

Gas ideal vs gas real: van der Waals

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

Generado por PDF Project

Datos de la sesión

RAP
2

Identificación

- Curso: Química III (IPN, Plan 2008, bachillerato tecnológico)
- Unidad Didáctica 2: Estado gaseoso
- RAP 2 (12 h): Valora alternativas de solución de situaciones relacionadas con las leyes del estado gaseoso
- Sesión 7 de 1 hora — Gas ideal vs gas real y ecuación de van der Waals

Objetivos de aprendizaje

Al finalizar la sesión el estudiante debe ser capaz de:

- Explicar los postulados del gas ideal y por qué son una aproximación.
- Identificar las dos causas de desviación del comportamiento ideal (volumen propio y fuerzas de atracción).
- Aplicar la ecuación de van der Waals para corregir la ecuación de los gases ideales.

Activación de conocimientos previos

De la TCM al gas ideal

Recuerde a los estudiantes la teoría cinético-molecular de sesiones previas: partículas puntuales, sin fuerzas, choques elásticos. Diga: "El gas ideal es el modelo matemático perfecto que nace de esos postulados. Pero la naturaleza no es perfecta."

La ecuación de los gases ideales $PV = nRT$ es una aproximación excelente a bajas presiones y altas temperaturas, pero falla cuando las moléculas están cerca.

Desarrollo: el gas ideal como modelo

El gas ideal asume dos cosas: (1) las moléculas no ocupan volumen (son puntos) y (2) no hay fuerzas de atracción entre ellas. Bajo esas condiciones se cumple $PV = nRT$. Los gases reales se acercan a este comportamiento cuando están muy diluidos (baja P , alta T), porque las moléculas están lejos unas de otras.

Desarrollo: causas de la desviación

Las moléculas reales sí tienen volumen propio (no son puntos) y sí se atraen por fuerzas intermoleculares débiles (fuerzas de van der Waals). Dos efectos:

- A altas presiones, el volumen real disponible es menor que V , porque las propias moléculas ocupan espacio.
- A bajas temperaturas, las moléculas van más lentas y la atracción las "pega" un poco, reduciendo la presión real frente a la ideal.

CAU
S

Dos causas de desviación

- Volumen propio de las moléculas: corregimos restando b (covolumen) $\rightarrow (V - nb)$.
- Atracción intermolecular: corregimos restando a la presión $\rightarrow (P + a \cdot n^2/V^2)$.

Desarrollo: ecuación de van der Waals

Johannes van der Waals (1873) propuso corregir la ecuación ideal:

$$(P + a \cdot n^2/V^2) \cdot (V - nb) = nRT$$

donde:

- a = constante de atracción (depende de la fuerza intermolecular), en $L^2 \cdot atm/mol^2$.
- b = covolumen o volumen excluido (tamaño de la molécula), en L/mol .

Fórmula despejada para P : $P = nRT / (V - nb) - a \cdot n^2/V^2$

VD
W

Constantes típicas (a , b)

- CO_2 : $a = 3.59$, $b = 0.0427$
- NH_3 : $a = 4.17$, $b = 0.0371$
- O_2 : $a = 1.36$, $b = 0.0318$
- N_2 : $a = 1.39$, $b = 0.0391$

(unidades: a en $L^2 \cdot atm/mol^2$, b en L/mol ; $R = 0.0821 L \cdot atm/(mol \cdot K)$)

Ejercicio resuelto

Presión real de CO_2

Tip aplicado: usa $P = nRT/(V-nb) - a \cdot n^2/V^2$; convierte T a K

Enunciado: Calcula la presión que ejerce 1.00 mol de CO_2 en un recipiente de 1.00 L a 300 K usando van der Waals ($a = 3.59$, $b = 0.0427$). Compara con la presión ideal. Resolución:
Paso 1. Datos y conversión de temperatura (ya en K):

- $n = 1.00 \text{ mol}$, $V = 1.00 \text{ L}$, $T = 300 \text{ K}$
- $R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
- $a = 3.59 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$, $b = 0.0427 \text{ L}/\text{mol}$

Paso 2. Presión ideal (para comparar):

- $P_{\text{ideal}} = nRT / V = (1.00 \times 0.0821 \times 300) / 1.00$
- $P_{\text{ideal}} = 24.63 / 1.00 = 24.63 \text{ atm}$

Paso 3. Término de volumen corregido:

- $V - nb = 1.00 - (1.00 \times 0.0427) = 1.00 - 0.0427 = 0.9573 \text{ L}$

Paso 4. Primera fracción:

- $nRT / (V - nb) = (1.00 \times 0.0821 \times 300) / 0.9573$
- $= 24.63 / 0.9573 = 25.73 \text{ atm}$

Paso 5. Término de atracción:

- $a \cdot n^2/V^2 = 3.59 \times (1.00)^2 / (1.00)^2 = 3.59 \text{ atm}$

Paso 6. Presión real:

- $P = 25.73 - 3.59 = 22.14 \text{ atm}$

Respuesta final: Presión real (van der Waals) = 22.14 atm; presión ideal = 24.63 atm. La presión real es menor porque la atracción intermolecular reduce el empuje contra las paredes.

Segundo ejercicio (rápido)

Presión ideal de N_2

Tip aplicado: $PV = nRT$

Enunciado: ¿Cuál sería la presión ideal de 2.00 mol de N_2 en 5.00 L a 350 K? ($R = 0.0821$)
Resolución:

- $P = nRT / V = (2.00 \times 0.0821 \times 350) / 5.00$
- $P = 57.47 / 5.00 = 11.49 \text{ atm}$

Respuesta final: $P_{\text{ideal}} = 11.49 \text{ atm}$.

Cierre y resumen

KEY Lo esencial de la sesión

- Gas ideal = modelo (moléculas sin volumen ni atracción); útil a baja P y alta T.
- Gas real se desvía por volumen propio (corrección b) y atracción (corrección a).
- Ecuación de van der Waals: $(P + a \cdot n^2/V^2)(V - nb) = nRT$.

Conexión ecológica (RAP 2): conocer el comportamiento real de los gases es clave para dimensionar tanques de almacenamiento de CO₂ capturado o de gas natural; subestimar la presión real puede causar fugas y daño ambiental.

Cuándo importa la corrección

CUANDO ¿Cuándo usar van der Waals?

- Baja presión y alta T: el gas ideal basta (error < 1 %).
 - Alta presión (tanques, gases licuados): la corrección de volumen (b) domina.
 - Baja temperatura cerca de licuación: la atracción (a) domina y la presión real cae.
 - Gases con fuertes fuerzas intermoleculares (NH₃, CO₂, H₂O): mayor desviación.
- En la práctica, la industria usa ecuaciones de estado más completas (Peng-Robinson, Redlich-Kwong), pero van der Waals fue la primera en incorporar el tamaño y la atracción molecular, por lo que recibió el Nobel de Física en 1910.

Tercer ejercicio (comparación de desviación)

Desviación del O₂

Tip aplicado: compara P_{vdw} con P_{ideal}; O₂ tiene a y b pequeñas

Enunciado: Para 1.00 mol de O₂ (a = 1.36, b = 0.0318) en 5.00 L a 300 K, calcula P_{vdw} y compárala con P_{ideal}. Resolución:

- $P_{ideal} = (1.00 \times 0.0821 \times 300) / 5.00 = 24.63 / 5.00 = 4.93 \text{ atm}$
- $V - nb = 5.00 - 0.0318 = 4.968 \text{ L}$
- $nRT/(V-nb) = 24.63 / 4.968 = 4.96 \text{ atm}$
- $a \cdot n^2/V^2 = 1.36 \times 1 / 25.0 = 0.0544 \text{ atm}$
- $P_{vdw} = 4.96 - 0.0544 = 4.90 \text{ atm}$

Respuesta final: P_{ideal} = 4.93 atm, P_{vdw} = 4.90 atm; la desviación es pequeña (~0.6 %) porque el O₂ a baja presión se comporta casi ideal.