

Contents

Clase 2 del Módulo 8: Ley de Velocidad y Orden de Reacción

1. Objetivos de la Clase:

- Comprender la definición y la importancia de la ley de velocidad.
- Saber determinar experimentalmente el orden de reacción para diferentes reactivos.
- Diferenciar entre reacciones de orden cero, primer orden y segundo orden.
- Aplicar la ley de velocidad para predecir la velocidad de una reacción dada.
- Entender el concepto de constante de velocidad y su dependencia con la temperatura.

2. Contenido Teórico Detallado:

• Ley de Velocidad (Ecuación de Velocidad):

- Definición: Una expresión matemática que relaciona la velocidad de una reacción con las concentraciones de los reactivos (y a veces de productos o catalizadores) elevadas a ciertos exponentes.
- Forma General: Para la reacción genérica $aA + bB \rightarrow cC + dD$, la ley de velocidad es:
 - * $\text{velocidad} = k[A]^m[B]^n$
 - * Donde:
 - k es la constante de velocidad (específica para cada reacción y dependiente de la temperatura).
 - $[A]$ y $[B]$ son las concentraciones de los reactivos A y B.
 - m y n son los órdenes de reacción con respecto a A y B, respectivamente. Estos valores deben determinarse experimentalmente y no necesariamente coinciden con los coeficientes estequiométricos 'a' y 'b'.

• Orden de Reacción:

- Definición: El exponente al que se eleva la concentración de un reactivo en la ley de velocidad. Indica cómo la concentración de ese reactivo afecta la velocidad de la reacción.
- Orden Total de Reacción: La suma de los órdenes de reacción con respecto a cada reactivo ($m + n + \dots$).
- Determinación Experimental: Se determina midiendo la velocidad inicial de la reacción para diferentes concentraciones iniciales de los reactivos.
 - * **Método de las Velocidades Iniciales:** Se realizan varios experimentos variando la concentración inicial de un reactivo a la vez, manteniendo constantes las concentraciones de los demás, y se mide la velocidad inicial en cada caso. Comparando las velocidades iniciales, se puede deducir el orden de reacción con respecto al reactivo que se varió.

• Tipos de Órdenes de Reacción Comunes:

- **Orden Cero ($m = 0$):** La velocidad de la reacción es independiente de la concentración del reactivo. $\text{velocidad} = k$
- **Primer Orden ($m = 1$):** La velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración del reactivo. $\text{velocidad} = k[A]$
- **Segundo Orden ($m = 2$):** La velocidad de la reacción es proporcional al cuadrado de la concentración del reactivo. $\text{velocidad} = k[A]^2$
- Las reacciones pueden tener órdenes fraccionarios o incluso ser de orden complejo.

• Constante de Velocidad (k):

- Definición: Una constante de proporcionalidad en la ley de velocidad que relaciona la velocidad de la reacción con las concentraciones de los reactivos.
- Unidades: Las unidades de k dependen del orden total de la reacción y deben ser consistentes con las unidades de velocidad (generalmente M/s o $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$) y concentración (generalmente M o mol/L).

- Dependencia de la Temperatura: La constante de velocidad k aumenta con la temperatura, lo que se describe mediante la ecuación de Arrhenius (que se cubrirá en la siguiente clase).

3. Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Ejemplo 1: Descomposición del N_2O**

- Reacción: $2\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- Se determina experimentalmente que la ley de velocidad es: $\text{velocidad} = k[\text{N}_2\text{O}]$
- La reacción es de primer orden con respecto a N_2O y de primer orden en general.

- **Ejemplo 2: Reacción entre NO y O_2**

- Reacción: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
- Se determina experimentalmente que la ley de velocidad es: $\text{velocidad} = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$
- La reacción es de segundo orden con respecto a NO , de primer orden con respecto a O_2 , y de tercer orden en general.

- **Caso de Estudio: Hidrólisis del Acetato de Etilo:**

- La hidrólisis del acetato de etilo en presencia de un ácido es un ejemplo clásico de reacción de segundo orden.
- Reacción: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- La ley de velocidad depende de las concentraciones del éster y del agua.

4. Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

- **Problema 1:**

- Dada la reacción $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$, se obtuvieron los siguientes datos experimentales:

Experimento	[A] (M)	[B] (M)	Velocidad Inicial (M/s)
1	0.1	0.1	2.0×10^{-3}
2	0.2	0.1	8.0×10^{-3}
3	0.1	0.2	4.0×10^{-3}

- Determinar la ley de velocidad y el orden total de la reacción.

- **Solución:**

- * Comparando los experimentos 1 y 2, cuando $[\text{A}]$ se duplica y $[\text{B}]$ se mantiene constante, la velocidad se cuadruplica. Esto indica que la reacción es de segundo orden con respecto a A .
- * Comparando los experimentos 1 y 3, cuando $[\text{B}]$ se duplica y $[\text{A}]$ se mantiene constante, la velocidad se duplica. Esto indica que la reacción es de primer orden con respecto a B .
- * Por lo tanto, la ley de velocidad es: $\text{velocidad} = k[\text{A}]^2[\text{B}]$
- * El orden total de la reacción es $2 + 1 = 3$.

- **Problema 2:**

- Para la reacción $\text{A} \rightarrow \text{B}$, la constante de velocidad es 0.05 s^{-1} . Si la concentración inicial de A es 1.0 M , ¿cuál será la concentración de A después de 10 segundos si la reacción es de primer orden?

- **Solución:**

- * Para una reacción de primer orden: $\ln([\text{A}]_t/[\text{A}]_0) = -kt$
- * $\ln([\text{A}]_t/1.0) = -(0.05 \text{ s}^{-1})(10 \text{ s}) = -0.5$
- * $[\text{A}]_t/1.0 = e^{-0.5} = 0.6065$
- * $[\text{A}]_t = 0.6065 \text{ M}$

5. Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libro de Texto:** Revisar el capítulo correspondiente a cinética química. Prestar especial atención a los ejemplos resueltos y a los problemas propuestos.
- **Simulaciones en Línea:** Explorar simulaciones interactivas que permitan variar las concentraciones de los reactivos y observar el efecto en la velocidad de la reacción. (Ejemplo: PhET Interactive Simulations).
- **Artículos Científicos:** Leer artículos científicos relevantes que describan la determinación experimental de leyes de velocidad para reacciones específicas.

Consideraciones para la siguiente clase (Clase 3 del módulo 8):

- Profundizar en la ecuación de Arrhenius y el concepto de energía de activación.
- Analizar los mecanismos de reacción y su relación con la ley de velocidad.
- Introducir el concepto de catálisis homogénea y heterogénea.