



UFOP

Universidade Federal
de Ouro Preto

Universidade Federal de Ouro Preto
Instituto de Ciências Exatas e Biológicas
Departamento de Química

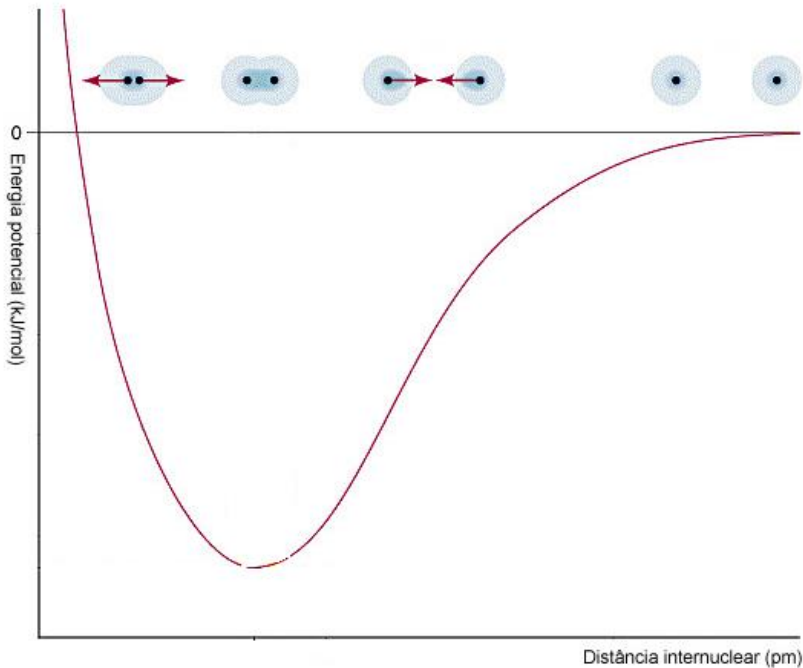


Gases reais

Professora: Melissa Soares Caetano

Disciplina QUI 317

Interações intermoleculares



Gases reais



**Exibem desvios em relação
ao gases perfeitos**

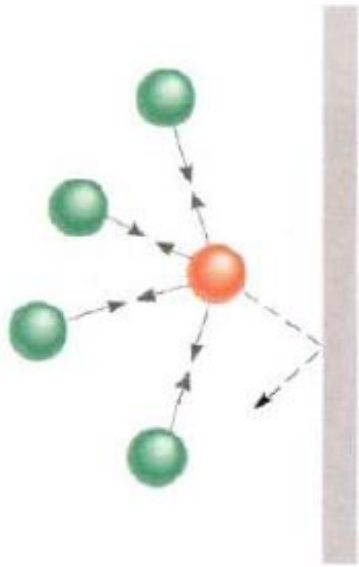


Interações moleculares

Baixas pressões gases reais comportam-se como gases ideais



Forças intermoleculares insignificantes



Pressão de um gás real é **menor** quanto **maior** for a atração entre as partículas

Forças repulsivas = contribuem para expansões

Forças atrativas = contribuem para compressões

Fator de compressibilidade



Uma medida do desvio da idealidade

$$Z = \frac{V_m}{V_{m_{ideal}}}$$

Mesmas condições
de P e T

$$V_{m_{ideal}} = \frac{RT}{P}$$

$$pV_m = RTZ$$

Gás ideal → Z=1

Z < 1 predominam forças atrativas $V_m < V_{m_{ideal}}$

Z > 1 predominam forças repulsivas $V_m > V_{m_{ideal}}$

Exemplo

Encontre o fator de compressibilidade para determinar o desvio da idealidade ao se tratar oxigênio a 160K e 3×10^3 KPa como gás ideal. Saiba que o volume molar real do gás é 0,52L/mol nas mesmas condições de temperatura e pressão. Qual tipo de interação é predominante?

Equação de Van der Waals

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Termo da repulsão

Termo da atração

a e **b** = constante de Van der Waals
características de cada gás e independentes da
temperatura

Equação de Van der Waals

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Cada molécula comporta-se como uma esfera pequena, rígida e impenetrável

Frequência de colisões são reduzidas pelas forças atrativas que atuam com intensidade proporcional ao quadrado da concentração molar

Exemplo

Os parâmetros de van der Waals para gás carbônico são $a=3,64\text{L}^2\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-2}$ e $b=0,04267\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Para 0,5 mols de gás carbônico confinado em um recipiente de 1,0L a temperatura constante de 27°C , mostre qual a pressão do gás usando a equação de van der Waals.

Característica da equação

Nas temperaturas elevadas e nos volumes molares grandes, as isotermas de Van der Waals coincidem com as isotermas do gás perfeito

$$\frac{RT}{V_m - b} \gg \gg \gg \frac{a}{V_m^2}$$

$$V_m \gg \gg B$$

Exemplos:

1) Considere uma amostra de 1mol de dióxido de enxofre, com uma pressão de 5atm e um volume de 10L. Calcule a temperatura dessa amostra de gás usando a equação de Van der Waals.

Dados: SO_2 $a = 6,714\text{atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$; $b = 0,05636\text{L}/\text{mol}$ $T=614,2\text{K}$

2) Estime as coordenadas críticas de um gás que tem as seguintes constantes de Van der Waals: $a = 0,751\text{atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$ e $b = 0,0226\text{L}/\text{mol}$ $V_c=0,0678\text{L}/\text{mol}$; $P_c=53,64\text{atm}$; $T_c=119,98\text{K}$

3) Qual o volume ocupado por 5mols de CH_4 sob pressão de 15bar na temperatura de 25°C , sabendo que nestas condições seu fator de compressibilidade é igual a 0,783? $V=6,47\text{L}$

4) Um gás a 250K e 15atm tem volume molar 12% menor do que o calculado pela lei dos gases perfeitos. Calcule o fator de compressibilidade. Que forças são dominantes no gás, atrativas ou repulsivas? $Z=0,88$ Forças atrativas

Exemplos:

5) O quanto é confiável a lei do gás perfeito comparada com a equação de van der waals? Qual a diferença em termos de pressão entre considerar 10g de dióxido de carbono confinado num recipiente de volume igual a 100cm^3 , a 25°C , como gás perfeito e como um gás de van der waals? $P_{\text{ideal}}= 5,7 \times 10^6 \text{Pa}$; $P_{\text{real}}=4,4 \times 10^6 \text{Pa}$

6) Utilizando a equação de van der waals, calcule a pressão exercida por 2,0Kg de O_2 quando o mesmo ocupa um volume de 10L na temperatura de 45°C . Compare o resultado com o valor que seria obtido utilizando a equação de estado dos gases ideais. $P_{\text{ideal}}= 163,17 \text{atm}$; $P_{\text{real}}=150,57 \text{atm}$

7) Um mol de CO_2 ocupa um volume de 1,32L sob a pressão de 18,4atm. Calcule a temperatura usando: a) a equação de estados dos gases ideais b) a equação de van der waals ($a=3,592\text{L}^2\text{atmmol}^{-2}$; $b=4,267 \times 10^{-2}\text{Lmol}^{-1}$) $T=295,98\text{K}$ e $T=319,72\text{K}$