

Esercitazione 8 del 04/11/2020

1) Un fluoruro organico gassoso ha densità 0.355 g/L a 17 °C e 189 mmHg. Qual è il suo peso molecolare?

R: Per risolvere questo problema possiamo sfruttare la legge dei gas perfetti

$$P \times V = n \times R \times T$$

Ricordandoci che $n = m(g)/MM(g/mol)$ e che la $d = m(g)/V(L)$, facendo le opportune sostituzioni possiamo riscrivere la relazione come segue

$$P \text{ (atm)} = [m(g)/V(L) \times R \times T \text{ (K)}] / MM(g/mol)$$

$$\text{dove } m(g)/V(L) = d$$

Esplicitiamo $MM(g/mol)$

$$MM(g/mol) = (d \times R \times T) / P = 0.355 \times 0.082 \times 290 / 0.249 = 33.9 \text{ g/mol}$$

2) Un recipiente del volume di 1.0 L contiene 131 g di Xe alla temperatura di 25°C.

Calcolare la pressione del gas nell'ipotesi che si comporti (a) come un gas perfetto (b) come un gas di van der Waals. Si assuma per lo xenon: $a = 4.194 \text{ dm}^6 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ e $b = 5.105 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$.

R: a) Xe come GAS PERFETTO

Si applica, come sempre, la legge dei gas perfetti.

$$P = n \times R \times T / V$$

Calcoliamo il n di moli di Xe

$$n = 131 \text{ g} / 131.39 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$$

Trasformiamo la temperatura da °C a K

$$25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$P = 1 \times 0.082 \times 298 / 1 = 24.4 \text{ atm.}$$

b) come GAS REALE

Il comportamento reale dei gas prevede una correzione rispetto a quello ideale, in quanto nella realtà le particelle occupano un loro volume e non sono mai completamente non interagenti.

La legge di van der Waals, che descrive il comportamento dei gas reali, mantiene la stessa forma ma prevede che pressione e volume vengano corretti al fine di considerare il reale comportamento delle particelle

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT$$

P = pressione misurata
 V = volume del recipiente
 a e b = costanti di van der Waals

$$V = 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} \quad a = 4.194 \text{ L}^2 \times \text{atm} \times \text{mol}^{-2} \quad b = 5.105 \times 10^{-2} \text{ L/mol}$$

$$P = [(1 \times 0.082 \times 298) / (1 - 5.105 \cdot 10^{-2} \times 1)] - (4.194 \times 1 / 1) = 21.56 \text{ atm}$$

3) Le costanti critiche del n-pentano sono $V_c = 175 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$, $T_c = 407.8 \text{ K}$ e $P_c = 54.9 \text{ atm}$.

Determinare i parametri di Van der Waals e stimare il raggio delle molecole.

R: I parametri critici di un gas (P_{critica} ; V_{critico} ; T_{critica}), corrispondenti al punto critico del gas stesso, sono correlati ai parametri di Van der Waals dalle seguenti relazioni

$$V_c = 3b \quad P_c = a/27b^2 \quad T_c = 8a/(27Rb)$$

Per ricavare a e b sono sufficienti solo due dei valori critici (per esempio possiamo non prendere in considerazione il valore di T_c)

Ricaviamo il valore b dal volume critico, dividendo per 3

$$b = V_c/3 = 175 (\text{cm}^3/\text{mol})/3 = 58.33 \text{ cm}^3/\text{mol} = 0.05833 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Una volta determinato b , possiamo ricavare a dalla sua relazione con la pressione critica

$$a = P_c \times 27 \times b^2 = 54.9 \times 27 \times (0.05833 \text{ dm}^3/\text{mol})^2 = 5.043 \text{ dm}^6 \times \text{atm}/\text{mol}^2$$

E' possibile ottenere una stima del raggio delle molecole dal parametro b , in quanto quest'ultimo rappresenta indicativamente il volume di una mole di particelle del gas:

$$b = N_A \times V(\text{molec})$$

Dalla relazione ricaviamo il volume di una molecola

$$V(\text{molec}) = 0.05833 (\text{dm}^3/\text{mol}) / 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9.68 \times 10^{-26} \text{ dm}^3$$

Approssimando le molecole a delle sfere, possiamo ricavare una stima del raggio molecolare esplicitando il raggio dalla formula del volume della sfera:

$$V(\text{molec}) = (4/3) \pi r^3$$

$$r = (3 \times V(\text{molec}) / 4\pi)^{1/3} = 2.85 \times 10^{-9} \text{ dm}; 2.85 \times 10^{-10} \text{ m} = 2.84 \text{ \AA}$$

4) Un gas alla temperatura di 420 K ed alla pressione di 17 atm ha un volume molare maggiore del 14% rispetto a quello calcolato considerandolo un gas perfetto. Calcolare il fattore di comprimibilità ed il volume molare del gas. In queste condizioni sono dominanti le forze attrattive o repulsive?

R: Il fattore di comprimibilità di un gas è una grandezza adimensionale data dalla relazione

$$Z = P \times V_m / R \times T$$

Il testo del problema ci dice che il volume molare (V_m) è il 14% in più rispetto al volume molare considerando il gas come gas perfetto (V_m°).

$$V_m = 1.14 \times V_m^\circ = 1.14 \times R \times T / P$$

Sostituiamo all'interno dell'espressione che ci consente di calcolare Z

$$Z = P / R \times T \times 1.14 \times R \times T / P = 1.14$$

Noto il valore di Z, possiamo determinare il valore di V_m dal reciproco della relazione

$$V_m = Z \times R \times T / P = 1.14 \times 0.082 \times 420 / 17 = 2.31 \text{ L}$$

Il V_m è maggiore rispetto al V_m° , quindi a dominare saranno le forze repulsive.

5) Mettere in ordine di temperatura di ebollizione i seguenti gruppi di composti organici, giustificando la risposta:

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{ONa}$

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (butano) è una molecola organica, poco polare. Le forze dipolo-dipolo sono quindi trascurabili. Per quanto riguarda le forze di London, C ed H sono nuclei piccoli, le cui nuvole elettroniche sono poco polarizzabili. Ne consegue che queste interazioni intermolecolari saranno trascurabili;

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (dietil etere) è una molecola organica, poco polare. Le forze dipolo-dipolo saranno quindi poco intense. Anche le forze di London sono poco intense, data la scarsa polarizzabilità dei nuclei;

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (1-butanolo) è una molecola organica, polare. Le interazioni dipolo-dipolo sono intense, nello specifico si tratta di legami ad idrogeno. Come per l'etere dietilico, le forze di London non avranno un'intensità trascurabile;

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{ONa}$: È un "sale organico", le interazioni intermolecolari sono quindi di natura IONICA

Ordine di punto di ebollizione:



b) CH_3F , CH_3OH , CH_3NH_2

- CH_3F = Molecola organica, Polare. Le interazioni intermolecolari sono principalmente dipolo-dipolo. Data la scarsa polarizzabilità delle nuvole elettroniche (C, H ed F sono piccoli), le forze di London sono trascurabili;

- CH_3OH = Molecola organica; Polare; Le interazioni intermolecolari sono principalmente dipolo-dipolo , principalmente LEGAME H; Data la scarsa polarizzabilità delle nuvole elettroniche (C, H ed F sono piccoli), le forze di London sono trascurabili;

- CH_3NH_2 = Molecola organica; Polare; Le interazioni intermolecolari sono principalmente dipolo-dipolo , principalmente LEGAME H; Data la scarsa polarizzabilità delle nuvole elettroniche (C, H ed F sono piccoli), le forze di London sono trascurabili;