

SESIÓN 12

CINÉTICA QUÍMICA

I. CONTENIDOS:

1. Cinética química.
2. Factores que modifican la velocidad de una reacción.
3. Orden de reacción.
4. Ley de acción de masas.
5. Energía de activación.

II. OBJETIVOS:

Al término de la Clase, el alumno:

- Comprenderá que factores afectan la velocidad de una reacción.
- Diferenciará entre catalizador e inhibidor.
- Analizará los grados de complejidad de las reacciones químicas.
- Comprenderá que es la constante de equilibrio.

III. PROBLEMATIZACIÓN:

Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿Por qué los alimentos se descomponen más rápido en tiempo de calor?
- ¿Por qué la cocción de los alimentos es más rápida en un recipiente a presión?
- ¿Por qué a la carne de gallina se le coloca un tenedor de hierro?
- ¿Por qué los recipientes de cobre se utilizan en la preparación de los alimentos?

IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

1.1. Cinética química

Estudia la velocidad o rapidez de las reacciones químicas. La velocidad es el cambio de concentración de los reactivos o productos por intervalo de tiempo. Las unidades empleadas para la rapidez son la molaridad por segundo (M/s).

2.1. Factores que modifican la velocidad de una reacción

Existen varios factores que modifican la velocidad de una reacción: la concentración de los reactivos, la temperatura, los catalizadores.

2.1. Temperatura

Al aumentar la temperatura aumenta la rapidez de la reacción química debido a que incrementa la energía cinética de las moléculas, provocando que se muevan más rápido y que choquen con mayor frecuencia y más energía.

2.2. Concentración de los reactivos

Entre más concentrados estén los reactivos más rápidas son las reacciones químicas, debido a que el número de moléculas aumenta aumentando la frecuencia de colisión entre ellas.

2.3. Catalizadores

La presencia de un catalizador aumenta o disminuye la reacción sin llegar a formar parte de los productos resultantes. Tipos de catalizadores:

- *Homogéneos: se encuentran en la misma fase que los reactivos.*
- *Heterogéneos o de contacto: se encuentran en distinta fase que los reactivos.*

2.4. Presión

Si aumenta la presión en una reacción química, la energía cinética de las partículas va elevarse, produciendo un aumento en el movimiento de las partículas produciendo una reacción más rápida.

3.1. Orden de reacción

La forma general de las ecuaciones de velocidad de las reacciones es la siguiente:

$$\text{Velocidad} = k (\text{reactivo 1})^m (\text{reactivo 2})^n \dots$$

Donde:

K = constante de velocidad

(Reactivo) = concentración del reactivo

M y n = números enteros pequeños (generalmente 0, 1 o 2)

El orden de reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de una reacción, también es llamado orden total de reacción.

Por ejemplo si consideramos la reacción del agua: $2\text{H}_2 + 2\text{NO} \longrightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

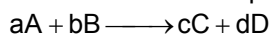
La ecuación de velocidad es:

$$\text{Velocidad} = k (\text{H}_2) (\text{NO})^2$$

Ya que el exponente de (H₂) es uno la velocidad es de primer orden respecto a (2NO), y el exponente del (NO) respecto al (H₂) es de segundo orden, el orden general de la reacción es la suma de los ordenes respecto a cada reactivo de la ecuación de velocidad, por lo que el orden general es 1 + 2 = 3, y la reacción es de tercer orden general. Los exponentes de una ecuación de velocidad en ocasiones son iguales a los coeficientes del balanceo de la ecuación, no necesariamente es así, estos se determinan experimentalmente. Ocasionalmente también se encuentra que el orden de reacción puede ser fraccionario o incluso negativo.

4.1. Ley de acción de masas

La velocidad de reacción es proporcional a la masa de las sustancias reaccionantes



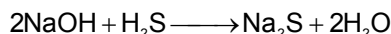
$$R = R_A + R_B$$

Constante de equilibrio

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

Ejemplo:

De la reacción



La constante es

$$K = \frac{[\text{Na}_2\text{S}][\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{Na}_2\text{OH}][\text{H}_2\text{S}]}$$

5.1. Energía de activación

Es la energía cinética total igual o mayor que cierto valor mínimo de energía denominado energía de activación (E_a). Esta energía proviene de la energía cinética de las moléculas cuando están colisionando, y es necesaria para que la reacción suceda, ya que si las moléculas se mueven muy lento, éstas no rebotarán y la reacción no sucederá. Una colisión con energía de activación, logra que los átomos alcancen el estado de transición, aunque para que la reacción se lleve a cabo es necesario que las moléculas estén orientadas correctamente. La constante de la rapidez de una reacción k depende de la temperatura, la relación entre ellas está dada por la ecuación de Arrhenius:

$$K = Ae^{(E_a/RT)}$$