

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN					
	NOMBRE ALUMNA:					
	ÁREA / ASIGNATURA: Química					
	DOCENTE: Fabio Paredes					
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
	3	Control	11	1		

Objetivos:

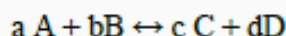
- Describir el concepto de equilibrio químico en términos de una reacción reversible.
- Expresar la constante de equilibrio de una reacción química y predecir de acuerdo a su valor en qué sentido evolucionará la misma.
- Aplicar el Principio de Le Chatelier para pronosticar el desplazamiento del equilibrio con un cambio de presión, de temperatura o de concentración
- Determinar el orden y la ley de velocidad.

Desarrollar la guía en tu cuaderno.

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

En el año 1867, los científicos Guldberg y Waage lograron interpretar algunas reacciones químicas elementales, estableciendo que el equilibrio químico es el estado que el sistema alcanza cuando las velocidades de reacción directa e inversa son iguales.

Suponga la siguiente reacción reversible:



Por lo tanto, la relación entre las concentraciones de los reactantes y productos, se denomina constante de equilibrio.

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

Esta expresión matemática deducida por Guldberg y Waage se le denomina ley de acción de las masas. Esta ley establece que: “para una reacción reversible y en equilibrio, el producto de las concentraciones molares de los productos dividida por el producto de las concentraciones molares de los reactantes, elevadas todas las concentraciones a un exponente igual a su coeficiente estequiométrico, tiene un valor constante, K_c , a una temperatura determinada”; y si ésta cambia, también cambia el valor de la constante de equilibrio.

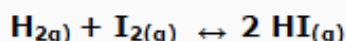
bioquímica es la ciencia de la vida. Todos nuestros procesos de la vida, caminar, hablar, moverse o alimentarse. – Aaron Ciechanover

INTERPRETACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

- Si la constante de equilibrio es mayor que 1, indica que la concentración molar de los reactantes, $[R]_{eq}$, es menor que la concentración molar de los productos, $[P]_{eq}$. Por lo tanto, el estado de equilibrio químico está desplazado a favor de los productos.
- Si la constante de equilibrio es igual a 1, indica que la concentración molar de los reactantes, $[R]_{eq}$, es igual a la concentración molar de los productos, $[P]_{eq}$. Por lo tanto, no hay desplazamiento en el estado de equilibrio. Es un estado hipotético ideal.
- Si la constante de equilibrio es menor que 1, indica que la concentración molar de los reactantes, $[R]_{eq}$, es mayor que la concentración molar de los productos, $[P]_{eq}$. Por lo tanto, el estado de equilibrio químico está desplazado a favor de los reactantes.

EJERCICIO RESUELTO

Se ha estudiado el siguiente proceso que alcanza el estado de equilibrio químico a la temperatura de 430 °C:



Cuando se adicionó 1,0 mol de hidrógeno gaseoso (H_2) y 1,0 mol de yodo gaseoso (I_2) a un recipiente de acero inoxidable cuyo volumen es de 1 L, se generaron 0,5 mol de yoduro de hidrógeno (HI) en el equilibrio. Al respecto, calcule:

- 1) Las concentraciones molares de las sustancias reaccionantes en el estado de equilibrio
- 2) La constante de equilibrio para la reacción.

DESARROLLO

De la reacción, se puede establecer que:

	$H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2 HI_{(g)}$		
Concentración inicial:	1M	1M	0
Coef. De reacción :	x	x	2x
Concentración en equilibrio:	1- x	1- x	2x

Nos dan como información que se forman 0,5 moles de HI y como el volumen es 1 L, la concentración molar es 0,5 mol/L.

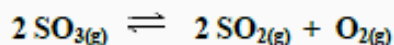
Por lo tanto, $2x = 0,5$ eso indica que $x = 0,25$ M

Respondiendo la parte 1) en el equilibrio : $[H_2] = 0,75$ M $[I_2] = 0,75$ M $[HI] = 0,5$ M

Respondiendo 2) $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ $K_c = \frac{(0,5)^2}{(0,75)(0,75)}$ $K_c = 0,4$

RELACIÓN ENTRE LAS CONSTANTES K_c Y K_p

Si se plantea la expresión para la constante de equilibrio en una reacción en fase gaseosa es factible incluir los términos en unidades de concentración o bien considerar a las sustancias en términos de la presión que ejercen en la reacción. De este modo, si la reacción es:



Las expresiones para K_c y K_p serán:

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

Donde P_x corresponde a la presión parcial de reactivos o productos, según corresponda. Ambas expresiones se relacionan en la siguiente expresión :

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

Donde R es la constante universal de los gases ($0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), T es la temperatura del sistema en grados Kelvin y Δn corresponde al diferencial de moles de gases que participan en la reacción (moles de productos – moles de reactantes). Así en la reacción descrita anteriormente:



$$K_p = K_c (RT)^{3-2}$$

$$K_p = K_c (RT)^1$$

ACTIVIDAD 1:

Desarrollar los ejercicios en el cuaderno.

1) Escribe la K_p y K_c para las siguientes reacciones en equilibrio:

- a) $3 \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{O}_{3(g)}$
- b) $2 \text{NO}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- c) $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2_{(g)}$
- d) $2 \text{H}_2\text{S}_{(g)} + 3 \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{SO}_{2(g)}$
- e) $\text{PCl}_{5(g)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

2) En la condición de equilibrio de la reacción; $\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(g)}$, las concentraciones de cada especie son; $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 3,45 \text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0,25 \text{ M}$ y $[\text{H}_2\text{S}] = 1,24 \text{ M}$. Determine el valor de la K_c

3) La constante de equilibrio: $3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ a 150°C y 200 atm es $0,55$.

A) ¿Cuál es la concentración de amoníaco cuando las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio $0,20 \text{ mol/L}$ y $0,10 \text{ mol/L}$ respectivamente?

B) Determinar K_p

4) Una muestra de 2 moles de HI se introducen en un recipiente de 5 litros. Cuando se calienta el sistema hasta una temperatura de 900K , el HI se disocia según la reacción gaseosa:



Cuya constante es $K_c = 3,8 \times 10^{-2}$. Determina el grado de disociación del HI .

5) Para la reacción, $3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$, en un tambor de 10 litros, se logra el equilibrio cuando existen 2 moles de H_2 , 4 moles de N_2 y 5 moles de NH_3 . Determine la concentración molar de cada especie y el valor de la K_c .