

Stechiometria 1

paola.baiocco@uniroma1.it

Unità di massa atomica (UMA): $1/12$ massa di ^{12}C (1.67×10^{-24} g)

Massa atomica relativa: massa di un atomo relativamente all'unità di massa atomica.

Ossia quanto pesa una sostanza rispetto a $1/12$ di ^{12}C .

Es.: Ossigeno (O): m.a.r.=16

Azoto (N): m.a.r.= 14

Idrogeno (H): m.a.r.= 1

Massa molecolare relativa: massa della molecola. Ossia somma delle masse degli atomi (peso molecolare).

Es.: H_2O ($2\text{H} + 1\text{O}$) = $2 + 16 = 18$

H_2CO_3 ($2\text{H} + 1\text{C} + 3\text{O}$) = $2 + 12 + (16 \times 3) = 62$

Calcolare il peso molecolare delle seguenti molecole:

Nitrato di ammonio NH_4NO_3 $\text{PM} = 14 \times 2 + 4 + 3 \times 16 = 80$

Bicarbonato di sodio NaHCO_3 $\text{PM} = 23 + 1 + 12 + 3 \times 16 =$

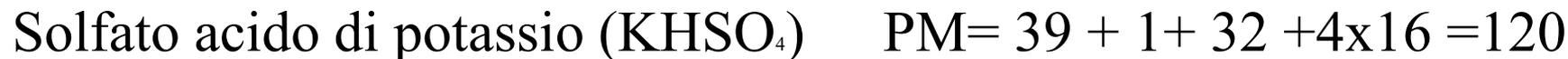
Solfato acido di potassio KHSO_4

Cloruro di calcio CaCl_2

Fosfato trisodico Na_3PO_4

Carbonato di calcio CaCO_3

Calcolare il peso molecolare delle seguenti molecole:



Calcolare la composizione percentuale del bicarbonato di sodio

Calcolare la composizione percentuale del bicarbonato di sodio

Formula: NaHCO_3

$$\text{PM} = 23 + 1 + 12 + 3 \times 16 = 84$$

frazione del peso molecolare dovuta a Na: $23 / 84 = 0,274$
percentuale in peso di Na = 27,4%

frazione del peso molecolare dovuta a H: $1 / 84 = 0,012$
percentuale in peso di H = 1,2%

frazione del peso molecolare dovuta a C: $12 / 84 = 0,143$
percentuale in peso di C = 14,3%

frazione del peso molecolare dovuta a O: $3 \times 16 / 84 = 0,571$
percentuale in peso di O = 57,1%

Somma delle percentuali in peso = 100%

La concentrazione dell'urea nel sangue viene espressa in mg di azoto ureico presenti in 100 ml di siero. Il valore normale è <50 mg/100mL. Sapendo che la formula dell'urea è CON_2H_4 calcolare a quanti mg di urea corrispondono 50 mg di azoto ureico.

$$\text{PM dell'urea: } 12 + 16 + 2 \times 14 + 4 \times 1 = 60$$

$$\text{Percentuale in peso dell'azoto} = 100 \times (2 \times 14 / 60) = 46,7\%$$

Peso della quantità di urea che contiene 50 mg di azoto:

$$50 \times \frac{100}{46,7} = 107 \text{ mg}$$

La composizione percentuale in peso di un certo composto, determinata mediante analisi chimica, risulta: H=6,7%; C=26,7%; O=35,6%; N=31%. Determinare il peso molecolare minimo e la formula corrispondente.

100 g del composto in esame contengono:

$$H = 100 \times 6,7\% = 6,7 \text{ g}$$

$$C = 100 \times 26,7\% = 26,7 \text{ g}$$

$$O = 100 \times 35,6\% = 35,6 \text{ g}$$

$$N = 100 \times 31\% = 31 \text{ g}$$

Per passare dai rapporti in peso ai rapporti in numero di atomi dividiamo per i pesi atomici:

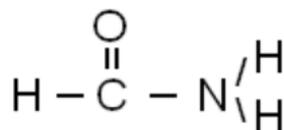
$$\begin{aligned} H : C : O : N &= 6,7 / 1 : 26,7 / 12 : 35,6 / 16 : 31 / 14 \\ &= 6,7 : 2,25 : 2,23 : 2,21 \end{aligned}$$

Dividiamo per l'atomo meno rappresentato e otteniamo:

$$H : C : O : N = 3,03 : 1,01 : 1,009 : 1 = 3 : 1 : 1 : 1$$

Formula minima: H₃CNO

Composto formammide



Qual è la relazione tra mole e massa?

Una mole di sostanza = quantità in grammi pari alla sua massa

A quante moli corrisponde un quantitativo in grammi della sostanza?

Moli = Grammi / peso molecolare

Es.: a quante moli corrispondono 5g di CO_2 ?

Massa molecolare = 44  1 mol = 44g

$5g/44 = 0.11$ moli

-NUMERO DI AVOGADRO-

La legge di Avogadro afferma che nelle stesse condizioni di pressione e temperatura volumi uguali di gas contengono lo stesso numero di molecole, indipendentemente dal tipo di gas (in condizioni che approssimano le condizioni ideali)

In particolare una mole di gas in condizioni $T=0^{\circ}\text{C}$, $P=1\text{atm}$ occupa 22.4L e contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole



numero di Avogadro

Mole (n) è la quantità di materia di un sistema che contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ entità elementari

$$n = g / PM$$

Quanti grammi di cloruro di sodio è necessario pesare per ottenere 2,5 moli di questo composto?

La formula che correla il peso al numero di moli è:

$$n = \text{peso}/\text{PM}$$

da questa formula otteniamo: $\text{peso} = n \times \text{PM}$

La formula del cloruro di sodio è NaCl

Il PM risulta: $\text{PM} = 23 + 35,4 = 58,4$

Il peso di una mole è quindi 58,4 g.

Il peso di 0,25 moli è: $\text{peso} = 0,25 \times 58,4 = 14,6 \text{ g}$

Quante moli di cloruro di sodio sono contenute in 2,5 g di questo composto?

La formula che calcola il numero di moli è: $n = \text{peso} / \text{PM}$

Il peso molecolare del cloruro di sodio (NaCl) è 58,4

Il numero di moli di NaCl contenute in 2,5 g risulta:

$$n = 2,5 / 58,4 = 0,043 \text{ moli}$$

Quante moli di glucosio (PM180) sono contenute in 5 g di questo composto? A quante molecole corrisponde questa quantità di sostanza?

Applicando la formula $n = \text{peso} / \text{PM}$ otteniamo:

$$n = 5 / 180 = 0,028 \text{ moli}$$

Per calcolare il numero di molecole dobbiamo moltiplicare il numero di moli per il numero di Avogadro:

$$\text{molecole} = 0,028 \times 6,02 \times 10^{23} = 0,167 \times 10^{23}$$

Quante moli di fosfato trisodico sono contenute in 1 g di questo composto?

La formula del fosfato trisodico è: Na_3PO_4

Il PM risulta: $\text{PM} = 3 \times 23 + 31 + 4 \times 16 = 164$

Il numero di moli contenute in 1 g risulta:

$$n = \text{peso} / \text{PM} = 1 / 164 = 0,0061$$

-GAS IDEALI-

Le particelle che costituiscono un gas ideale:

- ✓ sono in movimento continuo e casuale
- ✓ hanno un volume trascurabile rispetto al volume totale a disposizione del gas
- ✓ non interagiscono fra loro
- ✓ urtano in modo completamente elastico

In determinate condizioni sperimentali
-essenzialmente a pressioni basse-

UN GAS REALE SI COMPORTA COME UN GAS IDEALE

A temperatura ambiente ed alla pressione atmosferica la maggior parte dei gas reali (O_2 , N_2 , H_2) mostra un comportamento in buon accordo con le leggi dei gas ideali

-UNITA' DI MISURA-

PRESSIONE:

$$1\text{atm} = 760\text{ mm Hg}$$

VOLUME:

$$1\text{l} = 1000\text{ml}$$

TEMPERATURA:

$$0\text{K} = -273.16^{\circ}\text{C}$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.16 \quad ^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.16$$

COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS:

$$R = 0.082\text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$1.987\text{ cal}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$8.314\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

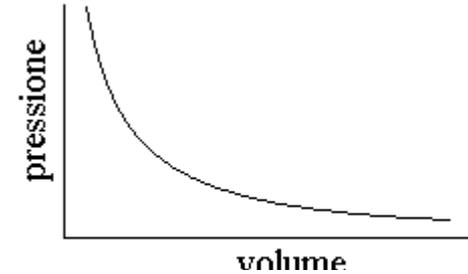
Leggi dei Gas Ideali

1. Legge di Boyle

a $T = \text{cost.}$

(ISOTERMA)

$PV = \text{cost}$

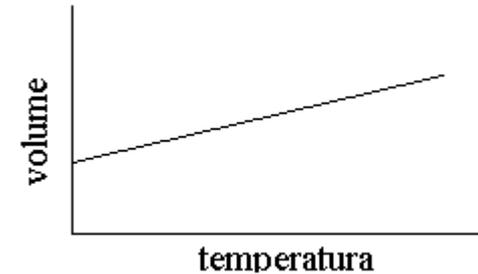


2. Legge di Charles

a $P = \text{cost.}$

(ISOBARA)

$V/T = \text{cost}$

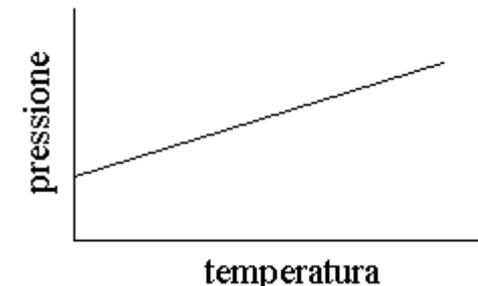


3. Legge di Gay Lussac

a $V = \text{cost.}$

(ISOCORA)

$P/T = \text{cost.}$



Domande a risposta multipla

A Pressione costante il volume di un gas:

1. Aumenta con andamento iperbolico con la T
2. Diminuisce con la T
- ★ 3. Aumenta con andamento lineare con la T
4. Rimane costante

Il valore numerico della costante universale dei gas, R:

1. Aumenta con il diminuire della temperatura
- ★ 2. Dipende dalle unità di misura impiegate per esprimere P, T, V
3. È zero per i gas nobili
4. Varia solo con la pressione

-EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI-

$$PV=nRT$$

R=costante universale dei gas

ESERCIZIO 1

Si calcoli la pressione esercitata da 8 grammi di O_2 in un recipiente da 15 l posto alla temperatura di $18^\circ C$.

($PA_0=16$)

Applicheremo

$$PV=nRT$$

l' incognita è P →

$$P=nRT/V$$

$$R= \text{cost.} = 0.082 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$T= t+273 = 18+273 = 291\text{K}$$

$$n=g/PM=8/32=0.25$$

$$P=nRT/V= 0.25\cdot 0.082\cdot 291/15=0.4 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 2

In un recipiente di 1l collegato con una pompa da vuoto la pressione del gas residuo è di $3.0 \cdot 10^{-6}$ mmHg a 20°C

Calcolare il numero di molecole contenute nel recipiente.

Applicheremo $PV=nRT$

l'incognita è $n \rightarrow n=pV/RT$

$$R = \text{cost.} = 0.082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = t + 273 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$p = 3.0 \cdot 10^{-6} \text{ mmHg} / 760 = 3.95 \cdot 10^{-9} \text{ atm}$$

$$n = pV/RT = 3.95 \cdot 10^{-9} \text{ atm} \cdot 1 \text{ l} \cdot \text{K} \cdot \text{mol} / 0.0821 \text{ atm} \cdot 293 \text{ K} = 1.64 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$$

Ricordando che $1n = N$ (numero di Avogadro) di molecole

$$\rightarrow \text{numero di molecole} = 6.022 \cdot 10^{23} \cdot 1.64 \cdot 10^{-10} = 9.87 \cdot 10^{13}$$

ESERCIZIO 3

Calcolare la temperatura in gradi centigradi alla quale 2g di O₂ occupano un volume di 1.5l alla pressione di 5atm. (P.A._O = 16)

Applicheremo $PV=nRT$

l' incognita è T → $T=pV/nR$

$$R = \text{cost.} = 0.082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$n = g/PM = 2/32 = 0.0625 \text{ mol}$$

$$T = pV/nR = 5 \text{ atm} \cdot 1.5 \text{ l} \cdot \text{K mol} / 0.0821 \text{ atm l} \cdot 0.0625 \text{ mol} = 1463 \text{ K}$$

$$\text{Ricordando che } t = T - 273 = 1463 - 273 = 1190^\circ \text{ C}$$

Esercizi sulle leggi dei gas

- 4) Quale volume occupano 3 g di idrogeno alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 25 C?
- 5) Quale pressione esercitano 3 g di ossigeno contenuti in recipiente del volume di 1 L alla temperatura di 20 C?
- 6) Qual è la densità dell'idrogeno alla temperatura di 25 C e alla pressione di 1 atm? (suggerimento: si può ragionare su qualsiasi quantità del gas; provare con 1 mole)
- 7) Quante moli di azoto sono contenute in un recipiente del volume di 20 L alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 25 C ripieno di questo gas? E quante moli di azoto sarebbero contenute nello stesso recipiente e nelle stesse condizioni se questo fosse pieno di aria?

4) Quale volume occupano 3 g di idrogeno alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 25 C?

Dalla legge di stato dei gas perfetti, $P V = n R T$ ricaviamo:
 $V = n R T / P$

$$n = \text{peso} / \text{PM} = 3 / 2 = 1,5 \text{ moli}$$

$$R = 0,0821$$

$$T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$V = 1,5 \times 0,0821 \times 298 / 1 = 36,6 \text{ L}$$

5) Quale pressione esercitano 3 g di ossigeno contenuti in recipiente del volume di 1 L alla temperatura di 20 C?

$$P = n R T / V$$

$$\text{O}_2 \text{ ha PM} = 2 \times 16 = 32$$

$$n = \text{peso} / \text{PM} = 3 / 32 = 0,0935 \text{ moli}$$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$P = 0,0935 \times 0,0821 \times 293 / 1 = 2,26 \text{ atm}$$

6) Qual è la densità dell'idrogeno alla temperatura di 25 C e alla pressione di 1 atm? (suggerimento: si può ragionare su qualsiasi quantità del gas; provare con 1 mole)

La densità è: $d = \text{peso} / \text{volume}$

1 mole di H_2 pesa 2 g

Il volume occupato da 1 mole di H_2 , alle condizioni date è:

$$V = n R T / P = 1 \times 0,0821 \times (273+25) / 1 = 24,4 \text{ L}$$

La densità del gas risulta: $d = 2\text{g} / 24,4 \text{ L} = 0,082 \text{ g/L}$

7) Quante moli di azoto sono contenute in un recipiente del volume di 20 L alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 25 C ripieno di questo gas? E quante moli di azoto sarebbero contenute nello stesso recipiente e nelle stesse condizioni se questo fosse pieno di aria?

Se il recipiente è ripieno di azoto:

$$n = P V / R T = (1 \times 20) / (0,0821 \times 298) = 0,817 \text{ moli}$$

Se il recipiente è ripieno di aria il numero complessivo di moli di particelle è lo stesso, ma l'azoto ne costituisce soltanto il 79%; di conseguenza, in questo caso:

$$n = (1 \times 20 \times 0,79) / (0,0821 \times 298) = 0,646 \text{ moli}$$

ESERCIZIO 8

Una certa quantità di gas occupa un volume di 380mL alla temperatura di 150° C e a 0.7atm. Calcolare la pressione che la medesima quantità di gas esercita in un volume di 2 l a 30° C.

Se una certa quantità di gas compie una generica trasformazione fisica da uno stato 1 ($P_1 V_1 T_1$) ad uno stato 2 ($P_2 V_2 T_2$) si ha:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

L' incognita è $P_2 \rightarrow P_2 = P_1 V_1 T_2 / T_1 V_2$

$$P_2 = 0.7 \cdot 0.38 \cdot 303 / 423 \cdot 2 = 9.5 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

→ Controllare le dimensioni !

Se uno dei parametri (P,V,T) rimane costante durante la trasformazione l' equazione si riduce ad una delle seguenti relazioni:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2, T = \text{cost} \quad P_1 / T_1 = P_2 / T_2, V = \text{cost} \quad V_1 / T_1 = V_2 / T_2, P = \text{cost}$$

ESERCIZIO 9

Un gas contenuto in un cilindro munito di pistone viene riscaldato isobaricamente fino a raddoppiare il volume. La temperatura iniziale del gas è 25°C . Calcolare la temperatura finale in gradi centigradi.

Siamo in condizioni

$P = \text{cost}$ (Legge di Gay Lussac)



$$1/V_2 \times V_1/T_1 = 1/T_2$$

l'incognita è $T_2 \rightarrow$

$$1/T_2 = V_1/T_1 \cdot V_2 = V_1/T_1 \cdot 2V_1$$

$$1/T_2 = 1/2T_1$$

$$T_2 = 2T_1 = 2 \cdot 298\text{K}$$

$$T_2 = 596\text{K} = 323^{\circ}\text{C}$$

$$(^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273)$$

ESERCIZIO 10

In un recipiente da 1 l collegato con una pompa da vuoto la pressione del gas residuo è di $3.0 \cdot 10^{-6}$ mmHg a 20° C. Calcolare il numero di molecole contenute nel recipiente.

Applichiamo

$$PV=nRT$$

l' incognita è n \rightarrow

$$n=PV/RT$$

$$P=3.0 \cdot 10^{-6} \text{ mmHg} / 760 = 3.95 \cdot 10^{-9} \text{ atm}$$

$$T=273+20^\circ \text{ C}=293\text{K}$$

$$n=3.95 \cdot 10^{-9} \cdot 1 / 0.082 \cdot 293 = 1.64 \cdot 10^{-10} \text{ moli}$$

1 mole di gas contiene un numero di Avogadro di molecole:

$$6.02 \cdot 10^{23} \cdot 1.64 \cdot 10^{-10} = 9.87 \cdot 10^{13} \text{ molecole}$$

ESERCIZIO 11

Calcolare la temperatura in gradi centigradi alla quale 2 g di O₂ occupano un volume di 1.5 l alla pressione di 5 atm.

(P_{A₀}=16)

Applichiamo

$$PV=nRT$$

l' incognita è T →

$$T=PV/nR$$

$$n=g/PM=2/32=0.0625 \text{ mol}$$

$$T=5 \text{ atm} \cdot 1.5 \text{ l} / 0.0625 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 1463 \text{ K}$$

$$t=T-273=1190^{\circ} \text{ C}$$

ESERCIZIO 12

0.18g di un gas occupano un volume di 100ml alla pressione di 1368mmHg ed alla temperatura di 20° C. Calcolare il PM del gas.

Applichiamo

$$PV=nRT$$

$$\text{l'incognita è } n=g/PM \rightarrow g/PM=P\cdot V/RT \rightarrow PM=gRT/PV$$

$$R=0.082 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

Conversione:

$$100\text{ml}=0.1 \text{ l}$$

$$20^\circ \text{ C}=293\text{K}$$

$$1368\text{mmHg}=1368/760=1.8 \text{ atm}$$

$$PM=0.18 \text{ g}\cdot 0.082 \text{ l atm mol}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K} / 1.8 \text{ atm}\cdot 0.1 \text{ l} = 24$$

quante volte la massa di una molecola è più grande dell'unità di massa atomica: la dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio 12

ESERCIZIO 13

$5.0 \cdot 10^{21}$ molecole di un gas si trovano in un recipiente di 200ml alla temperatura di -20° C. Calcolare la pressione nel recipiente.

Applichiamo

$$PV=nRT$$

l'incognita è P \rightarrow

$$P=nRT/V$$

$$n = \frac{\text{n}^\circ \text{ molecole}}{\text{n}^\circ \text{ Avogadro}} = \frac{5.0 \cdot 10^{21}}{6.02 \cdot 10^{23}} = 8.3 \cdot 10^{-3}$$

$$T = 273 + t = 273 - 20 = 253 \text{ K}$$

$$P = 8.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 253 \text{ K} / 0.2 \text{ L} = 0.86 \text{ atm}$$

Verifica formativa

<https://forms.gle/92CGJ1oNKZBkVUbC8>

-MISCELE GASSOSE-

In una miscela di gas identifichiamo le seguenti grandezze:

MOLI TOTALI: $n_{\text{TOT}} = n_1 + n_2 + \dots + n_n$

FRAZIONE MOLARE: $x_1 = \text{moli gas1} / \text{moli totali}$

$$x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1 \qquad 0 < x_1 < 1$$

VOLUME PARZIALE: volume che il gas 1 occuperebbe nelle stesse condizioni di P e T se fosse solo

$$V_1 = x_1 \cdot V_{\text{tot}}$$

PRESSIONE PARZIALE: frazione della pressione totale dovuta al gas1

$$P_1 = x_1 \cdot P_{\text{TOT}}$$

-LEGGE DELLE PRESSIONI PARZIALI-

Per una miscela gassosa i cui componenti non interagiscono fra loro:

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Il volume è dato da:

$$V_{\text{TOT}} = V_1 + V_2 + \dots + V_n \quad \longrightarrow \text{Legge dei volumi parziali}$$

L'equazione di stato dei gas è valida indipendentemente dalla qualità delle particelle gassose.

Ad una data temperatura ed in un dato volume, la pressione di un gas è determinata soltanto dal numero e non dal tipo di particelle

-DENSITA' ASSOLUTA DEI GAS-

La densità assoluta (d) è data dal rapporto tra il peso ed il volume di una data sostanza:

$$d = g/V$$

Dall'equazione di stato dei gas: $d = P \cdot PM / RT$

-DENSITA' RELATIVA DEI GAS-

La densità relativa di un gas rispetto ad un altro nelle stesse condizioni di temperatura e pressione è data dal rapporto tra le densità assolute dei gas, cioè dal rapporto tra i pesi molecolari:

$$d_r = d_1/d_2 = PM_1/PM_2$$

-DENSITA' DI UNA MISCELA GASSOSA-

La densità assoluta di un gas ideale è:

$$d=P \cdot PM/RT$$

La densità di una miscela gassosa è data dalla seguente equazione:

$$dmix=(P_1 \cdot PM_1+P_2 \cdot PM_2+...P_n \cdot PM_n)/RT$$

Dove con $P_1, P_2...P_n$ e $PM_1, PM_2...PM_n$ sono indicati rispettivamente le pressioni parziali ed i pesi molecolari dei gas componenti la miscela

ESERCIZIO 1

Un campione di aria contiene 0.054 moli di O_2 e 0.203 moli di altri gas (essenzialmente N_2). Calcolare la pressione parziale di O_2 nell'aria sapendo che la pressione di questa è 1atm.

Applichiamo

$$P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P_{tot}$$

Dobbiamo calcolare x_{O_2}

$$x_{O_2} = n_{O_2} / n_{tot} = 0.054 / (0.054 + 0.203) = 0.21$$

$$P_{O_2} = 0.21 \cdot 1 = 0.21 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 2

Calcolare la densità di una miscela di CH_4 e N_2 alla temperatura di 27°C e sapendo che le pressioni di CH_4 e N_2 sono rispettivamente 0.08 atm e 0.1 atm .

Applichiamo

$$d_{\text{mix}} = PM_1 \cdot P_1 + PM_2 \cdot P_2 / RT$$

$$T = 273 + t = 273 + 27 = 300 \text{ K}$$

$$d_{\text{mix}} = 16 \cdot 0.08 + 28 \cdot 0.1 / 0.082 \cdot 300 = 0.16 \text{ g/l}$$

ESERCIZIO 3

Una miscela di CH_4 e SO_2 a 27°C ed 1atm occupa un volume di 2 l.
Dopo aver eliminato SO_2 , il CH_4 residuo occupa a 18°C e 1atm un volume di 1.4 l. Calcolare le pressioni parziali dei due gas nella miscela.

Applichiamo

$$P_1 = x_1 \cdot P_{\text{tot}}$$

$$x_1 = n_1 / n_{\text{tot}}$$

$$n_{\text{CH}_4} = PV/RT = 1 \cdot 1.4 / 0.082 \cdot 291 = 5.86 \cdot 10^{-2} \text{ moli di CH}_4$$

$$n_{\text{tot}} = 1 \cdot 2 / 0.082 \cdot 300 = 8.1 \cdot 10^{-2} \text{ mol tot}$$

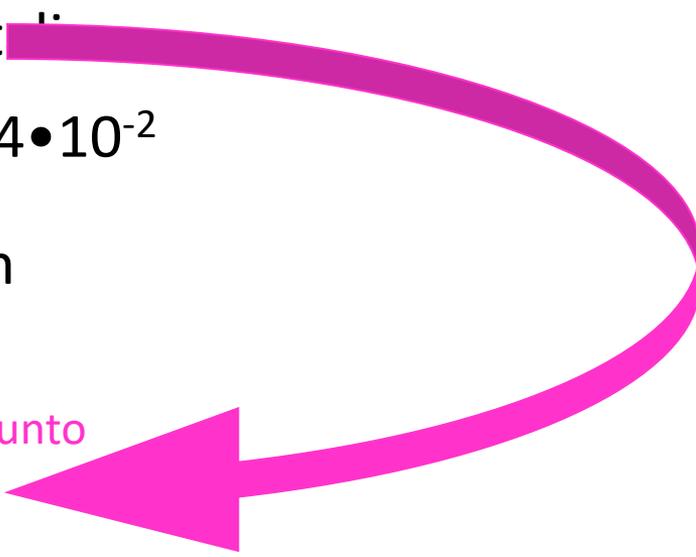
$$n_{\text{SO}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{CH}_4} = 8.1 \cdot 10^{-2} - 5.86 \cdot 10^{-2} = 2.24 \cdot 10^{-2}$$

$$P_{\text{SO}_2} = (2.24 \cdot 10^{-2} / 8.1 \cdot 10^{-2}) \cdot 1 = 0.27 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 1 - 0.27 = 0.73 \text{ atm}$$

Sarebbe stato ugualmente corretto a questo punto calcolare:

$P_{\text{CH}_4} (=x_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{tot}})$ e ricavare $P_{\text{SO}_2} (=P_{\text{tot}} - P_{\text{CH}_4})$



ESERCIZIO 4

Calcolare la densità dell' azoto a 37° C e 608mmHg.

Applichiamo $d = PM \cdot P / RT$

$$T = 273 + 37 = 310\text{K}$$

$$608\text{mmHg} / 760 = 0.8\text{atm}$$

$$PM = 2 \cdot 14 = 28$$

$$d = 28 \cdot 0.8 / 0.082 \cdot 310 = 0.88\text{g/l}$$

ESERCIZIO 5

In un recipiente vuoto di volume 8 l vengono introdotti alla temperatura di 27° C, 4 l di N₂ e 1 l di O₂ misurati in condizioni standard (P=1atm,T=273K). Calcolare le pressioni parziali dei due gas nel recipiente.

Ci troviamo di fronte ad una trasformazione fisica da uno stato₁ (P₁=1atm, T₁=273K e V₁=5 l) ad uno stato₂ (P₂=?, T₂=300K e V₂=8 l)

Applichiamo $P_1V_1/T_1=P_2V_2/T_2 \Rightarrow P_2=P_1V_1T_2/T_1V_2$

$$P_2=1 \cdot 5 \cdot 300/273 \cdot 8=0.69\text{atm} \quad \longleftarrow \text{Pressione totale della miscela}$$

Legge di Avogadro:volumi di gas nelle stesse condizioni di T e P sono proporzionali a n, quindi facendo il rapporto del volume di ciascun gas prima del mescolamento con il volume totale, si ottengono le rispettive frazioni molari

$$x_{O_2}=1/5=0.2 \Rightarrow P_{O_2}=0.2 \cdot 0.69=0.14\text{atm}$$

$$x_{N_2}=4/5=0.8 \Rightarrow P_{N_2}=0.8 \cdot 0.69=0.55\text{atm}$$

$$\text{Anche } P_2=P_{\text{tot}}-P_1$$

ESERCIZIO 6

La densità di un certo gas è 1.8g/l. Alla stessa T e P l'azoto ha una densità di 1.35g/l. Calcolare il PM del gas.

La densità e PM sono direttamente proporzionali, si ha:

$$d_1/d_2 = PM_1/PM_2$$

$$PM_1 = d_1/d_2 \cdot PM_2 = 1.8/1.35 \cdot 28 = 37.3$$

$$d_1 = \cancel{P/RT} \cdot PM_1$$

$$d_2 = \cancel{P/RT} \cdot PM_2$$

$$d_1/d_2 = PM_1/PM_2$$

ESERCIZIO 7

Calcolare in atmosfere la P_{tot} di una miscela gassosa costituita da 7g di N_2 , 4g di O_2 , 17.7g di Cl_2 in un recipiente di volume 10 l ed alla temperatura di $27^\circ C$.

(PM: $N_2=28$, $O_2=32$, $Cl_2=71$)

Applichiamo $P=nRT/V$

dove n è il numero di moli totali presenti nella miscela

$$n_{\text{tot}}=7/28+4/32+17.7/71=0.624$$

$$P_{\text{tot}}=0.624 \cdot 0.082 \cdot 300/10=1.54\text{atm}$$

ESERCIZIO 8

La densità dell'ossigeno è 1.43g/l in condizioni standard. Qual è la sua densità a 20° C e 1.5atm?

Ponendo d_1 la densità in condizioni standard ($P=1\text{atm}$, $T=273\text{K}$) e d_2 la densità da ricavare a $P_2=1.5\text{atm}$ e $T_2=293\text{K}$, si ha:

$$d_1 = P_1 \cdot \cancel{PM} / \cancel{RT_1} \cdot \cancel{RT_2} / P_2 \cdot \cancel{PM} = P_1 \cdot T_2 / T_1 \cdot P_2$$

$$d_2 = d_1 \cdot T_1 \cdot P_2 / P_1 \cdot T_2 = 1.43 \cdot 273 \cdot 1.5 / 1 \cdot 293 = 2\text{g/l}$$

La densità è direttamente proporzionale alla pressione e inversamente proporzionale alla temperatura