GC-F-004v.05

EQUILIBRIO QUÍMICO – CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Ángela Ma. Delgado P.

"EQUILIBRIO"

Participe en la pausa activa "mejorando tu equilibrio" y en mesa redonda con sus compañeros e instructor reflexione sobre la importancia del equilibrio en la vida diaria, respondiendo las siguientes preguntas:

- Qué significa para ustedes estar en equilibrio?

- ¿En que momento de su vida han tenido que encontrar un equilibrio? (Ej. entre el estudio y el ocio, el trabajo y el descanso, la vida personal y la profesional)

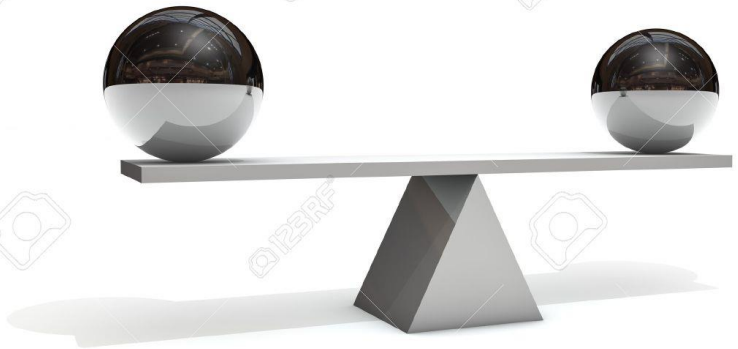
- ¿Qué ejemplos de equilibrio pueden encontrar en la naturaleza? (Ej. un ecosistema, el ciclo del agua, el equilibrio de las estaciones, la relación depredador-presa)

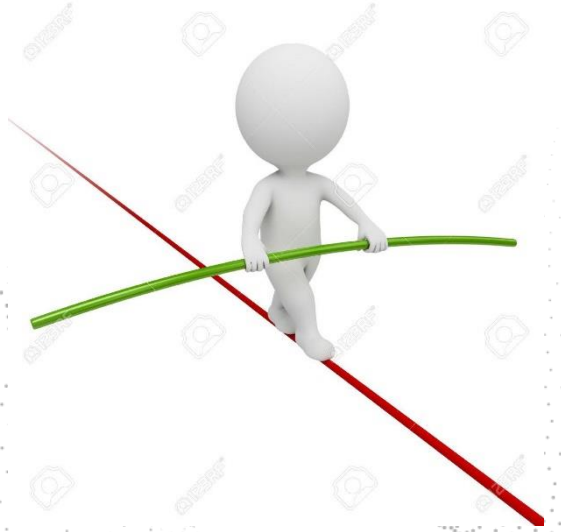
- ¿Por qué es importante el equilibrio? - ¿Qué pasa cuando no hay equilibrio?

- ¿Cómo creen que estos conceptos se relacionan con la química? ¿Qué pasaría si no existiera un equilibrio en las reacciones químicas?

EQUILIBRIO



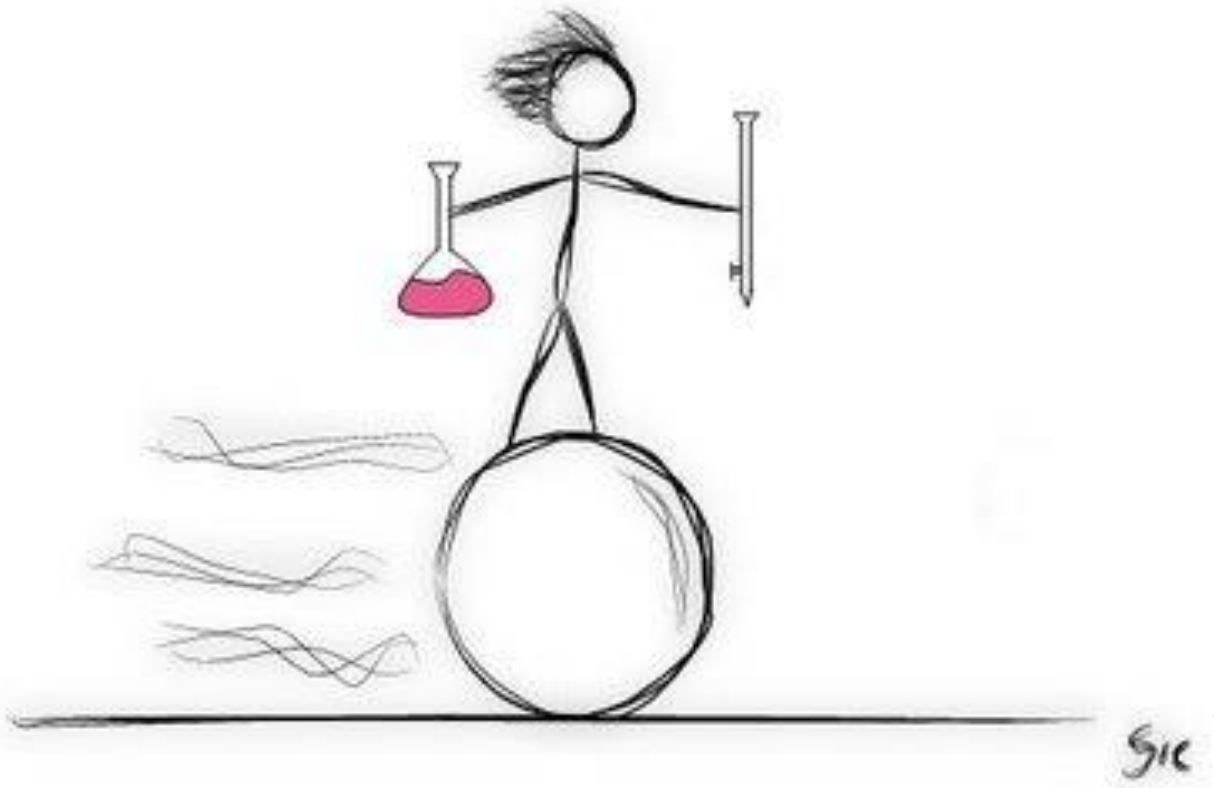


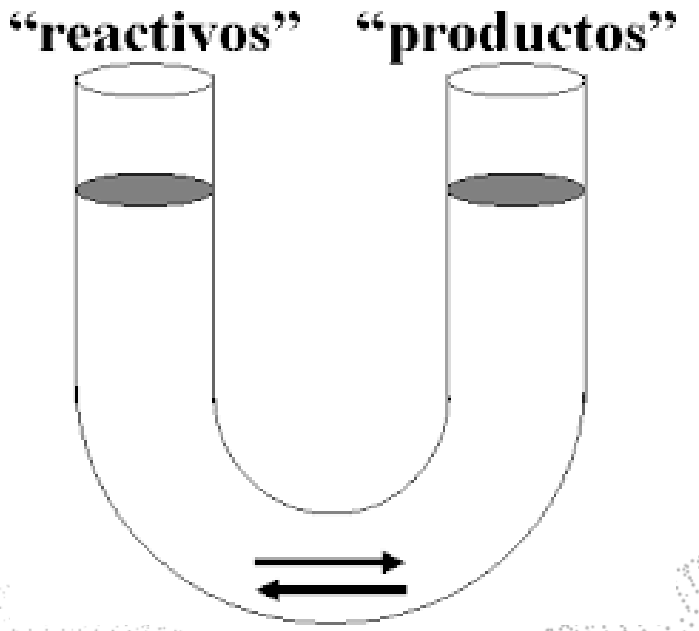




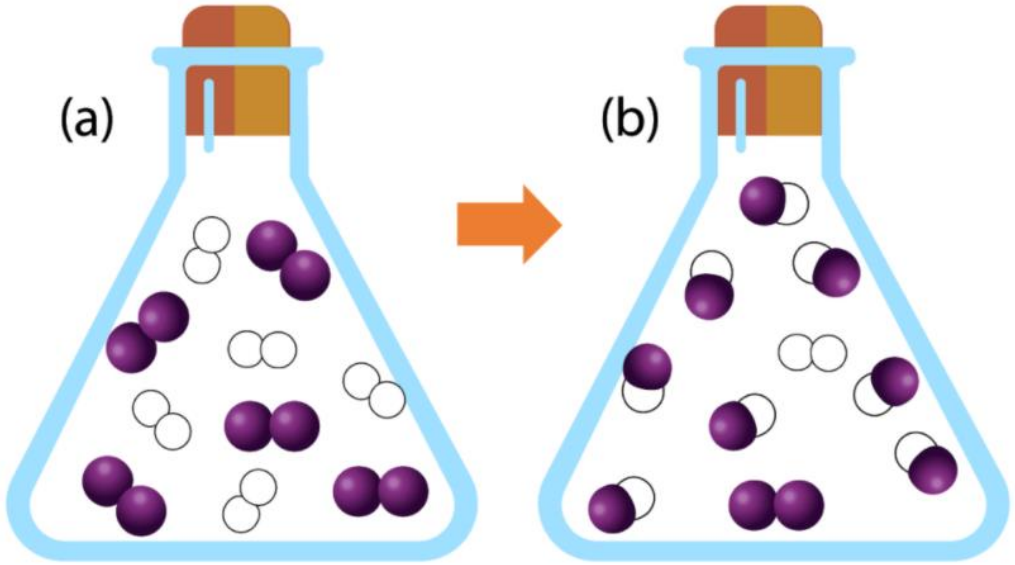
Estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre.

EQUILIBRIO QUÍMICO?



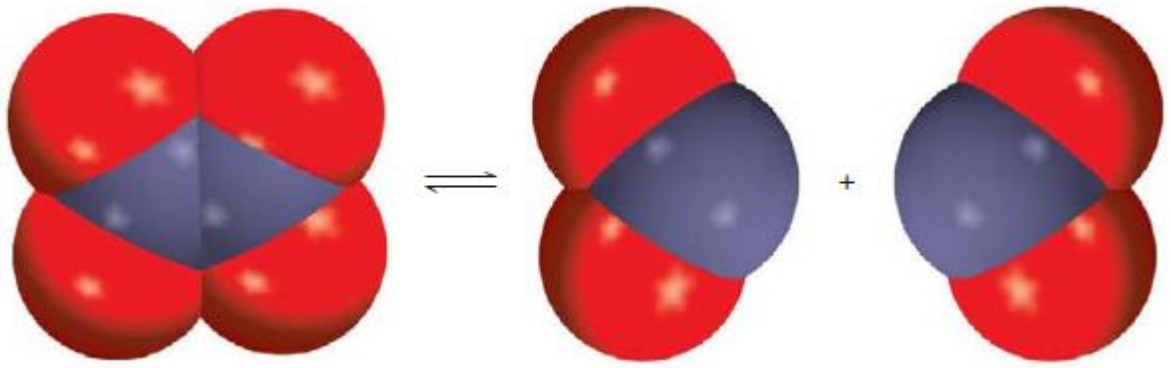


EQUILIBRIO QUÍMICO



Las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema.

A nivel molecular existe una gran actividad debido a que las moléculas de reactivos siguen formando moléculas de productos, y éstas a su vez reaccionan para formar moléculas de reactivos



Reacción reversible entre moléculas de N_2O_4 y NO_2.

Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo .

EQUILIBRIO QUÍMICO

Se alcanza cuando la rapidez de las reacciones en un sentido y en otro se igualan, y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.

Coeficientes estequiométricos

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

Sustancias reactivas

COCIENTE DE REACCIÓN:

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

El equilibrio químico es dinámico, aunque las concentraciones no cambien en equilibrio, la reacción no se ha detenido, sigue produciéndose, pero con la misma velocidad en ambos sentidos

CONSTANTE DE EQUILIBRIO

El cociente de reacción (Qo) cuando alcanza el tiempo de equilibrio ya no cambia su valor, porque ya se han igualado las velocidades de formación de productos y reactivos, entonces se dice que se vuelve constante y se representa:

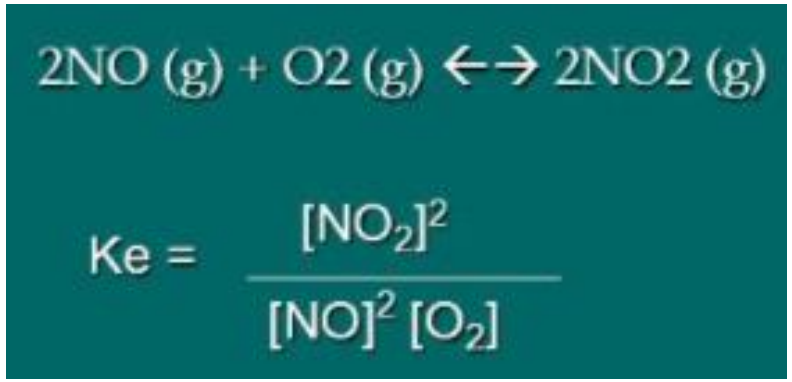
Constante de equilibrio

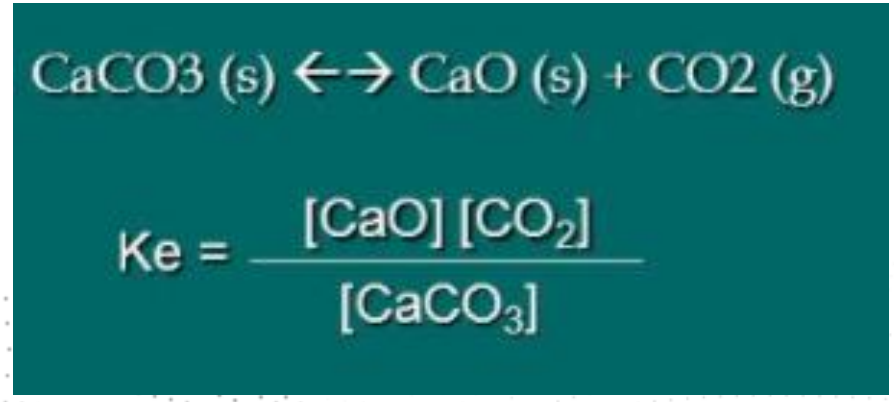
$$K_c = \frac{[C]^c . [D]^d}{[A]^a . [B]^b}$$

Ley de acción de masas: Para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K (la constante de equilibrio).

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO:

Todas las especies de una reacción se encuentran en una misma fase.





EQUILIBRIO HETEROGÉNEO:

Las especies de una reacción se encuentran en distintas fases.

Las concentraciones de los sólidos puros, líquidos puros (en equilibrios heterogéneos) y los disolventes (en equilibrios homogéneos) no aparecen en las expresiones de la constante de equilibrio

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

[ ] = Concentraciones molares si representan solutos disueltos.

$$K_p = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}}$$

[ ] = P Presiones parciales en atmósferas si son reactivos o productos en fase gaseosa.

Al señalar un valor para la constante de equilibrio, necesitamos especificar la ecuación balanceada y la temperatura

Las concentraciones de las especies reactivas en fase condensada se expresan en mol/L; en la fase gaseosa las concentraciones se pueden expresar en atm. Kc se relaciona con Kp mediante una ecuación simple

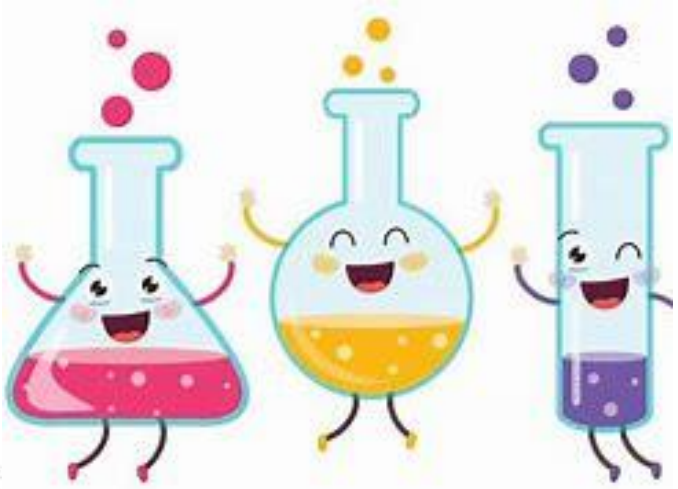
$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$K_p = K_c(0.0821T)^{\Delta n}$$

A PRACTICAR!

Escribe la Kc y Kp (si aplica) para las siguientes reacciones:

- $AgCl_2\ (s) \leftrightarrow Ag^+\ (ac) + 2Cl^-\ (ac)$
- $HCl\ (ac) + H_2O\ (l) \leftrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$
- $CO_2\ (g) \leftrightarrow CO\ (g) + O_2\ (g)$



A PRACTICAR! Escribe la Kc y Kp (si aplica) para las siguientes reacciones:

- **$AgCl_2$ (s) ↔ Ag^+ (ac) + 2Cl^- (ac)**

$AgCl_2$ (s) ↔ Ag^+ (ac) + 2Cl^- (ac) $Kc = [Ag^+]\,[Cl^-]^2$

- **HCl (ac) + H_2O (l) ↔ H^+(ac) + Cl^-(ac)**

HCl (ac) + H_2O (l) ↔ H^+(ac) + Cl^-(ac) $Kc = \dfrac{[H^+]\,[Cl^-]}{[HCl]}$

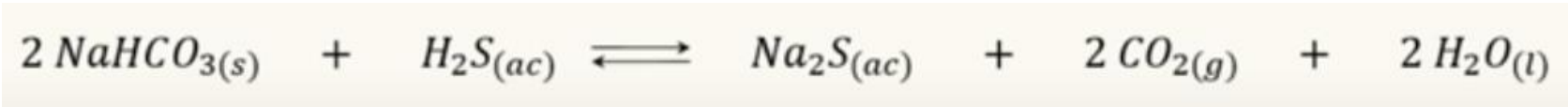
- **CO_2 (g) ↔ CO (g) + O_2 (g)**

$2CO_2$ (g) ↔ 2CO (g) + O_2 (g) $Kc = \dfrac{[CO]^2\,[O_2]}{[CO_2]^2} = M$ $Kp = \dfrac{P^2\,CO * P\,O_2}{P^2\,CO_2} = atm$

$$2\,NaHCO_{3(s)} + H_2S_{(ac)} \rightleftharpoons Na_2S_{(ac)} + 2\,CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

Kc =

Kp =



$$Kc = \frac{[Na_2S]^1\,[CO_2]^2\,[H_2O]^2}{[NaHCO_3]^2\,[H_2S]^1}$$

$$Kc = \frac{[Na_2S]^1\,[CO_2]^2}{[H_2S]^1}$$ → Concentración **M**

Expresión de equilibrio en términos de presiones:

$$Kp = \frac{P^1Na_2S\ P^2CO_2}{P^1H_2S}$$ → Presión **atm**

1. Escriba las expresiones de las constantes de equilibrio Kc y Kp cuando correspondan, para cada uno de los siguientes sistemas de reacciones químicas:

a. $HF(ac) + H_2O \leftrightarrow H_3O^+(Ac) + F^-(ac)$
b. $4NO(g) + 2O_2(g) \leftrightarrow 4NO_2\ (g)$
c. $CH_3COOH\ (ac) + C_2H_5OH\ (ac) \leftrightarrow CH_3COOC_2H_5\ (ac) + H_2O(l)$
d. $CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
e. $(NH_4)_2Se(s) \leftrightarrow 2NH_3(g) + H_2Se\ (g)$



1. Escriba las expresiones de las constantes de equilibrio Kc y Kp cuando correspondan, para cada uno de los siguientes sistemas de reacciones químicas:

a. $HF(ac) + H_2O \leftrightarrow H_3O^+(Ac) + F^-(ac)$

$$Kc = \frac{[H_3O^+]\,[F^-]}{[HF]}$$

b. $4NO(g) + 2O_2(g) \leftrightarrow 4NO_2\,(g)$

$$Kc = \frac{[NO_2]^4}{[NO]^4\,[O_2]^2}$$

$$Kp = \frac{P^4NO_2}{P^4NO\;P^2O_2}$$

c. $CH_3COOH\ (ac) + C_2H_5OH\ (ac) \leftrightarrow CH_3COOC_2H_5\ (ac) + H_2O(l)$

$$Kc = \frac{[CH_3COOC_2H_5]}{[CH_3COOH]\,[C_2H_5OH]}$$

d. $CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

$$Kc = [CO_2]$$

$$Kp = PCO_2$$

e. $(NH_4)_2Se(s) \leftrightarrow 2NH_3(g) + H_2Se\ (g)$

$$Kc = [NH_3]^2\,[H_2Se]$$

$$Kp = P^2NH_3 * PH_2Se$$

1.- En un recipiente de un litro de capacidad, se somete a reacción el Dióxido de Azufre y el Oxígeno. Al alcanzarse el equilibrio se tienen 0,6 moles de Trióxido de Azufre, 0,2 moles de Dióxido de Azufre y 0,3 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio.

$$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2SO_3\,(g)$$

2. Para el siguiente equilibrio heterogéneo a 500°C, la presión del CO_2 es 0,120 atm. Calcule. Kp y Kc para la reacción a esta temperatura.

$$\mathbf{CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)}$$

1.- En un recipiente de un litro de capacidad, se somete a reacción el Dióxido de Azufre y el Oxígeno. Al alcanzarse el equilibrio se tienen 0,6 moles de Trióxido de Azufre, 0,2 moles de Dióxido de Azufre y 0,3 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio.

$$2\ SO_2\ (g)\ +\ O_2\ (g)\ \rightleftharpoons 2SO_3\ (g)$$

$$\mathbf{K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2.[O_2]} = \frac{(0,6)^2}{(0,2)^2.(0,3)} = \frac{0,36}{0,04\ .0,3} = \frac{0,36}{0,012} = 30}$$

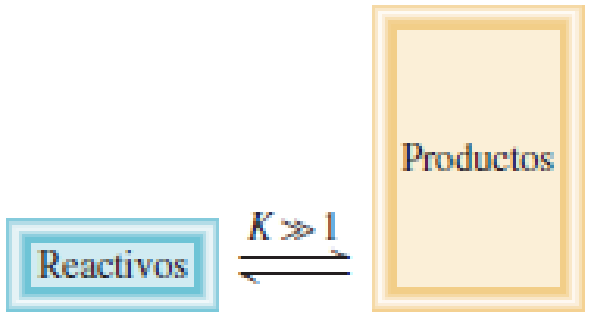
PREDICCIÓN DE LA DIRECCIÓN DE LA REACCIÓN

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

Qo > Kc **De Productos a Reactivos** ⟵

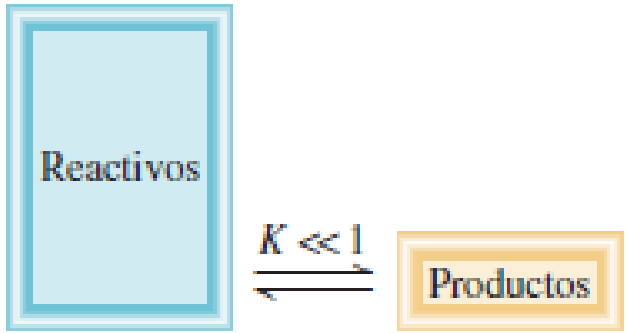
Qo < Kc **De Reactivos a Productos** ⟶

Qo = Kc **Están en equilibrio** ⟷



Si *K* es mucho mayor que 1 (es decir, K»1), el equilibrio se desplazará hacia la derecha y favorecerá a los productos.

Si aumenta la cantidad de alguno de los reactivos, el equilibrio se desplaza hacia productos (derecha).



Si *K* es mucho menor que 1 (es decir, K«1), el equilibrio se desplazará a la izquierda y favorecerá a los reactivos

Si aumenta la cantidad de alguno de los productos, el equilibrio se desplaza hacia reactivos (izquierda).

La constante de equilibrio Kc para la reacción en la que se forma yoduro de hidrógeno a partir de hidrógeno y yodo moleculares en fase gaseosa es de 54.3 a 430°C.

Suponga que en cierto experimento se colocan 0.243 moles de H_2, 0.146 moles de I_2 y 1.98 moles de HI en un recipiente de 1.00 L a 430°C. ¿Habrá una reacción neta en la que se forme más I_2 y H_2 o más HI?

$$\mathbf{H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)}$$

La constante de equilibrio Kc para la reacción en la que se forma yoduro de hidrógeno a partir de hidrógeno y yodo moleculares en fase gaseosa es de 54.3 a 430°C. Suponga que en cierto experimento se colocan 0.243 moles de H_2, 0.146 moles de I_2 y 1.98 moles de HI en un recipiente de 1.00 L a 430°C. ¿Habrá una reacción neta en la que se forme más I_2 y H_2 o más HI?

$$\underset{0,243\ mol/L}{H_2(g)} + \underset{0,146\ mol/L}{I_2(g)} \leftrightarrow \underset{1,98\ mol/L}{2HI(g)}$$

$$Kc = 54,3$$

$$Qo = \frac{[HI]^2}{[H_2]^1\,[I_2]^1} \qquad Qo = \frac{[1,98]^2}{[0,243]^1\,[0,146]} = 110,502$$

Qo = 110,502
Kc = 54,3

Qo > Kc

Ejercicio: Al principio de una reacción, hay 0,249 moles de N_2, 3.21 x 10^{-2} moles de H_2 y 6.42 x 10^{-4} moles de NH_3, en un matraz de 3.50 L a 375 °C. Si la constante de equilibrio (Kc) para la reacción

$$N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \leftrightarrow 2NH_3\,(g)$$

es 1.2 a esta temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

Ejercicio: Al principio de una reacción, hay 0,249 moles de N_2, 3.21 x 10^{-2} moles de H_2 y 6.42 x 10^{-4} moles de NH_3, en un matraz de 3.50 L a 375 °C. Si la constante de equilibrio (Kc) para la reacción

$$N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \leftrightarrow 2NH3\,(g)$$

es 1.2 a esta temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

$N_2(g)$ + $3H_2(g)$ ↔ $2NH_3(g)$

$\frac{0,249\ mol}{3,5\ l}$ $\frac{3,21 \times 10^{-2}\ mol}{3,5\ l}$ $\frac{6,42 \times 10\text{-}4\ mol}{3,5\ l}$

0,071 M 9,17 x 10^{-3} M 1,84 x 10^{-4} M

$$Qo = \frac{[NH3]^2}{[N2]\,[H2]^3} = \frac{[1,84 \times 10^{-4}]^2}{[0,071]\,[9,17 \times 10^{-3}]^3} = 0,618$$

Qo = 0,618
Kc = 1,2

Qo 0,618 < 1,2 La reacción se desplaza hacia los productos

Ejercicio: La constante de equilibrio (K) para la formación de cloruro de nitrosilo, un compuesto de color amarillo-naranja, a partir de óxido nítrico y cloro molecular

$$2NO\ (g)+Cl_2\ (g) \leftrightarrow 2NOCl\ (g)$$

tiene el valor de 6.5×10^{4} a 35°C. En un experimento se mezclan 2.0×10^{-2} moles de NO, 8.3×10^{-3} moles de Cl_2 y 6.8 moles de NOCl en un matraz de 2.0 L. ¿En qué dirección procederá el sistema para alcanzar el equilibrio?

Ejercicio: Al principio de una reacción hay 0,250 moles de N_2, 3,25 moles de H_2 y 6,50 moles de NH_3 en un matraz de 2500mL a 300°C. Si la constante de equilibrio Kc para la reacción es de 1,5 a esta temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$$

INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN O PRESIÓN SOBRE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

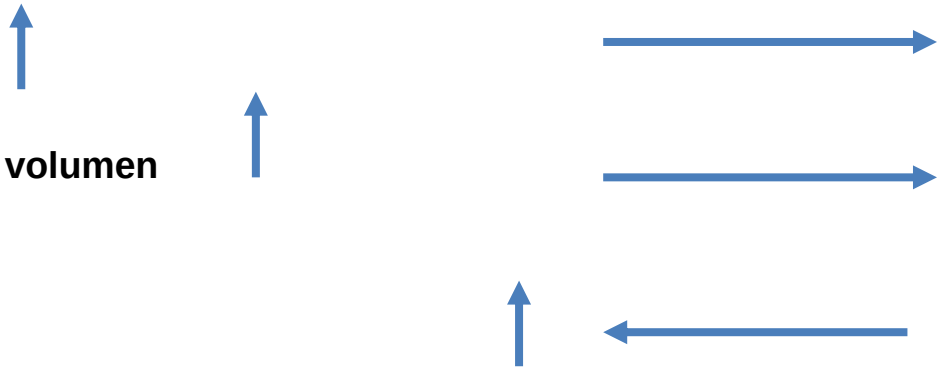
Si en el sistema en equilibrio se modifica la concentración o la presión de alguno de los cuerpos reaccionantes, el equilibrio se desplaza en el sentido que tiende a minimizar el efecto del cambio externo impuesto al sistema (Ley de Le Chatelier)

Principio de Le Châtelier: establece que la posición de un equilibrio siempre se desplaza en la dirección en la cual se contrarrestan los efectos de una tensión aplicada al sistema.



Concentración

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



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

Presión – volumen

PV= nRT

P = nRT / V

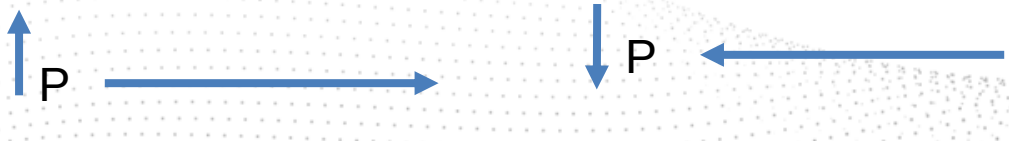
$$K_p = K_c(0.0821T)^{\Delta n}$$

Aumento la P disminuye el volumen = el equilibrio se desplaza hacia donde tengo el menor número de moles

Disminuyo la P aumentar el volumen = el equilibrio se desplaza hacia donde tengo el mayor número de moles

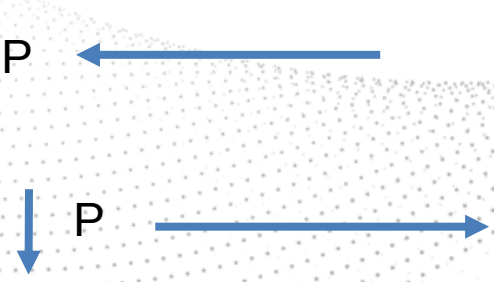
$N_2(g) + 3H_2\,(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$

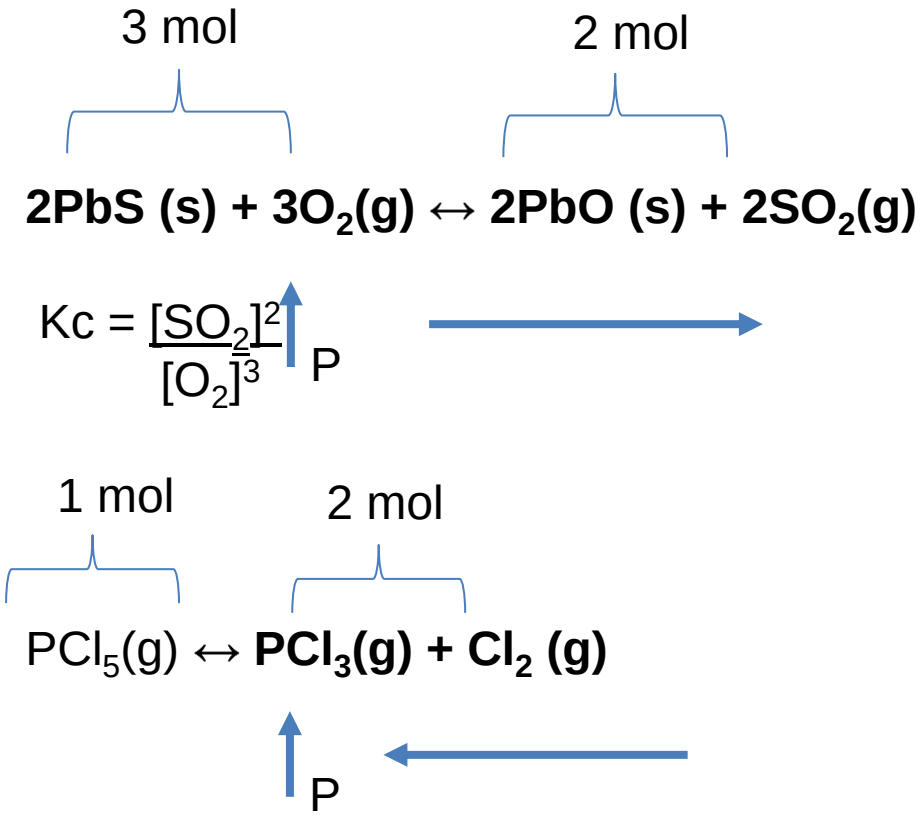
3+1 = 4 mol 2 mol



$N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$

1 mol 2 mol




3 mol
2 mol
2PbS (s) + 3O2(g) ↔ 2PbO (s) + 2SO2(g)
Kc = [SO2]2 / [O2]3
P
1 mol
2 mol
PCl5(g) ↔ PCl3(g) + Cl2 (g)
P

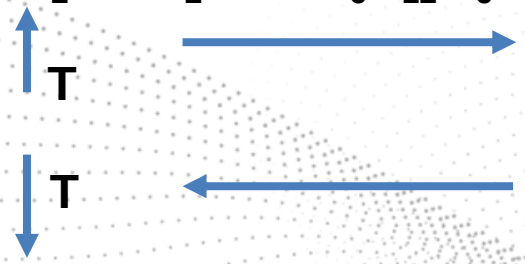
INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA SOBRE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Cuando la temperatura se modifica, el equilibrio se desplazará, en el sentido que tienda a contrarrestar la variación térmica provocada; esto es, si aumenta la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido de favorecer la reacción que absorbe calor, mientras que si se disminuye la temperatura, la reacción favorecida es la que desprende calor.

Este efecto se conoce con el nombre de "**Ley de Van´t Hoff**" sobre el equilibrio, la cual es un caso particular de la Ley de Le Chatelier.

+ΔH = endotérmica

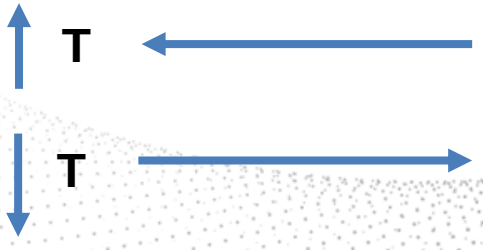
$E + CO_2 + 6H_2O \leftrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$



Si aumento temperatura se favorece la reacción endotérmica
Si disminuyo temperatura se favorece la reacción exotérmica

-ΔH = exotérmica

$2CO\ (g) + O_2(g) \leftrightarrow 2CO_2\ (g) + E$



Los cambios de [ ], P y V alteran la posición del equilibrio pero no cambian el valor de Kc