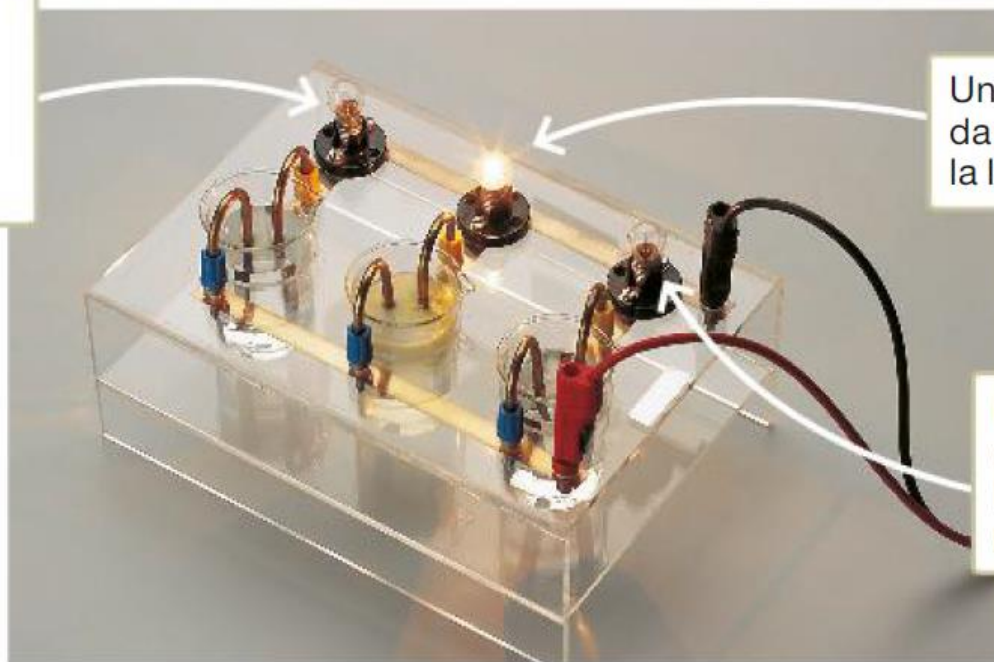


I LEGAMI CHIMICI

L'ENERGIA DI LEGAME

- Tutti i corpi esistono perché gli elementi presenti in natura si legano tra loro attraverso legami chimici di diverso tipo

L'acqua pura non consente il passaggio della corrente elettrica: la lampadina non si accende.



Una soluzione di acqua e sale da cucina conduce la corrente: la lampadina si accende.

Una soluzione di acqua e zucchero non conduce la corrente: la lampadina non si accende.

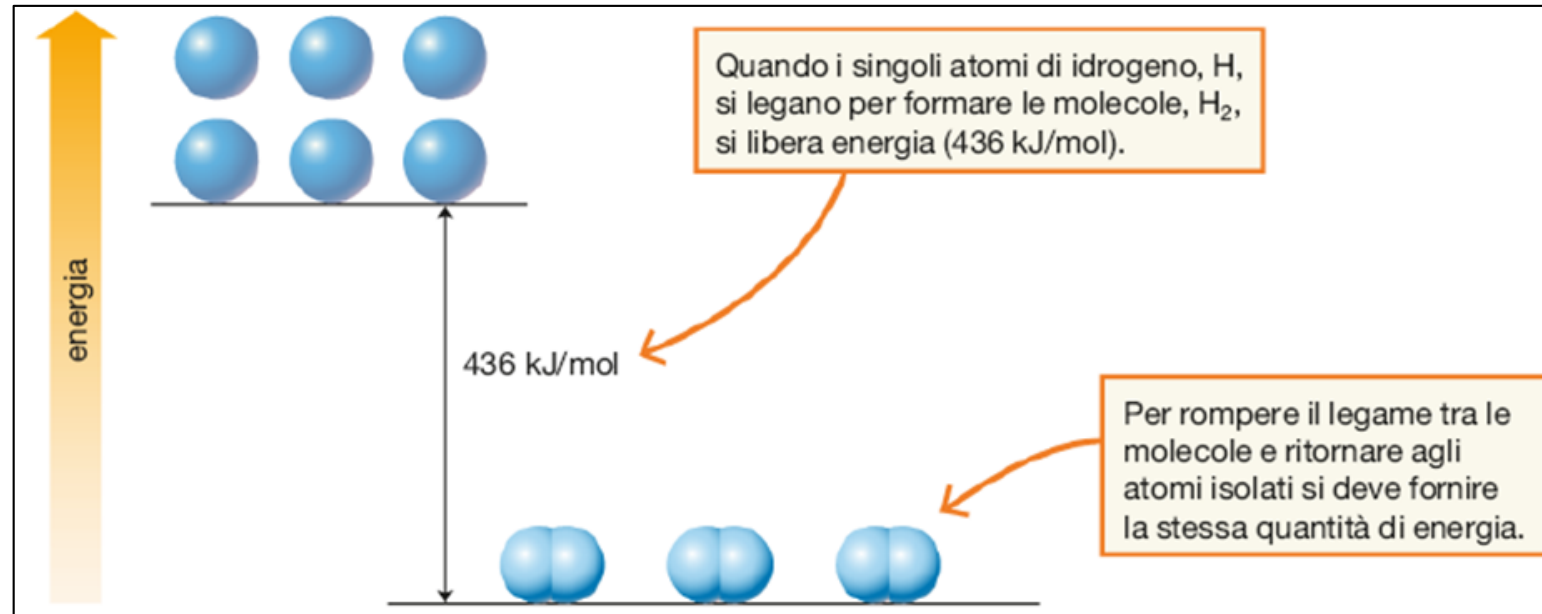
L'ENERGIA DI LEGAME

- Nonostante l'enorme numero di combinazioni possibili fra gli atomi, non tutte sono realizzabili e infatti un legame chimico si forma se gli atomi legati hanno energia potenziale minore degli atomi separati (principio dell'energia potenziale minima)
- Gli atomi isolati, tranne i gas nobili, hanno livelli energetici esterni incompleti, sono instabili e di conseguenza hanno un'elevata energia. Per aumentare la stabilità e diminuire la loro energia, modificano la loro configurazione elettronica esterna, formando legami chimici con atomi dello stesso tipo o diversi
- I **legami chimici** sono forze attrattive che si stabiliscono tra gli elettroni del livello energetico esterno (elettroni di legame) e i nuclei di due o più atomi uguali o diversi

L'ENERGIA DI LEGAME

- La formazione di un legame chimico libera una quantità di energia, detta energia di legame e la rottura dello stesso legame necessita di una quantità di energia uguale a quella che si era liberata in seguito alla sua formazione
- L'**energia di legame** (kJ/mol) è la quantità di energia che è necessario fornire a una mole di sostanza per rompere il legame fra i suoi atomi

Tanto più grande è l'energia di legame, tanto più forte è il legame che unisce gli atomi



I GAS NOBILI E LA REGOLA DELL'OTTETTO

- Gli elettroni dello strato più esterno sono chiamati **elettroni di valenza** o **di legame** e sono quelli che partecipano alla formazione di un legame chimico
- I gas nobili hanno una reattività molto bassa e il motivo della stabilità dei gas nobili risiede nel fatto che la loro configurazione elettronica presenta otto elettroni (due nel caso dell'elio) nello strato di valenza, che quindi è completo

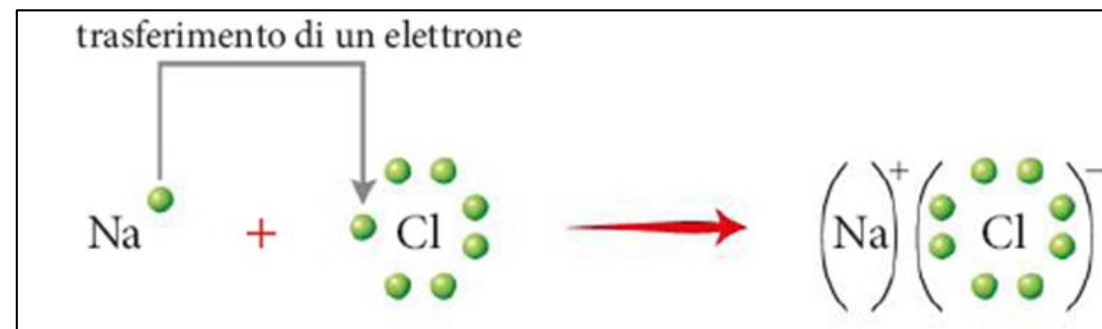
Struttura di Lewis	Configurazione elettronica	Numero di elettroni di valenza
He:	$1s^2$	2
:Ne:	$1s^2 2s^2 2p^6$	8
:Ar:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8
:Kr:	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	8
:Xe:	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	8
:Rn:	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	8

I GAS NOBILI E LA REGOLA DELL'OTTETTO

- Secondo la **regola dell'ottetto** (Gilbert Lewis, 1916) un atomo è particolarmente stabile quando ha otto elettroni nello strato di valenza
- Ciò vuol dire che un atomo raggiunge il massimo della stabilità acquistando, cedendo o condividendo elettroni con un altro atomo in modo da raggiungere l'ottetto nella sua configurazione elettronica esterna, simile a quella del gas nobile nella posizione più vicina nella tavola periodica
- Ogni atomo tende a raggiungere la configurazione elettronica esterna dell'ottetto mediante la formazione di legami chimici
- La **valenza** rappresenta il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in comune quando si lega con altri atomi e, quindi, corrisponde al numero di legami che un atomo è in grado di formare

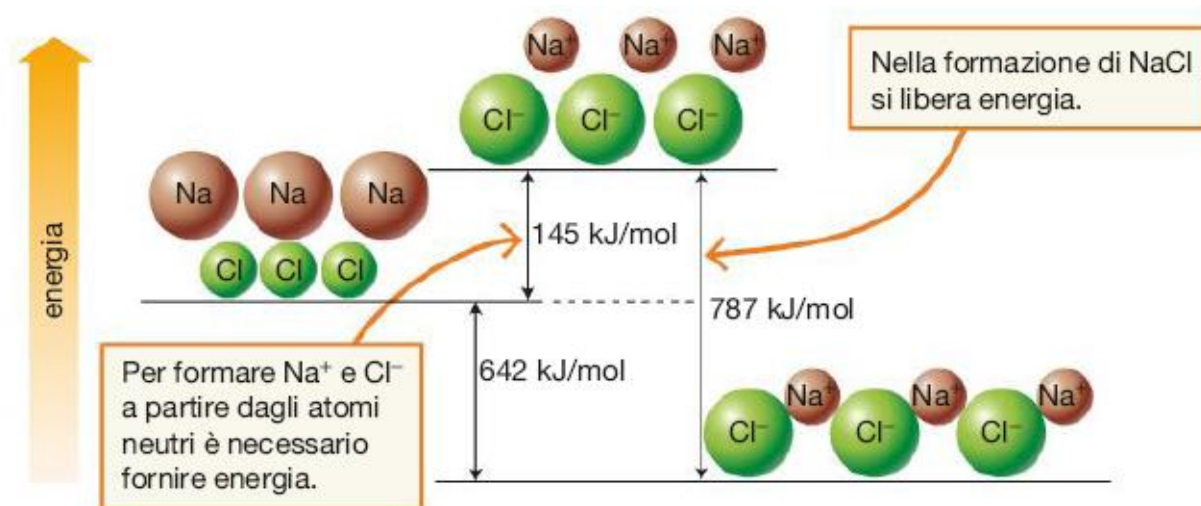
IL LEGAME IONICO

- Se la differenza di elettronegatività fra gli atomi diventa molto grande, l'atomo più elettronegativo strappa l'elettrone all'altro atomo, assumendo su di sé l'intera carica negativa, mentre l'atomo che ha perso l'elettrone acquisisce una carica positiva
- Nella formazione del cloruro di sodio, ad esempio, il trasferimento di un elettrone dall'atomo di sodio all'atomo di cloro produce due ioni (Na^+ e Cl^-) e permette a entrambi di raggiungere la configurazione del gas nobile più vicino
- Lo ione negativo assume la configurazione del gas nobile successivo, mentre lo ione positivo assume quella del gas nobile che lo precede nella tavola periodica



IL LEGAME IONICO

- Il **legame ionico** è dovuto alla forza di attrazione elettrostatica che tiene uniti gli ioni di carica opposta e, in genere, avviene tra atomi di metalli e non metalli
- Il legame ionico si ottiene quando la differenza di elettronegatività tra gli atomi è molto alta, in genere superiore a 1,9
- La formazione del legame ionico comporta la formazione di una struttura cristallina compatta in cui ciascuno ione è circondato da molti ioni di carica opposta

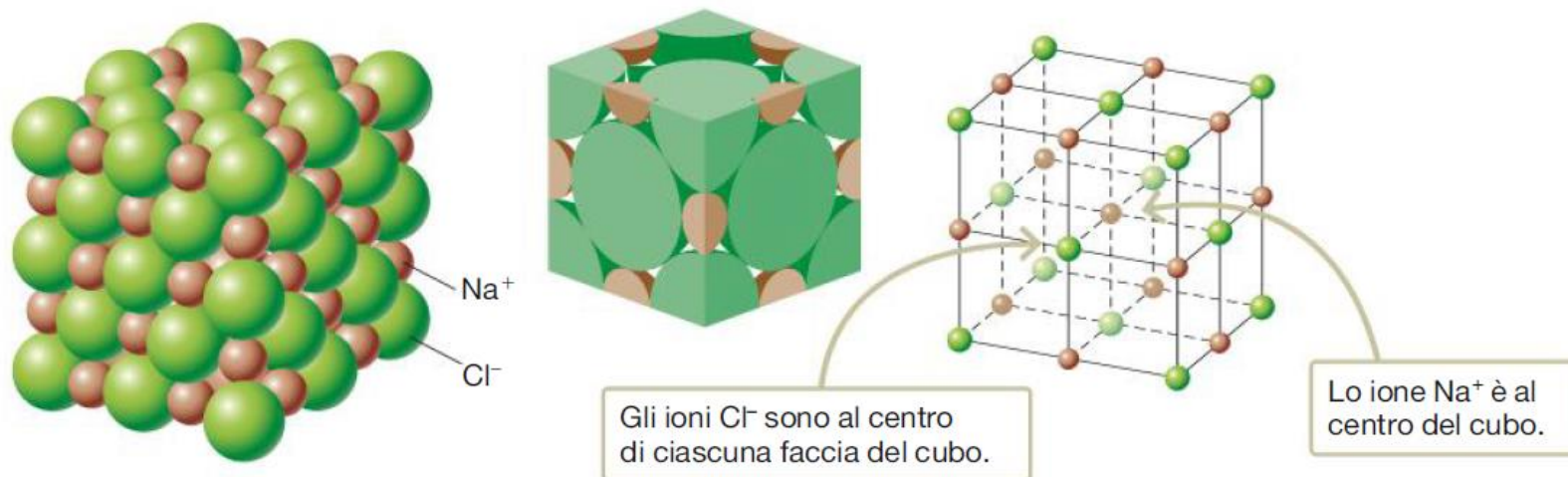


IL LEGAME IONICO

- Dall'osservazione della tavola periodica si può dedurre che:
 - I metalli (gruppi I, II e III) tendono a perdere elettroni diventando ioni positivi e raggiungendo la configurazione del gas nobile che li precede
 - I metalli di transizione hanno comportamenti variabili
 - I non metalli (gruppi V, VI, VII) tendono a prendere elettroni diventando ioni negativi e raggiungendo la configurazione del gas nobile più vicino
 - Se metalli e non metalli si incontrano, i primi cedono gli elettroni più esterni ai secondi e fra questi ioni si stabilisce un legame ionico
- Il numero di atomi coinvolti nel legame ionico deve garantire il bilanciamento delle cariche

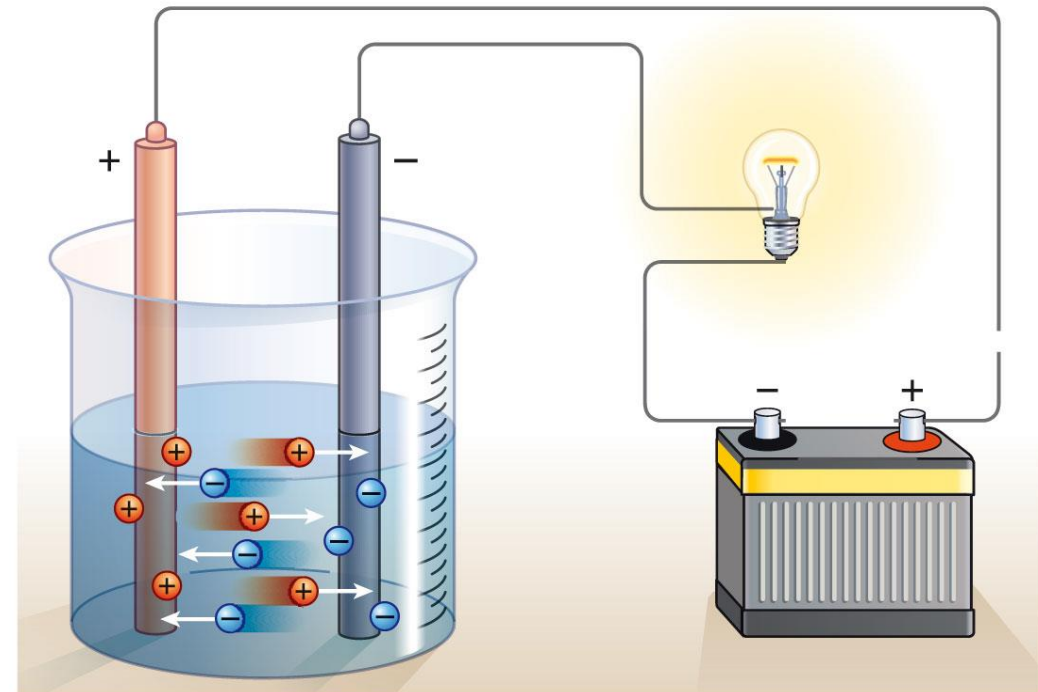
I COMPOSTI IONICI

- Gli ioni in un composto ionico sono disposti secondo uno schema ben preciso e possono dar luogo a un **reticolo cristallino**, una struttura solida, ordinata e ripetitiva
- Il numero e la disposizione degli ioni dipendono dalle loro dimensioni e dalla loro carica
- La formula dei composti ionici indica il rapporto di combinazione tra ioni positivi e negativi ma non rappresenta la molecola di un composto



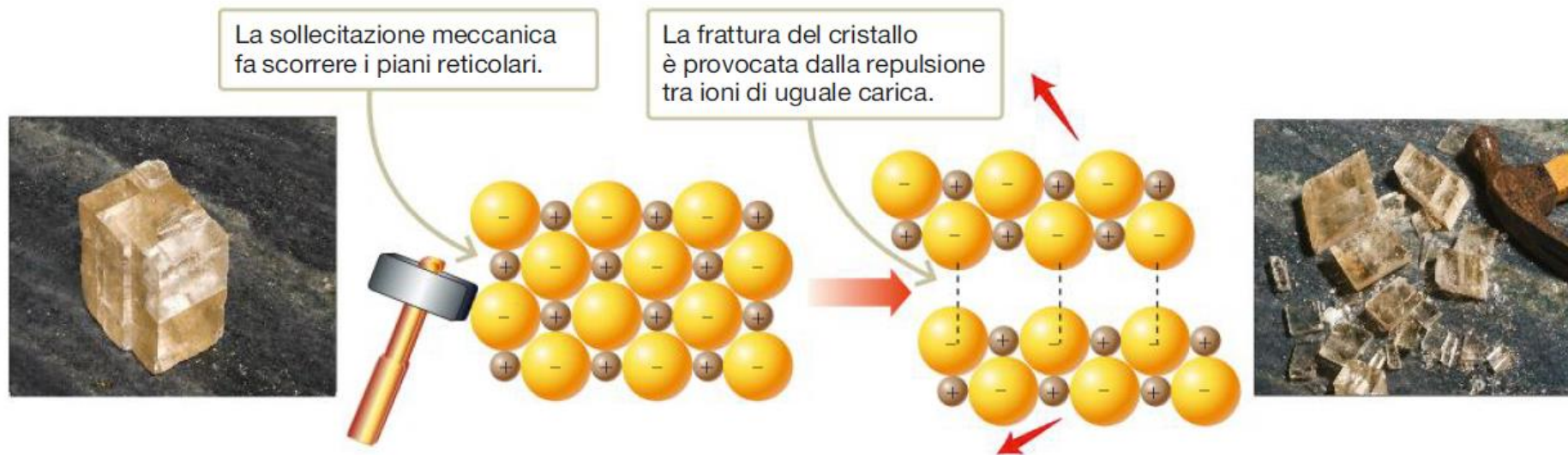
I COMPOSTI IONICI

- I composti ionici sono solidi a temperatura ambiente, hanno in genere un elevato punto di fusione, alcuni non sono completamente solubili in acqua e sono buoni conduttori di elettricità sia allo stato fuso sia in soluzione, ma non conducono la corrente elettrica allo stato solido
- Il passaggio dell'elettricità, infatti, è dovuto al movimento degli ioni verso i poli, mentre allo stato solido sono bloccati all'interno del reticolo cristallino



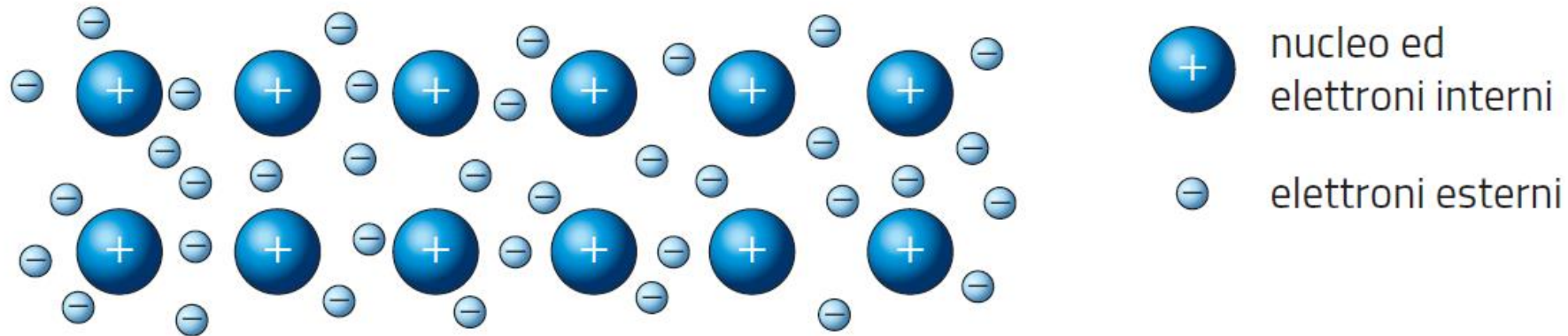
I COMPOSTI IONICI

- I cristalli ionici sono duri ma fragili e non è possibile deformarli plasticamente
- Basta una lieve sollecitazione per provocarne la frattura, a causa delle forze repulsive tra ioni con la stessa carica



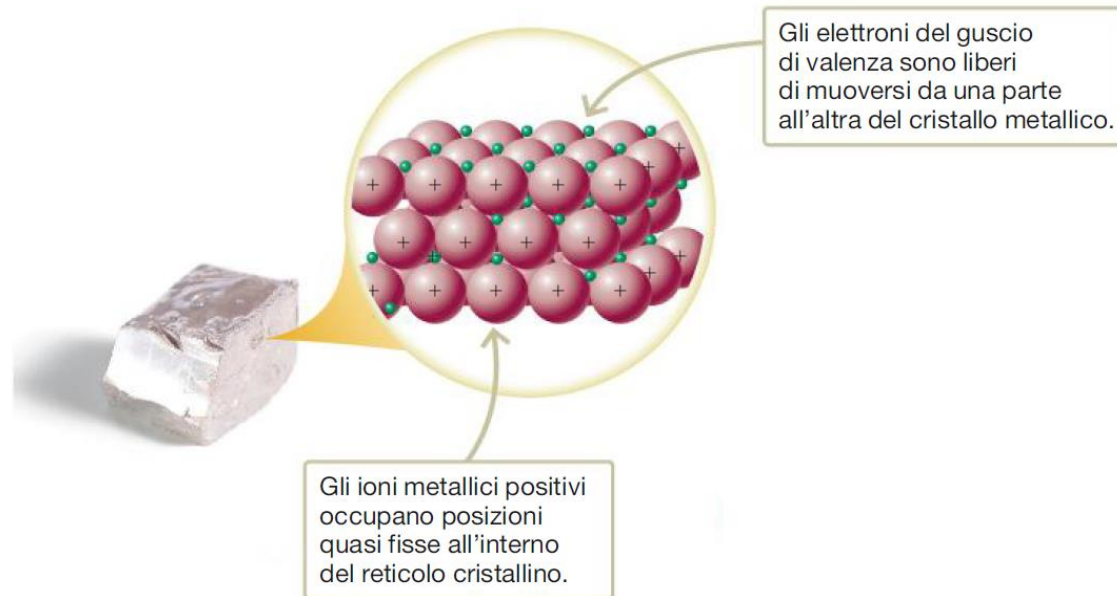
IL LEGAME METALLICO

- I metalli sono elementi con bassi valori di energia di ionizzazione, per cui tendono a cedere facilmente elettroni trasformandosi in ioni positivi
- Data la facilità con cui i loro elettroni esterni sono liberi di muoversi, si ipotizza che i metalli abbiano una struttura costituita da ioni positivi (nuclei atomici ed elettroni interni) immersi in una nube di elettroni mobili (quelli esterni)



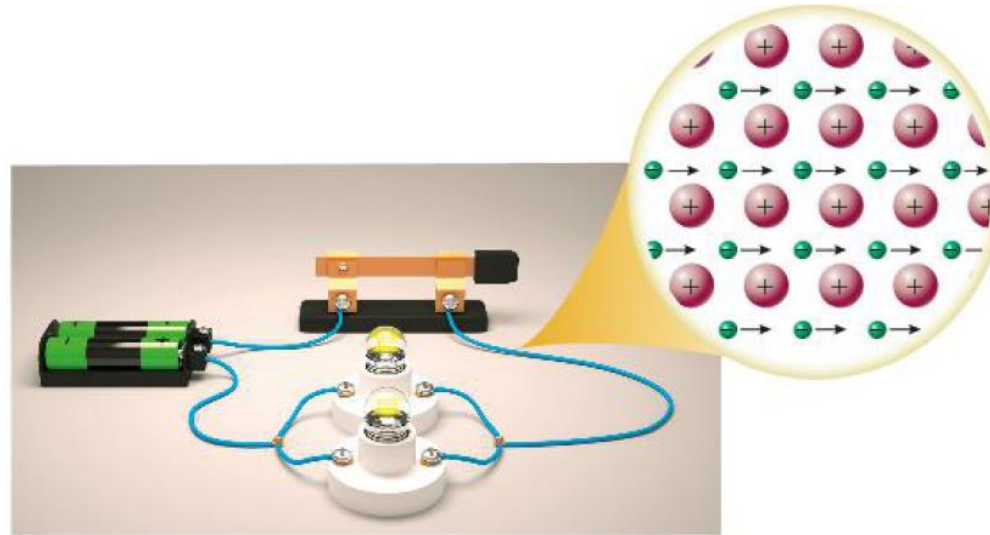
IL LEGAME METALLICO

- Il **legame metallico** consiste nella forza di attrazione che si stabilisce tra gli ioni positivi di un metallo (con posizioni fisse) e tutti gli elettroni del livello energetico esterno (elettroni di legame) che li circondano e che sono in continuo movimento
- Gli atomi metallici quindi possono mettere in comune gli elettroni di valenza, che vengono condivisi tra più nuclei
- Questo legame avviene tra atomi di metalli che formano un reticolo detto **crystallo metallico**



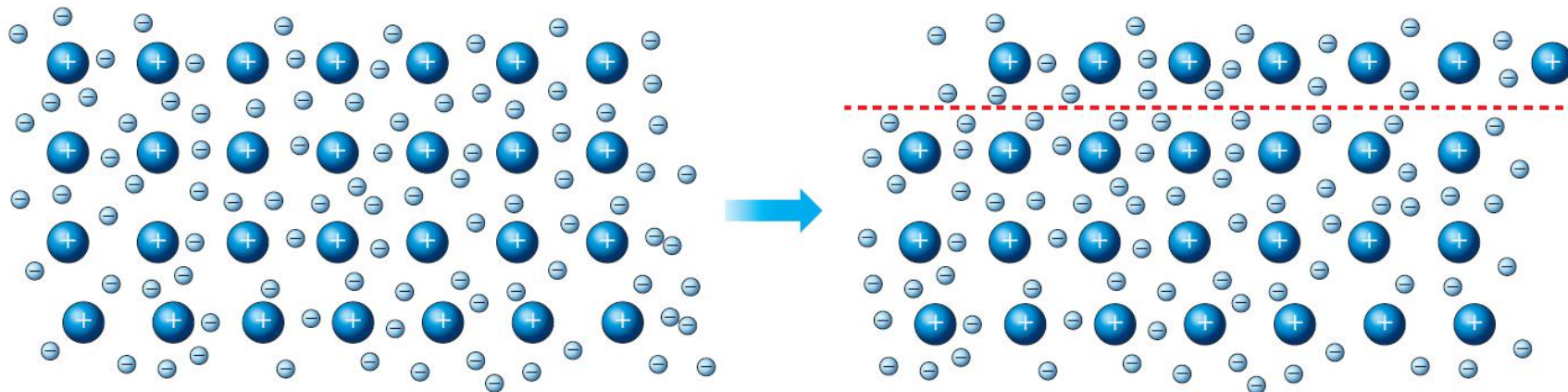
IL LEGAME METALLICO

- I metalli sono buoni conduttori elettrici e termici, per via della libertà di movimento degli elettroni più esterni
- Gli elettroni di valenza si muovono tutti nella stessa direzione e questo flusso di elettroni costituisce la corrente elettrica



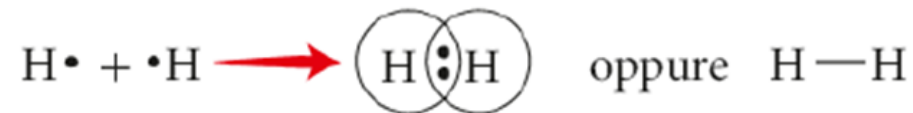
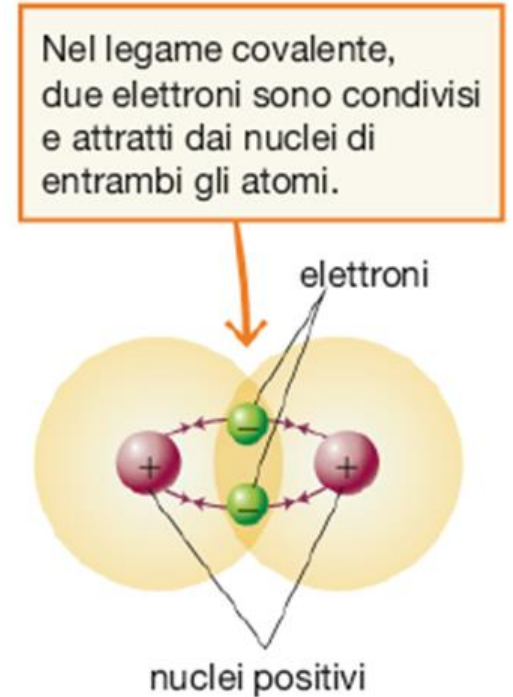
IL LEGAME METALLICO

- I solidi metallici sono malleabili e duttili, poiché gli elettroni mobili consentono agli ioni positivi di «scivolare» gli uni sugli altri senza che si crei repulsione tra ioni di uguale carica
- Le leghe metalliche sono miscugli omogenei con proprietà intermedie tra i metalli che li costituiscono (metallo base → presente in percentuale maggiore; alliganti → altri metalli)
- Tanto più forte è il legame metallico, tanto più sono numerosi gli elettroni mobili



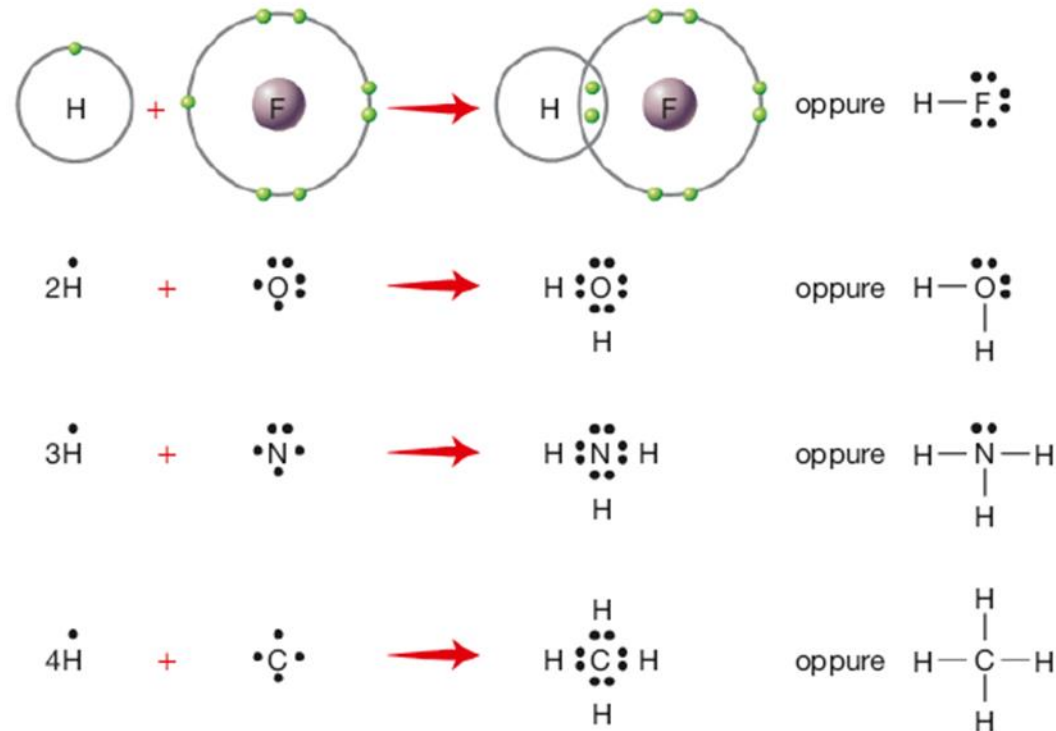
IL LEGAME COVALENTE

- Il **legame covalente** si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni e avviene tra atomi di non metalli
- Si stabilisce tra atomi uguali o diversi di non metalli, con stessa elettronegatività o con una piccola differenza e si realizza mediante la condivisione di una o più coppie di elettroni (doppietti), in modo che i due atomi possano raggiungere la configurazione elettronica esterna stabile
- Gli elettroni impegnati nel legame covalente sono detti **elettroni condivisi** o di **legame** e appartengono contemporaneamente a entrambi gli atomi che li condividono
- È il legame che forma le **molecole**



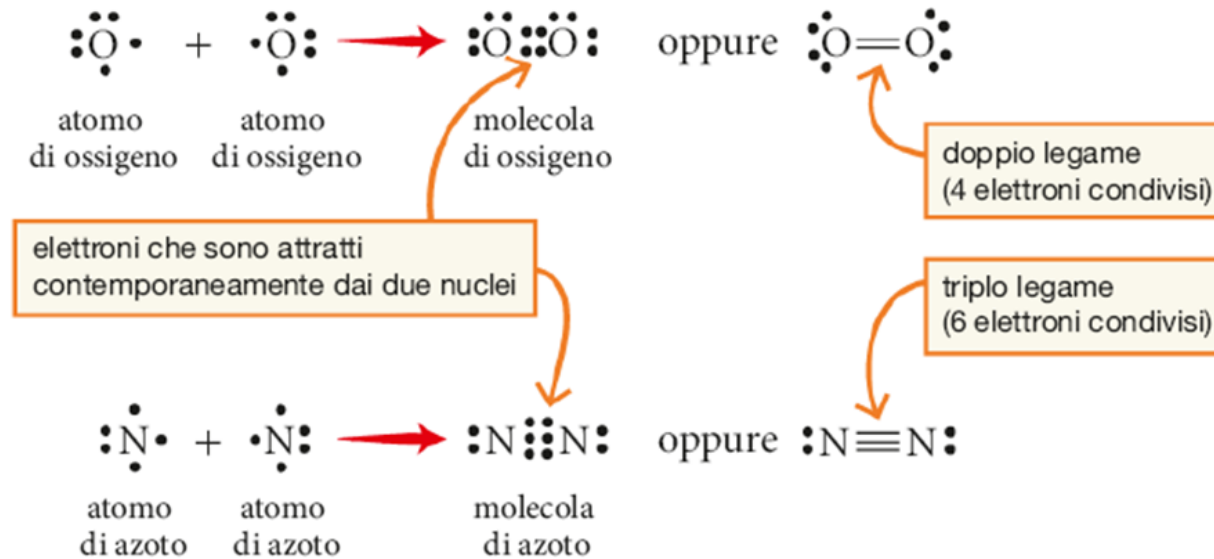
IL LEGAME COVALENTE

- Il legame covalente è caratteristico delle molecole diatomiche, ma la tendenza a mettere in comune elettroni si manifesta anche tra atomi di natura diversa (HF, H₂O, NH₃, CH₄)
- La **formula di struttura** o **formula di Lewis** è una formula rappresentata con i simboli di Lewis



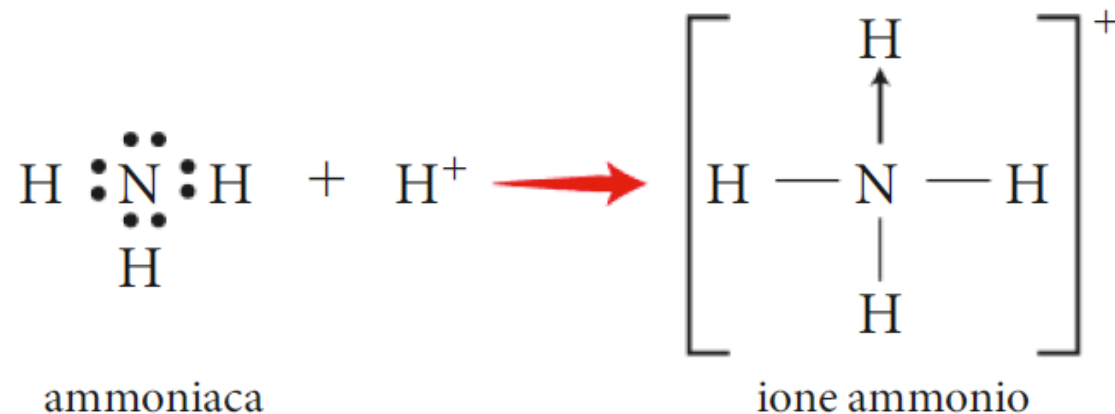
IL LEGAME COVALENTE

- Il legame covalente può essere:
 - singolo se gli atomi condividono una sola coppia di elettroni
 - doppio se gli atomi condividono due coppie di elettroni
 - triplo se gli atomi condividono tre coppie di elettroni
- Per spezzare i legami multipli è necessaria maggiore energia



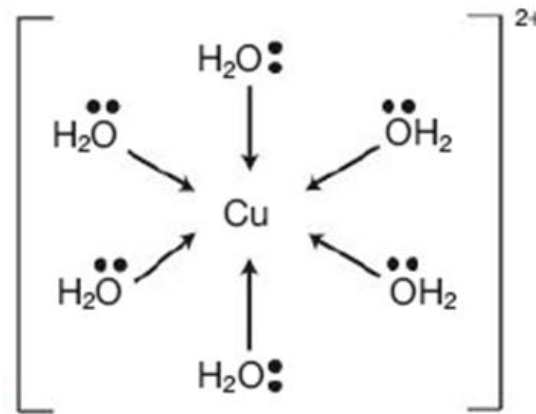
IL LEGAME COVALENTE

- Il **legame covalente dativo** è un particolare tipo di legame covalente in cui uno solo degli atomi che partecipano al legame fornisce i due elettroni condivisi
- L'atomo che fornisce entrambi gli elettroni è definito **donatore**, ha già raggiunto l'ottetto e ha almeno un doppietto elettronico non impegnato in legami
- L'atomo o lo ione positivo che usufruisce dei due elettroni è definito **accettore** e presenta un orbitale vuoto



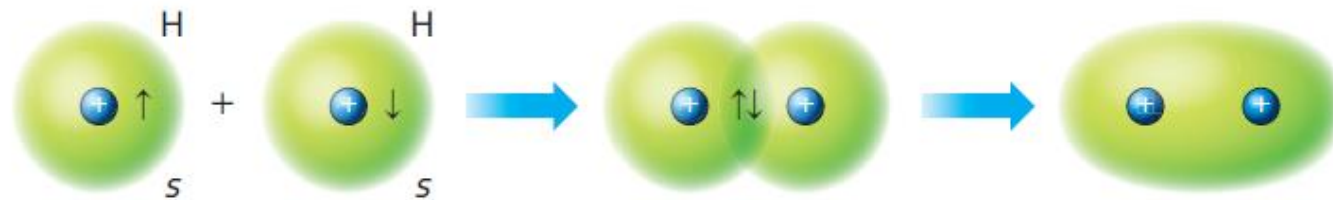
IL LEGAME COVALENTE

- Il legame dativo giustifica la formazione di **complessi** o **composti di coordinazione** che si formano quando un metallo, o uno ione metallico, viene circondato da atomi donatori di elettroni, appartenenti a molecole o a ioni negativi
- Le molecole che circondano il metallo si dicono **leganti**, mentre il metallo posto al centro si chiama **coordinante**



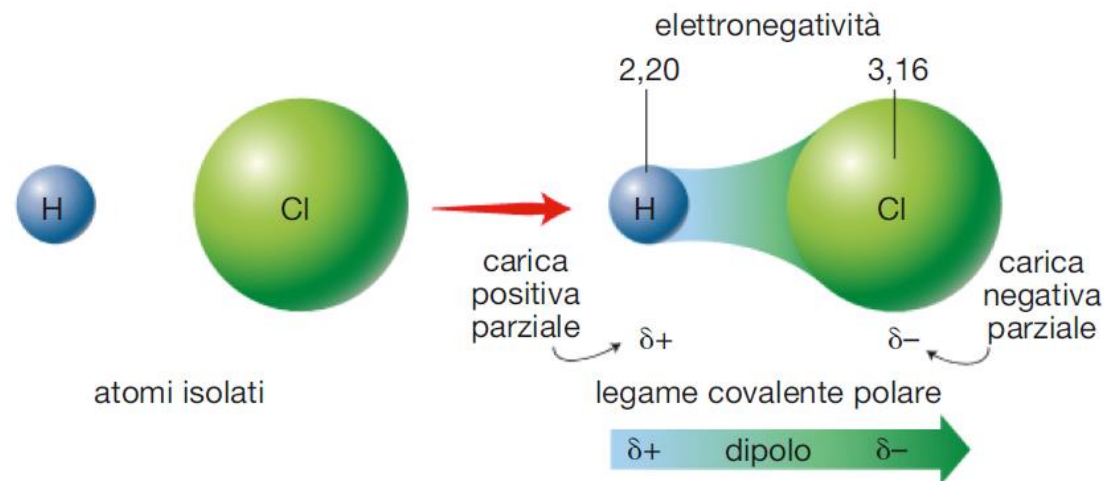
IL LEGAME COVALENTE

- Il legame **covalente omopolare** o **puro** si stabilisce tra due atomi dello stesso elemento non metallico
- Gli atomi, avendo la stessa elettronegatività, esercitano un'uguale forza di attrazione sugli elettroni di legame, che quindi sono condivisi esattamente tra i due atomi



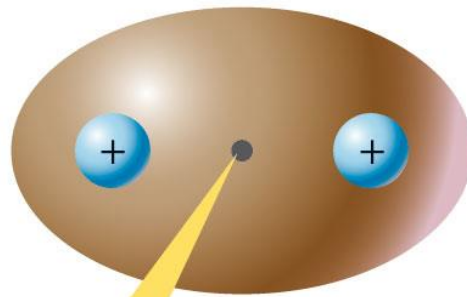
IL LEGAME COVALENTE

- Il legame **covalente polare** o **eteropolare** si stabilisce tra due atomi diversi di elementi non metallici che quindi presentano una piccola differenza di elettronegatività
- Gli atomi, avendo diversa elettronegatività, esercitano una forza diversa di attrazione sugli elettroni di legame, che sono attratti con maggiore forza dal nucleo dell'atomo più elettronegativo
- Sull'atomo meno elettronegativo si stabilisce una parziale carica positiva ($\delta+$), su quello più elettronegativo una parziale carica negativa ($\delta-$)

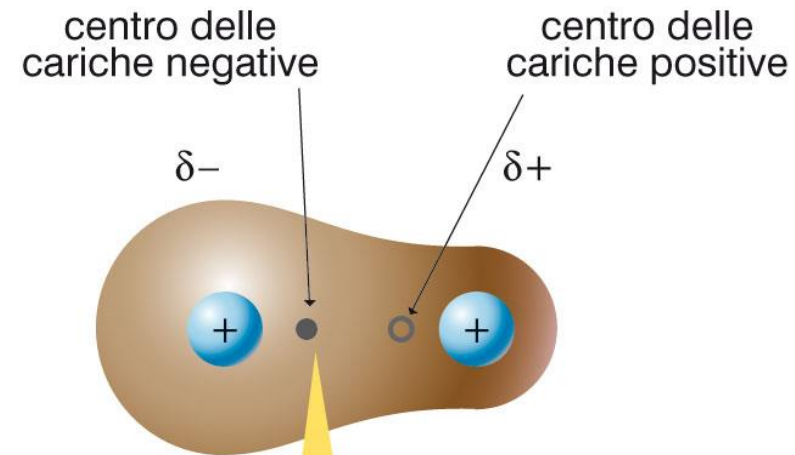


IL LEGAME COVALENTE

- Nei legami covalenti polari la coppia di elettroni in comune risulta spostata verso l'atomo più elettronegativo per cui si forma un **dipolo**, cioè una separazione di cariche



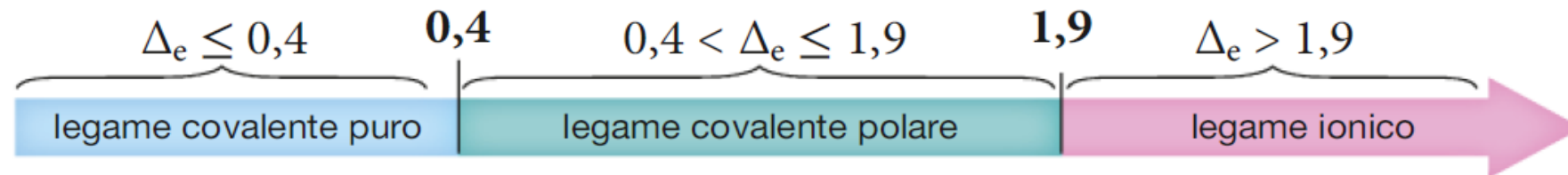
Nel legame covalente puro il centro delle cariche positive e negative coincide.



Nel legame covalente polare, il centro delle due cariche non coincide e si ha separazione di carica.

LA SCALA DELL'ELETTRONEGATIVITÀ

- Il tipo di legame tra due atomi dipende dalla loro **differenza di elettronegatività** (Δe) e tanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra due atomi, tanto più è polarizzato il legame che li unisce



Differenza di elettronegatività	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8	2,9	3,0
Percentuale del carattere ionico	0,5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	63	67	70	74	76	79	82	84	86	88	89

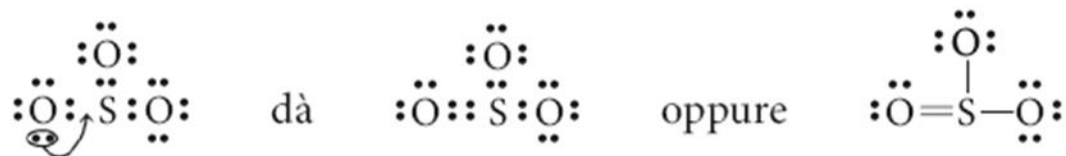
LA TAVOLA PERIODICA E I LEGAMI

- Osservando la tavola periodica si può affermare che:
 1. I metalli formano tra loro legami metallici
 2. I non metalli formano tra loro legami covalenti
 3. Tra atomi uguali, il legame è covalente puro, tra atomi diversi il legame è covalente polare
 4. I metalli e i non metalli formano fra loro legami ionici
 5. Il carattere ionico del legame cresce all'aumentare della differenza di elettronegatività fra gli atomi del composto

	H—H	H—Cl	Na ⁺ Cl ⁻
Elettronegatività	2,1 2,1 $\Delta_e = 0$	2,1 3,0 $\Delta_e = 0,9$	0,9 3,0 $\Delta_e = 2,1$
Legame	covalente puro	covalente polare	ionico

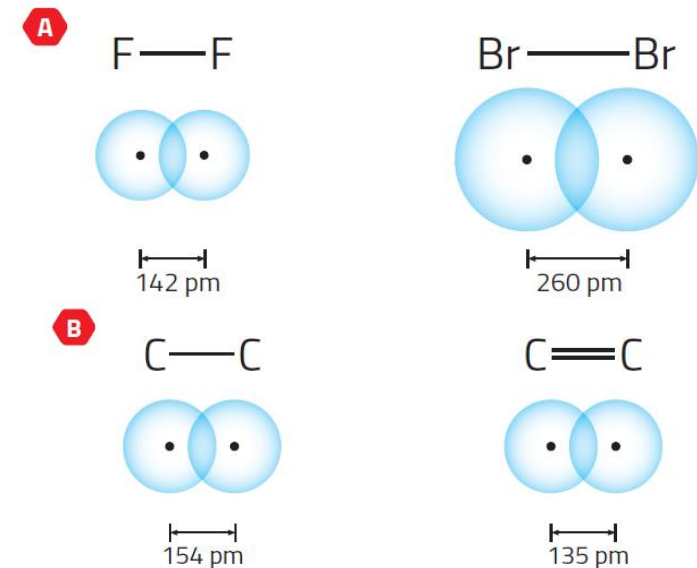
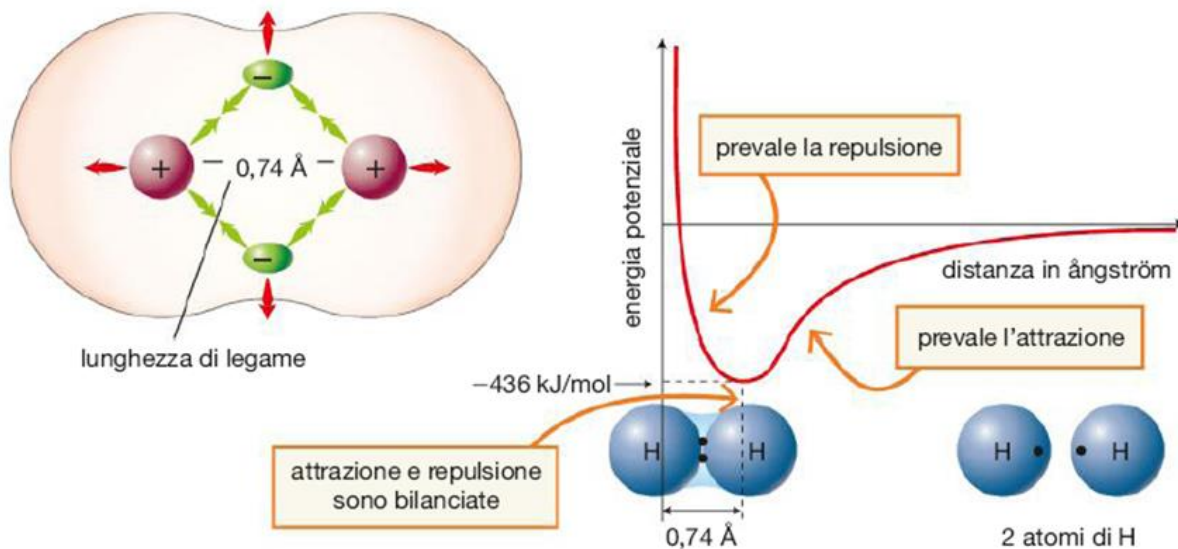
LA STRUTTURA DI LEWIS

- Procedimento per scrivere le **formule di struttura di Lewis**:
 1. Stabilire qual è l'atomo centrale (in genere il meno elettronegativo) e disporre i simboli degli altri atomi simmetricamente intorno all'atomo centrale
 2. Contare gli elettroni di valenza di tutti gli atomi coinvolti
 3. Posizionare una coppia di elettroni tra ogni coppia di atomi legati per formare legami singoli tra l'atomo centrale e i terminali
 4. Completare gli ottetti degli atomi legati intorno all'atomo centrale disponendo le altre coppie di elettroni
 5. Disporre gli elettroni rimanenti sull'atomo centrale
 6. Se l'atomo centrale non raggiunge l'ottetto, disegnare legami doppi o tripli
 7. Verificare di aver usato il numero corretto di elettroni di valenza



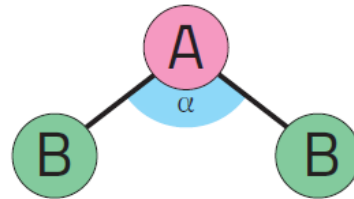
LA FORMA DELLE MOLECOLE

- Le proprietà chimiche di una molecola dipendono dalla geometria, ovvero dalla disposizione nello spazio degli atomi e questa disposizione dipende dal numero di atomi e dalla lunghezza e dall'angolo che i legami formano tra loro
- La **lunghezza di legame** è la distanza tra i nuclei di due atomi uniti da un legame covalente e aumenta all'aumentare del raggio e al diminuire della forza di legame e diminuisce all'aumentare del numero di legami

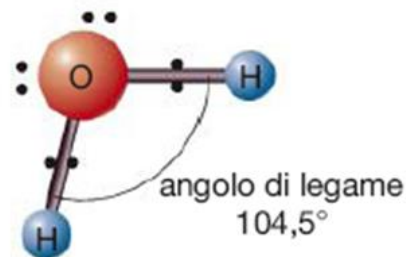


LA FORMA DELLE MOLECOLE

- L'**angolo di legame** è l'angolo formato dagli assi che congiungono i nuclei degli atomi legati, cioè è l'angolo formato dagli assi di due legami chimici che partono dallo stesso atomo



- Per la molecola d'acqua, l'angolo di legame è pari a $104,5^\circ$.
- Intorno all'ossigeno, che è l'atomo centrale della molecola d'acqua, si distribuiscono due coppie elettroniche di legame mentre altre due coppie, appartenenti all'ossigeno, sono coppie elettroniche libere, cioè non condivise, e sono chiamate **coppie solitarie**

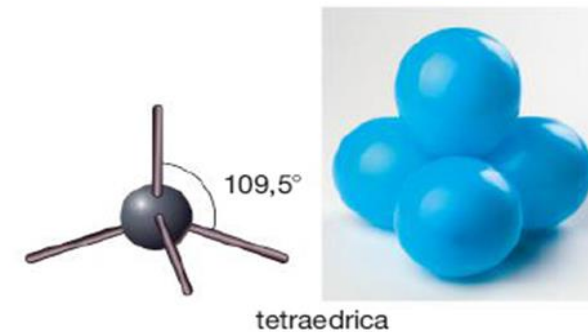
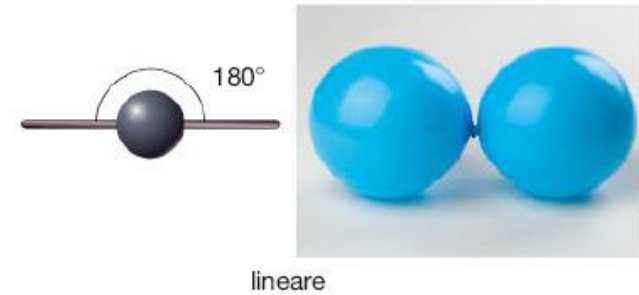


LA TEORIA VSEPR

- La **teoria VSEPR** (Valence Shell Electron-Pair Repulsion) è detta **teoria della repulsione delle coppie di elettroni del guscio di valenza**
- I principi fondamentali di questa teoria sono:
 - la disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche di valenza (libere e condivise) che circondano l'atomo centrale
 - le coppie elettroniche, avendo uguale segno, si respingono e si collocano alla maggiore distanza possibile le une dalle altre

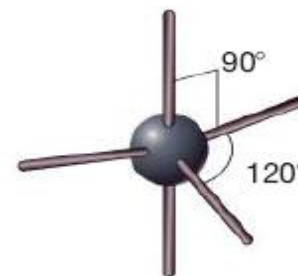
LA TEORIA VSEPR

- Una molecola o ione con **due** coppie elettroniche ha una geometria **lineare**, con angoli di legame di 180°
- Una molecola o ione con **tre** coppie elettroniche ha geometria **triangolare** di tipo **equilatero**, con angoli di 120°
- Una molecola o ione con **quattro** coppie elettroniche ha geometria **tetraedrica**, con angoli di $109,5^\circ$



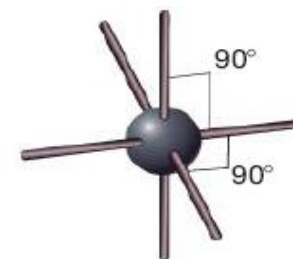
LA TEORIA VSEPR

- Una molecola o ione con **cinque** coppie elettroniche ha geometria **trigonale bipiramidale**



trigonale bipiramidale

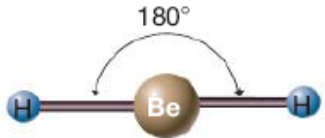
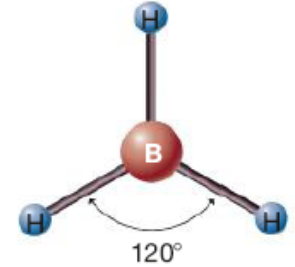
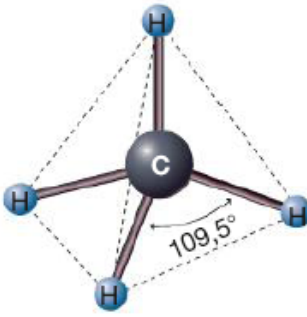
- Una molecola o ione con **sei** coppie elettroniche ha geometria **ottaedrica**



ottaedrica

LA TEORIA VSEPR

- La forma di alcune molecole con legami covalenti semplici

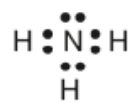
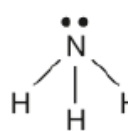
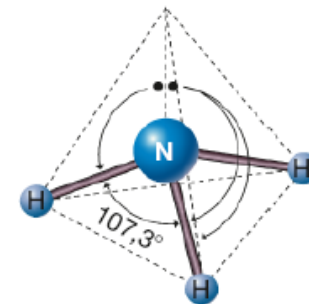
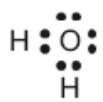
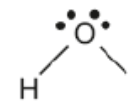
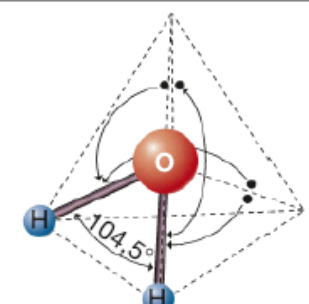
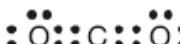
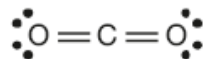
Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
BeH_2	$\text{H} \cdot \cdot \text{Be} \cdot \cdot \text{H}$	lineare	$\text{H} - \text{Be} - \text{H}$	180°	
BH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \cdot \text{B} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	triangolare planare	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	120°	
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	tetraedrica	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$109,5^\circ$	

LA TEORIA VSEPR

- Nelle molecole che presentano **coppie libere di elettroni** la repulsione tra queste coppie elettroniche libere è maggiore di quella tra coppie elettroniche condivise
- Nel caso di coppie elettroniche libere, quindi, la forma della molecola tiene conto anche del doppietto elettronico
- I legami **covalenti doppi** e **tripli** valgono come un legame singolo ai fini della geometria molecolare

LA TEORIA VSEPR

- Strutture di alcune molecole con coppie libere di elettroni sull'atomo centrale o con legami multipli

Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
NH ₃		piramidale triangolare		107,3°	
H ₂ O		piegata		104,5°	
CO ₂		lineare		180°	