

LEGAME COVALENTE

(Δ Elettronegatività tra gli atomi < 2)

Le **sostanze molecolari** hanno un tipo di legame che non comporta l'acquisto o la cessione di e^- ma **la condivisione di una coppia di e^- tra gli atomi**

Non è obbligatorio che i due elettroni di legame derivino uno da un atomo ed uno dall'altro

TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA (VB)

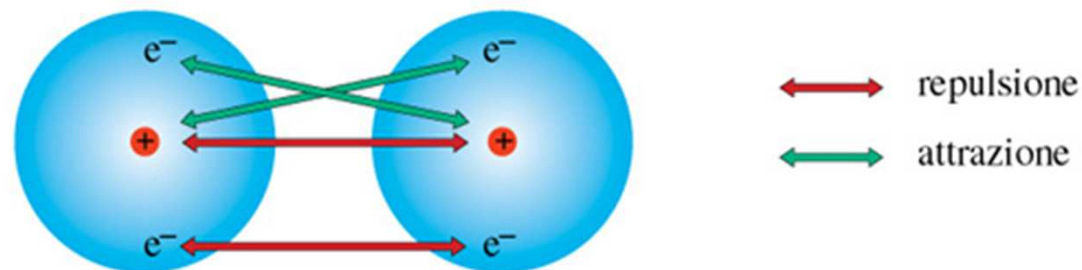
La condivisione di elettroni avviene con il reciproco avvicinamento dei due atomi e con la **sovrapposizione dei rispettivi orbitali**

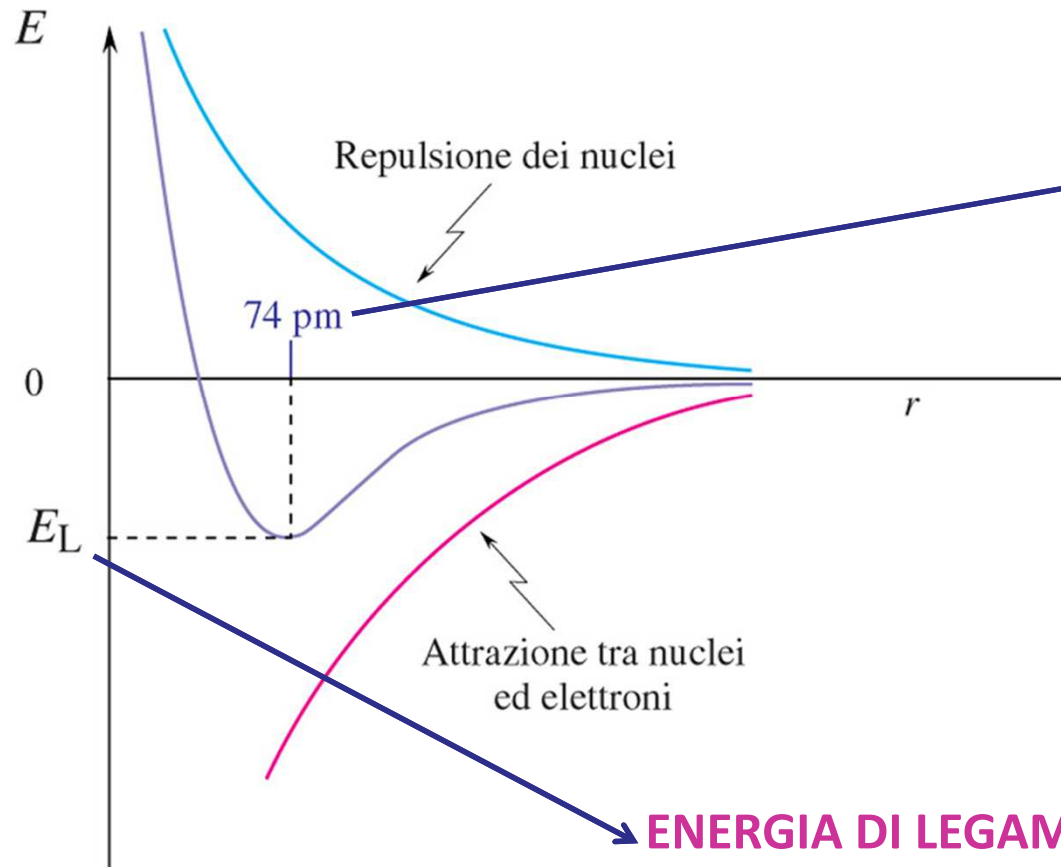
Il legame si forma nella **direzione che porta alla massima sovrapposizione fra gli OA**

La massima stabilizzazione energetica si ha se **l'asse del legame coincide con l'asse principale degli OA** che si devono sovrapporre (ad es. orbitali p)

La coppia di elettroni condivisa si trova nella regione tra i due nuclei dove risente contemporaneamente dell'attrazione di entrambi stabilizzando il sistema

Esisterà quindi sempre una forza di tipo elettrostatico che tiene unita la molecola





DISTANZA DI LEGAME: distanza alla quale le forze attrattive sono bilanciate dalle forze repulsive

ENERGIA DI LEGAME (E_L): energia necessaria per rompere omoliticamente il legame covalente tra i due atomi (separare i due atomi)

Le notazioni che si utilizzano per rappresentare un legame sono quelle di **Lewis**

Coppia elettronica = doppietto elettronico = un trattino



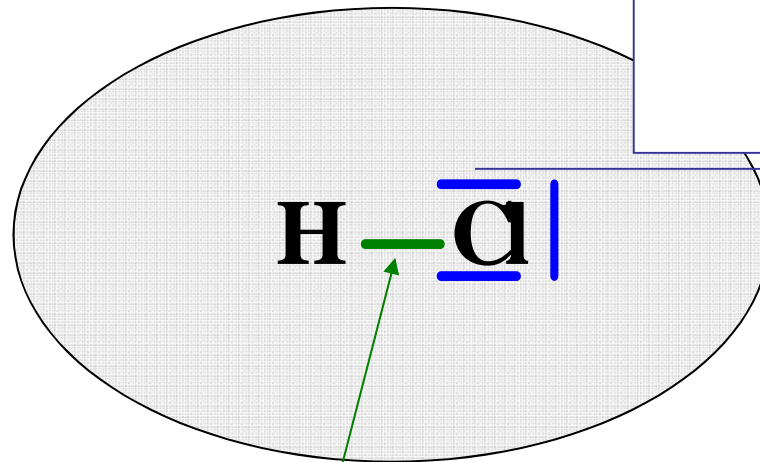
*Es. molecola di **HCl***

H condivide il suo unico **e⁻** (di un orbitale **s**) con un **e⁻** del **Cl** (dell'orbitale **p**) per dare:



Ma il **Cl** ha altri 6 **e⁻** accoppiati in tre orbitali (uno di tipo **s** e due di tipo **p**)

La notazione di Lewis più corretta di **HCl** risulterà la seguente:



**Doppietti di non
legame o coppie
solitarie**

**Doppietto di
legame**

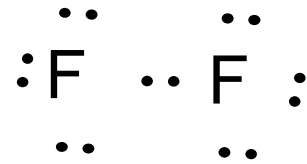
Regola dell'ottetto

Nella formazione dei legami gli atomi hanno la tendenza a raggiungere la configurazione del gas nobile precedente o seguente il dato elemento

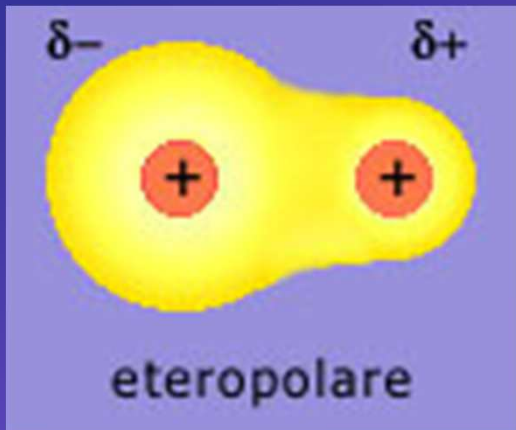
La regola dell'ottetto è la tendenza di un atomo in una molecola ad avere otto e⁻ nel proprio guscio esterno

E' rigorosamente valida per gli elementi **del 2° periodo**; negli altri periodi abbiamo anche la presenza di orbitali **d** che ampliano il n° max di e⁻ nell'ultimo livello (valenza) fino a **18**

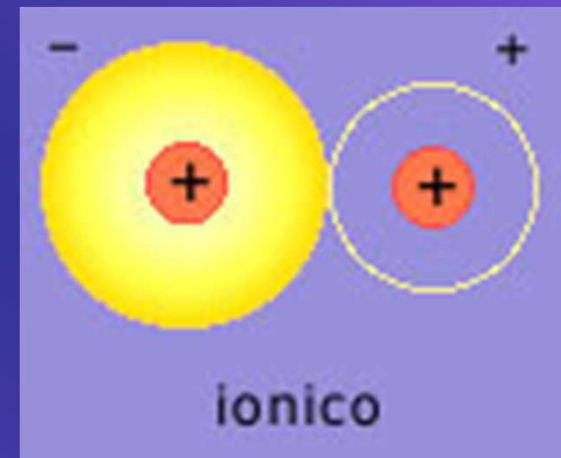
Quando il legame si forma tra 2 atomi uguali, dato che essi hanno stessa elettronegatività, gli elettroni saranno ugualmente attratti dai due atomi. Questo è un esempio di **legame covalente puro o omopolare**



Se gli elettroni di legame sono invece più attratti da uno degli atomi (il più elettronegativo) il legame si chiama **covalente polare**



Legame covalente polare



Legame ionico in una coppia di ioni

Sostanze molecolari

Una molecola è un gruppo definito di atomi legati insieme chimicamente cioè strettamente connessi da forze attrattive. Gli atomi sono tenuti insieme da legami covalenti

Una **sostanza molecolare** è una sostanza **composta da molecole tutte uguali**

Sostanze molecolari

H₂O₂	perossido di idrogeno	<i>acqua ossigenata</i>
H₂O	acqua	
NH₃	ammoniaca	
CO₂	biossido di carbonio	<i>anidride carbonica</i>
C₂H₆O	etanolo	<i>alcool etilico</i>

CRISTALLI MOLECOLARI

Le molecole possono impaccarsi ordinatamente in un edificio cristallino mantenendo la propria individualità come molecole distinte

Le molecole sono tenute insieme da deboli forze di van der Waals o legami a idrogeno

I cristalli molecolari hanno proprietà simili a quelle delle singole molecole

Alcool etilico; Benzene; Etilene; Acetilene

Composti organometallici

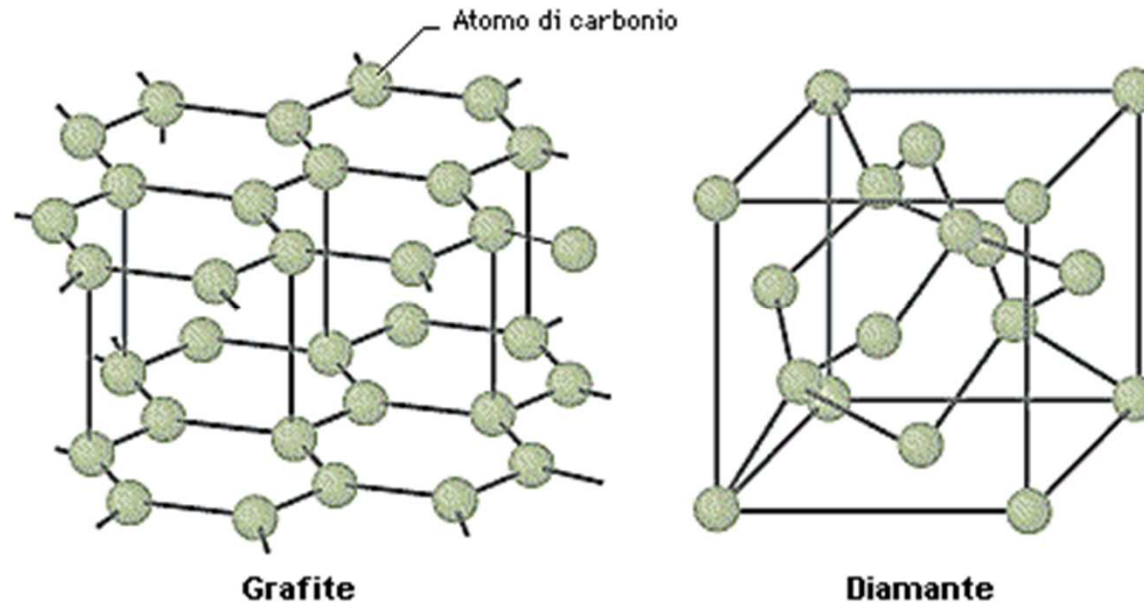
Polietilene; Polipropilene

Cristalli covalenti

Gli atomi sono tutti direttamente legati tramite **legami di natura covalente**

Nel cristallo non sono individuabili singole molecole

L'energia dei legami è molto elevata



Esempi: il Carbonio nelle due forme allotropiche

Diamante: solido trasparente e incolore, duro e alto fondente (4100 °C), con densità 3,51 g/cm³. Ogni atomo di C utilizza orbitali ibridi sp³ per formare 4 legami covalenti

Grafite: solido opaco, nero, buon conduttore elettrico, con densità 2,22 g/cm³. Ogni atomo di C utilizza orbitali ibridi sp² per formare 3 legami con tre atomi adiacenti

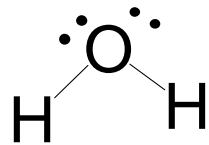
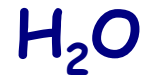
The background is a whiteboard with various handwritten chemical structures and formulas. Visible structures include a carboxylic acid, a cyclic amine, a complex organic molecule with a methyl group (H3C), and a polymer-like structure with a repeating unit (H2O)n. A hand is visible at the bottom left, pointing towards the board.

Disegnare le formule di Lewis

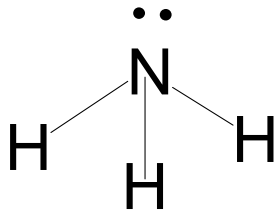
Regole per disegnare le formule di Lewis

1. Contare gli **elettroni di valenza** totali della molecola
2. Disegnare lo **scheletro della molecola** e unire l'atomo centrale con gli altri atomi
3. Sottrarre dal numero totale gli elettroni già posizionati nei legami. Se la differenza è 0 l'esercizio è finito
4. Se la differenza non è 0, contare gli elettroni che servono affinché ogni atomo raggiunga l'ottetto. Se il numero è uguale alla differenza fatta nello step 3 aggiungere gli elettroni come **coppie di non legame**. Se il numero è maggiore mettere dei **legami multipli**: un doppio legame se avanzano 2 elettroni; un triplo legame o due doppi se avanzano 4 elettroni e così via

Formule di Lewis



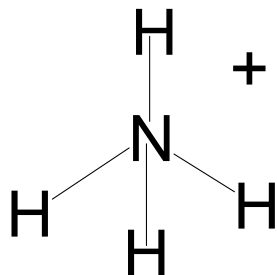
Tot. elettroni di valenza: 8



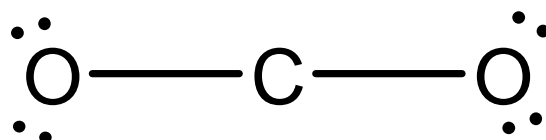
Tot. elettroni di valenza: 8



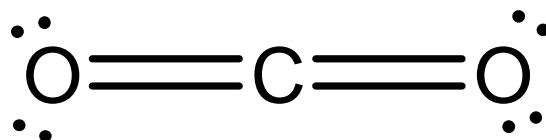
Tot. elettroni di valenza: 8



Tot. elettroni di valenza: 16



Mancano ancora 4 elettroni: CO_2 ha due doppi legami



Ordine di legame

E' il numero di coppie elettroniche che prendono parte al legame tra due atomi

1 coppia → ordine di legame 1 → legame singolo

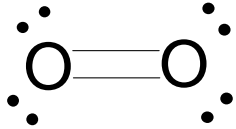
2 coppie → ordine di legame 2 → legame doppio

3 coppie → ordine di legame 3 → legame triplo

Aumentando l'ordine di legame diminuisce la lunghezza del legame e aumenta l'energia di legame

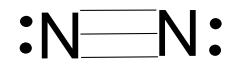


Tot. elettroni di valenza: 12



Tot. elettroni di valenza: 10

N_2 ha un triplo legame



CARICA FORMALE

La carica che un atomo possiede in una molecola se tutti i legami che lo coinvolgono vengono considerati come covalenti puri; è la differenza tra il numero di elettroni di valenza dell'atomo e il numero di elettroni che ad esso vengono attribuiti nella formula di struttura della molecola

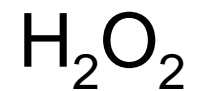
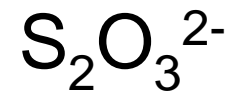
$$\text{c.f.} = \text{n}^\circ \text{ elettroni di valenza} - (\text{n}^\circ \text{ elettroni di non legame} + \frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{ elettroni di legame})$$



ESERCITAZIONE

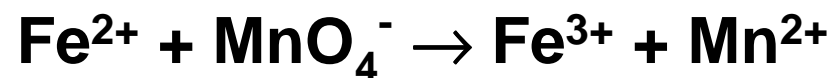
Esercizio 3

Assegnare il numero di ossidazione:



Esercizio 4

Bilanciare la reazione di ossidoriduzione:



(1) Identificare i numeri di ossidazione di tutti gli elementi

(2) Identificare le due semireazioni

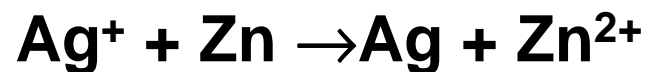
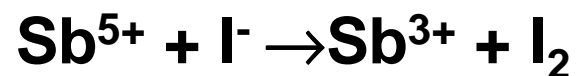
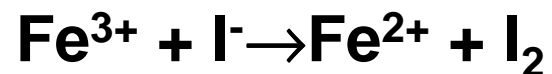
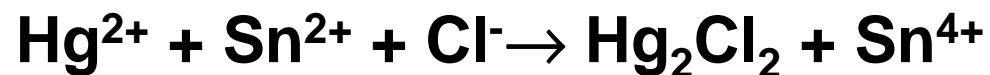
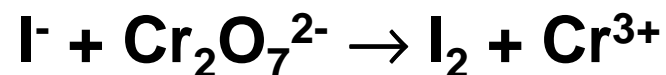
(3) Bilanciare le due semireazioni

(4) Bilanciare gli elettroni e scrivere la reazione globale

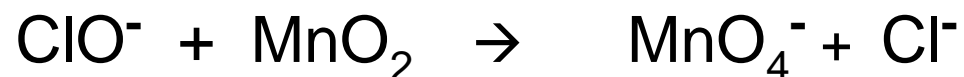
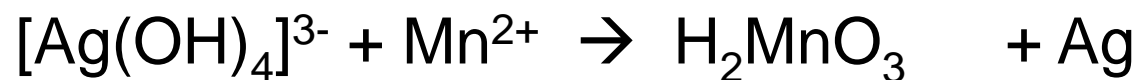
(5) Controllare il bilancio di massa e il bilancio di carica

Esercizio 5

Bilanciare le reazioni redox con il metodo delle semireazioni usando H^+ quando necessario:



7) Bilanciare le seguenti reazioni redox utilizzando OH^- :



8) Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:

