

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



EQUILIBRIO QUÍMICO.

VER VÍDEO <https://youtu.be/uUCscg4wKoA>

El equilibrio químico es el estado del sistema en el que las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales. En esta situación, las concentraciones de las sustancias que intervienen en la reacción permanecen constantes, aunque SIGUE HABIENDO REACCIÓN QUÍMICA.

Para la reacción $aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$ donde todo son gases, definimos una constante de equilibrio como:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}, \text{ cuyas unidades son } \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = c + d - a - b$$

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}, \text{ cuyas unidades son } (\text{Atm})^{\Delta n}$$

Si alguna de las sustancias que intervienen en la reacción no es un gas la eliminamos de la expresión de la constante.

Estas constantes se relacionan: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$

Las constantes son independientes de las concentraciones iniciales. **Dependen de la temperatura.** Y también dependen de la formulación concreta de una

determinada reacción. $\left\{ \begin{array}{l} 3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \rightarrow K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]} \\ \frac{3}{2}H_2 + \frac{1}{2}N_2 \rightleftharpoons NH_3 \rightarrow K'_c = \frac{[NH_3]}{[H_2]^{\frac{3}{2}} [N_2]^{\frac{1}{2}}} \end{array} \right. \rightarrow K_c = (K'_c)^2$

Tabla para el cálculo de cantidades en equilibrio.

VER VÍDEO <https://youtu.be/WN9TBuRnWfg>

	$aA_{(g)}$	+	$bB_{(g)}$	\rightleftharpoons	$cC_{(g)}$	+	$dD_{(g)}$
Moles iniciales	3		2		0		0
Moles equilibrio	$3 - ax$		$2 - bx$		$0 + cx$		$0 + dx$

Moles iniciales	2		0		3		0
NO HAY REACCIÓN							
Moles iniciales	0		0		5		1
Moles equilibrio	0 + ax		0 + bx		5 - cx		1 - dx
Moles iniciales	2		3		5		2
CUANDO TENEMOS CANTIDADES DE TODAS LAS SUSTANCIAS, PARA SABER HACIA DONDE SE DESPLAZA INICIALMENTE LA REACCIÓN, BUSCAMOS EL COCIENTE DE REACCIÓN.							

Cociente de reacción. Si para una determinada reacción química tenemos cantidades iniciales de todas las sustancias que intervienen, debemos calcular el cociente de reacción para saber hacia dónde se desplaza:

$$Q_c = \frac{[C]_0^c [D]_0^d}{[A]_0^a [B]_0^b} \rightarrow \begin{cases} \text{Si } Q_c < K_c \text{ la reacción está desplazada hacia productos} \\ \text{Si } Q_c = K_c \text{ la reacción está en equilibrio} \\ \text{Si } Q_c > K_c \text{ la reacción está desplazada hacia reactivos} \end{cases}$$

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 $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ es $K_c = 0,02$. ¿Se produce reacción química? ¿Se produce un aumento de la cantidad de H₂?

VER VÍDEO <https://youtu.be/HE7vNCtnQog>

Tabla para el cálculo del grado de disociación.

	aA _(g)	⇌	cC _(g)	+	dD _(g)
Moles iniciales	n _A		n _C		n _D
Moles equilibrio	n _A (1 - α)		n _C + $\frac{c}{a} \cdot n_A \alpha$		n _D + $\frac{d}{a} \cdot n_A \alpha$

El principio de Le Chatelier.

VER VÍDEO <https://youtu.be/xICDBuY95IM>

Cuando un sistema en equilibrio es perturbado desde el exterior modificando sus condiciones de concentración, presión, volumen o temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación.

- Si la temperatura aumenta se favorece el sentido endotérmico.

Si una reacción es endotérmica y aumentamos la T, se desplazará hacia productos y la cte. de equilibrio aumentará.

$$\begin{cases} \text{Si al aumentar T, aumenta K} \rightarrow \text{la reacción es endotérmica} \\ \text{Si al aumentar T, disminuye K} \rightarrow \text{la reacción es exotérmica} \end{cases}$$

- Si la presión aumenta, implicando disminución de volumen, se desplaza en el sentido del menor número de moles de GAS. La Constante de equilibrio no varía, solo varía con la T. Si la variación de presión NO implica una variación de volumen, no afecta al equilibrio.

- Si el volumen aumenta, se desplaza en el sentido del mayor número de moles de GAS. La Constante de equilibrio no varía, solo varía con la T

- Si la concentración de un reactivo aumenta (o aumenta su presión parcial) se desplaza hacia productos. La Constante de equilibrio no varía, solo varía con la T

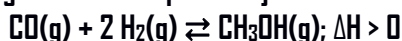
- Si añadimos un gas inerte, un gas noble, por ejemplo, el equilibrio solo se afecta si varía el volumen. La Constante de equilibrio no varía, solo varía con la T

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

- Si añadimos un catalizador el equilibrio no se altera.

Ejercicios de selectividad.

1. U.I.B. 2019.(1). El CH_3OH se puede sintetizar mediante la siguiente reacción química ajustada:
es pot sintetitzar mitjançant la següent reacció química ajustada:



Responde de forma justificada a las preguntas siguientes

- ¿Se puede afirmar que $K_c = K_p$ para el equilibrio químico anterior?
- ¿Podemos afirmar que cuando se alcanza el equilibrio químico ya no reacciona más las moléculas de reactivos?
- ¿Cómo se modificaría la composición del sistema en equilibrio si adicionamos un catalizador?
- ¿Es cierto que el aumento de temperatura favorece la formación de metanol?

VER VÍDEO <https://youtu.be/Bgcl71Lq2Do>

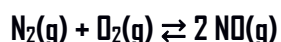
a. $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$. Como Δn es igual a -2 , K_c y K_p son distintas. Sólo serían iguales en el caso en que Δn fuera 0.

b. Cuando se alcanza el equilibrio químico en una reacción química, ésta se sigue produciendo, lo que ocurre es que la velocidad de la reacción directa se iguala a la velocidad de la reacción inversa, siendo constantes las concentraciones de las sustancias presentes en la reacción.

c. La adición de un catalizador no afecta al equilibrio químico.

d. Aumentar la temperatura, según el principio de Le Chatelier, favorece los procesos endotérmicos. Como que $\Delta H > 0$, la reacción es endotérmica y se favorecería la formación de metanol.

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:



- 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.
- Calcula la presión total del sistema a 1000 K.
- ¿Cómo afectaría al equilibrio químico una disminución de la concentración de dinitrógeno?

Razona la respuesta.

VER VÍDEO <https://youtu.be/vKbhao9kvEE>

	N_2	+	O_2	\rightleftharpoons	2NO
Moles iniciales	2		2		0
Moles equilibrio.	$2 - x = 1,8$ $x = 0,2$		$2 - x = 1,8$		$2x = 0,4$

4

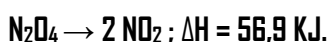
$$K_a = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0,4}{5}\right)^2}{\frac{1,8}{5} \cdot \frac{1,8}{5}} = \frac{4}{81} = 0,049$$

b. moles_{totales} = 1,8 + 1,8 + 0,4 = 4 moles.

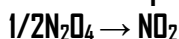
$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 1000}{5} = 65,6 \text{ atm.}$$

c. Según el principio de Le Chatelier, la disminución de la concentración de un reactivo, desplaza el equilibrio hacia reactivos, para compensar la disminución de uno de ellos.

3. U.I.B. 2019 (3). En un recipiente cerrado de 5 litros de capacidad y vacío introducimos 0,5 moles de N_2O_4 y se mantiene a 100 °C. Al alcanzar el siguiente equilibrio químico se observa que quedan 0,20 moles de N_2O_4 sin reaccionar:



- Calcula el valor de la constante de equilibrio a 100 °C.
- Calcula la presión total del sistema
- ¿Se puede asegurar que si aumentamos la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la formación de tetraóxido de dinitrógeno?
- ¿Se puede afirmar que el valor de K_c a 100 °C para la reacción



es la mitad del valor obtenido en el apartado a?

VER VÍDEO <https://youtu.be/1nxtLI4AmmQ>

a.

	N_2O_4 (g)	\rightleftharpoons	2NO_2 (g)
Moles iniciales	0,5		0
Moles en equilibrio	$0,5 - x$		$2x$
	$0,5 - x = 0,2 \rightarrow x = 0,3$		$2x = 0,6$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{0,6}{5}\right)^2}{\frac{0,2}{5}} = 0,36 \frac{\text{Mol}}{\text{L.}}$$

b. Moles totales: 0,2 + 0,6 = 0,8 moles.

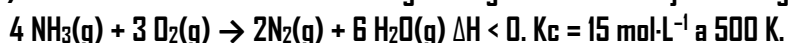
$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{v} = \frac{0,8 \cdot 0,082 \cdot (100 + 273)}{5} = 4,89 \text{ Atm.}$$

c. No. Al aumentar la temperatura, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico (para que se absorba calor), en este caso, hacia productos.

d. Falso.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{NO}_2; K_{c1} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \\ \frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{NO}_2; K_{c2} = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]^{\frac{1}{2}}} \end{array} \right\} K_{c1} = (K_{c2})^2$$

4. U.I.B. 2019 (4). El amoníaco reacciona con el dióxígeno según la reacción ajustada siguiente:



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.

VER VÍDEO <https://youtu.be/cRIhADfaSSw>

a. Una disminución del volumen total del recipiente aumenta la presión. Según el principio de Le Chatelier, se desplaza el equilibrio hacia un menor número de moles de gas, en este caso a reactivos.

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

c. En la reacción química no hay ningún cambio de estado, son todo gases. Habiendo más moles de productos, el desorden será mayor en el 2º miembro, por tanto, afirmaremos que aumenta el desorden y por tanto aumenta la entropía, siendo su variación positiva.

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.

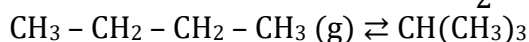
c) Si se aumenta la presión total del sistema, ¿aumentará la formación de metilpropano?

Razona la respuesta.

VER VÍDEO <https://youtu.be/0VjGjHjL0L8>

a. Al tener cantidades iniciales de todos los reactivos, calculamos el cociente de reacción Q.

$$Q = \frac{[\text{CH}(\text{CH}_3)_3]}{[\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3]} = \frac{0,2}{\frac{1}{2}} = 0,2 < K_a, \text{ se desplaza a productos.}$$



	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	\rightleftharpoons	$\text{CH}(\text{CH}_3)_3$
Moles iniciales	1		0,2
Moles en el equilibrio	$1 - x$		$0,2 + x$
	0,87		0,333

6

$$K = \frac{[\text{CH}(\text{CH}_3)_3]}{[\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3]} = \frac{0,2 + x}{\frac{2}{x}} = 2,5 \rightarrow x = 0,133$$

$$[\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3] = \frac{0,87}{2} = 0,433 \text{ M.}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 10,7 \text{ atm.}$$

c. Al ser $\Delta n = 0$, la variación de presión no afecta al equilibrio.

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.

VER VÍDEO <https://youtu.be/1mWj0ff3v90>

a.

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\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

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

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

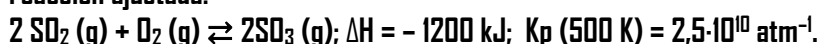
b.

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

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:



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 $\text{SO}_3(\text{g})$?

VER VÍDEO <https://youtu.be/m4YIK2-Ekjk>

a. Según el Principio de Le Chatelier, una disminución de volumen desplaza el equilibrio hacia mayor número de moles de gas, en este caso, hacia reactivos.

$$b. K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} \rightarrow K_c = 1,25 \cdot 10^{12} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1}$$

c. Según el Principio de Le Chatelier, si aumentamos la temperatura, favorecemos los procesos endotérmicos. En este caso, el equilibrio se desplazaría hacia reactivos, disminuyendo pues la formación de SO_3 .

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:



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 $2\text{I}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g})$

VER VÍDEO <https://youtu.be/WVx23UE404g>

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.

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

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?

VER VÍDEO <https://youtu.be/qeqd-KCdVGc>

a.

8

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

	$\text{SbCl}_5(\text{g})$	\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.

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

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 adicionaría 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 ?

$$K_{ps}(\text{BaCO}_3) = 3,20 \cdot 10^{-9}; K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,10 \cdot 10^{-10}$$

VER VÍDEO <https://youtu.be/ry0NAIo2pgM>

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.

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. Si introducimos en el recipiente un catalizador, ¿cómo afecta al equilibrio?

VER VÍDEO <https://youtu.be/YXSSy0Glb6o>

9

a.

	CO ₂	+	H ₂ S	⇌	COS	+	H ₂ O
Moles iniciales	4,4 g = 0,1 mol		a		0		0
Moles en equilibrio	0,1 - x		a - x		x		x = 0,01
	0,09		a - 0,01		0,01		0,01

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,5 \text{ moles} \left. \vphantom{\frac{P \cdot V}{R \cdot T}} \right\} a = 0,4 \text{ moles.}$$

moles totales = 0,1 + a

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,09}{2,5} = 0,036 \text{ M.}; [\text{H}_2\text{S}] = \frac{0,4 - 0,01}{2,5} = 0,156 \text{ M.}$$

b. Falso. $\Delta n = 0 \rightarrow K_c = K_p$

c. Un catalizador disminuye la energía de activación, pero no afecta al equilibrio.

12. U.I.B. 2016 (2). En un laboratorio químico se puede producir tolueno C₇H₈ mediante la deshidrogenación del metilciclohexano C₇H₁₄ cómo se muestra en el equilibrio químico siguiente C₇H₁₄ ⇌ C₇H₈ + 3H₂

En un recipiente cerrado y vacío de 2 L. de capacidad se introducen 3 moles de C₇H₁₄. Posteriormente se calienta 650 K y cuando se ha alcanzado el equilibrio químico se comprueba que se han producido 1,2 moles de H₂.

a. Determina el valor de la constante de equilibrio a dicha temperatura.

b. ¿Cuál es la presión de la mezcla gaseosa cuándo 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.

VER VÍDEO <https://youtu.be/yIV2TC8WCTk>

a.

	C ₇ H ₁₄	⇌	C ₇ H ₈	+	3H ₂
Moles iniciales	3		0		0
Moles en el equilibrio	3 - x		x		3x
	2,6		0,4		1,2

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

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

b.

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

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.

- Se trata de un proceso espontáneo a bajas temperaturas.
- Si se adiciona un catalizador al sistema, la entalpía disminuye.
- Si el volumen del recipiente se reduce a la mitad, el valor de la constante de equilibrio aumenta.
- Una disminución de la temperatura favorece la formación de NO_2 .

VER VÍDEO https://youtu.be/UWZ04bs_D-Y

a. V
 $\left\{ \begin{array}{l} \Delta H < 0 \\ \Delta S < 0, \text{ pues el número de moles de gas disminuye.} \end{array} \right. \rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S$
 El signo de ΔG depende de la temperatura. Por debajo de una determinada temperatura $\Delta G < 0$, espontánea.

- Falso. La adición de un catalizador disminuye la energía de activación. No influye en la entalpía de reacción.
- Falso. La cte no depende del volumen.
- Según el principio de Le Chatelier, disminuir la temperatura favorece procesos exotérmicos, en este caso hacia productos. Favorece la formación de dióxido de nitrógeno.

14. U.I.B. 2015 (1). Un químico está interesado en la siguiente reacción de formación de hidrógeno (H_2) a partir de metano (CH_4) y agua: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ $K_c(1200\text{ K}) = 0,26 \text{ Mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$; $\Delta H = 30 \text{ kJ/mol}$

- 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.
- Calcula el valor de K_p a 1200 K.
- Una vez alcanzado el equilibrio químico, se incrementa la temperatura. ¿Hacia dónde se desplaza el equilibrio químico? Razonar la respuesta.
- ¿Es cierto que el equilibrio químico anterior no se perturbará por un aumento en la presión total del sistema? Justificar la respuesta.

VER VÍDEO <https://youtu.be/ENGdq2GCHnc>

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

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

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

- Según el principio de Le Chatelier, un aumento de temperatura favorece el sentido endotérmico, en este caso hacia productos.
- 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 dióxígeno y el ozono de acuerdo con la siguiente reacción:



- Justifica hacia dónde se desplaza el equilibrio si la temperatura disminuye 50 °C
- ¿Es cierto que la variación de entropía para la formación de ozono es negativa? Razona la respuesta.
- Si añadimos dióxígeno al sistema hacia dónde se desplaza el equilibrio.
- ¿Qué importancia tiene la molécula de ozono para la atmósfera?

VER VÍDEO <https://youtu.be/SxbmGtTiN04>

a. Según el principio de Le Chatelier, al disminuir la temperatura la reacción se desplaza en el sentido exotérmico, para producir calor, en este caso hacia reactivos.

b. En esta reacción el número de moles de gas disminuye, pasando de 3 moles de dióxígeno a 2 moles de ozono, por tanto, la entropía disminuye

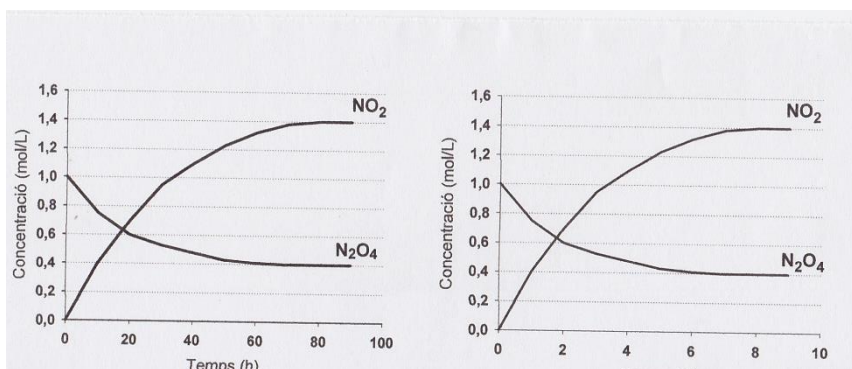
c. Si añadimos dióxígeno al sistema, el equilibrio se desplaza hacia productos, según el principio de Le Chatelier.

d. El ozono actúa de protector frente a la radiación ultravioleta que viene del Sol

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°. $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2$

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:

- De la figura 1 se deduce que a 100 °C la K_c tendrá un valor mucho menor que la unidad.
- Cuando introducimos un catalizador al recipiente que contiene inicialmente $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, el equilibrio tarda más tiempo en conseguirse.



[VER VÍDEO https://youtu.be/-zFQJSeLO 4](https://youtu.be/-zFQJSeLO 4)

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 M.



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.

- Calcula la concentración de COBr_2 en el equilibrio.
- Determina el valor de K_p para este equilibrio a 350 K.
- ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión total del sistema?

[VER VÍDEO https://youtu.be/xU93-tUvi3k](https://youtu.be/xU93-tUvi3k)

a.

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

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

13

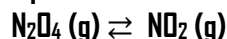
$$[\text{COBr}_2] = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ M.}$$

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:



Se sabe que en el equilibrio el recipiente soporta una presión de 0,1 atm.

a. Calcular el número de moles de cada gas en el equilibrio.

b. Calcula K_c .

VER VÍDEO <https://youtu.be/7HTEdNZq8io>

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

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).

VER VÍDEO <https://youtu.be/CXxPWMLhbg8>

a.

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

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

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

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

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.

VER VÍDEO <https://youtu.be/DwsOCa7ww1U>

	N_2	+	$3H_2$	\leftrightarrow	$2NH_3$
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 H_2 (g) y 0,50 moles de I_2 (g). a 448 °C, $K_c = 50$. Calcular:

a) El valor de K_p a esta temperatura.

b) Los moles de iodo que quedan sin reaccionar cuando llegamos al equilibrio.

c) Si partimos inicialmente de 0,25 moles de H_2 (g), 0,25 moles de I_2 (g) i 4 moles de IH (g), ¿cuántos moles de iodo habrá en el equilibrio? La temperatura es la misma, 448 °C.

VER VÍDEO <https://youtu.be/nkSUR-bm1jg>

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

b.-

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	\leftrightarrow	$2HI$
Moles iniciales	0'5		0'5		0
Moles en equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

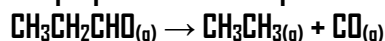
$$K_c = \frac{(2x)^2}{\frac{100}{(0'5 - x)^2}} = 50 \rightarrow x = 0'39 \text{ moles. En el equilibrio hay } 0'11 \text{ moles de } I_2.$$

c.-

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	\leftrightarrow	$2HI$
Moles iniciales	0'25		0'25		4
Calculamos el valor de $Q = \frac{[HI]_{\text{inicial}}^2}{[H_2]_{\text{inicial}}[I_2]_{\text{inicial}}} = 256 > K$ el equilibrio está desplazado a reactivos.					
Moles en equilibrio	$0'25 + x$		$0'25 + x$		$4 - 2x$

$$K_c = \frac{(4 - 2x)^2}{(0'25 + x)^2} = 50 \rightarrow x = 0'25 \text{ moles, en el equilibrio hay } 0'5 \text{ moles de } I_2$$

22. La reacción de descomposición del propanal viene dada por:



Y su ecuación de velocidad es $v = k[CH_3CH_2CHO]^2$.

Se ha comprobado en el laboratorio que cuando la concentración inicial de propanal es 0,1 M, la velocidad inicial de reacción es $25 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

- Calcula el valor de la constante de velocidad de la reacción.
- Es correcto suponer que la velocidad de reacción es independiente de la temperatura.
- Formula y nombra un isómero funcional del propanal.

VER VÍDEO <https://youtu.be/5kIyvchkXtY>

23. Indica razonadamente sí son ciertas las afirmaciones siguientes:

- Las constantes cinéticas o de velocidad dependen de la concentración de los reactivos.
- En general, los catalizadores aumentan la velocidad de los procesos químicos porque aumentan la energía de activación del mecanismo de reacción.
- Las reacciones entre reactivos que se encuentran en estado sólido o líquido dan lugar a cinéticas más rápidas que las reacciones entre reactivos que se encuentra en estado gaseoso.

VER VÍDEO <https://youtu.be/z1nY0VWw-cg>

24. 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.

- Se trata de un proceso espontáneo a bajas temperaturas.
- Si se adiciona un catalizador al sistema, la entalpía disminuye.
- Si el volumen del recipiente se reduce a la mitad, el valor de la constante de equilibrio aumenta.
- Una disminución de la temperatura favorece la formación de CO_2 .

VER VÍDEO https://youtu.be/UWZ04bs_D-Y

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. ¿Cómo se ha modificado la concentración de CO ?

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\leftrightarrow	$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
Moles iniciales	196g = 2 moles		0		0
Moles en equilibrio	2 - x		x		x

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

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

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

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

26. El HI se descompone según el equilibrio siguiente: $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ Dentro de un recipiente cerrado en equilibrio se encuentran: 0,38 moles de $\text{I}_2(\text{g})$, 0,08 moles de $\text{H}_2(\text{g})$, i 1,24 moles de $\text{HI}(\text{g})$. Se añaden 0,30 moles de $\text{H}_2(\text{g})$, 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 .

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

	$2 \text{HI}(\text{g})$	\leftrightarrow	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$
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: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ 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 $P(\text{IH}) = 0,70 \text{ atm}$; $P(\text{I}_2) = 0,02 \text{ atm}$ i $P(\text{H}_2) = 0,02 \text{ atm}$.

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

Si $P(\text{I}_2) = 0,02 \text{ atm} \rightarrow [\text{I}_2] = \frac{P}{R \cdot T} = 3'48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Si $P(\text{H}_2) = 0,02 \text{ atm} \rightarrow [\text{H}_2] = \frac{P}{R \cdot T} = 3'48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\leftrightarrow	2HI
Concentración inicial	$3'48 \cdot 10^{-4}$		$3'48 \cdot 10^{-4}$		0'012
Calculamos $Q = \frac{[\text{HI}]_{\text{inicial}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{inicial}} [\text{I}_2]_{\text{inicial}}} = 1189 > K$ 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

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

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

$$P(\text{H}_2) = R.T. [\text{H}_2] = 7'69 \cdot 10^{-2} \text{ atm.}$$

$$P(\text{I}_2) = R.T. [\text{I}_2] = 7'69 \cdot 10^{-2} \text{ atm.}$$

28. Contesta razonadamente si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- Para una reacción endotérmica, la constante de equilibrio disminuye con la temperatura
- Para a una reacción exotérmica, la constante de equilibrio aumenta con la temperatura.
- En general, la constante de equilibrio no varía con la temperatura.

a. F. En una reacción endotérmica la cte. aumenta al aumentar la temperatura.

b. F. En una reacción exotérmica la cte. disminuye al aumentar la temperatura.

c. F. La cte. de equilibrio solo varía con la temperatura.

29. En que sentido se desplaza el equilibrio $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$

$\Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$ al perturbarlo por:

- aumento de volumen del recipiente, disminuyendo la presión.
- Adición de SO_3 ,
- Aumento de temperatura.
- En cuál o cuáles de las perturbaciones se afecta la constante de equilibrio?

a. Si el volumen aumenta se desplaza en el sentido del mayor número de moles de GAS. Se desplaza hacia reactivos.

b. Si la concentración de un producto aumenta se desplaza hacia reactivos.

c. 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.

a. Falso, la constante de equilibrio sólo indica en qué sentido está más desplazada la reacción, pero no da información acerca de su cinética.

b. Falsa, la K_c de una reacción depende también de la temperatura a la que ésta tenga lugar.

c. 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: $2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H_0 = 113 \text{ kJ/mol}$

Indica razonadamente que le pasará al número de moles de agua si:

- 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.

33. El siguiente proceso tiene lugar en un reactor cerrado:

$\frac{1}{2} \text{Cl}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{HCl} (\text{g}) + 22,06 \text{ kcal}$ Indica, razonadamente, cuatro maneras de aumentar la concentración de cloruro de hidrógeno.

Añadir cloro al reactor, añadir hidrógeno al reactor, eliminar HCl de reactor y disminuir la temperatura. En este caso variar el volumen o la presión no influye.

34. La K_c del proceso de Haber de producción industrial de amoníaco es de

$3,6 \cdot 10^8$ a 25°C . $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + 92 \text{ KJ}$

- a. Para obtener más amoníaco, utilizarías presiones elevadas o bajas?
- b. El máximo rendimiento se da a temperaturas próximas a 500°C . ¿Cómo explicas que se utilice una temperatura tan elevada?

a. Elevar la presión, disminuyendo el volumen, según el principio de Le Chatelier, desplaza el equilibrio hacia productos.

b. Elevar la temperatura favorece el desplazamiento hacia reactivos, no parece lógico aumentar la T. Lo que ocurre es que la reacción a baja temperatura es muy lenta, por eso hay que llegar a una solución de compromiso entre los dos aspectos: al aumentar la T conseguimos que la velocidad de la reacción haga el proceso rentable para la industria a pesar de que el rendimiento sea menor.

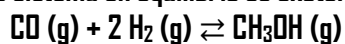
35. Justifica si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- 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 K_c no varía.

36. La reacción directa del siguiente sistema en equilibrio es exotérmica:



Indica, justificandolo, si las siguientes afirmaciones respecto a este equilibrio son verdaderas o falsas.

- a) La K_p a 473 K aumenta si aumentamos la presión del H_2 .
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 $\Delta n = 0$, $K_c = K_p$.
-

- F. La cte. solo depende de la temperatura.
V. Disminuir la T favorece procesos exotérmicos. La reacción se desplaza a productos, aumentando la proporción de metanol.
F. El catalizador no afecta al equilibrio.
V. $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$. Si $\Delta n = 0$ $K_p = K_c$.