



Equilibrio Iónico

Molaridad: es el número de moles de soluto en 1 L de solución:

$$M = \underline{\text{molaridad}} = \frac{(n) \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad n = \frac{m}{MM.}$$

Ejemplo: ¿Qué masa de KI se requiere para producir 500 mL de una solución de 2.80 M de KI?

R: 232 g KI

Constante de equilibrio (K_c)

- En una reacción cualquiera:



- La constante K_c tomará el valor:

a,b,c y d son coeficientes estequiométricos

(g) ✓

(ac) ✓

(s) ✗

(l) ✗

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

[Productos]

[Reactantes]

[P] $\gg 1$

[R]



[Productos]

[Reactantes]

[P] $\ll 1$

[R]





Equilibrio Ácido-Base

DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES.

Arrhenius (1883)

Ácido: Sustancia que, en disolución acuosa, dona H^+

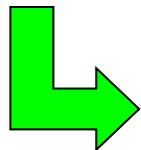


Base: Sustancia que, en disolución acuosa, dona OH^-



Limitaciones:

- * Sustancias con propiedades básicas que no contienen iones hidroxilo (p.ej.: NH_3 líquido)
- * Se limita a disoluciones acuosas.

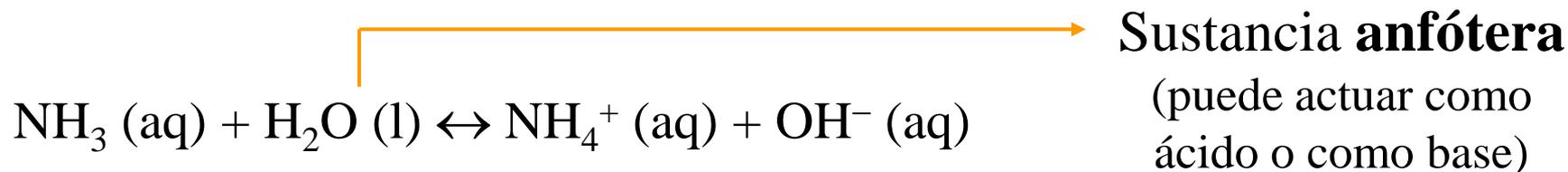
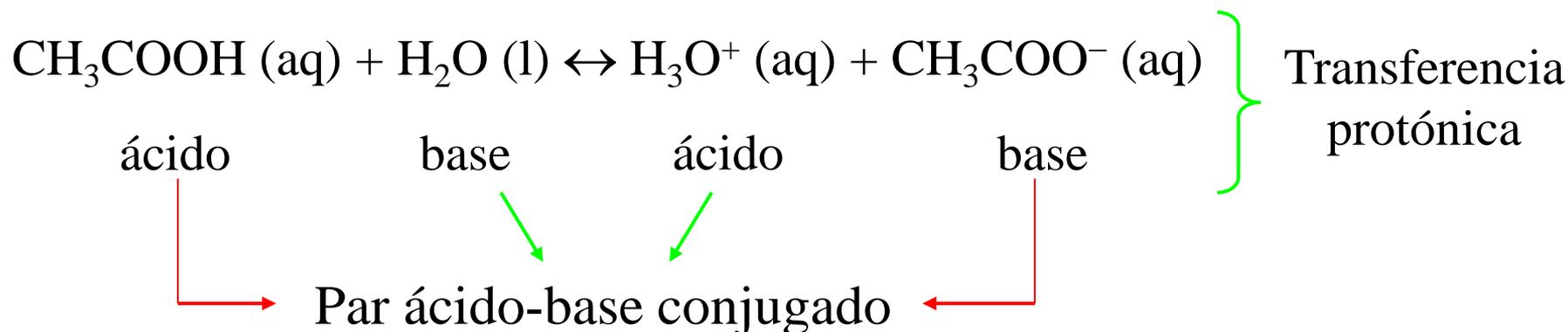


Se requiere una perspectiva más general

Brønsted-Lowry (1923)

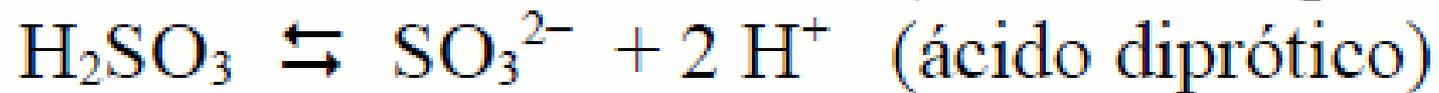
Ácido: Especie que tiene tendencia a ceder un H^+

Base: Especie que tiene tendencia a aceptar un H^+



Ventajas {

- * Ya no se limita a disoluciones acuosas
- * Se explica el comportamiento básico de, p.ej., NH_3



Características

ÁCIDOS:

- Tienen sabor agrio.
- Son corrosivos para la piel.
- Enrojecen ciertos colorantes vegetales.
- Disuelven sustancias
- Atacan a los metales desprendiendo H_2 .
- **Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.**

BASES:

- Tiene sabor amargo.
- Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Disuelven grasas.
- **Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.**

¿Qué relación hay entre la fuerza de acidez de las siguientes sustancias?

Ácido	HF	HClO ₂	CH ₃ COOH
K _a	6,8×10 ⁻⁴	1,1×10 ⁻²	1,8×10 ⁻⁵



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}_2^-]}{[\text{HClO}_2]}$$



FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES

Cuanto más fuerte sea un ácido, más débil es su base conjugada.

Cuanto más fuerte sea una base, más débil es su ácido conjugado.

	ACID	BASE		
100% ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻	Negligible
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
		HNO ₃	NO ₃ ⁻	
		H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O	
Acid strength increases ↑	Weak	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Weak
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
		HF	F ⁻	
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
		H ₂ S	HS ⁻	
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
		NH ₄ ⁺	NH ₃	
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
		H ₂ O	OH ⁻	
Negligible	Strong	OH ⁻	O ²⁻	100% protonated in H ₂ O
		H ₂	H ⁻	
		CH ₄	CH ₃ ⁻	

Base strength increases ↓

EQUILIBRIO DE AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA



La ecuación representa la autoionización del agua.

K_w es el **producto de ionización** del agua a 25°C.

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

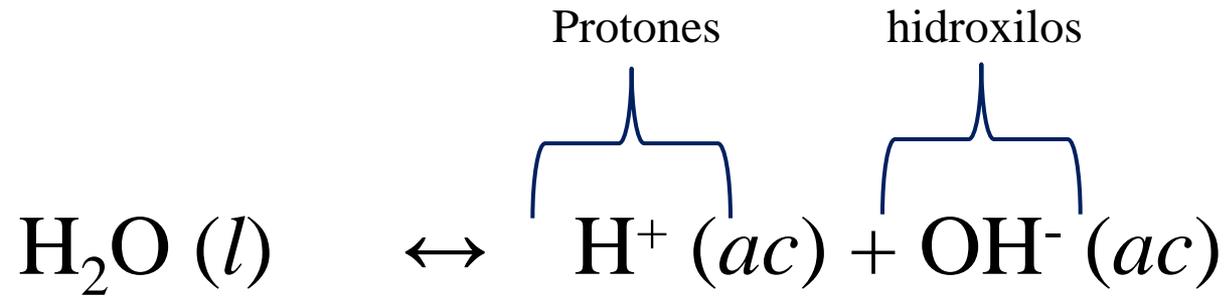
Solución es

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ neutra

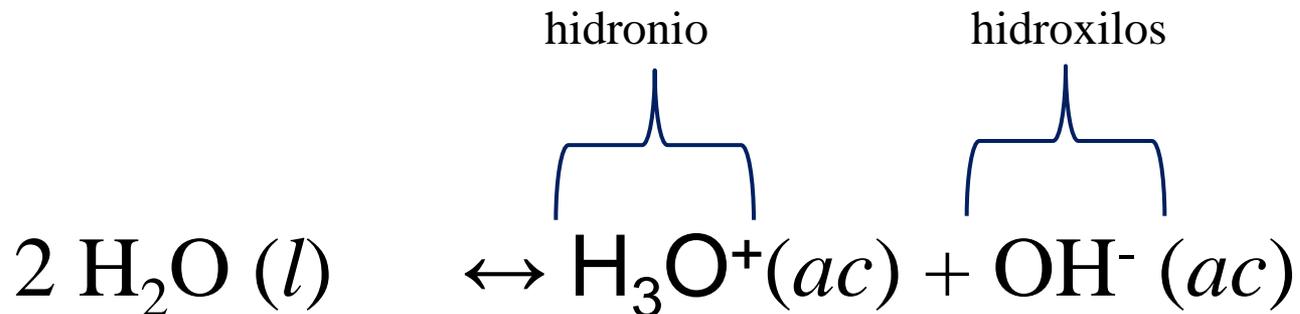
$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ **ácida**

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ básica

EQUILIBRIO DE AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$



ECUACIONES

$$[H^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

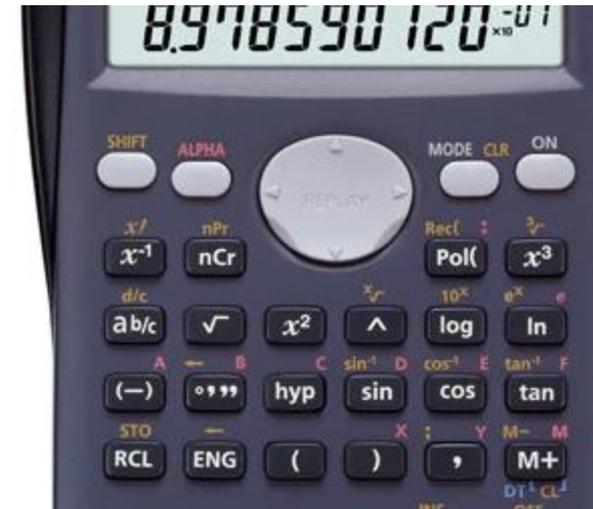
$$pH = -\log [H^+]$$

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

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

$$[OH^-] = \text{antilog } -pOH$$

$$pH + pOH = 14$$



Agua pura: $[H^+] = [OH^-]$; $[H^+] = 1 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$

$$p = -\log$$

DISOLUCIÓN
ÁCIDA

$[H_3O^+] > [OH^-]$
 $\text{pH} < 7$

DISOLUCIÓN
NEUTRA

$[H_3O^+] = [OH^-]$
 $\text{pH} = 7$

DISOLUCIÓN
BÁSICA

$[H_3O^+] < [OH^-]$
 $\text{pH} > 7$

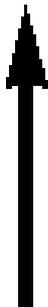
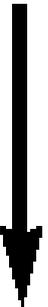
ácida

7

básica

→ pH

Relación entre $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH

$[H_3O^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	pH	pOH	
1,0	$1,0 \times 10^{-14}$	0	14	 aumento de la acidez
$1,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-13}$	1	13	
$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-12}$	2	12	
$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-11}$	3	11	
$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-10}$	4	10	
$1,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-9}$	5	9	
$1,0 \times 10^{-6}$	$1,0 \times 10^{-8}$	6	8	
$1,0 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-7}$	7	7	Neutro
$1,0 \times 10^{-8}$	$1,0 \times 10^{-6}$	8	6	 aumento de la basicidad
$1,0 \times 10^{-9}$	$1,0 \times 10^{-5}$	9	5	
$1,0 \times 10^{-10}$	$1,0 \times 10^{-4}$	10	4	
$1,0 \times 10^{-11}$	$1,0 \times 10^{-3}$	11	3	
$1,0 \times 10^{-12}$	$1,0 \times 10^{-2}$	12	2	
$1,0 \times 10^{-13}$	$1,0 \times 10^{-1}$	13	1	
$1,0 \times 10^{-14}$	1,0	14	0	



El pH de agua de lluvia colectada en la estación metereológica de Quinta Normal en un día de invierno fue 4.82. ¿Cuál es la concentración de H^+ en el agua de lluvia?

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} M$$



La concentración de OH^- en una muestra de sangre es $2.5 \times 10^{-7} M$. ¿Cuál es el pH de la sangre?

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Complete la siguiente tabla:

$[\text{H}^+] \text{ M}$	$[\text{OH}^-] \text{ M}$	pH	pOH	Ácida o básica
2.5×10^{-4}				
	6.9×10^{-8}			
		3.2		
			5.7	

$[\text{H}^+] \text{ M}$	$[\text{OH}^-] \text{ M}$	pH	pOH	Ácida o básica
2.5×10^{-4}	4.0×10^{-11}	3.6	10.4	ácida
1.4×10^{-7}	6.9×10^{-8}	6.8	7.2	ácida
6.0×10^{-4}	2.0×10^{-11}	3.2	10.8	ácida
5.0×10^{-9}	2.0×10^{-6}	8.3	5.7	básica

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

SOLUCIÓN	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
Ácido estomacal	0,032			
Jugo de limón		$2,51 \times 10^{-12}$		
Vinagre	$1,99 \times 10^{-3}$			
Vino				10,5
Soda			4,20	
Lluvia ácida				8,40
Leche		$3,98 \times 10^{-8}$		
Sangre			7,40	
Bicarbonato de sodio				4,80
Jabón de tocador	$1,58 \times 10^{-10}$			
Limpiador amoniacal			12,1	
Destapa cañerías		0,158		

EQUILIBRIO IÓNICO

ÁCIDOS Y BASES FUERTES

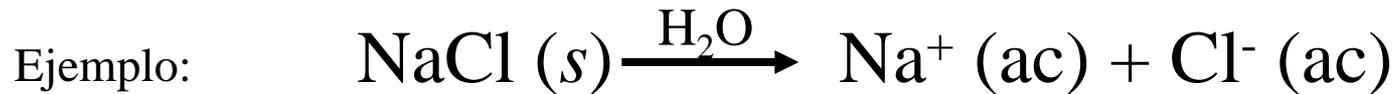


ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

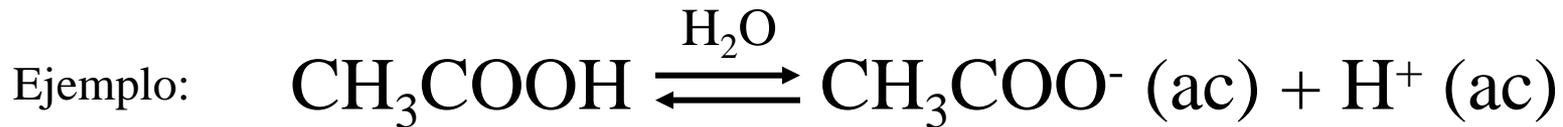


(Se necesita de una K_a o K_b)

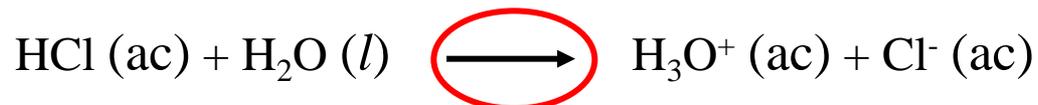
Electrolito fuerte – se disocia al 100%, totalmente.



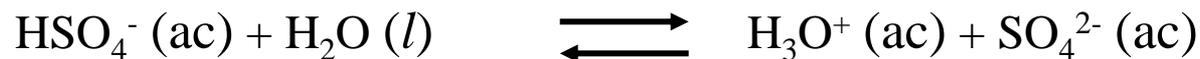
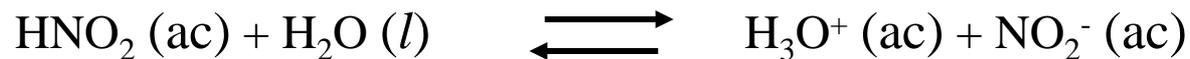
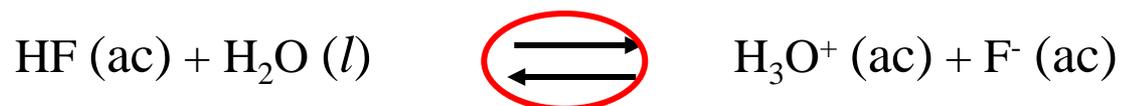
Electrolitos débiles – no se disocian completamente



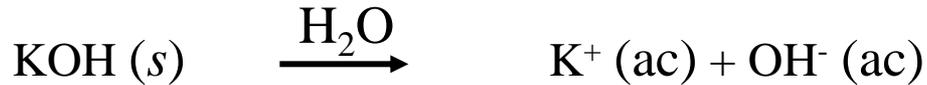
Los ácidos fuertes son electrolitos fuertes



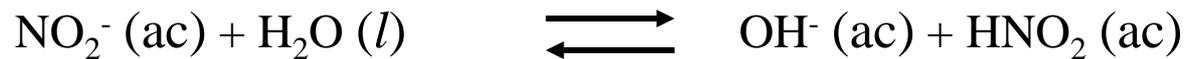
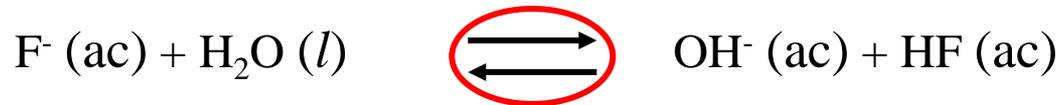
Los ácidos débiles son electrolitos débiles

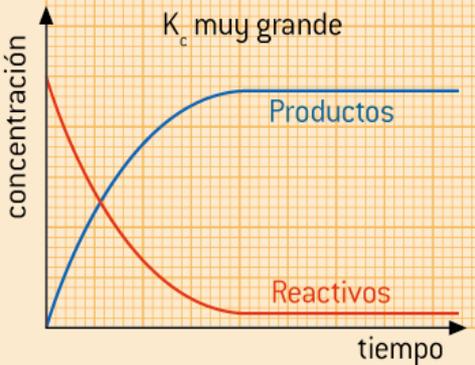


Las bases fuertes son electrolitos fuertes



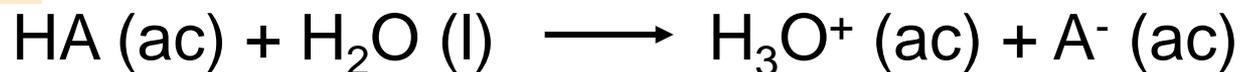
Las bases débiles son electrolitos débiles





CONCENTRACIÓN EN EQUILIBRIO Ácidos y Bases Fuertes (IF)

ácido fuerte – Se disocia al 100%



Inicial	C_i		0 M	0 M
Final	0 M		C_i	C_i

En el Equilibrio

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_i$$

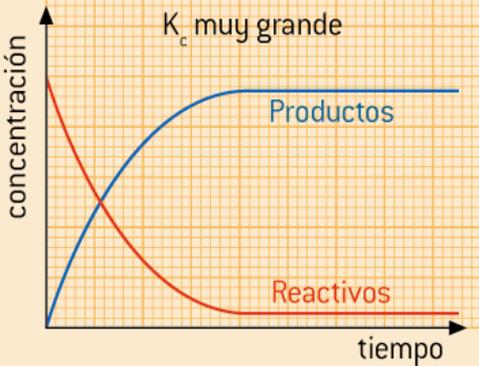
$$[\text{A}^-] = C_i$$

$$[\text{HA}] = 0$$



Inicial	0.002 M		0.0 M	0.0 M
Final	0.0 M		0.002 M	0.002 M

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.002) = 2.7$$



CONCENTRACIÓN EN EQUILIBRIO Ácidos y Bases Fuertes (IF)

ácido fuerte – Se disocia al 100%



Inicial

Final

En el Equilibrio

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_i$$

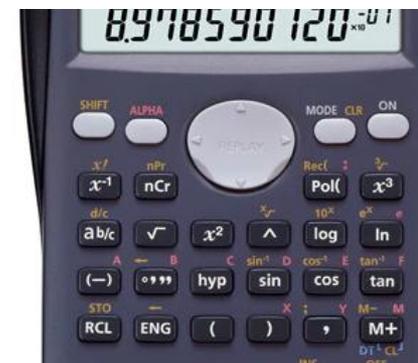
$$[\text{NO}_3^-] = C_i$$

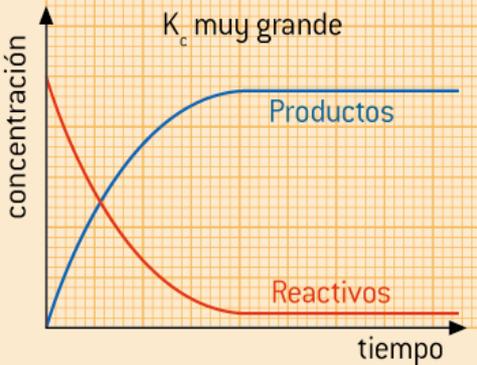
$$[\text{HNO}_3] = 0$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log(0.002) = 2.7 \end{aligned}$$

$$\text{SHIFT} + \log ()$$

$$- \log ()$$





CONCENTRACIÓN EN EQUILIBRIO Ácidos y Bases Fuertes (IF)

Base fuerte – Se disocia al 100%



Inicial	C_i	0 M	0 M
Final	0 M	C_i	C_i

En el Equilibrio

$$[\text{BH}^+] = C_i$$

$$[\text{OH}^-] = C_i$$

$$[\text{B}] = 0$$



¿Cuál es el pH de una solución 1.8×10^{-2} M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte – Se disocia al 100%



Inicial

Final

En el Equilibrio

$$[\text{Ba}^{2+}] = C_i$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times C_i$$

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 0$$

$$\text{pOH} = ?; \text{pH} = ?$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 + \log(0.036) = 12.6$$

TABLE 15.2

Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

	Acid	Conjugate Base	
Acid strength increases ↑	Strong acids	HClO ₄ (perchloric acid)	ClO ₄ ⁻ (perchlorate ion)
		HI (hydroiodic acid)	I ⁻ (iodide ion)
		HBr (hydrobromic acid)	Br ⁻ (bromide ion)
		HCl (hydrochloric acid)	Cl ⁻ (chloride ion)
		H ₂ SO ₄ (sulfuric acid)	HSO ₄ ⁻ (hydrogen sulfate ion)
		HNO ₃ (nitric acid)	NO ₃ ⁻ (nitrate ion)
	Weak acids	H ₃ O ⁺ (hydronium ion)	H ₂ O (water)
		HSO ₄ ⁻ (hydrogen sulfate ion)	SO ₄ ²⁻ (sulfate ion)
		HF (hydrofluoric acid)	F ⁻ (fluoride ion)
		HNO ₂ (nitrous acid)	NO ₂ ⁻ (nitrite ion)
		HCOOH (formic acid)	HCOO ⁻ (formate ion)
		CH ₃ COOH (acetic acid)	CH ₃ COO ⁻ (acetate ion)
		NH ₄ ⁺ (ammonium ion)	NH ₃ (ammonia)
		HCN (hydrocyanic acid)	CN ⁻ (cyanide ion)
H ₂ O (water)	OH ⁻ (hydroxide ion)		
NH ₃ (ammonia)	NH ₂ ⁻ (amide ion)		
			Base strength increases ↓

Ácido fuerte

Before Ionization

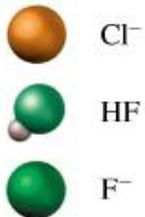
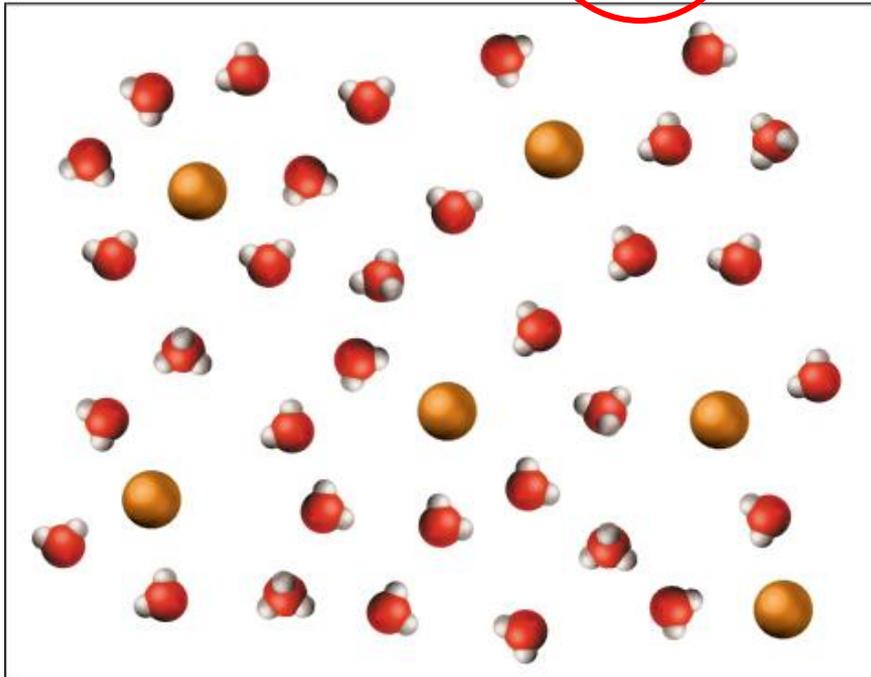
HCl



At Equilibrium

H⁺

Cl⁻



Ácido débil

Before Ionization

HF

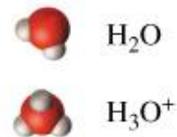
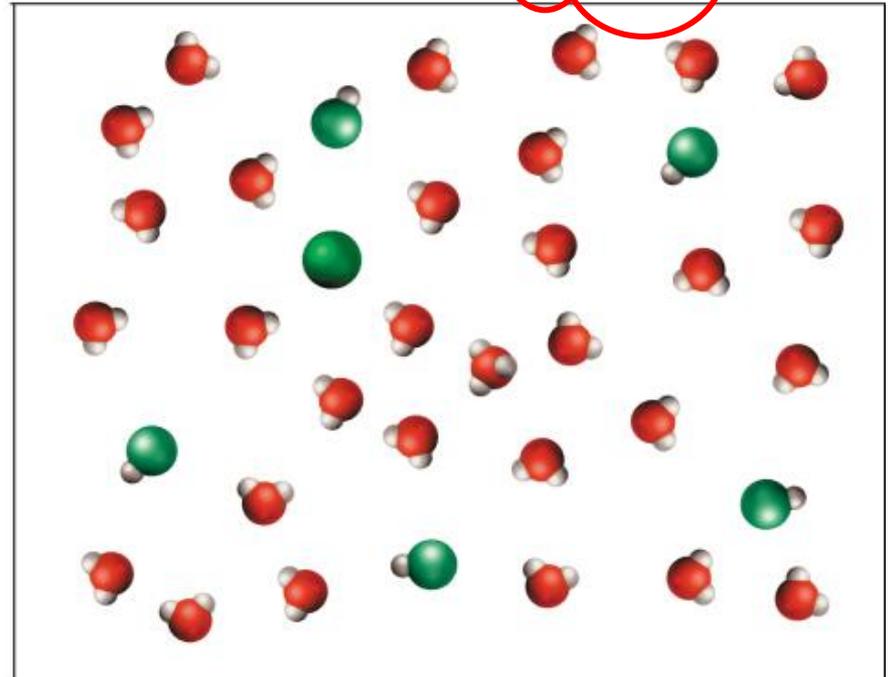


At Equilibrium

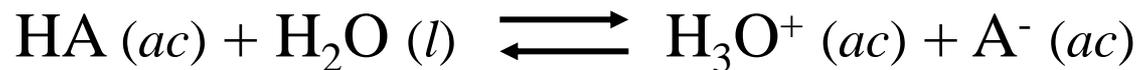
HF

H⁺

F⁻

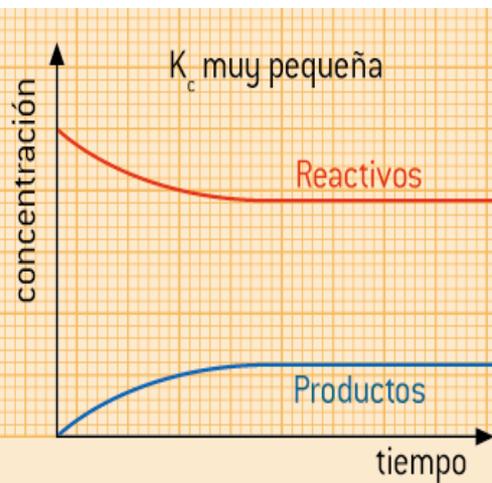


Ácidos débiles (HA) y su constante de ionización ácida (ICE)



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a es la *constante de ionización ácida*



En el Equilibrio

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

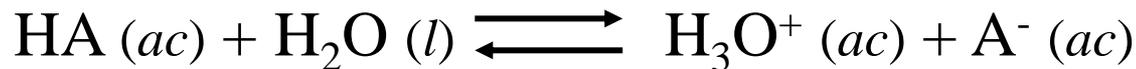
$$[\text{A}^-] = x$$

$$[\text{HA}] = C_i - x$$

K_a ↑

ácido débil ↑
fuerza

Ácidos débiles (HA) y su constante de ionización ácida (ICE)



Inicial

Cambia

Equilibrio

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



Inicial

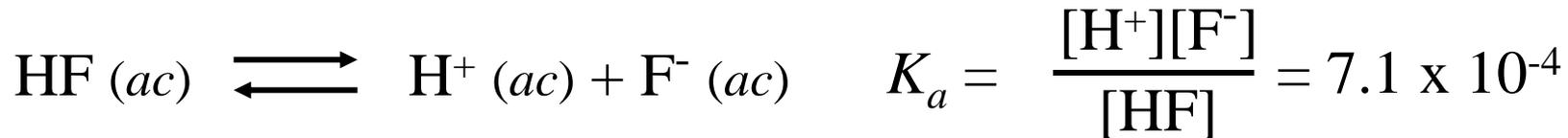
Cambia

Equilibrio

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 M HF (a 25°C)?



Inicial (M)	0.50	0.00	0.00
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \quad K_a = \frac{[x][x]}{[0.50 - x]} \quad K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

Aproximación: $K_a \ll 1$ $0.50 - x \approx 0.50$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4}$$

$$x = 0.019 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M} \\ [\text{HF}] &= 0.50 - x = 0.48 \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = 1.72 \end{aligned}$$



¿Cuándo se puede utilizar la aproximación siguiente?

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Quando x es menor que 5% del valor del cual es substraído.

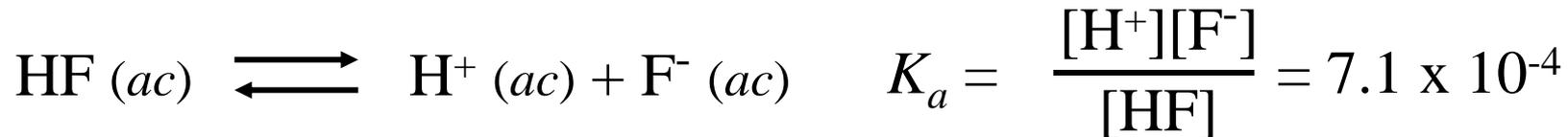
$$\frac{x M}{C_i M} \times 100\% < 5\%$$

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 M}{0.50 M} \times 100\% = 3.8\%$$

Menor que 5%

La aproximación
estaría correcta.

¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 M HF (a 25°C)?



$$K_a = \frac{X^2}{(C_i - X)}$$

$$\frac{C_i}{K_a} \geq 100$$

$$K_a = \frac{X^2}{C_i}$$

$$(C_i - X) \approx C_i$$

$$X = \sqrt{K_a C_i}$$



¿Cuál es el pH de un ácido monoprotico 0.122 M si su K_a es de 5.7×10^{-4} ?



Inicial (M)	0.122	0.00	0.00
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	$0.122 - x$	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0.0081$$

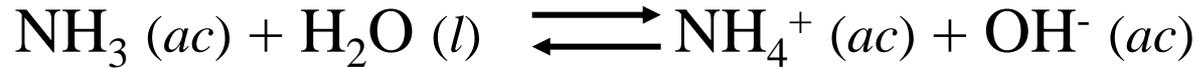
~~$$x = -0.0081$$~~

	HA (ac)	\rightleftharpoons	H ⁺ (ac)	+	A ⁻ (ac)
Inicial (M)	0.122		0.00		0.00
Cambio (M)	-x		+x		+x
Equilibrio (M)	0.122 - x		x		x

$$[H^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[H^+] = 2.09$$

Bases débiles y su constante de ionización básica



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

K_b es la *constante de ionización básica*

K_b ↑

fuerza
de base débil ↑

Resuelva los problemas base débil como ácidos débiles *excepto* para $[\text{OH}^-]$ en lugar de $[\text{H}^+]$.



Resolución de problemas de ionización de **ácidos débiles**:

1. Identifique qué podría principalmente afectar el pH.
 - En la mayoría de los casos, se puede ignorar la autoionización del agua.
 - Ignore al $[\text{OH}^-]$ porque se determina por medio del $[\text{H}^+]$.
2. Use al ICE para expresar las concentraciones de equilibrio en términos de una sola incógnita x .
3. Escriba K_a en términos de las concentraciones de equilibrio. Resuelva para x por medio del método de aproximación. Si no es válido el método de aproximación, resuelva simplemente para x .
4. Calcule las concentraciones de todos los elementos y/o pH de la solución.



¿Cuál es el pH de una disolución $2 \times 10^{-3} M$ HNO_3 ?

$$pH = 2.7$$



¿Cuál es el pH de una disolución $1.8 \times 10^{-2} M$ $NaOH$?

$$pH = 12.26$$



¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 M HCl ?

$$\text{pH} = 1.3$$



¿Cuál es el pH de una disolución $1.8 \times 10^{-2}\text{ M Ba(OH)}_2$?

$$\text{pH} = 12.56$$

Calcule el pH de las siguientes soluciones de ácidos fuertes:

a) 1.8×10^{-4} M de HBr

b) 1.02 g de HNO_3 en 250.0 mL de solución

c) 50.0 mL de una solución preparada a partir de 2.0 mL de HClO_4
0.5 M

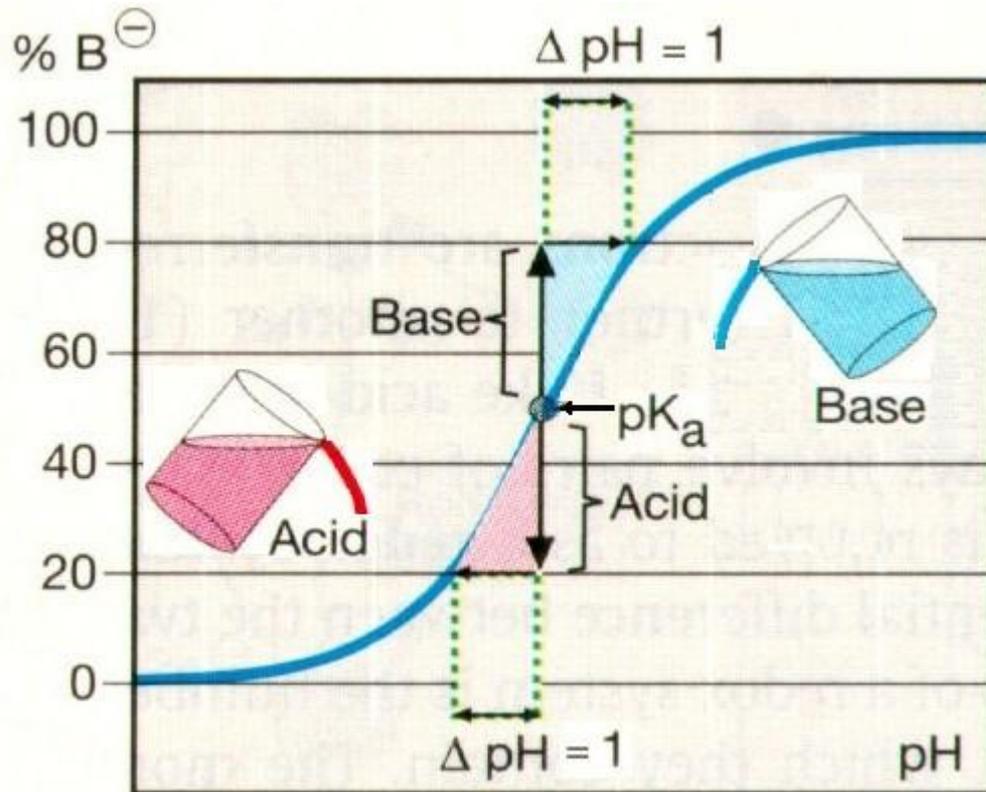
pH = 3.7

pH = 1.2

pH = 1.7

Buffer

Soluciones tamponadoras



El *efecto del ion común* es el desplazamiento del equilibrio causado por la adición de un compuesto que tiene un ion común con la sustancia disuelta.



La presencia de un ion común *suprime* la ionización de un ácido débil o una base débil .

Considere la mezcla de CH_3COONa (electrólito fuerte) y CH_3COOH (ácido débil).



Ion común



Considere la mezcla de sal NaA y el ácido débil HA.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Ecuación de
Henderson-Hasselbalch

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

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



¿Cuál es el pH de una disolución que contiene 0.30 M HCOOH y 0.52 M HCOOK $K_a = 1.7 \cdot 10^{-4}$?

¡Mezcla de ácido débil y base conjugada! Aproximación válida



Efecto del ion común

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$\text{pH} = 3.77 + \log \frac{[0.52]}{[0.30]} = 4.01$$

Soluciones buffers, tampones o “amortiguadoras”:

Son soluciones que no varían apreciablemente el pH, al agregar pequeñas cantidades de ácido o base.

Un amortiguador resiste el cambio de pH, porque contienen tanto una especie ácida que neutraliza los iones OH^- , como una básica que neutraliza los iones H^+ . Estas especies ácida y básica no se deben consumir entre sí.

Soluciones tampones:

Un par conjugado ácido débil y una sal de ese ácido débil, o una base débil y la sal de esa base débil.

Ej.: Par ác. acético-acetato, se puede preparar agregando acetato de sodio a una solución de ác. acético.



¿Cuál de los sistemas siguientes son amortiguadores?

(a) KF/HF

(b) KBr/HBr,

(a) KF es un ácido débil y F^- es una base conjugada

disolución amortiguadora

(b) HBr es un ácido fuerte

disolución no amortiguadora

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Acido}]}$$

donde $\text{p}K_a = -\log K_a$

[Sal] es la concentración molar de la sal del ácido débil

[Ácido] es la concentración molar del ácido débil

Dos características importantes de una solución amortiguadora:

Capacidad amortiguadora : cantidad de ácido o base que el tampón es capaz de neutralizar , antes de que cambie su pH. **Depende de las cantidades de ácido y su base conjugada** de las que está formado el tampón.

Mientras mayor es la cantidad del par ácido-base conjugada, mayor es la resistencia al cambio de pH.

pH : depende de la K_a del ácido y de las concentraciones relativas de ácido y base del amortiguador.

¿En qué zona de pH una solución funcionará como buffer o tampon?

Depende del par conjugado ácido débil y la sal de ese ácido débil, o del par base débil y la sal de esa base débil. **La solución será mejor amortiguadora en la zona de pH que sea más cercana a su valor de pKa.**

Su máxima capacidad amortiguadora, ocurre cuando:

$$[\text{aceptor de protones}] = [\text{dador de protones}]$$

$$\text{pH} = \text{pKa}$$

Ka	pKa	ácido
10^{-2}	2,00	HClO ₂
$1,8 \times 10^{-5}$	4,74	CH ₃ COOH
$3,0 \times 10^{-8}$	7,53	HClO
$4,9 \times 10^{-10}$	9,31	HCN



Fuerza del ácido

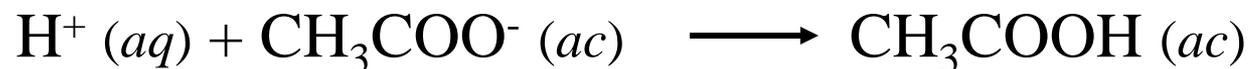
Disolución amortiguadora

1. Un ácido débil o una base débil y
2. La sal de un ácido débil o una base débil

¡Ambos deben estar presentes!

Considere una mezcla molar igual de CH_3COOH y CH_3COONa

Adicionar ácido fuerte



Adicionar base fuerte





Una solución amortiguadora contiene 0.11 mol de ácido acético, CH_3COOH , y 0.15 mol de acetato de sodio, CH_3COONa , en 1.0 litro de solución, a) determine el pH de esta solución amortiguadora; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$.

a) pH=4,88

1.- Calcule el pH de una solución amortiguadora que es 0.20 M en ácido fórmico y 0.15 M en formiato de sodio ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$). **R = 3,62**

2.- ¿Cuál es la proporción de $[\text{HCO}_3^-]$ a $[\text{H}_2\text{CO}_3]$ en la sangre a un pH de 7.40 ($K_a = 4.3 \times 10^{-7}$)? **R = 10,8**

3.- Una solución amortiguadora contiene ácido acético 0.30 M y acetato de sodio 0.20 M. ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

a) Determine el pH de la solución amortiguadora recién preparada **R = 4,56**

72. Una solución amortiguadora ha sido preparada disolviendo 0,28 moles de ácido propiónico, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2$, y 0,16 moles de propionato de sodio, $\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_2$, en un volumen total de solución de 750 mL.

Si constante de acidez del ácido propiónico es $1,3 \times 10^{-5}$. Determine:

a.- El pH de la solución amortiguadora.

Resultado $\text{pH} = 4,64$

73. Para preparar una solución amortiguadora (buffer o tampón) se mezcla 100 mL de ácido fórmico (HCOOH) 0,20M y 250 mL de solución 0,150 M de formiato de sodio (HCOONa).

a.- Calcule la concentración de HCOOH y HCOONa en la solución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

b.- Calcule el pH de la solución resultante.

Constante de ácida del ácido fórmico: $K_A = 1,8 \times 10^{-4}$

Resultado pH = 4,02



Se prepara una solución amortiguadora adicionando 5.0 g de NH_3 y 20.0 g de NH_4Cl en agua suficiente para formar 2.5 L de solución; ¿cuál es el pH de esta solución amortiguadora? $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$

pH= 9,15