

# IL LEGAME CHIMICO

Legame ionico

# Elementi e composti

- È estremamente difficile trovare in natura una sostanza formata da singoli atomi isolati
- Solo i gas nobili sono presenti in natura come gas monoatomici
- Gli altri elementi si trovano normalmente combinati con altri atomi degli stessi elementi o con atomi di elementi diversi
- Evidentemente se gli atomi si combinano è perché il composto che si forma ha una energia potenziale minore rispetto agli atomi isolati

# Come si legano allora gli atomi?

- Abbiamo già visto la corrispondenza tra le proprietà degli elementi e la loro configurazione elettronica più esterna (cioè quella dell'ultimo livello energetico occupato)
- Abbiamo anche visto che la configurazione elettronica dei gas nobili (cioè quelli che praticamente non reagiscono) è caratterizzata da un ottetto di elettroni nell'ultimo livello energetico occupato, e precisamente  $s^2p^6$ , deducendone che questa configurazione elettronica corrisponde a uno stato stabile
- Da qui **la regola dell'ottetto**: gli atomi tendono a reagire in maniera da avere un ottetto di elettroni nell'ultimo livello energetico occupato

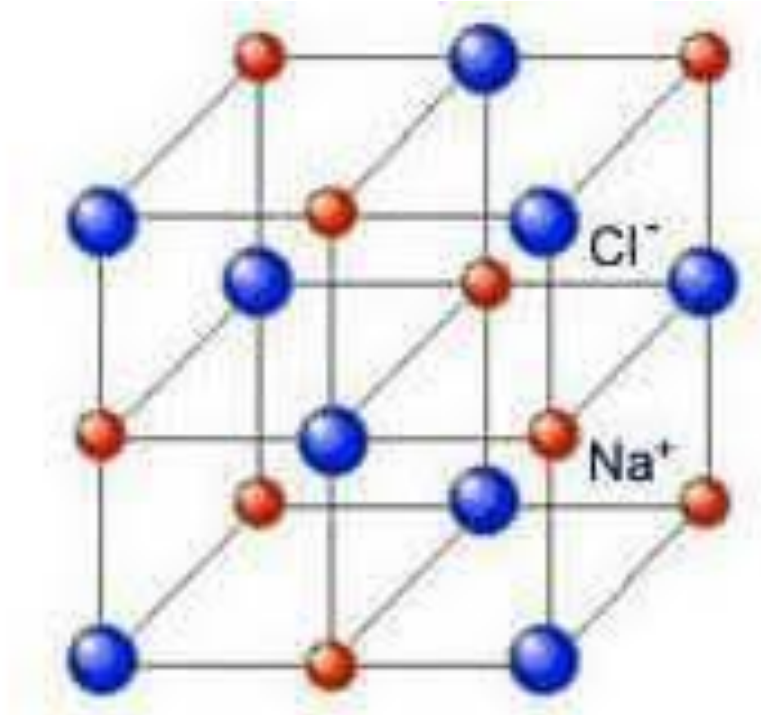
- Facciamo un esempio:
- Il sodio, Na numero atomico 11, ha questa configurazione elettronica:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Come può raggiungere l'ottetto?
- Evidentemente perdendo l'elettrone 3s e raggiungendo la configurazione elettronica del gas nobile che lo precede, il neon, Ne
- Ovviamente questo richiede energia (quella che abbiamo chiamato energia di ionizzazione). Avremo quindi:
- $\text{Na} + \text{energ} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
- Con la formazione dello ione positivo  $\text{Na}^+$

- Cosa può succedere invece con il fluoro, F numero atomico 9, la cui configurazione elettronica è:  $1s^2 2s^2 2p^5$  ?
- Evidentemente la cosa più probabile è che il fluoro acquisti un elettrone, completando così il suo ottetto e diventando ione negativo. Abbiamo detto che in questo caso si libera energia, detta affinità elettronica:
- $F + e^- \rightarrow F^- + \text{energia}$

- Ovviamente l'elettrone che il fluoro può acquistare deve venire da un altro atomo che ha tendenza a perderlo, cioè deve avvenire una reazione tra un atomo che ha tendenza a cedere elettroni (cosa che significa che ha una bassa energia di ionizzazione) e un altro che ha tendenza ad acquistarlo (cosa che significa che ha un'alta affinità elettronica): E' quello che succede se noi mettiamo a reagire il sodio e il fluoro. Si ha:
- $\text{Na} + \text{energ} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
- $\text{F} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^- + \text{energia}$
- Il sodio cede il suo elettrone al fluoro, così si formano due ioni di segno opposto che si attraggono e si viene così a formare un composto neutro con sviluppo di energia che è detta energia di legame (o energia reticolare):
- $\text{Na}^+ + \text{F}^- \rightarrow \text{NaF} + \text{energia}$

- Si è quindi formato un legame ionico (legame tra ioni).
- Come visto, qui entrano in gioco diversi fattori energetici e per potersi avere il processo, la somma delle energie sviluppate deve essere superiore all'energia assorbita (avevamo detto all'inizio che gli atomi combinati devono avere una energia potenziale inferiore a quella degli atomi isolati).
- Il composto che si forma prende il nome di solido ionico, che si presenta allo stato solido, perché gli ioni che si formano (ovviamente sono miliardi di miliardi gli atomi che entrano in gioco) si devono disporre in maniera ordinata, in modo da minimizzare le repulsioni fra gli ioni dello stesso segno e massimizzare quello di segno opposto.

- Si forma cioè quello che si chiama reticolo ionico, struttura regolare ed ordinata (perciò allo stato solido); vediamo il cloruro di sodio:





- Naturalmente, perché si formi il legame entrambi gli elementi devono riuscire a raggiungere l'ottetto; ognuno cioè perderà o acquisterà gli elettroni che lo portano in questa situazione. Dopo di che bisognerà bilanciare il numero di elettroni scambiati. Esempio:
- Il Magnesio, Mg numero atomico 12, ha questa configurazione elettronica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , e per completare l'ottetto deve perdere i due elettroni che stanno in 3s:
- $\text{Mg} + \text{energia} \rightarrow \text{Mg}^{++} + 2 e^-$
- In questo caso l'energia necessaria è la somma dell'energia di prima ionizzazione (quella che serve ad allontanare il primo elettrone) e di quella per l'allontanamento del secondo elettrone (questa energia di seconda ionizzazione è maggiore di quella di prima ionizzazione, perché... )

- Se quindi lo facciamo reagire con il fluoro occorreranno due atomi di fluoro per completare il legame:
- $2F + 2 e^- \rightarrow 2 F^-$
- Ovviamente i 2 elettroni sono quelli liberati dal magnesio, infine si ha l'attrazione tra gli ioni che si sono formati:
- $Mg^{++} + 2 F^- \rightarrow MgF_2 + \text{energia}$
- L'energia che si sviluppa è l'energia reticolare.
- Facciamo un esercizio: descrivere i passaggi della formazione del legame ionico tra alluminio, Al, numero atomico 13, ed ossigeno, numero atomico 8

- Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$                       O:  $1s^2 2s^2 2p^4$
- Quindi l'alluminio raggiunge l'ottetto perdendo 3 elettroni, mentre l'ossigeno lo raggiunge acquistando 2 elettroni, i due processi separati sono:
- $\text{Al} + \text{energia} \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3 \text{e}^-$
- $\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{-2} + \text{energia}$
- e per bilanciare lo scambio di elettroni, moltiplicheremo la semireazione dell'alluminio per 2 e quella dell'ossigeno per 3:
- $2\text{Al} + 2\text{energia} \rightarrow 2\text{Al}^{+3} + 6 \text{e}^-$
- $3\text{O} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3\text{O}^{-2} + \text{energia}$       la cui somma è:
- $2\text{Al}^{+3} + 3\text{O}^{-2} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{energia}$

- Per chiudere il capitolo diciamo che in pratica il legame ionico si forma fra i metalli (gli elementi alla sinistra della tavola periodica) e i non metalli (gli elementi a destra della tavola periodica).
- Precisamente sono metallici gli elementi alla sinistra della scaletta che si traccia a partire dalla parte bassa della casella del boro, B