

Insegnamento di Chimica Generale
083424 - CCS *CHI* e *MAT*



POLITECNICO DI MILANO



Esercizi sui Gas

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/education/general-chemistry-exercises/>



Esercizio 1

Un campione di gas propano è introdotto in un recipiente di 600-*mL* a 1200 *Torr* e 22.0 °C. Il gas viene scaldato a 35.0 °C e lasciato espandere finché raggiunge la pressione atmosferica. Quale volume occuperà?

Risoluzione:

$$= 600\text{mL} \cdot \frac{1200\text{torr}}{760\text{torr}} \cdot \frac{(35.0 + 273.2\text{K})}{(22.0 + 273.2\text{K})} = 989\text{mL}$$

(Il volume cresce al diminuire della pressione e al crescere della temperatura)



Esercizio 2

Quante moli di azoto ci sono in 16.7 kg di questo gas? Quale volume occuperanno a STP?

Risoluzione:

Condizioni STP : $T = 273 \text{ K}$ e $P = 1 \text{ atm}$; $V_{\text{molare}} \text{ (a STP)} = 22.4 \text{ L}$

$$= 16.7 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol}}{28.0 \text{ g}} = 596 \text{ mol}$$

$$596 \text{ mol} \times 22.4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 1.34 \cdot 10^4 \text{ L}$$



Esercizio 3

Calcolare la densità dell'azoto a STP e a 0.60 atm e 20.0 °C.

Risoluzione:

a) a STP, una mole occupa 22.4 L e ha una massa di 28.0 g.

Perciò la densità è $28.0 \text{ g}/22.4 \text{ L} = 1.25 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

b) a 0.60 atm e 20.0 °C il volume varia da 22.4 L a

$$= 22.4 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{0.60 \text{ atm}} \cdot \frac{(20.0 + 273.2) \text{ K}}{273.2 \text{ K}} = 40.1 \text{ L}$$

La massa non varia, per cui la densità vale:

$$= \frac{28.0 \text{ g}}{40.1 \text{ L}} = 0.699 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$



Esercizio 4

In un laboratorio si trova un liquido sconosciuto ed uno studente determina che un campione del vapore di quel composto ha una densità tale per cui 0.132 g occupano 266 mL a 743.2 Torr e 99.5 °C. Che massa molare possiede il composto?

Risoluzione:

Prima trovare quante moli ci sono nel sistema.

$$(n = PV/RT) \quad P = (743.2/760) \text{ atm} = 0.9779 \text{ atm}$$

$$T = 99.5 + 273.2 = 372.7 \text{ K.}$$

da cui:

$$n = \frac{(0.9779 \text{ atm}) \cdot (0.266 \text{ L})}{(0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (372.5 \text{ K})} = 0.00851 \text{ mol}$$

La massa molare è il rapporto tra massa e numero di moli

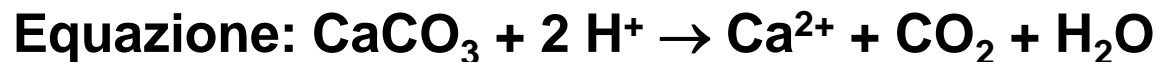
$$0.132 \text{ g} / 0.00851 \text{ mol} = \underline{\underline{15.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

(ovviamente una determinazione un po' sbagliata)



Esercizio 5

Quale volume di biossido di carbonio si produce a STP quando si usano 2.00 kg di carbonato di calcio per neutralizzare una fuoriuscita di acido solforico?



Risoluzione:

$$= (2000 \text{ g CaCO}_3) \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100.1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{22.4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 448 \text{ L}$$



MW CaCO_3



Stechiometria
della reazione



Volume molare
di gas ideale



Esercizio 6

Un campione di 675 mL di idrogeno viene raccolto su acqua a 28°C e 751 mmHg di pressione. La tensione di vapore dell'acqua a 28°C è 28.3 mmHg. (a) Quale sarà la pressione dell'idrogeno nel campione? (b) Quale volume dovrebbe occupare l'idrogeno secco a STP? (c) Quante moli di idrogeno c'erano nel campione? (d) Quanti grammi di idrogeno c'erano nel campione?

Risoluzione:

(a) $P_{\text{H}_2} = P_{\text{tot}} - P_{\text{water}} = (751 - 28.3) \text{ mmHg} = \underline{723 \text{ mmHg}}$

(b) $V_f = V_i (P_i/P_f)(T_f/T_i)$. $V_i = 675 \text{ mL}$ (il volume totale occupato dalla miscela di gas) ; $T_i = 301 \text{ K}$; STP = 273 K e 760 mmHg

$$V_f = 675 \text{ mL} (723 \text{ mmHg}/760 \text{ mmHg})(273/301) = \underline{582 \text{ mL}}$$

(c) Il modo più semplice per rispondere, per gas a STP, è di confrontare il volume con 22.4 L. 582 mL (a STP) = 0.582 L. Quindi

$$0.582 \text{ L} \times 1 \text{ mol}/22.4 \text{ L} = \underline{0.0260 \text{ mol}}$$

(d) Usando il risultato della parte (c), $0.0260 \text{ mol} \times 2.016 \text{ g/mol} = \underline{0.0524 \text{ g}}$



Esercizio 7

Una miscela di gas contenente 0.415 *moli* di elio, 0.675 *moli* di neon, e 1.069 *moli* di argon viene immessa in un recipiente di 6.50 L a 298 K.
(a) Quale pressione è esercitata dal gas? (b) Che pressioni parziali avranno i vari gas nella miscela?

Risoluzione:

$$(a) P_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT/V_{\text{tot}}$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{He}} + n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} = (0.415 + 0.675 + 1.069) \text{ mol} = 2.159 \text{ mol}$$

Quindi :

$$P_{\text{tot}} = (2.159 \text{ mol} \times 0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K}) / 6.50 \text{ L} = \underline{\underline{8.12 \text{ atm}}}$$

(b) L'elio ha una frazione molare di $0.415/2.159 = 0.192$; il neon 0.313; l'argon 0.495. Tali frazioni saranno sempre uguali a qualsiasi pressione.

$$\text{Per cui } p_{\text{He}} = 1.56 \text{ atm}; p_{\text{Ne}} = 2.54 \text{ atm}; p_{\text{Ar}} = 4.01 \text{ atm}$$



Esercizi 8-10

8. Quale gas ha la velocità di effusione maggiore a 25 °C, l'ammoniaca, il vapor d'acqua, il biossido di carbonio, o il tetracloruro di carbonio?

Risposta: **l'ammoniaca**, perché ha il più basso MW = 17 g·mol⁻¹ .

9. Quale gas ha la velocità molecolare media più bassa a 280 K, il tricloruro di fosforo, l'eptafluoruro di iodio, il radon, o il pentossido di diazoto?

Risposta: **l'eptafluoruro di iodio**, avendo il MW più alto 259.9 g·mol⁻¹ .

10. Ad una temperatura a cui la velocità molecolare media del bromo è 200 m·s⁻¹ , quale sarà la velocità molecolare media dell'argon?

Risoluzione: L'Argon è $39.95/159.82 = 0.250$ volte meno pesante del bromo. Perciò si muove $(1/0.250)^{1/2}$ volte più veloce = $(4)^{1/2} = 2$ volte più veloce = **400 m·s⁻¹**



Esercizio 11

Un composto usato nella produzione del *Saran* è composto da 24.7% di carbonio, 2.1% di idrogeno, e da 73.2% di cloro in massa. Un campione di 3.557 g del composto immesso in un recipiente di 750 mL a 0°C fornisce una pressione di 1.10 atm. (a) Quale è la formula empirica del composto? (b) Quale è la massa molare del composto? (c) Quale è la formula molecolare del composto?

Risoluzione: (a) In 100.0 g del composto ci saranno 24.7 g di C, 2.1 g di H, e 73.2 g di Cl.

Convertendo queste masse in moli e confrontando i numeri relativi di moli di ciascun elemento,

Elemento	massa	moli	numero relativo di moli
C	24.7 g	$24.7/12.0$	$= 2.06 \text{ mol} \times 2.06/2.06 = 1$
H	2.1 g	$2.1/1.008$	$= 2.1 \text{ mol} \times 2.1/2.06 = 1$
Cl	73.2 g	$73.2/35.5$	$= 2.06 \text{ mol} \times 2.06/2.06 = 1$

Per cui la formula empirica è CHCl



Esercizio 11 (cont.)

(b) SE il composto è un gas, allora la massa molare si può dedurre dalla relazione $MW = d \cdot RT/P$.

(Il problema non fornisce informazioni sullo stato gassoso o meno del composto, però, i dati sulla pressione, temperatura, e volume implicano che dovrebbe proprio trattarsi di questo.) Per cui,

$$PM = [(3.557 \text{ g}/0.750 \text{ L}) \times 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 273 \text{ K}] / 1.10 \text{ atm} \\ = \mathbf{96.6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

(c) La massa della formula empirica è $48.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Perciò la massa molare vera è il doppio della formula empirica, e pertanto deve contenere il doppio di ciascun elemento.

Il composto è quindi $\mathbf{C_2H_2Cl_2}$.



Esercizio 12

Scaldando un campione di clorato di potassio in presenza di biossido di manganese (un catalizzatore per la reazione), si raccolgono, su acqua a 14°C e 97.6 kPa , 25.7 mL di ossigeno gas. La tensione di vapore dell'acqua a questa temperatura è 12.0 Torr . (a) Scrivere una equazione bilanciata per la reazione. (b) Calcolare il numero di moli di ossigeno prodotto. (c) Quale era la massa di clorato di potassio nel campione?

Risoluzione: (a) $2\text{ KClO}_3 \rightarrow 2\text{ KCl} + 3\text{ O}_2$

(b) Bisogna convertire i kPa in Torr , e quindi sottrarre la tensione di vapore dell'acqua per trovare la pressione dell'ossigeno.

$$(97.6\text{ kPa} \times 760\text{ Torr}) / 101.325\text{ kPa} = 732\text{ Torr} = P_{\text{tot}}$$

$$P_{\text{O}_2} = (732 - 12.0)\text{ Torr} = 720\text{ Torr} = 0.947\text{ atm}$$

$$n(\text{O}_2) = PV/RT = [(0.947\text{ atm}) \times (0.0257\text{ L})] / (0.0821\text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 287\text{ K}) = \underline{0.00103\text{ mol}}$$

$$(c) 0.00103\text{ mol O}_2 \times (2\text{ mol KClO}_3/3\text{ mol O}_2) \times (122.56\text{ g KClO}_3/\text{mol KClO}_3) = \underline{0.0845\text{ g KClO}_3}$$



Esercizio 13

Che massa di vapor d'acqua vi aspettate di trovare nell'aria di un bagno in cui si è lasciato nella vasca dell'acqua a 40 °C? Le dimensioni della stanza sono $2 \times 2.5 \times 2.5 \text{ m}$ e la tensione di vapore dell'acqua a 40 °C è 7.4 kPa.

Risoluzione: Si usa la formula $n = PV/RT$. Si deve convertire 7.4 kPa in atm, (o alternativamente in Torr e quindi in atm). In entrambi i casi, il volume in m^3 si deve convertire in litri prima di usare $R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Un approccio più diretto è di passare il tutto in unità SI, poiché $\text{Pa} = \text{N}\cdot\text{m}^{-2}$ e $\text{N} = \text{J}\cdot\text{m}^{-1}$, e usare R in $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Ciò fornisce $V = 12.5 \text{ m}^3$, $T = 40 \text{ °C} = 313 \text{ K}$, e $P = 7.4 \text{ kPa} = 7.4 \times 10^3 \text{ Pa} = 7.4 \times 10^3 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2} = 7.4 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{m}^{-3}$. Quindi $n = (7.4 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{m}^{-3} \times 12.5 \text{ m}^3) / (313 \text{ K} \times 8.314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}) = 3.6 \text{ mol}$.

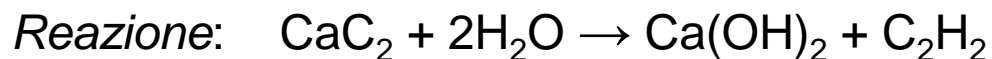
Per trovare la massa, $3.6 \times 10 \text{ mol} \times 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = \underline{6.4 \times 10^2 \text{ g}}$, o 0.64 kg.



Esercizio 14

712 *mg* di un campione di commerciale di carburo di calcio reagendo con H₂O libera 195 *ml* di acetilene misurati su H₂O a 15 °C e 748 *mmHg*.

Sapendo che la tensione di vapore dell'acqua a 15 °C è di 13 *mmHg* determinare la purezza del campione di acetilene.



Risoluzione:

La pressione parziale dell'acetilene prodotta vale:

$$p(\text{C}_2\text{H}_2) = P_t - p(\text{H}_2\text{O}) = 748 \text{ mmHg} - 13 \text{ mmHg} = 735 \text{ mmHg}$$

Quindi le moli di acetilene saranno:

$$\frac{735 \text{ mm}}{760 \text{ mm} \cdot \text{atm}^{-1}} \cdot \frac{195 \text{ ml}}{1000 \text{ ml} \cdot \text{L}^{-1}} = n(\text{C}_2\text{H}_2) \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \text{ K}; \quad n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{0.967 \cdot 0.195}{0.082 \cdot 288} = 7.98 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

da cui, considerando la stechiometria, si ricavano i *mg* di carburo di calcio:

$$\text{mg}(\text{CaC}_2) = 7.98 \text{ mmol} \cdot 64 \text{ mg/mmol} = 510 \text{ mg carburo}$$

La purezza sarà quindi: $\frac{510 \text{ mg}}{712 \text{ mg}} \cdot 100 = 71.7\%$



La concentrazione di soluzioni di acqua ossigenata è spesso espressa in “n volumi” di H_2O_2 intendendo con ciò la quantità di O_2 (*ml* a c.n.) liberabile dalla decomposizione di 1 *ml* di soluzione.

Esprimere la concentrazione in volume di una soluzione di H_2O_2 all'8.5% in massa avente densità di $1.12 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$.

Risoluzione: Si tratta quindi di determinare le *moli* di H_2O_2 /*ml* da cui ricavare il volume di O_2 liberabile secondo la reazione:



$$\text{Concentrazione } \text{H}_2\text{O}_2 = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{\text{ml}} = \frac{1.12 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 0.085}{34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{ml}^{-1}$$

Considerando la stechiometria, queste *moli* di H_2O_2 possono liberare $1.4 \cdot 10^{-3}$ *moli* di O_2 corrispondenti a:

$$1.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 22.414 \cdot 10^3 \frac{\text{ml}}{\text{mol}} = 31.37 \text{ ml } \text{O}_2$$

La soluzione ha quindi una concentrazione di 31.37 volumi.



Esercizio 16

Calcolare la pressione esercitata da 1 mole di H_2S quando si comporta
a) come un gas ideale, b) come una gas di van der Waals nelle seguenti
condizioni: i) a 273.15 K in 22.414 l, ii) a 500 K in 150 cm^3 .
Commentare i risultati.

i) $T=273.15\text{ K}$; $V=22.414\text{ l}$; $n = 1\text{ mole}$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1\text{mol} \cdot 0.0821\text{atm l K}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 273.15\text{K}}{22.414\text{l}} = 1\text{atm}$$

ii) $T=500\text{ K}$; $V = 150\text{ cm}^3 = 0.15\text{l}$; $n = 1\text{ mole}$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{1\text{mol} \cdot 0.082\text{atm l K}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 500\text{K}}{0.15\text{l}} = 273\text{atm}$$



- i) $T=273.15\text{ K}$; $V=22.414\text{ L}$; $n=1\text{ mol}$;
 $a=4.484\text{ L}^2\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-2}$; $b=4.43\times 10^2\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} = 0.99\text{ atm}$$

- ii) $T=500\text{ K}$; $V=150\text{ cm}^3 = 0.15\text{ L}$; $n=1\text{ mol}$;
 $a=4.484\text{ L}^2\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-2}$; $b=4.43\times 10^{-2}\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} = 189\text{ atm}$$