INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO
Resoluciones Dptales. 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001
NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750
Bello – Antioquia

INSTRUCTIVOS QUÍMICA. UNDÉCIMO FESA 2021 **john.perez@virtual.edu.co** **https://meet.google.com/lookup/dw4wj3uegl**		
ASIGNATURA: QUÍMICA	**GRADO:** 11°	**FECHA:** Abril 19 de 2021
CONTENIDO TEMATICO: equilibrio químico, ley de equilibrio, principio de Le châtelier		
DOCENTE: John Jairo Perez		
OBSERVACIONES: Todo el proceso se realizará por medio de la plataforma ***ClassRoom***, con el correo institucional.		

EQUILIBRIO QUÍMICO

SEMANA DEL 19 AL 30 DE ABRIL

Objetivo de aprendizaje

- Explicar y reconocer los efectos que producen diferentes factores en el equilibrio químico.
- Describir la acción de los catalizadores en el equilibrio químico.
- Determinar e interpretar el valor de la constante de equilibrio en diversas reacciones químicas.
- Explicar el equilibrio químico en reacciones en las que intervienen catalizadores.

ACTIVIDAD

Resolver ***Individualmente*** los puntos propuestos en el presente documento, los cuales pueden hacerse y entregarse por medio de:

- en el cuaderno o en hojas de block de manera muy organizada y con letra legible, tomarle fotos con buena iluminación y buen enfoque y unirlas por medio de aplicación camscanner o similares.
- en cualquiera de los casos ***tiene*** haber una portada rigurosamente presentada

Subir el archivo a la plataforma ***ClassRoom*** dentro del plazo propuesto por el docente. En caso que el documento sea de gran tamaño subirlo a la nube, DropBox, OneDrive, Drive, ... para luego pegar el link en la plataforma ***ClassRoom***

Como apoyo al proceso, durante las asesorías semanales se darán explicaciones sobre los conceptos básicos y se resolverán dudas sobre la solución del taller mismo.

¿Por qué el estudio de los equilibrios químicos es parte de la química general? Los equilibrios químicos son importantes en todos los campos de la química, ingeniería, ciencias de la salud, geología, y en cualquier otro donde se aplique la química. Los equilibrios químicos controlan la disolución de piedra caliza en el agua del subsuelo, la formación de estalactitas y estalagmitas en las cavernas y la formación de depósitos en las ollas. La capacidad de la hemoglobina sanguínea para transportar oxígeno depende de los equilibrios químicos. La comprensión de los factores que determinan la composición de los sistemas en equilibrio ayuda a predecir los posibles cambios en los sistemas en equilibrio y permite controlar las reacciones. Por ejemplo, los ingenieros químicos eligen las condiciones de operación para una planta manufacturera con el fin de lograr el mayor rendimiento de producto al costo más bajo. Es necesario conocer los equilibrios químicos de manera cuantitativa para calcular cuánto producto se puede obtener de las reacciones que alcanzan el equilibrio.

REACCIONES REVERSIBLES Y EL ESTADO DE EQUILIBRIO

En las ecuaciones de las reacciones anteriormente trabajadas, podemos apreciar cómo los reactivos se van consumiendo hasta que su concentración llega a cero, mientras que paralelamente se van originando productos que, partiendo de cero, alcanzan su máxima concentración cuando los reactivos se han consumido. A este tipo de procesos en los que los reactantes o al menos uno de ellos se agotan se les denomina procesos irreversibles.

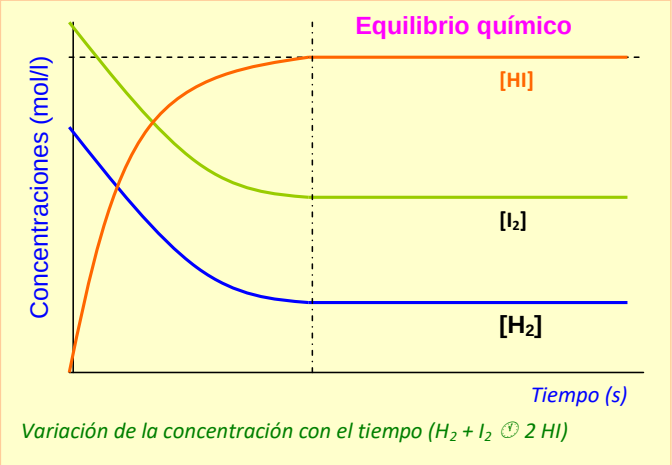

Figura 1. Sistema en equilibrio.

Los procesos reversibles son otro tipo de procesos químicos que nunca cesan de reaccionar, ya que a medida que se consumen los reactantes y se originan los productos, estos últimos se empiezan a descomponer dando origen nuevamente a los reactantes. En estos procesos después de cierto tiempo la velocidad de formación es igual a la velocidad de descomposición; sin embargo, es importante resaltar que una vez se ha alcanzado este equilibrio la reacción continúa desarrollándose, lo que la constituye en un equilibrio dinámico en el cual los dos cambios de dirección opuesta se compensan.

En el equilibrio químico (fig. 1.), no solo las velocidades directa e inversa de una reacción reversible se igualan, sino también, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.

LEY DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Para la reacción general $aA + bB + \ldots \leftrightarrows cC + dD + \ldots$

En el equilibrio se cumple que $\boxed{K=\frac{[C]^c[D]^d\ldots}{[A]^a[B]^b\ldots}}$

Esta expresión es conocida como ley de acción de masa o ley de equilibrio. Los corchetes indican concentraciones molares de las respectivas sustancias; k es una constante denominada constante de equilibrio, el valor de k a cualquier temperatura es independiente de la concentración inicial de reactivos y productos. Este valor es característico para una reacción específica y a una temperatura dada. A diferentes temperaturas, el valor de k es diferente.

La magnitud del valor de k nos indica la extensión en la cual una reacción se puede llevar a efecto. Así si k es grande ($k > 1$), la reacción hacia la derecha es prácticamente completa. Si k es pequeña ($k < 1$), la reacción hacia la izquierda es casi completa, es decir, la mezcla en equilibrio contiene principalmente los reactivos.

Ejemplos:

1. Escribir una expresión para la constante de equilibrio de cada una de los siguientes equilibrios homogéneos

$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ $\qquad K=\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$2O_3 \rightleftarrows 3O_2$ $\qquad K=\frac{[O_2]^3}{[O_3]^2}$

$6CH_2O \rightleftarrows C_6H_{12}O_6$ $\qquad K=\frac{[C_6H_{12}O_6]}{[CH_2O]^6}$

2. Se encontró que en un recipiente de reacción de capacidad de 1 L se había llegado al equilibrio con las siguientes cantidades de sustancias: 0.300 moles de CO, 0.200 moles de Cl_2 y 0.800 moles de $COCl_2$. Calcular el valor de la constante de equilibrio para esta reacción:

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows COCl_{2(g)}$$

$$K=\frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}=\frac{[0.800]}{[0.300][0.200]}=13.33$$

3. En un balón de 2 L, se tienen 2 mol de $H_{2(g)}$ y 2 mol de $I_{2(g)}$, a una temperatura de 454°C. Se desea calcular las concentraciones de todas las especies cuando se haya alcanzado el equilibrio, a esta temperatura. (K = 50,8).

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

De donde se deduce que la expresión de la constante de equilibrio es:

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

Reemplazando los datos que se tienen, se obtiene

$$50,8 = \frac{[2X]^2}{[1-X][1-X]}$$

Aplicando raíz cuadrada en ambos lados de la igualdad

$$\sqrt{50,8} = \sqrt{\frac{4X^2}{(1-X)^2}} \quad \text{de donde} \quad 7,12=\frac{2X}{(1-X)}$$

De donde hallamos que X = 0,78 mol/L

Con esta información se calcula la concentración en el equilibrio de todas las especies

$[H_2] = 1 – 0,78 = 0,22$ mol/L
$[I_2] = 1 – 0,78 = 0,22$ mol/L
$[HI] = 2*0,78 = 1,56$ mol/L

CARACTERISTICS DEL EQUILIBRIO

De lo anteriormente visto se puede deducir:

1. El estado de equilibrio se caracteriza porque sus propiedades macroscópicas (concentración de reactivos y productos, presión de vapor, etc.) no varían con el tiempo.
2. El estado de equilibrio no intercambia materia con el entorno.
3. El equilibrio es un estado dinámico en el que se producen continuas transformaciones, en ambos sentidos, a la misma velocidad, y por eso no varían sus propiedades macroscópicas.

4. La temperatura es la variable fundamental que controla el equilibrio.

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

La composición de un sistema en equilibrio puede verse afectado por ciertos factores externos que actúan sobre él, como la concentración de reactivos y productos, la variación en la temperatura y en la presión total del sistema.

Principio de Le Châtelier

A finales del siglo XIX, el químico francés **Henry le Châtelier** (1850-1936) postuló que *cuando en un sistema en equilibrio se modifica cualquiera de los factores mencionados, se afecta la velocidad de la reacción y el punto de equilibrio se desplaza en la dirección que tienda a contrarrestar el efecto primario de dicha alteración*.

Efecto de la concentración

Debe quedar claro que un cambio en las concentraciones de cualquiera de los compuestos presentes, afectan las concentraciones en el estado de equilibrio, más no la constante, *Ke*.

Cuando la concentración de una de las sustancias en un sistema en equilibrio se cambia, el equilibrio varía de tal forma que pueda compensar este cambio. Si a una reacción en equilibrio se le **aumenta la concentración** de una de las sustancias, el equilibrio se desplaza reaccionando químicamente en el sentido de consumirse la sustancia que se ha agregado. No obstante, si a una reacción química que está en equilibrio se le **disminuye la concentración** de una de las sustancias, el equilibrio se desplaza reaccionando químicamente en el sentido de producir la sustancia que se ha retirado.

Efecto de la Temperatura

La constante de equilibrio para una reacción se da para una determinada temperatura, de donde se deduce que un cambio en la misma tiene un efecto directo sobre *Ke* de la reacción.

Cuando se **aumenta la temperatura** en un sistema, el equilibrio se desplaza reaccionando químicamente en el sentido de la reacción que absorbe energía térmica, es decir, favoreciendo a la **reacción endotérmica**

Cuando se **disminuye la temperatura** en un sistema, el equilibrio se desplaza reaccionando químicamente en el sentido de la reacción que desprende energía térmica, es decir, favoreciendo a la **reacción exotérmica**.

Efecto de la presión y del volumen

La variación de presión en un equilibrio químico influye solamente cuando en el mismo intervienen especies en estado gaseoso o disueltas y hay variación en el número de moles, ya que si $\Delta n = 0$, no influye la variación de presión o de volumen.

El **aumento de presión** desplaza el equilibrio en el sentido en el que exista un menor número de moles de sustancias gaseosas; hay que recordar que, según la ecuación de los gases perfectos, la presión es directamente proporcional al número de moles. El **descenso de la presión** desplaza el equilibrio hacia la formación de sustancias gaseosas.

Ejercicios

1. Expresa la constante de equilibrio para las siguientes ecuaciones:
   a. $CO_{(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$
   b. $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + H_2O_{(l)}$
   c. $N_{2(g)} + H_2 \rightleftharpoons NH_{3(g)}$
   d. $Fe_2O_{3(s)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons FeO_{(s)} + H_2O_{(g)}$
   e. $Al_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons Al_2O_{3(s)}$

2. Establece la dirección en la cual cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio se desplazaría con la aplicación de cada uno de los factores que aparecen después de la ecuación:
   a. $2NOBr_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Br_{2(g)}$ Adición de un catalizador
   b. $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$ Aumento de la concentración de $N_{2(g)}$
   c. $BaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ Eliminación del CO_2
   d. $C_{(s)} + CO_2 \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ Endotérmica, disminución de temperatura

3. La formación de trióxido de azufre ocurre mediante la siguiente reacción reversible:
   $$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$$
   En un sistema en equilibrio que se encuentra confi nado en un recipiente de 12 L a 25°, se tienen 0,024 mol de SO_3, 3,6 mol de SO_2 y 1,2 mol de O_2. Calcula la constante de equilibrio para el sistema.

4. A una temperatura determinada, en un recipiente de 1 L, se hacen reaccionar 0,6 mol de NO y 0,6 mol de Br_2 con el fin de obtener NOBr. Cuando la reacción alcanza el equilibrio se obtiene NOBr a una concentración de 0,18 M. Determinar el valor de Ke para esta reacción química.

5. 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 constante de equilibrio Kc para la reacción $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons H_{I(g)}$ es de 54.3 a esta temperatura. Calcule las concentraciones de H_2, I_2 y HI en el equilibrio.