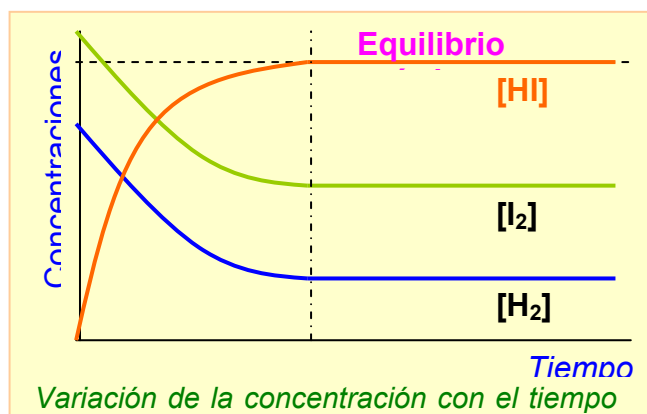
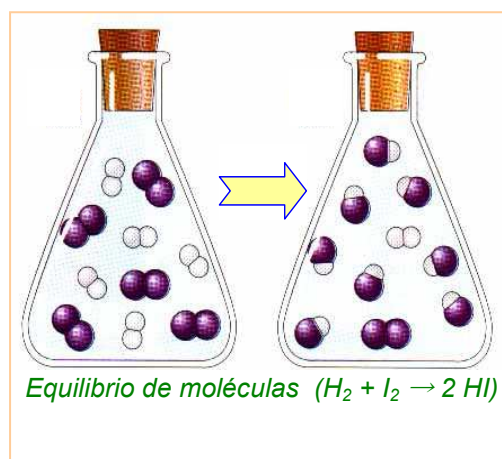


- 1.- Concepto de equilibrio químico.
- 2.- Ley de acción de masas. La constante de equilibrio K_c .
 - 2.1. Generalización de la expresión de K_c
- 3.- K_p . Relación con K_c .
 - 3.1. Magnitud de las constantes de equilibrio.
- 4.- Grado de disociación " α ".
- 5.- Cociente de reacción.
- 6.- Modificaciones del equilibrio. Principio de Le ´ Chatelier
 - 6.1. Concentración en reactivos y productos.
 - 6.2. Efecto de los cambios de presión, volumen y temperatura.
 - 6.3. Importancia en procesos industriales.
- 7.- Equilibrios heterogéneos.

1.-¿QUÉ ES UN EQUILIBRIO QUÍMICO?

Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce simultáneamente en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos). Es decir, se trata de un **equilibrio dinámico**.

Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza, es decir, se gastan a la misma velocidad que se forman, se llega al **EQUILIBRIO QUÍMICO**.



2.-LEY DE ACCIÓN DE MASAS. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_c)

Tengamos el equilibrio: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$. Se hacen cinco experimentos en los que se introducen diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos (SO_2 y O_2). Se produce la reacción y una vez alcanzado el equilibrio se miden las concentraciones tanto de reactivos como de productos observándose los siguientes datos:

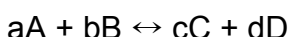
	Concentr. iniciales (mol/l)			Concentr. equilibrio (mol/l)			K_c
	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$	$[\text{SO}_2]$	$[\text{O}_2]$	$[\text{SO}_3]$	
Exp 1	0,200	0,200	—	0,030	0,115	0,170	279,2
Exp 2	0,150	0,400	—	0,014	0,332	0,135	280,1
Exp 3	—	—	0,200	0,053	0,026	0,143	280,0
Exp 4	—	—	0,700	0,132	0,066	0,568	280,5
Exp 5	0,150	0,400	0,250	0,037	0,343	0,363	280,6

K_c se obtiene aplicando la expresión:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

2.1.-Generalización de la expresión de la constante de equilibrio.-

Aunque la expresión de la constante de equilibrio debe de justificarse a partir de la termodinámica, la cinética nos permite llegar a la ecuación si consideramos que tanto el proceso directo como el inverso siguen un mecanismo constituido en una sola etapa, En este caso para el proceso reversible:



Y como es una sola etapa elemental coincidirán los coeficientes estequiométricos con los órdenes de reacción:

$$V_d = k_d [A]^a [B]^b \quad v_i = k_i [C]^c [D]^d$$

De donde k_d y k_i son las constantes cinéticas. Como las velocidades son iguales en los procesos reversibles:

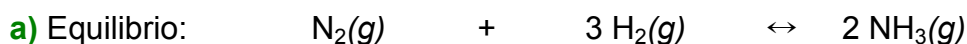
$$k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

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

Al cociente de las dos constantes se le denomina cte de equilibrio.

Ejemplo:

En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 moles de $N_2(g)$ y 12 moles de $H_2(g)$; a) escribir la reacción de equilibrio; b) si establecido éste se observa que hay 0,92 moles de $NH_3(g)$, determinar las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



b) Moles inic.:	4	12	0
Moles equil.	$4 - 0,46 = 3,54$	$12 - 1,38 = 10,62$	0,92
conc. eq(mol/l)	0,354	1,062	0,092

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \times [N_2]} = \frac{0,092^2 M^2}{1,062^3 \times 0,354 M^4} = 1,996 \times 10^{-2} M^{-2}$$

3.-CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_p). RELACIÓN CON K_c .

En las reacciones en que intervengan **gases** es mas sencillo medir presiones parciales que concentraciones. Así en una reacción tipo: $a A + b B \leftrightarrow c C + d D$, se observa la constancia de K_p viene definida por:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

En la reacción: $2 SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2 SO_3(g)$

$$K_p = \frac{p(SO_3)^2}{pSO_2^2 pO_2}$$

De la ecuación general de los gases: $pV=nRT$ se obtiene:

$$P = \frac{nRT}{V} \quad P=MRT \quad M= \text{molaridad}$$

$$K_p = \frac{[SO_3]^2 (RT)^2}{[SO_2]^2 (RT)^2 [O_2] RT} = K_c (RT)^{-1}$$

Vemos, pues, que K_p puede depender de la temperatura siempre que haya un cambio en el nº de moles de gases

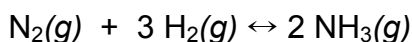
$$K_p = \frac{p_C^c \times p_D^d}{p_A^a \times p_B^b} = \frac{[C]^c \times (RT)^c \times [D]^d \times (RT)^d}{[A]^a \times (RT)^a \times [B]^b \times (RT)^b} = K_c \times (RT)^{\Delta n}$$

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

donde Δn = incremento en nº de moles de gases ($n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}}$)

Ejemplo:

Calcular la constante K_p a 1000 K en la reacción de formación del amoníaco vista anteriormente. ($K_c = 1,996 \cdot 10^{-2} M^{-2}$)



$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$K_p = K_c \times (RT)^{\Delta n} = 1,996 \times 10^{-2} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 (0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 1000 \text{ K})^{-2}$$

$$K_p = 2,97 \times 10^{-6} \text{ atm}^{-2}$$

3.1.-MAGNITUD DE K_c Y K_p .

El valor de ambas constantes puede variar entre límites bastante grandes:

Ejemplos:

- $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2 HCl(g)$; $K_c (298 K) = 2,5 \cdot 10^{33}$
La reacción está muy desplazada a la derecha (en realidad se puede sustituir el símbolo $\leftrightarrow$ por $\rightarrow$).
- $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 HI(g)$; $K_c (698 K) = 55,0$
Se trata de un verdadero equilibrio (hay concentraciones apreciables de reactivos y productos).
- $N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2 NO(g)$; $K_c (298 K) = 5,3 \cdot 10^{-31}$
La reacción está muy desplazada a la izquierda, es decir, apenas se forman productos.

4.-GRADO DE DISOCIACIÓN (α).

Se utiliza en aquellas reacciones en las que existe un único reactivo que se disocia en dos o más moléculas más pequeñas.

Es la fracción de un mol que se disocia (tanto por 1). En consecuencia, el % de sustancia disociada es igual a $100 \cdot \alpha$.

Ejemplo:

En un matraz de 5 litros se introducen 2 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que K_c (250 °C) = 0,042; a) ¿cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?; b) ¿cuál es el grado de disociación?

a) Equilibrio:	$\text{PCl}_5(\text{g})$	$\leftrightarrow$	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles inic.:	2		1		0
Moles equil.	$2-x$		$1+x$		x
conc. eq(mol/l)	$(2-x)/5$		$(1+x)/5$		$x/5$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{1+x}{5} \cdot \frac{x}{5}}{\frac{2-x}{5}} = 0,042$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado, se deduce que $x = 0,28$ moles

$$[\text{PCl}_5] = \frac{2-0,28}{5} = \mathbf{0,342\ M} ; \quad [\text{PCl}_3] = \frac{1+0,28}{5} = \mathbf{0,256\ M} ;$$
$$[\text{Cl}_2] = \frac{0,28}{5} = \mathbf{0,056\ M}$$

b) Si de 2 moles de PCl_5 se disocian 0,28 moles en PCl_3 y Cl_2 , de cada mol de PCl_5 se disociarán 0,14. Por tanto, $\alpha = \mathbf{0,14}$, lo que viene a decir que el PCl_5 se ha disociado en un 14 %.

4.1.-RELACIÓN ENTRE K_c Y α .

Sea una reacción $\text{A} \leftrightarrow \text{B} + \text{C}$.

Si llamamos " c " = $[\text{A}]_{\text{inicial}}$ y suponemos que en principio sólo existe sustancia "A", tendremos que:

Equilibrio:	A	$\leftrightarrow$	B	+	C
Conc. Inic. (mol/l):	c		0		0
conc. eq(mol/l)	$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c \cdot \alpha$

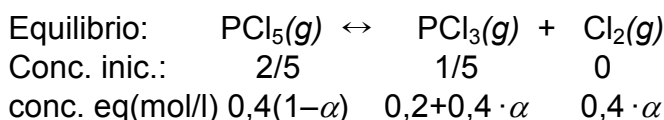
$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

En el caso de que la sustancia esté poco disociada (K_c muy pequeña): $\alpha \ll 1$ y $K_c = c\alpha^2$, con lo que se tiene α de manera inmediata. En caso de duda,

puedes despreciar, y si ves que $\alpha < 0,02$, puedes dejar el resultado, mientras que si $\alpha > 0,02$ conviene que no desprecies y resuelvas la ecuación de segundo grado.

Ejemplo:

En un matraz de 5 litros se introducen 2 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que $K_c(250^\circ\text{C}) = 0,042$, ¿cuál es el grado de disociación?"



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,2+0,4\alpha) \times 0,4\alpha}{0,4(1-\alpha)} = 0,042$$

En este caso y dado el valor de la constante no debe despreciarse a frente a 1, por lo que deberíamos resolver la ecuación de segundo grado:
 $\alpha = 0,14$

5.-COCIENTE DE REACCIÓN (Q)

En una reacción cualquiera: $a \text{ A} + b \text{ B} \leftrightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$ se llama cociente de reacción a:

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

Tiene la misma fórmula que la K_c pero a diferencia de ésta, las concentraciones no tienen porqué ser las del equilibrio.

- Si $Q = K_c$ entonces el sistema está en equilibrio.
- Si $Q < K_c$ el sistema evolucionará hacia la derecha, es decir, aumentarán las concentraciones de los productos y disminuirán las de los reactivos hasta que Q se iguale con K_c .
- Si $Q > K_c$ el sistema evolucionará hacia la izquierda, es decir, aumentarán las concentraciones de los reactivos y disminuirán las de los productos hasta que Q se iguale con K_c .

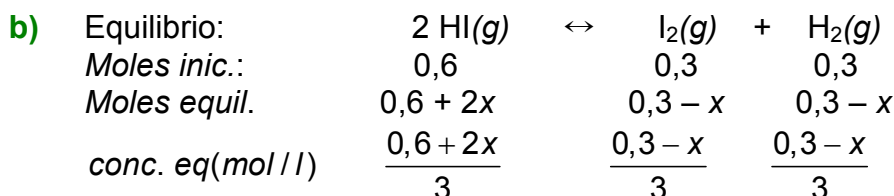
Ejemplo:

En un recipiente de 3 litros se introducen 0,6 moles de HI , 0,3 moles de H_2 y 0,3 moles de I_2 a 490°C . Si $K_c = 0,022$ a 490°C para $2 \text{ HI}(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$
a) ¿se encuentra en equilibrio?; b) Caso de no encontrarse, ¿cuántos moles de HI , H_2 e I_2 habrá en el equilibrio?

$$Q = \frac{[H_2] \times [I_2]}{[HI]^2} = \frac{\frac{0,3}{3} \times \frac{0,3}{3}}{\left(\frac{0,6}{3}\right)^2} = 0,25$$

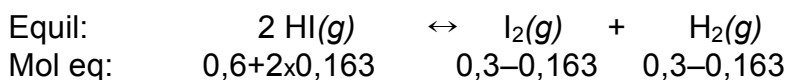
a)

Como $Q > K_c$ el sistema no se encuentra en equilibrio y la reacción se desplazará hacia la izquierda.



$$K_c = \frac{\frac{0,3 - x}{3} \times \frac{0,3 - x}{3}}{\left[\frac{0,6 + 2x}{3}\right]^2} = 0,022$$

Resolviendo la ecuación se obtiene que: $x = 0,163 \text{ moles}$



$$n(\text{HI}) = 0,93 \text{ mol} ; n(\text{I}_2) = 0,14 \text{ mol} ; n(\text{H}_2) = 0,14 \text{ mol}$$

6.-MODIFICACIONES DEL EQUILIBRIO.PRINCIPIO DE LECHATelier(SELECTIVIDAD).-

Si un sistema se encuentra en equilibrio ($Q = K_c$) y se produce una perturbación:

- Cambio en la concentración de alguno de los reactivos o productos.
- Cambio en la presión (o volumen).
- Cambio en la temperatura.

el sistema deja de estar en equilibrio y trata de volver a él.

Principio de LeChatelier:

“Un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio químico produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido de contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación”.

Cambio en la concentración de alguno de los reactivos o productos.

Si una vez establecido un equilibrio se varía la concentración algún reactivo o producto el equilibrio desaparece y se tiende hacia un nuevo equilibrio.

Las concentraciones iniciales de este nuevo equilibrio son las del equilibrio anterior con las variaciones que se hayan introducido.

Lógicamente la constante del nuevo equilibrio es la misma, por lo que si aumenta la concentración de algún **reactivo**, crecería el denominador en Q , y la manera de volver a igualarse a K_C sería que disminuyera la concentración de reactivos (en cantidades estequiométricas) y, en consecuencia, que aumentasen las concentraciones de productos, con lo que el equilibrio se desplazaría hacia la derecha, es decir, se obtiene más producto que en condiciones iniciales.

De la manera, en caso de que disminuyera la concentración de algún reactivo: disminuiría el denominador en Q , y la manera de volver a igualarse a K_C sería que aumentase la concentración de reactivos (en cantidades estequiométricas) y, en consecuencia, que disminuyesen las concentraciones de productos, con lo que el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda, es decir, se obtiene menos producto que en condiciones iniciales.

Análogamente, podría argumentarse que, si aumentase la concentración de algún producto, el equilibrio se desplazaría a la izquierda, mientras que si disminuyese, se desplazaría hacia la derecha.

Ejemplo:

En el equilibrio anterior: $PCl_5(g) \leftrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$ ya sabemos que, partiendo de 2 moles de $PCl_5(g)$ en un volumen de 5 litros, el equilibrio se conseguía con 1,45 moles de PCl_5 , 0,55 moles de PCl_3 y 0,55 moles de Cl_2 ¿cuántos moles habrá en el nuevo equilibrio si una vez alcanzado el primero añadimos 1 mol de Cl_2 al matraz? ($K_c = 0,042$)

Equilibrio:	$PCl_5(g)$	$\leftrightarrow$	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
Moles inic.:	1,45		0,55		0,55 + 1
Moles equil.	1,45 + x		0,55 - x		1,55 - x
conc. eq(mol/l)	$\frac{1,45 + x}{5}$		$\frac{0,55 - x}{5}$		$\frac{1,55 - x}{5}$

$$K_c = \frac{\frac{0,55 - x}{5} \times \frac{1,55 - x}{5}}{\frac{1,45 + x}{5}} = 0,042$$

Resolviendo la ecuación se obtiene que: $x = 0,268$

Equilibrio:	$\text{PCl}_5(\text{g})$	$\leftrightarrow$	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
n_{eq} (mol)	1,45+0,268		0,55-0,268		1,55-0,268
	1,718		0,282		1,282
conc (mol/l)	0,3436		0,0564		0,2564

El equilibrio se ha desplazado a la izquierda. Se puede comprobar como:

$$\frac{0,0564 \text{ M} \times 0,2564 \text{ M}}{0,3436 \text{ M}} = 0,042$$

Cambio en la presión (o volumen)

En cualquier equilibrio en el que haya un cambio en el número de moles en sustancias gaseosas entre reactivos y productos, como por ejemplo en reacciones de disociación del tipo: $\text{A} \leftrightarrow \text{B} + \text{C}$, ya se vio que $K_C \propto \alpha^2$

Al aumentar “p” (o disminuir el volumen) aumenta la concentración y eso lleva consigo una menor “ α ”, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda que es donde menos moles hay.

Este desplazamiento del equilibrio al aumentar la presión, hacia donde menos moles de sustancias gaseosas, es válido y generalizable para cualquier **equilibrio en el que intervengan gases**. Lógicamente, si la presión disminuye, el efecto es el contrario.

Si el número de moles gaseosos total de reactivos es igual al de productos se pueden eliminar todos los volúmenes en la expresión de K_C , con lo que éste no afecta al equilibrio (y por tanto, tampoco la presión).

Nota.- El cambio de presión apenas afecta a sustancias líquidas (incluyendo disoluciones) o sólidas, por lo que si en una reacción no interviene ningún gas, estos cambios no afectarán al equilibrio.

Ejemplo :

Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 3,5 moles de hidrógeno y 2,5 de yodo, se calienta a 400°C con lo que al alcanzar el equilibrio se obtienen 4.5 moles de HI, siendo el volumen del recipiente de reacción de 10 litros. Calcule: a) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p ; b) La concentración de los compuestos si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura a 400°C.

a) Equilibrio:	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\leftrightarrow$	$2 \text{HI}(\text{g})$
Moles inic.:	3,5		2,5		0
Moles eq.	3.5 -x		2.5-x		2x (2x=4.5)
Moles equil:	1,25		0,25		4,5
conc. eq(mol/l)	0,125		0,025		0,45

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{0,452 M^2}{0,125 M \times 0,025 M} = \mathbf{64,8} ; K_p = K_c \times (RT)^0 = \mathbf{64,8}$$

b) En este caso, el volumen no influye en el equilibrio, pues al haber el mismo nº de moles de reactivos y productos, se eliminan todas las “V” en la expresión de K_c .

Por tanto, las concentraciones de reactivos y productos, simplemente se duplican:

$$[H_2] = \frac{1,25 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,250 M} ; [I_2] = \frac{0,25 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,050 M} ; [HI] = \frac{4,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = \mathbf{0,90 M}$$

Se puede comprobar como:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{(0,90 M)^2}{0,250 M \times 0,050 M} = 64,8$$

Cambio en la temperatura.

Se observa que, al aumentar T , el sistema se desplaza hacia donde se consume calor, es decir, hacia la izquierda en las reacciones exotérmicas y hacia la derecha en las endotérmicas.

Si disminuye T el sistema se desplaza hacia donde se desprenda calor (derecha en las exotérmicas e izquierda en las endotérmicas).

Ejemplo:

¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al: a) disminuir la presión? b) aumentar la temperatura?



Hay que tener en cuenta que las concentraciones de los sólidos ya están incluidas en la K_c por ser constantes.

$$K_c = \frac{[CO] \times [H_2]}{[H_2O]}$$

a) Al bajar “p” el equilibrio se desplaza hacia la derecha (donde más moles de gases hay: 1 de CO + 1 de H₂ frente a 1 sólo de H₂O)

b) Al subir “T” el equilibrio también se desplaza hacia la derecha (donde se consume calor por ser la reacción endotérmica).

Resumen de variaciones en el equilibrio.

- $\Delta[\text{reactivos}] > 0$ $\longrightarrow$
- $\Delta[\text{reactivos}] < 0$ $\longleftarrow$
- $\Delta[\text{productos}] > 0$ $\longleftarrow$
- $\Delta[\text{productos}] < 0$ $\longrightarrow$
- $\Delta T > 0$ (exotérmicas) $\longleftarrow$
- $\Delta T > 0$ (endotérmicas) $\longrightarrow$
- $\Delta T < 0$ (exotérmicas) $\longrightarrow$
- $\Delta T < 0$ (endotérmicas) $\longleftarrow$
- $\Delta p > 0$ Hacia donde menos n° moles de gases
- $\Delta p < 0$ Hacia donde más n° moles de gases.

Importancia en procesos industriales.

El saber qué condiciones favorecen el desplazamiento de un equilibrio hacia la formación de un producto es de suma importancia en la industria, pues se conseguirá un mayor rendimiento, en dicho proceso.

Un ejemplo típico es la síntesis de Haber en la formación de amoníaco a partir de la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$, exotérmica. La formación de amoníaco está favorecida por altas presiones (menos moles gaseosos de productos que de reactivos) y por una baja temperatura. Por ello esta reacción se lleva a cabo a altísima presión y a una temperatura relativamente baja, aunque no puede ser muy baja para que la reacción no sea muy lenta. Hay que mantener un equilibrio entre rendimiento y tiempo de reacción.

EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS.

Se habla de reacción homogénea cuando tanto reactivos como productos se encuentran en el mismo estado físico. En cambio, si entre las sustancias que intervienen en la reacción se distinguen varias fases o estados físicos, hablaremos de reacciones heterogéneas.

Por ejemplo, la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ se trata de un equilibrio heterogéneo.

Aplicando la ley de acción de masas se cumplirá que:

$$\frac{[\text{CaO}] \times [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = K(\text{constante})$$

Sin embargo, las concentraciones (n/V) de ambas sustancias sólidas (CaCO_3 y CaO) son constantes, al igual que las densidades de sustancias puras (m/V) son también constantes.

Por ello, agrupando las constantes en una sola a la que llamaremos K_C se tiene:

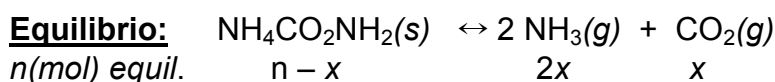
$$K_c = \frac{K \times [\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]} = [\text{CO}_2] \Rightarrow K_c = [\text{CO}_2]$$

Análogamente: $K_p = p(\text{CO}_2)$

Nota: En la expresión de K_c de la ley de acción de masas sólo aparecen las concentraciones de gases y sustancias en disolución, mientras que en la expresión de K_p únicamente aparecen las presiones parciales de las sustancias gaseosas.

Ejemplo:

En un recipiente se introduce cierta cantidad de carbamato amónico, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$ sólido que se disocia en amoníaco y dióxido de carbono cuando se evapora a 25°C . Sabiendo que la constante K_p para el equilibrio $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2(\text{s}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ y a esa temperatura vale $2,3 \cdot 10^{-4}$. Calcular K_c y las presiones parciales en el equilibrio.



Luego $p(\text{NH}_3) = 2 p(\text{CO}_2)$ ya que la presión parcial es directamente proporcional al nº de moles.

$$K_p = 2,3 \times 10^{-4} = p(\text{NH}_3)^2 \times p(\text{CO}_2) = 4p(\text{CO}_2)^3$$

Despejando se obtiene que: **$p(\text{CO}_2) = 0,039 \text{ atm}$** con lo que: **$p(\text{NH}_3) = 0,078 \text{ atm}$** .

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^n} = \frac{2,3 \times 10^{-4}}{(0,082 \times 298)^3} = \mathbf{1,57 \times 10^{-8}}$$