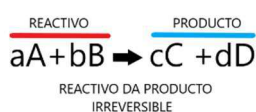
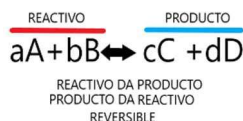


EQUILIBRIO QUIMICO

¿Qué es? El equilibrio químico es un estado de un sistema reaccionante en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo, a pesar de que siguen reaccionando entre sí las sustancias presentes.

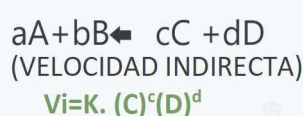
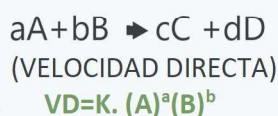


io de reacción es irreversible
ue solo tiene un sentido, los
os se convierten productos



o caso si es reversible dado que la reacción puede ir en
sentidos. Esto se da cuando, los productos empiezan a
nás cantidad y reaccionan entre sí, creando reactivos. En
sión, habrá un momento donde el reactivo y el producto
libren, ya que los dos reaccionaran y se darán entre sí.

Por lo que, en reacciones reversibles, se puede crear un **EQUILIBRIO DINAMICO**. ¿Por qué? Porque, aunque estén en equilibrio están en continuo movimiento (Aunque a simple vista no se vea la reacción, si se está sucediendo). ¿Y cómo descubrimos cuál es su velocidad? **LEY DE ACCION DE MASAS**



EQUILIBRIO

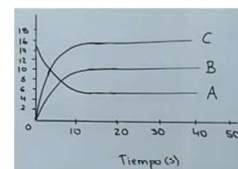
$$V_D = V_i$$

$$K_C = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(C)^c (D)^d}{(A)^a (B)^b}$$

RECORDAMOS. – Las concentraciones, son concentraciones molares

-Solo pueden estar en estado gas o disolución (sólido y liquido desaparecen de la formula)

1EJERCICIO.- Experimentalmente hemos llevado a cabo el seguimiento de las siguiente reacción, en un recipiente cerrado y a una temperatura de 300K $2A(g) \rightleftharpoons 2B(g) + 3C(g)$ Identifique cuales serán las concentraciones de A , B y C en el equilibrio y calcular la constante de equilibrio K_C



- Miramos la gráfica en el equilibrio (la curva)
 - $A = 5 \text{ mol/l} = 5 \text{ M}$ $B = 10 \text{ mol/l} = 10 \text{ M}$ $C = 15 \text{ mol/l} = 15 \text{ M}$
- Hacemos formula $K_C = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(C)^c (B)^b}{(A)^a} = \frac{(15)^3 (10)^2}{(5)^2} = 13500$

2EJERCICIO. - A 400K y en un recipiente de 1,5 L de capacidad, hay en el equilibrio 9 g de O_2 , 9 g de SO_2 y 42g de SO_3 . Calcula el valor de K_c a 400K para equilibrio: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

- Ponemos la formula $K_C = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(C)^c}{(A)^a (B)^b} = \frac{(SO_3)^2}{(SO_2)^2 (O_2)^b} =$
- Necesitamos la molaridad de cada elemento
 - 9 g de $SO_2 = \frac{1 \text{ mol de } SO_2}{32+2 \cdot 16} = 0.14 \text{ mol}$ PASAR A M $\frac{0.14}{1.5 \text{ l}} = 0.0937 \text{ M}$
 - 9 g de $O_2 = \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \cdot 16} = 0.28 \text{ mol}$ PASAR A M $\frac{0.28}{1.5 \text{ l}} = 0.187 \text{ M}$

$$\circ \quad 42 \text{ g de SO}_2 = \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{32+3.16} = 0.53 \text{ mol} \quad \text{PASAR A M} \frac{0.53}{1.5 \text{ l}} = 0.35 \text{ M}$$

$$\bullet \quad \text{Volvemos a la formula} \frac{(SO_2)^2(O_2)^b}{(NO)^2} = \frac{(0.35 \text{ M})^2}{(0.0937 \text{ M})^2(0.187 \text{ M})} = 74.6$$

3 EJERCICIO.- En un recipiente de 5L se introduce 1.84 g de nitrógeno y 1.02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000°C estableciéndose el equilibrio de formación del oxígeno nítrico (NO). En estas condiciones reaccionan 0.055 moles de nitrógeno introducido. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ calcula : a) el valor de Kc a dicha temperatura b) La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio

DATOS : 1.84 g N 1.02 moles O₂ t=2000°C reaccionan 0.055 moles N v = 5 L

Aparatado a = Kc

	N ₂	O ₂	2NO
Moles iniciales	1.84	1.02	0
Moles que reaccionan hasta alcanzar el equilibrio	0.055	0.055	
Moles que se forman hasta alcanzar el equilibrio			0.11
Moles en equilibrio	1.785	0.965	0.11
Molaridad	0.0357	0.193	0.022

- Para sacar **moles que reaccionan**. Tenemos en cuenta que 1 mol de N reacciona con 1 mol de O₂ y forman 2 de NO. Por lo que si en N₂ hay 0.055 en O₂ tb y en NO el doble
- Para sacar los **moles que se forman** solo habrá que multiplicar por dos N₂ . O sea 2 . 0,055= 0.11
- Para **moles de equilibrio** solo restamos a los iniciales los que reaccionan. En el caso de N₂ 1.84-0.055 = 1.785y en el caso de O₂ 1.02 -0.055 =0.965 ¡Cuidado! porque en el caso de 2NO se suman ya q tiene más material y no menos 0+0.11= 0.11
- Para poder hacer la formula necesitamos **molaridad** que es moles entre litro o sea, 1.785 / 5 = 0.0357 0.965 /5= 0.193 0.11/5= 0.022

$$\bullet \quad \text{Ponemos la formula } Kc = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)c}{(A)a(B)b} = \frac{(NO)^2}{(N_2)(O_2)} = \frac{(NO)^2}{(N_2)(O_2)} = \frac{(0.022)^2}{(0.0357)(0.193)} = 7 \cdot 10^{-2}$$

Apartado b = presión P.V = nrt

- $P = \frac{nrt}{V} = \frac{(2.86)(0.082)(2273K)}{5} = 106.6 \text{ atm}$
- Para la n , Solo hay que sumar moles en el equilibrio 1.785+0.965+0.11=2.86

4 EJERCICIO. - En un recipiente de 1 L en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 2 moles de pentacloruro de fósforo, PCl₅ y se calienta hasta 450K, alcanzándose el equilibrio : $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$.En el equilibrio, el PCl₅ se encuentra disociado en un 36% .Calcula el valor de Kc a 450 K

DATOS v = 1 l 2 mol de PCl₅ T = 450K PCl₅ se encuentra disociado en un 36%

	PCl ₅	PCl ₃	Cl ₂
Moles iniciales	2	No nos dan info 0	0
Moles que reaccionan hasta alcanzar el equilibrio	0.72	No nos dan info 0	0
Moles que se forman hasta alcanzar el equilibrio		0.72	0.72
Moles en equilibrio	1.28	0.72	0.72
Molaridad	1.28	0.72	0.72

- Moles que **reaccionan**. - Tan solo reaccionan un 36% de PCl_5 , o sea %36 de 2 = 0.72
- Moles que se **forman**. - Como en la formula reaccionan todos de a 1 todos serán 0.72, en el caso de que alguno tenga un 2 o un 3 delante, habría que multiplicarlo por ese número
- Moles en el **equilibrio**. - Los que reaccionan se restan y los productos se suman.- $2 - 0.72 = 1.28$
- **Molaridad**. - Moles entre litros $1.28 / 1 = 1.28$

$$K_c = \frac{kd}{ki} = \frac{(B)b(C)c}{(A)a} = \frac{(0.72)(0.72)}{(1.28)} = 0.41$$

5 EJERCICIO. – En una matraz de 2 L de capacidad se introducen 0.42 moles de nitrógeno y 0.84 moles de hidrogeno. Cuando se calienta a 527°C y se alcanza el equilibrio, se encuentra que se han formado 0.06 moles de amoníaco según equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
 Calcula : a) la composición de la mezcla gaseosa en el equilibrio b) α_{H_2} y α_{N_2} c) K_c a la citada temperatura

DATOS $V = 2\text{ L}$ 0.42 mol N_2 0.84 mol H_2 $T = 527 + 273$ formado $\text{NH}_3 = 0.06$

Apartado a

	N_2	H_2	NH_3
Moles iniciales	0.42	0.84	
Moles que reaccionan hasta alcanzar el equilibrio	x	3x	
Moles que se forman hasta alcanzar el equilibrio			2x
Moles en equilibrio	$0.42 - x$	$0.84 - 3x$	$0 + 2x = 0.06$
	$0.42 - 0.03$	$0.84 - 0.09$	$2 \cdot 0.03$
	0.39	0.75	0.06
Molaridad	0.195	0.375	0.03

La respuesta es La composición de la mezcla es 0.195 de N_2 , 0.375 M de H_2 y 0.03M de NH_3

- **Reaccionan**. – Como no nos dan datos usamos x, asíq ponemos como reaccionan
- **Forman**. - Como no nos dan datos usamos x, asíq ponemos como se forman
- **Equilibrio**.-
 - Reactivo moles que tenemos - los que reaccionan
 - Producto moles que tenemos + los que se producen. Y en este caso como nos dan los totales igualamos $0 + 2x = 0.06$
 - $2x = 0.06$ $x = 0.06 / 2 = 0.03$
- **Molaridad** .- Dividimos entre litros

Apartado b

- Hacemos la formula. –
 - $\alpha = \text{n de moles que reaccionan} / \text{n de moles iniciales}$
 - $\alpha_{\text{N}_2} = 0.03 / 0.42 = 0.071$ 7.1%
 - $\alpha_{\text{H}_2} = 0.09 / 0.84 = 0.107$ 10.7%

Apartado c

$$K_c = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)c}{(A)a(B)b} = \frac{(0.03)^2}{(0.195)(0.375)^3} = 0.0875 \quad 8.75 \cdot 10^{-2}$$

6 EJERCICIO. - En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0,8 moles de CS₂ y 0,8 moles de H₂ a 300°C se establece el equilibrio $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ Siendo la concentración de CH₄ 0.025 moles/L. calcula a) la concentración molar de todas las especies en el equilibrio. B) K_c c) α Cs₂ α H₂

Apartado a

	CS ₂	4H ₂	CH ₄	2H ₂ S
Moles iniciales	0.8	0.8		
Moles que reaccionan hasta alcanzar el equilibrio	x	4x		
Moles que se forman hasta alcanzar el equilibrio			x	2x
Moles en equilibrio	0.8-x	0.8-4x	x	2x
Molaridad	0.8-x/5	0.8-4x/5	x/5	2x/5
	0.135	0.06	0.025 De aquí sacamos la x (moles) x/5=0.025	0.05

Sustituimos x q, hemos sacado en x/5=0.025 o sea x= 0.125 mol en la molaridad .

Apartado b

$$K_c = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b} = \frac{(0.025)(0.05)2}{(0.135)(0.06)4} = 35.7$$

Apartado c

$$\alpha \text{ Cs}_2 = \frac{\text{moles reaccionan}}{\text{moles de inicio}} = \frac{0.125}{0.8} = 0.156 \quad \%15.6$$

$$\alpha \text{ H}_2 = \frac{\text{moles reaccionan}}{\text{moles de inicio}} = \frac{4 \cdot 0.125}{0.8} = 0.625 \quad \%62.5$$

COCIENTE DE REACCION Q_c

¿Qué es? Es una medida de la cantidad relativa de productos y reactivos presente en una reacción en un determinado momento. Esta expresión parece terriblemente familiar, porque es un concepto que está estrechamente relacionado a la constante de equilibrio. Es decir, **la usamos para saber si la reacción va ir hacia la derecha o la izquierda.**

¿Qué diferencia hay entre la ecuación del equilibrio y la de la reacción?



EQUILIBRIO

$$K_c = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b}$$

Estas son las sustancias en el equilibrio

REACCION

$$Q_c = \frac{Qd}{Qi} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b}$$

Estas son las sustancias en un momento cualquiera de la reacción

1 EJERCICIO. - Consideremos el siguiente equilibrio. $\text{MX}_5 \rightleftharpoons \text{HX}_3 + \text{X}_2$ A 200°C, la cte de equilibrio K_c vale 0.022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son. MX₅ = 0.04M MX₃=0.40M X₂= 0.20M A) razonar si, en estas condiciones el sistema está en equilibrio. B) en caso de que no este, justifica como evolucionaria para alcanzarlo

Apartado a

	MX ₅	MX ₃	X ₂
molaridad	0.04	0.40	0.20

Para que estén en equilibrio K_c y Q_c tienen que dar lo mismo.

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(B)b(C)c}{(A)a} = \frac{(MX_3)b(X_2)c}{(MX_5)a} = 0.022$$

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(B)b(C)c}{(A)a} = \frac{(MX_3)b(X_2)c}{(MX_5)a} = \frac{(0.40+0.20)}{(0.04)} = 2$$

Como no dan lo mismo no están en equilibrio.

Apartado b

Por lo que, ahora debemos saber cómo evoluciona. Como K_c es mayor que Q_c la reacción va de Q_c a K_c o sea en dirección izquierda.

COCIENTE DE REACCION K_p

¿Qué es? K_p es una constante de equilibrio basada en **presiones** parciales que te dice la relación de productos y reactivos en una reacción en equilibrio. $K_p = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(PC)c(PD)d}{(PA)a(PB)b}$. De esta manera encontramos 2 formas de poderlas sacar:

1. A partir de las **presiones parciales**:

- Son la presión de cada elemento para ello usaremos dos formulas $PA = \frac{n_A R T}{V}$ o $PA = \frac{n_A}{n_T} \cdot PT$
 - n_A- Números de moles de A n_T= Numero de moles totales
- $PT = PA + PB + PC + PD \dots$ O sea, presión total es igual a la suma de todas la presiones parciales

2. A partir de la relación de K_c y K_p

$$K_p = \frac{p_c^c \cdot p_d^d}{p_a^a \cdot p_b^b} = \frac{[C]^c (RT)^c \cdot [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \cdot [B]^b (RT)^b} = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = (n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}}) = (d + c) - (a + b)$$

EJERCICIO 1- Calcula el valor de K_p a 900K para la reacción $2 SO_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2 SO_3 (g)$. Sabiendo que K_c es 13 a esta temperatura

$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \cdot P_{O_2}} = \frac{([SO_3] \cdot RT)^2}{([SO_2] \cdot RT)^2 ([O_2] \cdot RT)} = K_c \cdot (RT)^{(2)-(2+1)}$$
$$K_p = 13 \cdot (0'082 \cdot 900)^{-1} \rightarrow K_p = 0'176$$

EJERCICIO 2.- Se introducen 2 mol de CoBr₂ en un recipiente de 2L y se calienta hasta 73C. El valor de la constante de equilibrio K_c a esta temperatura es 0.09., según el equilibrio $CoBr_2 (g) \rightleftharpoons CO (g) + Br_2 (g)$. Calcula : a) El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio b) la presión total del sistema c) El valor de la K_p

Apartado a

	COBr ₂ (g)	CO (g)	Br ₂ (g)
Moles iniciales	2	—	—
Reacción	-x	+x	+x
En el equilibrio	2-x	x	x
[Equilibrio]	$\frac{2-x}{2}$	$\frac{x}{2}$	$\frac{x}{2}$

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)^2}{\frac{2-x}{2}} = 0'09 \rightarrow x = 0'52 \text{ mol}$$

$$[\text{COBr}_2] = 0'74 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{Br}_2] = 0'26 \text{ M}$$

Apartado b

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(2-x+x+x)RT}{V} = \frac{(2+x)RT}{V} = \frac{(2+0'52) \cdot 0'082 \cdot 346}{2} = 35.7 \text{ atm}$$

Apartado c

$$K_P = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 0'09 \cdot (0'082 \cdot 346)^{2-1} \rightarrow K_P = 2'55$$

EJERCICIO3.- Para el equilibrio a 55°C $\text{A (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ B (g)}$, el valor de Kp es 0,66. Calcula: a) el valor de la constante Kc a esa temperatura b) El grado de disociación de A a 55°C y 0.5 atm

$$K_P = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = K_P \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'66 \cdot (0'082 \cdot 328)^{-1} \rightarrow K_c = 0'025$$

	A (g)	B (g)
Moles iniciales	n	—
Reacción	-nα	+2nα
En el equilibrio	n - nα	2nα
Totales en el equilibrio	$n_T = n - n\alpha + 2n\alpha = n + n\alpha$	

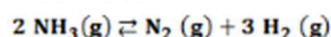
$$\chi_A = \frac{n - n\alpha}{n + n\alpha} = \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)}$$

$$\chi_B = \frac{2n\alpha}{n + n\alpha} = \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

$$K_P = \frac{P_B^2}{P_A} = \frac{P_T^2 \cdot \chi_B^2}{P_T \cdot \chi_A} = P_T \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2}{\frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}} = P_T \frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)} = P_T \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

$$0'66 = 0'5 \cdot \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \rightarrow 0'33 = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \rightarrow \alpha = 0'70$$

EJERCICIO 4.- El amoniaco a 537 K y presion total de 6 atm esta disociado un 60%. Calcula en primer lugar la constante de equilibrio Kp y, posteriormente la constante Kc a esta temperatura



$\alpha = 0'60$	$2 \text{ NH}_3 (\text{g})$	$\text{N}_2 (\text{g})$	$3 \text{ H}_2 (\text{g})$
Moles iniciales	n	—	—
Reacción	$-an$	$+\frac{1}{2}an$	$+\frac{3}{2}an$
En el equilibrio	$n - an = n - 0'6n = 0'4n$	$\frac{an}{2} = 0'3n$	$\frac{3an}{2} = 0'9n$
Moles totales en el equilibrio	$n_T = 0'4n + 0'3n + 0'9n = 1'6n$		
x	$\frac{0'4n}{1'6n} = \frac{0'4}{1'6} = 0'25$	$\frac{0'3}{1'6} = 0'19$	$\frac{0'9}{1'6} = 0'56$

$$K_P = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2} = \frac{P_T \cdot \chi_{\text{N}_2} \cdot P_T^3 \cdot \chi_{\text{H}_2}^3}{P_T^2 \cdot \chi_{\text{NH}_3}^2} = P_T^2 \cdot \frac{\chi_{\text{N}_2} \cdot \chi_{\text{H}_2}^3}{\chi_{\text{NH}_3}^2} = 6^2 \frac{0'19 \cdot 0'56^3}{0'25^2}$$

$$= 19.22$$

$$K_P = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{K_P}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{19'22}{(0'082 \cdot 537)^2} \rightarrow K_c = 9'9 \cdot 10^{-3}$$

EJERCICIO 5.- dada la reacción $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ la constante de equilibrio K_c , a 200C es 0.015 . En un recipiente cerrado de 10 L se introducen a dicha temperatura, 5 moles de PCl_5 y 1 mol de PCl_3 . El sistema evoluciona hasta alcanzar el equilibrio. Calcula : Las concentraciones de cada especie en el equilibrio b) el valor de K_p c) la presión total en el equilibrio

	$\text{PCl}_5 (\text{g})$	$\text{PCl}_3 (\text{g})$	$\text{Cl}_2 (\text{g})$
Moles iniciales	5	1	—
Reacción	$-x$	$+x$	$+x$
En el equilibrio	$5 - x$	$1 + x$	x
Concentración en el equilibrio	$\frac{5 - x}{10}$	$\frac{1 + x}{10}$	$\frac{x}{10}$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{1+x}{10}\right)\left(\frac{x}{10}\right)}{\left(\frac{5-x}{10}\right)} = \frac{x + x^2}{50 - 10x} = 0'015$$

$$x^2 + 1'15x - 0'75 = 0 \rightarrow x = 0'465$$

Concentración de

cada especie $[\text{PCl}_5] = 0'454 \text{ M}$, $[\text{PCl}_3] = 0'146 \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0'046 \text{ M}$

Apartado b $K_P = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 0'015 \cdot (0'082 \cdot 473)^1 \rightarrow K_P = 0'582$

Apartado c $\Delta n = (5 - x) + (1 + x) + x = 6 + x = 6'465 \text{ mol}$

$$P_T V = n_T RT \rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{6'465 \cdot 0'082 \cdot 473}{10} \rightarrow P_T = 25'1 \text{ atm}$$

Le Chatelier

¿Qué es? Si un cambio altera el estado de equilibrio en un sistema, el sistema se desplazará en el sentido que contrarreste ese cambio. Es decir, al cambiar cualquiera de las características de reactivo o producto, tb hay que buscar el cambio que siga dejando K_c igual.

CONCEPTOS BASICOS PARA ENTENDERLA

- K_c es un número que no cambia ya que es una constante, por lo que si la cantidad de alguno de sus elementos cambia, los demás deberán reordenarse para que sigan dando ese K_c
- Ejemplo:

○ Tenemos una situación inicial $KC = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b} = \frac{3}{1} = 3$

○ Pero doblamos la concentración de $(C)c(D)d$ $KC = \frac{6}{x} = 3$ $x=2$

- O sea, si nosotros aumentamos la concentración en cualquiera de los lados el otro tb aumentara, y con las reducciones igual. Tener en cuenta que no hay porque alterar todos los elementos de una reacción o producto, con alterar uno ya sería suficiente.
- Por lo que si nos preguntan ¿Cómo podríamos desplazar un equilibrio? Aumentando las concentraciones en el lado opuesto

EJERCICIO1.- Para la siguiente reacción en equilibrio:



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?

Tabla para el cálculo del grado de disociación.

	$aA_{(g)}$	\rightleftharpoons	$cC_{(g)}$	+	$dD_{(g)}$
Moles iniciales	n_A		n_C		n_D
Moles equilibrio	$n_A (1 - \alpha)$		$n_C + \frac{c}{a} \cdot n_A \alpha$		$n_D + \frac{d}{a} \cdot n_A \alpha$

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. { Si al aumentar T, aumenta K → la reacción es endotérmica Si al aumentar T, disminuye K → la reacción es exotérmica ■ 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 ■ Si añadimos un catalizador el equilibrio no se altera.

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. $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$. 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: $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)}$ 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.

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

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

$$\text{b. moles}_{\text{totales}} = 1,8 + 1,8 + 0,4 = 4 \text{ moles.}$$

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

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: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$; $\Delta H = 56,9 \text{ KJ}$. 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 $1/2 \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{NO}_2$ es la mitad del valor obtenido en el apartado a?

a.

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$
Moles iniciales	0,5		0
Moles en equilibrio	0,5 - x $0,5 - x = 0,2 \rightarrow x = 0,3$		2x $2x = 0,6$

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

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.

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

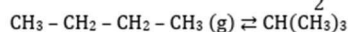
4. U.I.B. 2019 (4). El amoníaco reacciona con el dióxido de nitrógeno según la reacción ajustada siguiente: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H < 0$. $K_c = 15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 500 K . a. ¿Qué 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

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 todos 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.

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

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



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

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

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

b.

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

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 $0,497 \text{ atm}$. 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.

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

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

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

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

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. 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. $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} \rightarrow K_c = 1,25 \cdot 10^{12} (\text{mol L}^{-1})^{-1}$ 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 yodo. 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 yodo en el equilibrio químico. b. ¿Cómo afecta al equilibrio químico un aumento de la concentración de yodo? c. Se observa que la concentración de yodo disminuye cuando aumenta la temperatura. Con esta información ¿podríamos afirmar que la reacción de disociación del yodo 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 yodo disminuye es que el equilibrio se desplaza a productos. La reacción es, pues, endotérmica.

d.

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

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?

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

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

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

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

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 Kps y solubilidad es la misma. Así pues, el carbonato de bario, que tiene mayor Kps será más soluble en agua y provocará más alergias.

11. U.I.B. 2016 (1). El dióxido de carbono reacciona con el sulfuro de hidrógeno 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?

a.

	CO_2	+	H_2S	\rightleftharpoons	COS	+	H_2O
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

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,5 \text{ moles} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \text{moles totales} = 0,1 + a \end{array} \right\} a = 0,4 \text{ moles.}$$

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

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 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

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

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

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. 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. V { $\Delta H < 0$

$\Delta S < 0$, pues el número de moles de gas disminuye. $\rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S$ El signo de ΔG depende de la temperatura. Por debajo de una determinada temperatura $\Delta G < 0$, espontánea. b. Falso. La adición de un catalizador disminuye la energía de activación. No influye en la entalpía de reacción. c. Falso. La cte no depende del volumen. d. 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 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.

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

b.

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

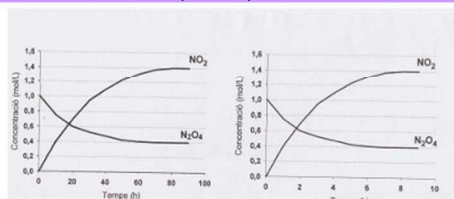
c. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de temperatura favorece el sentido endotérmico, en este caso hacia productos.

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. 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 dióxigeno a 2 moles de ozono, por tanto, la entropía disminuye. c. Si añadimos dióxigeno 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°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 termostata 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 .

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

a.- Moles totales = $0'003 - x + 2x = 0'003 + x$

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

$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1'53 \cdot 10^{-3}$ moles y $n_{\text{NO}_2} = 2'94 \cdot 10^{-3}$ 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: $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ 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).

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

$1 - x = 0'150 \rightarrow x = 0'85 \rightarrow$ moles de $\text{SO}_3 = 0'85$ moles = 68 g. de SO_3 .

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

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

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	\leftrightarrow	2NH_3
Moles iniciales	10		32		0
Moles en equilibrio	10 - x		32 - 3x		2x

Moles totales = $10 - x + 32 - 3x + 2x = 42 - 2x = 38 \rightarrow x = 2$ 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.-

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

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

c.-

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\leftrightarrow	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 ($\text{COCl}_2(\text{g})$) 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 ?

	$\text{COCl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$	
Moles iniciales	196g = 2 moles	0
Moles en equilibrio	2 - 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
Moles en equilibrio	1'2 + C - x'	0'8 + x'

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

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

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

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

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
Moles en equilibrio	1'24 + 2x	0'38 - x

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

En el equilibrio tenemos: moles de $\text{I}_2 = 0'22$ moles de $\text{H}_2 = 0'22$ moles. Moles de $\text{HI} = 1'56$ 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 $P(\text{H}_2) = 0,02 \text{ atm} \rightarrow [\text{H}_2] = \frac{P}{R \cdot T} = 3'48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

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

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

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

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

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

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 una reacción exotérmica, la constante de equilibrio aumenta con la temperatura. c. 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: 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?

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 Kc 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: $2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = 113 \text{ kJ/mol}$ 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 $\Delta n = 0$, $K_c = K_p$.

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 $\Delta n = 0$ $K_p = K_c$.