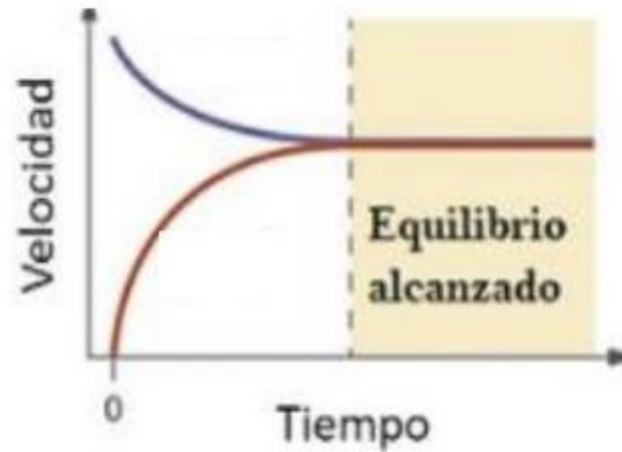
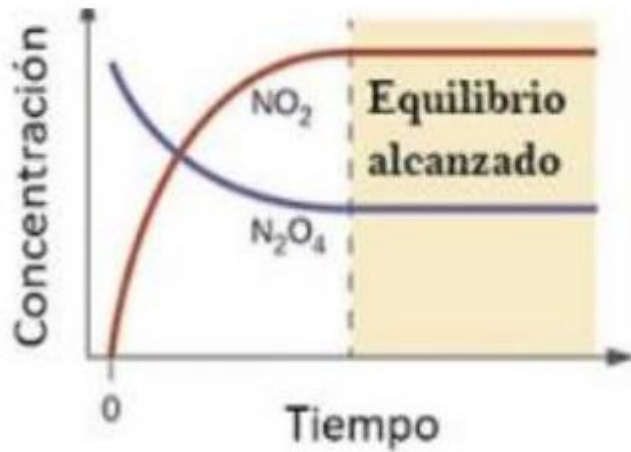
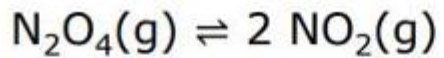


# Equilibrio Químico



$$V_{\text{directa}} = k_1[\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$V_{\text{inversa}} = k_{-1}[\text{NO}_2]^2$$

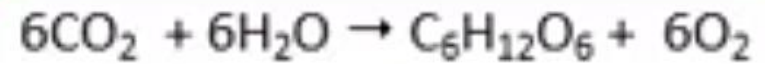
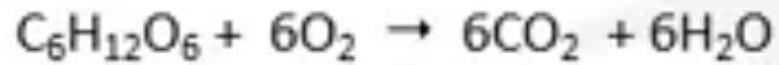
$$V_{\text{directa}} = V_{\text{inversa}}$$

$$k_1[\text{N}_2\text{O}_4] = k_{-1}[\text{NO}_2]^2$$

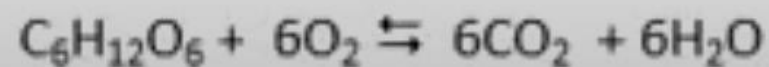
$$k_1/k_{-1} = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$K_{\text{eq}} = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

- Reacciones reversibles
- Sistema cerrado
- Velocidades ya no cambian
- Las concentraciones ya no cambian (pero sigue la reacción)
- A las concentraciones al equilibrio se les conoce como "mezcla de equilibrio"
- Al equilibrio la relación entre los reactivos y productos a una temperatura específica, es igual a una constante
- Depende de la estequiometría de la reacción

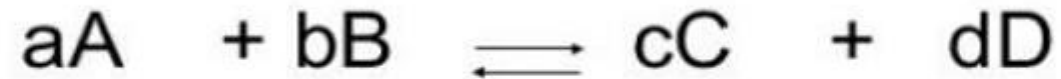


En estas reacciones el camino de ida es diferente al camino de regreso **“son caminos diferentes”**  
Son Reacciones irreversibles, no son proceso dinámicos



# La Ley de Acción de Masas

Supongamos una reacción general



Su constante de equilibrio vendrá dada por

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

- Esta relación se le conoce “expresión de la constante de equilibrio” o “constante de equilibrio”
- $K_c$  (concentración Molar) o  $K_p$  (presiones parciales)
- Solo depende de la reacción específica y de la temperatura

# Ley de los Gases Ideales

$$PV = nRT$$

Donde:

T= Temperatura K

P= Presion atm

V= Volumen L

n= Numero de moles

R= Constante de los gases ideales

0.082 L.atm/(mol.K)

## Relación entre $K_c$ y $K_p$

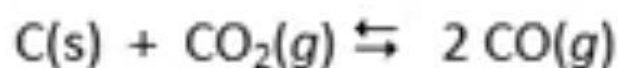
$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot RT = [A] \cdot RT \qquad P_B = \frac{n_B}{V} \cdot RT = [B] \cdot RT$$

$$P_C = \frac{n_C}{V} \cdot RT = [C] \cdot RT \qquad P_D = \frac{n_D}{V} \cdot RT = [D] \cdot RT$$

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} = \frac{([C] \cdot RT)^c ([D] \cdot RT)^d}{([A] \cdot RT)^a ([B] \cdot RT)^b} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \cdot RT^{(c+d)-(a+b)}$$

$$\boxed{K_p = K_c \cdot RT^{\Delta n}}$$

Sea la siguiente ecuación química:



Escribe expresiones algebraicas para  $K_c$  y  $K_p$  y la relación que hay entre ellas:

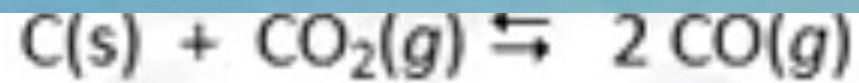
!!!**IMPORTANTE!!!** Siempre tener la ecuación química balanceada y que la ecuación tenga los estados de agregación

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

La concentración de los sólidos y líquidos puros es su valor de densidad y como esta tiene un valor constante independiente de la cantidad que se tenga, esta ya va incluido dentro del valor de la constante de equilibrio

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}$$

Solo se colocan las presiones parciales de las sustancias gaseosas



1 entidad gaseosa  
 $a = 1$

2 entidades gaseosas  
 $b = 2$

$$K_p = K_c(RT)^{(2-1)}$$

$$K_p = K_cRT$$

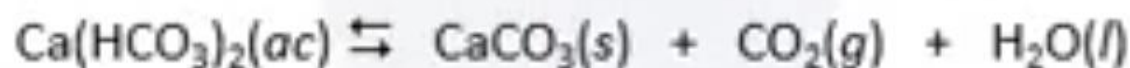
Sea la siguiente ecuación química:



Escribe expresiones algebraicas para  $K$  y  $K_p$  y la relación que hay entre ellas:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2]}$$

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$



0 entidades en fase gas  
 $a = 0$

1 entidad gaseosa  
 $b = 1$

$$K_p = K_c(RT)^{(b-a)}$$

$$K_p = K_c(RT)^{(1-0)}$$

$$K_p = K_cRT$$



## Principio de Le Châtelier

Cuando un sistema en equilibrio es perturbado, éste evoluciona a un nuevo equilibrio, contrarrestando parcialmente la perturbación introducida.

## Concentración

### **Si se añade reactivo/producto**

Éste tenderá a reaccionar para volver a conseguir el equilibrio y por lo tanto el sistema se desplazará hacia el lado contrario.

### **Si se extrae reactivo/producto**

Éste tenderá a formarse para volver a conseguir el equilibrio y por lo tanto el sistema se desplazará hacia su formación.

## Presión o volumen

De acuerdo a la **ley de Boyle-Mariotte**, la presión y el volumen son inversamente proporcionales: a mayor presión menor volumen y viceversa  $\rightarrow pV = \text{constante}$ .

**Al aumentar la presión (disminuir el volumen)**

El sistema se desplazará de forma que la presión disminuya, es decir, hacia donde haya menos moles de gas.

**Al disminuir la presión (aumentar el volumen)**

El sistema se desplazará de forma que la presión aumente, es decir, hacia donde haya más moles de gas.

# Temperatura

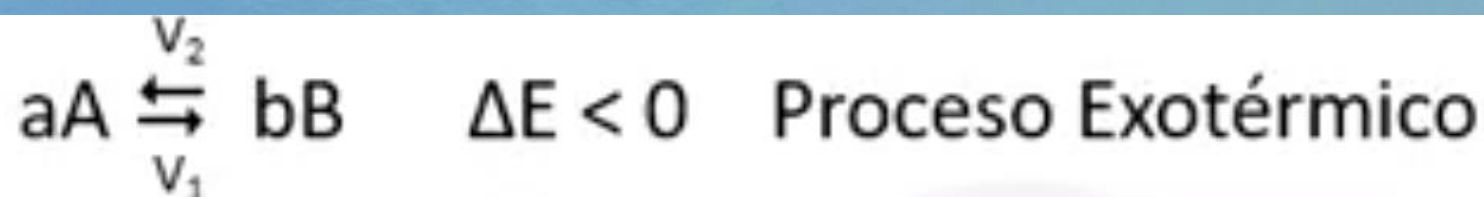
## Reacción exotérmica

En una reacción exotérmica (desprende calor) el aumento de la temperatura desplaza la reacción hacia reactivos y una disminución de la temperatura la desplaza hacia productos.

## Reacción endotérmica

En una reacción endotérmica (absorbe calor) el aumento de la temperatura desplaza la reacción hacia productos y una disminución de la temperatura la desplaza hacia reactivos.

* Endotérmica	Reactivos + calor	$\rightleftharpoons$	productos	$\Delta H > 0$
* Exotérmica	Reactivos	$\rightleftharpoons$	productos + calor	$\Delta H < 0$
Endotérmica	$\uparrow T$	$\therefore$	$K \uparrow$	
Exotérmica	$\uparrow T$	$\therefore$	$K \downarrow$	



Indicar si el valor numérico de la constante de equilibrio aumenta o disminuye al subir la temperatura

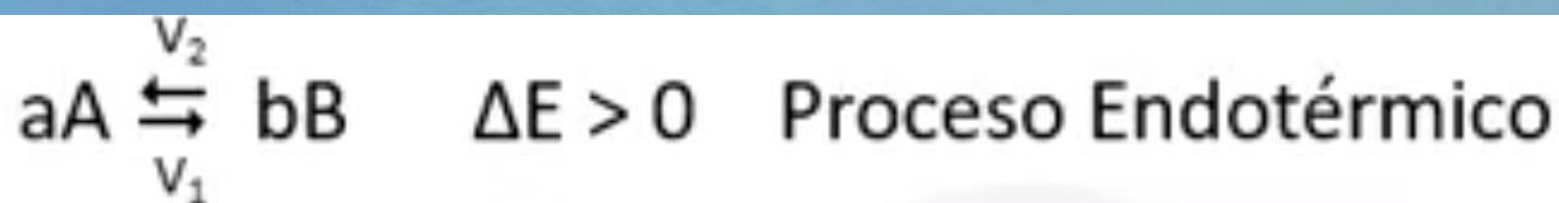
$T \uparrow$  Explicación:  $aA \rightleftharpoons bB + Q$  se coloca Q como producto

←  $V_2 > V_1$  por lo que se favorece reactivos

$$V_1 = k_1[A]^a \quad V_2 = k_2[B]^b$$

Como  $V_2 > V_1$  entonces  $k_2 > k_1$

Y como  $K_c = \frac{k_1}{k_2}$  el valor de K disminuye



Indicar si el valor numérico de la constante de equilibrio aumenta o disminuye al bajar la temperatura

T ↓ Explicación:  $Q + aA \rightleftharpoons bB$  se coloca Q como reactivo

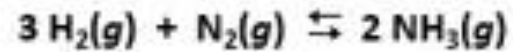
←  $V_2 > V_1$  por lo que se favorece reactivos

$$V_1 = k_1[A]^a \quad V_2 = k_2[B]^b$$

Como  $V_2 > V_1$  entonces  $k_2 > k_1$

Y como  $K_c = \frac{k_1}{k_2}$  el valor de K disminuye

La reacción que ocurre entre el nitrógeno y el hidrógeno para dar amoníaco está representada por la siguiente ecuación:



si esta reacción se inicia con una mol de  $\text{H}_2(\text{g})$  y  $\text{N}_2(\text{g})$ , en un reactor de 500 mL a 600 K, escribe una expresión matemática que muestre el calculo de la constante de equilibrio

Calculo de concentraciones iniciales:

$$[\text{H}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

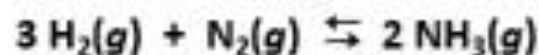
	$3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$		
Inicio	2 mol/L	2 mol/L	
Reacciona	3 X	X	
Se Forma			2 X
Final o en el Equilibrio	2 - 3 X	2 - X	2 X

$$X = \text{mol/L}$$




$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}$$

$$K_c = \frac{(2 X)^2}{(2 - 3 X)^3 (2 - X)}$$

La reacción que ocurre entre el nitrógeno y el hidrógeno para dar amoníaco está representada por la siguiente ecuación:



Esta se lleva a cabo en un reactor de 0.5 L a 600 K. Se determinó que al equilibrio se tiene 1 mol de  $\text{H}_2(g)$ , 1 mol de  $\text{N}_2(g)$  y 5 mol de  $\text{NH}_3(g)$ . Se perturba el equilibrio añadiendo 0.3 mol de  $\text{H}_2(g)$ . Escribe una expresión matemática que muestre el cálculo de la constante de equilibrio


	$\text{H}_2(g)$	$\text{N}_2(g)$	$\text{NH}_3(g)$
<b>Equilibrio</b> 	1 mol	1 mol	5 mol
<b>Perturbación del Equilibrio</b> 	0.3 mol		
<b>Nuevo inicio</b> 	1.3 mol	1 mol	5 mol

$$[\text{H}_2] = \frac{1.3 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2.6 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{5 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 10 \text{ mol/L}$$

Se adicionó  $\text{H}_2$  (reactivo)



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}$$




	$3 \text{H}_2(g) + \text{N}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$		
Inicio	2.6 mol/L	2 mol/L	10 mol/L
Reacciona	3 X	X	
Se Forma			2 X
Final o en el Equilibrio	2.6 - 3 X	2 - X	10 + 2 X

$$K_c = \frac{(10 + 2 X)^2}{(2.6 - 3 X)^3 (2 - X)}$$

La reacción que ocurre entre el nitrógeno y el hidrógeno para dar amoníaco está representada por la siguiente ecuación:



Esta se lleva a cabo en un reactor de 0.5 L a 600 K. Se determinó que al equilibrio se tiene 1 mol de  $\text{H}_2(g)$ , 1 mol de  $\text{N}_2(g)$  y 5 mol de  $\text{NH}_3(g)$ . Se perturba el equilibrio añadiendo 0.5 mol de  $\text{NH}_3(g)$ . Escribe una expresión matemática que muestre el cálculo de la constante de equilibrio

	$\text{H}_2(g)$	$\text{N}_2(g)$	$\text{NH}_3(g)$		$3 \text{H}_2(g) + \text{N}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$
<b>Equilibrio</b> 	1 mol	1 mol	5 mol		
<b>Perturbación del Equilibrio</b> 			0.5 mol		
<b>Nuevo inicio</b> 	1 mol	1 mol	5.5 mol		
				<b>Inicio</b>	2 mol/L    2 mol/L    11 mol/L
				<b>Reacciona</b>	2 X
				<b>Se Forma</b>	3 X    X
				<b>Final o en el Equilibrio</b>	2 + 3 X    2 + X    11 - 2 X

$$[\text{H}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{5.5 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 11 \text{ mol/L}$$

Se adicionó  $\text{NH}_3$  (producto)



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}$$

$$K_c = \frac{(11 - 2 X)^2}{(2 + 3 X)^3 (2 + X)}$$

Se tiene la siguiente ecuación química:



En un reactor de 2 L se colocan 0.35 mol de  $\text{CO}(g)$  y 0.40 mol de  $\text{H}_2\text{O}(g)$ . Se calienta el reactor a  $400^\circ\text{C}$ , se alcanza el equilibrio y quedan 0.19 mol de  $\text{CO}(g)$ . ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ ?  
¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_p$ ?

	$\text{CO}(g)$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(g)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_2(g)$	$+$	$\text{H}_2(g)$
Inicio	0.35 mol		0.40 mol				
Reacciona	0.16 mol		0.16 mol				
Se Forma					0.16 mol		0.16 mol
Final o en el Equilibrio	0.19 mol		0.24 mol		0.16 mol		0.16 mol

Se forma:

$$\text{mol CO}_2 = 0.16 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CO}} = 0.16 \text{ mol CO}_2$$

$$\text{mol H}_2 = 0.16 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CO}} = 0.16 \text{ mol H}_2$$

Para el  $\text{H}_2\text{O}$ :

mol inicial - mol reacciona = mol final o en equilibrio

$$0.40 \text{ mol} - 0.16 \text{ mol} = 0.24 \text{ mol H}_2\text{O}$$

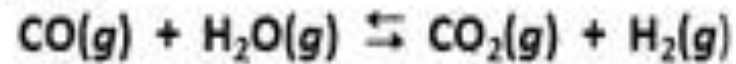
mol inicial - mol final o en equilibrio = mol que reacciona

$$0.35 \text{ mol} - 0.19 \text{ mol} = 0.16 \text{ mol CO}$$

$$\text{mol que reacciona de H}_2\text{O} = 0.16 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CO}} = 0.16 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{(0.16 \text{ mol})}{(2 \text{ L})} \cdot \frac{(0.16 \text{ mol})}{(2 \text{ L})}}{\frac{(0.19 \text{ mol})}{(2 \text{ L})} \cdot \frac{(0.24 \text{ mol})}{(2 \text{ L})}} = 0.5614$$

Se tiene la siguiente ecuación química:



En un reactor de 2 L se colocan 0.35 mol de  $\text{CO}(g)$  y 0.40 mol de  $\text{H}_2\text{O}(g)$ . Se calienta el reactor a  $400^\circ\text{C}$ , se alcanza el equilibrio y quedan 0.19 mol de  $\text{CO}(g)$ . ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ ?  
¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_p$ ?

$$T = 400^\circ\text{C} + 273.15 = 673.15 \text{ K}$$

$$K_c = 0.5614$$

$$K_p = K_c (RT)^{b-a} = (0.5614) \left( (0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}) (673.15 \text{ K}) \right)^{(2-2)} = 0.5614$$

Se tiene la siguiente ecuación química:



Se colocan en un cilindro de capacidad de 10 L, 12.0798 atm de  $I_2(g)$  y se calienta a 1200 °C. Al alcanzar el equilibrio se tiene un porcentaje de conversión del 5 % ¿calcula el valor de  $K_p$ ? ¿Calcula el valor de  $K_c$ ?

	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2I(g)$
Inicio	12.0798 atm		
Reacciona	0.604 atm		
Se Forma			1.208 atm
Final o en el Equilibrio	11.4758 atm		1.208 atm

$$\text{Grado de Conversión} = \frac{\text{lo que reaccionó}}{\text{Lo inicial}}$$

$$\text{Grado de Conversión} * \text{Lo inicial} = \text{Lo que reaccionó}$$

$$0.05 * 12.0798 \text{ atm} = 0.604 \text{ atm } I_2$$

Se forma:

$$\text{atm } I = 0.604 \text{ atm } I_2 * \frac{2 \text{ atm } I}{1 \text{ atm } I_2} = 1.208 \text{ atm } I$$

Para el  $I_2$ :

Presión inicial - Presión reacciona = Presión final o en equilibrio

$$12.0798 \text{ atm} - 0.604 \text{ atm} = 11.4758 \text{ atm } I_2$$

Porcentaje de conversión = Grado de Conversión

100

5

= 0.05

100

$$K_p = \frac{P_I^2}{P_{I_2}} = \frac{(1.208 \text{ atm})^2}{(11.4758 \text{ atm})} = 0.1272$$

$$K_p = K_c(RT)^{b-a} \quad T = 1200 \text{ °C} + 273.15 = 1473.15 \text{ K}$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{b-a}} = \frac{0.1272}{((0.082) (1473.15))^{(2-1)}} = 1.053 \times 10^{-3}$$

Para la siguiente ecuación química, el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  es de 4.4775 a 400 °C (dato que se obtiene con presiones parciales en unidades de  $kPa$ )



Se carga un cilindro de 25 L a 400 °C con  $\text{COCl}_2(g)$  a una presión inicial de 2.2145 atm ¿Cuáles son las presiones en atmósferas al equilibrio de todas las especies? ¿Cuáles son las concentraciones al equilibrio mol/L de todas las especies? ¿Cuál es el grado de conversión de la reacción química?

	$\text{COCl}_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicio	2.2145 atm				
Reacciona	X				
Se Forma			X		X
Final o en el Equilibrio	2.2145 - X		X		X

X = presión (atm)

$$\frac{[\text{presión}][\text{presión}]}{[\text{presión}]} = [\text{presión}]$$

$$4.4775 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101.325 \text{ kPa}} = 0.0442 \text{ atm}$$

Se forma:

$$P_{\text{CO}} = \cancel{X \text{ atm COCl}_2} + \frac{1 \text{ atm CO}}{\cancel{1 \text{ atm COCl}_2}} = X \text{ atm CO}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = \cancel{X \text{ atm COCl}_2} + \frac{1 \text{ atm Cl}_2}{\cancel{1 \text{ atm COCl}_2}} = X \text{ atm Cl}_2$$

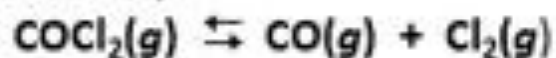
$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} = \frac{X \cdot X}{2.2145 - X} = \frac{X^2}{2.2145 - X} = K_p = 0.0442$$

$$X^2 = 0.0979 - 0.0442 X$$

$$X^2 + 0.0442 X - 0.0979 = 0$$

$$X = \frac{-(0.0442) \pm \sqrt{(0.0442)^2 - 4(1)(-0.0979)}}{2(1)} = \begin{cases} 0.2916 \\ -0.3357 \end{cases}$$

Para la siguiente ecuación química, el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  es de 4.4775 a 400 °C (dato que se obtiene con presiones parciales en unidades de  $kPa$ )



$$T = 400 \text{ }^\circ\text{C} + 273.15 = 673.15 \text{ K}$$

Se carga un cilindro de 25 L a 400 °C con  $\text{COCl}_2(g)$  a una presión inicial de 2.2145 atm ¿Cuáles son las presiones en atmósferas al equilibrio de todas las especies? ¿Cuáles son las concentraciones al equilibrio mol/L de todas las especies? ¿Cuál es el grado de conversión de la reacción química?

	$\text{COCl}_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicio	2.2145 atm				
Reacciona	0.2916				
Se Forma			0.2916		0.2916
Final o en el Equilibrio	2.2145 - 0.2916		0.2916		0.2916

$$[\text{COCl}_2] = \frac{(1.9229 \text{ atm})}{\left(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}\right)(673.15 \text{ K})} = 0.0348 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = \frac{(0.2916 \text{ atm})}{\left(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}\right)(673.15 \text{ K})} = 5.28 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$P_{\text{CO}} = 0.2916 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0.2916 \text{ atm}$$

$$P_{\text{COCl}_2} = 2.2145 - 0.2916 = 1.9229 \text{ atm}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{(0.2916 \text{ atm})}{\left(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}\right)(673.15 \text{ K})} = 5.28 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Para la siguiente ecuación química, el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  es de 4.4775 a 400 °C (dato que se obtiene con presiones parciales en unidades de  $kPa$ )



Se carga un cilindro de 25 L a 400 °C con  $\text{COCl}_2(g)$  a una presión inicial de 2.2145 atm ¿Cuáles son las presiones en atmósferas al equilibrio de todas las especies? ¿Cuáles son las concentraciones al equilibrio mol/L de todas las especies? ¿Cuál es el grado de conversión de la reacción química?

	$\text{COCl}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{Cl}_2(g)$
Inicio	0.0401 mol/L
Reacciona	X
Se Forma	X      X
Final o en el Equilibrio	0.0401 - X

Se forma:

$$[\text{CO}] = X \text{ mol/L} \cancel{\text{COCl}_2} + \frac{1 \text{ mol/L CO}}{1 \text{ mol/L} \cancel{\text{COCl}_2}} = X \text{ mol/L CO}$$

$$[\text{Cl}_2] = X \text{ mol/L} \cancel{\text{COCl}_2} + \frac{1 \text{ mol/L Cl}_2}{1 \text{ mol/L} \cancel{\text{COCl}_2}} = X \text{ mol/L Cl}_2$$

$$[i] = \frac{P_i}{RT}$$

$$T = 400 \text{ °C} + 273.15 = 673.15 \text{ K}$$

$$[\text{COCl}_2] = \frac{(2.2145 \text{ atm})}{(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(673.15 \text{ K})} = 0.0401 \text{ mol/L}$$

$$X = [i] \text{ (mol/L)}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{X \cdot X}{0.0401 - X} = \frac{X^2}{0.0401 - X} = K_c$$

$$K_P = K_C(RT)^{b-a} \quad K_C = \frac{K_P}{(RT)^{b-a}} = \frac{4.4775}{\left(\left(8.3145 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}\right)(673.15 \text{ K})\right)^{1-1}}$$

$$K_c = 0.0008$$

$$\frac{X^2}{0.0401 - X} = 0.0008$$

$$X^2 = 3.2082 \times 10^{-5} - 0.0008X$$

$$X^2 + 0.0008X - 3.2082 \times 10^{-5} = 0$$

$$X = \frac{-(0.0008) \pm \sqrt{(0.0008)^2 - 4(1)(-3.2082 \times 10^{-5})}}{2(1)} = \begin{cases} 5.28 \times 10^{-3} \\ -6.08 \times 10^{-3} \end{cases}$$

	$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
Inicio	0.0401 mol/L
Reacciona	$5.28 \times 10^{-3}$
Se Forma	$5.28 \times 10^{-3}$ $5.28 \times 10^{-3}$
Final o en el Equilibrio	0.0401 - X $5.28 \times 10^{-3}$ $5.28 \times 10^{-3}$

$$[\text{CO}] = 5.28 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = 5.28 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{COCl}_2] = 0.0401 - 5.28 \times 10^{-3} = 0.0348 \text{ mol/L}$$

$$\text{Grado de Conversión} = \frac{\text{lo que reaccionó}}{\text{Lo inicial}}$$

o Grado de disociación

$$= \frac{5.28 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{0.0401 \text{ mol/L}} = 0.1317$$

$$= \frac{0.2916 \text{ atm}}{2.2145 \text{ atm}} = 0.1317$$

$$\text{Porcentaje de Conversión} = \frac{\text{Grado de Conversión}}{\text{o Grado de disociación}} * 100$$

o Porcentaje de disociación

$$\text{Porcentaje de Conversión} = 13.17 \%$$

o Porcentaje de disociación

• Magnitud de  $K_c$

$K > 1$  La mezcla de equilibrio contiene principalmente productos, se dice que el equilibrio está "desplazado a la derecha"

$K < 1$  " reactivos, " "desplazado a la izquierda"

## Predicción del sentido de la reacción

\*  $Q$  = cociente de reacción, valor que se obtiene al sustituir el valor de concentraciones o presiones parciales (en cualquier momento de una reacción) en la expresión de la constante de equilibrio

\*  $Q_p$  y  $Q_c$

\* Comparar los valores de  $K_c$  o  $K_p$  con  $Q_c$  y  $Q_p$

⑥  $Q = K$  El sistema ya está en equilibrio

$Q > K$  La concentración de productos es alta  
La reacción se desplaza de derecha a izquierda para aproximarse al equilibrio

$Q < K$  " baja  
" izquierda a derecha "