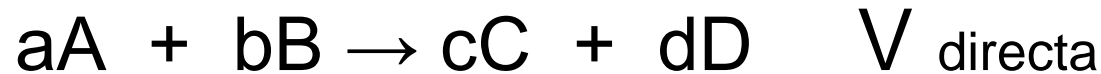


Equilibrio químico

# Equilibrio Químico

Se presenta

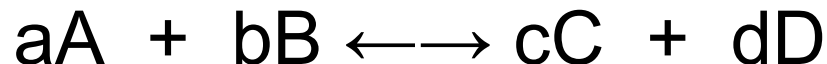
1. cuando la siguiente reacción,



se lleva a cabo también en el sentido inverso,



La reacción es reversible y se puede escribir como



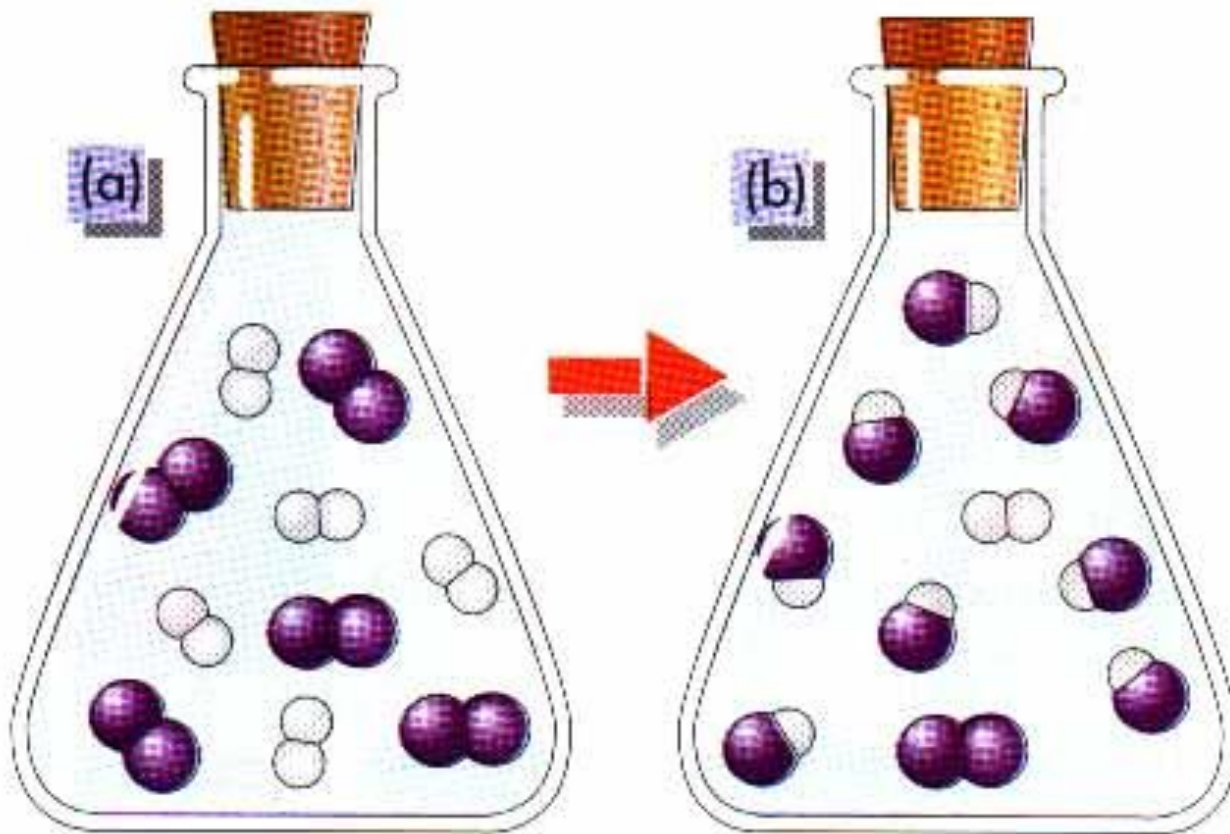
$$V_{\text{directa}} = V_{\text{inversa}}$$

## Equilibrio químico

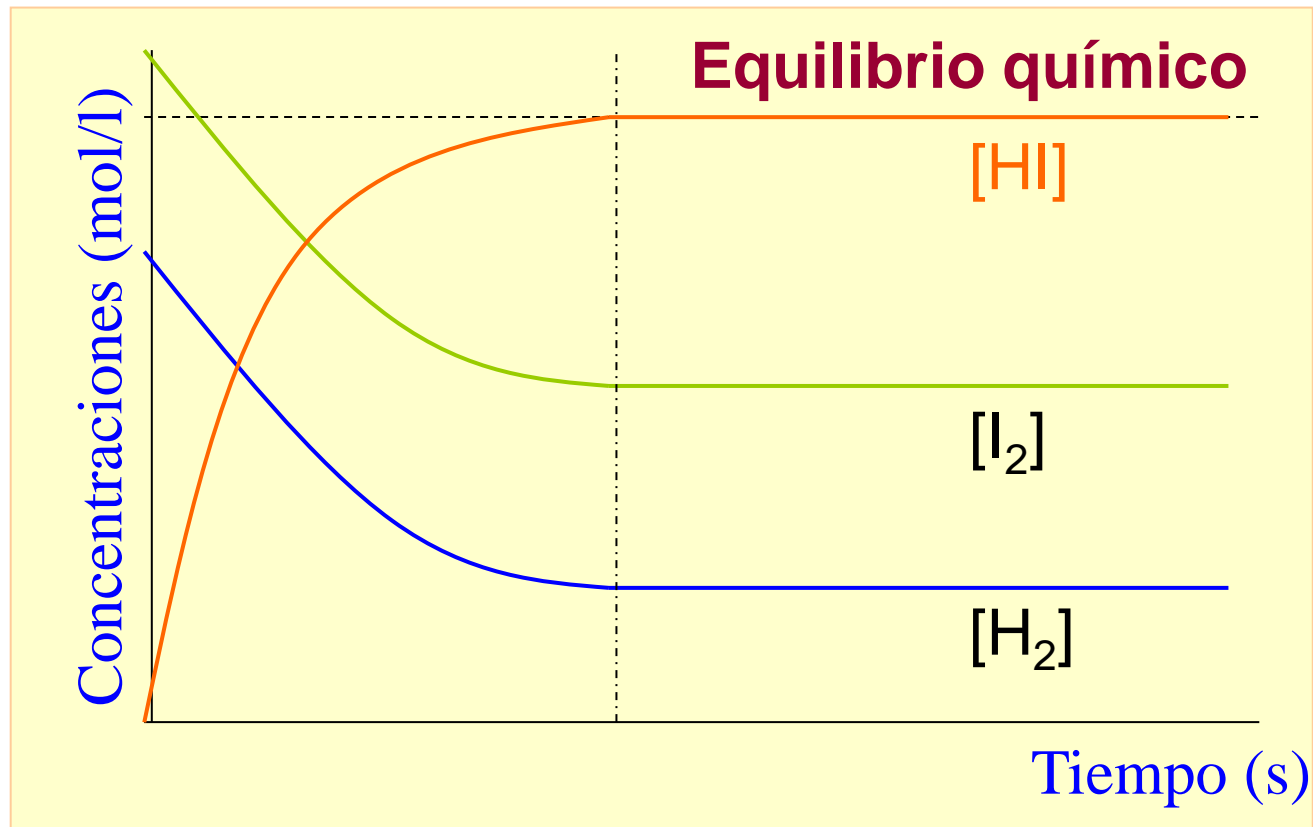
- El equilibrio químico de una reacción se logra cuando las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes en el tiempo
- El equilibrio químico es dinámico, es decir, las concentraciones de reactantes y productos no varían en el tiempo debido a que la velocidad de reacción hacia la derecha (de reactantes a productos) es igual a la velocidad de reacción hacia la izquierda (de productos a reactantes)

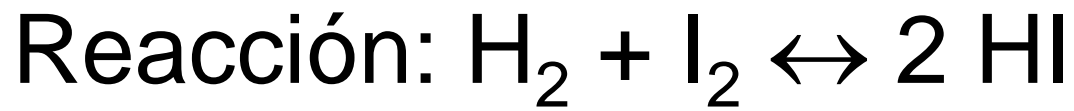
# Equilibrio de moléculas

$(\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2 \text{ HI})$

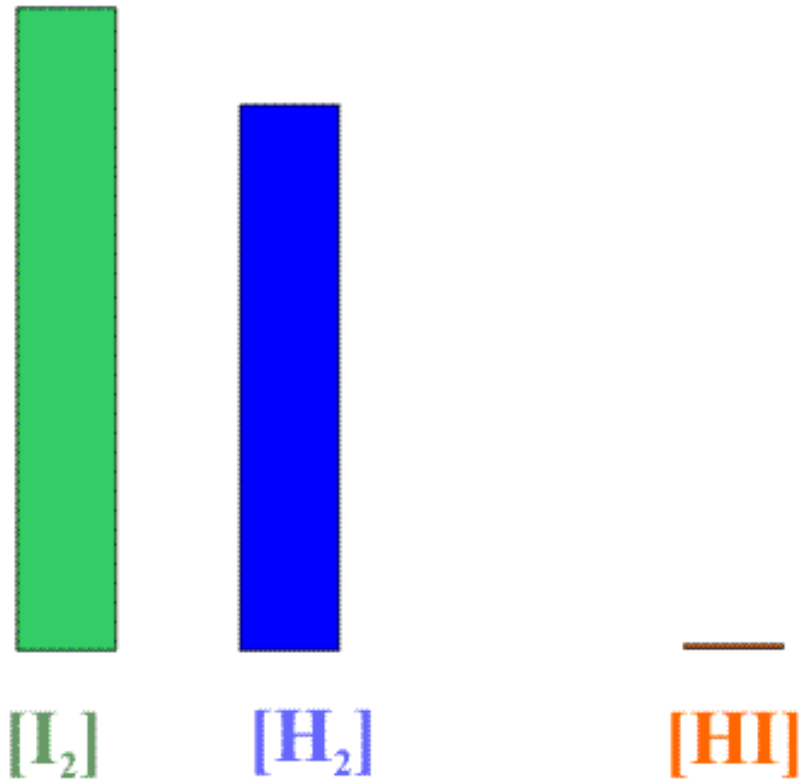


# Variación de la concentración con el tiempo ( $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2 \text{HI}$ )





*Variación de las  
concentraciones con el tiempo*



# Constante de equilibrio ( $K_c$ )

- En una reacción cualquiera:



- La constante  $K_c$  tomará el valor:

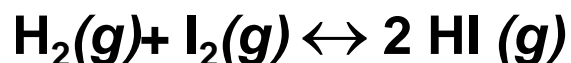
a,b,c y d son coeficientes estequiométricos

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

- Las concentraciones que van en la  $K_c$  son las concentraciones en el equilibrio (**NO LAS CONCENTRACIONES INICIALES**).
- La constante  $K_c$  cambia con la temperatura
- ¡ATENCIÓN!: Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución. Las especies en estado sólido y el solvente no cambia su concentración durante la reacción, por lo que no se incluyen en la constante de equilibrio

# Constante de equilibrio ( $K_c$ )

- En la reacción anterior:



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

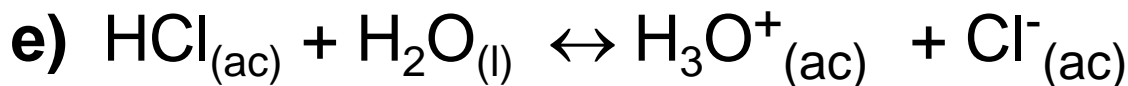
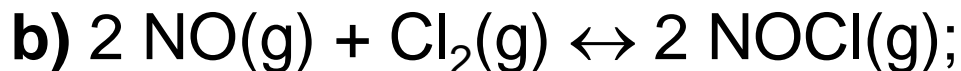
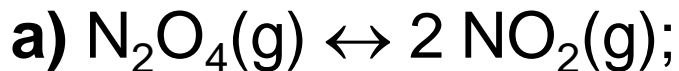


$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$



- **Equilibrio homogéneo** se aplica a las reacciones en que todas las especies reaccionantes se encuentran en la misma fase
- **Equilibrio heterogéneo** se aplica a las reacciones en las que alguna de las especies reaccionantes se encuentra en una fase diferente.

**Ejercicio A:** Escribir las expresiones de  $K_c$  para los siguientes equilibrios químicos:



$$a) \quad K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

$$b) \quad K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \times [Cl_2]}$$

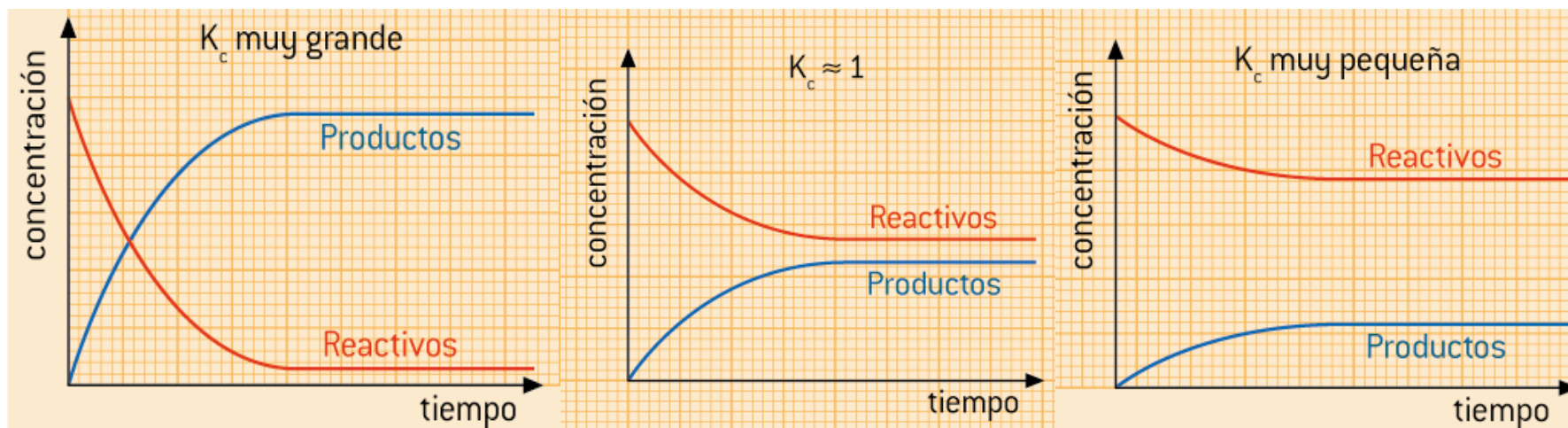
$$c) \quad K_c = [CO_2]$$

$$d) \quad K_c = [CO_2] \times [H_2O]$$

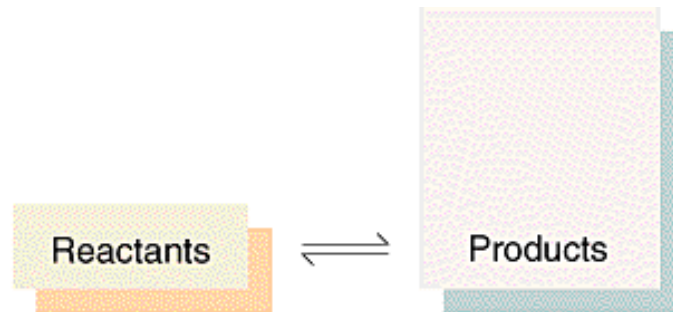
$$e) \quad K_c = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

La constante de equilibrio de una reacción química,  $K_c$  o  $K_p$ , indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

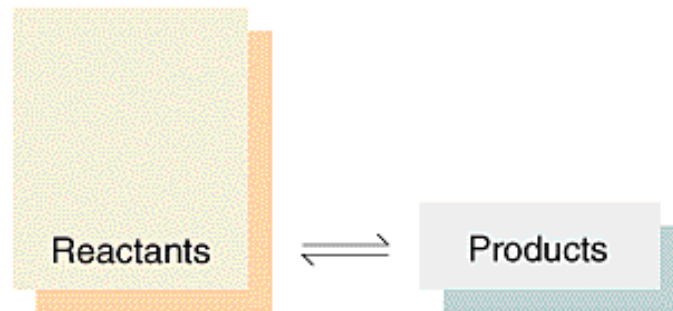
- **Si  $K$  es muy grande:** La reacción directa progresa hasta que prácticamente **se agota alguno de los reactivos**.
- **Si  $K \approx 1$ :** En el equilibrio, **las concentraciones de reactivos y productos son similares**.
- **Si  $K$  es muy pequeña:** La reacción está **muy desplazada hacia los reactivos**. Apenas se forman productos.



# Magnitud de las constantes de equilibrio



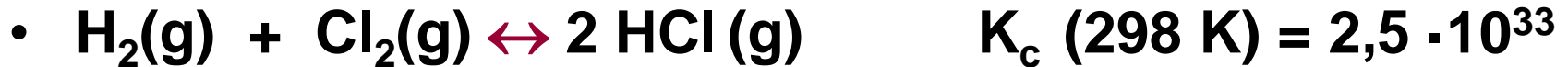
(a)  $K \gg 1$



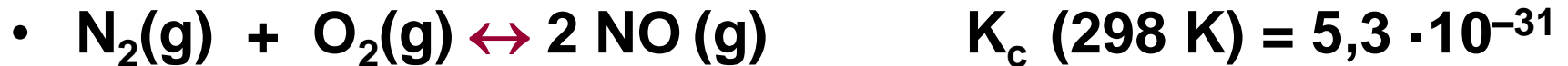
(b)  $K \ll 1$

# Magnitud de $K_c$

- El valor de ambas constantes puede variar entre límites bastante grandes.



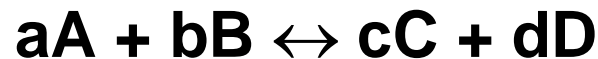
→ La reacción está muy desplazada a la derecha, es decir en esta reacción esta favorecida la formación de productos



→ La reacción está muy desplazada a la izquierda, es decir, apenas se forman productos.

# Constante de equilibrio ( $K_p$ )

- En las reacciones en que intervengan gases es más sencillo medir presiones parciales que concentraciones:



y se observa que la constante ( $K_p$ ) viene definida por:

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

A cierta temperatura, en un recipiente de 1 Litro se encuentran en equilibrio 8 gramos de  $O_2$ , 8 gramos de  $SO_2$  y 40 gramos de  $SO_3$ . A partir de la siguiente ecuación química calcule la constante de equilibrio  $K_c$ .



$$K_c = 64$$

A 25°C, en un recipiente de 1 Litro se encuentran en equilibrio 16 gramos de O<sub>2</sub>, 16 gramos de SO<sub>2</sub> y 80 gramos de SO<sub>3</sub>. A partir de la siguiente ecuación química calcule la constante de equilibrio K<sub>p</sub>.

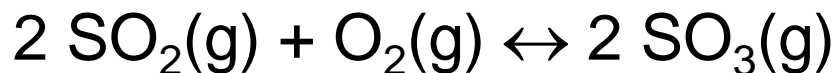


**K<sub>c</sub> = 32**



# Constante de equilibrio ( $K_p$ )

En la reacción vista anteriormente:



$$K_p = \frac{p(\text{SO}_3)^2}{p(\text{SO}_2)^2 \cdot p(\text{O}_2)}$$

De la ecuación general de los gases:  **$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$**

se obtiene:

$$P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T = [C] \cdot R \cdot T$$

# Constante de equilibrio ( $K_p$ ) (continuación)

- Vemos, pues, que  $K_p$  puede depender de la temperatura siempre que haya un cambio en el  $n^0$  de moles de gases

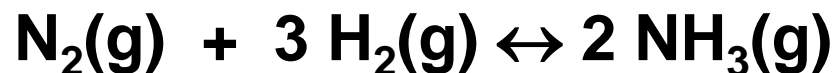
$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} = \frac{[C]^c (RT)^c \cdot [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \cdot [B]^b (RT)^b} =$$

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

en donde  $\Delta n$  = incremento en  $n^0$  de moles de gases

$$(n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}})$$

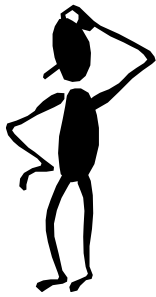
**Ejemplo:** Calcular la constante  $K_p$  a 1000 K en la reacción de formación del amoníaco ( $K_c = 1,996 \cdot 10^{-2}$  )



$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - (1 + 3) = -2$$

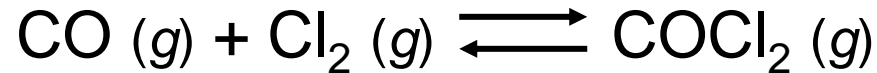
$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} =$$

$$\text{R: } K_p = 2,97 \times 10^{-6}$$



Las concentraciones de equilibrio para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular para formar  $\text{COCl}_2 (g)$  a  $74^\circ\text{C}$  son  $[\text{CO}] = 0.012 \text{ M}$ ,  $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$  y  $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$ .

Calcule las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .



$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0.14}{0.012 \times 0.054} = 216$$

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

$$\Delta n = 1 - 2 = -1 \quad R = 0.0821 \quad T = 273 + 74 = 347 \text{ K}$$

$$K_p = 216 \times (0.0821 \times 347)^{-1} = 7.6$$



La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción



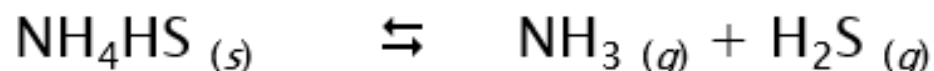
es 158 a 1000K. ¿Cuál es la presión en el equilibrio de  $\text{O}_2$  si las  $P_{\text{NO}_2} = 0.400 \text{ atm}$  y  $P_{\text{NO}} = 0.270 \text{ atm}$ ?

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = K_p \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{NO}}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 158 \times (0.400)^2 / (0.270)^2 = 347 \text{ atm}$$

Considerar el equilibrio siguiente a 295 K:



La presión parcial de cada gas es 0,265 atm. Calcular  $K_p$  y  $K_c$  para la reacción?

$$\underline{K_p} = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,265 \times 0,265 = 0,0702$$

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

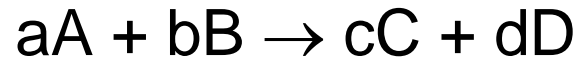
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - 0 = 2 \quad T = 295 \text{ K}$$

$$K_c = 0,0702 \times (0,0821 \times 295)^{-2} = 1,20 \times 10^{-4}$$

# Cociente de reacción (Q)

- En una reacción cualquiera:



se llama cociente de reacción a:

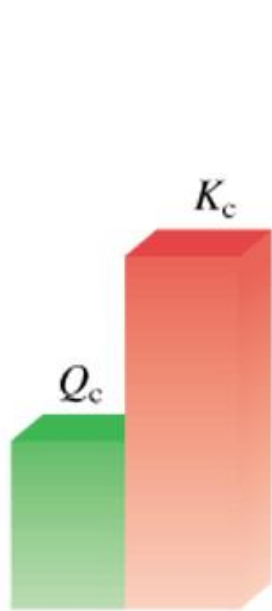
$$Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

- Tiene la misma fórmula que la  $K_c$  pero a diferencia que las concentraciones no son las de equilibrio, sino las concentraciones iniciales

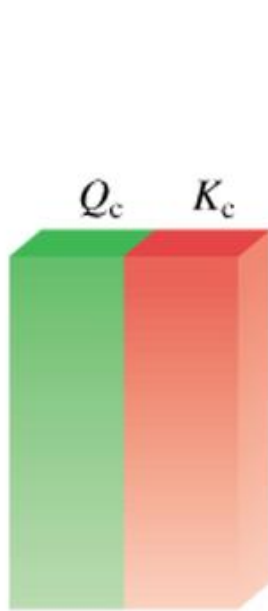
El ***cociente de reacción*** ( $Q_c$ ) se calcula sustituyendo las concentraciones iniciales de los reactivos y productos en la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ ).

**SI**

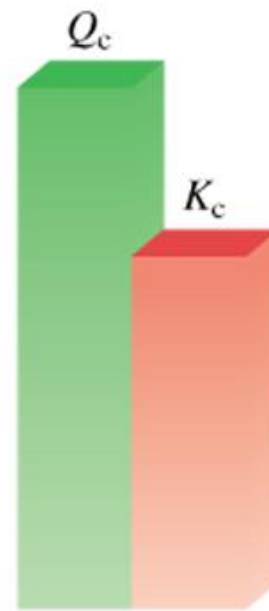
- $Q_c > K_c$  el sistema procede de derecha a izquierda para alcanzar el equilibrio
- $Q_c = K_c$  el sistema está en equilibrio
- $Q_c < K_c$  el sistema procede de izquierda a derecha para alcanzar el equilibrio



Reactivos  $\rightarrow$  Productos



Equilibrio: no hay cambio neto

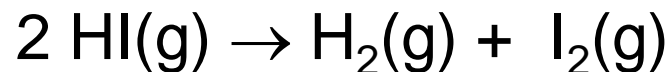


Reactivos  $\leftarrow$  Productos



- Si  $Q = K_c$  entonces el sistema está en equilibrio.
- Si  $Q < K_c$  el sistema evolucionará hacia la derecha, es decir, aumentarán las concentraciones de los productos y disminuirán las de los reactivos hasta que  $Q$  se iguale con  $K_c$ .
- Si  $Q > K_c$  el sistema evolucionará hacia la izquierda, es decir, aumentarán las concentraciones de los reactivos y disminuirán las de los productos hasta que  $Q$  se iguale con  $K_c$ .

Ejemplo: En un recipiente de 3 Litros se introducen 0,6 moles de HI, 0,3 moles de H<sub>2</sub> y 0,3 moles de I<sub>2</sub> a 490°C. Si K<sub>c</sub> = 0,022 a 490°C para

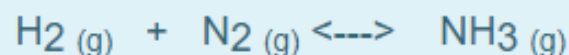


¿se encuentra en equilibrio?

$$Q = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{0,3/3 \cdot 0,3/3}{(0,6/3)^2} = 0.25$$

Como  $Q > K_c$  el sistema no se encuentra en equilibrio y la reacción se desplazará hacia la izquierda.

Para la siguiente reacción:

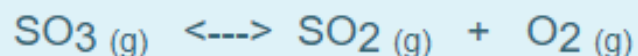


La  $K_p$  es 4,55 a 500 K. Si se mezclan inicialmente los tres gases en condiciones tales que las presiones parciales de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  son 0,40, 0,20 y 0,10 atm respectivamente. La dirección en que se desplaza la reacción hasta que se alcance el equilibrio es.

Seleccione una:

- ☐ Hacia la izquierda, ya que  $Q > K_p$
- ☒ Hacia la derecha, ya que  $Q < K_p$
- ☐ Hacia la izquierda, ya que  $Q < K_p$
- ☐ Hacia la derecha, ya que  $Q > K_p$
- ☐ La reacción se encuentra en equilibrio

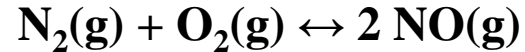
Un recipiente de 4,0 L se llena con 0,75 mol de  $\text{SO}_3$ , 2,5 mol de  $\text{SO}_2$  y 1,30 mol de  $\text{O}_2$ . Prediga el efecto sobre la concentración de  $\text{SO}_3$  para alcanzar el equilibrio ( $K_c = 12$ )



Seleccione una:

- ☒  $[\text{SO}_3]$  disminuirá porque  $Q < K_c$
- ☐  $[\text{SO}_3]$  disminuirá porque  $Q > K_c$
- ☐  $[\text{SO}_3]$  aumentará porque  $Q < K_c$
- ☐  $[\text{SO}_3]$  aumentará porque  $Q > K_c$
- ☐  $[\text{SO}_3]$  permanecerá sin cambio, ya que  $Q = K_c$

**1.- A 2010 K, la constante de equilibrio,  $K_c$ , para la siguiente reacción es  $4,0 \times 10^{-4}$ :**



**Si las concentraciones de  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  en el equilibrio son 0,28 mol/L y 0,38 mol/L a 2010 K, ¿cuál es la concentración de equilibrio de NO?**

- a)  $1,8 \times 10^{-9} \text{ M}$**
- b)  $2,1 \times 10^{-5} \text{ M}$**
- c)  $4,3 \times 10^{-5} \text{ M}$**
- d)  $6,5 \times 10^{-3} \text{ M}$**
- e)  $6,1 \times 10^{-2} \text{ M}$**

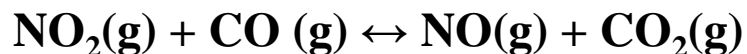
# Cálculo de las concentraciones de equilibrio

1. Exprese las concentraciones de equilibrio de todas las especies en términos de las concentraciones iniciales y una sola variable  $x$  que representan el cambio en la concentración.
2. Escriba la expresión de la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de equilibrio. Sabiendo el valor de la constante de equilibrio, resuelva para  $x$ .
3. Habiendo resuelto para  $x$ , calcule las concentraciones de equilibrio de todas las especies.



**1.- Una mezcla de 0,200 mol de NO<sub>2</sub> y 0,200 mol de CO se adiciona a un recipiente de 1,00 L y se espera hasta que se alcanza el equilibrio. El análisis de la mezcla del equilibrio indica que 0,134 mol de CO<sub>2</sub> están presentes.**

**Calcule  $K_c$  para la reacción:**



a) 0,27

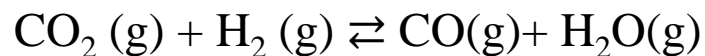
b) 0,45

c) 0,67

d) 2,0

e) 4,1

Una mezcla de 0.100 moles de  $\text{CO}_2$ , 0.05000 moles de  $\text{H}_2$  y 0.1000 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se colocan en un recipiente de 1.000 L. Se establece el equilibrio siguiente:



En el equilibrio  $[\text{CO}_2] = 0.0954 \text{ M}$ .

- a) Calcule la concentración en el equilibrio de todas las demás especies.
- b) Calcule  $K_c$  de la reacción
- c) ¿Se dispone de suficiente información para calcular  $K_p$ ?



**Ejemplo:** Cálculo de las concentraciones de equilibrio.

Para la reacción  $A \rightleftharpoons B$ , si A tiene una concentración inicial de 0,85 M, ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio de A y de B? Considere que  $K_c = 24$ .

	<b>A</b>	$\rightleftharpoons$	<b>B</b>
Inicial	0,85 M		0 M
Cambio.	-x M		x M
Equilibrio	(0,85 - x) M		x M

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow 24 = \frac{x}{(0,85 - x)} \Rightarrow x = 0,816 \text{ M}$$

$$[A] = (0,85 - 0,816) \text{ M} = \mathbf{0,034 \text{ M}}$$

$$[B] = \mathbf{0,816 \text{ M}}$$

En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 moles de  $\text{N}_2(\text{g})$  y 12 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$

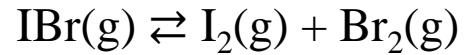
**a)** Escribir la reacción de equilibrio

**b)** Si establecido éste se observa que hay 0,92 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$ , determinar las concentraciones de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  en el equilibrio y la constante  $K_c$ .



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]} = \frac{0,092^2}{1,062^3 \cdot 0,354} = 1,996 \cdot 10^{-2}$$

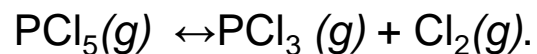
Para el equilibrio,



donde  $K_c = 8.5 \times 10^3$  a  $150^\circ\text{C}$ . Si 0.040 mol de IBr son colocados en un container de 1.0 L,

¿Cuál es la concentración de esta sustancia una vez que alcance la posición de equilibrio?

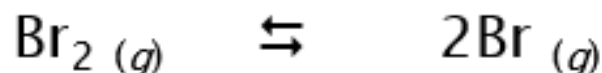
En un recipiente de 250 ml se introducen 3 g de  $\text{PCl}_5$ , estableciéndose el equilibrio:



Sabiendo que la  $K_C$  a la temperatura del experimento es 0,48. Determinar la composición molar del equilibrio.

$$\mathbf{X = 0,0519}$$

A 1280 °C la constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la reacción es  $1,1 \times 10^{-3}$ . Si las concentraciones iniciales de  $[\text{Br}_2] = 0,063 \text{ M}$  y  $[\text{Br}] = 0,012 \text{ M}$ . ¿Calcular las concentraciones de estas especies en el equilibrio?



$x$  representa el cambio en la concentración de  $\text{Br}_2$

	$\text{Br}_2 (g)$	$\rightleftharpoons$	$2\text{Br} (g)$
Inicial (M)	0,063		0,012
Cambio (M)	$-x$		$+2x$
Equilibrio (M)	$0,063 - x$		$0,012 + 2x$

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} \quad K_c = \frac{(0,012 + 2x)^2}{0,063 - x} = 1,1 \times 10^{-3} \quad \text{Solución para } x$$

$$K_c = \frac{(0,012 + 2x)^2}{0,063 - x} = 1,1 \times 10^{-3}$$

$$4x^2 + 0,048x + 0,000144 = 0,0000693 - 0,0011x$$

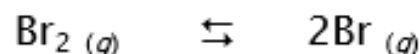
$$4x^2 + 0,0491x + 0,0000747 = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = -0,0105$$

$$x = -0,00178$$



Inicial (M)                      0,063                      0,012

Cambio (M)                      -x                      +2x

Equilibrio (M)                      0,063 - x                      0,012 + 2x

En el equilibrio , [Br] = 0,012 + 2x = ~~-0,009 M~~      o 0,00844 M

En el equilibrio , [Br<sub>2</sub>] = 0,062 - x = 0,0648 M

**Ejemplo:** Tengamos el equilibrio:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$ .  
Se hacen cinco experimentos en los que se introducen diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos ( $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$ ).

Se produce la reacción y una vez alcanzado el equilibrio se miden las concentraciones tanto de reactivos como de productos observándose los siguientes datos:

	Concentr. iniciales (mol/l)			Concentr. equilibrio (mol/l)			
	[SO <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[SO <sub>3</sub> ]	[SO <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[SO <sub>3</sub> ]	K <sub>c</sub>
Exp 1	0,20	0,20	—	0,030	0,155	0,170	279,2
Exp 2	0,15	0,40	—	0,014	0,332	0,135	280,7
Exp 3	—	—	0,20	0,053	0,026	0,143	280,0
Exp 4	—	—	0,70	0,132	0,066	0,568	280,5
Exp 5	0,15	0,40	0,25	0,037	0,343	0,363	280,6

	Concentr. iniciales (mol/l)			Concentr. equilibrio (mol/l)			
	[SO <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[SO <sub>3</sub> ]	[SO <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[SO <sub>3</sub> ]	K <sub>c</sub>
Exp 1	0,200	0,200	—	0,030	0,115	0,170	279,2
Exp 2	0,150	0,400	—	0,014	0,332	0,135	280,1
Exp 3	—	—	0,200	0,053	0,026	0,143	280,0
Exp 4	—	—	0,700	0,132	0,066	0,568	280,5
Exp 5	0,150	0,400	0,250	0,037	0,343	0,363	280,6

- En la reacción anterior:  

$$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$$
- K<sub>c</sub> se obtiene aplicando la expresión:

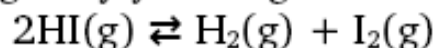
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$

- y como se ve es prácticamente constante.



3. La constante de equilibrio de la reacción:  $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  es  $K_c = 2.4 \times 10^{-3}$  a  $700^\circ\text{C}$ . a) Calcule  $K_c$  para:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$  b) A esta temperatura ¿favorece el equilibrio al  $\text{SO}_2$  y el  $\text{O}_2$  o al  $\text{SO}_3$ ?

4. Se coloca yoduro de hidrógeno gaseoso en un recipiente cerrado a  $425^\circ\text{C}$  donde se descompone parcialmente en hidrógeno y yodo según:

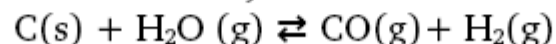


En la posición de equilibrio se encuentra que  $[\text{HI}] = 3.53 \times 10^{-3} \text{ M}$ ;  $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$ ;  $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$ . Calcule  $K_c$  y  $K_p$  a esta temperatura.

3. (a)  $K_c = 4.2 \times 10^2$  (b) el equilibrio favorece a  $\text{SO}_3$  a esa temperatura.

4.  $K_c = 1.84 \times 10^{-2}$ ,  $K_p = 1.84 \times 10^{-2}$

5. A temperaturas cercanas a los 800 °C, el vapor de agua se hace pasar sobre coque (una forma de carbono que se obtienen de la hulla) caliente reacciona para formar CO e H<sub>2</sub>:



La mezcla de gases que se produce es un combustible industrial importante que se llama *gas de agua*. Cuando se alcanza el equilibrio a 800 °C [H<sub>2</sub>] = 4.0 x 10<sup>-2</sup> M, [CO] = 4.0 x 10<sup>-2</sup> M, [H<sub>2</sub>O] = 1.0 x 10<sup>-2</sup> M. Calcule K<sub>c</sub> a esta temperatura.

**R: K<sub>c</sub> = 0.16**

1. Escriba las expresiones para  $K_c$  y  $K_p$  para las siguientes reacciones químicas. Indique en cada caso si la reacción es homogénea o heterogénea:

- a)  $3\text{NO(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O(g)} + \text{NO}_2\text{(g)}$       b)  $\text{CH}_4\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{S(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_2\text{(g)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$   
 b)  $\text{Ni(CO)}_4\text{(g)} \rightleftharpoons \text{Ni(s)} + 4\text{CO(g)}$       c)  $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Fe(s)} + 3\text{H}_2\text{O(g)}$   
 d)  $2\text{N}_2\text{O}_5\text{(g)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$       e)  $\text{FeO(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{O(g)}$

2. La constante de equilibrio para la reacción:  $2\text{NO(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$  es  $K_c = 2.4 \times 10^3$  a  $2000^\circ\text{C}$ . a) Calcule  $K_c$  para:  $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO(g)}$  b) A esta temperatura ¿favorece el equilibrio al NO o al  $\text{N}_2$  y el  $\text{O}_2$ ?

1.

	$K_c$	$K_p$	Tipo de equilibrio
(a)	$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}][\text{NO}_2]}{[\text{NO}]^3}$	$K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}} \times P_{\text{NO}_2}}{P_{\text{NO}}^3}$	Homogéneo
(b)	$K_c = \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}$	$K_p = \frac{P_{\text{CS}_2} P_{\text{H}_2}^4}{P_{\text{CH}_4} P_{\text{H}_2\text{S}}^2}$	Homogéneo
(c)	$K_c = \frac{[\text{CO}]^4}{[\text{Ni(CO)}_4]}$	$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^4}{P_{\text{Ni(CO)}_4}}$	Heterogéneo
(d)	$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{H}_2]^3}$	$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^3}{P_{\text{H}_2}^3}$	Heterogéneo
(e)	$K_c = \frac{[\text{O}_2][\text{NO}_2]^4}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2}$	$K_p = \frac{P_{\text{O}_2} P_{\text{NO}_2}^4}{P_{\text{N}_2\text{O}_5}^2}$	Homogéneo
(f)	$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$	$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2}}$	Heterogéneo

2. (a)  $K_c = 4.2 \times 10^{-4}$  (b) el equilibrio favorece al  $\text{N}_2$  y al  $\text{O}_2$  a esa temperatura.

6. Para la reacción :  $2\text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NOCl (g)}$

A 500 K la constante de equilibrio de la reacción es  $K_p = 52.0$ . Una mezcla de los tres gases en equilibrio presenta presiones parciales de 0.095 atm para NO y 0.171 atm para  $\text{Cl}_2$ . ¿Cuál es la presión parcial del NOCl en la mezcla.

7. El tricloruro de fósforo gaseoso y el cloro gaseoso reaccionan para formar pentacloruro de fósforo gaseoso:  $\text{PCl}_3 \text{(g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_5 \text{(g)}$ . Un recipiente para gases se carga con una mezcla de  $\text{PCl}_3 \text{(g)}$  y  $\text{Cl}_2 \text{(g)}$  la cual se deja que alcance el equilibrio a 450 K. En el equilibrio las presiones parciales de los tres gases son  $P_{\text{PCl}_3} = 0.124 \text{ atm}$   $P_{\text{PCl}_5} = 1.30 \text{ atm}$   $P_{\text{PCl}_2} = 0.157 \text{ atm}$ . Calcular el valor de  $K_p$  e esta temperatura. Discuta hacia que dirección esta desplazado el equilibrio.

6. La presión del NOCl (g) es 0.28 atm

7. (a)  $K_p = 66.8$  (b) Como  $K_p > 1$ , los productos son más favorables que los reactantes. En este caso el equilibrio favorece a  $\text{PCl}_5 \text{(g)}$

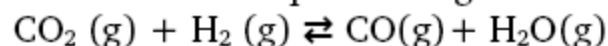
8. A 700 °C  $K_c = 20.4$  para la reacción:  $\text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3 (\text{g})$

a) ¿Cuál es el valor de  $K_c$  para la reacción  $\text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

b) ¿Cuál es el valor de  $K_c$  para la reacción  $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{g})$

c) ¿Cuál es el valor de  $K_p$  para la reacción  $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{g})$

9. Una mezcla de 0.100 moles de  $\text{CO}_2$ , 0.05000 moles de  $\text{H}_2$  y 0.1000 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se colocan en un recipiente de 1.000 L. Se establece el equilibrio siguiente:



En el equilibrio  $[\text{CO}_2] = 0.0954 \text{ M}$ . a) Calcule la concentración en el equilibrio de todas las demás especies. b) Calcule  $K_c$  de la reacción c) ¿Se dispone de suficiente información para calcular  $K_p$ ?

8. (a)  $K_c = 0.0490$  (b)  $K_c = 416$  (c)  $K_c = 5.21$

9. (a)  $[\text{H}_2] = 0.0454 \text{ M}$ ,  $[\text{CO}] = 0.0046 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}] = 0.1046 \text{ M}$   $[\text{CO}_2] = 0.0954 \text{ M}$

(b)  $K_c = 0.11$

(c) No. Para calcular  $K_p$  a partir de  $K_c$ , se debe conocer la temperatura de la reacción. Aunque en este caso  $K_c = K_p$  ya que  $\Delta n = 0$

## El grado de disociación ( $\alpha$ )

Es el **cociente** entre la **cantidad de sustancia que se ha disociado** y la **cantidad total de sustancia que teníamos en un principio**.

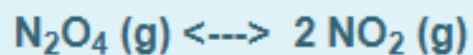
$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{\text{N.º de moles disociados}}{\text{N.º total de moles iniciales}}$$

## El porcentaje de disociación.

Se calcula a partir de la fórmula del **grado de disociación, multiplicando el resultado por 100**. La fórmula es la siguiente:

$$\alpha\% = \frac{\text{cantidad de sustancia disociada}}{\text{cantidad de sustancia total}} \cdot 100$$

Se colocan 0,25 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un reactor de 10 L. Este gas se descompone produciendo 0,30 mol de  $\text{NO}_2$  y estableciéndose el equilibrio que se indica. ¿Cuál será el % de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$ ?



Seleccione una:

- ☒ 60
- ☐ 64
- ☐ 75
- ☐ 13
- ☐ 30

Para la siguiente reacción, a cierta temperatura el valor de  $K_c$  es 0,0156:  $2 \text{ HI (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)}$

¿Cuál es el porcentaje de disociación del HI, al agregar 0,1 mol de HI a un recipiente de 1 L a igual temperatura?

Seleccione una:

- ☐ 1,0
- ☐ 1,5
- ☐ 10
- ☒ 20
- ☐ 30



A 2000 °C la presión parcial inicial del  $\text{PCl}_5$  es de 3,73 atm. ¿Cuál es el  $K_p$  si el porcentaje de disociación es de 25%?  $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

Seleccione una:

- ☐ 0,933
- ☐ 1,866
- ☐ 2,80
- ☒ 0,31
- ☐ 3,23

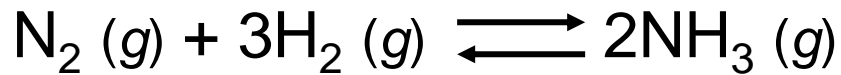
# Modificaciones del equilibrio

- Un sistema que se encuentra en equilibrio puede ser perturbado por:
  - Cambio en la concentración de alguno de los reactivos o productos.
  - Cambio en la presión (o volumen)
  - Cambio en la temperatura.
- El sistema deja de estar en equilibrio y trata de volver a él.

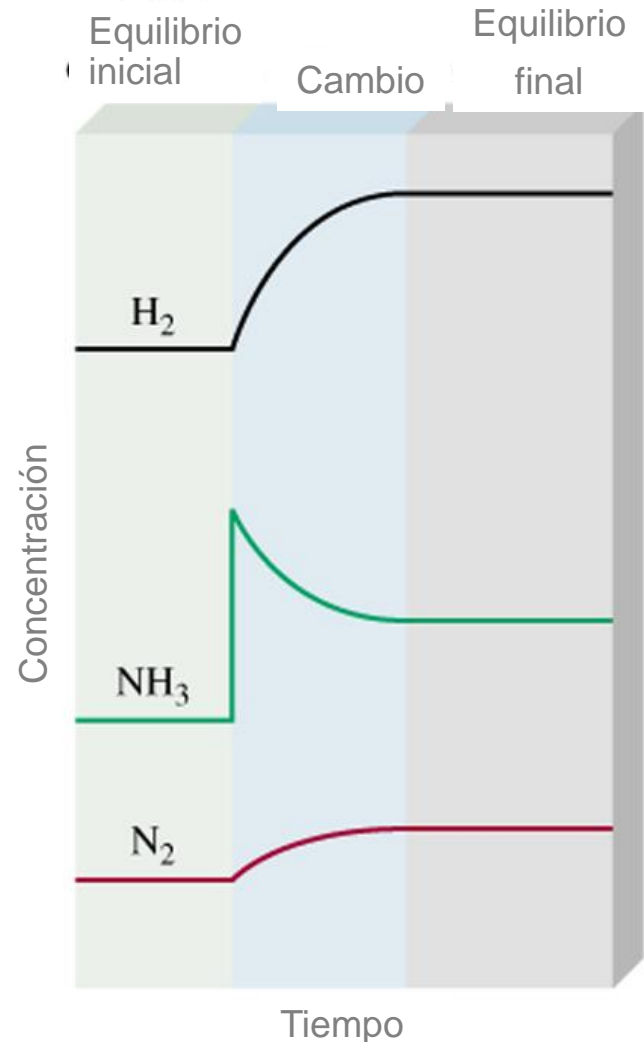
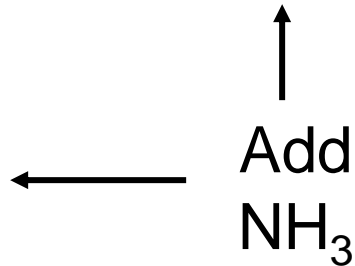
# Principio de Le Châtelier

Si una tensión externa se aplica a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta de tal manera que la tensión se compensa parcialmente, así el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

- Cambios en la concentración

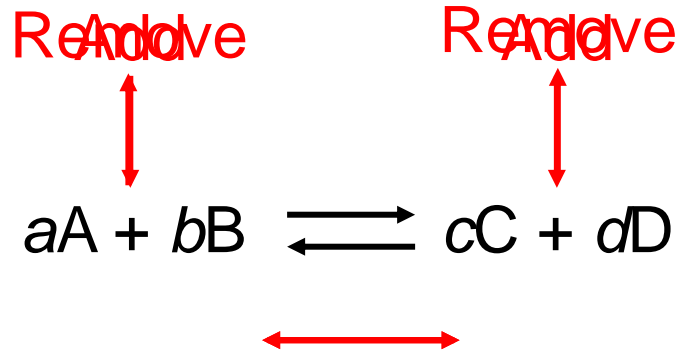


El equilibrio  
desplaza a  
la izquierda  
para  
compensar  
la tensión



# ***Principio de Le Châtelier***

- Cambios en la concentración (continuación)



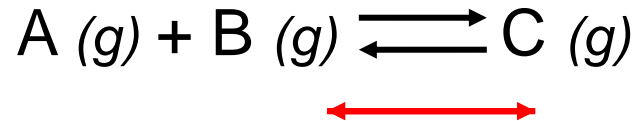
## **Cambios**

## **Desplazamiento del equilibrio**

Aumenta la concentración del producto(s)	izquierda
Dismunuye la concentración del producto(s)	derecha
Aumenta la concentración del reactivo(s)	derecha
Dismunuye la concentración del reactivo(s)	izquierda

# ***Principio de Le Châtelier***

- Cambios en el volumen y presión



## **Cambio**

Aumenta la presión

Disminuye la presión

Aumenta el volumen

Disminuye el volumen

## **Desplazamiento del equilibrio**

Lado con menos moles de gas

Lado con más moles de gas

Lado con más moles de gas

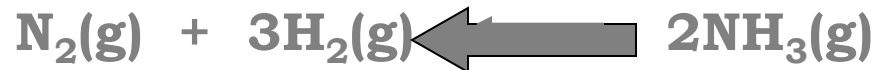
Lado con menos moles de gas

## 2.- CAMBIO DE VOLUMEN Y PRESIÓN

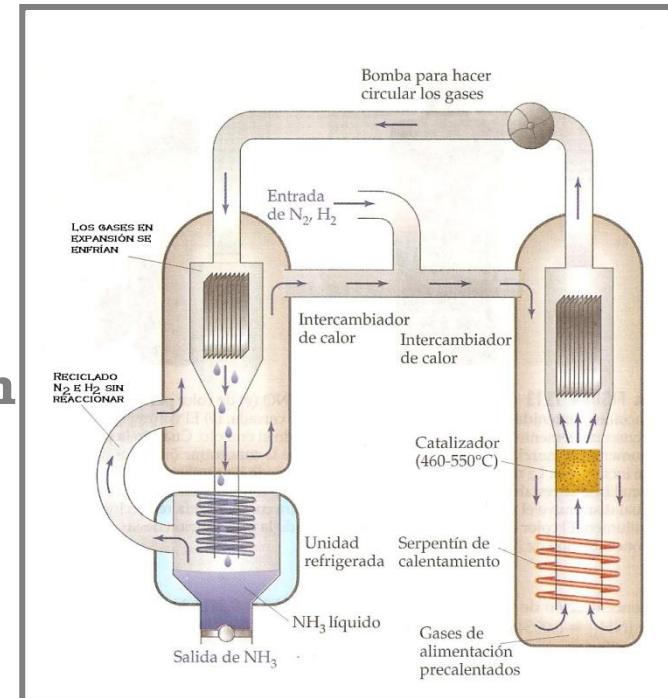
Al disminuir volumen aumenta la presión



Al aumentar volumen disminuye la presión



Ing. Karl Bosch



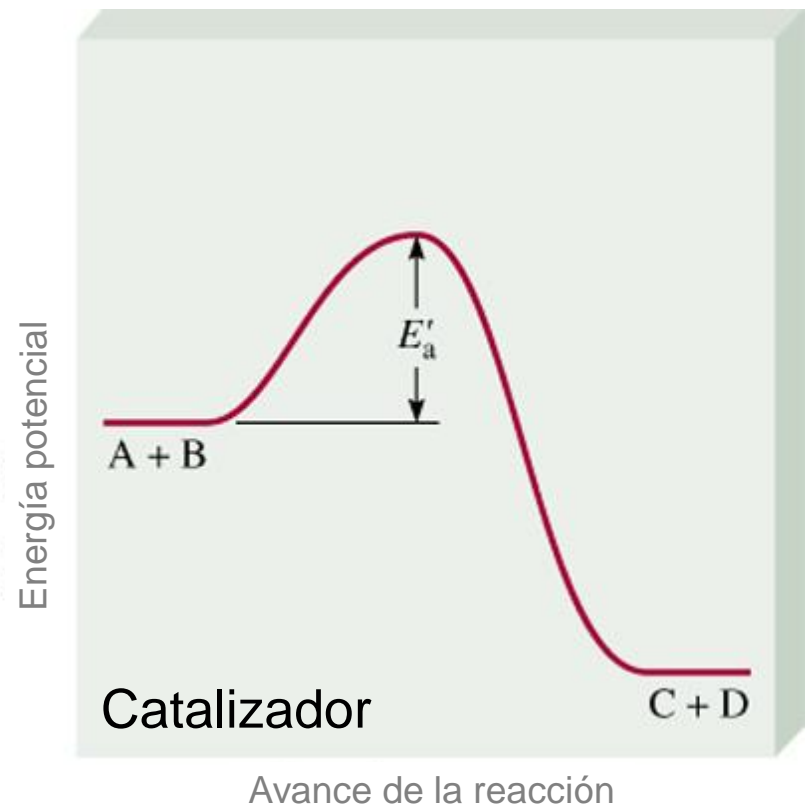
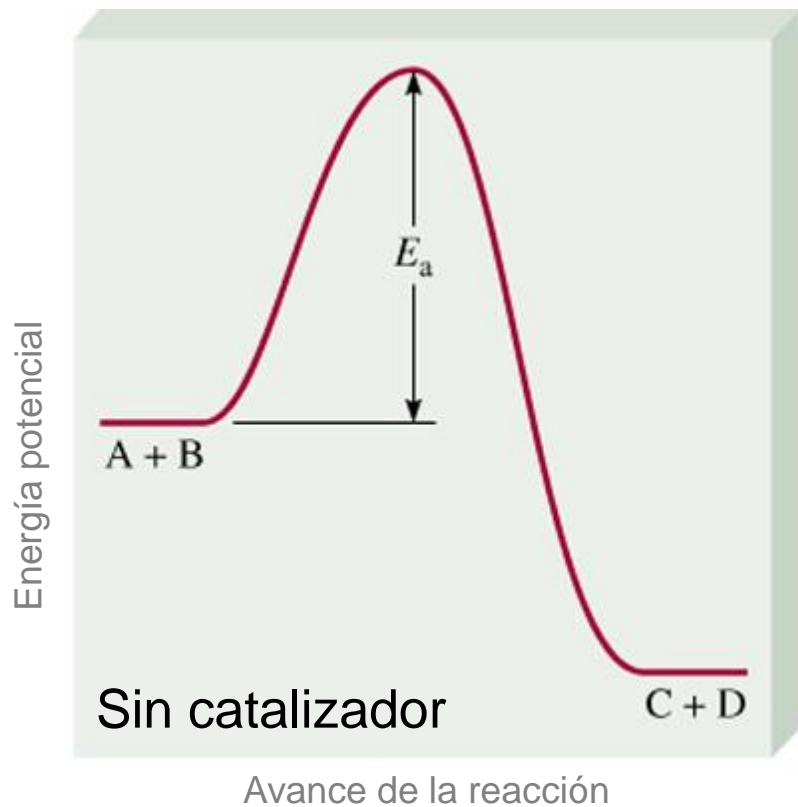
Equipo para la  
producción de amoníaco  
industrial

# ***Principio de Le Châtelier***

- Cambios en la temperatura

<b><u>Cambio</u></b>	<b><u>Rx exotérmica</u></b>	<b><u>Rx endotérmica</u></b>
Aumenta la temperatura	$K$ disminuye	$K$ aumenta
Disminuye la temperatura	$K$ aumenta	$K$ disminuye

- Adicionando un catalizador
  - no cambia  $K$
  - no desplaza la posición de un sistema en equilibrio
  - el sistema alcanzará el equilibrio más pronto



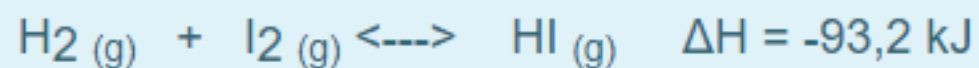
El catalizador baja  $E_a$  para **ambos** avances y reacciones inversas .  
El catalizador no cambia la constante de equilibrio o desplazamiento en el equilibrio



# ***Principio de Le Châtelier***

<b><u>Cambio</u></b>	<b><u>Desplazamiento en el equilibrio</u></b>	<b><u>Cambio en la constante de equilibrio</u></b>
Concentración	sí	no
Presión	sí	no
Volumen	sí	no
Temperatura	sí	sí
Catalizador	no	no

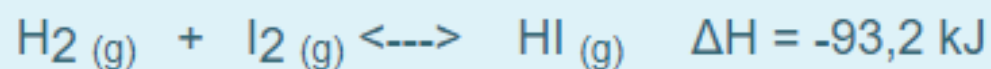
Para la siguiente reacción a 35°C:



Indique en qué sentido se desplaza el equilibrio si:

- a)** aumentar la presión
- b)** disminuye la temperatura
- c)** se extrae HI
- d)** aumenta el volumen del reactor

Para la siguiente reacción a 35°C:



Indique en qué sentido se desplaza el equilibrio si:

- a)** aumentar la presión
- b)** disminuye la temperatura
- c)** se extrae HI
- d)** aumenta el volumen del reactor

# Principio de Le Chatelier

- “Un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio químico produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido de contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación”.

# **Cambio en la concentración de alguno de los reactivos o productos.**

- Si una vez establecido un equilibrio se varía la concentración algún reactivo o producto el equilibrio desaparece y se tiende hacia un nuevo equilibrio.
- Si se aumenta la [ productos], *el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, es decir a la formación de reactantes*
- Si se aumenta la [ reactivos], *el equilibrio se desplaza hacia la derecha, es decir a la formación de productos*

# Cambio en la temperatura.

- Se observa que, al aumentar  $T$  el sistema se desplaza hacia donde se consume calor, es decir, hacia la izquierda en las reacciones exotérmicas y hacia la derecha en las endotérmicas.
- Si disminuye  $T$  el sistema se desplaza hacia donde se desprenda calor (derecha en las exotérmicas e izquierda en las endotérmicas).

# Efecto de la temperatura.

- Se observa que, al aumentar T ( + calor) el sistema se desplaza en el sentido que absorba calor, es decir, hacia la izquierda en las reacciones exotérmicas y hacia la derecha en las endotérmicas.



Rx. directa ( $\rightarrow$ ) es exotérmica

Rx. Inversa ( $\leftarrow$ ) es endotérmica **¡favorecida!**



Rx. directa ( $\rightarrow$ ) es endotérmica **¡favorecida!**

Rx. Inversa ( $\leftarrow$ ) es exotérmica

# Cambio en la presión (o volumen)



- Al aumentar el volumen = disminuir presión, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, que es donde hay mayor cantidad de moles gaseosos
- Al disminuir el volumen = aumentar presión, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, que es donde hay menor cantidad de moles gaseosos



**Ejemplo:** ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al:

- a)** disminuir la presión?
- b)** aumentar la temperatura?



**Hay que tener en cuenta que las concentraciones de los sólidos ya están incluidas en la  $K_c$  por ser constantes.**

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

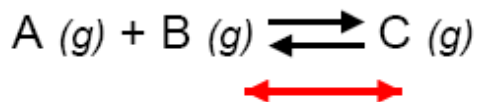
- a)** Al  $\downarrow p \uparrow V$ , el equilibrio  $\rightarrow$  (donde más moles de gases hay: 1 de CO + 1 de H<sub>2</sub> frente a 1 sólo de H<sub>2</sub>O)
- b)** Al  $T \uparrow$  el equilibrio también se desplaza hacia  $\rightarrow$  donde se consume calor por ser la reacción endotérmica.

Ejemplo: al siguiente sistema en equilibrio,



- Si se agrega  $PCl_5$ , se va a consumir parcialmente formando  $PCl_3$  y  $Cl_2$ , cuando el equilibrio se restablece, todas las concentraciones habrán aumentado.
- Si se agrega  $PCl_3$ , se va a consumir, junto con el  $Cl_2$ , formando  $PCl_5$ . Al restablecerse el equilibrio,  $PCl_5$  y  $PCl_3$  habrán aumentado, pero  $Cl_2$ , habrá disminuido

$K \gg 1$  Desplaza a la derecha Favorece a los productos  
 $K \ll 1$  Desplaza a la izquierda Favorece a los reactantes

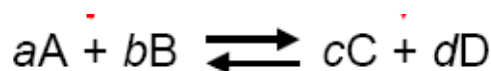


### Cambio

Aumenta la presión  
 Disminuye la presión  
 Aumenta el volumen  
 Disminuye el volumen

### Desplazamiento del equilibrio

Lado con menos moles de gas  
 Lado con más moles de gas  
 Lado con más moles de gas  
 Lado con menos moles de gas



### Cambios

Aumenta la concentración del producto(s)  
 Disminuye la concentración del producto(s)  
 Aumenta la concentración del reactivo(s)  
 Disminuye la concentración del reactivo(s)

### Desplazamiento del equilibrio

Izquierda  
 Derecha  
 Derecha  
 Izquierda

### Cambio

Aumenta la temperatura  
 Disminuye la temperatura

### Rx exotérmica

$K$  disminuye  
 $K$  aumenta

### Rx endotérmica

$K$  aumenta  
 $K$  disminuye

$Q_c > K_c$  el sistema procede de derecha a izquierda para alcanzar el equilibrio  
 •  $Q_c = K_c$  el sistema está en equilibrio  
 •  $Q_c < K_c$  el sistema procede de izquierda a derecha para alcanzar el equilibrio

**Ejemplo:** ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al:

- a)** disminuir la presión?
- b)** aumentar la temperatura?

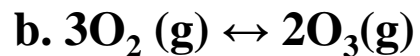
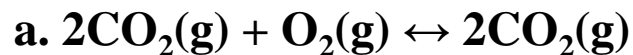


**Hay que tener en cuenta que las concentraciones de los sólidos ya están incluidas en la  $K_c$  por ser constantes.**

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

- a)** Al  $\downarrow p \uparrow V$ , el equilibrio  $\rightarrow$  (donde más moles de gases hay: 1 de CO + 1 de H<sub>2</sub> frente a 1 sólo de H<sub>2</sub>O)
- b)** Al  $T \uparrow$  el equilibrio también se desplaza hacia  $\rightarrow$  donde se consume calor por ser la reacción endotérmica.

**1. Escribir la expresión de la constante de equilibrio Kc o Kp, según sea el caso:**



**2. El bromuro de hidrógeno gaseoso se introduce en un matraz a 425°C, en donde se descompone parcialmente a hidrógeno y bromo de acuerdo a la siguiente reacción:**



**En el equilibrio se tienen las siguientes concentraciones:**

**$[\text{HBr}] = 4.30 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2] = 2.78 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  y  $[\text{Br}_2] = 2.78 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ .**

**Determine el valor de  $K_c$  a esa temperatura. Este equilibrio, ¿favorece a reactivos o productos?.**

**3.- La constante de equilibrio para la reacción:**



**es  $K_c = 2.4 \times 10^3$  a  $2000^\circ\text{C}$ .**

**Calcule  $K_c$  para:  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$**

**4. Se coloca yoduro de hidrógeno gaseoso en un recipiente cerrado a 425 °C donde se descompone parcialmente en hidrógeno y yodo según:**



**En la posición de equilibrio se encuentra que  $[\text{HI}] = 3.53 \times 10^3 \text{M}$ ;  $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^4 \text{M}$ ;  $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^4 \text{M}$ .**

**Calcule  $K_c$  y  $K_p$  a esta temperatura.**

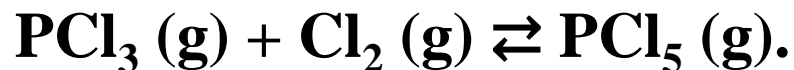


**Para la reacción:**



**A 500 K la constante de equilibrio de la reacción es  $K_p = 52.0$ .  
Una mezcla de los tres gases en equilibrio presenta presiones parciales de 0.095 atm para NO y 0.171 atm para  $\text{Cl}_2$ .  
¿Cuál es la presión parcial del NOCl en la mezcla?**

**El tricloruro de fósforo gaseoso y el cloro gaseoso reaccionan para formar pentacloruro de fósforo gaseoso:**



**Un recipiente para gases se carga con una mezcla de  $\text{PCl}_3 (\text{g})$  y  $\text{Cl}_2 (\text{g})$  la cual se deja que alcance el equilibrio a 450 K.**

**En el equilibrio las presiones parciales de los tres gases son:**

$$P_{\text{PCl}_3} = 0.124 \text{ atm} \quad P_{\text{PCl}_5} = 1.30 \text{ atm} \quad P_{\text{PCl}_2} = 0.157 \text{ atm}.$$

**Calcular el valor de  $K_p$  a esta temperatura. Discuta hacia que dirección está desplazado el equilibrio.**