

# -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 fra loro in modo completamente elastico

In determinate condizioni sperimentali  
-essenzialmente 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

# -LEGGI CHE REGOLANO IL COMPORTAMENTO DI UN GAS IDEALE-

## 1. Legge di Boyle

a  $T = \text{cost.}$

$PV = \text{cost.}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

## 2. Legge di Charles

a  $V = \text{cost.}$

$$P_t = P_0(1 + \alpha t)$$

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

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

## 3. Legge di Gay Lussac

a  $P = \text{cost.}$

$$V_t = V_0(1 + \alpha t)$$

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

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

# -EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI-

$$PV=nRT$$

R=costante universale dei gas

# -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:

$$\begin{aligned} R = & 0.082 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \\ & 1.987 \text{ cal}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \\ & 8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \end{aligned}$$

# -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  $22.4\text{l}$  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

$$n = g / PM$$

## ESERCIZIO 1

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

( $P_{A_0}=16$ )

Applicheremo

$$PV=nRT$$

l'incognita è  $P \rightarrow$

$$P=nRT/V$$

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

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

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

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

## ESERCIZIO 2

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 2l 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  $P_2 \rightarrow P_2 = P_1 V_1 T_2 / T_1 V_2$

$P_2 = 0.7 \cdot 0.38 \cdot 303 / 423 \cdot 2 = 9.5 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \rightarrow$  Controllare le dimensioni !

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

$$P_1 V_1 = P_2 V_2, T = \text{cost}$$

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2, V = \text{cost}$$

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2, P = \text{cost}$$

### ESERCIZIO 3

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)

$$\Downarrow \\ V_1/T_1 = V_2/T_2$$

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 4

In un recipiente da 1l collegato con una pompa da vuoto la pressione del gas residuo è di  $3.0 \cdot 10^{-6}$  mmHg a  $20^\circ\text{C}$ . 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 5

Calcolare la temperatura in gradi centigradi alla quale 2 g di  $O_2$  occupano un volume di 1.5l alla pressione di 5 atm.  
( $P_{A_0}=16$ )

Applichiamo  $PV=nRT$

l'incognita è T  $\rightarrow T=PV/nR$

$$n=g/PM=2/32=0.0625$$

$$T=5 \cdot 1.5 / 0.0625 \cdot 0.082 = 1463K$$

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

## ESERCIZIO 6

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  $PV=nRT$

l'incognita è  $n=g/PM \rightarrow g/PM=PVRT \rightarrow PM=gRT/PV$

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

Conversione:  $100\text{ml}=0.1\text{l}$   
 $20^\circ\text{C}=293\text{K}$   
 $1368\text{mmHg}=1368/760=1.8 \text{ atm}$

$$PM=0.18\cdot0.082\cdot293/1.8\cdot0.1=24 \quad \longrightarrow \text{Numero adimensionale}$$

## ESERCIZIO 7

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

Applichiamo

$$PV=nRT$$

l'incognita è  $P \rightarrow$

$$P=nRT/V$$

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

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

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

# - MISCELE GASSOSE -

In una miscela di gas identifichiamo le seguenti grandezze:

MOLI TOTALI:

$$n_{TOT} = n_1 + n_2 + \dots + n_n$$

FRAZIONE MOLARE:

$$x_1 = \text{moli gas 1} / \text{moli totali}$$

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

VOLUME PARZIALE:

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

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

PRESSIONE PARZIALE: frazione della pressione totale dovuta al gas 1

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

# -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:

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

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:

$$d_{mix}=(P_1 \cdot PM_1+P_2 \cdot PM_2+\dots P_n \cdot PM_n)/RT$$

Dove con  $P_1, P_2 \dots P_n$  e  $PM_1, PM_2 \dots PM_n$  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  $\text{CH}_4$  e  $\text{N}_2$  alla temperatura di  $27^\circ\text{C}$  e sapendo che le pressioni di  $\text{CH}_4$  e  $\text{N}_2$  sono rispettivamente  $0.08\text{atm}$  e  $0.1\text{ atm}$ .

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  $\text{CH}_4$  e  $\text{SO}_2$  a  $27^\circ\text{C}$  ed  $1\text{atm}$  occupa un volume di  $2\text{l}$ . Dopo aver eliminato  $\text{SO}_2$ , il  $\text{CH}_4$  residuo occupa a  $18^\circ\text{C}$  e  $1\text{atm}$  un volume di  $1.4\text{l}$ . Calcolare le pressioni parziali dei due gas nella miscela.

Applichiamo

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

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

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

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

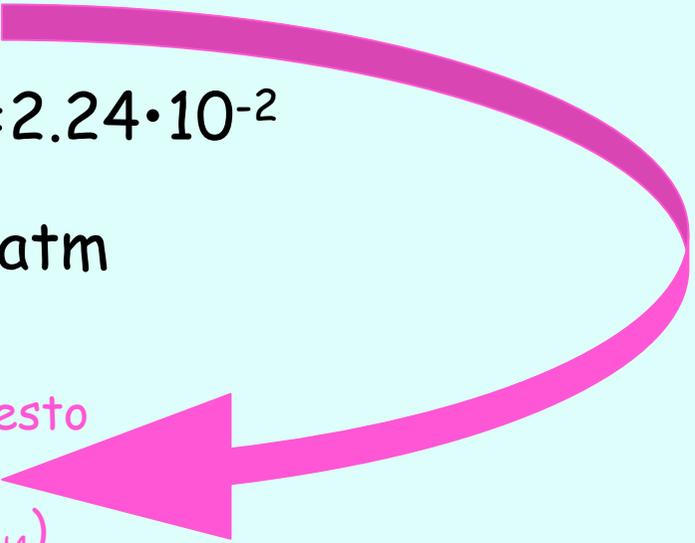
$$n_{\text{SO}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{CH}_4} = 8.1 \cdot 10^{-2} - 5.86 \cdot 10^{-2} = 2.24 \cdot 10^{-2}$$

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

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

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 8l vengono introdotti alla temperatura di 27°C, 4l di N<sub>2</sub> e 1l di O<sub>2</sub> 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 stato<sub>1</sub> (P<sub>1</sub>=1atm, T<sub>1</sub>=273K e V<sub>1</sub>=5l) ad uno stato<sub>2</sub> (P<sub>2</sub>=?, T<sub>2</sub>=300K e V<sub>2</sub>=8l)

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

$P_2 = 1 \cdot 5 \cdot 300 / 273 \cdot 8 = 0.69 \text{atm}$  ← 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

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

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

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:

$$d_1/d_2=PM_1/PM_2$$

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

$$d_1=P \cdot PM_1/RT \quad d_2=P \cdot PM_2/RT$$

$$d_1/d_2=P \cdot PM_1/RT \cdot RT/P \cdot PM_2 =PM_1/PM_2$$

## ESERCIZIO 7

Calcolare in atmosfere la  $P_{\text{tot}}$  di una miscela gassosa costituita da 7g di  $N_2$ , 4g di  $O_2$ , 17.7g di  $Cl_2$  in un recipiente di volume 10l 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:

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

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

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