



ce
pre
UNI

Química

EQUILIBRIO QUÍMICO

CICLO
Preuniversitario

2024-I



REACCIÓN REVERSIBLE

Es aquella que ocurre en dos sentidos y con el paso del tiempo alcanza el estado de equilibrio; ello debido a que la velocidad de reacción directa ($\rightarrow$) iguala a la velocidad de reacción inversa ($\leftarrow$).

La reversibilidad disminuye el rendimiento de reacción.

Ejemplo:



The diagram shows three test tubes labeled (a), (b), and (c) illustrating the reversible reaction $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$.

- (a) N_2O_4 congelado es incoloro. Below the test tube, a cluster of blue spheres represents $\text{N}_2\text{O}_4(s)$.
- (b) A test tube containing a yellow liquid. Below it, a mixture of blue and red spheres represents $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$.
- (c) A test tube containing a brown liquid. Below it, a mixture of blue and red spheres represents $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$.

Two text boxes at the bottom provide additional context:

- A temperatura ambiente el N_2O_4 se descompone en NO_2 (marrón)
- El equilibrio químico es el punto donde las concentraciones de todas las especies son constantes

Reacción irreversible

Es aquella que ocurre en un solo sentido, pues los reactivos no son regenerados a partir de los productos.

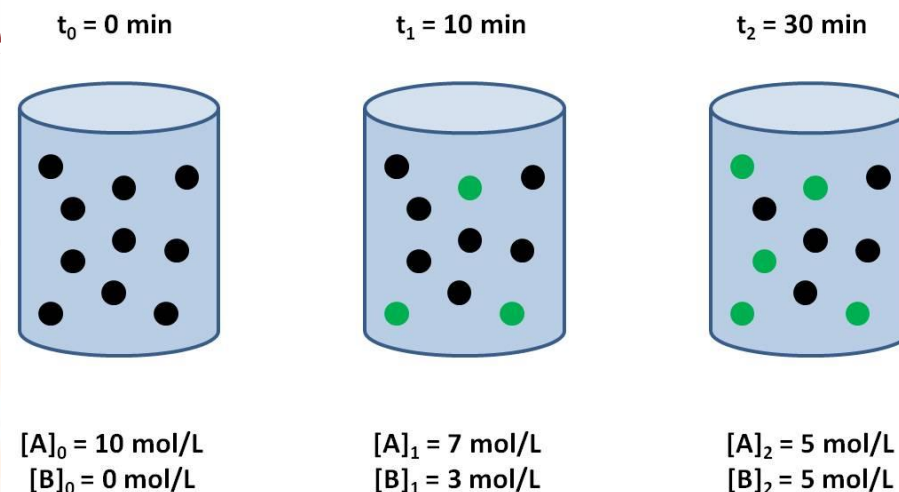
Ejemplo: Las reacciones de combustión



Velocidad de reacción promedio

Es la rapidez con la que se consume el reactante o la rapidez con la que aumenta el producto, respecto a su concentración en un tiempo determinado.

Ejemplo 1: $A \rightarrow B$

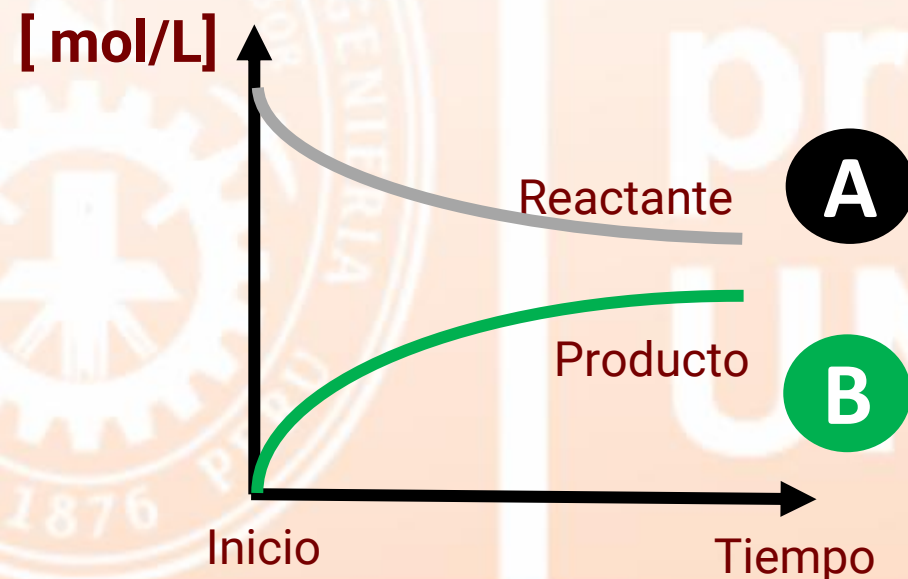


Matemáticamente:

$$v_x = \frac{\pm \Delta [x]}{\Delta t}$$

$$\left(\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}, \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \right)$$

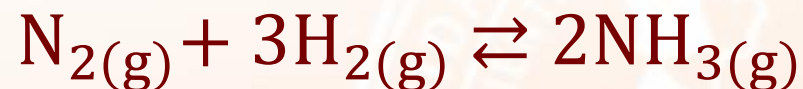
- v_x : (-) Para los reactantes
- v_x : (+) Para los productos
- v_x : Velocidad de reacción de x
- $\Delta[x]$: Variación de concentración de x
- Δt : Variación del tiempo.



PREGUNTA 1

Con respecto a la formación del NH_3 en la síntesis de Haber-Bosch, se ha determinado que inicialmente la concentración de N_2 es 0,05 M y que la concentración de este al cabo de 5 minutos fue de 0,03 M. Con dicha información, determine la velocidad de consumo del N_2 en M/min.

A) 0,002



B) 0,004

C) 0,014

D) 0,022

E) 0,055

ce
pre
UNI**Rpta: B**

Ley de velocidad

Establece que “La velocidad de una reacción elemental es directamente proporcional al producto de las potencias de las concentraciones de los reactivos de la reacción, en los que los exponentes son los coeficientes de la ecuación química”.

Para la reacción: **$a A + b B \rightarrow \text{Productos}$**

Ley de velocidad:

$$v = k [A]^a [B]^b$$

v : velocidad de reacción

k : Constante de proporcionalidad de la velocidad.

$[A]$: Concentración molar de A

$[B]$: Concentración molar de B.

PREGUNTA 2

Dada la siguiente reacción elemental, determine su ley de velocidad y el orden de reacción global respectivamente.



A) $v = k[NO]^2$, 2

B) $v = k[Br_2]$, 1

C) $v = k[NOBr]^2$, 2

D) $v = k[NO]^2[Br_2]$, 3

E) $v = k[NO][Br_2]$, 2

ce
pre
UNI**Rpta: D**

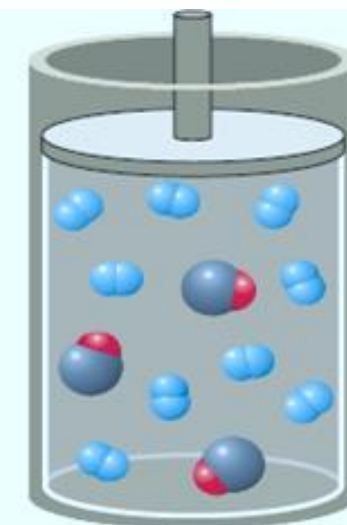
EQUILIBRIO QUIMICO

El equilibrio químico es el estado que alcanzan las reacciones reversibles, en la que las concentraciones de reactantes y productos permanecen constantes en el tiempo. Esto es debido a que la velocidad de la reacción directa (hacia la derecha) y de la inversa (hacia la izquierda) se igualan, sin que se detenga la reacción en ambos sentidos. El equilibrio químico se mantendrá indefinidamente mientras el sistema permanezca cerrado y a la misma temperatura.

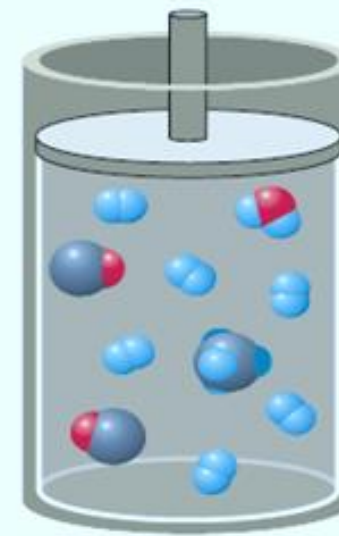
inicio

 = CO (3 mol)

 = H₂ (9 mol)



CO + 3H₂



 = CO (2 mol)

 = H₂ (6 mol)

 = CH₄ (1 mol)

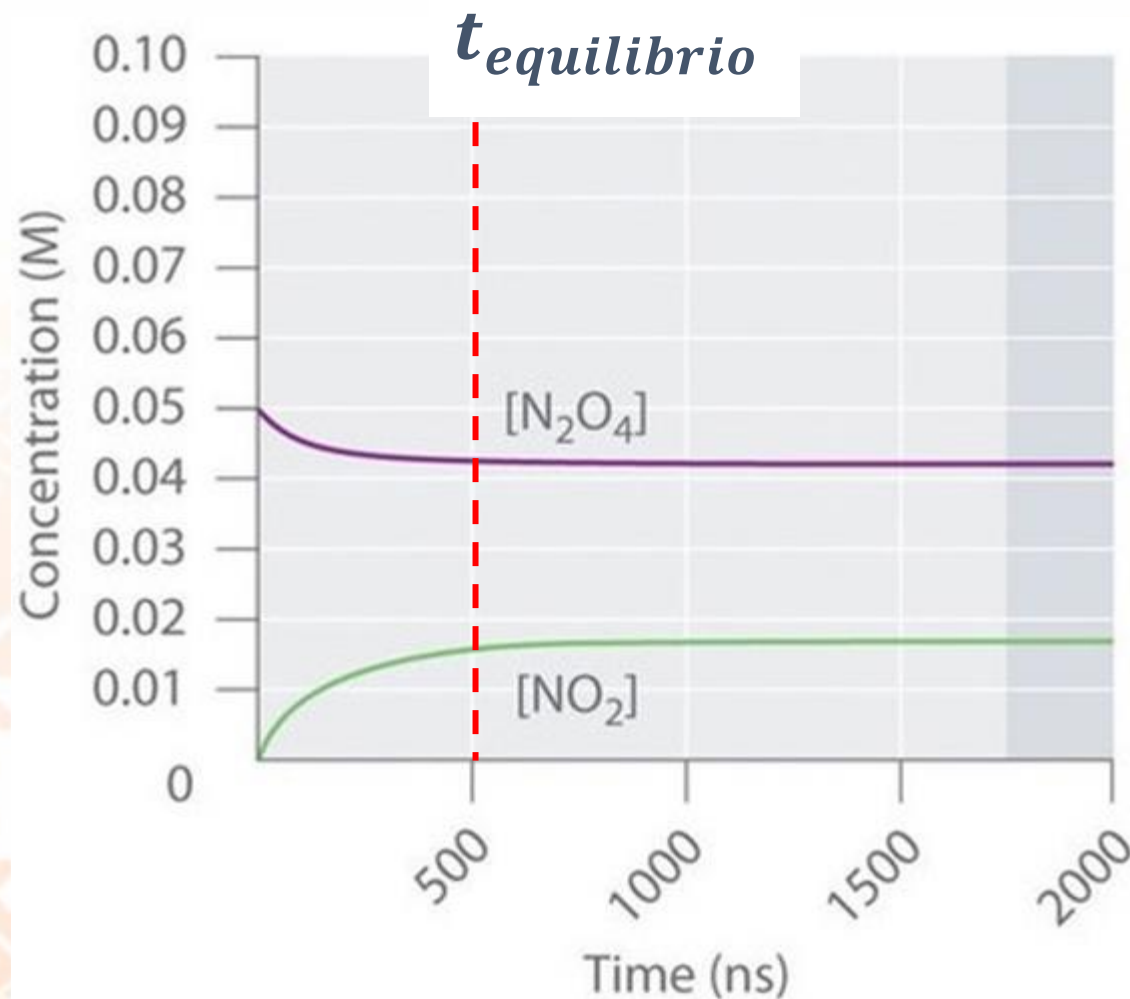
 = H₂O (1 mol)

CO + 3H₂ ⇌ CH₄ + H₂O

equilibrio

Características:

- El estado de equilibrio se caracteriza porque sus propiedades macroscópicas (concentración de reactivos y productos, presiones parciales, etc.) no varían con el tiempo.
- Es independiente del camino que sigue la reacción** y sólo depende de las concentraciones o presiones finales de reactivos y productos, a determinada T constante.

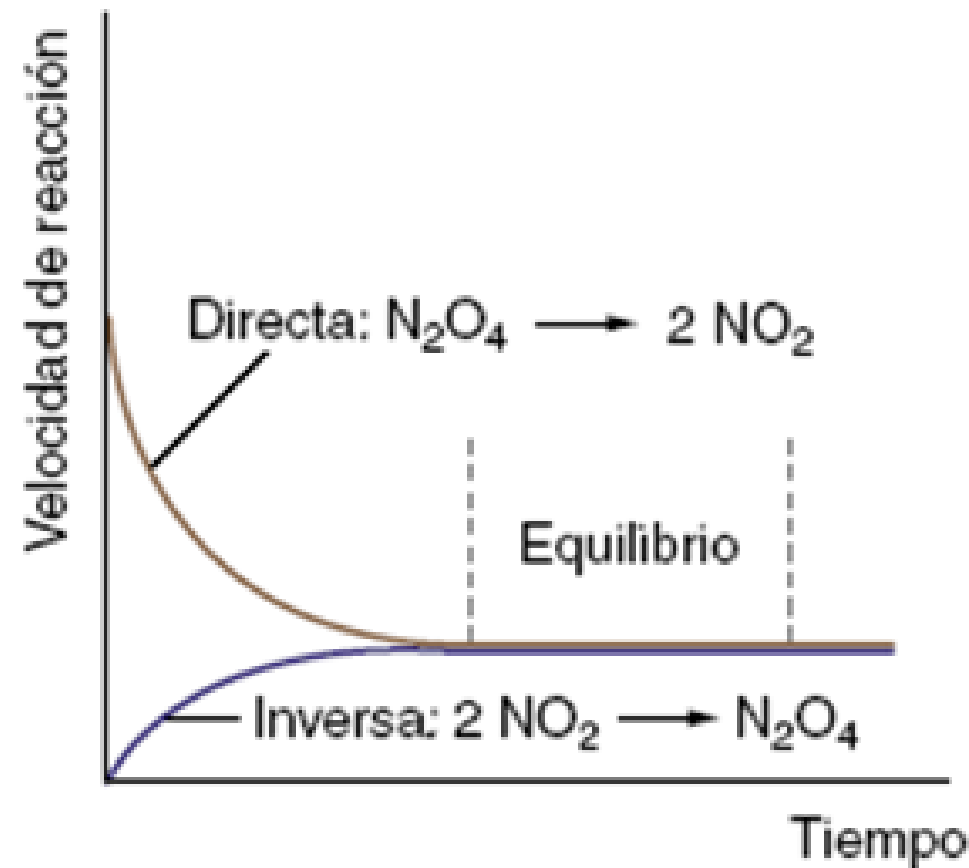


Características:

- Es **dinámico**: La reacción no se detiene, las concentraciones de las sustancias permanecen constantes debido a que las velocidad directa y la inversa se igualan.

$$V_d = V_i$$

- Es **espontáneo**: se logra sin necesidad de fuerza o agente externo.



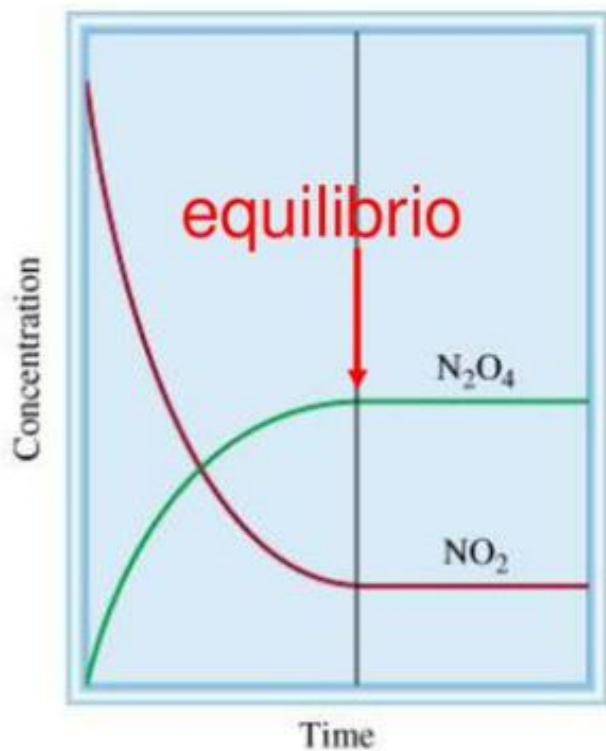
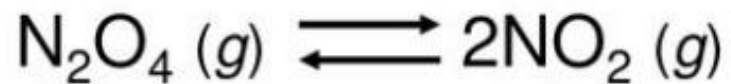
PREGUNTA 3

Respecto al estado de equilibrio químico, indique la alternativa correcta.

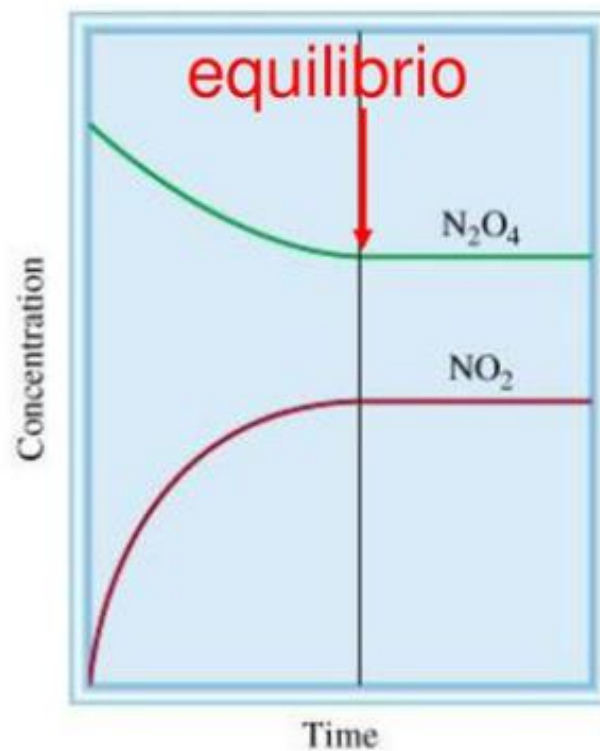
- A) Es alcanzado por una reacción irreversible .
- B) Es un sistema estático a nivel microscópico.
- C) Las concentraciones de reactantes y productos permanecen constantes.
- D) Para que se alcance, la velocidad de reacción directa e inversa deben ser diferentes.
- E) En el estado de equilibrio las propiedades del sistema varían.

Rpta: C

DIAGRAMAS CONCENTRACIÓN-TIEMPO



Empieza con NO_2



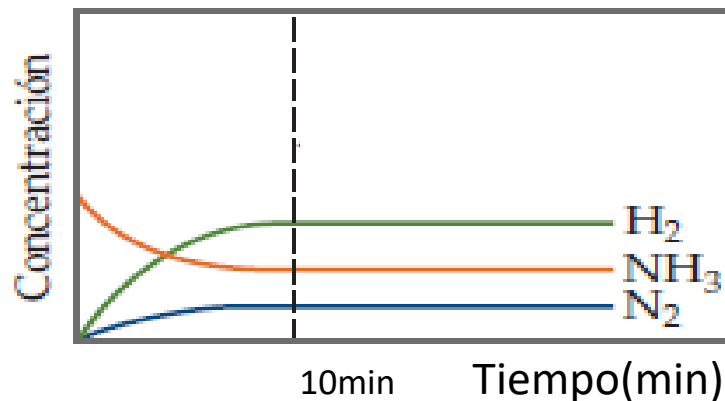
Empieza con N_2O_4



Empieza con NO_2 y N_2O_4

PREGUNTA 4

Del siguiente gráfico que representa al equilibrio químico, podemos afirmar:



- I. En el tiempo cero solo están presente las sustancias H_2 y N_2 .
- II. En el tiempo 10 min se inicia el equilibrio y coexisten el NH_3 , N_2 e H_2 .
- III. En el equilibrio la concentración del H_2 es mayor que el NH_3 y N_2 ,pero todas permanecen constantes

A) Solo I B) II y III C) I y III D) I y II E) I, II y III

Rpta: B

Ley de acción de masas

La Ley de Acción de Masas propuesta por Cato Maximilian Guldberg y Peter Waage establece que para la reacción de equilibrio: $a A_{(g)} + b B_{(g)} \rightleftharpoons c C_{(g)} + d D_{(g)}$ se cumple la siguiente **ecuación de equilibrio**:

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

Donde:

K_c : Constante de equilibrio en concentraciones molares.

$[A]$: Concentración Molar de A

$[B]$: Concentración Molar de B

$[C]$: Concentración Molar de C

$[D]$: Concentración Molar de D

a, b, c, d: Coeficientes estequiométricos de la reacción reversible.

TIPOS DE EQUILIBRIO

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Es aquel en el cual todas las especies se encuentran en la misma fase.

Ecuación química:



$$K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$$

K_c = En función de concentraciones molares

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_4} p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}} p_{\text{H}_2}^3}$$

K_p = En función de presiones parciales

EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Se produce cuando no todas las especies que intervienen están en la misma fase.

Ecuación química:



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

En estos casos, en la expresión de la constante de equilibrio no se incluye sólidos ni líquidos puros (por ser de composición constante).

PREGUNTA 5

Se tiene la siguiente reacción reversible en equilibrio químico, indicar verdadero(V) o falso(F), según corresponda.



- I. Es un equilibrio homogéneo.
- II. Conforme transcurre el tiempo las concentraciones de reactantes y productos cambian.
- III. Los reactantes se consume totalmente para formar al producto.

A) VVV

B) VFV

C) VVF

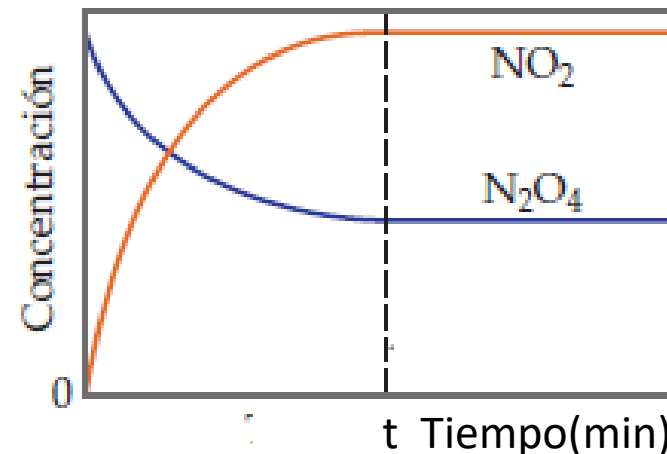
D) FVF

E) VFF

Rpta: E

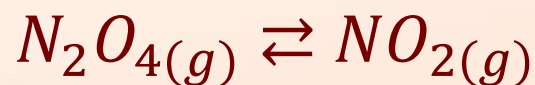
PREGUNTA 6

Con respecto a la siguiente gráfica:



Podemos afirmar.

- I. El reactante corresponde a la sustancia N_2O_4 , y el producto al NO_2 .
- II. En el tiempo t, las concentraciones del N_2O_4 y NO_2 permanecen constantes .
- III. La reacción en equilibrio químico se puede representa por:



A) I, II y III B) I y III C) I y II D) II y III E) Solo III

Rpta:

PREGUNTA 7

Expresa la constante de equilibrio K_c para la siguiente reacción en equilibrio :

$$6\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6\text{O}_{2(g)}$$

A) $K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] \cdot [\text{O}_2]^6}{[\text{CO}_2]^6 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}$

B) $K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]}{[\text{CO}_2]^6 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}$

C) $K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]}{[\text{CO}_2]^6}$

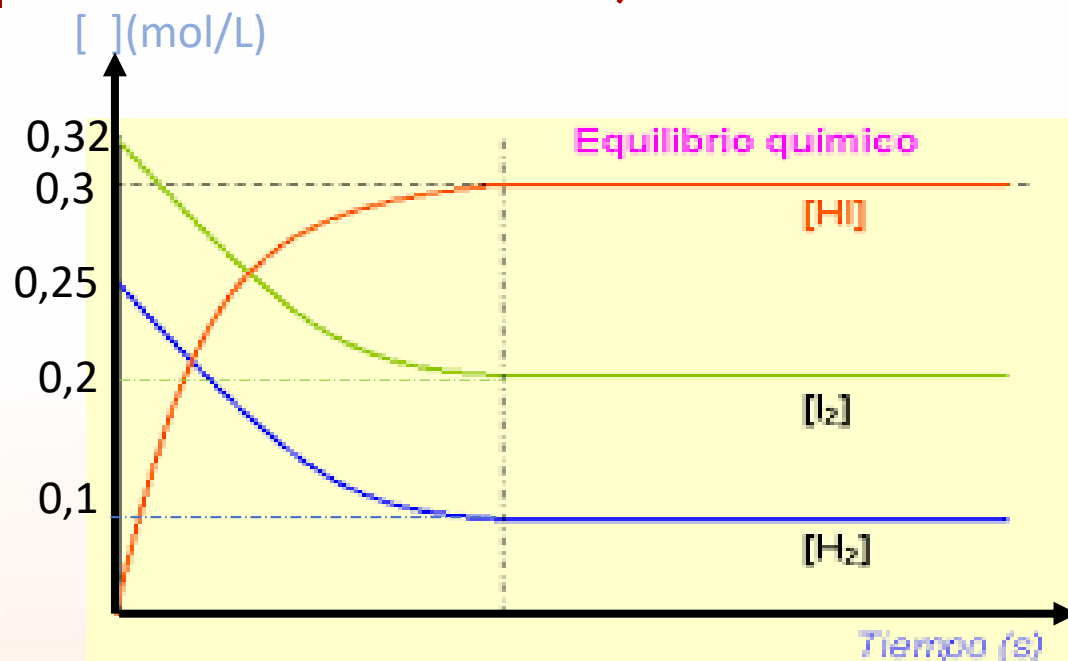
D) $K_c = \frac{[\text{O}_2]^6}{[\text{H}_2\text{O}]^6}$

E) $K_c = \frac{[\text{O}_2]^6}{[\text{CO}_2]^6}$

ce
pre
UNI**Rpta: E**

PREGUNTA 8

Indique qué proposición es correcta, de acuerdo a la siguiente gráfica:



- I. La reacción de equilibrio químico se representa así: $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$.
- II. La constante de equilibrio químico, K_c , es igual a 4,5.
- III. Es un equilibrio homogéneo.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) I, II y III E) I y II

Rpta: D

PREGUNTA 9

En un recipiente de 1 litro se introducen 0,5 moles de N_2O_4 a una determinada temperatura, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Si la concentración final de NO_2 en el equilibrio es 0,3 M, indique verdadero(V) o falso(F), según corresponda.

- I. El valor de la constante de equilibrio(K_c) es 0,25.
- II. La concentración del N_2O_4 en el equilibrio es 0,35M.
- III. En el equilibrio hay 0,65 moles en total.

A) VVV B) VFV C) VVF D) FVF E) VFF

Rpta:

PREGUNTA 10

Se introduce, en un reactor de 2 litros, 4g de SO_3 , el cual se descompone según la siguiente reacción reversible:



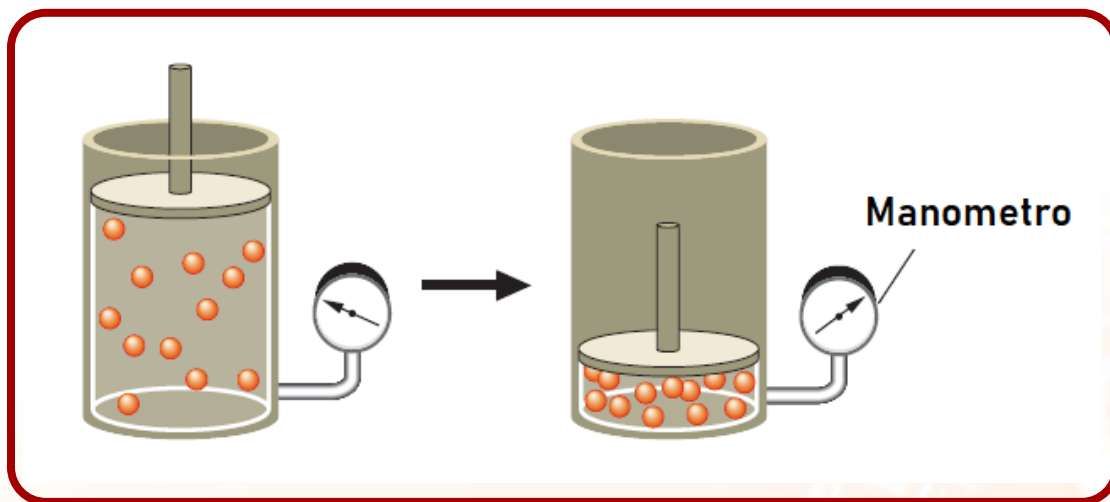
Si en el equilibrio a 327°C se midieron 0,03 moles de $\text{SO}_{2(g)}$, determine el valor numérico de K_c de la reacción.

Masa molar (SO_3): 80g/mol

A) 0,0168 B) 0,075 C) 0,052 D) 1,474 E) 2,632

Rpta:

Condición de equilibrio



Constante de Equilibrio en función de las presiones parciales.

$$K_p = \frac{(p_C)^c (p_D)^d}{(p_A)^a (p_B)^b}$$

Relación entre K_p y K_c

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

Donde:

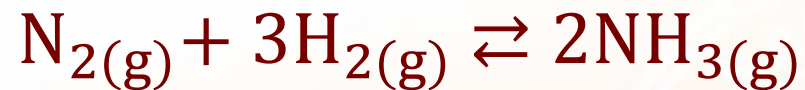
T= Temperatura en Kelvin (T_c+273)

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

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

PREGUNTA 11

Se tiene una mezcla en equilibrio que contiene 0,1 mol/L de N_2 , 0,3 mol/L de H_2 y 0,9 mol/L de NH_3 . Si la temperatura es $220^\circ C$, determine el valor numérico de K_p .



- A) 0,183 B) 0,25 C) 0,5 D) 0,625 E) 1,125

Rpta:

PREGUNTA 12

Para la siguiente reacción:



la constante K_p es 0,729 a 627 °C. Si en un recipiente de 3,5 L se coloca 15 g del $\text{KClO}_{3(s)}$ y se calienta a 627 °C, calcule el porcentaje en masa de $\text{KClO}_{3(s)}$ que no se descompone

Masa molar (KClO_3): 122,5g/mol

- A) 30,7 B) 32,6 C) 41,3 D) 58,9 E) 76,8

Rpta: E

Significado de la constante de equilibrio

Si $K_c \gg 1$

El equilibrio se ve favorecido hacia los productos con un alto rendimiento, quedando trazas de reactantes.

Ejemplo: A 2273K $2\text{O}_{3(g)} \rightleftharpoons 3\text{O}_{2(g)}$ $K_c = 2.54 \times 10^{12}$

Si $K_c \ll 1$

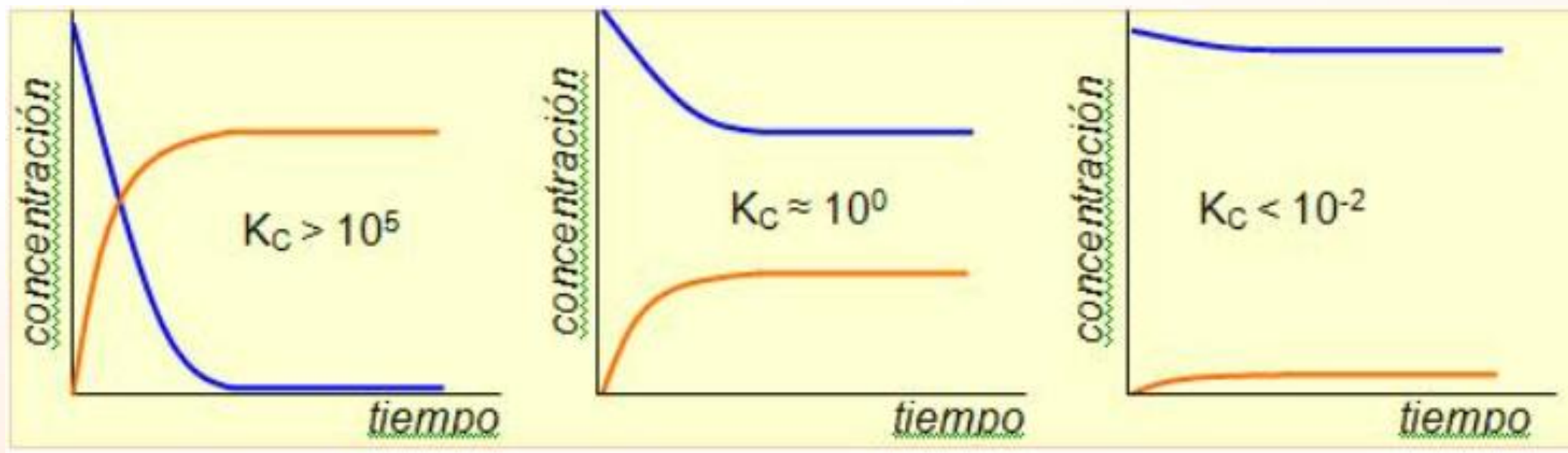
El equilibrio se ve favorecido hacia los reactantes con un bajo rendimiento, formando trazas de productos.

Ejemplo: A 1000 K $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)}$ $K_c = 1 \times 10^{-30}$

Si $0,1 < K_c < 10$,
los reactantes y los productos se encontrarán en equilibrio en proporciones comparables.

Ejemplo: A 1073K $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)}$ $K_c = 5,10$

Significado de la constante de equilibrio



Características de la constante de equilibrio

A) La constante de equilibrio solamente varia con la temperatura.

B) La constante de equilibrio es independiente de las concentraciones iniciales.

C) La expresión de K_{eq} depende de la forma en que se ha escrito la ecuación química del sistema en equilibrio químico:



$$K_{eq} = K_1$$

1) Si una ecuación se invierte:



$$K_{eq} = \frac{1}{K_1}$$

2) Si se multiplica por un factor n la ecuación



3) Si una reacción puede expresarse como suma de dos o mas reacciones, la K para la reacción global es igual al producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales. Esto se conoce como la regla de los equilibrios múltiples.



$$K_{eq} = K_1$$



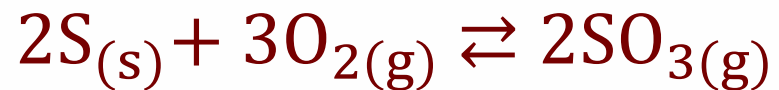
$$K_{eq} = K_2$$



$$K_{eq} = K_1 \cdot K_2$$

PREGUNTA 13

Determine el valor de la K_{eq} para la siguiente reacción:



Si se tiene las siguientes reacciones en equilibrio.

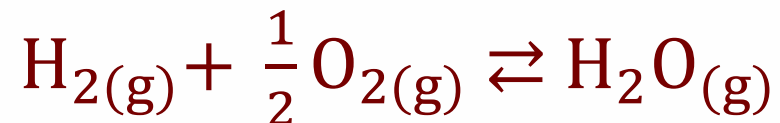


A) 0,2 B) 0,3 C) 0,4 D) 0,5 E) 0,7

Rpta: C

PREGUNTA 14

A 127 °C la constante de equilibrio (K_c) para el proceso siguiente es "a".



Determinar la constante de equilibrio (K_p) para la siguiente reacción a las mismas condiciones de temperatura :



A) $\frac{800R}{a^2}$

B) $\frac{400R}{a^3}$

C) $\frac{200R}{a^2}$

D) $\frac{500R}{a^2}$

E) $\frac{400R}{a^2}$

Rpta: E

PREGUNTA 15

En un recipiente vacío, de 1,6 L de capacidad se introduce $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ alcanzando el equilibrio químico a 27°C .



Si la presión parcial del $\text{NO}_{2(g)}$ es 2 atm, determine la presión de la mezcla en el equilibrio y la cantidad de moles en total, respectivamente.

- A) 6,25 atm y 0,38 mol
- B) 10,25 atm y 0,60 mol
- C) 8,25 atm y 0,53 mol
- D) 8,25 atm y 0,25 mol
- E) 7,25 atm y 0,44 mol

Rpta: C

COCIENTE DE REACCIÓN(Q)

Se determina de forma similar que la constante de equilibrio y su valor se puede determinar para saber si la reacción está o no en equilibrio.



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

Casos :

1. $Q = K_{eq}$,la reacción está en equilibrio
2. $Q > K_{eq}$,la reacción no está en equilibrio y para alcanzar el equilibrio la reacción debe desplazarse hacia la izquierda
3. $Q < K_{eq}$,la reacción no está en equilibrio y para alcanzar el equilibrio la reacción debe desplazarse hacia la derecha

PREGUNTA 16

Dada la siguiente reacción :



Para un determinado instante ,se determinaron las siguientes concentraciones:

$$[CO_{(g)}] = [H_2O_{(g)}] = 2M$$

$$[CO_{2(g)}] = [H_{2(g)}] = 4M$$

Indique si la reacción está en equilibrio ,si no es así, ¿en qué dirección se debe desplazar para alcanzarlo?.

Rpta: