

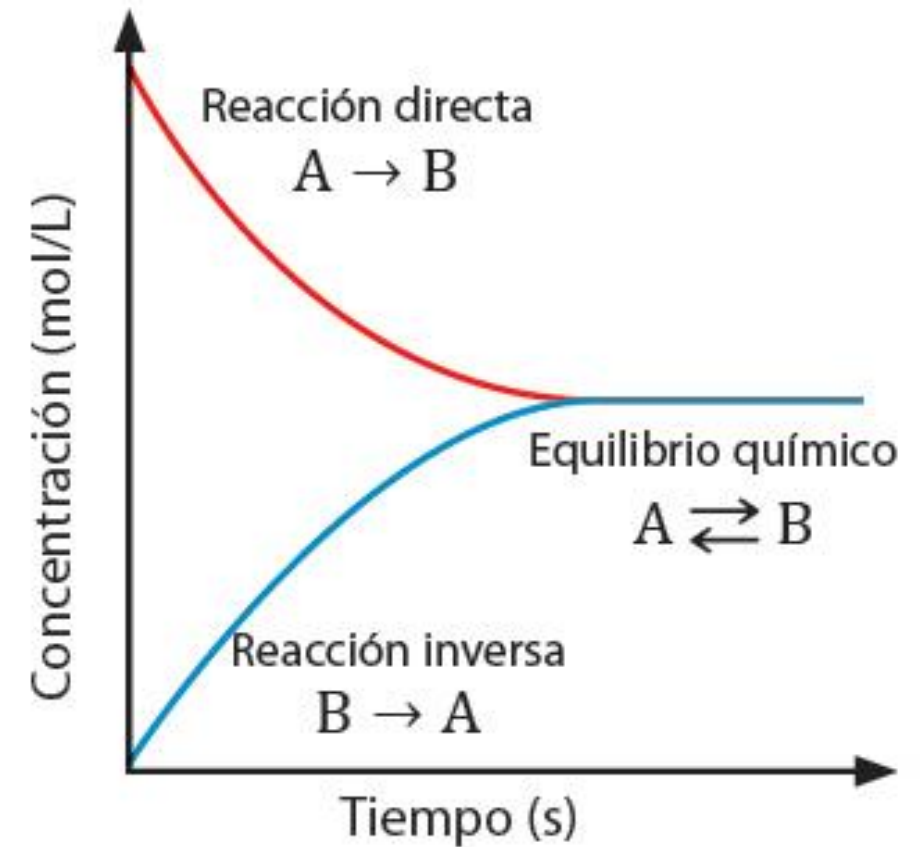
UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

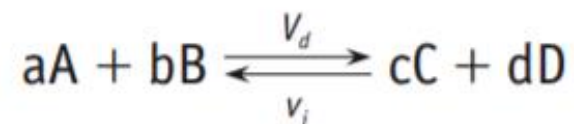
- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción
- 4.4 Unidades de concentración más utilizadas en química
- 4.5 Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico.
- 4.6 [Equilibrio químico y constante de equilibrio de una reacción.](#)
- 4.7 Teorías de acidez y basicidad. Reacciones ácido-base.

Equilibrio químico

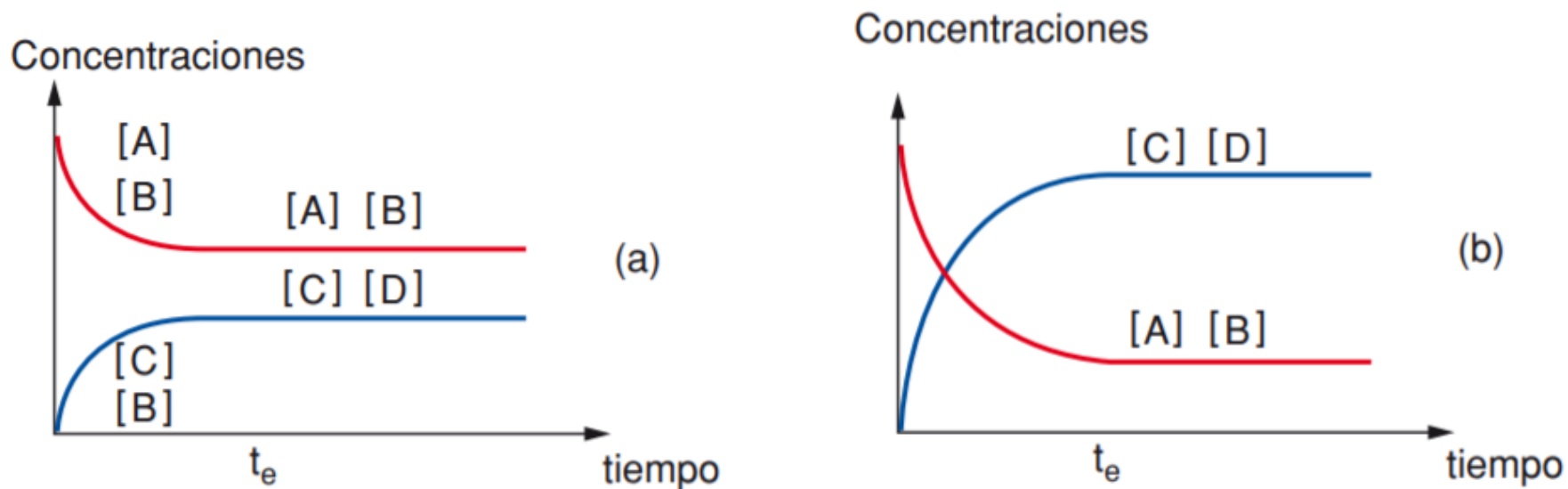
- El equilibrio químico es un estado de un sistema reaccionante en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo, a pesar de que la reacción sigue.
- En la mayoría de las reacciones químicas los reactivos no se consumen totalmente para obtener los productos deseados, sino que, por el contrario, llega un momento en el que parece que la reacción ha concluido. Podemos comprobar, analizando los productos formados y los reactivos consumidos, que la concentración de ambos permanece constante.
- ¿Significa esto que realmente la reacción se ha parado? Evidentemente no, una reacción en equilibrio es un proceso dinámico en el que continuamente los reactivos se están convirtiendo en productos y los productos se convierten en reactivos; cuando lo hacen a la misma velocidad nos da la sensación de que la reacción se ha paralizado.



Equilibrio químico



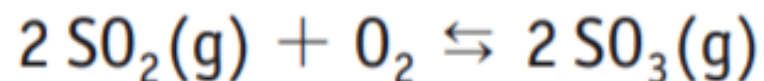
v_d = velocidad de formación de los productos
 v_i = velocidad de descomposición de los productos



Representación de un sistema en equilibrio cuando predominan los reactivos (a) o los productos (b)

Equilibrio químico

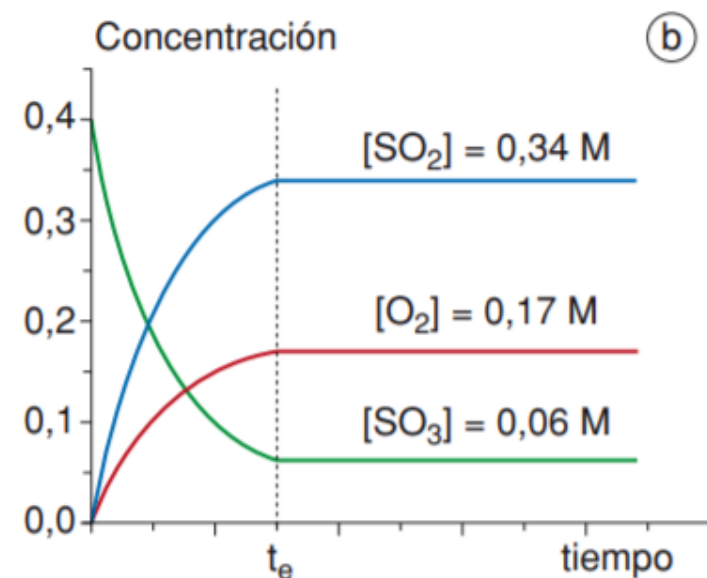
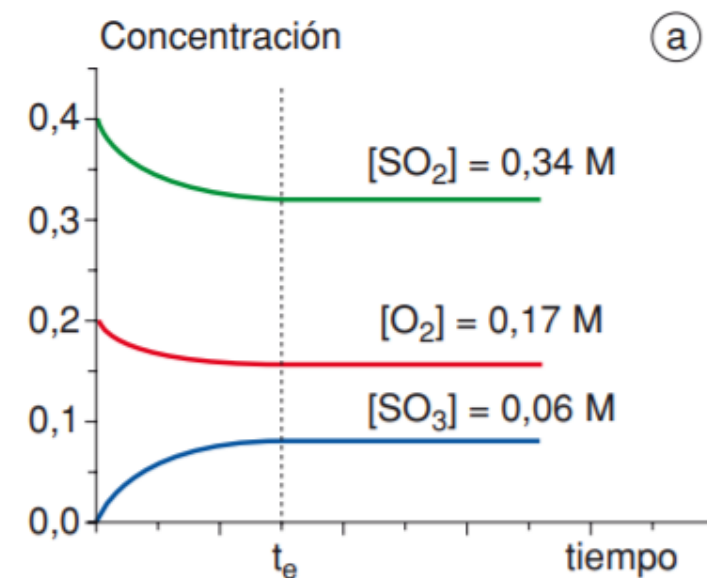
Consideremos la reacción de obtención del trióxido de azufre a partir de azufre y oxígeno a 1000°C:



Inicialmente partimos de 0.4 moles de SO_2 y 0.2 moles de O_2 en un recipiente de 1 litro de capacidad. Al cabo del tiempo se establece el equilibrio y se comprueba que se han formado 0.06 moles de SO_3 y quedan sin reaccionar 0.34 moles de SO_2 y 0.17 moles de O_2 .

Si no se cambian las condiciones de reacción, estas concentraciones permanecen inalteradas, pues se ha conseguido alcanzar el estado de equilibrio, lo cual no quiere decir que la reacción se haya parado, ya que el estado de equilibrio es un estado dinámico permanente.

Representación del equilibrio para la formación del SO_3 (a) y para la descomposición del SO_3 (b).



Constante de equilibrio

Si tenemos un equilibrio de la forma:

$$aA + bB \xrightleftharpoons[K_i]{K_d} cC + dD$$

La velocidad de la reacción directa o hacia la derecha es:

$$v_d = K_d [A]^a [B]^b$$

La velocidad de la reacción directa o hacia la izquierda es:

$$v_i = K_i [C]^c [D]^d$$

En las expresiones anteriores, K_d y K_i son las constantes de velocidad específicas para ambas reacciones, derecha e izquierda respectivamente.

Como, por definición, ambas velocidades son iguales en el equilibrio $v_d = v_i$, se cumple que:

$$K_d [A]^a [B]^b = K_i [C]^c [D]^d$$

Constante de equilibrio

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

Como a la temperatura a la que se ha realizado el proceso K_d y K_i es constante, se puede escribir que:

$$\frac{K_d}{K_i} = K_c \text{ y por tanto: } K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

K_c es la constante de equilibrio.

Ley de Acción de Masas, LAM: «En un proceso elemental, el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es una constante para cada temperatura, llamada constante de equilibrio».

Constante de equilibrio

La magnitud K_c mide el grado en que se produce una reacción, así:

- $K_c > 1$, en el equilibrio la mayoría de los reactivos se convierten en productos.
- $K_c \rightarrow \infty$, en el equilibrio prácticamente sólo existen los productos.
- $K_c < 1$, indica que, cuando se establece el equilibrio, la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose sólo pequeñas cantidades de productos.

Constante de equilibrio

Si consideramos el equilibrio estudiado anteriormente: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

Moles/L en el equilibrio: $0,34 \text{ M} \quad 0,17 \text{ M} \quad 0,06 \text{ M}$

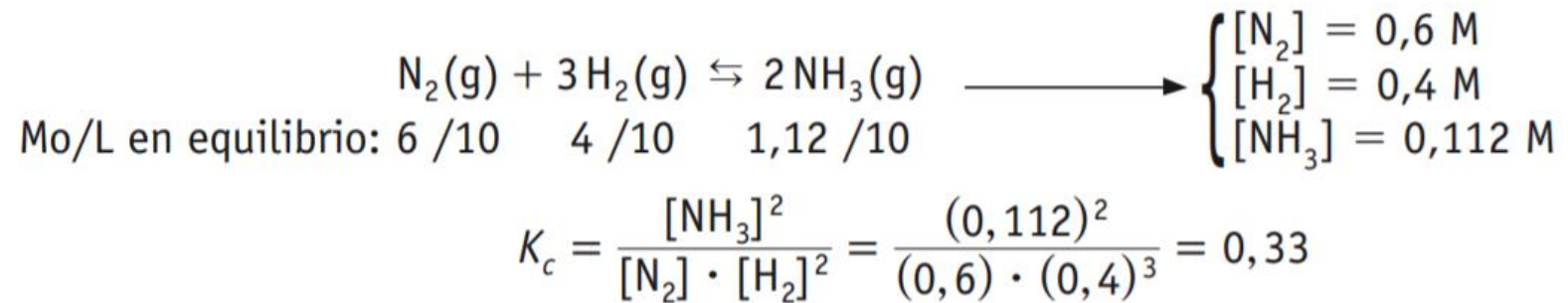
Al sustituir los valores numéricos (sin unidades) en la expresión del equilibrio nos queda:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{0,06^2}{0,34^2 \cdot 0,17} = 0,18; \text{ para la reacción estudiada, a } 1000^\circ\text{C}, K_c = 0,18.$$

- $K_c < 1$, indica que, cuando se establece el equilibrio, la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose sólo pequeñas cantidades de productos.

En el proceso de formación del amoníaco, realizado a 500 °C en un recipiente de 10 litros, se ha encontrado en el equilibrio la presencia de 6 moles de N₂, 4 moles de H₂ y 1.12 moles de NH₃. ¿Cómo será el rendimiento de esa reacción a 500 °C?

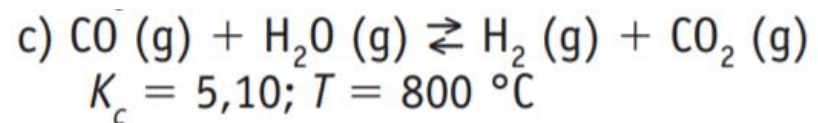
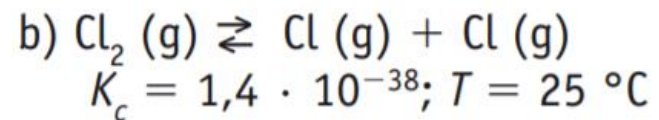
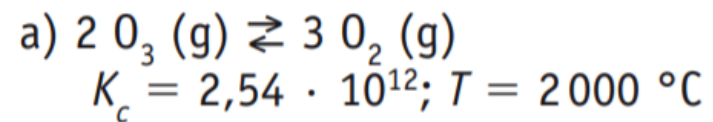
Solución



Este valor indica que la reacción a 500 °C está desplazada hacia la izquierda; por tanto, el rendimiento será bajo.

- $K_c < 1$, indica que, cuando se establece el equilibrio, la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose sólo pequeñas cantidades de productos.

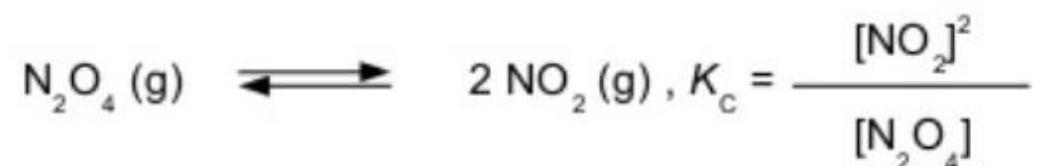
Evalúa el rendimiento de los siguientes equilibrios escribiendo las constantes:



El equilibrio se establece según la reacción:



Las cantidades que hay de los dos gases en un recipiente de 3 L son 7,64 g de N_2O_4 y 1,56 g de NO_2 . ¿Cuál es el valor de K_c para esta reacción?



Las concentraciones en el equilibrio de N_2O_4 y NO_2 :

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{7,64 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{12,01 \text{ g}}}{3 \text{ L}} = 0,0277 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{1,56 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,01 \text{ g}}}{3 \text{ L}} = 0,0113 \text{ M}$$

Calculamos K_c sustituyendo en su expresión los valores de las concentraciones de las sustancias en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,0113)^2}{0,0277} = 4,61 \cdot 10^{-3}$$

En un recipiente de 10 L se introduce una mezcla de 4 mol de N_2 (g) y 12 mol de H_2 (g).

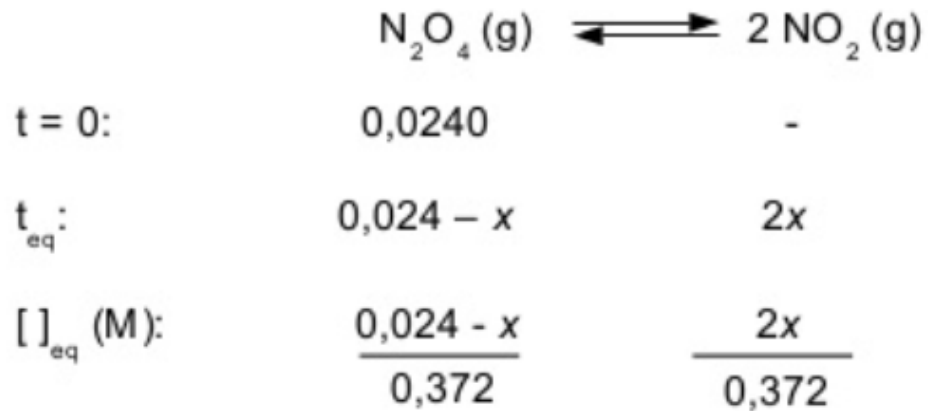
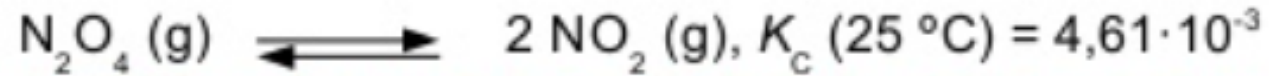
a) Escribir la reacción de equilibrio.

b) Si establecido el equilibrio se observa que hay 0.92 mol de NH_3 (g), determina las concentraciones de N_2 y H_2 en el equilibrio y la constante K_c .

	N_2 (g) + 3 H_2 (g)		$\rightleftharpoons$	2 NH_3 (g)
t = 0:	4	12		-
t _{eq} :	4 - x	12 - 3x		2x
x = 0,46 mol:	3,54	10,62		0,92 mol
[] _{eq} (M):	0,354	1,062		0,092

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{0,092^2}{0,354 \cdot (1,062)^2} = 1,996 \cdot 10^{-2}$$

Se deja que una muestra de 0.0240 mol de N_2O_4 (g) alcance el equilibrio con NO_2 (g). En un matraz de 0.372 L a 25°C. Calcula la cantidad de N_2O_4 y NO_2 en el equilibrio.



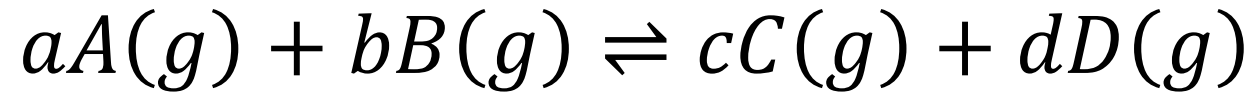
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{2x}{0,372} \right)^2}{\left(\frac{0,024 - x}{0,372} \right)} \rightarrow x = 3,00 \cdot 10^{-3}$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4)_{\text{eq}} = 0,0240 - 3,00 \cdot 10^{-3} = 0,0210 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_2)_{\text{eq}} = 2 \cdot 3,00 \cdot 10^{-3} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Formas de expresar la constante de equilibrio

- Para emplear constantes de equilibrio es necesario expresarlas en términos de concentraciones de reactivos y productos.
- Las concentraciones se pueden expresar en distintas unidades, por lo que hay más de un modo de expresar la constante de equilibrio de la misma reacción.



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

El subíndice de K_c indica que las concentraciones en el equilibrio de las sustancias que intervienen en la reacción se expresan en molaridad (mol/L).

Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución.

Las especies en estado sólido o líquido tienen concentración constante y no se incluyen en la constante de equilibrio.

Formas de expresar la constante de equilibrio

- En las reacciones en que intervienen gases es más fácil medir presiones parciales que concentraciones.
- Las concentraciones en reacciones de gases se pueden expresar en términos de sus presiones parciales.
- Las presiones parciales en el equilibrio se expresan en atm.

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

Relación entre K_C y K_P

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad c = \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

En el equilibrio:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{\left(\frac{p_C}{R \cdot T}\right)^C \cdot \left(\frac{p_D}{R \cdot T}\right)^D}{\left(\frac{p_A}{R \cdot T}\right)^A \cdot \left(\frac{p_B}{R \cdot T}\right)^B} = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} \cdot (R \cdot T)^{-(c+d) + (a+b)}$$
$$= \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

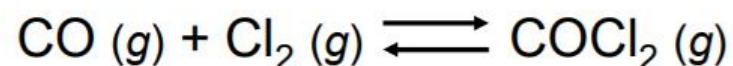
$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \Leftrightarrow \quad K_C = K_P \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

$$R = \begin{cases} = 0,08205746 \left[\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \\ = 62,36367 \left[\frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \\ = 1,987207 \left[\frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \\ = 8,314472 \left[\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \end{cases}$$

En general, $K_C \neq K_P$, excepto en el caso especial en el que $\Delta n = 0$.



Las concentraciones en el equilibrio para la reacción indicada a 74°C son $[\text{CO}] = 0.012 \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$, y $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$. Calcula las constantes de equilibrio K_c y K_p .



$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0.14}{0.012 \times 0.054} = 220$$

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

$$\Delta n = 1 - 2 = -1 \quad R = 0.0821 \quad T = 273 + 74 = 347 \text{ K}$$

$$K_p = 220 \times (0.0821 \times 347)^{-1} = 7.7$$



La constante de equilibrio K_p para la reacción



es 158 a 1000K. ¿Cuál es la presión de equilibrio del O_2 si la $P_{\text{NO}_2} = 0.4 \text{ atm}$ y $P_{\text{NO}} = 0.27 \text{ atm}$?

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = K_p \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{NO}}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 158 \times (0.400)^2 / (0.270)^2 = 347 \text{ atm}$$



Considerar el siguiente equilibrio a 295 K:



La presión parcial de cada gas es 0.265 atm. Calcular K_p y K_c para la reacción.

$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = 0.265 \times 0.265 = 0.0702$$

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

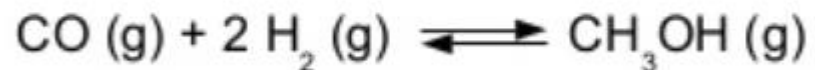
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - 0 = 2 \quad T = 295 \text{ K}$$

$$K_c = 0.0702 \times (0.0821 \times 295)^{-2} = 1.20 \times 10^{-4}$$

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO:

Los reactivos y productos están en la misma fase.



EQUILIBRIO HETEROGÉNEO:

Los reactivos y productos están en fases diferentes.



Los sólidos y los líquidos puros no deben incluirse en la expresión de la constante de equilibrio.

A temperatura constante, la concentración molar de un sólido o de un líquido puro es constante y no depende de la cantidad de sustancia presente.

Evolución hacia el equilibrio

Cociente de reacción

Para una reacción química:



$$Q = \left(\frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \right)_{\text{no equilibrio}}$$

- El sistema evolucionará para alcanzar el equilibrio, de modo que Q adquiera el valor de K .
- El valor de Q permite predecir en qué sentido evolucionará la reacción para alcanzar el equilibrio.

- La expresión de Q coincide con la de K .
- El valor de Q es diferente al de K .
- El valor de Q es variable en el tiempo mientras que el de K permanece constante.

Evolución hacia el equilibrio

Cociente de reacción

Si $Q < K$:



El sistema evolucionará hacia la formación de productos.

Si $Q = K$:



Sistema en equilibrio, no hay cambio neto.

Si $Q > K$:

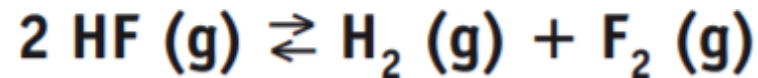


El sistema evolucionará hacia la formación de reactivos.

Conocido el valor de K_c , podemos conocer el estado de la reacción calculando, si es posible, el valor de Q . De esta forma se puede determinar si hemos alcanzado o no el equilibrio.

Ejemplo 1.

A una temperatura determinada, la K_c para la descomposición del fluoruro de hidrógeno vale: $K_c = 1.0 \cdot 10^{-13}$. Al cabo de cierto tiempo se encuentran las siguientes concentraciones: $[HF] = 0,5 \text{ M}$; $[H_2] = 1 \cdot 10^{-3}$; $[F_2] = 4 \cdot 10^{-3}$. Indica si el sistema se encuentra en equilibrio. En caso contrario, ¿qué debe ocurrir para que se alcance dicho equilibrio?



$$Q = \frac{[H_2] \cdot [F_2]}{[HF]^2} = \frac{(1 \cdot 10^{-3})(4 \cdot 10^{-3})}{(0,5)^2} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Como la $K_c = 1 \cdot 10^{-13}$, $Q > K_c$.

El sistema no está en equilibrio y para que se alcance el mismo es necesario que Q disminuya, lo que ocurrirá cuando el denominador aumente y el numerador disminuya. La reacción transcurrirá de derecha a izquierda.

Para la reacción:



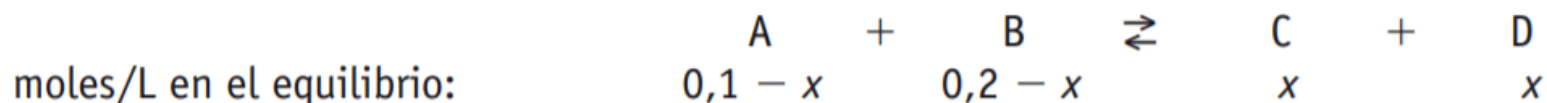
el valor de la constante de equilibrio a una determinada temperatura es $K_c = 56.0$. Si inicialmente se ponen 1.00 mol de A y 2.00 moles de B en un recipiente de 10 litros, ¿cuál será la concentración de todas las especies cuando se alcance el equilibrio?

Solución

Las concentraciones al inicio serán: $[A] = 0,100 \text{ M}$; $[B] = 0,200 \text{ M}$; $[C] = 0$; $[D] = 0$. Si aplicamos la Ley de Acción de Masas al cociente de reacción tendremos:

$$Q = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{0 \cdot 0}{(0,1) \cdot (0,2)} = 0$$

Por tanto, como $Q < K_c$, la reacción transcurrirá hacia la derecha:



Esto último significa que si reaccionan x moles de A con x moles de B, en el equilibrio quedan $(0,1 - x)$ moles de A y $(0,2 - x)$ moles de B. Ya que el equilibrio se produce por reacción de un mol de A con un mol de B para obtener un mol de C y un mol de D, se producirán x moles de C y x moles de D. En caso de que alguna sustancia estuviese multiplicada por un coeficiente estequiométrico, la correspondiente cantidad x vendría multiplicada por él también.

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{x \cdot x}{(0,1 - x)(0,2 - x)} = 56; \quad 55x^2 - 16,8x + 1,12 = 0$$

Cuyas soluciones son: $x_1 = 0,098 \text{ mol/L}$ y $x_2 = 0,207 \text{ mol/L}$. Despreciamos la x_2 pues, si partimos de una concentración $0,100 \text{ M}$ de A, no puede reaccionar una concentración mayor.

Así pues: $[A] = (0,100 - 0,098) = 0,002 \text{ M}$; $[B] = (0,200 - 0,098) = 0,102 \text{ M}$;
 $[C] = 0,098 \text{ M}$; $[D] = 0,098 \text{ M}$.

GRADO DE DISOCIACIÓN

En reacciones con un único reactivo que se disocia en dos o más sustancias:

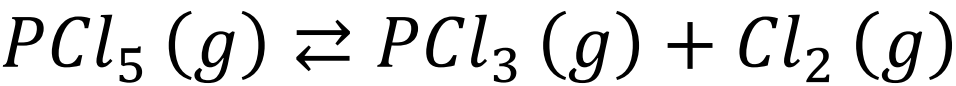
El grado de disociación (α) es la "fracción de un mol que se disocia (tanto por 1) al alcanzar el equilibrio".

$$\alpha = \frac{\text{cantidad de sustancia que reacciona}}{\text{cantidad de sustancia inicial}}$$

No tiene unidades.

Ejemplo 2.

En un matraz de 5 litros se introducen 2 moles de PCl_5 (g) y 1 mol de PCl_3 (g) y se establece el siguiente equilibrio:



$$K_c (250^\circ\text{C}) = 0.042$$

- a) ¿Cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?
- b) ¿Cual es el grado de disociación?

	$\text{PCl}_5 (g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (g) + \text{Cl}_2 (g)$		
	1 mol x moles	1 mol x moles	1 mol x moles
t = 0	2 moles	1 mol	-
t = equilibrio	2 - x moles	1 + x moles	x moles
[] equilibrio M	$\frac{2 - x}{5}$	$\frac{1 + x}{5}$	$\frac{x}{5}$

$$K_C = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{\left(\frac{1+x}{5}\right) \left(\frac{x}{5}\right)}{\left(\frac{2-x}{5}\right)} = 0.042 \quad \rightarrow \quad x = 0.28 \text{ moles}$$

(moles que reaccionan)

Las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio son:

$$[PCl_5]_{\text{equilibrio}} = \frac{2-x}{5} = \frac{2-0.28}{5} = 0.344 \text{ M}$$

$$[PCl_3]_{\text{equilibrio}} = \frac{1+x}{5} = \frac{1+0.28}{5} = 0.256 \text{ M}$$

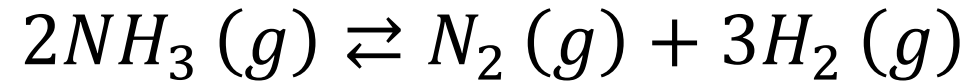
$$[Cl_2]_{\text{equilibrio}} = \frac{x}{5} = \frac{0.28}{5} = 0.056 \text{ M}$$

El grado de disociación de PCl_5 es:

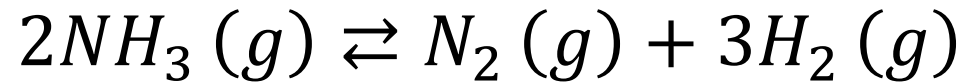
$$\alpha = \frac{\text{cantidad de sustancia que reacciona}}{\text{cantidad de sustancia inicial}} = \frac{0.28 \text{ moles}}{2 \text{ moles}} = 0.14$$

Ejemplo 3.

A 450 °C y 10 atm de presión el NH_3 (g) está disociado en un 95.7% según la siguiente reacción:



Calcula K_C y K_p a dicha temperatura.



2 moles
2x moles

1 mol
x moles

3 moles
3x moles

n = número de moles de NH_3 en el tiempo $t = 0$.

t = 0

n moles

-

-

t = equilibrio

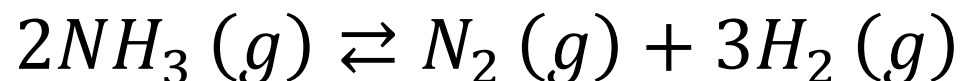
n – 2x moles

x moles

3x moles

Si el NH_3 (g) está disociado en un 95.7%, entonces la constante de disociación es:

$$\alpha = 0.957 = \frac{\text{cantidad de sustancia que reacciona}}{\text{cantidad de sustancia inicial}} = \frac{2x}{n} \quad \longrightarrow \quad x = \frac{n \cdot \alpha}{2}$$



2 moles

2x moles

1 mol

x moles

3 moles

3x moles

n = número de moles de NH_3 en el tiempo t = 0.

t = 0

n moles

-

-

t = equilibrio

n - 2x moles

x moles

3x moles

t = equilibrio

n · (1 - α)

n · α

3n · α

n · (1 - 0.957)

n · 0.957

3n · 0.957

En el equilibrio tenemos:

$$n_{TOTAL} = n \cdot (1 - 0.957) + n \cdot 0.957 + 3n \cdot 0.957$$

$$n_{TOTAL} = 0.043 n + 0.957 n + 2.871 n = 3.871 n$$

La presión parcial depende de la fracción molar:

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

$$p(\text{NH}_3) = \frac{n(\text{NH}_3)}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,043 \cdot n}{1,957 \cdot n} \cdot 10 = 0,22 \text{ atm}$$

$$p(\text{N}_2) = \frac{n(\text{N}_2)}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,4785 \cdot n}{1,957 \cdot n} \cdot 10 = 2,445 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{n_T} \cdot p_T = \frac{1,4355 \cdot n}{1,957 \cdot n} \cdot 10 = 7,335 \text{ atm}$$

$$\underline{K_p} = \frac{P(\text{N}_2) \cdot P^3(\text{H}_2)}{P^2(\text{NH}_3)} = \frac{2,445 \cdot 7,335^3}{0,22^2} = \underline{1,99 \cdot 10^4}$$

$$\underline{K_c} = K_p \cdot (R \cdot T)^{-2} = 1,99 \cdot 10^4 \cdot (0,082 \cdot 723)^{-2} = \underline{5,66}$$



t = 0:

n

-

-

t_{eq}:

n - 2x

x

3x

$$\text{si } \alpha = \frac{2x}{n} \Rightarrow x = \frac{n \cdot \alpha}{2}$$

t_{eq}:

n · (1 - α)

n · α

3 · n · α

α = 0,957:

0,043n

0,4785n

1,4355n

En el equilibrio:

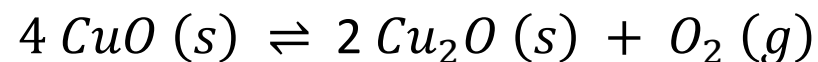
$$n_{\text{TOTAL}} = 0,043 \cdot n + 0,4785 \cdot n + 1,4355 \cdot n = 1,957 \cdot n$$

Ejemplo 1.

A 1024°C, la K_P del sistema: $4 \text{ CuO (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Cu}_2\text{O (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

vale 0.49. En un recipiente de 2 L en el que se ha hecho el vacío, se añaden 2 mol de CuO (s). Calcula:

- a) La concentración del gas oxígeno cuando se alcanza el equilibrio.
 - b) Los gramos de CuO que quedan en el estado de equilibrio.
-



$t = 0:$	2 mol	0	0
$t_{eq}:$	$2 - 4x$	$2x$	x

$$K_P = P(\text{O}_2) = 0.49 \text{ atm}$$

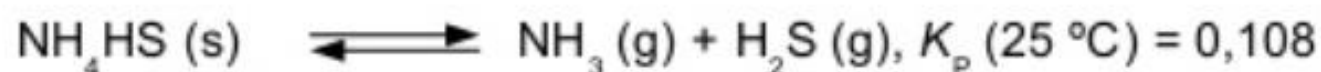
$$P(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2)R \cdot T}{V} = [\text{O}_2]RT \quad \longrightarrow \quad [\text{O}_2] = \frac{P(\text{O}_2)}{RT} = \frac{0.49}{0.082 \cdot 1297} = 0.0046 \text{ M}$$

$$n(\text{Cu}_2\text{O}) = 2 \cdot 4x = 1.96 \text{ mol}$$

$$x = 0.046 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 0.092 \text{ mol}$$

$$m(\text{CuO})_{eq} = 1.969 \text{ mol} \cdot 79.5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 156.1 \text{ g}$$

El NH_4HS (s) utilizado en el revelado de fotografías, es inestable y se descompone a temperatura ambiente:



Se introduce una muestra en un recipiente a 25°C , en el que se ha hecho el vacío.
¿Cuál es la presión total del gas en el equilibrio?

$$\underline{K_p = P(\text{NH}_3) \cdot P(\text{H}_2\text{S}) = P(\text{NH}_3) \cdot P(\text{NH}_3) = [P(\text{NH}_3)]^2 = 0,108 \rightarrow P(\text{NH}_3) = P(\text{H}_2\text{S}) = 0,329 \text{ atm}}$$

$$P(\text{NH}_3) = P(\text{H}_2\text{S})$$

$$\underline{P_T = P(\text{NH}_3) + P(\text{H}_2\text{S}) = 0,658 \text{ atm}}$$

VELOCIDAD DE REACCIÓN

- variación de la concentración de reactivos y productos de reactivos en función del tiempo

Factores que afectan la velocidad de reacción

- Temperatura
- Naturaleza de los reactantes
- Presencia de un catalizador
- Energía de Activación
- Concentración de los reactivos

Temperatura.

- Por norma general, la velocidad de reacción aumenta con la temperatura porque al aumentarla incrementa la energía cinética de las moléculas.
- Con mayor energía cinética, las moléculas se mueven más rápido y chocan con más frecuencia y con más energía.
- Para muchas reacciones químicas la velocidad se duplica aproximadamente cada que aumenta diez grados centígrados la temperatura.

Naturaleza de los reactantes

a) Estado Físico o de Agregación de los Reactivos.

Si en una reacción interactúan reactivos en distintas fases y su área de contacto es menor, su velocidad también es menor. En cambio, si el área de contacto es mayor, la velocidad consecuentemente es más alta.

b) Actividad Química.

Para determinado tipo de reacciones, es conveniente emplear los reactivos adecuados para un mejor rendimiento en el proceso; por lo que se debe considerar la facilidad o dificultad que tenga una especie para reaccionar; es decir, su actividad química, misma que puede predecirse con el conocimiento de la tabla periódica.

Presencia de un catalizador

- Los catalizadores son sustancias que aumentan la rapidez de una reacción sin participar en ella. La forma de acción de los mismos es modificando el mecanismo de reacción, con menor energía de activación.
- Existen catalizadores homogéneos, que se encuentran en la misma fase que los reactivos (por ejemplo, el hierro III en la descomposición del peróxido de hidrógeno) y catalizadores heterogéneos, que se encuentran en distinta fase (por ejemplo la malla de platino en las reacciones de hidrogenación).
- Los catalizadores también pueden llegar a retardar reacciones, no solo acelerarlas; en esos casos reciben el nombre de inhibidores.

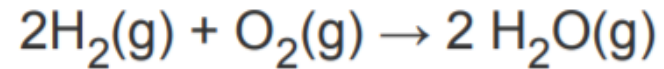
Energía de Activación

- En 1888, el químico sueco Svante Arrhenius sugirió que las moléculas deben poseer una cantidad mínima de energía para reaccionar.
- Esa energía proviene de la energía cinética de las moléculas que colisionan.
- La energía cinética sirve para originar las reacciones, pero si las moléculas se mueven muy lento, las moléculas solo rebotarán al chocar con otras moléculas y la reacción no sucede.
- Para que reaccionen las moléculas, éstas deben tener una energía cinética total que sea igual o mayor que cierto valor mínimo de energía llamado energía de activación (E_a).
- Una colisión con la energía adecuada (E_a) consigue que los átomos de las moléculas alcancen el estado de transición. Pero para que se lleve a cabo la reacción es necesario también que las moléculas estén orientadas correctamente.

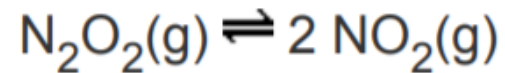
Concentración de los reactivos

- La mayoría de las reacciones son más rápidas entre más concentrados se encuentren los reactivos.
- Cuanto mayor concentración, mayor frecuencia de colisión y por ende, mayor velocidad de la misma.

- Hay reacciones en las que los productos obtenidos son estables y no reaccionan entre sí para dar de nuevo los reactivos. Decimos que estas reacciones son irreversibles.



- también hay reacciones en las que los productos reaccionan entre sí para volver a dar reactivos y que, por tanto, no conducen a una desaparición total de los reactivos. Este tipo de reacciones se llaman reversibles.



- En la naturaleza hay muchos procesos reversibles.