# APUNTES DE FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

# 1º CURSO DE CIENCIAS DEL MAR

# TEMA 10: EQUILIBRIO QUÍMICO

**JOSÉ LUÍS EIROA MARTÍNEZ**

Tema 10.- Equilibrio químico.

10.1.- Condición general de equilibrio.

10.2.- Ley de acción de masas. Formas de expresión de la constante de equilibrio.

10.3.- Factores que afectan al equilibrio químico. Desplazamiento del equilibrio. Principio de Le Chatelier.

10.4.- Equilibrios heterogéneos.

10.5.- Relación entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio.

10.6.- Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura.

**Introducción.**

Hasta ahora al realizar el estudio de una reacción química no hemos centrado en el análisis de las sustancias que reaccionaban, en que cantidad, cual era el reactivo limitante, que cantidad de producto se podría obtener, rendimiento, etc., de ahí la importancia que tienen los cálculos estequiométricos. También se han estudiado los aspectos energéticos implicados en una reacción química, que nos proporcionan información sobre la tendencia de una reacción para que pueda ser llevada a cabo.

En todos estos estudios hacíamos el planteamiento de que las sustancias que reaccionaban se convertían totalmente en productos, sin embargo el hecho real es que en la mayoría de las reacciones químicas la conversión de los reactivos en productos no es total, sino que a medida que la reacción va transcurriendo los productos que se van formando, a su vez, pueden reaccionar entre sí, generando de nuevo los productos, llegándose finalmente a un estado de equilibrio en el que coexisten cantidades de los productos y de los reactivos.

**Naturaleza del equilibrio químico.**

En un sistema químico cuando se hacen reaccionar, por ejemplo, dos sustancias determinadas, se observa que a medida que estas sustancias van reaccionando, su concentración va disminuyendo, mientras que por el contrario la concentración de los productos que se van formando va aumentando, hasta llegar a un punto en el cual cesa la disminución de la concentración de los reactivos y el aumento de la concentración de los productos de reacción, manteniéndose constantes las concentraciones tanto de los reactivos como de los productos de reacción, en ese momento decimos que se ha alcanzado ***el estado de equilibrio***.

Se dice entonces que las reacciones químicas son *procesos reversibles*, lo cual representamos mediante una doble fecha (⇔) la cual colocamos entre los dos miembros de la ecuación estequiométrica. Un aspecto a tener en cuenta en el *estado de equilibrio*, es que se trata de un *equilibrio dinámico*, es decir, el alcanzar el estado de equilibrio no significa que la reacción ha terminado, sino que por el contrario, las sustancias presentes en el estado de equilibrio siguen reaccionando, dicho de otra forma, las moléculas de las sustancias siguen reaccionando (los procesos microscópicos continúan), de forma que

las cantidades de las sustancias presentes en el equilibrio permanezcan constantes (propiedades macroscópicas constantes).

**Ley del Equilibrio Químico.**

Veamos el caso de una reacción concreta, para ello introducimos en un matraz cantidades equimoleculares de hidrógeno y yodo y los hacemos reaccionar calentándolos a una determinada temperatura(para que la reacción sea más rápida), según la ecuación:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

Esta reacción nos permite de alguna manera visualizar cuando se alcanza el estado de equilibrio, ya que cuando se mezclan los dos reactivos la presencia del yodo se detecta debido a que es un vapor de color violeta intenso al principio, pero a medida que la reacción va transcurriendo y se va formando el yoduro de hidrógeno (**HI**) se observa que la intensidad del color violeta va disminuyendo hasta que llega un momento a medida que pasa el tiempo, en que la intensidad del color permanece constante, es entonces cuando se ha alcanzado el estado de equilibrio, en el cual como hemos dicho las sustancias siguen reaccionando pero de forma que las concentraciones permanezcan constantes.

Si en lugar de partir del hidrógeno y el yodo se hubiese introducido yoduro de hidrógeno en el matraz y lo calentamos, observaremos la aparición del color violeta, lo que indicaría que parte el yoduro de hidrógeno (**HI**) se habría descompuesto para formar yodo (**$I_2$**) e hidrógeno (**$H_2$**) y la intensidad de la coloración iría aumentando hasta estabilizarse cuando se alcance el estado de equilibrio.

Realizando varios experimentos de características similares y a una temperatura determinada se llegaría a una expresión matemática que nos relaciona las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\ [I_2]}$$

Donde **$K_c$** denomina constante del equilibrio químico y es la expresión de la denominada ***Ley del Equilibrio Químico*** o también ***Ley de Acción de Masas.***

Otra característica que se puede deducir de la experiencia anterior, es que la naturaleza y las propiedades del estado de equilibrio son las mismas, a una determinada temperatura, independientemente de que se haya partido de los reactivos, o bien de los productos de reacción, o bien de mezclas de ambos.

Generalizando las deducciones vistas anteriormente al caso general de una reacción reversible, que representamos por la siguiente ecuación:

$$aA + bB + \ldots\ldots \rightleftharpoons cC + dD + \ldots\ldots\ldots$$

La ***Ley de Acción de Masas*** quedaría de la forma:

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

Que podemos enunciar de la siguiente forma: *La constante $K_c$ viene dada por el cociente cuyo numerador es el producto de las concentraciones de los productos de reacción y cuyo denominador es el producto de las concentraciones de los reactivos, todos ellos elevados a los correspondientes coeficientes estequiométricos de la ecuación química y a una temperatura determinada.*

Un aspecto importante a tener siempre en cuenta, es que el valor de la constante de equilibrio (**$K_c$**) solo depende de la temperatura. Asimismo hay que tener en cuenta que las concentraciones a las que se refiere la *Ley de Acción de Masas* son las concentraciones de las sustancias una vez que se ha alcanzado el estado de equilibrio, aspecto a considerar cuando se realizan problemas numéricos.

También es importante tener en cuenta que el valor numérico e la constante de equilibrio va a depender:

**1.-** De los coeficientes estequiométricos de la ecuación química que escribamos.

Así, por ejemplo, si la ecuación que hemos visto anteriormente la expresamos ahora como:

$$\frac{1}{2}\,H_2(g) + \frac{1}{2}\,I_2(g) \rightleftharpoons HI(g)$$

Y calculamos el valor de la nueva constante de equilibrio, tendríamos que esta sería:

$$K_c' = \frac{[HI]}{[H_2]^{1/2}\,[I_2]^{1/2}}$$

Si comparamos estas dos expresiones de la constante de equilibrio tenemos que:

$$K'_c = \sqrt{K_c} = K_c^{1/2}$$

Esto lo podemos generalizar diciendo que cuando una ecuación química la multiplicamos por un número **n** entero o fraccionario, el valor de la nueva constante de equilibrio es igual al de la ecuación primitiva elevada a la potencia **n.**

**2**.- Del sentido en que esta escrita la ecuación química.

Si la ecuación anterior la escribimos cambiando el sentido tendremos que:

$$2\,HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$$

Y la expresión de la constante de equilibrio sería:

$$K'_c = \frac{[H_2]\ [I_2]}{[HI]^2}$$

Que si la comparamos al igual que en el punto 1 tendremos que $K_c' = 1/K_c$, que generalizamos diciendo cuando se invierte el sentido de una ecuación, el valor de su constante resulta multiplicado por –1.

**3**.- De las unidades que empleemos para expresar las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio.

Cuando utilizamos la expresión $K_c$ utilizamos como unidad de concentración de las sustancias que intervienen en la reacción, los *moles/litro*. Ahora bien, si tenemos sustancias en estado gaseoso como es el caso de la reacción que hemos puesto como ejemplo, también se podrían emplear como unidades de concentración las *presiones parciales* de las sustancias gaseosas presentes y a la nueva constante de equilibrio se le designa por la expresión $K_p$.

$$K_p = \frac{p_{HI}^2}{p_{H_2}\ p_{I_2}}$$

Suponiendo que dichas sustancias gaseosas cumplen la ecuación de los gases perfectos

Esta expresión generalizada para una reacción:

$$aA + bB + \ldots\ldots \rightleftharpoons cC + dD + \ldots\ldots\ldots$$

tendría la forma:

$$K_p = \frac{p_C^c\ p_D^d \ldots}{p_A^a\ p_B^b \ldots}$$

Si queremos establecer una relación entre ambas constantes de equilibrio $\mathbf{K_c}$ y $\mathbf{K_p}$, hay que tener en cuenta que la relación entre la concentración y la presión viene dada por la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Aplicándolo a las presiones parciales de las sustancias gaseosas tendríamos:

$$p_i = \frac{n_i}{V} R\,T = c_i\,R\,T \qquad \begin{array}{l} p_i = \text{presión parcial} \\ c_i = \text{concentración} \end{array}$$

Sustituyendo en la expresión dada para $\mathbf{K_p}$ tendremos:

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

$$K_p = K_c \cdot \frac{(RT)^{c+d+\ldots}}{(RT)^{a+b+\ldots}} = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad \text{donde } \Delta n = (c + d + \ldots\ldots) - (a + b + \ldots\ldots)$$

También es posible expresar la constante de equilibrio en función de las concentraciones parciales, $\mathbf{K_x}$.

**Equilibrios Heterogéneos.**

En el ejemplo que hemos considerado, las tres sustancias presentes estaban todas en estado gaseoso, es decir, estaban en una sola fase y se dice entonces que el sistema es homogéneo. Si todas estuviesen en estado líquido también tendríamos un sistema homogéneo. Cuando en un equilibrio químico coexiste más de una fase como por ejemplo gas y líquido o líquido y sólido, se dice entonces que el equilibrio es heterogéneo.

Sea, por ejemplo, la reacción de oxidación del níquel con dióxido de carbono gaseosos en un recipiente cerrado y a una determinada temperatura:

$$Ni(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons NiO(s) + CO(g)$$

Si aplicamos la ley de acción de masas, tendríamos:

$$K_p = \frac{p_{CO}}{p_{CO_2}}$$

Si consideramos otra reacción:

$$S(l) + H_2(g) \rightleftharpoons SH_2(g)$$

Tendríamos igualmente que la constante de equilibrio vendría dada por:

$$K_p = \frac{p_{SH_2}}{p_{H_2}}$$

Como se puede observar, en un equilibrio heterogéneo las concentraciones de los sólidos puros y de los líquidos puros se pueden considerar constantes y no se consideran o mejor dicho al ser constantes se incluyen en la constante de equilibrio.

**Desplazamientos del Equilibrio.**

Como ya se ha dicho, las concentraciones de las sustancias que intervienen en una reacción química, una vez que se ha alcanzado el equilibrio, son constantes, pero su valores dependen (para una misma reacción), de las condiciones en que se establezca el equilibrio. Dicho de otra forma, cuando en un sistema en equilibrio se modifican algunos de los factores se produce una modificación del estado de equilibrio y el sistema evoluciona al objeto de alcanzar una nueva situación de equilibrio. Los principales factores que afectan al equilibrio son: *temperatura*, *presión*, y la *concentración* de las sustancias que intervienen en la reacción.

Para poder predecir de una forma cualitativa como afecta cada uno de los factores indicados al desplazamiento de equilibrio se utiliza el denominado *Principio de Le Chatelier* según el cual "*cuando en un sistema químico en equilibrio se produce una modificación del estado de equilibrio, este tiende a desplazarse en el sentido de contrarrestar dicha modificación*".

Veamos la aplicación de este principio a cada uno de los factores indicados:

***Efecto de la temperatura***.

Para poder predecir el efecto de los cambios de temperatura, hemos de tener en cuenta si la reacción química a considerar es exotérmica o endotérmica. En general podremos decir que si disminuimos la temperatura del sistema, este se desplazará en el sentido de compensar ese descenso de temperatura, para lo cual producirá calor. Por el contrario si aumentamos la temperatura el sistema se desplazará en el sentido de absorber el exceso de calor.

Supongamos que tenemos una reacción exotérmica como la de síntesis del amoniaco:

$$2\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 3\,NH_3(g) + \text{Calor}$$

Como podemos ver esta reacción es exotérmica, es decir, cuando el nitrógeno reacciona con el hidrógeno se produce amoniaco y además se libera calor (se calienta el sistema). Si nosotros procedemos a disminuir la temperatura, el sistema tenderá a desplazarse en el sentido de compensar esa disminución, para lo cual tenderá a producir más calor, luego la reacción se desplazará hacia la derecha. Si por el contrario aumentamos la temperatura, el sistema tiene que compensar el aumento absorbiendo calor, es decir se desplazará hacia la izquierda.

Si por el contrario la reacción es endotérmica:

$$H_2(g) + I_2(g) + Q \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

Si se produce una disminución de la temperatura, el sistema tenderá a compensar este descenso produciendo más calor para lo cual tendrá que desplazarse hacia la izquierda. Si se produce un aumento de la temperatura el sistema compensará este aumento consumiendo calor, para lo cual se desplazará hacia la derecha.

***Efecto de la Presión.***

Al contrario de lo que sucede con la temperatura, la presión total a la que se lleva a cabo una reacción química no modifica el valor de la constante de equilibrio, produciendo un cambio en las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio, pero de forma que el valor de la constante de equilibrio no varíe.

Cuando se produzca un aumento de la presión total, el sistema se desplazará para contrarrestar este aumento mediante la disminución del volumen, como el volumen es proporcional al número de moles, la reacción se desplazará en el sentido que disminuya el número de moles. Así, en la reacción de síntesis del amoniaco:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + Q$$

Si tenemos en cuenta que en el primer miembro tenemos 4 moles de sustancias gaseosas y en el segundo 2 moles de sustancias gaseosas, un aumento de la presión total tenderá a desplazar el equilibrio hacia donde haya menor número de moles de sustancias gaseosas, es decir, hacia la derecha.

Por el contrario una disminución de la presión total implica el sistema reaccionara en el sentido de hacerla aumentar para lo cual se desplazara hacia donde haya un mayor número de moles gaseosos, en nuestro caso hacia la izquierda.

En el caso de sistemas donde el número de moles de reactivos es igual al número de moles de productos de reacción el estado de equilibrio no se verá modificado por las variaciones de la presión total.

***Efecto de las Concentraciones.***

Al igual que sucede con la presión total la variación de las concentraciones de los reactivos y productos no modifican el valor de la constante de equilibrio, únicamente producirán una variación en las concentraciones del estado de equilibrio de forma que el valor de la constante de equilibrio no varíe.

Así, si aumentamos la concentración de un reactivo, el sistema se desplazará en el sentido de consumir ese exceso para lo cual se desplazará hacia la derecha. Si por el contrario disminuimos la concentración de un reactivo el sistema se desplazará en el sentido compensar esa pérdida, para lo cual tenderá a producirlo desplazándose hacia la izquierda.

En el caso de los productos, si aumentamos la concentración de un producto el sistema reaccionará en el sentido de hacerla disminuir para lo cual se desplazará hacia la izquierda. Por el contrario disminuyendo la concentración de un producto de reacción el sistema reaccionará en el sentido de compensar esa pérdida para lo cual el sistema de desplazará hacia la derecha.

Finalmente indicar que la adición de un catalizador lo único produce es una disminución de la energía de activación de proceso de forma que no modifica el estado de equilibrio pero permite que dicho estado de equilibrio se alcance más rápidamente.

Fijarse que el valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura, los demás factores indicados (presión total, concentraciones) no afectan al valor de la constante de equilibrio.

**Relación entre la Energía Libre (ΔG) y la Constante de equilibrio.**

El que una reacción química sea espontánea o no viene determinado por la variación de energía libre (ΔG). Esta variación de energía libre, viene dado para una determinadas condiciones por la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta G^{o} + RT \ln Q \quad \text{donde} \quad Q = \frac{[C]^{c}\,[D]^{d}}{[A]^{a}\,[B]^{b}}$$

Cuando se alcanza el estado de equilibrio la variación de energía libre es cero, $\Delta G = 0$, y en consecuencia $Q = \mathbf{K_p}$:

.

$$0 = \Delta G^o + RT \ln K$$

de donde despejamos $\Delta G^o$ (variación de energía libre normal o estándar) y nos queda:

$$\Delta G^o = - RT \ln K = - 2{,}303\ RT \log K$$

donde R es la constante de los gases perfectos, T es la temperatura absoluta (º Kelvin) y K es la constante de equilibrio, ya sea en función de la concentración ($\mathbf{K_c}$) o de las presiones parciales ($\mathbf{K_p}$).

**1**.- En un recipiente cerrado de un litro de capacidad se calienta a una determinada temperatura una cierta cantidad de pentacloruro de fósforo (**$PCl_5$**). Una vez que se ha alcanzado el equilibrio, se encuentra que las concentraciones de las sustancias gaseosas presentes en el equilibrio, cloro (**$Cl_2$**) y tricloruro de fósforo (**$PCl_3$**) son:

$PCl_5$: 7 moles/litro; $PCl_3$: 1 mol/litro; $Cl_2$: 1 mol/litro

Calcular la constante de equilibrio $K_c$, para la reacción de disociación del $PCl_5$ a esa temperatura.

**La reacción de disociación del $PCl_5$ es :** $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

**De acuerdo con la ley de acción de masas, la constante de equilibrio $K_c$ vendría dada por la expresión:**

$$K_c = \frac{[PCl_3]\ [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

**Sustituyendo los valores dados para las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio tendríamos que :**

$$K_c = \frac{1 \cdot 1}{10} = 0{,}1 \text{ mol/litro} \text{ ; las unidades son: } K_c = \frac{\cancel{(mol/litro)} \,.\, (mol/litro)}{\cancel{(mol/litro)}} = \text{mol/litro}$$

**2**.- Cuando se hace reaccionar a una determinada temperatura el **CO**(g) con el **$Cl_2$**(g) para obtener **$COCl_2$**(g), al alcanzar el estado de equilibrio en un recipiente de 5 litros de capacidad, la composición de la mezcla resultante es la siguiente: 3 moles de **$CO_2$**, 2 moles de **$Cl_2$** 8 moles de **$COCl_2$**. Calcular la constante de equilibrio para la reacción:

$$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$$

**Ha diferencia del problema anterior hay que fijarse en que las cantidades que nos dan para el equilibrio no son concentraciónes, sino que nos dan los moles da cada compuesto, luego para obtener la concentración habra que dividir los moles por el volument que en este caso son 5 litros. Es decir:**

**$[CO] = 3/5$ mol/litro; $[Cl_2] = 2/5$ mol/litro y $[COCl_2] = 8/5$ mol/litro**

**Si ahora sustituimos estos volores en la expresión de la constante de equilibrio tendríamos:**

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO]\ [Cl_2]} = \frac{8/5}{(3/5)\,.\,(2/5)} = 6{,}66 \text{ litro/mol}$$

**Las unidades serían:**

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO]\ [Cl_2]} = \frac{\cancel{mol/litro}}{\cancel{(mol/litro)} \,.\, (mol/litro)} = \frac{1}{mol/litro} = \text{litro/mol}$$

**3**.- El valor de la constante de equilibrio del siguiente sistema reaccionante para una temperatura de 150ºC es 4.

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

Si partimos de 0,8 atm de **CO** y 1,2 atm de vapor de **$H_2O$**, calcular:

a) El valor de **$K_c$** para el sistema indicado.

b) ¿Qué cantidad de **$CO_2$** estará presente cuando se alcance el equilibrio.

**Sabemos que la relación entre Kp y Kc viene dada por la expresión $Kp = Kc\,(RT)^{\Delta n}$**

**en nuestro caso sabemos que Kp = 4 y R = 0,082 atm.litro/mol.ºK y T = 273+150 = 423ºK, y que Δ n = (moles gaseosos productos) - (moles gaseosos reactivos) = 2 - 2 = 0, luego:**

$$Kp = Kc\,(RT)^0 \longrightarrow Kp = Kc$$

**Vamos a realizar un estudio de la variación de las cantidades de sustancias durante el proceso. Así sabemos que inicialmente tenemos:**

| | $CO(g)$ + | $H_2O(g)$ $\rightleftharpoons$ | $CO_2(g)$ + | $H_2(g)$ |
|---|---|---|---|---|
| **cantidad inicial:** | **0,8 atm** | **1,2 atm** | **0** | **0** |

**Fijarse que en este problema trabajamos con atm(atmósferas) y no con mol/litro, por eso el valor de la constante que nos dan es $K_p = 4$. Como partimos de las cantidades iniciales las cantidades de los productos serán cero. Una vez que han reaccionado y se ha alcanzado el equilibrio supongamos que se han formado x atm de productos que como en la ecuación la relación estequimetrica de $CO_2$ y de $H_2$ es 1:1 se formará igual cantidad de ambas sustancias luego tendremos:**

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| **se ha formado** | | | **x atm** | **x atm** |

**En consecuencia si cuando se haya alcanzado el equilibrio se han formado x atm de $CO_2$ y $H_2$ las cantidad de CO y $H_2O$ que quedarían serían:**

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| **cantidad equilibrio:** | **(0,8 - x) atm** | **(1,2 - x) atm** | **x atm** | **x atm** |

**aplicando la constante de equilibrio quedaría:**

$$K_p = 4 = \frac{[CO_2]\,[H_2]}{[CO]\,[H_2O]} = \frac{x \cdot x}{(0{,}8 - x) \cdot (1{,}2 - x)} = \frac{x^2}{x^2 - 2x + 0{,}96}$$

**resolviendo la ecuación de segundo grado que resulta, tendremos que para x se obtienen dos soluciones:**

$$x_1 = 2{,}04 \quad y \quad x_2 = 0{,}628$$

**el valor de $x_1$ se desecha ya que no puede salir más cantidad de la que había (0,8 atm) y se toma como solución el otro valor de x2, luego entonces:**

$$[CO_2] = 0{,}628 \text{ atm}$$

**4.-** En el siguiente sistema químico siguiente:

$$SO_3(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + O_2(g)$$

Indicar en que sentido se desplazaría el equilibrio químico cuando se produce una aumento de la presión total.

$$SO_3(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + O_2(g)$$

**De acuerdo con la ecuación en el primer miembro tenemos un mol de sustancia gaseosa, mientras que en el segundo miembro hay dos moles de sustancias gaseosas. Entonces un aumento de la presión desplazaría el equilibrio hacia donde hay menos moles, es decir, el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda.**

**5**.- Sea la siguiente reacción química:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons NO_2(g) + Q$$

Indicar en que sentido se desplazaría el equilibrio químico si se produce un aumento de la temperatura. ¿Hacia donde se desplazaría el equilibrio si se aumenta la concentración de $\mathbf{NO_2}$?.

$$N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g) + Q$$

**Como se trata de una reacción exotérmica, ya que se desprende calor, si se produce un aumento de la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido de consumir ese exceso de calor, por ello el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda.**

**Si se produce un aumento de la concentración de $N_2$, hay que tener en cuenta que:**

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2]\ [O_2]^2}$$

**Si aumentamos la concentración de $N_2$, para que el valor de Kc no varíe, ya que debe ser constante debemos aumentar el valor del numerador, esto es, de $NO_2$, dicho de otra forma, si aumentamos la concentración de $N_2$ el equilibrio deberá desplazarse en el sentido de consumir ese exceso de reactivo para lo cual reaccionará consumiento $N_2$ para producir más $NO_2$, es decir, se desplazará hacia la derecha.**