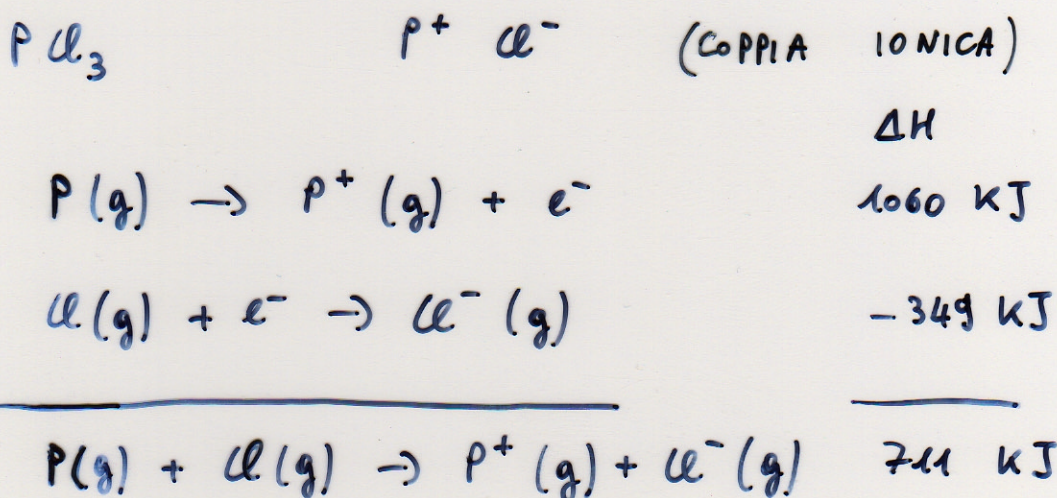


LEGAMI COVALENTI

Ad esempio 2 elementi elettronegativi

$\Rightarrow$ non sono favoriti i legami ionici



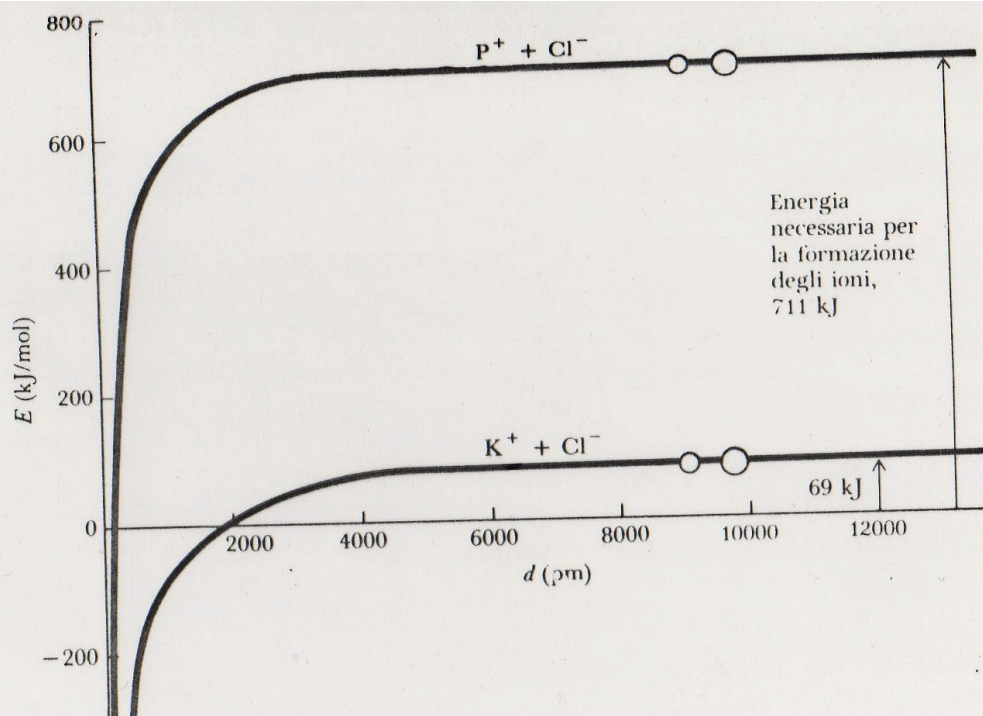
Per compensare i 711 kJ/mol mediante un'interazione coulombiana, i 2 ioni dovrebbero avvicinarsi a meno di 200 pm, cioè a una distanza minore della somma dei 2 raggi.

NON SI INSTAURA UN LEGAME IONICO

Ma PCl_3 esiste!

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.



LEGAME COVALENTE (G. N. Lewis)

$\text{Pb}_3 \rightarrow$ leg. covalente

Un LEGAME COVALENTE è formato da una coppia di elettroni messa in compartecipazione fra 2 atomi.

Ogni atomo partecipa con 1 elettrone p.e.

Ogni legame covalente (in genere)

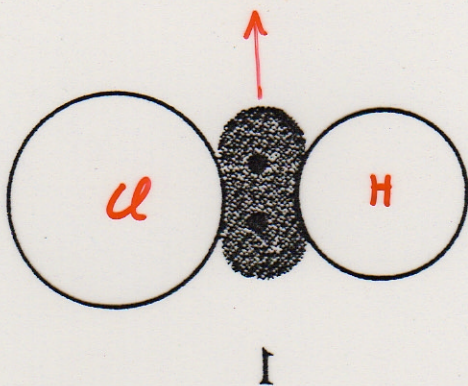
REGOLA GENERALE

Legame ionico $\Rightarrow$ partecipa al legame
un elemento del blocco s
(tranne H e He)

Legame covalente $\Rightarrow$ entrambi gli elementi
appartengono al blocco p.

LE GAMBIE COVALENTE

doppio meno in comune



La differenza di elettronegatività influenza la natura del legame

$\Delta \chi > 2$ legame ionico

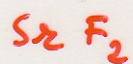
$\Delta \chi < 1$ legame covalente

$1 \leq \Delta \chi \leq 2$ situazione intermedia
legame né chiaramente ionico
né chiaramente covalente.

Gli elettroni che partecipano al leg. covalente tengono insieme il legame grazie all'attrazione esercitata sui nuclei interessati.

Spiegazione solo qualitativa e non basata sulla meccanica quantistica.

Esempio :



$$\text{Sr} \quad \chi = 1.0$$

$$\text{F} \quad \chi = 4.0 \quad \text{Sr}^{2+} \text{F}^-$$

$$\Delta \chi = 3.0 \quad \text{leg. ionico}$$



$$\text{P} \quad \chi = 2.1$$

$$\text{Cl} \quad \chi = 3.0$$

$$\Delta \chi = 0.9 \quad \text{leg. covalente.}$$

Gli ottetti, stabili nel caso di legami ionici,
possono essere raggiunti anche mediante la
compartecipazione di elettroni.

Regola dell'ottetto: gli atomi tendono a completare
i loro ottetti mediante coppie di elettroni messi in
compartecipazione.

$\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$ ha bisogno di 1 e^- per completare
l'ottetto

H. manca 1 e^- per raggiungere la
configurazione [He] (doppio)

Se un elemento ha orbitali d disponibili a
bassa energia, può essere circondato da più di
8 elettroni. (espansione dell'ottetto).

C, N, O, F non hanno orbitali d ad energia relativamente bassa sopra il guscio di valenza $[2s, 2p]$.

$\Rightarrow$ REGOLA DELL'OTTETTO

P, S PF_5 , SF_6 $[3s, 3p]$

Hanno orbitali 3d ad energia relativamente bassa disponibili

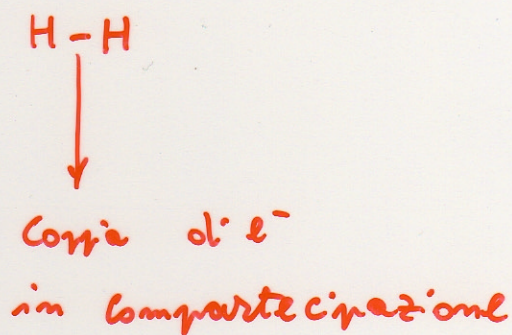
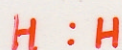
$\Rightarrow$ OTTETTO ESPANSO

B BF_3 6 e^- attorno al boro

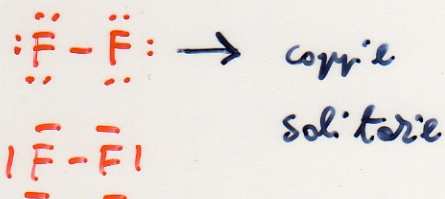
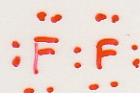
$\Rightarrow$ OTTETTO INCOMPLETO (Be)

La regola dell'ottetto è valida in quasi tutti i casi.

MOLECOLE BIATOMICHE



$\Rightarrow$ strutture di Lewis



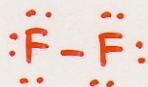
F_2 ha delle coppie solitarie

$\Rightarrow$ coppie di elettroni di valenza che non partecipano al legame.

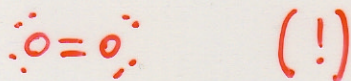
Determinano molte proprietà chimiche

Indichiamo il legame $F-F \Rightarrow$ rettilineo!

Legame semplice $\Rightarrow$ una coppia di e^-
in compartecipazione



Legame doppio $\Rightarrow$ due coppie di e^-
condivise



Legame triplo $\Rightarrow$ tre coppie di e^-
condivise

