

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN					
	NOMBRE ALUMNA:					
	ÁREA / ASIGNATURA: Ciencias naturales / Química					
	DOCENTE: Fabio Alejandro Paredes Oviedo					
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA	Fecha
III	Aprendizaje	11	1		Agosto- noviembre	

Desempeño	<ul style="list-style-type: none"> Explica los fundamentos y naturaleza del equilibrio químico que alcanzan algunas reacciones químicas del entorno y su clasificación en equilibrios homogéneos y heterogéneos. Procesa e interpreta información que permite definir la constante de equilibrio de diversas reacciones químicas del entorno y su relación con la velocidad de reacción Predice la respuesta de una reacción química en equilibrio basándose en los diversos factores que intervienen en ella y de acuerdo con el principio de Le Châtelier.
TEMA DEL TRABAJO:	EQUILIBRIO QUÍMICO

INDICACIONES.- Lea detenidamente la guía y luego, en su cuaderno desarrollo los ejercicios planteados. puede emplear los apuntes de la clase.

I. REVERSIBILIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS

La mayoría de las reacciones químicas son reversibles, en condiciones adecuadas. Esto quiere decir que pueden proceder en uno u otro sentido. La reacción puede desarrollarse hasta que se agote uno de los reactivos o bien transcurrir hasta un cierto punto en el que, aunque existan reactivos en cantidad suficiente, la reacción, aparentemente, se detiene. En el segundo caso se dice que el sistema formado por los reactivos, los productos y el medio de reacción ha alcanzado un estado de equilibrio. Lo lógico es, que los reactantes generen productos, pero también los productos pueden regenerar los reactantes.

Por ejemplo:

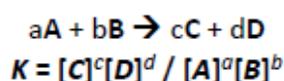


Estas reacciones se llaman de equilibrio, porque llega un momento en ellas en que la reacción producida en un sentido, queda anulada por la producida en el otro sentido; desde este momento las dos reacciones se equilibran y pueden seguir produciéndose con igual viveza, pero dando la impresión de que no hay más reacción. A pesar de que un sistema químico en equilibrio parece que no se modifica con el tiempo, esto no significa que no está ocurriendo ningún cambio. Inicialmente, los reactivos se combinan para formar los productos, pero llega un momento en que la cantidad de producto es lo suficientemente grande como para que estos productos reaccionen entre sí volviendo a formar los reactivos iniciales.

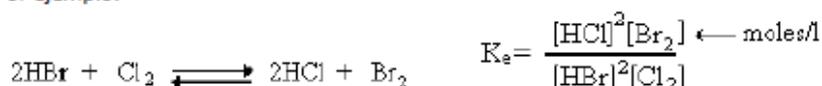
Hay muchas reacciones químicas reversibles de gran importancia para la vida humana. Una de ellas es la respiración, que recoge el oxígeno del aire y lo almacena en los pulmones. A los pulmones llega la hemoglobina de la sangre y toma el oxígeno, se combina con el hierro, formando oxihemoglobina y en esta forma lo va distribuyendo a todas las partes del cuerpo.

Un sistema en equilibrio debe cumplir los siguientes requisitos:

- Sólo puede existir equilibrio en un sistema cerrado: un sistema en el que ni la ni las sustancias entren o salgan continuamente.
- Cuando se alcanza el estado de equilibrio, las propiedades observables del sistema (color, del reactivo sin reaccionar, aroma, etc.), no varían con él.
- Toda situación de equilibrio se altera cuando se modifica la temperatura, pero se restablece cuando el sistema vuelve a la temperatura original.
- Cuando se alcanza el estado de equilibrio, las concentraciones de los reactivos y los productos se encuentran en una relación numérica constante. Experimentalmente se comprueba que las concentraciones de las sustancias implicadas en un sistema en equilibrio se encuentran relacionadas por la siguiente expresión matemática:



Por ejemplo:



En esta expresión el numerador es el producto de las concentraciones de equilibrio de los productos, elevada cada una de ellas a un exponente que es igual al número de moles(coeficiente estequiometrico) de cada producto que aparece en la ecuación.

El denominador es el producto de las concentraciones de equilibrio de los reactivos, elevada cada una de ellas a un exponente que es igual al número de moles de cada reactivo que aparece en la ecuación química.

La razón, K, entre el numerador y el denominador es la constante de equilibrio de la reacción. Considere:

- Si el valor de K es muy pequeño, mucho menor que 1, la reacción directa sólo ocurre en una pequeña extensión antes de alcanzar el equilibrio. Es decir, los reactivos no reaccionan del todo.
- Si el valor de K es grande, mucho mayor que 1, la reacción directa está ampliamente favorecida; esto es, los reactivos originales se transforman en productos en una gran amplitud.

Si $K < 1$, se favorece la formación de reactivos.
Si $K > 1$, se favorece la formación de productos.

II. FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

Es preciso considerar que finalizando el siglo XIX, el químico francés Le Châtelier realizó la siguiente observación, la cual más tarde se consideraría un principio fundamental entorno al equilibrio químico

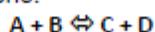


Principio de Le chatelier: cuando un sistema en equilibrio, se modifica la concentración, la temperatura o la presión, se afecta la velocidad de la reacción y el punto de equilibrio se desplaza en la dirección que tienda a contrarrestar el efecto primario de dicha alteración.

En este sentido son concentración, temperatura y presión(gases) los factores que pueden modificar el equilibrio de una reacción química

1) Concentración.

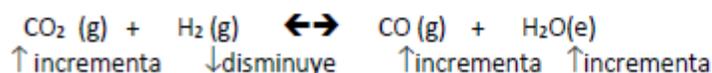
Supongamos el siguiente sistema en equilibrio:



Si se agrega alguna de las sustancias reaccionantes, por ejemplo A, se favorece la reacción que tiende a consumir el reactivo añadido. Al haber más reactivo A, la velocidad de reacción hacia los productos aumenta, y como en el estado de equilibrio las velocidades de reacción son iguales en ambos sentidos, se producirá un desplazamiento de la reacción hacia los productos. Es decir, se formará una mayor cantidad de C y D, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. De igual modo podemos predecir qué efectos tendría un aumento en la concentración de cualquiera de los productos C o D. Al aumentar C, por ejemplo, el equilibrio se desplazaría hacia los reactivos, ya que la velocidad de reacción aumentaría en ese sentido hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Al disminuir la concentración de alguno de los reactivos, retirando parte de A o B, también podemos alterar el equilibrio químico.

Según **Le Châtelier**, el equilibrio se desplazaría en el sentido de compensar dicha falta, es decir, hacia la formación de reactivos. De igual manera, si disminuimos la concentración de uno de los productos, el sistema reacciona desplazándose hacia los productos. Sin embargo, aunque la variación de la concentración de cualquiera de las sustancias que interviene en el equilibrio no afecta en absoluto el valor de la constante, si se modifican las concentraciones de las restantes sustancias en equilibrio.

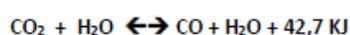
Si agrego más CO_2 en la siguiente reacción, el equilibrio se desplaza hacia la derecha



2) Temperatura:

En el equilibrio químico, una de las reacciones (a derecha o izquierda) es endotérmica y la otra es exotérmica. Un aumento en la temperatura, favorece la endotérmica y una disminución de la temperatura, favorece la exotérmica.

Ejemplo:



- Hacia la derecha es exotérmica.
- La inversa es endotérmica y consume 42.7KJ

Si aumentamos la temperatura al sistema, se absorbe y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (hacia mas reactivos y menos productos). Si trabajamos la temperatura se desplaza el equilibrio hacia la derecha (producto).

3) Presión:

Sólo tiene efectos significativos, cuando se trata de sustancias gaseosas. La presión de un gas es inverso al volumen del gas. El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moléculas. *Entonces:* si aumenta la presión se favorece la reacción que implique una disminución del volumen.



- Incremento presión de N₂ y H₂ → se desplaza hacia los productos.
- Si disminuye la presión, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (los reactivos)

No olvide que:

- ✓ en equilibrio las sustancias en estado sólido y líquido puros no aparecen en la fórmula por ser consideradas con valor unitario.
- ✓ un cambio en la temperatura es lo único que puede modificar el valor numérico de la constante.
- ✓ el equilibrio químico es molecularmente dinámico: desde una perspectiva cinética, la velocidad de una reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa; desde el enfoque termodinámico, no se observan cambios macroscópicos, aunque a nivel microscópicos continúan los cambios.
- ✓ Las aplicaciones más importantes de la constante de equilibrio son: predecir la dirección de una reacción química para lograr el equilibrio y, calcular las concentraciones de reactivos y productos una vez alcanzado el equilibrio.

III. EJERCICIOS

1) Escriba la expresión de la constante de equilibrio, en cada una de las siguientes reacciones:

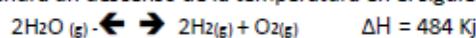
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- $2\text{NO} + 2\text{CO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$
- $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
- $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
- $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
- $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
- $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$
- $\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2$

2) Para la reacción $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ a cierta temperatura, las sustancias en equilibrio, en un recipiente de 500 mL, son: H₂= 0,15 moles; Br₂ = 0,20 moles; HBr= 0,25 moles. Calcule la Ke. Predecir en qué sentido se desplaza la reacción.

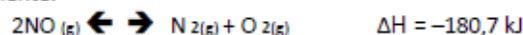
3) La constante de equilibrio para la siguiente reacción $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ es 50 a 400 grados centígrados, cuando [HI] es 1,50 M y [I₂] es 0,200 M. Cuál es la [H₂] en el equilibrio? Qué indica una Ke, con un valor mucho mayor que 1,0, respecto a la posición del equilibrio?

4) En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 moles de N₂(g) y 12 moles de H₂(g):
 A. escribir la reacción de equilibrio;
 B. si establecido el equilibrio, la concentración de N₂ es 0,35 mol/L y la de H₂ 1,06 mol/L determine la constante K_c.

5) Indicar el efecto que tendrá un descenso de la temperatura en el siguiente equilibrio:



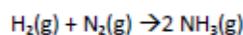
6) Para la reacción siguiente:



Determinar el efecto que tendrá en el equilibrio las siguientes acciones:

- Una disminución de la temperatura
- Un incremento de la presión.
- Un descenso de la concentración de N₂(g).

7) Para la siguiente reacción química:



La constante del siguiente equilibrio a 150 °C y 200 atm es 0,55. ¿Cuál es la concentración de amoníaco cuando las concentraciones de N₂ e H₂ en el equilibrio son 0,20 mol/L y 0,10 mol/L respectivamente.

” La ciencia humana consiste más en destruir errores que en descubrir verdades”.

Sócrates (470 AC-399 AC) Filósofo griego