



Materiales Educativos GRATIS

QUIMICA

QUINTO

CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

Historia

En 1864, Guldberg y Waage hallaron la relación entre la velocidad de reacción y las concentraciones de sustancias reaccionantes que les sirviera tres años más tarde para deducir la ley de acción de Masas.

En 1884 Van't Hoff publica su libro *Estudio de dinámica química*.

En 1889, Arrhenius fue el primero en proponer la relación entre la constante de velocidad k y la temperatura.

Henri Louis Le Chatelier (1850-1936), químico industrial francés, formuló por primera vez el principio de los sistemas en equilibrio que ahora lleva su nombre.

Definición

- La ciencia química es una rama de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas.
- El equilibrio químico es un estado dinámico donde la velocidad de formación de reactantes y productos en una reacción química son iguales.

1. Cinética química

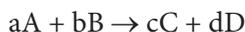
La cinética química estudia las velocidades de las reacciones químicas y el mecanismo (pasos o etapas), describiendo la rapidez con que se modifica la concentración de un producto o reactantes al transcurrir el tiempo.

Estudia la velocidad de reacción de los componentes de una reacción química y también los factores que afectan dicha velocidad.

a) Velocidad de reacción (V)

Expresa la rapidez con la que varía la concentración molar de las sustancias ($\Delta []$) en relación con la variación del tiempo.

Sea la reacción:



$V_A = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$	$V_C = + \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$
$V_B = - \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$	$V_D = + \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$

Donde:

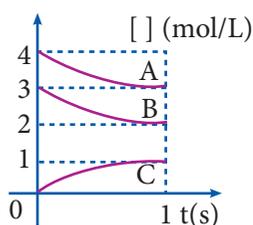
$$\Delta [] = [] \text{ final} - [] \text{ inicial}$$

$$\Delta t = \text{intervalo de tiempo}$$

- En los reactantes se usa signo (-), porque sus concentraciones disminuyen con el tiempo.
- En los productos se usa signo (+), porque sus componentes aumentan con el tiempo.

Ejemplo:

Sea la reacción: $A + B \rightarrow C$



t	[A]	[B]	[C]
0	4	3	0
1	3	2	1

$$V_A = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-(3-4)}{1-0} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

$$V_B = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{-(2-3)}{1-0} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

$$V_C = \frac{+\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{(1-0)}{1-0} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$$

b) Velocidades de reacción y estequiometría

Sea la reacción: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Se cumple:

$$\frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

Ejemplo:

En la reacción: $2A + 3B \rightarrow C + 4D$

Si $V_A = 4 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, calcula las velocidades de B, C y D

Resolución:

Sabemos:

$$\frac{V_A}{2} = \frac{V_B}{3} = \frac{V_C}{1} = \frac{V_D}{4}$$

$$\frac{4}{2} = \frac{V_B}{3} = \frac{V_C}{1} = \frac{V_D}{4}$$

De donde:

$$V_B = 6 \text{ mol/l.S} \quad V_C = 2 \text{ mol/l.S} \quad V_D = 8 \text{ mol/l.S}$$

c) Ley de la velocidad de reacción (Ley de acción de masas)

Deducida por los noruegos Maximilian Guldberg y Peter Waage, esta ley expresa la relación de la velocidad de una reacción con la constante de la velocidad y la concentración de los reactivos elevados a una potencia.

Para la reacción general.



La ley de velocidad tiene en general la forma:

$$V = K[A]^x[B]^y$$

Donde:

K: constante de velocidad específica.

X: orden de la reacción respecto de A.

Y: orden de la reacción respecto de B.

X + Y: orden de la reacción.

d) Ley de velocidad para pasos elementales

Sea la reacción elemental:



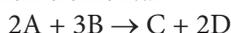
la ley de velocidad será:

$$V = K[A]^a[B]^b$$

El orden de la reacción es a + b.

Ejemplo:

Para la reacción elemental



Expresa la ley de acción de masas y halla el orden de la reacción

Resolución:

La ley de acción de masa será:

$$V = K[A]^2[B]^3$$

Orden de la reacción 2 + 3 = 5 reacción de 5.º orden.

e) Factores que afectan la velocidad de una reacción

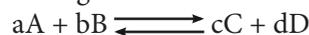
- Naturaleza de los reactivos:
La velocidad de una reacción depende de las propiedades de los reactivos.
- Concentración de los reactivos:
A mayor concentración de los reactivos, existirá mayor frecuencia de colisiones, ello produce mayor velocidad de reacción.
- Grado de división de los reactivos:
A mayor grado de división se tendrá mayor superficie de contacto, lo cual origina mayor velocidad de reacción.

- Temperatura:
A mayor temperatura, mayor velocidad de reacción.
- Catalizadores:
Acelera la reacción y los inhibidos des-aceleran la misma.

2. Equilibrio químico

En una reacción reversible, la velocidad de la reacción directa disminuye con el paso del tiempo, debido a que sus concentraciones de los reactivos disminuyen; en cambio, debido a que las concentraciones de los productos aumentan, la velocidad de la reacción inversa aumentará con el tiempo. Cuando ambas reacciones, tanto la directa e inversas se produzcan a la misma velocidad, se observa que ninguna de las concentraciones cambia con el tiempo, en consecuencia se ha alcanzado el equilibrio químico, debido a ello se dice que el equilibrio químico es un proceso químico.

Sea la reacción general:

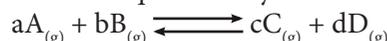


$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Donde:

K_{eq} : constante de equilibrio

Si en la reacción química hay sustancias gaseosas:



$$\Rightarrow K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad K_p = \frac{(P_c)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

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

Donde:

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

K_p = constante de equilibrio en función de las presiones parciales.

K_c = constante de equilibrio en función de las concentraciones molares.

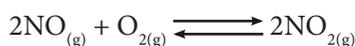
T = temperatura (Kelvin)

$$R = 0,082 \frac{\ell \times \text{atm}}{\text{mol} \times \text{K}}$$

a) Clasificación de equilibrios químicos

- Equilibrio homogéneo:
En un equilibrio homogéneo, todas las sustancias que participan se encuentran en la misma fase.

Ejemplo:



$$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

- **Equilibrio heterogéneo:**
En un equilibrio heterogéneo, las sustancias que participan se encuentran en fases diferentes.

Ejemplo:



$$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$

b) Características de la constante de equilibrio

1. Si $K_{eq} > 1$; \rightarrow el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
Existe gran cantidad de productos y muy poca cantidad de reactantes.
2. Si $K_{eq} < 1$; \leftarrow el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
Existe gran cantidad de reactantes y muy poca cantidad de productos.
3. La constante de equilibrio solo depende de la temperatura.

Reacción endotérmica $\left\{ \begin{array}{l} \text{Aumentar T da como resultado} \\ \text{que } K_{eq} \text{ aumente, en caso} \\ \text{contrario, } K_{eq} \text{ disminuye.} \end{array} \right.$

Reacción exotérmica $\left\{ \begin{array}{l} \text{Aumentar T da como resultado} \\ \text{que } K_{eq} \text{ disminuya, en caso} \\ \text{contrario, } K_{eq} \text{ aumenta.} \end{array} \right.$

donde: T: temperatura

3. Principio de Le Chatelier

Si un sistema en equilibrio es perturbado por un factor externo (cambio de temperatura, presión, concentración), este reaccionará desplazándose en el sentido que contrarreste el efecto de la perturbación, de esta manera se alcanza nuevamente el equilibrio.

a) Cambios de concentración de un reactivo o producto

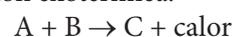
Sea la reacción:



Cambio de la concentración	Desplazamiento del equilibrio
[A] \uparrow	\rightarrow
[A] \downarrow	\leftarrow
[C] \uparrow	\leftarrow
[C] \downarrow	\rightarrow

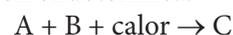
b) Cambios de la temperatura

Sea la reacción exotérmica:



Cambio de la temperatura	Desplazamiento del equilibrio
T \uparrow	\leftarrow
T \downarrow	\rightarrow

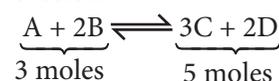
Sea la reacción endotérmica:



Cambio de la temperatura	Desplazamiento del equilibrio
T \uparrow	\rightarrow
T \downarrow	\leftarrow

c) Cambio de la presión y volumen

Sea la reacción:



Cambio de la concentración	Desplazamiento del equilibrio
P \uparrow V \downarrow	\leftarrow
P \downarrow V \uparrow	\rightarrow

Advertencia pre

El principio de Le Chatelier es una aplicación de un sistema en equilibrio basándose en los factores que alteran las reacciones y se solicitan en universidades que tienen carreras de ingeniería.

Trabajando en clase

Integral

1. ¿Qué factor influye en la velocidad de una reacción?
- Punto de ebullición
 - Número de Avogrado
 - Temperatura
 - Densidad
 - Presión

Resolución:

El factor que influye en la velocidad es la temperatura, si esta es mayor, entonces, mayor es la velocidad.

2. ¿Cuáles de los siguientes factores no influyen en la velocidad de la reacción?
- Temperatura
 - Presión
 - Grado de división de los reactantes
 - Catalizadores
- Solo I
 - Solo II
 - I y IV
 - II y III
 - I y II

3. En la reacción:
 $2A + 4B \rightarrow 3C + 5D$
 Si $V_A = 4 \text{ mol/l.s}$, calcula la $V_C = ?$
- 3 mol/l.s
 - 12 mol/l.s
 - 5 mol/l.s
 - 6 mol/l.s
 - 2 mol/l.s

4. Para la reacción:
 $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
 señala el orden de esta reacción:
- 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - 5

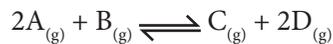
UNMSM

5. Considera la reacción:
 $2A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 2D_{(g)}$
 la expresión correcta de la constante de equilibrio es:
- $K_c = \frac{[A] \cdot [C]}{[B] \cdot [D]}$
 - $K_c = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A]^2 \cdot [B]}$
 - $K_c = \frac{[A]^2 \cdot [B]}{[C]}$
 - $K_c = \frac{[D]^2 \cdot [C]}{[A]^2}$

$$c) K_c = \frac{[D]^2}{[A]^2}$$

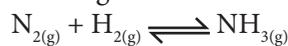
Resolución:

Para la reacción:



$$\Rightarrow K_c = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A]^2 \cdot [B]}$$

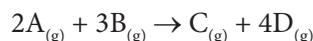
6. En la siguiente reacción:



indica la expresión correcta de la constante de equilibrio.

- $K_c = \frac{[NH_3]}{[N_2] \cdot [H_2]^2}$
- $K_c = \frac{[NH_3]}{[N_2]^3 \cdot [H_2]^2}$
- $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$
- $K_c = [NH_3]$
- $K_c = \frac{[N_2]^2}{[NH_3]^3}$

7. Para la reacción:



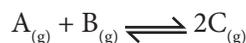
si $K = 3 \times 10^{-1}$; $[A] = 3 \times 10^2 \text{ M}$

$$[B] = 2 \times 10^{-1} \text{ M}$$

Halla la velocidad de la reacción:

- 27
- 54
- 108
- 216
- 2

8. En una reacción del tipo:



se encuentran en equilibrio 3 moles de C; 1 mol de A y 2 moles de B en un recipiente de 0,5 litros.

¿Cuál es el valor de K_c ?

- 9
- 4,5
- 0,67
- 6
- 18

Resolución:

Para la reacción: Volumen = 1/2 litro

$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$, se tiene:

$$[A] = 1/1/2 = 2M$$

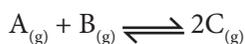
$$[C] = 3/1/2 = 6M$$

$$[B] = 2/1/2 = 4M$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]} \rightarrow K_c = \frac{(6)^2}{(2)(4)} = \frac{36}{8}$$

$$\therefore K_c = 4,5$$

9. En una reacción del tipo:

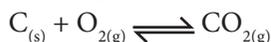


se encuentran en equilibrio 6 moles de C; 2 moles de A y 4 moles de B en un recipiente de 1 litro.

¿Cuál es el valor de K_c ?

- a) 9 c) 6 e) 4,5
b) 0,67 d) 3

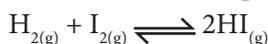
10. En la siguiente reacción en equilibrio:



Si $[C] = 2M$; $[O_2] = 4 M$; $[CO_2] = 8 M$,
calcula K_c

- a) 1 c) 1/2 e) 1/7
b) 2 d) 8

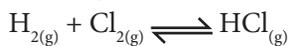
11. A 450 °C las presiones parciales de H_2 , I_2 y HI en equilibrio son respectivamente 0,1; 0,1 y 0,8 atm. Halla la constante K_p del proceso.



- a) 0,64 c) 32,25 e) 60
b) 2 d) 64

UNI

12. En la siguiente reacción en equilibrio

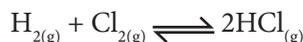


si $K_c = 1/7$, calcula K_p

- a) 0 c) 2 e) 1/7
b) 7 d) 1/9

Resolución:

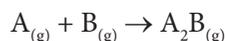
Balaceando la reacción:



si: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$; $\Delta n = 2 - 2 = 0$

$\therefore K_p = K_c = 1/7$

13. El siguiente sistema en equilibrio se encuentra a 227 °C



Halla K_p ; si $K_c = 41$

- a) $1/41^3$ c) $1/41^4$ e) 41
b) $1/41^2$ d) $1/41$

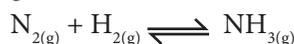
14. En un recipiente a 25 °C para la reacción:



la concentraciones en equilibrio fueron respectivamente 0,6 M y $1,5 \times 10^{-3}$ M. Calcula la constante de equilibrio K_c .

- a) $3,75 \times 10^{-6}$ d) $2,25 \times 10^{-6}$
b) $2,5 \times 10^{-3}$ e) $2,25 \times 10^{-3}$
c) $4,17 \times 10^{-3}$

15. En un recipiente de 1 litro se han introducido 4 moles de N_2 y 8 moles de H_2 , para efectuar la siguiente reacción:



Al llegar al equilibrio, se obtienen 4 moles de amoníaco. Calcula K_c para el equilibrio gaseoso.

- a) 0,4 c) 1 e) 0,1
b) 0,2 d) 10