

Corso di Studi di Fisica Corso di Chimica

Luigi Cerruti
www.minerva.unito.it



Lezioni 15-16

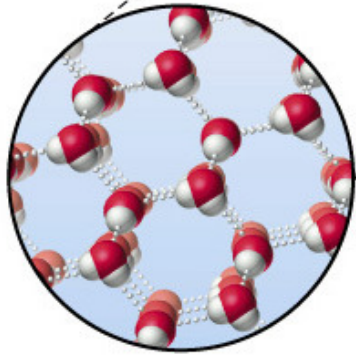
2010

Programma: a che punto siamo?

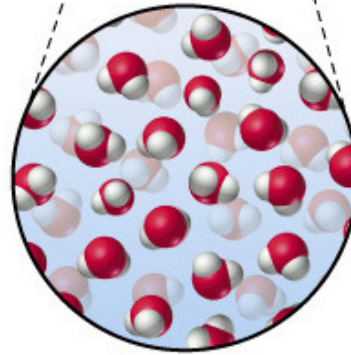


ARGOMENTI	N. LEZIONI	TEORIA*	ESERCIZI
Proprietà dell'atomo e sistema periodico	6	6	
Nomenclatura e reazioni <i>Composizione delle sostanze, bilanciamento e stechiometria delle reazioni</i>	4	3	1
Legame chimico	4	4	
Proprietà dei gas e dei solidi <i>Leggi dei gas e stechiometria</i>	4	3	1
Termodinamica <i>Entalpia, energia libera di Gibbs</i>	6	5	1
Equilibrio chimico e cinetica chimica <i>Reazioni del primo ordine</i>	4	4	
Elettrochimica <i>Celle galvaniche, legge di Faraday, equazione di Nernst</i>	5	4	1
Liquidi, diagrammi di stato, soluzioni <i>Proprietà colligative</i>	5	4	1
Proprietà chimiche delle soluzioni <i>Prodotto di solubilità, pH e stechiometria</i>	4	3	1
Elementi di chimica inorganica	6	6	
Totali	48	42	6
*IN TUTTE LE LEZIONI TEORICHE SARANNO DATI ESEMPI DI POSSIBILI DOMANDE D'ESAME			

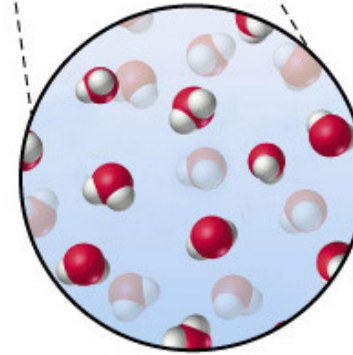
Gli stati di aggregazione



(a)

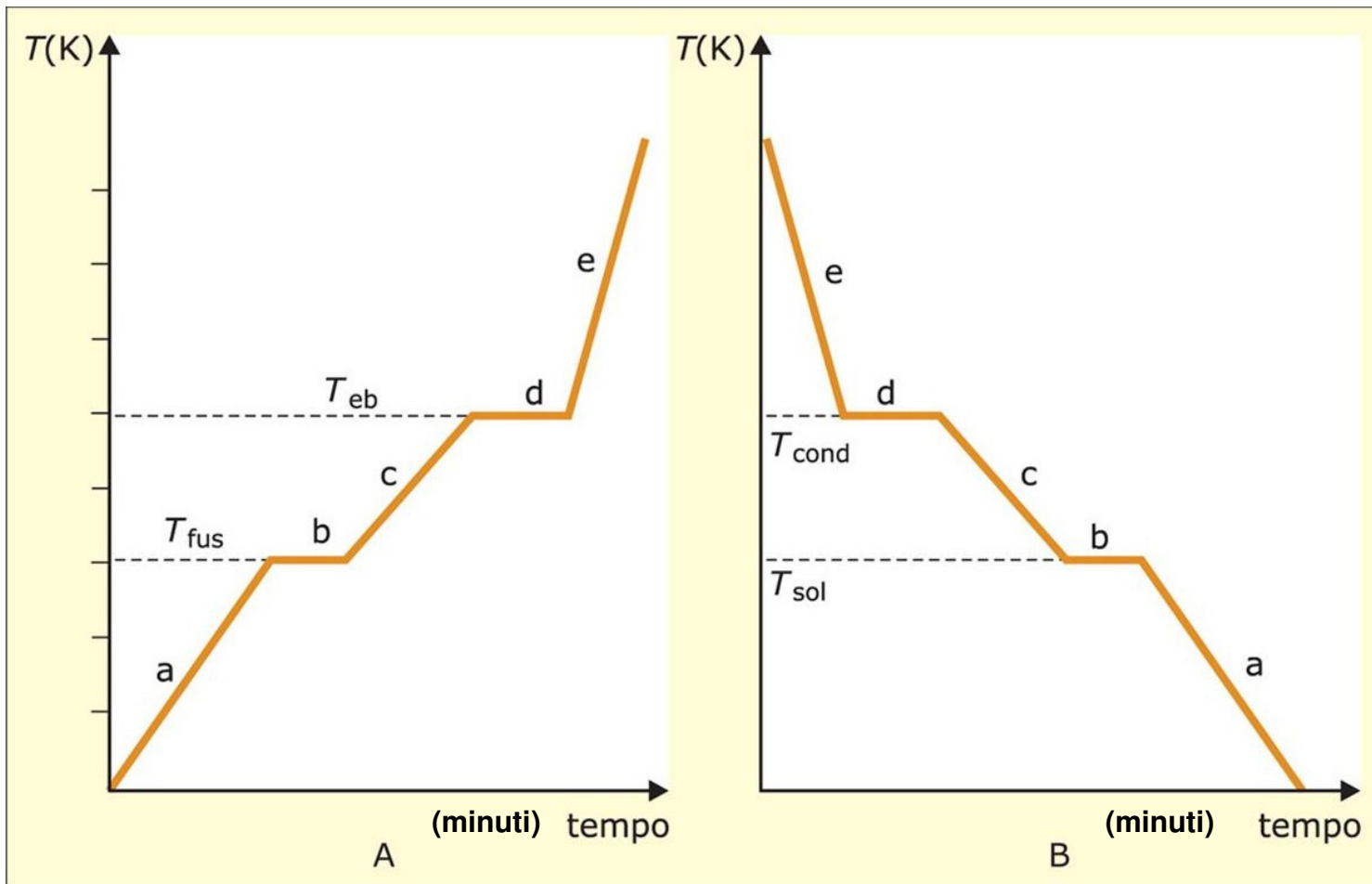


(b)



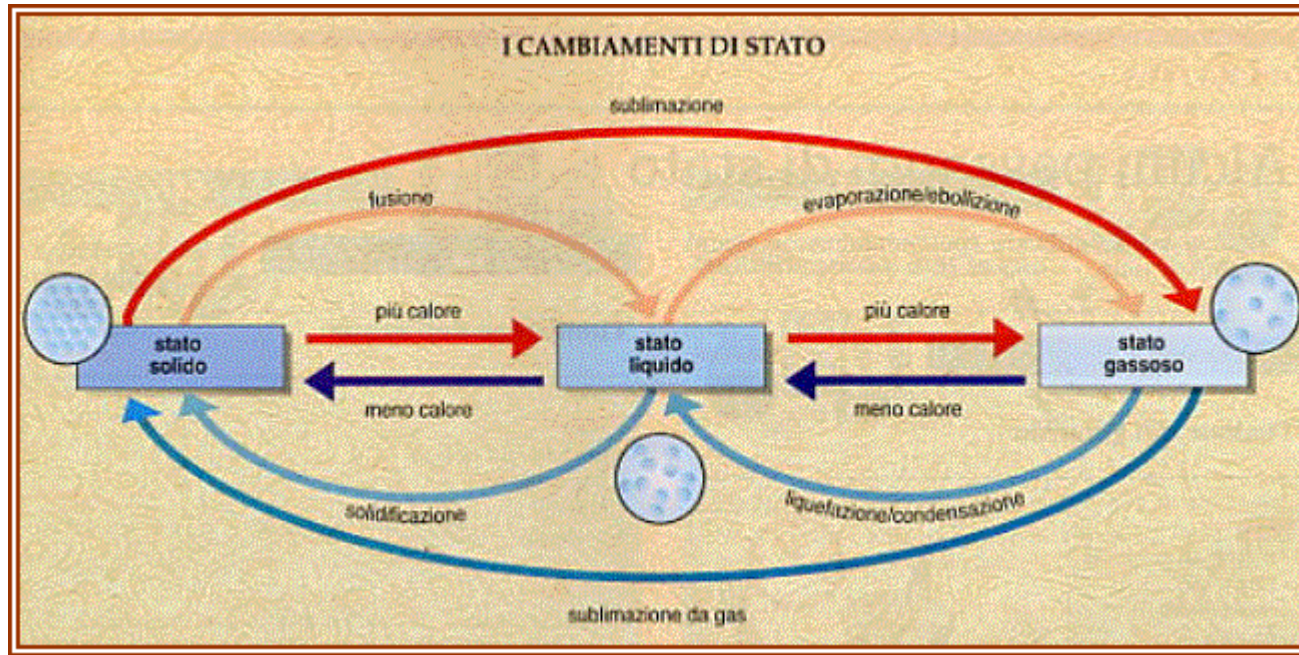
(c)

Analisi termica

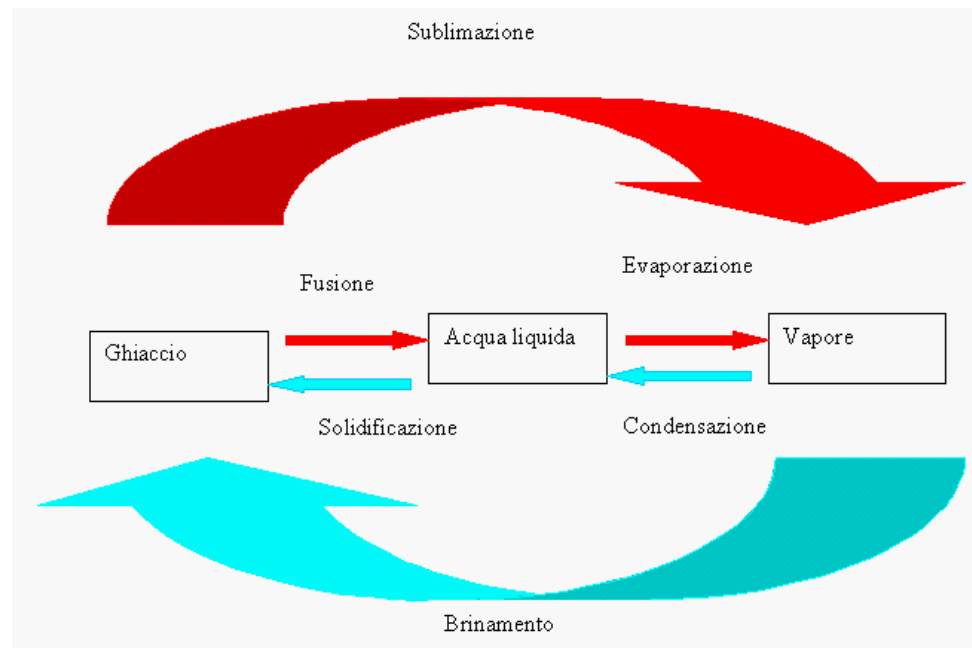


A: riscaldamento

B: raffreddamento



I cambiamenti di stato

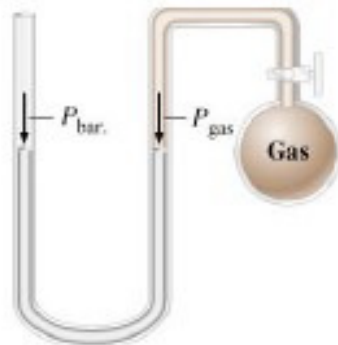
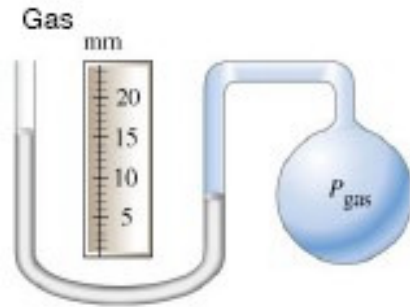


Si noti che si possono dare nomi diversi allo stesso processo. Ad es. sublimazione da gas / brinamento

Volumi molari di gas, liquidi e solidi

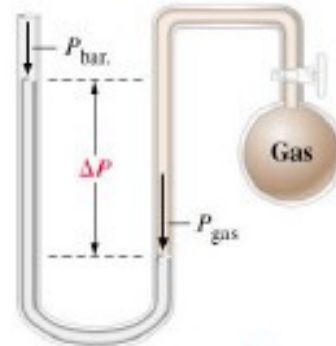
- Il volume molare dei **gas** (circa 22,4 L a STP) è molto maggiore di quello dei **liquidi** e dei solidi.
 - Il volume molare dell'acqua liquida è 18 mL/mol. La differenza è di circa **1000 volte**.
- La nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) si decompone in numerose molecole secondo la reazione:
$$4C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 6N_2(g) + O_2(g) + 12CO_2(g) + 10H_2O(g)$$
 - 4 mol di nitroglicerina, (circa 500 mL), producono 29 mol di molecole allo stato gassoso, per un volume totale, a STP, di circa 600 L. L'aumento di volume è di circa 1200 volte.

I gas: la pressione



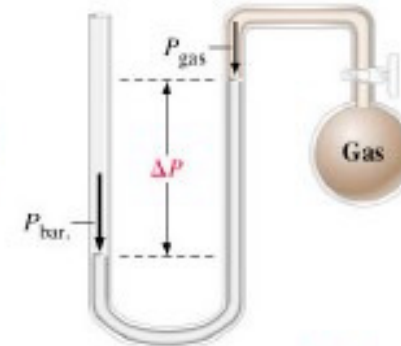
$$P_{\text{gas}} = P_{\text{bar.}}$$

(a) Pressione del gas eguale alla pressione barometrica



$$P_{\text{gas}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P \quad (\Delta P > 0)$$

(b) Pressione del gas maggiore della pressione barometrica



$$P_{\text{gas}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P \quad (\Delta P < 0)$$

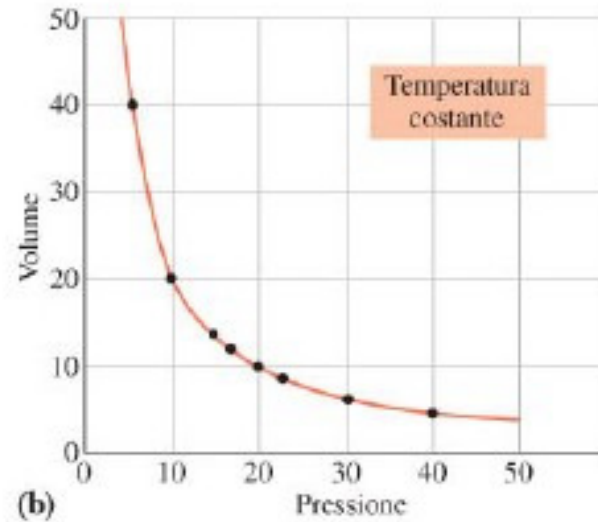
(c) Pressione del gas minore della pressione barometrica

$$760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = \mathbf{1 \text{ atm}} = 1,01325 \text{ bar} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

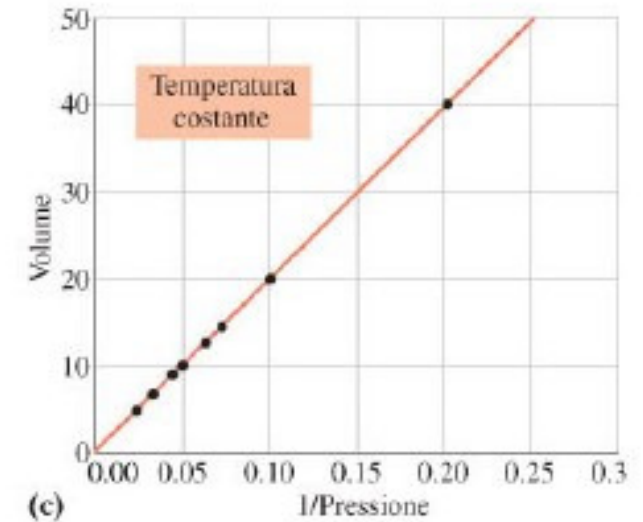
La legge di Boyle

P	V	$P \times V$	$1/P$
5.0	40.0	200	0.20
10.0	20.0	200	0.10
15.0	13.3	200	0.0667
17.0	11.8	201	0.0588
20.0	10.0	200	0.0500
22.0	9.10	200	0.0455
30.0	6.70	201	0.0333
40.0	5.00	200	0.0250

(a)



(b)

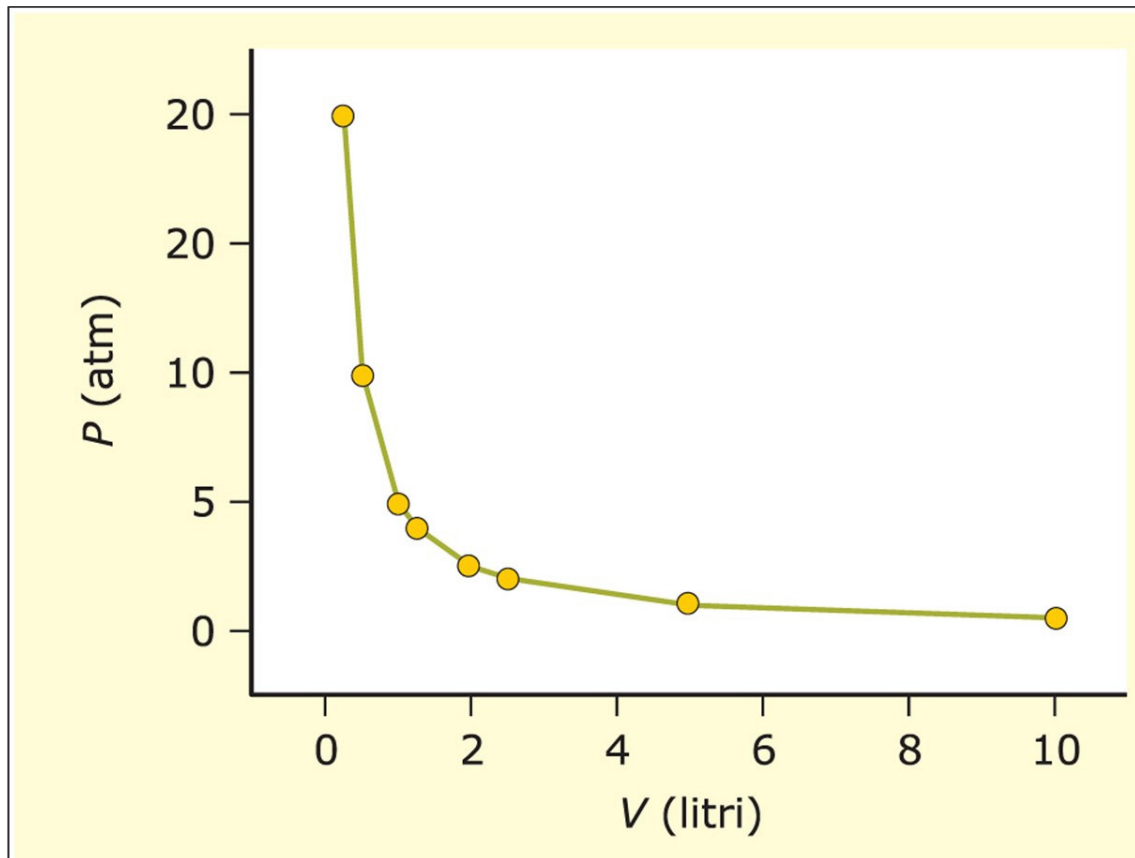


(c)

Legge di Boyle

- $p = k/V$
- $pV = k$

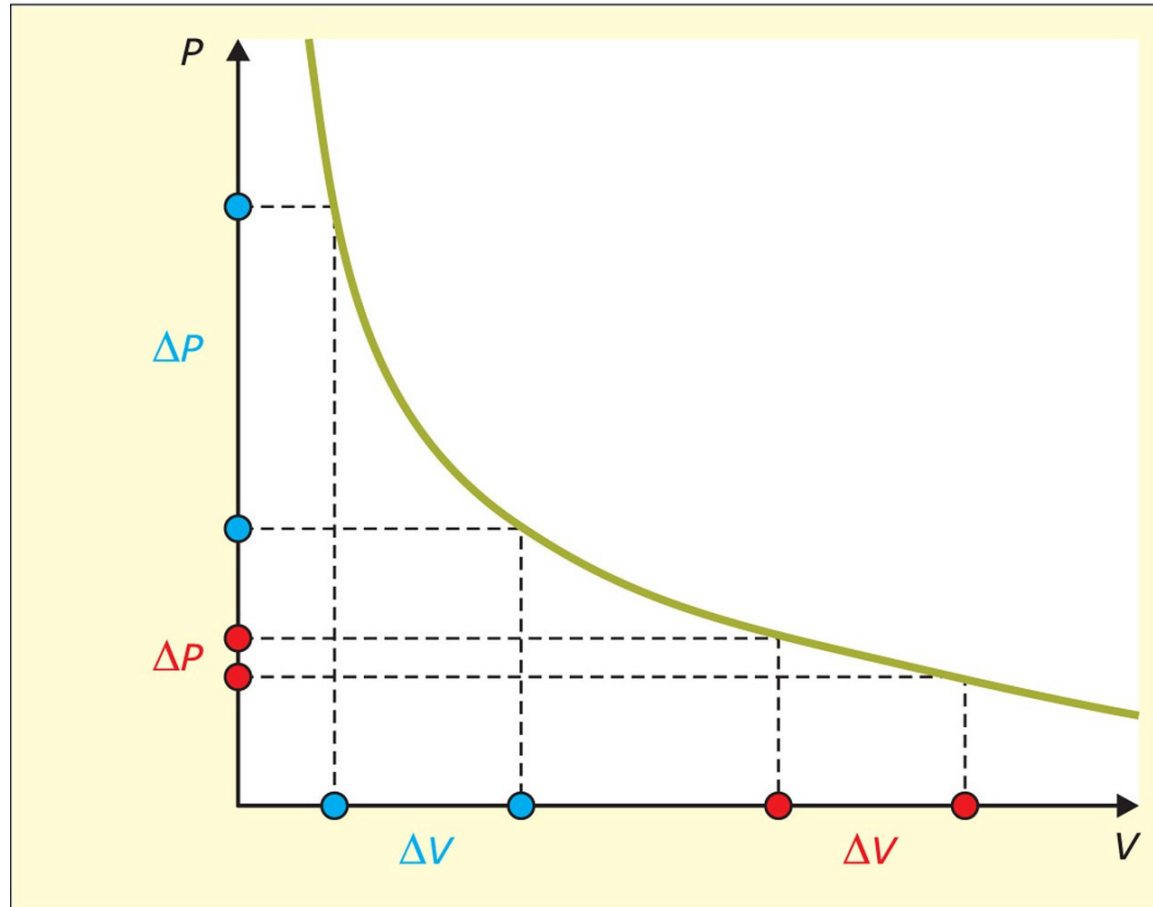
Nota bene: k ha le dimensioni di una energia!



La quantità di sostanza è costante
L'esperienza è condotta a temperatura costante
La curva è una isoterma

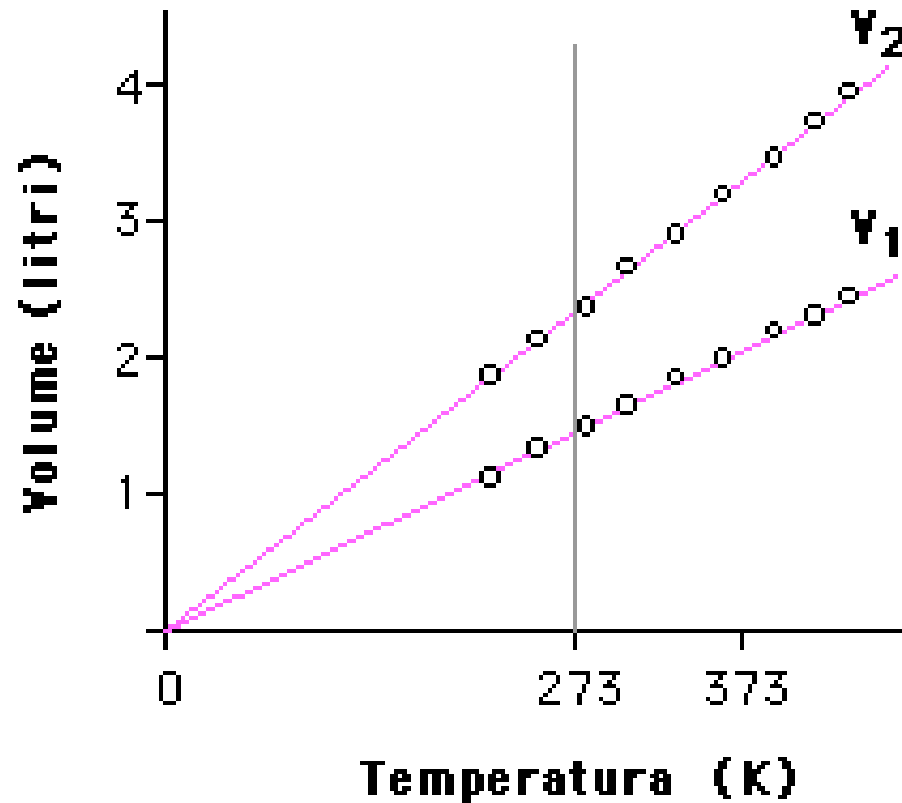
Legge di Boyle

Comprimibilità dei gas



- Per lo stesso ΔV il Δp da applicare è minore a basse pressioni

I gas: la legge di Charles



Il volume V per una trasformazione a $p = \text{cost}$ diventa:

$$V' = V (1 + \alpha t) \quad \alpha = 1/273$$

α ha le dimensioni dell'inverso di una temperatura

Equazione di stato del gas

$$pV = nRT$$

$$R = 0,082 \frac{\text{Latm}}{\text{molK}} = 8,31 \frac{\text{m}^3 \text{Pa}}{\text{molK}}$$

Noi useremo sempre $R = 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Vedi dimostrazione empirica
Vedi esercizi

Determinazione della massa molare di un gas

$$pV = nRT = \frac{mRT}{M}$$

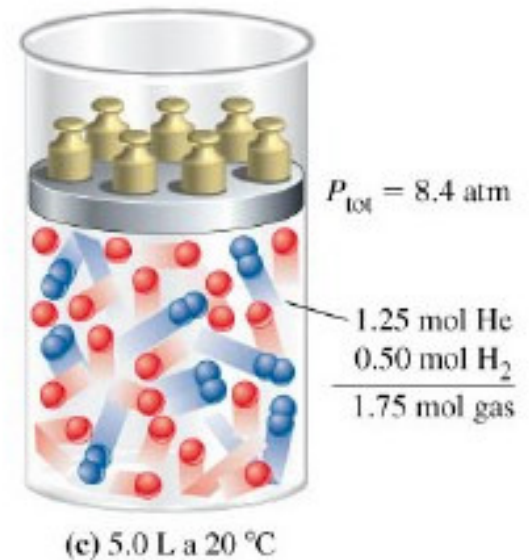
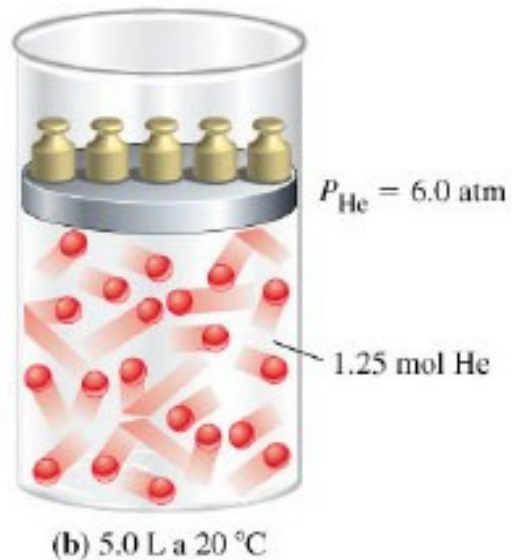
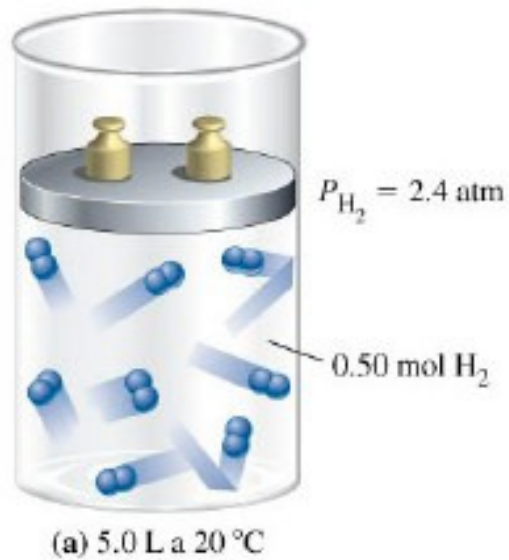
$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{dRT}{p}$$

$$n [\text{mol}] = m [\text{g}] / M [\text{g mol}^{-1}]$$

$$M = \text{massa molare} [\text{g mol}^{-1}]$$

Vedi esercizio

I gas: la legge di Dalton



I gas: la legge di Dalton

$$p_A = n_A \frac{RT}{V} \quad p_B = n_B \frac{RT}{V} \quad p_i = n_i \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{tot}} = \sum_i p_i = \sum_i n_i \frac{RT}{V} \quad \text{Legge di Dalton}$$
$$p_j = P_{\text{tot}} x_j \quad \text{e} \quad x_j = \frac{n_j}{\sum_i n_i}$$
$$\frac{p_j}{P_{\text{tot}}} = \frac{n_j}{\sum_i n_i}$$

Rapporto fra la pressione del j-esimo componente e la pressione totale

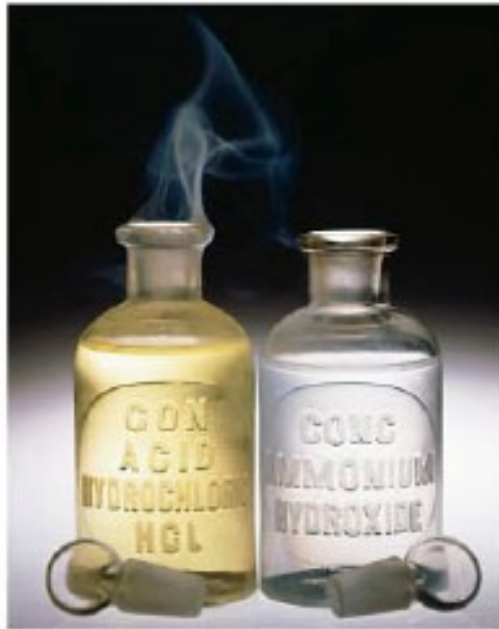
E' opportuno introdurre la frazione molare

$$x_j = \frac{n_j}{\sum_i n_i}$$

n_j è un numero indice della concentrazione del j-simo componente
Si noti $\sum_j n_j = 1$

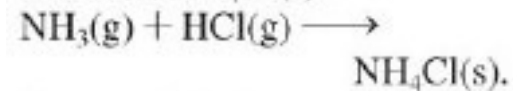
Vedi esercizio

La diffusione dei gas

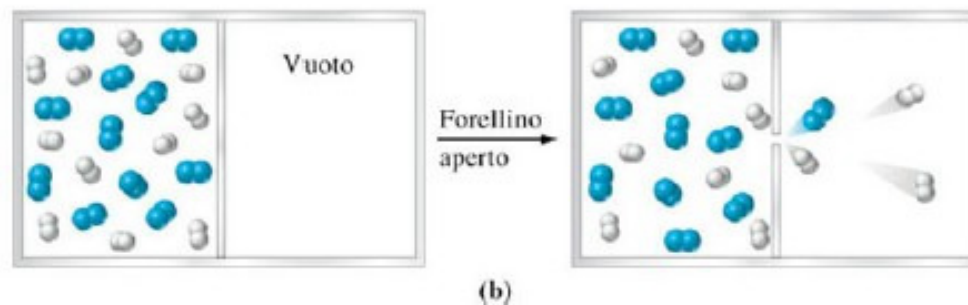
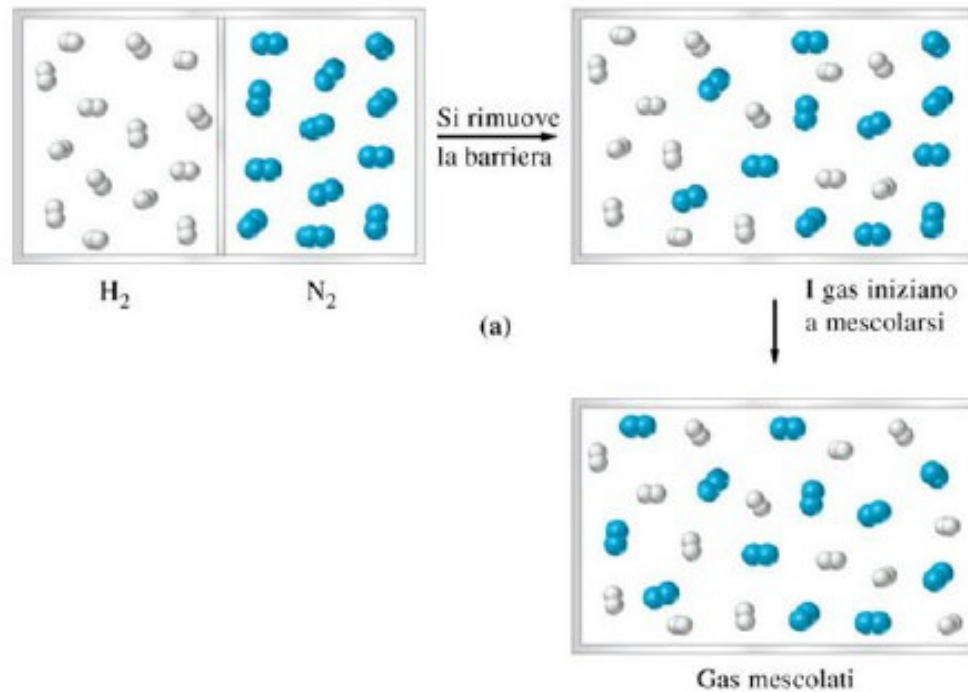


Diffusione di $\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{HCl}(\text{g})$

$\text{NH}_3(\text{g})$ sfugge da $\text{NH}_3(\text{aq})$ (ma l'etichetta nella foto dice ammonio idrossido) ed $\text{HCl}(\text{g})$ sfugge da $\text{HCl}(\text{aq})$. I gas diffondono l'uno verso l'altro e quando si incontrano formano una nuvola bianca di $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$.



A causa della loro maggiore velocità media, le molecole NH_3 diffondono prima di HCl e quindi la nube si forma vicino alla bocca del contenitore di $\text{HCl}(\text{aq})$.



Diffusione / Effusione Legge di Graham

Velocità di diffusione
e masse molecolari:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

La velocità di diffusione V_1 è eguale al volume Vol_1 del gas 1 diffuso nel tempo t_1 . Il rapporto V_1/V_2 diventa:

$$V_1/V_2 = (Vol_1/t_1)/(Vol_2/t_2)$$

se il volume diffuso è lo stesso abbiamo

$$V_1/V_2 = t_2/t_1$$

e quindi

$$\frac{t_1}{t_2} = \sqrt{\frac{m_1}{m_2}}$$