

Tabella 7.10 Caratteristiche dei metalli e dei nonmetalli

<i>Metalli</i>	<i>Nonmetalli</i>
<i>Proprietà fisiche</i>	
Buoni conduttori di elettricità	Cattivi conduttori di elettricità
Malleabili	Non malleabili
Duttili	Non duttili
Lucenti	Non lucenti
Sono generalmente:	
Solidi	Solidi, liquidi o gas
con alti punti di fusione	con bassi punti di fusione
Poco volatili	Volatili
Buoni conduttori di calore	Cattivi conduttori di calore
<i>Proprietà chimiche</i>	
Reagiscono con gli acidi	Non reagiscono con gli acidi
Formano ossidi basici (che reagiscono con gli acidi)	Formano ossidi acidi (che reagiscono con le basi)
Formano cationi	Formano anioni
Formano alogenuri ionici	Formano alogenuri covalenti

Periodicità delle proprietà chimiche

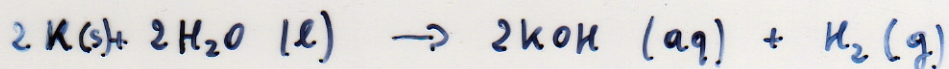
- Blocco s : perde facilmente gli elettroni più esterni.

I gruppo E^+

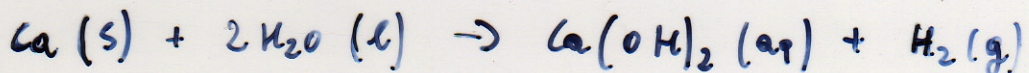
II gruppo E^{2+}

Sono tutti metalli reattivi; soprattutto alla fine del gruppo.

Non esistono in natura allo stato metallico.



(PERICOLO)



Be $\Rightarrow$ forma composti covalenti.

carattere ionico meno pronunciato.

Blocco p

Parte sinistra $\Rightarrow$ proprietà metalliche

Meno reattivi di metalli del blocco s.

Pb e Sn sono elementi anfoteri.

Per gli elementi in basso nei gruppi $\Rightarrow$

doppietti inerti.

+4

SnO_2

ossido Sn(IV)

+2

PbO

ossido Pb(II)

+4

PbO_2 non molto stabile.

Parte destra $\Rightarrow$ acquistano elettroni per

raggiungere una configurazione con livello

esterno completo.

F $[\text{He}] 2s^2 2p^5$

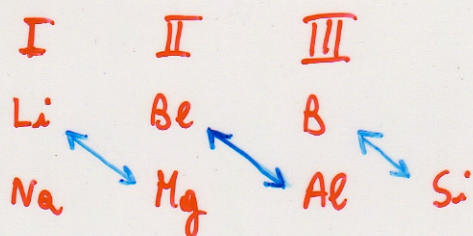
F^-

$[\text{Ne}]$

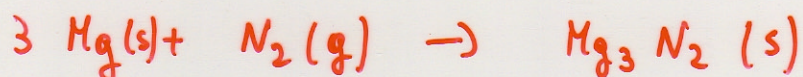
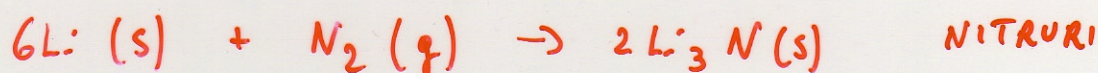
Formano anioni.

RELAZIONI

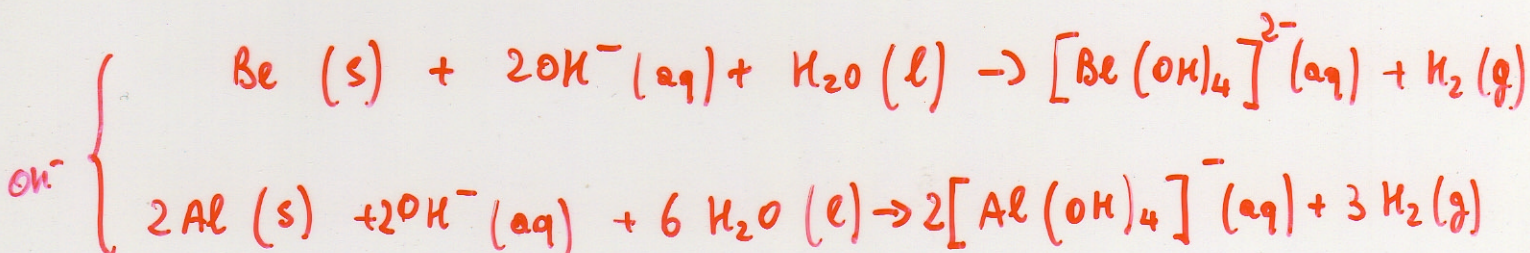
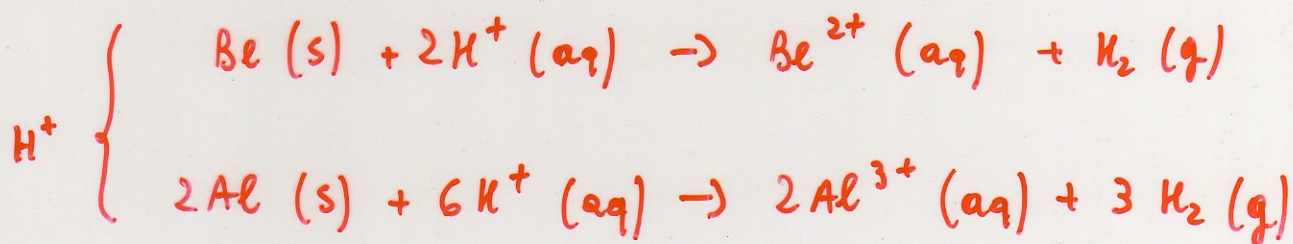
DIAGONALI



Somiglianze fra Li e Mg



Fra Be e Al : sono entrambi **ANFOTERI**

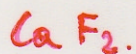
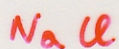


LEGAMI CHIMICI

Sono di norma coinvolti gli elettroni del guscio di valenza.

Legame IONICO : attrazione fra ioni aventi cariche di segno opposto.

Il legame ionico puro non esiste, ma è una buona descrizione della situazione di legame in molti composti:



COPPIA IONICA

Costituita da un catione e un anione



Caso ideale

$\Rightarrow$ informazioni su casi più complicati



Variazione di energia

- ionizzazione di K

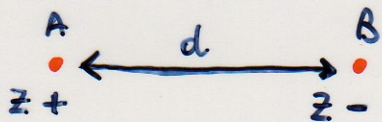
ENERGIA DI IONIZZAZIONE

- formazione di Cl^-

AFFINITA' ELETTRONICA

- attrazione fra gli ioni

ENERGIA ELETTROSTATICA



$$E = \frac{z_A z_B}{d} \quad (1.39 \cdot 10^5 \text{ kJ})$$

Legge di Coulomb

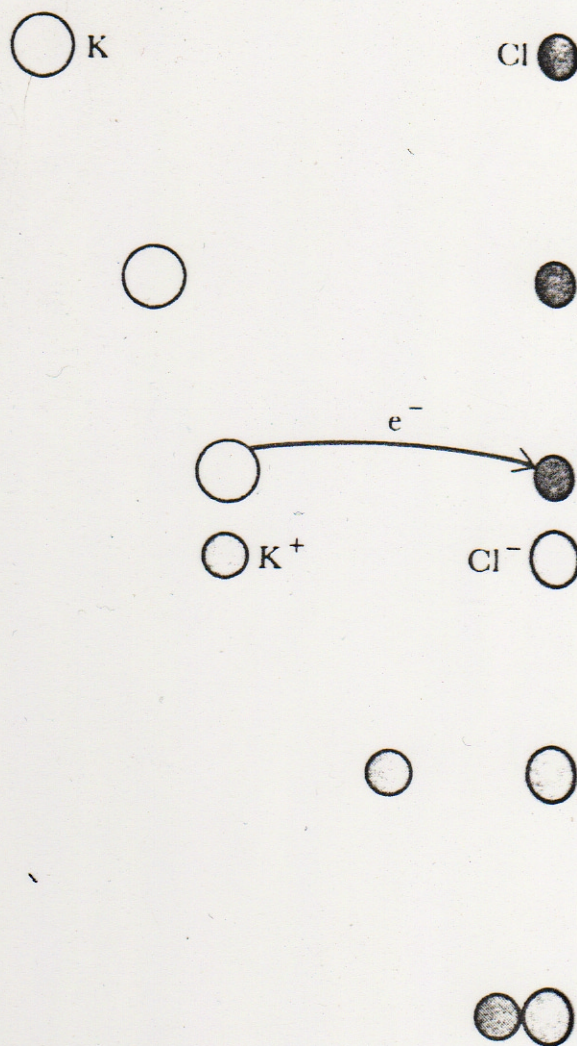
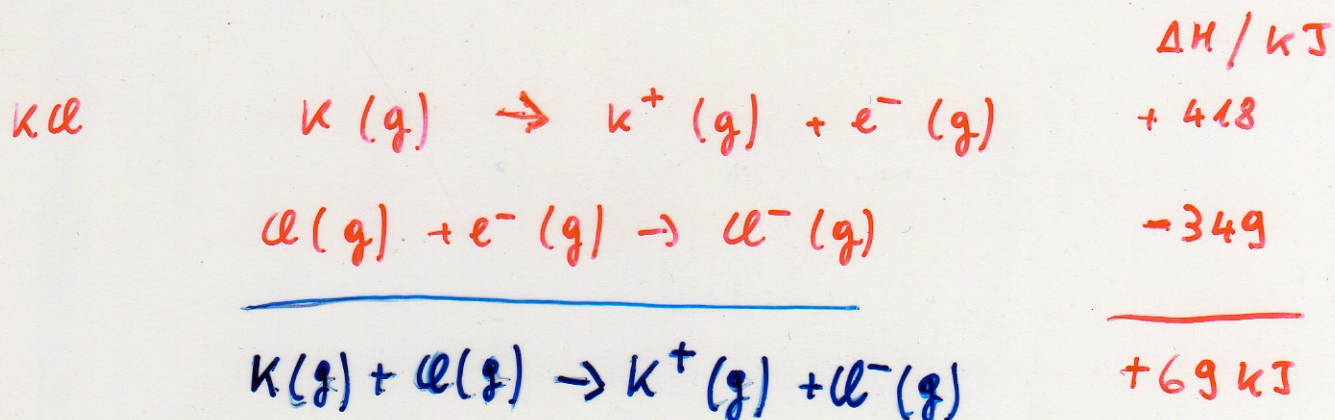


Figura 8.1

Quando un atomo di potassio e un atomo di cloro si avvicinano, ad un certo punto risulta energeticamente favorito il passaggio di un elettrone dall'atomo di K all'atomo di Cl.



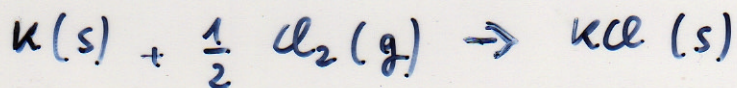
Per $d = 1900 \text{ pm}$ $E_{\text{Coulomb}} = -73 \text{ kJ}$

contatto $d = 344 \text{ pm}$ $E_{\text{Coulomb}} = -443 \text{ kJ}$

$$\Delta E = 69 \text{ kJ} - 443 \text{ kJ} = -374 \text{ kJ/mol (KCl)}.$$

FORMAZIONE SOLIDO IONICO

Energia coinvolta nel processo

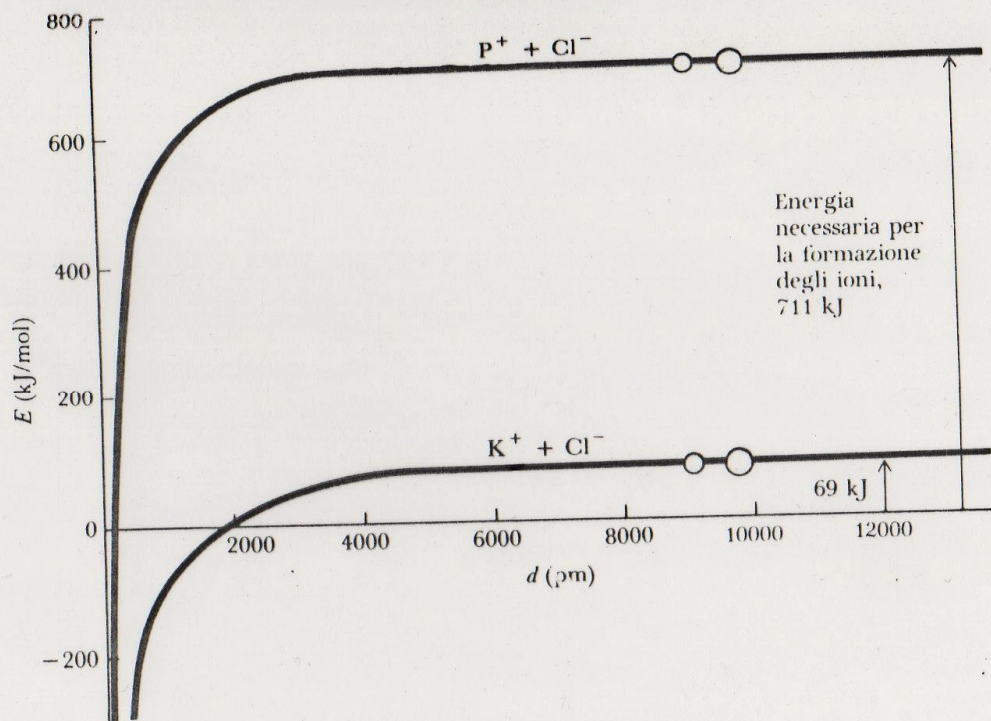


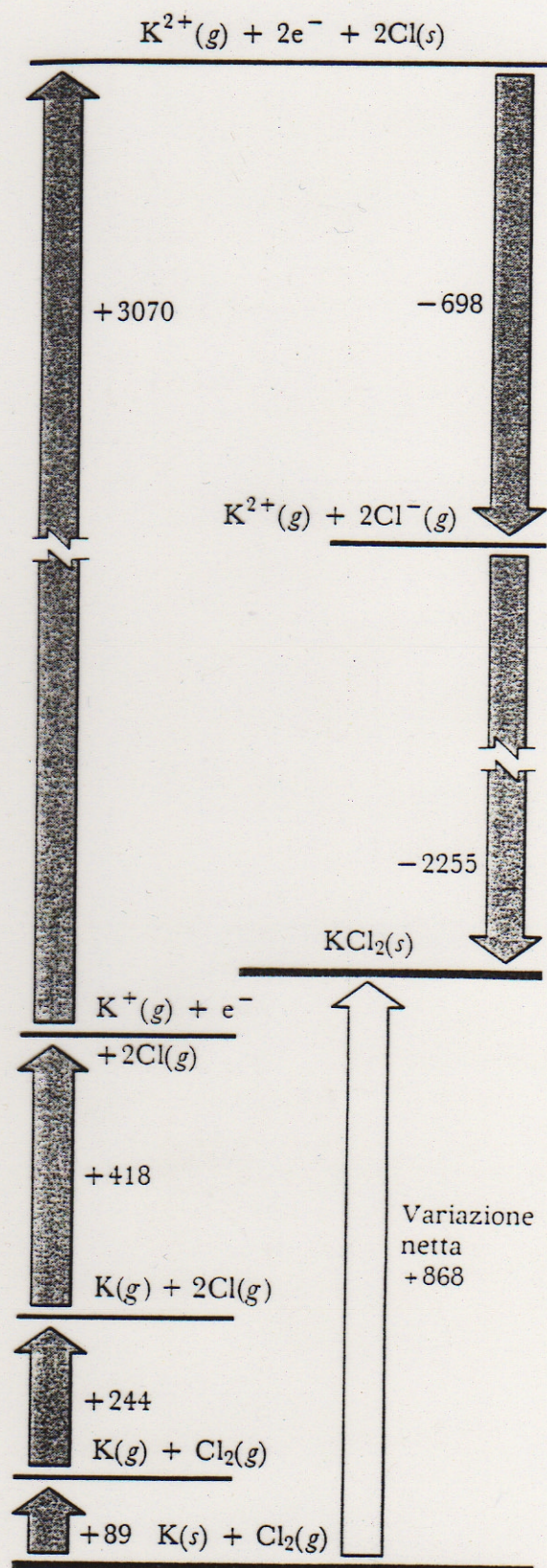
Processo scomposto in vari stadi:

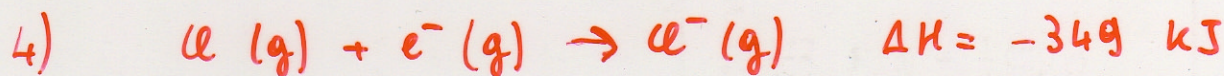
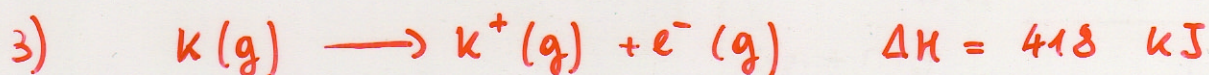
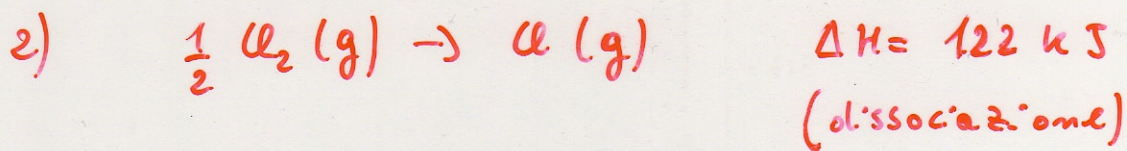
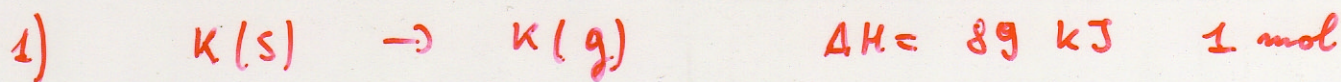
$\Rightarrow$ CICLO DI BORN-HABER

Figura 8.2

Energia di due ioni rispetto a quella degli atomi di origine la cui energia viene assunta come uguale a zero. La formazione della coppia ionica è energeticamente vantaggiosa quando l'energia dei due ioni risulta negativa. Il caso di P^+ e Cl^- sarà discusso in seguito.







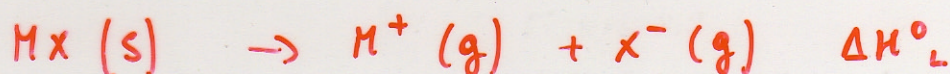
$$\text{tot.} = 280 \text{ kJ}$$

$\Rightarrow$ formazioni ioni gassosi dagli ~~ioni~~ ^{elementi} di partenza

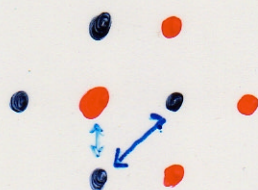
5) FORMAZIONE DEL SOLIDO



$-\Delta H_L^\circ \Rightarrow$ entalpia reticolare LATTICE = Reticolo



Contribuiscono tutte le interazioni fra tutte le coppie ioniche (di segno opposto o uguale).



ΔH_L°

Variazione netta $\Delta H = -437 \text{ kJ} \quad 1 \text{ mol}$

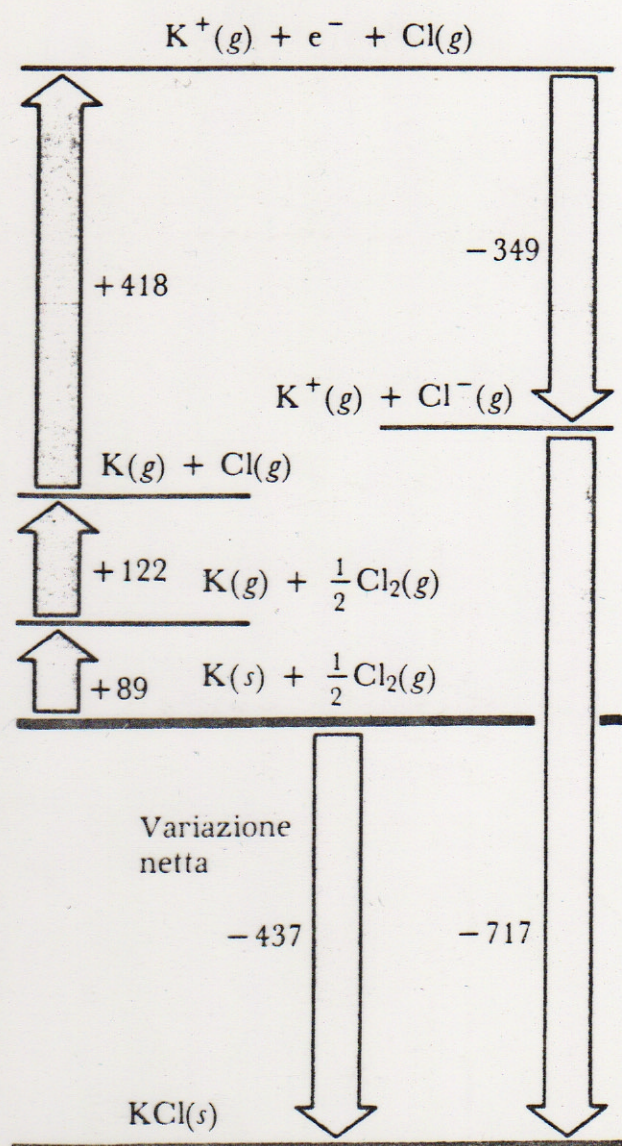


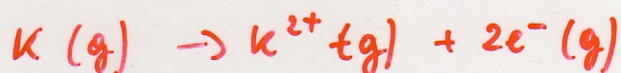
Figura 8.3

Ciclo di Born-Haber relativo alla formazione di KCl da potassio e cloro. La somma delle variazioni di entalpia attraverso i vari passaggi (freccie verdi) è uguale alla variazione di entalpia per la via diretta (freccia rosa).

Formazione

KCl_2

K^{2+}



$$\Delta H = +3488 \text{ kJ}$$



Processo improbabile: richiede l'assordimento di

energia sotto forma di calore. $\Rightarrow KCl_2$ NON SI FORMA

ATTENZIONE: un $\Delta H < 0$ non garantisce

che il processo avvenga spontaneamente.

Legami ionici $\Rightarrow$ la formazione del solido
ionico deve sviluppare energia.

Energia di ionizzazione non troppo alta

Affinità elettronica non troppo bassa

$\Rightarrow$ elementi fortemente elettropositivi CATIONI

elementi fortemente elettronegativi ANIONI

Alte entalpie reticolari $\Rightarrow$ ioni di piccole
dimensioni di carica elevata.

Blocco s $\Rightarrow$ perdita elettroni di valenza

Blocco p (destra) $\Rightarrow$ completamento guscio
di valenza.

Ioni tipo K^{2+} , Cl^{2-} sfavoriti

perché è richiesta troppa energia per formarli.

Tabella 8.1 Entalpie reticolari a 25°C in kilojoule per mole*Alogenuri*

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

Ossidi

MgO 3850	CaO 3461	SrO 3283	BaO 3114
-------------	-------------	-------------	-------------

Solfuri

MgS 3406	CaS 3119	SrS 2974	BaS 2832
-------------	-------------	-------------	-------------

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
			H ⁺				
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⁺						

Figura 8.8

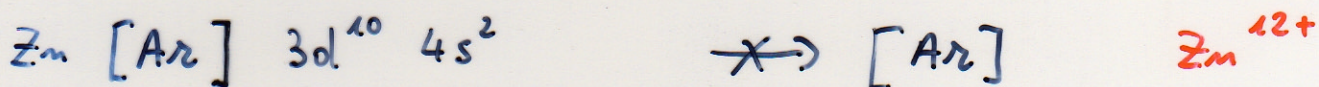
Gli ioni più caratteristici degli elementi appartenenti ai principali gruppi del sistema periodico.

IONI PRESENTI IN COMPOSTI IONICI

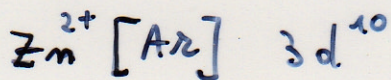
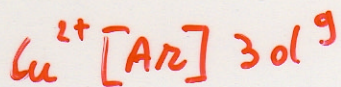
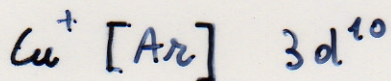
Blocco s $\Rightarrow$ cationi con carica uguale al gruppo di appartenenza

Blocco p $\Rightarrow$ cationi con carica uguale al gruppo di appartenenza o al numero del gruppo - 2.
(sinistra)

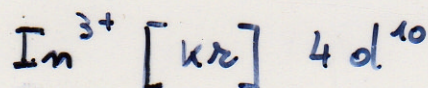
Blocco p $\Rightarrow$ anioni acquistando elettroni:
(destra) fino a completare il guscio di valenza.



Vengono persi gli elettroni s e p



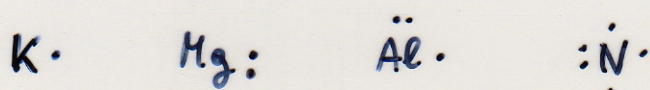
Si ottengono configurazioni di gas pseudo nobili



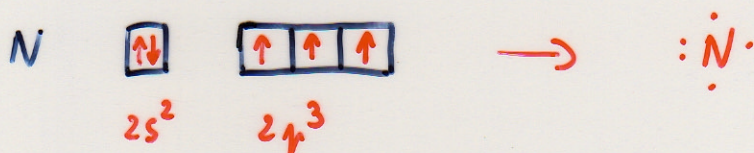
Gas pseudonobile : configurazione di gas
nobile circondata da orbitali d completi

Puo' essere alterata con relativa facilità.

SIMBOLI ELETTRONICI



1 punto
= 1 e^- di valenza



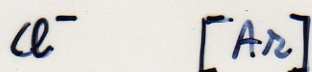
Formazione di composti ionici



Ogni ione ha una configurazione s² p⁶



OTTETTO COMPLETO



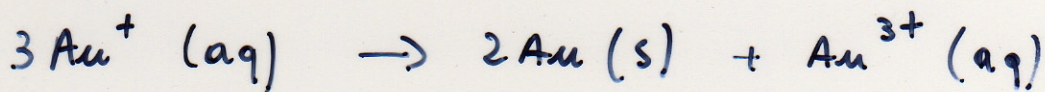
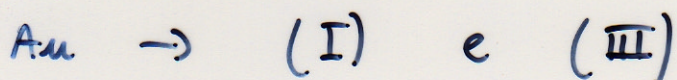
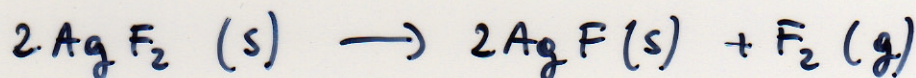
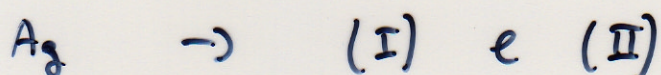
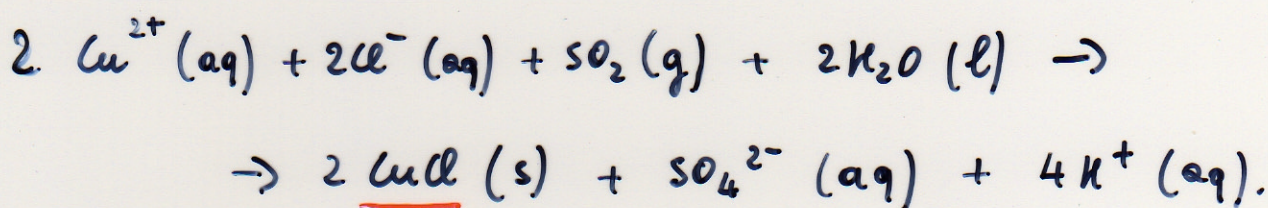
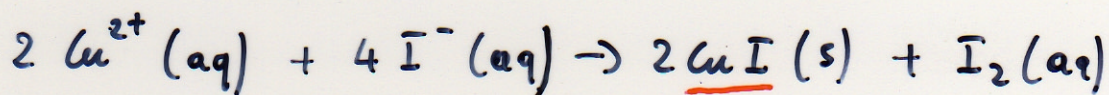
				Al	
	Ni	Cu Cu ⁺	Zn Zn ²⁺	Ga Ga ³⁺	
	Pd	Ag Ag ⁺	Cd Cd ²⁺	In In ³⁺	
	Pt	Au Au ⁺	Hg Hg ²⁺	Tl Tl ³⁺	

Figura 8.9

Elementi che formano ioni dotati di una configurazione elettronica di gas pseudonobile.

Cu^+ non è stabile in soluzione acquosa

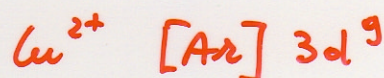
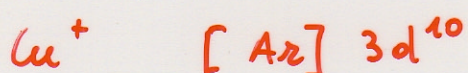
Composti di Cu(I) possono essere preparati solo se insolubili in H_2O



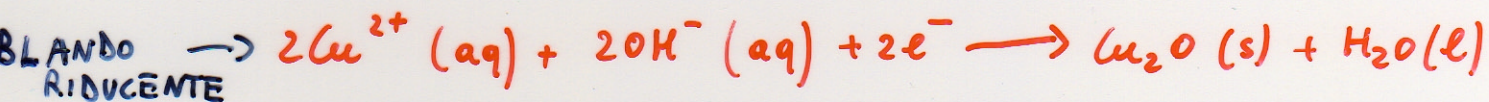
più simile al rame.

VALENZA VARIABILE

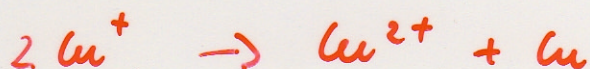
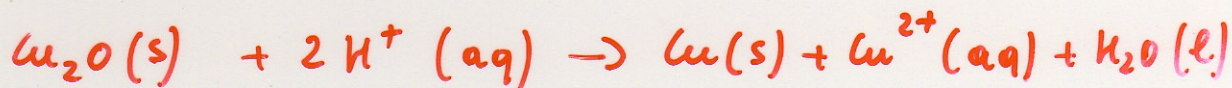
Alcuni elementi possono formare ioni con differenti numeri di carica $\Rightarrow$ valenza variabile

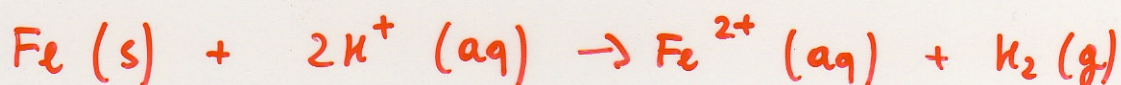
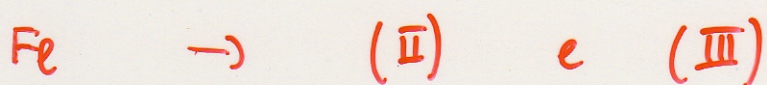


S: formano Cu_2O e CuO



DISMUTAZIONE





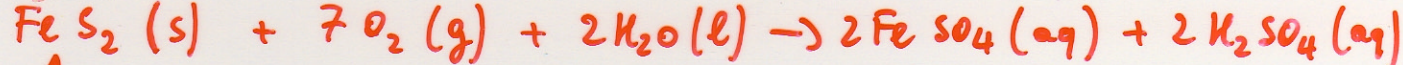
↓

Ossidato dagli ioni H^+

$\begin{smallmatrix} +1 & -2 \\ \text{H}_2\text{S} \end{smallmatrix}$

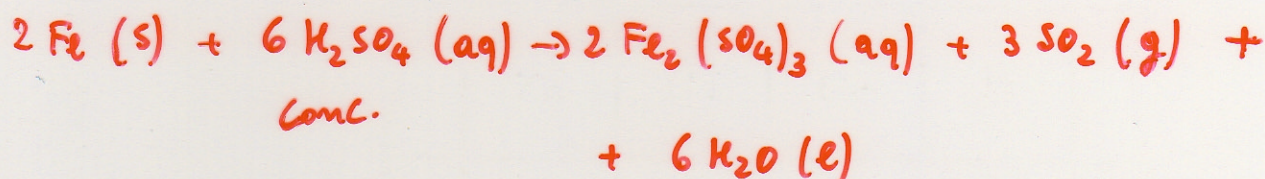
$\begin{smallmatrix} +2 & -2 \\ \text{FeS}_2 \end{smallmatrix}$

$\begin{smallmatrix} +2 & -2 \\ \text{FeS}_2 \end{smallmatrix}$



↑

PIRITE

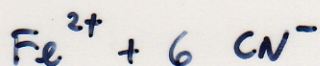
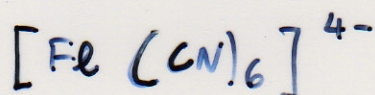


COMPOSTI COMPLESSI

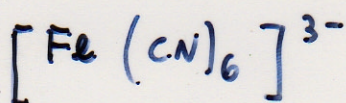
Ioni o molecole (4 o 6) si legano ad

un atomo o uno ione centrale formando

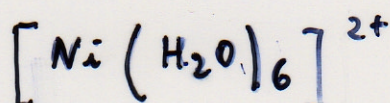
una molecola o uno ione poliatomico grande



FERROCIANURO



FERRICIANURO



Complexi: metalli di transizione.

Valenza variabile nel blocco $p \Rightarrow$ doppietti inerti

In (I), In (III)

Tl (I), Tl (III)

Sn (II), Sn (IV)

Pb (II), Pb (IV)

Sb (III), Sb (V)

Bi (III), Bi (V)

		III	IV	V	
		Al	Si	P	
	Zn	Ga	Ge	As	
	Cd	In	Sn	Sb	
	Hg	Tl	Pb	Bi	

Figura 8.13

Valenza variabile nel blocco p . Gli atomi degli elementi situati nei riquadri rossi possono perdere tutti i loro elettroni di valenza, oppure tutti questi elettroni tranne una «coppia inerte» di elettroni s .