

Corso di Chimica

Esercitazione 7: I Gas

15 Aprile 2016

1. Unità di misure

L'Unità di Misura è un valore definito che serve a quantificare la grandezza fisica di un corpo, sostanza o fenomeno che incontriamo nel mondo reale.

Il **Sistema Internazionale (S.I.)** distingue per convenzione due tipi di grandezze: quelle *fondamentali*, per le quali le unità di misura sono dimensionalmente indipendenti, e le *grandezze derivate* per le quali le unità di misura sono definite tramite relazioni analitiche che le collegano alle unità fondamentali.

1.1 Pressione

Unità di misura della pressione nel Sistema Internazionale (**S.I.**): Pascal (Pa) = N/m²

1 atm = 760 mmHg = 760 Torr

1 atm = 101325 Pa = 101,325 kPa

1 bar = 10⁵ Pa = 0,9869 atm

1 atm = 1,01325 bar

1 Torr = 1 mmHg

1.2 Temperatura

Unità di misura nel Sistema Internazionale (**S.I.**): Kelvin (K)

$t(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15$

$t(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

1.3 Volume

Unità di misura nel Sistema Internazionale (**S.I.**): m³

1 m³ = 1000 L

1 L = 1 dm³

2. Problemi Svolti

2.1 Problema

Calcolare la quantità di grammi di Cl_2 che occupa in un volume di 682mL alla temperatura di 38,2 °C alla pressione di 435 Torr. Quale sarebbe la pressione del gas se contemporaneamente la temperatura triplicasse e il volume si dimezzasse?

$\text{PM}(\text{Cl}_2) = 70,90 \text{ g/mol}$

- Prima di tutto occorre trasformare le unità di misure, in particolare quelle della temperatura e della pressione:

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 = 38,2 + 273,15 = 311,35K$$

$$1\text{atm} = 760\text{Torr}$$

$$435/760 = 0,57\text{atm}$$

- Dall'equazione di stato dei gas perfetti possiamo scrivere: $PV = nRT$ e quindi il numero di moli $n = \frac{PV}{RT}$; sapendo che il numero di moli può essere ricavato dal rapporto $\frac{\text{massa}}{\text{PM}}$, possiamo ancora scrivere:

$$\frac{m}{\text{PM}} = \frac{PV}{RT}$$

$$m = \text{PM} \frac{PV}{RT}$$

$$m = 70,90 \cdot \frac{0,57 \cdot 0,682}{0,082 \cdot 311,35} = 1,077\text{g}$$

- La seconda parte dell'esercizio chiede quale sarebbe la pressione del gas se la temperatura triplicasse (387,75K) e il volume dimezzasse (341mL). Quindi per prima cosa ci ricaviamo il numero di moli del gas conoscendo la sua massa:

$$\text{moli}(\text{Cl}_2) = \frac{1,077}{70,90} = 0,015\text{moli}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = 0,015 \cdot \frac{0,082 \cdot 387,75}{0,341} = 1,42\text{atm}$$

2.2 Problema

Un bulbo di vetro di una lampada alogena del volume di 2,5mL contiene 1,2mg di vapori di I_2 . Calcolare la pressione nel bulbo quando la lampada è spenta ($T = 20^\circ C$) e quando è accesa ($T = 300^\circ C$), ammettendo che in queste condizioni le molecole di iodio siano ancora indissociate.

$PM(I_2) = 253,81 \text{ g/mol}$

- Per prima cosa ci ricaviamo il numero di moli di iodio avendo a disposizione la massa e il suo peso molecolare:

$$moli_{I_2} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{253,81} = 0,004 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

- Dall'equazione di stato dei gas perfetti possiamo scrivere $PV = nRT$ e quindi ricavarci la pressione per entrambi gli stati:

$$P = 0,004 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{0,082 \cdot 293,15}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 0,038 \text{ atm}$$

$$P = 0,004 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{0,082 \cdot 573,15}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 0,088 \text{ atm}$$

- Lo stesso risultato per lo stato acceso poteva essere ottenuto mediante la legge di Amontons visto che il volume risulta essere costante e quindi $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

2.3 Problema

Un recipiente del volume di 750 mL contiene metano alla temperatura di $37^\circ C$ e alla pressione di 950 mmHg. Calcolare la massa del gas.

- Per prima cosa bisogna trasformare i *mmHg* in *atm* e i $^\circ C$ in *K*:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$\frac{950}{760} = 1,25 \text{ atm}$$

$$T(K) = 37 + 273,15 = 310,15 K$$

- Dall'equazione di stato dei gas perfetti possiamo ricavarci il numero di moli avendo a disposizione la pressione il volume e la temperatura:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,25 \cdot 0,75}{0,082 \cdot 310} = 0,037 \text{ moli}$$

- Conoscendo il peso formula del metano (CH_4) possiamo ricavarci la massa del gas:

$$massa = moli \cdot pesoformula = 0,037 \cdot 16 = 0,590 g$$

2.4 Problema

Calcolare il peso molecolare di una sostanza gassosa sapendo che alla temperatura di 40 °C e alla pressione di 1,2 atm presenta una densità di 3,31g/L.

- L'equazione di stato dei gas perfetti può anche essere scritta anche in questo modo (esplicitando le moli):

$$P \cdot V = \frac{m}{PM} \cdot R \cdot T$$

$$PM = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{P}$$

$$PM = d \cdot \frac{RT}{P}$$

- A questo punto siamo in grado di ricavarci il peso molecolare sostituendo i dati che abbiamo a disposizione:

$$PM = 3,31 \cdot \frac{0,082 \cdot 313,15}{1,2} = 70,9 \frac{g}{moli}$$

2.5 Problema

In un recipiente, inizialmente vuoto, del volume di 15,7 L, vengono introdotti 25,5 g di azoto e una certa quantità di benzene (C₆H₆). Il recipiente viene scaldato alla temperatura di 122 °C alla quale il benzene è completamente vaporizzato. Sapendo che la pressione totale esercitata dalla miscela è di 2,26 atm, calcolare la massa di benzene e le pressioni parziali dei due gas.

- Sapendo che il numero di moli totali sono date dalla somma delle moli di benzene e di azoto, possiamo inizialmente ricavarci le moli totali:

$$n_T = \frac{PV}{RT} = \frac{2,26 \cdot 15,7}{0,082 \cdot 395,15} = 1,095 moli$$

- A questo punto possiamo ricavarci le moli di azoto (N₂) e di conseguenza quelle del benzene:

$$n_{N_2} = \frac{25,5}{28} = 0,911 moli$$

$$n_{C_6H_6} = n_T - n_{N_2} = 1,095 - 0,911 = 0,184 moli$$

- Conoscendo le moli di benzene possiamo ricavarci la sua massa:

$$m_{C_6H_6} = 0,184 \cdot 78 = 14,35g$$

- A questo punto per il calcolo delle pressioni parziali si può procedere in due modi:

1. Utilizzando l'equazione di stato dei gas perfetti: $P_i = n_i \cdot \frac{RT}{V}$
2. Oppure mediante le frazioni molari in quanto sono note la pressione totale, le moli totali e quelle dei singoli gas: $P_i = \chi_i \cdot P_t$

- Per il primo metodo abbiamo:

$$P_{N_2} = 0,911 \cdot \frac{0,082 \cdot 395,15}{15,7} = 1,88 atm$$

$$P_B = 0,184 \cdot \frac{0,082 \cdot 395,15}{15,7} = 0,377 atm$$

- Utilizzando le frazioni molari si ottiene (2 metodo):

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\chi_{N_2} = \frac{0,911}{1,095} = 0,832$$

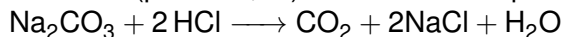
$$\chi_{C_6H_6} = \frac{0,184}{1,095} = 0,167$$

$$P_{N_2} = 0,832 \cdot 2,26 = 1,88 atm$$

$$P_{C_6H_6} = 0,167 \cdot 2,26 = 0,377 atm$$

2.6 Problema

Si calcoli il volume misurato a 20,0 °C e 750,0 torr del diossido di carbonio (CO₂) ottenuto facendo reagire 10,0 g di carbonato di sodio (Na₂CO₃; p.f. = 106) con 10,0 g di acido cloridrico (p.f. = 36,45) in soluzione acquosa, secondo la reazione:



- Si calcolano il numero di moli corrispondenti ai 10,0 g di carbonato di sodio e ai 10,0 g di acido cloridrico:

$$n_{Na_2CO_3} = \frac{10,0}{106} = 0,094 moli$$

$$n_{HCl} = \frac{10,0}{36,46} = 0,27 moli$$

- Dalla stechiometria di reazione risulta che le moli di Na₂CO₃ e di HCl reagiscono nel rapporto 1:2; essendo in difetto le moli di Na₂CO₃, sarà il numero di queste a determinare il numero di moli di CO₂ sviluppato.

$$1(Na_2CO_3) : 1(CO_2) = 0,094 : x$$

$$x = 0,094 moli \text{ di } CO_2$$

- Applicando l'equazione di stato si calcola il volume occupato dalle 0,094 moli di CO₂ misurate a 20,0 °C e 750 torr, trasformando i torr in atmosfere e i °C in Kelvin:

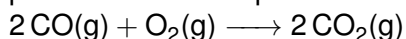
$$\frac{750}{760} \cdot V = 0,094 \cdot 0,0821 \cdot 293,15$$

$$V = 2,29 \text{ litri}$$

3. Problemi da svolgere

3.1 Problema

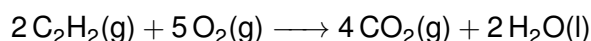
In un recipiente di 850mL inizialmente vuoto si miscelano 250mL di O₂ a 40°C e 15 atm e 500 mL di CO a 30°C e 20 atm. La miscela viene portata a 200°C. Calcolare la pressione totale dopo il riscaldamento. Data la reazione:



[R. P_{tot} = 18,37 atm]

3.2 Problema

Data la reazione di combustione dell'acetilene (C₂H₂):

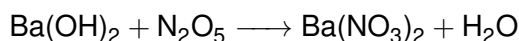
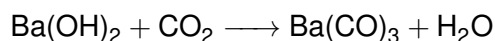


Calcolare quante moli di CO₂ si formano per combustione di 1L di acetilene a 25°C e P = 1atm (n.b. la reazione va a completezza) e quante moli di O₂ occorrono per bruciare 20L di C₂H₂ a T = 25°C.

[R. 0,0818 ; 2,045]

3.3 Problema

7,5mL di una miscela gassosa composta da CO₂, N₂O₅ e C₂H₆ a 1 atm e T = 298K vengono fatti gorgogliare attraverso una soluzione di Ba(OH)₂ che assorbe quantitativamente CO₂ e N₂O₅ secondo le reazioni:

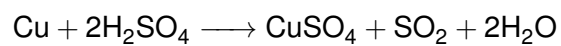


Il volume del gas residuo è 2,45mL alle stesse condizioni di T e P. Il BaCO₃ che si è formato è un prodotto insolubile che viene filtrato e il suo peso è di 31,4 mg. Trovare la pressione parziale e la frazione molare dei singoli gas.

[R. P_{C₂H₆} = 0,327atm ; P_{CO₂} = 0,517atm ; P_{N₂O₅} = 0,156 atm]

3.4 Problema

Si calcoli il volume di diossido di zolfo (SO_2 ; p.f. = 64,06), misurato a $30,0^\circ\text{C}$ ed a 380,0 torr, che si sviluppa facendo reagire 6 g di rame (p.a. = 63,55) con 100,00 g di H_2SO_4 (p.f. = 98,08) secondo la reazione:



[R. 4,7L]