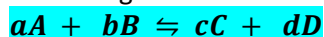


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTIN GUTIERREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: DÉCIMO	Periodo: 4
	EQUILIBRIO QUÍMICO		
			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTANDAR: Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.		DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.	
DESEMPEÑOS:		EVALUACIÓN.	
PARA APRENDER: explico la relación entre la magnitud de la constante de equilibrio y el desplazamiento de una reacción.		<ul style="list-style-type: none"> ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes 	
PARA HACER: determinar la constante de equilibrio de varias reacciones		Fuentes de consulta o material de apoyo	
PARA SER: Aplica los conocimientos a situaciones de la vida cotidiana y los valora como fuente de apoyo en su calidad de vida.		https://www.youtube.com/watch?v=ZjHgaeD8Imk	
PARA CONVIVIR: Utiliza adecuadamente los códigos de comunicación con sus compañeros y docentes.		equilibrio químico.	

EQUILIBRIO QUÍMICO

En la mayoría de las reacciones químicas, los reactivos no se consumen completamente y mantiene una dinámica entre estos y los productos. Cuando las reacciones se producen en ambas direcciones se denominan **reacciones reversibles**. Los reactivos forman los productos y los productos forman reactivos. Una reacción reversible puede representarse de la siguiente manera.



Donde las letras mayúsculas representan las fórmulas de un reactivo, y las minúsculas, los coeficientes. La doble flecha indica que la reacción es reversible y que pueden producirse simultáneamente de reactivos a productos y de productos a reactivos

El equilibrio químico es un proceso dinámico, que se establece en las reacciones reversibles cuando la velocidad de la reacción hacia la derecha y hacia la izquierda son iguales, existe entonces una constante de equilibrio que se representa con la letra k .

$$k = \frac{[\text{concentración de productos}]}{[\text{concentración de reactivos}]}$$

Para escribir la expresión de la constante de equilibrio, las concentraciones deben expresarse en **molaridad**; $M=n/l$; y en medio de corchetes [], la letra k es la constante para la reacción en equilibrio.

La constante de equilibrio será: $k = \frac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b[C]^c}$

Uno de los aspectos que muestra la constante de equilibrio es la dirección en que se favorece la reacción, es decir, indica si la reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos.

De esta manera:

- Cuando K_{eq} es mayor que 1 ($k_{eq} > 1$) el equilibrio se desplazará hacia derecha, favoreciendo la formación de productos.
- Cuando K_{eq} es menor que 1 ($k_{eq} < 1$) el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, favoreciendo la formación de reactivos.

Ejemplo: Para la siguiente ecuación, escriba una expresión de su constante de equilibrio

$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ se pide una expresión de K , antes de escribir la expresión debe balancearse la ecuación.

$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$, la constante de equilibrio será: $k = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$

ACTIVIDAD 1. Para cada uno de los siguientes casos, escribir la expresión de K .

- $H_2 + I_2 \rightleftharpoons HI$
- $NO_2 + CO \rightleftharpoons NO + CO_2$
- $SO_2 + O_2 \rightleftharpoons SO_3$
- $H_2SO_3 \rightleftharpoons SO_2 + H_2O$

Ejemplo: Calcular el valor de la constante de equilibrio para la reacción de descomposición de HI a partir de las siguientes concentraciones en una mezcla en equilibrio.

$[HI] = 0.54 \text{ n/L}$; $[H_2] = 1.72 \text{ n/L}$; $[I] = 1.72 \text{ n/L}$

la ecuación balanceada: $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$

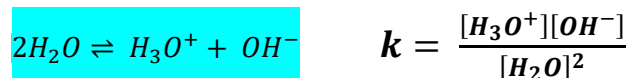
la constante de equilibrio: $k = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{[1,72][1,72]}{[0,54]^2} = 10.14$

Como la constante es mayor que 1, el equilibrio favorece la formación de productos.

ACTIVIDAD 2. Realizar los procedimientos necesarios para llegar a la respuesta, sea ordenado en los planteamientos que realiza

1. Determinar el valor de K , en un proceso de obtención del NH_3 en equilibrio, donde se encontraron las siguientes concentraciones: $[NH_3] = 0.226$; $[H_2] = 0.840$; $[N_2] = 1.204$ ¿Cuál es la dirección en que se moverá la reacción para alcanzar el equilibrio?
2. Calcule el valor de la constante de equilibrio K para la reacción: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ sí en el equilibrio, a una temperatura dada hay 2.5 moles de N_2 , 3.5 moles de O_2 y 0.05 moles de NO_2 en un recipiente de 0.75 L. ¿Cuál es la dirección en que se moverá la reacción para alcanzar el equilibrio?
3. Para la reacción $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$, se encontró que en un vaso de 1 litro se alcanza el estado de equilibrio cuando el vaso contiene 0,4 moles de SO_2 , 0,6 moles de O_2 y 1,2 moles de SO_3 . ¿Cuál es la constante de equilibrio? ¿Cuál es la dirección en que se moverá la reacción para alcanzar el equilibrio?

IONIZACIÓN DEL AGUA: el agua pura posee una reducida capacidad para conducir la electricidad, por lo que se clasifica como un electrolito débil. En el proceso de disociación del agua, algunas moléculas actúan como ácidos y otras como bases:



La proporción de moléculas disociadas es muy baja, por esta razón, la concentración de H_2O puede considerarse prácticamente constante, así que K depende únicamente de las concentraciones de los iones; así: $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$

Donde K_w es el producto iónico del agua. A una temperatura de $25^\circ C$ K_w tiene un valor de 1.0×10^{-14} dado que la concentración de iones $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en equilibrio es la misma, tenemos que:

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ de donde, } c = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Si: $[H_3O^+] > [OH^-]$ la solución será ácida;

sí $[H_3O^+] < [OH^-]$ la solución será básica;

sí $[H_3O^+] = [OH^-]$ la solución será neutra.

Ejemplo: calcular la concentración de iones $[H^+]$ de una solución de NH_4OH 0.010 M. Si la solución esta disociada en un 4.3% .

En este caso se trata de una solución básica, por lo que debemos calcular primero la concentración de $[OH^-]$, para luego determinar la $[H^+]$. La solución esta disociada en un $4,3\%$, es decir, por cada 100 moles de soluto, $4,3$ moles se encuentran disociadas. En este caso tenemos $0,010$ moles de NH_4OH , de las cuales, el $4,3 \%$ se han disociado:

$$X = \frac{0,01 \text{ moles} \times 4,3}{100} = 4,3 \times 10^{-4}$$

Según la expresión del producto iónico del agua: $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$, de donde reemplazando tenemos:

$$1 \times 10^{-14} = [H^+] [4,3 \times 10^{-4}]$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4,3 \times 10^{-4}} = 2,3 \times 10^{-11}$$

por lo que: $[H^+] = 2,3 \times 10^{-11}$

la concentración de $[H^+] < [OH^-]$ la solución será básica

ACTIVIDAD 3

Para cada uno de los siguientes casos, calcule $[OH^-]$ o $[H^+]$ según el caso y diga si la solución es ácida, neutra o básica.

- $[H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$
- $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-9}$
- $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$
- $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-4}$