

EJEMPLO SOBRE COCIENTE DE REACCIÓN

En un recipiente de 2 L. introducimos 2 moles de HI, 3 moles de H₂ y 1 mol de I₂. La constante de equilibrio de la reacción $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$ es $K_c = 0,02$. ¿Se produce reacción química? ¿Se produce un aumento de la cantidad de H₂?

1 Concentraciones iniciales (volumen = 2 L)

- $[\text{HI}] = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ M}$
- $[\text{H}_2] = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ M}$
- $[\text{I}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$

2 Cociente de reacción Q_c

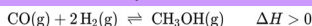
$$Q_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(1,5)(0,5)}{(1)^2} = 0,75$$

3 Comparación con K_c

- $Q_c = 0,75$
- $K_c = 0,02$
- $Q_c > K_c$

Si hay reacción química, pero se desplaza hacia la formación de HI, por lo que la **cantidad de H₂ disminuye**, no aumenta.

1. U.I.B. 2019.(1). El CH₃OH se puede sintetizar mediante la siguiente reacción química ajustada: $\text{CO(g)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$; $\Delta H > 0$. Responde de forma justificada a las preguntas siguientes: a. ¿Se puede afirmar que $K_c = K_p$ para el equilibrio químico anterior? b. ¿Podemos afirmar que cuando se alcanza el equilibrio químico ya no reacciona más las moléculas de reactivos? c. ¿Cómo se modificaría la composición del sistema en equilibrio si adicionamos un catalizador? d. ¿Es cierto que el aumento de temperatura favorece la formación de metanol?



a) La relación entre K_p y K_c formula: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ donde: $\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}}$

- Reactivos: 1+2=3 moles gaseosos Productos: 1 mol gaseoso
 $\Delta n = 1 - 3 = -2$ Al no dar cero la afirmación $K_c = K_p$ no es cierta

b) Falso, es un equilibrio dinámico. ¿Por qué? No se puede afirmar que al alcanzarse el equilibrio químico las moléculas de los reactivos dejen de reaccionar. El equilibrio químico es de carácter dinámico, lo que significa que la reacción directa y la reacción inversa continúan produciéndose simultáneamente y a la misma velocidad. Como consecuencia, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, aunque a nivel molecular las transformaciones químicas no se detienen. Ejemplo, en un cine cada min entran 3 personas y salen 3, la cantidad de gente sigue siendo la misma, pero la gente sigue entrando y saliendo

c) **No cambia la composición del sistema en equilibrio. Ya que el catalizador** No cambia la composición del sistema en equilibrio ya que acelera por igual la reacción directa e inversa. **No modifica K_c** ni desplaza el equilibrio

d) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico. En este caso, hacia los reactivos. Por tanto, el aumento de temperatura NO favorece la formación de CH₃OH, sino su descomposición.

2. U.I.B. 2019 (2). En un recipiente cerrado y vacío de 5 litros se introducen dos moles de dinitrógeno y dos moles de dióxígeno, posteriormente se calienta a 1000 K hasta que se alcanza el siguiente equilibrio químico: $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)}$. a. Sabiendo que en estas condiciones de equilibrio, ha reaccionado un 10 % del dinitrógeno inicial, determina el valor de la constante de equilibrio K_c a 1000 K. b. Calcula la presión total del sistema a 1000 K. c. ¿Cómo afectaría al equilibrio químico una disminución de la concentración de dinitrógeno? Razona la respuesta.

a) El 10 % de 2 moles de N₂ es $0,10 \times 2 = 0,2 \text{ mol}$

Sustancia Inicial (mol) Variación (mol) Equilibrio (mol)

N ₂	2	-0,2	1,8
O ₂	2	-0,2	1,8
NO	0	+0,4	0,4

2 Concentraciones en equilibrio

$$[\text{N}_2] = \frac{1,8}{5} = 0,36 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{1,8}{5} = 0,36 \text{ M}$$

$$[\text{NO}] = \frac{0,4}{5} = 0,08 \text{ M}$$

4 Expresión de K_c

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

Sustituimos:

$$K_c = \frac{(0,08)^2}{(0,36)(0,36)} = \frac{0,0064}{0,1296} \approx 0,049$$

$$K_c \approx 4,9 \times 10^{-2}$$

¿Cómo hacer la tabla?

- El enunciado dice las cantidades iniciales 2 moles N₂ y O₂ y 0 de NO
- N₂ disminuye 10% asíq O₂ tb 0.2 moles quedan
- No aumenta el doble porq para 1 de N₂ y =2 hay dos NO asíq $0,2 \times 2 = 0,4$

$$P = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 1000}{5} = 65,6 \text{ atm}$$

b) Moles totales en equilibrio $n_{\text{total}} = 1,8 + 1,8 + 0,4 = 4,0 \text{ mol}$

c) Al **disminuir la concentración de dinitrógeno**, el equilibrio se desplaza: **hacia la izquierda**, es decir, hacia los **reactivos**. Según el principio de Le Châtelier, al disminuir la concentración de dinitrógeno el sistema en equilibrio reacciona tratando de oponerse a dicha perturbación. Para compensar la disminución de N₂, el equilibrio se desplaza hacia la reacción inversa, favoreciendo la formación de dinitrógeno y dióxígeno y provocando una disminución de la cantidad de monóxido de nitrógeno. El valor de la constante de equilibrio K_c permanece invariable, ya que solo depende de la temperatura, aunque sí se modifica la composición del sistema en equilibrio.

3. U.I.B. 2019 (3). En un recipiente cerrado de 5 litros de capacidad y vacío introducimos 0,5 moles de N₂O₄ y se mantiene a 100 °C. Al alcanzar el siguiente equilibrio químico se observa que quedan 0,20 moles de N₂O₄ sin reaccionar: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$; $\Delta H = 56,9 \text{ kJ}$. a. Calcula el valor de la constante de equilibrio a 100 °C. b. Calcula la presión total del sistema. c. ¿Se puede asegurar que si aumentamos la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la formación de tetraóxido de dinitrógeno? d. ¿Se puede afirmar que el valor de K_c a 100 °C para la reacción $\frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{NO}_2$ es la mitad del valor obtenido en el apartado a)?

Datos

Volumen: 5 L

Temperatura: 100 °C = 373 K

Reacción: $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$ $\Delta H = +56,9 \text{ kJ}$

Moles iniciales; $n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,5$ y $n(\text{NO}_2) = 0$
Quedan 0.20 moles de N₂O₄

a) reaccionan: $0,5 - 0,20 = 0,30 \text{ mol N}_2\text{O}_4$
Por cada N₂O₄ hay 2 NO₂ $0,30 \times 2 = 0,60 \text{ mol NO}_2$

Sustancia	Inicial (mol)	Cambio (mol)	Equilibrio (mol)
N ₂ O ₄	0,50	-0,30	0,20
NO ₂	0	+0,60	0,60

Concentración en equilibrio

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{0,20}{5} = 0,040 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{0,60}{5} = 0,12 \text{ M}$$

Constante

$$K_c = \frac{(0,12)^2}{0,040} = \frac{0,0144}{0,040} = 0,36$$

b) presión?

Moles en equilibrio $0,20 + 0,60 = 0,80$

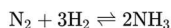
$$P = \frac{0,80 \cdot 0,082 \cdot 373}{5} \approx 4,9 \text{ atm}$$

c) Si aumenta la temperatura no se puede asegurar que el equilibrio se desplace hacia la formación de N₂O₄. Según el principio de Le Châtelier, al aumentar la temperatura se favorece el sentido **endotérmico**, es decir, la **descomposición de N₂O₄ para formar NO₂**.

d) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ $\frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{NO}_2$
nueva K_c $K'_c = \sqrt{0,36} = 0,60$ **No es la mitad, sino la raíz cuadrada.**

Inténtalo tu

En un recipiente de 1 L se introducen 1 mol de N_2 , 3 moles de H_2 y 2 moles de NH_3 .
La reacción es:



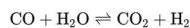
La constante de equilibrio es $K_c = 0,5$.

Preguntas:

- Calcula el cociente de reacción Q_c .
- ¿El sistema está en equilibrio?
- ¿En qué sentido se desplazará la reacción?
- ¿Aumentará o disminuirá la cantidad de NH_3 ?

Problema 3

En un recipiente de 5 L se introducen 5 moles de CO , 5 moles de H_2O , 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2 .
La reacción es:

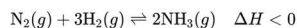


La constante de equilibrio es $K_c = 1$.

Preguntas:

- Calcula el cociente de reacción Q_c .
- ¿El sistema está en equilibrio?
- ¿En qué sentido evolucionará la reacción?
- ¿Aumentará la cantidad de CO_2 ?

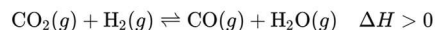
El amoníaco se obtiene según la reacción:



Responde de forma justificada:

- ¿Se cumple que $K_c = K_p$ en este equilibrio químico?
- ¿Qué ocurre con las velocidades de la reacción directa e inversa cuando se alcanza el equilibrio?
- ¿Cómo se modifica la composición del sistema si se aumenta la presión?
- ¿Favorece el aumento de temperatura la formación de amoníaco?

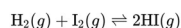
Considera el siguiente equilibrio químico:



Contesta justificadamente:

- ¿Es igual el valor de K_c y K_p ?
- ¿Deja de producirse reacción cuando se alcanza el equilibrio?
- ¿Cómo se altera el equilibrio si se añade un catalizador?
- ¿Qué efecto tiene el aumento de temperatura sobre la reacción directa?

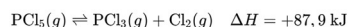
En un recipiente cerrado de 10 L se introducen 4 moles de hidrógeno y 2 moles de yodo. El sistema se calienta hasta 700 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Se sabe que, en el equilibrio, ha reaccionado el 25 % del hidrógeno inicial.

- Determina el valor de la constante de equilibrio K_c a 700 K.
- Calcula la presión total del sistema en el equilibrio.
- Razona cómo afectaría al equilibrio una disminución de la concentración de HI.

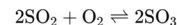
En un recipiente cerrado de 10 L y vacío se introducen 1,0 mol de $PCl_5(g)$ y se mantiene a 200 °C. Al alcanzarse el equilibrio químico:



se observa que se ha descompuesto el 40 % del PCl_5 inicial.

- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a 200 °C.
- Calcula la presión total del sistema en el equilibrio.
- Justifica cómo se desplazaría el equilibrio si se aumenta la temperatura.
- ¿Cómo se relaciona el valor de K_c de esta reacción con el de la reacción inversa? Razona la respuesta.

En un recipiente de 2 L se introducen 4 moles de SO_2 , 2 moles de O_2 y 1 mol de SO_3 .
La reacción es:



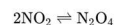
La constante de equilibrio es $K_c = 10$.

Preguntas:

- Calcula las concentraciones iniciales.
- Calcula el cociente de reacción Q_c .
- Compara Q_c con K_c .
- ¿Se producirá más SO_3 o se descompondrá?

Problema 4

En un recipiente de 4 L se introducen 2 moles de NO_2 , 1 mol de N_2O_4 y 0,5 moles de NO .
La reacción es:

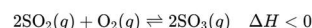


La constante de equilibrio es $K_c = 5$.

Preguntas:

- Calcula el cociente de reacción Q_c .
- Compara Q_c con K_c .
- ¿El sistema está en equilibrio?
- ¿En qué sentido se desplazará la reacción?
- ¿Aumentará o disminuirá la cantidad de N_2O_4 ?

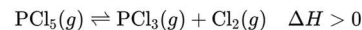
El dióxido de azufre se oxida según la reacción:



Responde razonadamente:

- ¿Podemos afirmar que $K_p = K_c$?
- ¿Qué significado tiene que el sistema esté en equilibrio químico?
- ¿Cómo afecta la adición de un catalizador a la posición del equilibrio?
- ¿Cómo influye el aumento de temperatura en la formación de SO_3 ?

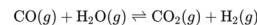
El pentacloruro de fósforo se descompone según la reacción:



Responde de forma razonada:

- ¿Son iguales K_c y K_p para este equilibrio?
- ¿Qué ocurre a nivel molecular cuando el sistema está en equilibrio?
- ¿Cómo afecta la presencia de un catalizador al equilibrio químico?
- ¿Favorece el aumento de temperatura la descomposición del PCl_5 ?

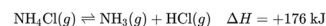
En un recipiente cerrado de 4 L se introducen 1 mol de monóxido de carbono y 1 mol de vapor de agua. El sistema se calienta hasta 900 K, alcanzándose el equilibrio:



En el equilibrio, ha reaccionado el 40 % del CO inicial.

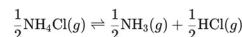
- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a 900 K.
- Determina la presión total del sistema en el equilibrio.
- Explica razonadamente qué ocurre si se añade más CO al sistema en equilibrio.

En un recipiente cerrado de 8 L y vacío se introducen 0,80 moles de $NH_4Cl(g)$ y se mantiene a 350 °C. Al alcanzarse el equilibrio químico:



se comprueba que quedan 0,50 moles de NH_4Cl sin disociar.

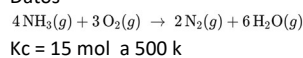
- Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a 350 °C.
- Determina la presión total del sistema en el equilibrio.
- Razona si un aumento de temperatura favorece la disociación del NH_4Cl .
- ¿Es correcto afirmar que el valor de K_c para la reacción



es la raíz cuadrada del valor obtenido en el apartado a)? Justifica.

4. U.I.B. 2019 (4). El amoníaco reacciona con el dióxigeno según la reacción ajustada siguiente: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H < 0$. $K_c = 15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 500 K. a. ¿Qué efecto tendrá sobre el equilibrio químico anterior una disminución del volumen total del recipiente? Justifica la respuesta. b. Determina el valor de la constante K_p a 500 K. c. ¿Es cierto que la variación de entropía para la formación de dinitrógeno y agua es negativa? Razona la respuesta

Datos



A)

Reactivos 4+3=7 Productos= 2+6=8
Hay menos reactivos An gas= 8-7= 1
Chatelier: Al disminuir el volumen, el equilibrio se desplaza hacia los **reactivos**, aumentando la concentración de NH_3 y O_2 y disminuyendo la de N_2 y H_2O .

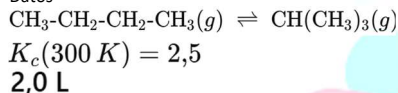
b) $K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 15 \cdot (0,082 \cdot 500)^1$
 $15 \cdot 41 = 615 \text{ atm}$

c) Variación de entropía

$\Delta S = S_{\text{productos}} - S_{\text{reactivos}} > 0$ En esta reacción, los productos forman un total de 8 moles de gas, mientras que los reactivos suman 7 moles de gas. Como el número de moles de gas aumenta al pasar de reactivos a productos, el desorden del sistema también aumenta. Por tanto, la variación de entropía ΔS es positiva, y no negativa, lo que significa que no es cierto que la formación de dinitrógeno y agua suponga una disminución de la entropía.

5. U.I.B. 2018 (1). La reacción de isomerización del butano ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$) en metilpropano ($\text{CH}(\text{CH}_3)_3$) viene dada por la reacción ajustada siguiente: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}(\text{CH}_3)_3(\text{g})$; $K_c(300 \text{ K}) = 2,5$ a) Si inicialmente se inyecta de manera simultánea 1 mol de butano i 0,2 moles de metilpropano en un reactor vacío de 2,0 L que se mantiene a 300 K, calcula la concentración de butano cuando se alcanza el equilibrio. b) Determina la presión parcial del metilpropano cuando se alcanza el equilibrio químico a 300 K. c) Si se aumenta la presión total del sistema, ¿aumentará la formación de metilpropano? Razona la respuesta.

Datos



a)

Concentraciones iniciales

$$[\text{butano}]_0 = \frac{1}{2,0} = 0,50 \text{ M}$$

$$[\text{metilpropano}]_0 = \frac{0,2}{2,0} = 0,10 \text{ M}$$

Sustancia	Inicial (M)	Cambio (M)	Equilibrio (M)
Butano	0,50	-x	0,50 - x
Metilpropano	0,10	+x	0,10 + x

$$K_c = \frac{[\text{metilpropano}]}{[\text{butano}]} = \frac{0,10 + x}{0,50 - x} = 2,5$$

$$0,10 + x = 2,5(0,50 - x)$$

$$x = 0,329$$

✓ Concentración de butano en el equilibrio

$$[\text{butano}]_{\text{eq}} = 0,50 - 0,329 = 0,171 \text{ M}$$

b) Presión parcial del metilpropano en el equilibrio

Concentración de metilpropano en el equilibrio:

$$[\text{metilpropano}]_{\text{eq}} = 0,10 + 0,329 = 0,429 \text{ M}$$

$$P_i = [i] RT$$

$$P_{\text{metilpropano}} = 0,429 \times 0,082 \times 300$$

$$P_{\text{metilpropano}} = 10,6 \text{ atm}$$

c)

No aumenta la formación de metilpropano. En la reacción hay el mismo número de moles gaseosos a ambos lados (1 mol $\rightleftharpoons$ 1 mol). Según el principio de Le Châtelier, un cambio de presión solo desplaza el equilibrio si cambia el número de moles de gas, lo cual aquí no ocurre.

6. U.I.B. 2018 (2). En un recipiente cerrado de 2 l de capacidad y vacío. se introducen 0,03 moles de gas fosgeno COCl_2 y se mantiene la temperatura a 800 K. Al llegar al equilibrio químico $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. se observa que la presión parcial de CO es 0,497 atm. a. Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c a 800 K. b. Calcula la presión total del sistema a 800 K. c. Si se aumenta la presión de CO, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio? d. ¿Se puede asegurar que, si introducimos inicialmente un catalizador dentro de la mezcla de reacción, se tardará más tiempo en llegar al equilibrio? Justifica la respuesta.

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles iniciales	0,03		0		0
Moles en el equilibrio	$0,03 - x$		$x = 0,015$		x
	0,015		0,015		0,015

$$P_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow n_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot V}{R \cdot T} = 0,015 = x$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{\frac{0,015}{2} \cdot \frac{0,015}{2}}{\frac{0,015}{2}} = 0,0075 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

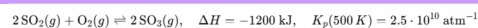
b.

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,045 \cdot 0,082 \cdot 800}{2} = 1,476 \text{ atm.}$$

c. Según el Principio de Le Chatelier, aumentar la presión de CO (aumentando su concentración) desplaza el equilibrio a reactivos.

d. Si es un catalizador positivo, la reacción es más rápida.

7. U.I.B. 2018 (3). En un recipiente de volumen constante se genera $\text{SO}_3(\text{g})$ a 500 K según la siguiente reacción ajustada: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$; $\Delta H = -1200 \text{ kJ}$; $K_p(500 \text{ K}) = 2,5 \cdot 10^{10} \text{ atm}^{-1}$. a. ¿Cómo afecta al equilibrio una disminución del volumen total del recipiente? b) Determina el valor de la constante K_c a 500 K. c. Si la temperatura se cambia a 600 K, ¿se puede afirmar que aumentará la formación de $\text{SO}_3(\text{g})$?



a) Efecto de disminuir el volumen del recipiente

Regla general:

- Según el principio de Le Châtelier, si disminuimos el volumen, aumenta la presión total del sistema.
- El equilibrio se desplazará hacia el lado con menos moles de gas para reducir la presión.

Número de moles de gas:

- Reactivos: $2 \text{SO}_2 + 1 \text{O}_2 = 3 \text{ moles}$
- Productos: $2 \text{SO}_3 = 2 \text{ moles}$

Conclusión:

- Al disminuir el volumen, la presión aumenta, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la formación de SO_3 , que tiene menos moles de gas. ✓

b) Determinar K_c a 500 K

Relación entre K_p y K_c :

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

donde:

- $R = 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$
- $T = 500 \text{ K}$
- $\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - 3 = -1$

Entonces:

$$K_c = K_p / (RT)^{\Delta n} = K_p / (RT)^{-1} = K_p \cdot (RT)$$

Sustituimos:

$$K_c = (2.5 \cdot 10^{10}) \cdot (0.08206 \cdot 500)$$

Primero, calculamos $0.08206 \cdot 500$:

$$0.08206 \cdot 500 = 41.03$$

Ahora multiplicamos por $2.5 \cdot 10^{10}$:

$$K_c = 2.5 \cdot 10^{10} \cdot 41.03 \approx 1.026 \cdot 10^{12} \text{ mol} / \text{L}$$

Por tanto:

$$K_c \approx 1.03 \cdot 10^{12} \text{ mol} / \text{L}$$

c) Cambio de temperatura a 600 K

Datos importantes:

- La reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$)
- Principio de Le Chatelier:
 - Si aumentamos la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia el lado endotérmico (absorbe calor).
 - Aquí, los reactivos absorben calor, por lo que la formación de SO_3 disminuirá. ✗

Conclusión:

- No se puede afirmar que aumentará la formación de SO_3 ; de hecho, disminuirá.

8. U.I.B. 2017 (1). En un recipiente cerrado y vacío de 2 L se introduce un mol de yoduro. Después, se mantiene la temperatura a 300 °C hasta llegar al siguiente equilibrio químico: $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$ siendo $K_c = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. a. Calcula la concentración de yoduro en el equilibrio químico. b. ¿Cómo afecta al equilibrio químico un aumento de la concentración de yoduro? c. Se observa que la concentración de yoduro disminuye cuando aumenta la temperatura. Con esta información ¿podríamos afirmar que la reacción de disociación del yoduro es exotérmica? d. Calcula la constante de equilibrio de la siguiente reacción $2 \text{I}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g})$

a.

	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I}(\text{g})$
Moles iniciales	1		0
Moles en el equilibrio	$1 - x$		$2x$
	0.854		0.292

$$K_c = \frac{[\text{I}]}{[\text{I}_2]^2} = \frac{\frac{2x}{V}}{\left(\frac{1-x}{V}\right)^2} \rightarrow x = 0,146 \text{ moles} \rightarrow [\text{I}_2] = \frac{0,854}{2} = 0,427 \text{ M}$$

b. Aumentar la concentración de un reactivo, según el principio de Le Chatelier, desplaza el equilibrio a productos.

c. El aumento de temperatura, según el principio de Le Chatelier, favorece el sentido endotérmico. Si la concentración de yoduro disminuye es que el equilibrio se desplaza a productos. La reacción es, pues, endotérmica.

d.

$$2 \text{I} \rightleftharpoons \text{I}_2, K'_c = \frac{[\text{I}_2]^2}{[\text{I}]} = \frac{1}{K_c} = 20 \text{ L} / \text{mol}$$

9. U.I.B. 2017 (2). En un recipiente cerrado y vacío de 3 l se introducen 29,9 g. de SbCl_5 a 455 K. Una vez el sistema ha alcanzado el equilibrio químico $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ $\Delta H > 0$, a dicha temperatura, se comprueba que la presión total es 1,54 atm. a. Determina el grado de disociación del SbCl_5 b. Calcula el valor de K_c a dicha temperatura. c. ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de temperatura; y la adición de un catalizador?

$$29,9 \text{ g. de } \text{SbCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{299 \text{ g.}} = 0,1 \text{ moles de } \text{SbCl}_5$$

	$\text{SbCl}_5(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{SbCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles iniciales	$0,1 (1 - \alpha)$		$0,1\alpha$		$0,1\alpha$
Moles en equilibrio					

$$\text{Moles totales} = 0,1 + 0,1\alpha = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,124 \rightarrow \alpha = 0,24$$

b.

$$K = \frac{[\text{SbCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{\frac{0,1\alpha \cdot 0,1\alpha}{V}}{\frac{0,1(1-\alpha)}{V}} = 2,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

c. Un aumento de temperatura, según el principio de Le Chatelier, favorece procesos endotérmicos; el equilibrio se desplaza hacia productos.

La adición de un catalizador no afecta al equilibrio.

10. U.I.B. 2017 (3). El BaSO_4 es un compuesto poco soluble en agua que se utiliza de forma habitual en el análisis por rayos X del tracto intestinal. Algunos estudios indican que aproximadamente un 2% de la población es alérgica al $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ que proviene del siguiente equilibrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ Contesta razonadamente a las siguientes preguntas: a. En el caso de que un paciente sea ligeramente alérgico al $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$, ¿qué haría para disminuir los efectos de la alergia cuando tiene que ingerir una suspensión de BaSO_4 : añadiría Na_2SO_4 que es un compuesto muy soluble o añadiría más BaSO_4 a la suspensión? b. ¿Qué disolución puede provocar mayor alergia debido al $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$, una de BaCO_3 o una de BaSO_4 ? $K_{\text{ps}}(\text{BaCO}_3) = 3,2 \cdot 10^{-9}$; $K_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$

a. Si añadimos sulfato de sodio, según el principio de Le Chatelier, la reacción se desplazaría hacia reactivos, disminuyendo la concentración del ion bario. b. Ambas son sales del tipo AB, por tanto, su relación entre K_{ps} y solubilidad es la misma. Así pues, el carbonato de bario, que tiene mayor K_{ps} será más soluble en agua y provocará más alergia.

Intentalo tu

Ejercicio 1. Amoníaco y oxígeno

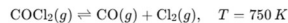
La reacción:



- Si se disminuye el volumen del recipiente, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio? Justifica.
- Determina K_p a 500 K.
- La entropía de los productos ¿es mayor o menor que la de los reactivos? Razona.

Ejercicio 3. Fosgeno (COCl₂)

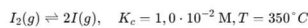
Reacción:



Se introducen 0,04 moles de COCl₂ en un recipiente de 2 L. Al llegar al equilibrio, la presión parcial de CO es 0,6 atm.

- Calcula K_c .
- Calcula la presión total del sistema.
- Si se aumenta la presión de CO, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio?
- ¿Afecta la adición de un catalizador al tiempo para alcanzar el equilibrio?

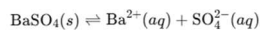
Ejercicio 5. Disociación de yodo



Se introducen 0,5 moles de I₂ en un recipiente de 1 L.

- Calcula la concentración de I₂ en equilibrio.
- ¿Qué ocurre si aumentamos la concentración de I₂?
- Si la concentración de I₂ disminuye al aumentar la temperatura, ¿la reacción es exotérmica o endotérmica?
- Calcula K_c para la reacción inversa $2\text{I}(g) \rightleftharpoons \text{I}_2(g)$.

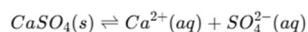
Ejercicio 7. BaSO₄ y alergia



- Si un paciente es sensible al Ba²⁺, ¿añadiría Na₂SO₄ o más BaSO₄ para disminuir la alergia?
- ¿Cuál disolución provoca más alergia: BaCO₃ o BaSO₄?

Datos: $K_{ps}(\text{BaCO}_3) = 3,0 \cdot 10^{-9}$, $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-10}$

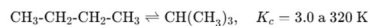
Ejercicio 9. Disolución poco soluble de CaSO₄



- Si se añade Na₂SO₄ a la disolución, ¿cómo se afecta la solubilidad de CaSO₄?
- Calcula la concentración de Ca²⁺ en equilibrio si K_{ps} = 2,4·10⁻⁵.

Ejercicio 2. Isomerización del butano

Reacción:



Se introduce en un reactor de 2 L: 0,8 moles de butano y 0,1 moles de metilpropano.

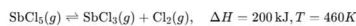
- Calcula la concentración de butano en equilibrio.
- Determina la presión parcial del metilpropano.
- Si se aumenta la presión total, ¿se formará más metilpropano? Explica.

Ejercicio 4. SO₃



- ¿Qué ocurre si disminuye el volumen del recipiente?
- Calcula K_c .
- Si la temperatura aumenta a 600 K, ¿aumentará la formación de SO₃?

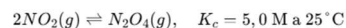
Ejercicio 6. SbCl₅



Se introducen 25 g de SbCl₅ en un recipiente de 3 L y se mide que la presión total en equilibrio es 1,50 atm

- Calcula el grado de disociación.
- Calcula K_c .
- Explica cómo afecta un aumento de temperatura y la adición de un catalizador al equilibrio.

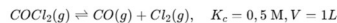
Ejercicio 8. Equilibrio con NO₂ y N₂O₄



Se introducen 0,4 moles de NO₂ en 1 L.

- Calcula la concentración de NO₂ y N₂O₄ en equilibrio.
- ¿Qué ocurre si aumentamos la presión del sistema?
- ¿Qué pasa si la temperatura aumenta?

Ejercicio 10. Formación de CO y Cl₂



Se introducen 0,02 moles de COCl₂.

- Calcula las concentraciones en equilibrio.
- Determina la presión parcial de Cl₂.
- Si se disminuye el volumen a la mitad, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio?

11. U.I.B. 2016 (1). El dióxido de carbono reacciona con el sulfuro de hidrogeno a 337 °C según la siguiente reacción: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{COS} + \text{H}_2\text{O}$. En un recipiente cerrado y vacío de 2,5 L. se introducen 4,4 g. de dióxido de carbono. Una vez alcanzado el equilibrio a 337° la presión total es 10 atm. y se han obtenido 0,01 moles de agua. a. Calcula la concentración de CO_2 y de H_2S en el equilibrio. b. ¿Es cierto que para el equilibrio químico anterior $K_p = 1/K_c$ c. Sí introducimos en el recipiente un catalizador, ¿cómo afecta al equilibrio?

a) Concentraciones en equilibrio de CO_2 y H_2S

Paso 1: Determinar los moles de CO_2 reaccionados
La reacción es estequiométrica 1:1:



- Moles de H_2O formados = 0,01 mol → moles de CO_2 reaccionados = 0,01 mol
- Moles de COS formados = 0,01 mol (1:1)

Paso 2: Moles en equilibrio

- CO_2 inicial = 0,10 mol
- CO_2 reaccionado = 0,01 mol

$$\text{CO}_2 \text{ en equilibrio} = 0,10 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$$

- H_2S como la reacción es 1:1, también han reaccionado 0,01 mol:

$$\text{H}_2\text{S} \text{ en equilibrio} = 0,10 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$$

- COS en equilibrio = 0 + 0,01 = 0,01 mol
- H_2O en equilibrio = 0,01 mol

Paso 3: Concentraciones en el volumen del recipiente

$$[C] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen (L)}}$$

- CO_2 $[\text{CO}_2] = 0,09/2,5 = 0,036 \text{ M}$
- H_2S $[\text{H}_2\text{S}] = 0,09/2,5 = 0,036 \text{ M}$
- COS $[\text{COS}] = 0,01/2,5 = 0,004 \text{ M}$
- H_2O $[\text{H}_2\text{O}] = 0,01/2,5 = 0,004 \text{ M}$

✓ Resultado:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2\text{S}] = 0,036 \text{ M}, \quad [\text{COS}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,004 \text{ M}$$

b) ¿Es cierto que $K_p = 1/K_c$?

Recordemos las definiciones:

$$K_c = \frac{[\text{COS}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{S}]}, \quad K_p = \frac{P_{\text{COS}} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}_2} P_{\text{H}_2\text{S}}}$$

- Para gases ideales: $P_i = jRT$

Si la reacción tiene igual número de moles de productos y reactivos:

$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - 2 = 0$$

Entonces la relación $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 = K_c$

✗ Por lo tanto, no es cierto que $K_p = 1/K_c$, sino que $K_p = K_c$ en este caso.

c) Efecto de un catalizador

- Un catalizador no altera el equilibrio, solo acelera la velocidad a la que se alcanza el equilibrio.
- ✓ Por lo tanto, la composición en equilibrio no cambia.

c) Efecto de un catalizador

- Un catalizador no altera el equilibrio, solo acelera la velocidad a la que se alcanza el equilibrio.
- ✓ Por lo tanto, la composición en equilibrio no cambia.

12. U.I.B. 2016 (2). En un laboratorio químico se puede producir tolueno C_7H_8 mediante la deshidrogenación del metilciclohexano C_7H_{14} cómo se muestra en el equilibrio químico siguiente $\text{C}_7\text{H}_{14} \rightleftharpoons \text{C}_7\text{H}_8 + 3\text{H}_2$. En un recipiente cerrado y vacío de 2 L. de capacidad se introducen 3 moles de C_7H_{14} . Posteriormente se calienta 650 K y cuando se ha alcanzado el equilibrio químico se comprueba que se han producido 1,2 moles de H_2 . a. Determina el valor de la constante de equilibrio a dicha temperatura. b. ¿Cuál es la presión de la mezcla gaseosa cuando se ha alcanzado el equilibrio químico? c. Explica cómo se podría aumentar la formación de dihidrógeno, ¿aumentando o disminuyendo la presión total del recipiente? d. Formula la molécula de tolueno.

	C_7H_{14}	$\rightleftharpoons$	C_7H_8	+	3H_2
Moles iniciales	3		0		0
Moles en el equilibrio	$3 - x$		x		$3x$
	2,6		0,4		1,2

$$3x = 1,2 \rightarrow x = 0,4 \text{ moles.}$$

$$K_c = \frac{[\text{C}_7\text{H}_8][\text{H}_2]^3}{[\text{C}_7\text{H}_{14}]} = \frac{0,4 \cdot \left(\frac{1,2}{2}\right)^3}{\frac{2,6}{2}} = 0,033 \text{ M}^3$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 111,9 \text{ atm.}$$

c. Si la disminución de presión implica aumento de volumen, el equilibrio, según el principio de Le Chatelier, se desplaza hacia mayor número de moles de gas. Se desplaza a productos aumentando la concentración de dihidrógeno.

13. U.I.B. 2016 (3). Dado el equilibrio químico siguiente, $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; ΔH negativo. Responde de manera razonada si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas. a. Se trata de un proceso espontáneo a bajas temperaturas. b. Si se adiciona un catalizador al sistema, la entalpía disminuye. c. Si el volumen del recipiente se reduce a la mitad, el valor de la constante de equilibrio aumenta. d. Una disminución de la temperatura favorece la formación de NO_2 .

a) Se trata de un proceso espontáneo a bajas temperaturas

- Recordemos: la espontaneidad se determina con $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.
- $\Delta H < 0$ (exotérmica)
- Cambio de entropía: $\Delta S < 0$ (menos moles de gas → menos desorden)
- A bajas temperaturas: $T\Delta S$ es pequeño → $\Delta G \approx \Delta H < 0$ → espontáneo

✓ Cierta

b) Si se adiciona un catalizador al sistema, la entalpía disminuye

- Un catalizador solo acelera la reacción, no altera ΔH , ΔS , ni la posición del equilibrio.

✗ Falsa

c) Si el volumen del recipiente se reduce a la mitad, el valor de la constante de equilibrio aumenta

- La constante de equilibrio K' depende únicamente de la temperatura.
- Cambios de volumen afectan la posición del equilibrio, pero no K .

✗ Falsa

d) Una disminución de la temperatura favorece la formación de NO_2

- La reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$)
- Disminuir T → el equilibrio se desplaza hacia el lado exotérmico → favorece la formación de NO_2

✓ Cierta

14. U.I.B. 2015 (1). Un químico está interesado en la siguiente reacción de formación de dihidrógeno (H_2) a partir de metano (CH_4) y agua: $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$ $K_c (1200 \text{ K}) = 0,26 \text{ Mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$; $\Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$. a. Inicialmente, se inyecta de manera simultánea 0,80 moles de cada gas (CH_4 , H_2O , CO y H_2) en un reactor de 2,0 L que se mantiene en 1200 K. Justificar en qué dirección avanzará la reacción para lograr el equilibrio químico. b. Calcula el valor de K_p a 1200 K. c. Una vez alcanzado el equilibrio químico, se incrementa la temperatura. ¿Hacia dónde se desplaza el equilibrio químico? Razonar la respuesta. d. ¿Es cierto que el equilibrio químico anterior no se perturbará por un aumento en la presión total del sistema? Justificar la respuesta.

a. Tenemos cantidades iniciales de todos los compuestos. Debemos calcular el cociente de reacción.

$$Q = \frac{[\text{CO}]_0 \cdot [\text{H}_2]_0^3}{[\text{CH}_4]_0 \cdot [\text{H}_2\text{O}]_0} = \frac{0,8 \cdot \left(\frac{0,8}{2}\right)^3}{\frac{0,8}{2} \cdot \frac{0,8}{2}} = 0,16 < K_c; \text{Avanza a productos.}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2518 \text{ atm}^2$$

c. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de temperatura favorece el sentido endotérmico, en este caso hacia productos.

d. Falso. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de la presión, si conlleva disminución de volumen, desplaza el equilibrio hacia un menor n.º de moles de gas. En este caso, hacia reactivos.

15. U.I.B. 2015 (2). Considerando el equilibrio existente entre el dióxigeno y el ozono de acuerdo con la siguiente reacción: $3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{O}_3(\text{g})$ $\Delta H = + 284 \text{ kJ/mol}$ a. Justifica hacia dónde se desplaza el equilibrio si la temperatura disminuye 50°C b. ¿Es cierto que la variación de entropía para la formación de ozono es negativa? Razona la respuesta. c. Si añadimos dióxigeno al sistema hacia dónde se desplaza el equilibrio. d. ¿Qué importancia tiene la molécula de ozono para la atmósfera?

a) Efecto de disminuir la temperatura 50°C

- Principio de Le Châtelier: si disminuimos T, el equilibrio se desplaza hacia el lado exotérmico (libera calor) para compensar la bajada de temperatura.
- La reacción es endotérmica en el sentido $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3$, por lo que el lado exotérmico es $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2$.

✓ Conclusión: el equilibrio se desplaza hacia O_2 (reactivos), es decir, se favorece la descomposición de ozono.

c) Efecto de añadir O_2 al sistema

- Aumentar la concentración de reactivos $\rightarrow$ el equilibrio se desplaza hacia los productos para compensar (principio de Le Châtelier).
- ✓ Se favorece la formación de O_3 .

b) Variación de entropía ΔS para la formación de ozono

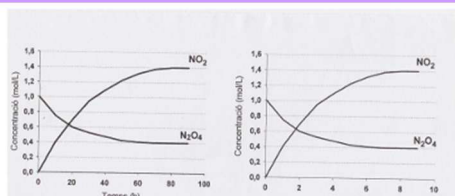
- Reactivos: 3 moles de gas (O_2)
- Productos: 2 moles de gas (O_3)
- Menos moles $\rightarrow$ menos desorden $\rightarrow \Delta S < 0$

✓ Conclusión: la variación de entropía para la formación de ozono es negativa.

d) Importancia de la molécula de ozono para la atmósfera

- La molécula de ozono forma la capa de ozono en la estratosfera.
- Función principal: absorber la radiación ultravioleta (UV) del sol, protegiendo a los seres vivos de daños genéticos y cáncer de piel.
- También participa en procesos de equilibrio químico atmosférico.

16. U.I.B. 2015 (3). El $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ ha sido ampliamente utilizado por la NASA como comburente de cohetes. Un investigador está interesado en calcular la constante de equilibrio de la reacción de descomposición a 100°C . $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2$ En un experimento introduce un mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ dentro de un recipiente vacío de 1 l de capacidad y uno). Mientras que en otro experimento introduce la misma cantidad inicial de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y un catalizador específico para esta reacción y vuelve a determinar la variación temporal de las concentraciones a 100°C (figura 2) Justifica la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes: a. De la figura 1 se deduce que a 100°C la K_c tendrá un valor mucho menor que la unidad. b. Cuando introducimos un catalizador al recipiente que contiene inicialmente $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, el equilibrio tarda más tiempo en conseguirse.



a. Falso.

Según la tabla 1

$$\begin{cases} [\text{NO}_2] = 1,4 \text{ M.} \\ [\text{N}_2\text{O}_4] = 0,4 \text{ M.} \end{cases} \rightarrow K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{1,4^2}{0,4} = 4,9 \text{ M.} > 1$$

b. Falso. La adición de un catalizador aumenta la velocidad de la misma.

17. U.I.B. 2015 (4) A 350 K la constante de equilibrio de la reacción de descomposición del COBr_2 es $0,25 \text{ M}$. $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$ En un recipiente cerrado y vacío de 2 L . se introducen un mol de CO y un mol de dibromo y se mantiene la temperatura a 350 K hasta que el sistema alcanza el equilibrio químico. a. Calcula la concentración de COBr_2 en el equilibrio. b. Determina el valor de K_p para este equilibrio a 350 K . c. ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión total del sistema?

a.

	$\text{COBr}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Br}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
Moles iniciales			1		1
Moles en equilibrio	x		1-x		1-x
Moles en equilibrio	0,5		0,5		0,5

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{CO}]}{[\text{COBr}_2]} \rightarrow 0,25 = \frac{\frac{(1-x)}{2} \cdot \frac{(1-x)}{2}}{\frac{x}{2}} \rightarrow x = 0,5 \text{ moles.}$$

$$[\text{COBr}_2] = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ M.}$$

b.

$$K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta n} = 0,25 \cdot (0,082 \cdot 350) = 7,175 \text{ Atm.}$$

c. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de la presión total del sistema, si conlleva disminución de volumen, desplaza el equilibrio hacia un menor n.º de moles de gas, en este caso, hacia reactivos.

18. Dentro de un depósito de 1 L . introducimos $0,003$ moles de tetraóxido de dinitrógeno. Se termostatiza a 273 K . Pasado un cierto tiempo se establece el equilibrio siguiente: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ Se sabe que en el equilibrio el recipiente soporta una presión de $0,1 \text{ atm}$. a. Calcular el número de moles de cada gas en el equilibrio. b. Calcula K_c .

	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_2(\text{g})$
Moles iniciales	0'003		
Moles en equilibrio	0'003 - x		2x

$$\text{a.- Moles totales} = 0'003 - x + 2x = 0'003 + x$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}; 0'003 + x = \frac{0'1 \cdot 1}{0'082 \cdot 273} = 4'47 \cdot 10^{-3}; \text{ de donde } x = 1'47 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1'53 \cdot 10^{-3} \text{ moles y } n_{\text{NO}_2} = 2'94 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

b.-

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 5'65 \cdot 10^{-3}$$

19. En un recipiente de 5 L. se introducen 1 mol de dióxido de azufre y 1 mol de oxígeno. Se calienta hasta 727 °C. Se establece el equilibrio siguiente: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ En el equilibrio se encuentran 0,150 moles de $\text{SO}_2(\text{g})$. Se pregunta: a) Gramos de $\text{SO}_3(\text{g})$ que se forman. b) K_c (indicando las unidades). c) K_p (indicando las unidades).

	$\text{SO}_2(\text{g})$	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{SO}_3(\text{g})$
Moles iniciales	1		1		0
Moles en equilibrio	1 - x		1 - 0'5x		x

$$1 - x = 0'150 \rightarrow x = 0'85 \rightarrow \text{moles de } \text{SO}_3 = 0'85 \text{ moles} = 68 \text{ g. de } \text{SO}_3.$$

$$b. K_c = \frac{\frac{0'85}{5}}{\frac{0'15}{5} \left(\frac{0'575}{5}\right)^{\frac{1}{2}}} = 16'71 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-\frac{1}{2}}$$

$$c. K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 1'85 \text{ atm}^{-\frac{1}{2}}$$

20. Industrialmente el amoníaco se obtiene por reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno. En la reacción de 10 moles de N_2 con 32 moles de H_2 , cuando se llega al equilibrio, hay 38 moles de gases. Calcula el número de moles de cada gas en el equilibrio.

	N_2	+	3H_2	$\rightleftharpoons$	2NH_3
Moles iniciales	10		32		0
Moles en equilibrio	10 - x		32 - 3x		2x

$$\text{Moles totales} = 10 - x + 32 - 3x + 2x = 42 - 2x = 38 \rightarrow x = 2 \text{ moles}$$

Se obtienen 8 de N_2 , 26 de H_2 y 4 de NH_3

21. Dentro de un recipiente de 10 L. de capacidad se hacen reaccionar 0,50 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0,50 moles de $\text{I}_2(\text{g})$. a 448 °C, $K_c = 50$. Calcular: a) El valor de K_p a esta temperatura. b) Los moles de yodo que quedan sin reaccionar cuando llegamos al equilibrio. c) Si partimos inicialmente de 0,25 moles de $\text{H}_2(\text{g})$, 0,25 moles de $\text{I}_2(\text{g})$ i 4 moles de $\text{HI}(\text{g})$, ¿cuántos moles de yodo habrá en el equilibrio? La temperatura es la misma, 448 °C.

$$a. K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 50$$

b.-

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	2HI
Moles iniciales	0'5		0'5		0
Moles en equilibrio	0'5 - x		0'5 - x		2x

$$K_c = \frac{(2x)^2}{\frac{100}{(0'5 - x)^2}} = 50 \rightarrow x = 0'39 \text{ moles. En el equilibrio hay } 0'11 \text{ moles de } \text{I}_2.$$

c.-

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	2HI
Moles iniciales	0'25		0'25		4
Calculamos el valor de $Q = \frac{[\text{HI}]^2_{\text{inicial}}}{[\text{H}_2]_{\text{inicial}}[\text{I}_2]_{\text{inicial}}} = 256 > K$ el equilibrio está desplazado a reactivos.					
Moles en equilibrio	0'25 + x		0'25 + x		4 - 2x

$$K_c = \frac{(4 - 2x)^2}{(0'25 + x)^2} = 50 \rightarrow x = 0'25 \text{ moles, en el equilibrio hay } 0'5 \text{ moles de } \text{I}_2$$

25. En un recipiente de 2 L. se ponen 198 g. de fosgeno gas (COCl_2) y se calientan hasta su descomposición parcial: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ Cuando se consigue el equilibrio a una determinada temperatura, la concentración de CO es de 0,40 mol/l. Añadimos fosgeno al recipiente, y cuando se restablece de nuevo el equilibrio a la misma temperatura, su concentración es de 1,6 M. ¿Como se ha modificado la concentración de CO ?

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
Moles iniciales	198g = 2 moles		0		0
Moles en equilibrio	2 - x		x		x

$$\frac{x}{2} = 0'4 \rightarrow x = 0'8 \text{ moles} \rightarrow K_c = 0'27$$

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
Moles iniciales	1'2 + C		0'8		0'8
Moles en equilibrio	1'2 + C - x'		0'8 + x'		0'8 + x'

$$\frac{1'2 + C - x'}{2} = 1'6 \rightarrow K_c = \frac{\frac{0'8 + x'}{2} \frac{0'8 + x'}{2}}{1'6} = 0'27 \rightarrow x' = 0'51 \text{ moles.}$$

$$[CO] = \frac{0'8 + x'}{2} = \frac{0'8 + 0'51}{2} = 0'655M.$$

26. El HI se descompone según el equilibrio siguiente: $2 HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ Dentro de un recipiente cerrado en equilibrio se encuentran: 0,38 moles de $I_2(g)$, 0,08 moles de $H_2(g)$, i 1,24 moles de $HI(g)$. Se añaden 0,30 moles de $H_2(g)$, y nuevamente se establece el equilibrio. Calcula el número de moles de cada gas en el equilibrio, establecido después de la adición de H_2 .

	$2 HI(g)$	$\leftrightarrow$	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$
Moles en equilibrio	1'24		0'08		0'38

$$K_c = \frac{\frac{0'08}{V} \frac{0'38}{V}}{\left(\frac{1'24}{V}\right)^2} = 0'02$$

Al añadir H_2 el equilibrio se desplaza a la izquierda.

	$2 HI(g)$	$\leftrightarrow$	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$
Moles iniciales	1'24		0'08+0'3		0'38
Moles en equilibrio	1'24 + 2x		0'38 - x		0'38 - x

$$K_c = \frac{\frac{0'38 - x}{V} \frac{0'38 - x}{V}}{\left(\frac{1'24 + 2x}{V}\right)^2} = 0'02 \rightarrow x = 0'18$$

En el equilibrio tenemos: moles de I_2 = moles de H_2 = 0'22 moles. Moles de HI = 1'56 moles.

27. La constante de equilibrio, K_c , de la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ es de 55,3 a 700 K. Calcula las presiones parciales en el equilibrio, si las presiones iniciales en un recipiente cerrado de las tres sustancias son $P(IH) = 0,70 \text{ atm}$; $P(I_2) = 0,02 \text{ atm}$ i $P(H_2) = 0,02 \text{ atm}$

Según la fórmula $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{R \cdot T} \rightarrow [A] = \frac{P}{R \cdot T}$.

Si $P(IH) = 0,70 \text{ atm} \rightarrow [IH] = \frac{P}{R \cdot T} = 0'012 \text{ M}$.

Si $P(I_2) = 0,02 \text{ atm} \rightarrow [I_2] = \frac{P}{R \cdot T} = 3'48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Si $P(H_2) = 0,02 \text{ atm} \rightarrow [H_2] = \frac{P}{R \cdot T} = 3'48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	$\leftrightarrow$	$2HI$
Concentración inicial	$3'48 \cdot 10^{-4}$		$3'48 \cdot 10^{-4}$		0'012
Calculamos $Q = \frac{[HI]_{\text{inicial}}^2}{[H_2]_{\text{inicial}} [I_2]_{\text{inicial}}} = 1189 > K$ el equilibrio está desplazado a reactivos.					
Concentración equil.	$3'48 \cdot 10^{-4} + x$		$3'48 \cdot 10^{-4} + x$		$0'012 - 2x$
Sustituyendo x	$1'34 \cdot 10^{-3}$		$1'34 \cdot 10^{-3}$		0'01

$$K_c = \frac{(0'012 - 2x)^2}{(3'48 \cdot 10^{-4} + x)^2} = 55'3 \rightarrow x = 9'96 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$P(IH) = R \cdot T \cdot [IH] = 0'574 \text{ atm}$.

$P(H_2) = R \cdot T \cdot [H_2] = 7'69 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$.

$P(I_2) = R \cdot T \cdot [I_2] = 7'69 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$.

28. Contesta razonadamente si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes: a. Para una reacción endotérmica, la constante de equilibrio disminuye con la temperatura b. Para a una reacción exotérmica, la constante de equilibrio aumenta con la temperatura. c. En general, la constante de equilibrio no varía con la temperatura.

- F. En una reacción endotérmica la cte. aumenta al aumentar la temperatura.
- F. En una reacción exotérmica la cte. disminuye al aumentar la temperatura.
- F. La cte. de equilibrio solo varía con la temperatura.

29. En que sentido se desplaza el equilibrio $SO_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$ $\Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$ al perturbarlo por: a. aumento de volumen del recipiente, disminuyendo la presión. b. Adición de SO_3 , c. Aumento de temperatura. d. En cuál o cuáles de las perturbaciones se afecta la constante de equilibrio?

- Si el volumen aumenta se desplaza en el sentido del mayor número de moles de GAS. Se desplaza hacia reactivos.
- Si la concentración de un producto aumenta se desplaza hacia reactivos.
- Se favorece el sentido endotérmico. Hacia reactivos. d. La cte. de equilibrio solo depende de la temperatura.

30. Indica si las siguientes frases son verdaderas o falsas y justifica la respuesta: a. Si la constante de equilibrio de una reacción es elevada, significa que los productos se obtienen rápidamente. b. La constante de equilibrio de una reacción es constante, es decir, no depende de nada, excepto de la naturaleza de la reacción. c. Cuando una reacción reversible consigue el equilibrio, aunque la cantidad total de productos y reactivos no varía, se sigue produciendo las reacciones directa e inversa.

- Falso, la constante de equilibrio sólo indica en qué sentido está más desplazada la reacción, pero no da información acerca de su cinética.
- Falsa, la K_c de una reacción depende también de la temperatura a la que ésta tenga lugar.
- Verdadero, ésta es, precisamente la definición de equilibrio: un sistema en el que se pasa constantemente de reactivos a productos, y viceversa. En el equilibrio se igualan las velocidades de los procesos directo e inverso.

31. La siguiente reacción se encuentra en equilibrio en un recipiente cerrado: $2 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ $\Delta H = 113 \text{ kJ/mol}$ Indica razonadamente que le pasará al número de moles de agua si: a. Se añade oxígeno. b. Disminuye el volumen del recipiente. c. Disminuye la temperatura. d. Se añade un catalizador. e. Se añade He.

- a. Aumenta. Al añadir un producto la reacción se desplaza hacia reactivos.
b. Aumenta. La reacción se desplaza en el sentido que disminuyan los moles de gas.
c. Aumenta. La disminución de la temperatura favorece procesos exotérmicos, se desplaza a reactivos.
d. Igual. Los catalizadores no afectan al equilibrio.
e. Aumenta siempre que esta adición modifique el volumen.

35. Justifica si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas: a. Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea. b) La constante de equilibrio de la primera reacción es el doble de la constante de la segunda: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$ [1] $\text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3 (\text{g})$ [2] c) Si varía la presión parcial de un reactivo o producto de una reacción, no se produce ningún desplazamiento del equilibrio. El desplazamiento solo se producirá si se modifica la presión total del sistema. d) En una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente.

- a. Falso. La cte. de equilibrio siempre es positiva.
b. Falso. $K_1 = (K_2)^2$
c. Falso. Si se aumenta la presión parcial de un reactivo, con variación de volumen, la reacción se desplaza.
d. Falso. Si T es cte. la Kc no varía.

36. La reacción directa del siguiente sistema en equilibrio es exotérmica: $\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$ Indica, justificándolo, si las siguientes afirmaciones respecto a este equilibrio son verdaderas o falsas. a) La Kp a 473 K aumenta si aumentamos la presión del H₂. b) Disminuir la temperatura, aumenta la proporción de metanol. c) La adición de un catalizador adecuado a la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura y presión, hará que se incremente la proporción de metanol. d) Ya que $\Delta n = 0$, $K_c = K_p$.

a) La Kp a 473 K aumenta si aumentamos la presión del H₂

- Aumentar la concentración o presión de H₂ → según Le Châtelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, formando más CH₃OH.
- Pero la constante de equilibrio Kp NO cambia, solo cambia la posición del equilibrio.

✗ Falsa

c) La adición de un catalizador adecuado a la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura y presión, hará que se incremente la proporción de metanol

- Un catalizador solo acelera la velocidad de reacción hacia el equilibrio, pero no cambia la posición del equilibrio ni la proporción de productos.

✗ Falsa

b) Disminuir la temperatura aumenta la proporción de metanol

- La reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$)
- Disminuir T → equilibrio favorece el lado exotérmico → más CH₃OH

✓ Cierta

d) Ya que $\Delta n = 0$, $K_c = K_p$

- Cuidado: Δn se calcula como moles de gas en productos – reactivos
- Aquí: $\Delta n = 1 - 3 = -2 \neq 0$
- Relación entre Kp y Kc:

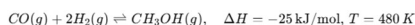
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^{-2} \neq K_c$$

✗ Falsa

JANIRE ASSO
Centro pedagógico

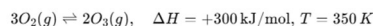
Intentalo tu

Ejercicio 1: CO y H₂ formando metanol



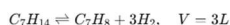
- Inicialmente: 1,2 moles de CO y 2,4 moles de H₂ en un recipiente de 3 L.
- a) Si aumentamos la presión del H₂, ¿se desplazará la reacción hacia CH₃OH?
- b) ¿Qué ocurre si disminuimos la temperatura?
- c) Si añadimos un catalizador, ¿cambia la proporción de metanol en equilibrio?
- d) Calcula Δn y determina si $K_p = K_c$.

Ejercicio 3: Formación de ozono



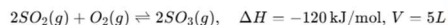
- a) Si disminuye la temperatura, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?
- b) Calcula ΔS si los productos son menos moles de gas que los reactivos.
- c) ¿Qué ocurre si añadimos O₂?
- d) Explica la importancia del ozono en la atmósfera.

Ejercicio 5: Producción de tolueno



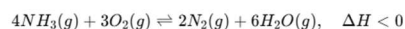
- Se introducen 2,5 moles de C₇H₁₄. Al alcanzar el equilibrio, se forman 1,5 moles de H₂.
- a) Calcula K_c.
- b) Determina la presión total en equilibrio.
- c) ¿Cómo se podría aumentar la formación de H₂, aumentando o disminuyendo la presión?

Ejercicio 7: SO₂ y O₂ formando SO₃



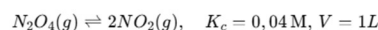
- Se introducen 1 mol de SO₂ y 0,5 mol de O₂.
- a) Si aumentamos el volumen del recipiente, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?
- b) ¿Qué ocurre si añadimos SO₃?
- c) Si aumenta la temperatura, ¿qué lado se favorece?
- d) ¿En cuál de estos casos cambia K?

Ejercicio 9: Reacción de NH₃ con O₂



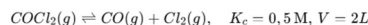
- Se introducen 1 mol de NH₃ y 0,75 mol de O₂.
- a) ¿Qué ocurre si disminuimos el volumen del recipiente?
- b) ¿Qué ocurre si disminuimos la temperatura?
- c) ¿Qué efecto tiene un catalizador?

Ejercicio 2: Descomposición de N₂O₄



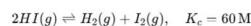
- Se introduce 0,5 moles de N₂O₄.
- a) Calcula los moles de NO₂ en equilibrio.
- b) ¿Qué pasa si duplicamos el volumen del recipiente?
- c) ¿Qué efecto tiene un catalizador sobre el equilibrio?

Ejercicio 4: COCl₂ descomposición



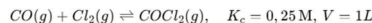
- Se introducen 0,2 moles de COCl₂.
- a) Calcula las concentraciones de CO y Cl₂ en equilibrio.
- b) Si se añade más COCl₂, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio?
- c) Si disminuimos el volumen del recipiente, ¿qué ocurre?

Ejercicio 6: Disociación de HI



- En un recipiente de 1 L hay 2 moles de HI.
- a) Calcula los moles de H₂ e I₂ en equilibrio.
- b) Si añadimos 0,5 moles de H₂, determina los moles de HI al alcanzar el nuevo equilibrio.

Ejercicio 8: Equilibrio de CO y Cl₂



- Se introducen 0,5 moles de CO y 0,5 moles de Cl₂.
- a) Calcula la concentración de COCl₂ en equilibrio.
- b) Determina K_p.
- c) ¿Qué pasa si aumentamos la presión total?

Ejercicio 10: Disoluciones poco solubles

- BaSO₄(s) $\rightleftharpoons$ Ba²⁺(aq) + SO₄²⁻(aq), K_{ps} = 1,2 · 10⁻¹⁰
- a) Si un paciente es sensible a Ba²⁺, ¿qué conviene añadir para disminuir la concentración de Ba²⁺: Na₂SO₄ o más BaSO₄?
- b) Comparar solubilidad de BaSO₄ y BaCO₃ (K_{ps} = 3,0 · 10⁻⁹). ¿Cuál provoca más riesgo de alergia?