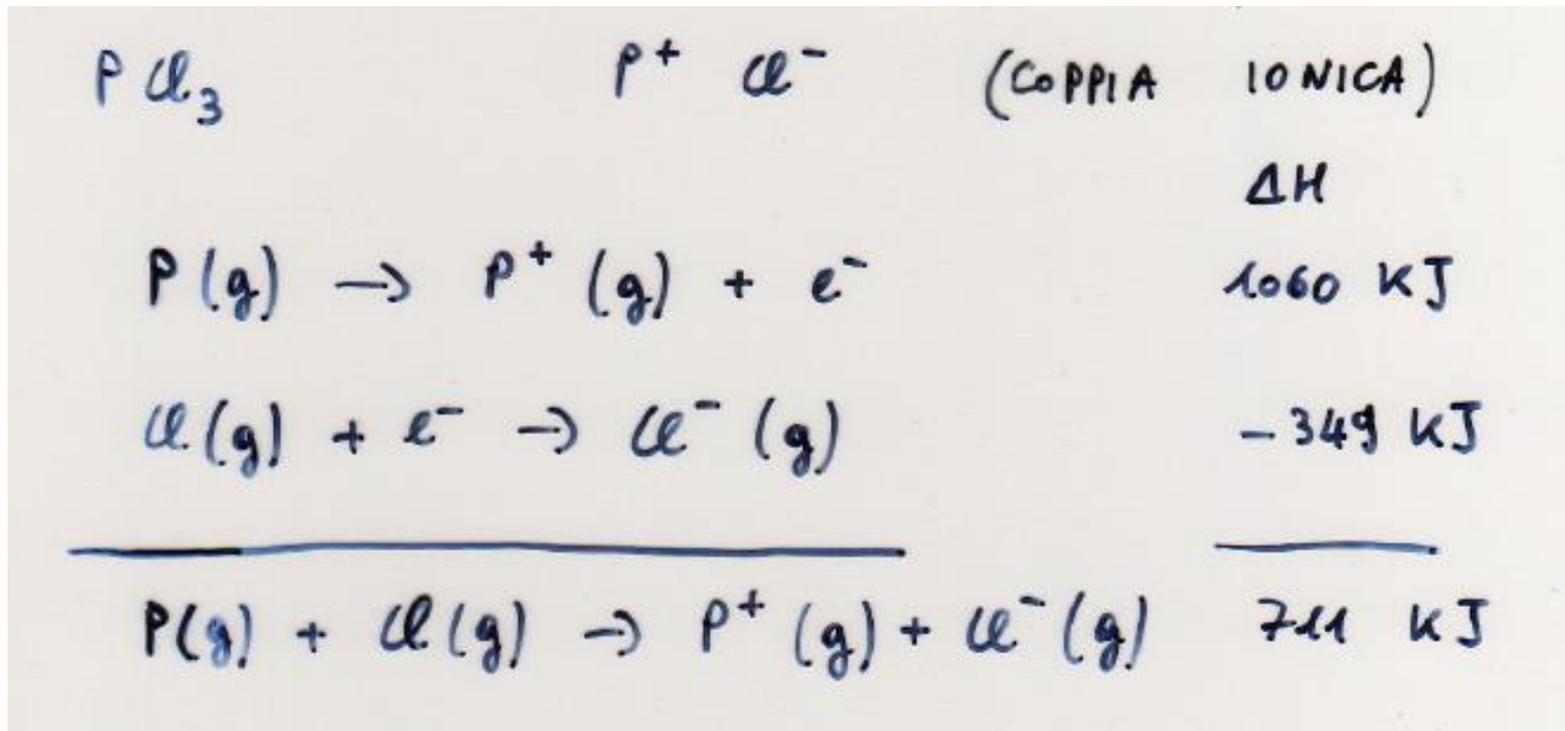


LEGAMI COVALENTI

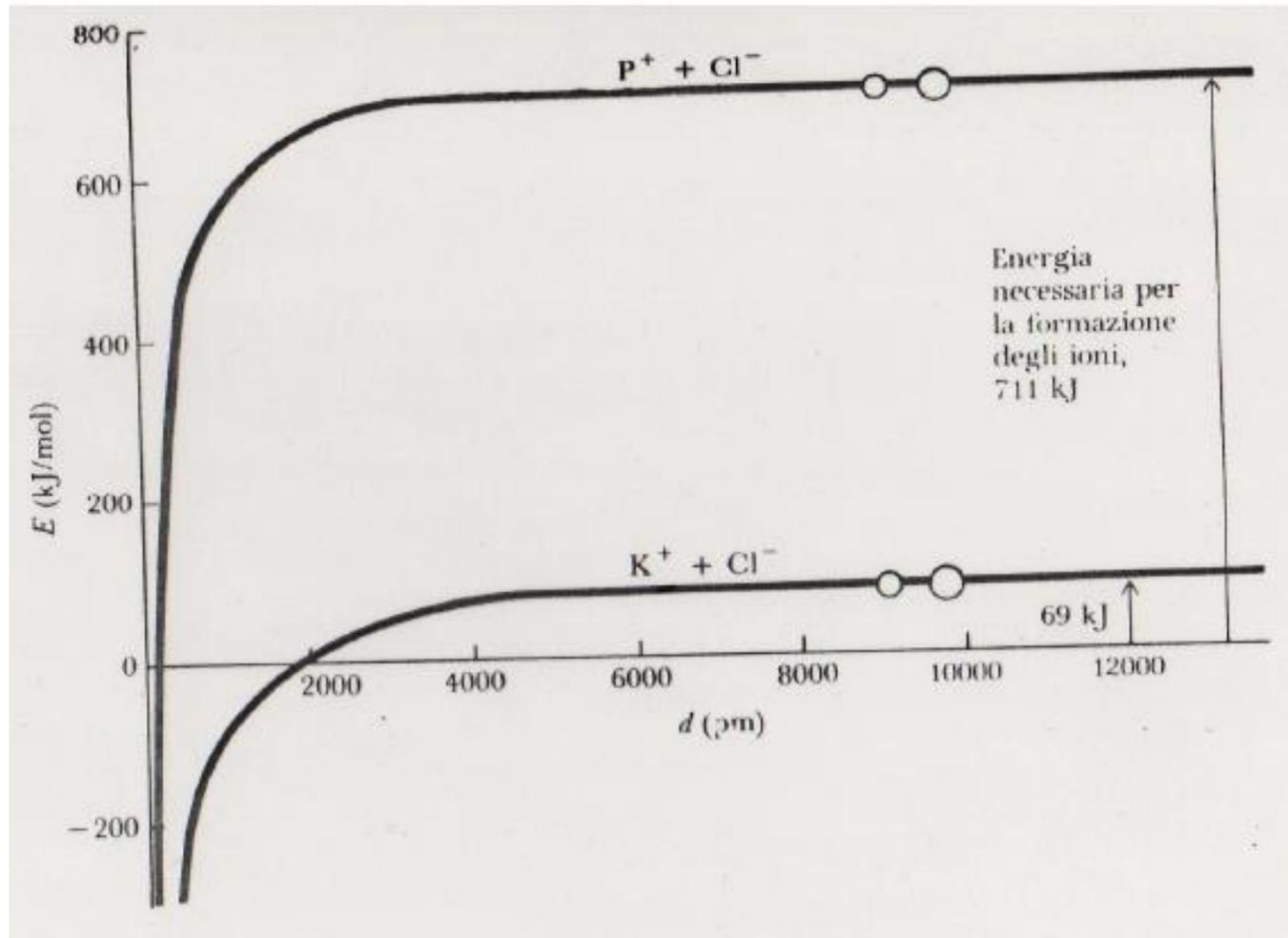
Presi due elementi elettronegativi (due non metalli) supponiamo che si possa formare una coppia ionica.



Per compensare 711 KJ i due ioni dovrebbero avvicinarsi fino a 200 pm. Tale distanza non è possibile perché minore della somma dei due raggi.

NON si instaura un legame ionico, ma allora in PCl_3 che legame si instaura???

CONFRONTO KCl/PCl₃



Nella formazione del **legame covalente** due atomi mettono in condivisione 2 elettroni. Ogni atomo partecipa, in genere, con un elettrone.

Il primo a parlare di legame covalente fu **G. N. Lewis**

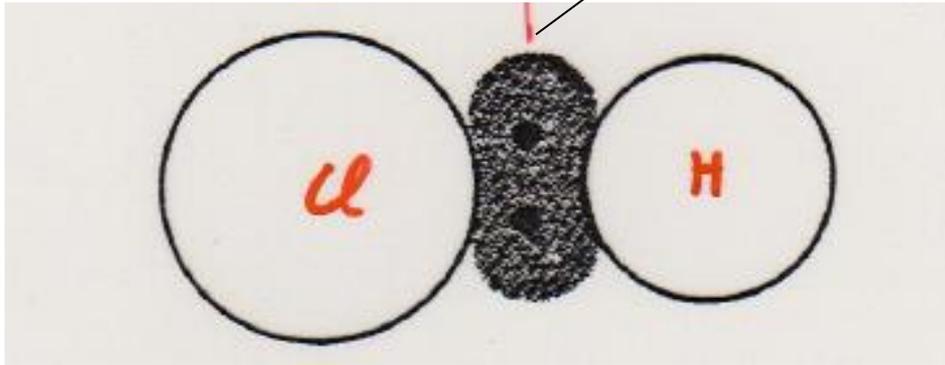


REGOLA GENERALE

Tipo di legame	Partecipa/partecipano al legame
Legame ionico	Un elemento del blocco s (escluso H o Be)
Legame covalente	elementi appartenenti al blocco p

Dal punto di vista grafico

Doppietto elettronico messo 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 covalente polare

Esercizio

L'elettronegatività di Sr e F è, rispettivamente 1.0 e 4.0. Tra questi due elementi che tipo di legame si instaurerà??

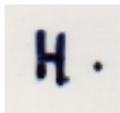
P ha un valore di $\chi = 2.1$, mentre Cl di 3.0. In PCl_3 il legame è di natura covalente e quanto vale il $\Delta\chi$??

Anche in questo caso gli atomi nella condivisione degli elettroni tendono alla situazione più stabile di **ottetto completo**.

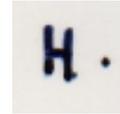
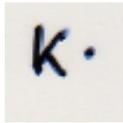
Es.



Gli elettroni di valenza per Cl sono rappresentati da puntini organizzati a coppie. Al Cl manca 1é per completare l'ottetto.



Al H manca 1é per completare l'ottetto (doppietto in questo caso)



LEGAME IONICO: ottetto raggiunto per cessione di 1 e^- da parte di K ed acquisto di 1 e^- da parte di Cl

LEGAME COVALENTE: ottetto raggiunto per condivisione di 2 e^- da parte di H e Cl

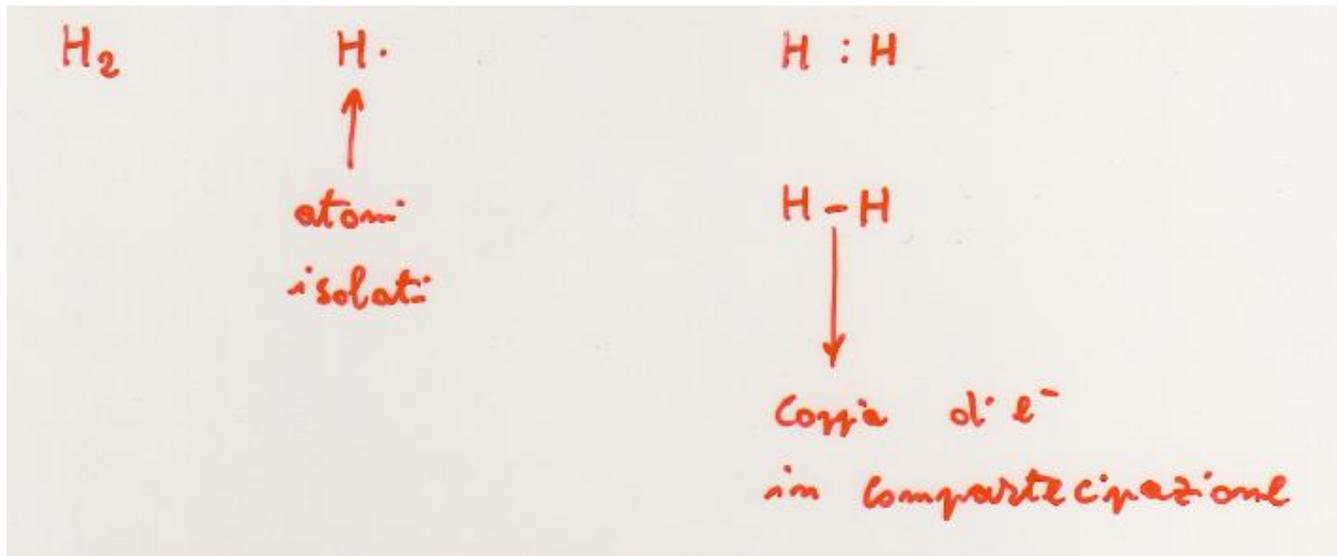
REGOLA dell'OTTETTO

- C, N, O, F** → Vale strettamente perché gli orbitali di valenza $2s$, $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$ hanno energia significativamente più bassa di $3d$
- P, S** → **Non** vale strettamente perché gli orbitali di valenza $3s$, $3p_x$, $3p_y$ e $3p_z$ hanno energia simile a quella di $3d$. Questi elementi possono utilizzare anche questi orbitali nella formazione di legami covalenti. Es. PCl_5 e SF_6 . Si parla di **espansione dell'ottetto**
- B** → Caso eccezionale: BF_3 ; solo 6é attorno al Boro, esempio di **ottetto incompleto**.

Strutture di LEWIS

Sono strutture in cui gli elettroni vengono raffigurati come puntini, assemblati a coppie attorno ogni atomo e tra gli atomi. Danno una descrizione pittorica del legame covalente e della struttura elettronica delle molecole.

MOLECOLE BIATOMICHE





→ coppie solitarie

Il Fluoro ha delle coppie elettroniche non condivise (coppie solitarie) che non partecipano al legame. Queste coppie determinano molte proprietà chimiche. Il fluoro è molto reattivo perché le coppie solitarie indeboliscono il legame singolo F-F (repulsione tra coppie solitarie).

LEGAME DOPPIO e TRIPLO

Quando due atomi condividono 2 o 3 coppie di elettroni si parla di doppio legame o di triplo legame, rispettivamente.

Caso dell'ossigeno



Caso dell'azoto

