



# CHEMISTRY

## Chapter 18

**5th**  
SECONDARY

**Equilibrio Químico**



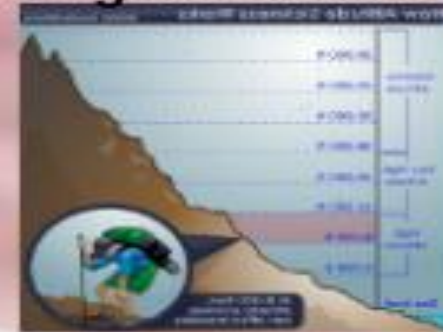
 **SACO OLIVEROS**

# 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.

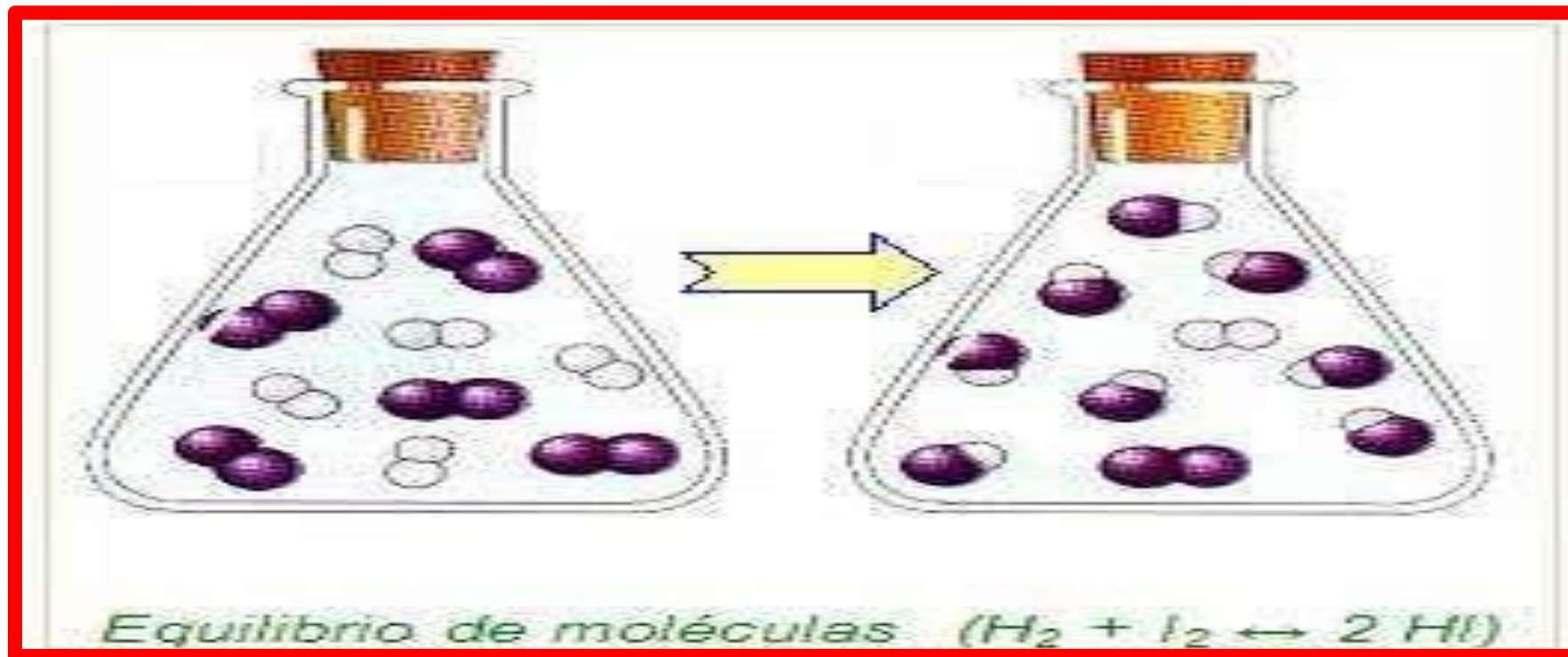


## ¿Qué puedes decir sobre el mal de altura?



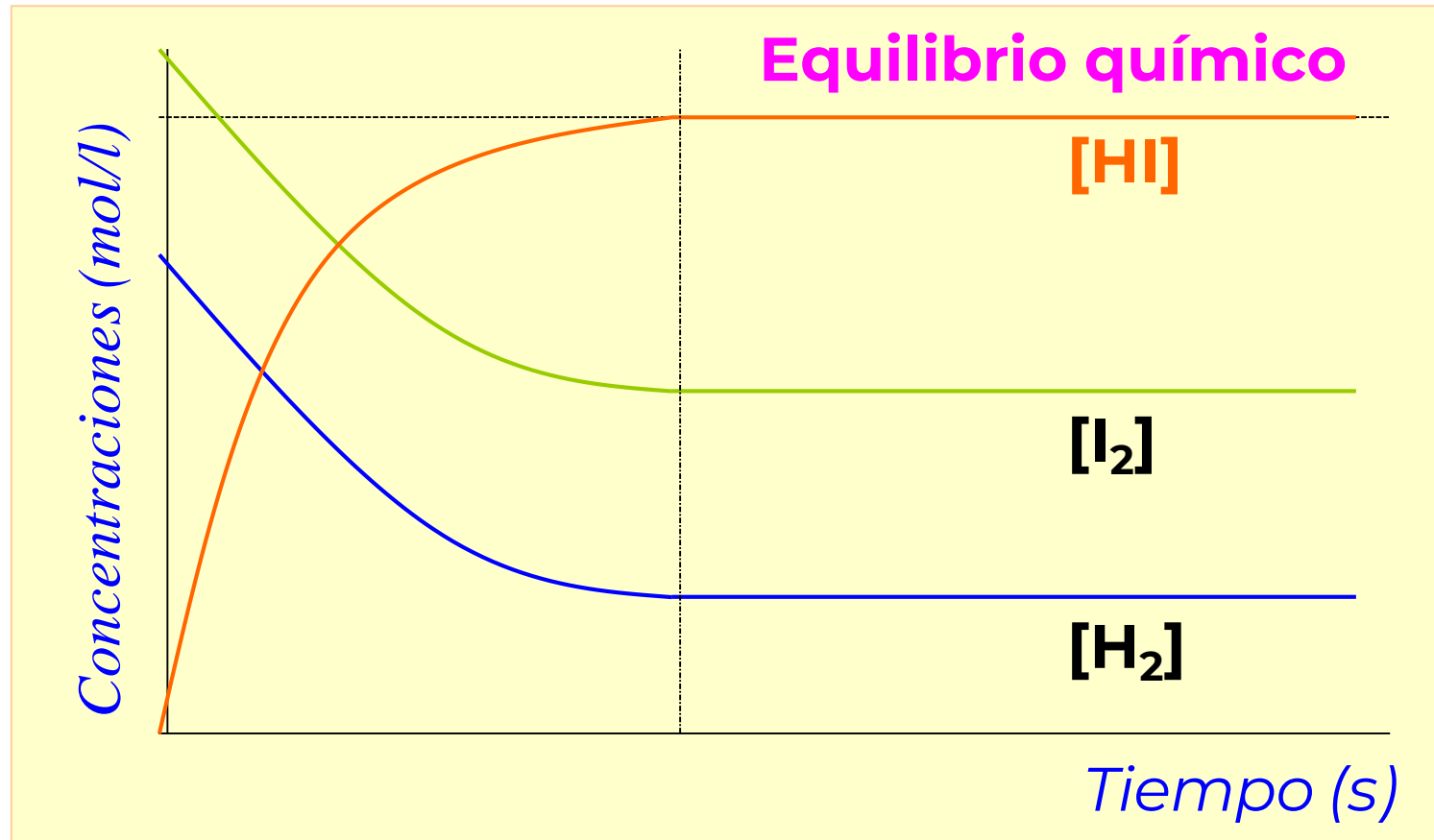
En un estado estacionario que alcanza una reacción química reversible a una temperatura y presión dada, en la cual la cantidad de reactantes y productos se mantiene constante mientras perdure tal condición.

Se cumple que, la rapidez de conversión de reactantes en productos (velocidad de reacción directa) es alcanzada por la rapidez de conversión de productos en reactantes (velocidad de reacción inversa).





## VARIACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN CON EL TIEMPO





- **Es dinámico** a nivel atómico-molecular o submicroscópico, porque ambas reacciones (directa e inversa) siguen ocurriendo con igual velocidad.

$$v_d = v_i > 0$$

Por ello se afirma que, químicamente es dinámico.

- **Es estático** a nivel macroscópico, porque una vez establecido el estado de equilibrio; las propiedades tales como la presión, la temperatura, la densidad, permanecen en medida fija.

Por ello se afirma que, físicamente es estático.

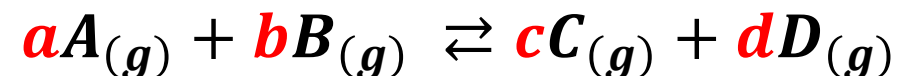
- \* **Es espontáneo**, porque se establece en un tiempo finito sin la influencia de factores externos, tales como cambios de temperatura o de presión, esto se debe de la desigualdad de velocidades que hay en un principio.
- \* **La naturaleza y las propiedades del estado** de equilibrio son las mismas, 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.



Si la reacción global es elemental, es decir; se desarrolla en una sola etapa:

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

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

$$v_d = v_i > 0$$

$$K_d[A]^a[B]^b = K_i[C]^c[D]^d$$

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

$$\frac{(\text{PRODUCTOS})^\alpha}{(\text{REACTANTES})^\beta}$$

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

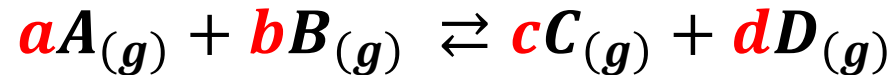




## La constante de equilibrio ( $K_P$ )

En reacciones donde intervengan gases, es mas sencillo medir presiones parciales que concentraciones; en este caso, la constante de equilibrio la designaremos como  $K_P$ .

Para el siguiente sistema general en fase gaseosa.



Sabemos que las presiones parciales se define como :

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

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

$P_T = \text{Presion total}$

$n_T = \text{Moles totales}$

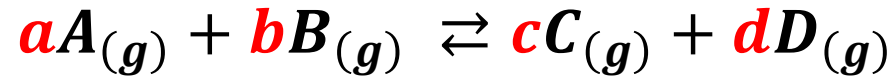
Se define la constante  $K_P$ :

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



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

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

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

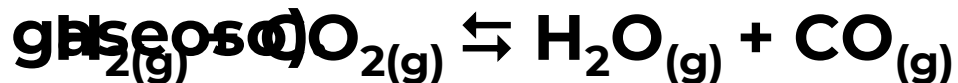
Si  $\Delta n = 0$

$$K_p = K_c$$

## Tipos de equilibrio

### Equilibrio homogéneo

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



### Equilibrio heterogéneo

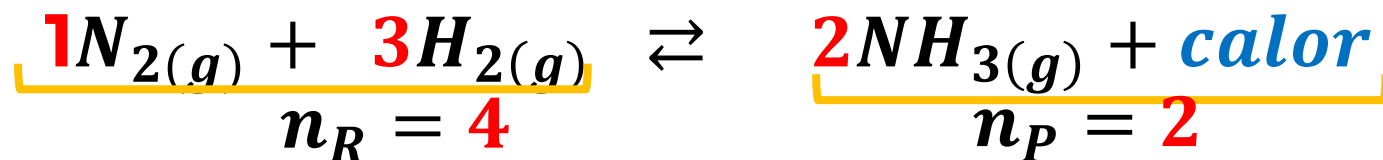
Las sustancias se encuentran en fases diferentes (al menos dos).












# Principio de Le Chatelier

Establece el sentido de respuesta de una reacción en equilibrio cuando es perturbada desde el exterior, con la finalidad de contrarrestar los efectos de dicha perturbación.

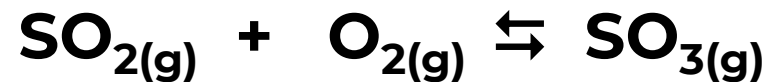


PERTURBACIÓN	SISTEMA	DESPLAZAMIENTO
$\uparrow [NH_3]$	$\downarrow [NH_3]$	
$\downarrow T$	$\uparrow T$	
$\uparrow P$	<i>Menor moles</i>	
<i>Agregar un catalizador</i>	-----	
$\downarrow [N_2]$	$\uparrow [N_2]$	
$\uparrow V$	<i>Mayor moles</i>	
<i>Agregar un gas argón</i>	-----	

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

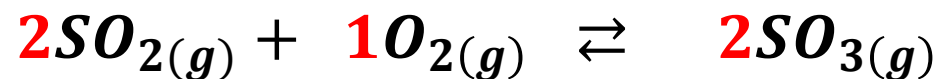
**1**

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 :



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

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

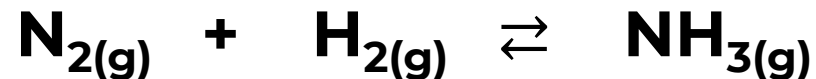
$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$$

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

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

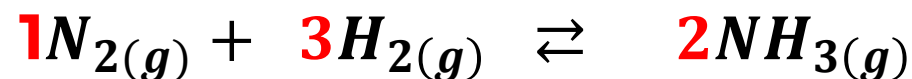
**3**

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



**RESOLUCIÓN:**

Balanceando la reacción :

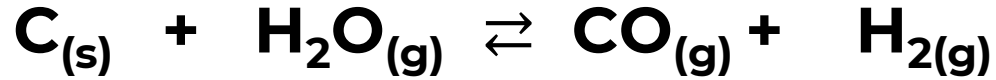


$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^{\mathbf{2}}}{(P_{\text{N}_2})^{\mathbf{1}} (P_{\text{H}_2})^{\mathbf{3}}}$$



4

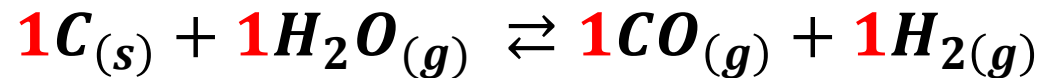
Determine la constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción



Si :  $P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,6 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{CO}} = 0,2 \text{ atm}$  y  $P_{\text{H}_2} = 0,22 \text{ atm}$

### 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.

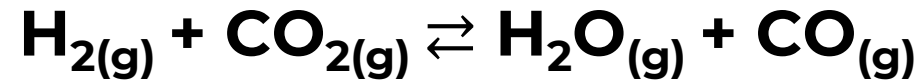
$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}})^1 (P_{\text{H}_2})^1}{(P_{\text{H}_2\text{O}})^1} \Rightarrow K_p = \frac{(0,2\cancel{\text{atm}})(0,22\cancel{\text{atm}})}{0,6\cancel{\text{atm}}}$$

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



5

Determine la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:

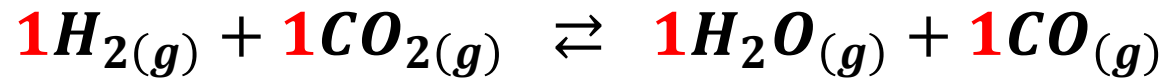


si el volumen es 4 L y en el equilibrio se encuentran

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

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



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

$$K_c = 0,125$$

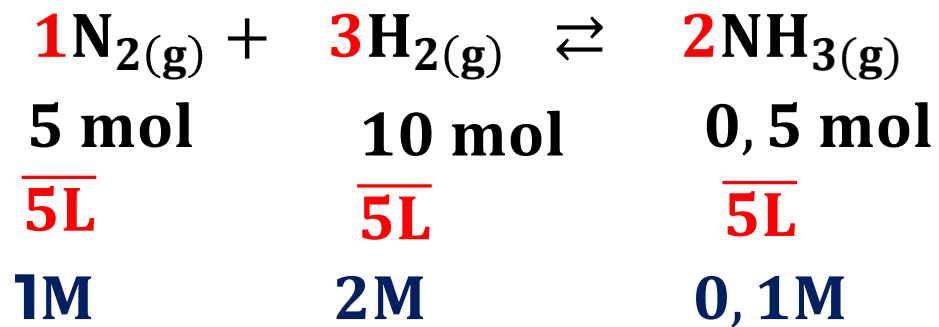


6

El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) 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  $\text{NH}_3$ ; 5 mol de  $\text{N}_2$  y 10 mol de  $\text{H}_2$ , determine la constante de

### RESOLUCIÓN:

Considerando la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 [\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{(0,1\text{M})^2}{(1\text{M})(2\text{M})^3} = \frac{0,01\text{M}^2}{8\text{M}^4} = 1,25 \times 10^{-3} \text{M}^{-2}$$

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



**7**

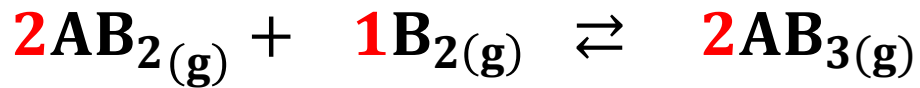
En una reacción reversible a temperatura constante las sustancias alcanzan el equilibrio, cuando la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa. A partir del cual ya no varían las propiedades, como la concentración. Con respecto al equilibrio

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

- 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  $[AB_3]=0,05 \text{ M}$ , entonces el valor de  $K_c$  resulta ser  $5,0 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1}$ .
- D) Si aumentamos la  $[AB_2]$ , el equilibrio se desplaza a la izquierda.



## RESOLUCIÓN:



$$K_c = \frac{[\text{AB}_3]^2}{[\text{AB}_2]^2 [\text{B}_2]^1}$$



$$K_c = \frac{(0,05\text{M})^2}{(0,5\text{M})^2 (0,2\text{M})}$$

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

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.**

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

