

12. Equilibrio ácido-base

12.1. Ácidos y bases

12.2. Disociación del agua: autoionización

12.2.1. Producto iónico del agua

12.2.2. Escala pH

12.2.3. Medición pH

12.3. Ácidos y bases Brønsted-Lowry

12.3.1. Pares conjugados ácido-base

12.3.2. Fuerza de ácidos y bases

12.3.3. Hidrólisis

12.4. Comportamiento ácido-base y estructura química

12.5. Ácidos y bases de Lewis

12.6. Disoluciones amortiguadoras o reguladoras

Ácidos y bases

1. Teoría de Arrhenius

Ácidos sustancias que se disocian en disolución acuosa liberando protones



Bases sustancias que en disolución acuosa que liberan grupos hidroxilo



Reacción de neutralización:



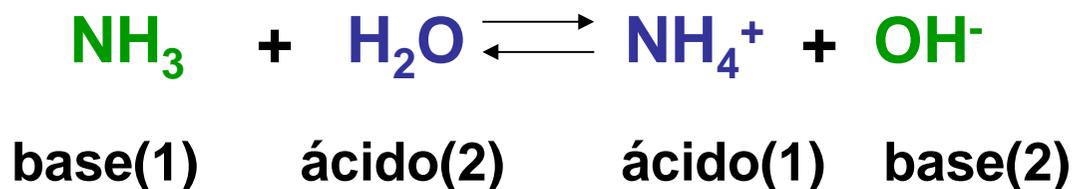
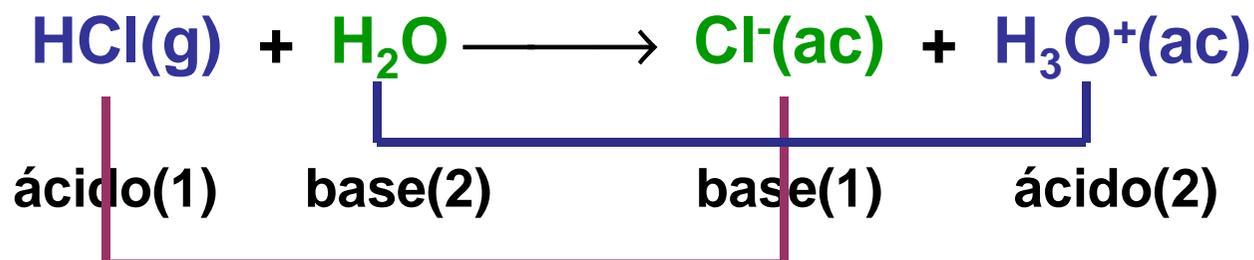
Ácidos y bases

2. Teoría de Brønsted-Lowry

Ácido sustancia dadora de protones

Base sustancia aceptora de protones

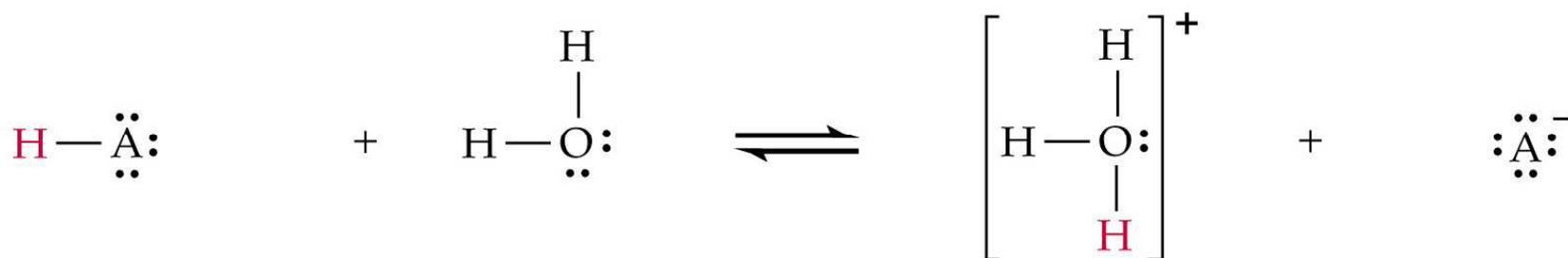
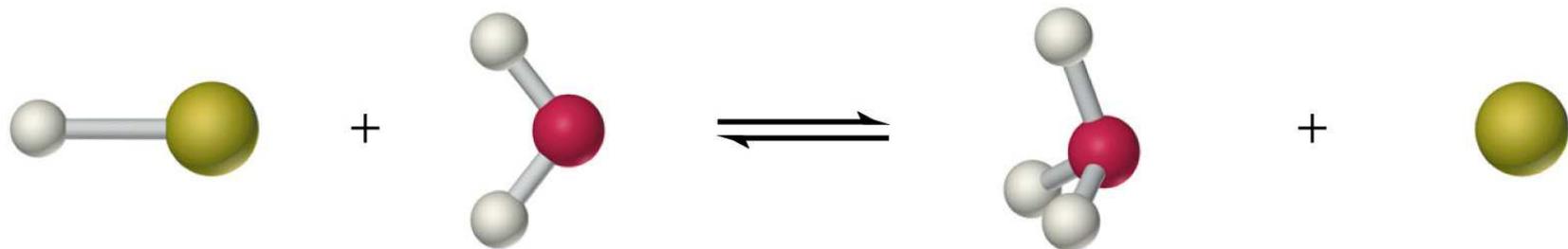
Anfótero sustancia que puede actuar como ácido o como base



base(1)/ácido(1) y base(2)/ácido(2) son pares conjugados

Ácidos y bases

2. Teoría de Brønsted-Lowry

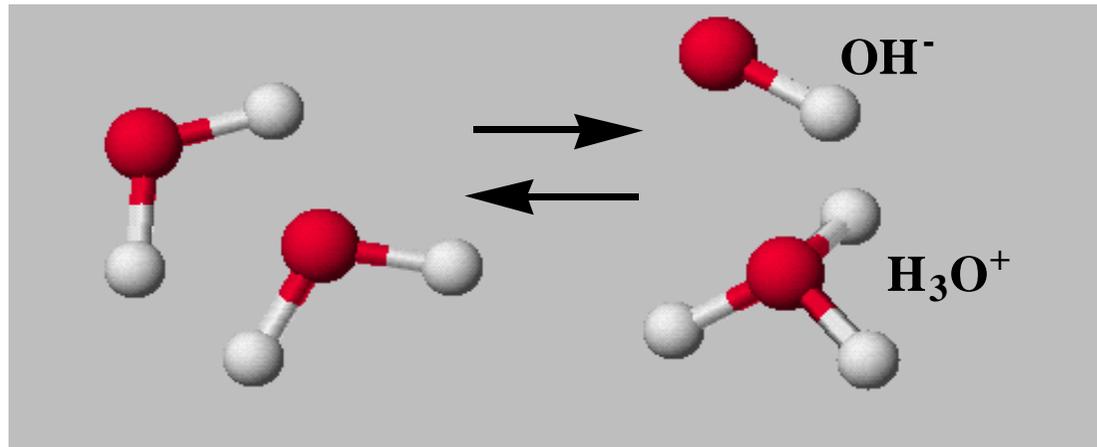


Conjugate acid-base pairs

Disociación del agua

Autoprotólisis del agua (Autoionización)

Una molécula de agua transfiere un protón a una segunda generándose un ión hidrónico y un ión hidroxilo



**Producto iónico
del agua (K_w)**

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Disociación del agua

Producto iónico del agua (K_w)

En una disolución neutra $[H_3O^+] = [OH^-]$

$$K_w = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 \quad [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

SORENSEN

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \quad \longrightarrow \quad 10^{-\text{pH}} = [H^+]$$

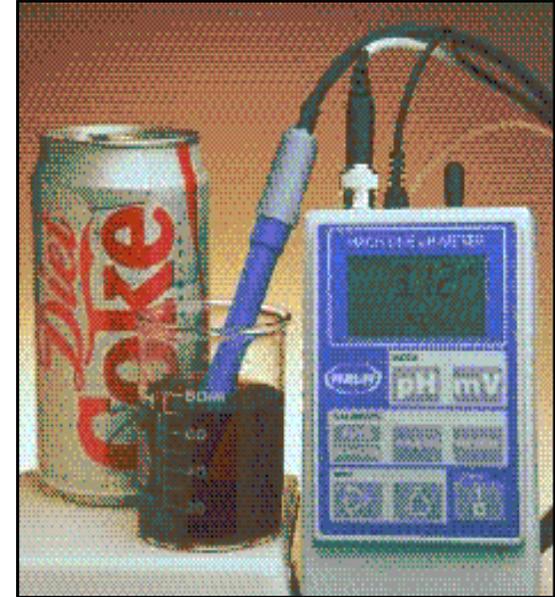
$$\left. \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [OH^-] \\ \text{pK} = -\log K \end{array} \right\} \text{pK}_w = -\log K_w = 14$$

$$-\log (10^{-14}) = -\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-])$$

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

Disociación del agua

Ejemplo. Si el pH de la Coca-cola es 3,12. Calcular $[H_3O^+]$



Disociación del agua

Escala de pH

Escala de pH desarrollada por SORENSEN

DISOLUCIÓN ACUOSA A TEMPERATURA CONSTANTE, 25°C

pH = 7 disolución neutra

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ agua pura, medio neutro

pH < 7 y pOH > 7 disolución es ácida

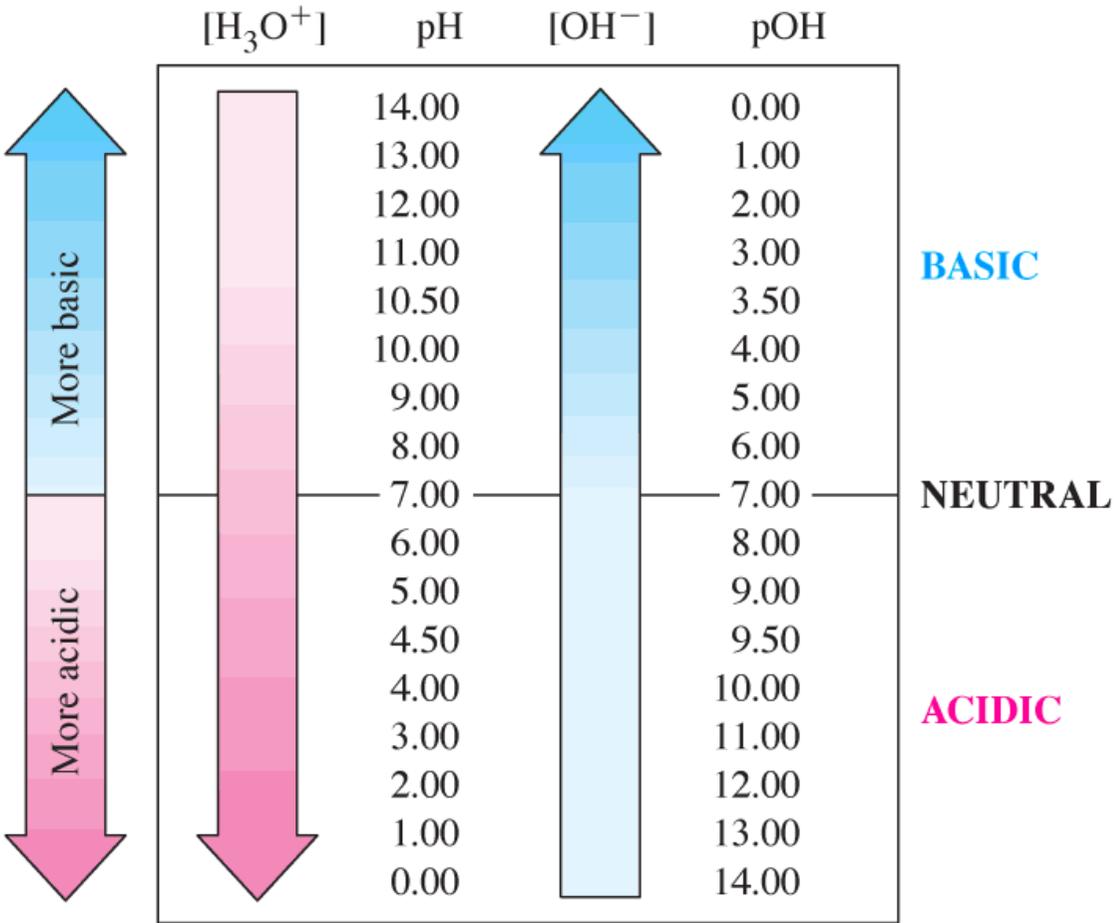
$[H^+] > [OH^-]$; Si $[H^+] > 10^{-7}$ la disolución es ácida

pH > 7 y pOH < 7 disolución es básica

$[H^+] < [OH^-]$; Si $[OH^-] > 10^{-7}$ la disolución es básica

Disociación del agua

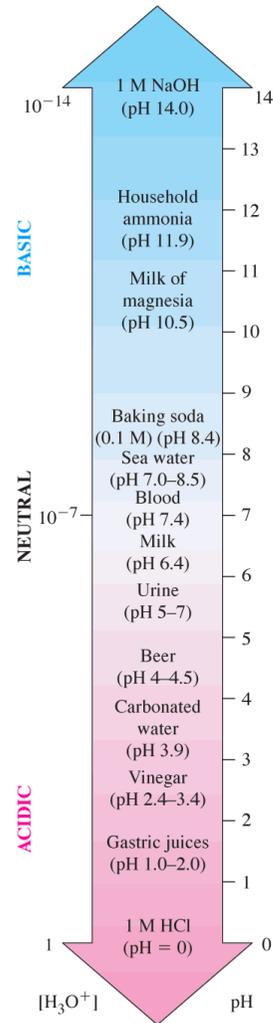
ESCALA DE pH y valor pH algunos materiales



▲ FIGURE 16-5
 Relating [H₃O⁺], pH, [OH⁻], and pOH

Disociación del agua

ESCALA DE pH y valor pH algunos materiales



▲ FIGURE 16-6
The pH scale and pH values
of some common materials

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Fuerza de ácidos y bases

Ácido fuerte y base fuerte se encuentran totalmente disociados



Ácidos fuertes: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄, H₂SO₄

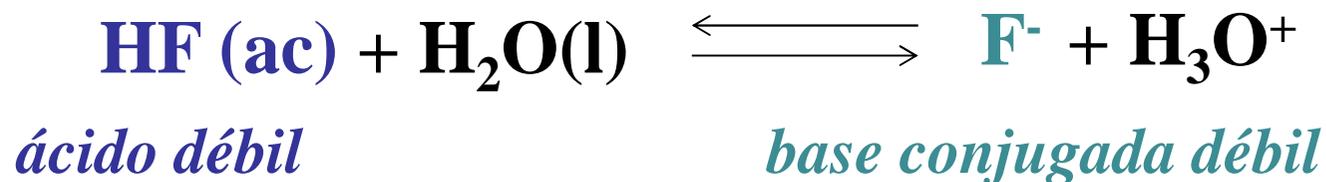


Bases fuertes: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂

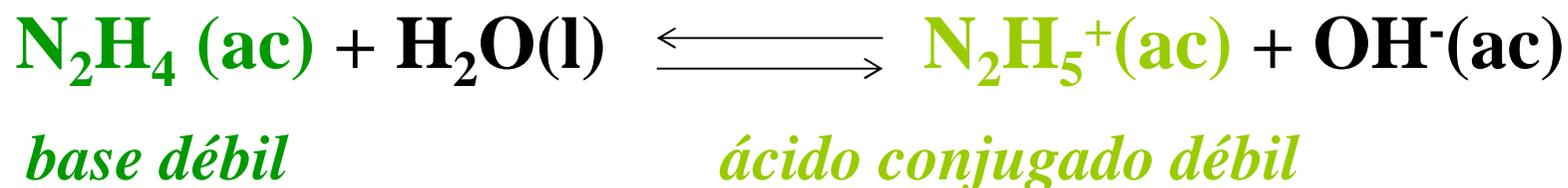
Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Fuerza de ácidos y bases

Ácido débil y base débil se encuentran parcialmente disociados



Ácidos débiles: HF, HCN, H₂S, HSO₄⁻, H₂SO₃, HClO, H₂CO₃



Bases débiles: N₂H₄, NH₃, CN⁻, HS⁻, SO₄²⁻, ClO⁻, CO₃²⁻

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

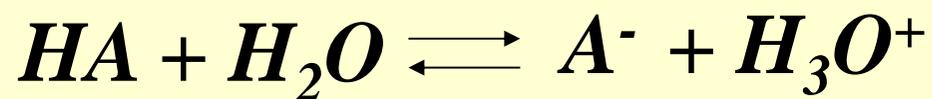
Fuerza de ácidos y bases

100 ionizado en agua		Ácido	Base		
Aumenta la fuerza del ácido	Fuerte	HCl	Cl ⁻	Insignificante	Aumenta la fuerza de la base
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻		
		HNO ₃	NO ₃ ⁻		
	Débil	H ⁺ (ac)	H ₂ O	Débil	
		HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻		
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻		
		HF	F ⁻		
		CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻		
		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⁻		
		Insignificante	H ₂ O		
HS ⁻	S ²⁻				
OH ⁻	O ²⁻				
		H ₂	H ⁻		100 protonada en agua

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Fuerza de ácidos y bases

El valor de la constante de equilibrio o de acidez es una medida cuantitativa de la fuerza del ácido en disolución acuosa



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

CONSTANTE DE ACIDEZ O DISOCIACIÓN



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$



$$[A^-][H_3O^+]$$

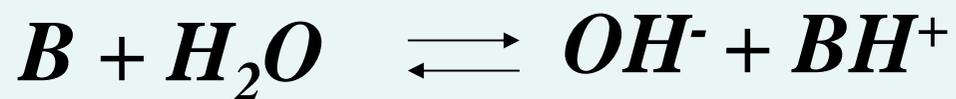


$$pK_a = -\log K_a$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Fortaleza ácida y básica

El valor de la constante de equilibrio o de basicidad es una medida cuantitativa de la fuerza de la base en disolución acuosa



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

CONSTANTE DE BASICIDAD

$$pK_b = -\log K_b$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Fuerza de ácidos y bases

Ácidos fuertes	Ácidos débiles
K_a elevada ($K_a \gg 1$)	K_a pequeña ($K_a < 1$, $pK_a < 0$)
$[H^+] = [HA]$	$[H^+] \ll [HA]$
A^- es una base más débil que el agua	A^- es una base más fuerte que el agua

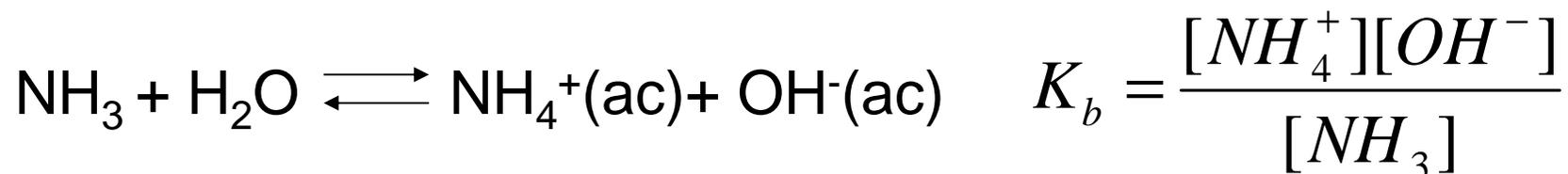
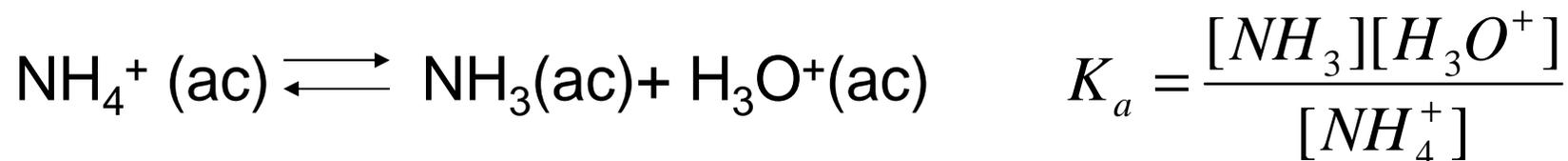
Ácidos y bases Brønsted-Lowry

TABLE 16.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

	Ionization Equilibrium	Ionization Constant K	pK	
Acid		$K_a =$	$pK_a =$	
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	1.6×10^{-1}	0.80	
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	1.1×10^{-2}	1.96	
Chloroacetic acid	$\text{ClCH}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClCH}_2\text{COO}^-$	1.4×10^{-3}	2.85	
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	7.2×10^{-4}	3.14	
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	6.6×10^{-4}	3.18	
Formic acid	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$	1.8×10^{-4}	3.74	
Benzoic acid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	6.3×10^{-5}	4.20	
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$	1.9×10^{-5}	4.72	
Acetic acid	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1.8×10^{-5}	4.74	
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	2.9×10^{-8}	7.54	
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	6.2×10^{-10}	9.21	
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.0×10^{-10}	10.00	
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	1.8×10^{-12}	11.74	
Base		$K_b =$	$pK_b =$	
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	6.9×10^{-4}	3.16	
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.3×10^{-4}	3.37	
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}	4.74	
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	9.1×10^{-9}	8.04	
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.5×10^{-9}	8.82	
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	7.4×10^{-10}	9.13	

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Relación entre K_a y K_b



$$K_a K_b = \frac{[\cancel{\text{NH}_3}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\cancel{\text{NH}_4^+}]} \times \frac{[\cancel{\text{NH}_4^+}][\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{NH}_3}]} = K_w$$

$$K_a K_b = K_w$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Cálculo de pH de una disolución de un ácido débil

Ejemplo. Calcular el pH de una disolución de ácido acético 1.00 M. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$



	[AcOH]	[H ₃ O ⁺]	[OAc ⁻]
inicial	1.00	0	0
equilib	1.00-x	x	x

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{x^2}{1.00 - x}$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Método de aproximaciones

Si x es muy pequeño comparado con la concentración

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1.00}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OAc}^-] = [K_a \cdot 1.00]^{1/2}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OAc}^-] = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4.2 \times 10^{-3}) = 2.37$$

Si $100 \cdot K_a < C_o$, entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] = [K_a \cdot C_o]^{1/2}$

Si $100 \cdot K_a \geq C_o$, entonces Ecuación cuadrática

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Cálculo de pH de una disolución de una base débil

Ejemplo: Calcular el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M.



$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

$$\text{Si } (100 \cdot K_b < C_o)$$

$$x = [\text{OH}^-] = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

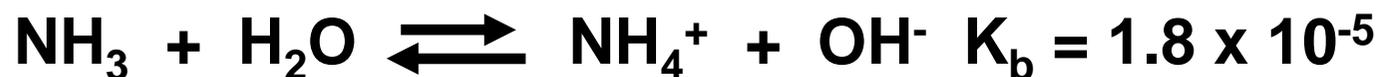
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3.37$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 10.63$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Cálculo de pH de una disolución de una base débil

Ejemplo: Calcular el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M.



$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

Si $100 \cdot K_b < C_o$, entonces $[\text{OH}^-] = [K_b \cdot C_o]^{1/2}$

Si $100 \cdot K_b \geq C_o$, entonces Ecuación cuadrática

Ácidos y bases Brønsted

Fuerza de ácidos y bases

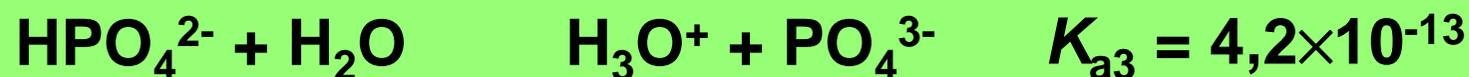
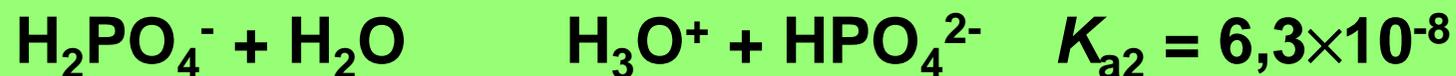
Ácidos polipróticos

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ácido sulfhídrico	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$	
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	> 100	$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,4 \cdot 10^{-8}$	
Ácido carbónico	H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
Ácido oxálico	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	
Ácido fosfórico	H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$

Ácidos y bases Brønsted

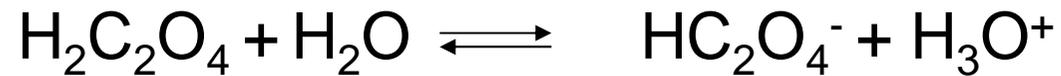
Fuerza de ácidos y bases

Ácido triprótico: Ácido fosfórico



Ácidos y bases Brønsted

Ejemplo. El ácido oxálico es una sustancia que se utiliza como agente blanqueador y limpiador. Calcular la concentración de las especies que están presentes en el equilibrio en una disolución 0,1 M. $K_{a1}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 6,5 \times 10^{-2}$, $K_{a2}(\text{HC}_2\text{O}_4^-) = 6,1 \times 10^{-5}$



Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Hidrólisis de sales

REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

AL MEZCLAR CANTIDADES ESTEQUIOMÉTRICAS DE UN ÁCIDO Y UNA BASE MONOPRÓTICOS DA LUGAR A LA FORMACIÓN DE UNA SAL



SAL DE ÁCIDO Y BASE FUERTE: NaCl

SAL DE ÁCIDO FUERTE y BASE DÉBIL: NH_4Cl

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE FUERTE: NaAc

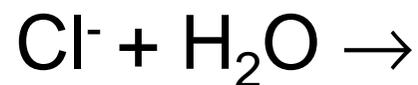
SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE DÉBIL: HCOONH_4

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO Y BASE FUERTE

COLORURO DE SODIO EN AGUA 25°C **pH=7**

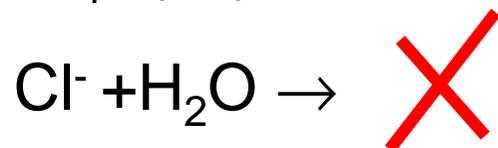


Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO FUERTE y BASE DÉBIL: NH_4Cl

CLORURO DE AMONIO EN AGUA 25°C pH<7



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

CONSTANTE DE HIDRÓLISIS

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \times \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_h = K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_w = K_b K_h$$

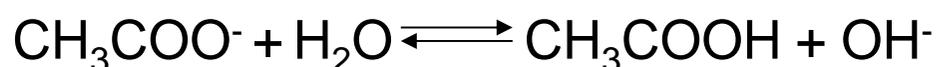
$$K_w = K_a K_b$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

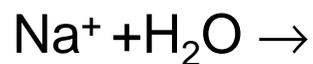
Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE FUERTE: NaAc

ACETATO DE SODIO EN AGUA 25°C pH>7



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$



CONSTANTE DE HIDRÓLISIS

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_h = K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

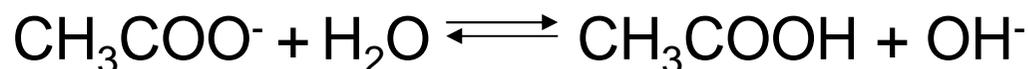
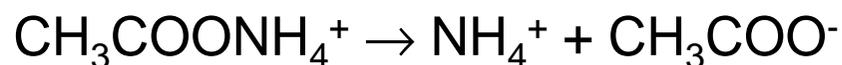
$$K_w = K_a K_b$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE DÉBIL: HCOONH_4

ACETATO DE AMONIO EN AGUA 25°C pH>7



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\begin{aligned} K_h &= \frac{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \\ &= \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_b K_a} \end{aligned}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Hidrólisis de sales

- Las sales de ácidos fuertes y bases fuertes no se hidrolizan, el **pH = 7**.
- Las sales de bases fuertes y ácidos débiles se hidrolizan el anión actúa como una base, **pH > 7**.
- Las sales de bases débiles y ácidos fuertes se hidrolizan el catión actúa como un ácido, **pH < 7**.
- Las sales de bases débiles y ácidos débiles se hidrolizan y los cationes son ácidos y los aniones bases. La disolución final va a ser ácida o básica dependiendo del valor de las constantes de ionización (K_a y K_b)

Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Ejemplo. El cianuro de sodio es una sustancia venenosa pero tiene aplicaciones como en la metalurgia del oro y la plata y en el depósito de metales por electrólisis. Las disoluciones acuosas de cianuros son peligrosas si se acidifican debido al desprendimiento de HCN que es un gas tóxico. ¿Cuál es el pH de una disolución de NaCN 0,5 M? $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \times 10^{-10}$



Factores que determinan la acidez

- Energías de enlace: enlaces más débiles favorecen acidez
- Polaridad del enlace: mayor electronegatividad favorece acidez
- Energías de hidratación: iones que se hidratan favorecen acidez

Ácidos y bases Brønsted

Fortaleza ácida y básica

Combinaciones de hidrógeno

Incremento acidez
→
Electronegatividad de A⁻

Incremento acidez ↓ Diminución de la fuerza del enlace	K_a 10⁻¹⁴	H ₂ O	HF	K_a 6,8 · 10⁻⁴
	8,9 · 10⁻⁸	H ₂ S	HCl	> 100
	1,2 · 10⁻⁴	H ₂ Se	HBr	> 100
	2,5 · 10⁻³	H ₂ Te	HI	>100

Comportamiento ácido-base y estructura química

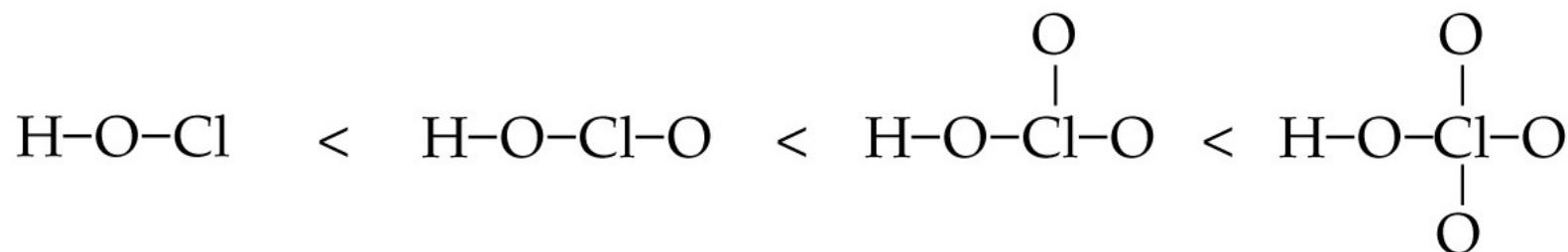
Fortaleza ácida y básica

Oxoácidos

Incremento acidez



Mayor posibilidad la base en deslocalizar la carga



K_a $3,5 \cdot 10^{-8}$

$1,2 \cdot 10^{-2}$

~ 1

> 100

Comportamiento ácido-base y estructura química

Fortaleza ácida y básica

Oxoácidos

Incremento acidez



Mayor electronegatividad de la base



$$K_a \quad 2,3 \cdot 10^{-11}$$

$$2 \cdot 10^{-9}$$

$$3,5 \cdot 10^{-8}$$

$$\chi \quad 2,5$$

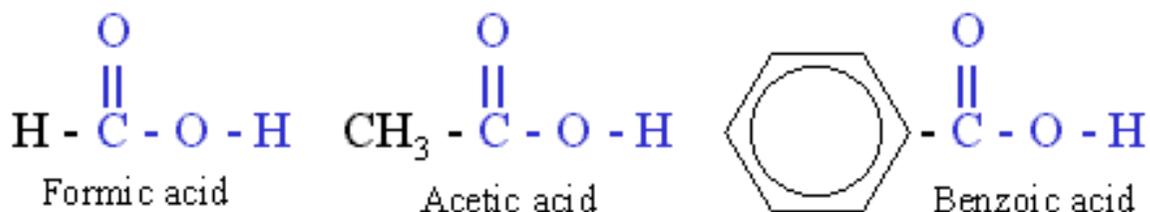
$$2,8$$

$$3$$

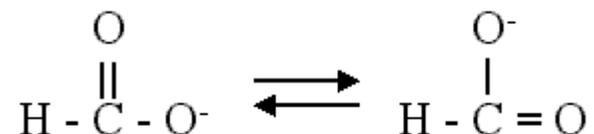
Comportamiento ácido-base y estructura química

Fortaleza ácida y básica

Ácidos carboxílicos



- El oxígeno adicional unido al carbono (C=O) hace que el enlace *O-H sea más polar*.
- La base conjugada del ácido carboxílico presenta resonancia. Esto hace que la base conjugada sea más estable ya que puede deslocalizar la carga negativa a través de dos oxígenos:

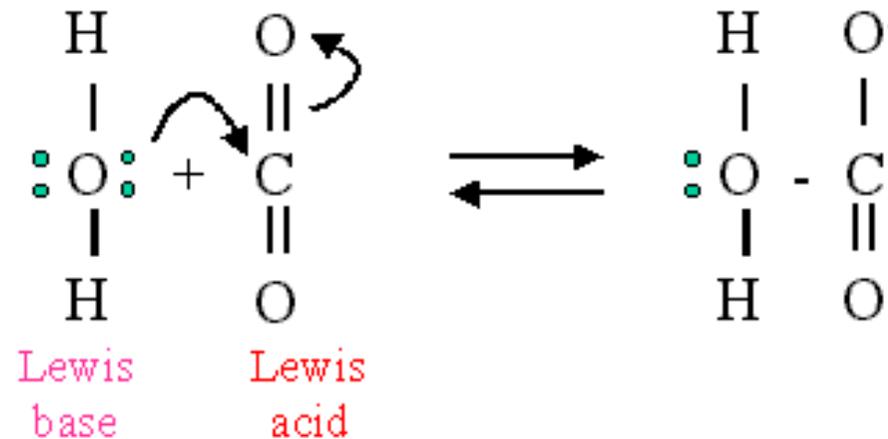
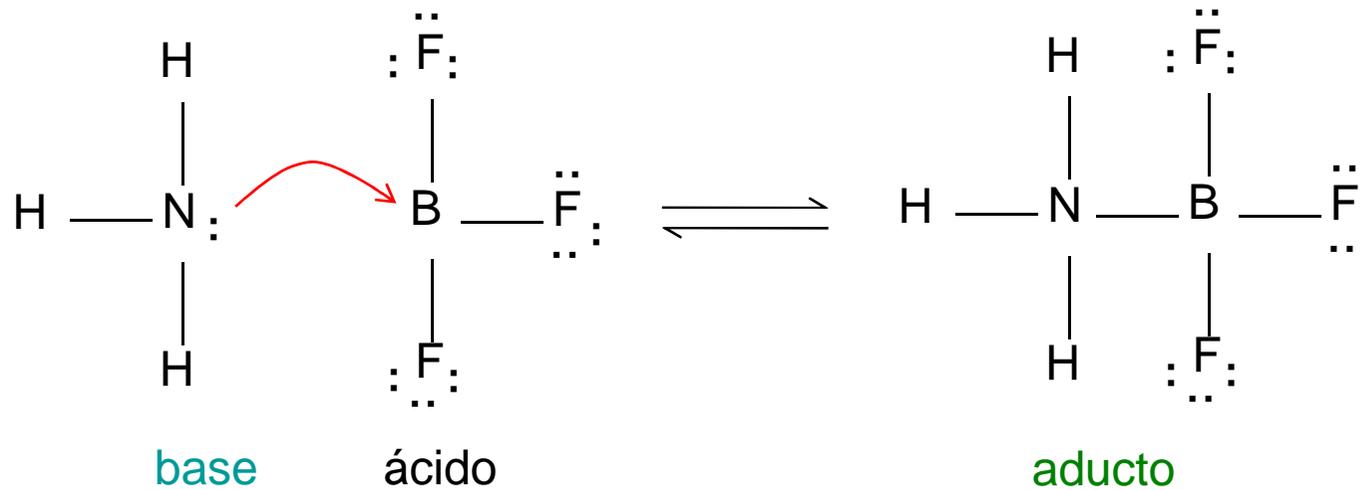


- Átomos electronegativos unidos al carbono central hace incrementar la acidez del ácido carboxílico. Ácido trifluoroacético ($K_a = 5,0 \times 10^{-1}$), ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$),

Ácidos y bases Lewis

Ácido de Lewis *aceptor de un par de electrones*

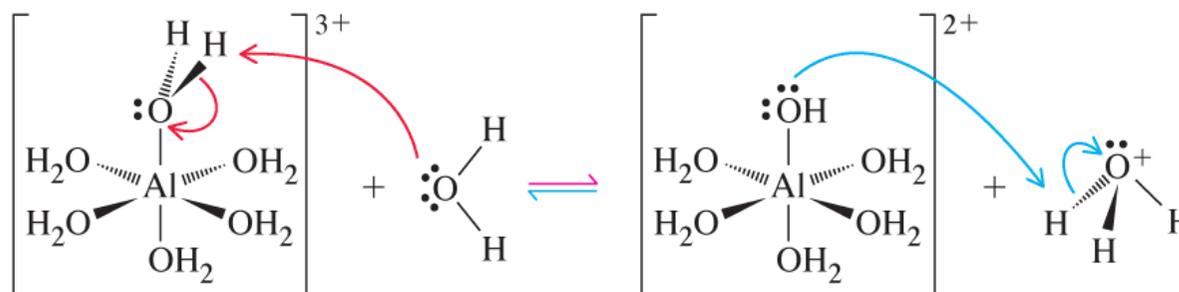
Base de Lewis *donadora de un par de electrones*



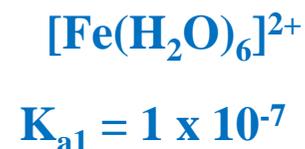
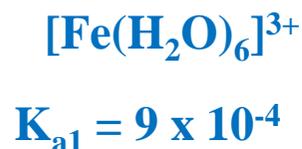
Ácidos y bases Lewis

Iones metálicos hidratados

Algunos iones metálicos son ácidos porque sufren hidrólisis en agua liberando protones al agua



Generalmente la reacción de hidrólisis se incrementa con la carga iónica y decrece con el radio iónico del ión metálico



Disoluciones reguladoras (buffers)

DISOLUCIONES REGULADORAS: DISOLUCIONES QUE EN SU COMPOSICIÓN ADMITEN LA ADICIÓN DE CANTIDADES MODERADAS DE ÁCIDO O DE BASE SIN MODIFICAR DE FORMA SIGNIFICATIVA SU pH. GRAN IMPORTANCIA EN PROCESOS BIOLÓGICOS, QUÍMICOS Y FISIOLÓGICOS DONDE ES NECESARIO MANTENER LOS VALORES DE pH EN INTERVALOS DEFINIDOS.

DOS TIPOS:

DISOLUCIONES DE ÁCIDOS O BASES FUERTES

DISOLUCIONES DE ÁCIDO DÉBIL Y SU BASE CONJUGADA

Disoluciones amortiguadoras

Cálculo de pH de una disolución reguladora

DISOLUCIONES DE ÁCIDO DÉBIL Y SU BASE CONJUGADA



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

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

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(\frac{K_a[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$$

Disoluciones amortiguadoras

Cálculo de pH de una disolución reguladora

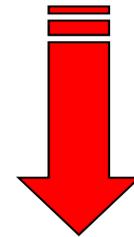
$$-\log[H_3O^+] = -\log K_a - \log \frac{[AH]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[AH]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

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

$$[AH] = [A^-]$$



$$pH = pK_a$$