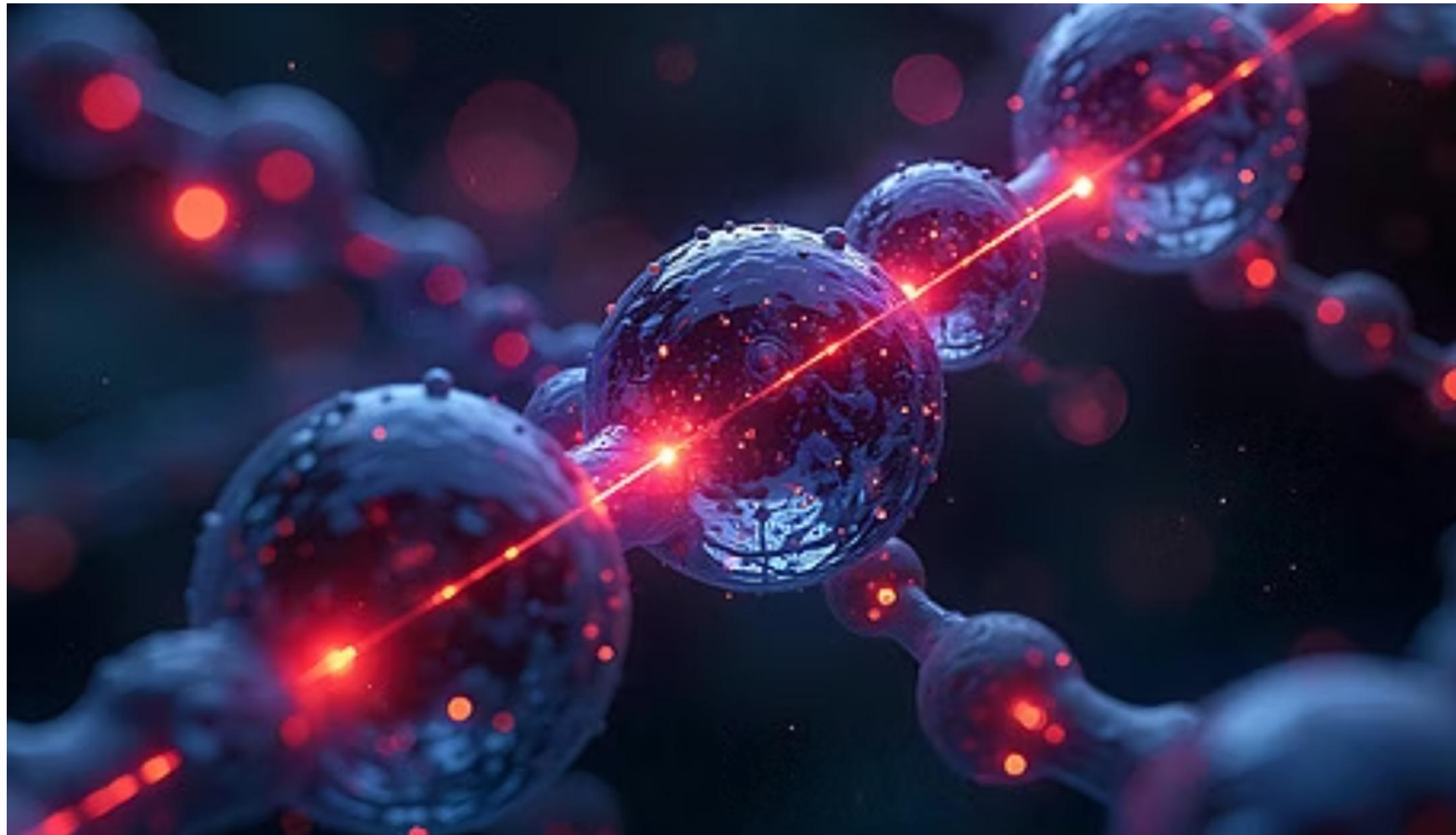


# I LEGAMI CHIMICI

Dal caos atomico all'ordine molecolare



# Perché gli atomi si uniscono?

Spesso immaginiamo gli atomi come entità isolate, ma la realtà che ci circonda - dai cristalli di sale al DNA - è il risultato della **ricerca della stabilità** → ogni interazione risponde all'obiettivo dell'**efficienza energetica**.

Gli atomi si trovano raramente isolati: spontaneamente tendono a unirsi tramite legami chimici → il motivo è termodinamico:

**i sistemi evolvono verso stati di minima energia potenziale.**

Un legame si forma solo se l'energia del sistema unito è inferiore a quella degli atomi separati → ne consegue che

**per separare atomi legati occorre quindi fornire energia dall'esterno.**

## PRINCIPIO FONDAMENTALE

Un legame si forma se e solo se:

**$E(\text{sistema legato}) < E(\text{atomi separati})$**

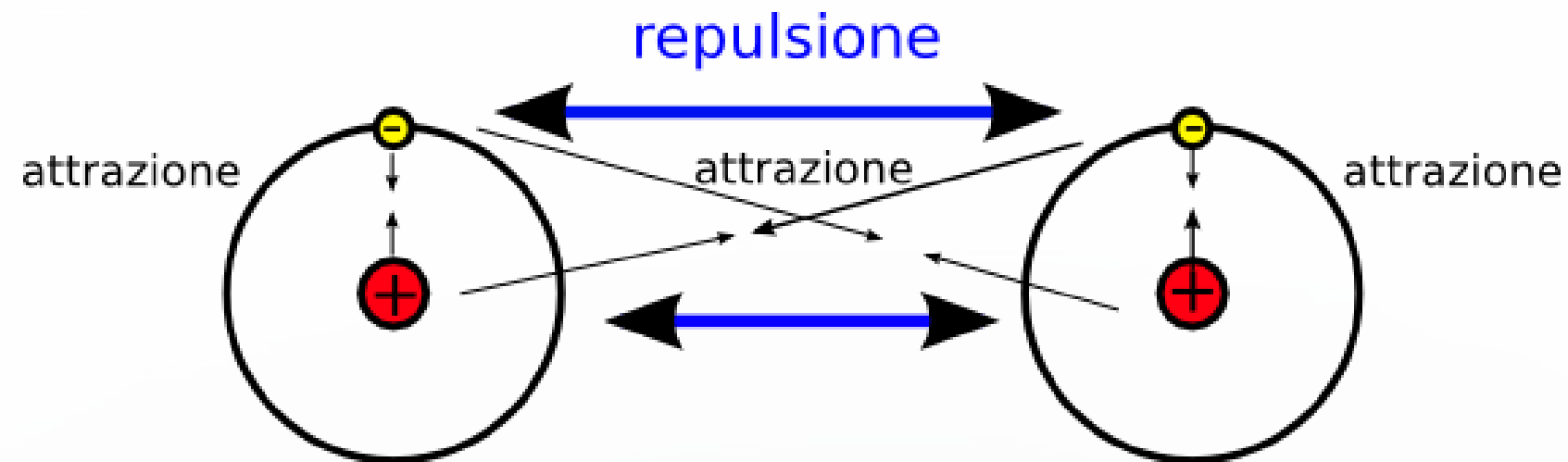
Il sistema "scende" in una buca di potenziale energetico, come una palla che rotola in una valle.

La quantità di energia rilasciata nella formazione è identica a quella necessaria per rompere il legame.

## LEGAME CHIMICO

Il **legame chimico** consiste nell'attrazione di natura elettrica che si instaura tra atomi o tra ioni

I legami propriamente detti (intramolecolari) **mantengono unita la struttura di una molecola** o di un cristallo



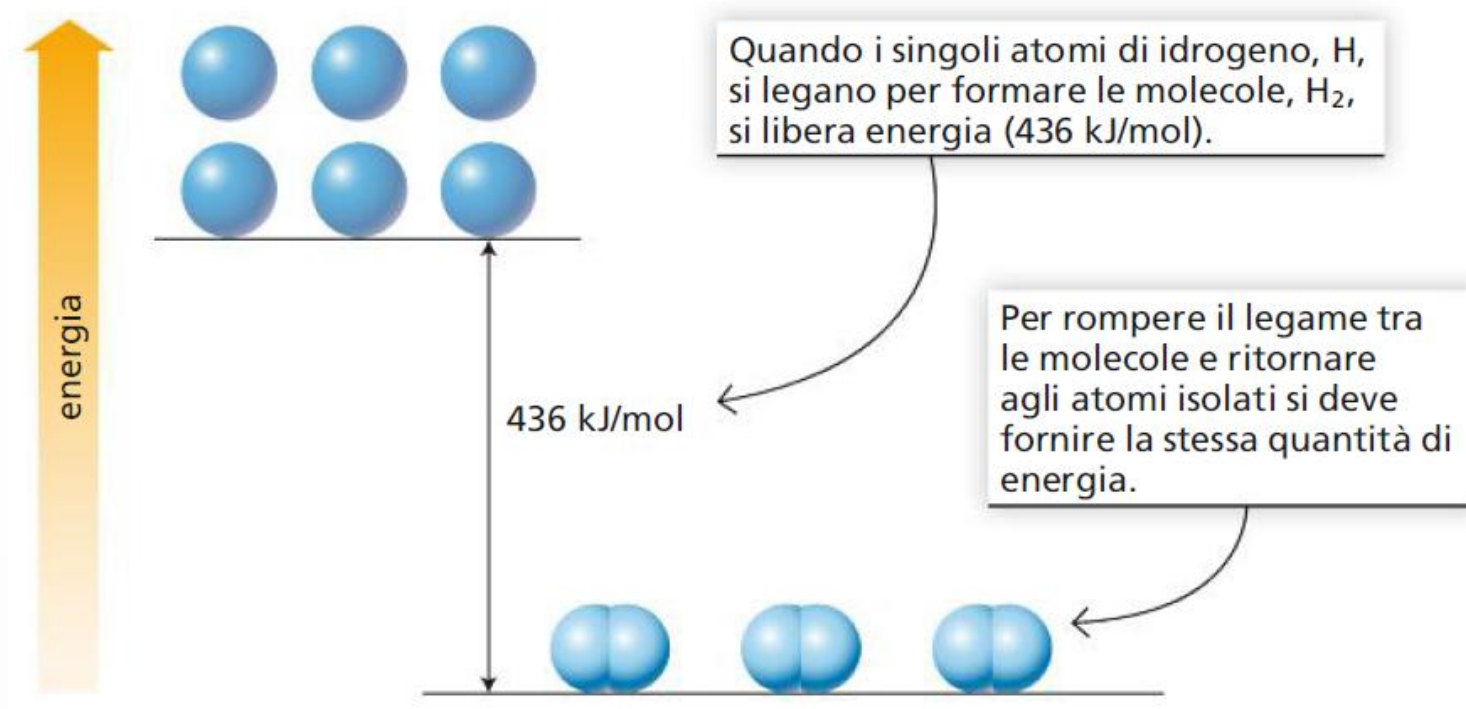
## ENERGIA DI LEGAME (El)

È l'energia necessaria per rompere i legami di **una mole di sostanza**. Si misura in **kJ/mol**.

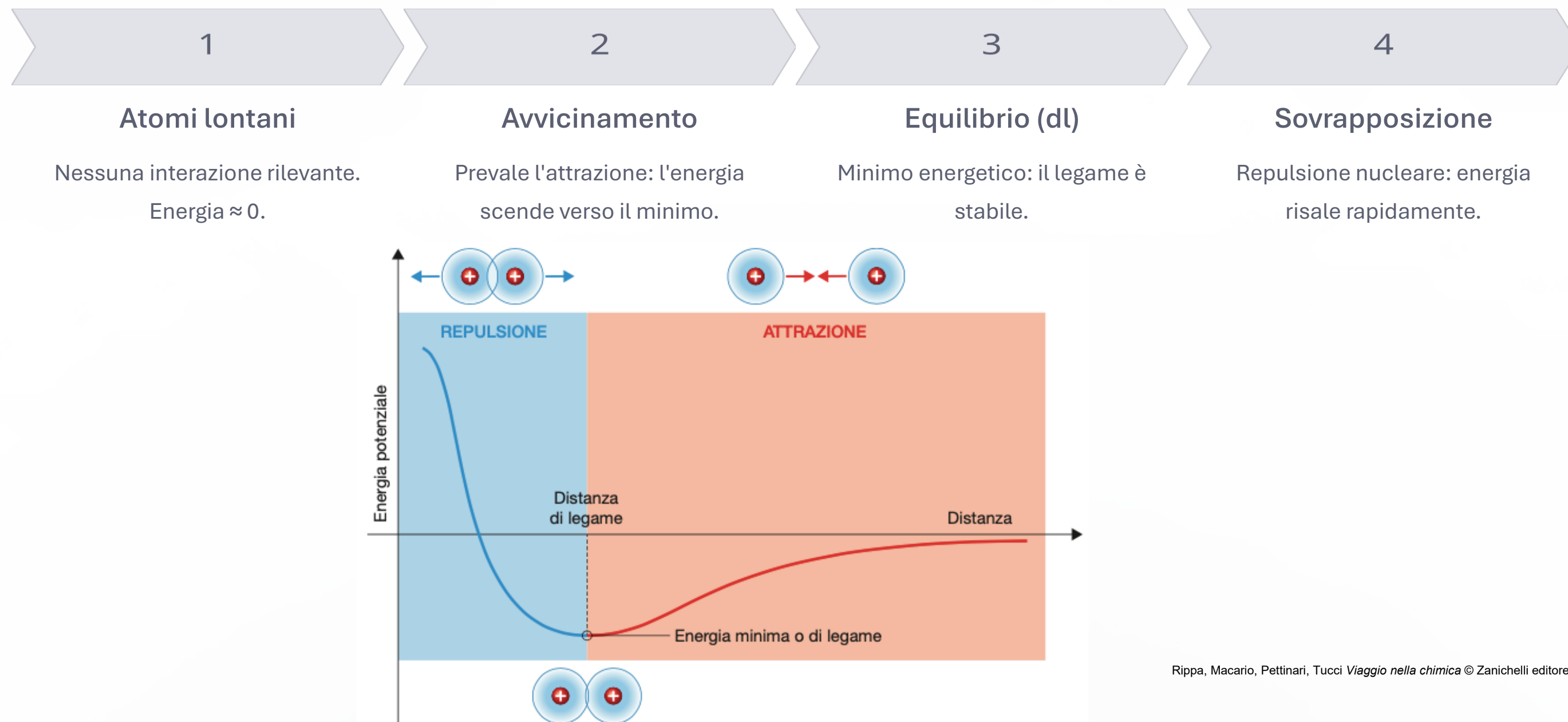
*Esempio:* Il legame H–H ha  $E_l = 435 \text{ kJ/mol}$ .  
→ occorrono 435 kJ per spezzare tutti i legami in 1 mol di  $\text{H}_2$  (2,016 g).

Legame più forte → maggiore energia per romperlo.

**Energia di rottura**  
=  
**energia liberata nella formazione.**



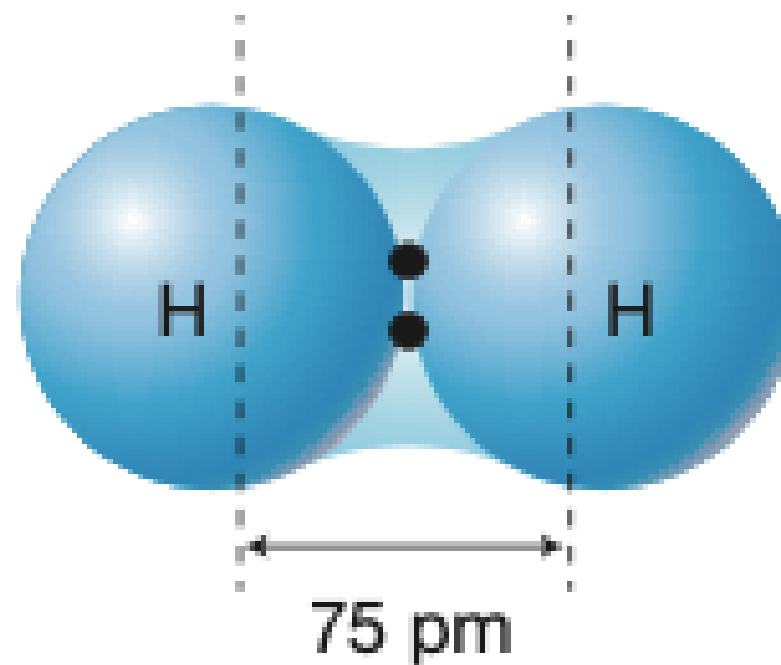
Quando due atomi si avvicinano si scatena una **competizione tra forze opposte**: l'attrazione tra nucleo e elettroni dell'atomo vicino contro la repulsione tra nuclei. Il legame si stabilizza in un punto di equilibrio preciso.



## DISTANZA DI LEGAME

È la distanza tra i nuclei di due atomi legati, corrispondente al **minimo della curva energetica** (pendenza = 0).

→ In questa posizione il sistema ha la minima energia potenziale.



| Legame | Energia di legame | Distanza di legame |
|--------|-------------------|--------------------|
| H—H    | 424 kJ/mol        | 74 pm              |
| N—N    | 932 kJ/mol        | 110 pm             |
| Cl—Cl  | 230 kJ/mol        | 199 pm             |
| Br—Br  | 181 kJ/mol        | 228 pm             |
| I—I    | 139 kJ/mol        | 268 pm             |
| H—F    | 543 kJ/mol        | 92 pm              |
| H—Cl   | 419 kJ/mol        | 127 pm             |
| H—Br   | 354 kJ/mol        | 141 pm             |
| C—H    | 412 kJ/mol        | 109 pm             |

# La teoria di Lewis e gli elettroni di valenza

Per capire come si forma un legame occorre considerare la **distribuzione delle cariche elettriche** nell'atomo: i nuclei hanno carica positiva, gli elettroni carica negativa. Sono gli **elettroni più esterni** a determinare la reattività degli elementi.

## ELETTRONI DI VALENZA

Sono gli elettroni del livello energetico più esterno (guscio di valenza)  
→ sono quelli coinvolti nei legami chimici.

Il numero di elettroni di valenza corrisponde al **numero del gruppo** nella tavola periodica (per i gruppi principali).

**Na** (gruppo 1) → 1 e<sup>-</sup> di valenza;

**Cl** (gruppo 17) → 7 e<sup>-</sup> di valenza.

**O** (gruppo 16) → 6 e<sup>-</sup> di valenza;

## Le strutture di Lewis

Lewis propose di rappresentare gli elettroni di valenza come **punti** attorno al simbolo dell'elemento.

Punto singolo = singoletto

Coppie di punti = coppie solitarie (non di legame).

Trattini tra simboli = coppie di legame condivise.

Na ·

1 elettrone di valenza, gruppo 1

· $\ddot{\text{Cl}}$ ·

7 elettroni di valenza, gruppo 17

· $\ddot{\text{O}}$ ·

6 elettroni di valenza, gruppo 16

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

# La regola dell'ottetto

La stabilità degli atomi è legata alla loro configurazione elettronica esterna.

## REGOLA DELL'OTTETTO

Un atomo può raggiungere la configurazione del gas nobile più vicino  
**cedendo, acquistando o condividendo elettroni.**

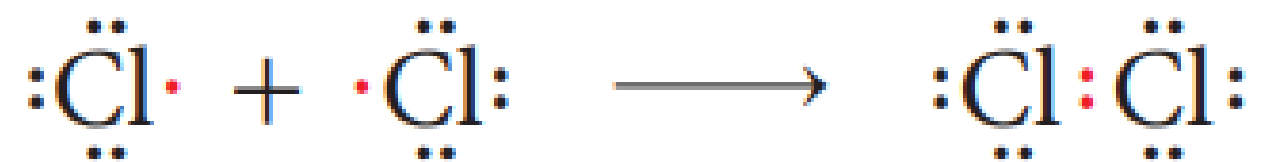
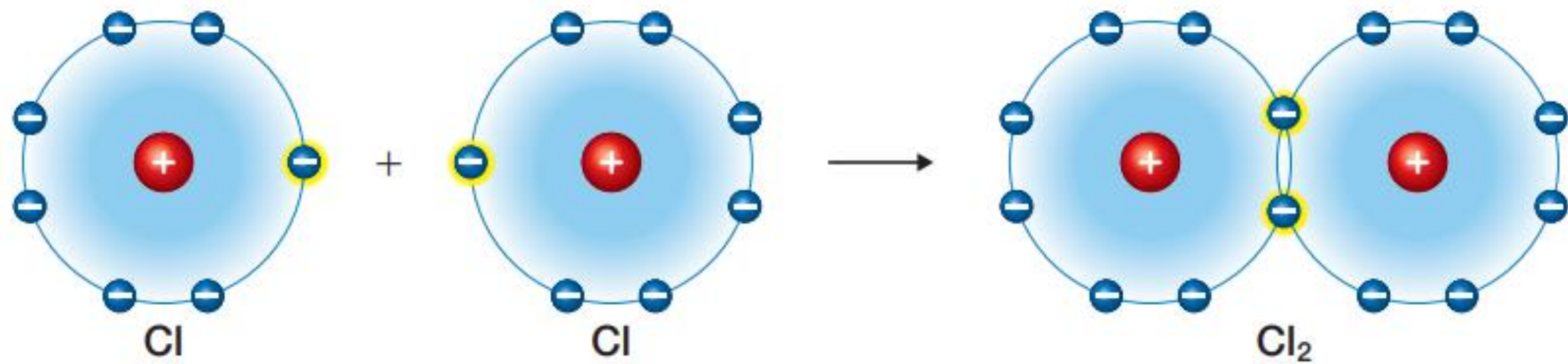
→ 8 e<sup>-</sup> nel guscio esterno è la condizione di massima stabilità.

### Gas Nobili

- Già stabili → hanno il guscio esterno completo.
- Non formano legami spontaneamente.
- Sono il modello di riferimento per la stabilità elettronica.

### Eccezioni importanti

- BF<sub>3</sub> (6 e<sup>-</sup> attorno al B),
- PCl<sub>5</sub> e SF<sub>6</sub> (ottetto espanso).
- H e He si accontentano del duetto (2 e<sup>-</sup>).



# Tipologie di legame chimico

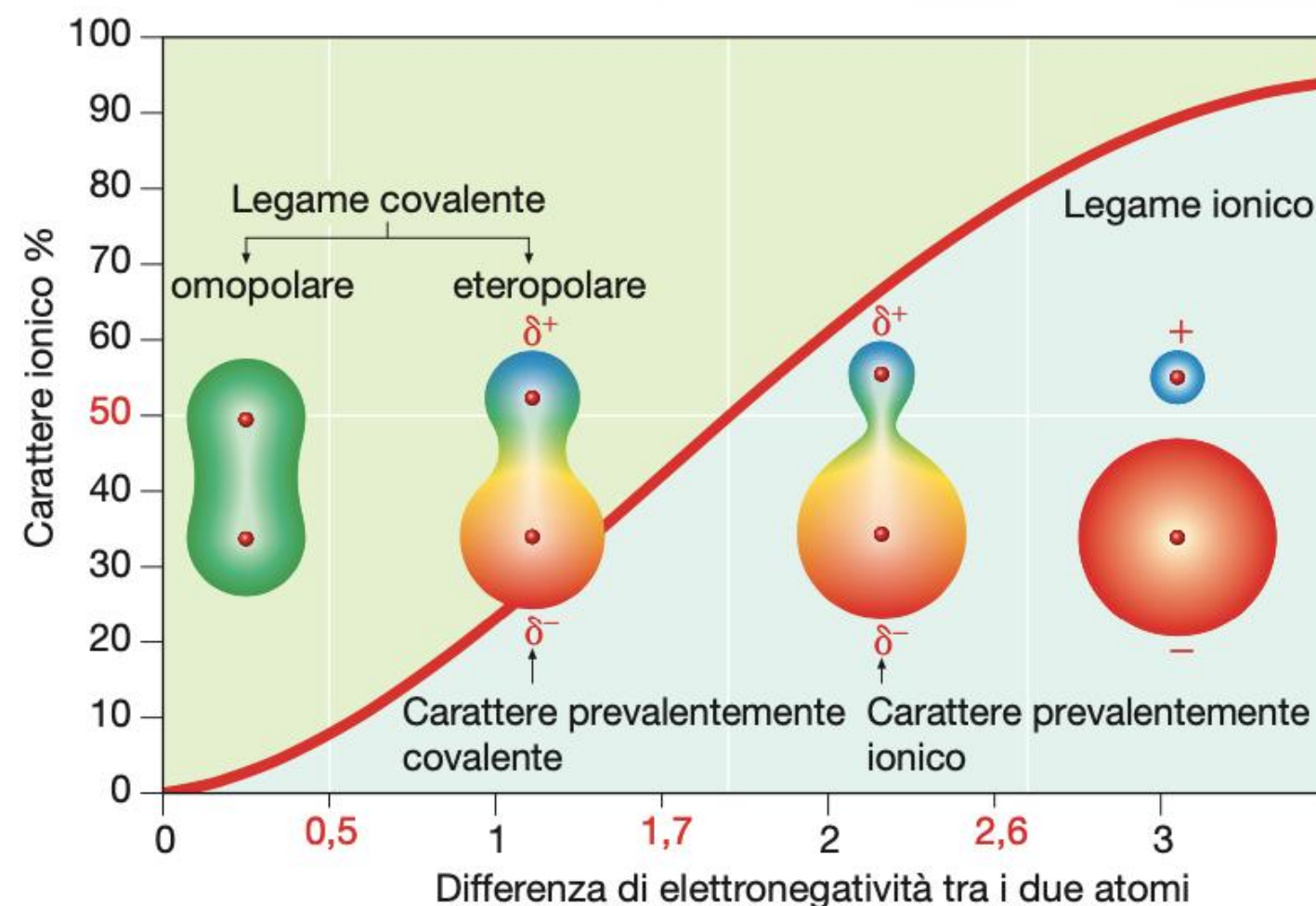
Il tipo di legame che si forma tra due atomi dipende dalla **DIFFERENZA DI ELETTRONEGATIVITÀ ( $\Delta\chi$ )**

→ quanto più è diversa la capacità di attirare elettroni, tanto più il comportamento degli elettroni di valenza cambia:

- Legame **covalente** (*omopolare, eteropolare, dativo*)
- Legame **ionico**

→ esiste un ulteriore legame, di tipo particolare che coinvolge solo i metalli

- Legame **metallico**



# Il legame covalente: la strategia della condivisione

Secondo la **Teoria del Legame di Valenza**, il legame covalente nasce dall'accoppiamento di due **elettroni spaiati con spin antiparallelo**.

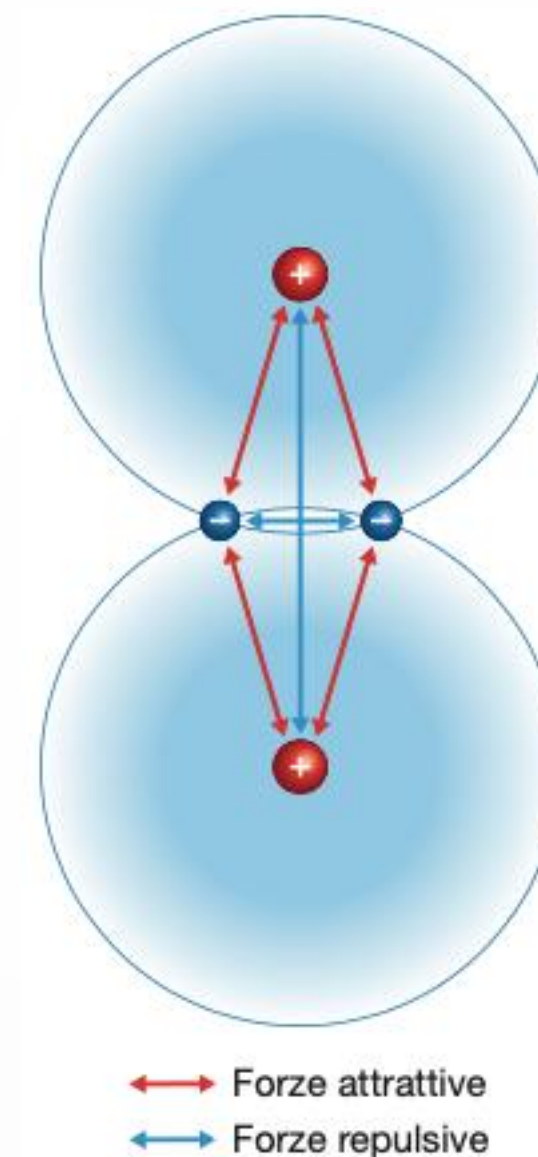
Ogni atomo contribuisce con un elettrone spaiato alla coppia di legame condivisa.

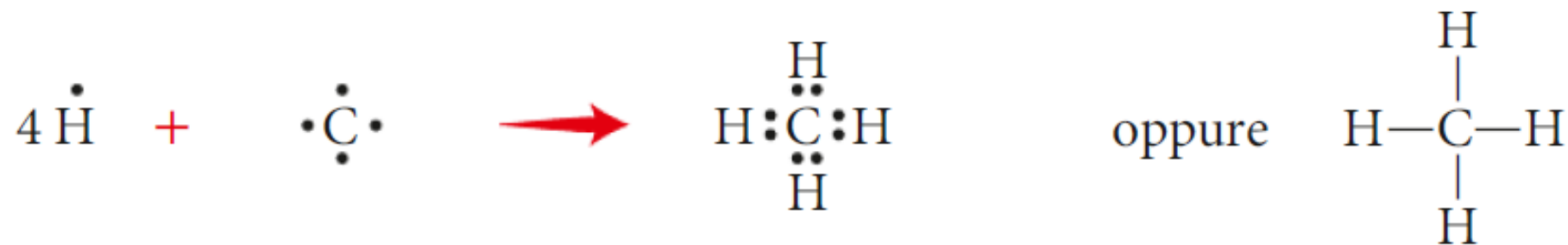
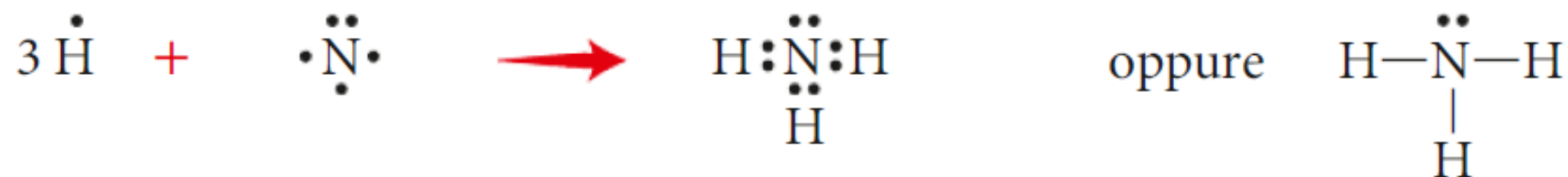
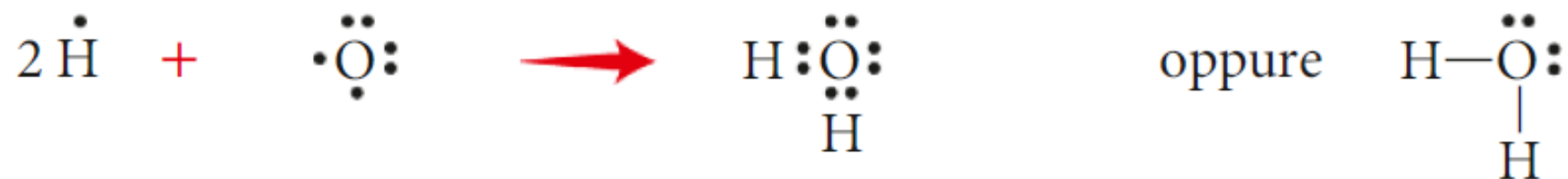
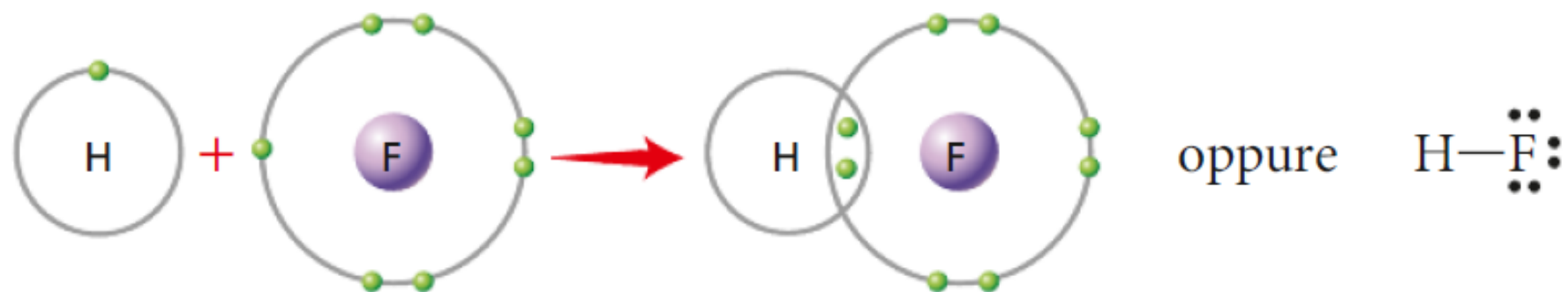
## LEGAME COVALENTE

Il **legame covalente** si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni.

Entrambi i nuclei attraggono gli elettroni condivisi, mantenendo il sistema unito.

**Tiro alla fune** → la relazione tra i due atomi ricorda due persone che si contendono una fune: sono legati e condividono gli elettroni, ma ciascuno li attrae verso di sé in proporzione alla propria elettronegatività.

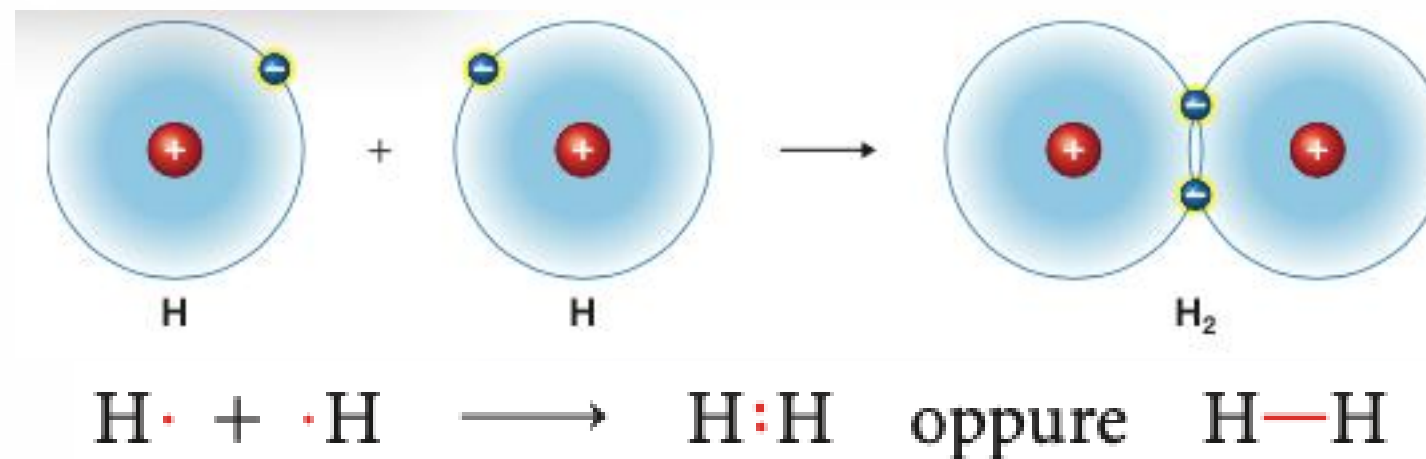




Studiare la molecola di idrogeno  $H_2$  permette di visualizzare chiaramente tutti i passaggi della formazione di un legame covalente, dalla separazione all'equilibrio.

Nella molecola  $H_2$  i due atomi condividono **una coppia di elettroni** (coppia di legame). Entrambi raggiungono la configurazione dell'elio ( $2e^-$ ), soddisfacendo la regola del duetto.

L'energia del sistema legato è 435 kJ/mol inferiore a quella dei due atomi separati: il legame è energeticamente conveniente.



Per raggiungere l'ottetto, alcuni elementi **condividono più coppie di elettroni** con lo stesso atomo.

La logica è semplice → ogni legame formato riduce l'energia del sistema.

La **saturatione degli elettroni spaiati** garantisce la massima stabilizzazione.

---

**1** 1 coppia condivisa → legame singolo

Es. H-H, H-Cl, C-C

**2** 2 coppie condivise → legame doppio

Es. O=O, C=O, C=C

**3** 3 coppie condivise → legame triplo

Es. N≡N, C≡O, C≡C

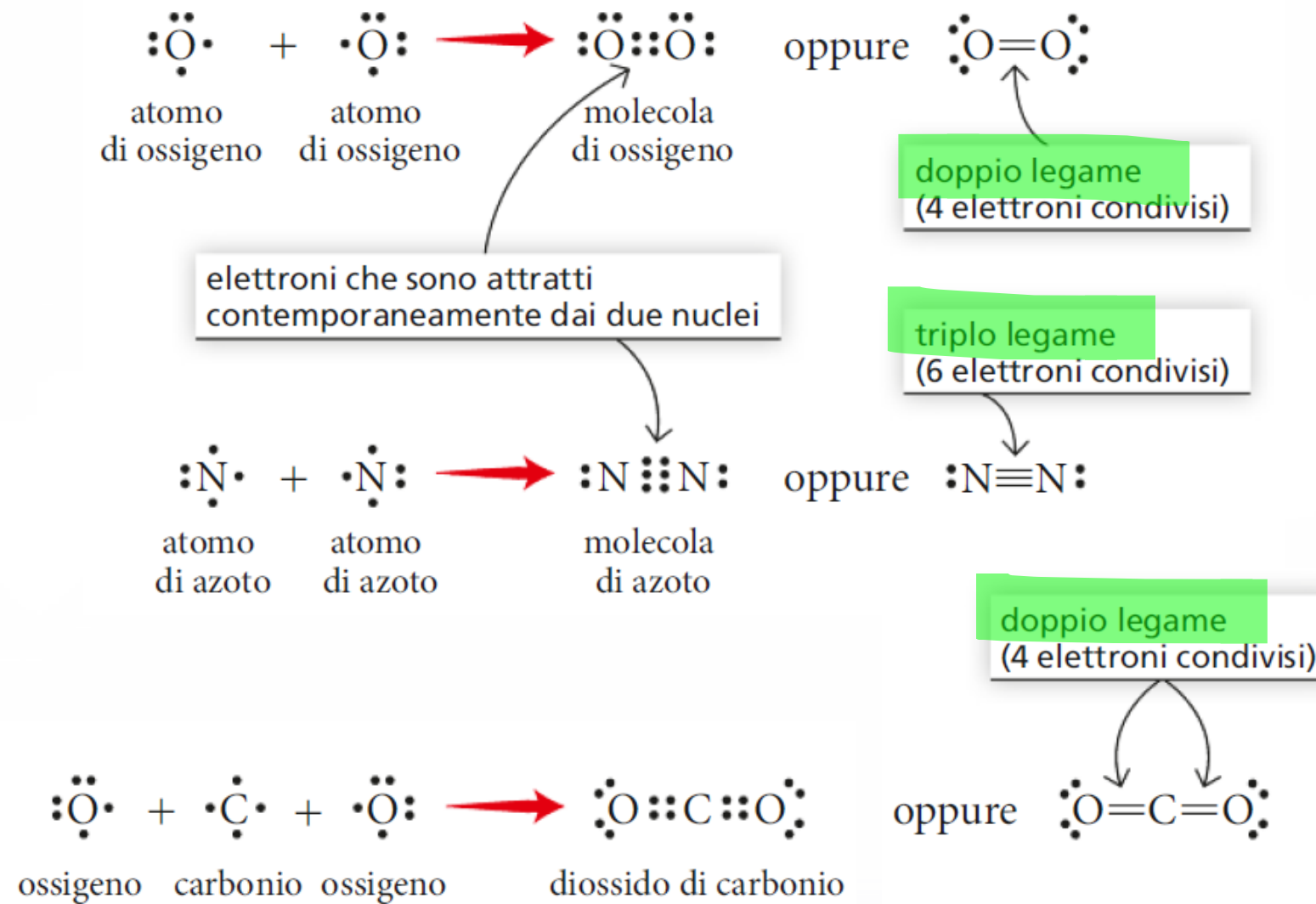
### Perché formare legami multipli?

Ogni legame formato è un "gradino" verso la stabilità energetica → un atomo con più elettroni spaiati può formare legami multipli con un singolo partner o singoli con più partner: la scelta dipende dalla geometria e dall'elettronegatività.

---

### Esempio: N<sub>2</sub>

L'azoto ha 5 e<sup>-</sup> di valenza, con 3 e<sup>-</sup> spaiati. Forma un legame triplo N≡N, condividendo 3 coppie. → ogni N raggiunge l'ottetto. Il legame triplo è eccezionalmente stabile (945 kJ/mol), rendendo N<sub>2</sub> quasi inerte.



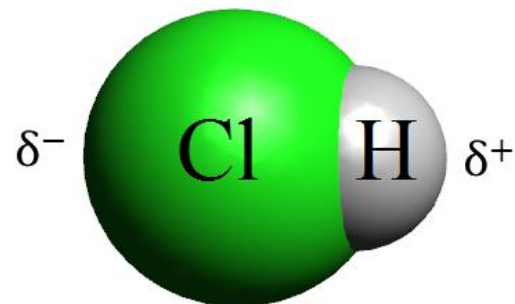
| Formula                    | Legame  | Energia (kJ/mol) | Lunghezza (Å) |
|----------------------------|---------|------------------|---------------|
| $\text{CH}_3\text{—CH}_3$  | singolo | 347              | 1,54          |
| $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  | doppio  | 598              | 1,34          |
| $\text{CH}\equiv\text{CH}$ | triplo  | 812              | 1,20          |

Quando la differenza di elettronegatività tra i due atomi è un po' alta la coppia elettronica non è equamente condivisa.

→ l'atomo più elettronegativo attira a sé gli elettroni più fortemente, acquisendo una **carica parziale negativa ( $\delta^-$ )**.

## IL DIPOLO ELETTRICO

La molecola è un **dipolo elettrico permanente**. La nuvola elettronica è asimmetrica: più densa sul Cl, meno densa sull'H.



### Esempi

$\text{H}_2$ : H ( $\chi = 2,2$ )

$\Delta\chi = 0 \rightarrow$  covalente puro

HCl: H ( $\chi = 2,2$ ) + Cl ( $\chi = 3,16$ )

$\Delta\chi = 0,94 \rightarrow$  covalente polare

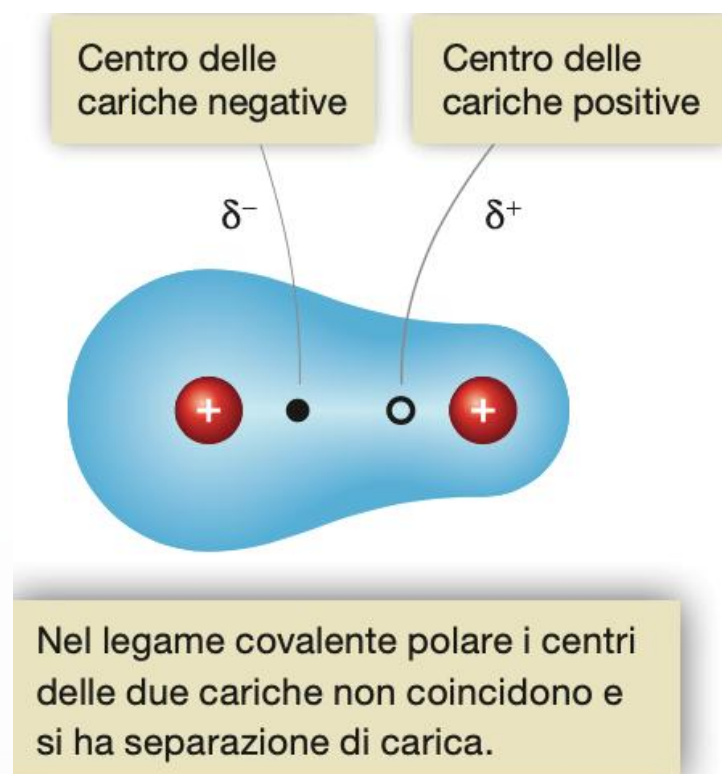
## SIMMETRICA → legame **OMOPOLARE**

(apolare) →  $\Delta\chi \leq 0,5$



## ASIMMETRICA → legame **ETEROPOLARE**

(polare) →  $0,5 < \Delta\chi \leq 1,7$   
→ formazione di un dipolo



# Nota

## Energia e Polarità: $\text{H}_2\text{O}$ vs $\text{H}_2\text{O}_2$

L'energia di legame aumenta con la differenza di elettronegatività. Per questo  $\text{H}_2\text{O}$  (legami O–H polari,  $\Delta\chi = 1,24$ ) è **molto più stabile** di  $\text{H}_2\text{O}_2$  (legame O–O omopolare, intrinsecamente più debole). Il legame O–O è il "punto debole" del perossido.

---

## Radicali Liberi

Un'entità con un **elettrone spaiato non accoppiato** è un radicale libero (es.  $\bullet\text{OH}$ , radicale ossidrile). Sono estremamente instabili e reattivi, responsabili di molti processi biologici e patologici (stress ossidativo).

### L'Ossigeno: rapporti possibili e impossibili

L'ossigeno ha configurazione  $s^2p^4$ : **2 elettroni spaiati**.

✓  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  rapporto H:O = 2:1 (stabile, ottetto)

✓  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$  rapporto H:O = 1:1 (meno stabile)

✓  $\bullet\text{OH} \rightarrow$  radicale libero (instabile)

✗  $\text{H}_3\text{O}$  (rapporto 3:1)  $\rightarrow$  **impossibile**: O non ha un terzo orbitale con  $e^-$  spaiato disponibile in condizioni normali

Esiste un caso speciale di legame covalente in cui un atomo "generoso" fornisce **entrambi** gli elettroni della coppia di legame.

Una volta formato, il legame dativo è indistinguibile da un normale legame covalente.

## LEGAME COVALENTE DATIVO

Nel **legame covalente dativo** (o di coordinazione) la coppia elettronica di legame è messa a disposizione da un solo atomo (**donatore**) e condivisa con un altro atomo (**accettore**), che completa così il proprio guscio di valenza.

### Esempi fondamentali

- **NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**: l'azoto in NH<sub>3</sub> dona la coppia solitaria a H<sup>+</sup> (accettore con orbitale vuoto)
- **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**: l'ossigeno dona una coppia a H<sup>+</sup>
- **Complessi metallici**: i leganti donano coppie al catione metallico

### Donatore

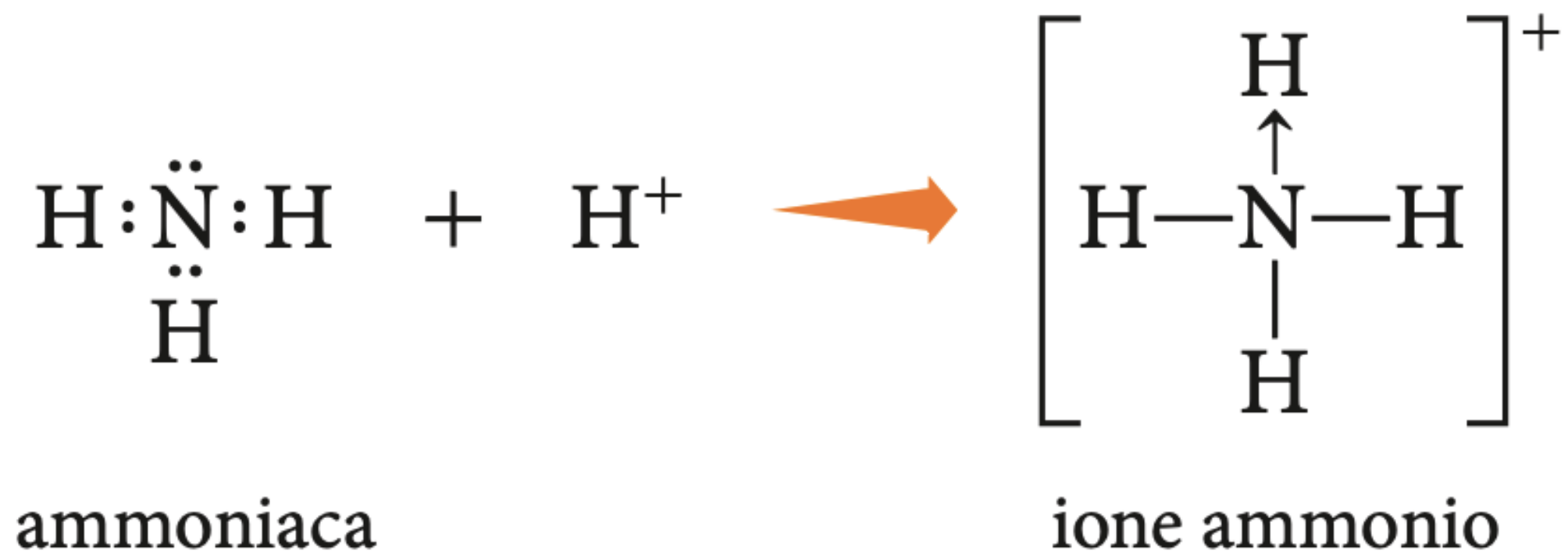
Possiede una **coppia solitaria** disponibile. Es: N in NH<sub>3</sub>, O in H<sub>2</sub>O, Cl<sup>-</sup>

### Accettore

Possiede un **orbitale vuoto** accessibile. Es: B in BF<sub>3</sub>, cationi metallici, H<sup>+</sup>

### → La freccia

La freccia di coordinazione (→) indica la direzione della donazione: Donatore → Accettore



# Il legame ionico: l'attrazione fatale

Quando la differenza di elettronegatività è molto elevata ( $\Delta\chi > 1,7$ ), la condivisione degli elettroni fallisce.

⇒ l'atomo più elettronegativo **strappa completamente** uno o più elettroni all'altro atomo → si formano due ioni di carica opposta che si attraggono elettrostaticamente.

## LEGAME IONICO

Il **legame ionico** è la forza di attrazione elettrostatica che si instaura tra ioni di carica opposta.

È pura elettrostatica, governata dalla **Legge di Coulomb**: Più le cariche sono elevate e più gli ioni sono vicini, più il legame è forte.

### Chi perde e chi guadagna elettroni?

L'atomo che **perde** elettroni → **catione** (carica +). L'atomo che **acquista** elettroni → **anione** (carica -).

→ Entrambi raggiungono la configurazione del gas nobile più vicino.

### Esempi

#### Metallo + Non metallo

NaCl: Na ( $\chi=0,93$ ) + Cl ( $\chi=3,16$ )  
 $\Delta\chi = 2,23 \rightarrow$  ionico

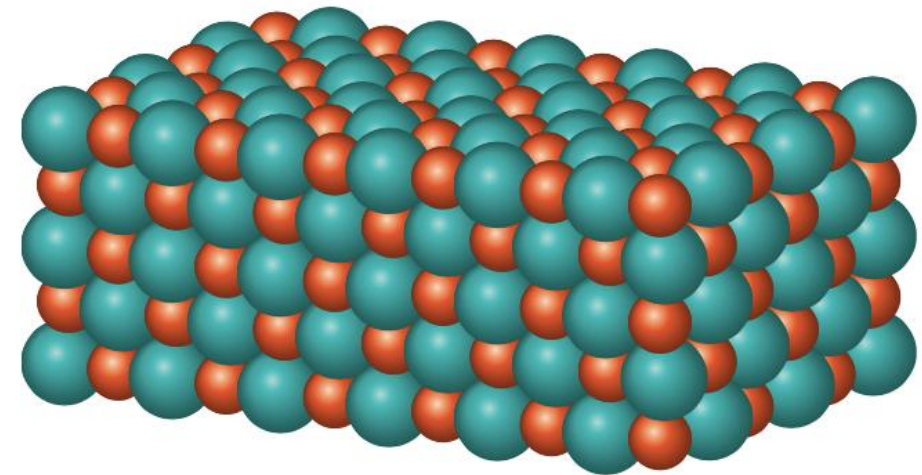
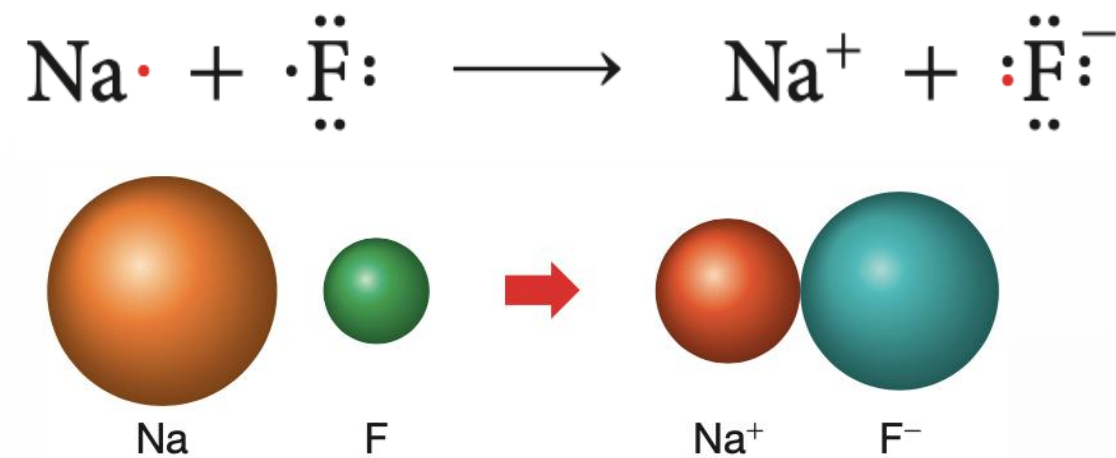
NaF: Na ( $\chi=0,93$ ) + F ( $\chi=3,98$ )  
 $\Delta\chi = 3,05 \rightarrow$  fortemente ionico

KBr, MgO, CaF<sub>2</sub>, LiCl → tutti ionici

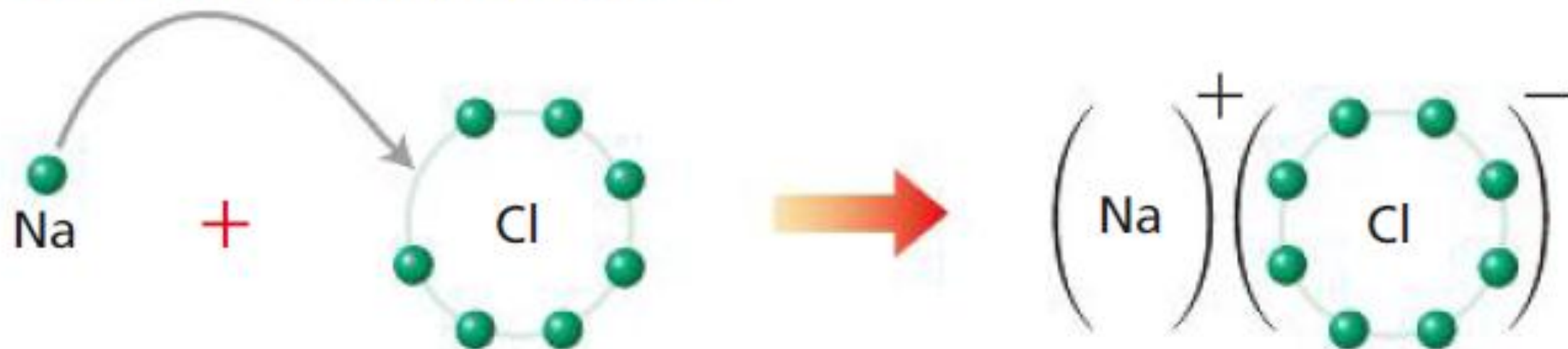
Il sodio (gruppo 1,  $\chi=0,93$ ) cede il suo unico elettrone di valenza diventando  $\text{Na}^+$  con configurazione del neon. Il fluoro (gruppo 17,  $\chi=3,98$ ) acquista quell'elettrone diventando  $\text{F}^-$  con configurazione del neon.

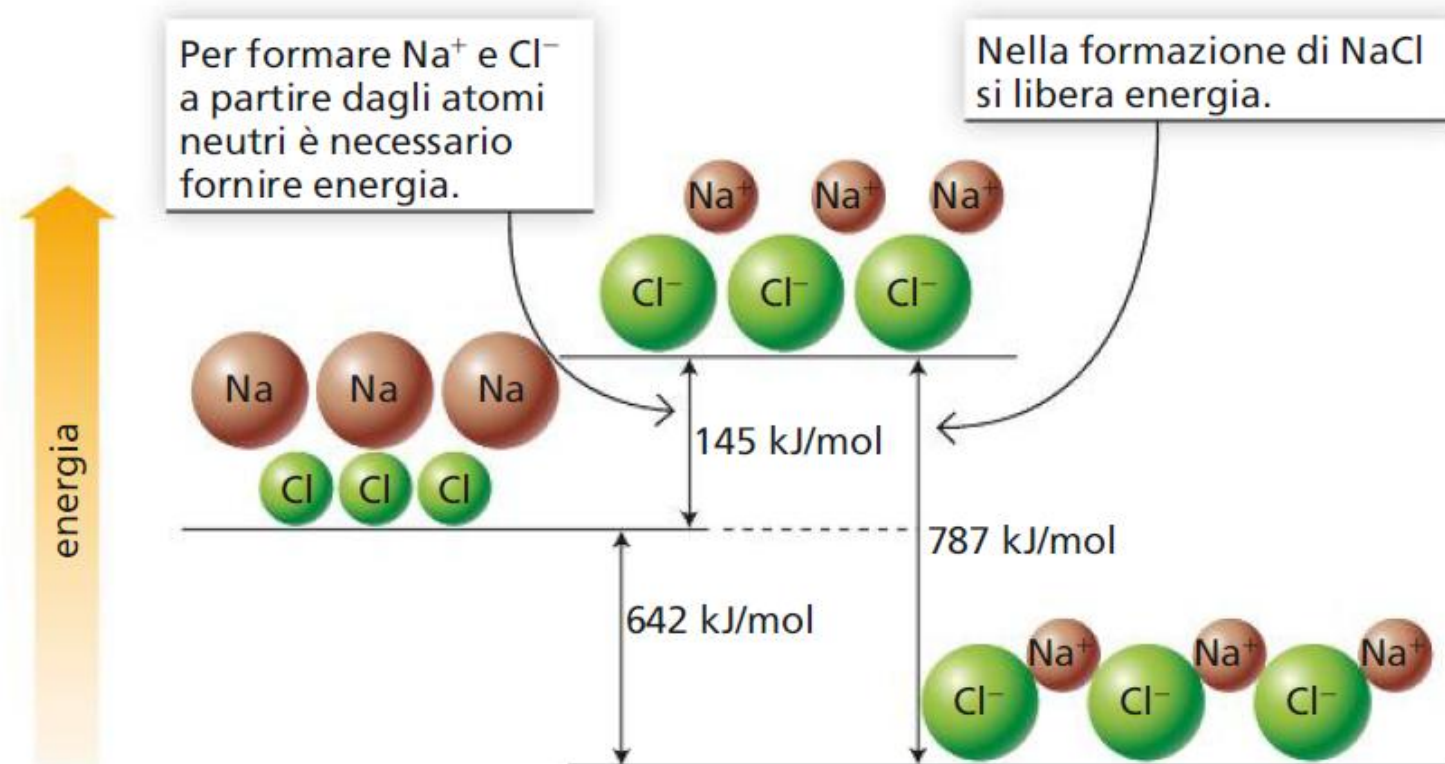
La differenza  $\Delta\chi = 3,05$  è altissima: il legame è decisamente ionico.

I due ioni si attraggono e si organizzano in un **reticolo cristallino**, in cui ogni ione è circondato dal maggior numero possibile di ioni di carica opposta.



trasferimento di un elettrone





Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

## La Formazione del NaCl:

01

### Ionizzazione

Strappare l' $e^-$  al Na e donarlo al Cl.

Costo netto: +1,5 eV

02

### Attrazione ionica

Formazione della coppia  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ : libera -5,1 eV.

Siamo già in attivo!

03

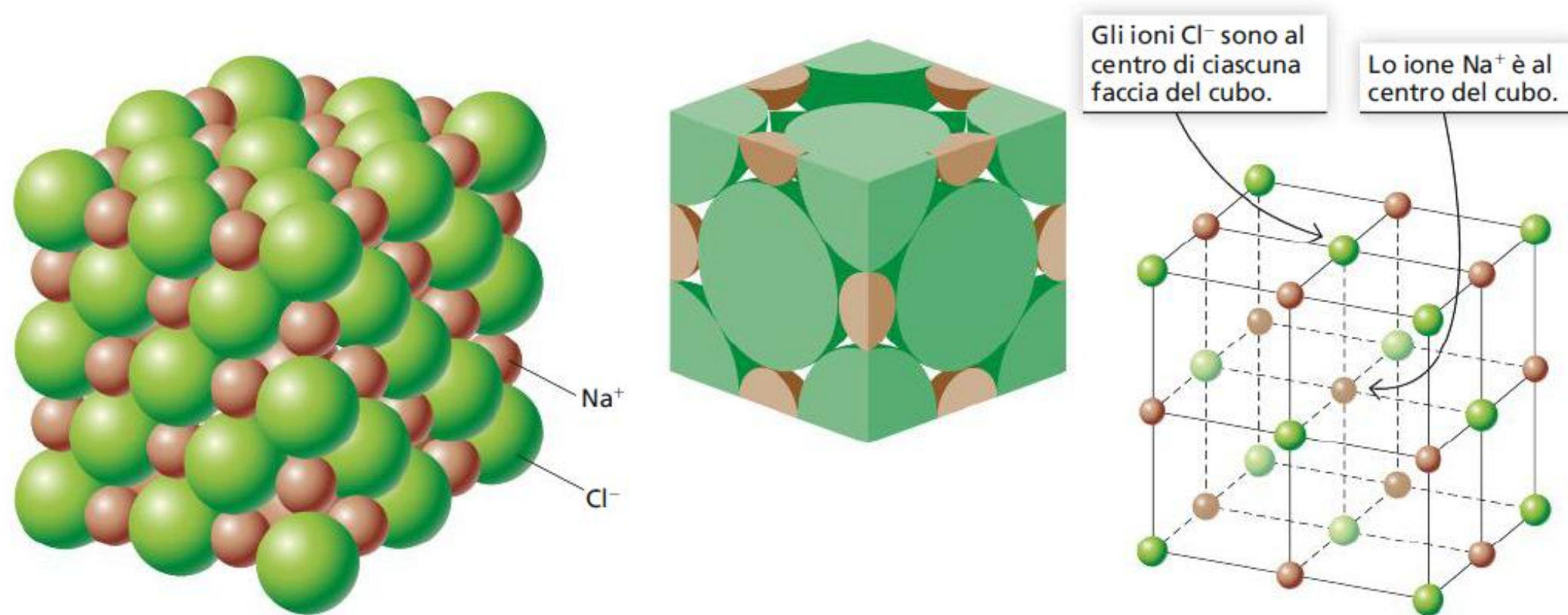
### Energia Reticolare

Organizzazione in cristallo infinito: libera -8,9 eV.

Altissima stabilità.

Nei composti ionici non esistono molecole discrete, ma **reticoli cristallini**: aggregati ordinati e ripetitivi di ioni.

Ogni ione è circondato dal massimo numero di ioni di carica opposta. La struttura del NaCl è un reticolo cubico a facce centrate.



## Proprietà dei composti ionici

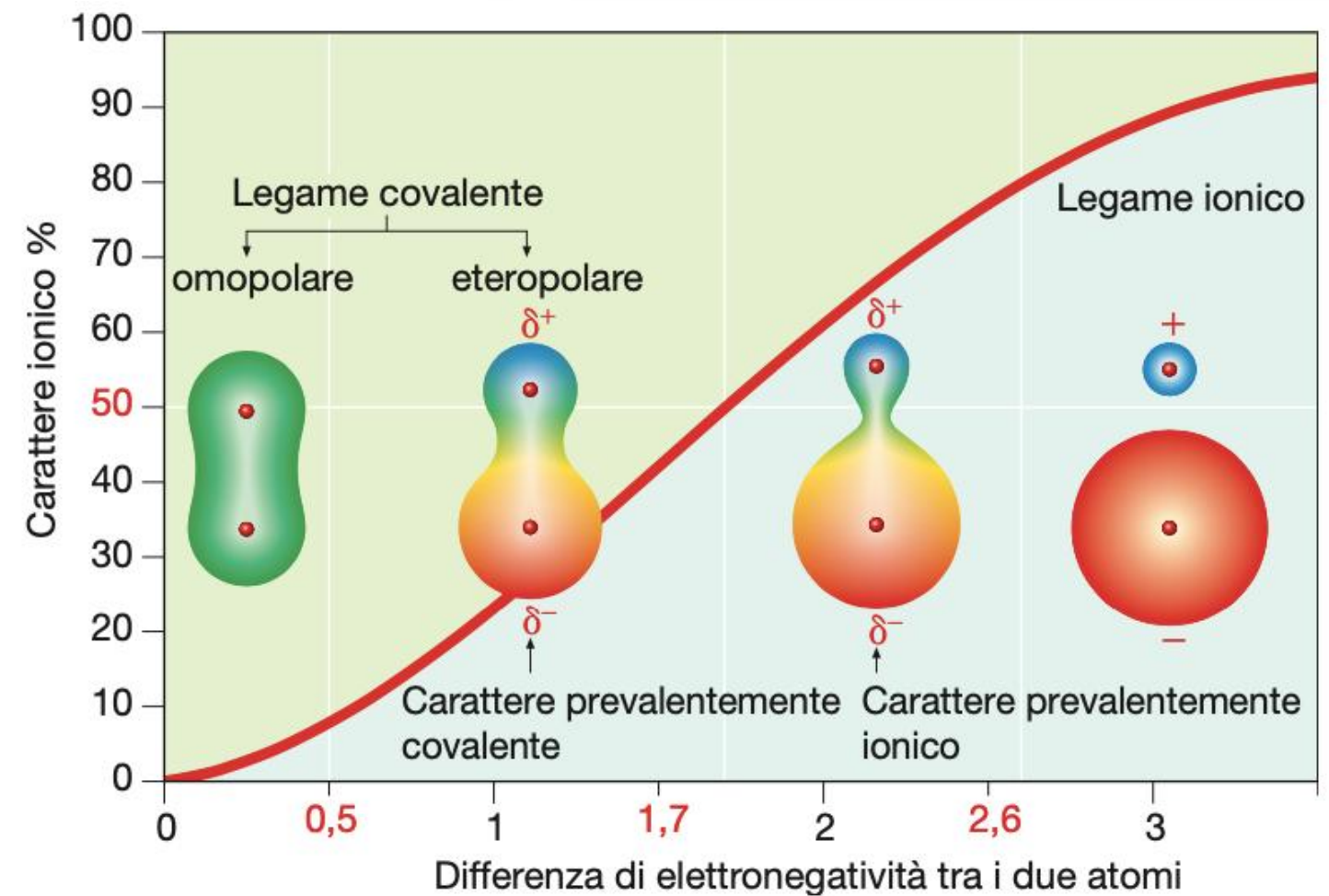
- ✓ **Solidi cristallini** a temperatura ambiente
- ✓ **Alto punto di fusione** (legami forti)
- ✓ **Conducono corrente** solo da fusi o in soluzione (ioni liberi)
- ✓ **Solubili** in solventi polari (es. acqua)
- ✓ **Fragili**: uno scivolamento dei piani cristallini porta cariche uguali vicine → repulsione → rottura

## Nota

Il passaggio da legame covalente a legame ionico è **graduale**: si può dire che il legame ionico è una deformazione estrema della nube elettronica del legame chimico.

La nube elettronica è:

- omogenea e simmetrica nel legame covalente omopolare;
- concentrata intorno a uno dei due nuclei nel legame covalente eteropolare;
- suddivisa in due nubi elettroniche separate nel legame ionico.



## Piccola esercitazione

Individuare il tipo di legami nelle seguenti molecole

1

H - H

2

H - Cl

3

Na - Cl

# Soluzioni



|                   |                   |                      |                      |
|-------------------|-------------------|----------------------|----------------------|
| Atomi             | H e H             | H e Cl               | Na e Cl              |
| Elettronegatività | 2,20 2,20         | 2,20 3,16            | 0,93 3,16            |
| $\Delta_e = e$    | $2,20 - 2,20 = 0$ | $3,16 - 2,20 = 0,96$ | $3,16 - 0,93 = 2,23$ |
| Legame            | covalente puro    | covalente polare     | ionico               |

# Il legame metallico: un mare di elettroni

I metalli cedono facilmente i propri elettroni di valenza. Nel legame metallico, questi elettroni ceduti non vengono acquisiti da nessun atomo specifico, ma sono **condivisi cooperativamente** da tutti gli atomi del solido.

Il risultato è una struttura di **cationi immersi in un mare di elettroni delocalizzati**.

## LEGAME METALLICO

Il **legame metallico** è dovuto all'attrazione che gli ioni metallici positivi esercitano nei confronti degli elettroni mobili che li circondano. È un legame **non direzionale** e **cooperativo**.

### Perché i metalli si impacchettano così bene?

Non avendo legami direzionali rigidi, gli atomi si dispongono come sfere compatte (numeri di coordinazione fino a 12), minimizzando gli spazi vuoti.

### Conducibilità

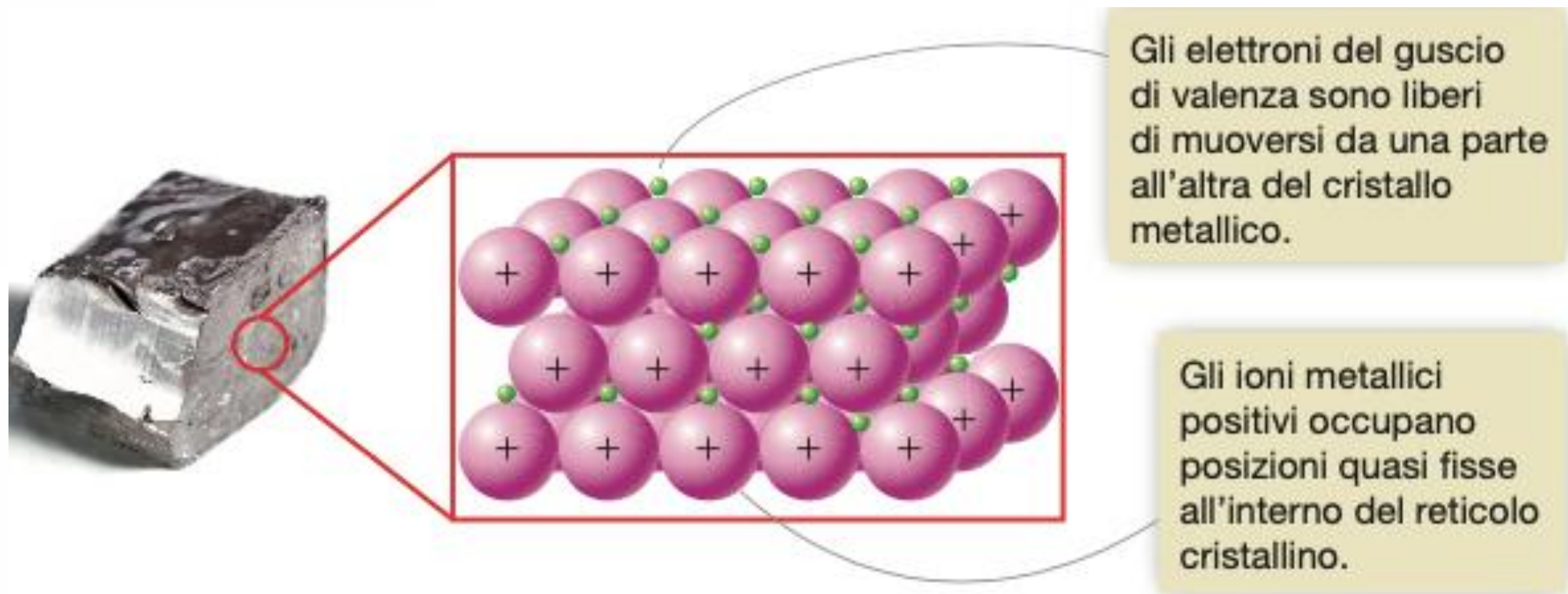
Elettroni liberi di muoversi → ottima conduzione di calore e corrente elettrica.

### Malleabilità

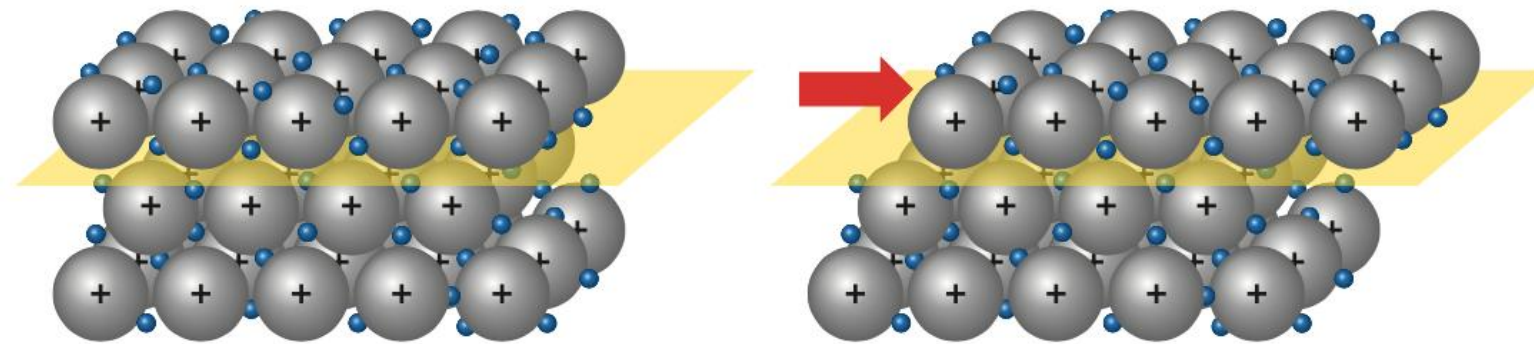
I cationi scorrono senza rompere il legame: il metallo si deforma senza spezzarsi.

### Punti di fusione

Relativamente alti per la forza delle attrazioni cationi-elettroni.

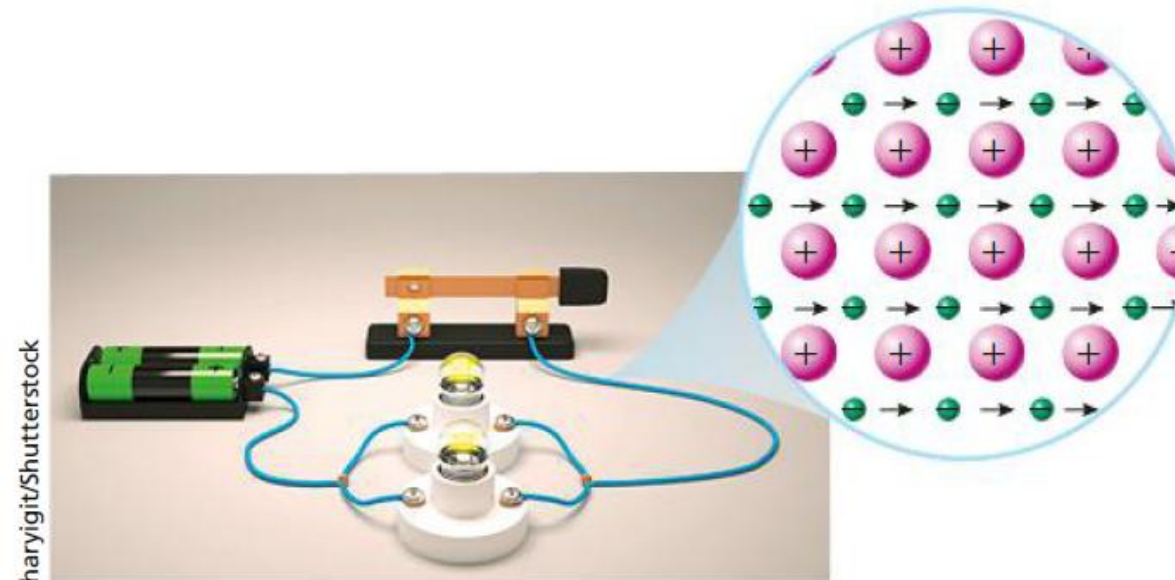


La **malleabilità** dei metalli è dovuta ai cationi, separati dagli elettroni mobili, che scorrono gli uni sugli altri.



Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

La **conducibilità** dei metalli è dovuta alla libertà di movimento degli elettroni più esterni



Valitutti, Amadio, Falasca *Chimica: concetti e modelli Terza ed.* © Zanichelli editore 2023

# LE FORZE INTERMOLECOLARI

I legami ionici e covalenti (intramolecolari) sono molto intensi.

Esistono però anche interazioni tra molecole diverse: le **forze intermolecolari** (o legami secondari)  $\Rightarrow$  sono molto più deboli, ma determinano le **proprietà fisiche** delle sostanze.

---

## Esempio illuminante: $\text{H}_2\text{O}$ vs $\text{CO}_2$

Entrambe sono molecole triatomiche con legami covalenti polari. A  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm:

- $\text{H}_2\text{O}$   $\rightarrow$  liquida (forze intermolecolari forti)
- $\text{CO}_2$   $\rightarrow$  gas (forze intermolecolari deboli)



La differenza è spiegata solo dalle interazioni tra molecole, non dai legami interni.

## Proprietà influenzate

Le forze intermolecolari determinano:

- Temperature di fusione e ebollizione
- Densità e stato fisico
- Solubilità ("simile scioglie simile")
- Calore latente dei passaggi di stato
- Viscosità e tensione superficiale

# Le Interazioni di van der Waals

Le molecole, globalmente neutre, possono stabilire deboli attrazioni elettrostatiche chiamate **interazioni di van der Waals**, dal fisico olandese (1837–1923) che ne propose il primo modello. Si dividono in tre tipologie fondamentali, con intensità decrescente.

1

## Dipolo–Dipolo

Tra molecole polari permanenti.  
Il polo + di una molecola attrae il polo – dell'altra. Es:  $\text{HCl} \cdots \text{HCl}$ .

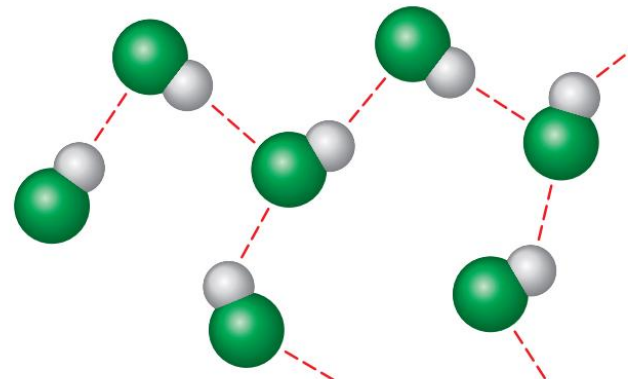
Le più forti tra le van der Waals.

2

## Dipolo–Dipolo Indotto

Una molecola polare induce un dipolo in una vicina apolare.  
Spiega la solubilità di  $\text{O}_2$  in acqua.

Più deboli del precedente.



3

## Dipolo istantaneo–dipolo indotto (Forze di London)

Presenti in TUTTE le molecole.  
Crescono con la massa molecolare e la superficie di contatto.

Le più deboli ma universali.

# Interazioni Dipolo–Dipolo

La molecola di HCl è un **dipolo elettrico permanente**:  
 $\delta^-$  sul Cl,  $\delta^+$  sull'H.

Quando le molecole sono vicine, si orientano spontaneamente in modo che il polo positivo di ciascuna si avvicini al polo negativo delle altre.

---

## Conseguenze sullo stato fisico

Allo **stato solido**: molti legami, forte attrazione.

Allo **stato liquido**: legami più radi, molecole più mobili.

Allo **stato gassoso**: praticamente assenti.

## Confronto Temperature di Ebollizione

L'intensità delle interazioni dipolo-dipolo spiega le differenze nei punti di ebollizione tra molecole di massa simile:

HF: 19°C

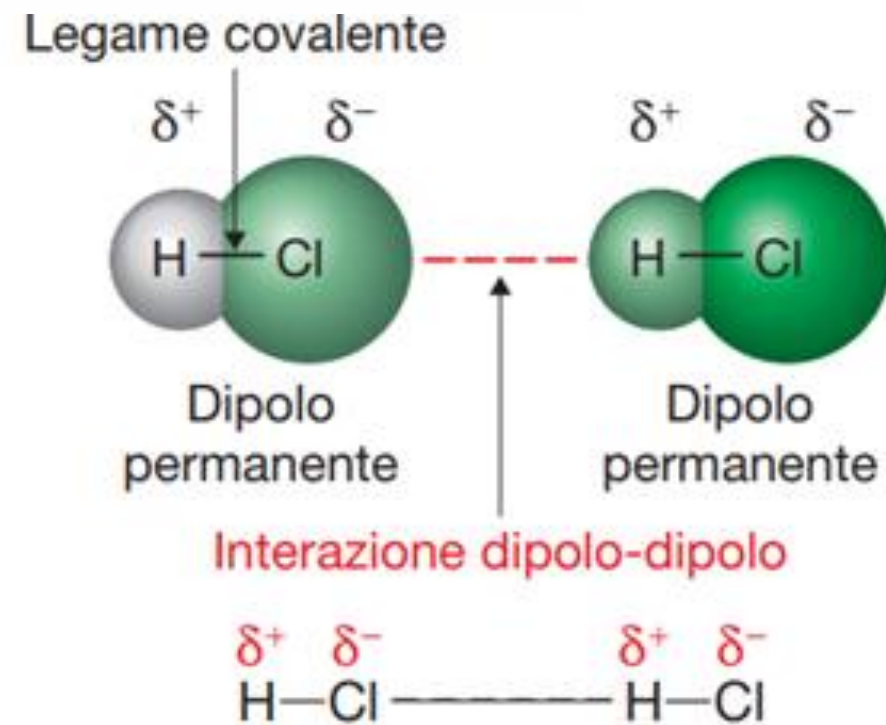
HCl: -85°C

HBr: -67°C

HI: -35°C

HF ha un'ebollizione altissima perché ha anche legami idrogeno (caso speciale).

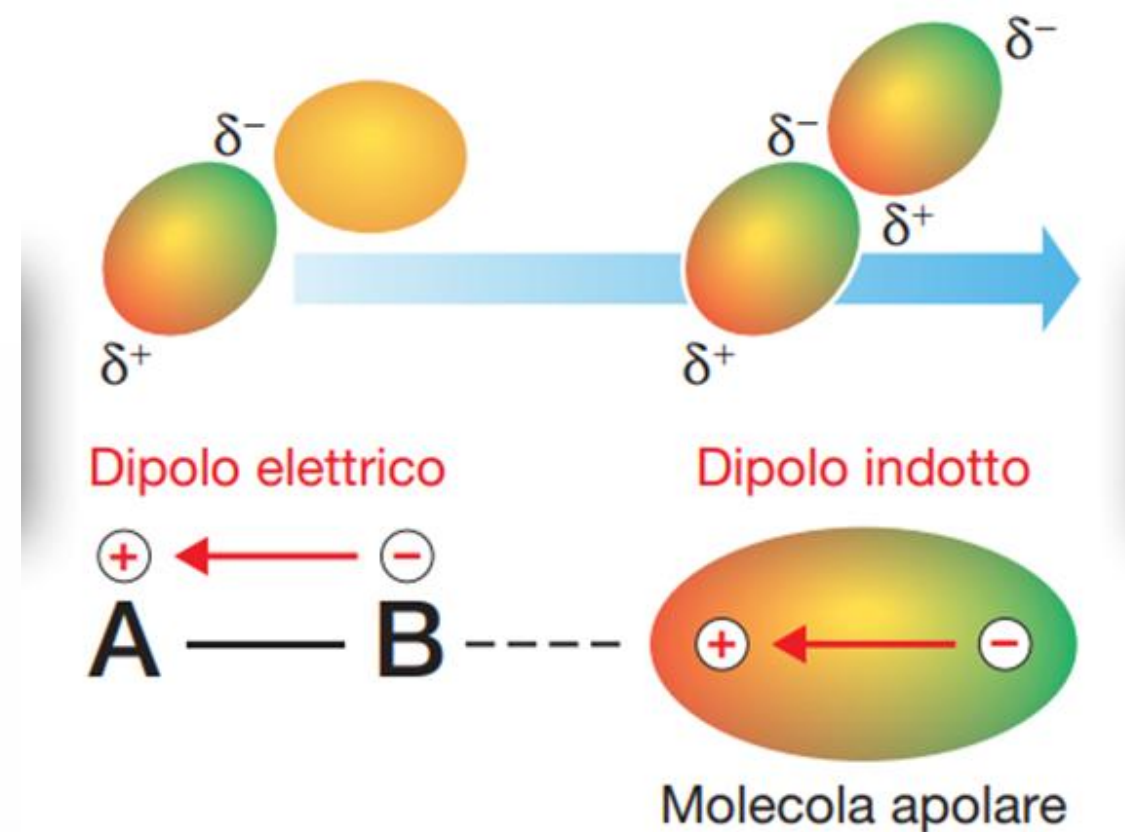
HCl ha l'ebollizione più bassa nonostante la massa, per interazioni più deboli.



# Interazioni Dipolo-Dipolo Indotto

Una molecola polare (es.  $\text{H}_2\text{O}$ ) può *indurre* un dipolo temporaneo in una molecola apolare adiacente (es.  $\text{O}_2$ ). Gli elettroni della molecola apolare si spostano verso il polo positivo del dipolo vicino, creando un dipolo indotto.

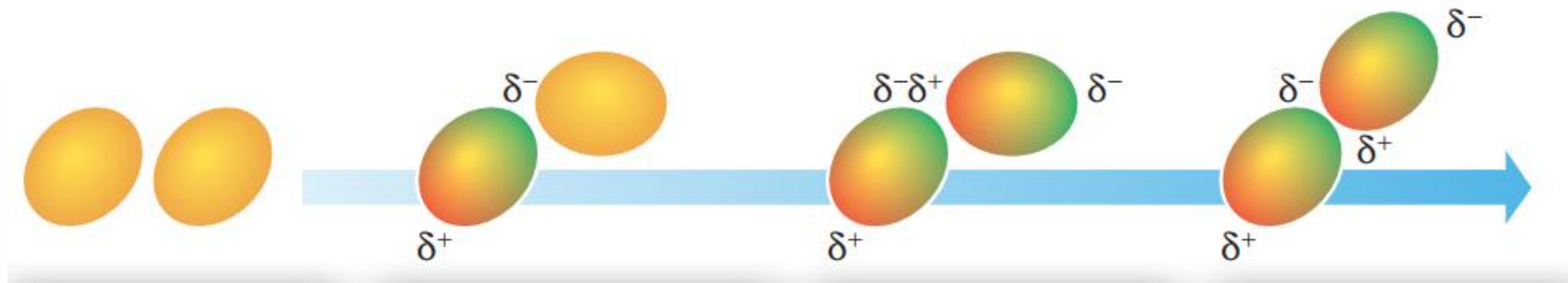
Questo meccanismo spiega la **solubilità dell'ossigeno in acqua**: fondamentale per la vita acquatica. Senza questa interazione, pesci e organismi marini non potrebbero respirare.



# Forze di London

Anche molecole apolari possono polarizzarsi per un **brevissimo istante** (fluttuazione casuale della nube elettronica). Il **dipolo istantaneo** induce un dipolo nel vicino → attrazione temporanea.

Crescono con: massa molecolare, numero di elettroni, superficie di contatto molecolare.



Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

⚠ **Curiosità biologica:** I gechi sembrano sfidare la gravità grazie alle forze di London ampliate dai milioni di setole nanometriche sulle loro zampe!

# Il legame idrogeno

Un tipo speciale di interazione dipolo-dipolo si forma quando un atomo di idrogeno è legato covalentemente a un elemento molto elettronegativo (N, O, F) e si trova vicino a un altro atomo elettronegativo. La piccola dimensione di H e l'alta densità di carica positiva su di esso rendono questa interazione particolarmente forte.

## LEGAME IDROGENO

Il **legame idrogeno** è un'interazione tra un atomo di H legato a N, O o F e un altro atomo molto elettronegativo e di piccole dimensioni (N, O, F) di un'altra molecola o dello stesso gruppo della stessa molecola.

È più forte delle altre forze di van der Waals ma più debole di un legame covalente. Si rappresenta con punti o tratteggio.

### Dove si trovano i legami H

**H<sub>2</sub>O:** O–H...O

4 legami H per molecola nel ghiaccio

**NH<sub>3</sub>:** N–H...N

Tra molecole di ammoniaca

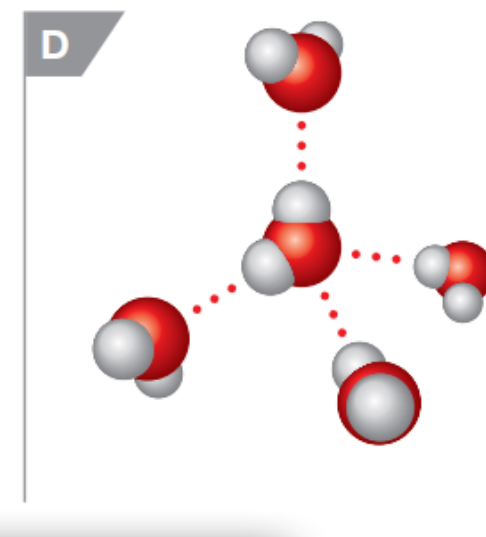
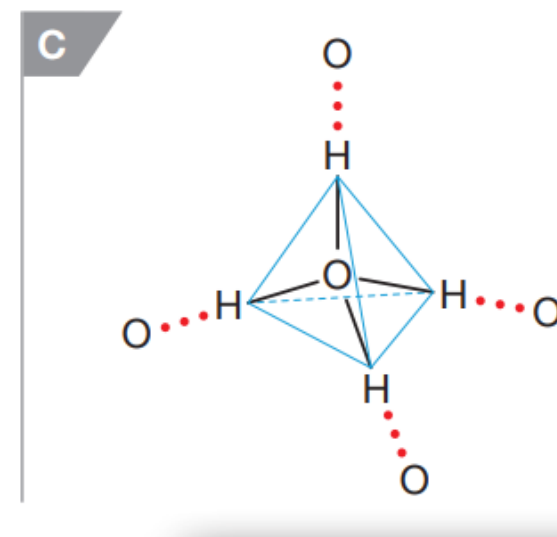
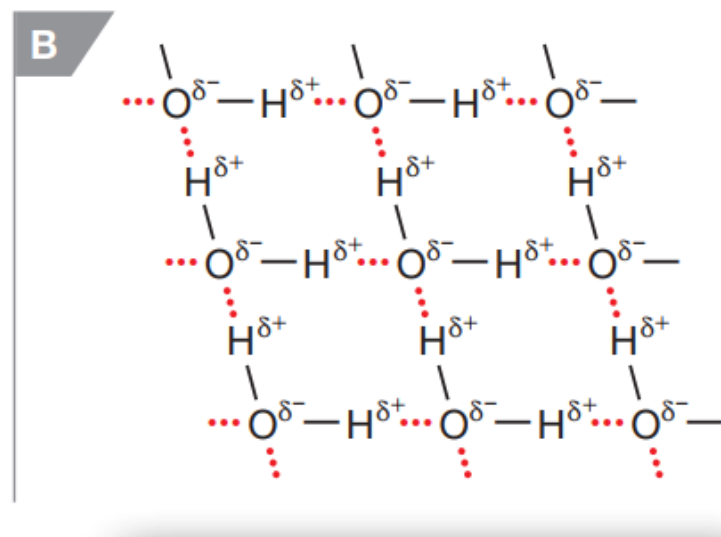
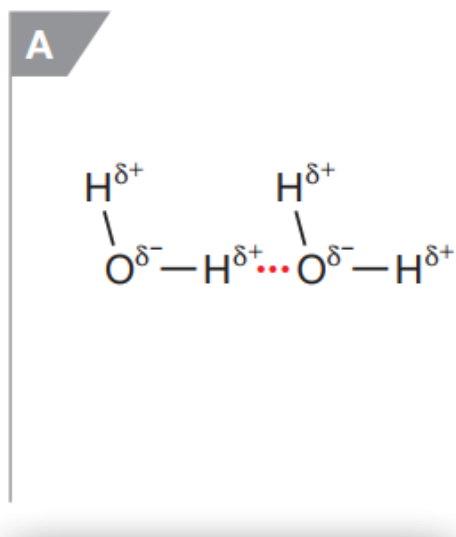
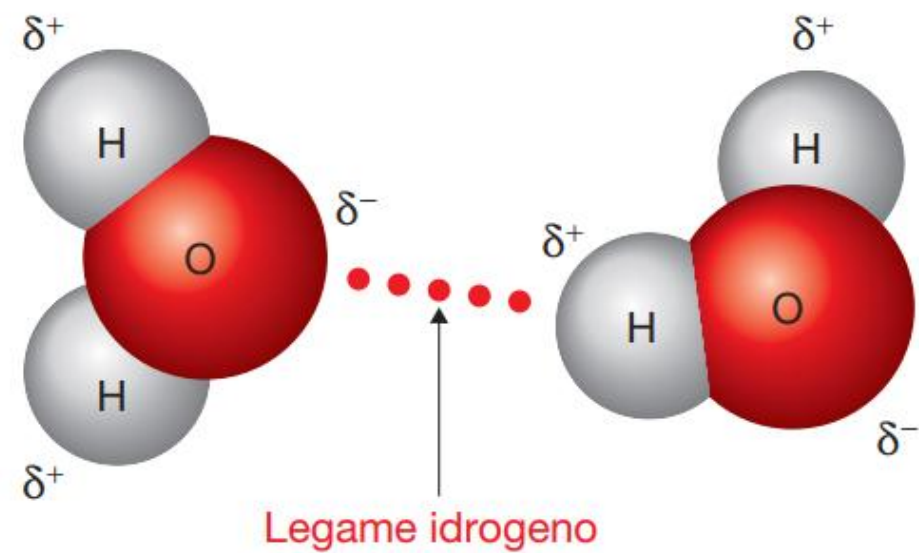
**HF:** F–H...F

Catene di molecole di HF

**Proteine:** stabilizzazione strutture  $\alpha$  e  $\beta$

**DNA:** A=T (2 leg. H), G≡C (3 leg. H)

**Intramolecolari:** in acido salicilico, EDTA...



# L'Acqua e il Legame Idrogeno

## Stato Solido (Ghiaccio)

4 legami H per molecola → reticolo tetraedrico aperto → struttura meno densa del liquido.

Per questo il ghiaccio galleggia sull'acqua (densità ghiaccio  $\approx 0,92$  g/mL).

## Stato Liquido

Legami H in continua formazione e rottura. Molecole mediamente più vicine che nel ghiaccio → densità massima a  $4^{\circ}\text{C}$  ( $\approx 1,00$  g/mL).

Proprietà quasi unica in natura.

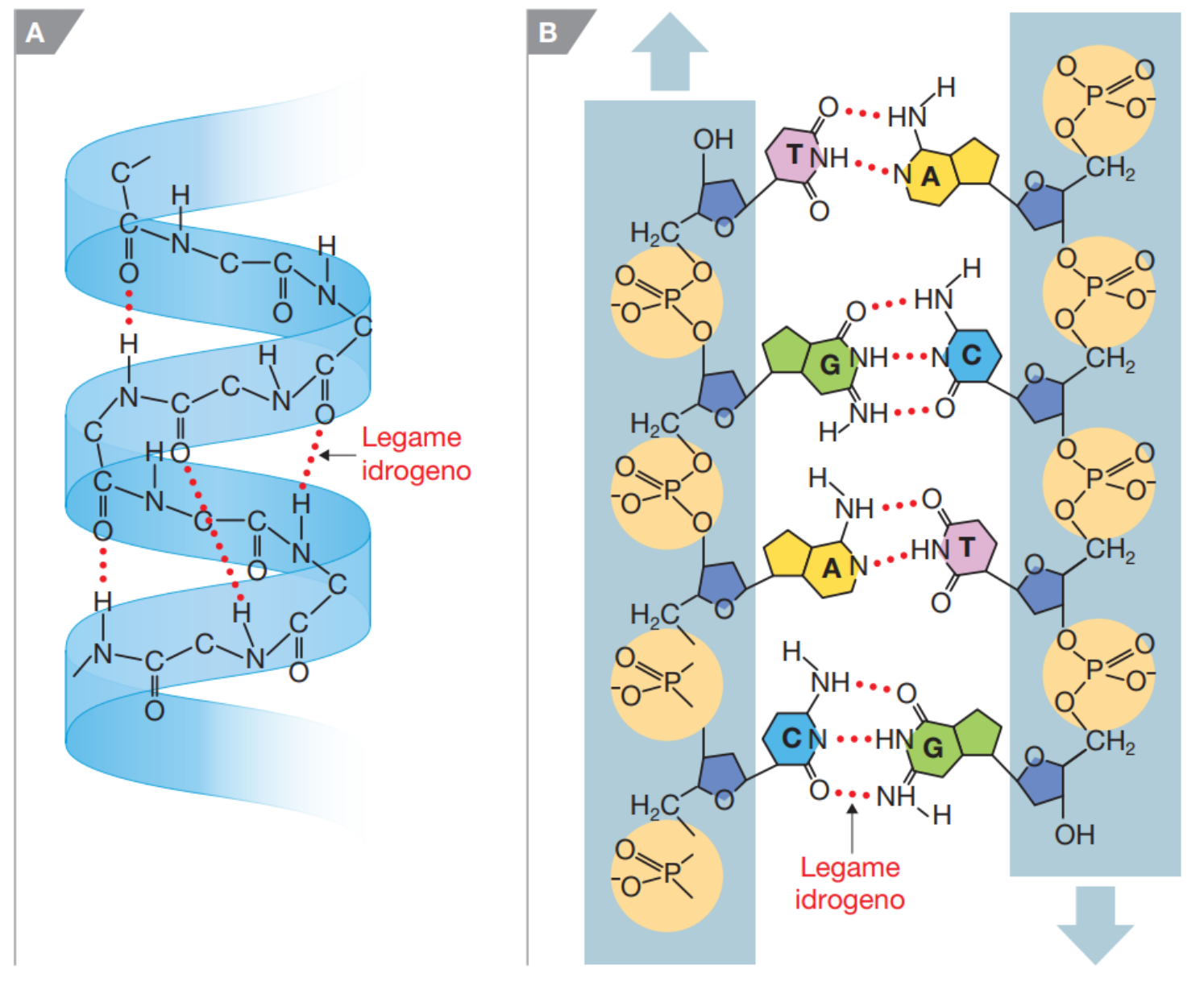
## Stato Gassoso

Nessun legame H. Molecole libere e indipendenti. Alta energia cinetica supera le attrazioni intermolecolari.

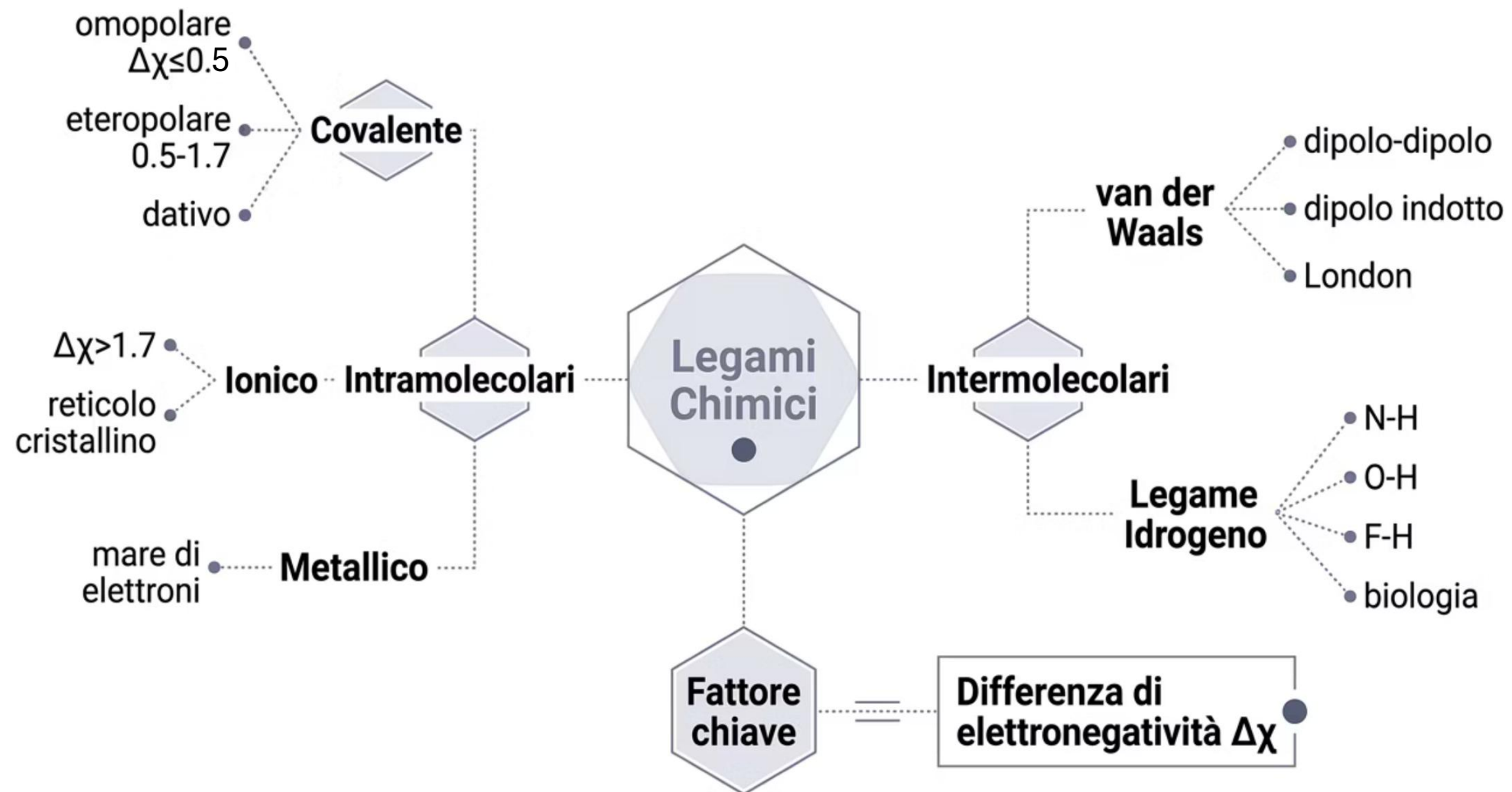
### Importanza Biologica Fondamentale

I legami idrogeno intervengono nella **formazione** della struttura tridimensionale delle **proteine** ( $\alpha$ -elica, foglietto  $\beta$ ) e del **DNA** (A=T: 2 legami H; G $\equiv$ C: 3 legami H).

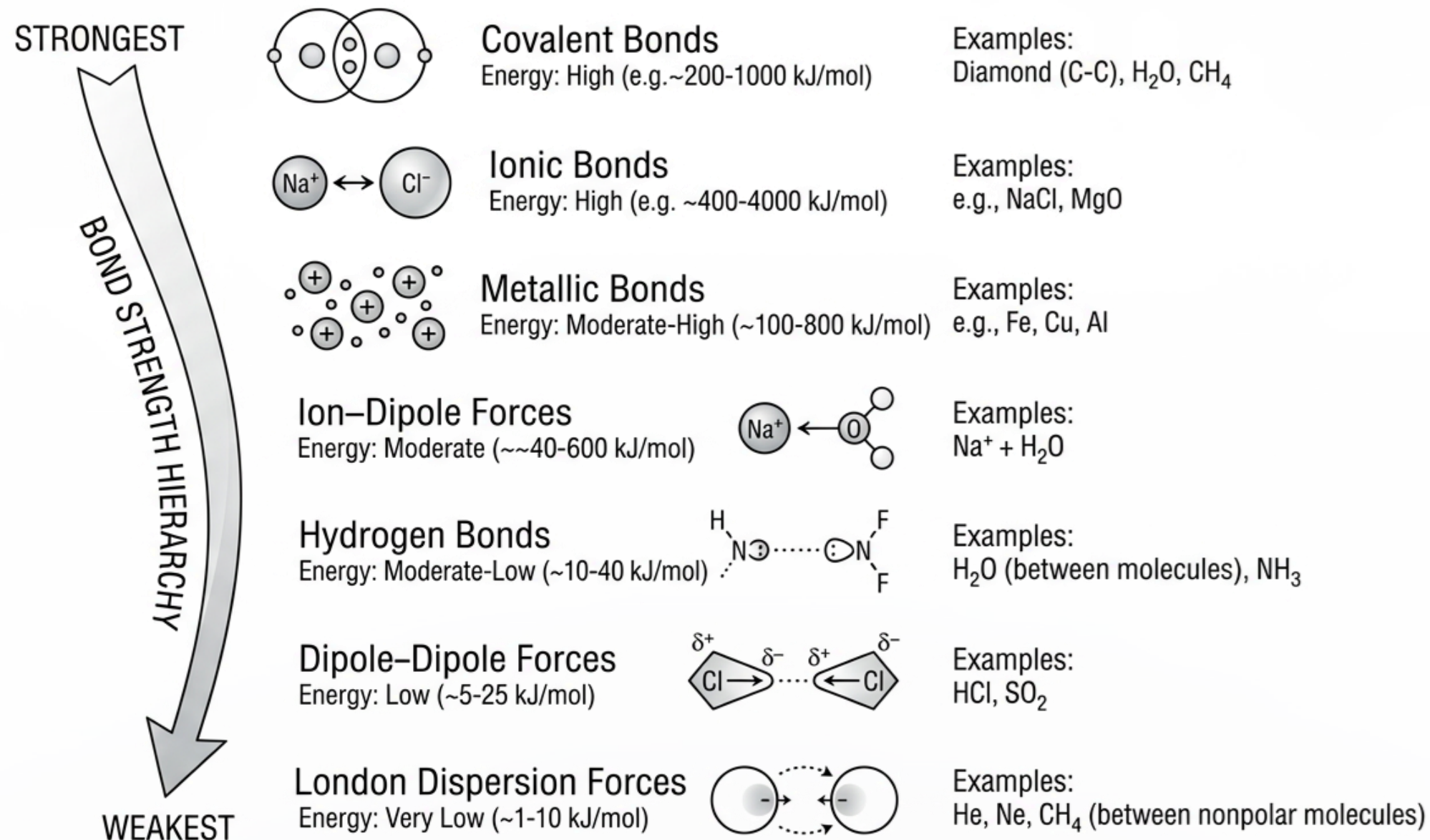
Garantiscono **stabilità strutturale e dinamicità**: abbastanza forti per mantenere la struttura, abbastanza deboli per essere rotti durante la replicazione del DNA.



## Riepilogo: legami chimici



## Riepilogo: gerarchia delle forze



## Concetti chiave per il TOLC

| ARGOMENTO               | CONCETTI CHIAVE                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                     |
|-------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. ENERGIA DI LEGAME    | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Maggiore è l'energia di legame (valore di energia potenziale più basso) → più il legame è stabile (forte) e difficile da rompere.</li> <li>• La formazione di un legame <b>libera energia</b> (processo esoenergetico).</li> </ul>                                                                                         |
| 2. DISTANZA DI LEGAME   | <ul style="list-style-type: none"> <li>• È la distanza tra i nuclei di due atomi legati.</li> <li>• Più il legame è forte → più la distanza di legame è piccola.</li> <li>• Corrisponde al minimo della curva energia-distanza</li> </ul>                                                                                                                           |
| 3. ELETTRONI DI VALENZA | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Sono gli elettroni presenti nel livello energetico più esterno (prerequisito: configurazione elettronica degli elementi principali).</li> <li>• Determinano la reattività e il numero di legami che un atomo può formare.</li> </ul>                                                                                       |
| 4. REGOLA DELL'OTTETTO  | <ul style="list-style-type: none"> <li>• La regola dell'ottetto guida la formazione di tutti i legami chimici principali.</li> <li>• Gli atomi tendono a raggiungere la configurazione elettronica dei gas nobili (8 elettroni nel livello esterno).</li> <li>• L'idrogeno e l'elio fanno eccezione e raggiungono la stabilità con 2 elettroni (duetto).</li> </ul> |
| 5. TIPOLOGIE DI LEGAMI  | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Covalente puro → <math>\Delta\chi \leq 0,5</math></li> <li>• Covalente polare → <math>0,5 \leq \Delta\chi \leq 1,7</math></li> <li>• Ionico → <math>\Delta\chi &gt; 1,7</math></li> <li>• Metallico → Metallo–Metallo</li> </ul>                                                                                           |

## Concetti chiave per il TOLC

| ARGOMENTO                                                | CONCETTI CHIAVE                                                                                                                                                                                                                                        |
|----------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>6. LEGAME COVALENTE</b>                               | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Si forma mediante la condivisione di una o più coppie di elettroni.</li> <li>• È tipico dei non metalli.</li> </ul>                                                                                           |
| <b>7. LEGAME DATIVO</b>                                  | <ul style="list-style-type: none"> <li>• La coppia di elettroni condivisa è fornita interamente da uno solo dei due atomi.</li> <li>• Una volta formato, è indistinguibile da un normale legame covalente.</li> </ul>                                  |
| <b>8. LEGAME IONICO</b>                                  | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Deriva dal trasferimento di elettroni tra un metallo e un non metallo.</li> <li>• L'attrazione elettrostatica tra cationi e anioni mantiene unito il composto.</li> </ul>                                     |
| <b>9. LEGAME METALLICO</b>                               | <ul style="list-style-type: none"> <li>• I cationi metallici sono immersi in un "mare" di elettroni delocalizzati.</li> <li>• Spiega la conducibilità elettrica e la malleabilità dei metalli.</li> </ul>                                              |
| <b>10. POLARITÀ DEI LEGAMI</b>                           | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dipende dalla differenza di elettronegatività tra gli atomi.</li> <li>• Maggiore è la differenza → maggiore è la polarità del legame.</li> </ul>                                                              |
| <b>11. LEGAMI COVALENTI<br/>OMOPOLARI ED ETEROPOLARI</b> | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Omopolare: tra atomi uguali / simili (<math>\Delta\chi \leq 0,5</math>), condivisione uniforme degli elettroni.</li> <li>• Eteropolare: tra atomi diversi, condivisione disuguale degli elettroni.</li> </ul> |
| <b>12. LEGAMI CHE PUÒ FARE UN<br/>ATOMO</b>              | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dipende dal numero di elettroni necessari per completare l'ottetto.</li> <li>• Valenze più comuni: H = 1, O = 2, N = 3, C = 4, Cl = 1.</li> </ul>                                                             |

## Concetti chiave per il TOLC

| ARGOMENTO                            | CONCETTI CHIAVE                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |
|--------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>13. FORZE INTERMOLECOLARI</b>     | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Sono attrazioni tra molecole, più deboli dei legami chimici.</li> <li>• Influenzano temperatura di ebollizione, fusione e solubilità.</li> <li>• Regola "simile scioglie simile": solventi polari sciolgono soluti polari; apolari sciolgono apolari.</li> <li>• Le forze intermolecolari, pur deboli, sono fondamentali in biologia (struttura proteine, DNA, membrane cellulari).</li> </ul> |
| <b>14. INTERAZIONI DIPOLO-DIPOLO</b> | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Sono attrazioni tra molecole, più deboli dei legami chimici.</li> <li>• Influenzano temperatura di ebollizione, fusione e solubilità.</li> <li>• Maggiore è il momento di dipolo → più intense sono le interazioni dipolo-dipolo, più alto è il punto di ebollizione.</li> </ul>                                                                                                               |
| <b>15. LEGAME A IDROGENO</b>         | <ul style="list-style-type: none"> <li>• È la più forte tra le comuni forze intermolecolari.</li> <li>• Legame H <b>si forma SOLO</b> con N, O, F (piccoli e molto elettronegativi).</li> <li>• <b>NON si forma</b> con Cl o S (troppo grandi).</li> <li>• Il legame H è responsabile dell'altissimo <math>T_{eb}</math> dell'acqua (<math>100^{\circ}\text{C}</math> vs <math>-60^{\circ}\text{C}</math> atteso).</li> </ul>           |
| <b>16. ACQUA E LEGAME A IDROGENO</b> | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Ogni molecola di acqua può formare fino a 4 legami a idrogeno.</li> <li>• Il legame a idrogeno spiega l'elevato punto di ebollizione, la tensione superficiale e l'elevato calore specifico dell'acqua</li> <li>• Ghiaccio meno denso dell'acqua liquida → perché ha più legami H in struttura aperta</li> </ul>                                                                               |

# Quante ne so?

1

**Quale delle seguenti affermazioni sull'energia di legame è corretta?**

- A) È l'energia liberata quando si forma un legame tra due ioni
- B) È l'energia necessaria per rompere tutti i legami in una mole di sostanza
- C) Dipende esclusivamente dalla massa molare della molecola
- D) È sempre uguale per legami singoli, doppi e tripli
- E) Non è misurabile sperimentalmente

2

**Due atomi formano un legame covalente polare. Quale condizione è necessaria?**

- A) Differenza di elettronegatività  $\Delta\chi = 0$
- B) Differenza di elettronegatività  $\Delta\chi > 1,7$
- C) Differenza di elettronegatività  $0,5 \leq \Delta\chi \leq 1,7$
- D) Entrambi gli atomi devono essere metalli
- E) La coppia di elettroni deve provenire da un solo atomo

3

**Il legame idrogeno si può formare tra:**

- A) Due atomi di carbonio qualsiasi
- B) Un atomo di H legato a N, O o F e un atomo elettronegativo di piccole dimensioni
- C) Due molecole apolari di grandi dimensioni
- D) Un catione metallico e un anione alogenuro
- E) Un dipolo istantaneo e un dipolo permanente

# Quante ne so?

4

**Quale proprietà dei metalli è direttamente spiegata dal modello del "mare di elettroni"?**

- A) La basicità in soluzione acquosa
- B) La bassa densità rispetto ai non metalli
- C) La conducibilità elettrica e termica
- D) La tendenza a formare legami covalenti
- E) L'elevata energia di ionizzazione

5

**Perché il ghiaccio ha densità inferiore all'acqua liquida?**

- A) Allo stato solido le molecole si muovono più velocemente
- B) Il ghiaccio ha meno legami idrogeno rispetto all'acqua liquida
- C) Allo stato solido si forma un reticolo aperto stabilizzato da 4 legami idrogeno per molecola
- D) L'acqua solida ha una massa molare maggiore
- E) I legami covalenti O–H si allungano a basse temperature

6

**Quale sequenza riflette correttamente la forza decrescente dei legami chimici?**

- A) London > dipolo-dipolo > covalente > ionico
- B) Covalente > ionico > metallico > idrogeno > dipolo-dipolo > London
- C) Ionico > covalente > idrogeno > metallico > London
- D) Covalente > idrogeno > ionico > London > metallico
- E) Metallico > covalente > London > ionico > idrogeno

## Soluzioni Commentate

1

**B) È l'energia necessaria per rompere tutti i legami in una mole di sostanza.**

L'energia di legame (El) si definisce come la quantità di energia necessaria per rompere tutti i legami in 1 mole di sostanza, misurata in kJ/mol. È un processo endoenergetico (richiede energia). La formazione del legame è il processo inverso: libera la stessa quantità di energia (esoenergetico).

*Errore comune:* confonderla con l'energia di attivazione (che riguarda le reazioni chimiche) o con l'energia di ionizzazione (che riguarda la rimozione di elettroni da atomi isolati).

2

**C) Differenza di elettronegatività  $0,5 \leq \Delta\chi \leq 1,7$**

Il legame covalente polare (eteropolare) si forma quando la differenza di elettronegatività è compresa tra 0,5 e 1,7. Sotto 0,4 → covalente puro; sopra 1,7 → ionico.

*Errore comune:* La risposta D è sbagliata perché i metalli formano legami metallici tra loro, non covalenti polari.

3

**B) Un atomo di H legato a N, O o F e un atomo elettronegativo di piccole dimensioni.**

Il legame idrogeno richiede tre condizioni: (1) H deve essere legato covalentemente a N, O o F; (2) l'atomo accettore deve essere molto elettronegativo; (3) deve essere di piccole dimensioni (N, O, F - non Cl o S).

*Errore comune:* pensare che il Cl possa accettare legami H: ha alta elettronegatività ma raggio troppo grande. La risposta E descrive le forze di London, non il legame H.

## Soluzioni Commentate

4

### C) La conducibilità elettrica e termica

Il modello del "mare di elettroni" spiega direttamente la conducibilità: gli elettroni di valenza sono delocalizzati e liberi di muoversi nell'intero reticolo metallico, trasportando sia carica elettrica che calore.

*Errore comune:* scegliere la bassa densità (sbagliato: i metalli sono generalmente densi per il loro impacchettamento compatto).

5

### C) Allo stato solido si forma un reticolo aperto stabilizzato da 4 legami idrogeno per molecola.

Ogni molecola d'acqua nel ghiaccio forma 4 legami H (2 come donatore, 2 come accettore) in una geometria tetraedrica. Questo crea un reticolo aperto e meno denso dell'acqua liquida (densità ghiaccio  $\approx 0,917 \text{ g/mL}$  vs  $1,000 \text{ g/mL}$ ).

*Errore comune:* risposta B (il ghiaccio ha in realtà il massimo numero di legami H, non il minimo). Risposta A: allo stato solido le molecole vibrano ma non si muovono liberamente.

6

### B) Covalente > ionico > metallico > idrogeno > dipolo-dipolo > London

Questa è la sequenza corretta della forza decrescente dei legami chimici come presentata nel modulo. I legami intramolecolari (covalente, ionico, metallico) sono molto più forti di quelli intermolecolari (idrogeno, dipolo-dipolo, London).

*Errore comune:* il legame H, pur il più forte degli intermolecolari, è comunque molto più debole di un legame covalente.