



Universidad de Chile  
Facultad de Ciencias Físicas y Matemáticas  
Departamento de Ingeniería Química y Biotecnología  
CM1001 – Química

# Auxiliar 8: Equilibrio Químico en Solución

Tema: Reacciones en medio acuoso,  
Equilibrio químico y Cinética Química

Profesor : J. Crístian Salgado    [jsalgado@ing.uchile.cl](mailto:jsalgado@ing.uchile.cl)  
Auxiliar:    Alejandra Mora        [amora@ing.uchile.cl](mailto:amora@ing.uchile.cl)

# Hoy veremos

- Reacciones en Solución
  - ◇ Ácido – Base
  - ◇ Redox
- Equilibrio Químico
  - ◇  $K_c$ ,  $K_p$
- Cinética Química

# Reacciones en Solución: Ácido Base

- Arrhenius:
  - ◇ Ácido: libera protones ( $H^+$ )
  - ◇ Base: libera iones hidroxilo ( $OH^-$ )
- Brøsted
  - ◇ Ácido: sustancias que liberan protones
  - ◇ Base: sustancias que captan protones

Ácido	+	Base	$\rightleftharpoons$	Base	+	Ácido
HF	+	H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	F <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
HCOOH	+	CN <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	HCOO <sup>-</sup>	+	HCN
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	+	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\rightleftharpoons$	NH <sub>3</sub>	+	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+	OH <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+	N <sub>2</sub> H <sub>5</sub> <sup>+</sup>	$\rightleftharpoons$	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+	N <sub>2</sub> H <sub>6</sub> <sup>2+</sup>
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$\rightleftharpoons$	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	+	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>

# Reacciones en Solución: REDOX

- Reacción en donde hay transferencia de e
- Reacción de Oxidación: pérdida de e, aumenta el número de oxidación
  - ◇ El que se oxida es el "Agente Reductor"
- Reacción de Reducción: se captan e, disminuye el número de oxidación
  - ◇ El que se reduce es el "Agente Oxidante"

# Reacciones en Solución: REDOX, Cálculo estados de oxidación

1. En los elementos libres ( $O_2$ ,  $H_2$ , etc) el número de oxidación es cero
2. Iones de un solo átomo el número de oxidación igual a la carga del ión. Metales alcalinos: +1, metales alcalinos térreos: +2, Aluminio: +3.
3. Número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en el peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) y el ión peróxido ( $O_2^{2-}$ ) donde es -1.
4. Número de oxidación del hidrógeno es +1 salvo cuando está enlazado con metales en compuestos binarios donde es -1.
5. Flúor tiene número de oxidación -1. Los otros haluros tiene número de oxidación negativo y positivo cuando están con oxígeno.

# Equilibrio Químico

- Molaridad (M): Medición de la concentración del soluto en el solvente

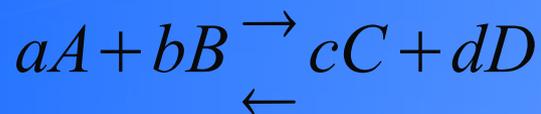
$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros de solución}}$$

- Conservación del número de moles al diluir una solución

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

# Equilibrio Químico

- La mayoría de las reacciones son reversibles, y poseen una constante de equilibrio ( $K_c$ ).



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

*Donde  $[X]$  es la concentración molar de los participantes de la reacción*

- Cuando los reactivos y/o productos son gases se puede definir  $K_p$



$$K_p = \frac{p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

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

*Donde  $p_X$  es la presión parcial del compuesto  $X$  y  $\Delta n$  la variación de moles gaseosos participantes*

# Equilibrio Químico

- Cuando el equilibrio es heterogéneo, es decir los participantes están en distintas fases, no se consideran la concentración de los sólidos ni de los líquidos inmiscibles en  $K_c$
- Cuando la reacción sucede en varios pasos, el  $K_c$  final corresponde a la multiplicación de  $K_c'$  de los distintos pasos
- El  $K_c$  de la reacción inversa ( $K_c'$ ) es el inverso de  $K_c$  ( $K_c' = 1/K_c$ )

# Cinética Química

- El equilibrio químico se da cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa



*En el equilibrio*  $k_f [A]^a = k_r [B]^b$

$$K_c = \frac{k_f}{k_r} = \frac{[B]^b}{[A]^a}$$

# Cinética Química

- Se calcula  $Q_c$  (cociente de reacción) con la misma expresión del equilibrio, pero utilizando las concentraciones de los participantes en cualquier momento de la reacción
- Permite predecir en que dirección se moverá la reacción
- En el equilibrio  $Q_c = K_c$

$Q_c < K_c$  reactivos  $\rightarrow$  productos

$Q_c = K_c$  Equilibrio

$Q_c > K_c$  productos  $\rightarrow$  reactivos

# Cinética Química

Forma de la ecuación química	Forma de Q	Valor de K
Reacción de referencia: $A \rightleftharpoons B$	$Q_{(ref)} = \frac{[B]}{[A]}$	$K_{(ref)} = \frac{[B]_{eq}}{[A]_{eq}}$
Reacción inversa: $B \rightleftharpoons A$	$Q = \frac{1}{Q_{(ref)}} = \frac{[A]}{[B]}$	$K = \frac{1}{K_{(ref)}}$
Reacción como la suma de dos pasos: (1) $A \rightleftharpoons C$  (2) $C \rightleftharpoons B$	$Q_1 = \frac{[C]}{[A]}; Q_2 = \frac{[B]}{[C]}$  $Q_{total} = Q_1 \times Q_2 = Q_{(ref)}$ $= \frac{\cancel{[C]}}{[A]} \times \frac{[B]}{\cancel{[C]}} = \frac{[B]}{[A]}$	$K_{total} = K_1 \times K_2$ $= K_{(ref)}$
Coeficientes multiplicados por $n$	$Q = Q_{(ref)}^n$	$K = K_{(ref)}^n$
Reacción con un componente sólido o líquido puro, como $A(s)$	$Q' = Q_{(ref)}[A] = [B]$	$K' = K_{(ref)}[A] = [B]$

# Cinética Química

Perturbación	Dirección neta de la reacción	Efecto sobre el valor de $K$
<b>Concentración</b>		
Aumento [reactivo]	Hacia la formación de producto	Ninguno
Disminución [reactivo]	Hacia la formación de reactivo	Ninguno
<b>Presión (volumen)</b>		
Aumento de $P$	Hacia la formación de menor cantidad (moles) de gas	Ninguno
Disminución de $P$	Hacia la formación de mayor cantidad (moles) de gas	Ninguno
<b>Temperatura</b>		
Aumento de $T$	Hacia la absorción de calor	Aumenta si $\Delta H_{\text{reac}}^0 > 0$ Disminuye si $\Delta H_{\text{reac}}^0 < 0$
Disminución de $T$	Hacia la liberación de calor	Aumenta si $\Delta H_{\text{reac}}^0 < 0$ Disminuye si $\Delta H_{\text{reac}}^0 > 0$
<b>Adición de catalizador</b>	Ninguna; las velocidades de las reacciones directa e inversa aumentan de la misma manera	Ninguna