

Unidades químicas: mol, masa molar y Avogadro

Química III · U2 RAP1 — Unidades físicas y químicas (4 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Datos de la sesión

RAP
1

Identificación

- Curso: Química III (IPN, Plan 2008, bachillerato tecnológico)
- Unidad Didáctica 2: Estado gaseoso
- RAP 1 (4 h): Formula soluciones a problemas propuestos utilizando las diferentes unidades físicas y químicas y sus conversiones
- Sesión 3 de 1 hora — Unidades químicas: mol, masa molar y número de Avogadro

Objetivos de aprendizaje

Al finalizar la sesión el estudiante debe ser capaz de:

- Definir el mol como unidad de cantidad de sustancia y usar el número de Avogadro.
- Calcular la masa molar de una sustancia a partir de su fórmula y de la tabla periódica.
- Relacionar masa, moles y número de partículas con factores de conversión correctos.

Activación de conocimientos previos

Conexión con lo visto

Recuerde a los estudiantes las unidades físicas de las sesiones 1 y 2 (masa en g, volumen en L, T en K, P en atm). Diga: "Ahora necesitamos contar partículas minúsculas; no las contamos una a una, las contamos por 'docenas químicas'."

El mol es la unidad que puentea lo macroscópico (lo que pesamos en la balanza) con lo microscópico (átomos y moléculas que no vemos).

Desarrollo: el mol y el número de Avogadro

El mol (mol) es la unidad SI de cantidad de sustancia. Una mole de cualquier sustancia contiene exactamente 6.022×10^{23} entidades (átomos, moléculas, iones), cifra conocida como número de Avogadro (N_A).

NA

Datos clave

- $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ partículas / mol
- 1 mol de átomos de C = 6.022×10^{23} átomos
- 1 mol de moléculas de O_2 = 6.022×10^{23} moléculas

Desarrollo: masa molar

La masa molar (M) es la masa de un mol de una sustancia, en g/mol. Numéricamente coincide con la masa atómica (para elementos) o la masa molecular (para compuestos) de la tabla periódica.

M

Ejemplos de masa molar

- $M(O_2) = 2 \times 16.00 = 32.00$ g/mol
 - $M(H_2O) = 2(1.008) + 16.00 = 18.016$ g/mol
 - $M(CO_2) = 12.01 + 2(16.00) = 44.01$ g/mol
 - $M(N_2) = 2 \times 14.01 = 28.02$ g/mol
- Relación fundamental: n (moles) = masa (g) / M (g/mol)

Y el número de partículas: $N = n \times N_A$

Ejercicio resuelto

Moles a partículas y masa

Tip aplicado: usa $n = \text{masa} / M$ y $N = n \times N_A$

Enunciado: Calcula (a) los moles, (b) las moléculas y (c) la masa en una muestra de 44.01 g de CO_2 . Resolución: Paso 1. Masa molar del CO_2 :

- $M(CO_2) = 12.01 + 2(16.00) = 44.01$ g/mol

Paso 2. Moles:

- $n = \text{masa} / M = 44.01 \text{ g} / 44.01 \text{ g/mol} = 1.000$ mol

Paso 3. Número de moléculas:

- $N = n \times N_A = 1.000 \text{ mol} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$
- $N = 6.022 \times 10^{23}$ moléculas

Paso 4. Verificación de masa: ya nos dieron 44.01 g, y un mol de CO_2 pesa 44.01 g, así que concuerda.

Respuesta final: $n = 1.000$ mol; $N = 6.022 \times 10^{23}$ moléculas; masa = 44.01 g.

Segundo ejercicio (rápido)

Moles a gramos

Tip aplicado: multiplica moles por M

Enunciado: ¿Cuántos gramos hay en 2.50 moles de O_2 ? Resolución:

- $M(\text{O}_2) = 32.00 \text{ g/mol}$
- $\text{masa} = n \times M = 2.50 \text{ mol} \times 32.00 \text{ g/mol} = 80.0 \text{ g}$

Respuesta final: 80.0 g de O_2 .

Cierre y resumen

KEY Lo esencial de la sesión

- $1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$ entidades (N_A).
- Masa molar M en g/mol = masa de 1 mol; se lee de la tabla periódica.
- $n = \text{masa} / M$; $N = n \times N_A$.

Tarea: calcular los moles y moléculas en 16.00 g de O_2 y en 9.008 g de H_2O . (Respuestas: $\text{O}_2 \rightarrow 0.500 \text{ mol}$, 3.011×10^{23} moléculas; $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 0.500 \text{ mol}$, 3.011×10^{23} moléculas.)

La siguiente sesión aborda el volumen molar y la Práctica de Laboratorio 9 "Unidades físicas y químicas", donde se aplican todas estas conversiones experimentalmente.