



CHEMISTRY

Chapter 18

5th
SECONDARY

Equilibrio Químico



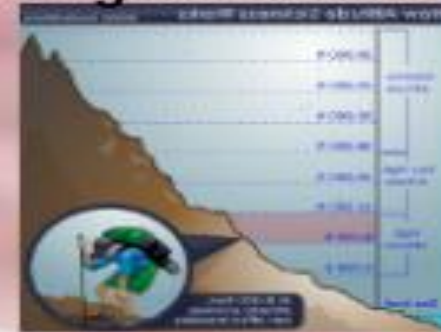
 **SACO OLIVEROS**

MOTIVATING STRATEGY



El Equilibrio Químico- La Hemoglobina.

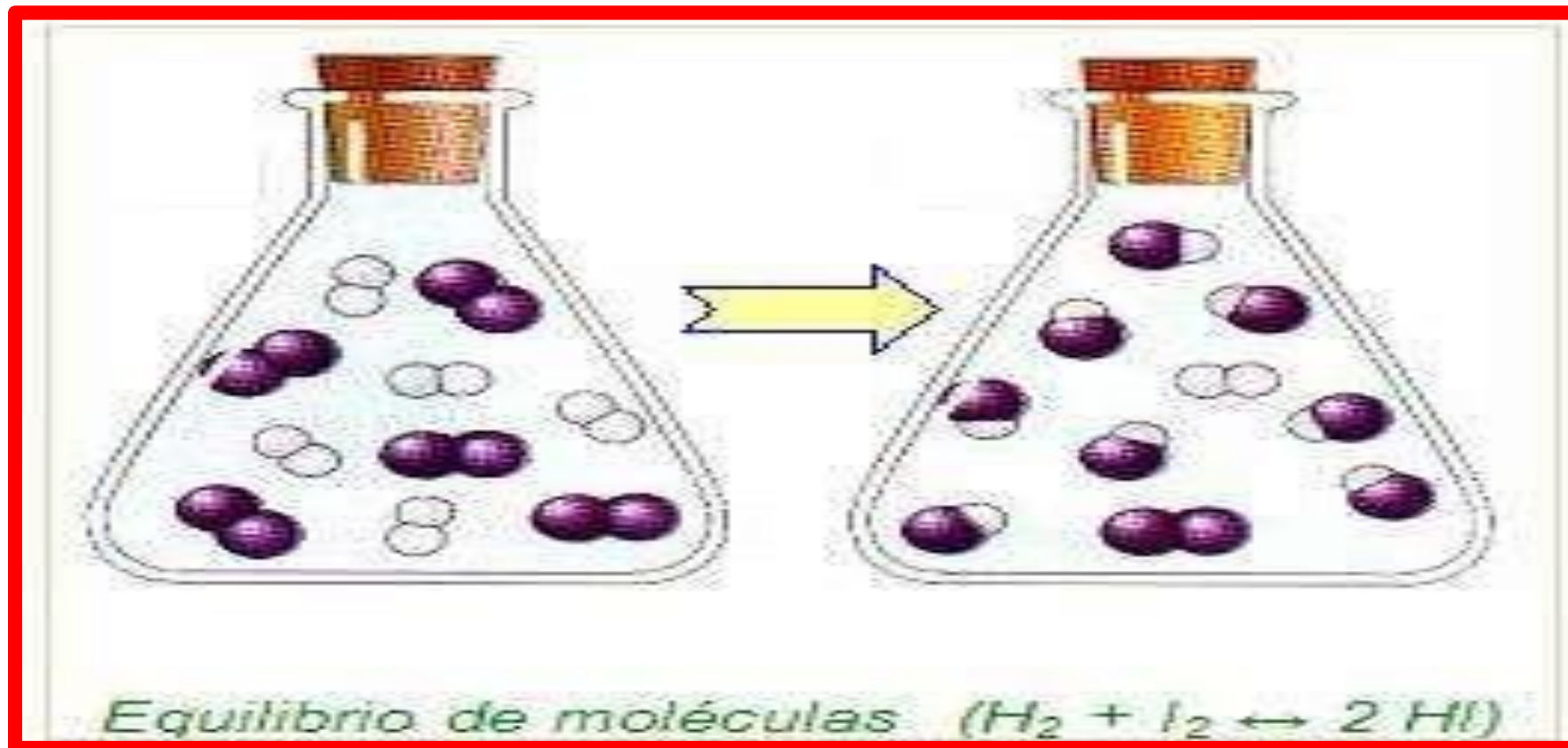
El equilibrio químico que ocurre en el transporte de gases con la hemoglobina, se puede manifestar cuando un organismo está expuesto a diferentes cambios de presiones atmosféricas, afectando la presión parcial del oxígeno dentro de él.



¿Qué puedes decir sobre el mal de altura?

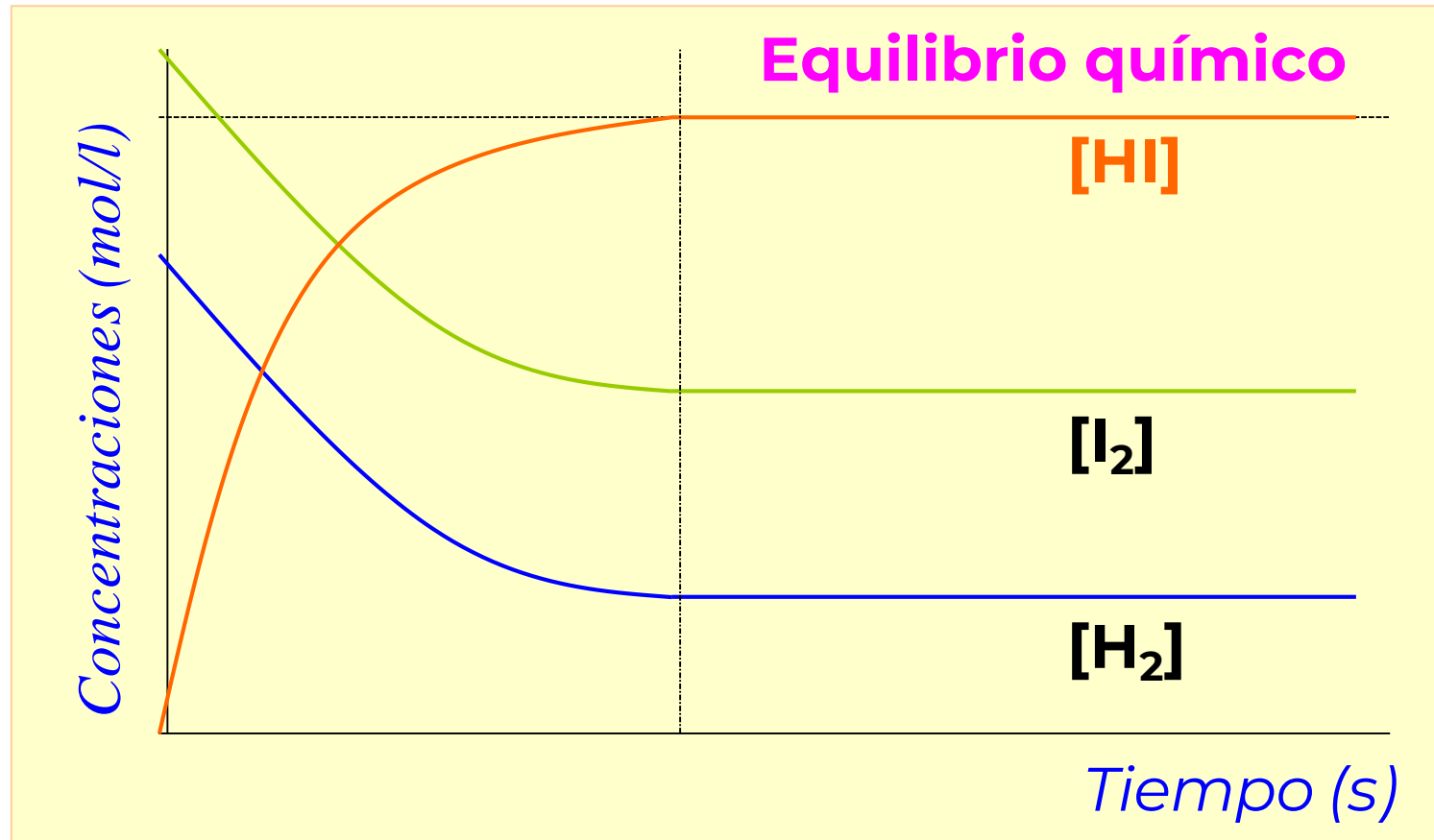
EQUILIBRIO QUÍMICO

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

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

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

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

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

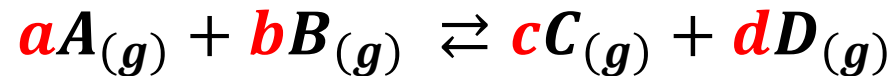
$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$



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 :

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

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

$P_T = \text{Presion total}$

$n_T = \text{Moles totales}$

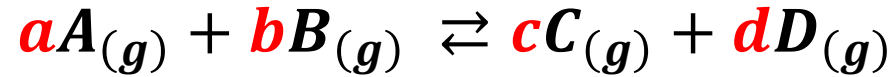
Se define la constante de presión:

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



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

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

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

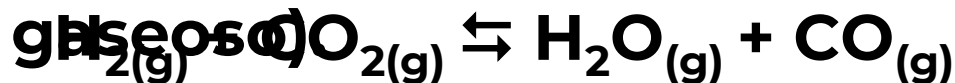
Si $\Delta n = 0$

$$K_p = K_c$$

Tipos de equilibrio

Equilibrio homogéneo

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



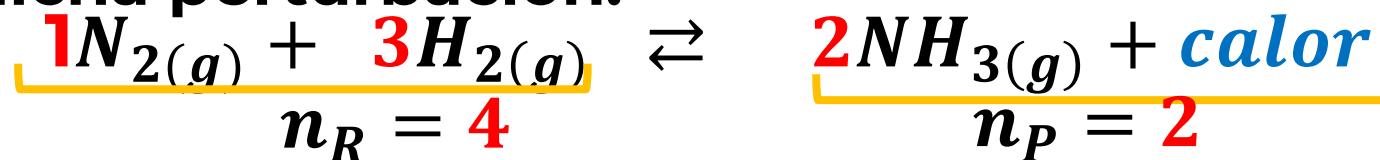
Equilibrio heterogéneo

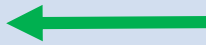


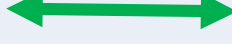



Las sustancias se encuentran en fases diferentes (al menos dos).



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.

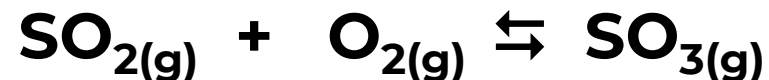


PERTURBACIÓN	SISTEMA	DESPLAZAMIENTO
$\uparrow [NH_3]$	$\downarrow [NH_3]$	
$\downarrow T$	$\uparrow T$	
$\uparrow P$	<i>Menor moles</i>	
<i>Agregar un catalizador</i>	-----	
$\downarrow [N_2]$	$\uparrow [N_2]$	
$\uparrow V$	<i>Mayor moles</i>	
<i>Agregar un gas argón</i>	-----	

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

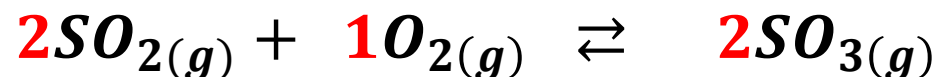
**1**

Expresa 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 :



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

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

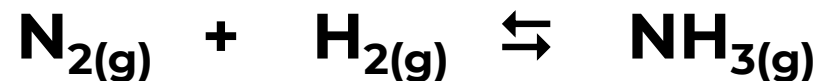
$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$$

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

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

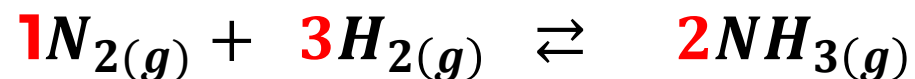
**3**

Determine la expresión de la constante de equilibrio (K_p) para la reacción:



RESOLUCIÓN:

Balanceando la reacción :



$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^{\mathbf{2}}}{(P_{\text{N}_2})^{\mathbf{1}} (P_{\text{H}_2})^{\mathbf{3}}}$$



4

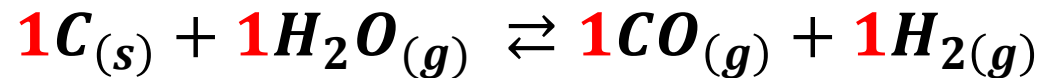
Determine la constante de equilibrio K_p para la reacción



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.

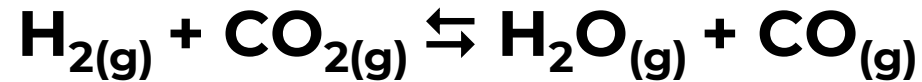
$$K_p = \frac{(P_{CO})^1 (P_{H_2})^1}{(P_{H_2O})^1} \Rightarrow K_p = \frac{(0,2 \cancel{\text{atm}})(0,22 \cancel{\text{atm}})}{0,6 \cancel{\text{atm}}}$$

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



5

Determine la constante de equilibrio K_c para la reacción:

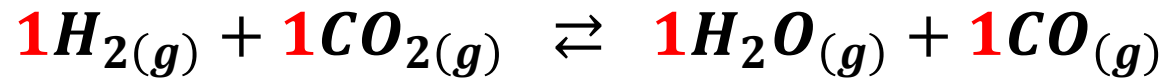


si el volumen es 4 L y en el equilibrio se encuentran

$n_{\text{CO}_2} = 0,4 \text{ mol}$; $n_{\text{CO}} = 0,4 \text{ mol}$; $n_{\text{H}_2} = 32 \text{ mol}$ y $n_{\text{H}_2\text{O}} = 4 \text{ mol}$

RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



32 mol 0,4 mol

4 mol 0,4 mol

$\overline{4L}$

$\overline{4L}$

$\overline{4L}$

$\overline{4L}$

8M

0,1M

1M

0,1M

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^1 [\text{CO}]^1}{[\text{H}_2]^1 [\text{CO}_2]^1}$$



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

$$K_c = 0,125$$

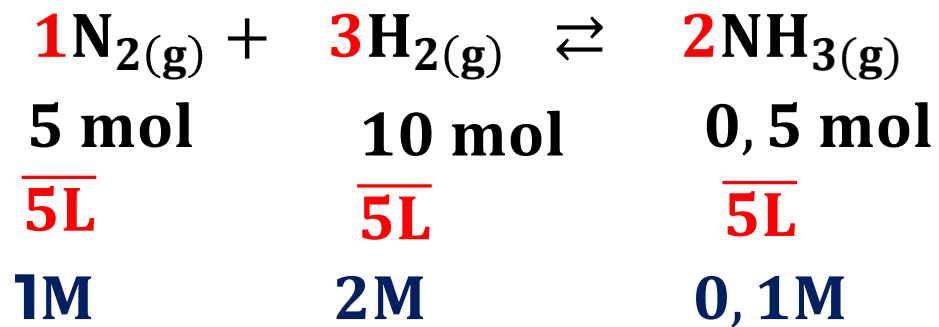


6

El amoníaco (NH_3) es el cimiento de la industria de fertilizantes nitrogenadas. Puede ser directamente aplicado al suelo como nutriente vegetal o convertido en una variedad de fertilizantes nitrogenados comunes. Esta reacción es conocida como el proceso de Haber-Bosch: $\text{N}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)}$, 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

RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 [\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{(0,1\text{M})^2}{(1\text{M})(2\text{M})^3} = \frac{0,01\text{M}^2}{8\text{M}^4}$$

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

**7**

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 :

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

A) La expresión de la constante de equilibrio es :

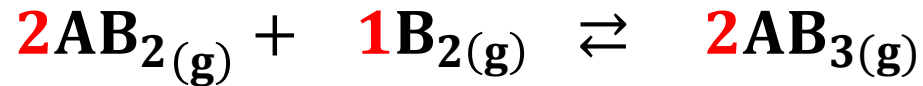
B) Es un equilibrio homogéneo en fase gas.

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 izquierda.



RESOLUCIÓN:



$$K_c = \frac{[\text{AB}_3]^2}{[\text{AB}_2]^2 [\text{B}_2]^1} \rightarrow K_c = \frac{(0,05\text{M})^2}{(0,5\text{M})^2 (0,2\text{M})}$$

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

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.

$\uparrow [\text{AB}_2] \rightarrow$ (A la derecha)

