



## EQUILIBRIO QUIMICO

### 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.

### El proceso podría ser así:

$\text{O}_2$  (de los pulmones) + Hemoglobina (de la sangre)  $\rightarrow$  Oxihemoglobina.

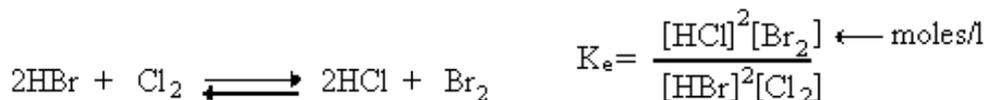
La Oxihemoglobina se mueve por todo el torrente circulatorio distribuyendo el oxígeno. Oxihemoglobina -  $\text{O}_2 \rightarrow$  Hemoglobina (regresa al pulmón a tomar más oxígeno). El equilibrio se alcanza cuando los reactivos se transforman en productos con la misma velocidad que los productos vuelven a transformarse en reactivos.

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 intern o salgan continuamente.
- Cuando se alcanza el estado de equilibrio, las propiedades observables del sistema (color, del reactivo sin reaccionar, 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:



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



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 de cada producto que aparece en la ecuación dinámica.

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. 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. En cambio, 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.

#### Podemos concluir:

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

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

#### EJERCICIOS

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

- a)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$
- b)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- c)  $2\text{NO} + 2\text{CO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$
- d)  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- e)  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
- f)  $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
- g)  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
- h)  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
- i)  $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$
- j)  $\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2$

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 mls, son:  $\text{H}_2 = 0,15$  moles;  $\text{Br}_2 = 0,20$  moles;  $\text{HBr} = 0,25$  moles. Calcule la  $K_e$ . Predecir en que 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  $[\text{HI}]$  es 1,50 M y  $[\text{I}_2]$  es 0,200 M. Cuál es la  $[\text{H}_2]$  en el equilibrio?

Qué indica una  $K_e$ , con un valor mucho mayor que 1,0, respecto a la posición del equilibrio?

## PRINCIPIO DE LE CHATELIER

### FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

- La concentración
- La temperatura
- La presión (gases).

A fines del siglo XIX( 1850 ), el químico francés Le Châtelier postuló:

*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.

#### 1.- Cambios en la concentración.

Supongamos el siguiente sistema en equilibrio:  $A + B \rightleftharpoons C + D$ . 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 el principio de 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<sub>2</sub> en la siguiente reacción, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.**



#### 2.- Cambios en la 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.



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 más reactantes y menos productos). Si trabajamos la temperatura se desplaza el equilibrio hacia la derecha (producto).

**3.- Cambio en la 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.

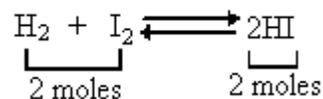
*Sentences:* si aumenta la presión se favorece la reacción que implique una disminución del volumen.



**Incremento presión de N<sub>2</sub> y H<sub>2</sub> → se desplaza hacia los productos.**

**Si disminuye la presión, el equilibrio se desplazara hacia la izquierda (los reactivos)**

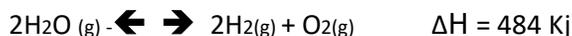
**Si hay igual número de moles a la derecha y a la izquierda, el cambio de presión no modifica el equilibrio.**



Esta formulación del concepto de equilibrio químico, planteado como dos procesos cinéticos en direcciones opuestas, es sin lugar a dudas la forma más sencilla e intuitiva de aproximarse al concepto de equilibrio químico. Sin embargo, la condición de equilibrio, de una forma rigurosa debe ser establecida no en función de una aproximación cinética, sino termodinámica.

### EJERCICIOS

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



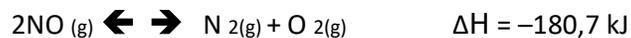
2) En la siguiente reacción, determinar el efecto que tendrá una disminución de presión sobre el equilibrio.



3) Determinar el efecto que tendrá una disminución de la concentración de Cl<sub>2(g)</sub> en el equilibrio siguiente:



4) 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  $\text{N}_2\text{(g)}$ .

5) Para la reacción siguiente:



Determinar las condiciones de temperatura y presión que favorezcan la formación de productos.