

TEMA 3

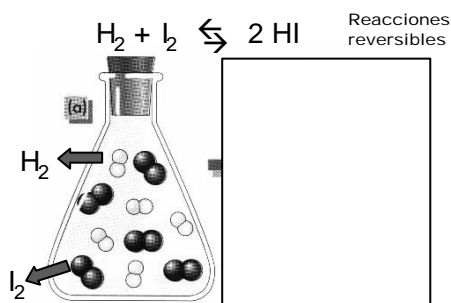
Equilibrio químico

Equilibrio químico

Contenidos

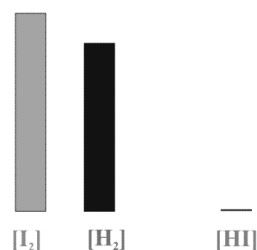
- 1.- Concepto de equilibrio químico
- 2.- Ley de acción de masas. K_C
- 3.- Cociente de reacción
- 4.- Equilibrios heterogéneos: precipitación y solubilidad
- 5.- Equilibrios ácido-base

¿Qué es un equilibrio químico?

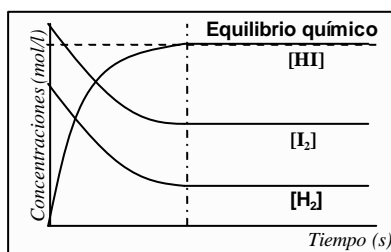


Reacción: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$

Variación de las concentraciones con el tiempo



Variación de las concentraciones con el tiempo ($H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$)



$$\frac{\text{moles } H_2 \times \text{moles } I_2}{(\text{moles } HI)^2} = \text{constante}$$

¿Qué es un equilibrio químico?

- Es una reacción reversible, es decir, que se produce en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos).
- Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se mantienen constantes, es decir, ya no varían con el tiempo, se dice que la reacción ha alcanzado el EQUILIBRIO QUÍMICO

Constante de equilibrio (K_c)

- En una reacción cualquiera:
a A + b B ? c C + d D
la constante K_c tomará el valor:

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \quad \text{Ley de acción de masas}$$

- para concentraciones en el equilibrio
- La constante K_c cambia con la temperatura
- Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución. Las especies en estado sólido o el agua tienen concentración constante y por tanto, se integran en la constante de equilibrio.

Constante de equilibrio (K_c)

- En la reacción anterior:
 $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

- El valor de K_c , dada su expresión, depende de cómo se ajuste la reacción.
- $\frac{1}{2} H_2(g) + \frac{1}{2} I_2(g) \rightarrow HI(g)$, la constante valdría la raíz cuadrada de la anterior.

$$K_c = \frac{[HI]}{[H_2]^{1/2} [I_2]^{1/2}}$$

Cociente de reacción (Q)

- En una reacción cualquiera:
a A + b B ? c C + d D
se llama cociente de reacción a:

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

- Tiene la misma fórmula que la K_c pero a diferencia que las concentraciones no tienen por qué ser las del equilibrio.

Cociente de reacción (Q)

En una reacción cualquiera: a A + b B ? c C + d D

- Si $Q = K_c$ entonces el sistema está en equilibrio
- Si $Q < K_c$ el sistema evolucionará hacia la derecha, es decir, aumentarán las concentraciones de los productos y disminuirán las de los reactivos hasta que Q se iguale con K_c
- Si $Q > K_c$ el sistema evolucionará hacia la izquierda, es decir, aumentarán las concentraciones de los reactivos y disminuirán las de los productos hasta que Q se iguale con K_c

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

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

Ejemplo: En un recipiente de 3 litros se introducen 0,6 moles de HI, 0,3 moles de H_2 y 0,3 moles de I_2 a 490°C. Si $K_c = 0,022$ a 490°C para $2 HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ a) ¿se encuentra en equilibrio?; b) Caso de no encontrarse, ¿cuántos moles de HI, H_2 e I_2 habrá en el equilibrio?

$$a) \quad Q = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = \frac{0,3/3 \cdot 0,3/3}{(0,6/3)^2} = 0,25$$

Como $Q > K_c$ el sistema no se encuentra en equilibrio y la reacción se desplazará hacia la izquierda.

Ejemplo: En un recipiente de 3 litros se introducen 0,6 moles de HI, 0,3 moles de H_2 y 0,3 moles de I_2 a 490°C. Si $K_c = 0,022$ a 490°C para $2 HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ a) ¿se encuentra en equilibrio?; b) Caso de no encontrarse, ¿cuántos moles de HI, H_2 e I_2 habrá en el equilibrio?

Equilibrio:	$2 HI(g) \rightarrow$	$I_2(g) +$	$H_2(g)$
Moles iniciales:	0,6	0,3	0,3
- Moles reaccionan:	—	x	x
+ Moles formados:	2x	—	—
Moles equil.	$0,6 + 2x$	$0,3 - x$	$0,3 - x$

$$K_c = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = \frac{(0,3-x)/3 \cdot (0,3-x)/3}{(0,6+2x/3)^2} = 0,022$$

$$x = 0,16 \quad [I_2] = [H_2] = 0,14 / 3 = 0,0467 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 0,92 / 3 = 0,3067 \text{ mol/L}$$

Equilibrios heterogéneos

- Se habla de reacción homogénea cuando tanto reactivos como productos se encuentran en el mismo estado físico. En cambio, si entre las sustancias que intervienen en la reacción se distinguen varias fases o estados físicos, hablaremos de reacciones heterogéneas.

- Por ejemplo, la reacción:



se trata de un equilibrio heterogéneo.

- Aplicando la ley de acción de masas se cumplirá que:

$$K (\text{constante}) = \frac{[\text{CaO}] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} \Rightarrow K_c = [\text{CO}_2]$$

Equilibrios de precipitación

- Son reacciones de equilibrio heterogéneo sólido-líquido
- Las reacciones de precipitación son reacciones en disolución acuosa que se caracterizan por la formación de un sólido o precipitado que se separa de la disolución
- La fase líquida contiene los iones producidos en la disociación de la sustancia sólida



$$K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

Producto de solubilidad

Solubilidad (s)

- Es la máxima concentración molar de soluto en un determinado disolvente, es decir, la molaridad de la disolución saturada de dicho soluto.



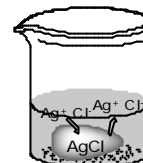
Conc. inicial (mol/l):	c	—	—
Reaccionan	s	—	—
Formados	—	s	s
En equilibrio:	c-s	s	s

$$K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s}$$

- Cuando se alcanza el equilibrio se encuentra en disolución la máxima cantidad de soluto posible y se dice que la disolución está saturada

Solubilidad (s) y disolución saturada

- Una disolución saturada es una situación de equilibrio dinámico en el que la velocidad de disolución del sólido es igual a la velocidad de recombinación de los iones disueltos para formar sólido



$$K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \times [\text{Cl}^-]_{\text{eq}} = S^2$$

$$P.I. = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

Producto iónico

- Si $P.I. = K_s$ DIS. SATURADA (en equilibrio)
- Si $P.I. < K_s$ el sistema evolucionará hacia la derecha, es decir, el sólido se disolverá parcialmente
- Si $P.I. > K_s$ el sistema evolucionará hacia la izquierda, es decir, precipitará un sólido

Ejemplo: Deduce si se formará precipitado de cloruro de plata cuyo $K_s = 1,7 \times 10^{-10}$ a 25°C al añadir a 250 mL de cloruro de sodio 0,02 M 50 mL de nitrato de plata 0,5 M.

- $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$
- $K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10} \Rightarrow s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- $n(\text{Cl}^-) = 0,25 \text{ L} \times 0,02 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ mol}$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0167 \text{ M}$$

- Igualmente: $n(\text{Ag}^+) = 0,05 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mol}$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0833 \text{ M}$$

- $[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 0,0167 \text{ M} \times 0,0833 \text{ M} = 1,39 \times 10^{-3} \text{ M}^2$
- Como $[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] > K_s$ entonces precipitará.

Efecto ion común

- Si a una disolución saturada de un electrolito poco soluble añadimos otra sustancia que aporta uno de los iones, la concentración de éste aumentará.
- La concentración del otro ion deberá disminuir para que el producto de las concentraciones de ambos permanezca constante.
- Como el equilibrio se desplaza a la izquierda la solubilidad, que mide la máxima concentración de soluto disuelto, disminuirá en consecuencia.



$$K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \times [\text{Cl}^-]_{\text{eq}} \quad \text{si } [\text{Cl}^-]_{\text{eq}} \uparrow \text{ ? } [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \text{ ?}$$

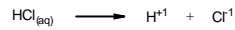
Equilibrio ácido-base

Teoría de Arrhenius

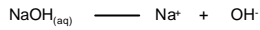


Svante Arrhenius
1857-1927
(Tesis Doctoral 1883)

Ácido
Sustancia que en solución acuosa produce iones H⁺



Base
Sustancia que en solución acuosa produce iones OH⁻



Reacción Acido-Base



REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA

Equilibrio ácido-base

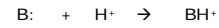
TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY
1923



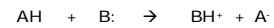
ÁCIDO: SUSTANCIA QUE LIBERA IONES H⁺



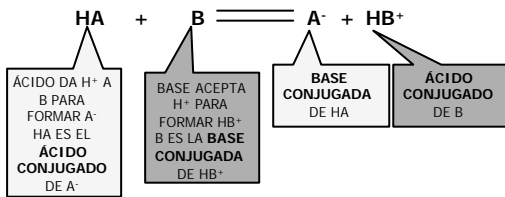
BASE: SUSTANCIA QUE ACEPTA IONES H⁺



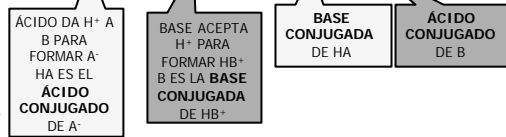
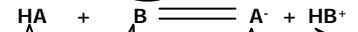
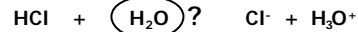
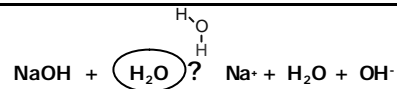
REACCIÓN ÁCIDO-BASE: TRANSFERENCIA DE H⁺



EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

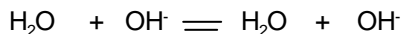


TÍPICAMENTE, LOS ÁCIDOS SON NEUTROS O CATIONICOS Y LAS BASES NEUTRAS O ANIONICAS



TÍPICAMENTE, LOS ÁCIDOS SON NEUTROS O CATIONICOS Y LAS BASES NEUTRAS O ANIONICAS

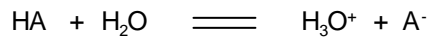
ÁCIDO BASE ÁCIDO BASE



EL AGUA ES ANFIPRÓTICA O ANFÓTERA

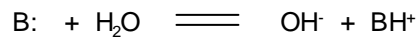
MEDIDA DE LA FUERZA ÁCIDO-BASE

Depende de lo desplazado que esté el correspondiente equilibrio hacia la derecha:



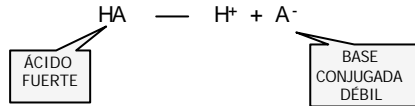
Medida de la acidez

Medida de la basicidad

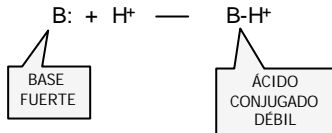


FUERZA ÁCIDO-BASE

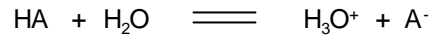
Un ácido fuerte se disocia completamente en sus iones



Una base fuerte capta protones muy fácilmente



MEDIDA DE LA FUERZA ÁCIDA CONCEPTO DE pH

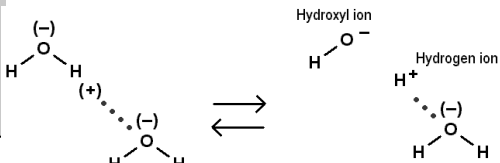
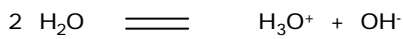


$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Cuanto mayor sea K_a más fuerte será el ácido

¿Cuál es el pH del agua?

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA. ESCALA DE pH



Cualquier disolución con un pH = 7 se dice que es neutra

ESCALA DE pH EN AGUA

