10**

3. b. ¿Cuál es el pH del sistema amortiguador después de la adición de 0,10 mol de HCl gaseoso a 1 L de disolución? Suponga que el volumen de la disolución no cambia al agregar el HCl.

* Evaluar la neutralización del ácido o de la base adicionada y calcular lo que queda al final (capacidad amortiguadora)

	CH_3COO^- (ac)	+ H^+ (ac) ↔	CH_3COOH (ac)
Inicial (mol)	**1,0**	**0,10**	**1,0**
Cambio (mol)	**-0,10**	**-0,10**	**0,10**
Final (mol)	**0,90**	**0**	**1,1**

* Calcular el pH del sistema amortiguador. Equilibrios o Henderson Hasselbalch

	CH_3COOH (ac)	↔ H^+ (ac) +	CH_3COO^- (ac)
Inicial (M)	**1,1**	**0**	**0,90**
Cambio (M)	**-x**	**x**	**x**
Equilibrio (M)	**1,1 - x**	**x**	**0,90 + x**

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow pH = -\log (1{,}8 \times 10^{-5}) + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow pH = -\log (1{,}8 \times 10^{-5}) + \log \frac{[0{,}90]}{[1{,}1]}$$

$$pH = 4{,}66$$

4. Calcule el pH de un sistema amortiguador NH3 0,30 M / NH4Cl 0,36 M. ¿Cuál es el pH después de la adición de 20,0 mL de NaOH 0,05 M a 80,0 mL de disolución amortiguadora?

R/.

$NH_4^+(ac) \leftrightarrow H^+(ac) + NH_3(ac)$ $\quad H^+(ac) + NH_3(ac) \leftrightarrow NH_4^+(ac)$

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow pH = -\log(5{,}6 \times 10^{-10}) + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow pH = 9{,}25 + \log \frac{[0{,}30]}{[0{,}36]} \Rightarrow pH = 9{,}17$$

4. Calcule el pH de un sistema amortiguador NH3 0,30 M / NH4Cl 0,36 M. ¿Cuál es el pH después de la adición de 20,0 mL de NaOH 0,05 M a 80,0 mL de disolución amortiguadora?

R/.

$$NH_4^+(ac) \leftrightarrow H^+(ac) + NH_3(ac)$$

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow pH = -\log(5{,}6 \times 10^{-10}) + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow pH = 9{,}25 + \log \frac{[0{,}30]}{[0{,}36]} \Rightarrow pH = 9{,}17$$

$$\frac{0{,}36 \text{ mol } NH_4^+}{1000 \text{ mL}} * 80 \text{ mL} = 0{,}029 \text{ mol } NH_4^+$$

$$\frac{0{,}30 \text{ mol } NH_3}{1000 \text{ mL}} * 80 \text{ mL} = 0{,}024 \text{ mol } NH_3$$

$$\frac{0{,}05 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL}} * 20 \text{ mL} = 0{,}001 \text{ mol NaOH}$$

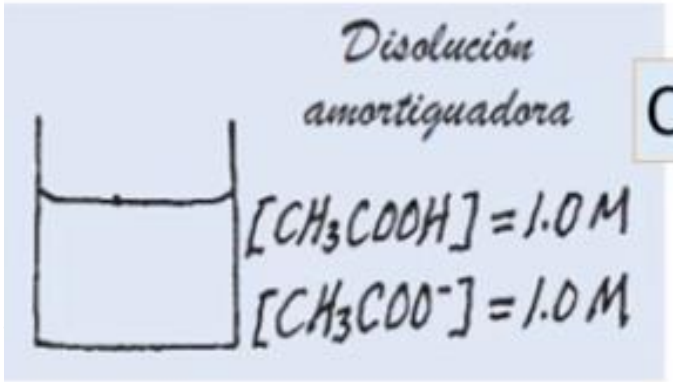
	$NH_4^+(ac)$	+ $OH^-(ac)$ →	$H_2O(l)$	+ $NH_3(ac)$
Inicial (mol)	0,029	0,001		0,024
Cambio (mol)	-0,001	-0,001		+0,001
Equilibrio (mol)	0,028	0		0,025
Equilibrio (M)	$\frac{0{,}028}{0{,}1}$	0		$\frac{0{,}025}{0{,}1}$
Equilibrio (M)	0,28			0,25

Volumen final = 80 mL + 20 mL = 100 mL = 0,1 L

$$pH = 9{,}25 + \log \frac{[0{,}25]}{[0{,}28]} \Rightarrow pH = 9{,}20$$

CONCENTRACIÓN ANALÍTICA DE UN BUFFER

CONCENTRACIÓN ANALÍTICA: Es la concentración molar TOTAL de todas las especies químicas disueltas. Se puede entender como la suma de concentración (M) de todas las especies presentes en la solución.



$$C_A = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

$$C_A = [1,0] + [1,0]$$

$$C_A = 2,0\ M$$

Se necesita preparar 600,0 mL de un Buffer pH 12,70 de una concentración analítica 0,78 M, a partir de hidrogeno fosfato de sodio y fosfato de sodio. Calcule cuantos gramos de cada de una des especies debe pesar.

$$HPO_4^{2-}(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + PO_4^{3-}(ac) \qquad K_{a_3} = 4.8 \times 10^{-13};\ pK_{a_3} = 12.32$$

$C_A = [HPO_4^{2-}] + [PO4^{3-}]$

$[HPO_4^{2-}] = X$

$[PO4^{3-}] = Y$

$C_A = [X] + [Y]$

$0,78 = X + Y$

$$pH = pK_a + \log\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \qquad pH = pK_a + \log\frac{[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$12,70 - 12,32 = \log\frac{[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} \qquad 10^{0.38} = \frac{[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} \qquad 2,39 = \frac{[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

Reemplazar

$$2,39\,X = Y \qquad 2,39 = \frac{[Y]}{[X]}$$

Reemplazando

$$0,78 = X + 2,39\,X \qquad 0,78 = 3,39\,X \qquad X = \frac{0,78}{3,39} = 0,23$$

Reemplazando x para obtener y

$$0,78 = X + Y \qquad 0,78 - 0,23 = Y \qquad 0,55 = Y$$

$[HPO_4^{2-}] = X = 0,23\ M$

$[PO_4^{3-}] = Y = 0,55\ M$

$$600\ ml * \frac{0,23\ moles\ Na_2HPO_4}{1000\ mL} * \frac{141,96\ g\ Na_2HPO_4}{1\ moles\ Na_2HPO_4} = 19,59\ g$$

$$600\ ml * \frac{0,55\ moles\ Na_3PO_4}{1000\ mL} * \frac{163,94\ g\ Na_3PO_4}{1\ moles\ Na_3PO_4} = 54,10\ g$$



GRACIAS

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



@SENAcomunica

www.sena.edu.co