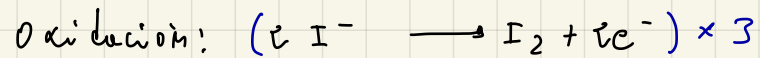
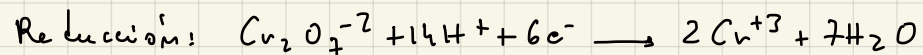
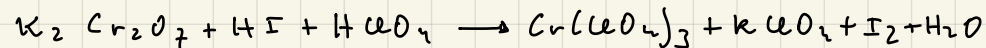


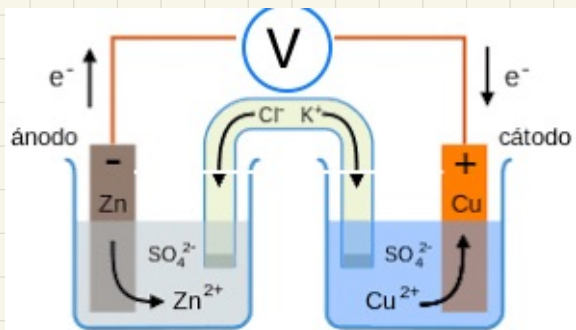
REDOX

OXIDANTE: Gana e^- , SE REDUCE, baja N.O. $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

REDUCTOR: Pierde e^- , SE OXIDA, aumenta N.O. $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

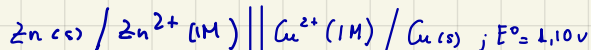


CELAS GALVÁNICAS (PILAS)



Transforman E. Química en Energía eléctrica utilizando una REACCIÓN REDOX espontánea.

ÁNODO || CÁTODO
oxidación (-) || Reducción (+)



$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$

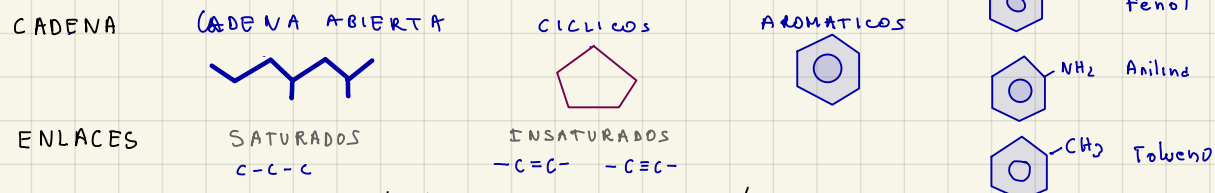
POTENCIAL NORMAL DE REDUCCIÓN. $E^0_{A+/A}$

Mide la TENDENCIA a REDUCIRSE (CARÁCTER OXIDANTE) de A^+

Cuanto mayor sea $E^0_{A+/A}$ + OXIDANTE es la especie A^+

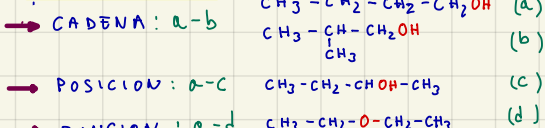
A^+ / A Par CONJUGADO menos REDUCTORA es A

Q. ORGANICA

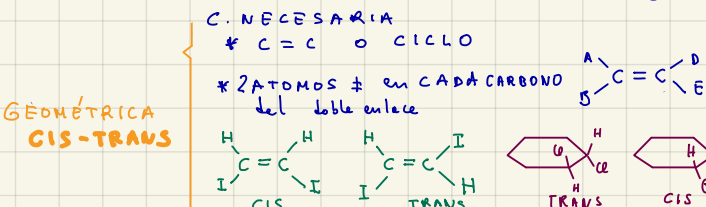


ISOMEROS: = Fórmula molecular, $C_nH_mO_n$, ≠ DISPOSICIÓN ÁTOMOS ≠ PROPIEDADES

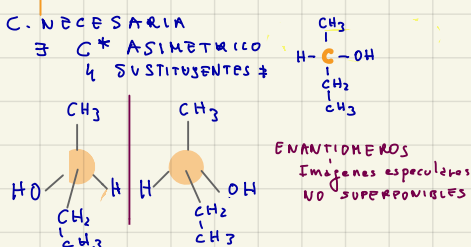
ESTRUCTURALES



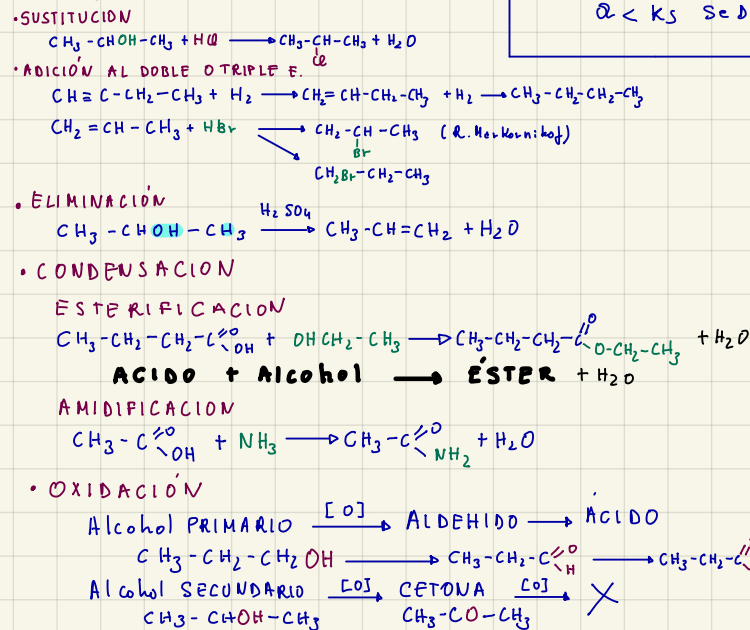
ESTEREOISOMERÍA



OPTICA



REACCIONES

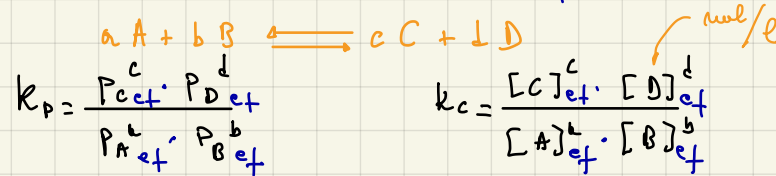


EQUILIBRIOS

CASES

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p$$

Equilibrio G. MINIMO $\Delta G = 0$



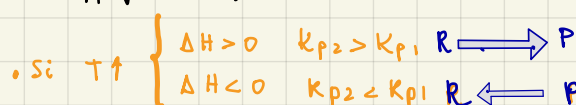
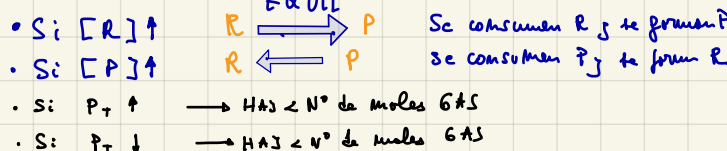
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = a + b - (c + d)$$

Ecuación Van't Hoff

$$\frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \Delta H \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

P. LE CHATELIER: Si sobre un sistema en equilibrio se ejerce una modificación el sistema evoluciona para recuperar el equilibrio oponiéndose a la modificación introducida.

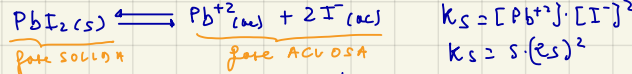


EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS

- Sólidos y líquidos NO APARECEN EN LA EXPRESIÓN DE LA CONSTANTE
- No afectan a P_{TOTAL}
- No modifican la situación Equilibrio
- No contabilizan para Δn

EQUILIBRIO SOLUBILIDAD

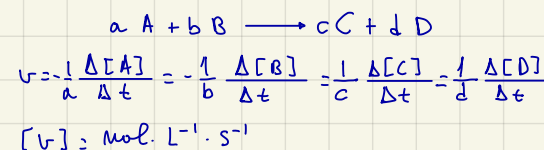
S = cantidad máxima soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente



CONDICIÓN DE PRECIPITACIÓN: $Q > K_s$ PPTA, $Q < K_s$ Se DISUELVE

EFFECTO DEL ION COMÚN: Si se AÑADE una sustancia que CONTIEN un ION DEL EQUILIBRIO ESTE $\rightleftharpoons$ SE FORMA + PASE SOLUTO, LA SOLUBILIDAD DISMINUYE.

CINÉTICA



$$v = k \cdot [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$$

α, β : ORDENES PARCIALES Reacción

$\alpha + \beta$: ORDEN TOTAL

K: CONSTANTE DE VELOCIDAD

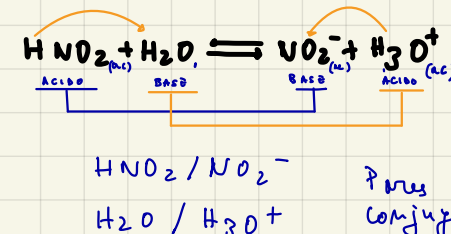
$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

E_a = E. ACTIVACIÓN

EQ. ACIDO-BASE

TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY

- ACIDO: cede H^+
- BASE: Capta H^+
- AMFOTERO: Puede actuar como ácido o como base



K_a : mide FUERZA ACIDO

A. FUERTE $K_a \gg 1 \rightarrow \alpha \approx 100\%$

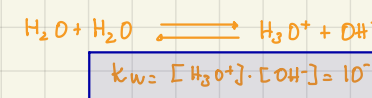
A. DÉBIL: $K_a < 1 \rightarrow \alpha \ll 100\%$

K_b : mide F. BASE

B. FUERTE: $K_b \gg 1 \rightarrow \alpha \approx 100\%$

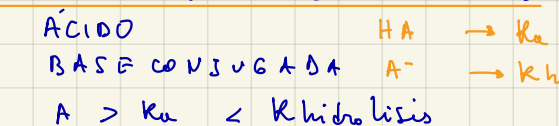
B. DÉBIL: $K_b < 1 \rightarrow \alpha \ll 100\%$

AUTOIONIZACIÓN AGUA:



$$pH = -\log [H_3O^+] \quad pOH = -\log [OH^-] \quad pH + pOH = 14$$

CONSTANTE DE HIDROLISIS K_h

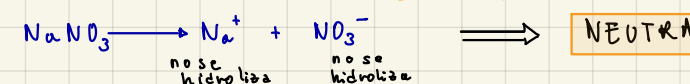


- Si HA es FUERTE, A^- es MUY DÉBIL, NO SE HIDROLIZA
- Si B es FUERTE, BH^+ es MUY DÉBIL, NO SE HIDROLIZA

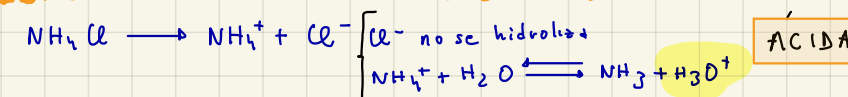
HIDROLISIS SALES



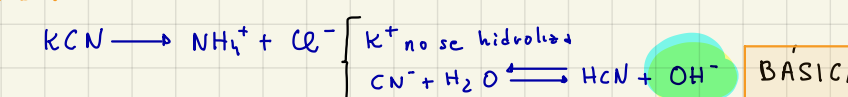
I. SAL PROCEDE DE ACIDOFUERTE Y BASE FUERTE



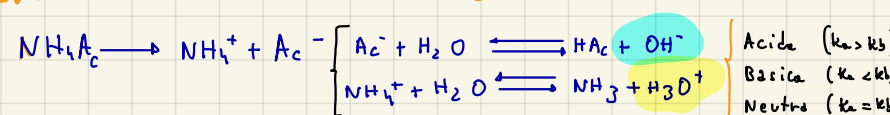
II. SAL PROCEDE DE ACIDOFUERTE Y BASE DÉBIL



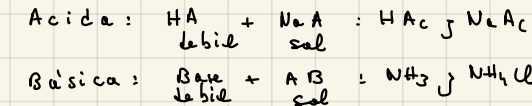
III. SAL PROCEDE DE ACIDO DÉBIL Y BASE FUERTE



IV. SAL PROCEDE DE ACIDO DÉBIL Y BASE DÉBIL



DISOLUCIÓN REGULADORA



INDICADORES

