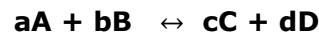


UNITAT 6: EQUILIBRI QUÍMIC

1) Definició d'equilibri químic: és l'estat en què les velocitats directa i inversa s'igualen.

- Equilibri homogenis: són aquells en què reactius i productes es troben en la mateixa fase.
- Equilibri heterogenis: són aquells en què reactius i productes es troben en diferent fase.

2) Expressions de les constants d'equilibri.



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

K_c és específica de cada reacció química i independent de les concentracions de reactius i productes, **sols depèn de la temperatura**. K_c d'una reacció i la de la seua inversa són recíproques ($K'_c = 1/K_c$)

GRAU DE DISSOCIACIÓ (α): ens indica la quantitat d'un reactiu (en tant per un o per cent) que haurà reaccionat. És pot calcular com $\alpha = \frac{x}{n_0}$ i els seus valor estan compresos entre 0-1 o bé 0%-100%. Valors elevats de α indiquen que la reacció està molt desplaçada cap a la dreta.

QUOCIENT DE REACCIÓ (Q_c): té la mateixa forma que l'expressió de K_c i és la raó matemàtica de les concentracions inicials de reactius i productes. Podem concloure que:

- Si $Q_c = 0$ Sols hi ha reactius i la reacció evoluciona cap a la dreta (+productes).
- Si $Q_c = \infty$ Sols hi ha productes i la reacció evoluciona cap a l'esquerra (+reactius).
- Si $Q_c = K_c$ la reacció està en equilibri
- Si $Q_c \neq K_c$ la reacció no està en equilibri

{	$Q_c < K_c$ la reacció evolucionarà cap a la dreta (+productes)
	$Q_c > K_c$ la reacció evolucionarà cap a l'esquerra (+reactius)

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

Relació entre K_p i K_c **$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$** Δn = variació en la quantitat de les espècies gasoses

$$K_x = \frac{(X_C)^c (X_D)^d}{(X_A)^a (X_B)^b}$$

Relació entre K_p i K_x **$K_p = K_x (P_T)^{\Delta n}$** Δn = variació en la quantitat de les espècies gasoses

3) Factors que afecten a l'equilibri. Principi de Le Châtelier: quan se sotmet un sistema en equilibri a una modificació de la concentració de les espècies reaccionats, de la pressió o de la temperatura, el sistema respon assolint un nou equilibri que contraresta parcialment l'efecte de la modificació.

a) Modificació en la concentració dels reactius i productes: si augmentem o disminuïm la concentració d'una espècie el sistema evoluciona en el sentit de contrarestar aquest efecte.

b) Modificació en la pressió o del volum:

- Afegint-hi o extraient-ne una de les espècies en estat gasos (ídem a modificar una concentració).
- Afegint-hi un gas inert a volum constant. (augmenta la P_T PERÒ NO LES P_i de cada gas present, així que NO afecta a l'equilibri).
- Afegint-hi un gas inert a pressió constant. (augmenta el V_T AIXÍ DISMINUEIXEN LES P_i i el sistema evolucionarà).
- Augmentant el volum del sistema (disminueix la pressió i el sistema evoluciona cap on més mols de gas hi ha per tal de augmentar-la).
- Disminuint el volum del sistema (augmenta la pressió i el sistema evoluciona cap on menys mols de gas hi ha per tal de disminuir-la).

c) Modificació de la temperatura:

- Un augment de la temperatura afavoreix el sentit en què la reacció és endotèrmica.
- Una disminució de la temperatura afavoreix el sentit en què la reacció és exotèrmica.



*Recorda que la constant d'equilibri K depèn de la temperatura (equació de Van't Hoff).

d) Addició d'un catalitzador: NO afecta a l'equilibri.

4) Equilibris heterogenis. Reaccions de precipitació. Són aquelles en què les substàncies reaccionats no es troben totes en el mateix estat físic. NO S'INCLOUEN ELS SÒLIDS PURS en l'expressió de la constant d'equilibri.

a) Dissolució saturada: és aquella que presenta la màxima quantitat de solut en dissolució.

b) Precipitació: aparició d'un sòlid en el si d'un líquid.

c) Solubilitat (s): és la concentració de solut en una dissolució saturada (mols/l o g/l).

d) Equilibris: $A_n B_m (s) \rightleftharpoons n A^{m+} (aq) + m B^{n-} (aq)$

$$K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

RELACIÓ ENTRE LA S I LA Kps: $Kps = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m = (n \cdot s)^n \cdot (m \cdot s)^m$

Equilibri de solubilitat	Expressió de Kps	Relació entre s i Kps
$AgBr (s) \rightleftharpoons Ag^+ (aq) + Br^- (aq)$	$Kps = [Ag^+] \cdot [Br^-]$	$Kps = s^2$
$CaBr_2 (s) \rightleftharpoons Ca^{2+} (aq) + 2Br^- (aq)$	$Kps = [Ca^{2+}] \cdot [Br^-]^2$	$Kps = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$
$Al(OH)_3 (s) \rightleftharpoons Al^{3+} (aq) + 3OH^- (aq)$	$Kps = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3$	$Kps = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$

Igual que en els equilibris homogenis podem definir un QUOCIENT IÒNIC Q (producte de les concentracions dels ions presents en una dissolució elevats als seus coeficients en un moment determinat) $Q = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$

- Si $Q = Kps$ Sistema en equilibri. Dissolució saturada.
- Si $Q > Kps$ Dissolució sobresaturada. Hi ha precipitat.
- Si $Q < Kps$ Dissolució insaturada. Es pot dissoldre més sal.

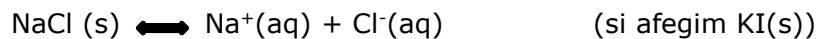
EN ELS EQUILIBRIS DE SOLUBILITAT PODEM TROBAR:

- EFECTE DE L'ÍO COMÚ EN ELS EQUILIBRIS DE SOLUBILITAT: Si a un equilibri de solubilitat li afegim un altra sal que tinga un ió en comú en l'anterior, l'equilibri es desplaçarà cap a l'esquerra per tal de disminuir la concentració d'aquest ió i **la solubilitat del primer compost baixa**.



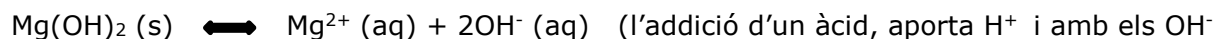
← **la s baixa**

- EFECTE SALÍ: Si a un equilibri de solubilitat li afegim un altra sal que no tinga cap ió en comú en l'anterior, l'equilibri es desplaçarà cap a la dreta ja que s'incrementa l'atracció entre els ions dissolts i **la solubilitat del primer compost augmenta**.



→ **la s augmenta**

- EFECTE DEL PH: Un àcid és una substància que dona H^+ i una base és una substància que dona OH^- , així per exemple:



→ **la s augmenta** formarà aigua. La $[OH^-]$ ↓