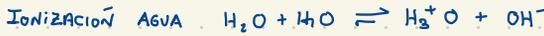


TEORÍA ARRHENIUS : P 265

TEORÍA BRÖNSTED-LOWRY : P 266 - 267



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

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

NEUTRA	$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$pH = 7$ $pH < 7$ $pH > 7$
ÁCIDA	$[H_3O^+] > [OH^-] \quad [H_3O^+] > 10^{-7}$	
BSÁICA	$[H_3O^+] < [OH^-] \quad [H_3O^+] < 10^{-7}$	

$$14 = pH + pOH$$

CONSTANTE DE ACIDEZ

FUERZA ÁCIDOS / BASES



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

$$pK_a = -\log K_a$$



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

$$pK_b = -\log K_b$$

$\uparrow K_a, K_b$ + FUERTE ÁCIDO O LA BASE

CONSTANTE BASICIDAD

$$\alpha = \frac{[A^-]}{[AH]_0}$$

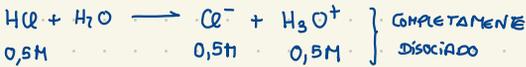
\rightarrow CON. EQUILIBRIO
 \rightarrow CONCENTRACIÓN INICIAL
 GRADO IONIZACIÓN

$$\alpha = \frac{[BH^+]}{[B]_0}$$

• REACCIÓN ENTRE 2 ÁCIDOS : EL DE MAYOR K_a SE COMPORTA COMO ÁCIDO

CALCULO pH

• ÁCIDO FUERTE : $H_2SO_4, HCl, HNO_3, HClO_4, HBr, HI$



$$pH = -\log [H^+] = -\log 0,5 = 0,3$$

Muy ÁCIDO.

ÁCIDO DÉBIL : CH_3COOH (ACÉTICO)

		Ac^-	
	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons$	$CH_3COO^- + H_3O^+$	
C_0	0,5M		
R	-x	x	x
C_e	0,5-x	x	x

$$K_a = \frac{[Ac^-][H_3O^+]}{[AcH]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,5 - x}$$

$$x = 3 \cdot 10^{-3} M \quad pH = 2,52$$

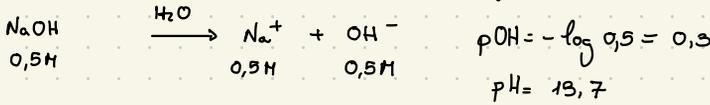
$x \Rightarrow$ VALOR PEQUEÑO COMPARADO CON C_0
 LOS AC. DÉBILES SE DISOCIAN POCO.

$$\alpha = \frac{[Ac^-]}{[AcH]} \rightarrow C_0$$

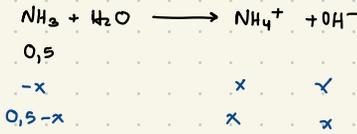
$$\alpha = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{0,5} = 6 \cdot 10^{-3}$$

\rightarrow PODEMOS DESPRECIAR

DISOLUCIÓN BASE FUERTE: HIDRÓXIDOS GRUPO 1 y 2



DISOLUCIÓN BASE DÉBIL: NH_3



$1,8 \cdot 10^{-5}$

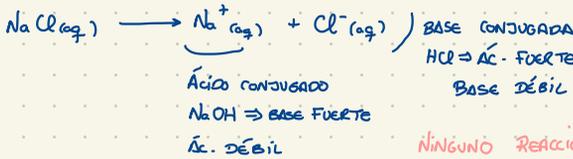
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{0,5-x}$$

$x = 9 \cdot 10^{-3}$
 $\text{pOH} = 2,52$ $\text{pH} = 11,48$
 $\alpha = \frac{x}{C} = \frac{9 \cdot 10^{-3}}{0,5} = 1,8 \cdot 10^{-2}$

HIDROLISIS: REACCIÓN IONES SAL + AGUA.

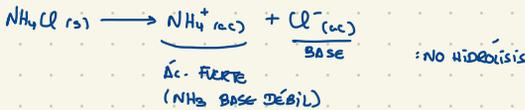
DEPENDE DE LOS IONES DE LA SAL.

SAL PROCEDENTE DE UN ÁCIDO FUERTE Y UNA BASE FUERTE: NaCl , BaCl_2 , NaNO_3 , KI , RbClO_4 ...



NINGUNA REACCIÓN CON EL AGUA \Rightarrow NO HIDROLISIS
 DISOLUCIÓN NEUTRA $\text{pH} = 7$

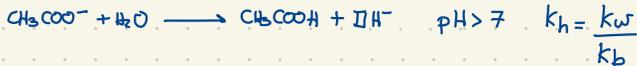
SAL PROCEDENTE DE ÁCIDO FUERTE Y BASE DÉBIL



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_h = k[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3] \cdot K_w}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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



Ácido débil y base débil: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

Los dos se hidrolizan $k_a > k_b$: disolución ácida

$k_a < k_b$: disolución básica

$k_a \approx k_b$: neutra

NEUTRALIZACIÓN



pH depende CANTIDAD de cada uno
y DEL TIPO de ácido / base

- Calcular pH a 25°C \Rightarrow RESULTANTE DE 50 mL 0,1 M HCl + 50 mL NaOH 0,2 M



n_0 0,005 0,01

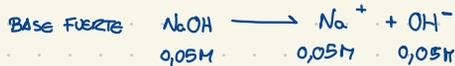
n_{reac} 0,005 0,005

n_{soportan} 0 0,005 \longrightarrow moles NaOH en 100 mL (50 mL + 50 mL)

$n_{\text{HCl}} = 0,1 \cdot 0,05 = 0,005 \text{ mol HCl}$

$[\text{NaOH}] = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ M}$

$n_{\text{NaOH}} = 0,2 \cdot 0,05 = 0,01 \text{ mol NaOH}$



$\text{pOH} = 1,3$ $\text{pH} = 12,7$

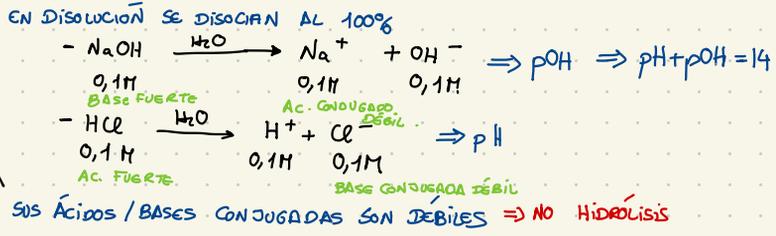
ÁCIDO - BASE

ZON OXONIO: FORMA ESCRIBIR IÓN DISOLUCION

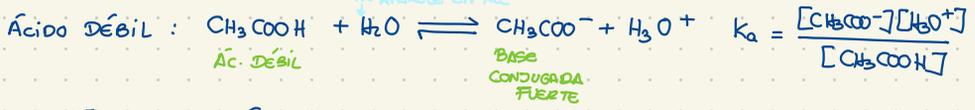
BRÖNSTED-LOWRY
 ÁCIDO: CEDE PROTONES EJ: $HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$
 BASE: CAPTA PROTONES $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 ANFOTERO \Rightarrow PUEDE ACTUAR ÁCIDO/BASE

ÁCIDOS FUERTES: $HClO_4, HCl, HNO_3, H_2SO_4$ ÁC. DÉBIL: RESTO
 BASES FUERTES: HIDROXILOS GRUPO 1 y 2 BASE DÉBIL: NH_3 y DERIVADOS

ÁCIDOS Y BASES FUERTES:
 NO NECESITO SABER K_a ni K_b



ÁCIDOS Y BASES DÉBILES: SE DISOCIAN POCO
 NECESITO K_a / K_b



INICIAL C_0
 EQUILIBRIO $C_0 - X$

$X \quad X \Rightarrow$ ESTEQUIOMETRÍA

- Si DAN pH \Rightarrow ME DAN X
- $C_0 - X \Rightarrow$ SUELO PODER DESPRECIAR X
- Si PIDEN CONSTANTE BASE CONJUGADA $K_w = K_a \cdot K_b \quad K_w = 10^{-14}$



$\alpha = \frac{X}{C_0}$
 GRADO IONIZACIÓN DISOCIACIÓN

- Si DAN pH $\Rightarrow 14 - pH = pOH \Rightarrow 10^{pOH} = X \rightarrow$ TENER EN CUENTA ESTEQUIOMETRÍA
- DESPRECIAR X $\Rightarrow C_0 - X$
- $K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow$ CONSTANTE AC. CONJUGADO

NEUTRALIZACIÓN: $\overset{+}{AC} + \overset{-}{BASE} \rightarrow \text{SAL} + \text{AGUA}$

HIDROLISIS

- SAL: ÁCIDO FUERTE + BASE FUERTE: NO HIDROLISIS, pH = NEUTRO EJ: $NaCl$
 (BASE CONJ. DÉBIL) (AC. CONJ. DÉBIL)
- SAL: AC. FUERTE + BASE DÉBIL: HIDROLISIS BASE DÉBIL EJ: $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$
 (AC. CONJ. FUERTE) $K_h = K_a / K_b$ (CONST. BASE DÉBIL) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ LIBERA PROTONES
 pH \Rightarrow ÁCIDO
- SAL: AC. DÉBIL + BASE FUERTE: HIDROLISIS AC. DÉBIL EJ: $NaCH_3COO \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$
 (BASE CONJUGADA DÉBIL) $K_h = \frac{K_w}{K_a}$ (CONST. AC. DÉBIL) \rightarrow HIDROLISIS
 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ pH básico
- SAL: AC. + BASE DÉBIL \Rightarrow IMPREDICIBLE DEPENDE VALORES K_a y K_b

CONSTANTE EQUILIBRIO / EN FUNCIÓN PRESIONES K_p

• NO INCLUIR
SÓLIDOS Y LÍQUIDOS
Puros (ej H_2O)

EN FUNCIÓN CONCENTRACION K_c

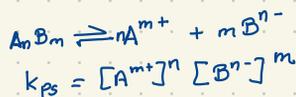
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

RELACION $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

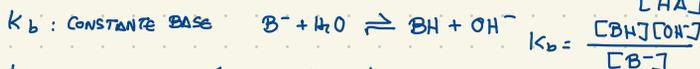
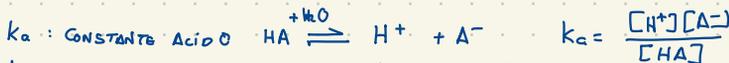


$$K_p = \frac{P_A^a \cdot P_B^b}{P_C^c \cdot P_D^d}$$

K_{ps} o (K_s): PRODUCTO SOLUBILIDAD o CONSTANTE SOLUBILIDAD (mol/L)



K_{ar} : PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA $K_w = K_a \cdot K_b$ (RELACION ÁCIDO o BASE CON SU CONJUGADO)



K_h : CONSTANTE HIDEÓLISIS $K_h = \frac{K_w}{K_a}$ o $K_h = \frac{K_w}{K_b}$ SEGÚN SE HIDEÓLICE UN ÁCIDO o UNA BASE

LA CONSTANTE NO SE MODIFICA SI NO CAMBIA TEMPERATURA