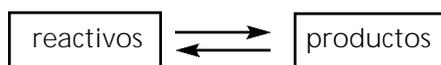


Muchas de las reacciones químicas con las que nos encontramos cotidianamente ocurren solamente en una dirección. Por ejemplo, cuando quemamos un combustible, éste se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua. Pero sería imposible convertir nuevamente estos gases en el combustible original y oxígeno. Las reacciones que ocurren solamente en una dirección se denominan **reacciones irreversibles**. Sin embargo, algunas reacciones pueden ocurrir en ambas direcciones; es decir, no sólo los reactivos se pueden convertir en productos sino que estos últimos pueden descomponerse en las sustancias originales. Estas reacciones se denominan **reacciones reversibles**. Un caso de esto es el sulfato de cobre (II), un sólido blanco que, cuando se hidrata, forma un compuesto azul (la sal hidratada). Si se calienta este sólido, se puede observar el cambio de color contrario: de azul a blanco; es decir, se vuelve a formar la sal original.

Las reacciones reversibles se representan mediante una doble flecha:



Cuando no es posible observar variación en las propiedades de un sistema, se dice que se ha llegado al **equilibrio**. Si nos sentamos en un subibaja, éste se inclinará hacia la persona que sea más pesada, pero si nos vamos corriendo lentamente hacia el centro, llegará un momento en que quede nivelado: se dice que estamos en equilibrio. En este caso, el equilibrio es estático, ya que los componentes del sistema no están en movimiento y en cuanto se muevan, volverá a perderse equilibrio.

En los cambios químicos, el estado de equilibrio es **dinámico**, ya que, aun cuando ya no se observan variaciones, las reacciones continúan ocurriendo en ambos sentidos. Entonces, un sistema químico está en equilibrio cuando la velocidad de los procesos en ambos sentidos es la misma; es decir, cuando los reactivos se convierten en productos a igual velocidad que éstos se descomponen en reactivos.

Algunas reacciones utilizadas en la industria son reversibles. Esto es una desventaja, porque nunca la totalidad de los reactivos se convertirá en productos. Por lo tanto, es necesario encontrar las mejores condiciones para obtener la mayor cantidad de producto.

Les proponemos estudiar la síntesis de amoníaco, que es un proceso industrial muy importante (a partir de este reactivo se producen fertilizantes, limpiadores, tinturas y explosivos).

- Busquen información sobre las propiedades de los reactivos y productos del proceso de síntesis del amoníaco, así como sobre este proceso industrial.

SÍNTESIS DE AMONIACO

Podemos representar la síntesis de amoníaco mediante la siguiente reacción reversible:



La reacción es exotérmica (libera calor); entonces, la descomposición de amoníaco será endotérmica (absorberá calor).

a. Tomando en cuenta estos datos, resuelvan las siguientes cuestiones.

- Predigan si se obtendrá más o menos amoníaco elevando la temperatura.
- Mencionen una desventaja de trabajar a muy bajas temperaturas.
- Si se eleva la presión del tanque donde se lleva a cabo la reacción, manteniendo la temperatura constante, ¿se producirá más o menos amoníaco? ¿Por qué?
- En una reacción reversible, un aumento en la concentración de los reactivos aumenta la cantidad de productos que se forman. ¿Cuál de los dos reactivos conviene aumentar? Den por lo menos dos razones para su elección (Ayuda: piensen de dónde se obtiene cada uno y cuál es su reactividad).



- Si se agregan limaduras de hierro a la reacción, se observa que el porcentaje de amoníaco obtenido a una determinada temperatura no cambia, pero el tiempo necesario para obtenerlo disminuye. ¿Cómo actúa el hierro en esta reacción?

Podemos decir que, si un sistema se encuentra en equilibrio y se cambian algunas de las condiciones, el sistema evolucionará de forma tal que se restablecerán nuevas condiciones de equilibrio. Este principio fue enunciado por Le Chatelier en 1886 y se utiliza en la industria para establecer las mejores condiciones para llevar a cabo una reacción reversible.

A continuación, se presentan los datos obtenidos para el proceso anterior, a diferentes presiones y temperaturas.

Temperatura (°C)	Presión (atm)	% de amoníaco en el equilibrio
400	200	40
400	300	50
400	400	57
450	200	25
500	200	18

b. Teniendo en cuenta los datos anteriores, resuelvan las siguientes cuestiones.

- Deduzcan el efecto de la presión y la temperatura sobre el porcentaje de amoníaco obtenido. Comparen sus conclusiones con las predicciones realizadas en las preguntas iniciales.
- Para esta reacción, ¿cuál es la desventaja de trabajar a muy altas presiones?

Las concentraciones de reactivos y productos en la mezcla de reacción en el equilibrio siempre satisfacen una determinada relación llamada **constante de equilibrio K**.

El valor de la constante de equilibrio indica si la reacción favorece la formación de productos o de reactivos. Para el caso de la síntesis de amoníaco, la expresión de esta constante será:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

c. Respondan, teniendo en cuenta los datos anteriores:

¿La constante de equilibrio disminuirá o aumentará al elevarse la temperatura?

¿Y si se aumenta la presión?

El catalizador no modifica la cantidad de producto ni la de reactivo, sólo hace que la reacción ocurra por un nuevo camino que requiere una menor energía de activación.

¿Cambiará el valor de la constante si se mantienen la temperatura y la presión constantes pero se utiliza un catalizador?

