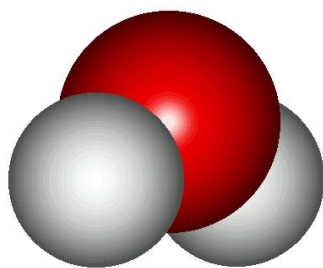
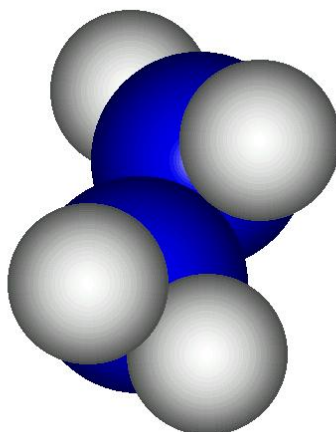


Cambiamenti di stato

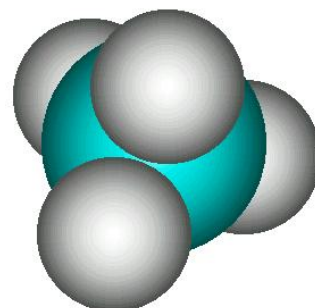
stato iniziale	cambiamento	stato finale
solido	<i> fusione </i>	liquido
solido	<i> sublimazione </i>	vapore
liquido	<i> congelamento </i>	solido
liquido	<i> evaporazione (ebollizione) </i>	vapore
vapore	<i> condensazione </i>	liquido
vapore	<i> condensazione (brinamento) </i>	solido



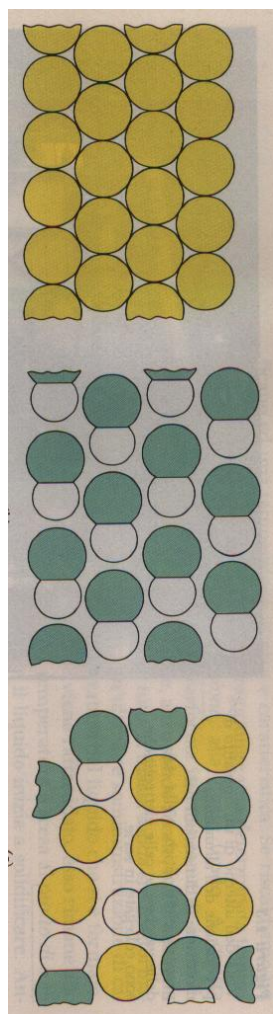
acqua, H₂O



Idrazina, N₂H₄



Metano, CH₄



Differenze tra miscele e composti

<i>miscela</i>	<i>composto</i>
può essere separata usando metodi fisici	NON può essere separato usando metodi fisici
la composizione è variabile (sia per la preparazione a scelta dell'operatore, sia scegliendo porzioni opportunamente piccole nei composti non omogenei)	la composizione è fissa ¹
le proprietà dipendono da quelle dei suoi componenti (Fe+S)	le proprietà sono diverse da quelle dei componenti (FeS)
viene scambiato poco calore durante la sua formazione ²	viene scambiato (generalmente liberato) molto calore durante la sua formazione

1 – i composti “non stechiometrici” hanno tutte le caratteristiche dei composti, ma composizione variabile a seconda della preparazione.

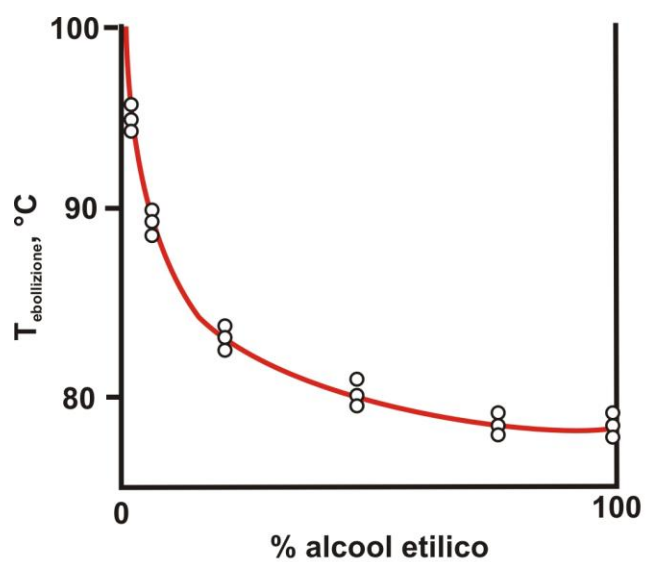
2 – fanno eccezione molte soluzioni (p.es. acidi e basi forti in acqua)

Metodi per separare le miscele

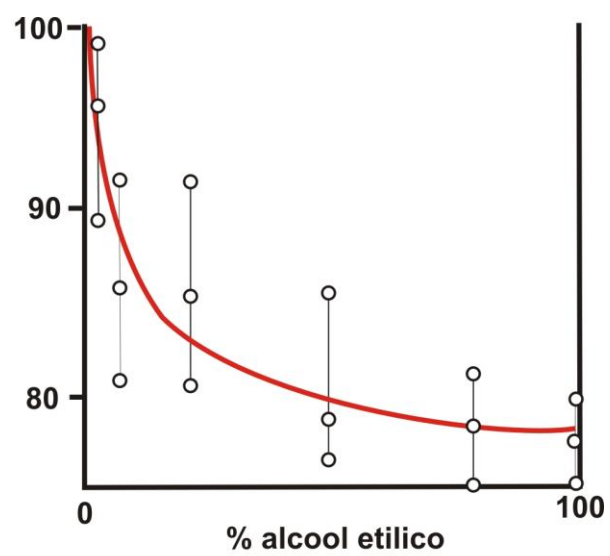
<i>metodo</i>	<i>proprietà interessata</i>
centrifugazione	densità
filtrazione	solubilità
ricristallizzazione	solubilità
distillazione	volatilità
cromatografia	capacità di aderire/interagire con superfici

Unità fondamentali del SI

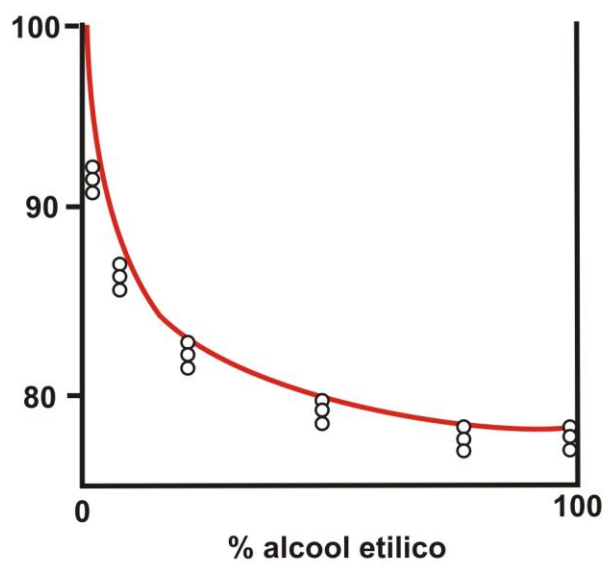
<i>proprietà</i>	<i>unità</i>	<i>simbolo</i>
massa	Kilogrammo	kg
lunghezza	Metro	m
tempo	Secondo	s
temperatura	Kelvin	K
quantità di materia	Mole	mol
corrente elettrica	Ampere	A
intensità luminosa	Candela	cd



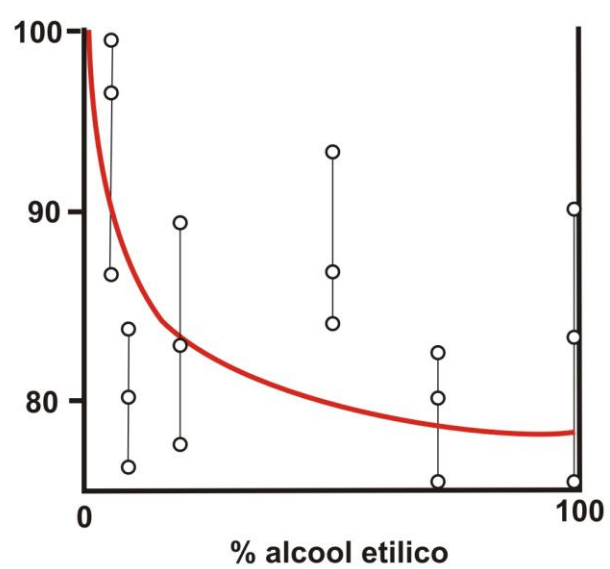
(a)



(c)



(b)



(d)

a) **Sommare la massa in grammi di tre campioni di K_2CO_3 del peso di 8.54 g, 10.0000g e 0.027g.**

Somma senza arrotondamento: 18.5670g.

Ci possono essere solo due decimali. Occorre tagliare xx.xx70.

Poiché la cifra più alta eliminata è > 5 , il risultato diventa 18.57 g

Percentuale di massa di una sostanza (elemento o composto) in un campione: $100 \times \text{massa della sostanza} / \text{massa totale del campione}$

b) **Un campione 12.53g di una lega Au/Cu/Al contiene 3.47g di Au. Qual è la percentuale in massa dell'oro all'interno della lega?**

Dalla calcolatrice risulta: 27.6935355...

Sono troppe cifre significative. Occorre tagliare, tenendo 3 cifre significative. La percentuale è dunque del 27.7 % (arrotondamento alla cifra superiore, perché la cifra più alta eliminata è >5). NB: si moltiplica per 100 considerandolo numero esatto.

c) **Un campione della stessa lega pesa 38.567g. Da altre misure sappiamo che il rame è il 35.71% in peso. Quanti g di rame sono contenuti nel campione? Utilizzando il dato del problema precedente determinare anche il peso di oro e di alluminio contenuti.**

Calcolo g Cu: $g(\text{Cu})/38.567 = 35.71/100$. Dalla calcolatrice risulta: 13.7722757...

Occorre tagliare a 4 cifre significative, togliendo xx.xx22757.

Il risultato è 13.77g (arrotondamento senza cambiare l'ultima cifra significativa perché la cifra più alta eliminata è < 5).

Calcolo g Au: $g(\text{Au})/38.567 = 27.7/100$. Dalla calcolatrice risulta : 10.683059....

Occorre tagliare a 3 cifre significative, togliendo xx.x83059

Il risultato è 10.7g

Calcolo g Al: $38.567 - 13.77 - 10.7 = 14.097$. Si arrotonda tenendo una sola cifra decimale: 14.1 g.

Main-Group Elements s Subshell fills												Main-Group Elements p Subshell fills															
1 IA		2 IIA		Transition Metals d Subshell fills								13 IIIA						14 IVA		15 VA		16 VIA		17 VIIA		18 VIIIA	
1	1 H 1s ¹											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶										
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²									13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶											
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9	10	11 IB	12 IIB	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶									
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ²	24 Cr 3d ⁴ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶									
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc 4d ⁵ 5s ²	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶									
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La* 5d ¹ 6s ²	72 Hf 5d ² 6s ²	73 Ta 5d ³ 6s ²	74 W 5d ⁴ 6s ²	75 Re 5d ⁵ 6s ²	76 Os 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶									
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac** 6d ¹ 7s ²	104 Db 6d ² 7s ²	105 Jl 6d ³ 7s ²	106 Jl 6d ⁴ 7s ²	107 Jl 6d ⁵ 7s ²	108 Jl 6d ⁶ 7s ²	109 Mt 6d ⁷ 7s ²	Inner-Transition Metals f Subshell fills																	
			*Lanthanides																								
			58 Ce 4f ¹ 5d ⁰ 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²											
			**Actinides																								
			90 Th 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 7s ²	101 Md 5f ¹³ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²											

- Metal
- Metalloid
- Nonmetal

Il numero di atomi di rame (Cu) in un campione di 3.0 g è 2.8×10^{22} . Calcolare quanti elettroni sono contenuti nel campione e quanto contribuiscono, in percentuale, al peso totale del campione.

Il numero atomico di Cu è 29, dunque vi sono 29 e⁻ per atomo.

$$29 \times 2.8 \times 10^{22} = 8.1 \times 10^{23} \text{ elettroni}$$

La massa di un singolo elettrone è 9.109×10^{-28} g.

Massa totale degli e⁻ = $9.109 \times 10^{-28} \text{ g} \times 8.1 \times 10^{23} = 7.3783 \times 10^{-4} \text{ g}$.
Occorre tagliare a 2 cifre significative e approssimare a $7.4 \times 10^{-4} \text{ g}$

In percentuale: $100 \times 7.4 \times 10^{-4} \text{ g} / 3.0 \text{ g} = 0.025\%$

- come aumentando Z, A si distanzia da un numero intero:

^{12}C (Z = 6)	A = 12.0000
^{14}N (Z = 7)	A = 14.003074
^{16}O (Z = 8)	A = 15.994915
^{79}Br (Z = 35)	A = 78.91833

- Calcolare il Peso Atomico medio del cloro, sapendo che esiste in natura al 75.769% come ^{35}Cl (A = 34.968852) e al 24.231 % come ^{37}Cl (A = 36.965903)

$$34.968852 \times 0.75769 + 36.965903 \times 0.24231 = 35.453$$

- L'azoto esiste in natura come ^{14}N e ^{15}N , le cui masse sono, rispettivamente, 14.0031 e 15.0001 **uma**. Sapendo che il PA medio dell'azoto è 14.0067, calcolare le abbondanze percentuali dei due isotopi.

Chiamiamo x l'abbondanza percentuale di ^{15}N . Quella di ^{14}N sarà 100-x. Da cui: $14.0067 = [14.0031 \times (100-x) + 15.0001 \times x] / 100$

$$x = 0.36 = \% \text{ di } ^{15}\text{N}$$

La percentuale di ^{14}N sarà $100 - 0.36 = 99.64$

- numero di atomi in 12 g di ^{12}C = $12\text{g}/(12 \times 1.6605 \times 10^{-24}\text{g}) = 6.022 \times 10^{23} = N_A$
 (dunque, il valore del N_A è pari a 1/valore u.m.a.)

- Una mole (cioè un Numero di Avogadro) di atomi di un certo elemento è contenuto in una massa in grammi pari al **PA** di quell'elemento.

Infatti, il numero di atomi contenuti in un peso in grammi di qualsiasi elemento pari al peso atomico dello stesso elemento è calcolato come:

$$\text{n.ro atomi} = \text{PA in g} / (\text{PA} \times 1.6605 \times 10^{-24}\text{g}) = 1/\text{uma} = 6.022 \times 10^{23}$$

poiché, per definizione, il peso atomico di un elemento è il numero di u.m.a. che pesa un singolo atomo di quell'elemento.

- esercizio: calcolare il numero di moli contenuto in 15.24 g di rame.

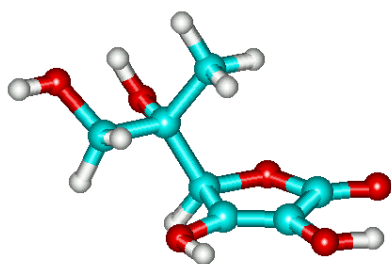
$$\text{PA}(\text{Cu}) = 63.54$$

$$15.24 \text{ g} / 63.54 \text{ g/mol} = 0.2398 \text{ mol}$$

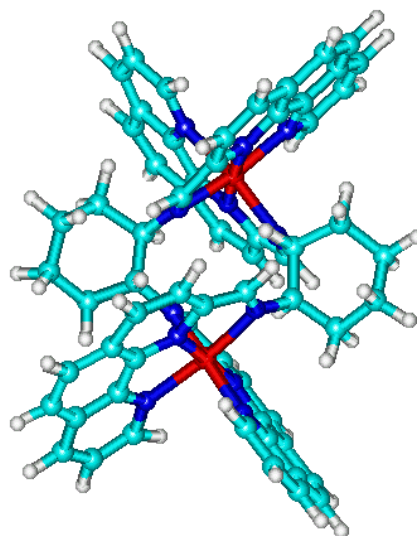
-esercizio: calcolari la massa in grammi in cui sono contenute 0.0356 mol di P (fosforo).

$$\text{PA}(\text{P}) = 30.97$$

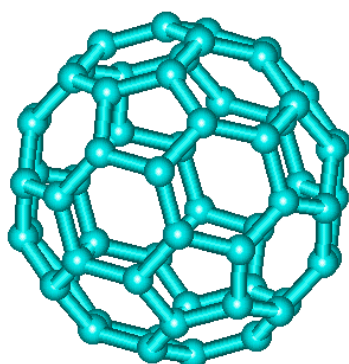
$$0.0356 \text{ mol} \times 30.97 \text{ g/mol} = 1.10 \text{ g}$$



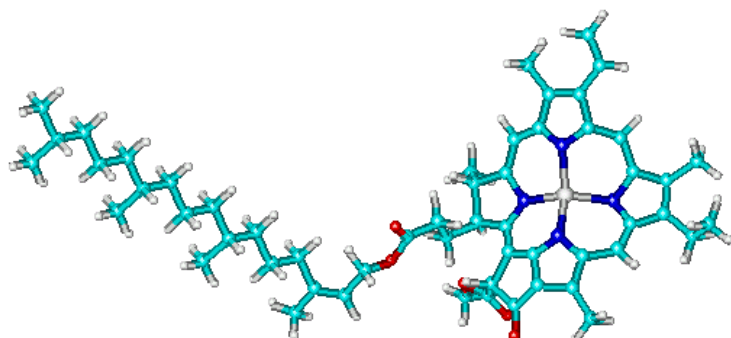
Vitamina C



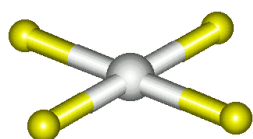
Doppio elicato Fe



C60 - fullerene



Clorofilla



XeF₄

- Calcolare il peso molecolare del glucosio, la cui formula molecolare è $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{array}{r r r r r}
 6 \times PA(C) & = & 6 \times 12.011 & = & 72.066 & + \\
 12 \times PA(H) & = & 12 \times 1.00797 & = & 12.0956 & + \\
 6 \times PA(O) & = & 6 \times 15.9994 & = & 95.9964 & \\
 \hline
 \end{array}$$

$$PM(C_6H_{12}O_6) = 180.158$$

- Calcolare a quante moli di glucosio corrisponde 35.00g

$$35.00 \text{ g} / 180.158 \text{ g/mol} = 0.1943 \text{ mol}$$

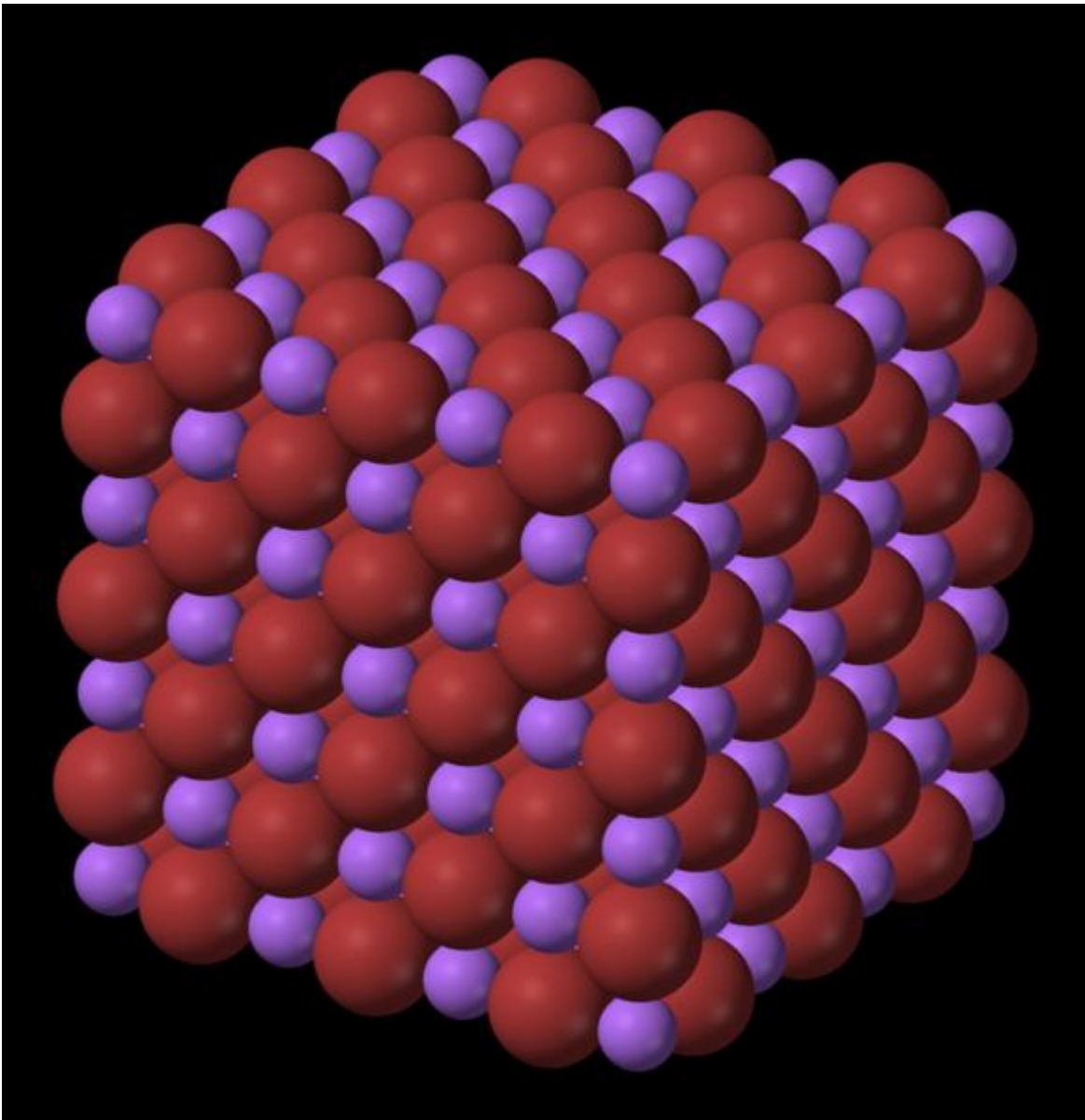
- Calcolare quanti grammi di glucosio corrispondono a 5.00 mmol

$$5.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 180.158 \text{ g/mol} = 0.901 \text{ g}$$

1	2		transizione		13		14
Li ⁺	Be ²⁺						
Na ⁺	Mg ²⁺				Al ³⁺		
K ⁺	Ca ²⁺	Fe ²⁺ /Fe ³⁺	Cu ⁺ /Cu ²⁺	Zn ²⁺	Ga ³⁺		
Rb ⁺	Sr ²⁺		Ag ⁺	Cd ²⁺	In ⁺ , In ³⁺		Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺
Cs ⁺	Ba ²⁺		Au ⁺ /Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ /Hg ²⁺	Tl ⁺ /Tl ³⁺		Pb ²⁺ /Pb ⁴⁺

Cationi monoatomici più comuni (da ricordare *tutti*)

1	2	transizione			13	14			
Li ⁺	Be ²⁺								
Na ⁺	Mg ²⁺					Al ³⁺			
K ⁺	Ca ²⁺				Fe ²⁺ /Fe ³⁺	Cu ⁺ /Cu ²⁺	Zn ²⁺	Ga ³⁺	
Rb ⁺	Sr ²⁺					Ag ⁺	Cd ²⁺	In ⁺ , In ³⁺	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺
Cs ⁺	Ba ²⁺					Au ⁺ /Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ /Hg ²⁺	Tl ⁺ /Tl ³⁺	Pb ²⁺ /Pb ⁴⁺



NaBr, reticolo cristallino (in rosso Br^- , in viola Na^+)

14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)
C_2^{2-} carburo	N^{3-} azoturo	O^{2-} ossido	F^- fluoruro
CN^- cianuro	N_3^- azide	O_2^- superossido	
NCO^- cianato	NH_2^- ammide	O_2^{2-} perossido	
NCS^- tiocianato		O_3^- ozonuro	
		OH^- idrossido	
	P^{3-} fosfuro	S^{2-} solfo	Cl^- cloruro
		HS^- idrogenosolfuro	
			Br^- bromuro
			I^- ioduro
			I_3^- triioduro

- Calcolare il peso formula del solfato di ammonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, e calcolare a quante moli di solfato di ammonio corrispondono 24.35g

PF dagli atomi:	PA(N)x2 =	28.013
	PA(H)x8 =	8.06376
	PA(S) =	32.06
	PA(O)x4 =	63.998

$$\text{PF} = 132.1347$$

$$24.35 \text{ g} / 132.13 \text{ g/mol} = 0.1843 \text{ mol}$$

dalle tabelle

	$2 \times \text{PM}(\text{NH}_4^+)$	=	36.077
	$\text{PM}(\text{SO}_4^{2-})$	=	96.058

$$\text{PF} = 132.135$$

o anche $\text{PF}[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 132.14 !!$

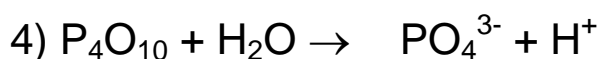
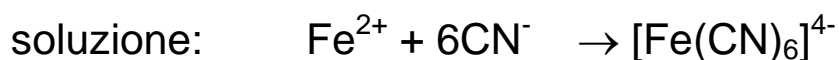
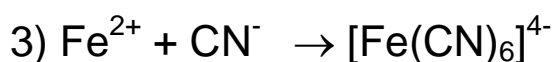
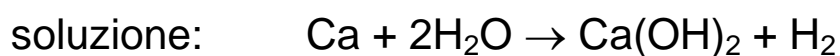
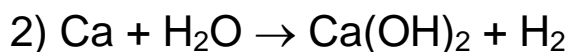
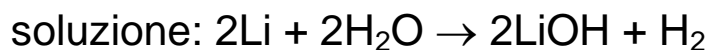
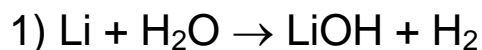
CATIONI CON DIVERSA CARICA e loro nomenclatura

Cobalto	Co^{2+}	cobaltoso	Cobalto(II)
	Co^{3+}	cobaltico	Cobalto(III)
Rame	Cu^+	rameoso	Rame(I)
	Cu^{2+}	rameico	Rame(II)
Ferro	Fe^{2+}	ferroso	Ferro(II)
	Fe^{3+}	ferrico	Ferro(III)
Piombo	Pb^{2+}	piomboso	Piombo(II)
	Pb^{4+}	piombico	Piombo(IV)
Manganese	Mn^{2+}	manganoso	Manganese(II)
	Mn^{3+}	manganico	Manganese(III)
Mercurio	Hg_2^{2+}	mercuroso	Mercurio(I)
	Hg^{2+}	mercurico	Mercurio(II)
Stagno	Sn^{2+}	stannoso	Stagno(II)
	Sn^{4+}	stannico	Stagno(IV)

OSSOANIONI COMUNI
(e acidi da cui derivano)
da ricordare *tutti*

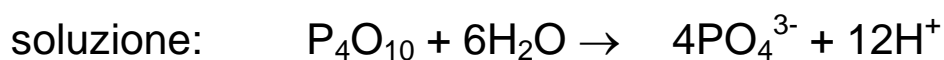
transizione	14	15	16	17
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ bicromato	H_2CO_3 acido carbonico	HNO_3 acido nitrico	H_2SO_4 acido solforico	.
CrO_4^{2-} cromato	HCO_3^- idrogeno- carbonato (bicarbonato)	NO_3^- nitrato	HSO_4^- idrogeno- solfato	.
MnO_4^- permanganato	CO_3^{2-} carbonato		SO_4^{2-} solfato	.
MnO_4^{2-} manganato		HNO_2 acido nitrico		
		NO_2^- nitrito	H_2SO_3 acido solforoso	
		H_3PO_4 acido fosforico	HSO_3^- idrogeno- solfito (bisolfito)	
		H_2PO_4^- diidrogeno fosfato	SO_3^{2-} solfito	
		HPO_4^{2-} idrogeno- fosfato		
		PO_4^{3-} fosfato		

Esempi di reazioni e loro bilanciamento.



approccio metodologico utile in ogni reazione di questo tipo
(reazione acido/base)

a) si sistema il fosforo a sinistra; b) si bilanciano le cariche con H^+ ;
c) si mettono tante molecole d'acqua quante richieste dall'idrogeno
a sinistra; d) si verifica che il numero di atomi di ossigeno sia
bilanciato



“regole” di solubilità

“regola”	eccezioni
<i>composti solubili (elettroliti forti)</i> composti degli elementi 1° gruppo composti di ammonio cloruri, bromuri, ioduri nitrati, clorati, perclorati acetati solfati	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺ (Ag ⁺), (Hg ₂ ²⁺) Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Pb ²⁺ , (Ag ⁺), (Ca ²⁺)
<i>composti poco solubili ed insolubili</i> carbonati, fosfati, ossalati, bicromati solfuri idrossidi, ossidi	1° gruppo e ammonio 1° gruppo e ammonio 1° gruppo (e Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺)

ricordarsi che...

ione clorato : ClO₃⁻

ione perclorato: ClO₄⁻

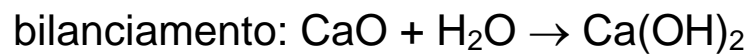
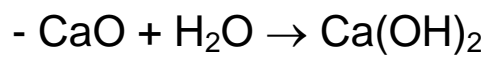
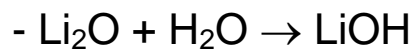
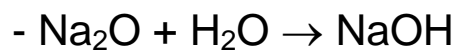
ione carbonato: CO₃²⁻

ione fosfato: PO₄³⁻

ione ossalato: C₂O₄²⁻

ione acetato: CH₃COO⁻

ione bicromato: Cr₂O₇²⁻



Esempi di reazioni di ossidi acidi con H₂O

(biossido di carbonio o anidride carbonica)



(triossido di diazoto o anidride nitrosa)



(pentossido di diazoto o anidride nitrica)

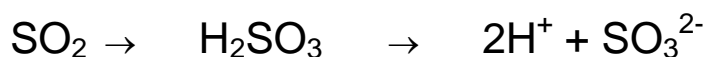


(biossido di zolfo o anidride solforosa)



(triossido di zolfo o anidride solforica)

NOMENCLATURA: RIASSUNTO



anidride solforosa con acqua da acido solforoso che si libera solfito



anidride solforica con aq da acido solforico che libera solfato



nitrosa, acido nitroso, nitrito



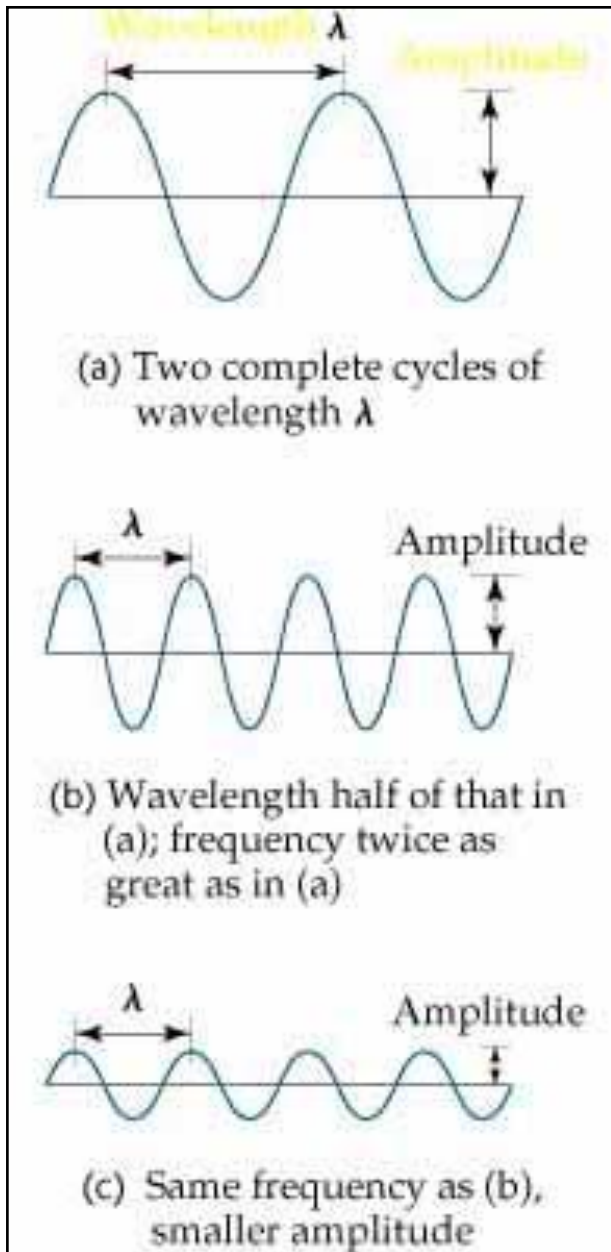
nitrica, acido nitrico, nitrato

Serie elettrochimica

Agente ossidante		Agente riducente
<i>fortemente ossidante</i>		
F_2		F^-
$MnO_4^- (H^+)$		Mn^{2+}
Cl_2		Cl^-
$Cr_2O_7^{2-} (H^+)$		Cr^{3+}
$NO_3^- (H^+)$		NO
Ag^+		Ag
Fe^{3+}		Fe^{2+}
Cu^{2+}		Cu
SO_4^{2-}		SO_3^{2-}
H_3O^+		H_2
Fe^{2+}		Fe
Zn^{2+}		Zn
Mg^{2+}		Mg
Na^+		Na
		<i>fortemente riducente</i>

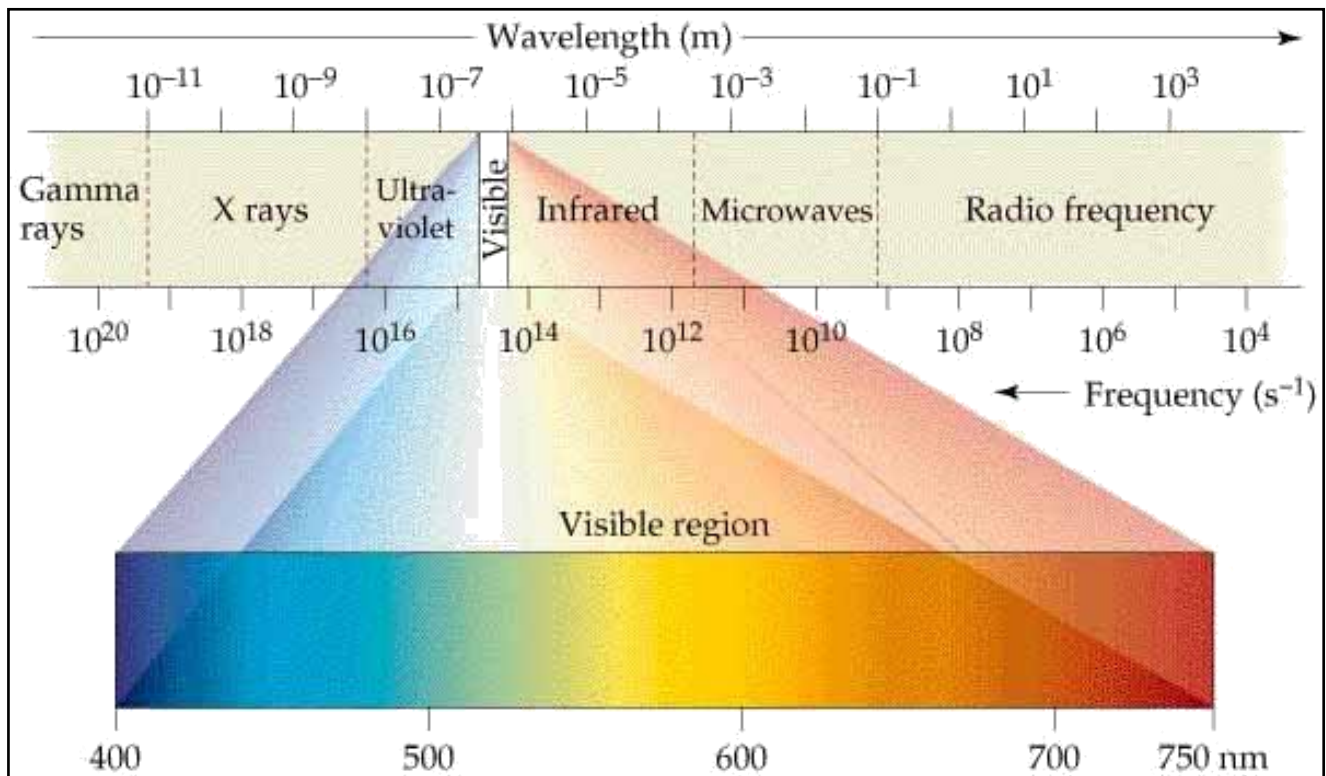
Regole per il calcolo del n.ox

- 1) La somma dei n.ox. di tutti gli atomi di una molecola o di un composto ionico deve essere uguale alla sua carica totale
- 2) Tutti gli atomi allo stato elementare hanno n.ox. = 0
- 3) Per tutti gli elementi del gruppo I nei composti: n.ox. = +1
- 4) Per quelli del gruppo II nei composti n.ox. = +2
- 5) Per l'idrogeno in combinazione con i non metalli, n.ox. = +1 in combinazione con i metalli (idruri) n.ox. = -1
- 6) Per il fluoro, in tutti i composti n.ox. = -1
- 7) Per l'ossigeno nei composti, n.ox = -2, tranne che nei perossidi (O_2^{2-}) dove è -1
- 8) In un catione o anione monoatomico, il n.ox. è uguale alla carica.



- Tutte le onde hanno una caratteristica lunghezza d'onda, λ , e un'ampiezza, A .
- La frequenza, ν , di un'onda è il numero di cicli che passano attraverso un punto in un secondo. Unità della frequenza: Hertz, Hz, = 1 ciclo per secondo
- La velocità di un'onda, v , è data dalla sua frequenza moltiplicata per la sua lunghezza:

$$v = \nu \lambda$$
- Per la luce, velocità = c , pari a $2.99792 \times 10^8 \text{ m/s}$



Natura particellare della luce

Secondo Planck, la radiazione elettromagnetica può essere assorbita e rilasciata dagli atomi solo in “pacchetti”, detti quanti, la cui energia è

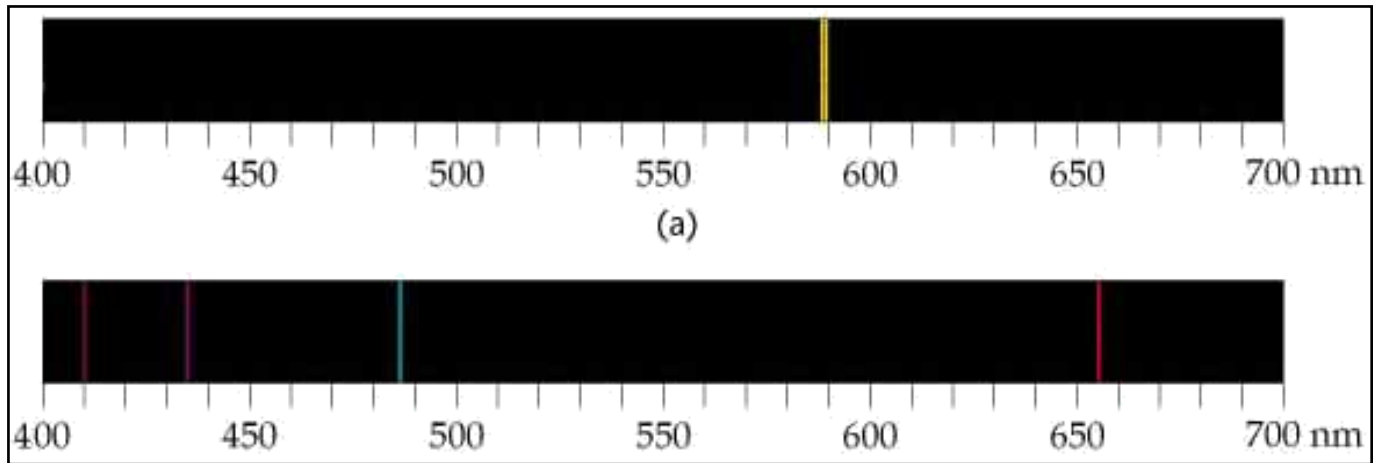
$$E = h\nu$$

dove h è la costante di Planck
(6.626×10^{-34} J/Hz)

Ogni quanto di luce è una particella, il fotone, la cui energia dipende dalla frequenza.

Luce blu:

$$E = (6.63 \times 10^{-34} \text{ J/Hz}) \times (6.41 \times 10^{14} \text{ Hz}) \\ = 4.2 \times 10^{-19} \text{ J}$$

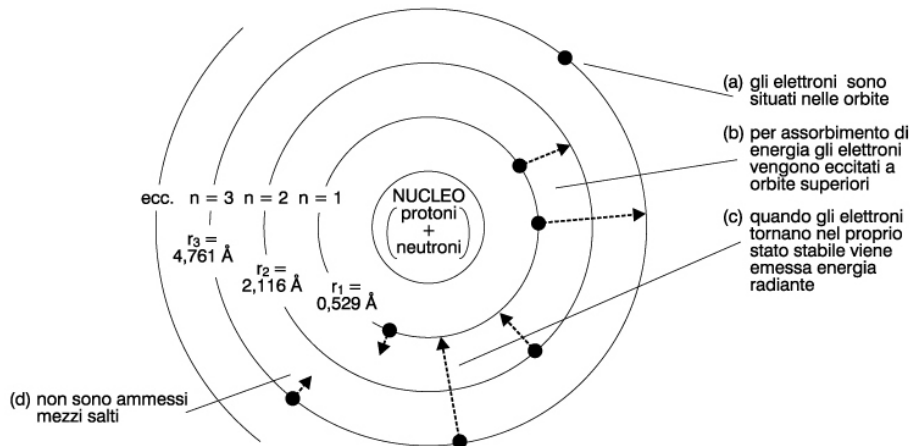


$$\nu = \mathbf{R} \times \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

n_i e n_f assumono solo valori interi (1,2,3), e dunque la frequenza della luce emessa può assumere solo valori discreti e cioè quantizzati. L'energia dei fotoni corrispondenti, $E = h\nu$, assume anch'essa valori quantizzati.

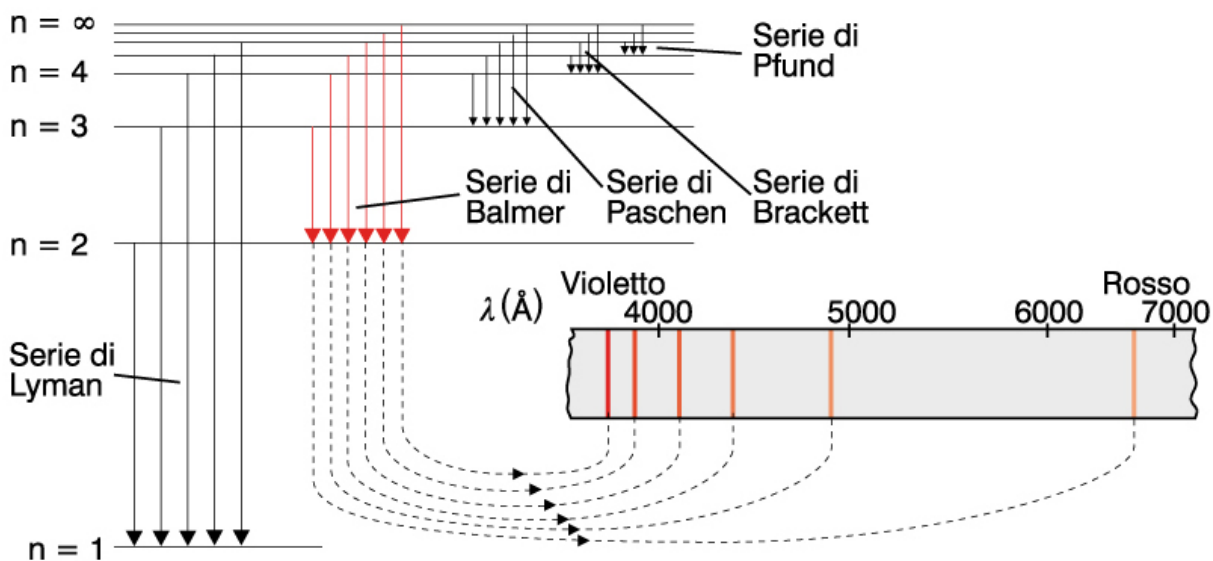
R , costante di Rydberg, vale 3.29×10^{15} Hz

Bohr: l'elettrone, su ciascuna orbita, avrà energia $E = -h \times R / n^2$



Lo spettro dell'atomo di idrogeno sarà a righe (emissione quantizzata) perché saltando da un'orbita all'altra and incontro a variazioni di energia del tipo:

$$\Delta E = h \times R \times \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$



Nome	Simbolo	Valori	Significato
Principale	n	1, 2, ...	Definisce il livello e l'energia del livello
Azimutale*	l	0, 1, ..., $n-1$	Definisce il sottolivello $l=0, 1, 2, 3, 4, \dots$ $s \ p \ d \ f \ g \ \dots$
Magnetico	m_l	$l, l-1, \dots, -l$	Definisce gli orbitali di un sottolivello
Magnetico di spin	m_s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Definisce lo stato di spin

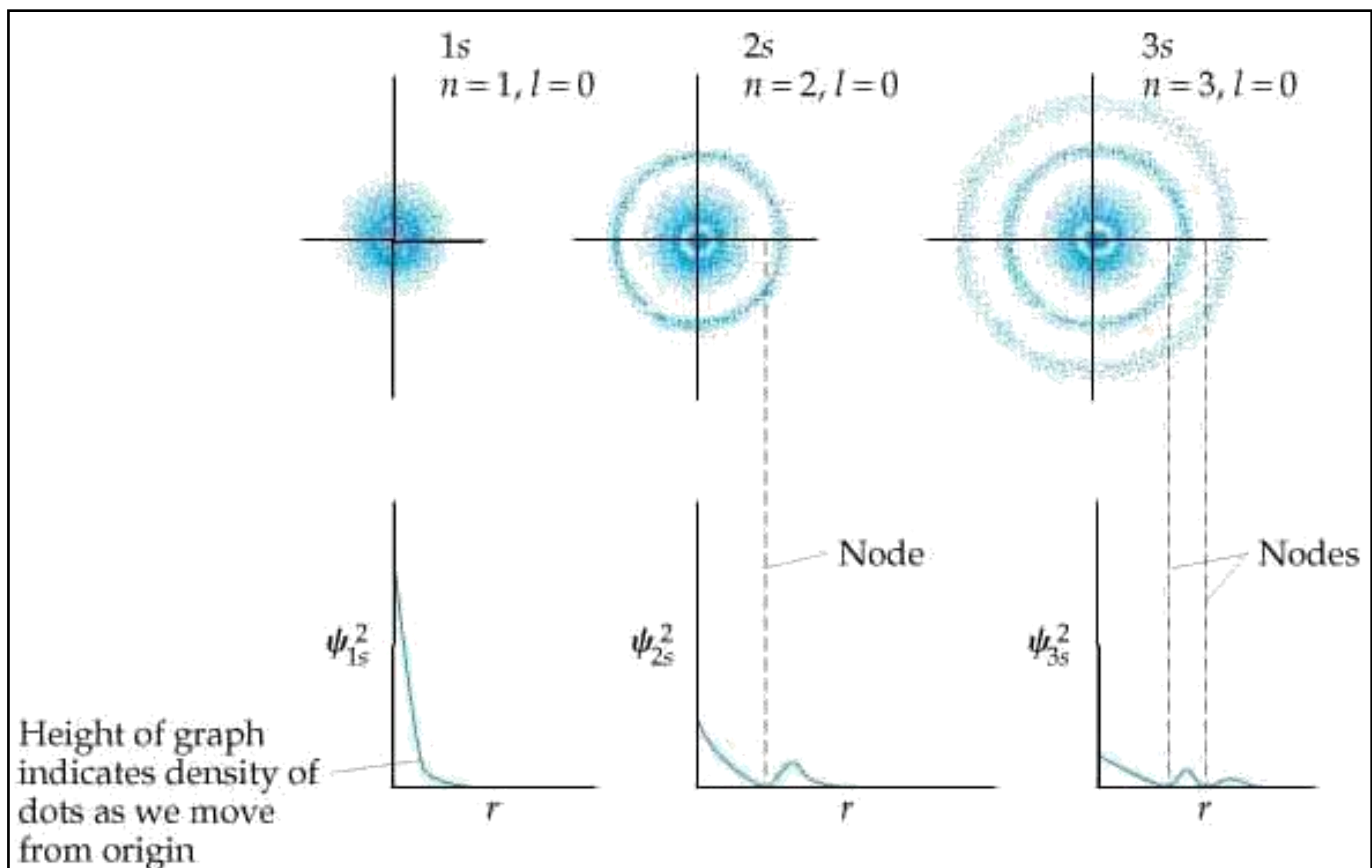
* Detto anche numero quantico del momento angolare orbitale, poiché specifica il momento angolare dell'elettrone intorno al nucleo: momento angolare = $[l(l+1)]^{1/2}h/2\pi$.

Livello (n)	Sottolivello (l)	Tipo di orbitali	Numero di orbitali, $2l+1$	Energia*
1	0	1s	1	-1
2	0	2s	1	$-\frac{1}{2}$
	1	2p	3	
3	0	3s	1	$-\frac{1}{9}$
	1	3p	3	
	2	3d	5	
4	0	4s	1	$-\frac{1}{16}$
	1	4p	3	
	2	4d	5	
	3	4f	7	

* Come multiplo di $h \times \mathcal{R}$.

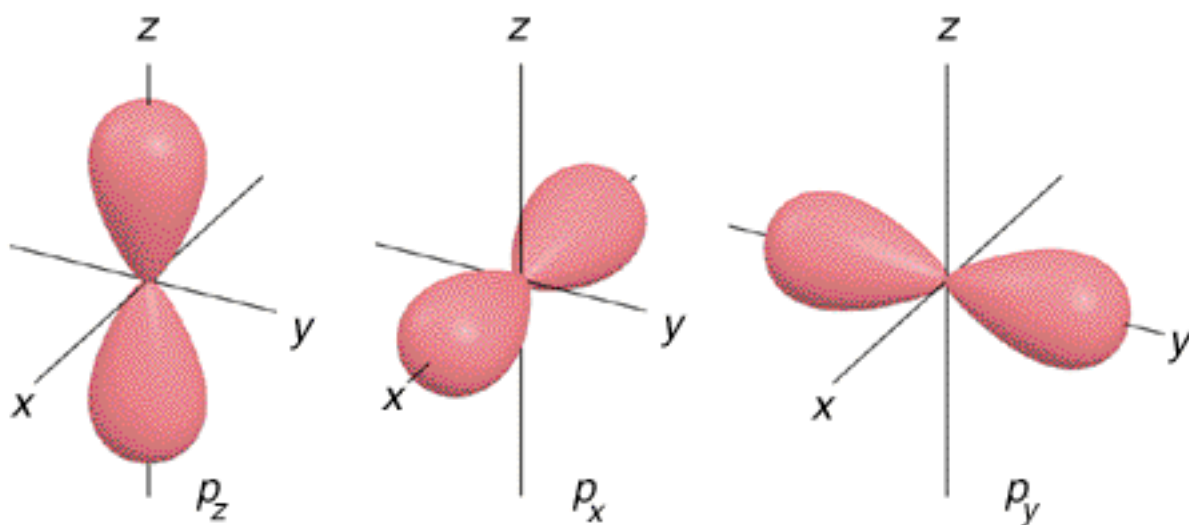
ORBITALI s

- sono sferici
- al crescere di n aumentano le loro dimensioni
 - il nucleo non è su una superficie nodale
- al crescere di n varia la distribuzione radiale



ORBITALI p

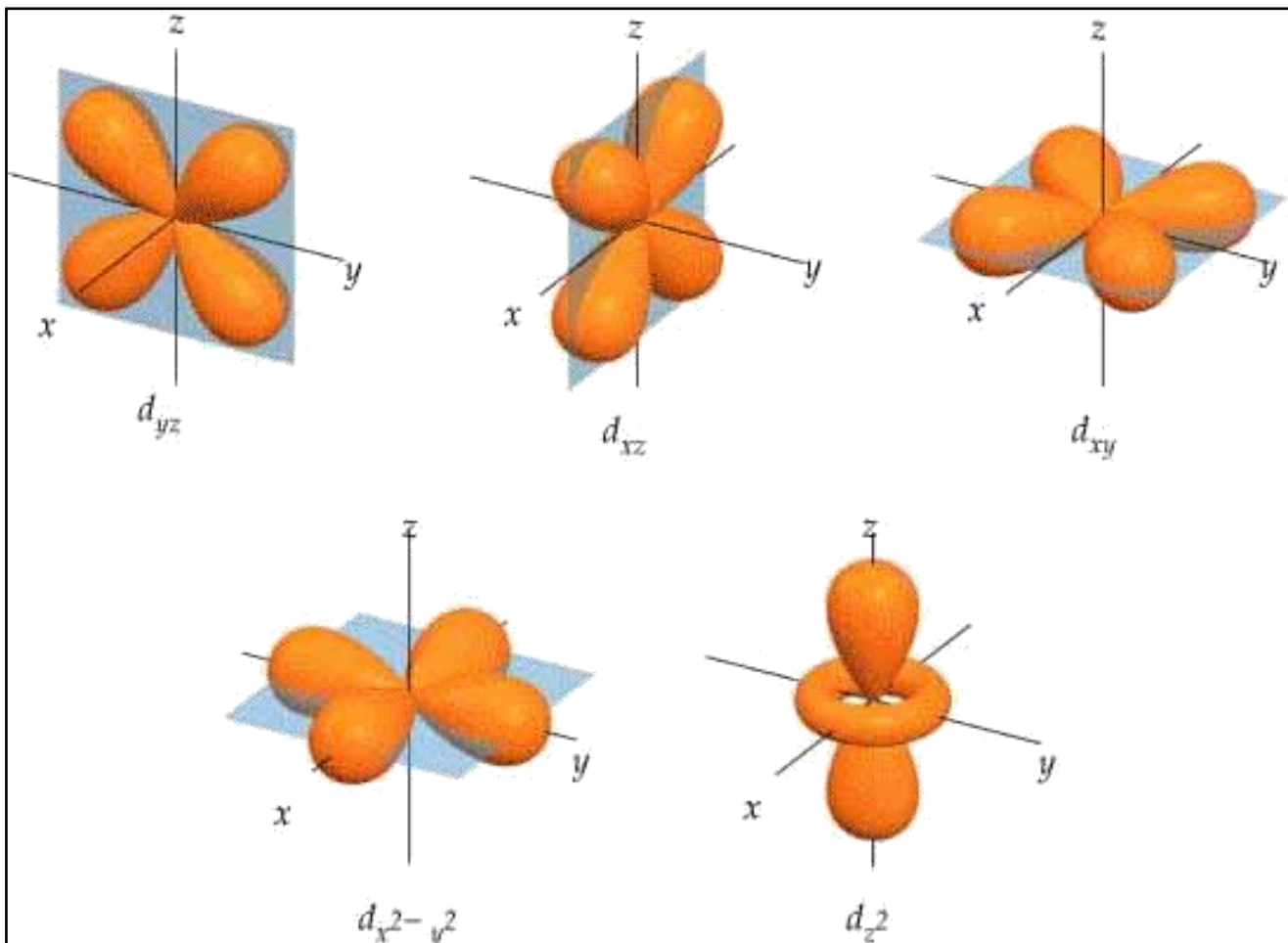
- sono “a salsiccia”
- al crescere di n aumentano le loro dimensioni
 - il nucleo è su una superficie nodale
 - sono orientati lungo i tre assi di un sistema cartesiano (e i due assi lungo cui ciascuno *non* è orientato, definiscono una superficie nodale)



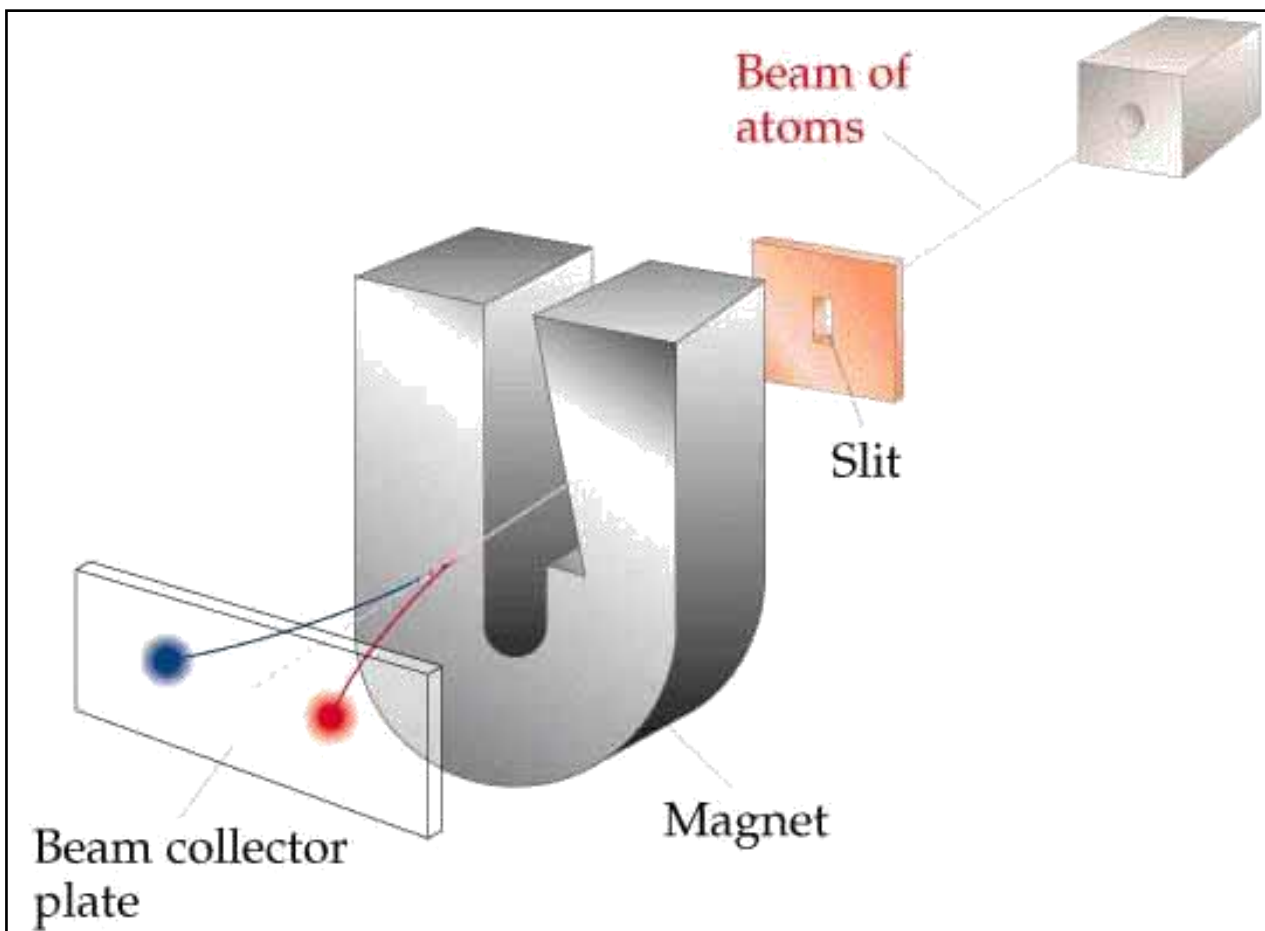
(b)

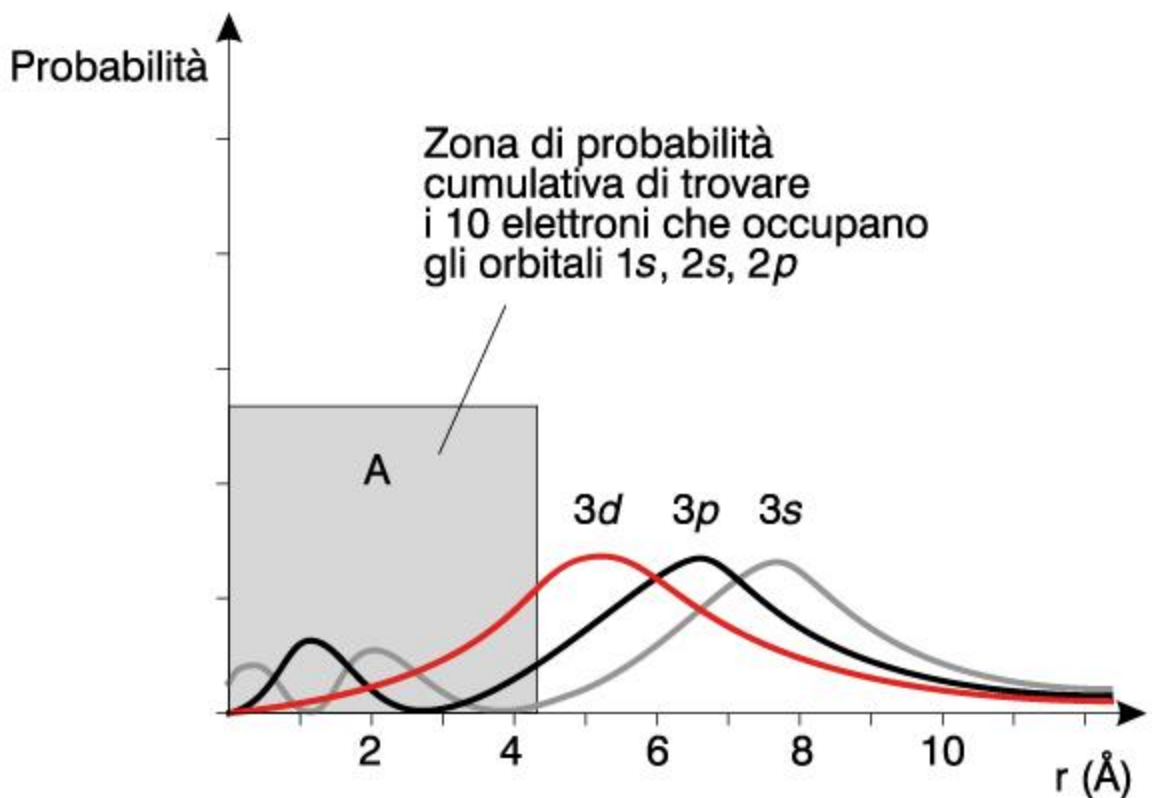
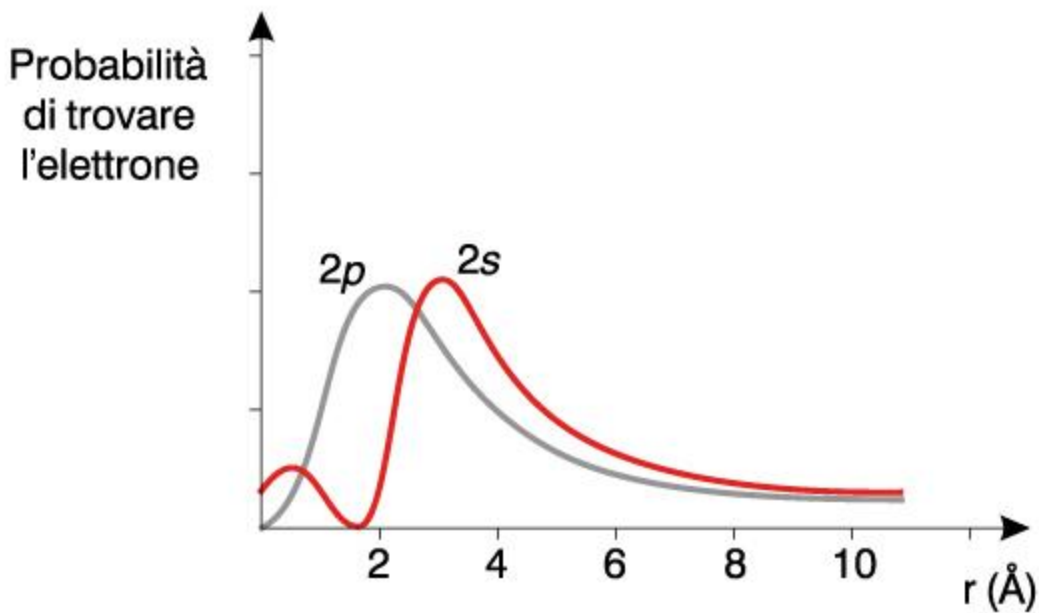
ORBITALI d

- forme diverse
- al crescere di n aumentano le loro dimensioni
 - il nucleo è sempre un punto nodale
- sono orientati rispetto ai tre assi di un sistema cartesiano in modo diverso tra loro (cfr figura)



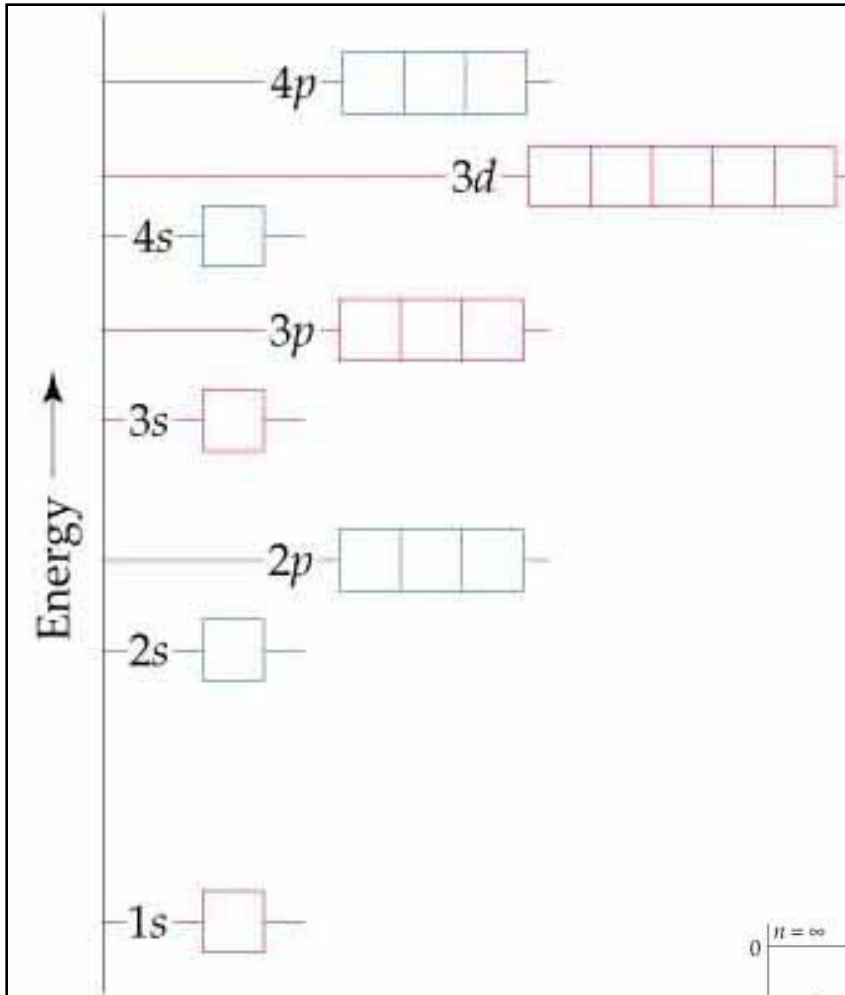
spin dell'elettrone : esperimento di Stern-Gerlach, fascio di atomi di Ag (ognuno dei quali ha 47 elettroni di cui uno solo spaiato)



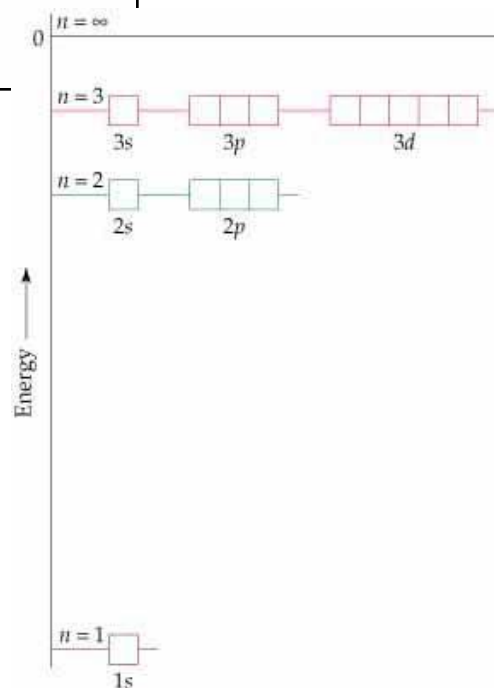


Na, $Z = 11$, i primi $10e^-$ sistemati
come $1s^2 2s^2 3p^6$

Sequenza di E potenziale per atomi multielettronici



orbitali nell'atomo di H →

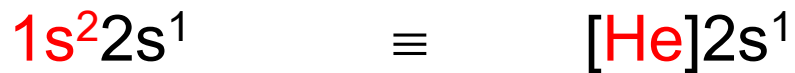


Aufbau dal Li al Na

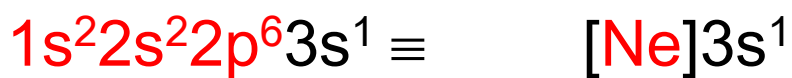
Electron Configurations of Several Lighter Elements

Element	Total Electrons	Orbital Diagram				Electron Configuration
		1s	2s	2p	3s	
Li	3	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\square \square \square	\square	$1s^2 2s^1$
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\square \square \square	\square	$1s^2 2s^2$
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \square \square	\square	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \square	\square	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	\square	$1s^2 2s^2 2p^3$
NE	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	\square	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	\uparrow	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Configurazione elettronica del Li:



Configurazione elettronica del Na:



Blocchi nella tavola periodica

blocco s

1s	1	
	H	
2s	3	4
	Li	Be
3s	11	12
	Na	Mg
4s	19	20
	K	Ca
5s	37	38
	Rb	Sr
6s	55	56
	Cs	Ba
7s	87	88
	Fr	Ra

blocco d

3d	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
4d	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48
	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
5d	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80
	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
6d	89	104								
	Ac	Rf								

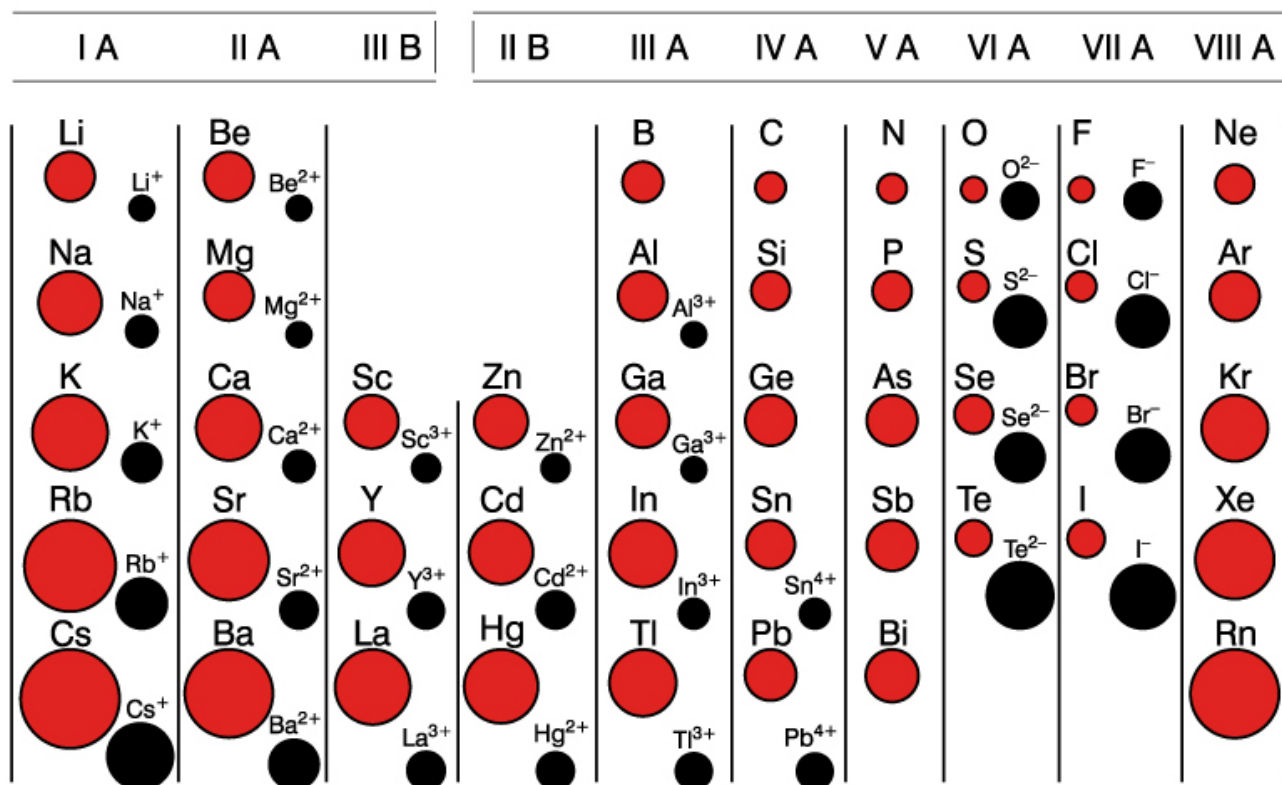
blocco p

					2	
					He	
2p	5	6	7	8	9	10
	B	C	N	O	F	Ne
3p	13	14	15	16	17	18
	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4p	31	32	33	34	35	36
	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5p	49	50	51	52	53	54
	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6p	81	82	83	84	85	86
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7p						

4f	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
5f	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

blocco f

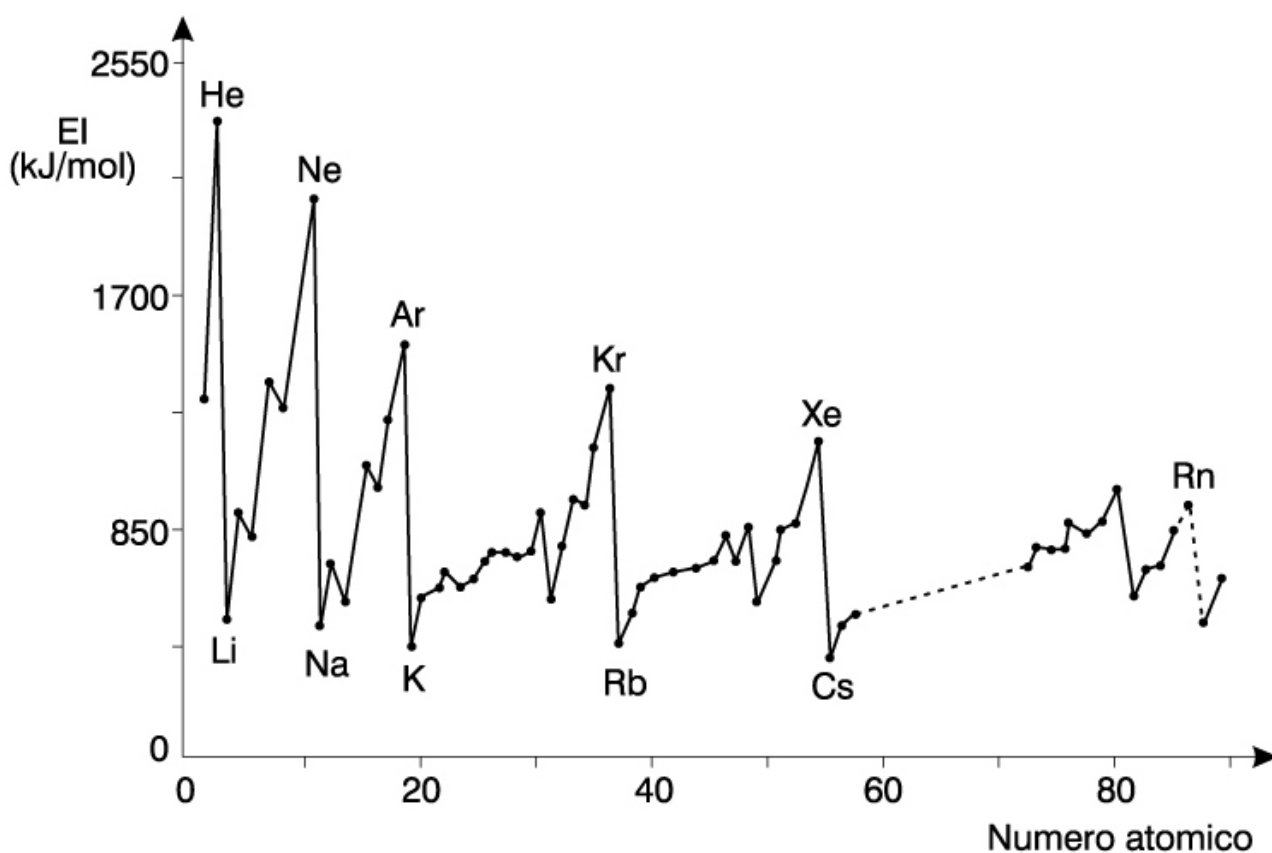
dimensioni relative di alcuni
 atomi e ioni (raggio metallico
 o atomico e raggio ionico)



Energie di prima e seconda ionizzazione per alcuni elementi

Li 519 7300	Be 900 1760 14800	B 799 2420 3660 25000
Na 494 4560	Mg 736 1450 7740	Al 577 1820 2740 11600

andamento dell'Energia di prima Ionizzazione con il numero atomico



Ciascun orbitale atomico ha la propria energia e la propria forma definita da dei numeri quantici.

Numero quantico principale, n

specifica l'energia di un elettrone in un atomo, e può assumere i valori

$$n = 1, 2, 3 \dots$$

fino a ∞ .

Nell'idrogeno (ma non negli atomi polielettronici!) tutti gli orbitali con lo stesso valore di n hanno la stessa energia.

Tutti gli orbitali con lo stesso valore di n costituiscono un *guscio* o *livello* dell'atomo

Gli orbitali appartenenti a un determinato guscio sono raggruppati in *sottolivelli*

Un sottolivello è costituito da tutti gli orbitali con il medesimo valore del *numero quantico secondario o azimutale*, ℓ (elle), che può assumere, all'interno di un livello, i valori di 0, 1, 2... fino a $n-1$ (dunque un numero di valori totale pari a n).

$$\ell = 0, 1, 2, \dots (n-1)$$

Si indicano i sottolivelli comunemente tramite lettere:

s per $\ell = 0$

p per $\ell = 1$

d per $\ell = 2$

f per $\ell = 3$

I sottolivelli sono legati alla velocità con cui si muove un elettrone: più ℓ è elevato, più è grande

$$v \propto [\ell(\ell+1)]^{1/2}$$

Ciascun sottolivello è formato da $2\ell + 1$ orbitali, caratterizzati dal numero quantico magnetico, m , che può assumere i valori

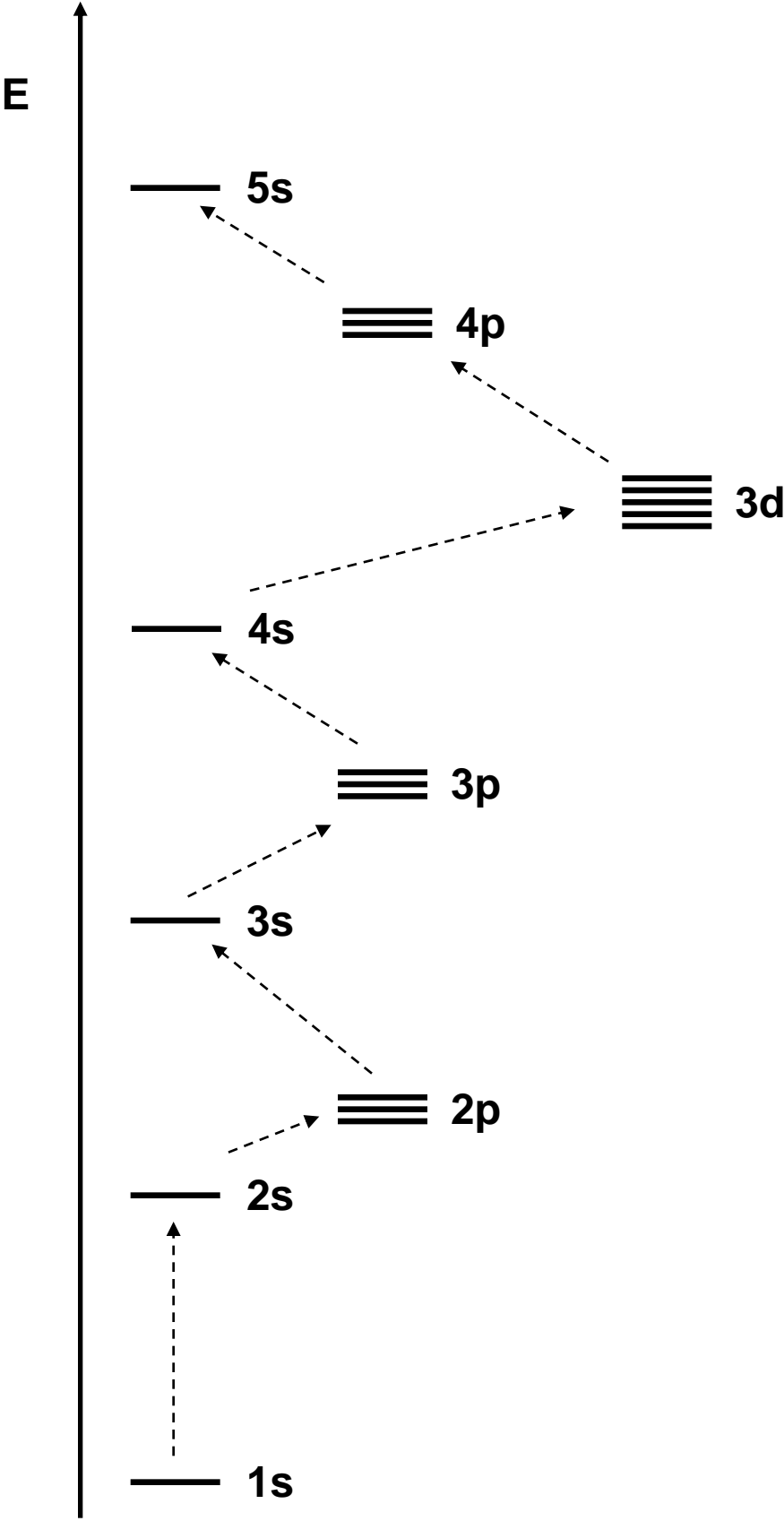
$$m = \ell, \ell-1, \ell-2 \dots -\ell.$$

Esempio: un elettrone del sottolivello con $\ell = 1$, cioè il sottolivello p , può assumere tre valori di m , 1, 0 e -1

Gli orbitali di tipo p con i diversi valori di m sono anche indicati con p_x, p_y, p_z .

sequenza energia orbitali atomici
(atomi polielettronici)

L035c



Caratteristiche dei metalli e dei non metalli

METALLI

Proprietà fisiche

Buoni conduttori elettricità
Buoni conduttori di calore
Malleabili
Duttili
Lucenti
Solidi
alto Punto Fusione
Poco volatili

Proprietà chimiche

Reagiscono con gli acidi
Formano ossidi basici (che reag. con H^+)
Formano cationi
Formano composti ionici con alogeni

NON METALLI

Cattivi conduttori elettricità
Cattivi conduttori di calore
Non malleabili
Non duttili
Non lucenti
Solidi, liquidi, gas
Basso Punto Fusione
Volatili

Non reagiscono con gli acidi
Formano ossidi acidi (che reag. con basi)
Formano anioni
Formano comp. molecolari con alogeni

Entalpie reticolari (kJ/mol)

LiF 1046	LiCl 861	LiBr 818	LiI 759
NaF 929	NaCl 787	NaBr 751	NaI 700
KF 826	KCl 717	KBr 689	KI 645
AgF 971	AgCl 916	AgBr 903	AgI 887
BeCl ₂ 3017	MgCl ₂ 2524	CaCl ₂ 2255	SrCl ₂ 2153
MgO 3850	CaO 3461	SrO 3283	BaO 3114
MgS 3406	CaS 3119	SrS 2974	BaS 2832

Ioni monoatomici caratteristici per i blocchi s e p

I	II	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIII
Li ⁺	Be ²⁺			N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺			Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ⁺ In ³⁺	Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺	Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ⁺ Tl ³⁺	Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺		At ⁻	
Fr ⁺	Ra ²⁺						

Come scrivere le stutture di Lewis (per molecole biatomiche)

- 1) Individuare, dalla tavola periodica, il numero di elettroni di valenza di ciascuno dei due atomi
- 2) Assegnare a ogni elettrone il simbolo grafico di un punto (•)
- 3) Sommare gli e⁻ di valenza dei due atomi: questi sono i punti (gli elettroni) che dovranno comparire nella struttura
- 3) bis: se la molecola è carica negativamente, aggiungere tanti e⁻ quanti le cariche negative; se è carica positivamente, togliere tanti e⁻ quante le cariche positive.
- 4) Disporli a coppie, in modo che ognuno dei due atomi che partecipano alla molecola abbia intorno a se un totale di quattro coppie (tra quelle solitarie e quelle condivise), in modo cioè che entrambi gli atomi raggiungano l'ottetto
- 5) Casi possibili:
 - 16 elettroni totali: ciascun atomo possiede già l'ottetto completo. Condizione di non legame (cfr. gas nobili)
 - 14 elettroni totali: legame singolo (Cl₂, I₂...)
 - 12 elettroni totali: legame doppio (O₂, S₂)
 - 10 elettroni totali: legame triplo (N₂, CO).

Come scrivere le strutture di Lewis per molecole poliatomiche

- 1) Occorre conoscere la disposizione reciproca degli atomi; spesso l'atomo meno elettronegativo è l'atomo centrale. Nel caso di molecole quali AB_n , A è quasi sempre l'atomo centrale. Nel caso degli acidi ossoanionici (p.es. H_2SO_4), c'è un atomo centrale e gli idrogeni sono legati agli ossigeni terminali. Disporre gli atomi nello spazio secondo la loro disposizione.
- 2) Individuare, dalla tavola periodica, il numero di elettroni di valenza di ciascun atomo; se la molecola è cationica sottrarre tanti elettroni quante le cariche positive, se è anionica sommarne tanti quante le cariche negative. Dividere il numero ottenuto per due per calcolare il numero di coppie di elettroni
- 3) Usare le coppie elettroniche per formare legami semplici tra ciascun atomo e gli atomi circostanti. Successivamente disporre tutte le restanti coppie intorno agli atomi in modo da completare tutti gli ottetti (ad eccezione di H, che si accontenta di due elettroni). Se le coppie non sono sufficienti, usarne una o due per formare doppi legami con l'atomo centrale.

Entalpia di legame per molecole biatomiche

Molecola	ΔH° (kJ/mol)
H ₂	436
N ₂	944
O ₂	496
F ₂	158
Cl ₂	242
Br ₂	193
I ₂	151
HF	565
HCl	431
HBr	366
HI	299
CO	1074

Entalpie di legame media (kJ/mol)

tipo di legame	entalpia
C-H	412
C-C	348
C=C	612
(C-C \leftrightarrow C=C) nel benzene	518
C \equiv C	837
C-O	360
C=O	743
N-H	388
N-N	163
N=N	409
O-H	463
O-O	157

Lunghezze di legame (pm)

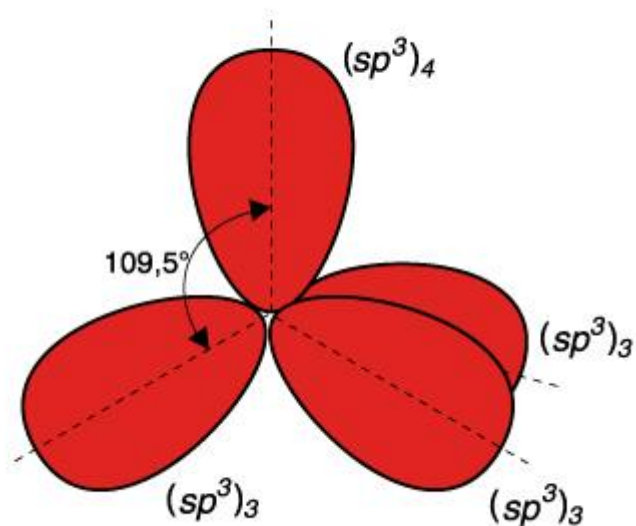
tipo di legame	lunghezza
C-H	109
C-C	154
C=C	134
(C-C \leftrightarrow C=C) nel benzene	139
C \equiv C	120
C-O	143
C=O	122
N-H	101
N=N	140
O-H	96

raggi covalenti (pm)

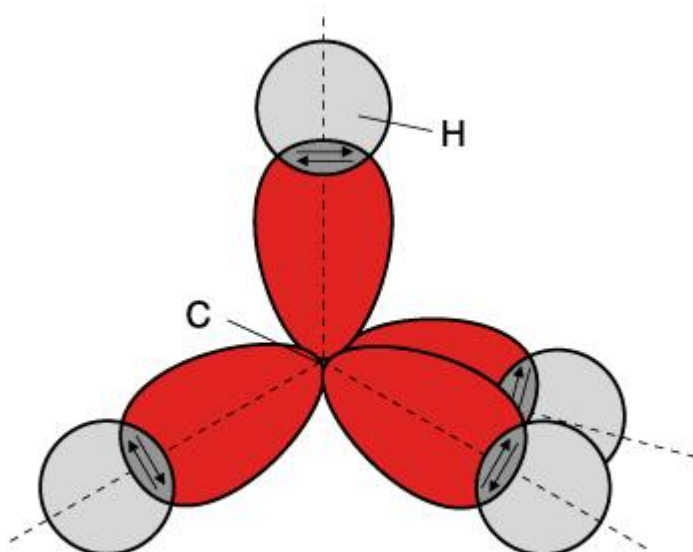
H
37

Be 90	B 92	C 77 67 60	N 75 60 55	O 74 60	F 72
	Al 118	Si 111	P 120	S 102	Cl 98

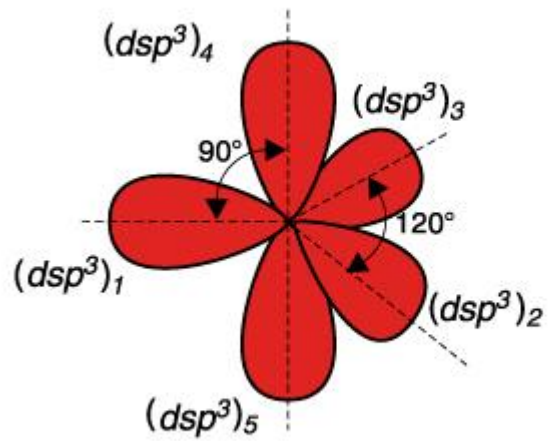
Forma orbitali ibridi sp^3



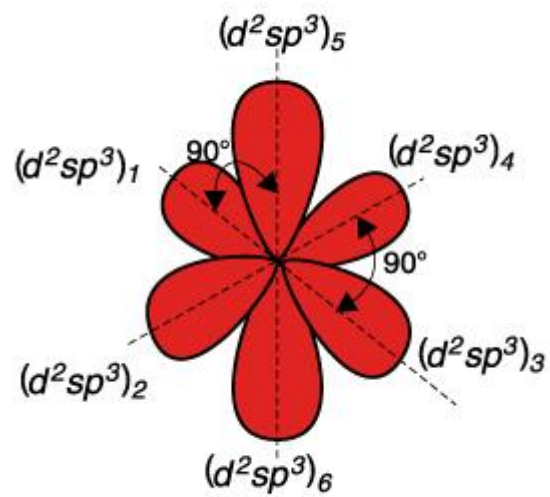
Legame nel metano secondo il modello Orbitale di Legame



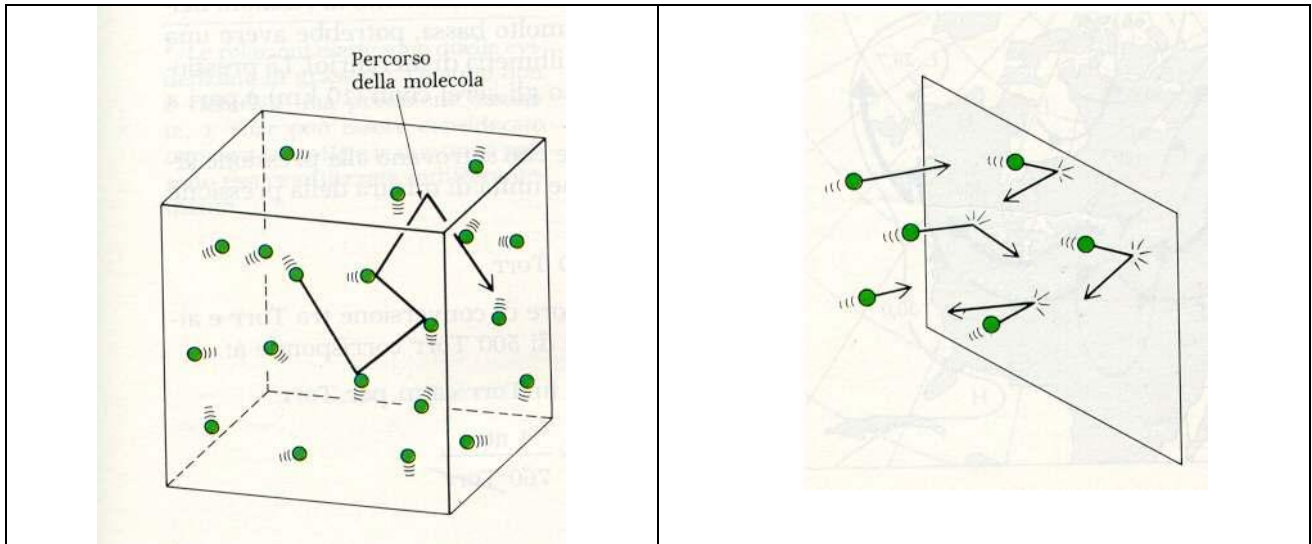
Ibridi sp^3d



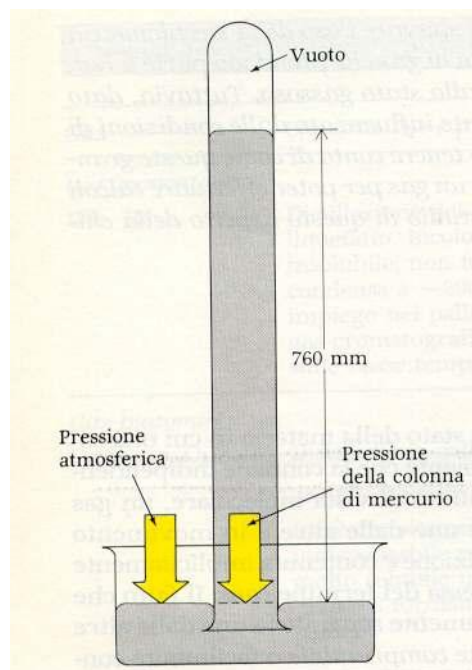
Ibridi sp^3d^2



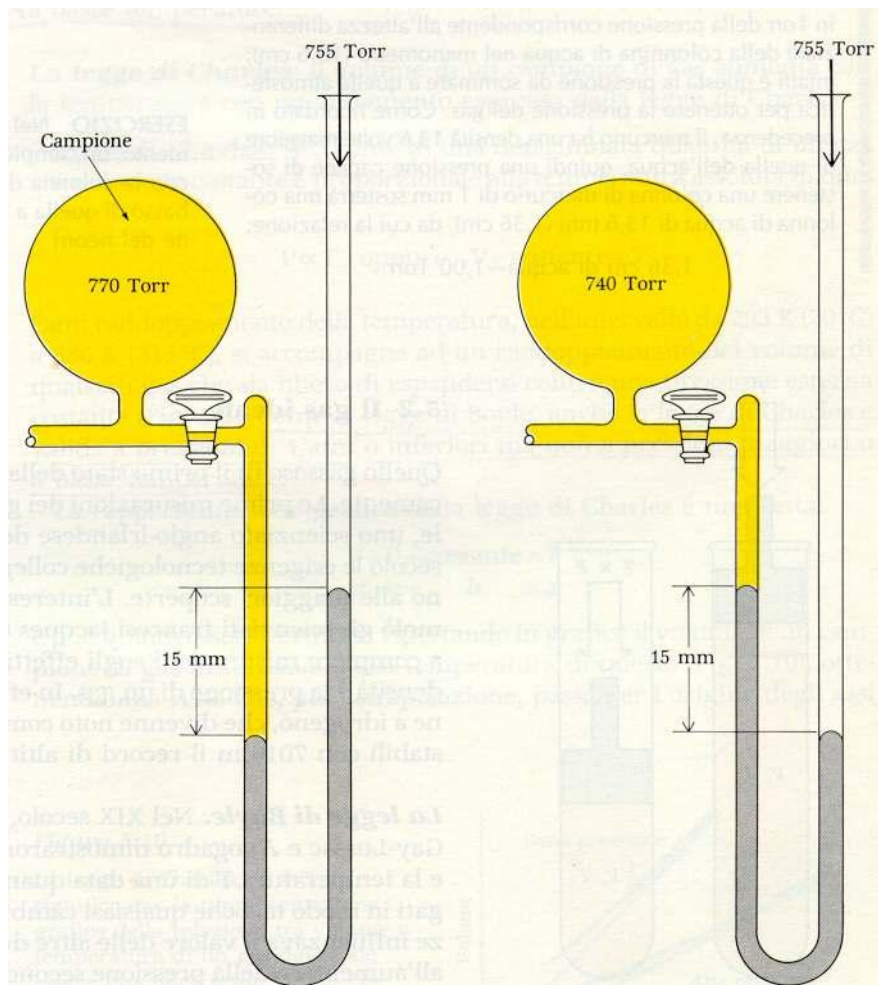
gas e pressione esercitata su un recipiente



esperimento di Torricelli



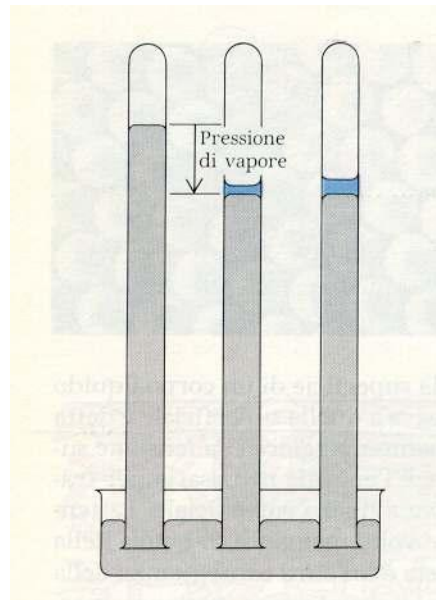
principio di funzionamento di un barometro



Forze di interazione tra ioni e molecole

<i>tipo di interazione</i>	<i>dipendenza da distanza</i>	<i>valori di energia (kJ/mol)</i>	<i>specie coinvolte</i>
Ione-Ione	$1/d$	250	solo tra ioni
Ione-Dipolo	$1/d^2$	15	tra ioni e molecole
Dipolo-Dipolo	$1/d^3$	2	tra molecole polari
London	$1/d^6$	2	tra tutte le molecole (anche apolari)
Legame a idrogeno	dev'esserci contatto	20	tra N,O,F e NH,OH,FH

esperimento di definizione della Pressione di Vapore



equilibrio dinamico tra un liquido e il suo vapore

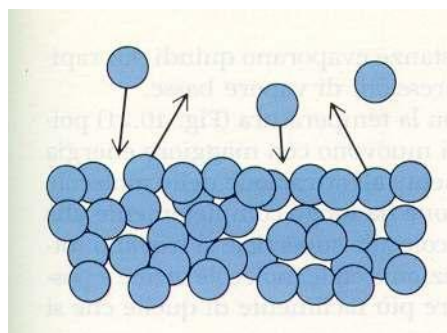


diagramma di fase dell'anidride carbonica (CO₂)

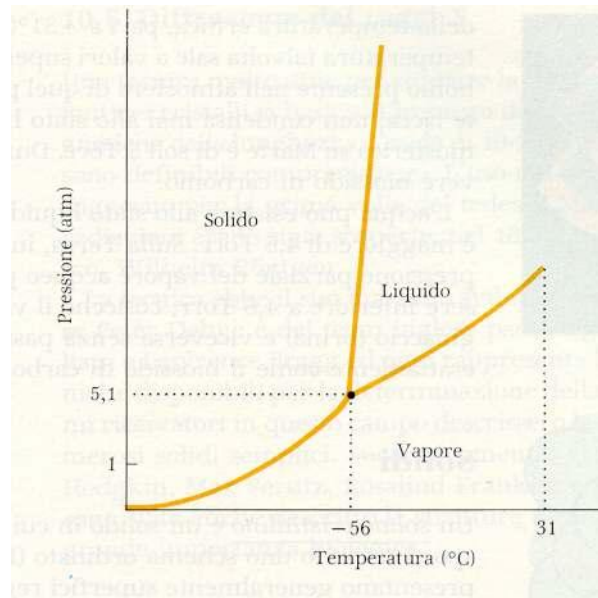
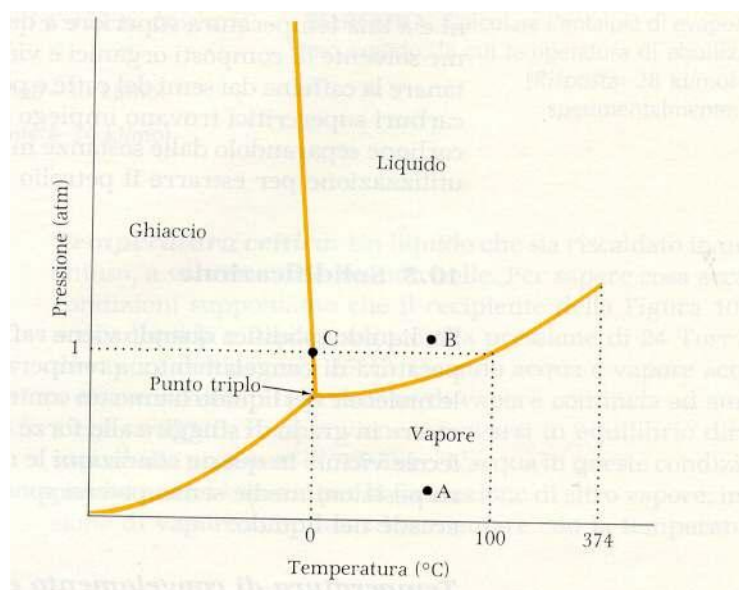


diagramma di fase dell'acqua



Solubilità in acqua ($\text{g}_{\text{soluto}}/100 \text{ g}_{\text{solvente}}$; 20 °C)

NH_3	89.5
NH_4NO_3	118
CaCl_2	59.5
CaF_2	0.0017
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	31.6
HCl	82.3
MgO	0.0006

Calcolo della solubilità dell'ossigeno in acqua

$$P_{\text{ossigeno}} (\text{nell'aria}) = 0.21 \text{ atm a } (20 \text{ }^\circ\text{C})$$

$$K_H \text{ per } O_2 = 1.3 \text{ mM/atm}$$

$$1.3 \times 0.21 = 0.27 \text{ mM}$$

corrisponde a 8.6 mg ossigeno / litro

Determinazione del Peso Molecolare attraverso la pressione osmotica, Π

2.20 g di polietilene sono sciolti in benzene e il volume della soluzione ottenuta è 100 cm^3 .

Si misura una $\Pi = 1,10 \times 10^{-2} \text{ atm}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Qual'è il PM del polimero?

$i = 1$ (sostanza molecolare)

$$\Pi = i \times RT \times M$$

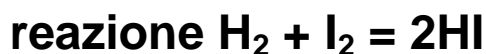
$$M = \Pi / RT$$

$$M = 1,10 \times 10^{-2} / (0,082 \times 298) = 4,50 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

in 100 cm^3 ($= 0,1 \text{ L}$) ci sono $4,50 \times 10^{-4} \times 0,1 = 4,50 \times 10^{-5}$ moli di polietilene.

$$2,20 \text{ g} / 4,50 \times 10^{-5} \text{ mol} = 49000 \text{ g/mol} = \text{PM polietilene}$$

Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio (reazione spostata a destra)



recipiente $V = 1$ litro

condizioni di partenza: $\text{H}_2 = \text{I}_2 = 2$ mol, $\text{HI} = 0$

Alla temperatura prescelta, $K_c = 100$

$$K_c = 100 = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

moli di H_2 e moli di I_2 all'equilibrio = $2-X$

moli di HI all'equilibrio = $2X$

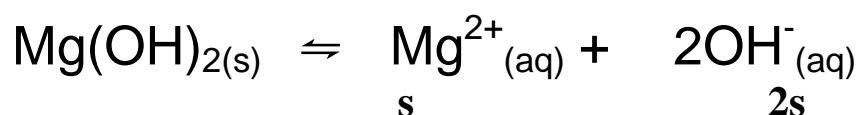
$$K_c = 100 = \frac{4X^2}{(2-X)^2}$$

$$X = 1.67$$

All'equilibrio

$2 \times 1.67 = 3.34$ mol HI e $2 - 1.67 = 0.33$ mol H_2 e I_2

Calcolo del pH di una soluzione di idrossido poco solubile



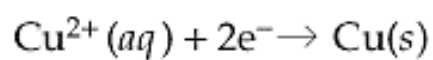
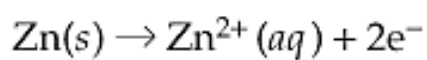
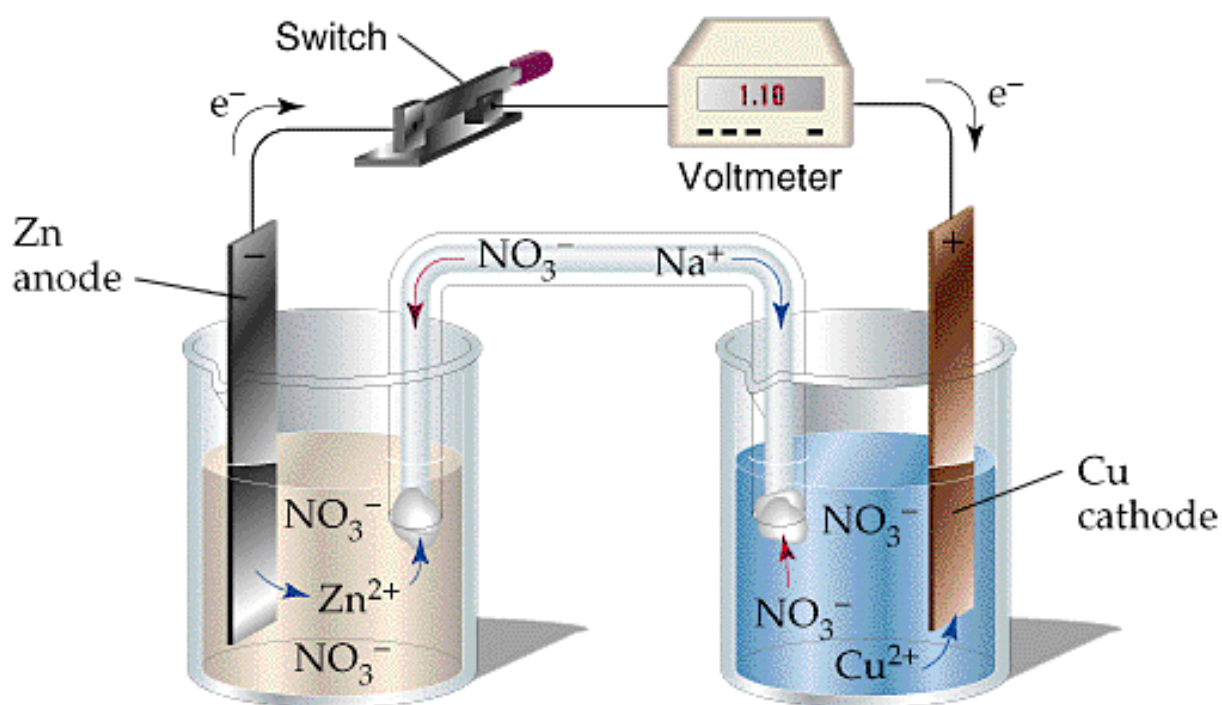
$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 1.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2s = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

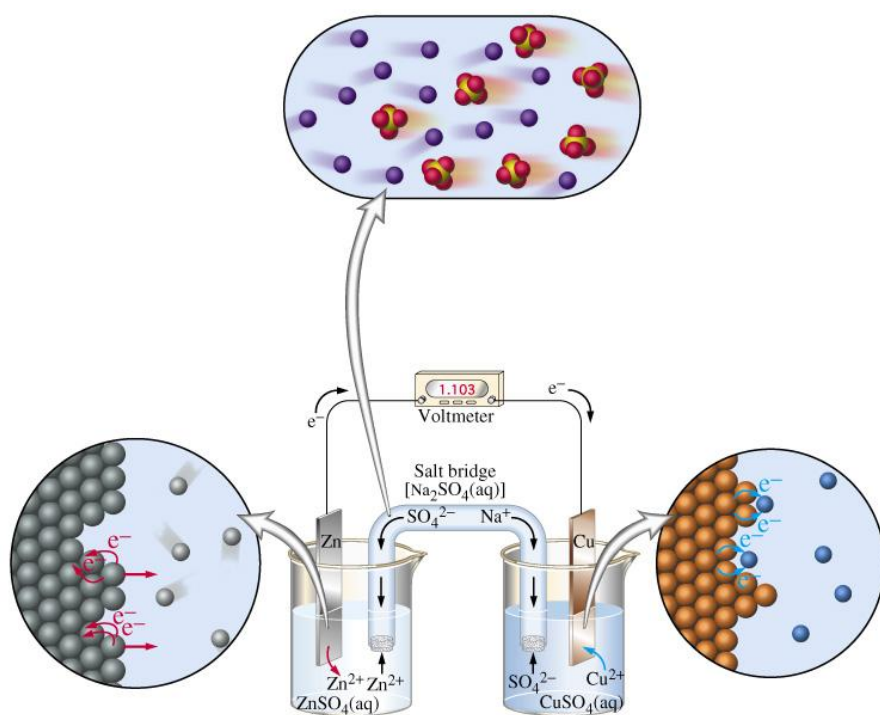
$$\text{pOH} = 3.58$$

$$\text{pH} = 10.42$$



Movement of cations

Movement of anions



Standard Reduction Potentials in Water at 25° C

Standard Potential (V)	Reduction Half-Reaction
2.87	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$
1.51	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
1.36	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
1.33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
1.23	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
1.06	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$
0.96	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
0.80	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$
0.77	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
0.68	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
0.59	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$
0.54	$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$
0.40	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$
0.34	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$
0	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
-0.28	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$
-0.44	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$
-0.76	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$
-0.83	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
-1.66	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$
-2.71	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$
-3.05	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$