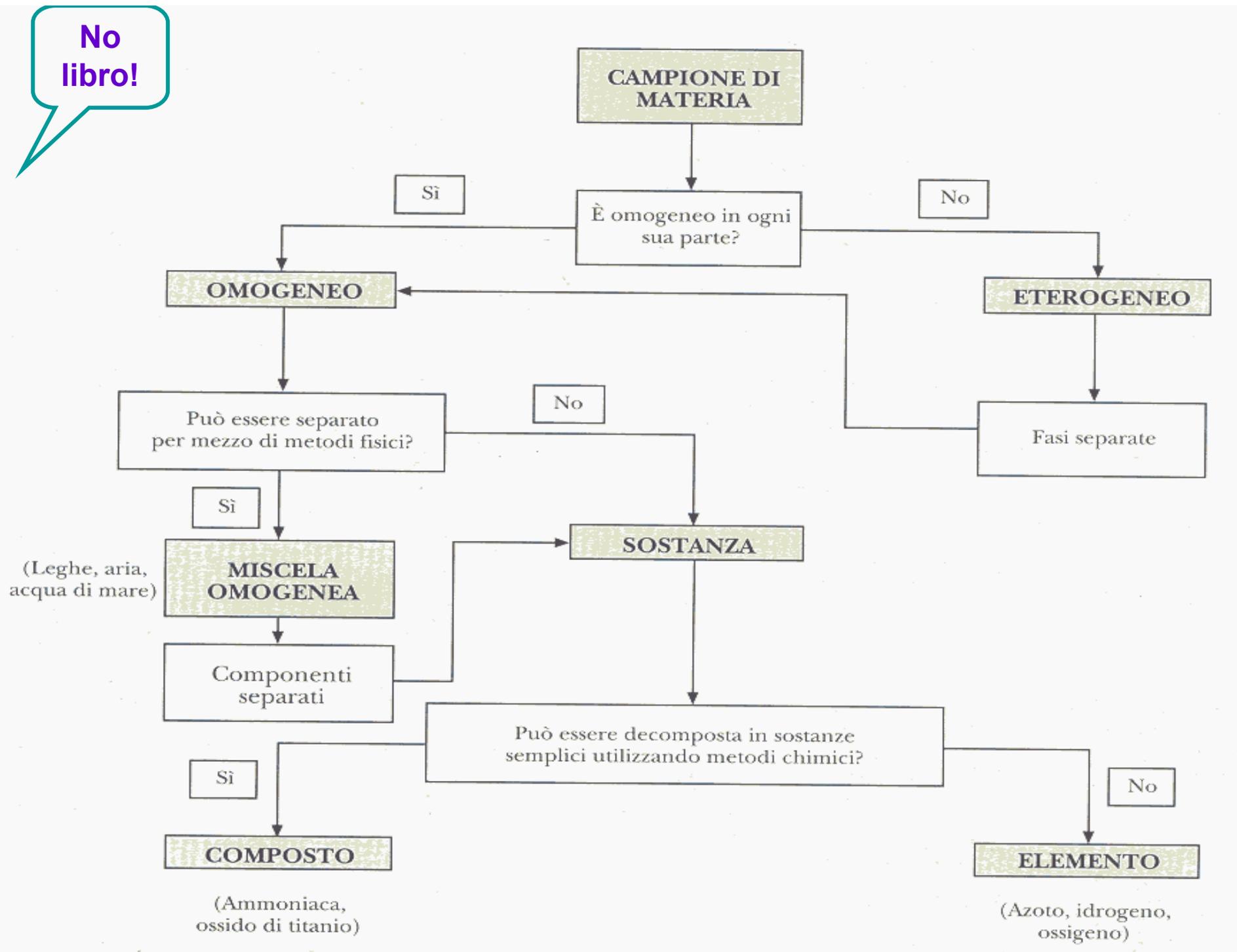


Capitolo 1.

Il modello atomico della materia

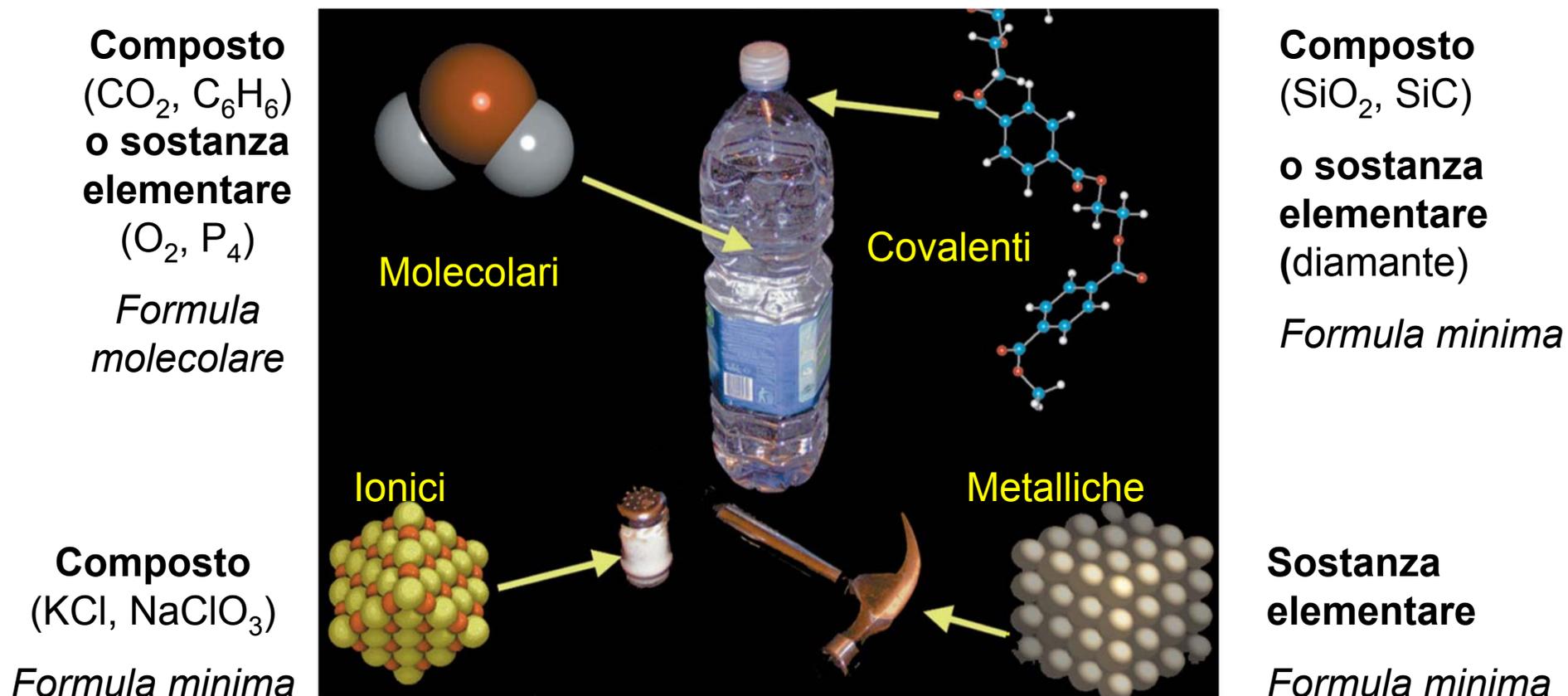
No libro!



No libro!

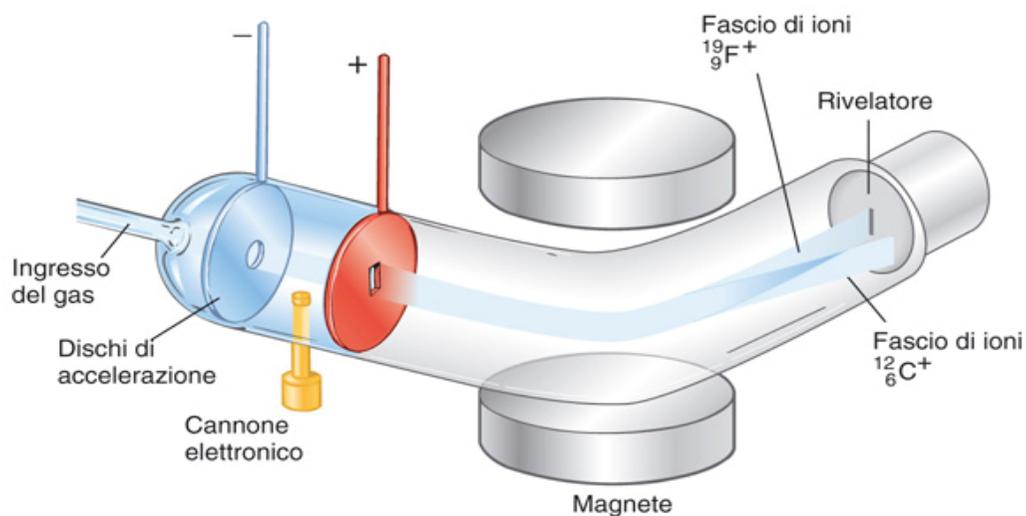
Figura 1.02

Modello atomico delle sostanze

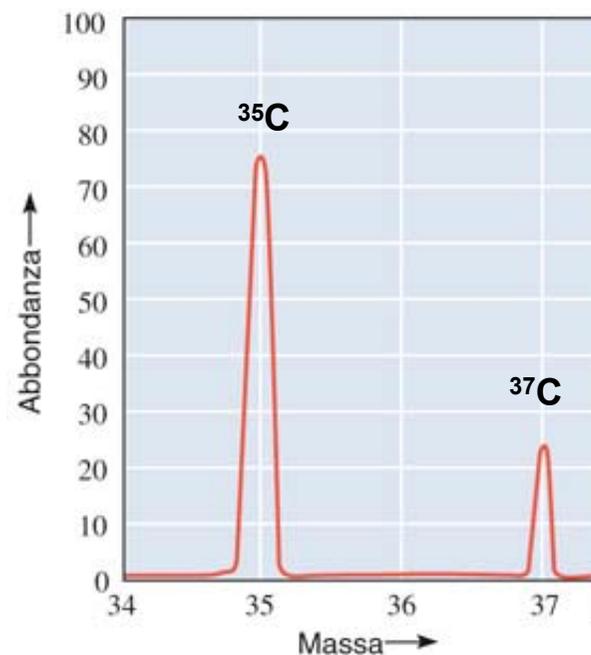


No libro!

Spettrometro di massa



Lo spettrometro di massa. Un flusso di ioni gassosi viene deflesso nel campo magnetico verso il rivelatore. Gli ioni leggeri sono deviati più di quelli pesanti. Confrontando i voltaggi di accelerazione richiesti per portare i due ioni allo stesso punto, è possibile determinare la massa relativa degli ioni.



Spettro di massa del cloro. Il cloro elementare (Cl_2) contiene solo due isotopi con masse atomiche di 34.97 amu (75.53%) e 36.97 amu (24.7%).
75.77%
24.23 %

No
libro!

Composizione isotopica e peso atomico

Composizione isotopica

^{12}C 98.892% ^{13}C 1.108% ^{14}C tracce

Abbondanza isotopica

Peso atomico del carbonio

$$12 \times 0.98892 + 13.003359 \times 0.011080 = 12.011$$

Massa relativa

Peso molecolare e peso formula

Somma dei pesi atomici degli atomi nella molecola

No
libro!

Mole, Numero di Avogadro e uma

- La **mole** (mol nel SI) è la quantità di sostanza che contiene un numero di unità (atomi, molecole, elettroni, ecc.) quanti sono gli atomi contenuti in 12 g esatti di ^{12}C . Questo numero, detto **Numero di Avogadro** (N_A), è in realtà una costante di dimensioni mol^{-1} e vale **$6.022145(10) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$** .
- L'unità **uma** è 1/12 della massa del nuclide ^{12}C .
- 1 uma è anche 1/12 di una mole di ^{12}C diviso per N_A , cioè:
$$\frac{1}{12} \cdot 12 \text{ (g/mol)} / N_A(\text{mol}^{-1}) = 1 / 6.022145(10) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} =$$

 $1.6605389 (10) \cdot 10^{-24} \text{ g}$

No
libro!

Quantità, massa e densità di una sostanza

Massa molare = massa/moli; $M = m / n$ (g/mol)

$M(\text{O}_2) = 32.0$ g/mol $m(\text{O}_2) = 32.0$ una $P(\text{O}_2) = 32.0$

$$n = m / M$$

Densità = massa/ volume; $d = m / V$ (g/cm³) (ad una data temperatura) e poiché $n = m/M$ si ha:

$$n = V \cdot d / M$$



Energia

L'energia si manifesta in varie forme e nelle trasformazioni chimiche viene acquistata o ceduta energia.

U (energia interna) = **E**_{cin}, **E**_{pot}, **E**_{grav}, **E**_{rel}

ΔU nella trasformazione *eso-* o *endotermica*

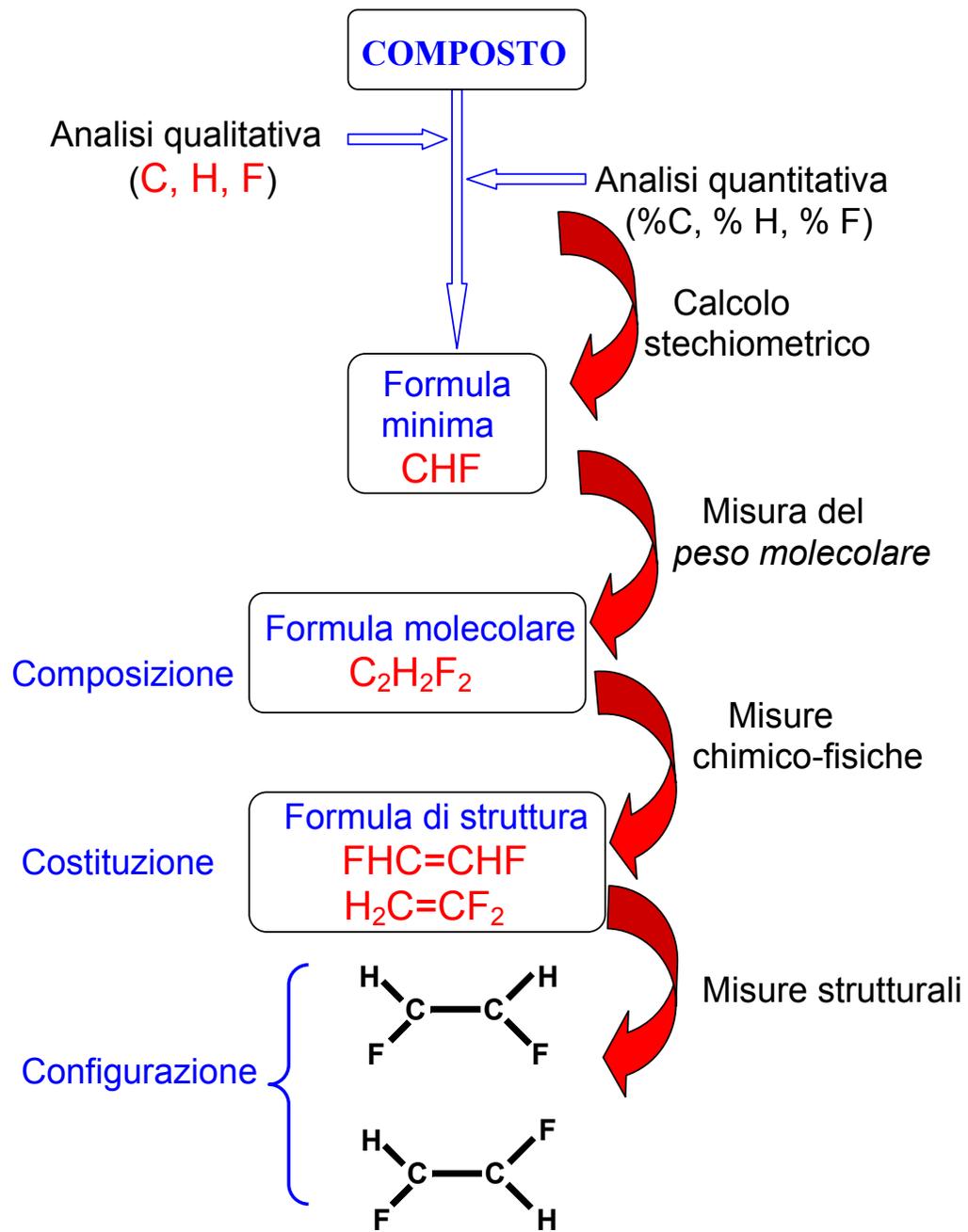
H (entalpia) = **U + PV** e

ΔH = ΔU + ΔPV nella trasformazione *endo-* o *esoentalpica*

U e **H** sono *funzioni di stato*

Capitolo 10. Stechiometria

No libro!



No
libro!

Formula minima

1 mole di Na_2SO_4 (142.05g) è costituita da **2 moli** di Na (45.98 g), **1 mole** di S (32.07 g) e **4 moli** di O (64.00 g).

La composizione percentuale è:

$$\begin{array}{ll} \text{Na} & 100 \cdot 45.98 / 142.05 = 32.37\%; \\ \text{S} & 100 \cdot 32.07 / 142.05 = 22.58\%; \\ \text{O} & 100 \cdot 64.00 / 142.05 = 45.05\%. \end{array}$$

Dalla composizione percentuale si può calcolare la formula minima

AxByCz

$$\%A = 100(x \cdot M_A) / M_{\text{AxByCz}}$$

$$\%B = 100(y \cdot M_B) / M_{\text{AxByCz}}$$

$$\%C = 100(z \cdot M_C) / M_{\text{AxByCz}}$$

$$l = \%A / M_A = 100x / M_{\text{AxByCz}}$$

$$m = \%B / M_B = 100y / M_{\text{AxByCz}}$$

$$n = \%C / M_C = 100z / M_{\text{AxByCz}}$$

Dai rapporti $l/l = 1$; $m/l = y/x$, $n/l = z/x$, dove $l < m$ e n , si ha la formula minima a meno di un fattore moltiplicativo.



Microanalisi

Un campione costituito da C,N,O e H e di massa 0.149 g viene completamente bruciato e si ottengono 0.251 g di CO₂, 0.0366 g di H₂O e 0.0370 g di NO₂. Calcolare la formula minima del composto.

No
libro!

Microanalisi

Un campione costituito da C,N,O e H e di massa 0.149 g viene completamente bruciato e si ottengono 0.251 g di CO₂, 0.0366 g di H₂O e 0.0370 g di NO₂. Calcolare la formula minima del composto.

$$\begin{array}{ll} n(\mathbf{C}) = n(\text{CO}_2) = 0.251/M(\text{CO}_2) = \mathbf{5.70}_3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} & \longrightarrow & m(\text{C}) = 6.84_9 \cdot 10^{-2} \\ n(\mathbf{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 0.0366/M(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{4.06}_2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} & \longrightarrow & m(\text{H}) = 4.10_2 \cdot 10^{-3} \\ n(\mathbf{N}) = n(\text{NO}_2) = 0.0370/M(\text{NO}_2) = \mathbf{0.804}_2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} & \longrightarrow & m(\text{N}) = 1.12_7 \cdot 10^{-2} \\ & & \hline & & 8.38_6 \cdot 10^{-2} \end{array}$$

$$m(\text{O}) = 0.149 - 8.38_6 \cdot 10^{-2} = 6.51_4 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$n(\mathbf{O}) = 6.51_4 \cdot 10^{-2}/M(\text{O}) = \mathbf{4.07}_1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

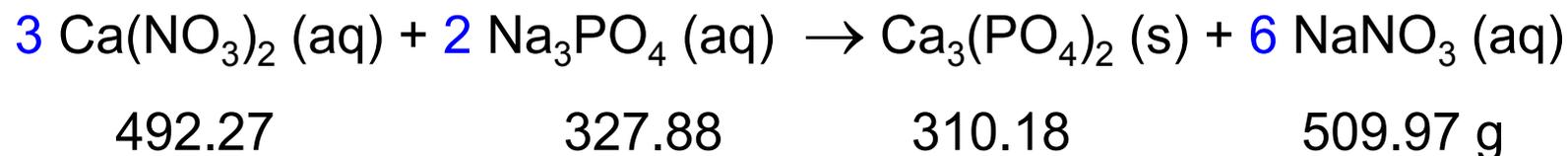
$$n(\text{C})/n(\text{N}) = 7.01 \quad n(\text{H})/n(\text{N}) = 5.05 \quad n(\text{O})/n(\text{N}) = 5.06 \quad n(\text{N})/n(\text{N}) = 1$$

formula minima: $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_5$

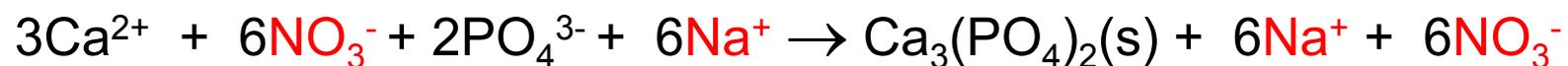
No
libro!

Reazioni chimiche

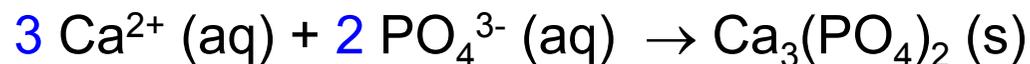
Significato qualitativo e quantitativo



In soluzione acquosa, tenendo conto della dissociazione elettrolitica dei composti solubili in acqua:



In rosso gli Ioni spettatori



No
libro!

CLASSI DI REAZIONI CHIMICHE

1. Reazioni acido base



2. Reazioni di precipitazione o dissoluzione



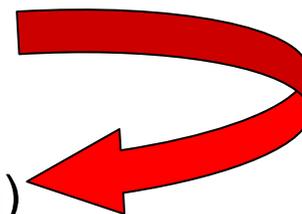
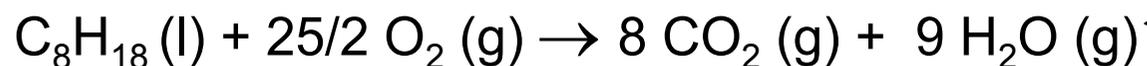
3. Reazioni di complessazione



4. Reazioni di ossido-riduzione o redox

No
libro!

Bilanciamento reazioni redox



Bilanciamento sia in forma molecolare (*masse*) che ionica (*masse e cariche*) con:

il metodo delle semireazioni

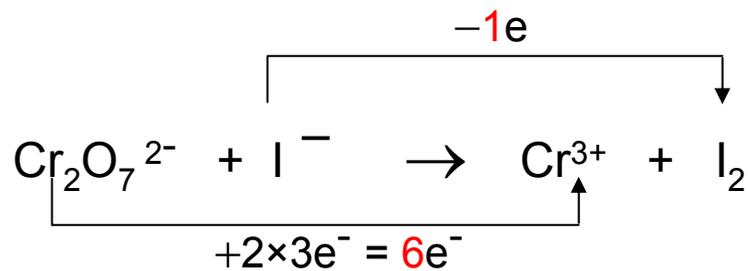
 **il metodo della variazione del numero di ossidazione**

Dismutazioni

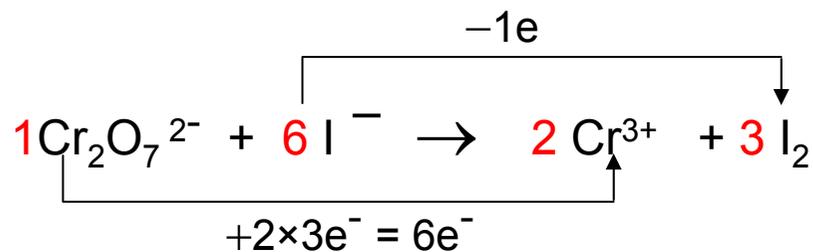
Equivalentente

No libro!

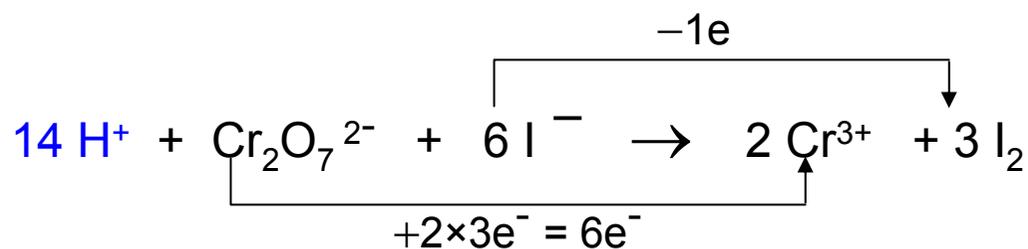
Bilanciamento redox



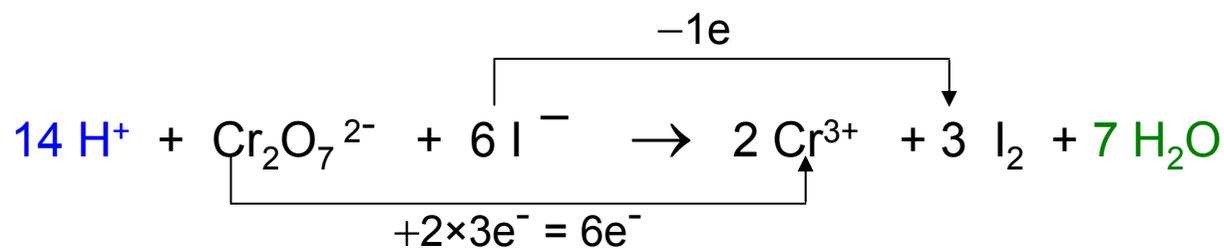
Bilancio



Elettroni



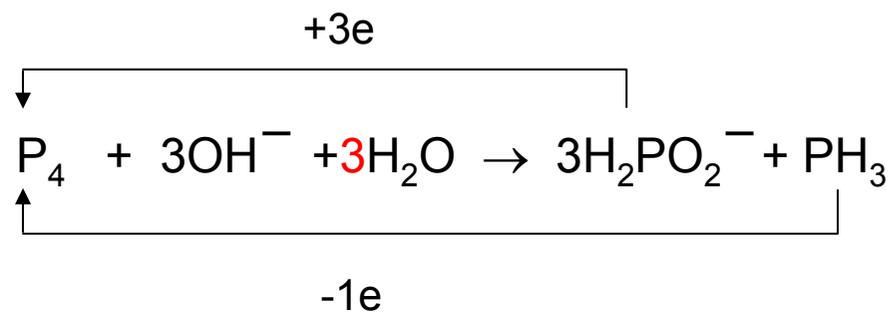
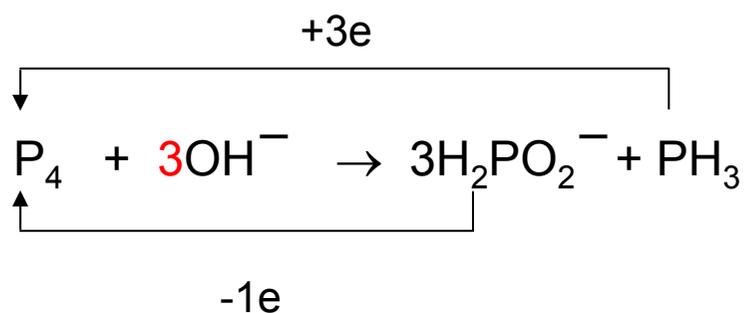
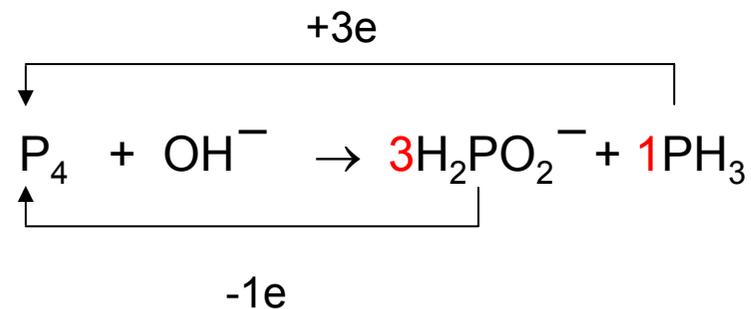
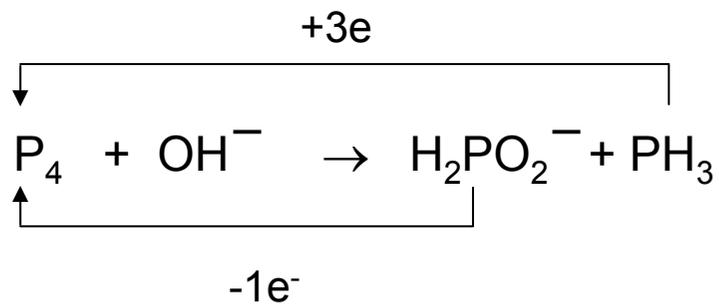
Cariche



Masse

No libro!

Dismutazioni

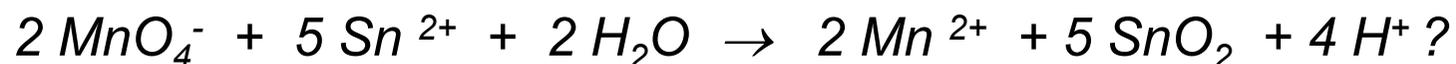


Equivalente in una reazione redox o acido-base

No
libro!

Calcoli stechiometrici

Quanti grammi di SnSO₄ reagiscono con 5.00 g di KMnO₄ per ottenere SnO₂ secondo la reazione:



In base ai coefficienti della reazione

$$5.00 \text{ g} / 158.0 \text{ g mol}^{-1} = 3.16_4 \cdot 10^{-2} \text{ mol di KMnO}_4$$

ossidano $5/2 \cdot 3.16_4 \cdot 10^{-2}$ moli di SnSO₄

$$\text{e cioè } 5/2 \cdot 3.16_4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 214.8 \text{ g mol}^{-1} = 17.0 \text{ g.}$$



Bilanciamento redox

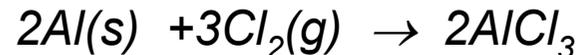
Dismutazioni

Equivalente in una reazione redox o acido-base

No
libro!

Reagente limitante e resa percentuale

Identificare il reagente limitante e calcolare la resa della reazione:



quando 2.70 g di alluminio reagiscono con 4.05 g di dicloro per dare 3.50 g di tricloruro di alluminio.

$$n(\text{Al}) = 2.70/26.98 = 0.100_0$$

$$n(\text{Cl}_2) = 4.05/70.91 = 0.0571_2$$

Poiché $n(\text{Al})/n(\text{Cl}_2) = 1.5$ allora occorrerebbero 0.15 moli di dicloro. Quindi quest'ultimo è il **reagente limitante**.

Se avesse reagito tutto il dicloro si sarebbero ottenute:

$$(2/3) \cdot n(\text{Cl}_2) = (2/3) \cdot 0.0571_2 = 0.0380_8 \text{ mol e quindi}$$

$$0.0380_8 \cdot 133.34 = 0.0507_8 \text{ g di AlCl}_3$$

$$\text{La } \text{resa} \text{ è } 100 \cdot (3.50/0.0507_8) = 68.9\%$$

Capitolo 21. Nomenclatura

No
libro!

Composti binari

A_nB_m ($\chi_B > \chi_A$): **m-B-uro di n-a**

Mg_3P_2 , SF_6 , $FeCl_2$ [o cloruro di Fe(II)] e $FeCl_3$ [o cloruro di Fe(III)]

A_nO_m (eccetto OF_2): **m-ossido di n-A o ossido di A(n.o.)**

Fe_2O_3 , N_2O_5 , P_4O_{10}

H_nB ($\chi_B > \chi_H$): **m- B-uro di n-idrogeno**

H_2S (acido solfidrico in soluzione), HCl (acido cloridrico in soluzione),
 H_3N (NH_3 , ammoniaca), H_2O (acqua)

AH_n ($\chi_A < \chi_H$): **n-idruro di A**

KH , CaH_2 , **PH_3 , (fosfina)**

AH_n^+ : **A-onio**

NH_4^+ , H_3O^+ , PH_4^+

No
libro!

Ossiacidi e loro sali

1. Per gli acidi di uno stesso elemento con diverso numero di ossidazione e noti da parecchio tempo si usa la nomenclatura tradizionale con i prefissi *per-*, *ipo-* e i suffissi *-ico* e *-oso*. Per gli altri nuovi:



2. I sali degli acidi i cui atomi di H sono completamente salificati hanno lo stesso nome dell'acido cambiando il suffisso *-ico* in *-ato* sia nella nomenclatura tradizionale che in quella IUPAC. Se non tutti gli idrogeni sono salificati va premesso il prefisso *idrogeno*, *diidrogeno*, ecc. al nome del sale.

3. Restano in uso i nomi di acidi o sali più comuni come **fosforico**, **fosfonico**, **fosfinico**, **fosfato di calcio**.

4. Acidi che formalmente derivano da ossiacidi per sostituzione formale di uno o più O con S prendono il nome dell'ossiacido con il prefisso *tio-*, *ditio-*, ecc. **tiosolforico**, **tiofosforico**, **ditiofosforico**, ecc.

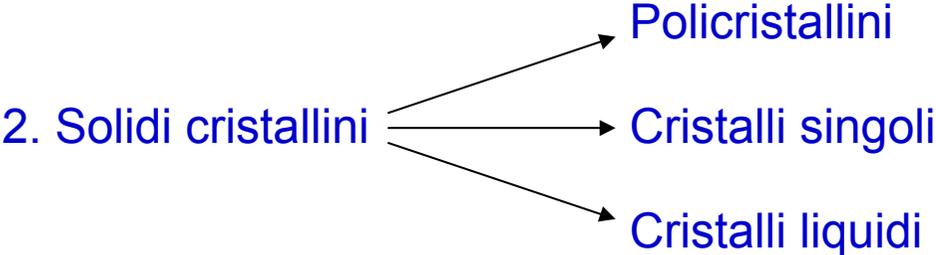
Capitolo 8 Stato solido



Stati di aggregazione



1. Solidi amorfi



Hauy e il virus

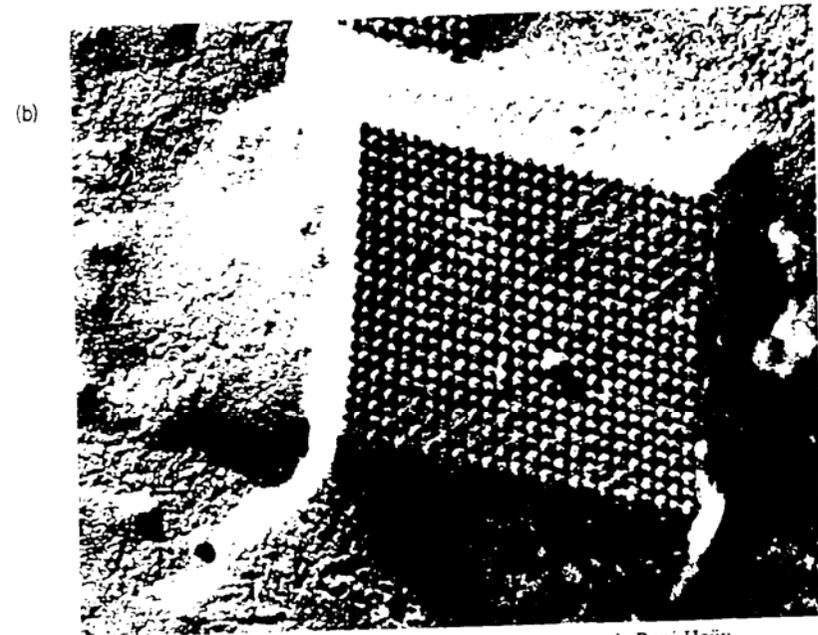
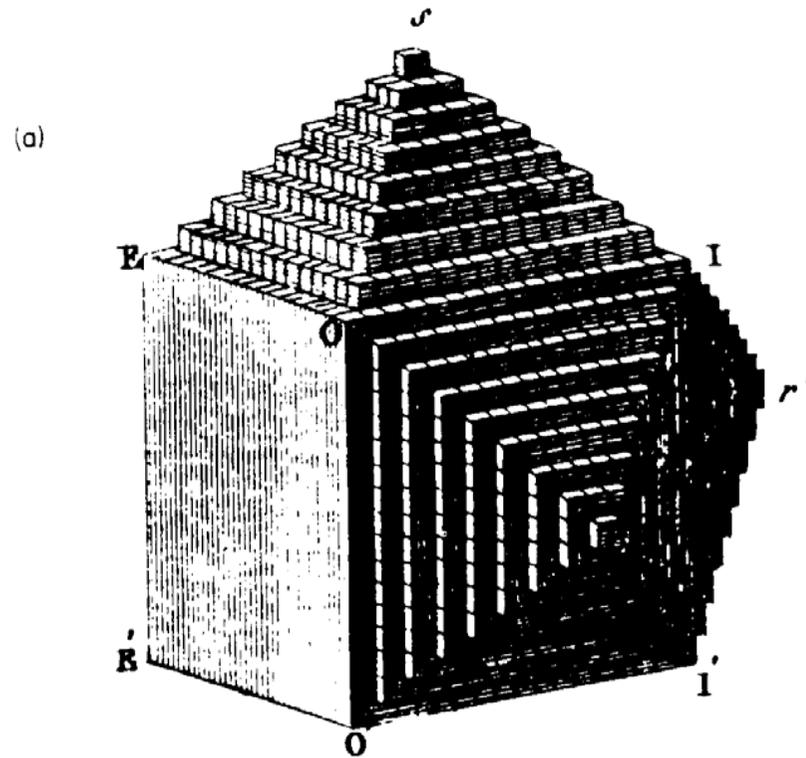


FIG. 18.2 (a) Modello di struttura cristallina proposto da René Haüy nel suo *Traité élémentaire de Physique*, Vol. 1. [Paris: De L'Imprimerie de Delanche et Leseur, 1803]; (b) cristallo di tipo rombico di virus della necrosi del tabacco, dove l'ordine molecolare è straordinariamente buono. Ingrandimento 42000 X. [Ralph W.G. Wyckoff e L.W. Labaw, National Institutes of Health, Bethesda, Md.].

No
libro!

Energia di coesione

	E (kJ/mol)	Particelle	Proprietà
Ionici	LiF 1039	ioni	Altofondenti; duri e fragili Isolanti, solubili in solventi polari Bassa volatilità
	NaCl 780		
	CaO 3431		
Molecolari	Ar 7	molecole	Bassofondenti; deformabili Isolanti, solubili in solventi apolari Alta volatilità
	CO ₂ 24		
	I ₂ 65		
Covalenti	Si 455	atomi	Altofondenti; duri e fragili Isolanti e insolubili (in genere) Bassa volatilità
	C(d) 715		
	SiO ₂ 1860		
Metallici	Li 160	Cationi ed elettroni	Grande variabilità di proprietà Malleabili, duttili Conduttori (in genere)
	Fe 415		
	W 850		

No
libro!

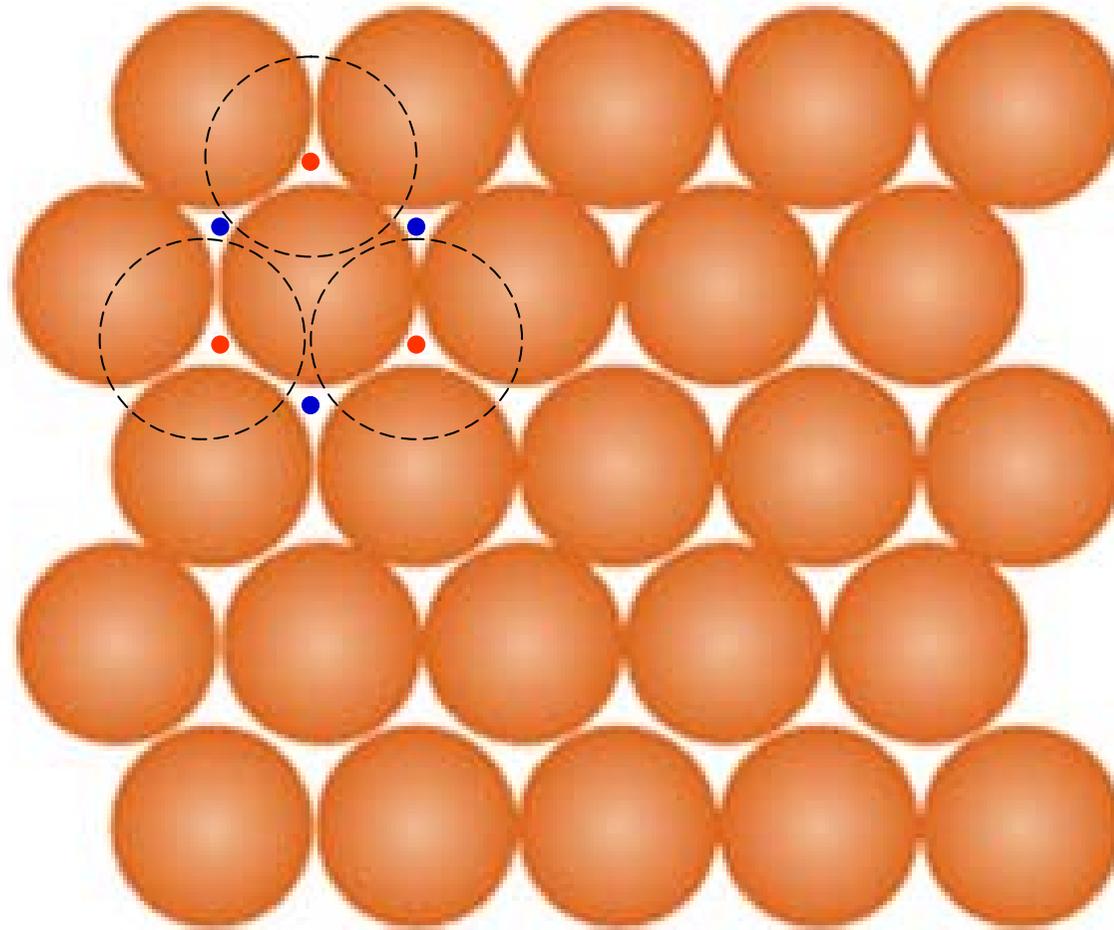


Figura 8 03

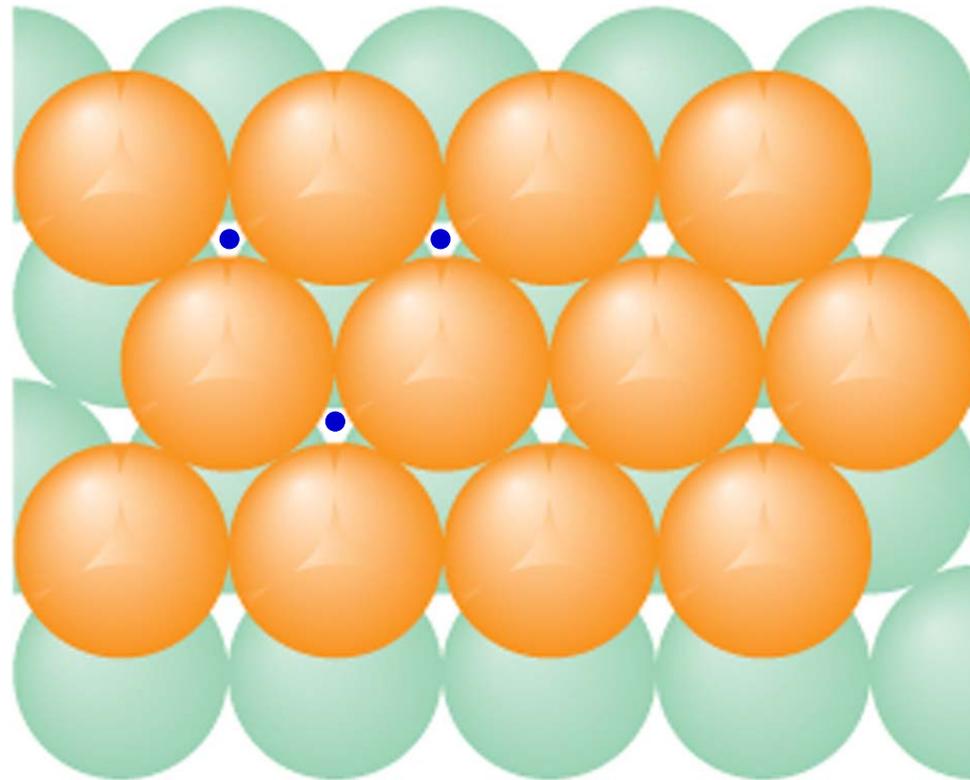
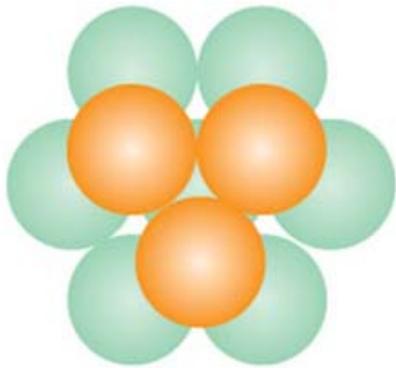
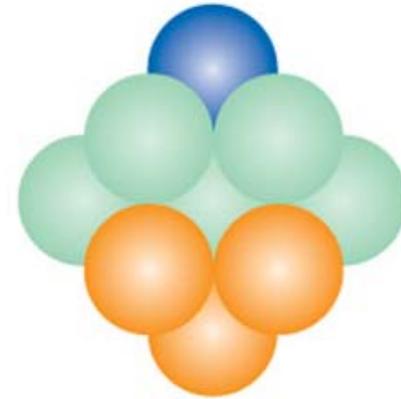
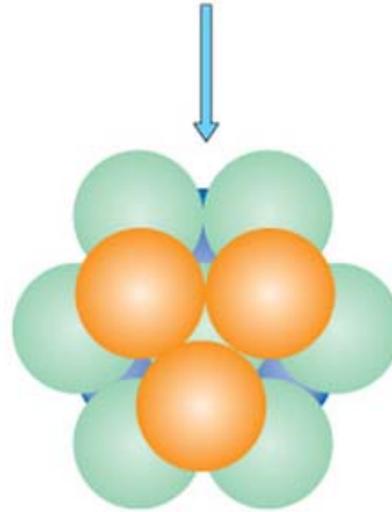


Figura 8.05

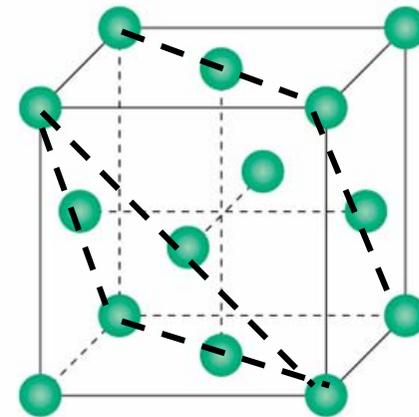
esagonale compatto



cubico compatto

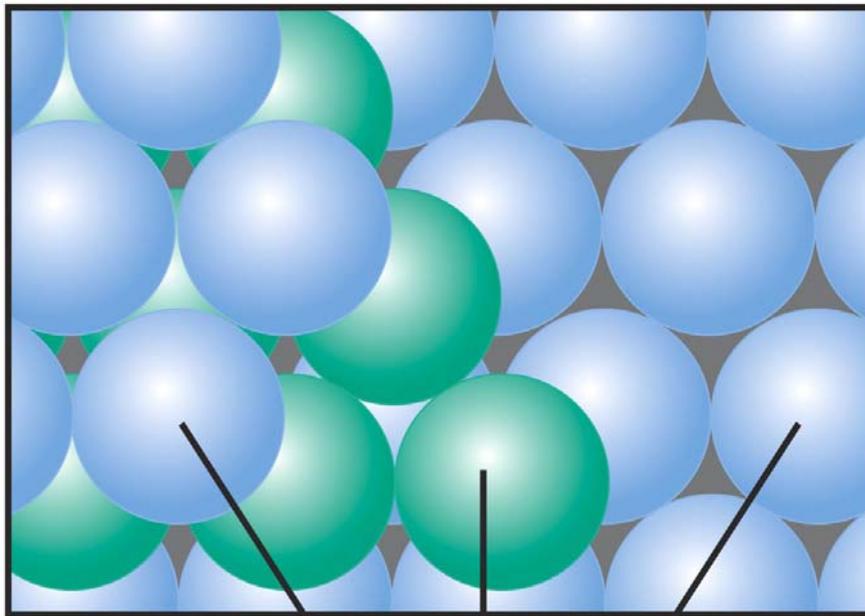


No
libro!

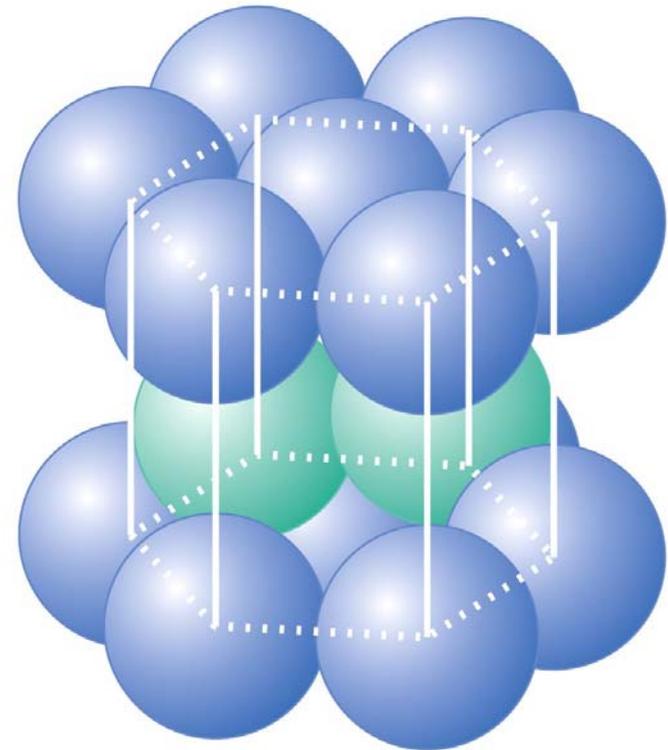


Celle elementare hcp

Esagonale compatto (hcp)

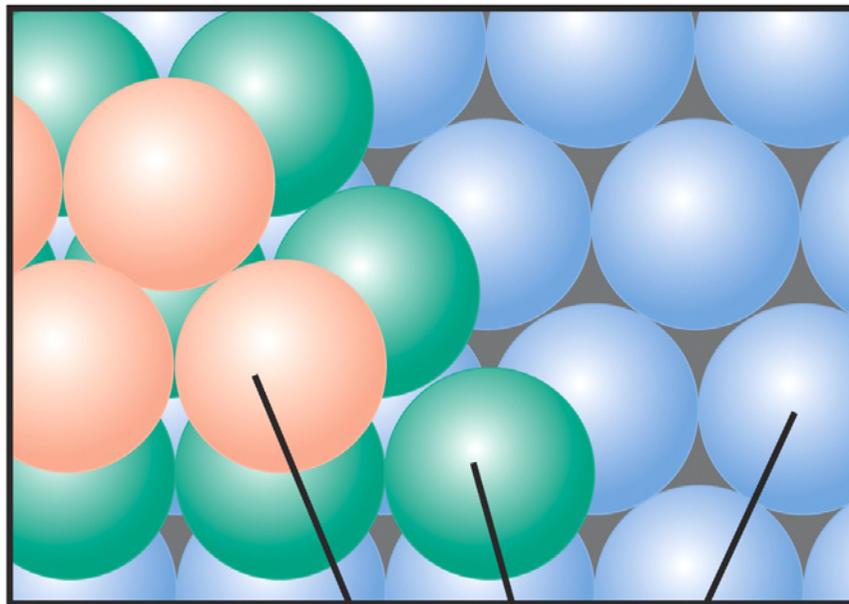


Layers: A B A

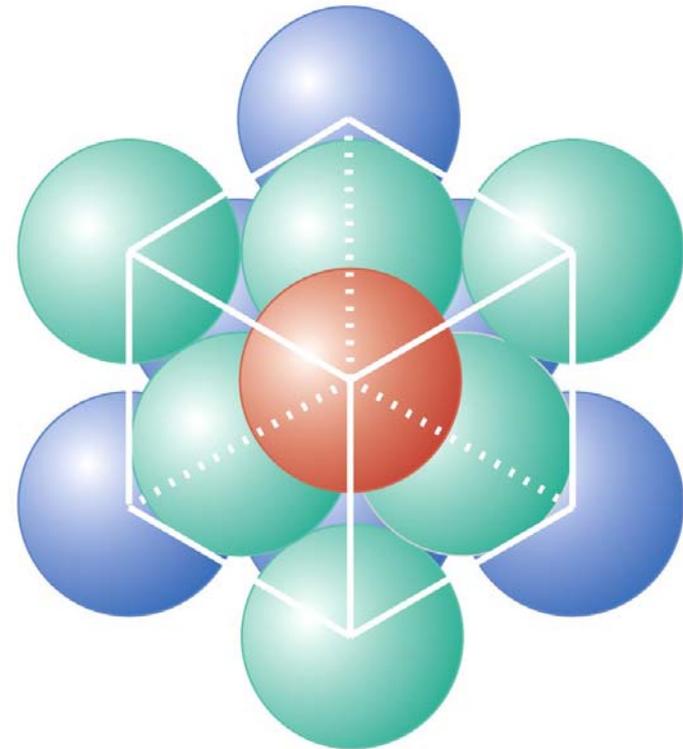


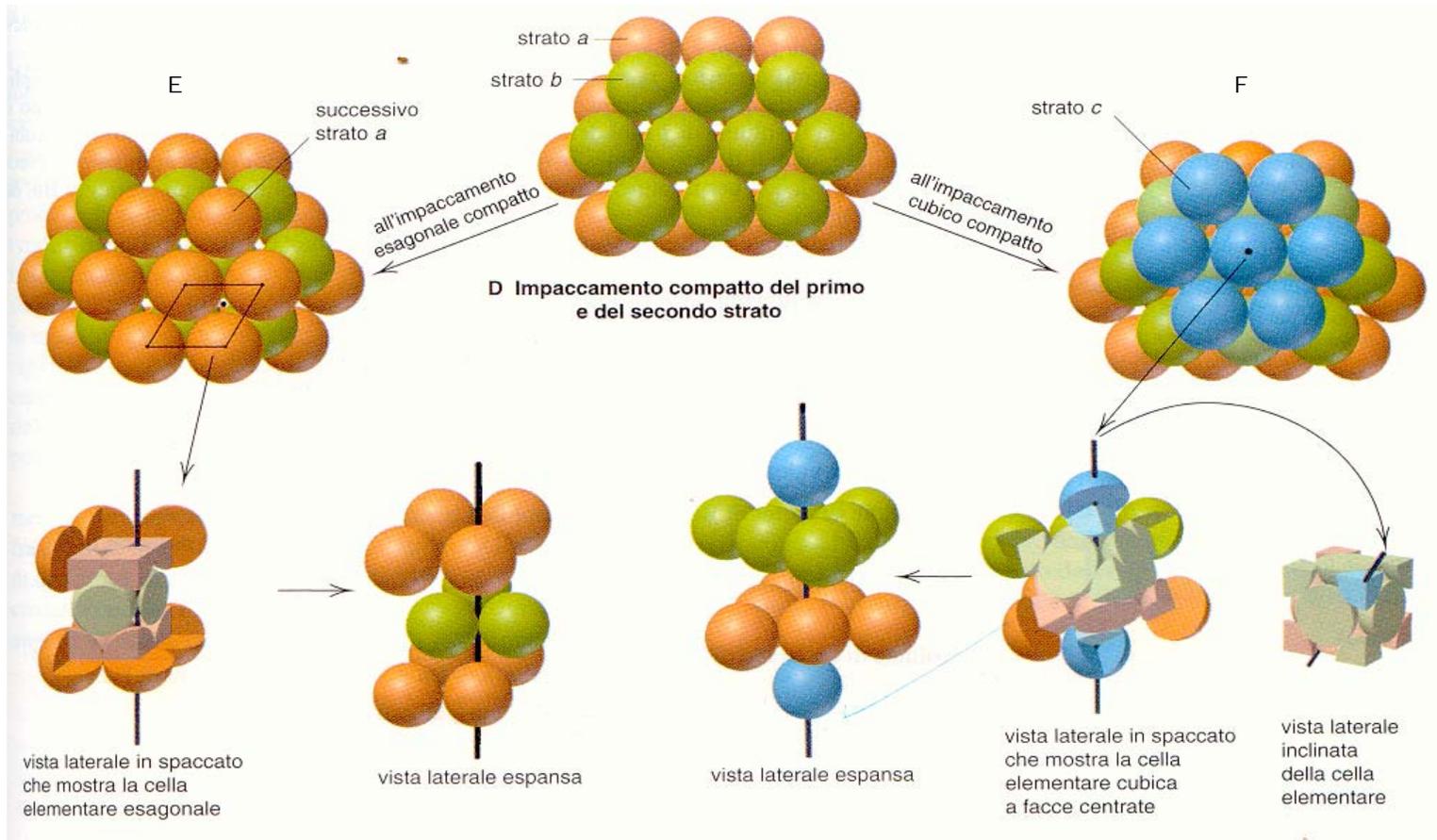
Cella elementare ccp

Cubico compatto (ccp)



Layers: C B A





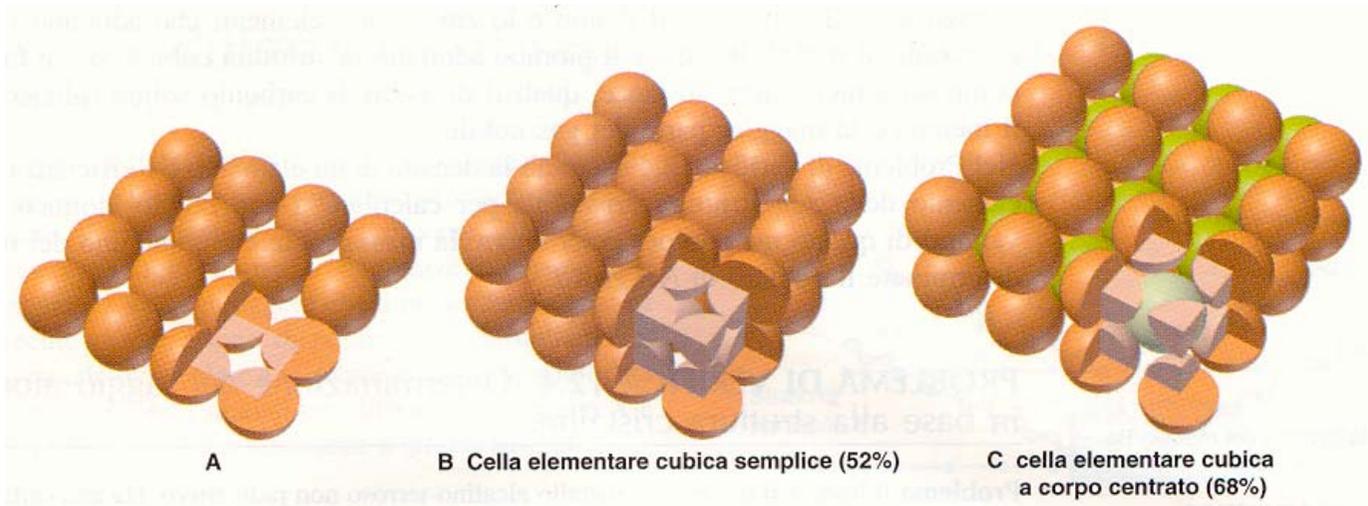
No libro!

D. Le sfere del secondo strato (*b*; in verde) sono poste sopra queste sfere; si notino gli spazi arancio e bianchi che ne conseguono. E. Si segue la freccia sinistra

a partire dalla parte D per ottenere l'impaccamento esagonale compatto. Quando il terzo strato (*a*; in arancio) è posto direttamente sul primo, si ottiene uno schema *abab...* Ruotando di 90° gli strati si ottengono la vista laterale, con la cella elementare esagonale mostrata come uno spaccato, e la vista laterale espansa. F. Si segue la freccia destra partendo da D per ottenere l'impaccamento cubico compatto. Quando il terzo strato (*c*; in blu) copre gli spazi bianchi, giace in una differente posizione rispetto al primo e al secondo strato per dare lo schema *abcabc...* Ruotando di 90° gli strati si ottiene la vista laterale, con la cella elementare cubica a facce centrate come spaccato, e un'ulteriore inclinazione mostra chiaramente la cella elementare: infine, si vede la vista espansa.

L'efficienza dell'impacchettamento è 74%.

No
libro!



Impaccamento di sfere. **A.** Nel primo strato, ciascuna sfera è adiacente a un'altra sfera orizzontalmente e verticalmente; si notino i grandi spazi rombici (*spaccato*). **B.** Se le sfere nello strato successivo sono poste direttamente sopra quelle nel primo strato, l'impaccamento è basato sulla cella elementare cubica semplice (*cubo arancio chiaro, vertice inferiore destro*). **C.** Se le sfere nello strato successivo sono poste negli spazi rombici dello strato precedente, l'impaccamento è basato sulla cella elementare cubica a corpo centrato (*vertice inferiore destro*).



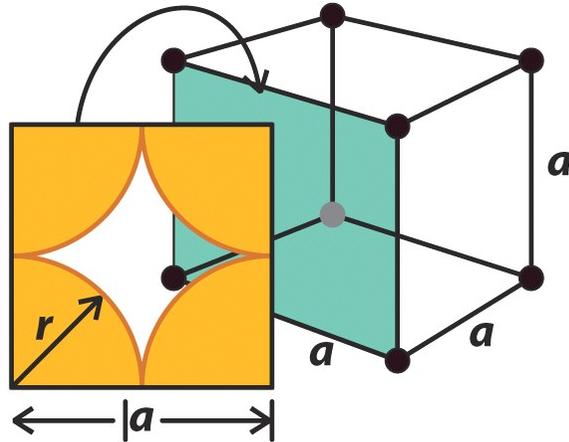
Solidi metallici

Cubici compatti (metalli nobili, Ca, Sr)

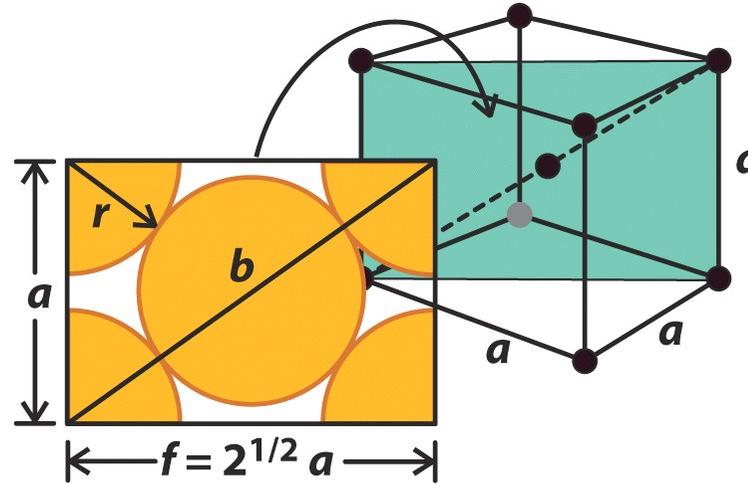
Esagonali compatti (Be, Mg, Zn, Cd, Co)

Corpo centrato (Fe, Cr, Mo, W, Ba, metalli alcalini)

Geometria celle elementari

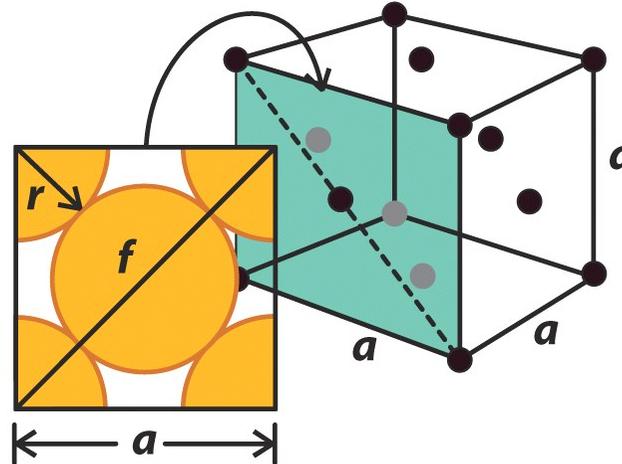


(a) Primitive cubic



(b) Body-centered cubic

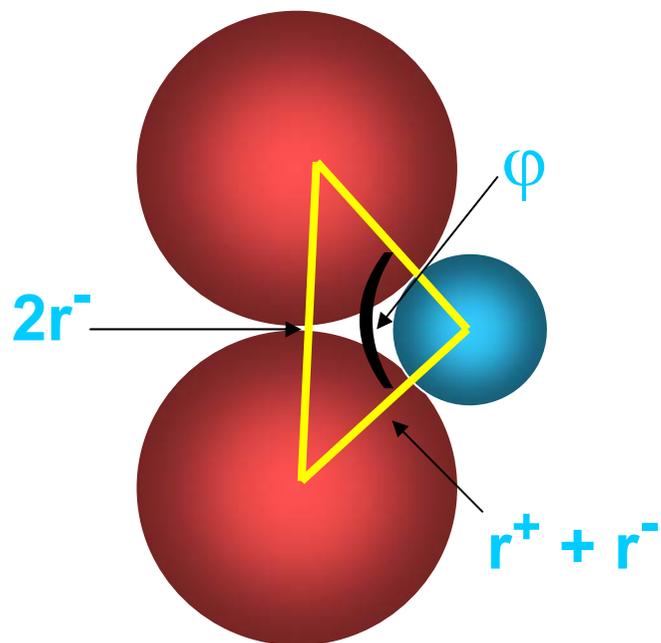
(c) Face-centered cubic (ccp)



No
libro!

Calcolo rapporto r^+/r^-

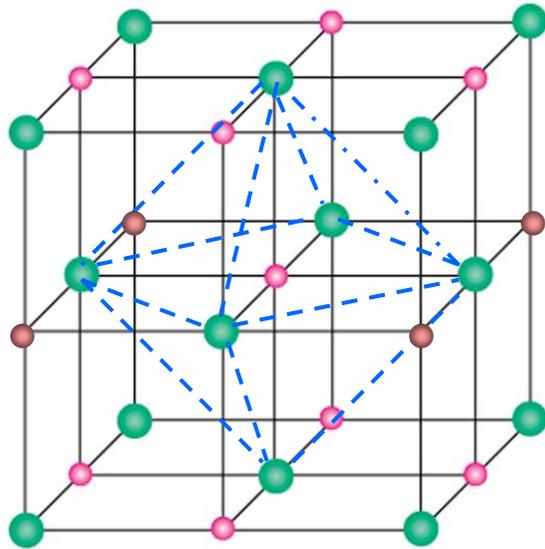
$$r^+/r^- = 1/\sin(\varphi/2) - 1$$



numero di coordinazione	$\Phi(^{\circ})$	$\frac{r^+}{r^-}$	geometria di coordinazione
3	120	0,155-0,225	
4	109.5	0,225-0,414	
6	90	0,414-0,732	
8	70.5	0,732-1,000	

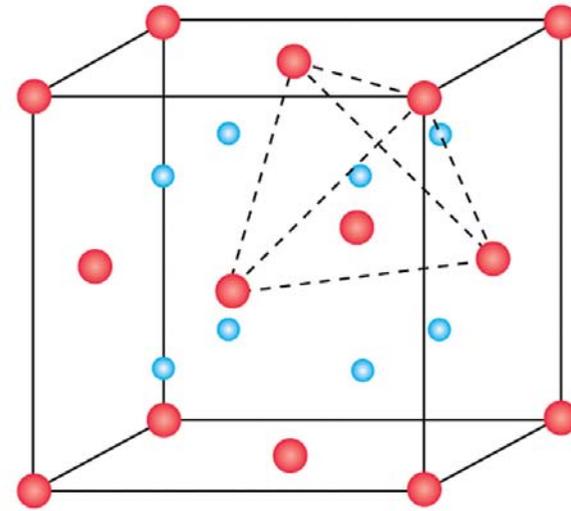
No
libro!

Cavità



● Cavità
Ottae. ● Sfera

$$N_{\text{ott}} = N_{\text{sfera}}$$



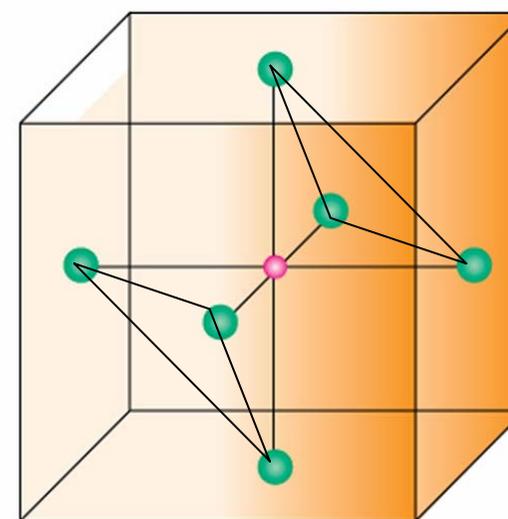
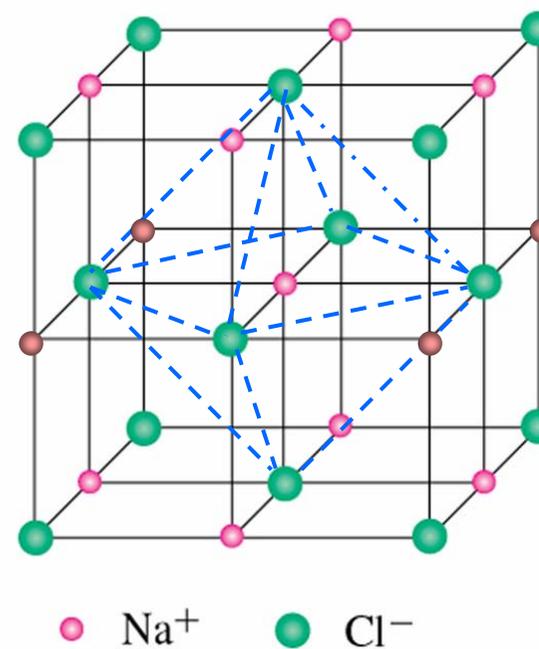
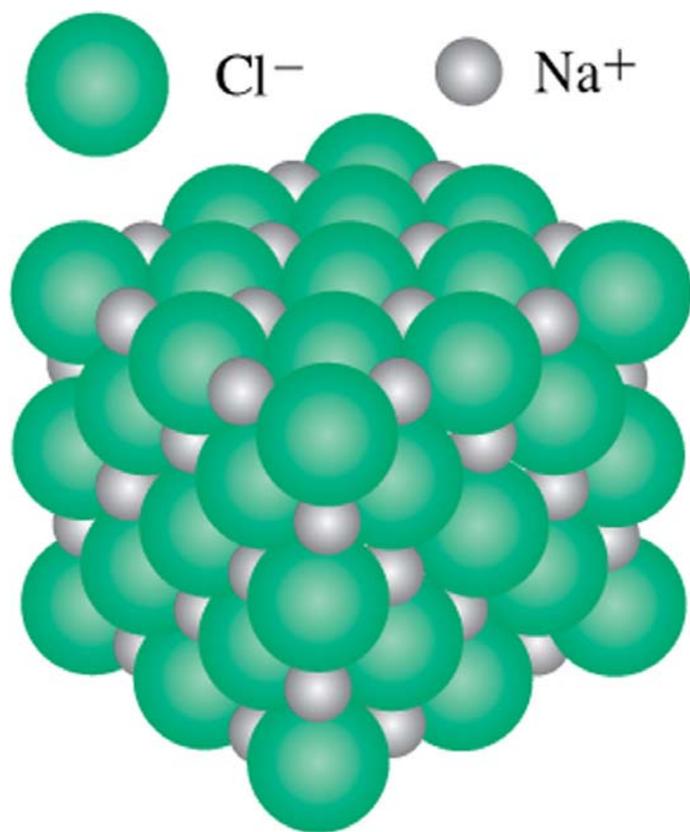
● Cavità
Tetrae. ● Sfera

$$N_{\text{tetr}} = 2 N_{\text{sfera}}$$



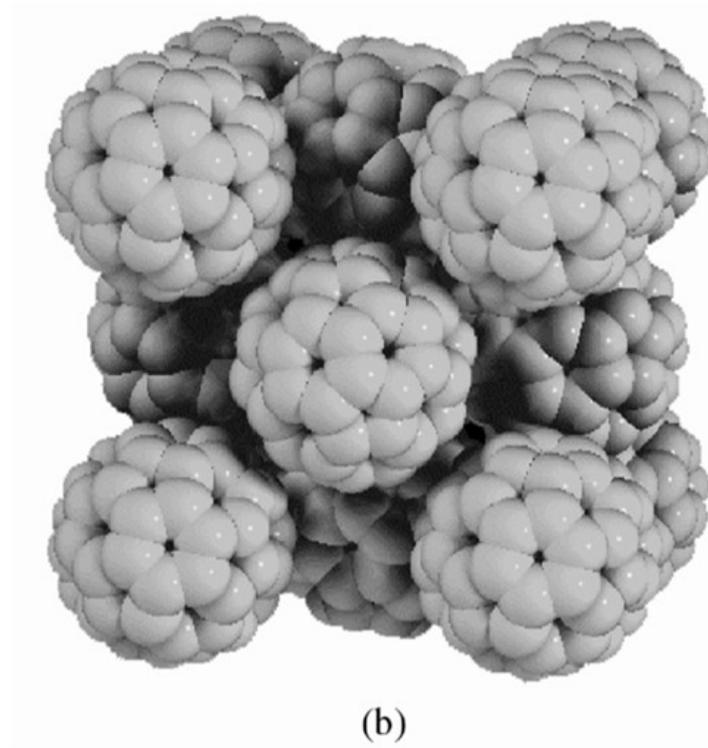
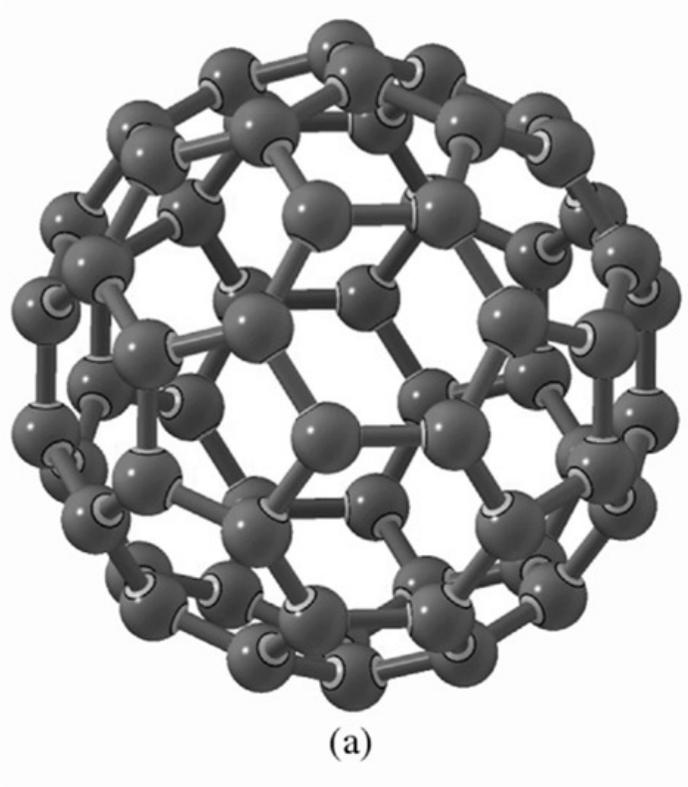
Solidi ionici

Figura 5.03



Na^+ nella cavità ottaedrica

Fullerene C₆₀



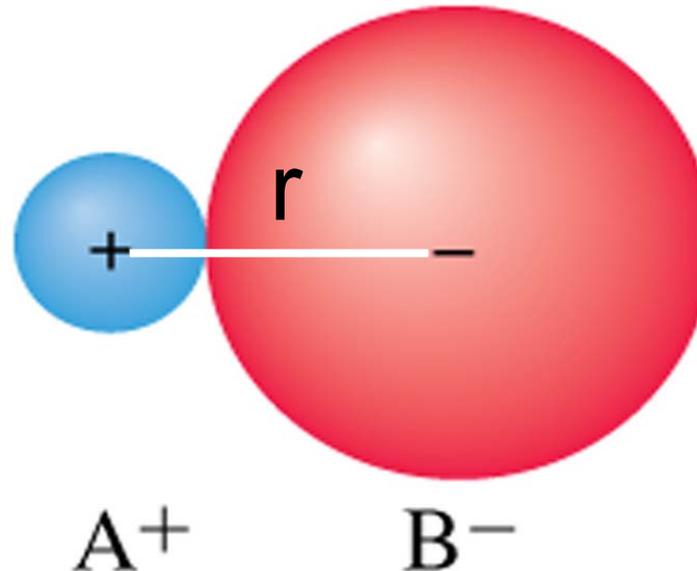
Capitolo 5. Il legame ionico

Figura 5.01

Capitolo 5. Il legame ionico

No
libro!

Coppia ionica



$$E_{\text{pot}} = K_c (Q_A Q_B / r) + B / r^n$$

$$K_c = 1/4\pi\epsilon_0 = 8.9875 \cdot 10^9 \text{ J m C}^{-2}$$

Valori di n per gli ioni con lo stesso numero di elettroni del gas nobile più vicino.

He	5	Kr	10
Ne	7	Xe	12
Ar	9		

No
libro!

Energia reticolare

$$E_{\text{ret}} = -E_{\text{pot}} = \mathbf{M \cdot K_C Q_A Q_B / r - y \cdot B / r^n}$$

M è la costante di Madelung

e vale 1.7475 per strutture tipo NaCl

$$E_{\text{ret}} = -E_{\text{pot}} = (\mathbf{M \cdot N_A K_C \cdot e^2 / r})(1 - 1/n)$$

NaF: E_{ret} (calc.) = 901 kJ/mol

ΔH_{ret} (sper.) = 920 kJ/mol

$$\Delta H_{\text{ret}} = \Delta U_{\text{ret}} + P\Delta V = \mathbf{E_{\text{ret}}} + \Delta E_{\text{cin}} + P\Delta V$$

$\Delta E_{\text{cin}} = 7.4$ kJ/mol e $P\Delta V = 5.0$ kJ/mol



Figura 5.A1.01

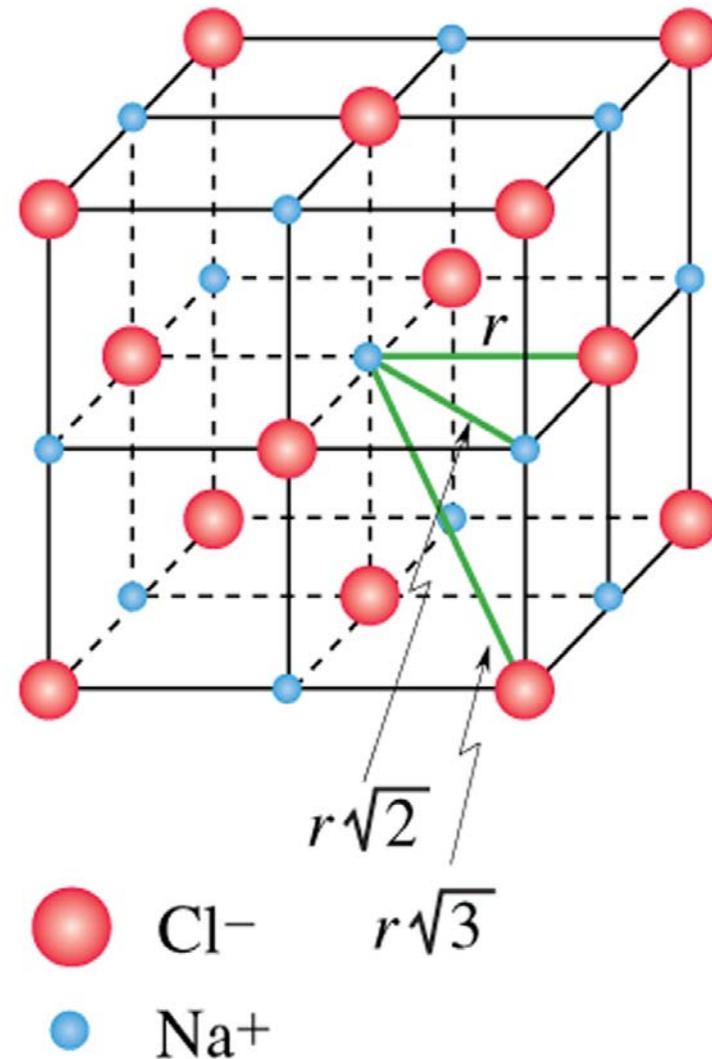


Tabella 5.2 Entalpia reticolare sperimentale a 298 K (entalpia di dissociazione, in kJ mol⁻¹) di alcuni alogenuri, ossidi e carbonati dei metalli dei primi due gruppi**

	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻		O ²⁻	CO ₃ ²⁻
Li ⁺	1039	850	802	742		2814	2542
Na ⁺	920	780	740	692		2496	2320
K ⁺	816	710	680	639		2254	2103
Rb ⁺	780	686	658	621		2178	2019
Cs ⁺	749	651	630	599		2131	1939
Be ²⁺	3476	2994	2896	2784		4305	—
Mg ²⁺	2949	2502	2402	2293		3803	3192
Ca ²⁺	2617	2231	2134	2043		3431	2816
Sr ²⁺	2482	2129	2040	1940		3229	2732
Ba ²⁺	2330	2024	1942	1838		3041	2627

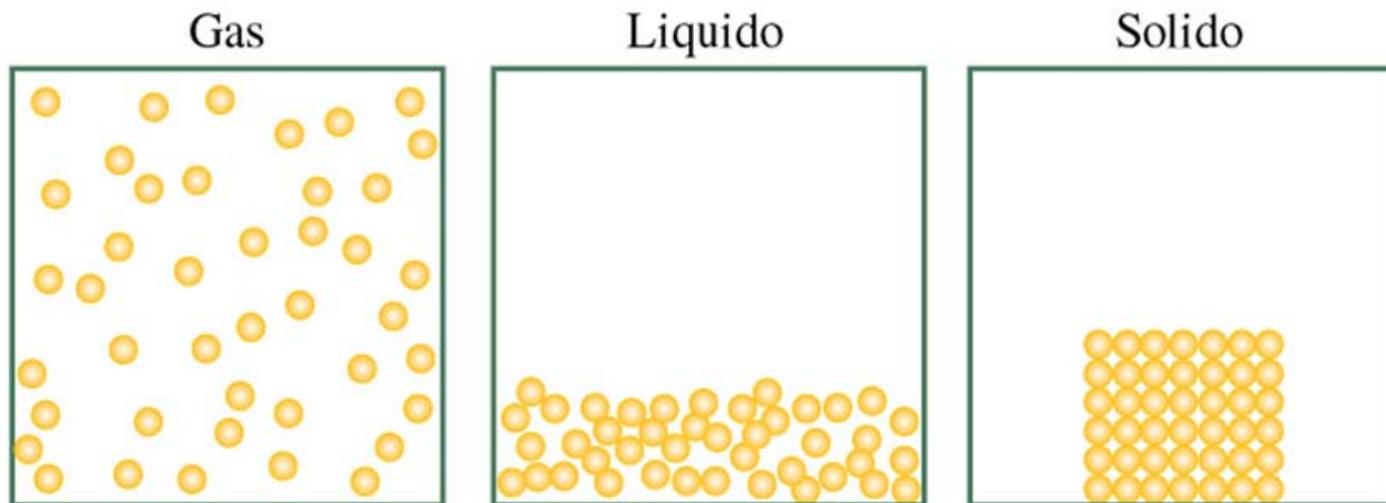
**Questi valori differiscono da quelli di energia reticolare riportati nei paragrafi 5.1 e 5.A1.1 per i contributi dell'energia cinetica e di PV (par. 1.6). Entrambi sono piccoli rispetto all'energia reticolare (7,43 kJ e 4,96 kJ a 298 K, rispettivamente)

Tabella 5.1 Raggi ionici (pm) di alcuni elementi

Gruppo 1	Gruppo 2	Gruppo 13	Gruppo 14
Li ⁺ 74	Be ²⁺ 35		
Na ⁺ 102	Mg ²⁺ 72	Al ³⁺ 53	
K ⁺ 138	Ca ²⁺ 99	Ga ³⁺ 62	Ge ²⁺ 73
Rb ⁺ 149	Sr ²⁺ 112	In ³⁺ 81	Sn ²⁺ 93
Cs ⁺ 170	Ba ²⁺ 136	Tl ³⁺ 88	Sn ^{4+*} 69
		Tl ⁺ 150	Pb ²⁺ 118
			Pb ^{4+*} 78
Gruppo 15	Gruppo 16	Gruppo 17	
	O ²⁻ 140	F ⁻ 136	H ⁻ 208
	S ²⁻ 184	Cl ⁻ 181	
		Br ⁻ 195	
		I ⁻ 216	
Sb ³⁺ 76			
Bi ³⁺ 102			

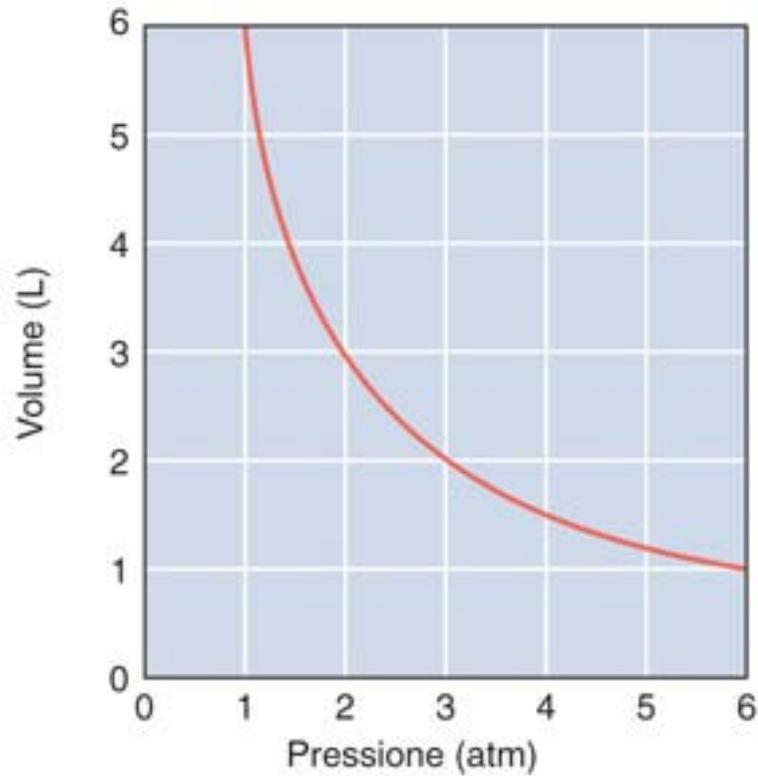
Capitolo 9. Lo stato gassoso

Figura 9.01

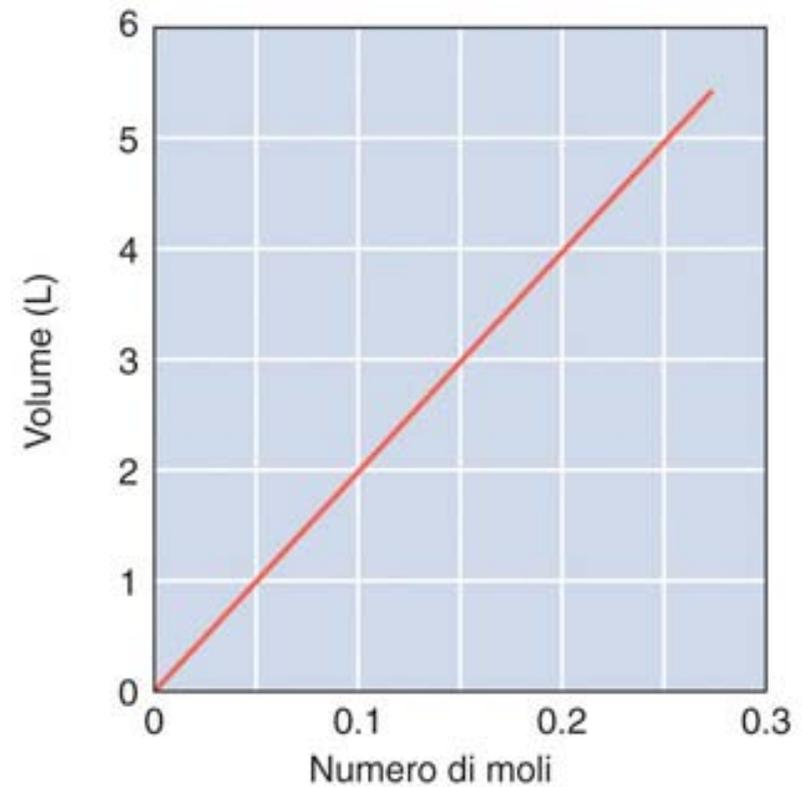


1. Equazione di stato $V(n, t, P)$
2. Proprietà intensive ed estensive

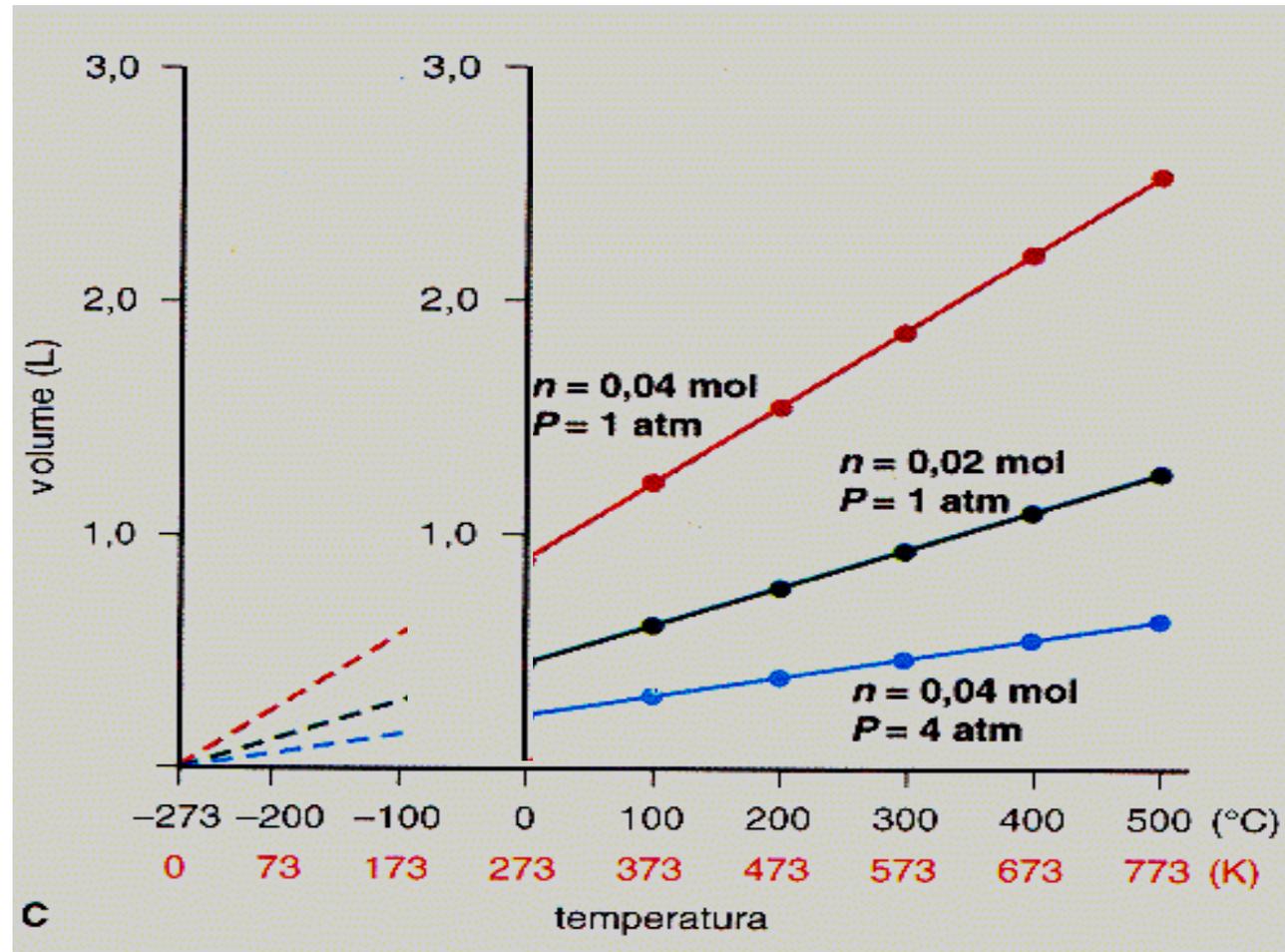
Leggi dei gas 1



Legge di Boyle
 $P \cdot V = \text{cost} (n, T)$



Legge di Avogadro
 $V = \text{cost}'(P, T) \cdot n$



Legge di Charles-Gay-Lussac

$$V/T = \text{cost} (P, n)$$

No
libro!

Esercizio

Un campione gassoso di fluorocarburo contiene 7.94 g di C e 37.66 g di F e occupa un volume di 7.40 L alla pressione di 1.00 atm e a 0.00°C (STP). Determinare la formula molecolare e la densità gassosa.

$$n(\text{C}) = 7.94 / 12.01 = 0.661_1 \text{ mol} \quad n(\text{F}) = 37.66 / 19.00 = 1.982_1 \text{ mol}$$

$$n(\text{F}) / n(\text{C}) \sim 3; \quad \text{formula minima } \text{CF}_3; \quad M(\text{CF}_3) = 69.01 \text{ g/mol}$$

$$P \cdot V / R \cdot T = n = m/M, \quad \longrightarrow \quad M = m \cdot R \cdot T / P \cdot V$$

$$M = (45.60 \times 0.0821 \times 273.15) / (1.00 \times 7.40) = 138 \text{ g/mol}$$

Formula molecolare C_2F_6

$$d = m / V = M \cdot P / R \cdot T \quad d = 138.2 \times 1.00 / 0.0821 \times 273.15 = 6.16 \text{ g/L}$$

$$d = 0.00616 \text{ g/cm}^3$$

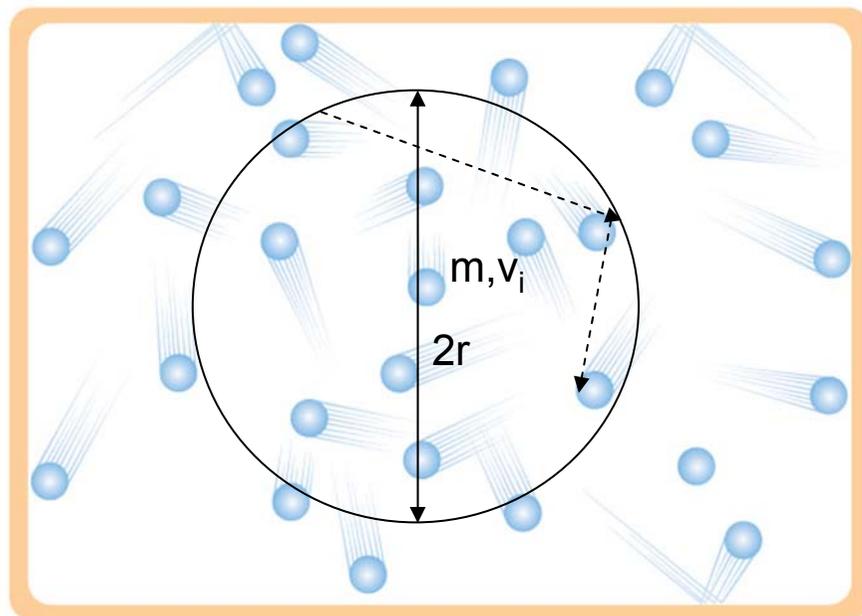
Attenzione! usando $M = 1.38$ si sarebbe ottenuto $d = 0.00615$



Teoria cinetica

1. **N** particelle tutte di massa uguale **m** e diversa velocità **v_i** in un recipiente di volume **V**.
2. Volume delle particelle trascurabile rispetto a **V** (*puntiformi*).
3. Nessuna interazione *attrattiva o repulsiva* tra le particelle e tra le particelle e le pareti del recipiente.
4. Urti *elastici* tra le particelle e tra le particelle e le pareti del recipiente.

Figura 9.04



N = numero particelle

$$S = 4\pi r^2$$

$$V = (4/3) \pi r^3$$

P (pressione dovuta agli urti sulle pareti)

$$\Delta(mv_i) = 2mv_i ; \text{ urti}/\Delta t = v_i/2r$$

$$\Delta(mv_i) \times \text{urti}/\Delta t =$$

$$= \Delta(mv_i) / \Delta t = mv_i^2 / r$$

No
libro!

Per N particelle di velocità quadratica media $\langle v \rangle$:

$$N\Delta(m\langle v \rangle) / \Delta t = N \times m (\Delta\langle v \rangle / \Delta t) = N \times m \times \langle a \rangle = f = N \times m \times \langle v \rangle^2 / r$$

($\langle a \rangle$ = accelerazione, f = forza)

$$P = f / S = (N \times m \times \langle v \rangle^2 / r) / (4\pi r^2) = N \times m \times \langle v \rangle^2 / 3V$$

$$PV = nRT = (2/3)N(\frac{1}{2} m \langle v \rangle^2) = (2/3)nN_A \langle \epsilon_{cin} \rangle = (2/3)n \langle E_{cin} \rangle ; \quad \langle E_{cin} \rangle = N_A \langle \epsilon_{cin} \rangle$$

$$\langle E_{cin} \rangle = 3/2 RT$$

$$\langle \epsilon_{cin} \rangle = 3/2 kT$$

($k = R/N_A$, costante di Boltzmann)

Velocità delle molecole

$$\langle \varepsilon_{\text{cin}} \rangle = 3/2 kT = 1/2 m \langle v \rangle^2 \quad \text{da cui} \quad \langle v \rangle = (3 kT/m)^{1/2} = (3 RT/M)^{1/2}$$

Velocità a 298 K (m/s)

He	1.36×10^3	H ₂	1.93×10^3
H ₂ O	6.42×10^2	O ₂	4.82×10^2
Ar	4.31×10^2	Cl ₂	3.23×10^2
Xe	2.38×10^2	CO ₂	4.11×10^2

No
libro!

$$\langle \varepsilon_{\text{cin}} \rangle = 1/2 m_A \langle v \rangle^2 = 1/2 m_B \langle v \rangle^2 \quad \text{alla stessa temperatura}$$

$$\langle v_A^2 \rangle / \langle v_B^2 \rangle = m_B / m_A$$

$$\langle v_A \rangle / \langle v_B \rangle = (m_B / m_A)^{1/2} = (M_B / M_A)^{1/2} \quad \text{Legge di Graham}$$

Capacità termica

$$C_v = \Delta U / \Delta T \quad C_p = \Delta H / \Delta T$$

$$C_p = \Delta H / \Delta T = \Delta(U + PV) / \Delta T = \Delta U / \Delta T + P \Delta V / \Delta T$$

$$C_p = C_v + P \Delta V$$

No
libro!

Gas	Cp/Cv	Gas	Cp/Cv
He	1.66	H ₂	1.41
Ne	1.64	O ₂	1.40
Ar	1.67	N ₂	1.40
Kr	1.68	CO	1.40
Hg	1.67	Cl ₂	1.36

No
libro!

Legge di Dalton

Per un composto gassoso A_aB_b che si dissocia parzialmente secondo la reazione:



si definisce *grado di dissociazione* α (compreso tra 0 e 1), la frazione di moli di A_aB_b che si sono dissociate. Quindi per n_0 moli iniziali di A_aB_b :

$$n(A_aB_b) = n_0(1 - \alpha)$$

$$n(A) = a \cdot n_0 \cdot \alpha$$

$$n(B) = b \cdot n_0 \cdot \alpha$$

$$p(A_aB_b) = P_0(1 - \alpha)$$

$$P(A) = a \cdot P_0 \cdot \alpha$$

$$P(B) = b \cdot P_0 \cdot \alpha$$

$$\Sigma n = n_0(1 - \alpha + a \cdot \alpha + b \cdot \alpha) = n_0 [1 + \alpha (a + b - 1)]$$

$$P = P_0(1 - \alpha + a \cdot \alpha + b \cdot \alpha) = P_0 [1 + \alpha (a + b - 1)]$$

Per la legge di Dalton : $P \cdot V / R \cdot T = \Sigma n = n_0 [1 + \alpha (a + b - 1)]$, da cui :

$$\alpha = \frac{(P \cdot V / n_0 R \cdot T) - 1}{a + b - 1}$$

No
libro!

$$\text{Se } a = b = 1, \quad \Sigma n = n_0(1 + \alpha) ; \quad P = P_0(1 + \alpha)$$

$$\alpha = (\Sigma n - n_0) / n_0 = (P - P_0) / P_0$$

$$p_{AB} = x_{AB} P = (1 - \alpha)P / (1 + \alpha)$$

$$p_A = x_A P = p_B = x_B P = \alpha P / (1 + \alpha)$$

Esercizio

Quando 2.69 g di PCl_5 sono vaporizzati a 250.0°C in un pallone di 1.00 L, la pressione è di 1.000 atm. Dire se il composto si è dissociato secondo la reazione: $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. Calcolare le pressioni parziali dei tre composti e il grado di dissociazione.

$$P_0(\text{PCl}_5) = 2.69 \times 0.0821 \times 523.0 / 208.2 \times 1.00 = \mathbf{0.5548} \text{ atm}$$

$$\alpha = (1.000 - 0.5548 - 1) / 1.000 = \mathbf{0.8025}$$

$$p_{AB} = (1 - \alpha)P / (1 + \alpha) = 1.000 \times (1 - 0.8025) / 1.8025 = 0.110 \text{ atm}$$

$$p_A = p_B = \alpha P / (1 + \alpha) = 0.8025 \times 1.000 / 1.8025 = 0.445 \text{ atm}$$

$$P = p_{AB} + p_A + p_B = 0.110 + 0.445 + 0.445 = 1.000 \text{ atm}$$

Figura 9.A2.01

Equazione di van der Waals

$$(P + \frac{an^2}{V^2})(V - nb) = nRT ; \text{ se } V_m = V/n$$

$$(P + \frac{a}{V_m^2})(V_m - b) = RT$$

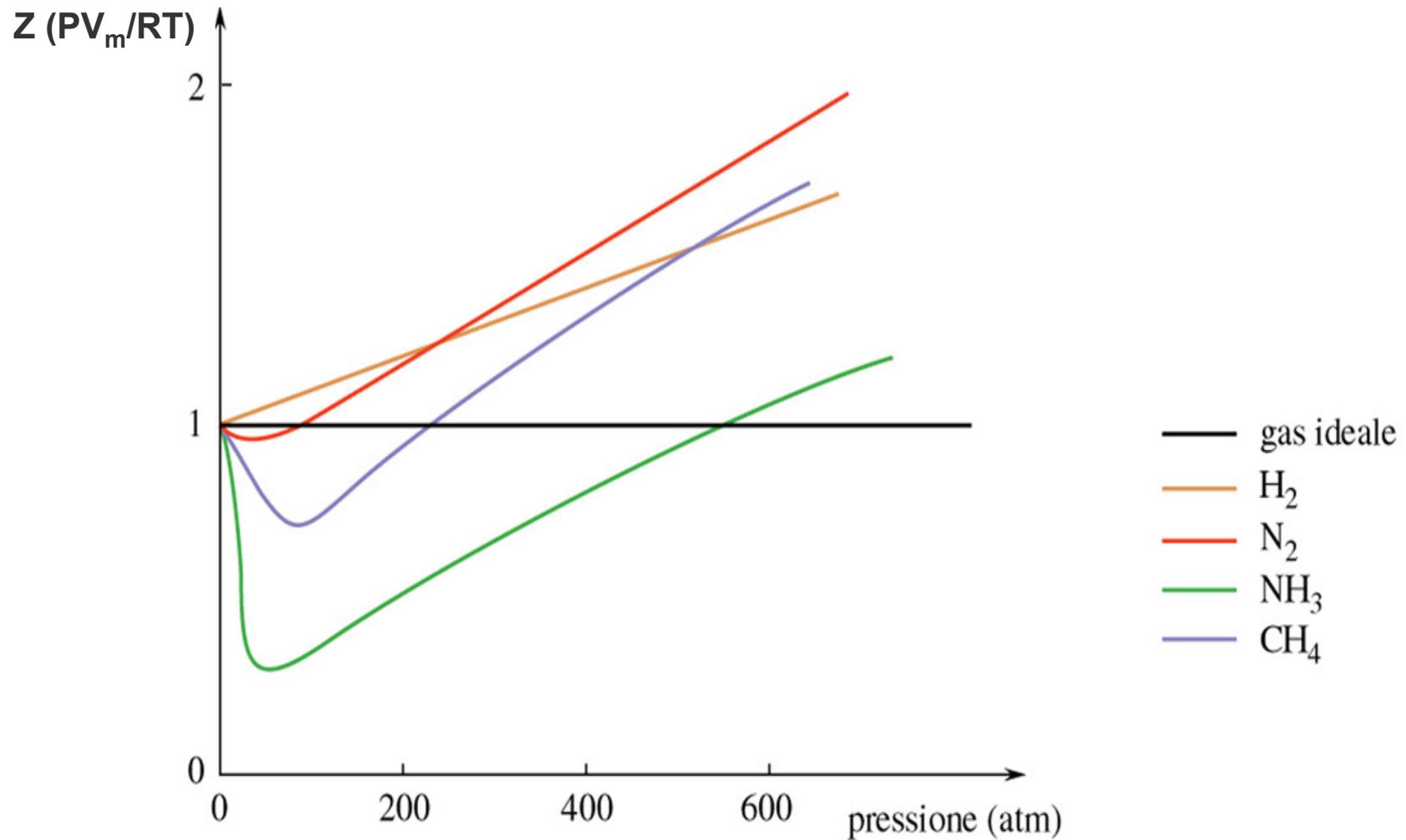


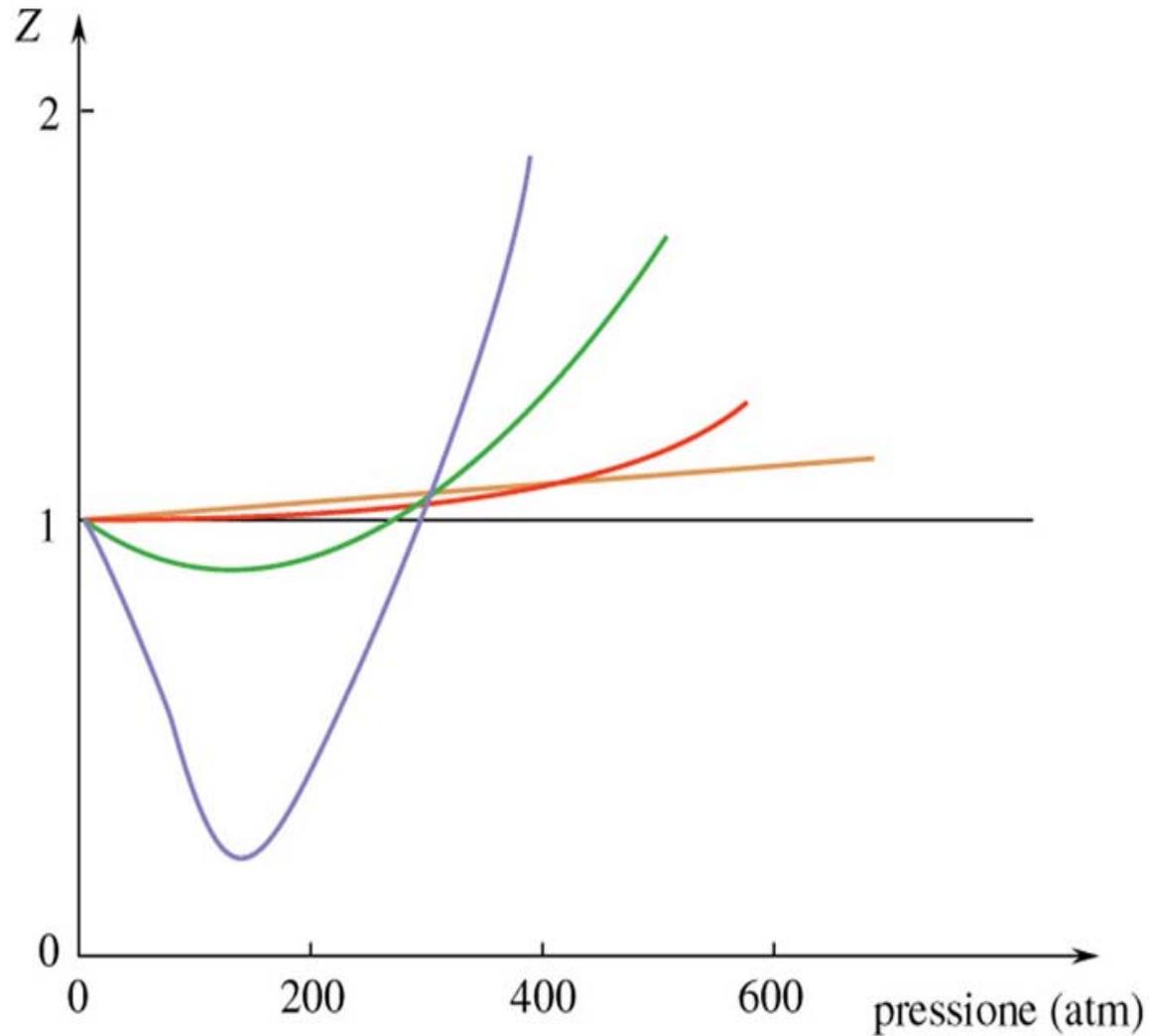
Figura 9.A2.02

No
libro!

$$Z = PV_m/RT = V_m/(V_m-b) - a/V_mRT$$

Alti valori di T, $Z \sim V_m/(V_m-b) > 1$

T ambiente e P moderate, $Z \sim 1 - a/V_mRT < 1$

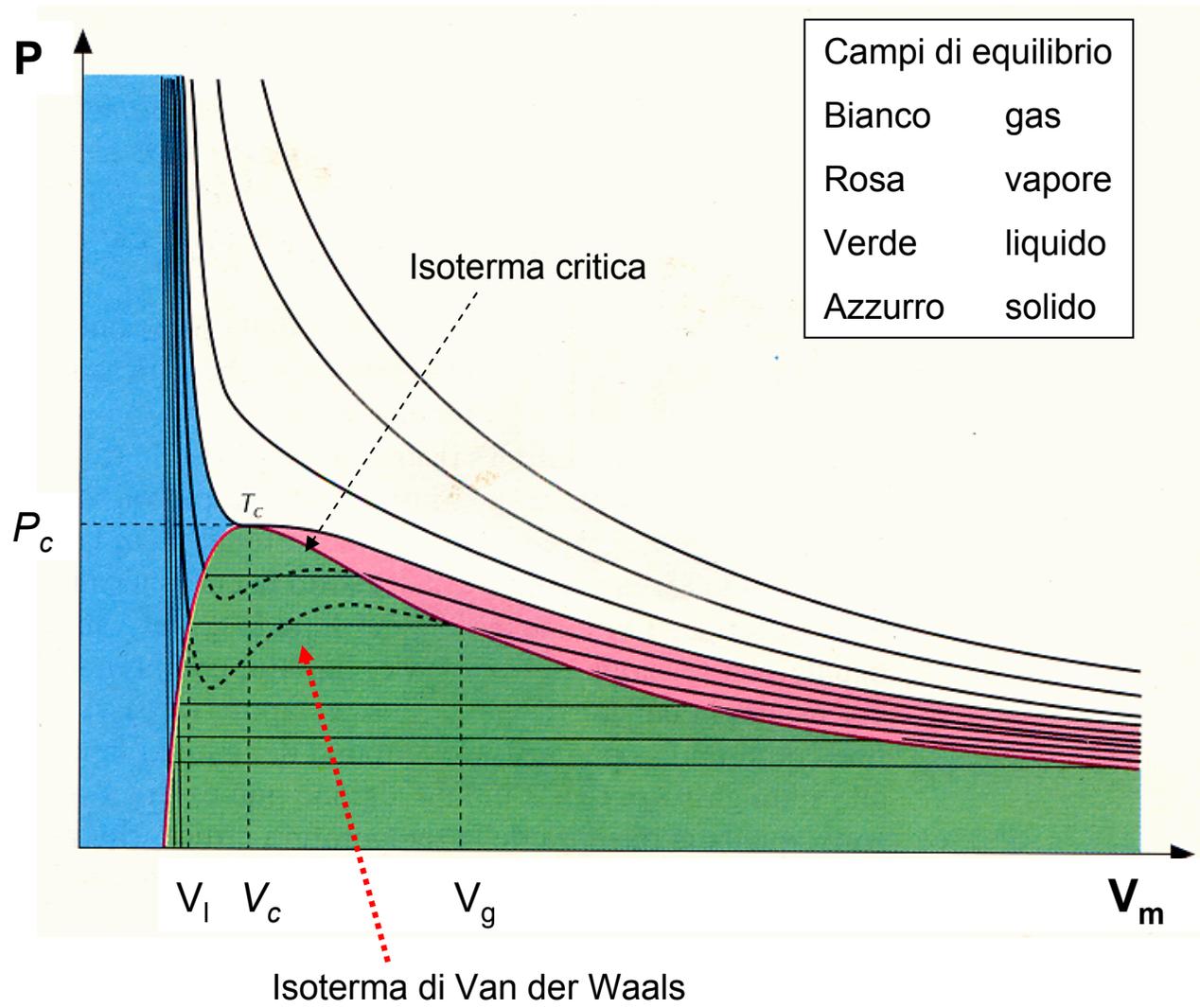


CO₂

- 1000 K
- 850 K (T_B)
- 600 K
- 330 K

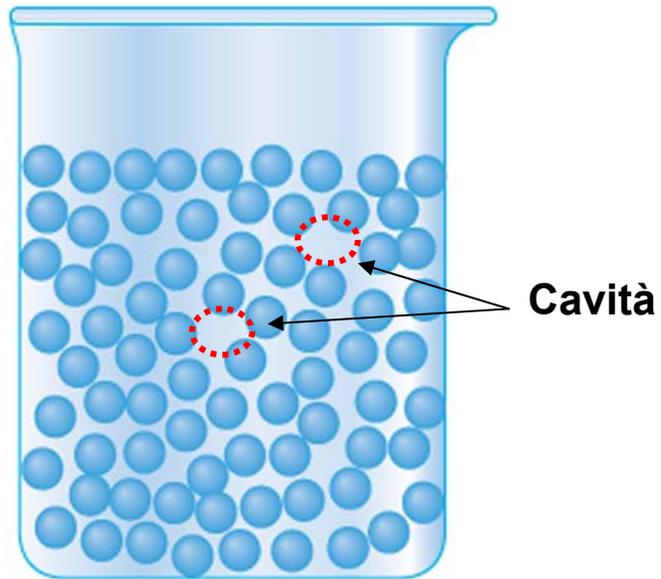
No libro!

Campana di Andrews



No
libro!

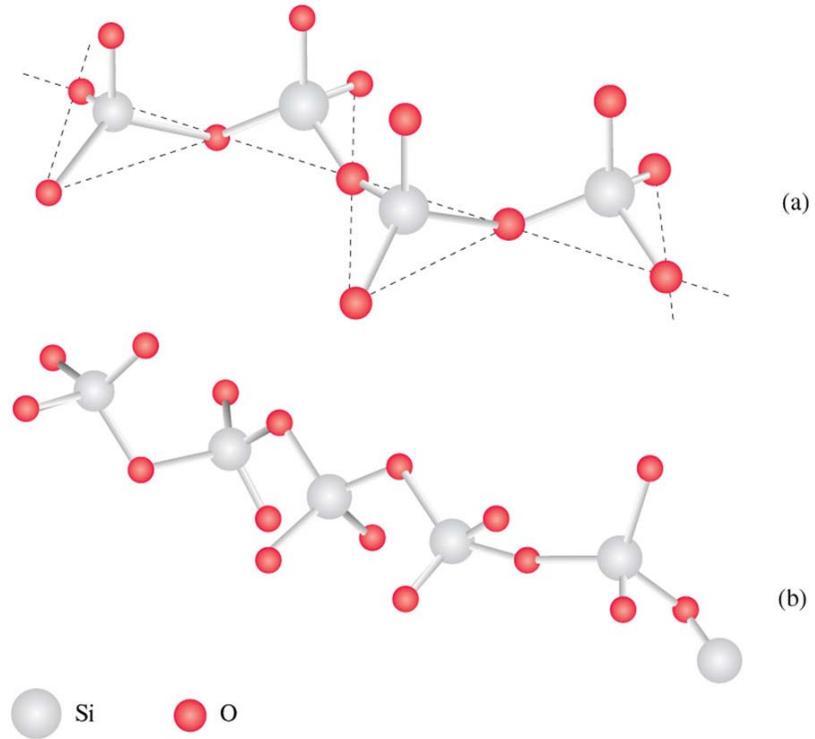
Figure 9.09 + 9.10



Struttura di un liquido

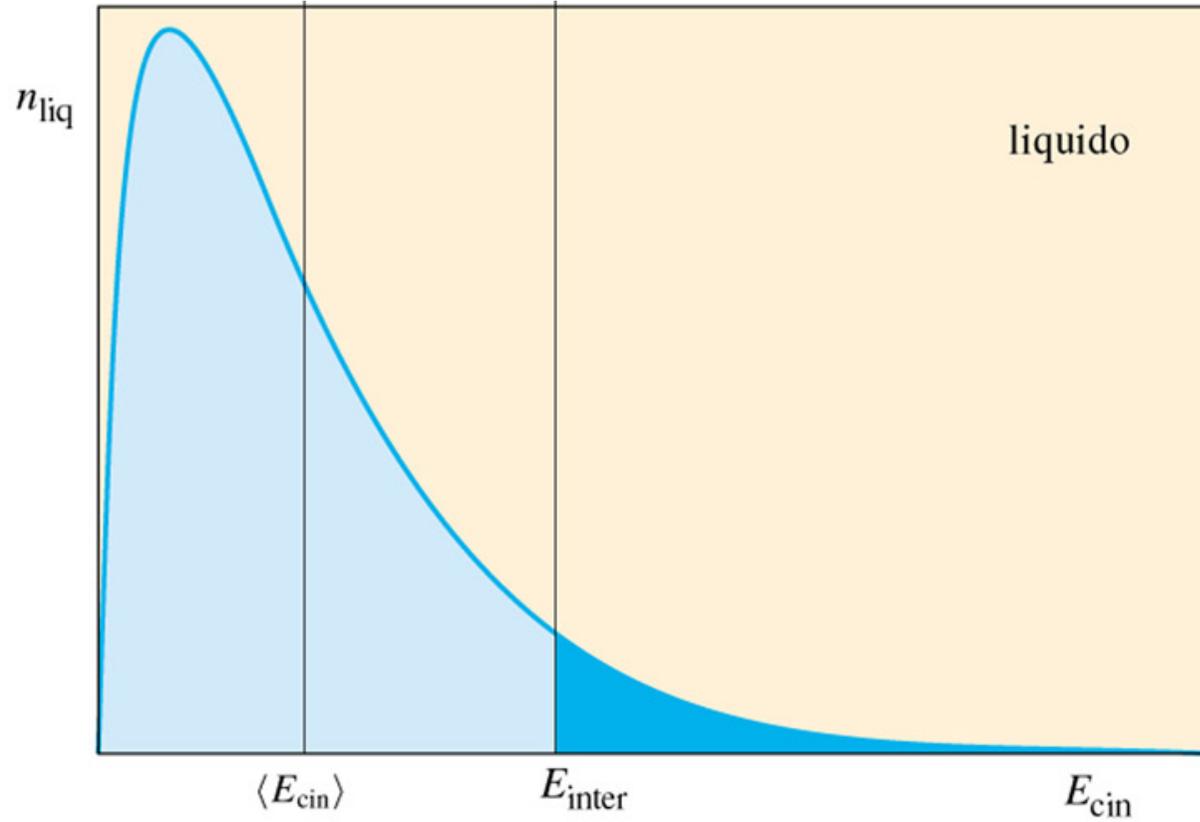
$$E_{\text{cin}}(\text{trasl}) + E_{\text{cin}}(\text{vibr}) + E_{\text{cin}}(\text{rot})$$

Struttura di un silicato cristallino



Struttura di un silicato amorfo

Distribuzione energia cinetica in un liquido

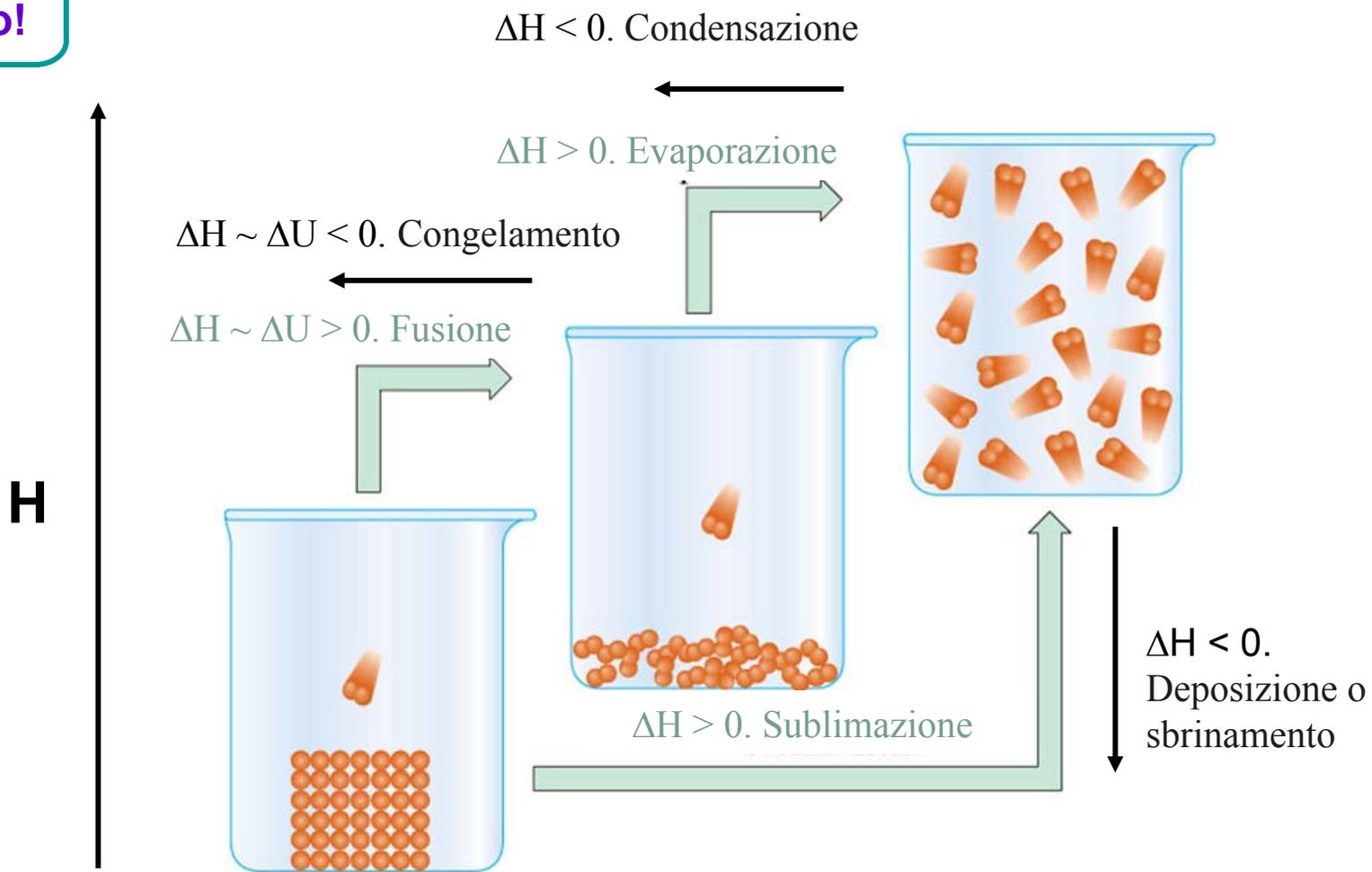


$$E_{\text{cin}}(\text{trasl}) + E_{\text{cin}}(\text{oscil}) + E_{\text{cin}}(\text{rot})$$

Capitolo 11. Transizioni di stato

Figura 11.01

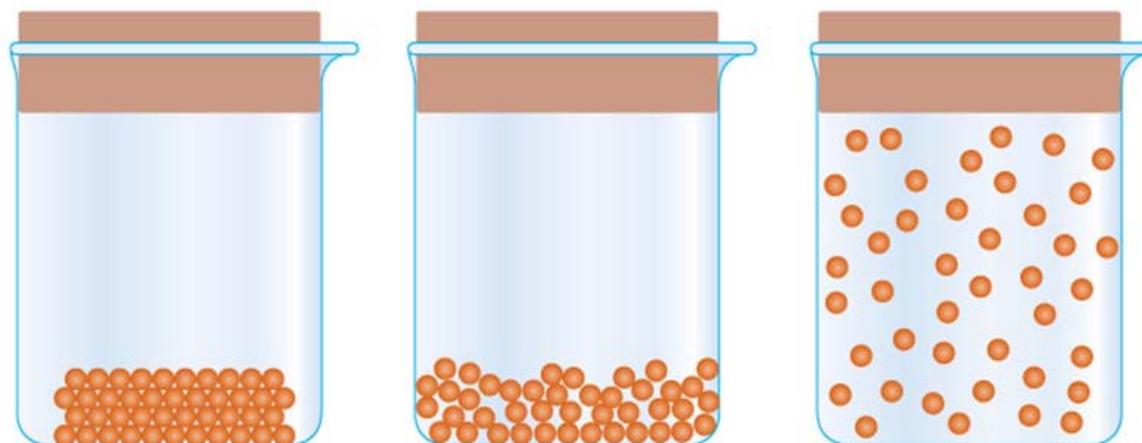
No libro!



$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

Figura 11.03

No
libro!



stato solido:
entropia minore

stato liquido:
entropia maggiore

stato gassoso:
entropia ancora
maggiore

$$S = k \ln W$$

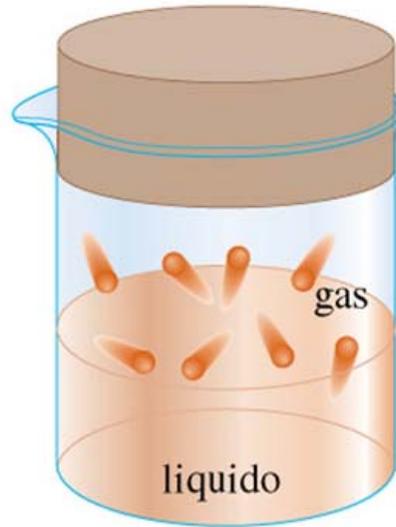
H

Energia libera

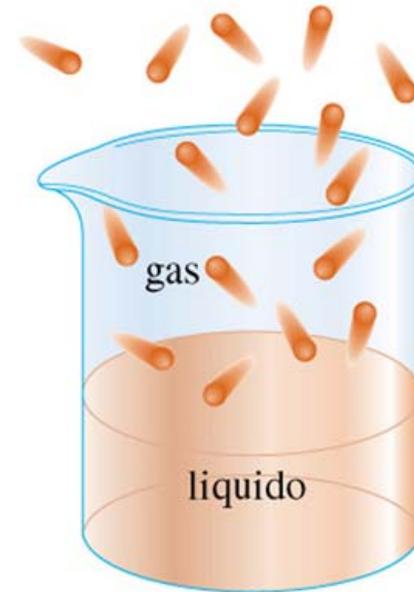
$$G = H - TS$$

Figura 11.05

No libro!



(a)



(b)

Proprietà dell'equilibrio

Spontaneo

Dinamico

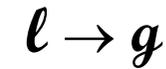
Reversibile



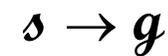
$$\Delta H > 0 \quad \Delta S > 0$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$$



$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 40.7 \text{ kJ/mol}$$

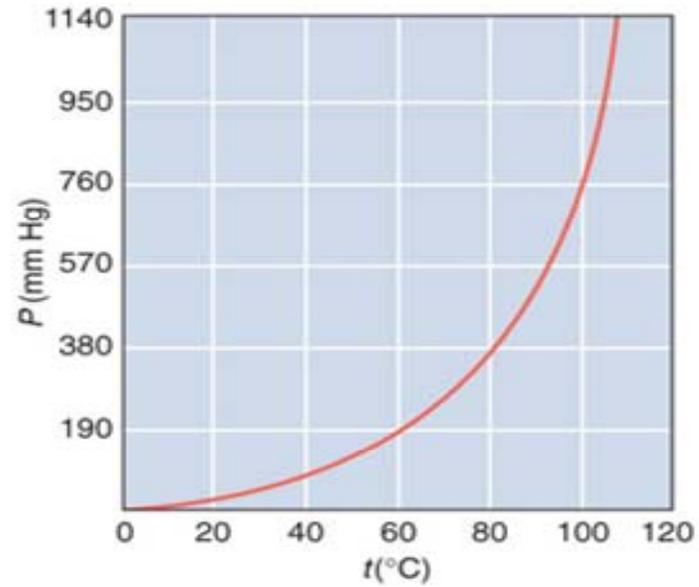


$$\Delta H^\circ_{\text{sub}} = 50.0 \text{ kJ/mol}$$

L a entalpia molare di transizione, ΔH° , è la variazione di entalpia per mole alla temperatura normale della transizione (fusione, evaporazione, sublimazione)

Clausius-Clapeyron

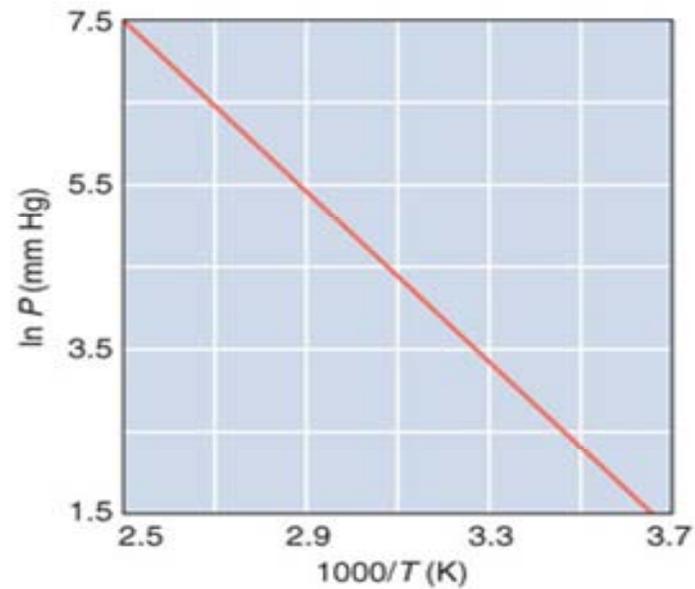
No
libro!



(a)

Equazione di
Clausius-Clapeyron

$$P = A \cdot e^{-\Delta H_{vap} / RT}$$



(b)

$$\ln P = \ln A - \Delta H_{vap} / RT$$

Tabella 11.1 Temperature standard di ebollizione ed entalpie molari standard di vaporizzazione di alcune sostanze

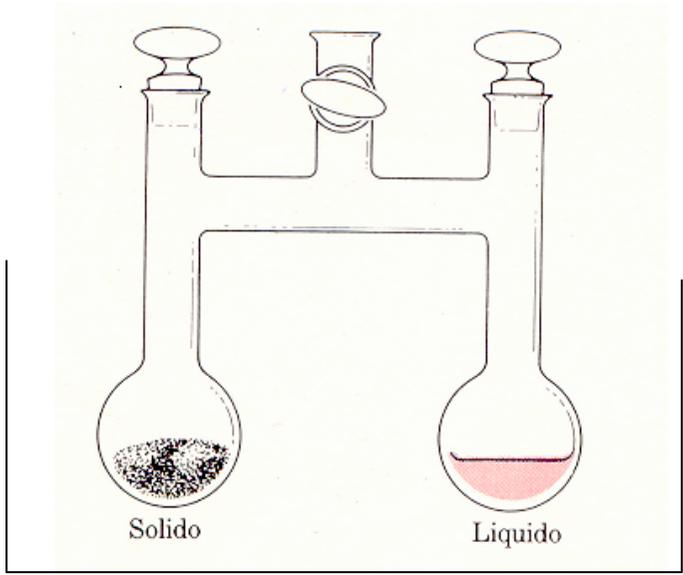
	$T_{\text{eb}} (^{\circ}\text{C})$	ΔH_{vap}^0 (kJ mol ⁻¹)
He	-268,9	0,084
Ne	-246	1,80
Ar	-185,8	6,53
Kr	-152	9,04
Xe	-108	12,6
F ₂	-188,2	6,32
Cl ₂	-34,7	20,4
Br ₂	+58	30,0
I ₂	+183	43,5
NH ₃	-33	23,2
H ₂ O	+100	40,7
HF	+19,4	30,3
HCl	-84,3	15,1
HBr	-69,9	16,3
HI	-37,2	18,0

No
libro!

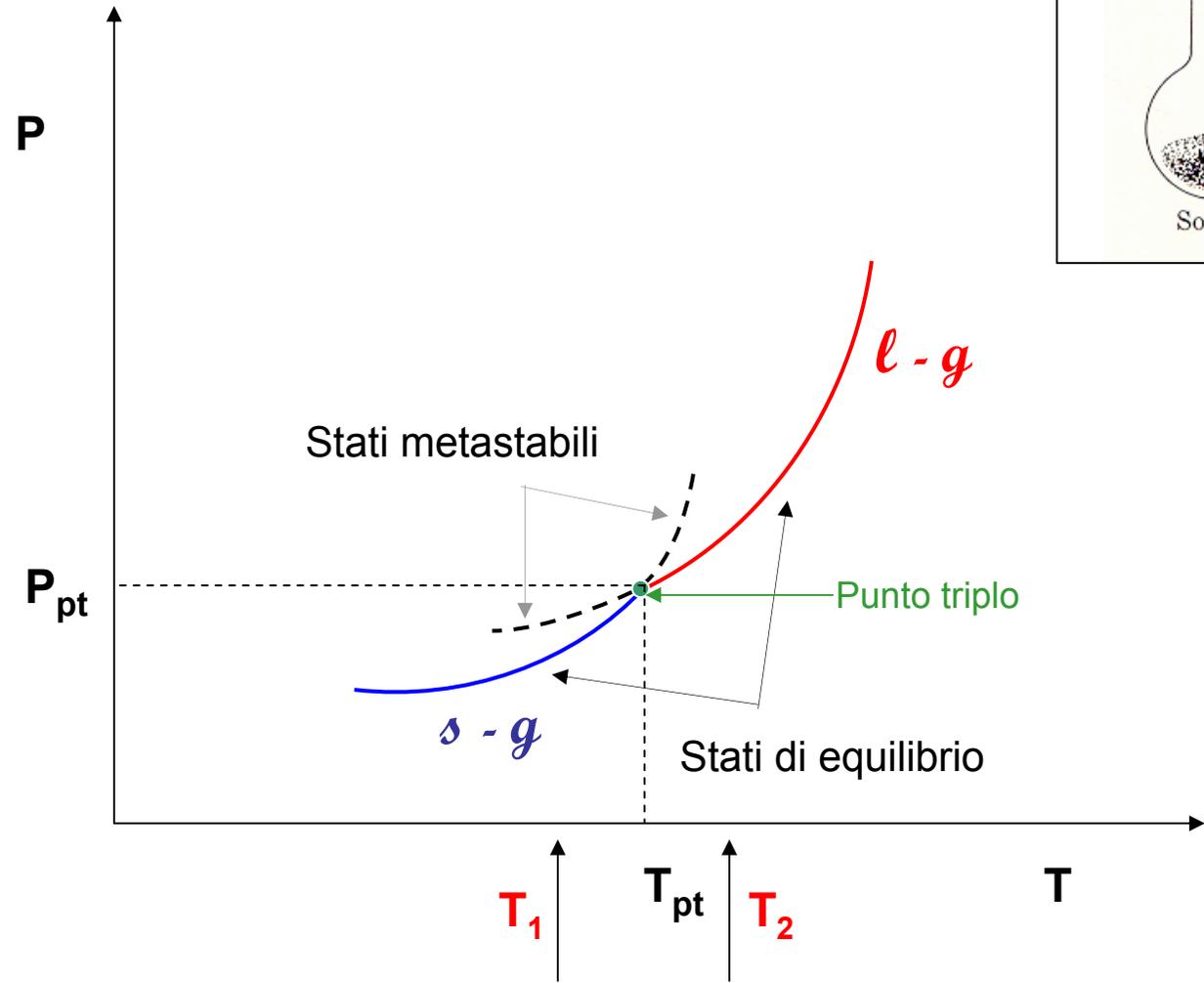
Con i dati della tabella verificare la relazione
 $\Delta H_{\text{vap}}^{\circ} = T_{\text{eb}} \Delta S_{\text{vap}}^{\circ}$ (regola di Trouton).
Commentare i risultati.

Diagrammi di stato

No libro!



Bagno termostatico



No
libro!

Diagramma di stato dell'acqua

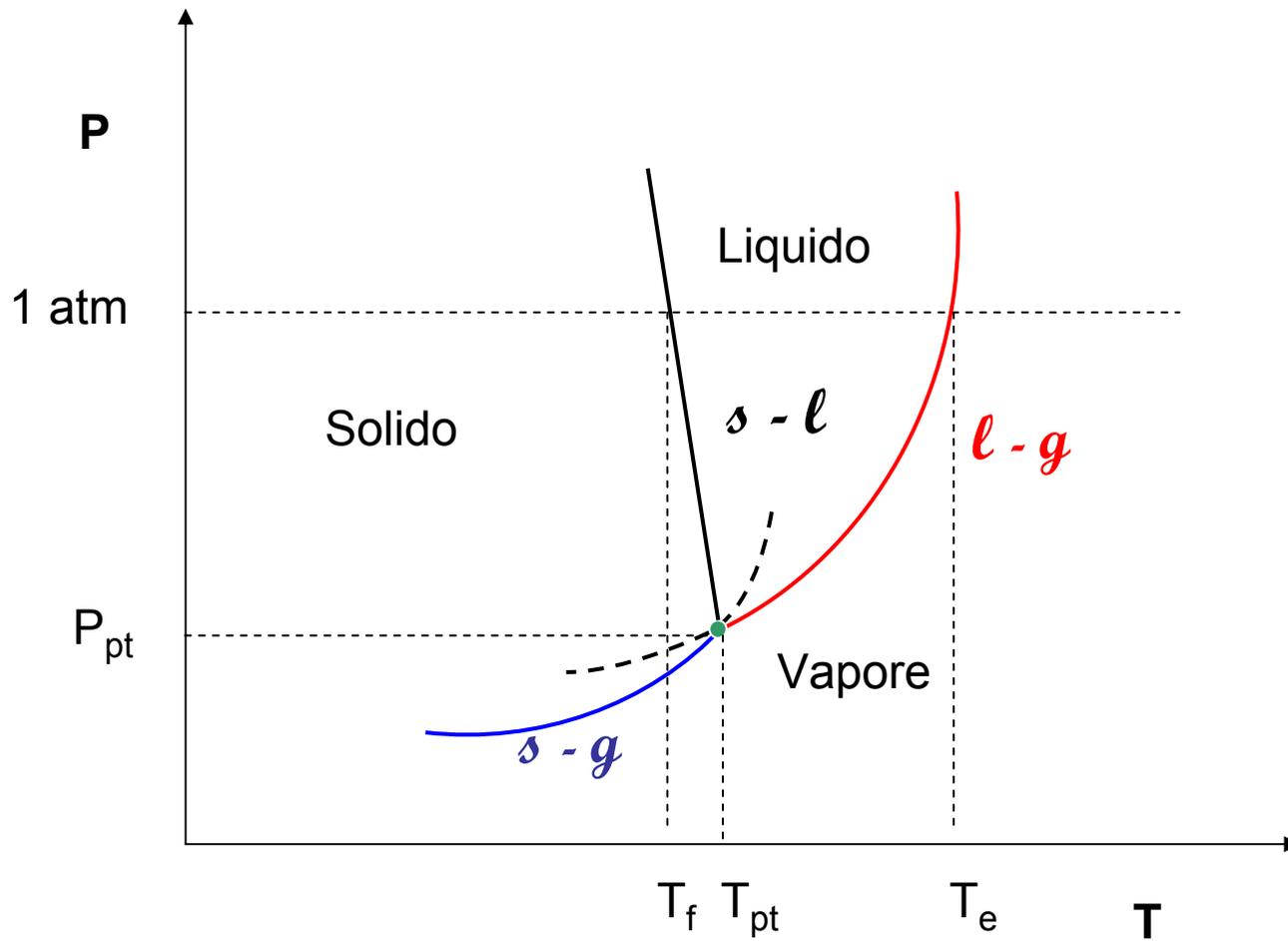


Diagramma di stato

No libro!

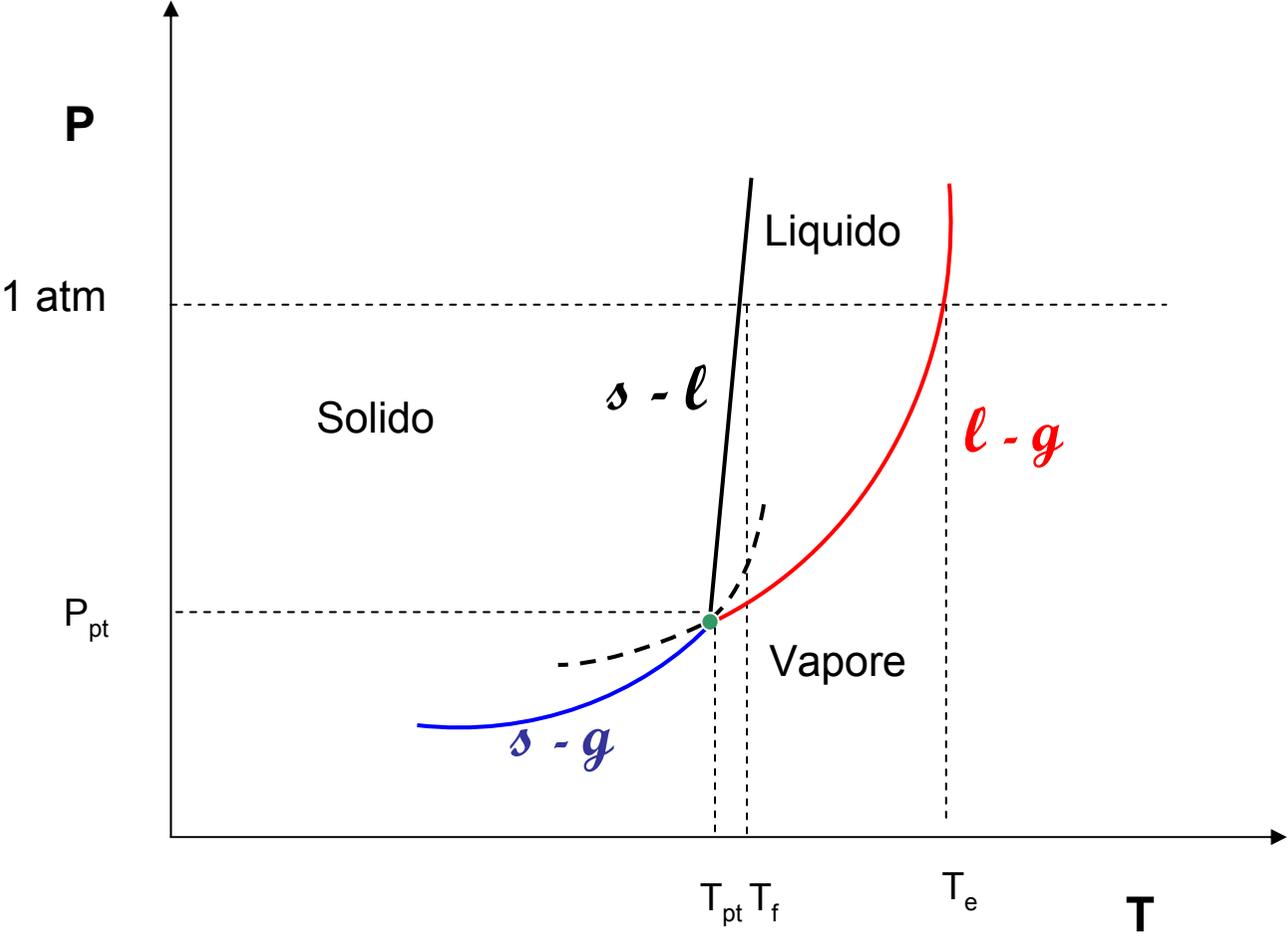
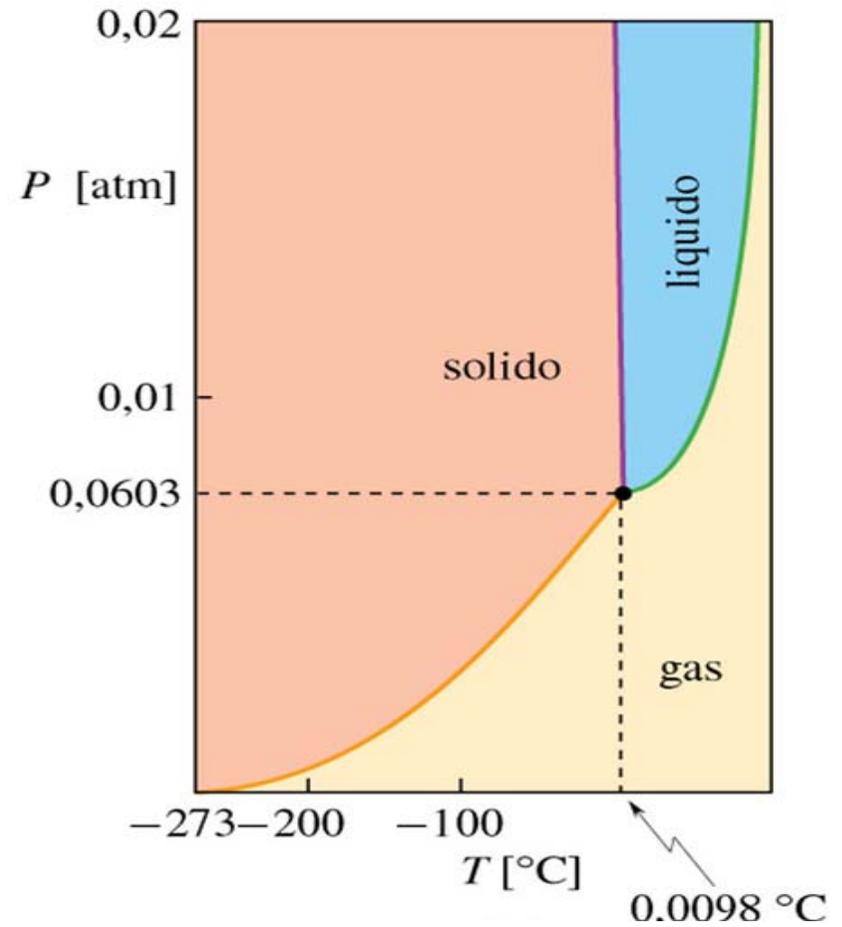
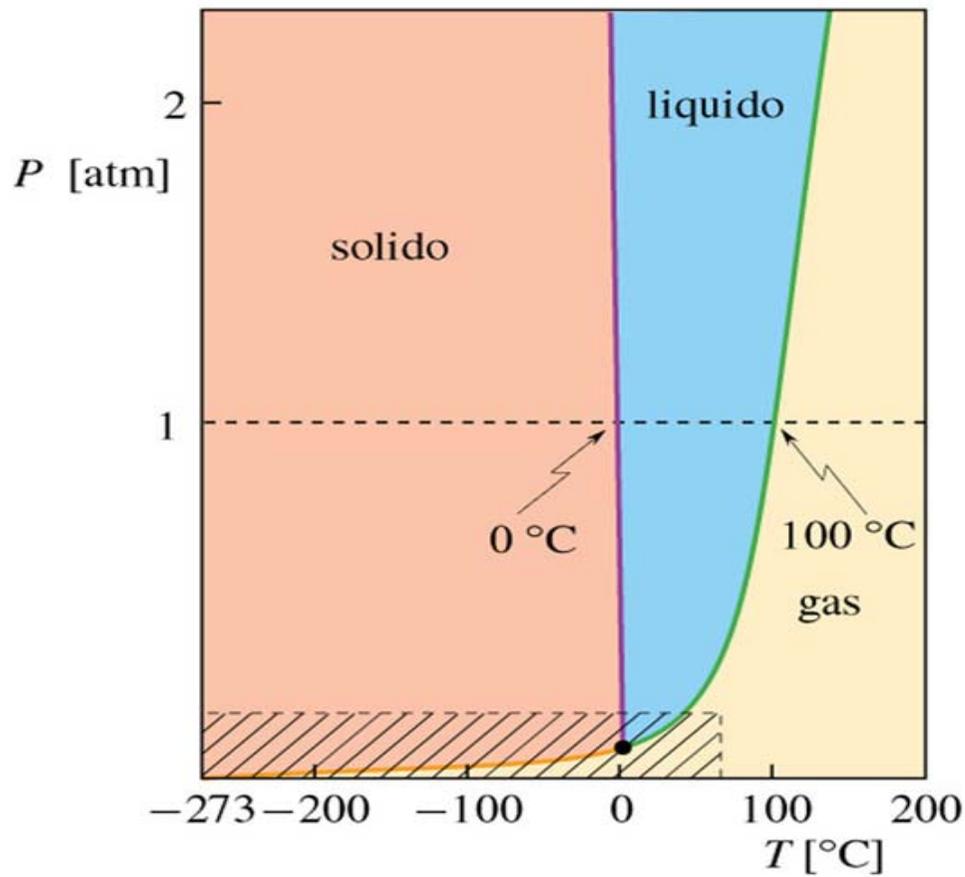


Figura 11.08

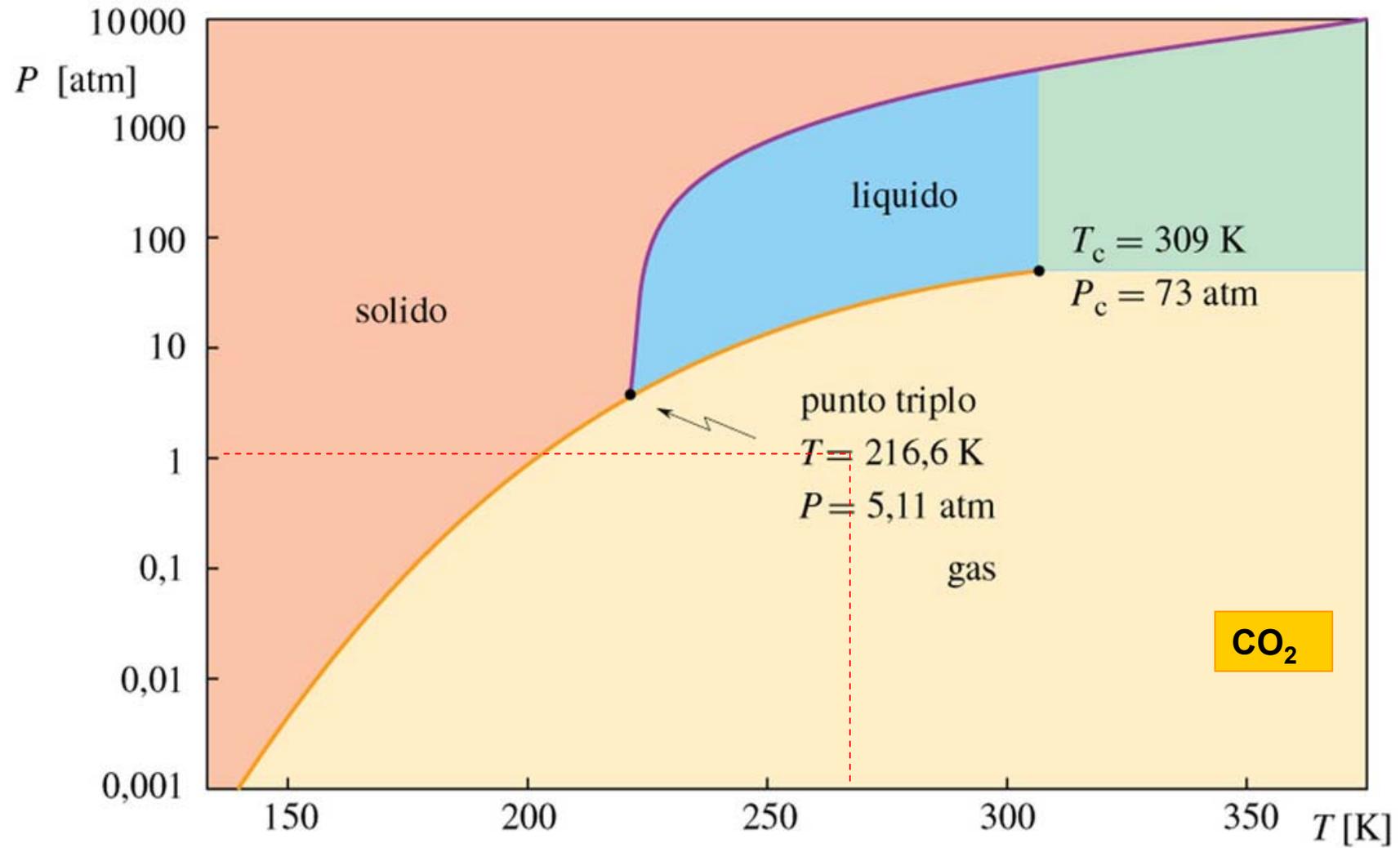


Regola delle fasi
 $V = n + F - f$

No
libro!

Principio di Le Chatelier

Figura 11.L1.02



Capitolo 12. Soluzioni

Composizione di una soluzione

1. Percentuale in peso (massa)

$$\%P_{\text{soluto}} = \frac{100 \times m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$$

$$\%P_{\text{solvente}} = \frac{100 \times m_{\text{solvente}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$$

2. Percentuale in volume

$$\%V_{\text{soluto}} = \frac{100 \times V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluto}} + V_{\text{solvente}}}$$

$$\%V_{\text{solvente}} = \frac{100 \times V_{\text{solvente}}}{V_{\text{soluto}} + V_{\text{solvente}}}$$

Se una soluzione ha una composizione di:

0.1 mol/L è **0.1 M**;

0.1 mol/kg è **0.1 m**;

0.1 mol/L è **0.1 N**.

3. Frazione molare

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

4. Molarità

$$C_M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \text{ (mol/L)}$$

5. Normalità

$$C_N = \frac{\text{equiv}_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \text{ (mol/L)}$$

6. Molalità

$$C_m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}}} \text{ (mol/kg)}$$

Indipendente dalla temperatura

No
libro!

Composizione di una miscela

Per esprimere concentrazioni di specie in tracce si usano le unità:

ppm (parti per milione): 1 m^3 per 10^6 m^3 o 1 kg per 10^6 kg

ppb (parti per bilion=miliardo): 1 m^3 per 10^9 m^3 o 1 kg per 10^9 kg

collegate alle unità %V e %P

Passaggio da un'unità di concentrazione all'altra

$$C_m = \frac{1000 \times C_M}{1000 \times d - M \times C_M}$$

$$C_M = \frac{1000 \times d \times C_m}{1000 + M \times C_m}$$

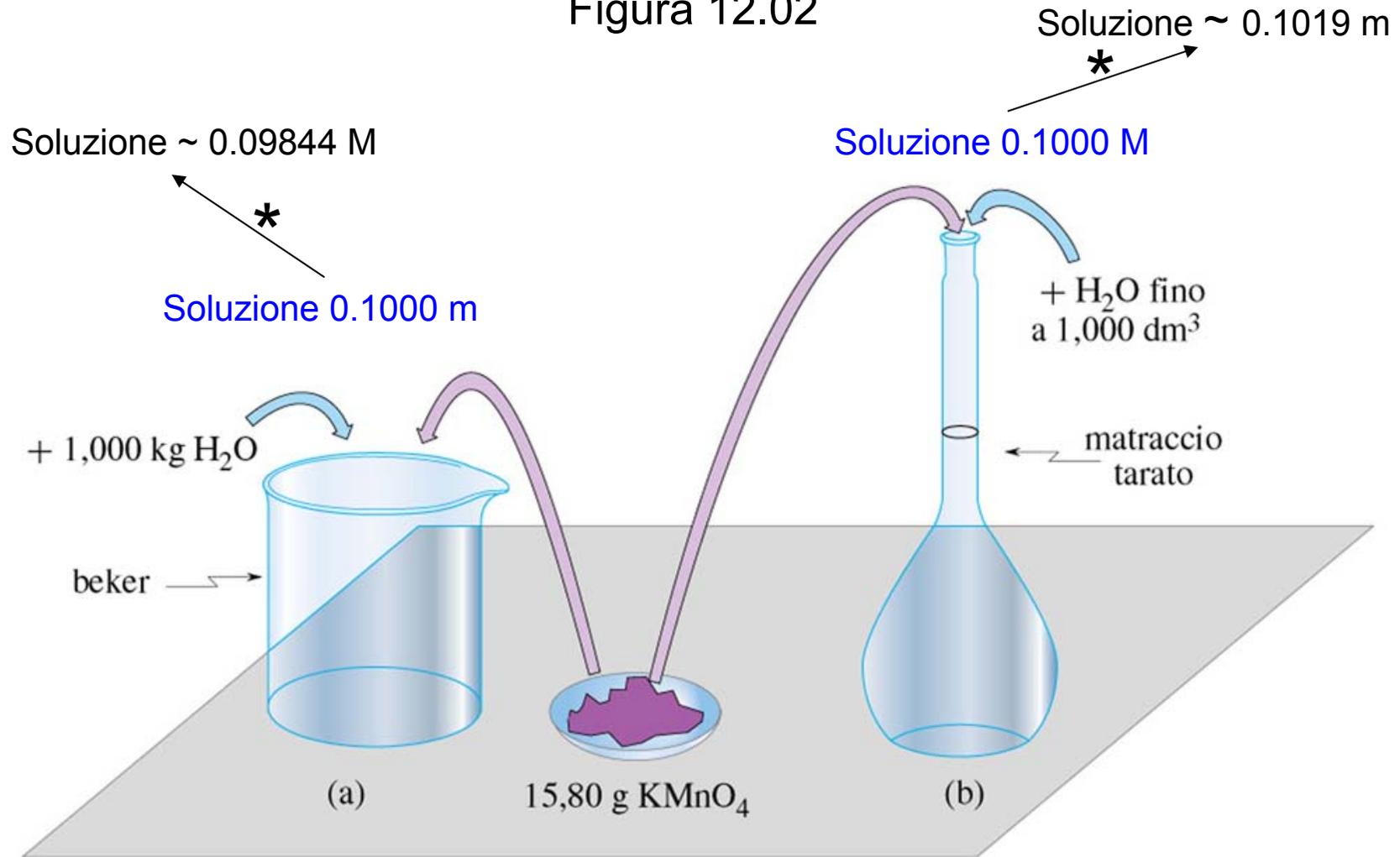
d = densità soluzione in g/mL
M = massa molare in g/mol

SI SCONSIGLIA **VIVAMENTE** D'IMPARARE A MEMORIA LE FORMULE, CHE VANNO INVECE RICAVATE.

Per esempio per passare da C_M a C_m si può ragionare come segue. Un litro di una soluzione di concentrazione C_M pesa $1000 \times d$ grammi; il peso del solvente è quello della soluzione meno quello del soluto, ($M \times C_M$), cioè $1000 \times d - M \times C_M$. Le moli di soluto nel litro di soluzione, C_M , divise per $1000 \times d - M \times C_M$ danno le moli di soluto in un g di solvente, che moltiplicate per mille danno la molalità.

Per soluzioni molto diluite $C_M \sim C_m$

Figura 12.02



*Assumendo la densità della soluzione uguale a 1

No libro!

No
libro!

Diluizione

Un campione di V_1 litri di una soluzione di concentrazione molare C_{M1} contiene un numero di moli di soluto dato da:

$$n = C_{M1} \times V_1 \quad (1)$$

L'aggiunta di solvente, che porti il volume della soluzione al valore V_2 , determinerà la diminuzione della concentrazione (diluizione) al valore C_{M2}
 $= n/V_2 = C_{M1} \times V_1 / V_2$ da cui:

$$C_{M2} \times V_2 = C_{M1} \times V_1 \quad (2)$$

Esercizio

Quanti mL di una soluzione 6.00 M di HCl sono necessari per preparare 50.0 mL di una soluzione 0.200 M?

Applicando la relazione (2) si ha:

$$0.200 \times 0.0500 = 6.00 \times V_x$$

$$\text{da cui } V_x = 0.200 \times 0.0500 / 6.00 = 1.67 \times 10^{-3} \text{ L ovvero } 1.67 \text{ mL}$$



No
libro!

Reazioni in soluzione

La relazione $n = C_M \times V$ (1) è utilizzata per il calcolo stechiometrico di reazioni in soluzione.

Per una reazione in soluzione $aA + bB \rightarrow cC + dD$, per esempio, si ha che n_A moli di A reagiscono con $(b/a)n_A$ moli di B per dare $(c/a)n_A$ moli di C e $(d/a)n_A$ moli di D:

$$n_B = (b/a)n_A; n_C = (c/a)n_A; n_D = (d/a)n_A;$$

Sostituendo n dalla (1), queste relazioni diventano:

$$C_{MB}V_B = (b/a)C_{MA}V_A \quad (a)$$

$$C_{MC}V_C = (c/a)C_{MA}V_A \quad (b)$$

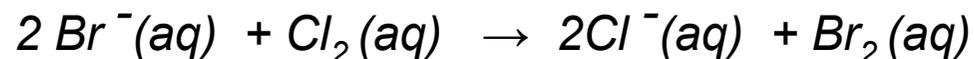
$$C_{MD} \times V_D = (d/a)C_{MA}V_A \quad (c)$$

No
libro!

Reazioni in soluzione

Esercizio

50.0 mL di una soluzione acquosa di NaBr 0.0600 M reagiscono completamente con una soluzione acquosa 0.0500 M di Cl₂ secondo la reazione:



Quanti mL della soluzione di cloro sono necessari?

Il numero di moli di Br⁻ è $0.0500 \times 0.0600 = 3.00_0 \times 10^{-3}$. Le moli di cloro che hanno reagito completamente sono la metà, cioè $1.50_0 \times 10^{-3}$. Il volume di soluzione di cloro è dato dal numero di moli di cloro diviso la concentrazione (0.0500 M) cioè:

$$1.50_0 \times 10^{-3} / 0.0500 = 3.00 \times 10^{-2} \text{ L ovvero } 30.0 \text{ mL}$$

Applicando **meccanicamente** la formula (A) ricavata prima (**se la si ricorda**):

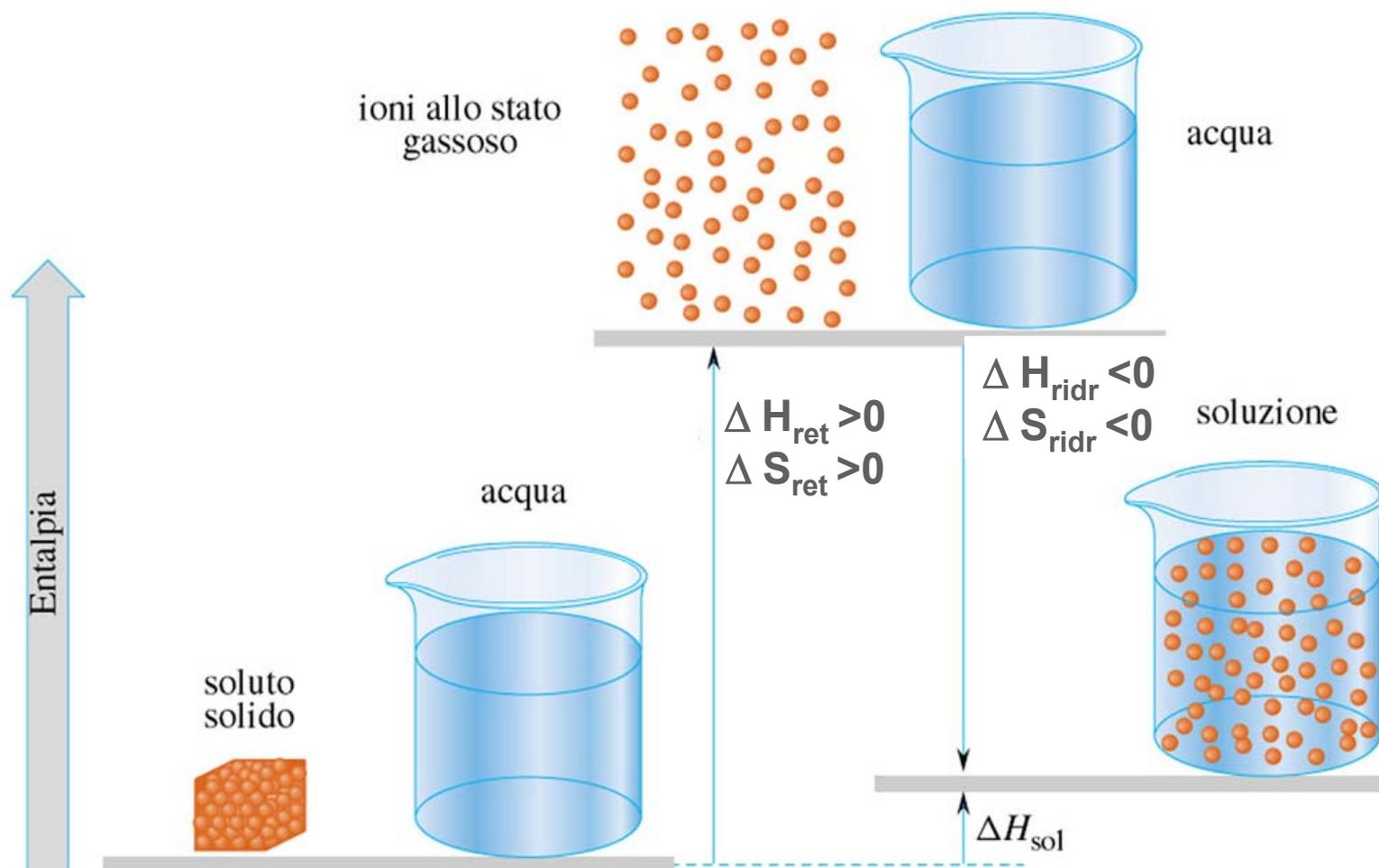
$$C_{\text{MB}}V_{\text{B}} = (b/a)C_{\text{MA}}V_{\text{A}} \rightarrow 0.0500xV_x = (1/2)x0.0600x0.0500 \text{ da cui}$$

$$V_x = 3.00 \times 10^{-2} \text{ L ovvero } 30.0 \text{ mL}$$

Si sconsiglia vivamente di seguire questo secondo metodo!

No
libro!

Termodinamica della dissoluzione di composti ionici



Quando $\Delta H_{sol} = T\Delta S_{sol}$ si forma la soluzione satura alla temperatura T

Figura 12.07

Solubilità

Tabella 12.1 Solubilità di alcuni sali in acqua (mol kg⁻¹ di solvente)

	F ⁻	Cl ⁻	I ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻
Li ⁺	0,10	15,02	12,32	2,37	0,20
Na ⁺	1,00	6,41	12,27	0,33	0,66
K ⁺	15,88	4,65	7,68	0,70	8,1
Rb ⁺	12,50	6,36	7,15	1,58	19,48
Cs ⁺	24,16	0,96	1,69	5,03	7,99
Mg ²⁺	0,0012	5,96	5,32	2,16	0,0012
Ca ²⁺	0,00020	6,71	7,11	0,015	0,00013
Sr ²⁺	0,0070	3,39	4,84	0,0006	0,66
Ba ²⁺	0,0068	1,80	4,34	0,000009	0,0001

Solubilità

Tabella 12.1 Solubilità di alcuni sali in acqua (mol kg⁻¹ di solvente)

	F ⁻	Cl ⁻	I ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻
Li ⁺	0,10	15,02	12,32	2,37	0,20
Na ⁺	1,00	6,41	12,27	0,33	0,66
K ⁺	15,88	4,65	7,68	0,70	8,1
Rb ⁺	12,50	6,36	7,15	1,58	19,48
Cs ⁺	24,16	0,96	1,69	5,03	7,99
Mg ²⁺	0,0012	5,96	5,32	2,16	0,0012
Ca ²⁺	0,00020	6,71	7,11	0,015	0,00013
Sr ²⁺	0,0070	3,39	4,84	0,0006	0,66
Ba ²⁺	0,0068	1,80	4,34	0,000009	0,0001

Solubilità

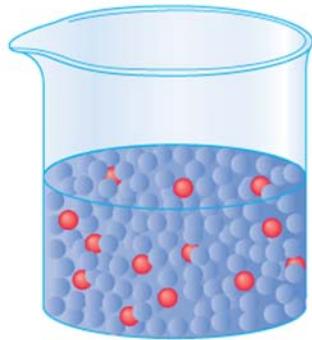
Tabella 12.2 Solubilità di alcuni solidi in diversi solventi (mol kg⁻¹ di solvente)

	H ₂ O	C ₂ H ₅ OH (etanolo)	C ₆ H ₆ (benzene)
LiCl	15,02	0,59	—
NH ₄ Cl	6,90	0,055	—
C ₁₀ H ₈ (naftalina)	0,00023	0,63	10,01
I ₂	0,0011	1,050	0,64

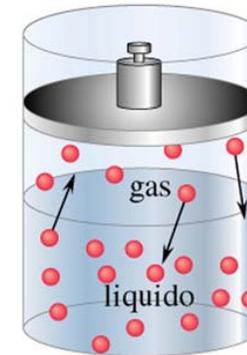
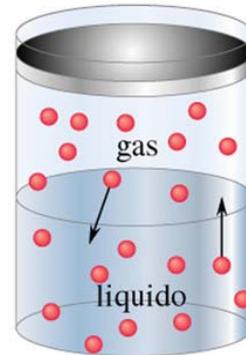
Similia similibus solvuntur

No
libro!

Dissoluzione di gas in liquidi



- molecole del gas disciolto
- molecole del liquido



Legge di Henry

$$p_{\text{gas}} = K_H x_{\text{gas}}$$

p = pressione parziale

x = frazione molare

La legge è valida a pressioni moderate e se il gas non reagisce con il liquido come è il caso, p.e., di soluzioni in acqua di HCl e NH₃

Legge di Henry

No
libro!

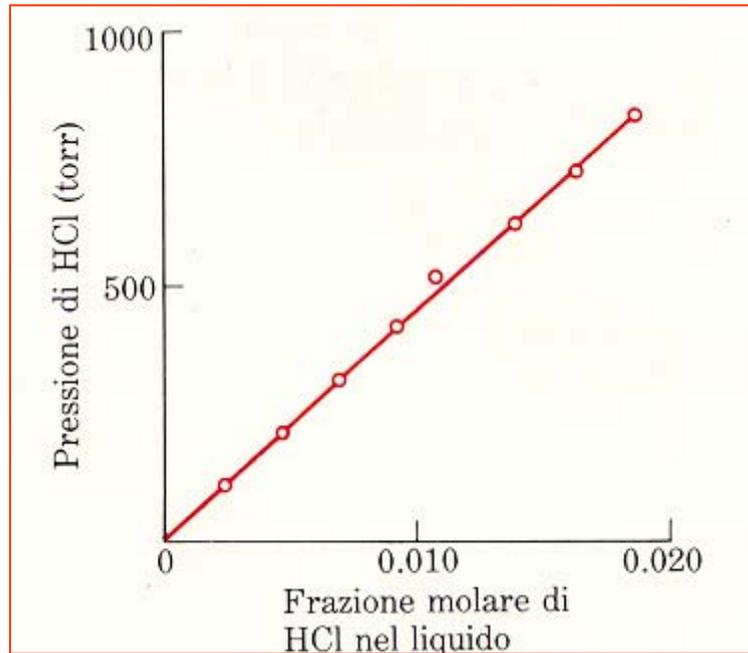
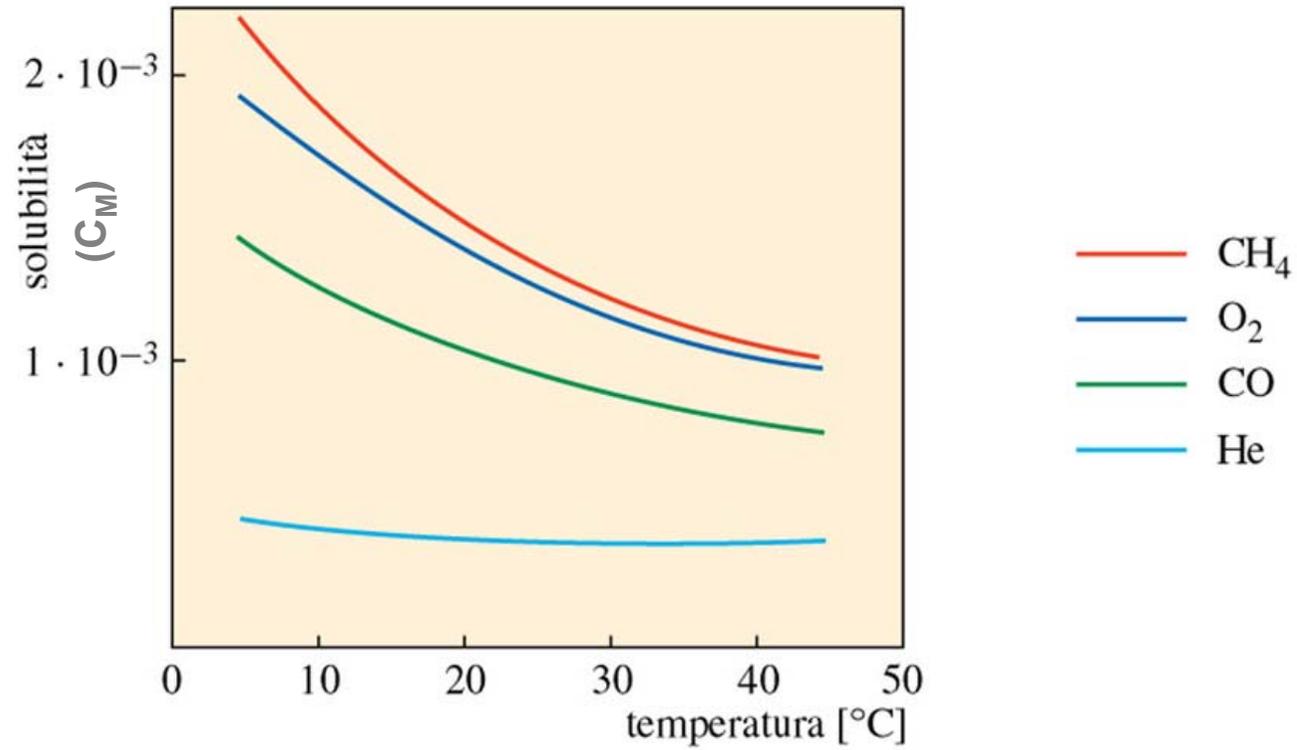


Tabella 3.5 Alcune delle costanti della legge di Henry per gas disciolti in acqua

Gas	Temp. (°C)	k_H (torr)
He	20	10.9×10^7
H ₂	20	5.2×10^7
N ₂	20	5.75×10^7
	30	6.68×10^7
O ₂	20	2.95×10^7
	30	3.52×10^7
CO ₂	25	1.24×10^6
H ₂ S	25	4.12×10^5

Figura 12.12

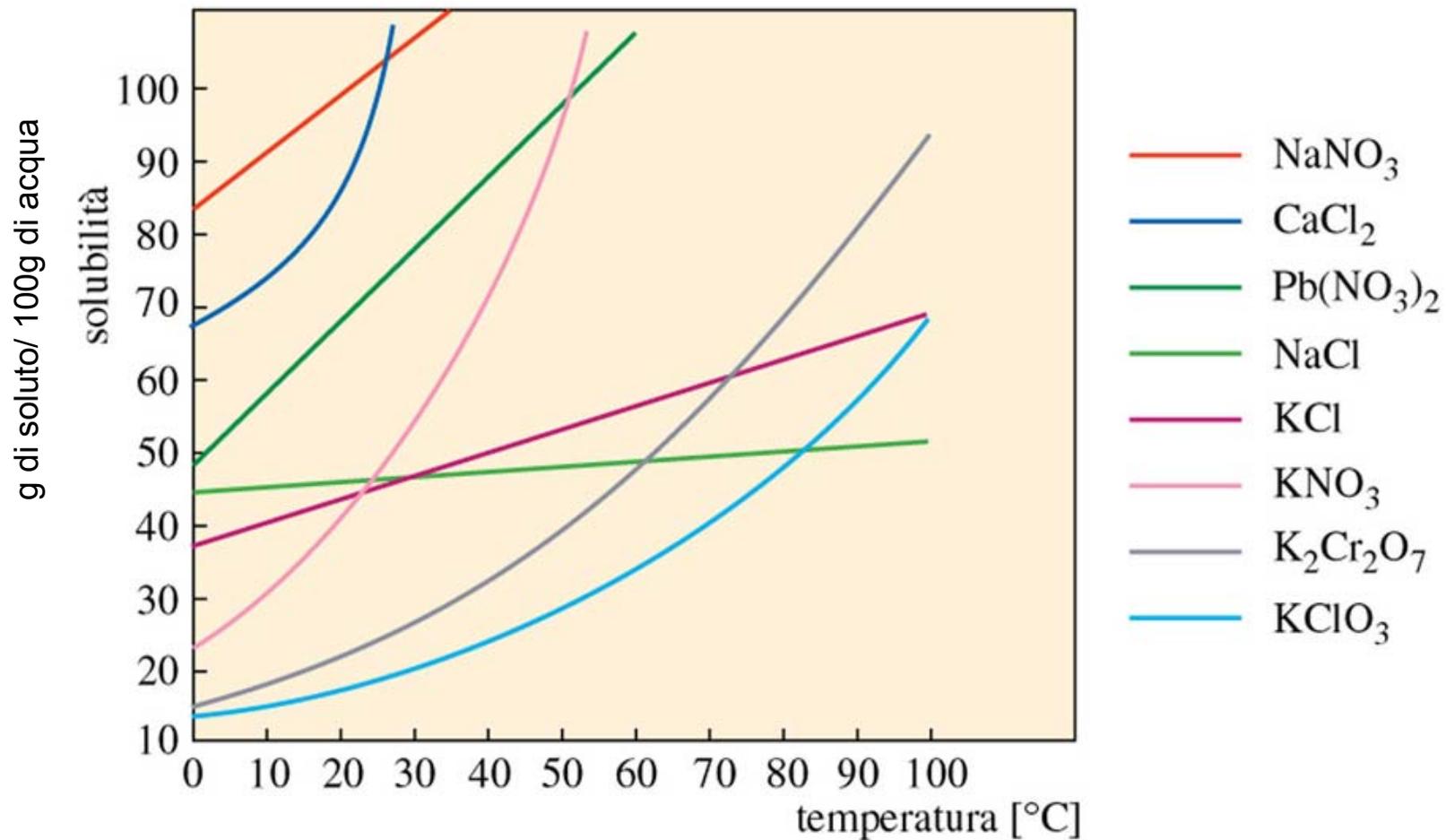
Influenza della temperatura sulla solubilità dei gas



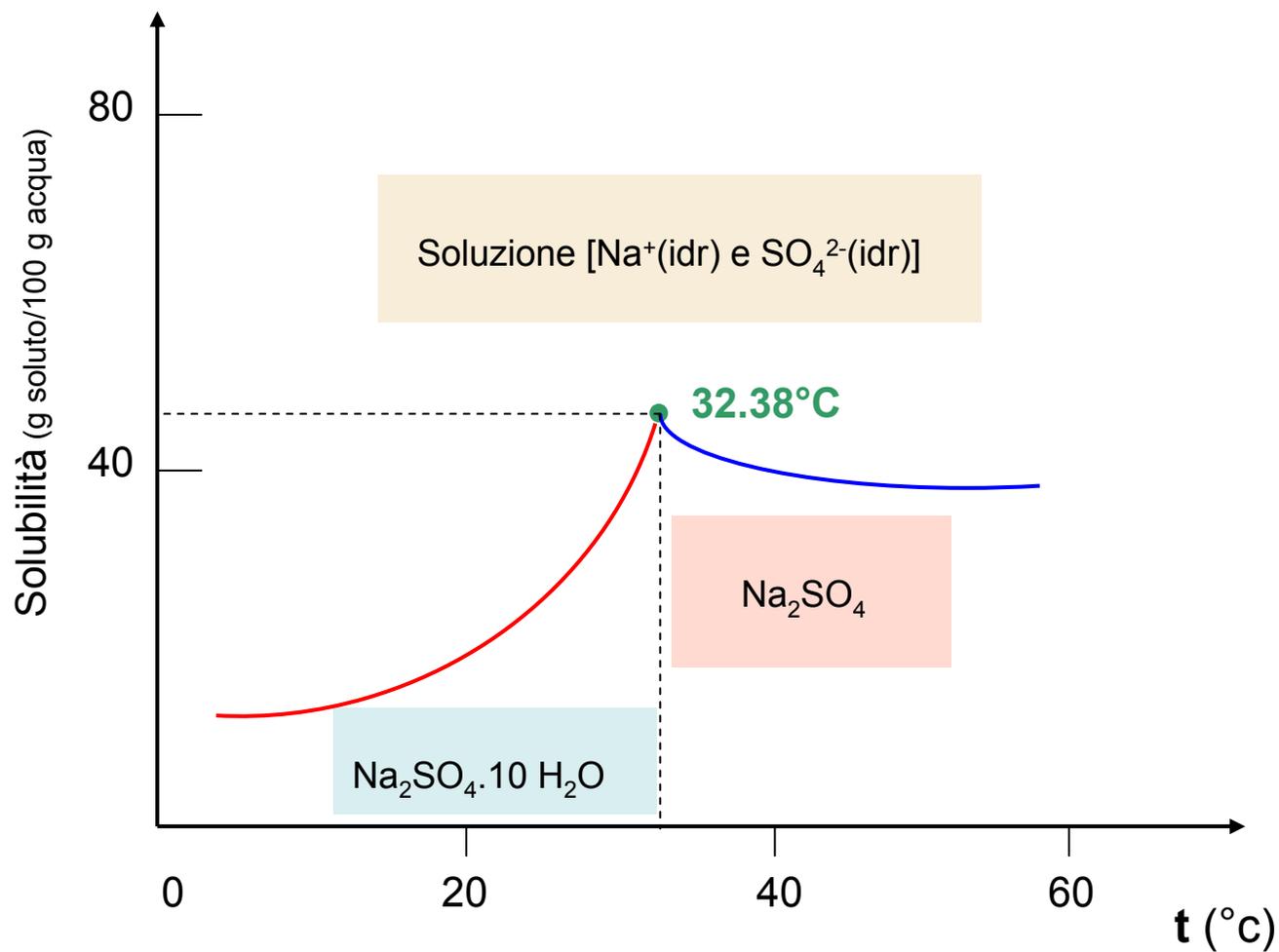
Influenza della temperatura (Figura 12.11)

No
libro!

Principio di LeChatelier-Braun

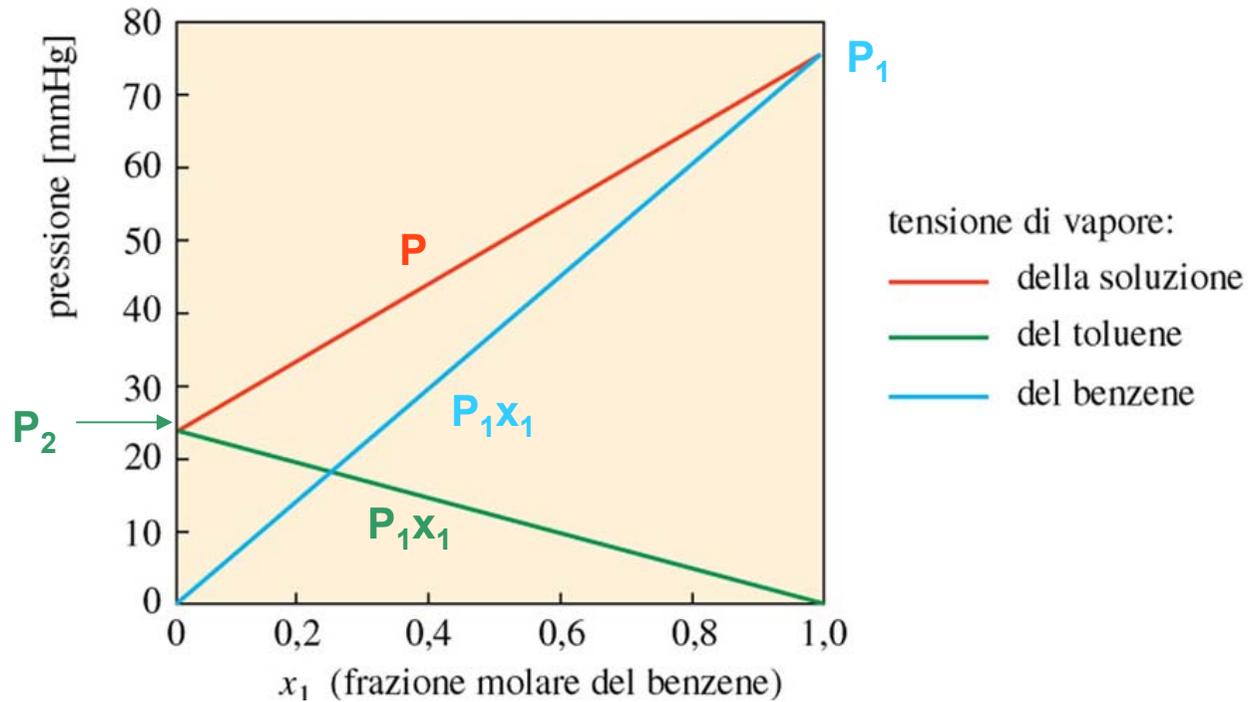


Solubilità di $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (sale di Glauber, *sal mirabilis*)



No
libro!

Soluzione ideale



$$P = P_1x_1 + P_2x_2$$

No
libro!

Legge di Raoult

$$P = P_2x_2$$

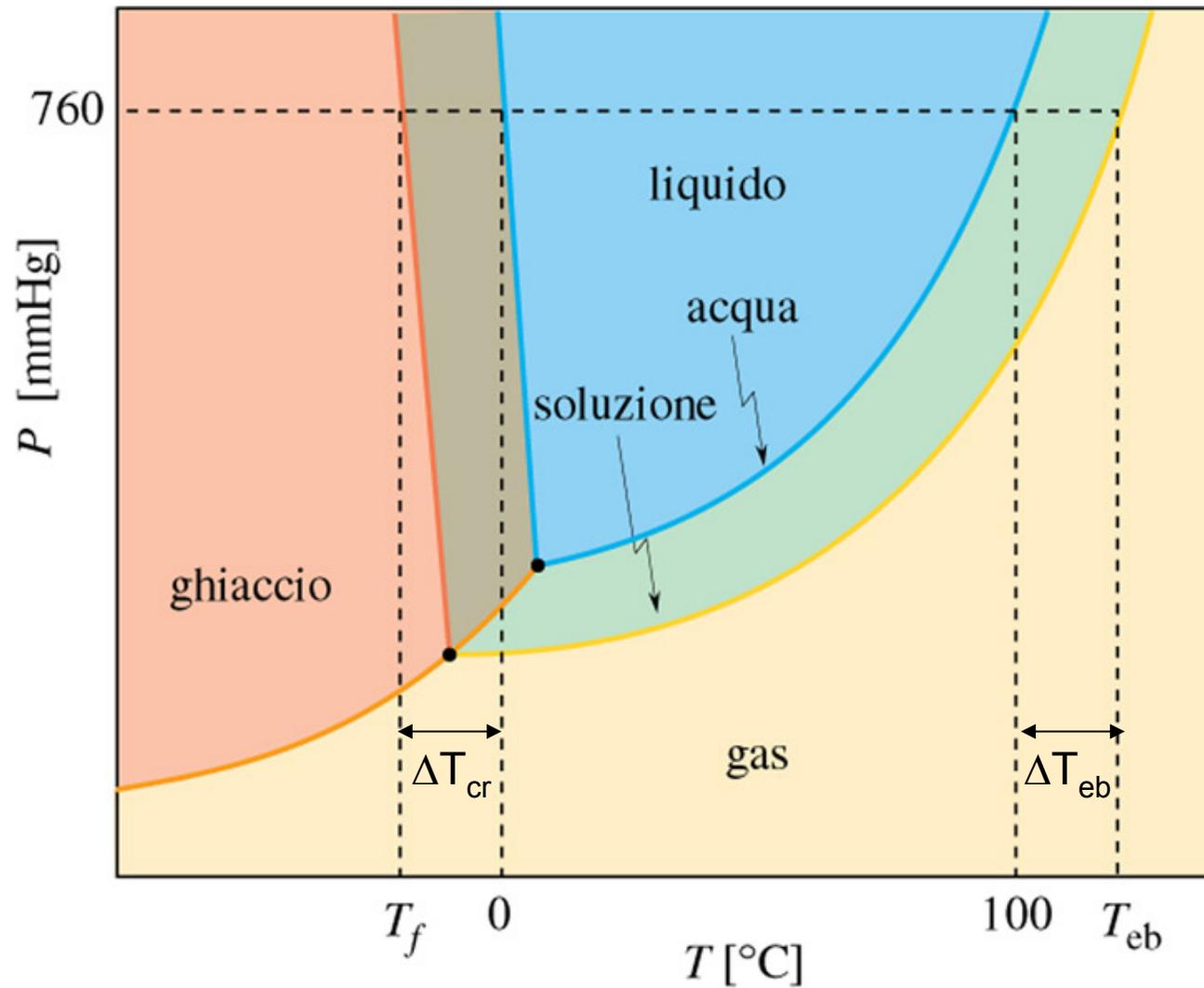
$$P = P_2(1-x_1) = P_2 - P_2x_1$$

$$P_2 - P = P_2x_1$$

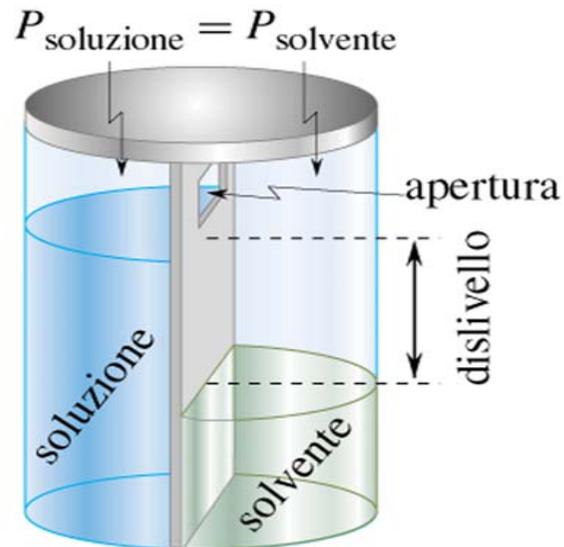
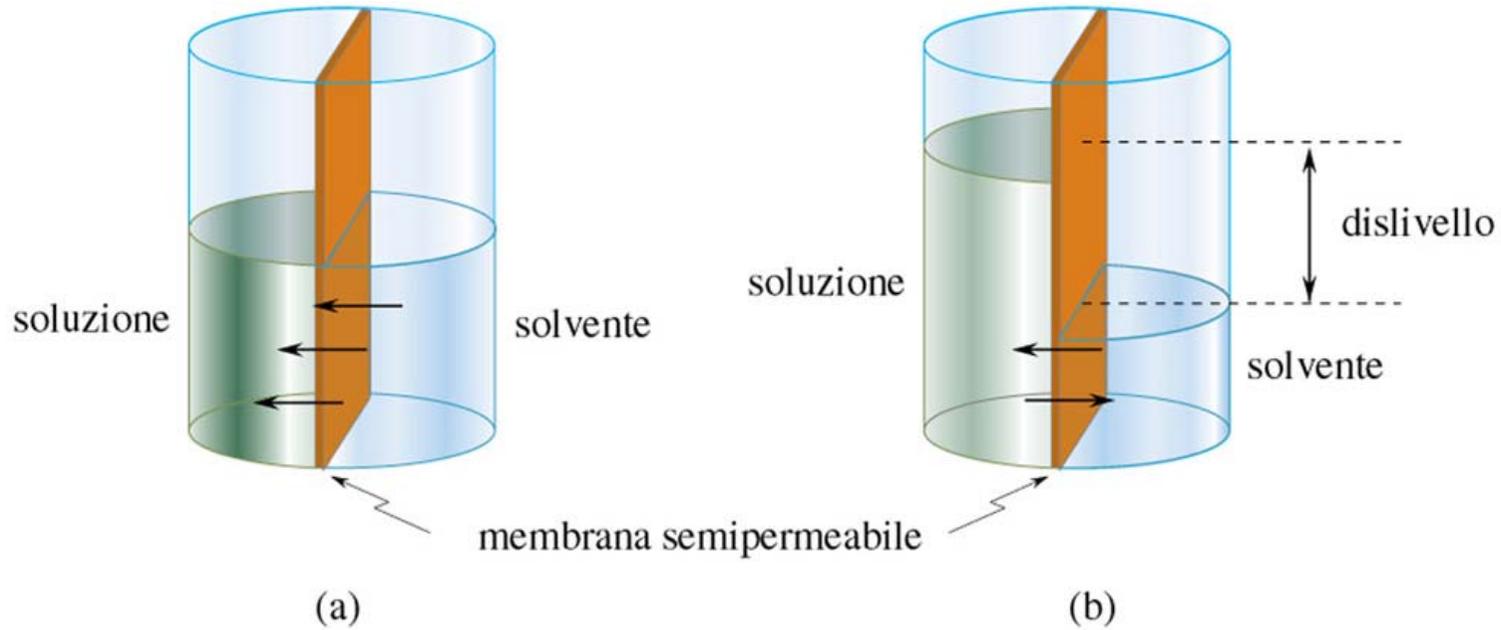
$$\Delta P = P_2x_1$$

Se 1 è il soluto poco volatile e 2 è il solvente

Abbassamento crioscopico e innalzamento ebulloscopico



Pressione osmotica



$$\pi = C_M RT$$
$$\pi = (n/V)RT = (m/MV)RT$$
$$M = \pi VM/mRT$$

No
libro!

Dissociazione di elettroliti

Poiché i composti ionici subiscono dissociazione in acqua e le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle in soluzione, si deve tener conto della dissociazione. Infatti gli elettroliti presentano valori di ΔP , ΔT_{cr} e ΔT_{eb} maggiori di quelli previsti per una soluzione ideale data concentrazione.

Per n_0 moli elettrolita che si dissociano in parte si ha:



Quindi sommando tutte le particelle si ha:

$$n_0(1-\alpha + x\cdot\alpha + y\cdot\alpha) = n_0 [1+ \alpha (x + y - 1)] = n_0 [1+ \alpha (v - 1)] = i$$

i è il coefficiente di van't Hoff. Se la dissociazione è completa allora i è uguale al numero v di frammenti che si ottengono dalla (1).

Allora sarà:

$$\Delta P = i \times n_0 / (i \times n_0 + n_{\text{solvente}}) ; \quad \Delta T_{cr} = K_{cr} \times i \times C_{m0} ; \quad \Delta T_{eb} = K_{eb} \times i \times C_{m0}$$

No
libro!

Ripartizione

$$K_{\text{rip}} = \frac{[I_2]_{\text{solvente 1}}}{[I_2]_{\text{solvente 2}}}$$

$$K_{\text{rip}} = \frac{[I_2]_{\text{CS}_2}}{[I_2]_{\text{H}_2\text{O}}} = 588$$

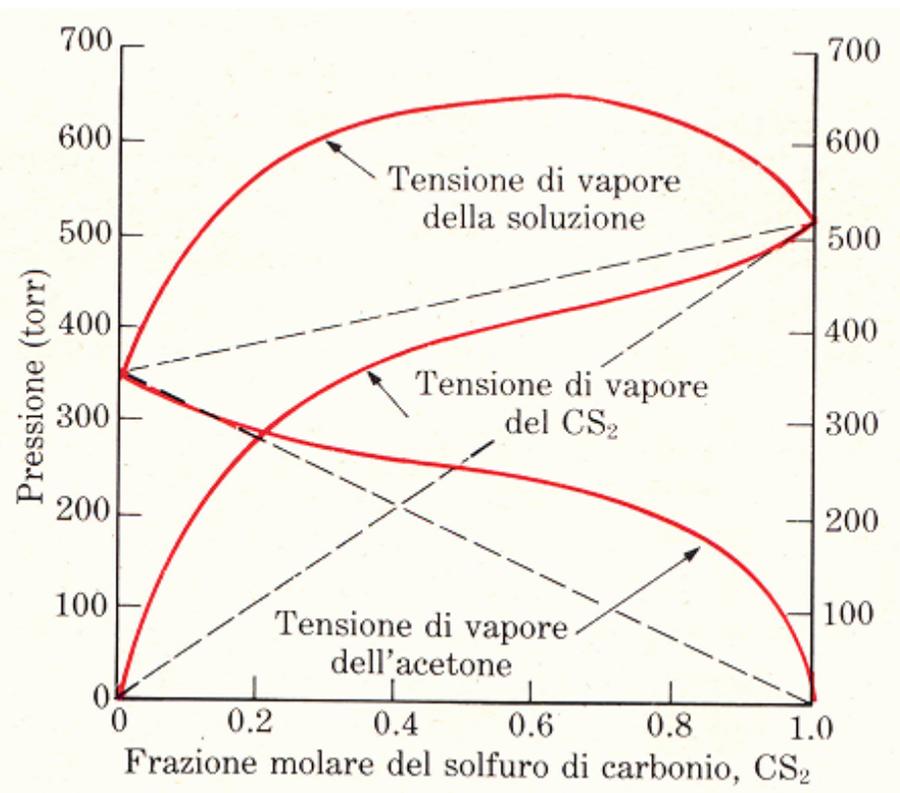
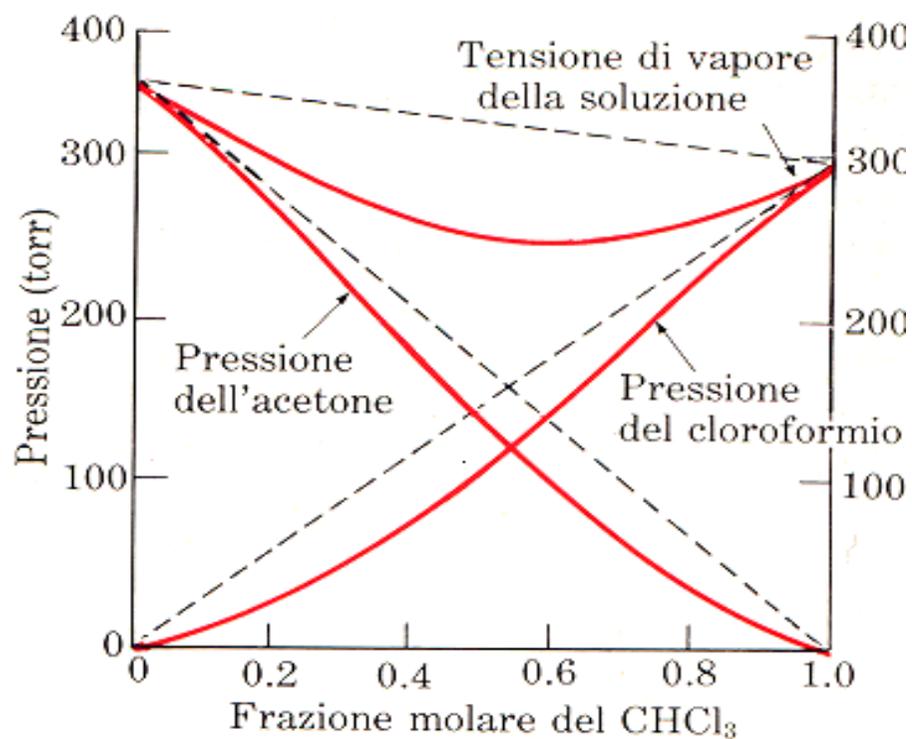
Una soluzione acquosa di iodio $1.0 \cdot 10^{-3}$ M, dopo sbattimento con un ugual volume di solfuro di carbonio, diventa $1.7 \cdot 10^{-6}$ M.

ESTRAZIONE

CROMATOGRAFIA

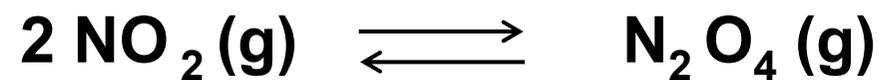
No libro!

Deviazione dal comportamento ideale



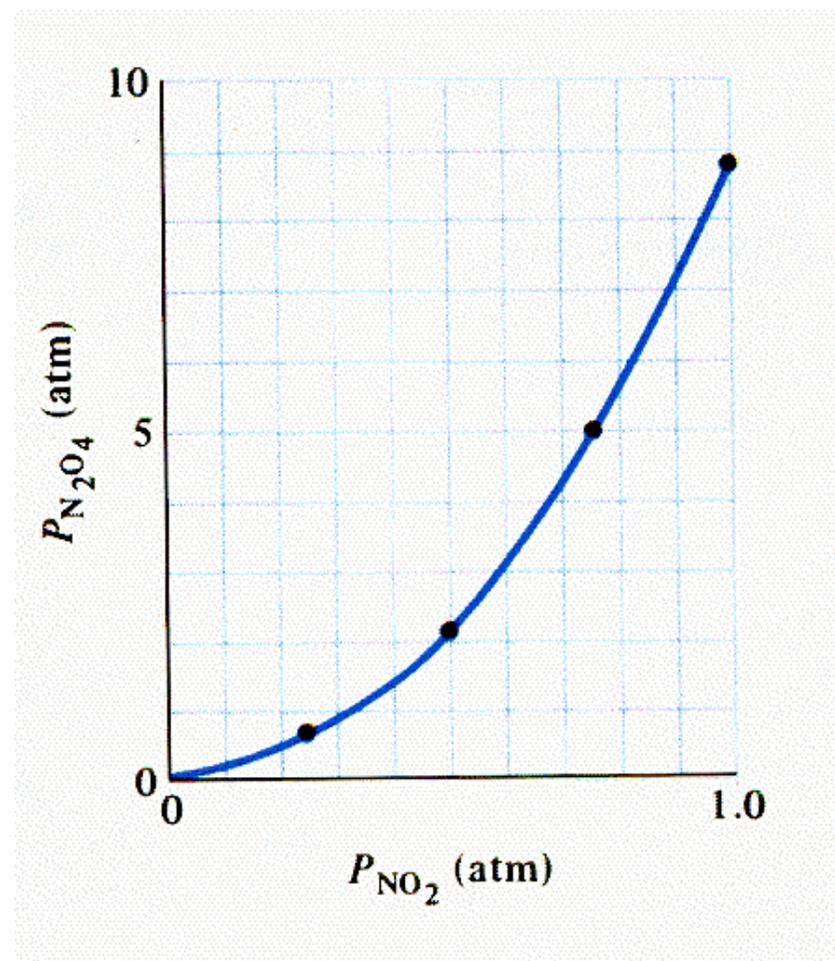
Cap. 13 Equilibrio gassoso

No
libro!

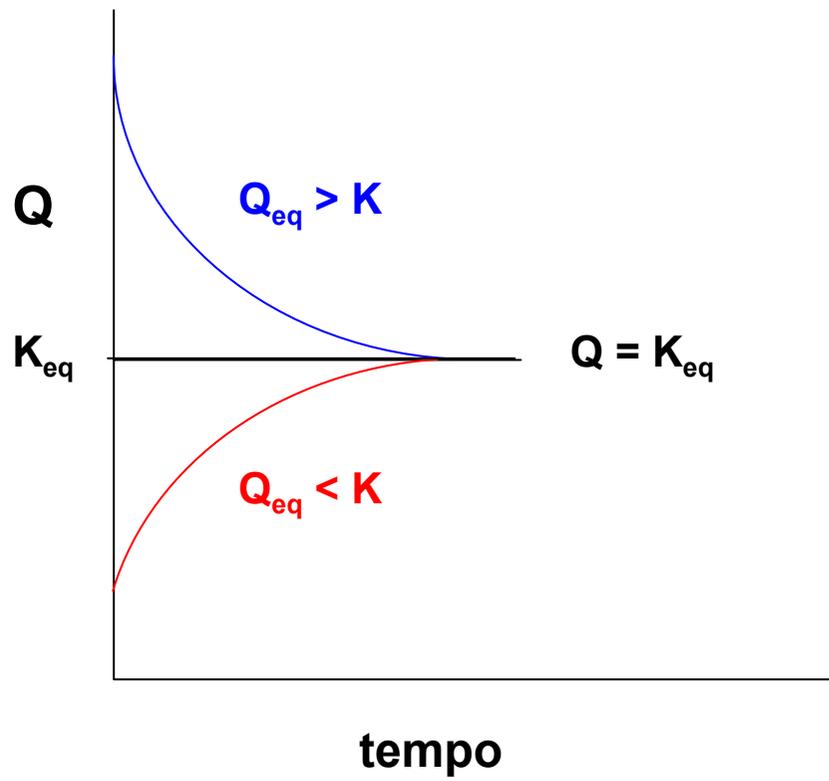


Pressioni parziali (atm) di N_2O_4 e NO_2 (25°C)

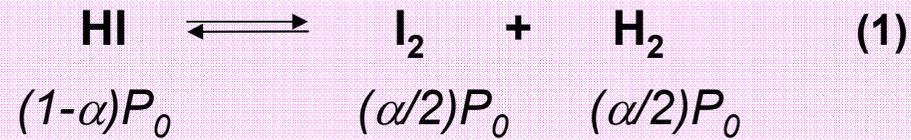
$p(\text{NO}_2)$	$p(\text{N}_2\text{O}_4)$	$p(\text{N}_2\text{O}_4)/(p(\text{NO}_2))^2$
1.0	8.8	8.8
0.76	5.0	8.7
0.50	2.2	8.8
0.28	0.70	8.9



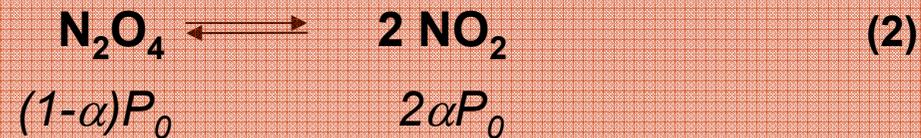
Quoziente di reazione



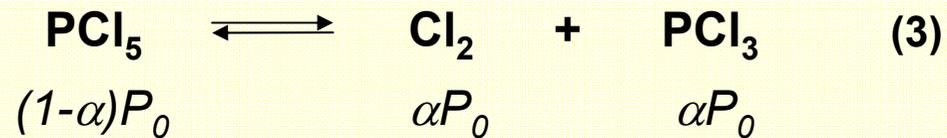
Equilibrio e dissociazione gassosa



$$K_P = \frac{(\alpha/2)^2 P_0^2}{(1-\alpha)^2 P_0^2} = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}$$



$$K_P = \frac{(2\alpha P_0)^2}{(1-\alpha) P_0} = \frac{4\alpha^2 P_0}{1-\alpha}$$



$$K_P = \frac{\alpha^2 P_0^2}{(1-\alpha) P_0} = \frac{\alpha^2 P_0}{1-\alpha}$$

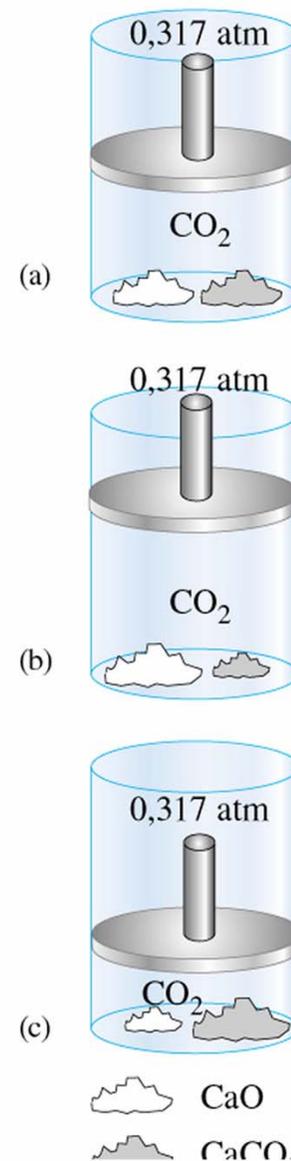
No
libro!

Figure 13.01



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] [\text{CaO}]}{[\text{CaCO}_3]} = [\text{CO}_2]$$

$$\begin{aligned} [\text{CaO}(\text{s})] &= n/V_s = \\ &= m_s \cdot d_s / M_s \cdot m_s = d_s / M_s \end{aligned}$$



Equilibrio e dissociazione gassosa

$\text{HI} \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{H}_2 \quad (1)$ $(1-\alpha)P_0 \qquad (\alpha/2)P_0 \quad (\alpha/2)P_0$ $K_P = \frac{(\alpha/2)^2 P_0^2}{(1-\alpha)^2 P_0^2} = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}$	
$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 \quad (2)$ $(1-\alpha)P_0 \qquad 2\alpha P_0$ $K_P = \frac{(2\alpha P_0)^2}{(1-\alpha) P_0} = \frac{4\alpha^2 P_0}{1-\alpha}$	
$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + \text{PCl}_3 \quad (3)$ $(1-\alpha)P_0 \qquad \alpha P_0 \qquad \alpha P_0$ $K_P = \frac{\alpha^2 P_0^2}{(1-\alpha) P_0} = \frac{\alpha^2 P_0}{1-\alpha}$	

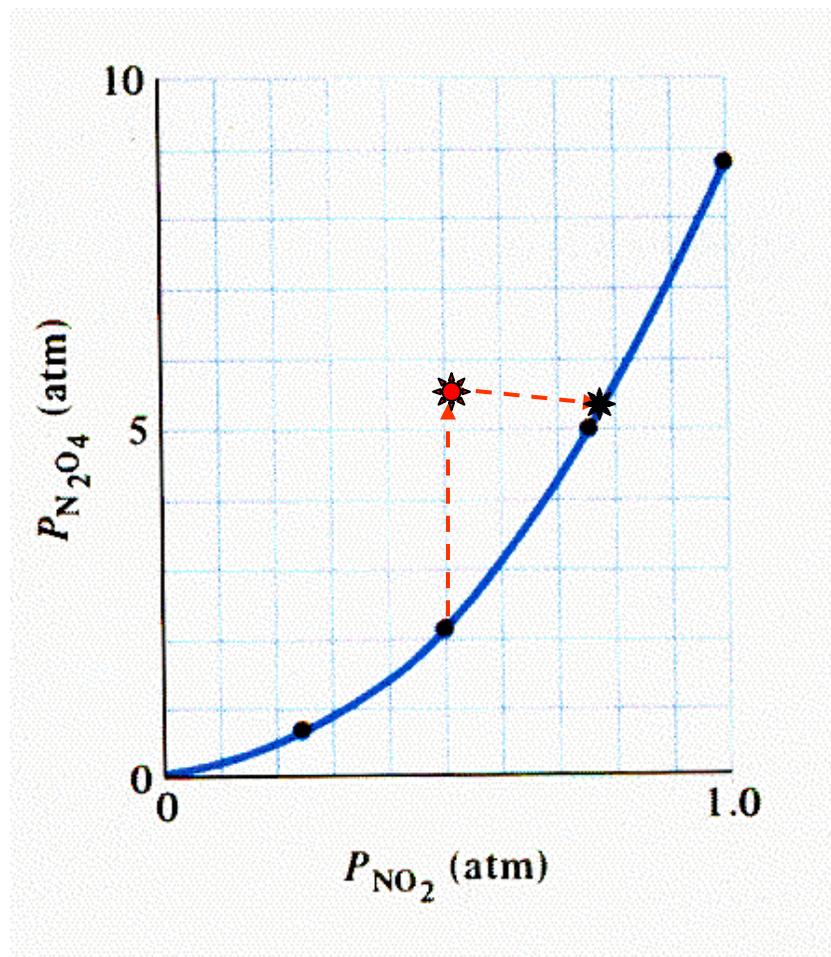
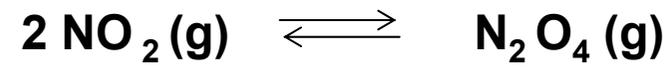
$$P_t = (1-\alpha)P_0 + 2(\alpha/2)P_0 = P_0$$

$$P_t = (1-\alpha)P_0 + 2\alpha P_0 = (1-\alpha)P_0$$

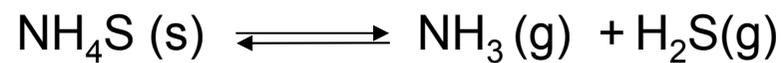
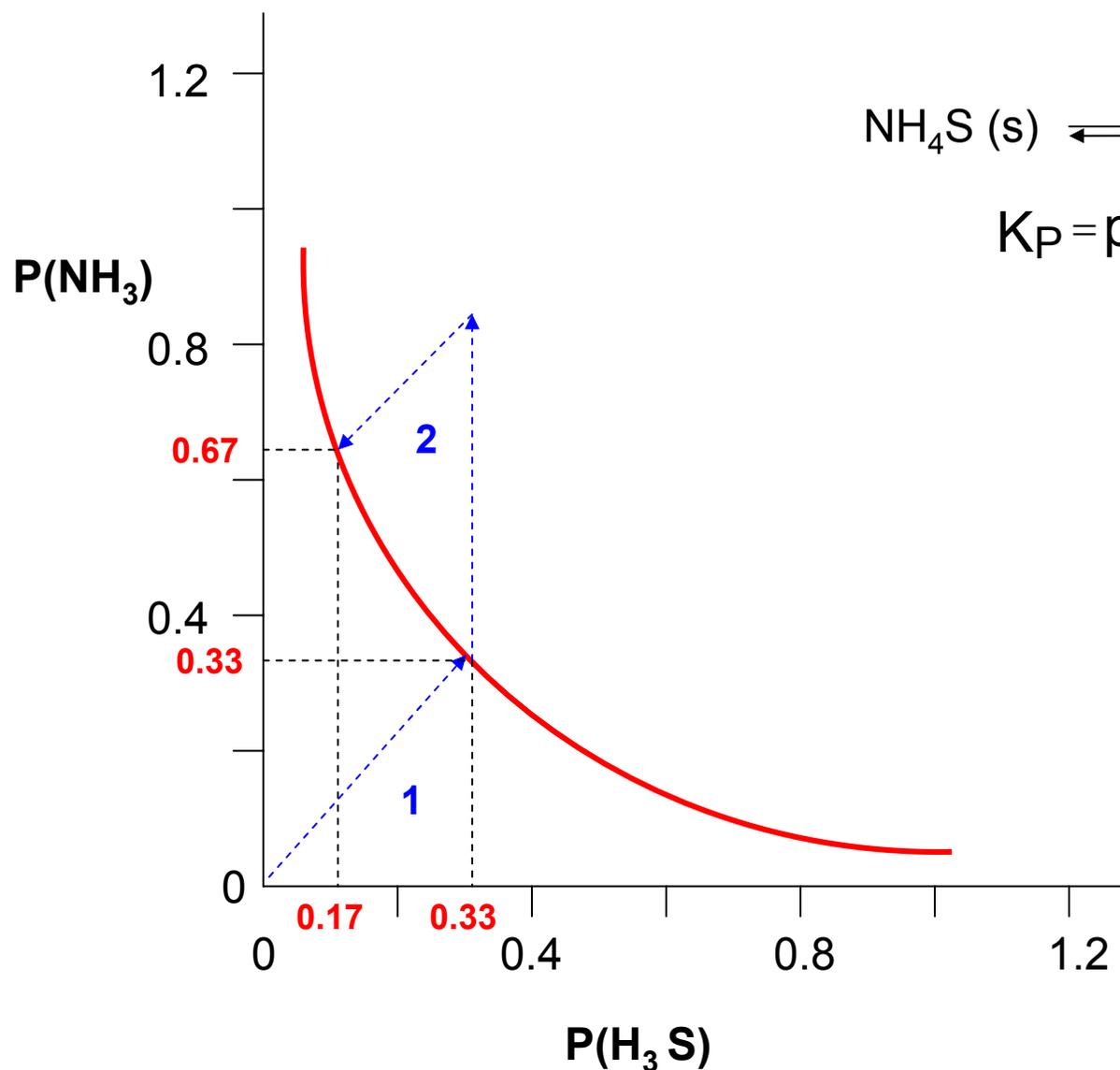
$$P_t = (1-\alpha)P_0 + 2\alpha P_0 = (1-\alpha)P_0$$

No
libro!

Influenza concentrazione



Influenza della concentrazione

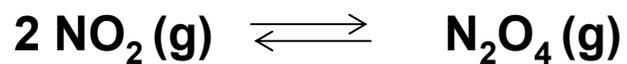


$$K_P = p_{\text{NH}_3} p_{\text{H}_2\text{S}} = 0.11$$

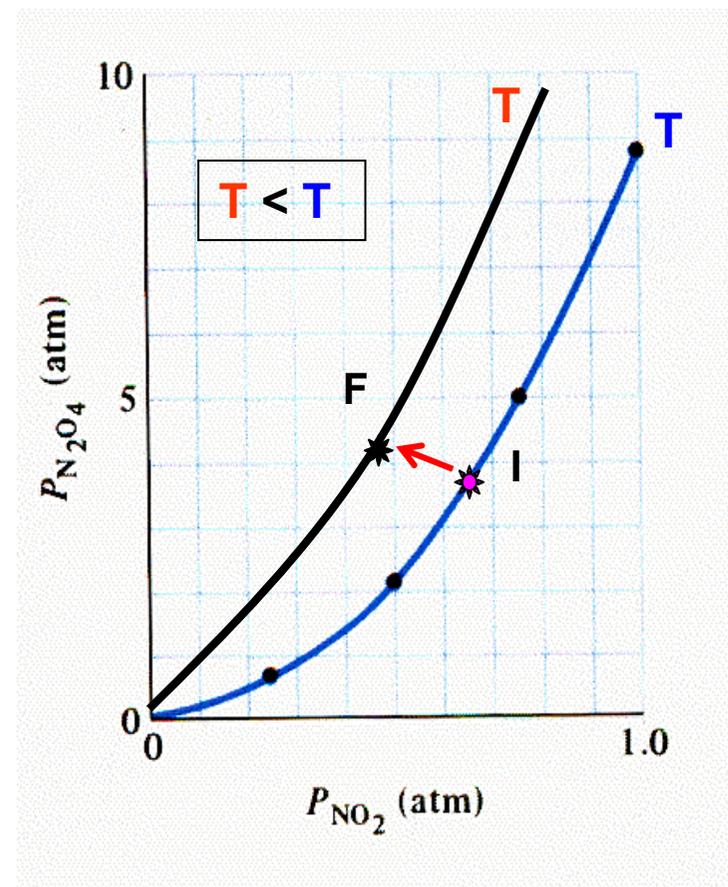
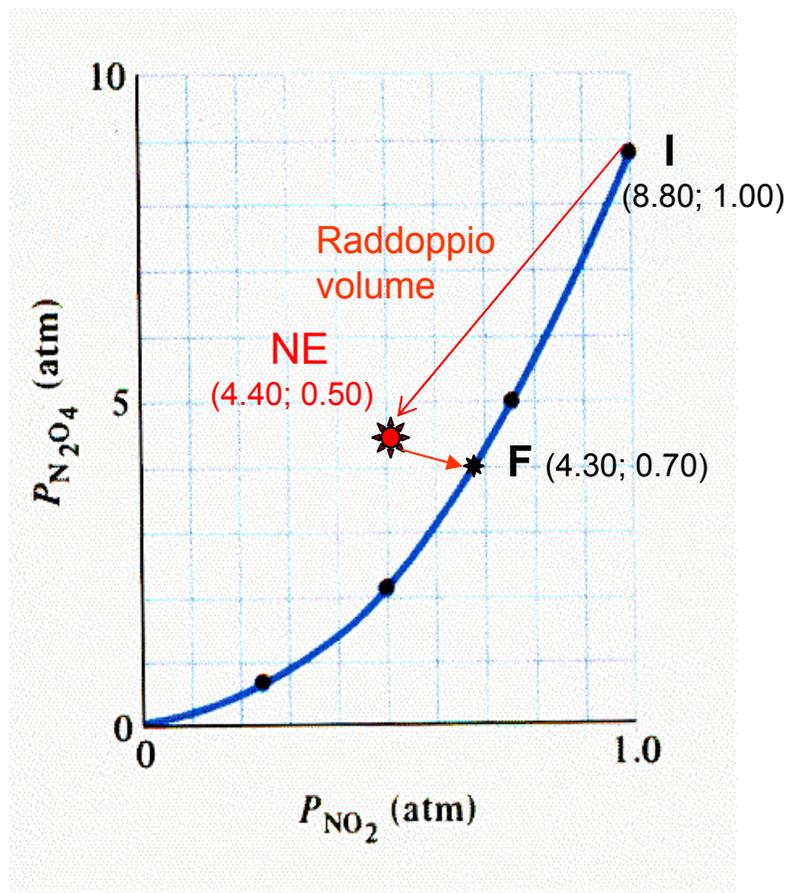
1. $p_{\text{NH}_3} = p_{\text{H}_2\text{S}}$
 $p_{\text{NH}_3}^2 = 0.11$
 $p_{\text{NH}_3} = \sqrt{0.11} = 0.33$
2. $(p_{\text{H}_2\text{S}} + 0.50)p_{\text{H}_2\text{S}} = 0.11$
 $p_{\text{H}_2\text{S}} = 0.17;$
 $p_{\text{NH}_3} = 0.50 + 0.17 = 0.67$

No libro!

Influenza P(V) e T



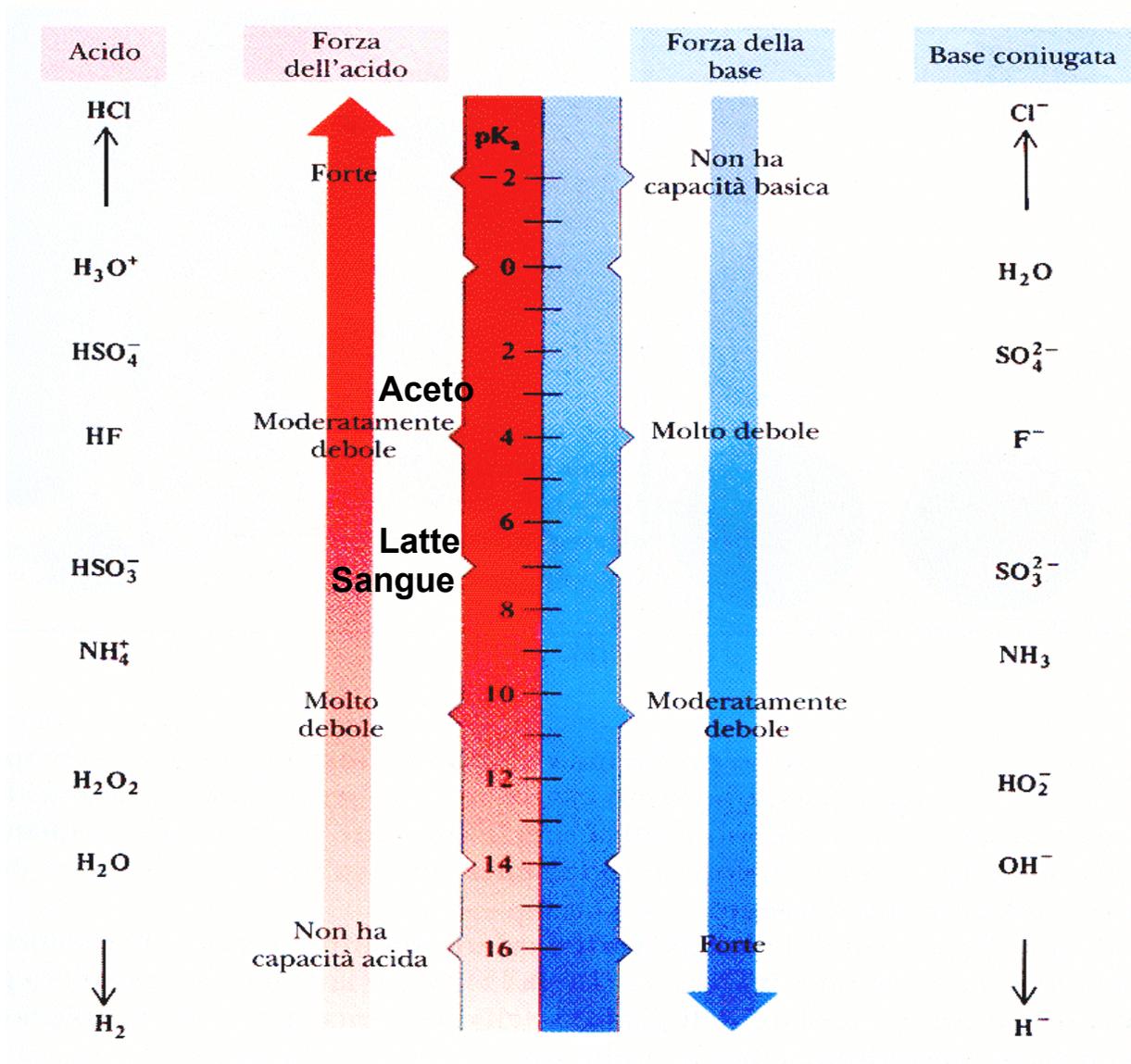
$$\Delta H = -57.2 \text{ kJ/mol}$$



Cap. 14 Acidi e basi

No libro!

pH



Kw in funzione della temperatura

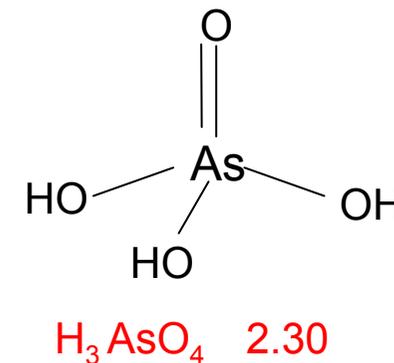
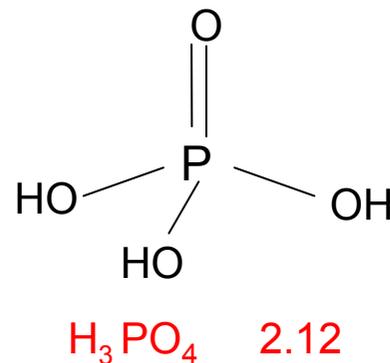
t (°C)	Kw	pH (neutralità)
10	0.29×10^{-14}	7.27
20	0.68×10^{-14}	7.08
25	1.01×10^{-14}	7.00
30	1.47×10^{-14}	6.92
40	2.92×10^{-14}	6.76
50	5.47×10^{-14}	6.63

Formula degli ossiacidi e loro forza

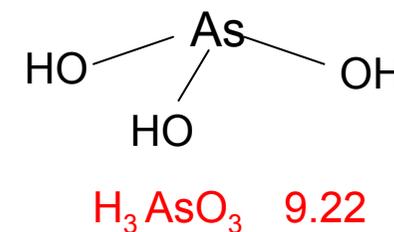
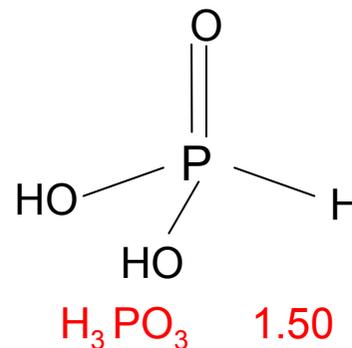


m-n acido pKa

0 **HClO** **7.53**
 HBrO 8.62
 H₃AsO₃ 9.22
 H₃BO₃ 9.20



1 H₃AsO₄ 2.30
 H₃PO₃ 1.50
 H₃PO₄ 2.12
 H₂SO₃ 1.81
HClO₂ **1.96**

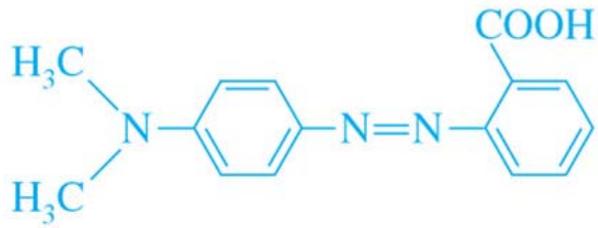


2 **HClO₃** **≈ -3**
 H₂SO₄ ≈ -2
 HNO₃ ≈ -1.3

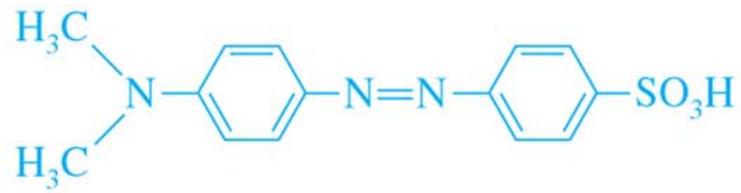
3 **HClO₄** **≈ -7**
 HMnO₄ ≈ -6

No
libro!

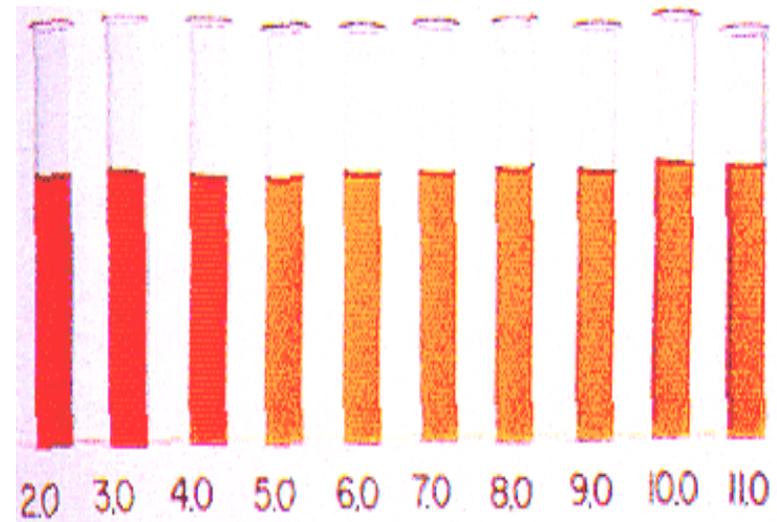
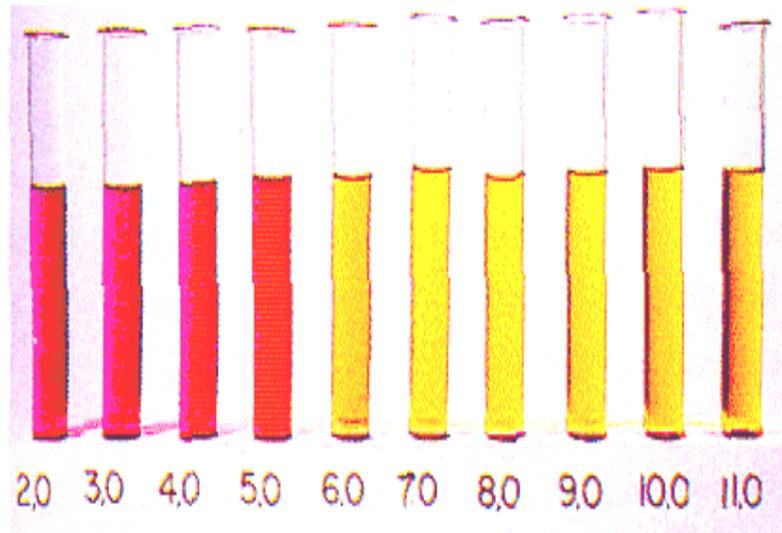
Indicatori



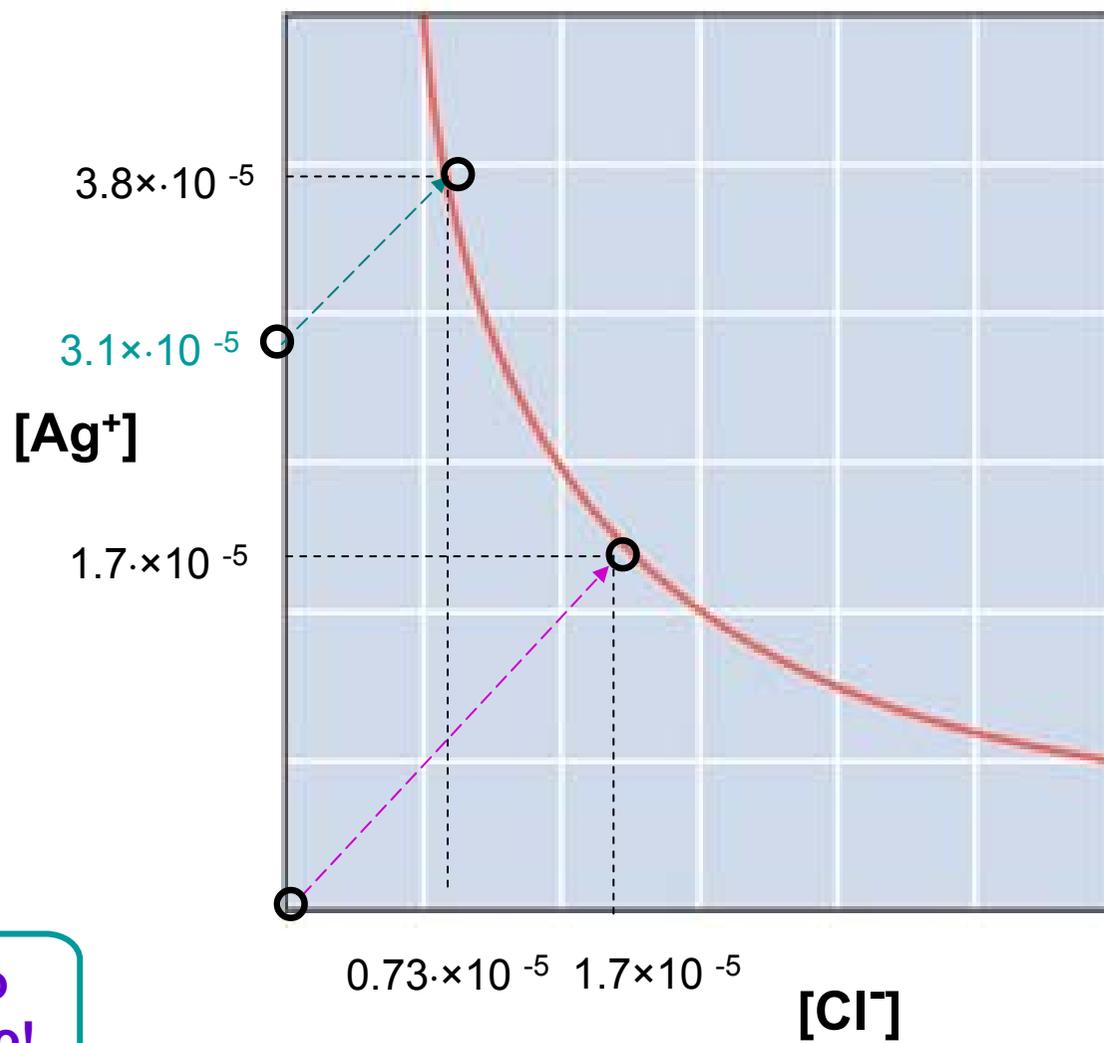
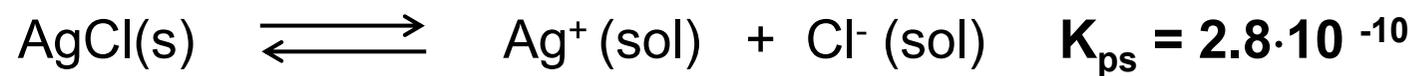
rosso metile (rosa)



metilarancio (rosso)



Capitolo 15 Prodotto di solubilità

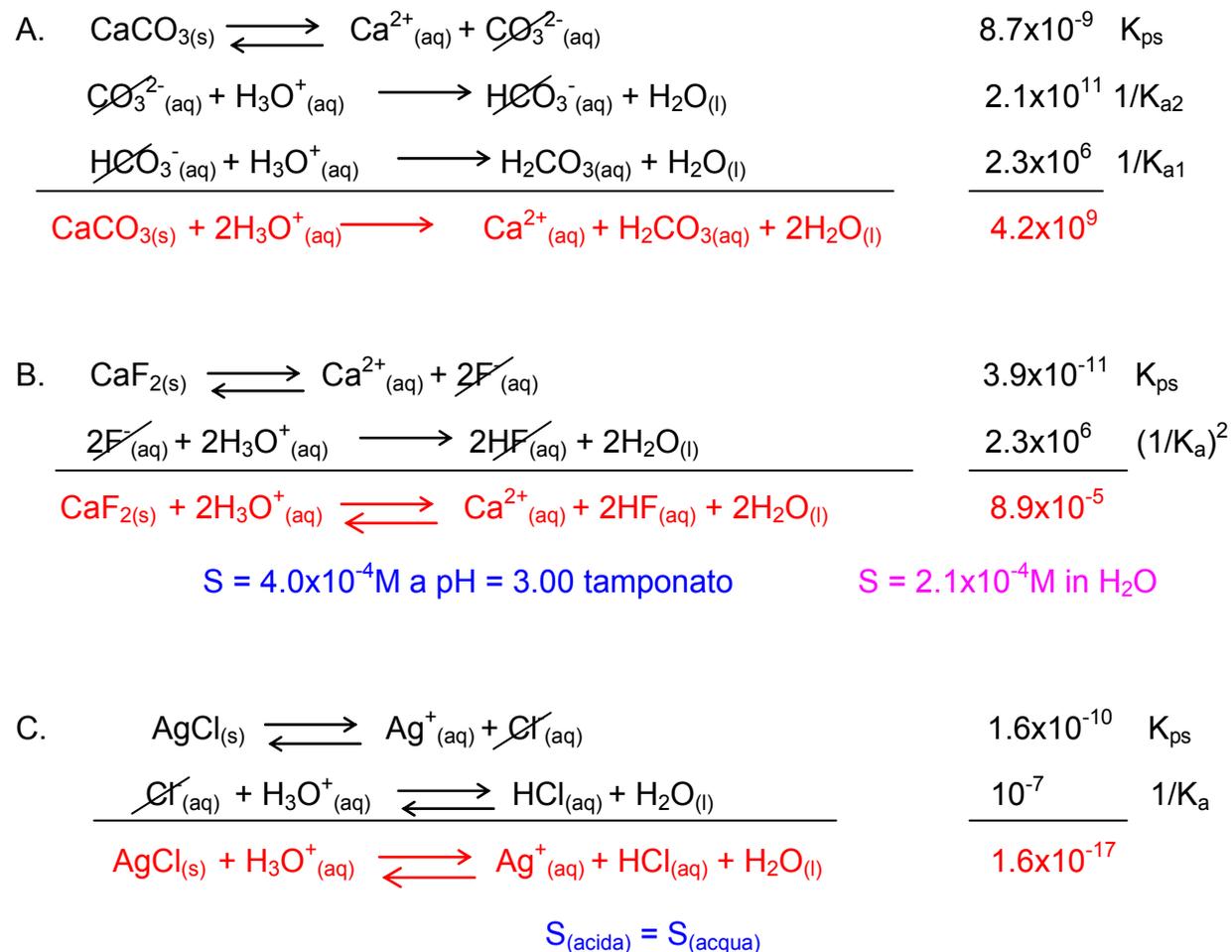


No
libro!

No
libro!

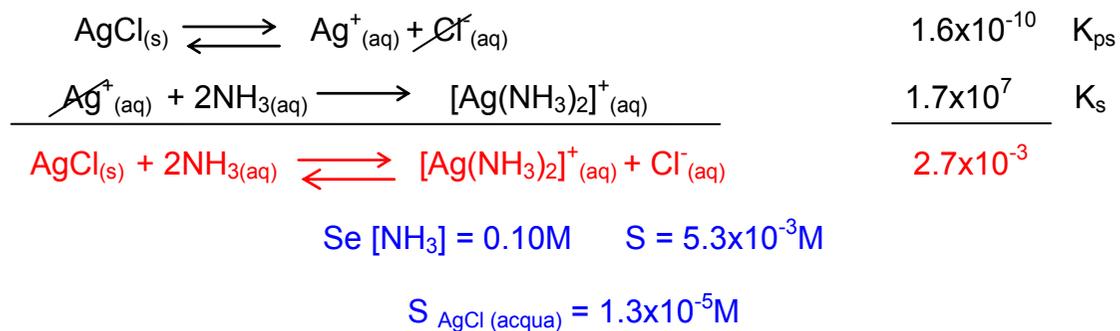
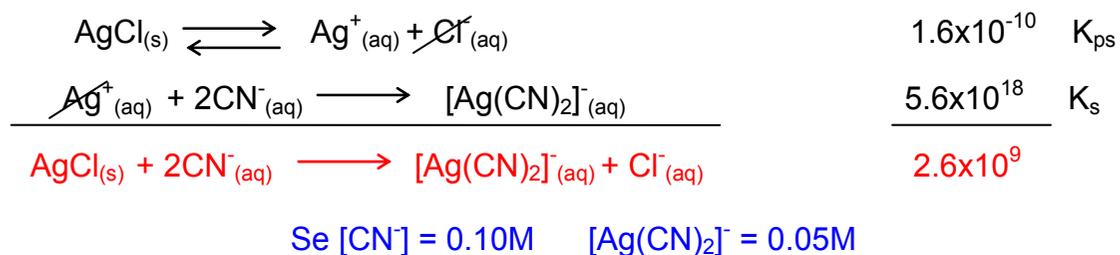
Influenza del pH sulla solubilità

SPIEGAZIONE QUALITATIVA



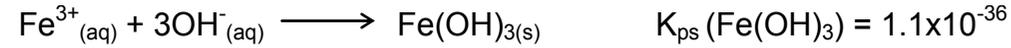
No
libro!

Influenza della complessazione sulla solubilità

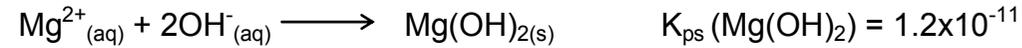


Precipitazione selettiva

Fe³⁺ 0.10 M



Mg²⁺ 0.10 M



$$[\text{OH}^{-}]_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = \sqrt[3]{\frac{1.1 \times 10^{-36}}{0.10}} = 2.92 \times 10^{-12} \text{ mol/L} \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 4.5 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2.35$$

$$[\text{OH}^{-}]_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = \sqrt{\frac{1.2 \times 10^{-11}}{0.10}} = 1.1 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 9.1 \times 10^{-10} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 9.04$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{1.1 \times 10^{-36}}{(1.1 \times 10^{-5})^3} = 8.3 \times 10^{-22} \text{ mol/L}$$

...concentrazione di Fe³⁺ residua, presente in soluzione, quando inizia la precipitazione di Mg(OH)₂ (pH = 9.04)

Necessità di un tampone!

**No
libro!**

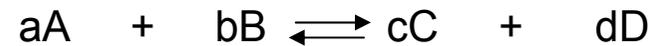
Cap. 16 Cinetica chimica

Velocità di reazione

FATTORI CHE INFLUENZANO LA VELOCITÀ DI UNA REAZIONE

1. natura dei reagenti
2. concentrazione dei reagenti
3. temperatura
4. catalizzatori
5. estensione della superficie di contatto (reazioni in fase eterogenea) e agitazione

VELOCITA' DI REAZIONE



$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

$$v = k [A]^n [B]^m$$

Ordine di una reazione = n + m



No
libro!

Reazione primo ordine



No
libro!

$$-\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = k[\text{N}_2\text{O}_5]$$

$$-\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = k dt$$

$$[\text{N}_2\text{O}_5] = C$$

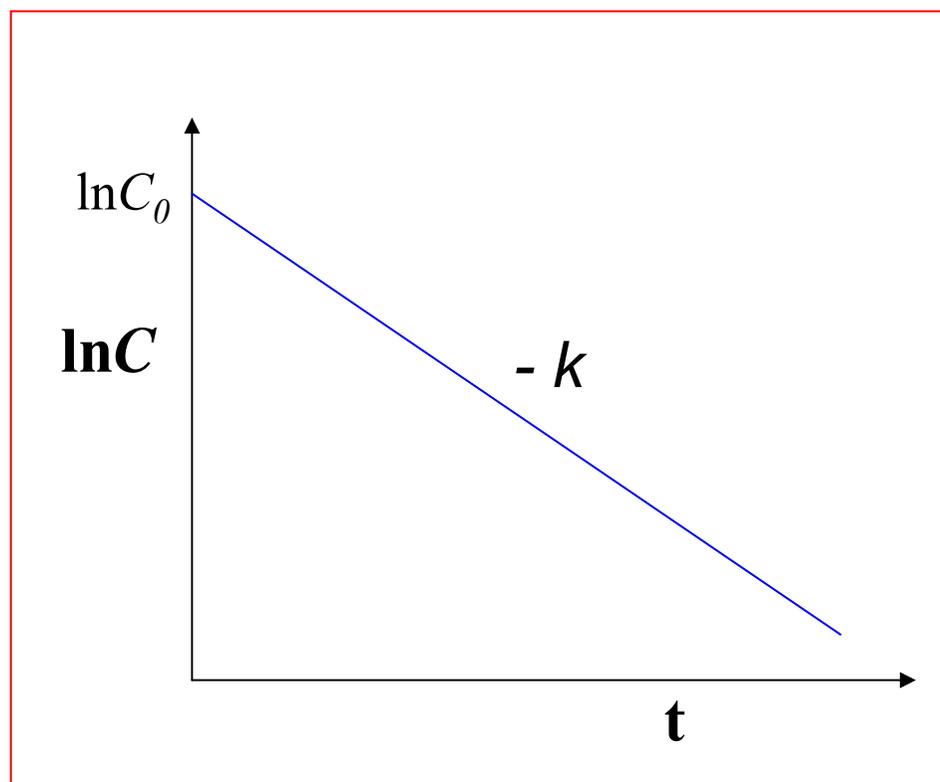
$$-\int_{C_0}^C \frac{dC}{C} = k \int_0^t dt;$$

$$-\ln C + \ln C_0 = kt$$

$$\ln C = \ln C_0 - kt$$

$$\ln(C_0/2) - \ln C_0 = -k t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \ln 2(1/k)$$



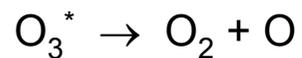


PROCESSI ELEMENTARI

UNIMOLECOLARI



$$v = k [\text{N}_2\text{O}_5^*]$$

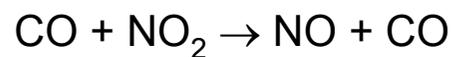


$$v = k [\text{O}_3^*]$$

BIMOLECOLARI

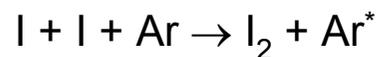


$$v = k [\text{NO}] [\text{O}_3]$$

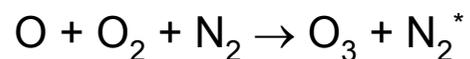


$$v = k [\text{CO}] [\text{NO}_2]$$

TRIMOLECOLARI



$$v = k [\text{I}]^2 [\text{Ar}]$$

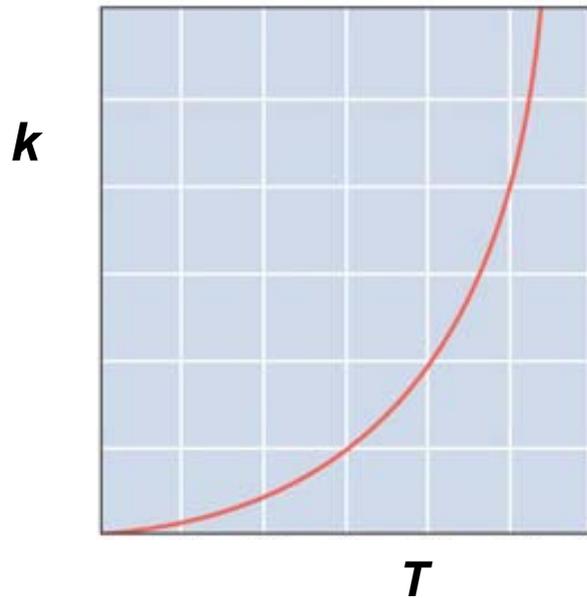


$$v = k [\text{O}] [\text{O}_2] [\text{N}_2]$$

molecolarità = ordine

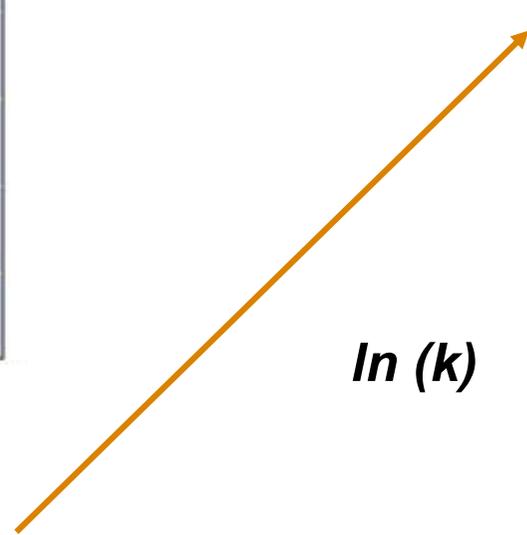
Influenza della temperatura

No libro!



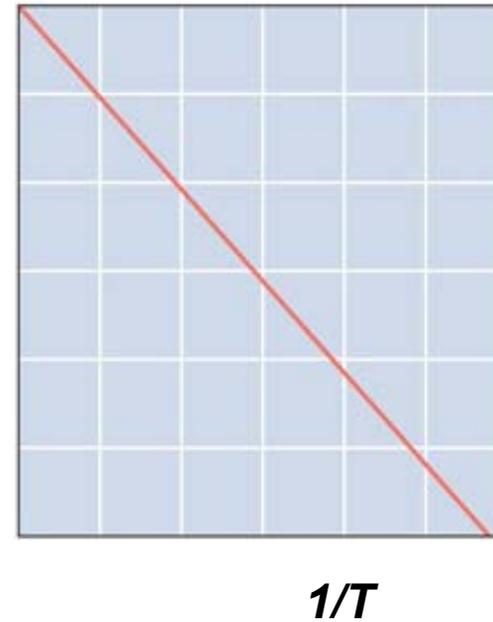
$$k = Ae^{-Ea/RT}$$

Equazione di Arrhenius



$$\ln k = \ln A - Ea/RT$$

$\ln(k)$



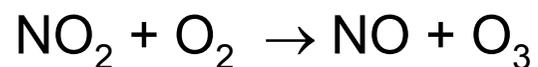
$1/T$



Principio del bilancio dettagliato



$$v_d = k_1 [\text{NO}] [\text{O}_3]$$



$$v_i = k_{-1} [\text{NO}_2] [\text{O}_2]$$

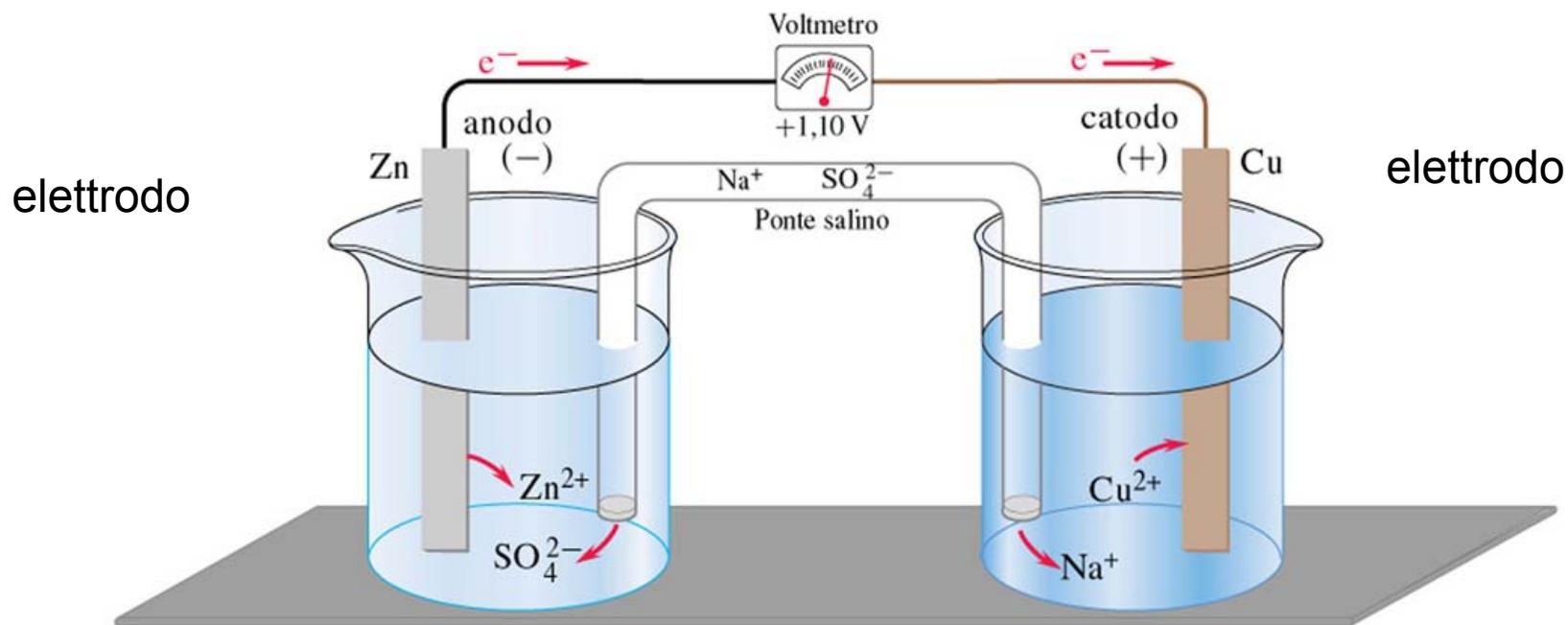
$$k_1 [\text{NO}]_{\text{eq}} [\text{O}_3]_{\text{eq}} = k_{-1} [\text{NO}_2]_{\text{eq}} [\text{O}_2]_{\text{eq}}$$

$$\frac{[\text{NO}_2]_{\text{eq}} [\text{O}_2]_{\text{eq}}}{[\text{NO}]_{\text{eq}} [\text{O}_3]_{\text{eq}}} = \frac{k_1}{k_{-1}} = K_{\text{eq}}$$

Capitolo 17 Elettrochimica

No libro!

Figure 17.01



Pila



Reazione redox

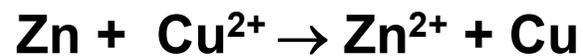


Tabella E°

Zn Zn ²⁺ (1M) H ⁺ (1M) H ₂ (1 atm, Pt)	0.76 V
Ni Ni ²⁺ (1M) H ⁺ (1M) H ₂ (1 atm, Pt)	0.25 V
H ₂ (1 atm, Pt) H ⁺ (1M) Cu ²⁺ (1M) Cu	0,34 V
H ₂ (1 atm, Pt) H ⁺ (1M) Ag ⁺ (1M) Ag	0,80 V

Prendendo le semireazioni come riduzioni , in una scala in cui l'elettrodo a H è fissato zero, si ha la seguente tabella dei potenziali *standard* (concentrazioni e pressioni delle varie specie unitarie e a 25 °C) di riduzione E°:

semireazione	E°
Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0.76
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0.25
H ⁺ + e ⁻ → 1/2H ₂	0
Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	+0.34
Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0.80

No
libro!

TABELLA 21.1 Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C*

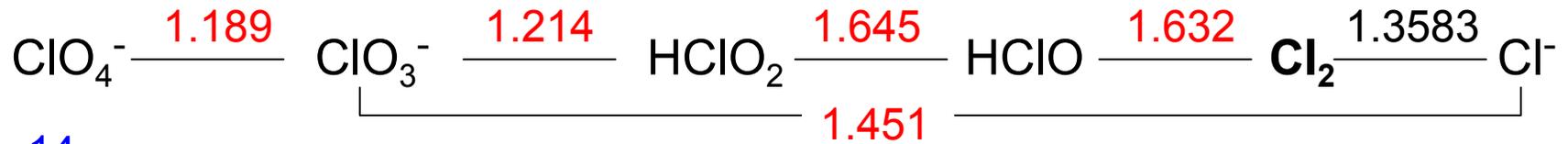
Riduzione di semireazione	$E^\circ(\text{V})$
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2,87
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,77
$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,685
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 12 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,52
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1,50
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,360
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,33
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,229
$\text{Br}_2(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$	+1,08
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+0,96
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,89
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}(\ell)$	+0,855
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Hg}(\ell)$	+0,789
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,771
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0,535
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,337
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,15
$2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	0,00
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{V}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{V}^{2+}(\text{aq})$	-0,255
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0,356
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,763
$2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,8277
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,714
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,925
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,045

* In Volt (V) rispetto all'elettrodo standard a idrogeno.

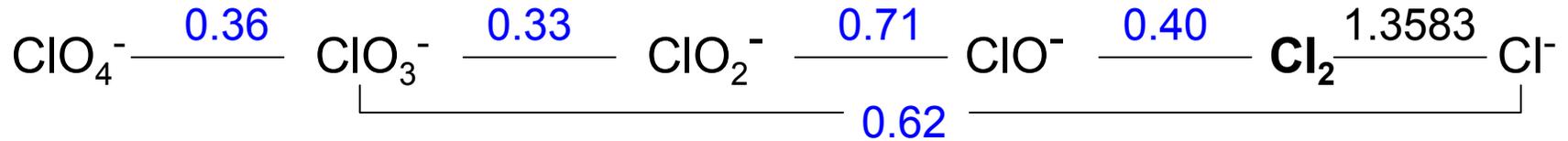
Diagrammi di Latimer



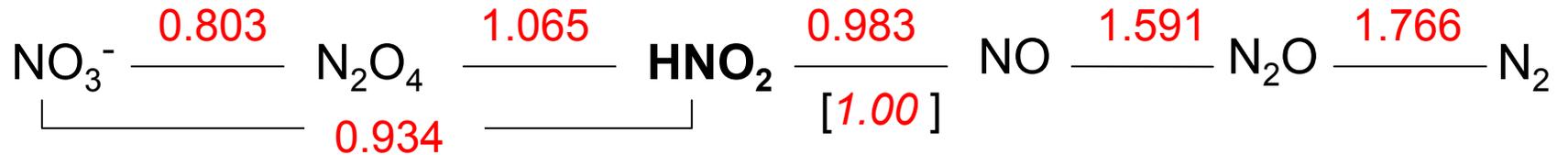
pH = 0



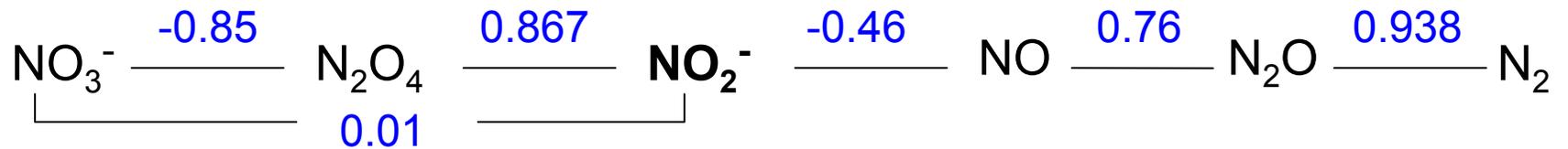
pH = 14



pH = 0



pH = 14



No
libro!

ΔE° di una pila



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}} = 0.34 - (-0.76) \text{ V} = 1.10 \text{ V}$$

Direzione spontanea della reazione in **condizioni standard**:



In condizioni non standard, vale l'**equazione di Nernst** per il potenziale di elettrodo relativo a ciascuna semireazione:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln \frac{\Pi(\text{prodotti})}{\Pi(\text{reagenti})}$$

z = numero di elettroni

F = carica di una mole di elettroni

Oppure, prendendo in considerazione la reazione redox completa, l'equazione di Nernst può essere scritta in modo tale da dare la differenza di potenziale della pila:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{z_{sc}F} \ln Q$$

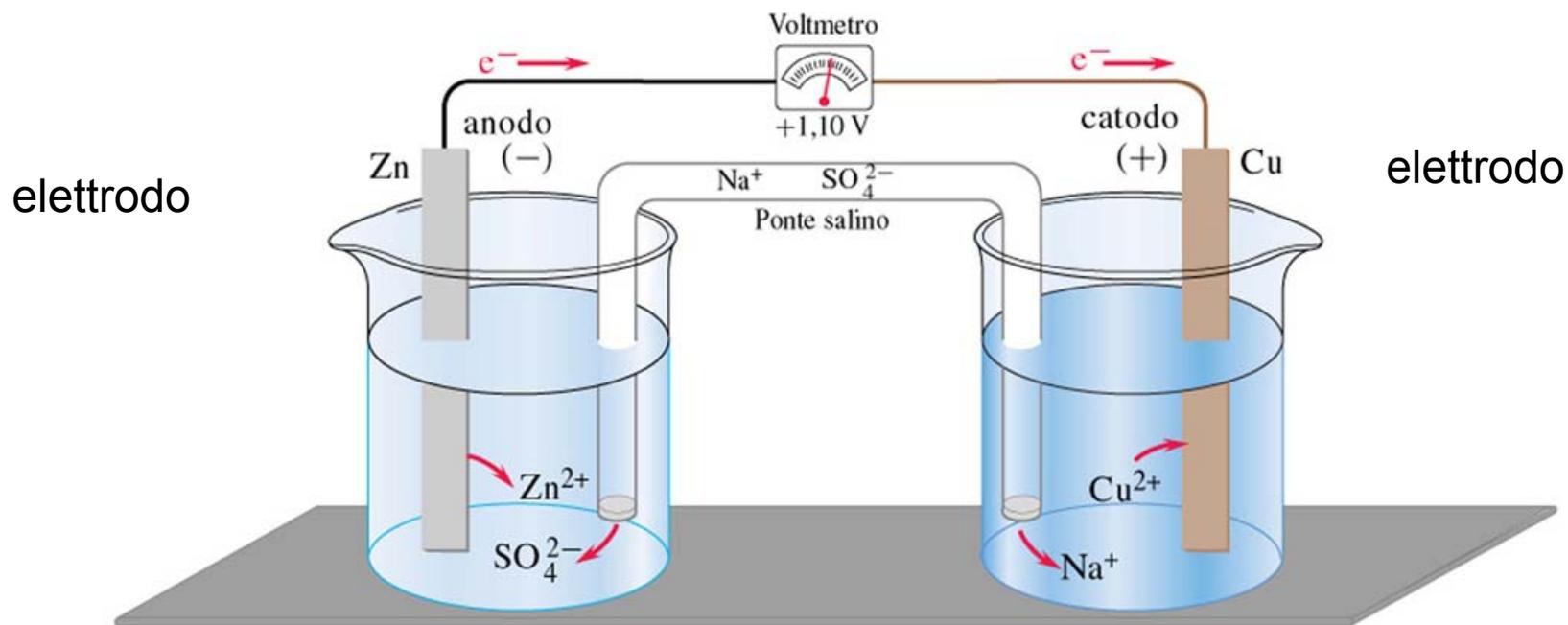
Q = quoziente di reazione

z_{sc} è il numero di elettroni scambiati tra ossidante e riducente

Capitolo 17 Elettrochimica

No libro!

Figure 17.01



Pila



Reazione redox

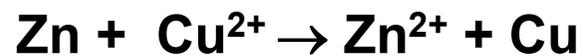
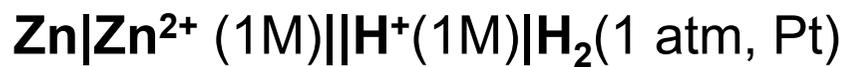
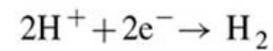
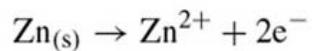
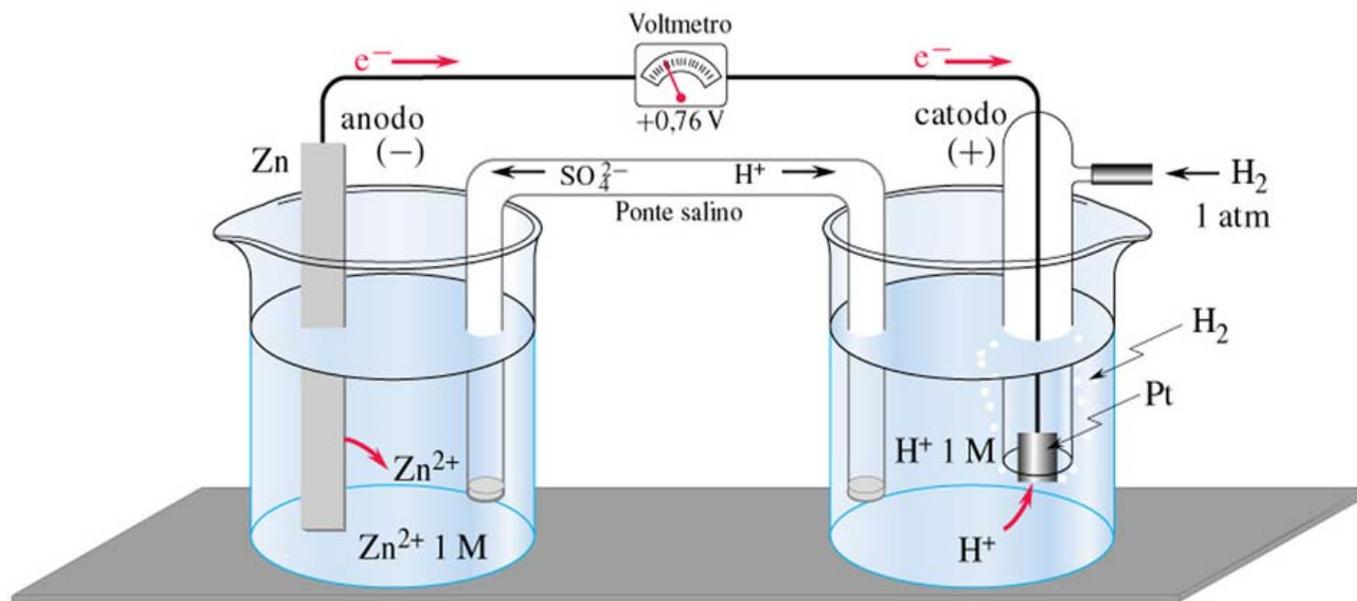
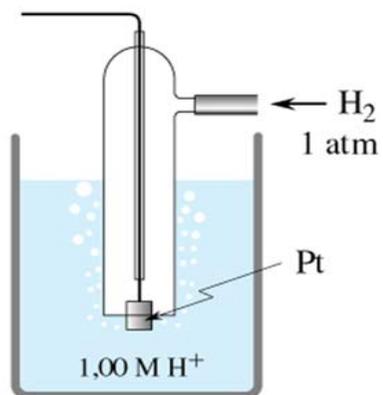


Figure 17.02 + 17.03 + 17.06



Potenziale di elettrodo

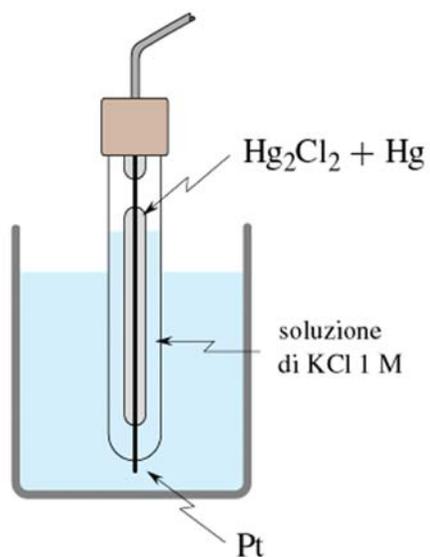


Tabella E°

Zn Zn ²⁺ (1M) H ⁺ (1M) H ₂ (1 atm, Pt)	0.76 V
Ni Ni ²⁺ (1M) H ⁺ (1M) H ₂ (1 atm, Pt)	0.25 V
H ₂ (1 atm, Pt) H ⁺ (1M) Cu ²⁺ (1M) Cu	0,34 V
H ₂ (1 atm, Pt) H ⁺ (1M) Ag ⁺ (1M) Ag	0,80 V

Prendendo le semireazioni come riduzioni , in una scala in cui l'elettrodo a H è fissato zero, si ha la seguente tabella dei potenziali *standard* (concentrazioni e pressioni delle varie specie unitarie e a 25 °C) di riduzione E°:

semireazione	E°
Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0.76
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0.25
H ⁺ + e ⁻ → 1/2H ₂	0
Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	+0.34
Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0.80

No
libro!

TABELLA 21.1 Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C*

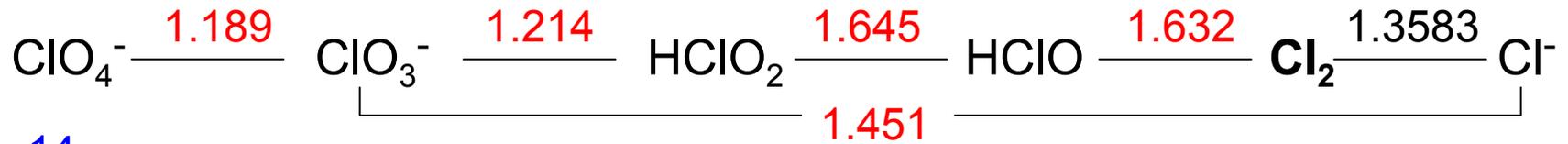
Riduzione di semireazione	$E^\circ(\text{V})$
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2,87
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,77
$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,685
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 12 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,52
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1,50
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,360
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,33
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,229
$\text{Br}_2(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$	+1,08
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+0,96
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,89
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}(\ell)$	+0,855
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Hg}(\ell)$	+0,789
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,771
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0,535
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,337
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,15
$2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	0,00
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{V}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{V}^{2+}(\text{aq})$	-0,255
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0,356
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,763
$2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,8277
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,714
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,925
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,045

* In Volt (V) rispetto all'elettrodo standard a idrogeno.

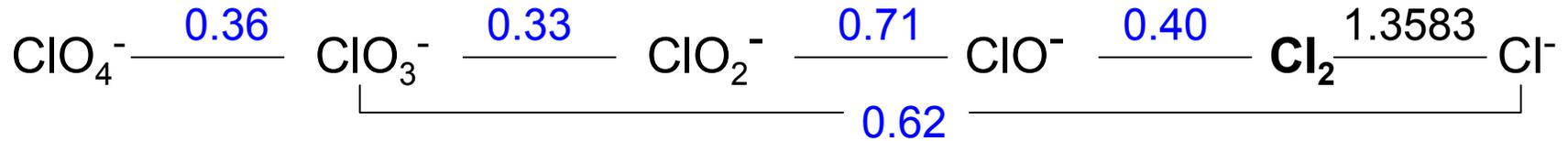
Diagrammi di Latimer



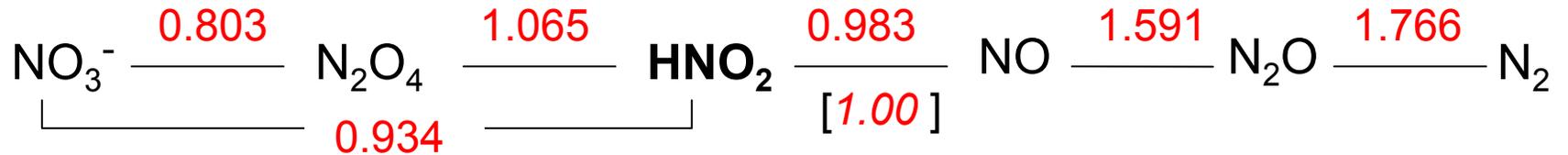
pH = 0



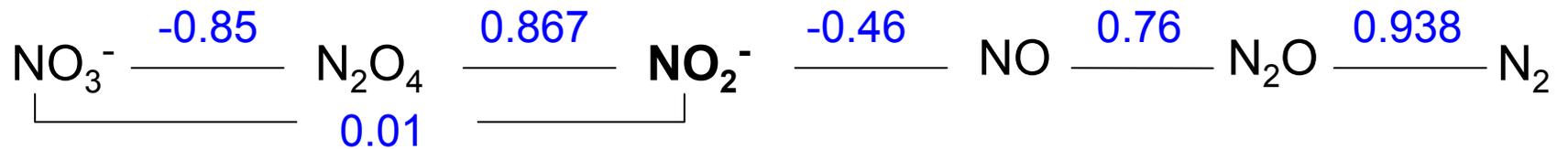
pH = 14



pH = 0



pH = 14



No
libro!

ΔE° di una pila



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}} = 0.34 - (-0.76) \text{ V} = 1.10 \text{ V}$$

Direzione spontanea della reazione in **condizioni standard**:



In condizioni non standard, vale l'**equazione di Nernst** per il potenziale di elettrodo relativo a ciascuna semireazione:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln \frac{\Pi(\text{prodotti})}{\Pi(\text{reagenti})}$$

z = numero di elettroni

F = carica di una mole di elettroni

Oppure, prendendo in considerazione la reazione redox completa, l'equazione di Nernst può essere scritta in modo tale da dare la differenza di potenziale della pila:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{z_{sc}F} \ln Q$$

Q = quoziente di reazione

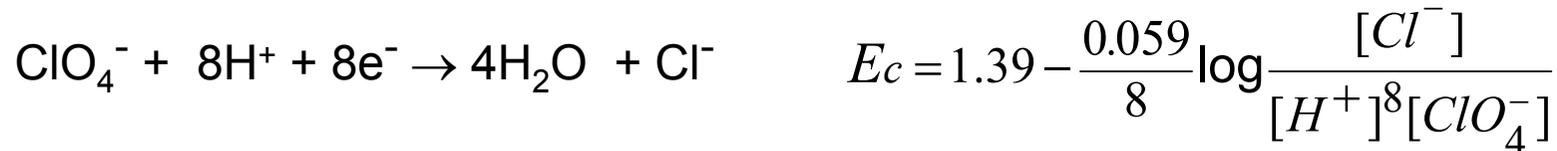
z_{sc} è il numero di elettroni scambiati tra ossidante e riducente

No
libro!

Equazione di Nernst

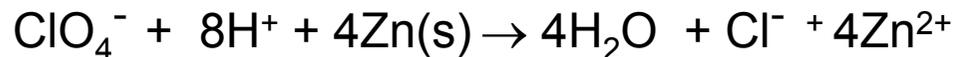
In condizioni non standard, vale l'**equazione di Nernst** per il potenziale di elettrodo relativo a ciascuna semireazione:

$$E = E^\circ - \frac{8.31 J mol^{-1} K^{-1} \times 298 K}{z \times 96500 C mol^{-1}} 2.303 \log \frac{\Pi(\text{prodotti})}{\Pi(\text{reagenti})} = E^\circ - \frac{0.0592}{z} \log \frac{\Pi(\text{prodotti})}{\Pi(\text{reagenti})}$$



$$\Delta E = E_c - E_a$$

Oppure, prendendo in considerazione la reazione redox bilanciata:



la differenza di potenziale della pila è:

$$\Delta E = 1.39 - (-0.76) - \frac{0.0592}{8} \log \frac{[Cl^-][Zn^{2+}]^4}{[H^+]^8 [ClO_4^-]}$$

No
libro!

ΔE° e costante d'equilibrio

Quando $\Delta E = 0$, la pila non eroga più corrente (cioè è scarica) e la corrispondente equazione redox è all'equilibrio.

$$\text{Quindi: } \Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0.0592}{z_{sc}} \log K_{eq} = 0 \quad \text{da cui: } K_{eq} = 10^{(z_{sc} \Delta E^\circ / 0.0592)}$$

Determinazione del prodotto di solubilità

La pila: $H_2(1 \text{ atm, Pt}) | H^+(1.00 \text{ M}) || AgCl(s), Cl^-(1.00 \cdot 10^{-3} \text{ M}) | Ag$ ha una tensione ΔE di 0.397 V. Calcolare K_{ps} di AgCl.



$$\Delta E = 0.800 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[H^+]^2}{[Ag^+]^2} = 0.397V$$

$$-\log \frac{1}{[Ag^+]} = (0.397 - 0.800) / 0.0592 = -6.807$$

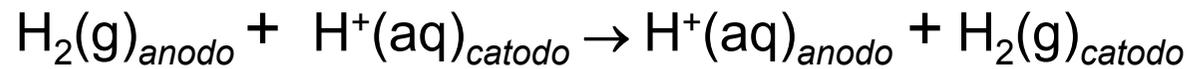
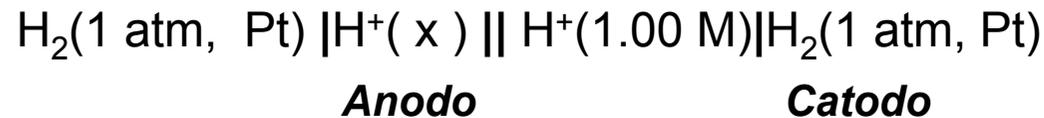
$$-\log \frac{1}{[Ag^+]} = \log \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} = \log \frac{K_{ps}}{1.00 \times 10^{-3}} = -6.807$$

$$\log K_{ps} = -9.61$$
$$K_{ps} = 1.6 \times 10^{-10}$$

No
libro!

Misura pH

Si può misurare in vari modi, come per esempio sfruttando le **pile a concentrazione**.



$$\Delta E = -\frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2_{anodo}}{[\text{H}^+]^2_{catodo}} = -0.0592 \times \log([\text{H}^+]_{anodo})$$

$$\text{pH} = \Delta E / 0.0592$$

No
libro!

Leggi di Faraday

$$1. \quad m = \phi Q$$

$$2. \quad \phi = \frac{1}{F} \frac{M}{n}$$

$$m = \frac{M \cdot Q}{n \cdot F}$$

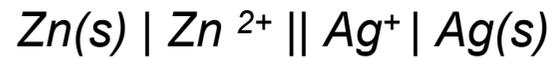
$$\text{equivalenti di sostanza} = \frac{m}{(M/n)} = \frac{Q}{F} = \text{moli di elettroni}$$

$$F = e \cdot N_A = 1.6021773 \times 10^{-19} \text{ C} \times 6.022137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \mathbf{6485,31 \text{ C mol}^{-1}}$$

Esercizio

No
libro!

Nella cella elettrolitica



una corrente di 0.500 A circola per 101 minuti.

Calcolare la massa di ? disciolto e di ? depositato.

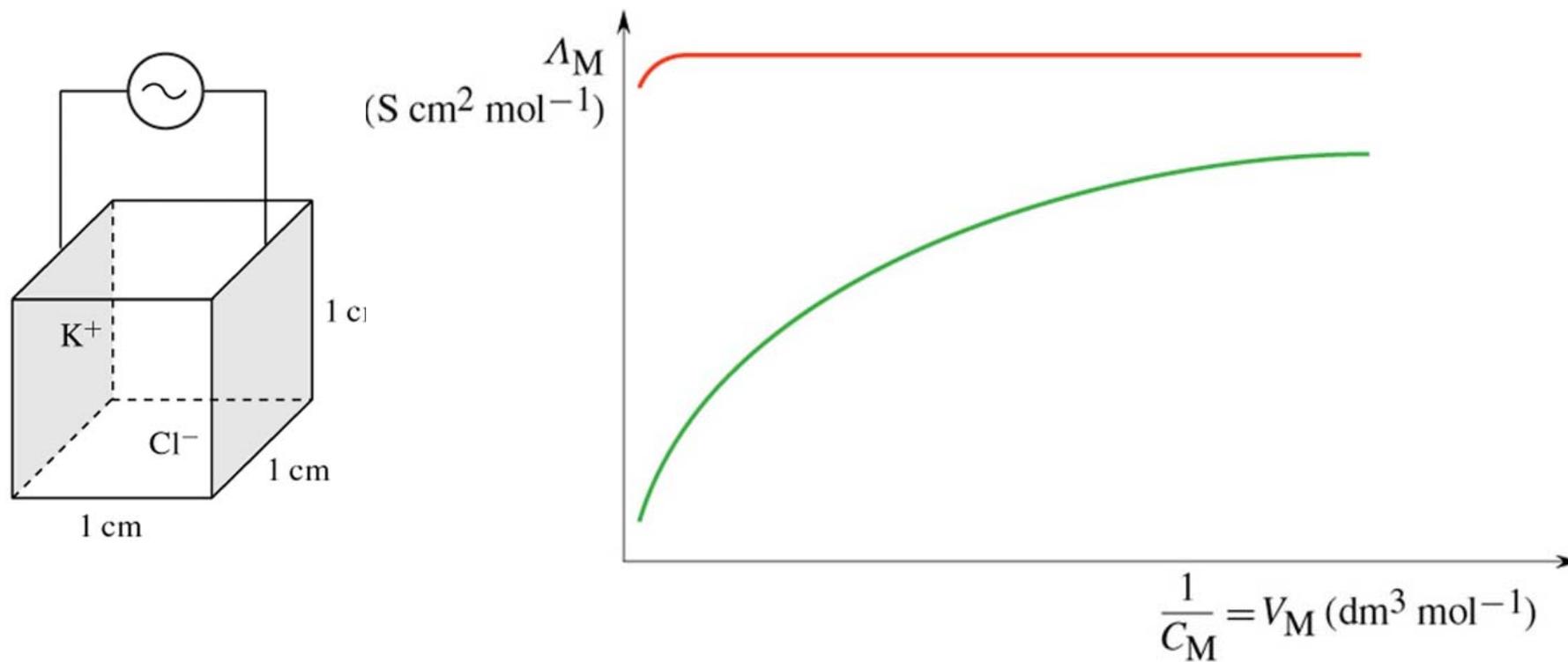
$$Q = 0.500 \times 101 \times 60 = 3.03 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\frac{Q}{F} = \frac{m}{(\text{MM}/n)} = \frac{3030}{96485} = 3.14 \times 10^{-2} \text{ moli di elettroni equivalenti}$$

$$m_{\text{Ag}} = 3.14 \times 10^{-2} \cdot \frac{M_{\text{Ag}}}{1} = 3.14 \times 10^{-2} \times 107.87 = 3.39 \text{ g}$$

$$m_{\text{Zn}} = 3.14 \times 10^{-2} \cdot \frac{M_{\text{Zn}}}{2} = 3.14 \times 10^{-2} \times \frac{65.39}{2} = 1.03 \text{ g}$$

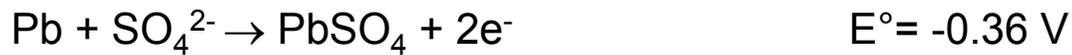
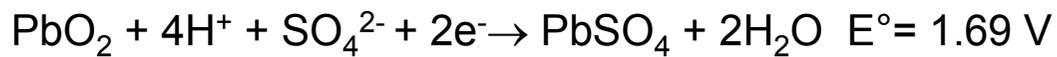
Figure 17.10+ 17.11



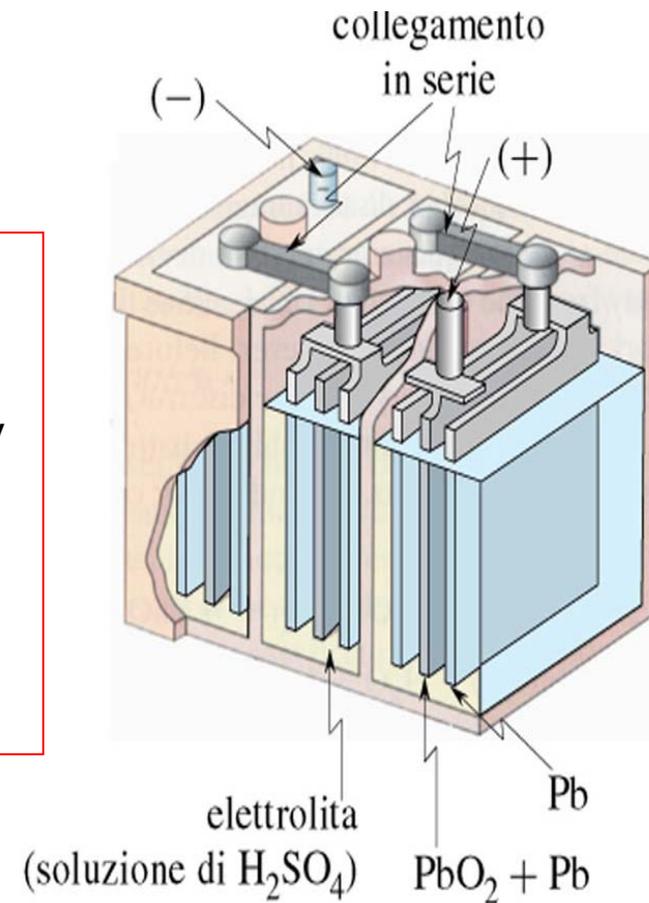
Accumulatore a piombo

Figura 17.L1.01

Processo di scarica



Processo di carica



Cella a combustibile

Figura 17.L2.01

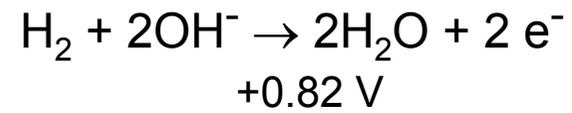
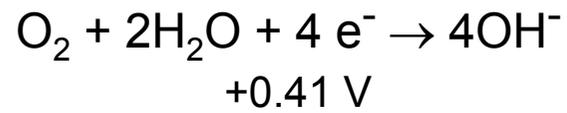
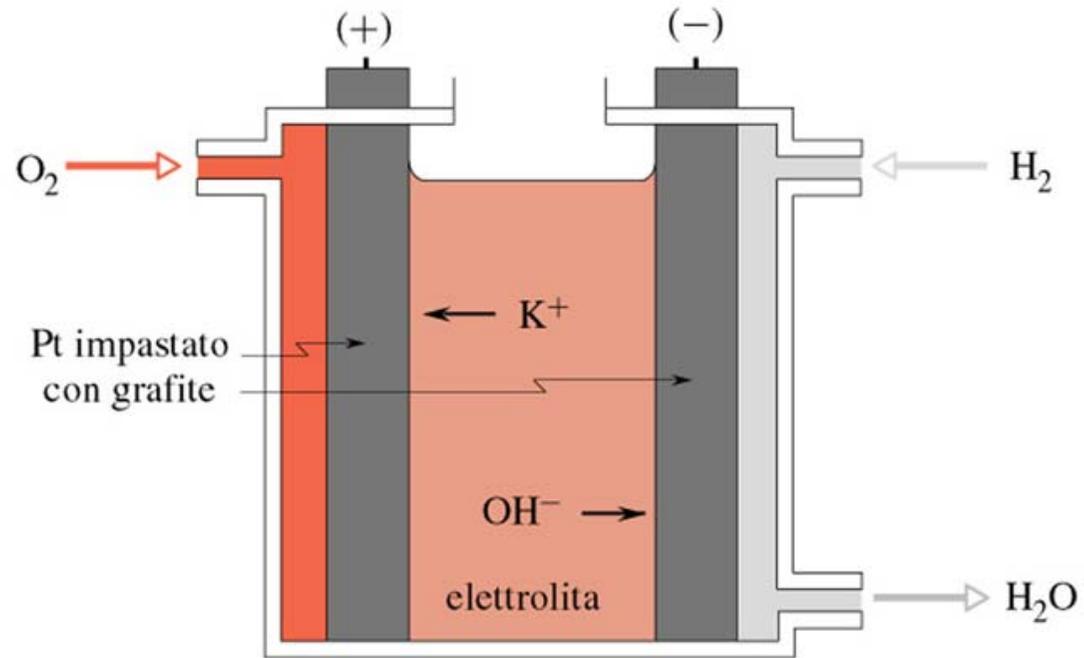
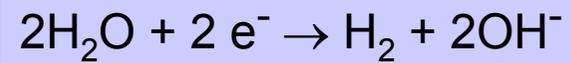
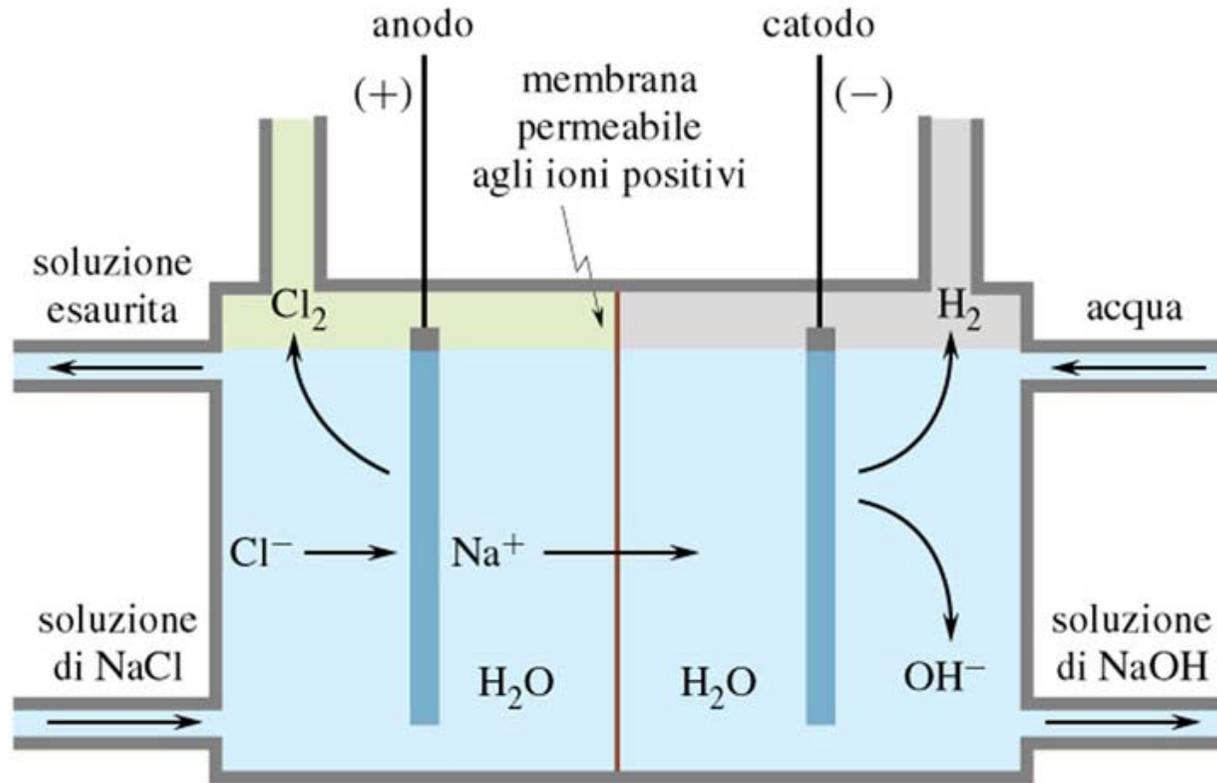


Figura 17.L3.02



Capitolo 2 Il nucleo

Emissioni α , β , γ

La radiazione nucleare. In presenza di un campo elettrico, le particelle alfa vengono deflesse verso il polo negativo, indicando in tal modo che esse sono cariche positivamente; le particelle beta sono invece deflesse verso il polo positivo, indicando che esse sono cariche negativamente. Essendo più leggere, le particelle beta sono deflesse più delle particelle alfa. I raggi gamma passano attraverso il campo senza subire alcuna deflessione per cui essi non debbono avere alcuna carica.

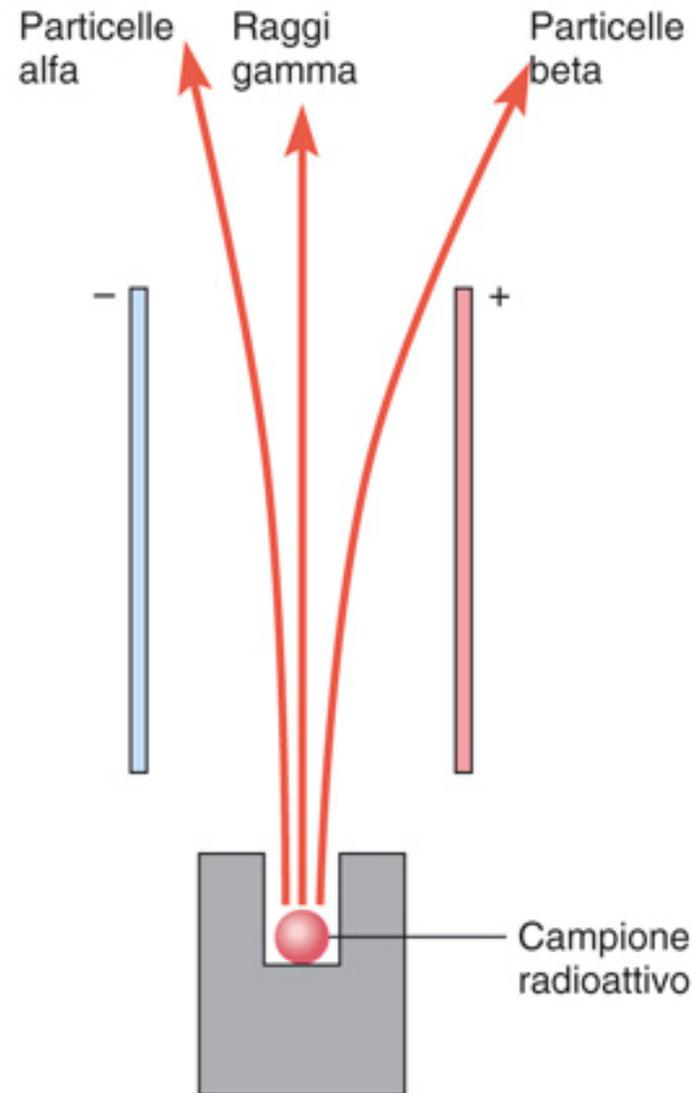
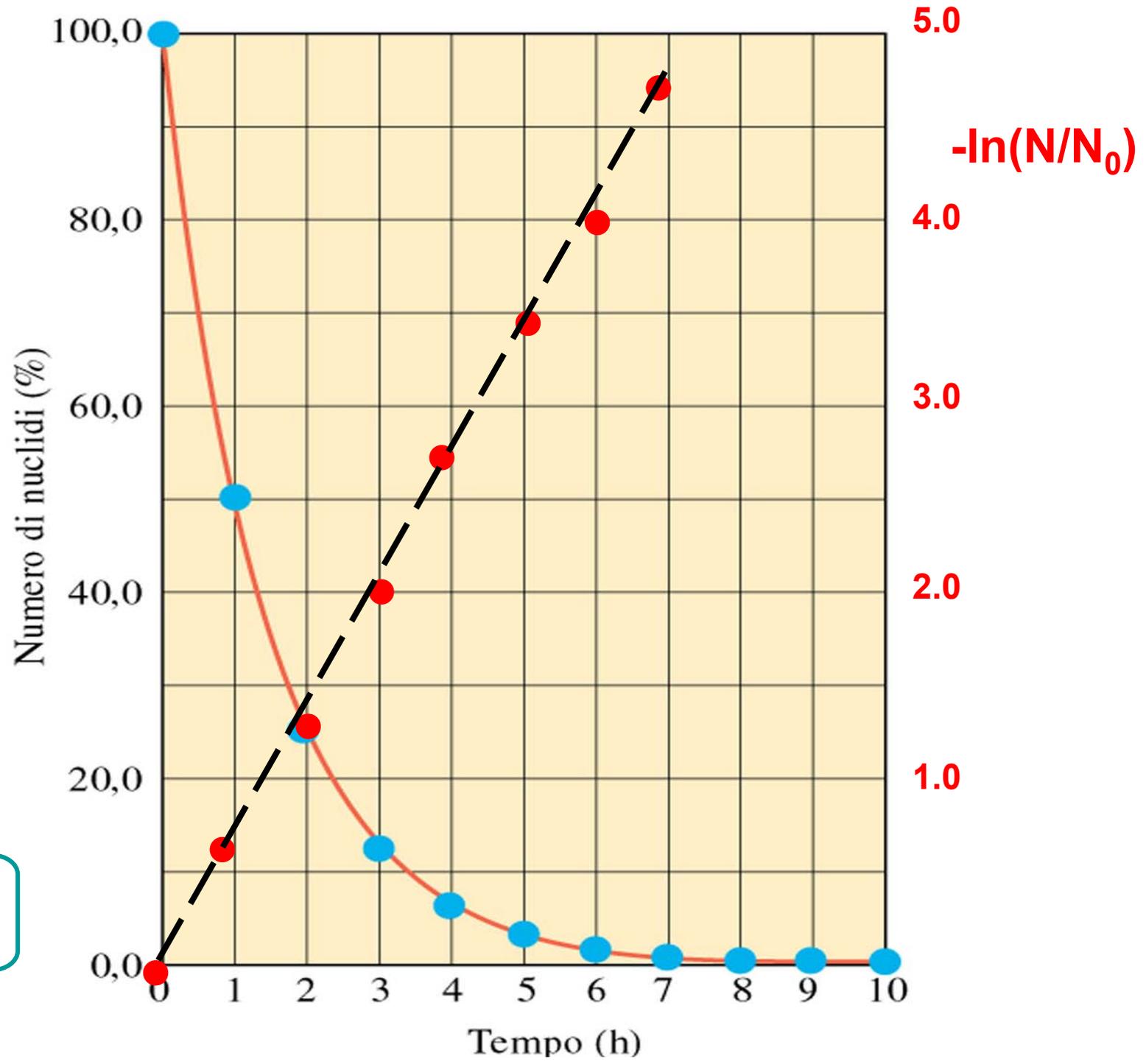


Figura 2.07



No libro!

Capitolo 3 L'atomo

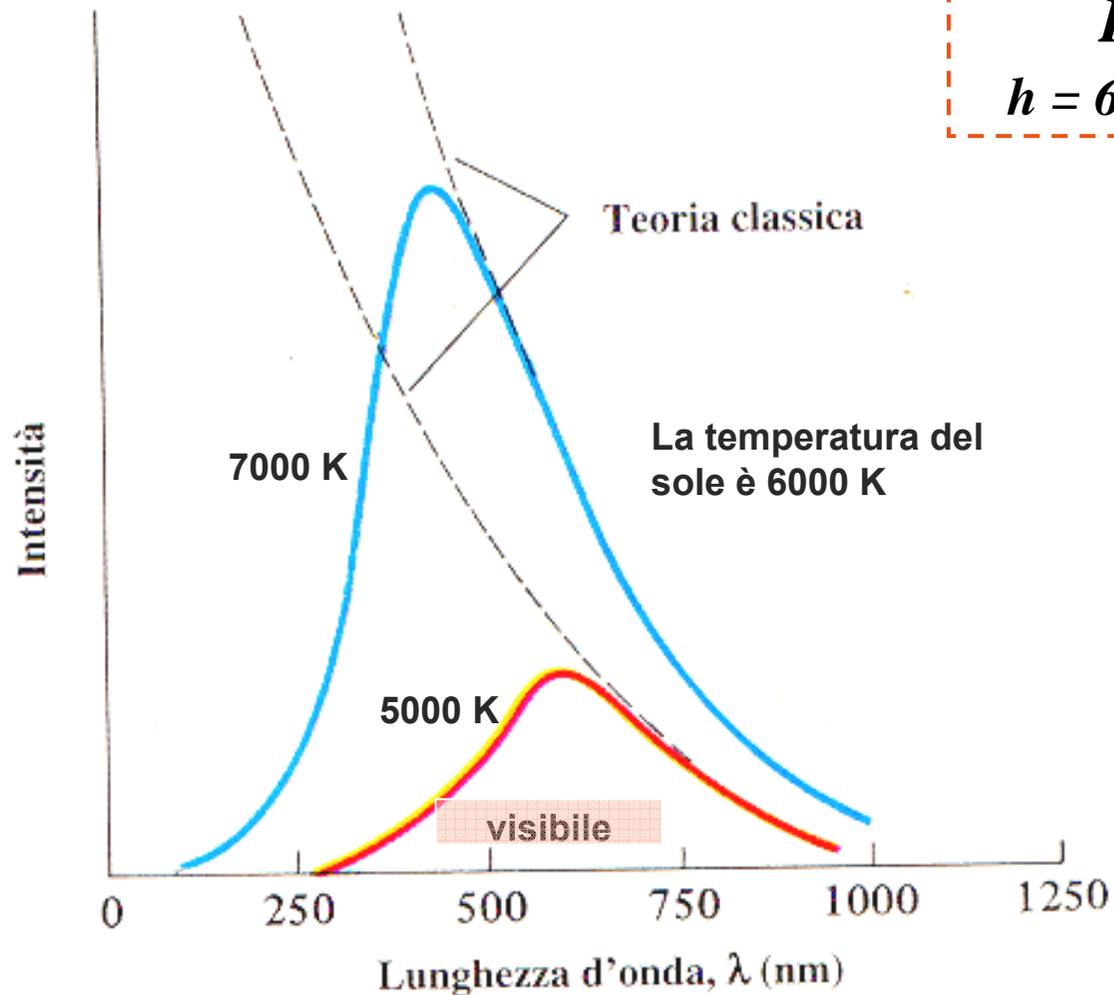
No
libro!

Corpo nero

Legge di Planck

$$E = h \nu$$

$$h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$



$$E = m_r c^2 = h\nu;$$

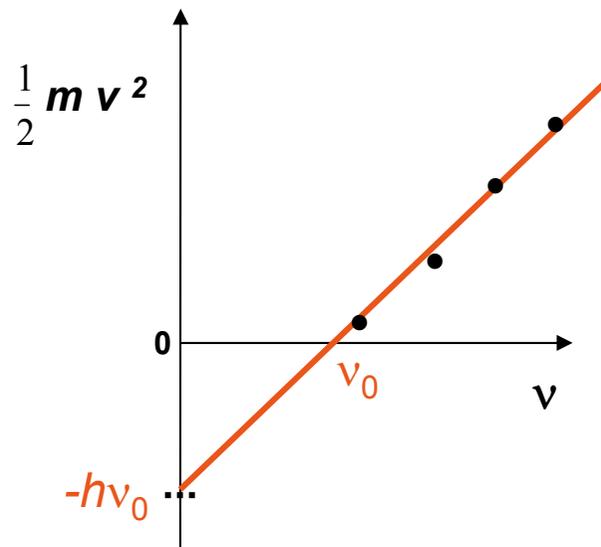
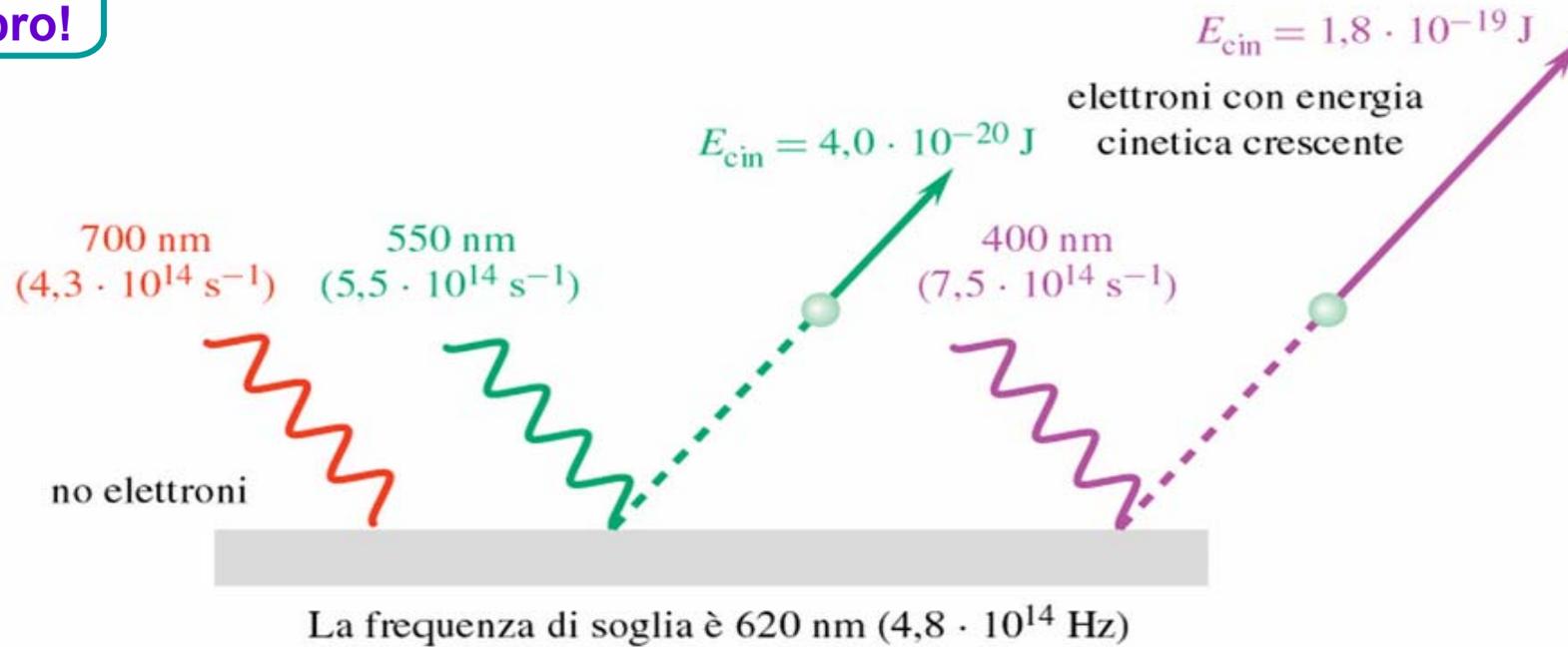
$$m_r = \frac{h\nu}{c^2} = \frac{m_0}{\sqrt{1 - v^2/c^2}};$$

$$m_0 = \frac{h\nu}{c^2} \sqrt{1 - v^2/c^2}$$

Per il fotone $v = c$
quindi $m_0 = 0$

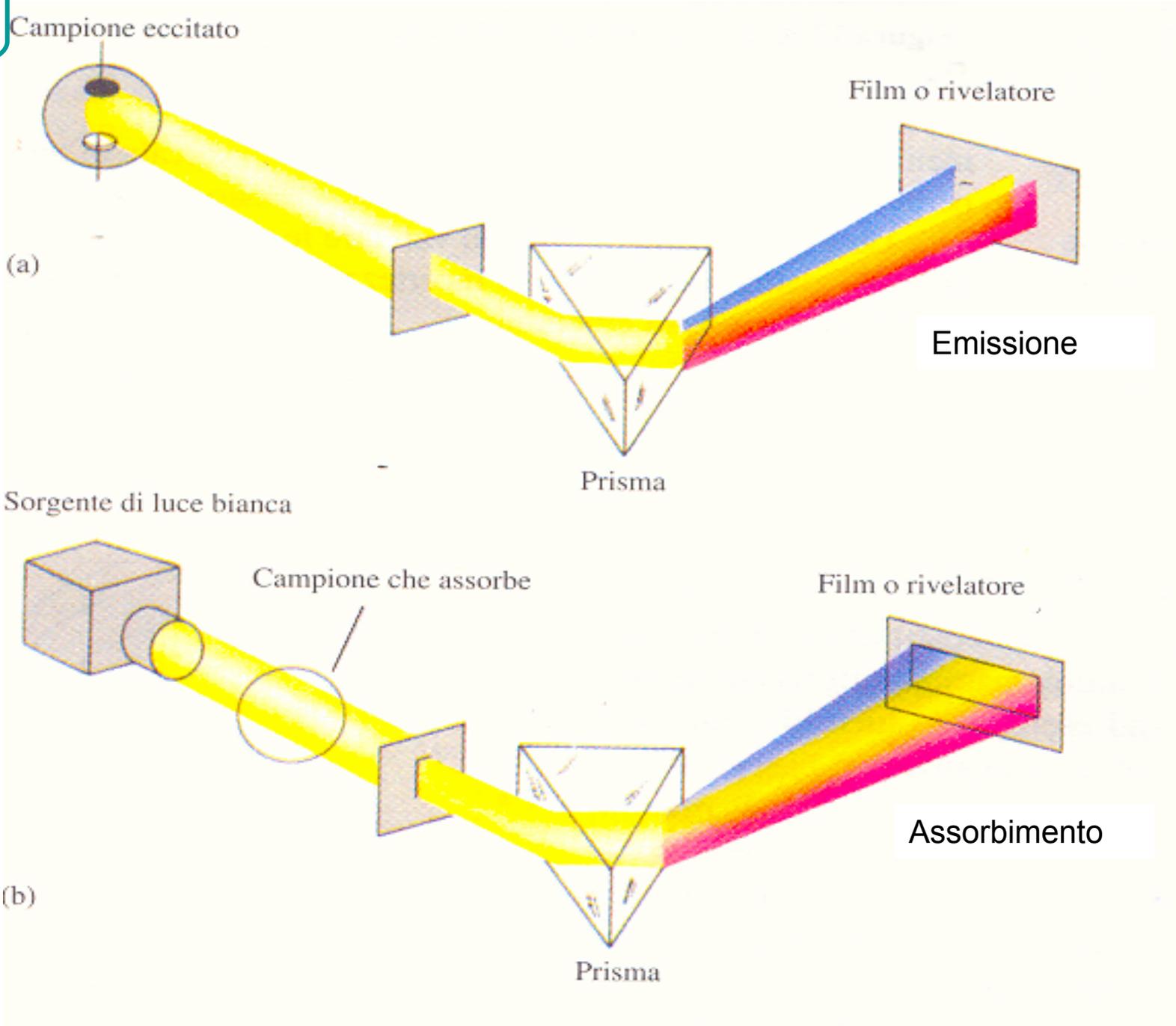
No libro!

Effetto fotoelettrico

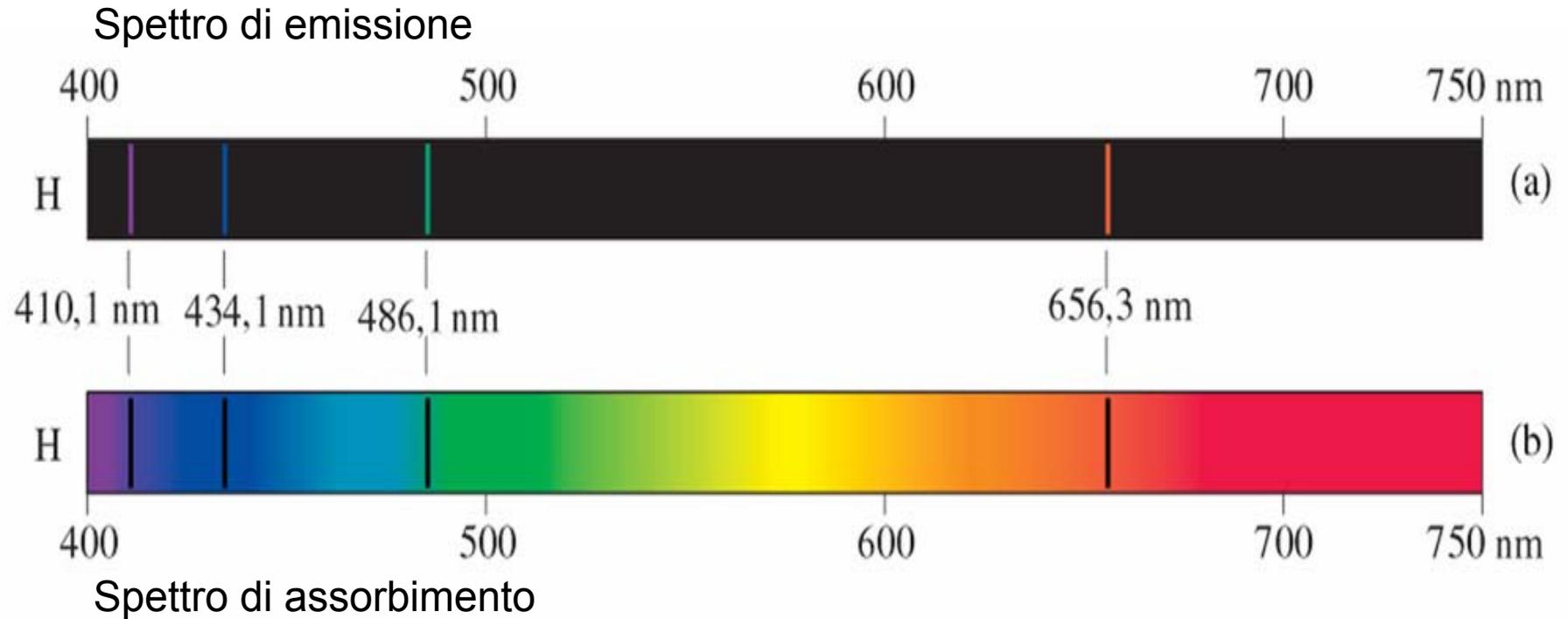


$$\frac{1}{2} m v^2 = E - E_0 = h \nu - h \nu_0$$

No libro!



Spettri dell'atomo di H



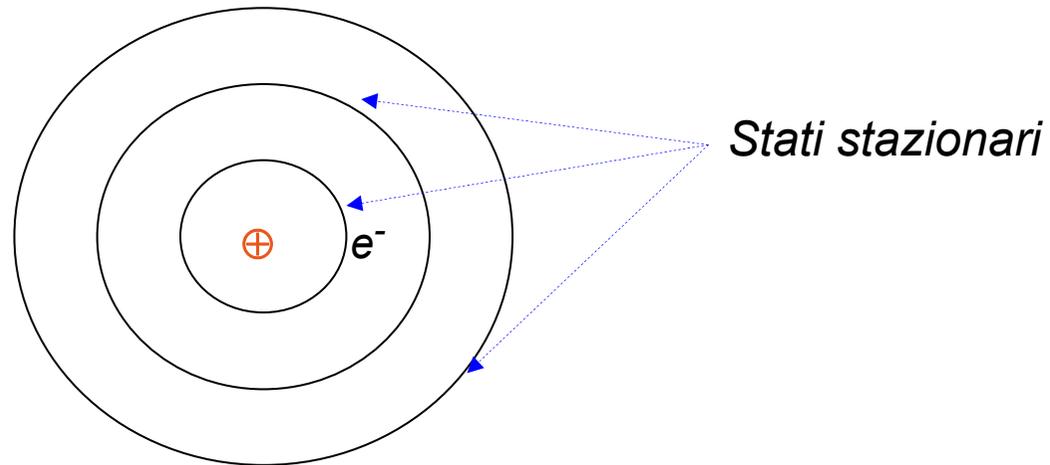
Serie di Balmer

$$1/\lambda = R_y \cdot (1/4 - 1/n^2) \quad n = 3, 4, 5, 6, \dots; R_y = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\nu = c/\lambda = R_y \cdot c \cdot (1/4 - 1/n^2)$$

No
libro!

Atomo di H secondo Bohr



$$E_n = - R_y hc / n^2$$

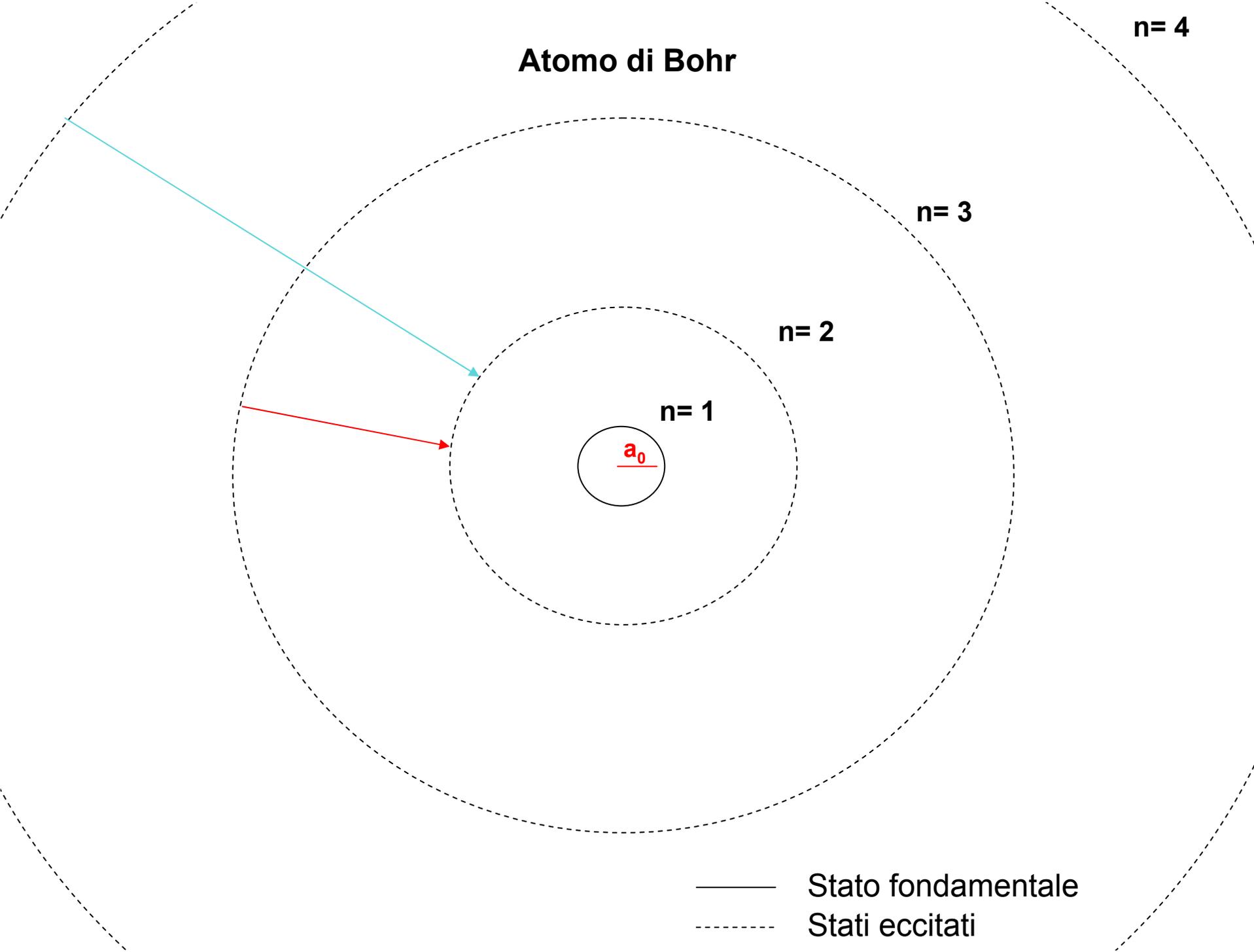
$$r_n = n^2 \cdot a_0 \quad (n = 1, 2, 3, \dots; a_0 = 0.53 \text{ \AA})$$

$$[a_0 = \varepsilon_0 \cdot h^2 / \pi m \cdot e^2; R_y = m e^4 / 8 \varepsilon_0^2 c h^3]$$

$$\Delta E = h\nu = R_y hc (1/n_f^2 - 1/n_i^2) \quad \text{in emissione}$$

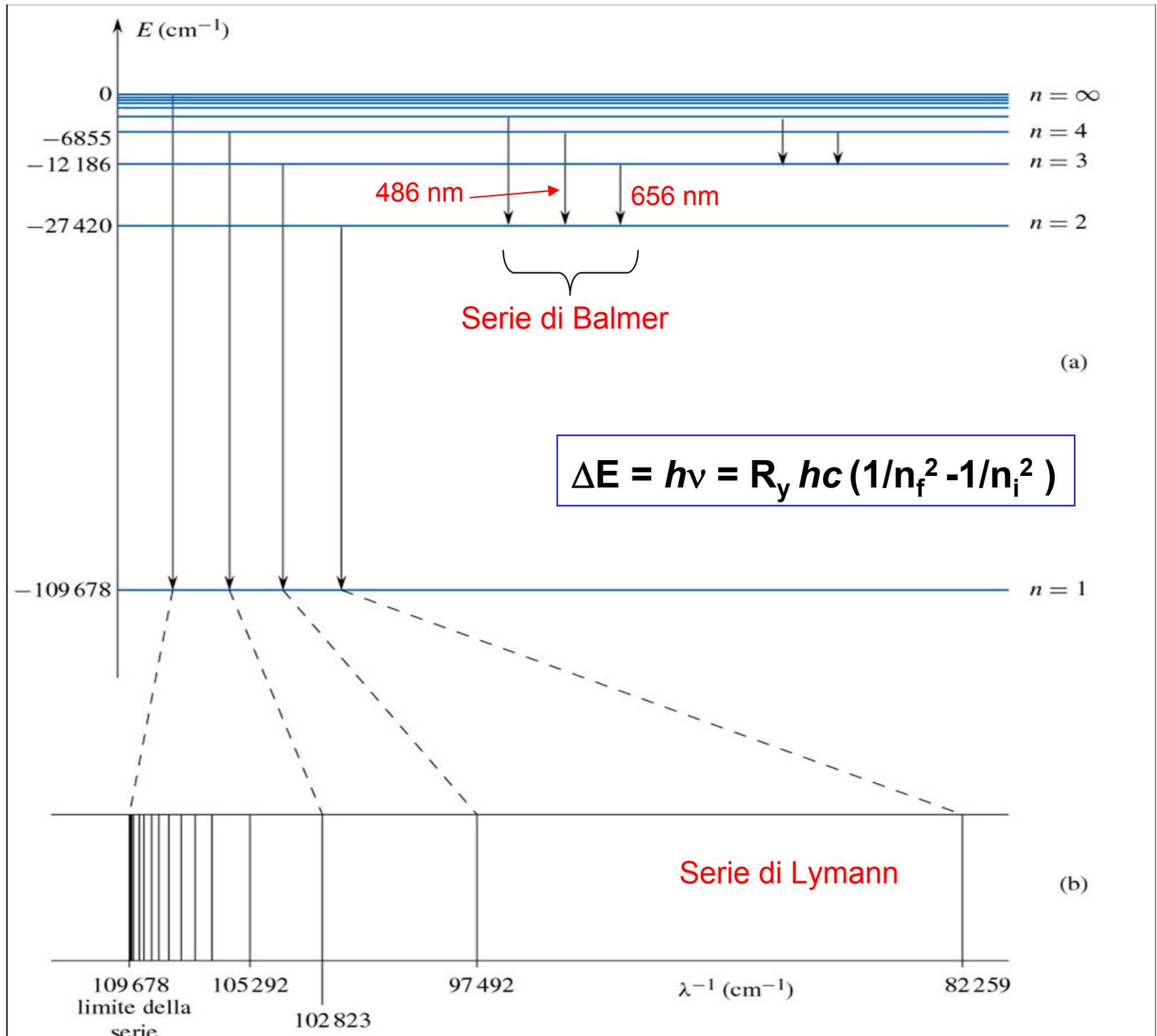
n è il numero quantico principale!

Atomo di Bohr



— Stato fondamentale
- - - Stati eccitati

Livelli elettronici



No libro!

Serie spettrali di H

$$\frac{1}{\lambda} = R_y \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 1.0974 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 1.0974 \cdot 10^7 \frac{n_i^2 - n_f^2}{n_i^2 \cdot n_f^2} \text{ m}^{-1} \quad \lambda = \frac{c}{\nu} = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{n_i^2 \cdot n_f^2}{n_i^2 - n_f^2} \text{ m}$$

Vedi dati sperimentali precedente diapositiva

$$n_f = 1 \quad n_i = 2 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{1 \times 4}{4 - 1} = 1.215 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \text{Lyman (U.V.)}$$

$$n_f = 2 \quad n_i = 3 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{4 \times 9}{9 - 4} = 6.561 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \text{Balmer (Vis.)}$$

$$n_f = 2 \quad n_i = 4 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{4 \times 16}{16 - 4} = 4.860 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \text{Balmer (Vis.)}$$

$$n_f = 2 \quad n_i = 5 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{4 \times 25}{25 - 4} = 4.339 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \text{Balmer (Vis.)}$$

$$n_f = 2 \quad n_i = 6 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{4 \times 36}{36 - 4} = 4.100 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \text{Balmer (Vis.)}$$

$$n_f = 3 \quad n_i = 4 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{9 \times 16}{16 - 9} = 1.874 \cdot 10^{-6} \text{ m} \quad \text{Paschen (I.R.)}$$

$$n_f = 4 \quad n_i = 5 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{16 \times 25}{25 - 16} = 4.050 \cdot 10^{-6} \text{ m} \quad \text{Brackett (I.R.)}$$

$$n_f = 5 \quad n_i = 6 \quad \lambda = 0.9112 \cdot 10^{-7} \frac{25 \times 36}{36 - 25} = 7.455 \cdot 10^{-6} \text{ m} \quad \text{Pfund (I.R.)}$$

No
libro!

La meccanica ondulatoria

$$E = mc^2 = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \xrightarrow{\nu \rightarrow c} \lambda = \frac{h}{m\nu} \quad \text{Relazione di de Broglie}$$

Oggetto	m(kg)	v(m/s)	λ (Å)
e^- in H (n=1)	$9 \cdot 10^{-31}$	$2 \cdot 10^6$	3
Atomo He (gas)	$7 \cdot 10^{-27}$	$1 \cdot 10^3$	0.9
Palla base-ball	0.1	20	$3 \cdot 10^{-24}$

$$\Delta(mv)\Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

Principio di indeterminazione di Heisenberg

$$\Delta v \geq \frac{h}{m4\pi\Delta x} \cong \frac{6 \times 10^{-34} \text{ Js}}{9 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 12.6 \times 5 \times 10^{-12} \text{ m}} \cong 10^7 \text{ m/s}$$

No
libro!

No
libro!

La meccanica ondulatoria

Equazione d'onda di Schrödinger

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

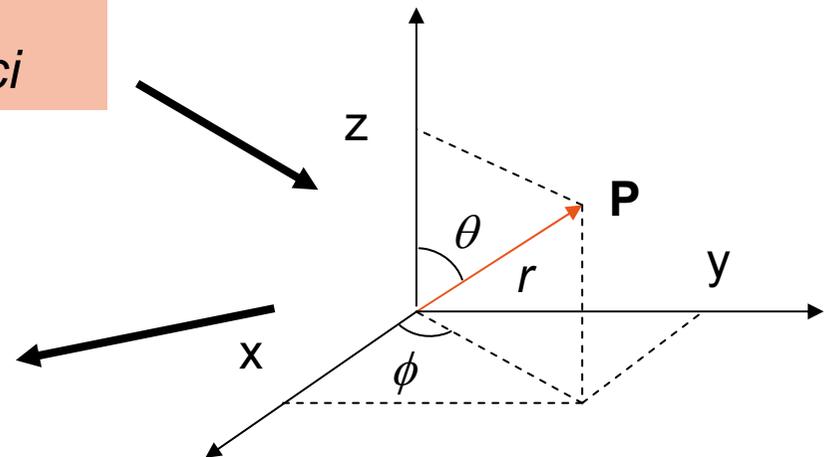
Funzione d'onda

$$\psi_{n,l,m}(x,y,z)$$

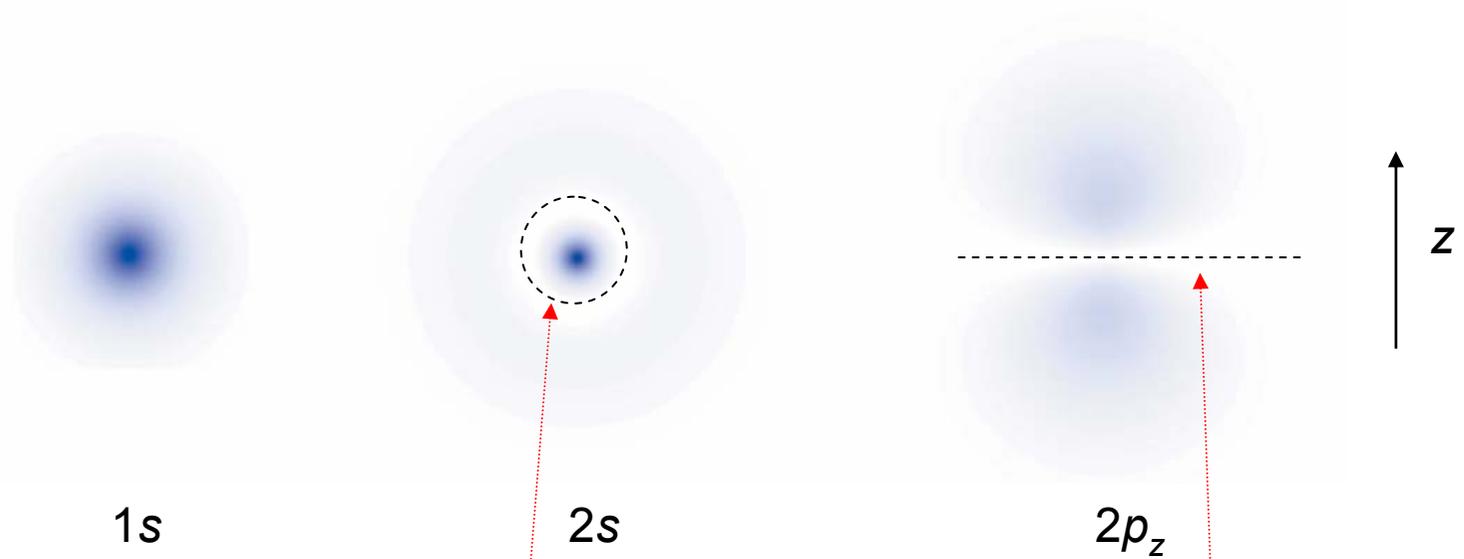
n, l, m numeri quantici

Per l'atomo di H
 $E_n = -R_y hc / n^2$

$$\psi_{n,l,m}(x,y,z) = R_n(r) Y_{l,m}(\theta, \phi)$$



Rappresentazione della densità elettronica nello spazio



*Un nodo radiale.
In generale $n-l-1$ nodi radiali*

*Un piano nodale
In generale l piani nodali*

No
libro!

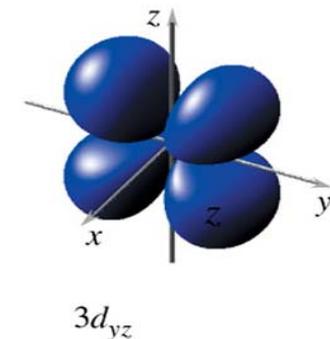
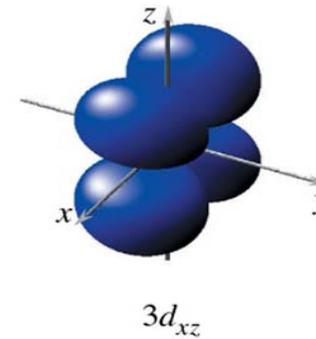
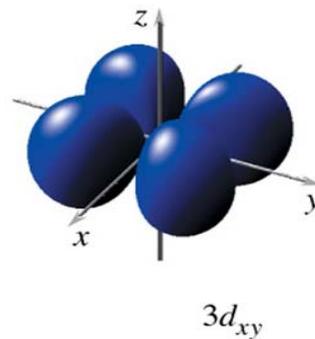
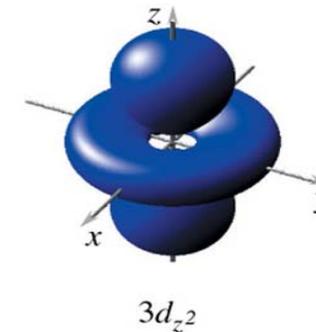
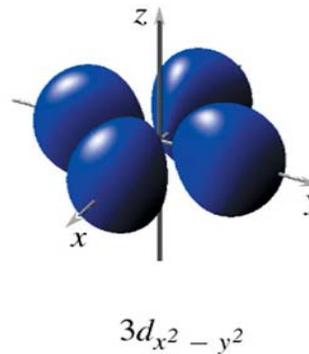
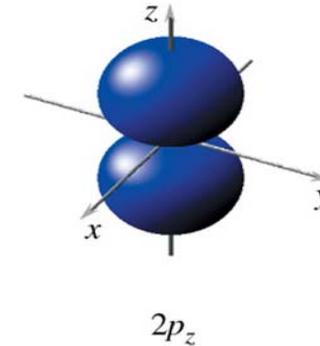
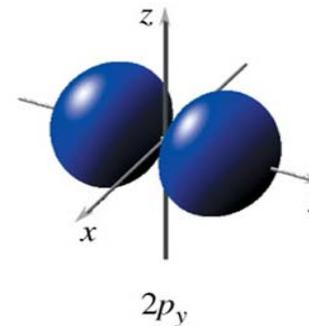
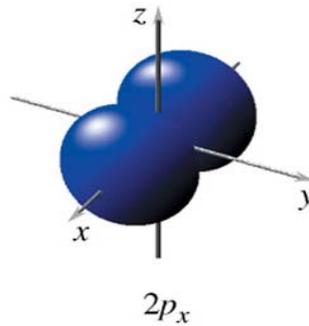
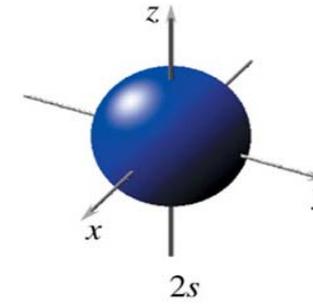
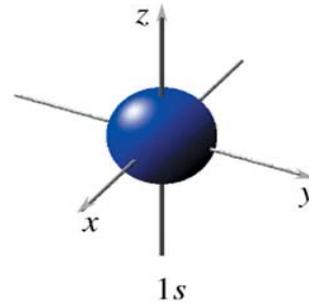
**Orbitali atomici di H
rappresentati con le
superfici limite di ψ^2**

Caratteristiche di n , l e m

*n è legato all'energia e alle
dimensioni dell'orbitale*

*l è legato alla forma degli
orbitali con uguale energia*

*m è legato all'orientazione
degli orbitali di uguale forma*

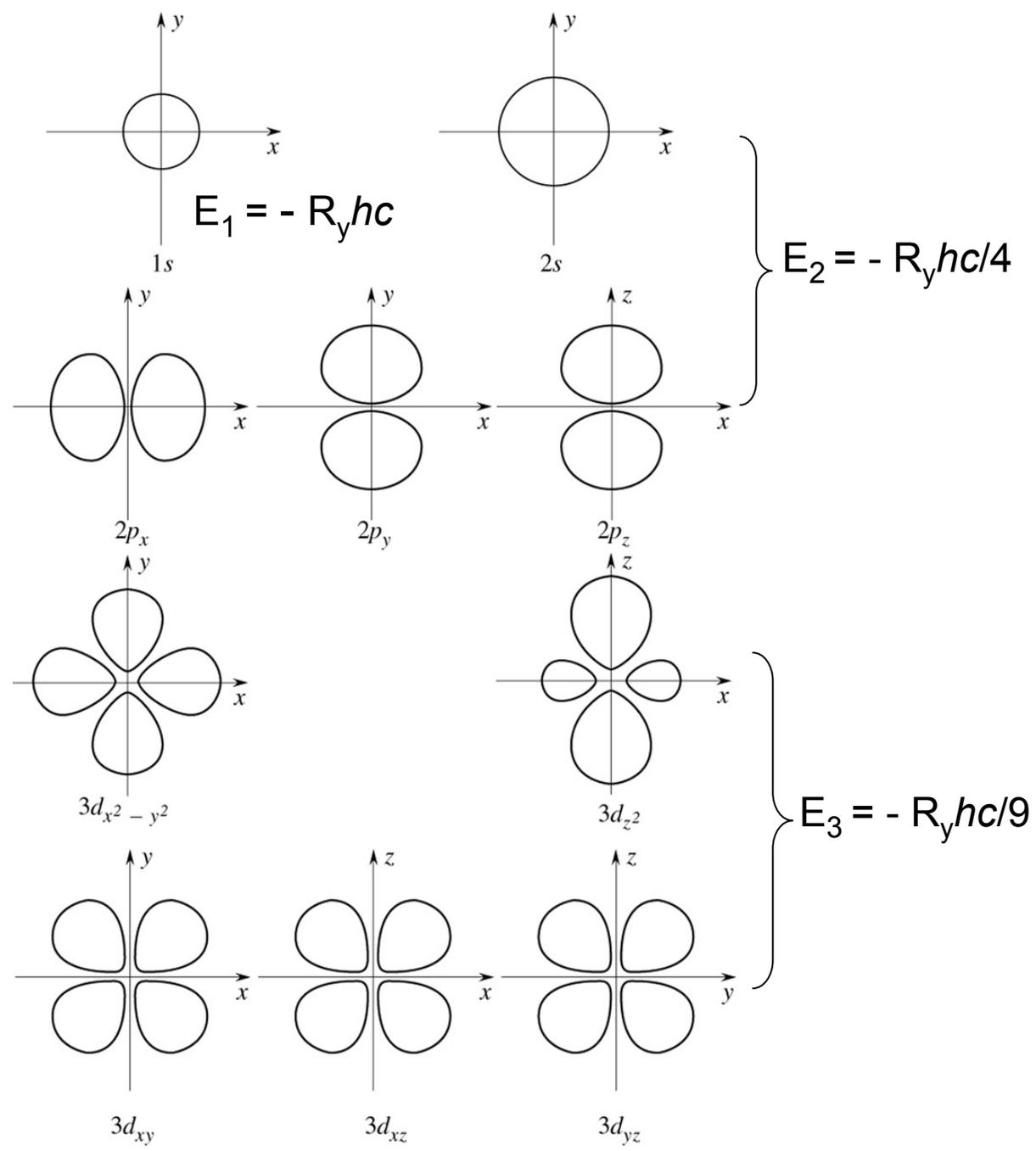


No
libro!

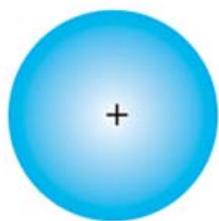
Sezione passante
per il nucleo degli
orbitali atomici di H

$$E_n = -R_y hc / n^2$$

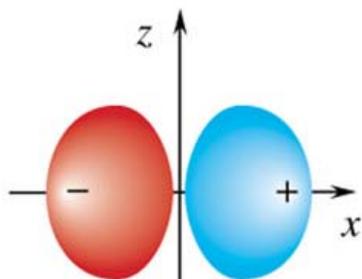
No
libro!



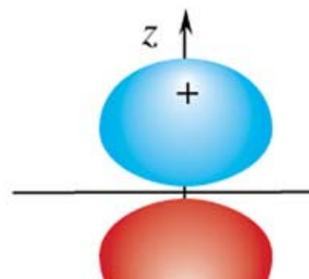
Alcuni orbitali atomici di H rappresentati come funzione ψ



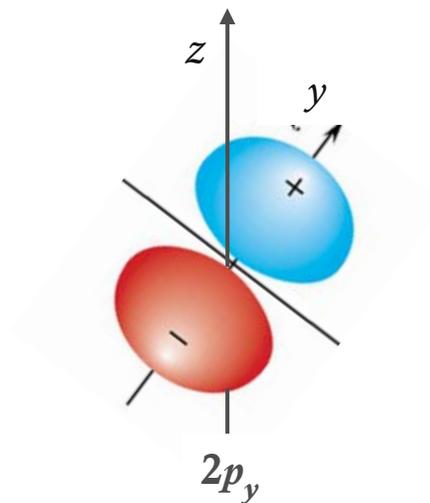
1s



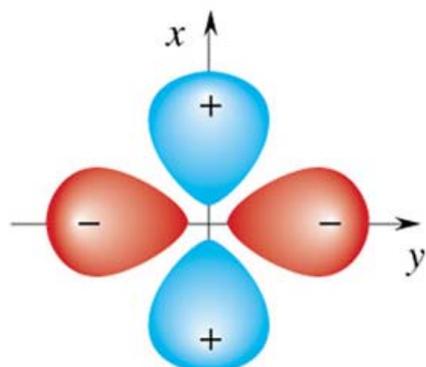
$2p_x$



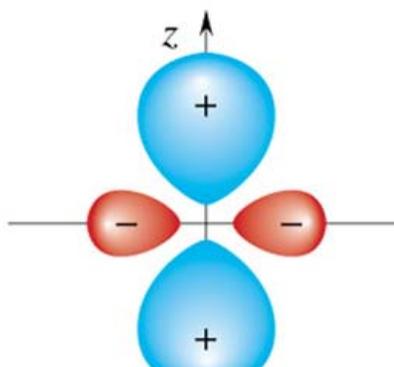
$2p_z$



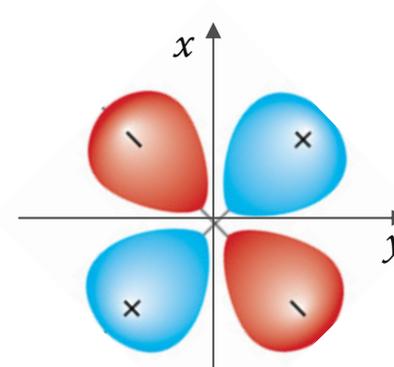
$2p_y$



$3d_{x^2-y^2}$



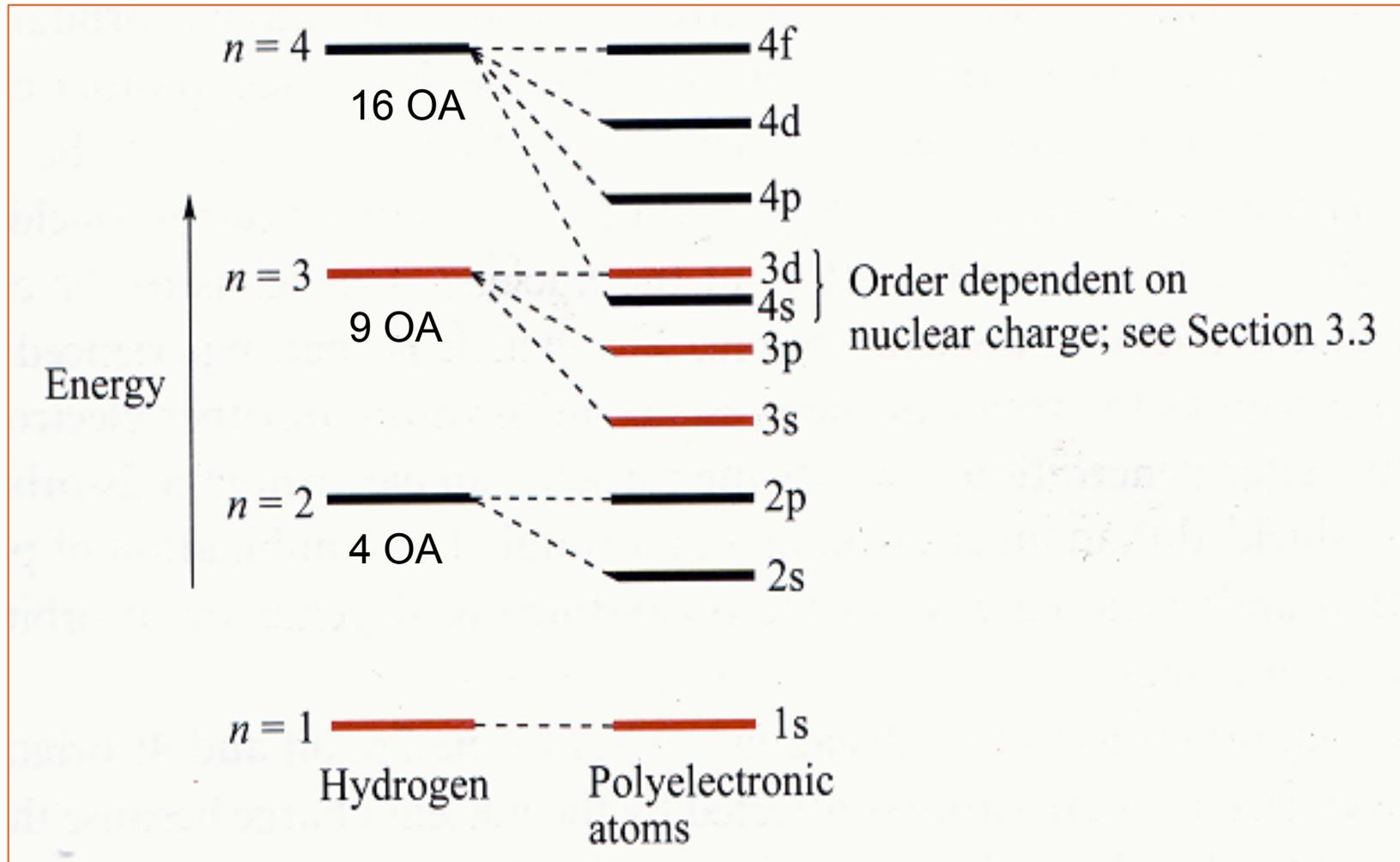
$3d_{z^2}$



$3d_{xy}$

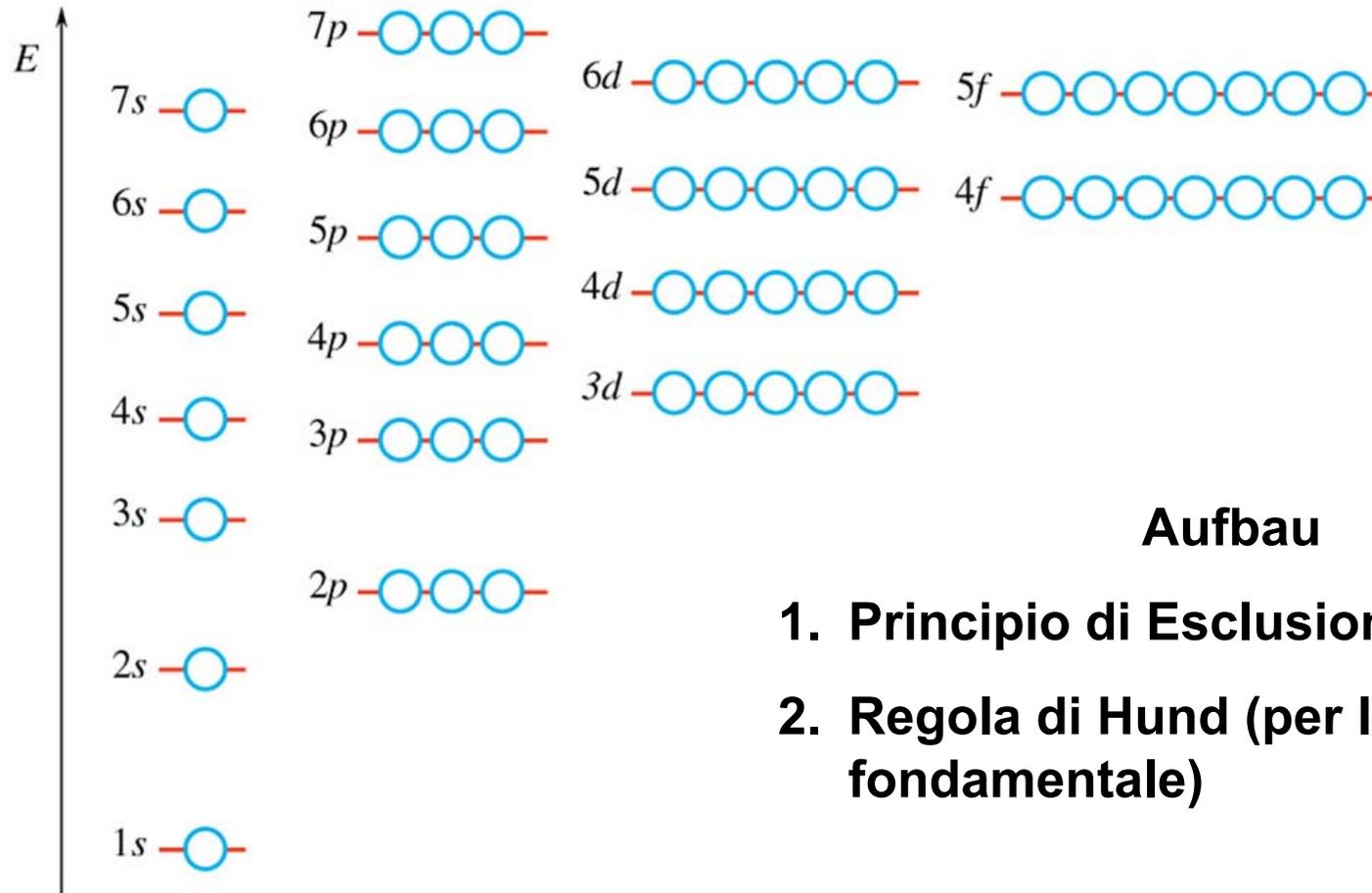
No
libro!

Atomi polielettronici



L'energia non dipende soltanto da n ma anche da l

Successione qualitativa delle energie degli OA in atomi polielettronici

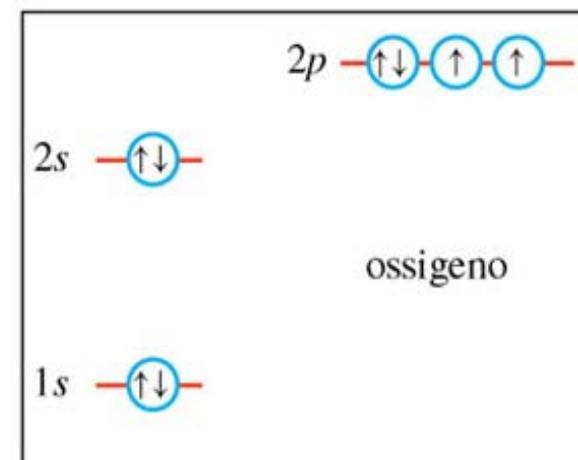
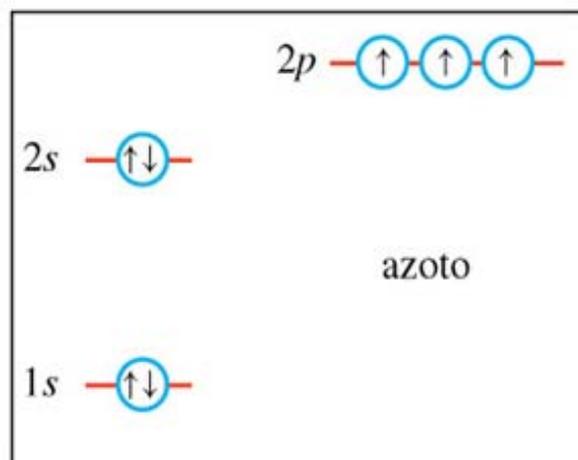
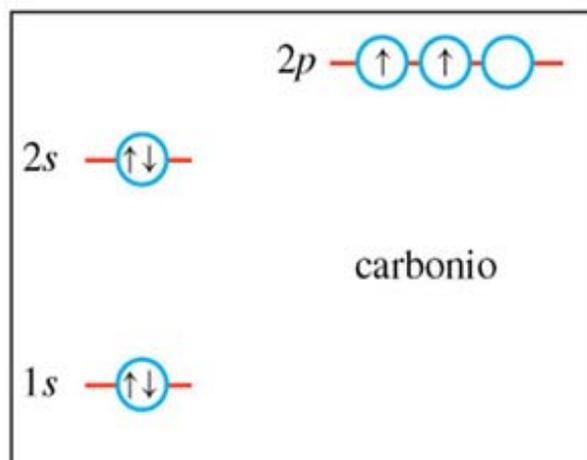


Aufbau

1. Principio di Esclusione di Pauli
2. Regola di Hund (per lo stato fondamentale)

H $1s$; He $2s^2$; Li [He] $2s^1$; Be [He] $2s^2$; B [He] $2s^2 2p_x^1$

Riempimento degli OA in C, N e O



C $1s^2, 2s^2, 2p_x, 2p_y$

C [He] $2s^2, 2p^2$

N $1s^2, 2s^2, 2p_x, 2p_y, 2p_z$

N [He] $2s^2, 2p^3$

O $1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y, 2p_z$

O [He] $2s^2, 2p^4$

Rappresentazione della **configurazione elettronica**
di un atomo nello stato fondamentale

Configurazione elettronica di atomi e ioni



No
libro!

Figura 3.19

Blocco s

Tabella Periodica degli Elementi

Blocco p

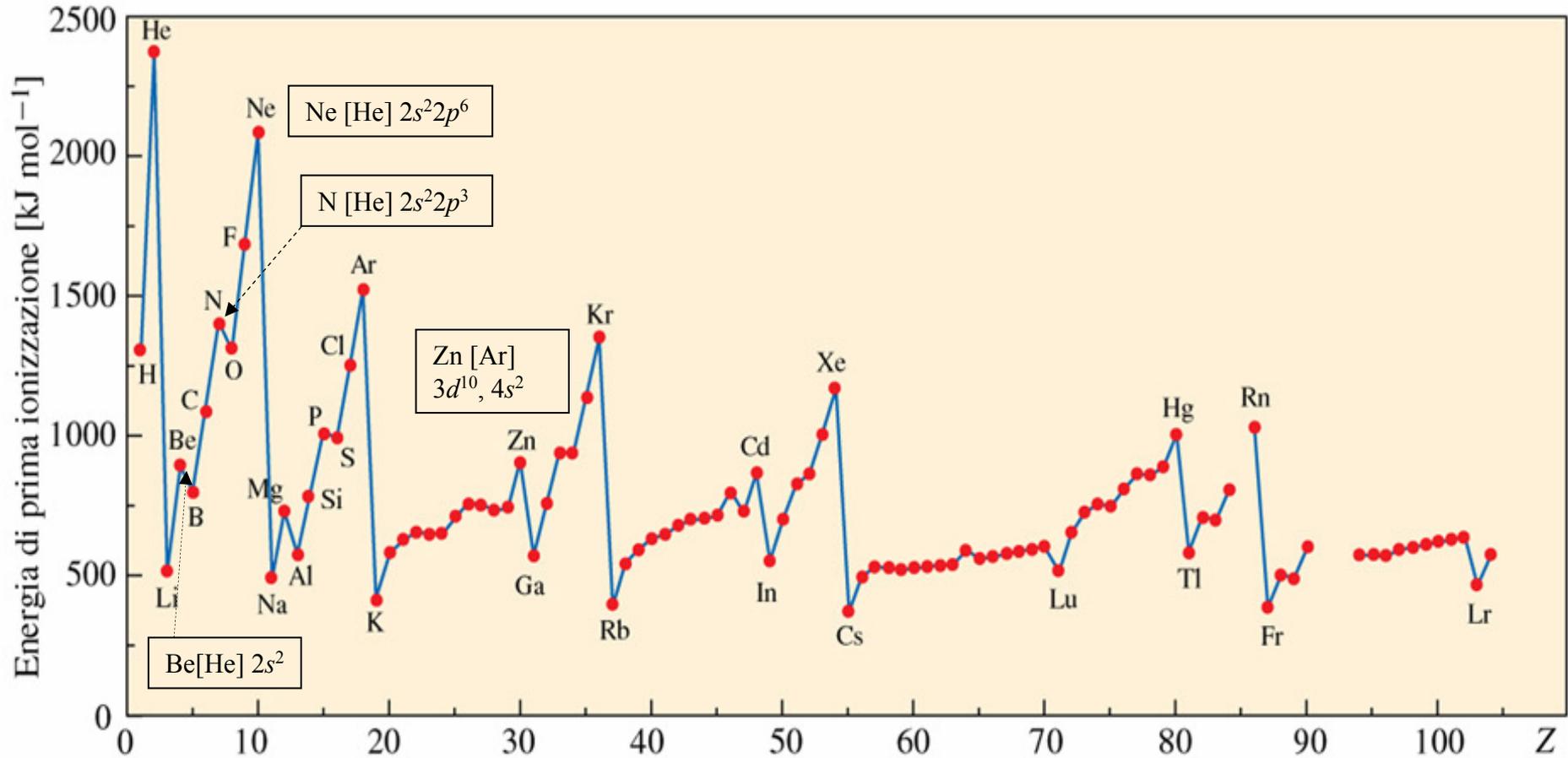
1 (I)																		18					
1 H 1,007 94(7)																	2 He 4,002 602(2)						
2 (II)		numero atomico simbolo peso atomico										Blocco p											
3 Li 6,941(2)	4 Be 9,012 182(3)	Blocco d										5 B 10,811(7)	6 C 12,0107(8)	7 N 14,0067(2)	8 O 15,9994(3)	9 F 18,998 4032(5)	10 Ne 20,1797(6)						
11 (IIB)		3 (IIIA)	4 (IVA)	5 (VA)	6 (VIA)	7 (VIIA)	(VIII)			11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIB)	14 (IV)	15 (V)	16 (VI)	17 (VII)	18 (VIIIA)						
11 Na 22,989 770(2)	12 Mg 24,3050(6)						8 Fe 55,845(2)	9 Co 58,993 200(9)	10 Ni 58,6934(2)			13 Al 26,981 538(2)	14 Si 28,0855(3)	15 P 30,973 761(2)	16 S 32,065(5)	17 Cl 35,453(2)	18 Ar 39,948(1)						
19 K 39,0983(1)	20 Ca 40,078(4)	21 Sc 44,955 910(8)	22 Ti 47,867(1)	23 V 50,9415(1)	24 Cr 51,9961(6)	25 Mn 54,938 049(9)	26 Fe 55,845(2)	27 Co 58,993 200(9)	28 Ni 58,6934(2)	29 Cu 63,546(3)	30 Zn 65,409(4)	31 Ga 69,723(1)	32 Ge 72,64(1)	33 As 74,921 60(2)	34 Se 78,96(3)	35 Br 79,904(1)	36 Kr 83,798(2)						
37 Rb 85,4678(3)	38 Sr 87,62(1)	39 Y 88,905 85(2)	40 Zr 91,224(2)	41 Nb 92,906 38(2)	42 Mo 95,94(2)	43 Tc [97,9072]	44 Ru 101,07(2)	45 Rh 102,905 50(2)	46 Pd 106,42(1)	47 Ag 107,8682(2)	48 Cd 112,411(8)	49 In 114,818(3)	50 Sn 118,710(7)	51 Sb 121,760(1)	52 Te 127,60(3)	53 I 126,904 47(3)	54 Xe 131,293(6)						
55 Cs 132,905 45(2)	56 Ba 137,327(7)	57-71 lantanoide	72 Hf 178,49(2)	73 Ta 180,9479(1)	74 W 183,84(1)	75 Re 186,207(1)	76 Os 190,23(3)	77 Ir 192,217(3)	78 Pt 195,078(2)	79 Au 196,966 55(2)	80 Hg 200,59(2)	81 Tl 204,3833(2)	82 Pb 207,2(1)	83 Bi 208,980 38(2)	84 Po [208,9824]	85 At [209,9871]	86 Rn [222,0176]						
87 Fr [223,0197]	88 Ra [226,0254]	89-103 attinoidi	104 Rf [261,1088]	105 Db [262,1141]	106 Sg [266,1219]	107 Bh 264,12]	108 Hs [277]	109 Mt [268,1388]	110 Ds [271]	111													
Blocco f																							
		57 La 138,9055(2)	58 Ce 140,116(1)	59 Pr 140,907 65(2)	60 Nd 144,24(3)	61 Pm [144,9127]	62 Sm 150,36(3)	63 Eu 151,25(3)	64 Gd 157,25(3)	65 Tb 158,925 34(2)	66 Dy 162,500(1)	67 Ho 164,930 32(2)	68 Er 167,259(3)	69 Tm 168,934 21(2)	70 Yb 173,04(3)	71 Lu 174,967(1)							
		89 Ac [227,0277]	90 Th 232,0381(1)	91 Pa 231,035 88(2)	92 U 238,028 91(3)	93 Np [237,0482]	94 Pu [244,0642]	95 Am [243,0614]	96 Cm [247,0704]	97 Bk [247,0703]	98 Cf [251,0796]	99 Es [252,0830]	100 Fm [257,0951]	101 Md [258,0984]	102 No [259,1010]	103 Lr [262,1097]							

Energie di ionizzazione

Tabella 5.A2.1 Energie (kJ mol^{-1}) di prima e successive ionizzazioni per alcuni elementi dei gruppi 1, 2 e 13

	E_1	E_2	E_3	E_4
Li	519	<u>7293</u>		
Na	494	<u>4560</u>		
Be	900	1757	<u>14 836</u>	
Mg	736	1448	<u>7740</u>	
B	800	2427	3657	<u>25 000</u>
Al	577	1815	2753	<u>11 577</u>

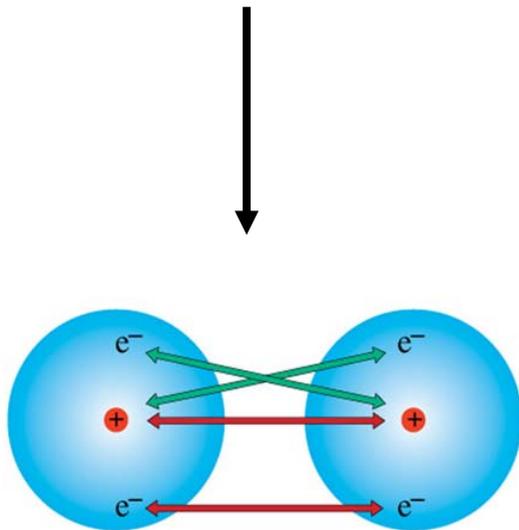
Andamento periodico dell'energia di prima ionizzazione



Capitolo 4 Il legame covalente

No libro!

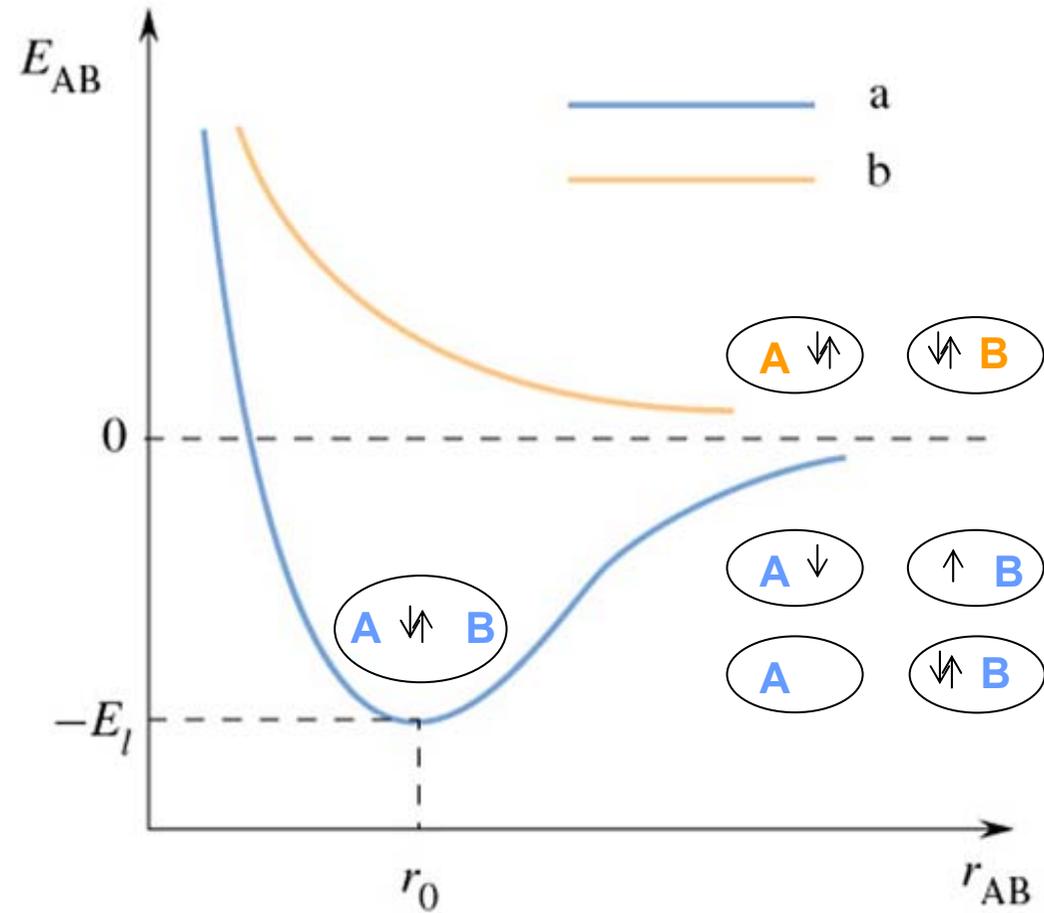
Legame covalente
nella formulazione di Lewis



↔ repulsione
↔ attrazione

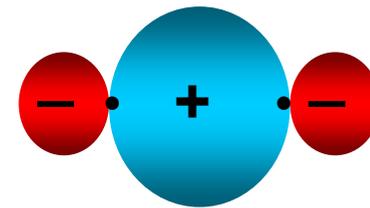
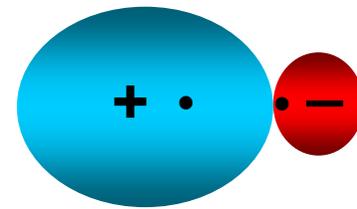
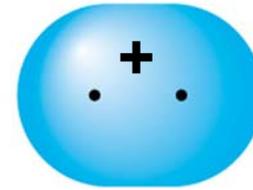
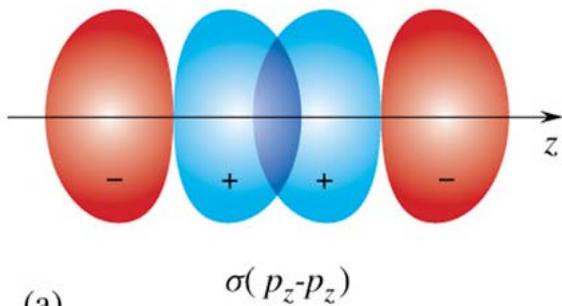
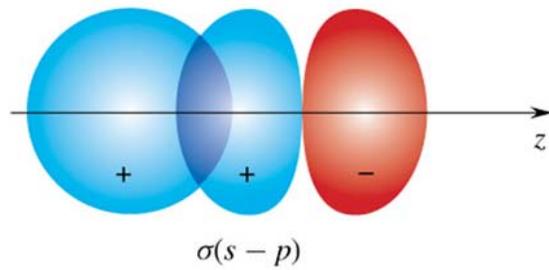
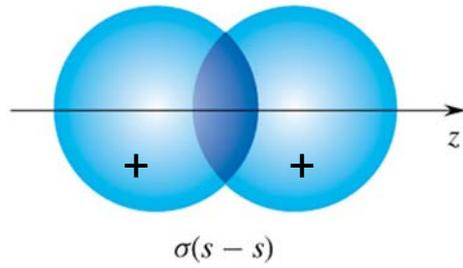
Legame covalente

Figura 4.01-4.02



No libro!

Teoria del legame di valenza OM di tipo σ

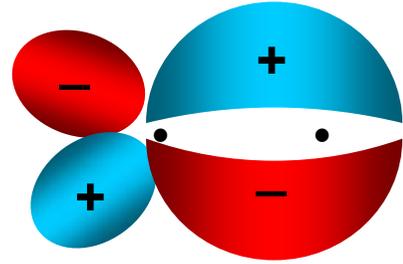
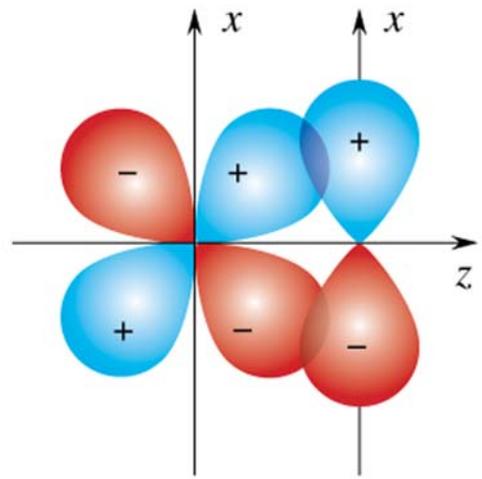
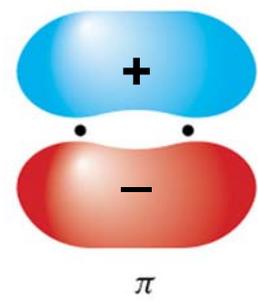
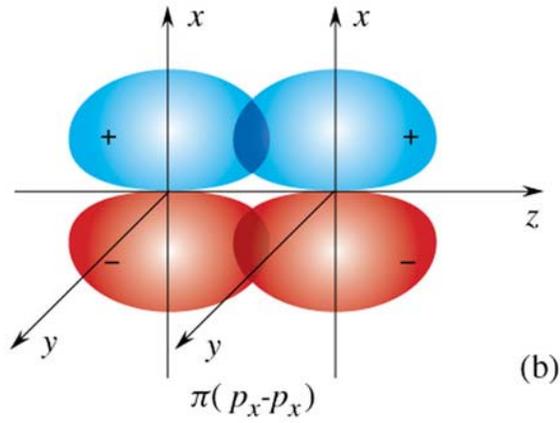


σ

No libro!

Teoria del legame di valenza

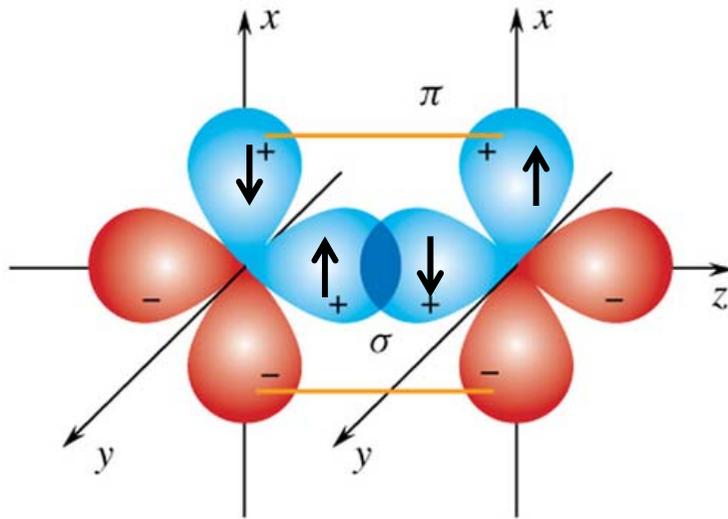
OM di tipo π



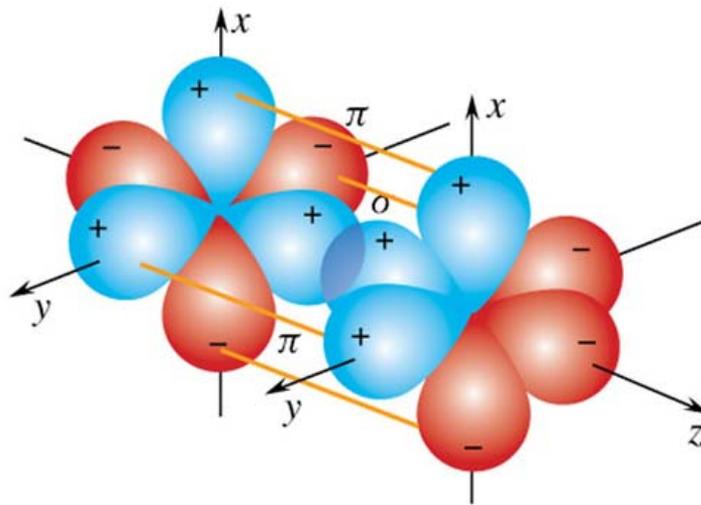
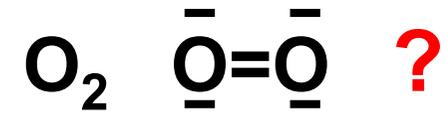
} π

No
libro!

Molecole biatomiche



O $1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y, 2p_z$



N $1s^2, 2s^2, 2p_x, 2p_y, 2p_z$



Tabella 4.3 Alcune proprietà del legame chimico.

Legame	Lunghezza (pm)	Entalpia di legame (kJ mol ⁻¹)	Ordine di legame
C—C	154	347	1
C=C	135	522	2
C≡C	121	961	3
N—N	147	159	1
N=N	124	418	2
N≡N	110	942	3
H—H	74	435	1
F—F	142	155	1
Cl—Cl	199	242	1
Br—Br	228	192	1
I—I	267	150	1
H—F	92	564	1
H—I	161	297	1
H ₂ O	96	469*	1
NH ₃	101	389*	1
CH ₄	109	414*	1

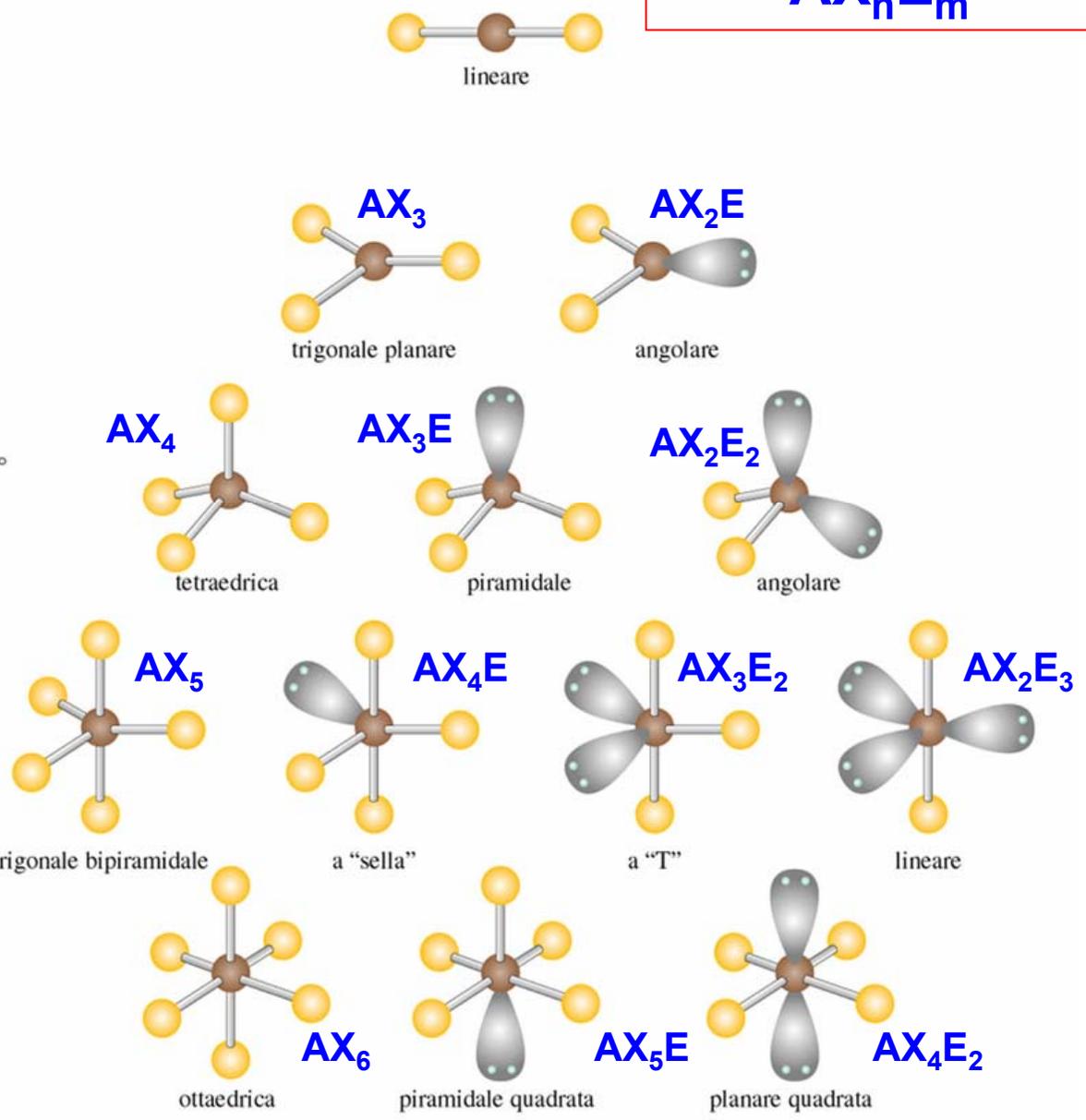
* Entalpia di legame H—X media.

Teoria VSEPR

AX_nE_m

Numero delle cariche	(a) Disposizione delle cariche	Angolo
2	lineare	180°
3	trigonale planare	120°
4	tetraedrica	109,5°
5	trigonale bipiramidale	120° 90°
6	ottaedrica	90°

(b) Geometria delle molecole



No
libro!

VSEPR

Determinazione del numero di coppie di elettroni [di legame (L) e solitarie (S)]
o del **numero sterico** ($NS = L+S$)

	L	S	NS
H—C≡N	2	0	2
H ₂ C=O	3	0	3
NH ₃	3	1	4
H ₂ O	2	2	4
SF ₄	4	1	5
I ₃ ⁻	2	3	5

Se non ci sono atomi di H!

$$Nv: 8 = Q + r$$

$$NS = Q + r/2 = L + S$$

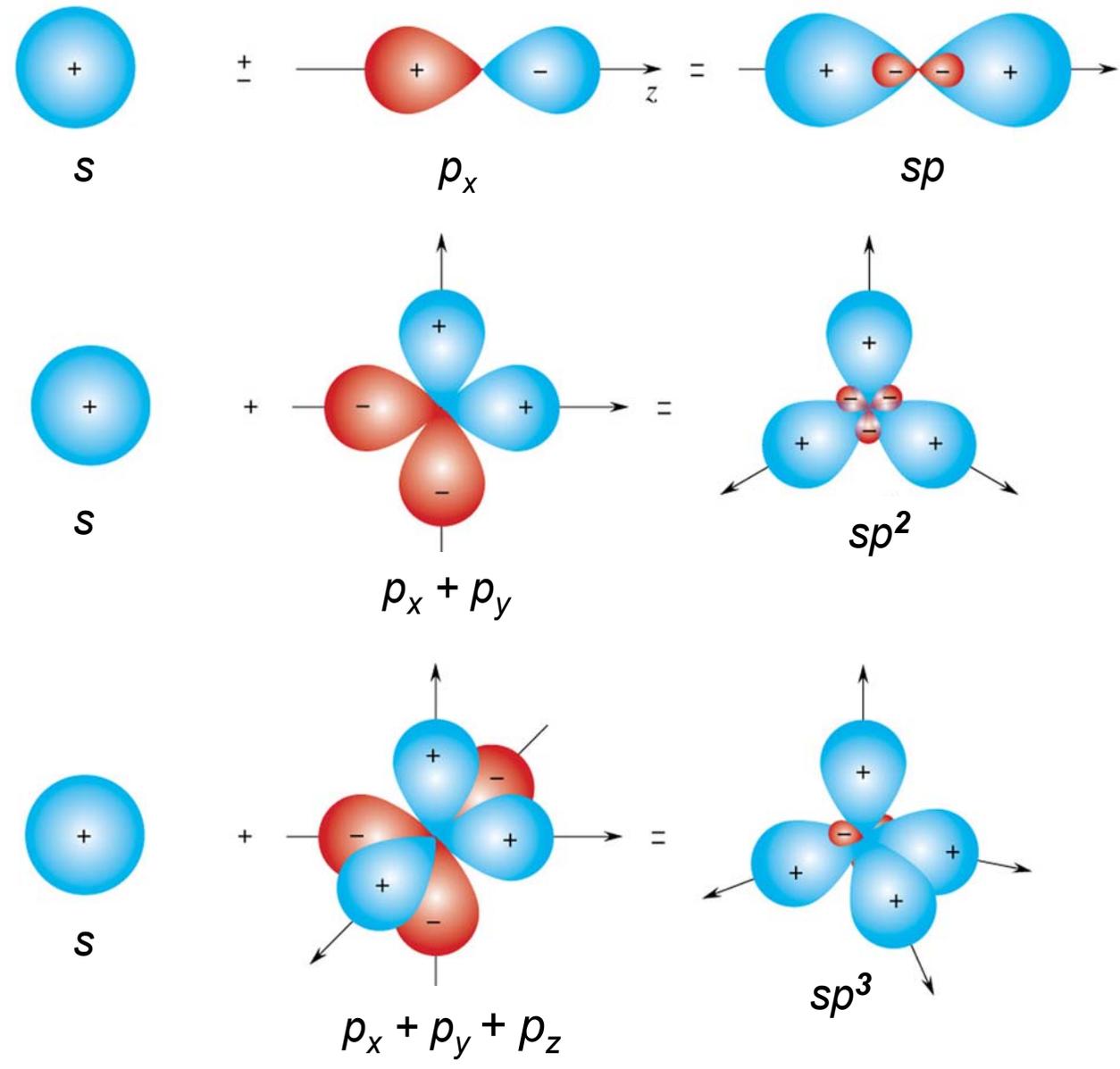
Nv = somma degli elettroni
di valenza di tutti gli atomi

Q = quoziente ed è uguale al
numero di coppie di legame

r = resto e $r/2$ è uguale al
numero di coppie solitarie

Teoria del legame di valenza

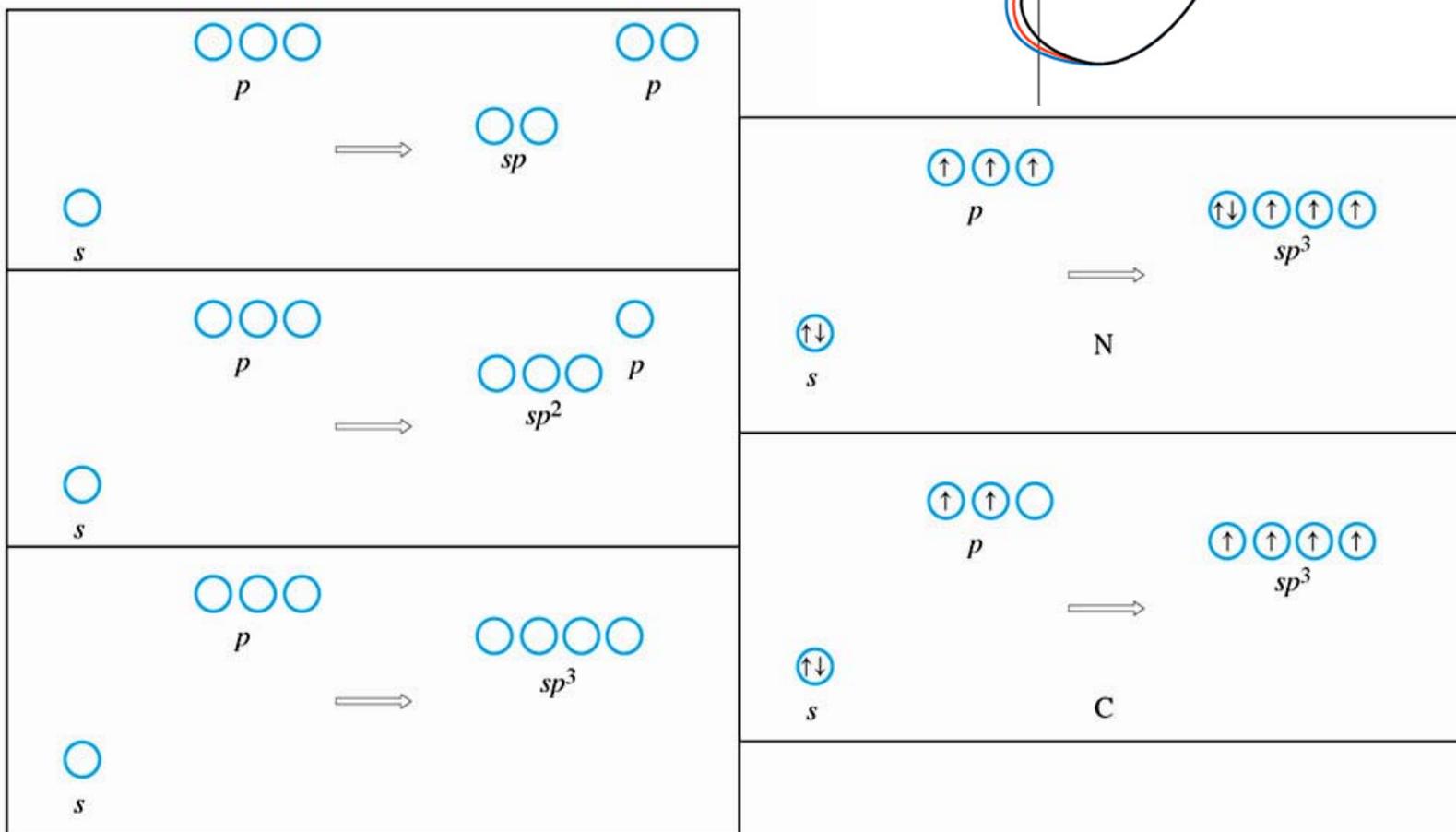
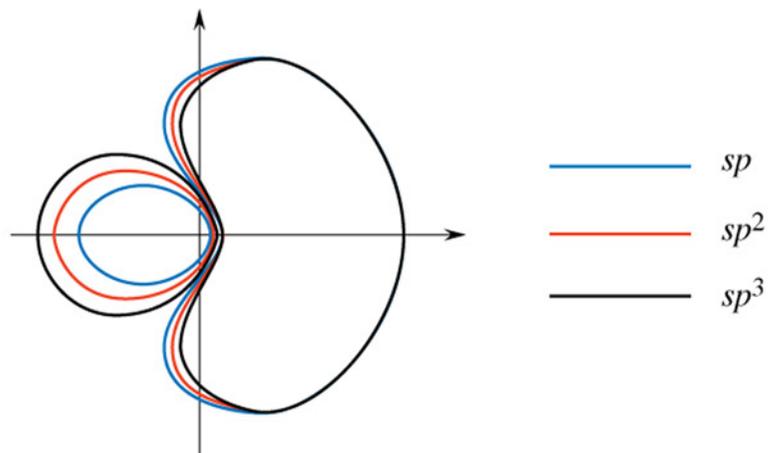
IBRIDAZIONE O IBRIDIZZAZIONE



No libro!

IBRIDAZIONE

Figura 4.15 + 4.18





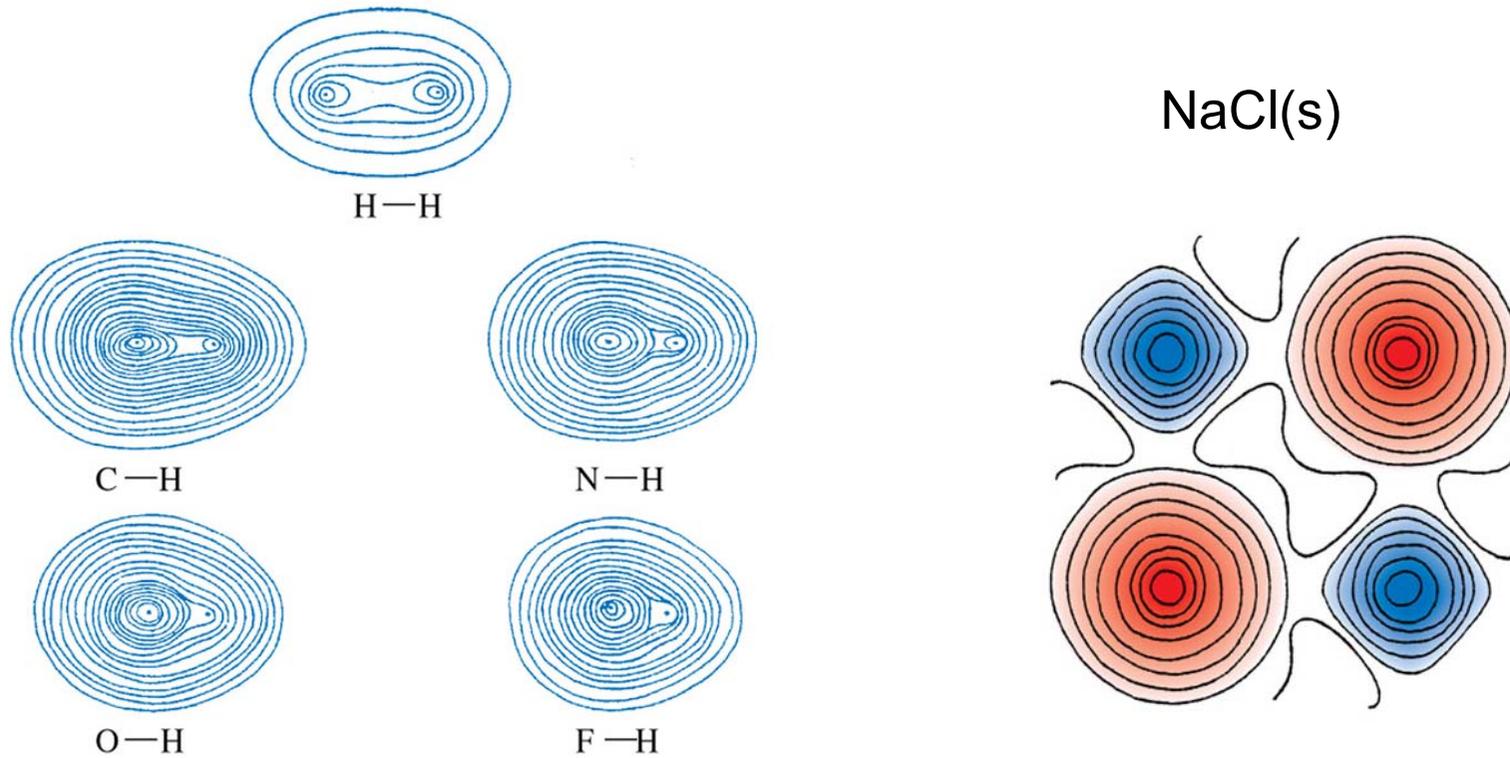
Altri tipi di ibridazione o ibridizzazione

dsp^2 quadrata planare composti di coordinazione

dsp^3 { quadrata planare (dx^2-y^2) composti di coordinazione
trigonale bipiramidale (dz^2) PF_5 , SF_4

d^2sp^3 ottaedrica IF_5 , SF_6

Polarizzazione dei legami



Elettronegatività: Scale di Pauling e di Mulliken

Teoria del legame di valenza

Molecole poliatomiche

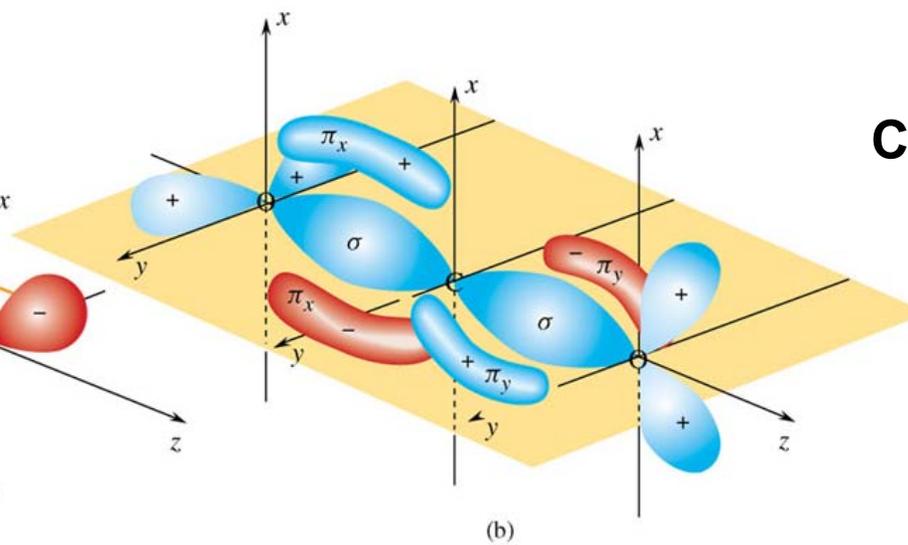
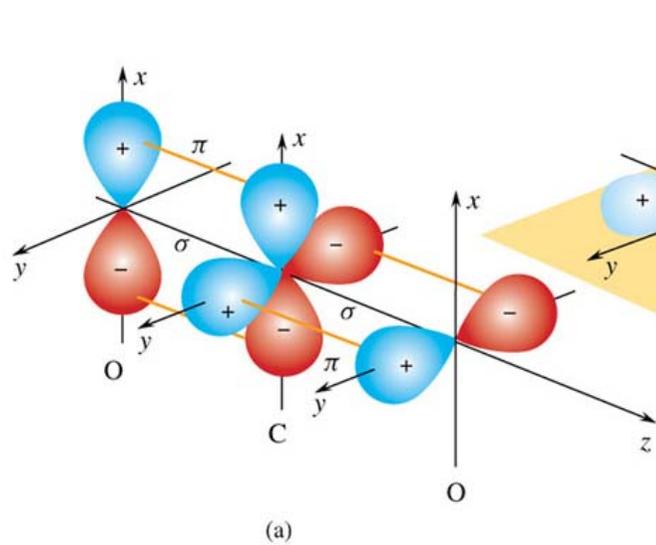
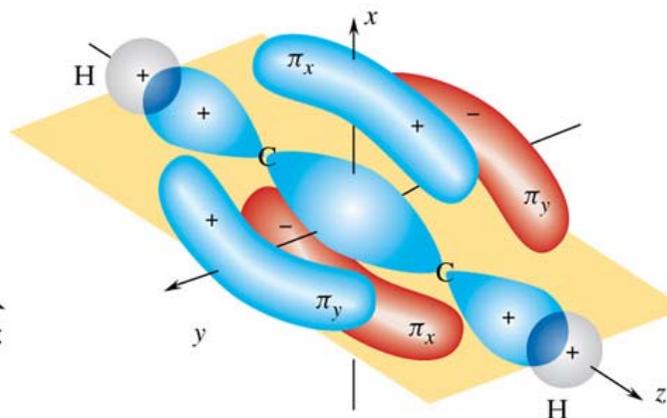
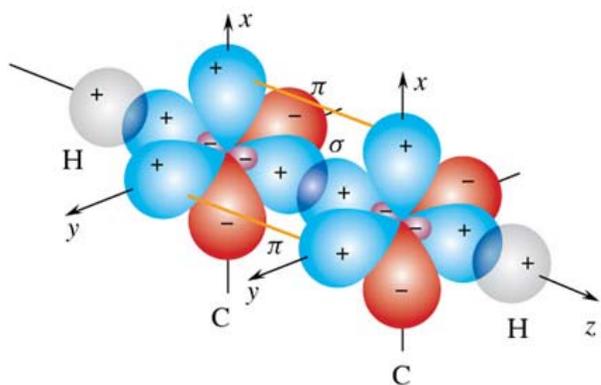
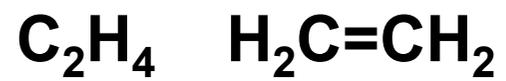
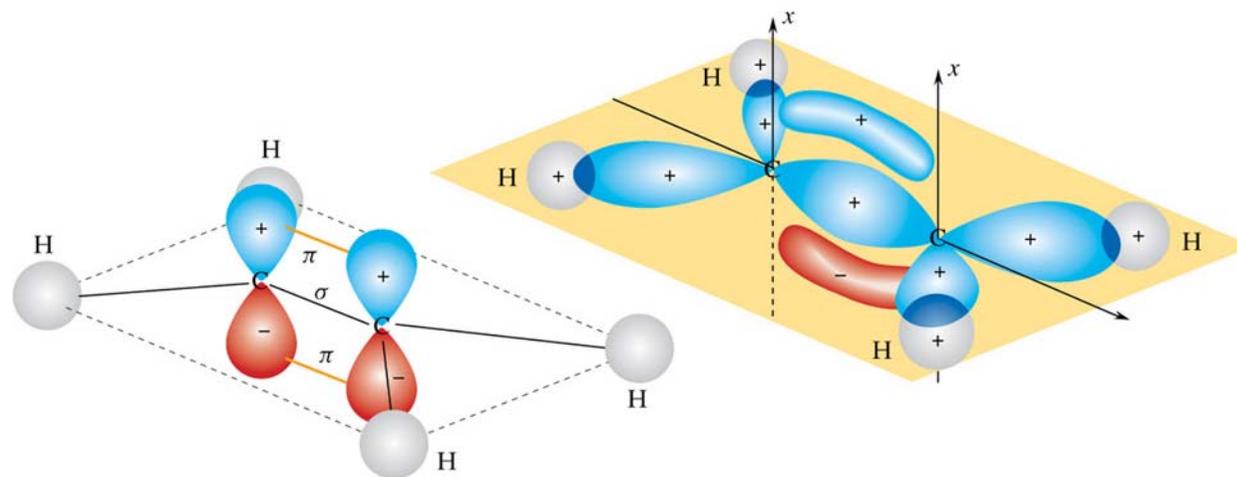
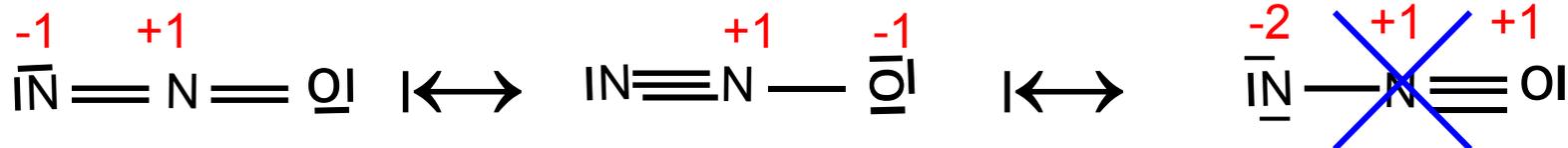
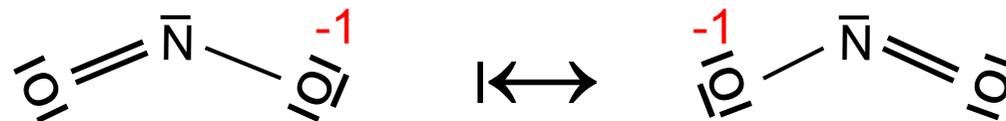
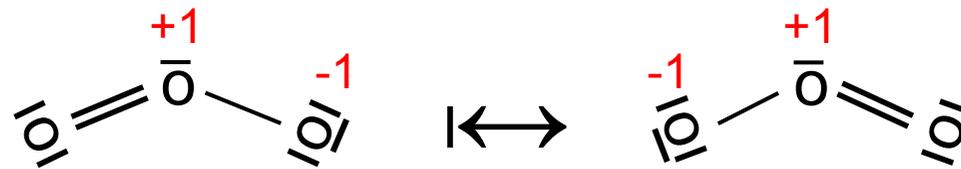


Figura 4.21



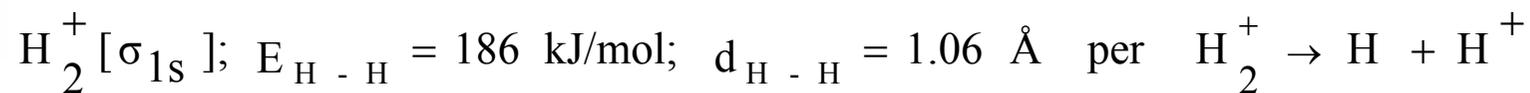
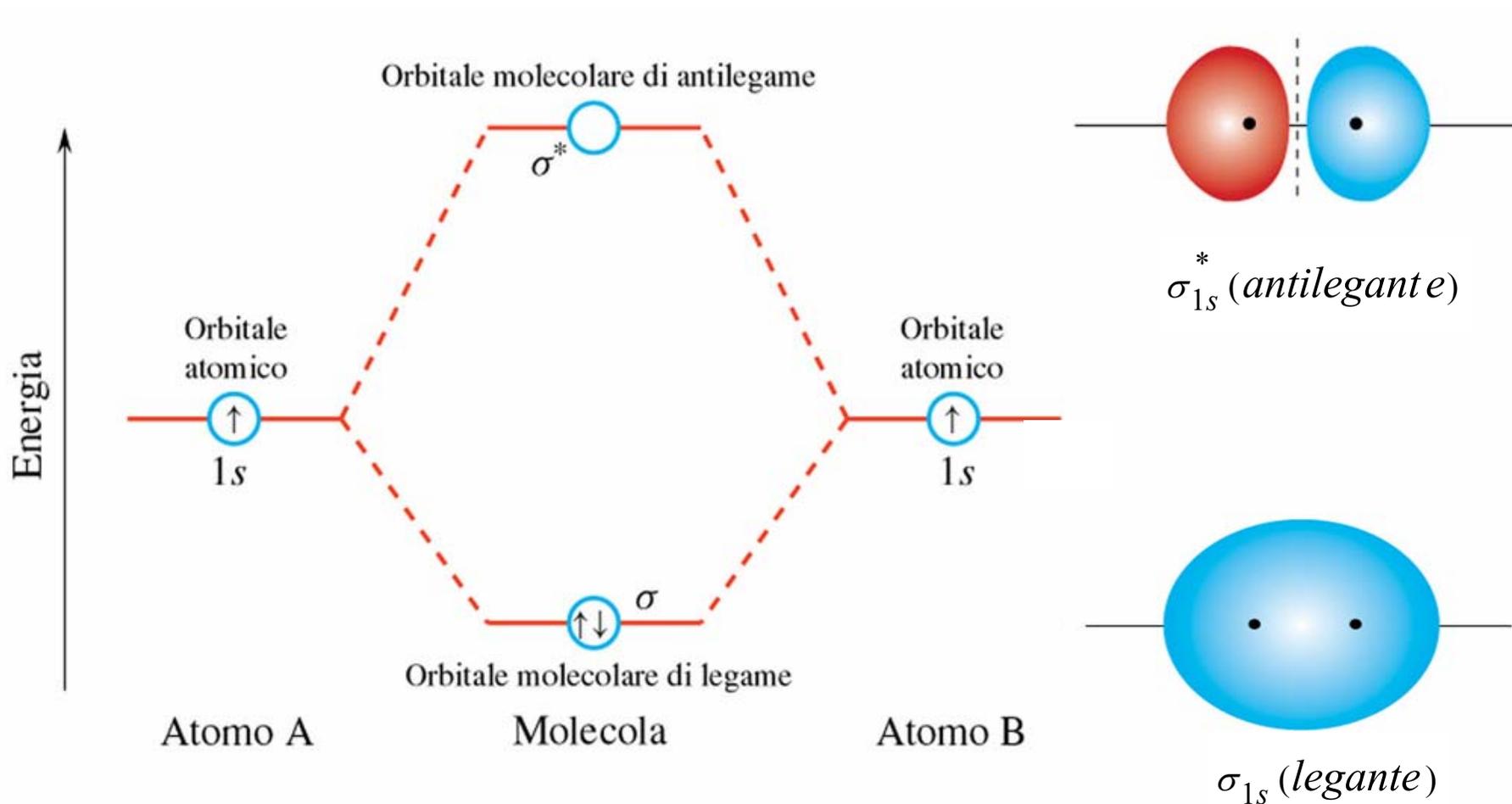
Risonanza

1. Concetto di risonanza
2. Formule limite
3. Ibrido di risonanza
4. Carica formale



Teoria degli orbitali molecolari (OM)

Orbitali molecolari σ_s



No
libro!

Orbitali molecolari σ_p

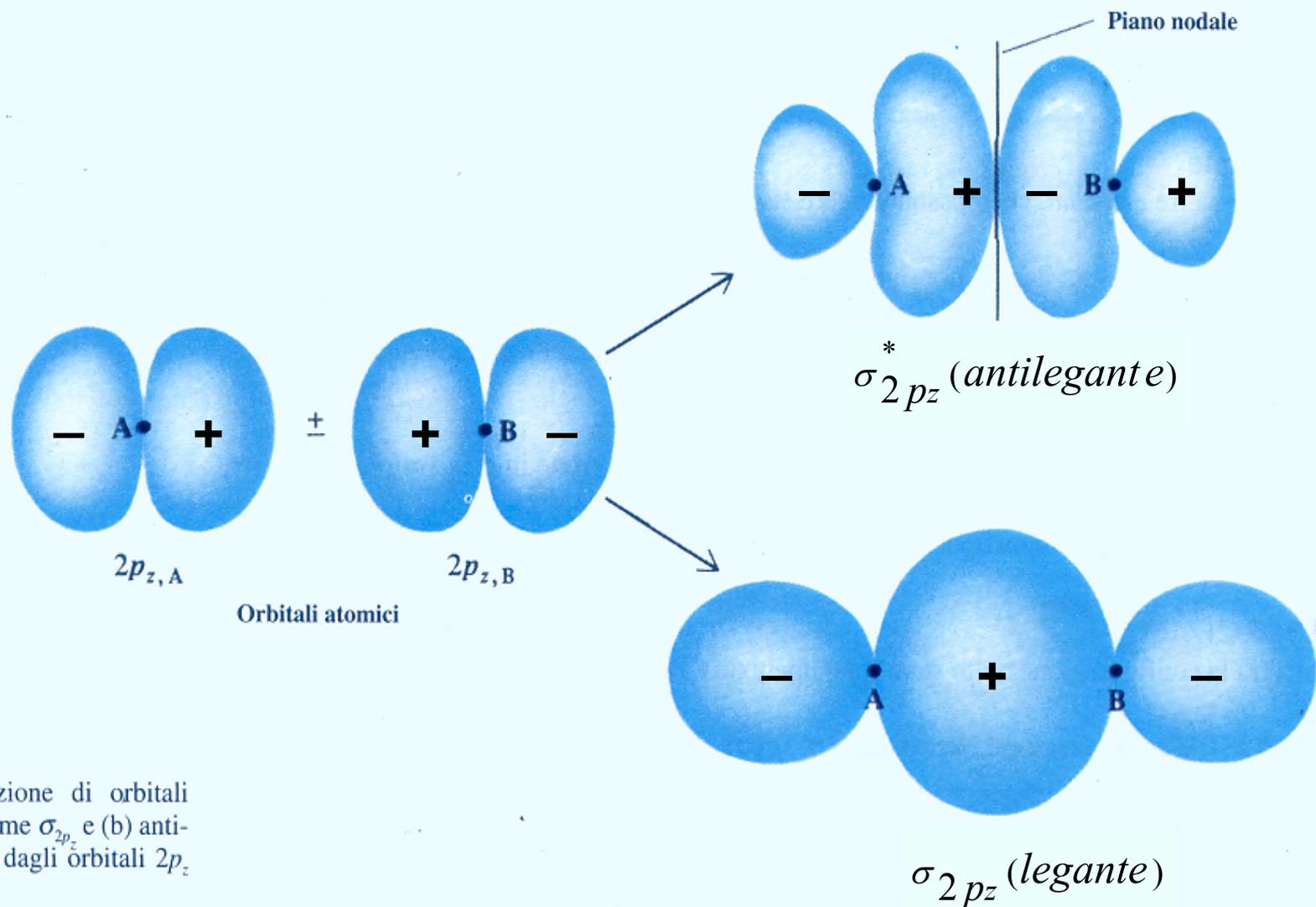
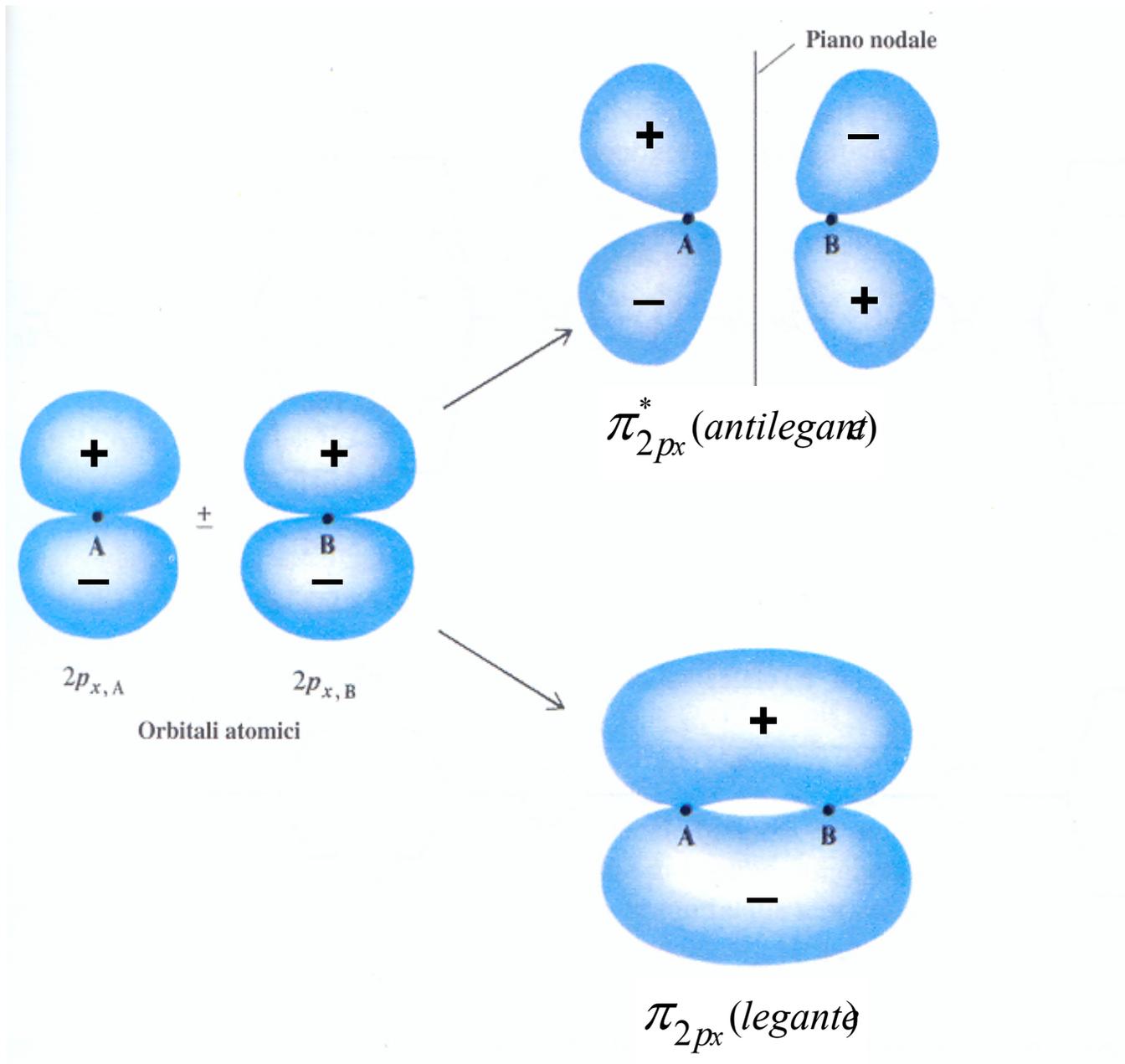


Figura 19.3 Formazione di orbitali molecolari di (a) legame σ_{2p_z} e (b) anti-legame $\sigma_{2p_z}^*$ a partire dagli orbitali $2p_z$ degli atomi A e B.

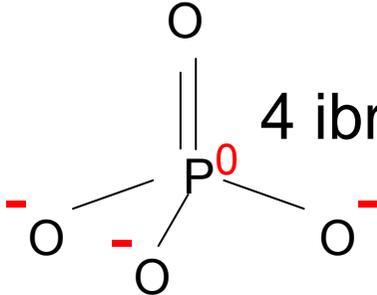
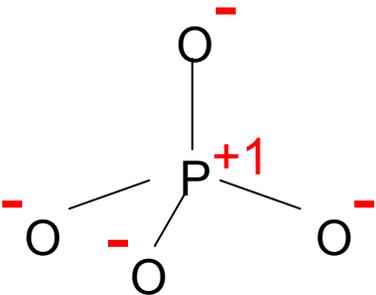
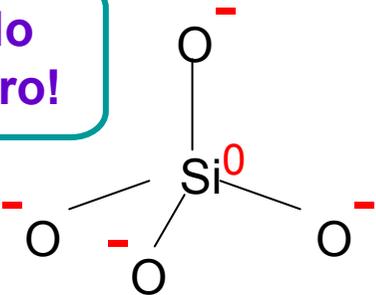
No
libro!

Orbitali molecolari π

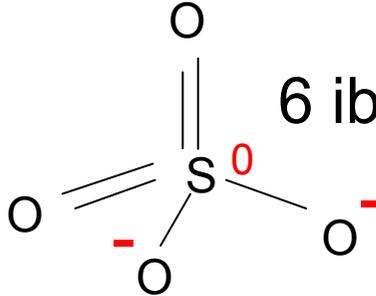
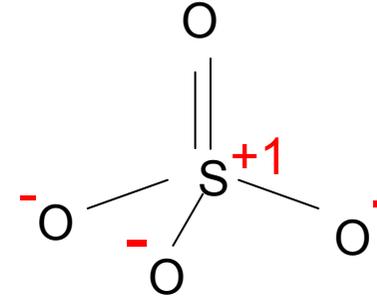
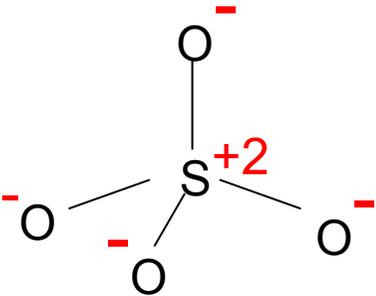


No libro!

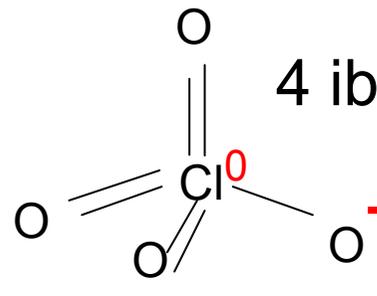
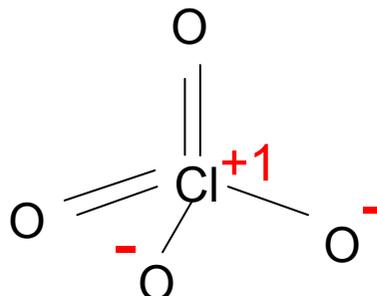
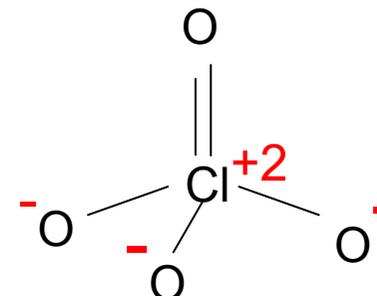
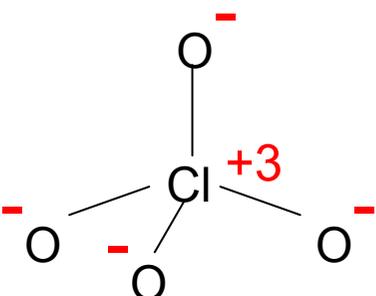
Risonanza



4 ibridi



6 ibridi



4 ibridi

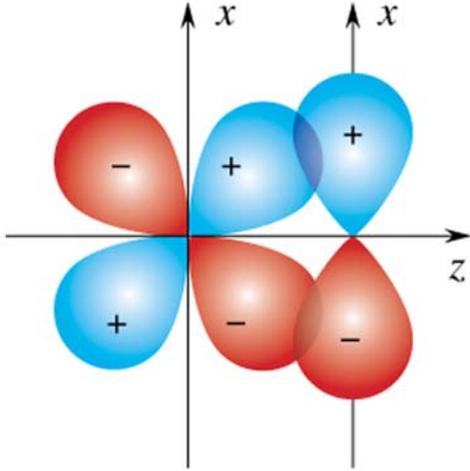
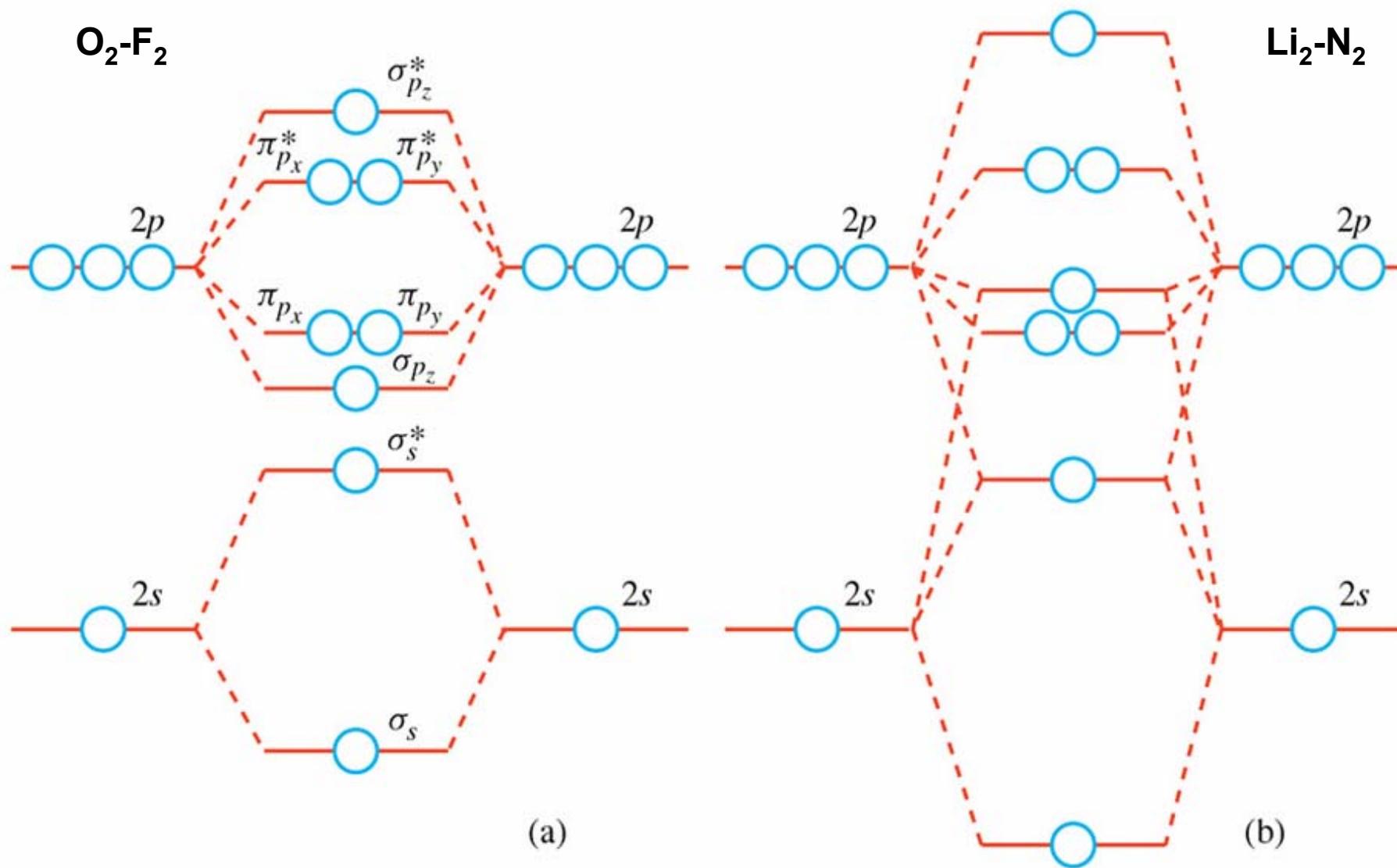


Figura 4.27



No
libro!

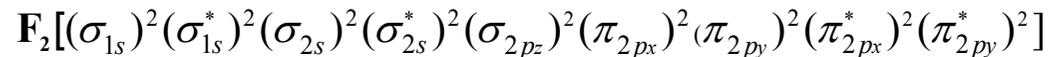
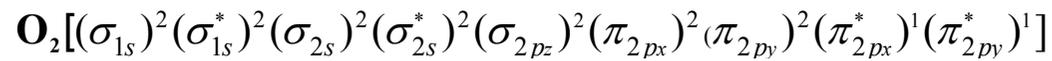
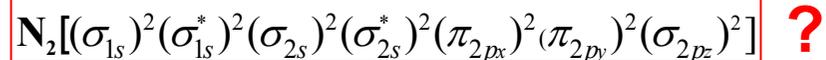
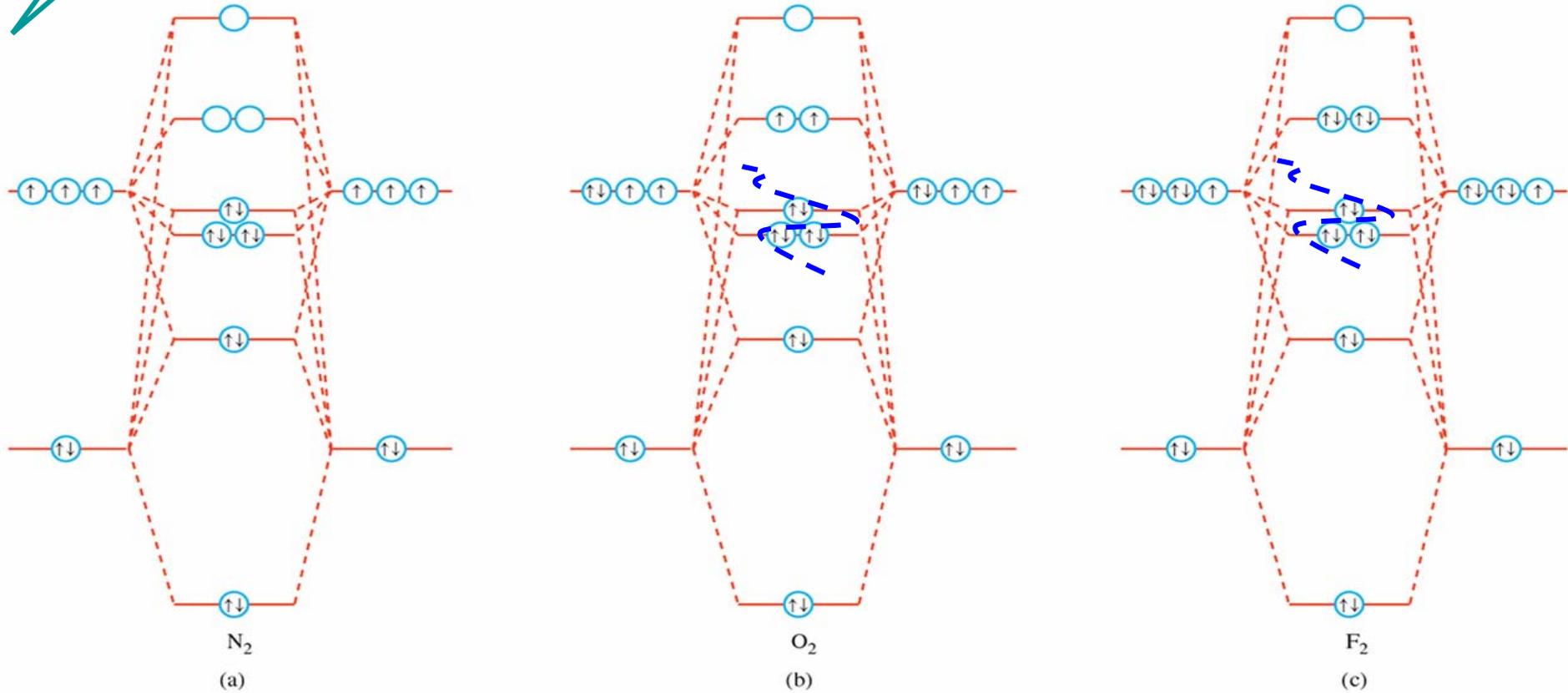
Orbitali molecolari

Orbitali molecolari di molecole biatomiche omonucleari

Specie	Numero di elettroni di valenza	Configurazione degli elettroni di valenza	Ordine di legame	Lunghezza di legame (Å)	Energia di legame (kJ mol ⁻¹)
H ₂	2	$(\sigma_{1s})^2$	1	0,74	431
He ₂	4	$(\sigma_{1s})^2(\sigma_{1s}^*)^2$	0	Non osservate	
Li ₂	2	$(\sigma_{2s})^2$	1	2,67	105
Be ₂	4	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2$	0	2,45	9
B ₂	6	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\pi_{2p})^2$	1	1,59	289
C ₂	8	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\pi_{2p})^4$	2	1,24	599
N ₂	10	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\pi_{2p})^4(\sigma_{2p_z})^2$	3	1,10	942
O ₂	12	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p})^4(\sigma_{2p}^*)^2$	2	1,21	494
F ₂	14	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p})^4(\sigma_{2p}^*)^4$	1	1,41	154
Ne ₂	16	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p})^4(\sigma_{2p}^*)^4(\sigma_{2p_z}^*)^2$	0	Non osservate	

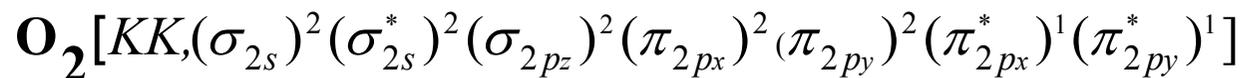
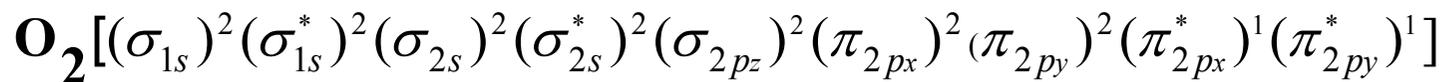
No
libro!

Molecole biatomiche omonucleari



No
libro!

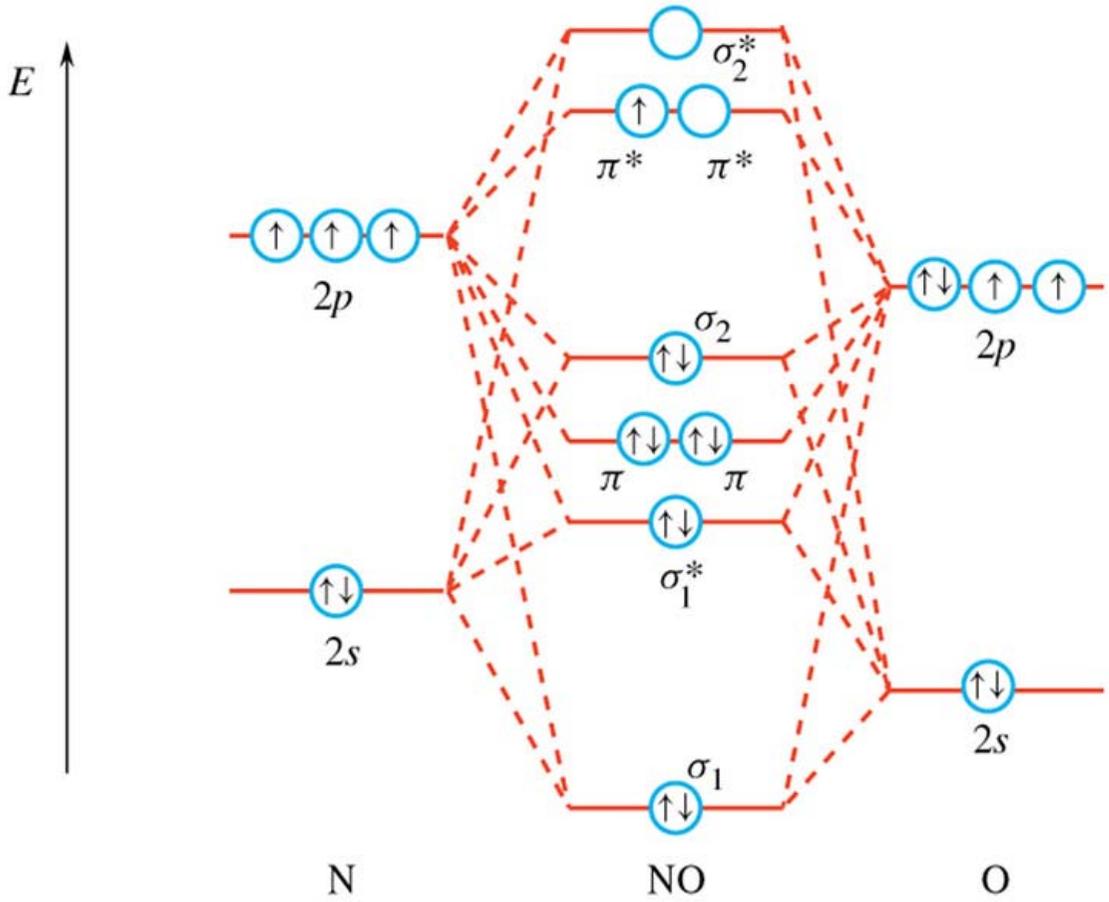
Specie omonucleari



Configurazione elettronica	O.L.	$d_{\text{O-O}}(\text{\AA})$
$\mathbf{O}_2^+[KK,(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p_x})^2(\pi_{2p_y})^2(\pi_{2p_x}^*)^1]$	2.5	1.12
$\mathbf{O}_2[KK,(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p_x})^2(\pi_{2p_y})^2(\pi_{2p_x}^*)^1(\pi_{2p_y}^*)^1]$	2.0	1.21
$\mathbf{O}_2^-[KK,(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p_x})^2(\pi_{2p_y})^2(\pi_{2p_x}^*)^2(\pi_{2p_y}^*)^1]$	1.5	1.34
$\mathbf{O}_2^{2-}[KK,(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p_z})^2(\pi_{2p_x})^2(\pi_{2p_y})^2(\pi_{2p_x}^*)^2(\pi_{2p_y}^*)^2]$	1.0	1.41

No libro!

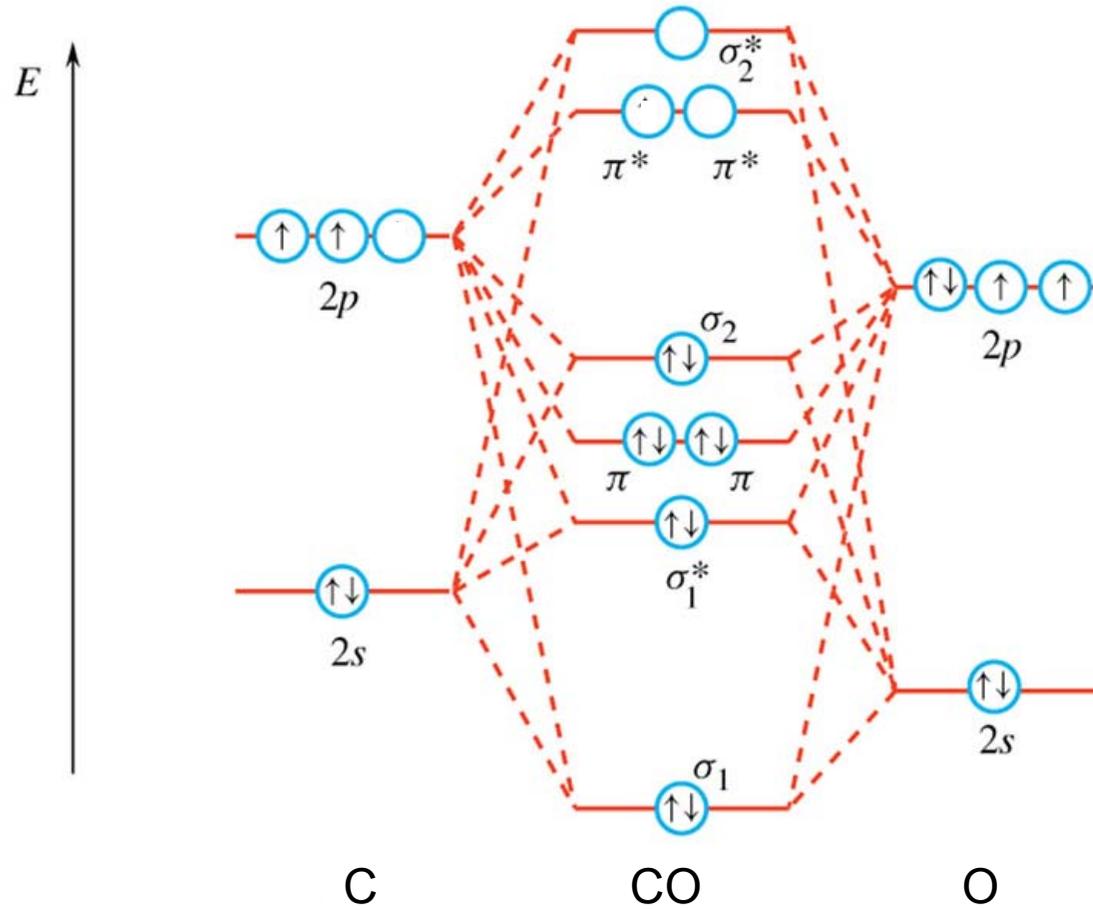
Molecola di NO



$$\text{NO}[(\sigma_{1s})^2(\sigma_{1s}^*)^2(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\pi_{2px})^2(\pi_{2py})^2(\sigma_{2px})^2(\pi_{2px}^*)^1]$$

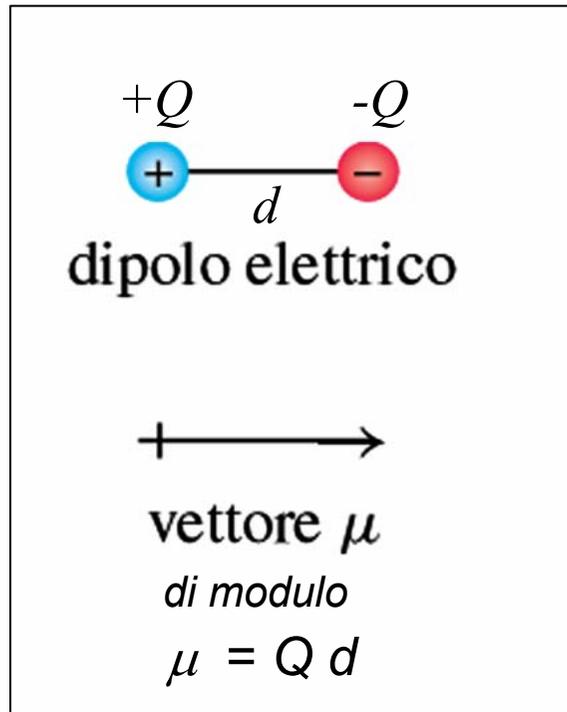
CO e molecole isoelettroniche CN^- , NO^+

No libro!



Cap. 6 Forze di Van der Waals

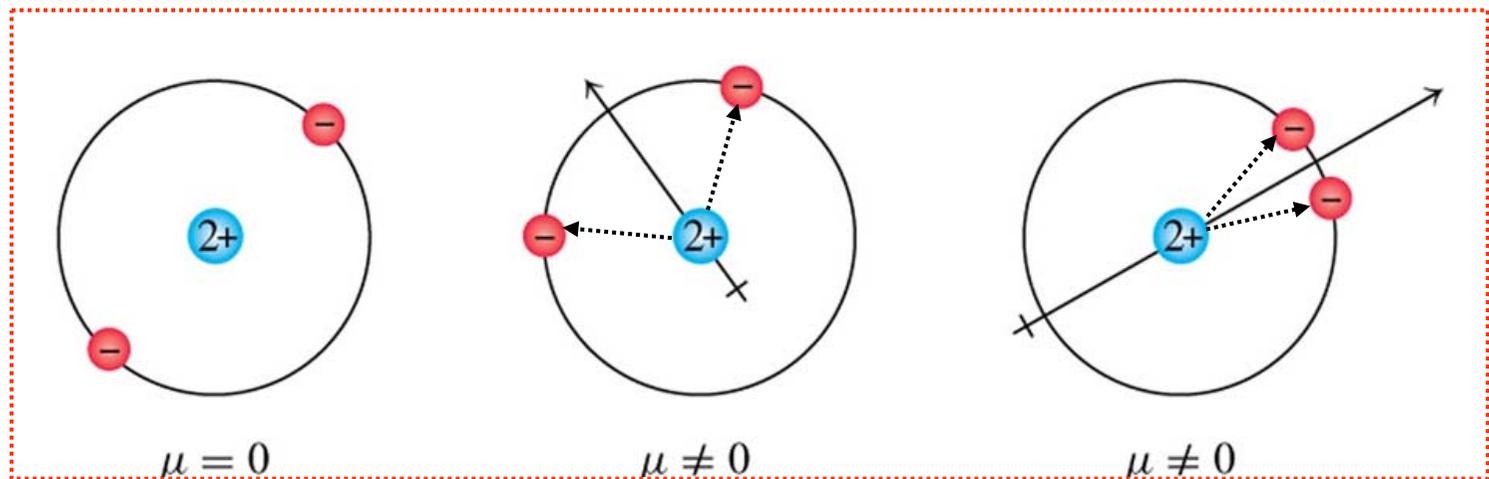
Dipolo Elettrico



Unità di misura

1D (Debye) = 10^{-18} cm \times u.e.s =
= $10^{-18} 10^{-2}$ m \times $3.336 \cdot 10^{-10}$ C
1D = $3.336 \cdot 10^{-30}$ m C

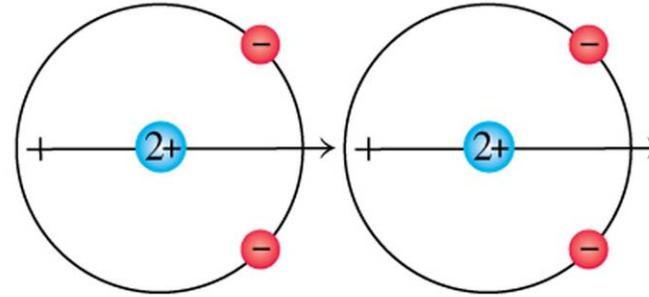
Dipoli istantanei



Forze di Van der Waals

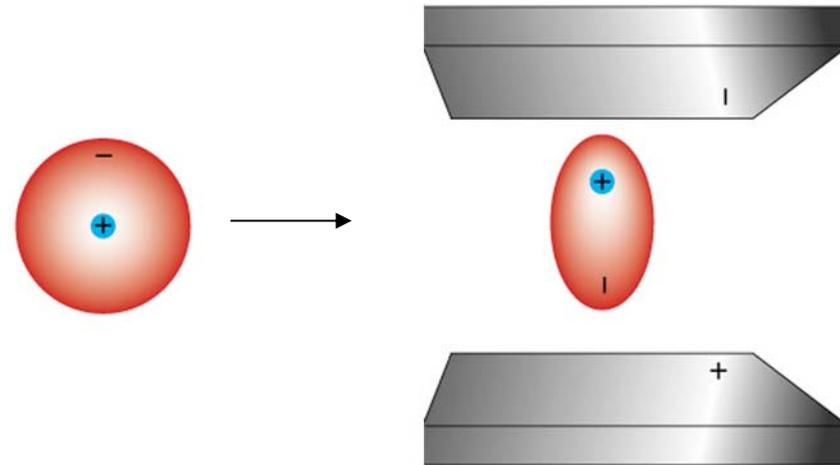
1. Forze di dispersione o di London

$$E_{pot} = -\frac{3h\nu\alpha^2}{4r^6} = k\frac{\alpha^2}{r^6}$$



$$E_{pot}(\text{He}\dots\text{He}) = 75 \text{ kJ/mol}$$

Polarizzabilità, α



Momento di dipolo indotto

Figure 6.05

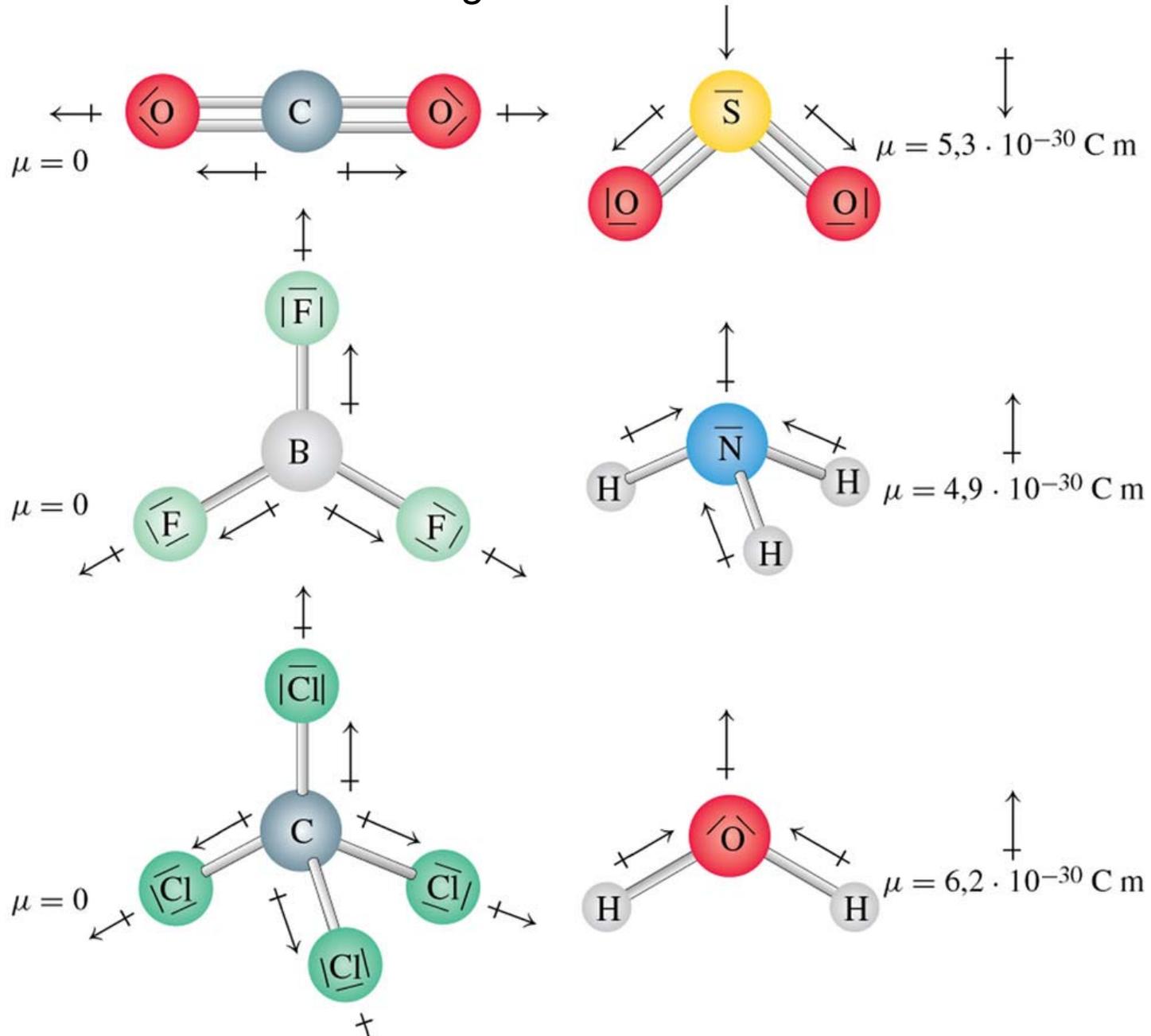
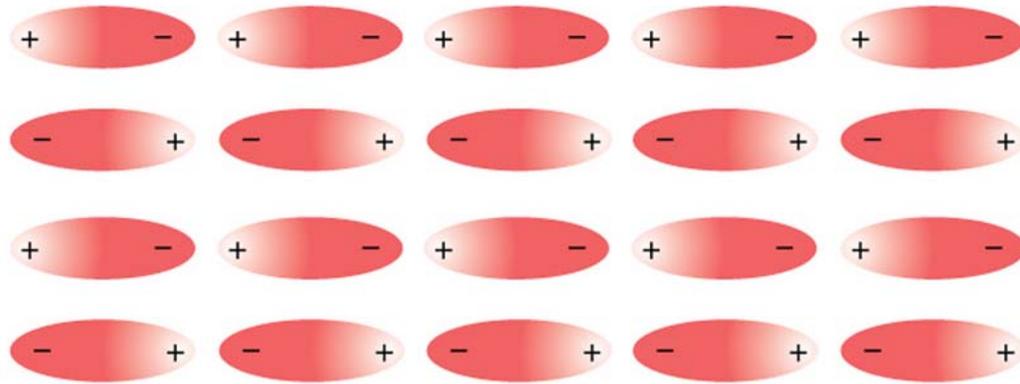
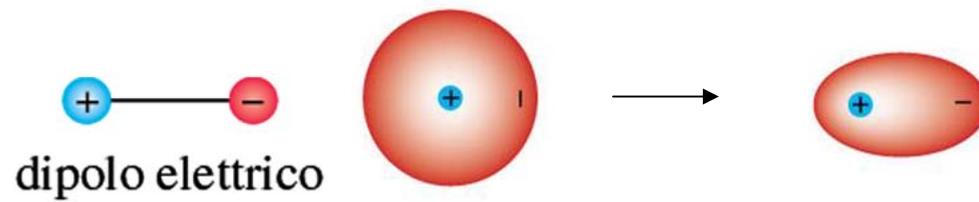


Figure 6.06

**2. Interazioni
dipolo-dipolo o
di orientazione**

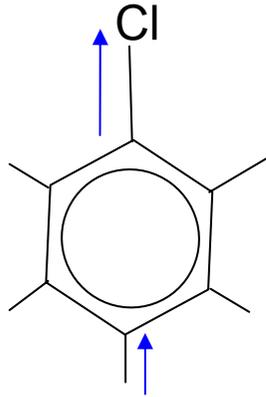


**3. Interazioni
dipolo-dipolo
indotto o di
induzione**



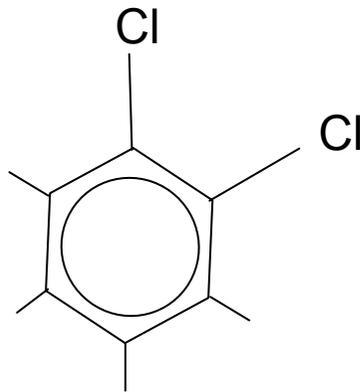
Derivati del benzene

Momenti di dipolo di legame



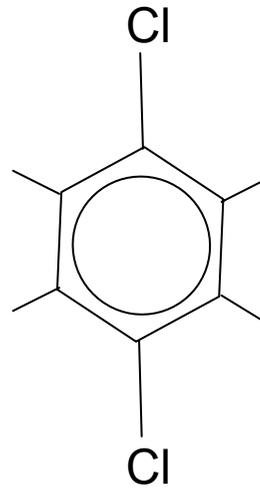
$$\mu = 1.57 \text{ D}$$

$$\mu_{calc} = 2.56 \text{ D}$$



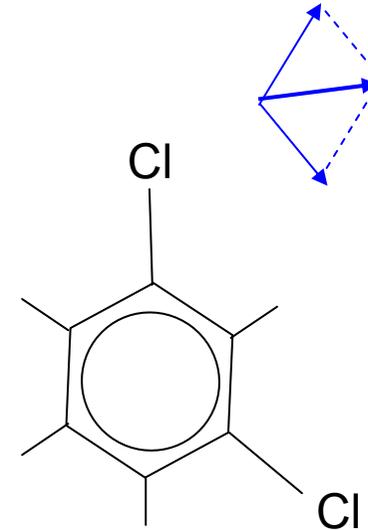
$$\mu_{sper} = 2.25 \text{ D}$$

$$\mu_{calc} = 0 \text{ D}$$



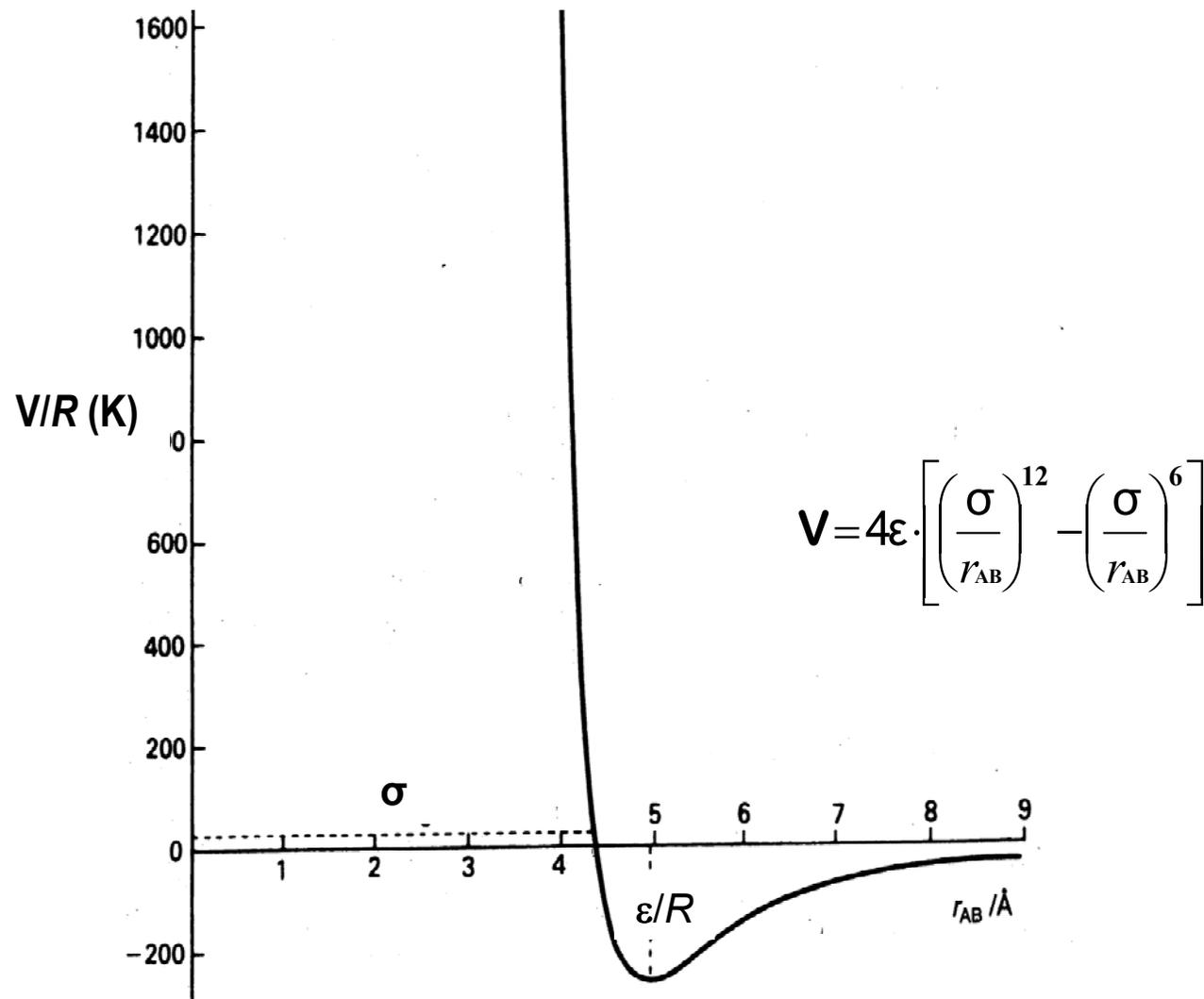
$$\mu_{sper} = 0 \text{ D}$$

$$\mu_{calc} = 1.57 \text{ D}$$



$$\mu_{sper} = 1.48 \text{ D}$$

Potenziale di Lennard-Jones



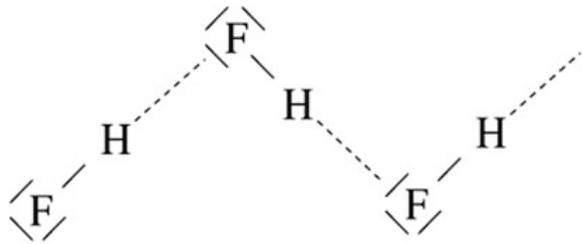
per Cl_2 : $\frac{\epsilon}{R} = 257 \text{ K}$ $\sigma = 4.40 \text{ \AA}$

Energie di legame

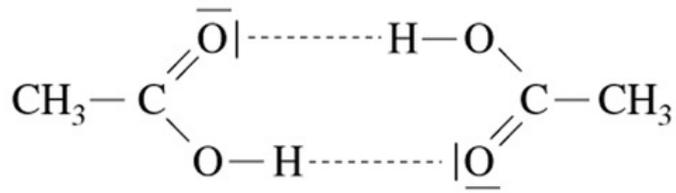
Tabella 1.7 Ordini di grandezza delle energie di legame intramolecolare e delle interazioni intermolecolari

<u>Legame</u>	<u>Energia</u>
<u>Covalente</u>	$10^2-10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
<u>Ionico</u>	$10^2-10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
<u>Metallico</u>	$10^1-10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
<u>Di idrogeno</u>	$10-40 \text{ kJ mol}^{-1}$
<u>Van der Waals</u>	$0,1-10 \text{ kJ mol}^{-1}$

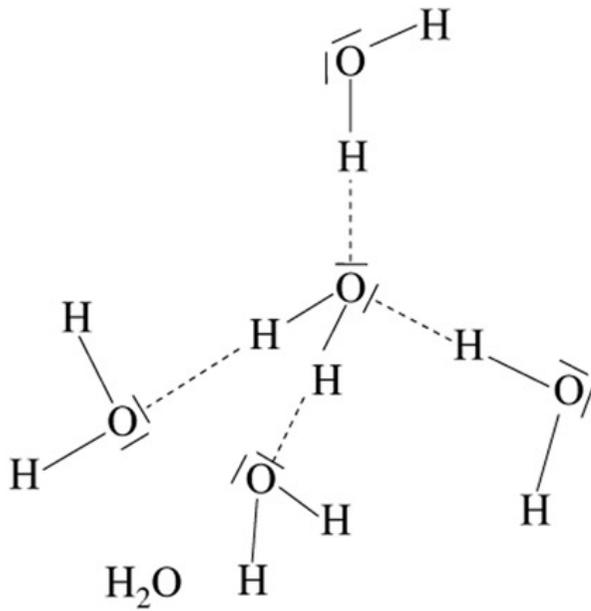
Legame ad idrogeno



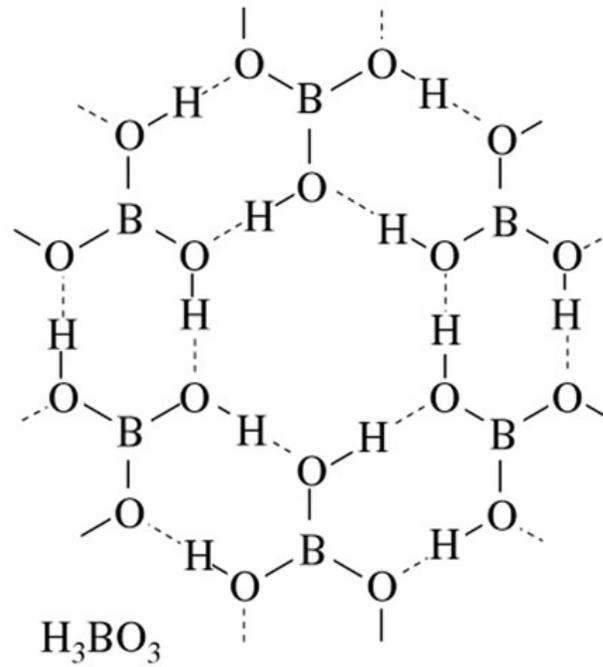
HF



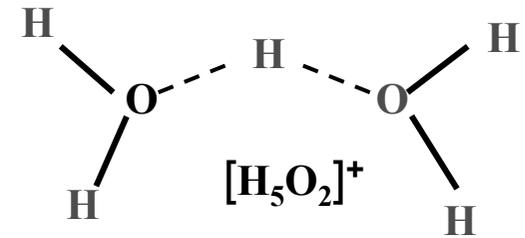
CH₃COOH



H₂O



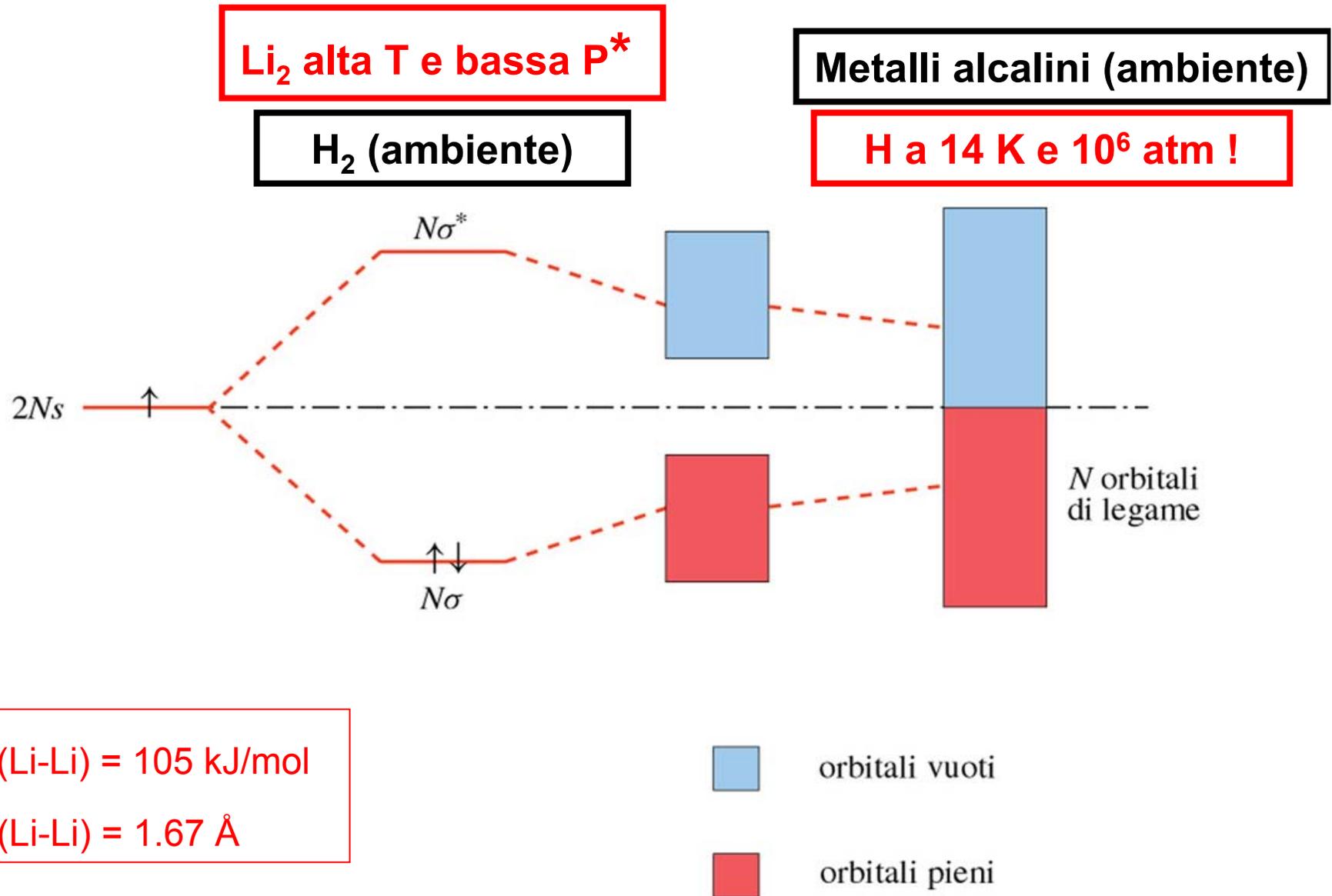
H₃BO₃



[H₃O₂]⁺

Cap. 7 Legame metallico

Figure 7.04



Bande

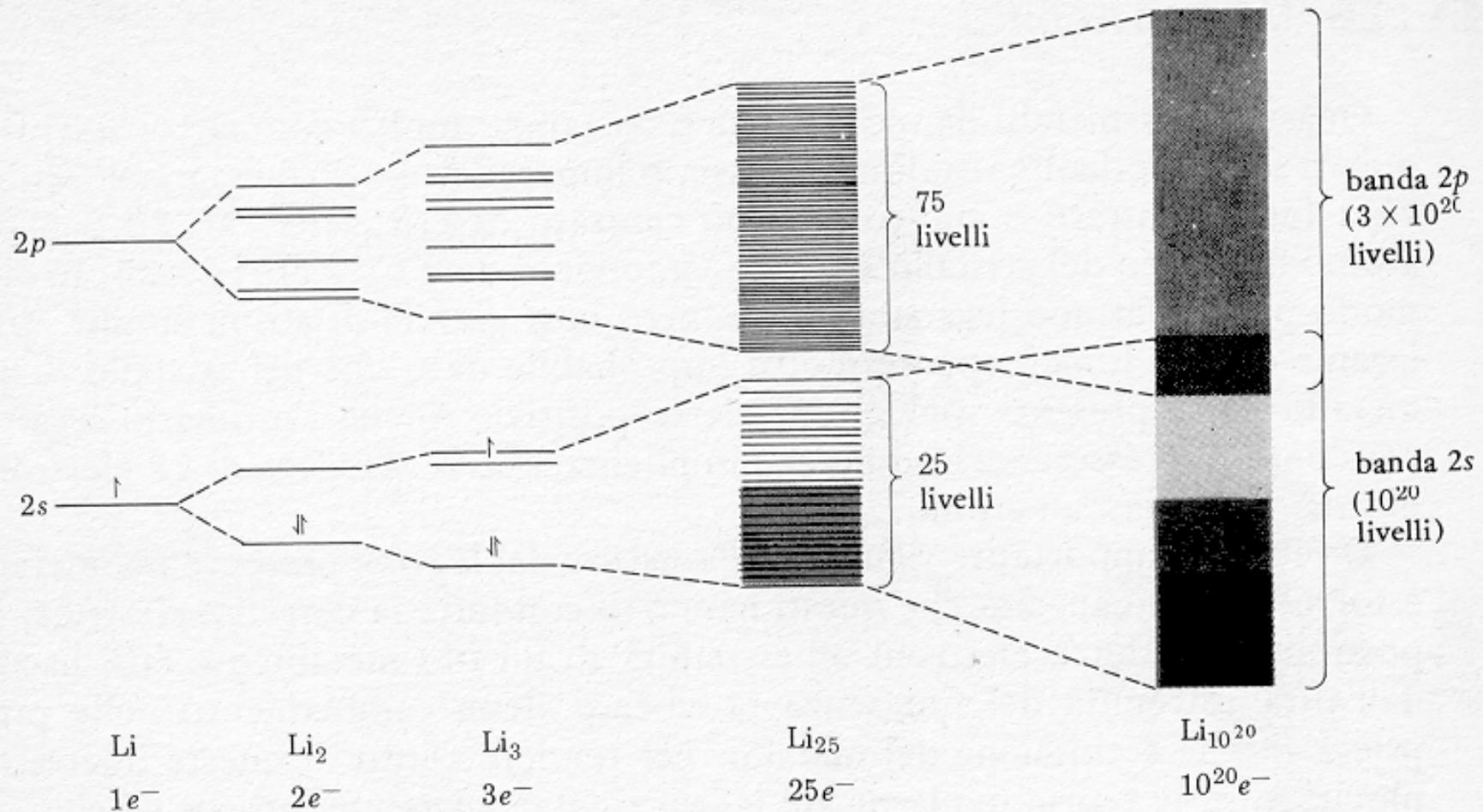
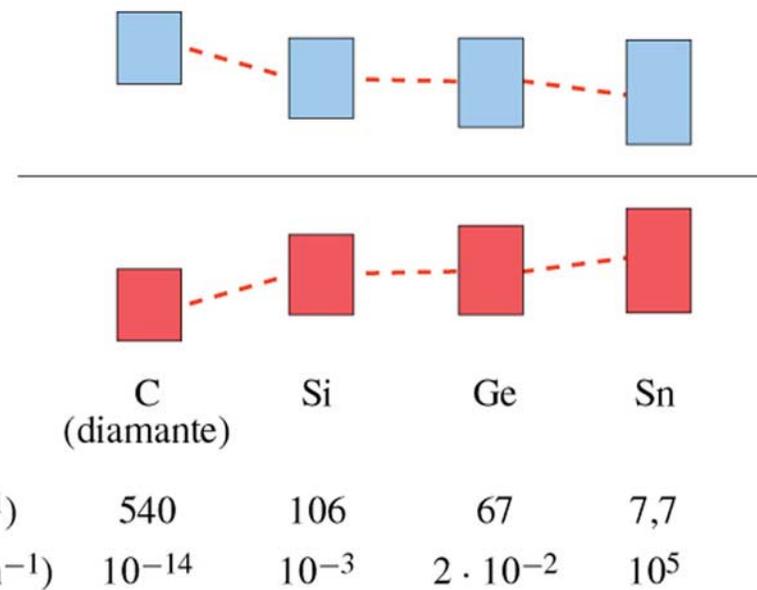
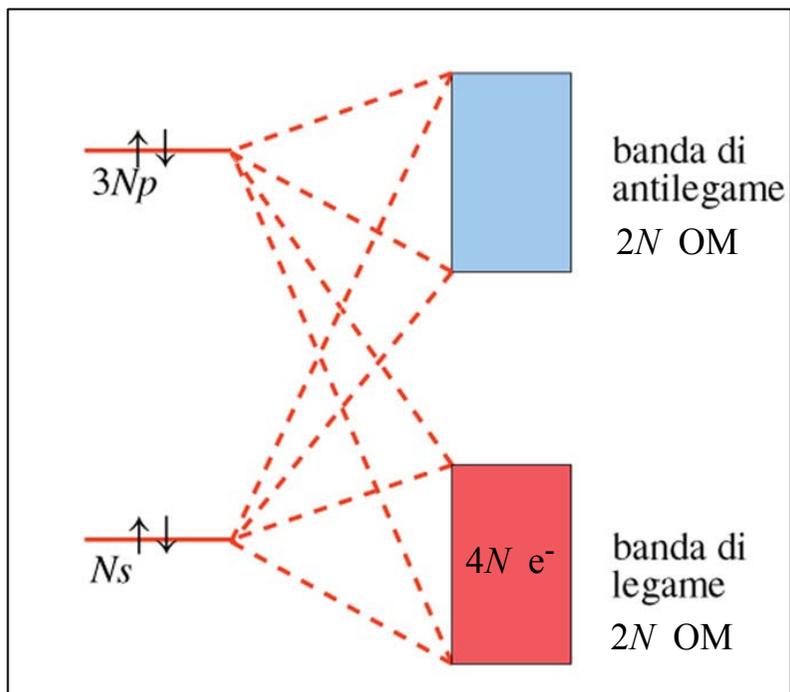


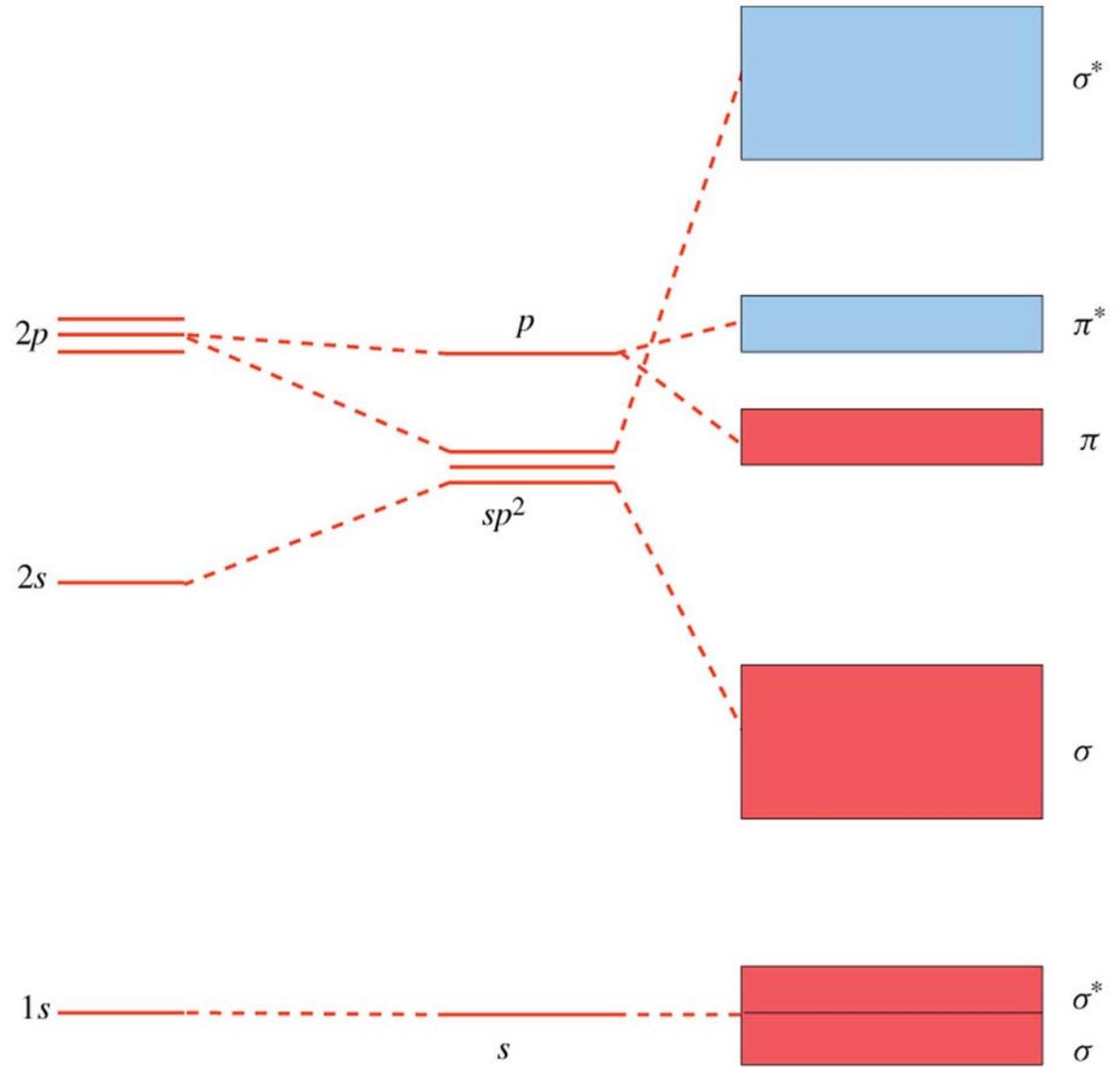
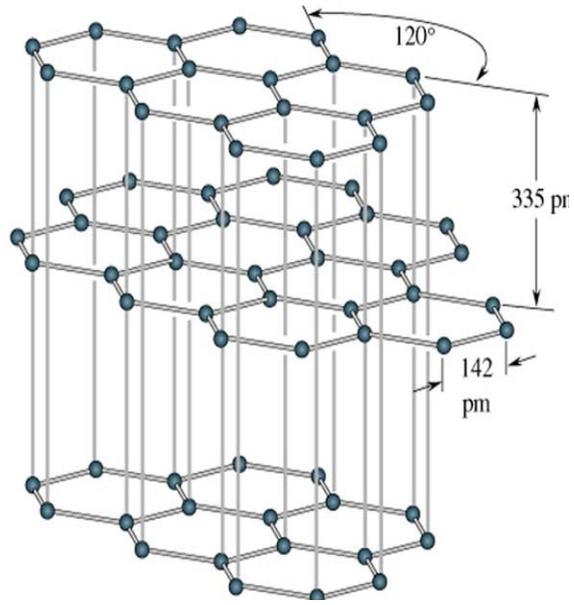
Figura 22.1 Energie degli orbitali molecolari corrispondenti alla delocalizzazione degli elettroni di valenza all'aumentare del numero di atomi di litio. Un campione di litio di 1 mg contiene circa 10^{20} atomi. Le energie degli orbitali molecolari in questa situazione sono così poco spaziate da costituire essenzialmente una banda continua.

Figure 7.07 + 7.08

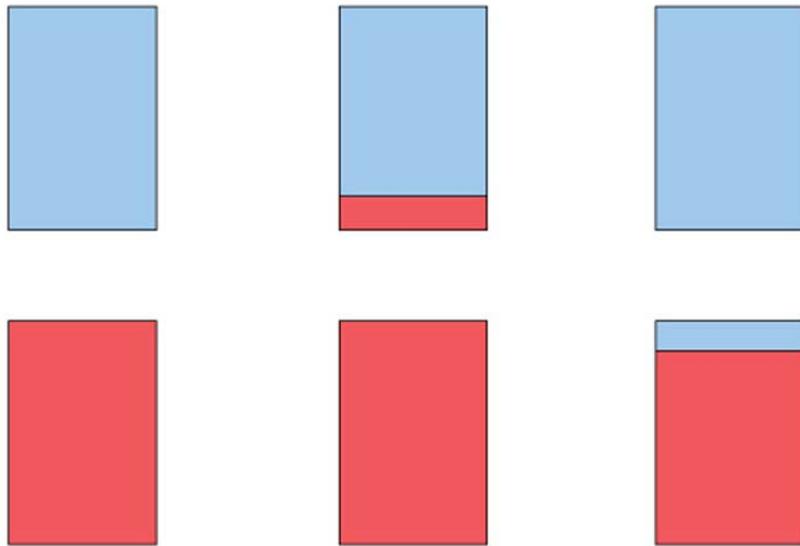
Elementi del gruppo del carbonio



Grafite



Semiconduttori



Si
 $4e^-$

(a)

Si + P
 $4e^-$ $5e^-$

(b)

Si + B
 $4e^-$ $3e^-$

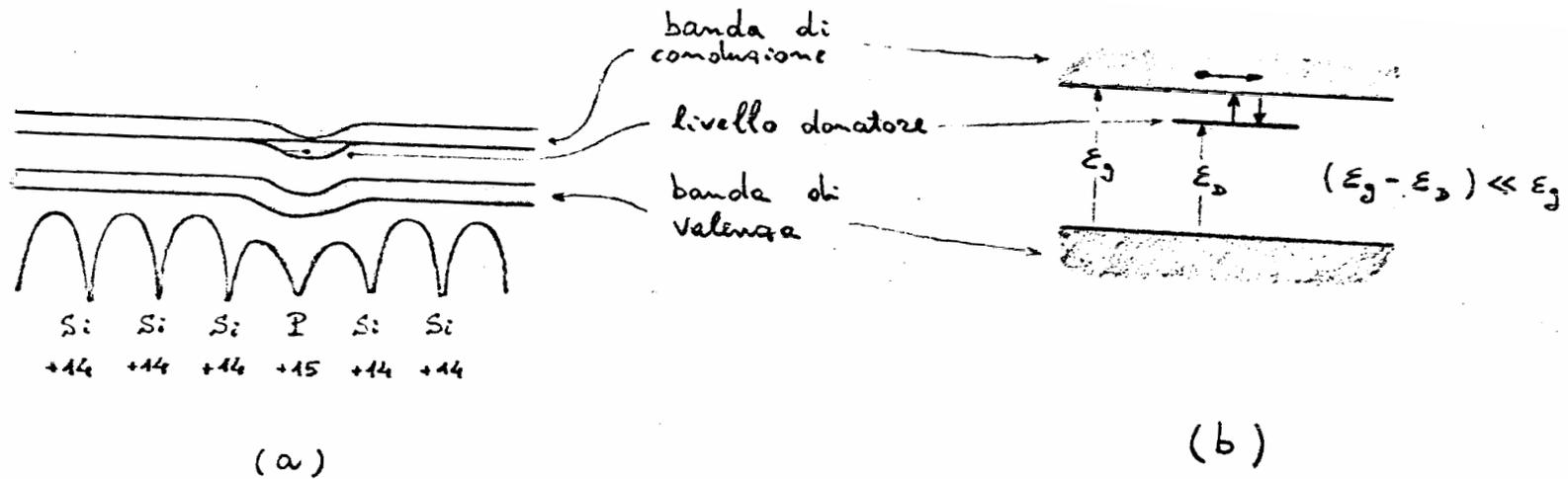
(c)

(a) Semiconduttore *intrinseco*.

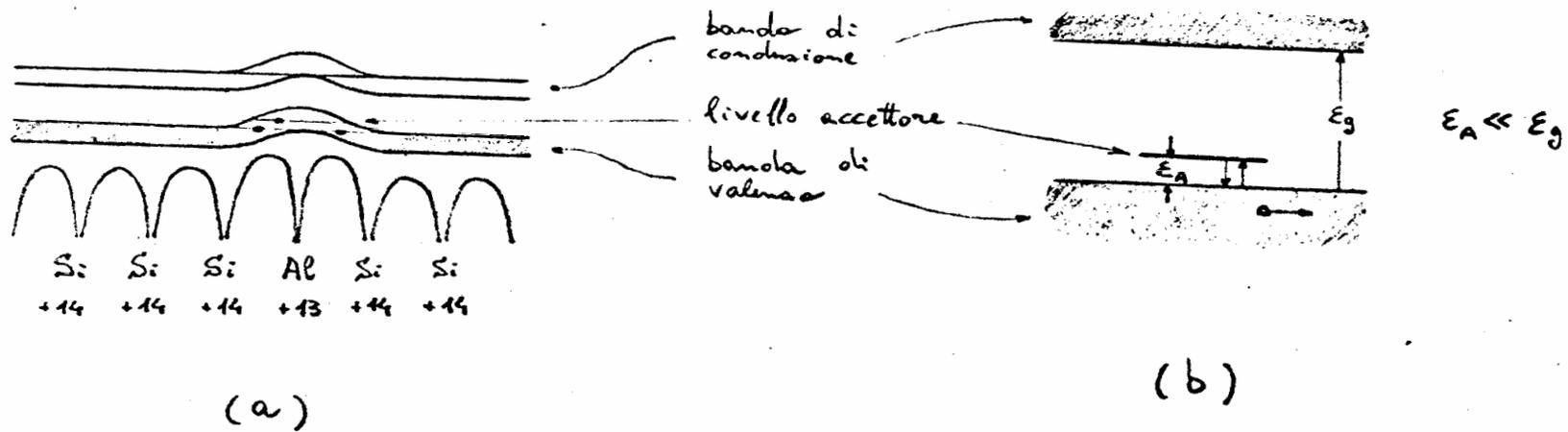
(b) Semiconduttore *estrinseco* di tipo **n**.

(c) Semiconduttore *estrinseco* di tipo **p**.

Semiconduttori p e n



Struttura a bande di un semiconduttore di tipo-p, Si (P).



Struttura a bande di un semiconduttore di tipo-p, Si (Al).