



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# *Corsa di Chimica Generale*

Ing. Informatica/Automazione/Telecomunicazioni

## *Esercitazione 4 – A.A. 2024/2025*



## ✦ *Esercizio 1 – Legge di stato gas perfetti*

La sodio azide ( $\text{NaN}_3$ ) è utilizzata negli airbags delle macchine. Dopo l'impatto si decompone in sodio e azoto. Calcolare il volume occupato dal gas sviluppato a  $T = 21^\circ \text{C}$  e  $P = 823 \text{ mmHg}$  a partire da  $60 \text{ g}$  di  $\text{NaN}_3$ .

### **Strategia**

Scrivere la reazione bilanciata. Determinare il numero di moli di azoto che si possono formare. Supporre che l'azoto si comporti da gas ideale.

### **Svolgimento**

La reazione da considerare è la seguente:



La stechiometria della reazione ci dice che

$$\text{mol N}_2 = 3/2 \text{ mol NaN}_3$$

$$\text{mol (NaN}_3) = m (\text{g}) / (\text{MM g/mol}) = (60 \text{ g}) / (65 \text{ g/mol}) = 0.92 \text{ moli}$$

$$\text{mol N}_2 = (0.92 \text{ moli}) * (3/2) = 1.38 \text{ moli}$$

Utilizziamo l'equazione di stato dei gas ideali per calcolare il volume di  $\text{N}_2$

$$V (\text{N}_2) = (n(\text{N}_2) R T) / P$$

$$V (\text{N}_2) = [1.38 \text{ mol} * (0.082 \text{ L atm / mol K}) * 294 \text{ K}] / [(823/760) \text{ atm}] = \underline{\underline{30.7 \text{ L}}}$$



## ✦ *Esercizio 2 – Densità e Legge di stato gas perfetti*

Calcolare la densità dell'etano  $\text{C}_2\text{H}_6$  a  $T = 100^\circ \text{C}$  e  $P = 730 \text{ mmHg}$ .

### Strategia

Considerare la definizione di densità

Rielaborare l'equazione di stato dei gas ideali

Controllare le unità di misura

### Svolgimento

Per definizione:  $d = m/V = n * MM/V$ ;

supponendo che l'etano nelle condizioni specificate si comporti da gas ideale, possiamo utilizzare l'equazione di stato dei gas ideali

$PV = nRT$ , ovvero:  $n = PV / RT$ , che sostituita nella definizione di densità fornisce  
 $d = (PV/RT) * MM / V = MM * P / RT$

La massa molare dell'etano è:  $MM (\text{C}_2\text{H}_6) = 30 \text{ g/mol}$

Introducendo i dati numerici nell'equazione si ottiene

$$d = [30 \text{ g/mol} * (730/760) \text{ atm}] / [(0.082 \text{ L atm/mol K}) * 373 \text{ K}] = 0.94 \text{ g/L} = 9.4 * 10^{-4} \text{ g / mL}$$



## ✦ *Esercizio 3 – Stechiometria e Legge di stato gas perfetti*

Determinare la formula molecolare del gas che secondo l'analisi elementare è composto da C per l'85.7% e da H per il 14.3% e che a  $P = 1 \text{ atm}$  e  $T = 30^\circ \text{ C}$  ha una densità pari a  $1.13 \text{ g / L}$ .

### **Svolgimento**

Consideriamo 100 g di campione, che sono formati da 85.7 g di C e 14.3 g di H.

$$\begin{aligned} \text{mol C} &= 85.7 \text{ g} / 12 \text{ g / mol} = 7.14 \text{ mol} \\ \text{mol H} &= 14.3 \text{ g} / 1 \text{ g / mol} = 14.3 \text{ mol} \\ \text{mol H/mol C} &= 2 \end{aligned}$$

formula minima:  $\text{CH}_2$  (peso corrispondente a formula minima:  $14 \text{ g / mol}$ )

La formula molecolare molecolare sarà:  $(\text{CH}_2)_n$

Noto il peso molecolare del gas possiamo risalire al valore del pedice n.

Supponiamo che il gas abbia un comportamento ideale e applichiamo l'equazione di stato. Per definizione di densità:



## ✦ *Esercizio 4 – Stechiometria e Legge di stato gas perfetti*

$$d = m / V = n * MM / V,$$

ovvero:

$$n = d * V / MM$$

che inserita nell'eq. dei gas (ideali):  $PV = nRT$ , fornisce:

$$PV = dVRT / MM$$

$$MM = dRT/P = 28 \text{ g/mol}$$



## ✦ *Esercizio 4 – Miscela di Gas*

Un volume di 64 L di NO viene mescolato con un volume di 40 L di O<sub>2</sub>, entrambi i gas essendo presi in condizioni normali (0° C, 1 atm; **NB.: in condizioni normali, una mole di gas occupa 22,414 L**). Avviene la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare le frazioni molari e le pressioni parziali alla fine della reazione.

### **Svolgimento**

La reazione bilanciata è la seguente:



La reazione va a completamento. Pertanto:

Volume O<sub>2</sub> necessario per 64 L di NO = 64 L / 2 = 32 L.

NO è il reagente limitante.



## ✦ *Esercizio 4 – Miscela di Gas*

Alla fine della reazione:

Volume  $\text{NO}_2$  = Volume di  $\text{NO}$  reagito = 64 L

Volume  $\text{O}_2$  non reagito = Volume di  $\text{O}_2$  iniziale - Volume  $\text{O}_2$  reagito =  
= (40 - 32) L = 8 L

Essendo in condizioni normali:

mol  $\text{NO}_2(\text{g})$  = 64 L / 22.414 L/mol = 2.86 mol

mol  $\text{O}_2(\text{g})$  = 8 L / 22.414 L/mol = 0.36 mol

mol tot = 2.86 + 0.36 = 3.22 mol

$x(\text{NO}_2) = 2.86 / 3.22 = 0.89$   $p(\text{NO}_2) = 1 \text{ atm} * 0.89 = 0.89 \text{ atm}$

$x(\text{O}_2) = 0.36 / 3.22 = 0.11$   $p(\text{O}_2) = 1 \text{ atm} * 0.11 = 0.11 \text{ atm}$

Lo stesso risultato può essere ottenuto ragionando sui volumi invece che sulle moli.



## ✦ *Esercizio 5 – Gas e Stechiometria*

Un idrocarburo gassoso  $C_xH_y$  occupa un volume di 25.4 L a  $T = 400\text{K}$  e  $P = 3.4$  atm. Si fa reagire questo gas con un eccesso di ossigeno e si formano 47.4 g di  $H_2O$  e 231.6 g di  $CO_2$ . Determinare la formula molecolare dell'idrocarburo.

### **Svolgimento**

L'idrocarburo gassoso reagendo con l'ossigeno si trasforma completamente in  $CO_2$  e  $H_2O$ . Possiamo calcolare le moli di  $CO_2$  e risalire alle moli di C presenti nel composto e analogamente dalle moli di  $H_2O$  si risale alle moli di H presenti nell'idrocarburo di partenza. Otteniamo da questi dati la formula empirica.

$$\text{Mol } H_2O = 47.4 \text{ g} / 18.01 \text{ g/mol} = 2.64 \text{ mol } H_2O$$

$$\text{Mol } H = 2 \times \text{mol } H_2O = 5.26 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } CO_2 = 231.6 / 44.01 \text{ g/mol} = 5.26 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } C = \text{mol } CO_2 = 5.26 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } H/\text{mol } C = 1$$

Formula Minima: CH





Per ricavare la formula molecolare bisogna conoscere la massa molecolare del gas. Si applica la legge dei gas ideali.

$$PV = nRT \text{ ovvero } PV = (m/MM)RT$$

Dobbiamo calcolare la massa dell'idrocarburo di partenza, che sarà data da massa di C + massa di H

$$\text{Massa di C} = 5.26 \text{ mol} * 12.011 \text{ g/mol} = 63.18 \text{ g}$$

$$\text{Massa di H} = 5.26 \text{ mol} * 1.0079 \text{ g/mol} = 5.30 \text{ g}$$

$$\text{Massa idrocarburo} = 68.48 \text{ g}$$

$$PV = (m/MM)RT$$

$$MM = (mRT)/PV = [68.48 \text{ g} * 0.0821 \text{ (L atm/K mol)} * 400 \text{ K}] / (3.4 \text{ atm} * 25.4 \text{ L}) = 26.04 \text{ g/mol}$$

Confrontiamo la massa molecolare appena calcolata con la massa molecolare corrispondente alla formula empirica:

$$\text{Massa molecolare formula empirica} = 13.02$$

La massa molecolare dell'idrocarburo è doppia rispetto a quella corrispondente alla formula empirica. Perciò la formula molecolare dell'idrocarburo è C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>.



## ✦ *Esercizio 6 – Miscele di gas*

Un recipiente del volume di 1.00 L contiene a  $T = 200\text{ }^{\circ}\text{C}$   $\text{H}_2$  gassoso a una pressione parziale di 2356 mmHg e  $\text{O}_2$  gassoso a una pressione parziale di 884.3 mmHg. Viene fatta scoccare una scintilla affinché avvenga la reazione di combustione. Calcolare la pressione totale finale nel recipiente supponendo che la temperatura sia salita a  $250\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

### **Svolgimento**

La reazione da considerare è la seguente:



Utilizzando l'equazione di stato dei gas ideali calcoliamo le moli iniziali di  $\text{O}_2$  e  $\text{H}_2$   
moli iniziali  $\text{H}_2(\text{g}) = (p(\text{H}_2) \cdot V) / (R \cdot T) = 2356 \cdot 1 / 760 \cdot 0.082 \cdot 473 = 0.08$  moli  
moli iniziali  $\text{O}_2(\text{g}) = (p(\text{O}_2) \cdot V) / (R \cdot T) = 0.03$  moli

L'ossigeno è il reagente limitante.



## ✦ *Esercizio 6 – Miscele di gas*

$$\text{moli finali O}_2(\text{g}) = 0$$

$$\text{moli finali H}_2(\text{g}) = 0.08 - (2 \cdot 0.03) = 0.02 \text{ mol}$$

$$\text{moli finali H}_2\text{O}(\text{g}) = 2 \cdot 0.03 = 0.06 \text{ mol}$$

$$\text{moli totali finali} = (0.02 + 0.06) \text{ mol} = 0.08 \text{ mol}$$

$$P_{\text{tot}} = (n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T) / V = \underline{3.43 \text{ atm}}$$



## Esercizio 7 – Gas e Resa

Considerare la seguente reazione bilanciata:



Se in seguito a reazione si ottengono 72,0 grammi di ossigeno, calcolare quanti grammi di clorato di potassio sono stati messi a reagire se la reazione avviene con una resa dell'80,0 %.

### Svolgimento

Moli di  $\text{O}_2 = \text{g O}_2 / \text{MM O}_2 = 72 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 2,25 \text{ mol}$

Rapporto stechiometrico  $\text{KClO}_3:\text{O}_2 = 2:3$

Quindi, considerando una resa del 100%, 2,25 moli di  $\text{O}_2$  vengono rilasciate facendo reagire  $(2,25 * 2) / 3 \text{ mol di KClO}_3$ , 1,5 moli.

Considerando la resa pari a 80%, serviranno invece:  $1,5 * 100/80 \text{ moli di KClO}_3$ , pari a 1,875 moli.

Massa di  $\text{KClO}_3 = \text{MM} * n = 122,5 \text{ g/mol} * 1,875 \text{ mol} = 230 \text{ g}$



# ✦ *Interazioni intermolecolari*

27) Quali sono le principali forze intermolecolari presenti nei seguenti liquidi (a opportune temperature e pressioni): a) acido solforico; b) metano; c) acido cloridrico.

*a) forti legami a H; b) dip. indotto - dip. indotto; c) dipolo- dipolo e dipolo indotto-dipolo indotto.*





## ✦ *Geometria molecolare*

6) Descrivere la struttura (tipo di legame, geometria, polarità) dei seguenti composti :  
a) ossido di bario;      b) ioduro di cesio; c) anidride solforica  
*a) e b) composti ionici,  $BaO$  e  $CsI$ ; c) molecola planare trigonale, apolare*



## ✦ *Resa teorica e resa reale*

- La **resa teorica** suppone che la reazione vada al 100%, cioè che si abbia la formazione di tutto il prodotto (o i prodotti) possibili;
  - La **resa reale**, invece, è data dal fatto che di norma le reazioni non abbiano una conversione completa, perciò sarà un valore  $< 100\%$
- Negli esercizi in cui si debba calcolare una resa reale, di solito si risolve l'esercizio supponendo prima una resa del 100% (teorica), e in ultimo convertendo il risultato sfruttando una proporzione con il valore «reale»!

