

Ley universal de los gases ideales

Química III · U2 RAP2 — Leyes de los gases (12 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Datos de identificación

U2R
2S1
1

Sesión 11 de la UD 2

- Curso: Química III (IPN, Plan 2008, bachillerato tecnológico)
- Unidad Didáctica 2: Estado gaseoso
- RAP 2 (cierre)
- Tiempo: 1 hora (60 min)
- Núcleo: ecuación $PV = nRT$ y sus aplicaciones

Objetivos de la sesión

OBJ

Lo que el alumno logrará

- Escribir y explicar la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$.
- Identificar la constante de los gases $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ y sus unidades.
- Calcular presión, volumen, temperatura o moles según corresponda.
- Aplicar la ley a problemas reales (densidad, masa, condiciones estándar).

Activación de conocimientos previos

Enganche (5 min)

Recuerda la ley combinada $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$. Pregunta: "¿Qué falta para relacionar un gas con su cantidad de materia?". Respuesta: el número de moles n y una constante universal R . Así nace $PV = nRT$.

REP
ASO

Constantes y unidades

- n = moles de gas
- $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K})$ (valor oficial para este curso)
- T en Kelvin, P en atm, V en L para usar esta R

Desarrollo riguroso

ECUACION**La ley universal**

$PV = nRT$ donde:

- P = presión
- V = volumen
- n = número de moles
- R = constante de los gases ideales = $0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
- T = temperatura absoluta (K)

DESPUES**Fórmulas útiles**

- $P = nRT / V$
- $V = nRT / P$
- $n = PV / RT$
- $T = PV / nR$

MST**Masa y moles**

Como $n = m / M$ (masa entre masa molar), la ecuación también permite hallar masa:

- $m = (P V M) / (R T)$

DENSIDAD**Aplicación**

Despejando, la densidad del gas $d = m/V = P M / (R T)$. A mayor P o menor T , mayor densidad.

Condiciones Normales (CN) o Estándar (TPE): 1 atm y 273 K. Ahí 1 mol de gas ideal ocupa 22.4 L (volumen molar). Verifícalo con $V = nRT/P = (1)(0.0821)(273)/1 = 22.4 \text{ L}$.

Cuidado con R

Si cambias las unidades de P o V , cambia el valor de R . En este curso usamos SIEMPRE $R = 0.0821$ con P en atm y V en L. No mezcles kPa con esta R sin convertir.

Ejercicio resuelto

Moles de oxígeno en un tanque

Tip aplicado: primero convierte T a Kelvin

Enunciado: ¿Cuántos moles de oxígeno (O₂) hay en un tanque de 10.0 L que se encuentra a 25 °C y 2.50 atm? Resolución: Paso 1. Convertir temperatura a Kelvin.

- $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

Paso 2. Datos.

- $P = 2.50 \text{ atm}$
- $V = 10.0 \text{ L}$
- $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
- $T = 298 \text{ K}$
- $n = ?$

Paso 3. Despejar n de $PV = nRT$.

- $n = PV / (RT)$

Paso 4. Sustituir.

- $n = (2.50 \text{ atm} \cdot 10.0 \text{ L}) / (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K})$
- $n = 25.0 / (24.4658)$
- $n = 1.022 \text{ mol}$

Paso 5. Redondear.

- $n = 1.02 \text{ mol}$

Respuesta final: Hay 1.02 mol de O₂ en el tanque.

VER
IFIC
A

Comprobación

A 1 atm y 298 K, 1 mol ocupa ~24.5 L. A 2.5 atm ocuparía ~9.8 L por mol. En 10 L caben ~1.02 mol. Coincide.

Segundo ejercicio (aplicación masa)

Masa de CO₂ en un globo

Tip aplicado: usa M del CO₂ = 44 g/mol

Enunciado: Un globo de 5.00 L contiene CO₂ a 1.00 atm y 27 °C. ¿Qué masa de CO₂ contiene? (M del CO₂ = 44.0 g/mol) Resolución: Paso 1. $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$. Paso 2. Calcular n: $n = PV/RT = (1.00 \cdot 5.00) / (0.0821 \cdot 300) = 5.00 / 24.63 = 0.203 \text{ mol}$. Paso 3. Masa $m = n M = 0.203 \text{ mol} \cdot 44.0 \text{ g/mol} = 8.93 \text{ g}$. Respuesta final: El globo contiene 8.93 g de CO₂.

Ejercicio para el alumno (práctica)

Parejas (10 min)

"Calcula el volumen que ocupan 2.00 mol de N₂ a 1.50 atm y 0 °C.". Respuesta: $V = nRT/P = (2.00 \cdot 0.0821273)/1.50 = 29.9$ L. Recorre y verifica el uso de R y Kelvin.

Cierre y resumen

RES UME N

Lo esencial de hoy

- Ley universal: $PV = nRT$.
- $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$; usa P en atm, V en L, T en K.
- Permite hallar P, V, T o n.
- Con $n = m/M$ se obtiene masa; con $d = PM/RT$ se obtiene densidad.
- En CN (1 atm, 273 K) 1 mol = 22.4 L.

Tarea: investiga por qué los globos de helio suben (usa densidad de gases) y redacta media cuartilla con la fórmula $d = PM/RT$.

Cierre de la unidad

La sesión 12 será el cierre CTSA de la Unidad 2: gases y ambiente (efecto invernadero, capa de ozono, calidad del aire), conectando todo lo cuantitativo con la responsabilidad ecológica que pide la competencia.