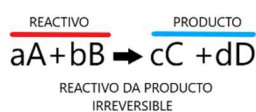
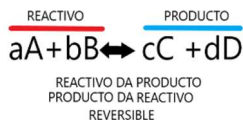


2.- BLOQUE .-EQUILIBRIO

¿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.

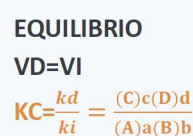
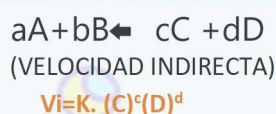
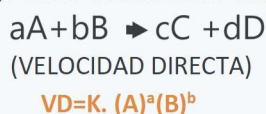


Este tipo de reacción es irreversible dado que solo tiene un sentido, los reactivos se convierten productos



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

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**

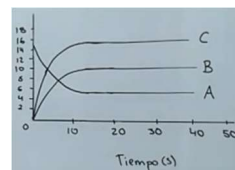


RECORDAMOS. – Las concentraciones, son concentraciones molares

-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 KC

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



2EJERCICIO. - A 400K y en un recipiente de 1,5 L de capacidad, hay en el equilibrio 9 g de O₂, 9 g de SO₂ y 42g de SO₃. Calcula el valor de Kc a 400K para equilibrio: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

- Ponemos la formula $KC = \frac{kd}{ki} = \frac{(C)^c}{(A)^a (B)^b} = \frac{(SO_3)^2}{(SO_2)^2 (O_2)^b} =$
- Necesitamos la molaridad de cada elemento
 - 9 g de SO₂ = $\frac{1 \text{ mol de } SO_2}{32+2 \cdot 16} = 0.14 \text{ mol}$ PASAR A M $\frac{0.14}{1.5 \text{ l}} = 0.0937 \text{ M}$
 - 9 g de O₂ = $\frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \cdot 16} = 0.28 \text{ mol}$ PASAR A M $\frac{0.28}{1.5 \text{ l}} = 0.187 \text{ M}$
 - 42 g de SO₃ = $\frac{1 \text{ mol de } SO_3}{32+3 \cdot 16} = 0.53 \text{ mol}$ PASAR A M $\frac{0.53}{1.5 \text{ l}} = 0.35 \text{ M}$
- Volvemos a la formula $\frac{(SO_3)^2}{(SO_2)^2 (O_2)^b} = \frac{(0.35 \text{ M})^2}{(0.0937 \text{ M})^2 (0.187 \text{ M})} = 74.6$

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

• Ponemos la formula $K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(C)c}{(A)a(B)b} = \frac{(NO)^2}{(N_2)(O_2)} = \frac{(NO)^2}{(N_2)(O_2)} = \frac{(0.022)^2}{(0.0357)(0.193)} = 7 \cdot 10^{-2}$

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 : PCl₅(g) ⇌ PCl₃(g) + Cl₂(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 PCl₅ . 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 0.72/1 0.72/1

• $K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(B)b(C)c}{(A)a} = \frac{(0.72)(0.72)}{(1.28)} = 0.41$

5 EJERCICIO. – En una matrazde 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 amoniaco 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) αH_2 y αN_2 c) Kc a la citada temperatura

DATOS V= 2 L 0.42 mol N2 0.84 mol H2 T= 527 +273 formado NH3 = 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-x	0+2x = 0.06
	0.42-0.03	0.84 -0.03	2*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 N2., 0.375 M de H2 y 0.03M de NH3

- **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%
 - $\alpha \text{H}_2 = 3 \cdot 0.03 / 0.84 = 0.107$ 10.7%

Apartado c

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

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) Kc c) αCS_2 αH_2

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	0.05

De aquí sacamos la x (moles) $x/5 = 0.025$

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

Apartado b

$$\bullet \quad K_C = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b} = \frac{(0.025)(0.05)^2}{(0.135)(0.06)^4} = 35.7$$

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 Qc

¿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

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

Estas son las sustancias en el equilibrio

REACCION

$$Q_C = \frac{Q_d}{Q_i} = \frac{(C)c(D)d}{(A)a(B)b}$$

Estas son las sustancias en un momento cualquiera de la reacción

1 EJERCICIO. - Consideremos el siguiente equilibrio. $MX_5 \rightleftharpoons MX_3 + X_2$ A $200^\circ C$, la cte de equilibrio K_c vale 0.022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son. $MX_5 = 0.04M$ $MX_3 = 0.40M$ $X_2 = 0.20M$ 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.

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

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

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 Kp

¿Qué es? Kp es una constante de equilibrio basada en **presiones** parciales que te dice la relación de productos y reactivos en una reacción en equilibrio. $K_p = \frac{k_d}{k_i} = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$. 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 $P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V}$ o $P_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot P_T$
 - nA- Números de moles de A nT= Numero de moles totales
- $P_T = P_A + P_B + P_C + P_D \dots$ O sea, presión total es igual a la suma de todas las presiones parciales

2. A partir de la relación de Kc y Kp

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

EJERCICIO 1- Calcula el valor de Kp a 900K para la reacción $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$. Sabiendo que Kc es 13 a esta temperatura

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{([\text{SO}_3] \cdot RT)^2}{([\text{SO}_2] \cdot RT)^2 ([\text{O}_2] \cdot RT)} = K_c \cdot (RT)^{(2)-(2+1)}$$

$$K_p = 13 \cdot (0'082 \cdot 900)^{-1} \rightarrow K_p = 0'176$$

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 Kc a esta temperatura es 0.09., según el equilibrio $\text{CoBr}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g})$. Calcula: a) El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio b) la presión total del sistema c) El valor de la Kp

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

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

EJERCICIO 3.- Para el equilibrio a 55C $\text{A} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B} (\text{g})$, 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 55C 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	$n_T = n - n\alpha + 2n\alpha = n + n\alpha$	

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

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

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

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

EJERCICIO 4.- El amoniaco a 537 K y presión total de 6 atm esta disociado un 60%. Calcula en primer lugar la

constante de equilibrio K_p y, posteriormente la constante K_c a esta temperatura $2 \text{ NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g})$

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

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

=19.22

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

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 :

a) 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

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

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

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

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

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 $KC = \frac{6}{x} = 3 \quad x=2$
 - 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