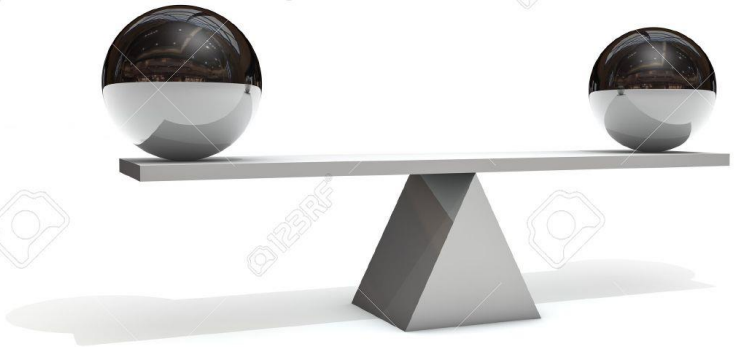
GC-F-004v.05

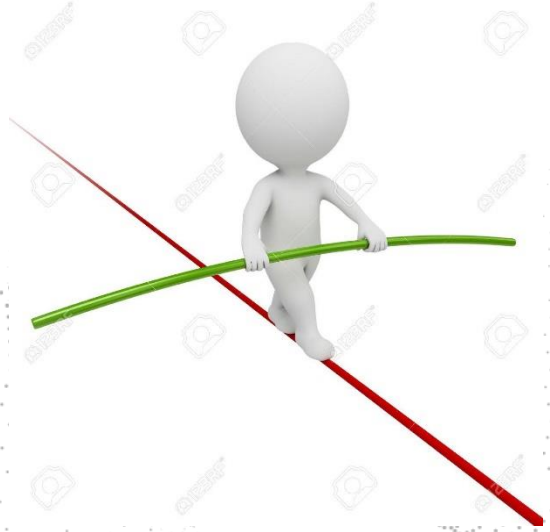
EQUILIBRIO QUÍMICO – CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Ángela Ma. Delgado P.

EQUILIBRIO



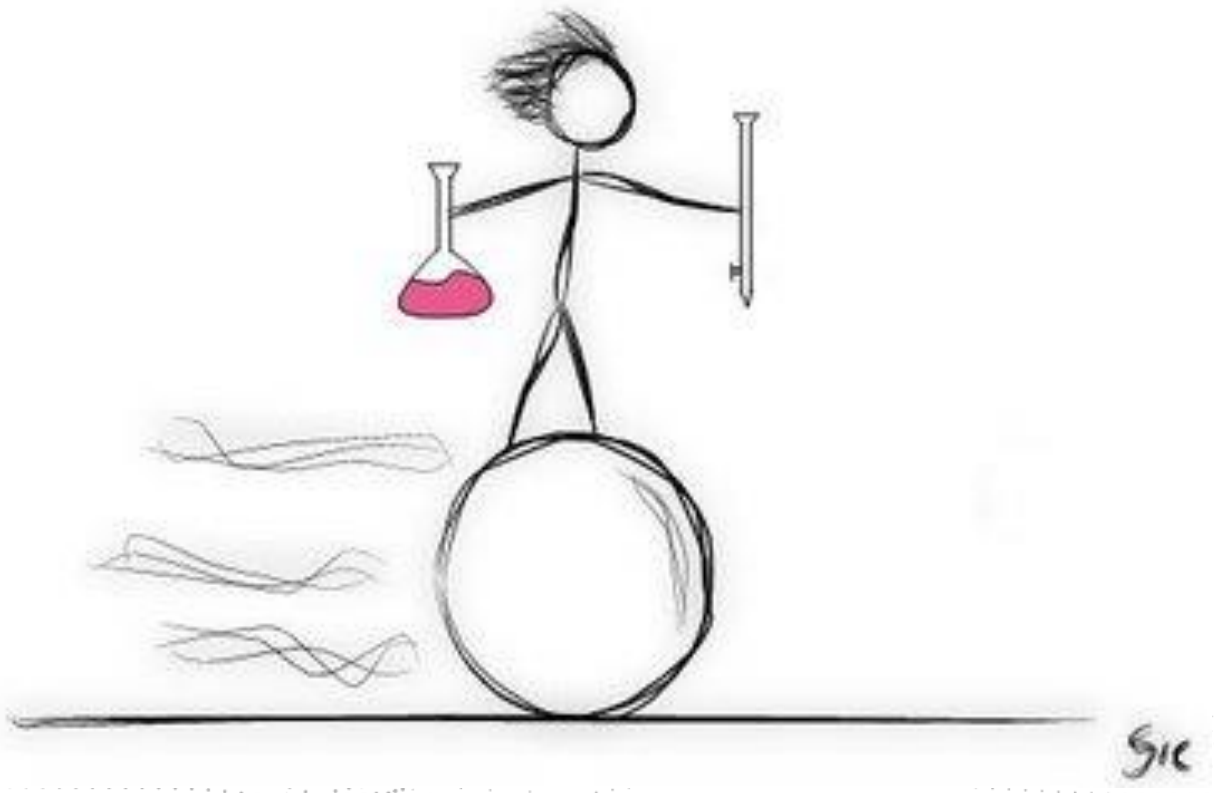


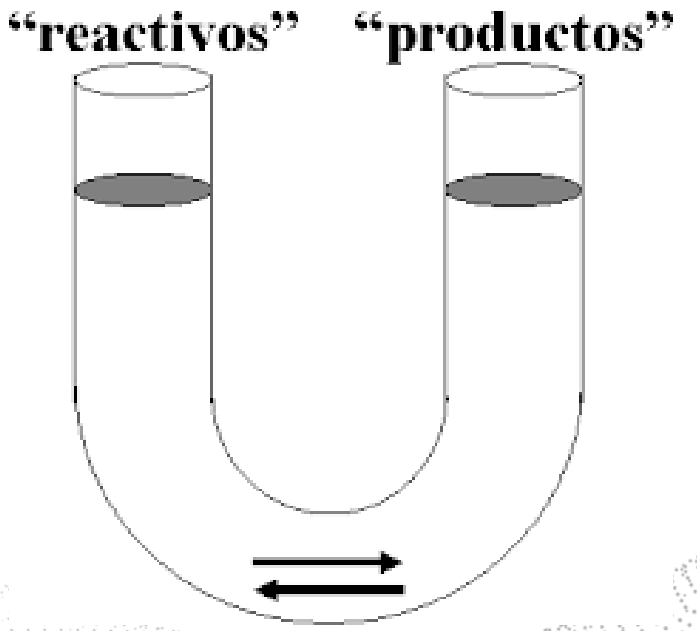




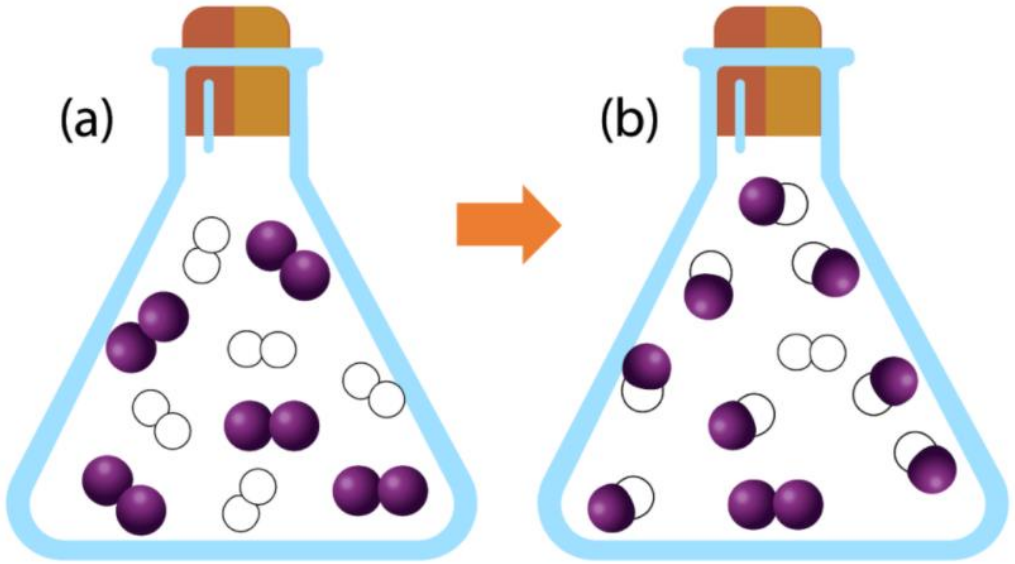
Estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre.

EQUILIBRIO QUÍMICO?



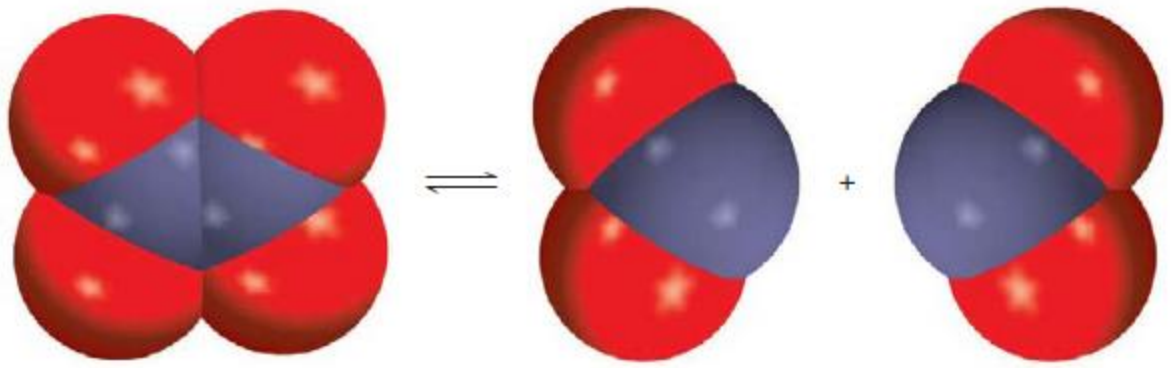


EQUILIBRIO QUÍMICO



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.

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

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

El cociente de reacción 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:

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

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

Coeficientes estequiométricos

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

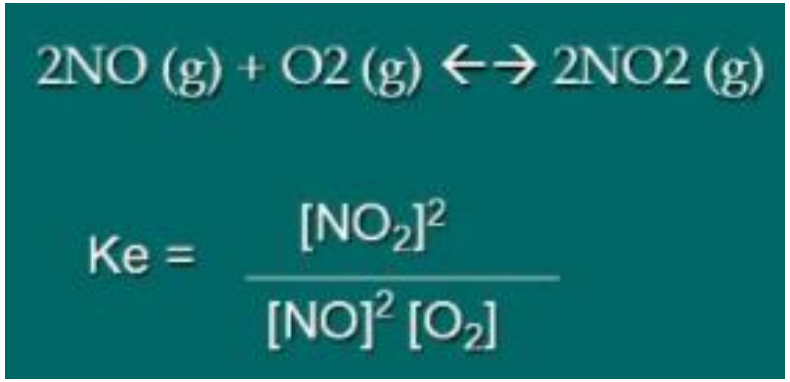
Sustancias reactivas

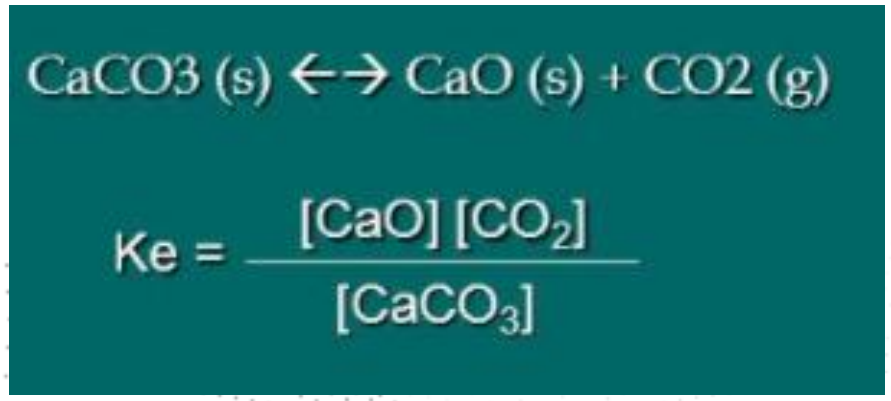
Ley de acción de masas: Para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K (la constante de equilibrio).

Constante de equilibrio

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

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.

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

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

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

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

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

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

$HCl\,(ac) + H_2O\,(l) \leftrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$ $Kc =$

$2CO_2\,(g) \leftrightarrow 2CO\,(g) + O_2\,(g)$ $Kc =$

$Kp =$

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

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

$2CO_2(g) \leftrightarrow 2CO(g) + O_2(g)$ $\quad Kc = \dfrac{[CO]2\ [O2]}{[CO2]2} = M$

$Kp = \dfrac{P^2 CO * P\ O_2}{P^2\ CO_2} = atm$

RECAPITULEMOS…

- ✓ ¿Qué es equilibrio químico?
- ✓ Cual es la forma correcta de expresar una constante de equilibrio "Kc"
- ✓ Explique de que depende el valor numérico de la Kc.
- ✓ Cuál es la unidad de concentración en la que se expresan las sustancias que intervienen en el equilibrio
- ✓ ¿Qué es la ley de acción de masas?
- ✓ Cuando en el equilibrio hay presencia de sustancias gaseosas como se designa la constante de equilibrio

- ✓ Cuál es la ecuación matemática que relaciona la Kp con la Kc.
- ✓ Que es un equilibrio heterogéneo
- ✓ En un equilibrio heterogéneo cuales estados de la materia no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio.

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. $HF(ac) + H_2O \leftrightarrow H_3O^+(Ac) + F^-(ac)$
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. $(NH_4)_2Se(s) \leftrightarrow 2NH_3(g) + H_2Se\ (g)$

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.

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

PRINCIPIO DE LE CHATELIER



Si un sistema está en equilibrio y hay un cambio en las condiciones, el equilibrio se ajusta para oponerse al cambio.

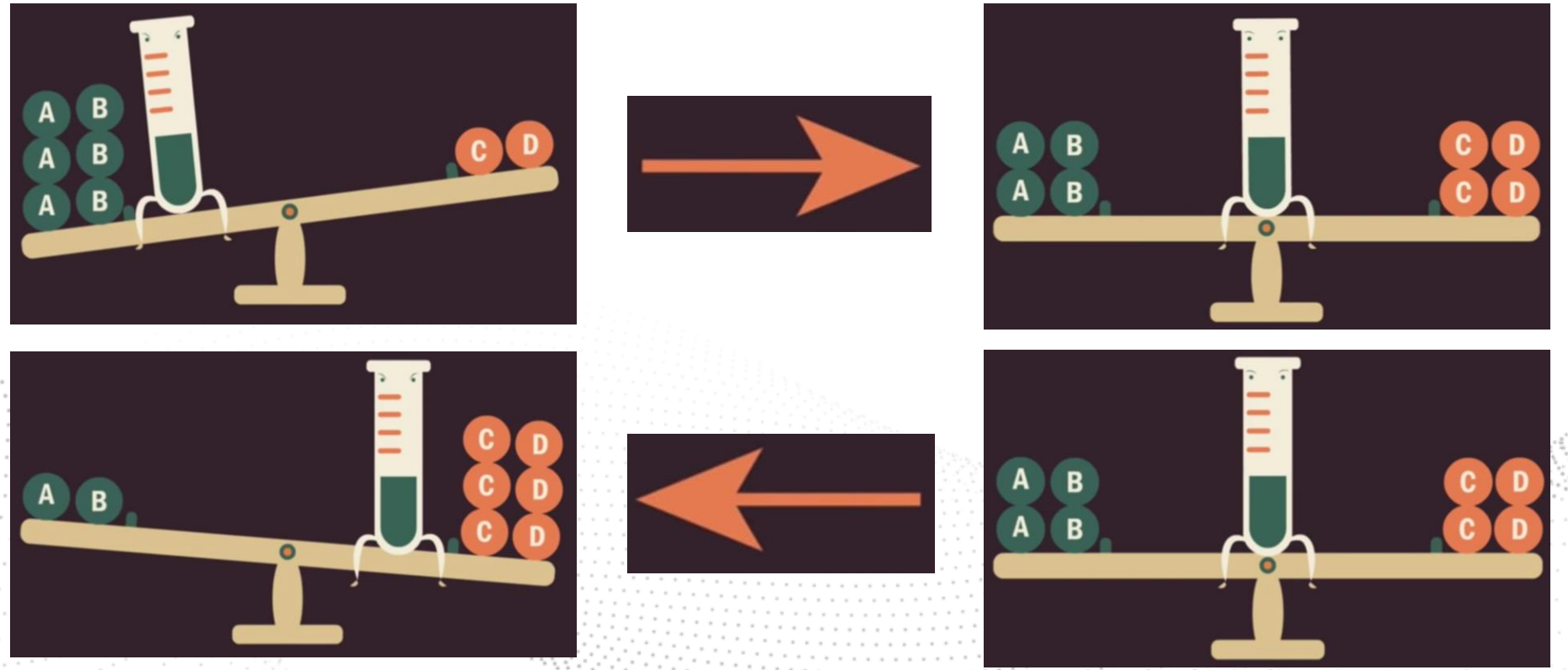
Para predecir en qué dirección se desplazará la reacción, se debe tener en cuenta que el sistema se desplazará de tal forma que contrarreste la perturbación causada, hasta poder alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

- ✓ **Cambios en la concentración**
- ✓ **Cambios de presión o volumen**
- ✓ **Cambios de temperatura**

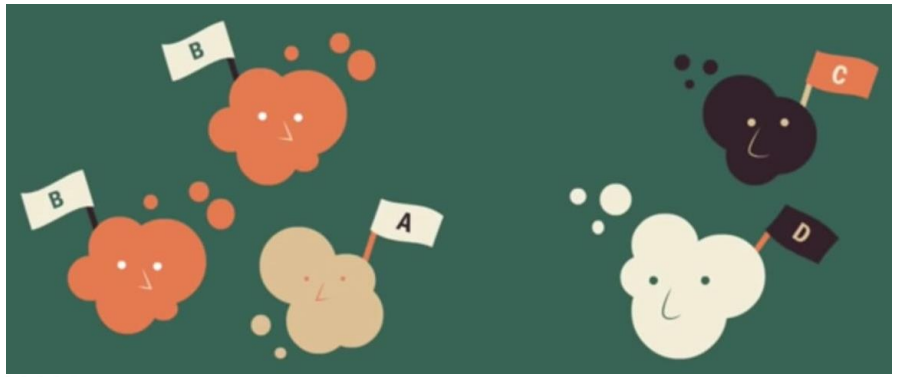
CAMBIOS EN LA CONCENTRACIÓN

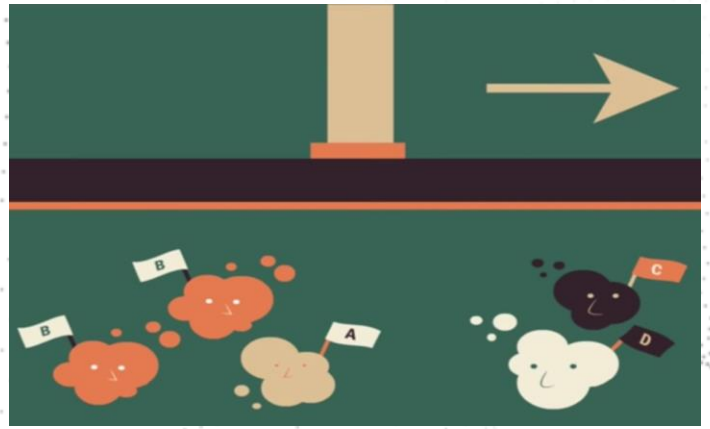
Cuando se le añade o disminuye una sustancia a la reacción el equilibrio se desplazará para contrarrestar la alteración, reemplazando parcialmente la sustancia la cual se disminuyó o eliminó o también consumiendo parcialmente parte de la sustancia agregada.

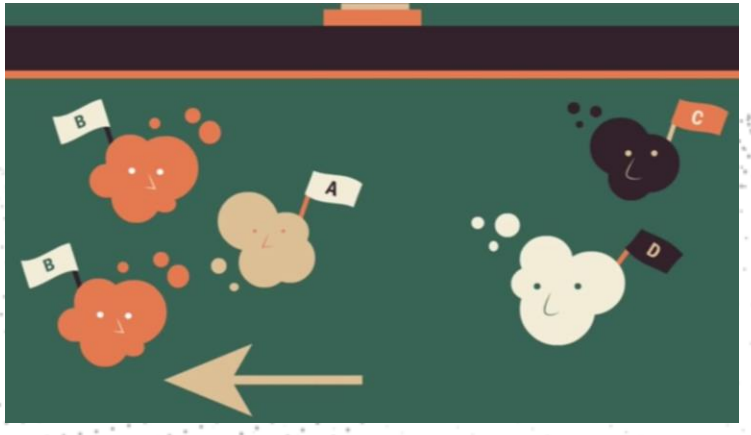


CAMBIOS EN LA PRESIÓN O VOLUMEN

Cuando se altera el volumen de una reacción en equilibrio, se altera su presión, si el volumen aumenta, la presión disminuye, por lo cual su desplazamiento se inclinará donde se encuentre el mayor número de moles, si se disminuye el volumen, aumenta la presión, por ende, el desplazamiento se llevará donde se observe menor número de moles.







CAMBIOS EN LA TEMPERATURA

Va a depender del tipo de reacción:

Exotérmica: $\Delta H < 0$ **Endotérmica**: $\Delta H > 0$

Si la reacción es **exotérmica** el calor actuará en los productos, por lo cual al momento de aumentar la temperatura el desplazamiento se inclinará hacia la izquierda (reactivos), si se disminuye, se desplaza hacia la derecha (productos).

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

↑ ←

↓ →

Si la reacción es **endotérmica** el calor actuará como parte de los reactivos, por lo cual, al aumentar la temperatura, su desplazamiento será hacia la derecha (productos), si disminuye la temperatura su desplazamiento será hacia la izquierda (reactivos).

$$E + CO_2 + 6H_2O \leftrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2\,(g)$$

↑ →

↓ ←

A PRACTICAR!

- ✓ ¿Qué establece el principio de *Le Chatelier*?
- ✓ Los factores del principio de *Le Chatelier* que pueden alterar el equilibrio de una reacción química

a) $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2H_2O_{(l)} + 2Cl_{2(g)}$ $\Delta H = -37,5$ Kcal

b) $CoCl_4^{2-} + 6H_2O \leftrightarrow Co(H_2O)_6^{2+} + 4Cl^-$ $\Delta H = -50,3$ Kcal

Azul ↔ Rosa

Llenar el siguiente cuadro con Aumenta (A), disminuye (D) o no varía (NV), teniendo en cuenta el principio de ***Le Chatelier.***

Operación	$[H_2O]$	Valor de K	nH_2O	nCl_2	$[HCl]$	Operación	$nCoCl_4^{2}$	nH_2O	Valor de K	Color Rosa	Color Azul
Se añade O_2	NV	N	A	A	D	Se añade Cl^-	A	A	NV	X	✓
Se aumenta T	NV	D	D	D	A	Se Disminuye T	D	D	A	✓	X
Se disminuye P	NV	N	D	D	A	Se aumenta P	N	N	NV	X	X
Se agrega Cl_2	NV	N	D	A	A	Se agrega $CoCl_4^{2-}$			NV		
Se reduce V	NV	N	A	A	D	Se aumenta V			NV		

3. Para la reacción a 25°C:

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} + 41{,}4kcal \longleftrightarrow 2CO_{(g)}$$

Predecir el efecto de cada uno de los cambios siguientes sobre el número de moles de CO:

a. Se añade CO2 a P y T constantes.
b. Se añade C a P y T constantes.
c. Se aumenta al doble el volumen del recipiente a T constante.
d. Se retira CO2 a T y V constantes.
e. Se disminuye la temperatura a P constante.
f. Se añade catalizador.
g. Se aumenta la temperatura a P constante.

¿Qué efecto tiene el aumento de la presión en cada uno de los siguientes sistemas de equilibrio? La temperatura se mantiene constante y, en cada caso, los reactivos están en un cilindro al que se le ajusta un embolo móvil.

a. $A_{(s)} \longleftrightarrow 2B_{(s)}$
b. $2A_{(l)} \longleftrightarrow B_{(l)}$
c. $A_{(s)} \longleftrightarrow B_{(g)}$
d. $A_{(g)} \longleftrightarrow B_{(g)}$
e. $A_{(g)} \longleftrightarrow 2B_{(g)}$

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** ⟺

- 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?

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

- Al principio de una reacción, hay 0,249 moles de N2, 3,21x10-2 moles de H2 y 6,42 x 10-4 moles de NH3 en un matraz de 3 litros a 375°C. Si la constante de equilibrio Kc para la reacción es 1,2 a esa temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

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

- 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?

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	↔	$2HI(g)$
INICIO	0.243 mol/L		0.146 mol/L		1.98 mol/L

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

$$Qo = \frac{[1,98]^2}{[0,243]\,[0,146]}$$

$$Qo = 110,5$$

110,5 > 54,3 ⟵

- Al principio de una reacción, hay 0,249 moles de N2, 3,21x10-2 moles de H2 y 6,42 x 10-4 moles de NH3 en un matraz de 3 litros a 375°C. Si la constante de equilibrio Kc para la reacción es 1,2 a esa temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

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

	$N_2(g)$	$3H_2(g)$	$2NH_3(g)$
Inicio	**0,083**	**0,0107**	**$2,14x10^{-4}$**

$$Qo = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3}$$

$$Qo = \frac{[2,14x10^{-4}]^2}{[0,083]\,[0,0107]^3}$$

$$Qo = 0,450$$

$$0,450 < 1,2$$



TALLER!

3. La constante de equilibrio Kc para la formación de cloruro de nitrosilo, un compuesto de color amarillo-naranja, a partir de óxido nítrico y cloro molecular, tiene el valor de $6,5 \times 10^{4}$ a una temperatura de 35°C. En un experimento se mezclan $2,0 \times 10^{-2}$ moles de NO, $8,3 \times 10^{-3}$ moles de Cl_2 y 6,8 moles de NOCL en un matraz de 2L, ¿En qué dirección procederá el sistema para alcanzar el equilibrio?

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

4. 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.

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

CÁLCULO DE CONCENTRACIONES EN EQUILIBRIO

Una mezcla de 0,500 moles de H_2 y 0,500 moles de I_2 se coloca en un recipiente de acero inoxidable de 1.00 L a 430°C. La Kc para la reacción es de 54,3 a esta temperatura. Calcule las concentraciones de H_2, I_2 y HI en el equilibrio.

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	↔	$2HI(g)$
inicio	0,500 mol/L		0,500 mol/L		0
Δ	- X		- X		+2X
Equilibrio	0,500-X		0,500-X		2X

$Kc = 54,3$

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

$$54,3 = \frac{[2X]^2}{[0,500-X][0,500-X]} = 54,3 = \frac{4X^2}{0,250 - 0,500X - 0,500X + X^2} = 54,3 = \frac{4X^2}{0,250 - X + X^2} =$$

$$54,3 * (0,250 - X + X^2) = 4X^2 \qquad 13,575 - 54,3X + 54,3X^2 = 4X^2$$

$$54,3X^2 - 4X^2 - 54,3X + 13,575 = 0 \qquad 50,3X^2 - 54,3X + 13,575 = 0$$

$50{,}3X^2 - 54{,}3X + 13{,}575 = 0$ **Fórmula cuadrática:**

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4a.c}}{2a}$$

a b c

$$X = \frac{-(-54{,}3) \pm \sqrt{(-54{,}3)^2 - 4\,(50{,}3)*(13{,}575)}}{2 * (50{,}3)}$$

$$X = \frac{54{,}3 \pm 14{,}738}{100{,}6} =$$

X = 0,393 - SI

X = 0,686 + NO

$[H_2] = 0{,}500 - X = 0{,}500 - 0{,}393 = 0{,}107$

$[I_2] = 0{,}500 - X = 0{,}500 - 0{,}393 = 0{,}107$

$[HI] = 2X = 2\,(0{,}393) = 0{,}786$

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	↔	$2HI(g)$
inicio	0,00623M		0,00414M		0,0224M
Δ	- X		-X		+2X
Equilibrio	0,00623-X		0,00414-X		0,0224 + 2X

$Kc = 54,3$

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

$$54,3 = \frac{[0,0224 + 2X]^2}{[0,00623-X][0,00414-X]} =$$

$(a+b)^2 = a^2 + 2ab + b^2$

$$54,3 = \frac{(0,0224)^2 + 2(0,0224)(2X) + (2X)^2}{2,5 \times 10^{-5} - 0,00623X - 0,00414X + X^2}$$

$$54,3 = \frac{5,017 \times 10^{-4} + 0,0896X + 4X^2}{2,5 \times 10^{-5} - 0,01037X + X^2}$$

$54,3(2,5 \times 10^{-5} - 0,01037X + X^2) = 5,017 \times 10^{-4} + 0,0896X + 4X^2$

$1,36 \times 10^{-3} - 0,5630X + 54,3X^2 - 5,01 \times 10^{-4} - 0,0896X - 4X^2 = 0$

$50,3X^2 - 0,6526X + 8,98 \times 10^{-4} = 0$

X=

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4a.c}}{2a}$$

5. La constante de equilibrio Kc para la reacción es de $2,18X10^{6}$ a 730°C. Comenzando con 3,20 moles de HBr en un recipiente de reacción de 2,5L, Calcule las concentraciones de H_2, Br_2 y HBr en el equilibrio.

$$H_2(g) + Br_2(g) \leftrightarrow 2HBr$$

7. Suponga que las concentraciones de H2, I2 y HI son 0,500M, 0,250 M y 0,125M, respectivamente, para la reacción presentada. La constante de equilibrio para el sistema fue de 54,3 a 300°C. Calcule las concentraciones en el equilibrio de estas especies.

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

Ejercicio:

Considere la reacción del ejemplo 14.9. Empezando con una concentración de 0.040 *M* para HI, calcule las concentraciones de HI, H_2 e I_2 en el equilibrio. *Kc* = 54,3

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

Suponga que las concentraciones iniciales de H_2, I_2 y HI son 0.00623 *M*, 0.00414 *M* y 0.0224 *M*, respectivamente, para la misma reacción y temperatura descritas en el ejemplo 14.9. Calcule las concentraciones en el equilibrio de estas especies. *Kc* = 54,3

RECORDED WITH SCREENCAST MATIC

La constante de equilibrio (K_c) para la reacción

$$Br_2(g) \rightleftharpoons 2Br(g)$$

es 1.1×10^{-3} a 1 280°C. Si las concentraciones iniciales son $[Br_2] = 6.3 \times 10^{-2}$ *M* y $[Br] = 1.2 \times 10^{-2}$ *M*, calcule las concentraciones de estas especies en el equilibrio.

Importante

Una propiedad muy útil de la constante de equilibrio K_c es la expresada por los equilibrios múltiples, de manera que si podemos decir que una reacción se puede expresar como la suma de otras dos o más, entonces la K_c de la reacción global es el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.

Reacción 3 = reacción 1 + reacción 2

$$K_c\,(3) = K_c\,(1) \cdot K_c\,(2)$$

1. Un matraz de reacción contiene NH_3, N_2 Y H_2 en equilibrio a cierta temperatura. Las concentraciones en el equilibrio son $[NH_3]$ = 0,25M, $[N_2]$ = 0,11M, y $[H_2]$= 1,91 M. Calcule la constante de equilibrio, Kc, para la síntesis del amoniaco si la reacción se representa como:

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

b. $\frac{1}{2}\,N_2\,(g) + 3/2\,H_2(g) \leftrightarrow NH_3(g)$

$$Kc = \frac{[NH_3]^2 * [NH_3]}{[N_2]\,[H_2]^3 * [N_2]^{1/2}\,[H_2]^{3/2}} =$$

$$Kc = \frac{[0,25]^2 * [0,25]}{[0,11]\,[1,91]^3 * [0,11]^{1/2}\,[1,91]^{3/2}} =$$

Kca = 0,082

Kcb = 0,285

K = 0,082 * 0,285

Kc = 0,023

$$Kc = \frac{[0,25]^3}{[0,11]^{3/2}\,[1,91]^{9/2}} =$$

Kc = 0,023

El **grado de disociación** de un proceso químico es el cociente entre el número de moles disociados entre el número total de moles iniciales.

$$\alpha = \frac{x}{C} * 100\% \qquad \frac{\#\ moles\ disociadas}{\#\ moles\ iniciales} * 100\%$$

- En un matraz de 2L de capacidad se introducen 0,42 moles de N y 0,84 moles de H. Cuando se calienta a 527°C y se alcanza el equilibrio, se encuentra que se han formado 0,06 moles de NH3, según el equilibrio. Calcule la concentración en el equilibrio para todos los compuestos y su grado de disociación.

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

En un matraz de 2L de capacidad se introducen 0,42 moles de N y 0,84 moles de H. Cuando se calienta a 527°C y se alcanza el equilibrio, se encuentra que se han formado 0,06 moles de NH3, según el equilibrio. Calcule la concentración en el equilibrio para todos los compuestos y su grado de disociación.

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

i	0,42 mol	0,84mol	-
rx	-X	-3X	2X
Eq	0,42 –X	0,84-3X	2X
	0,42-0,03	0,84-3(0,03)	
	0,39	0,75	0,06

2X = 0,06 mol

X = 0,06/2

X = 0,03

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

i	0,42 mol	0,84mol	-
rx	-0,03	- 3(0,03)	2(0,03)
Eq	0,42-0,03	0,84-0,09	0,06
Eq	0,39	0,75	0,06

$$\alpha N_2 = \frac{0,03}{0,42} * 100 = 7,14\%$$

$$\alpha H_2 = \frac{0,09}{0,84} * 100 = 10,7\%$$



GRACIAS

Línea de atención al ciudadano: 018000 910270
Línea de atención al empresario: 018000 910682

@SENAcomunica

www.sena.edu.co