



CHEMISTRY

Chapter 18

5th
SECONDARY

Equilibrio Químico



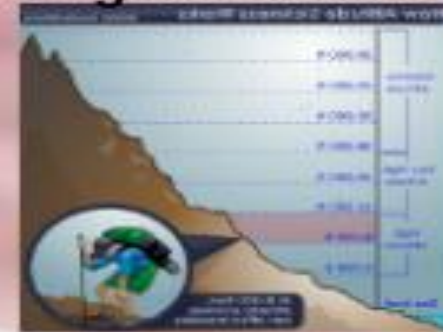
 **SACO OLIVEROS**

MOTIVATING STRATEGY



El Equilibrio Químico- La Hemoglobina.

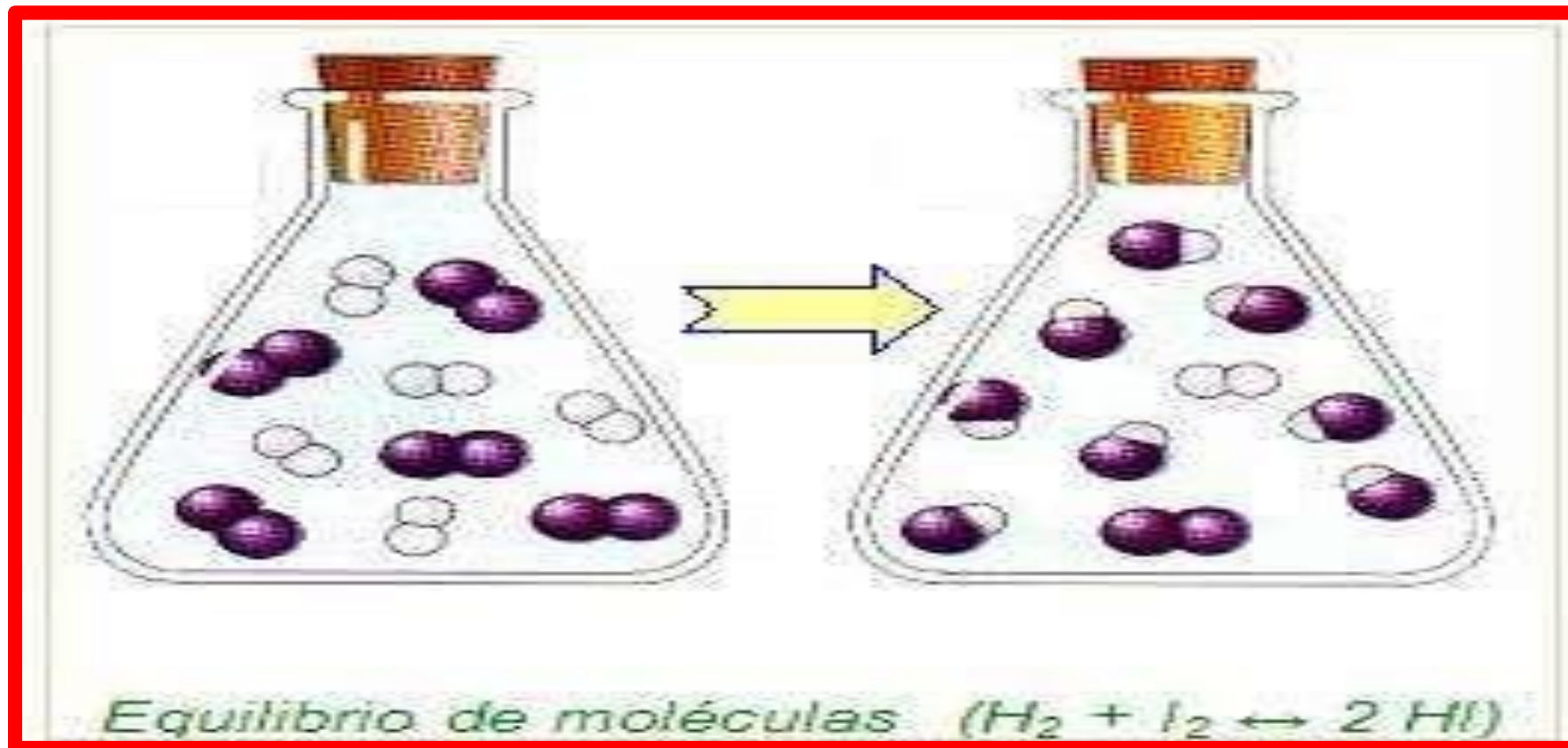
El equilibrio químico que ocurre en el transporte de gases con la hemoglobina, se puede manifestar cuando un organismo está expuesto a diferentes cambios de presiones atmosféricas, afectando la presión parcial del oxígeno dentro de él.



¿Qué puedes decir sobre el mal de altura?

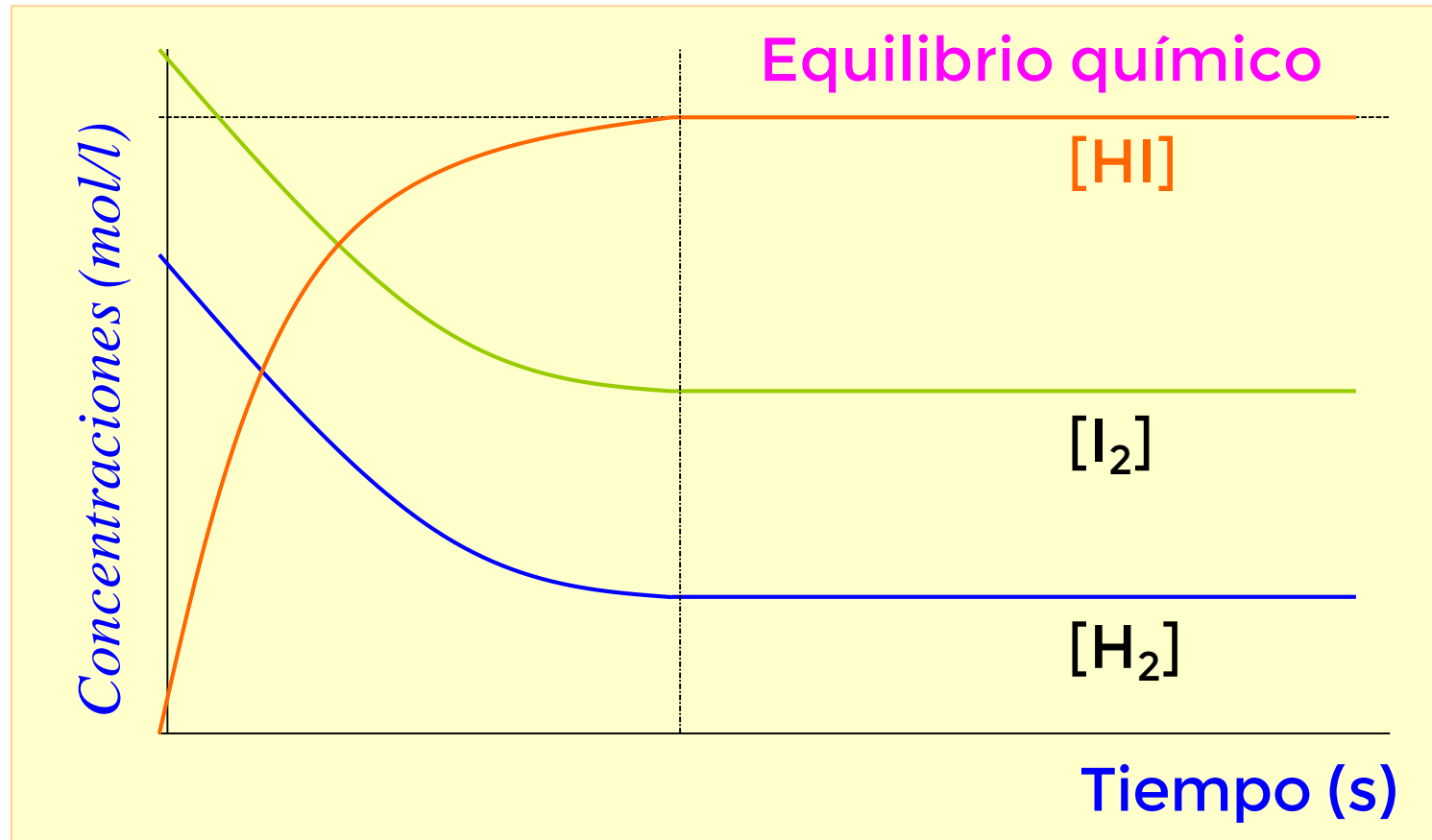
EQUILIBRIO QUÍMICO

En el equilibrio químico, se cumple que la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa.





VARIACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN CON EL TIEMPO





Características del equilibrio químico

- * **Es dinámico** a nivel molecular o submicroscópico , porque hay una competencia en la velocidad $V_d = V_i$
- * **Es estático** a nivel macroscópico, porque una vez establecido el estado de equilibrio las propiedades físicas y termodinámicas permanecen inalterables o constantes como presión temperatura o densidad.
- * **Es espontáneo**, porque se establece en un tiempo finito sin la influencia de factores externos , tales como cambios de temperatura o de presión, esto se debe de la desigualdad de velocidades que hay en un principio.
- * **La naturaleza y las propiedades del estado** de equilibrio son las mismas , no importa cual sea la dirección desde la cual es alcanzado.



La constante de equilibrio es la relación que se establece entre las concentraciones de reactivos y productos cuando se alcanza el estado de equilibrio.

Deducimos su expresión:

Sea la siguiente reacción reversible. $aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$

Si tiene lugar mediante un mecanismo de un solo paso

$$V_d = K_d[A]^a[B]^b$$

$$V_i = K_i[C]^c[D]^d$$

$$V_d = V_i \quad K_d[A]^a[B]^b = K_i[C]^c[D]^d$$

$$\frac{K_d}{K_i} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \quad \frac{(\text{PRODUCTOS})^\alpha}{(\text{REACTANTES})^\beta}$$

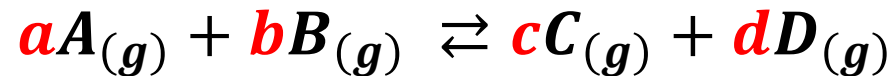
$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$



La constante de equilibrio (K_P)

En las reacciones en que intervengan gases es mas sencillo medir presiones parciales que concentraciones , en este caso la constante de equilibrio la designaremos por K_P .

Para el siguiente sistema general en fase gaseosa.



Sabemos que las presiones parciales se define como :

$$P_A^\circ = \frac{n_A}{n_T} \cdot P_T$$

$n_A = \text{Moles de "A"}$

$P_T = \text{Presion total}$

$n_T = \text{Moles totales}$

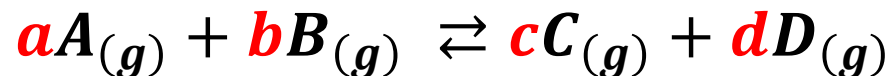
Se define la constante de presión:

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



Relación entre K_c y K_p

Para la siguiente reacción:



Esta reacción solo es posible para sustancias gaseosas, por lo tanto:

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

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

$R = 0,082 \text{ atm.L / mol.K}$

$T = \text{temperatura absoluta (}^\circ\text{K)}$

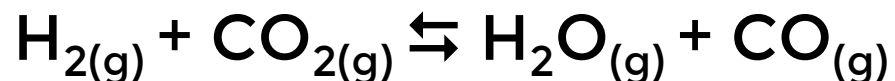
Si $\Delta n = 0$

$$K_P = K_C$$

Tipos de equilibrio

Equilibrio homogéneo

Las sustancias se encuentran en una misma fase (líquido o gaseoso).



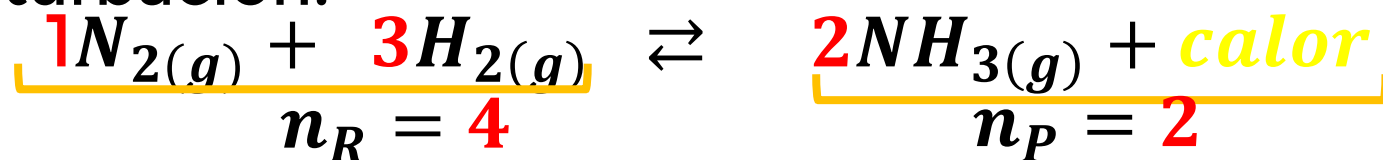
Equilibrio heterogéneo

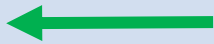

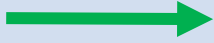
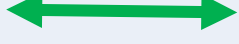


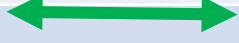
Las sustancias se encuentran en fases diferentes (al menos dos).



Principio de Le Chatelier

Establece que si una reacción en equilibrio es perturbada desde el exterior, el sistema evoluciona en el sentido de contrarrestar los efectos de dicha perturbación.



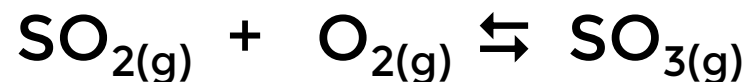
PERTURBACIÓN	SISTEMA	DESPLAZAMIENTO
$\uparrow [NH_3]$	$\downarrow [NH_3]$	
$\downarrow T$	$\uparrow T$	
$\uparrow P$	<i>Menor moles</i>	
<i>Agregar un catalizador</i>	-----	
$\downarrow [N_2]$	$\uparrow [N_2]$	
$\uparrow V$	<i>Mayor moles</i>	
<i>Agregar un gas argón</i>	-----	

Obs: si $\Delta n = 0$ por más que aumente o disminuya la presión se encontrara en equilibrio



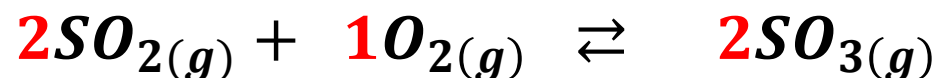
1

Expreses la constante de equilibrio K_c para la reacción reversible



RESOLUCIÓN:

Balanceando la reacción :



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]^1}$$



2

Si $K_C = 4$ en la reacción : $\text{HCl}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$
determine la constante de equilibrio K_p a 300 K.

RESOLUCIÓN:

Balanceando la reacción :



$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactantes}}$$

$$\Delta n = (1 + 1) - 2 = 0$$

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

$$K_P = K_C \cancel{(RT)^0}^1$$

$$K_P = K_C \quad \Rightarrow \quad K_p = 4$$

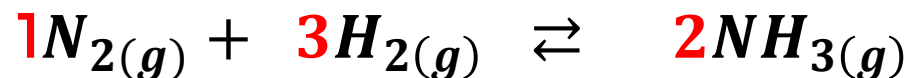


3

Determine la expresión de la constante de equilibrio (K_p) para la reacción $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$

RESOLUCIÓN:

Balanceando la reacción :



$$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})^1 (P_{H_2})^3}$$



4

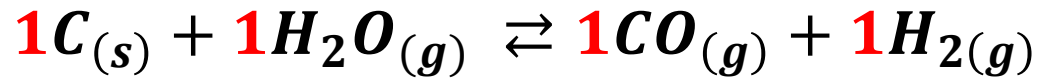
Determine la constante de equilibrio K_p para la reacción



Si : $P_{H_2O} = 0,6 \text{ atm}$; $P_{CO} = 0,2 \text{ atm}$ y $P_{H_2} = 0,22 \text{ atm}$

RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



Se aprecia que existen sustancias en fases diferentes, por ello se trata de un equilibrio heterogéneo, solo se considera la fase gaseosa

$$K_p = \frac{(P_{CO})^1 (P_{H_2})^1}{(P_{H_2O})^1} \Rightarrow K_p = \frac{(0,2 \text{ atm})(0,22 \text{ atm})}{0,6 \text{ atm}}$$

$$K_p = 0,073 \text{ atm}$$



5

Determine la constante de equilibrio K_c para la reacción $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_{2O(g)} + CO_{(g)}$ si el volumen es 4 L y en el equilibrio se encuentran

$nCO_2 = 0,4 \text{ mol}$; $nCO = 0,4 \text{ mol}$; $nH_2 = 32 \text{ mol}$ y $nH_2O = 4 \text{ mol}$

RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



$$\begin{array}{cc} 32 \text{ mol} & 0,4 \text{ mol} \\ \hline 4L & 4L \end{array} \rightleftharpoons \begin{array}{cc} 4 \text{ mol} & 0,4 \text{ mol} \\ \hline 4L & 4L \end{array}$$

$$\begin{array}{cc} 8M & 0,1M \\ & 1M \end{array} \rightleftharpoons \begin{array}{cc} & 0,1M \end{array}$$

$$K_c = \frac{[H_2O]^1 [CO]^1}{[H_2]^1 [CO_2]^1}$$



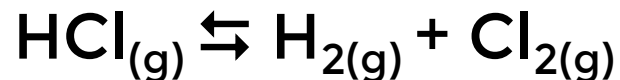
$$K_c = \frac{(1M)(0,1M)}{(8M)(0,1M)}$$

$$K_c = 0,125$$



6

Para la reacción



2M 3M 3M

Determine la constante de equilibrio K_c .**RESOLUCIÓN:**

Considerando la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^1 [\text{Cl}_2]^1}{[\text{HCl}]^2} \quad \Rightarrow \quad K_c = \frac{(3M)(3M)}{(2M)^2} = \frac{9M^2}{4M^2}$$

$$K_c = 2,25$$

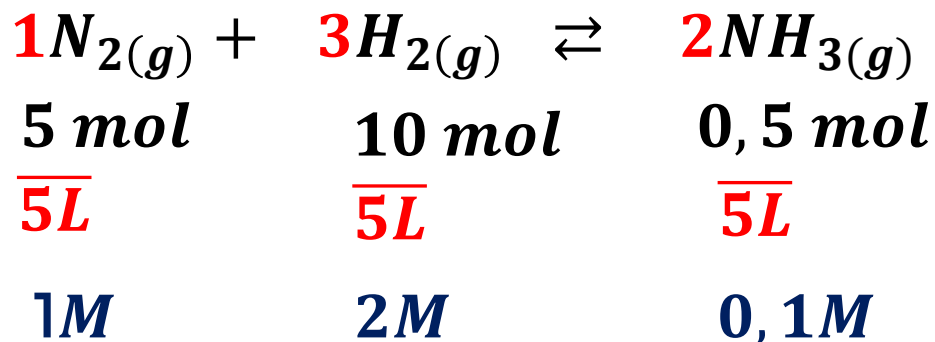


7

En la reacción $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$, si ocurre en un recipiente de 5 L y en el equilibrio hay 0,5 mol de NH_3 ; 5 mol de N_2 y 10 mol de H_2 , determine la constante de equilibrio K_c .

RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{(0,1M)^2}{(1M)(2M)^3} = \frac{0,01M^2}{8M^4}$$

$$K_c = 1,25 \times 10^{-3} M^{-2}$$



8

En una reacción reversible a temperatura constante las sustancias alcanzan el equilibrio, cuando la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa. A partir del cual ya no varían las propiedades, como la concentración. Con respecto al equilibrio

$2AB_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{3(g)}$, es incorrecto decir que :

A) La expresión de la constante de equilibrio es :

$$K_c = \frac{[AB_3]^2}{[AB_2]^2 [B_2]^1}$$

B) Es un equilibrio homogéneo en fase gas.

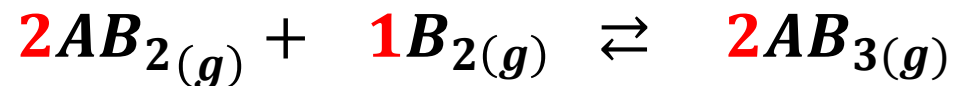
C) Si la $[AB_2]=0,5 \text{ M}$, $[B_2]=0,2 \text{ M}$ y $[AB_3]=0,05 \text{ M}$, el valor de K_c es $5,0 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1}$.

D) Si aumentamos la $[AB_2]$, el equilibrio se desplaza a la derecha.

E) Cuando disminuye la presión total del sistema aumenta la $[AB_3]$.



RESOLUCIÓN:



$$K_c = \frac{[AB_3]^2}{[AB_2]^2 [B_2]^1} \quad \Rightarrow \quad K_c = \frac{(0,05M)^2}{(0,5M)^2 (0,2M)}$$

$$K_c = 5 \times 10^{-2} M^{-1}$$

Es un equilibrio homogéneo ya que todas las sustancias están en fase gaseosa.

El principio de Le Chatelier:

Establece que si una reacción en equilibrio es perturbada desde el exterior, el sistema evoluciona en el sentido de contrarrestar los efectos de dicha perturbación.

$\uparrow [AB_2]$ $\downarrow [AB_2]$ \rightarrow (A la derecha)
 $\downarrow P$ **Mayor moles** \leftarrow (Disminuye AB_3)





5

En un reactor de 1 L ocurre la reacción $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
En el equilibrio hay 0,5 mol de PCl_5 ; 0,2 mol de PCl_3 y 0,1 mol de Cl_2 .
Determine el valor de la constante de equilibrio K_c .

Considerando la reacción: $1 \text{ PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 1 \text{ PCl}_3(\text{g}) + 1 \text{ Cl}_2(\text{g})$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

No olvidar:
 $[] = n/v$

$$K_c = \frac{[0,2/1] [0,1/1]}{[0,5/1]}$$

$$K_c = \frac{0,02}{0,5}$$

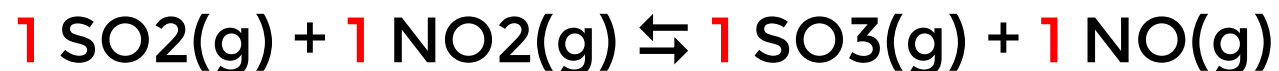
$$K_c = 0,04\text{M}$$



6

Para el sistema $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ en el equilibrio se tiene 0,4 mol de SO_2 ; 0,8 mol de NO_2 , 0,2 mol de SO_3 y 1 mol de NO . Determine la constante de equilibrio K_c .

Considerando la reacción: Asumimos 1 litro en el sistema



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3] [\text{NO}]}{[\text{SO}_2] [\text{NO}_2]}$$

No olvidar:
[] = n/v

$$K_c = \frac{[0,2/1] [1/1]}{[0,4/1] [0,8/1]}$$

$$K_c = \frac{0,2}{0,32}$$

$$K_c = 0,625$$



7

En el equilibrio $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, donde $K_c = 40$ se tiene $[\text{H}_2] = 2 \text{ M}$ y $[\text{HI}] = 5 \text{ M}$. Determine la concentración $[\text{I}_2]$ en el equilibrio mostrado.

Considerando la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] [\text{H}_2]}$$

$$40 = \frac{[5]^2}{[\text{I}_2] [2]}$$

$$40 \times 2 = \frac{[5]^2}{[\text{I}_2]}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{25}{80}$$

$$[\text{I}_2] = 0,31 \text{ M}$$



8

En el principio de Le Chatelier, si el sistema químico en equilibrio se somete a cualquier causa exterior perturbadora, el equilibrio reacciona en el sentido que se contrarresta la acción producida entre las causas exteriores se encuentran la presión, temperatura y concentración. De acuerdo al principio de Le Chatelier varían las velocidades en ambos sentidos, pero el rompimiento del equilibrio es transitorio, porque el sistema restablece el equilibrio nuevamente. ¿Cuál es el desplazamiento del equilibrio cuando se le aplica los siguientes efectos?



- I. Aumento de la concentración de O₂ →
- II. Aumento de la presión total del sistema →
- III. Extracción de CO₂(g) del sistema →
- IV. Disminución de la temperatura ↘

A) (→)(→)(→)(←)

B) (→)(→)(→)(→)

C) (→)(←)(→)(→)

D) (←)(→)(→)(→)

E) (←)(←)(→)(→)

