

Contents

Módulo 5 - Clase 3: Estequiometría Avanzada: Reactivo Limitante y Rendimiento de Reacción . . . 1

““

Módulo 5 - Clase 3: Estequiometría Avanzada: Reactivo Limitante y Rendimiento de Reacción

Objetivos de la Clase:

- Identificar el reactivo limitante en una reacción química.
- Calcular la cantidad teórica de producto formado a partir del reactivo limitante.
- Definir y calcular el rendimiento teórico, real y porcentual de una reacción.
- Analizar los factores que afectan el rendimiento de una reacción química.

Contenido Teórico Detallado:

1. Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso:

- **Definición de Reactivo Limitante:** El reactivo limitante es aquel que se consume completamente en una reacción química, determinando la cantidad máxima de producto que se puede formar.
- **Definición de Reactivo en Exceso:** El reactivo en exceso es aquel que está presente en mayor cantidad de la necesaria para reaccionar con el reactivo limitante. Parte de este reactivo permanece sin reaccionar al finalizar la reacción.
- **Identificación del Reactivo Limitante:**
 - **Método 1: Comparación de Razones Molares:** Dividir los moles de cada reactivo por su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada. El reactivo que resulte en el valor más pequeño es el reactivo limitante.
 - **Método 2: Cálculo de la Cantidad de un Reactivo Necesaria para Reaccionar con el Otro:** Calcular la cantidad de un reactivo necesaria para reaccionar completamente con la cantidad dada del otro reactivo. Comparar la cantidad calculada con la cantidad disponible del reactivo. Si la cantidad necesaria es mayor que la cantidad disponible, ese reactivo es el limitante.

2. Cálculo de la Cantidad Teórica de Producto:

- La cantidad teórica de producto es la cantidad máxima de producto que se puede formar en una reacción, asumiendo que la reacción se completa al 100% y que no hay pérdidas.
- Se calcula utilizando la estequiometría de la ecuación balanceada y la cantidad de reactivo limitante.

3. Rendimiento de Reacción:

- **Rendimiento Teórico:** La cantidad máxima de producto que se puede obtener si todo el reactivo limitante se convierte en producto. Calculado estequímicamente.
- **Rendimiento Real:** La cantidad de producto que realmente se obtiene en una reacción. Se determina experimentalmente.
- **Rendimiento Porcentual:** La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, expresada como porcentaje.
 - Fórmula: $\text{Rendimiento Porcentual} = (\text{Rendimiento Real} / \text{Rendimiento Teórico}) * 100\%$

4. Factores que Afectan el Rendimiento de una Reacción:

- **Reacciones Incompletas:** No todas las reacciones se completan al 100%. Algunas reacciones alcanzan un equilibrio químico donde los reactivos y productos están presentes en proporciones específicas.
- **Reacciones Secundarias:** Pueden ocurrir reacciones no deseadas que consumen reactivos o productos, disminuyendo el rendimiento del producto deseado.
- **Pérdidas Mecánicas:** Pérdidas durante la manipulación, transferencia o purificación de los productos.

- **Pureza de los Reactivos:** Si los reactivos no son puros, la cantidad de producto formado se verá afectada.

Ejemplos y Casos de Estudio:

Ejemplo 1: Determinación del Reactivo Limitante y Cálculo del Rendimiento Teórico

Dada la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

Si se hacen reaccionar 28 g de N_2 con 6 g de H_2 , determinar:

a) El reactivo limitante. b) La masa teórica de NH_3 que se puede formar.

Solución:

a) *Moles de N_2 :* $28 \text{ g} / 28 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$ *Moles de H_2 :* $6 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = 3 \text{ mol}$

Razón Molar N_2 : $1 \text{ mol} / 1 = 1$

Razón Molar H_2 : $3 \text{ mol} / 3 = 1$

Ambos reactivos están en proporciones estequiométricas, por lo que ninguno es limitante ni está en exceso.

b) *Moles de NH_3 formados (a partir de N_2):* $1 \text{ mol } \text{N}_2 * (2 \text{ mol } \text{NH}_3 / 1 \text{ mol } \text{N}_2) = 2 \text{ mol } \text{NH}_3$ *Moles de NH_3 formados (a partir de H_2):* $3 \text{ mol } \text{H}_2 * (2 \text{ mol } \text{NH}_3 / 3 \text{ mol } \text{H}_2) = 2 \text{ mol } \text{NH}_3$ *Masa teórica de NH_3 :* $2 \text{ mol} * 17 \text{ g/mol} = 34 \text{ g}$

Ejemplo 2: Cálculo del Rendimiento Porcentual

En la reacción del Ejemplo 1, si se obtienen experimentalmente 30 g de NH_3 , ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

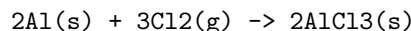
Solución:

Rendimiento Porcentual: $(30 \text{ g} / 34 \text{ g}) * 100\% = 88.24\%$

Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

Problema 1:

Se hacen reaccionar 10.0 g de aluminio (Al) con 35.0 g de cloro (Cl_2) para formar cloruro de aluminio (AlCl_3).



a) ¿Cuál es el reactivo limitante? b) ¿Cuántos gramos de AlCl_3 se pueden formar teóricamente? c) Si se obtienen 25.0 g de AlCl_3 , ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

Solución:

a) *Moles de Al :* $10.0 \text{ g} / 27 \text{ g/mol} = 0.37 \text{ mol}$ *Moles de Cl_2 :* $35.0 \text{ g} / 71 \text{ g/mol} = 0.49 \text{ mol}$

Razón Molar Al : $0.37 \text{ mol} / 2 = 0.185$ *Razón Molar Cl_2 :* $0.49 \text{ mol} / 3 = 0.163$

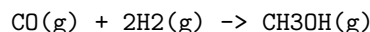
El Cl_2 es el reactivo limitante.

b) *Moles de AlCl_3 formados (a partir de Cl_2):* $0.49 \text{ mol } \text{Cl}_2 * (2 \text{ mol } \text{AlCl}_3 / 3 \text{ mol } \text{Cl}_2) = 0.327 \text{ mol } \text{AlCl}_3$ *Masa teórica de AlCl_3 :* $0.327 \text{ mol} * 133.5 \text{ g/mol} = 43.6 \text{ g}$

c) *Rendimiento Porcentual:* $(25.0 \text{ g} / 43.6 \text{ g}) * 100\% = 57.3\%$

Problema 2:

El metanol (CH_3OH) se puede producir mediante la reacción:



Si se mezclan 50.0 g de CO y 10.0 g de H_2 , calcula la masa de metanol que se produce si el rendimiento de la reacción es del 85%.

Solución:

Moles de CO: $50.0 \text{ g} / 28 \text{ g/mol} = 1.79 \text{ mol}$ *Moles de H₂:* $10.0 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = 5.00 \text{ mol}$

Razón Molar CO: $1.79 \text{ mol} / 1 = 1.79$ *Razón Molar H₂:* $5.00 \text{ mol} / 2 = 2.50$

El CO es el reactivo limitante.

Moles teóricos de CH₃OH: $1.79 \text{ mol CO} * (1 \text{ mol CH}_3\text{OH} / 1 \text{ mol CO}) = 1.79 \text{ mol CH}_3\text{OH}$ *Masa teórica de CH₃OH:* $1.79 \text{ mol} * 32 \text{ g/mol} = 57.3 \text{ g}$

Rendimiento real de CH₃OH: $57.3 \text{ g} * 0.85 = 48.7 \text{ g}$

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de Texto:** Cualquier libro de texto de Química General de nivel universitario cubrirá estos temas en detalle. Buscar secciones sobre estequiometría, reactivo limitante y rendimiento de reacciones.
- **Recursos en Línea:**
 - Khan Academy: Ofrece videos y ejercicios sobre estequiometría y reactivo limitante.
 - Chem LibreTexts: Un recurso de acceso abierto con explicaciones detalladas y ejemplos resueltos.
- **Videos de YouTube:** Buscar videos explicativos sobre reactivo limitante y rendimiento de reacciones.

““