



CHEMISTRY

Chapter 18

4th
SECONDARY

Equilibrio Químico



 **SACO OLIVEROS**



conectar igualdad
www.conectarigualdad.gob.ar

ScreenCast-O-Matic.com



EQUILIBRIO QUÍMICO

El equilibrio solo se presenta en reacciones químicas reversibles, es decir, en aquellas reacciones donde los productos pasan a reactantes y los reactantes a productos.



Lo cual equivale a

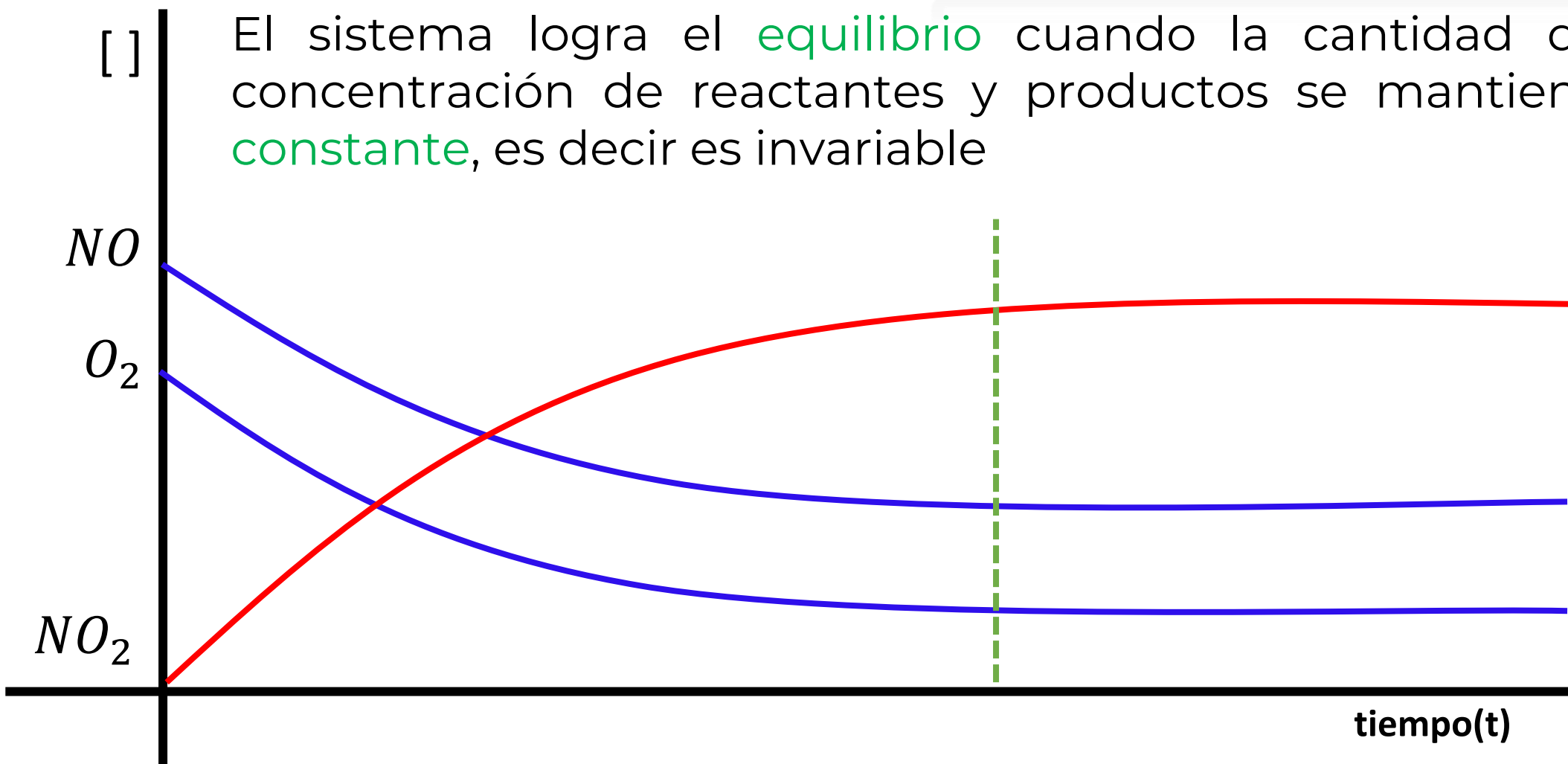




INTERPRETACIÓN GRÁFICA

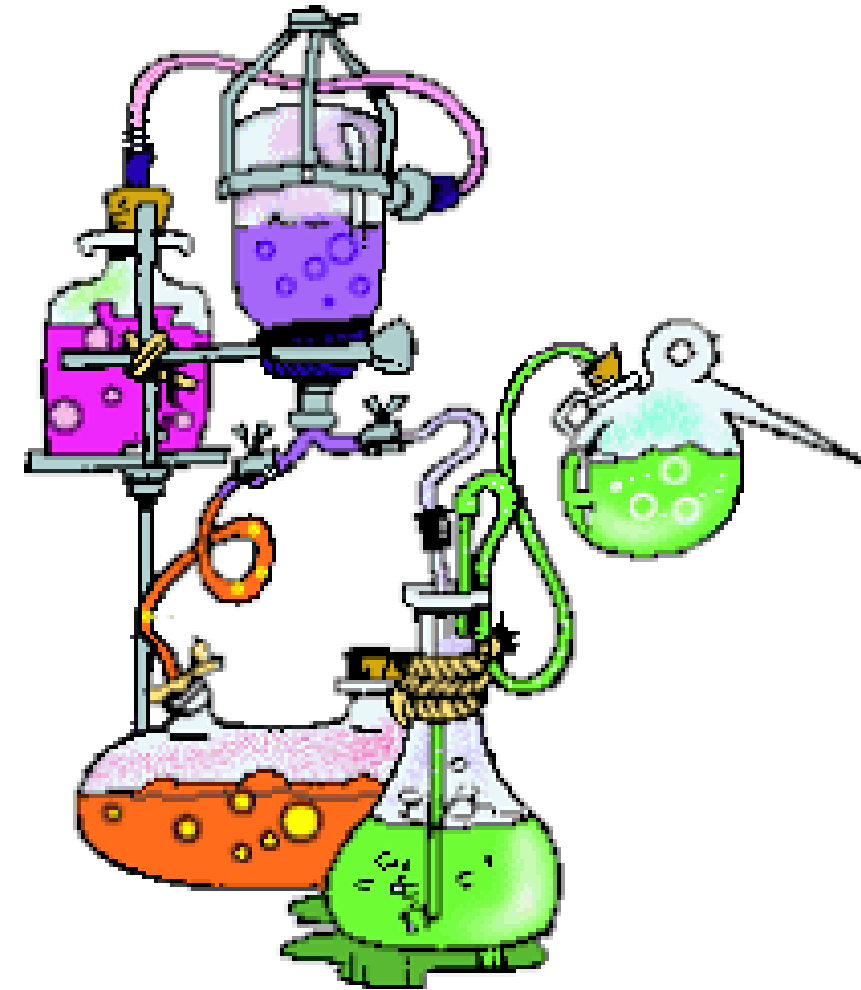


El sistema logra el **equilibrio** cuando la cantidad de concentración de reactantes y productos se mantiene **constante**, es decir es invariable



CARACTERÍSTICAS

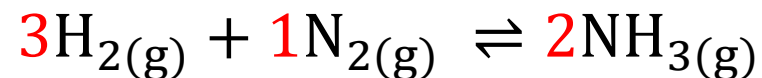
- Es dinámico.
- Al alcanzar el equilibrio, la concentración de reactantes y productos son constantes.
- Se cumple: $V_{\text{reactante}} = V_{\text{producto}}$.
- Las propiedades físicas como temperatura y presión son constantes.





CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Si:



Por cinética química:

$$V_D = K_d[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1$$

$$V_I = K_i[\text{NH}_3]^2$$

Esta reacción es reversible $\therefore V_R = V_P$

$$K_d[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1 = K_i[\text{NH}_3]^2$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1}$$



TIPOS CONSTANTE DE EQUILIBRIO



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

[]: concentración molar en el equilibrio

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

P_i: Presión parcial

RELACION ENTRE K_c y K_p 

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Donde:

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

R= 0,082 atm.L/mol.K

T= Temperatura absoluta (K) (T(K) = t(°C) + 273)



CONCLUSIONES SOBRE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

- Es un parámetro que identifica el equilibrio de una reacción reversible cuyo valor depende de la estequiometría y la temperatura.
- Analiza el rendimiento de una reacción.
- Puede ser calculado según sus concentraciones " K_c " o presiones parciales " K_p " de los reactantes y productos.





PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Si se multiplican por una constante “m”

$$K_c'' = (K_c)^m$$

Si se dividen por una constante “n”

$$K_c'' = \sqrt[n]{K_c}$$

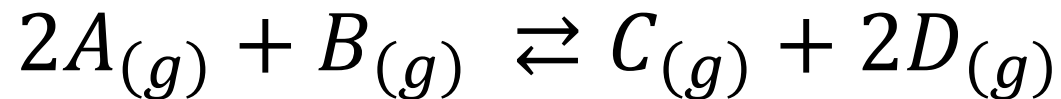
Si se invierten los elementos de la reacción

$$K_c'' = \frac{1}{K_c}$$



Pregunta N°1

Considere la reacción:



La expresión correcta de la constante de equilibrio es:

RESOLUCIÓN

Identificando:

Reactantes:
Coeficientes:

A y B
2 y 1

Productos: C y D
Coeficientes: 1 y 2

Entonces:

$$K_C = \frac{[C]^1 \cdot [D]^2}{[A]^2 \cdot [B]^1}$$

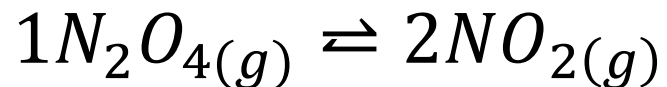
$$K_P = \frac{(P_C)^1 \cdot (P_D)^2}{(P_A)^2 \cdot (P_B)^1}$$





Pregunta N°2

Para el equilibrio homogéneo:



el valor de la constante de equilibrio será, Si $[N_2O_4]=2M$ y $[NO_2]=3M$

RESOLUCIÓN

Identificando:

Reactante:	N_2O_4
Coeficientes:	1
Producto:	NO_2
Coeficientes:	2

Entonces:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]^1}$$

Al reemplazar:

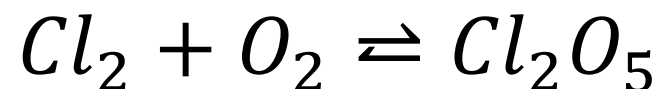
$$K_C = \frac{(3M)^2}{(2M)^1}$$

Rpta 4,5 M



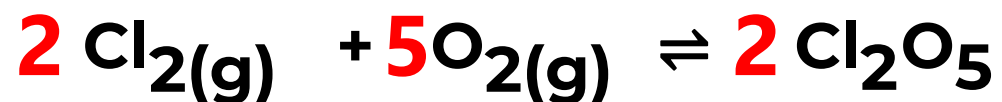
Pregunta N°3

Determine la expresión que represente para la constante K_C .



RESOLUCIÓN

Se balancea la reacción química:



Identificando:

Reactante: Cl_2, O_2

Coeficientes: 2 y 5

Producto: Cl_2O_5

Coeficiente: 2

Entonces:

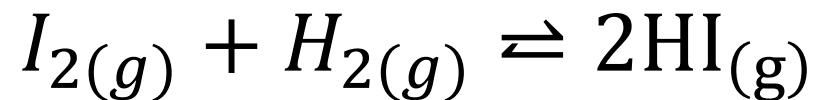
$$K_C = \frac{[\text{Cl}_2\text{O}_5]^2}{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]^5}$$





Pregunta N°4

¿Qué relación hay entre K_P y K_C para la reacción ?



RESOLUCIÓN



$$\Delta n = (2) - (1 + 1)$$

$$\Delta n = 0$$



$$K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}$$

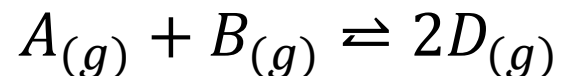
$$\rightarrow K_P = K_C \times (RT)^0$$

Rpta $K_P = K_C$



Pregunta N°5

Halle el valor de la constante de equilibrio K_p para la reacción



Se sabe que en el equilibrio la presión parcial de A, B y D son 1 atm, 1,5 atm y 0,5 atm respectivamente.

RESOLUCIÓN

En el equilibrio:

$$P_A = 1 \text{ atm}$$

$$P_B = 1,5 \text{ atm}$$

$$P_D = 0,5 \text{ atm}$$

Entonces:

$$K_P = \frac{(P_D)^2}{(P_A)^1 \cdot (P_B)^1}$$

Al reemplazar:

$$K_P = \frac{(0,5 \text{ atm})^2}{(1 \text{ atm})^1 \cdot (1,5 \text{ atm})^1}$$

Rpta $K_P=0,167$



Pregunta N°6

A 200 °C, en un recipiente con un émbolo móvil, se está llevando a cabo la siguiente reacción: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ $K_c = 3,0 \times 10^6$ a 200 °C

En cierto momento se analiza el contenido del recipiente determinándose que hay 0,1 mol/L de $\text{NO}_{(g)}$, 0,1 mol/L de $\text{O}_{2(g)}$ y 0,1 mol/L de $\text{NO}_{2(g)}$.

Con estos datos se puede afirmar correctamente que

- A) el sistema no está en equilibrio y debe mantenerse la presión para alcanzarlo.
- B) el sistema no está en equilibrio y debe aumentarse el volumen para alcanzarlo.
- C) el sistema no está en equilibrio y debe formarse más NO_2 para alcanzarlo.
- D) el sistema está en equilibrio, porque la razón entre los productos y reactantes es menor que el valor de la constante.

a partir de los datos:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

$$K_C = \frac{[0.1]^2}{[0,1]^2 [0,1]} = 10$$



Pregunta N°6

A 200 °C, en un recipiente con un émbolo móvil, se está llevando a cabo la siguiente reacción: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ $K_c = 3,0 \times 10^6$ a 200 °C

En cierto momento se analiza el contenido del recipiente determinándose que hay 0,1 mol/L de $\text{NO}_{(g)}$, 0,1 mol/L de $\text{O}_{2(g)}$ y 0,1 mol/L de $\text{NO}_{2(g)}$.

a partir de los datos:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

$$K_C = \frac{[0.1]^2}{[0,1]^2 [0,1]} = 10$$

Como el valor de la constante de equilibrio con los datos proporcionados, es menor que el valor de la K_{eq} el sistema no está en equilibrio y se desplazará a la izquierda

Para alcanzar el equilibrio el sistema deberá desplazarse a la derecha, para ello se podrá:

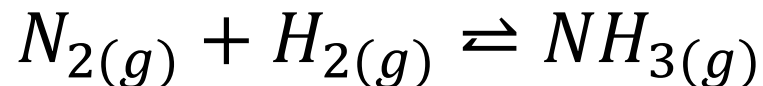
- Aumentar la presión (equivalente a disminuir el volumen)
- Aumentar la concentración de NO y/o O_2
- Al aumentar la concentración del NO y/o O_2 , se produce más NO

Rpta**D**



Pregunta N°7

Halle el valor de K_c para



a 250 °C, sabiendo que en el equilibrio existen 4 mol de NH_3 ; 3 mol de N_2 y 2 mol de H_2 en un reactor de 10 litros.

RESOLUCIÓN

En el equilibrio:

$$[NH_3] = \frac{4}{10} M$$

$$[N_2] = \frac{3}{10} M$$

$$[H_2] = \frac{2}{10} M$$

Balanceamos:



Entonces:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 \cdot [H_2]^3}$$

Al reemplazar:

$$K_c = \frac{\left(\frac{4}{10} M\right)^2}{\left(\frac{3}{10} M\right)^1 \cdot \left(\frac{2}{10} M\right)^3}$$

Rpta $66,67 M^{-2}$



Pregunta N°7

Reacciones químicas reversibles

La mayor parte de las reacciones químicas terminan cuando termina la cantidad de reactivos. Algunos procesos no se completan. El hecho de que esto suceda puede ser explicado por la reversibilidad de la reacción, luego de formar los productos, estos productos vuelven a formar los reactivos originales. Si ciertas modificaciones no fuesen alteradas, esas reacciones no llegarían al final. Ellas tienen a alcanzar el equilibrio químico. ¿Cuál de las siguientes consideraría que es una reacción reversible?

- A) Combustión del gas metano
- B) Corrosión de un metal
- ☒ C) Producción del amoníaco
- D) Descomposición de la carne

