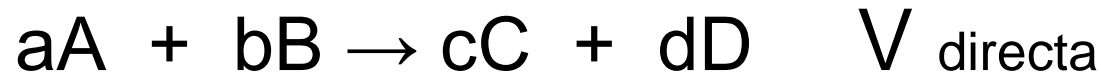


Equilibrio químico

Equilibrio Químico

Se presenta

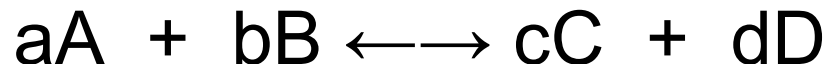
1. cuando la siguiente reacción,



se lleva a cabo también en el sentido inverso,



La reacción es reversible y se puede escribir como

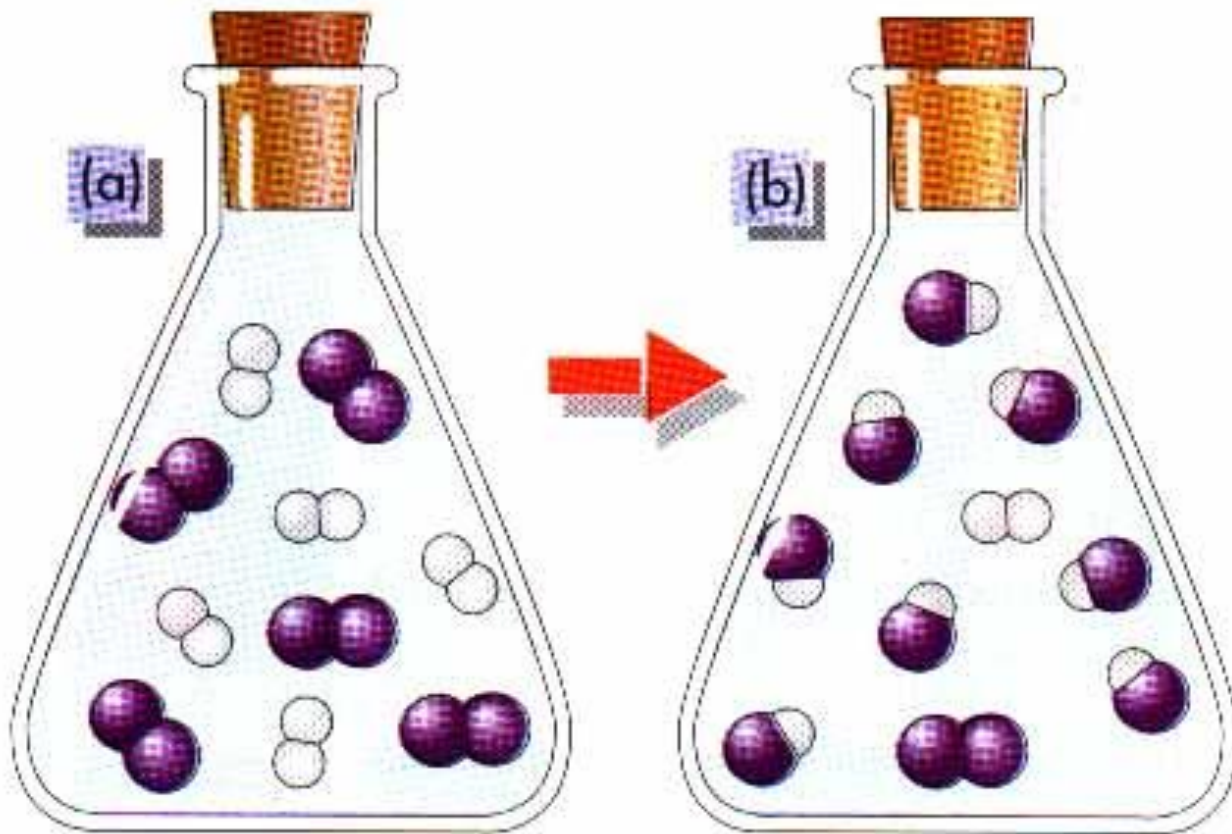


$$V_{\text{directa}} = V_{\text{inversa}}$$

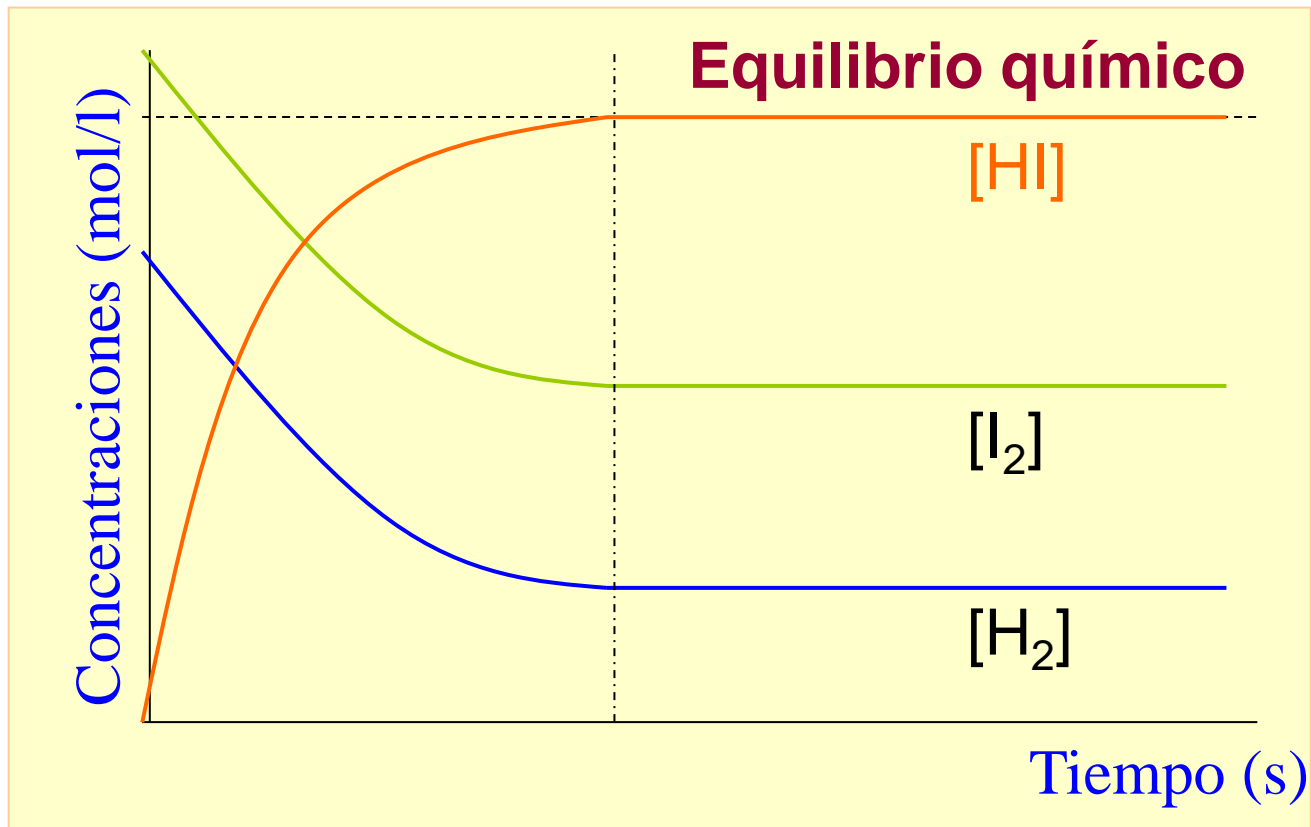
Equilibrio químico

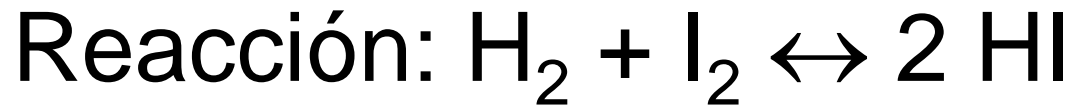
- El equilibrio químico de una reacción se logra cuando las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes en el tiempo
- El equilibrio químico es dinámico, es decir, las concentraciones de reactantes y productos no varían en el tiempo debido a que la velocidad de reacción hacia la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

Equilibrio de moléculas

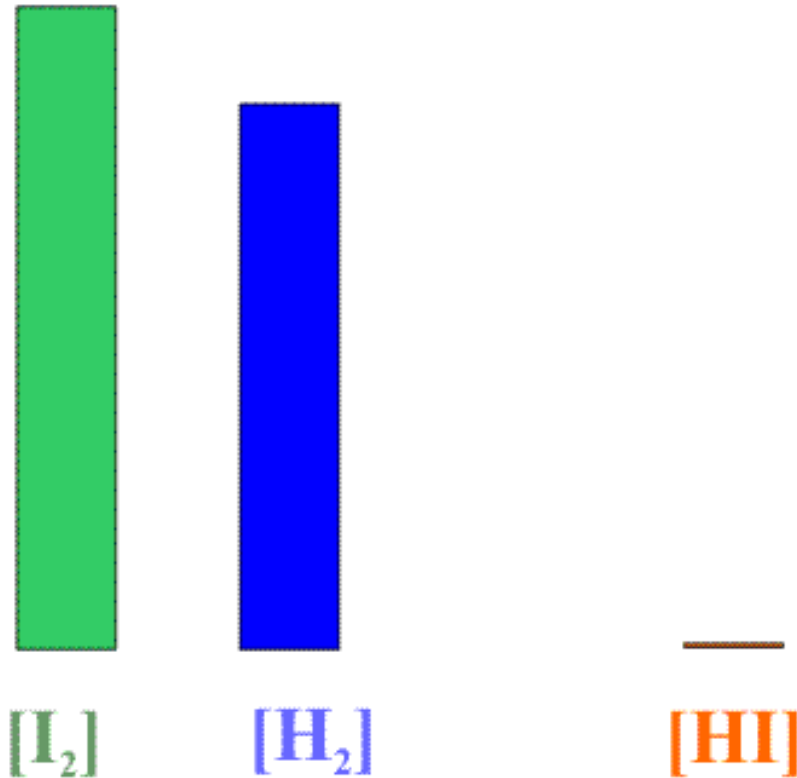
$$(H_2 + I_2 \leftrightarrow 2 HI)$$


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:

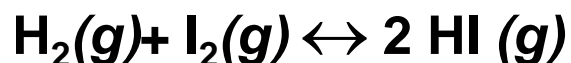
a,b,c y d son coeficientes estequiométricos

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

- 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:



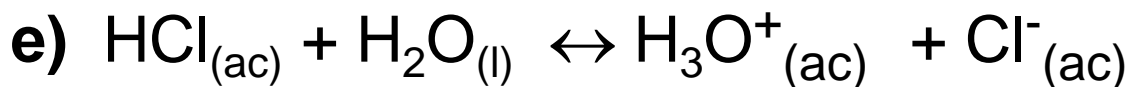
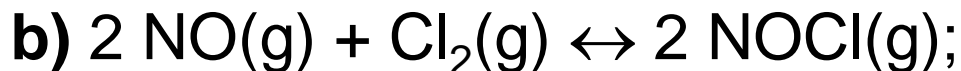
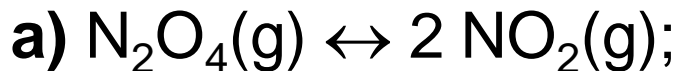
$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}$$



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

- **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:



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

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

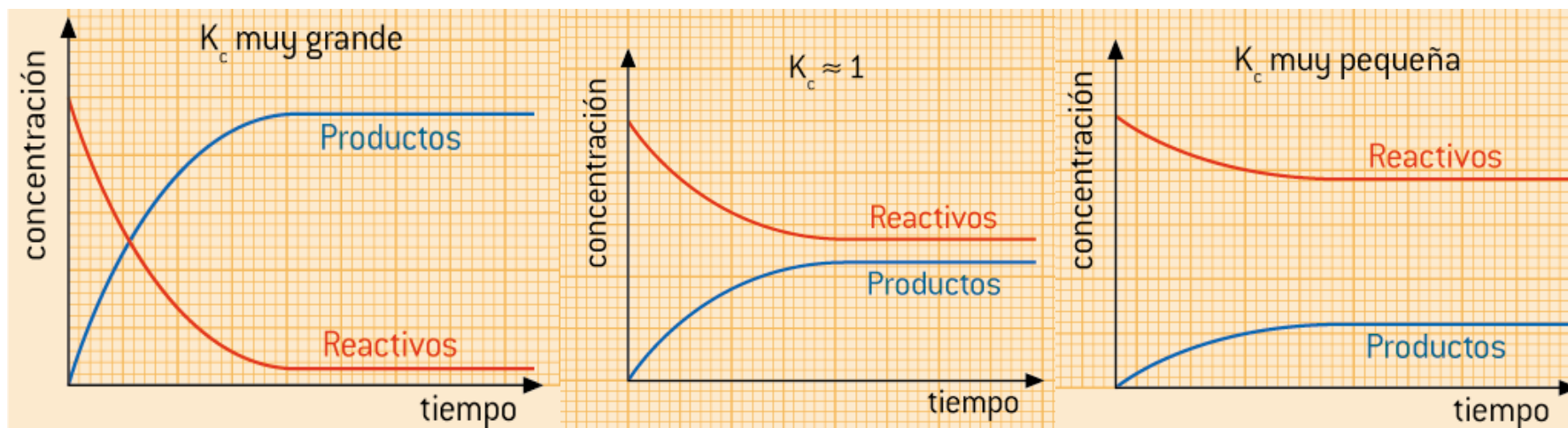
$$c) \quad K_c = [CO_2]$$

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

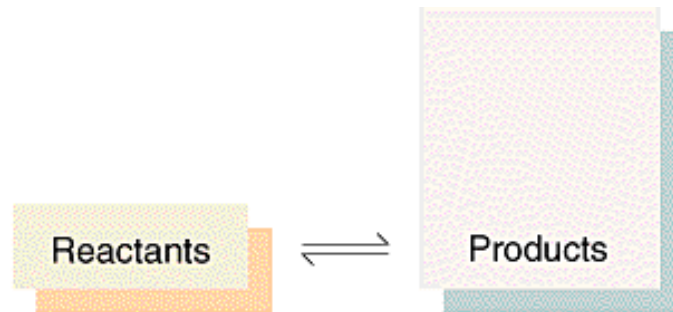
$$e) \quad K_c = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

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.

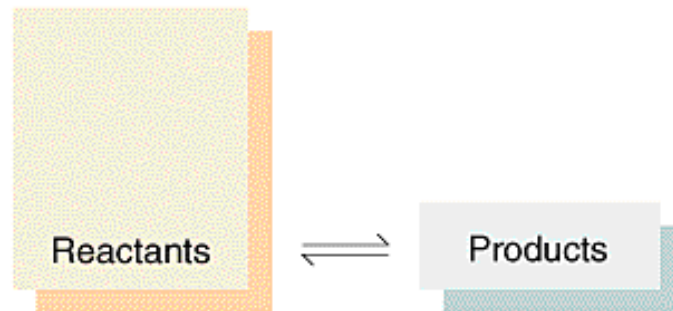
- **Si K es muy grande:** La reacción directa progresa hasta que prácticamente **se agota alguno de los reactivos**.
- **Si $K \approx 1$:** En el equilibrio, **las concentraciones de reactivos y productos son similares**.
- **Si K es muy pequeña:** La reacción está **muy desplazada hacia los reactivos**.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



Magnitud de las constantes de equilibrio



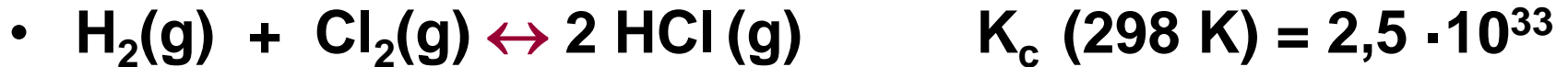
(a) $K \gg 1$



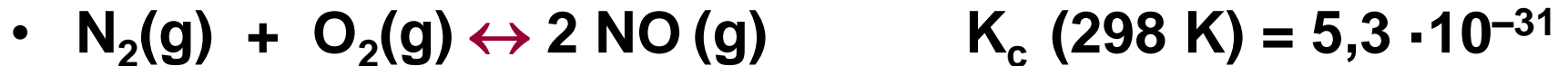
(b) $K \ll 1$

Magnitud de K_c

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



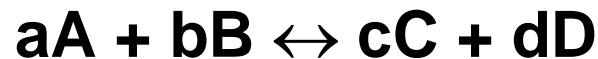
→ *La reacción está muy desplazada a la derecha, es decir en esta reacción esta favorecida la formación de productos*



→ *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 .

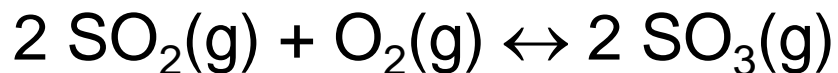


A 25°C, en un recipiente de 1 Litro se encuentran en equilibrio 16 gramos de O₂, 16 gramos de SO₂ y 80 gramos de SO₃. A partir de la siguiente ecuación química calcule la constante de equilibrio K_p.



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

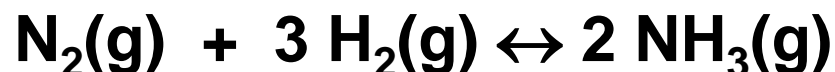
$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} = \frac{[C]^c (RT)^c \cdot [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \cdot [B]^b (RT)^b} =$$

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

en donde Δn = 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 ($K_c = 1,996 \cdot 10^{-2}$)



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

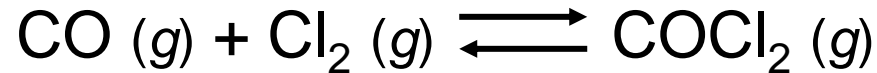
$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} =$$

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



Las concentraciones de equilibrio para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular para formar $\text{COCl}_2 (g)$ a 74°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 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?

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

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

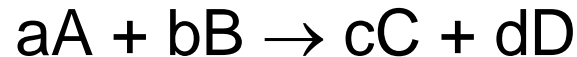
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

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

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

Cociente de reacción (Q)

- En una reacción cualquiera:



se llama cociente de reacción a:

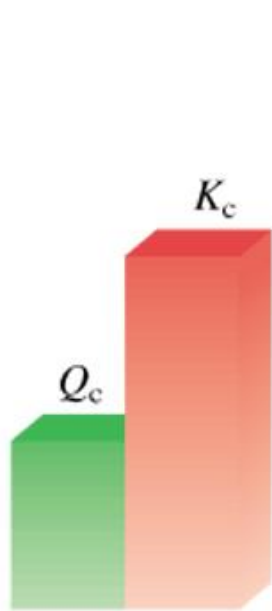
$$Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

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

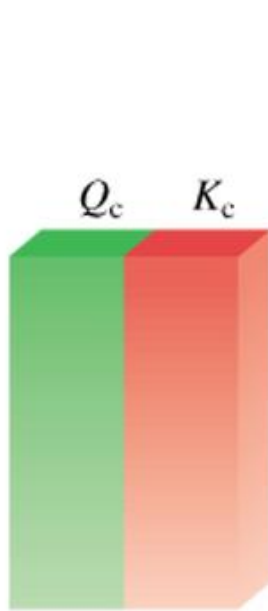
El ***cociente de reacción*** (Q_c) se calcula sustituyendo las concentraciones iniciales de los reactivos y productos en la expresión de la constante de equilibrio (K_c).

SI

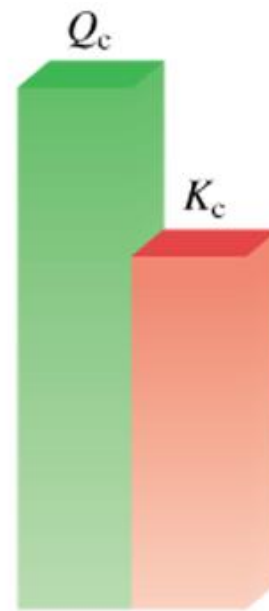
- $Q_c > K_c$ el sistema procede de derecha a izquierda para alcanzar el equilibrio
- $Q_c = K_c$ el sistema está en equilibrio
- $Q_c < K_c$ el sistema procede de izquierda a derecha para alcanzar el equilibrio



Reactivos \rightarrow Productos



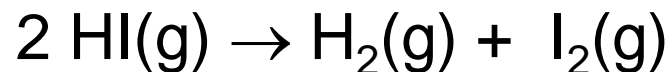
Equilibrio: no hay cambio neto



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 H₂ y 0,3 moles de I₂ a 490°C. Si K_c = 0,022 a 490°C para

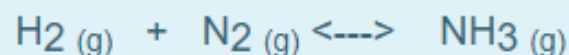


¿se encuentra en equilibrio?

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

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 N_2 , H_2 y 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 $Q > K_p$

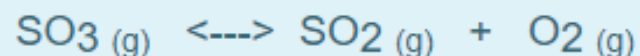
☒ Hacia la derecha, ya que $Q < K_p$

☐ Hacia la izquierda, ya que $Q < K_p$

☐ Hacia la derecha, ya que $Q > K_p$

☐ La reacción se encuentra en equilibrio

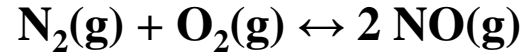
Un recipiente de 4,0 L se llena con 0,75 mol de SO_3 , 2,5 mol de SO_2 y 1,30 mol de O_2 . Prediga el efecto sobre la concentración de SO_3 para alcanzar el equilibrio ($K_c = 12$)



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 N_2 y 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) $6,1 \times 10^{-2} \text{ M}$

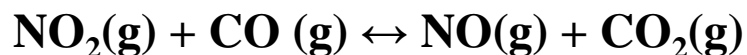
Cálculo de las concentraciones de equilibrio

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 NO₂ 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 CO₂ están presentes.

Calcule K_c para la reacción:



a) 0,27

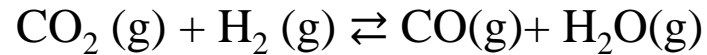
b) 0,45

c) 0,67

d) 2,0

e) 4,1

Una mezcla de 0.100 moles de CO_2 , 0.05000 moles de H_2 y 0.1000 moles de H_2O 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 $K_c = 24$.

	A	\rightleftharpoons	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 $\text{H}_2(\text{g})$

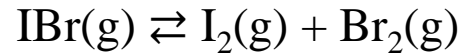
a) Escribir la reacción de equilibrio

b) Si establecido éste se observa que hay 0,92 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$, determinar las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



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

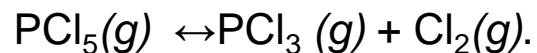
Para el equilibrio,



donde $K_c = 8.5 \times 10^3$ a 150°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?

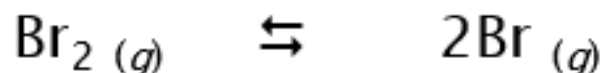
En un recipiente de 250 ml se introducen 3 g de PCl_5 , estableciéndose el equilibrio:



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 Br_2

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

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

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

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

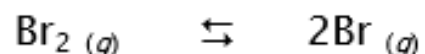
$$4x^2 + 0,0491x + 0,0000747 = 0$$

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

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

$$x = -0,0105$$

$$x = -0,00178$$



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 , [Br₂] = 0,062 - x = 0,0648 M

Ejemplo: Tenemos 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 (SO_2 y 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 ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	[SO ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	K _c
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 ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	[SO ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	K _c
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:

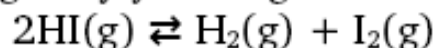
$$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$$
- K_c se obtiene aplicando la expresión:

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

- 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°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 SO_2 y el O_2 o al SO_3 ?

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

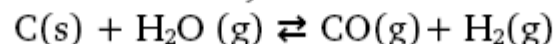


En la posición de equilibrio se encuentra que $[\text{HI}] = 3.53 \times 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$; $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule K_c y K_p a esta temperatura.

3. (a) $K_c = 4.2 \times 10^2$ (b) el equilibrio favorece a 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 H₂:



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 [H₂] = 4.0 x 10⁻² M, [CO] = 4.0 x 10⁻² M, [H₂O] = 1.0 x 10⁻² M. Calcule K_c a esta temperatura.

R: K_c = 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°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 N_2 y el 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 N_2 y al 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 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 $\text{PCl}_5 \text{(g)}$

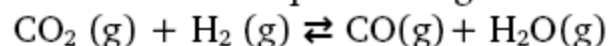
8. A 700 °C $K_c = 20.4$ para la reacción: $\text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3 (\text{g})$

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 CO_2 , 0.05000 moles de H_2 y 0.1000 moles de H_2O 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 $\Delta n = 0$

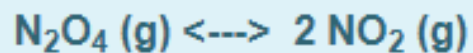
Para la siguiente reacción, a cierta temperatura el valor de K_c es 0,0156: $2 \text{ HI (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)}$

¿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

Se colocan 0,25 mol de N_2O_4 en un reactor de 10 L. Este gas se descompone produciendo 0,30 mol de NO_2 y estableciéndose el equilibrio que se indica. ¿Cuál será el % de disociación del N_2O_4 ?



Seleccione una:

- ☒ 60
- ☐ 64
- ☐ 75
- ☐ 13
- ☐ 30

A 2000 °C la presión parcial inicial del 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

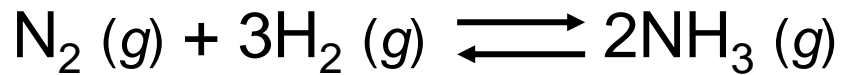
Modificaciones del equilibrio

- 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.

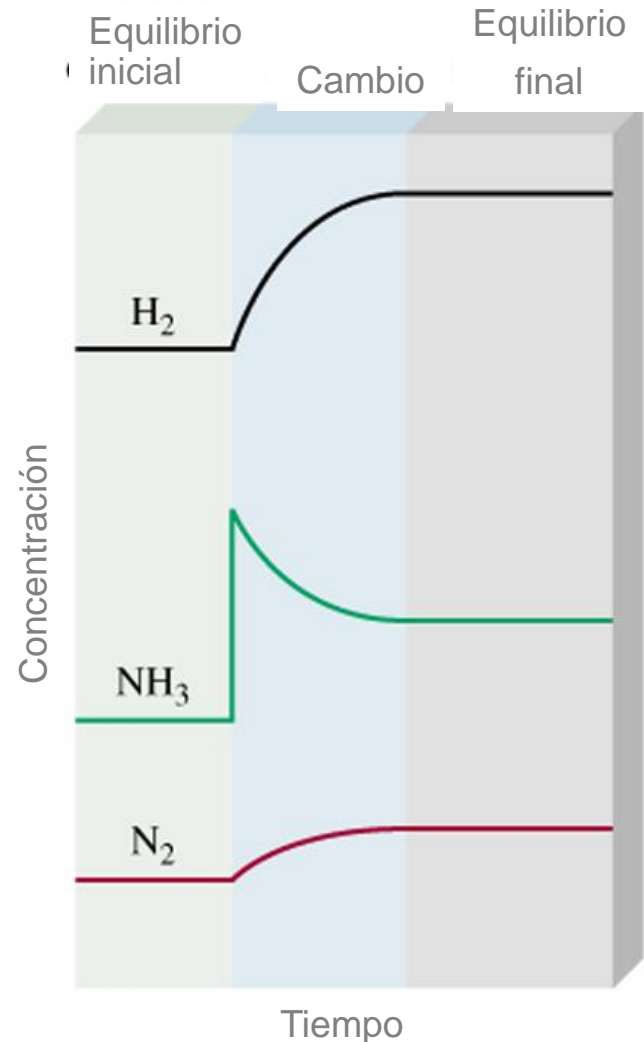
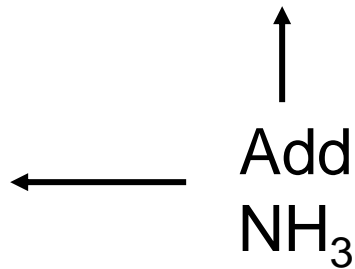
Principio de Le Châtelier

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

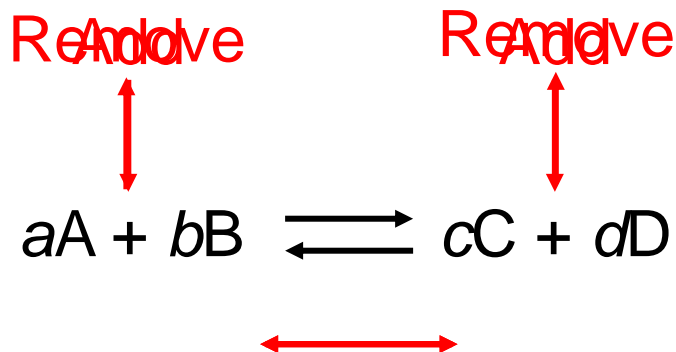


El equilibrio
desplaza a
la izquierda
para
compensar
la tensión



Principio de Le Châtelier

- Cambios en la concentración (continuación)



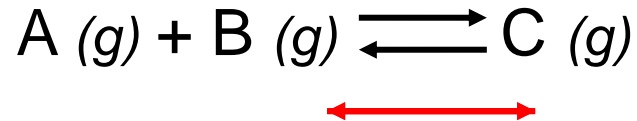
Cambios

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

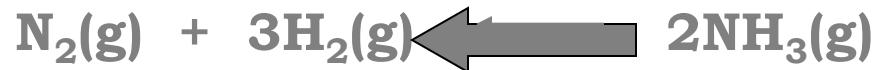
Lado con menos moles de gas

2.- CAMBIO DE VOLUMEN Y PRESIÓN

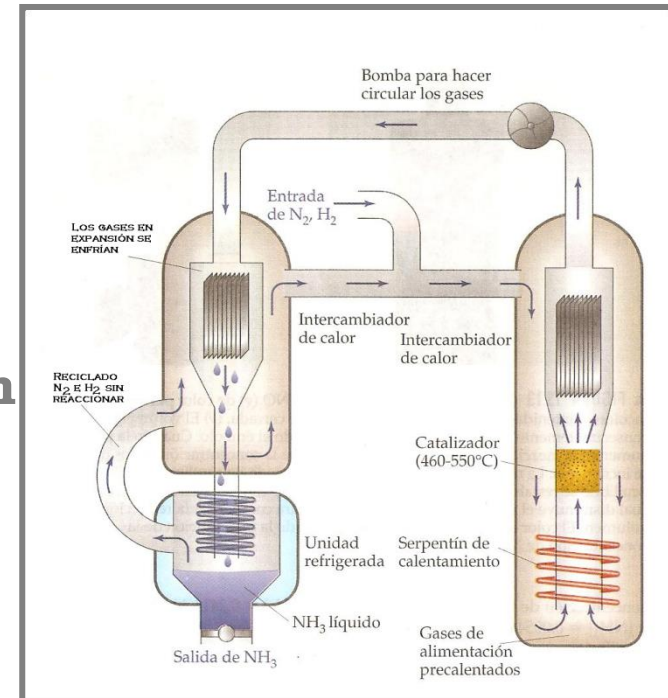
Al disminuir volumen aumenta la presión



Al aumentar volumen disminuye la presión



Ing. Karl Bosch



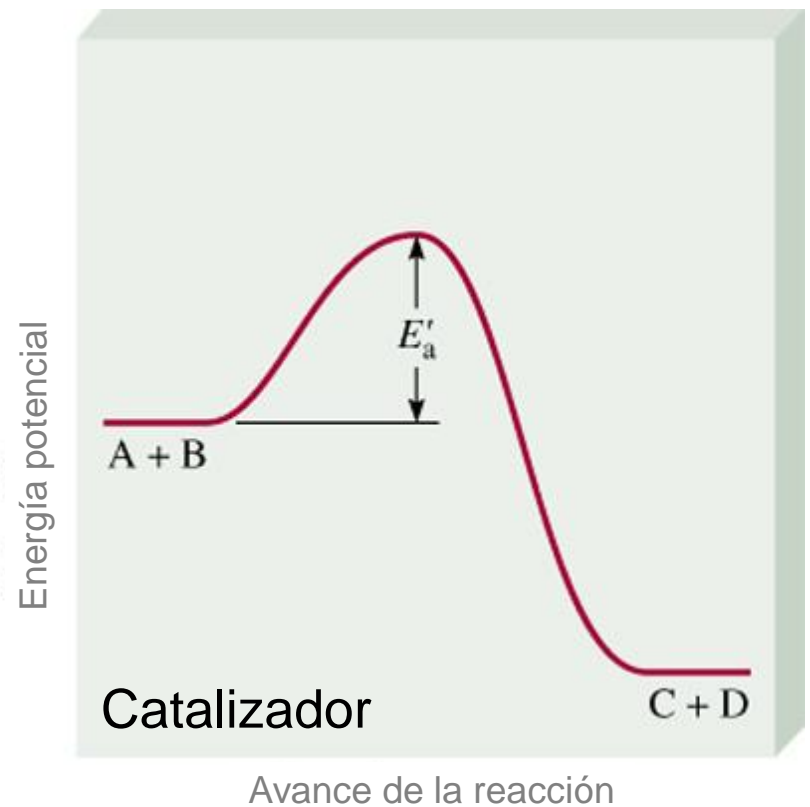
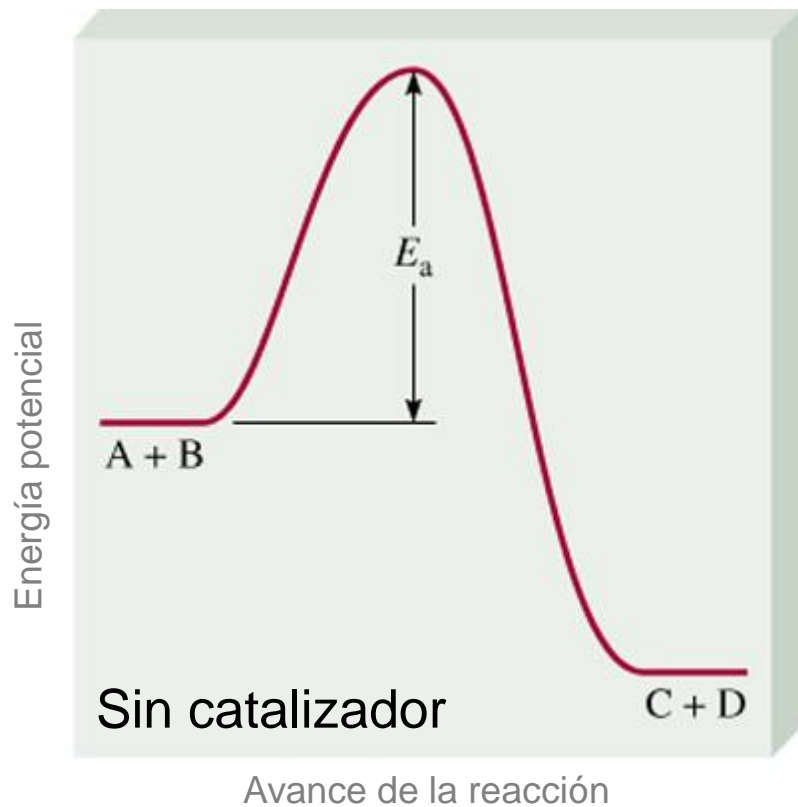
**Equipo para la
producción de amoníaco
industrial**

Principio de Le Châtelier

- Cambios en la temperatura

<u>Cambio</u>	<u>Rx exotérmica</u>	<u>Rx endotérmica</u>
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

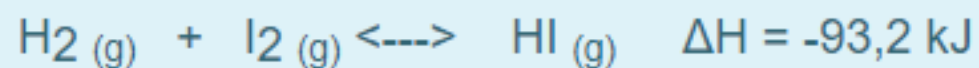


El catalizador baja E_a para **ambos** avances y reacciones inversas .
El catalizador no cambia la constante de equilibrio o desplazamiento en el equilibrio

Principio de Le Châtelier

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

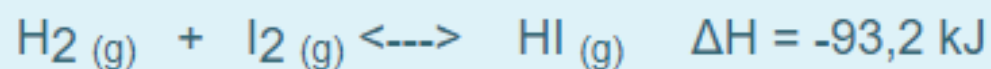
Para la siguiente reacción a 35°C:



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.

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

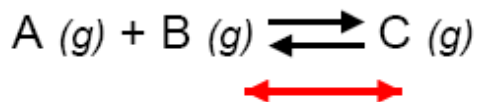
- a)** Al $\downarrow p \uparrow V$, el equilibrio \rightarrow (donde más moles de gases hay: 1 de CO + 1 de H₂ frente a 1 sólo de H₂O)
- b)** Al $T \uparrow$ el equilibrio también se desplaza hacia \rightarrow donde se consume calor por ser la reacción endotérmica.

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

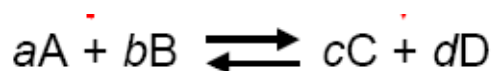


Cambio

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?

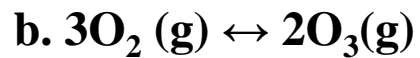
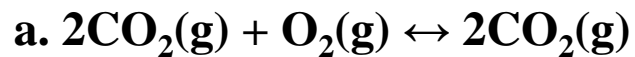


Hay que tener en cuenta que las concentraciones de los sólidos ya están incluidas en la K_c por ser constantes.

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

- a)** Al $\downarrow p \uparrow V$, el equilibrio \rightarrow (donde más moles de gases hay: 1 de CO + 1 de H₂ frente a 1 sólo de H₂O)
- 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°C .

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

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 $[\text{HI}] = 3.53 \times 10^3 \text{M}$; $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^4 \text{M}$; $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^4 \text{M}$.

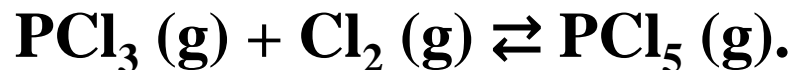
Calcule K_c y K_p a esta temperatura.

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 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.