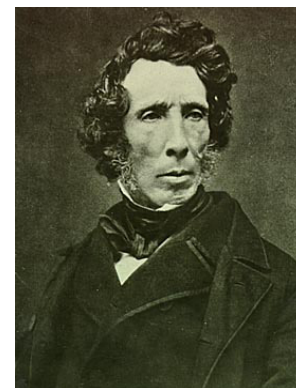
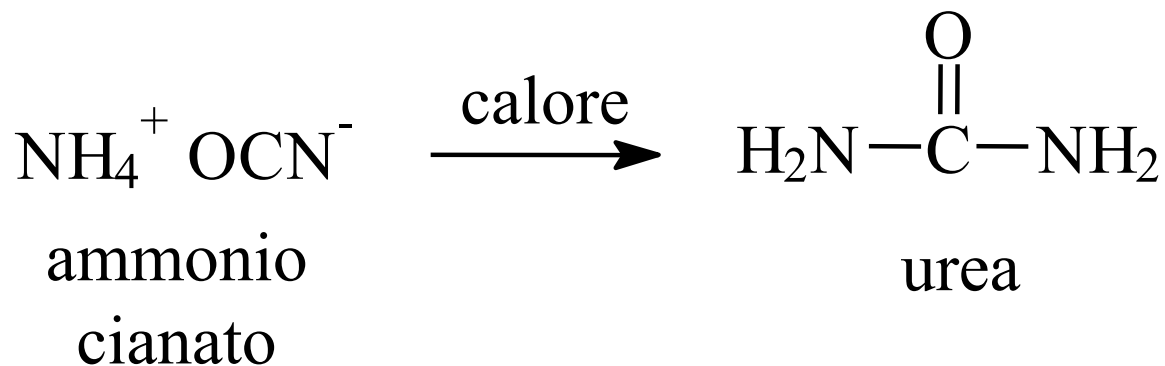


CHIMICA ORGANICA

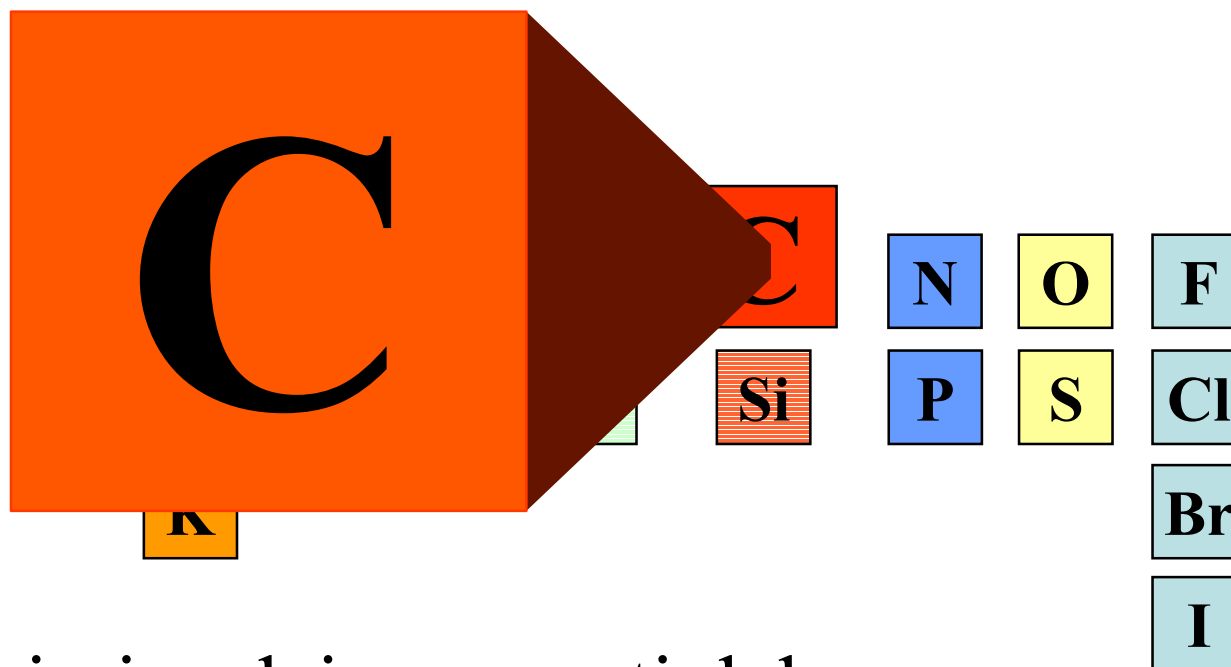
Definizioni

- Vecchia: “derivata da organismi viventi”
- Nuova: “la chimica dei composti del carbonio”
- Da inorganico a organico, Wöhler, 1828



Friedrich Wöhler
1800 – 1882

La chimica organica oggi



la chimica dei composti del
carbonio

.....combinato con pochi altri elementi

Unicità del carbonio

- Il carbonio ha una chimica unica
- Si lega ad ogni altro elemento
- Si lega a sé stesso in lunghe catene
 - la chimica organica comporta una enorme varietà di composti, di strutture, di reazioni

Chimica organica

La chimica organica è presente in ogni aspetto della nostra vita.

- biomolecole:

- proteine

- DNA

- cibo

- vestiti

- medicine

-

Biochimica

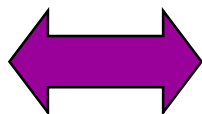
Chimica Industriale

Chimica Farmaceutica

Chimica organica

- La disciplina “chimica organica” organizza i composti organici sulla base della loro struttura.
- Ne studia poi la reattività.
- E correla **struttura** con **reattività**.

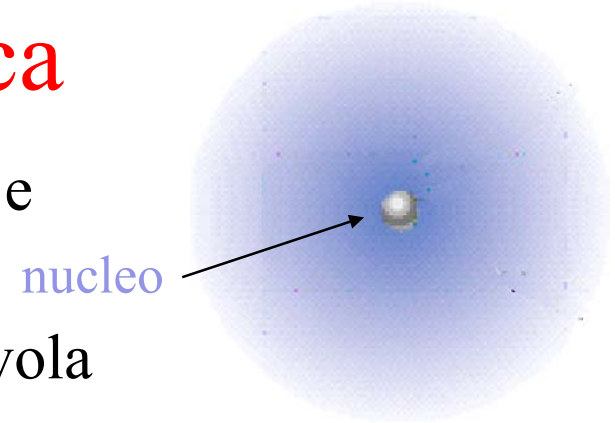
STRUTTURA



REATTIVITÀ

Struttura Atomica

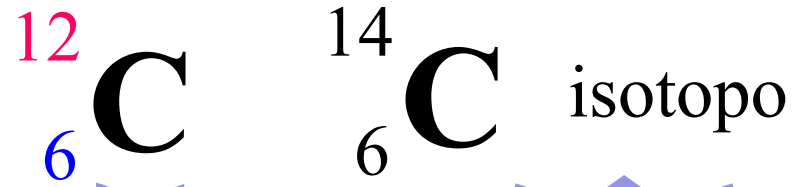
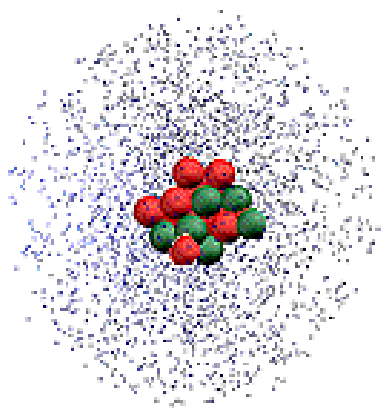
- Nucleo carico positivamente molto denso e piccolo: protoni, neutroni (10^{-15} m)
- Elettroni carichi negativamente in una nuvola intorno al nucleo (10^{-10} m)



nucleo

diametro:
 2×10^{-10} m
(200 pm)

numero di massa $A = 6 p + 6 n = 12$ amu



numero atomico
Z

Tutti gli atomi di un dato elemento hanno lo stesso **numero atomico**.
Gli *isotopi* sono atomi dello stesso elemento che hanno numero di neutroni diverso e quindi differiscono nel **numero di massa**.

Orbitali

- **Quantomeccanica:** descrive le energie degli elettroni e la loro posizione mediante una *equazione d'onda*
 - *La funzione d'onda* è la soluzione dell'equazione d'onda
 - Ogni funzione d'onda è un **orbitale**, ψ
- ψ^2 descrive la regione di spazio nel quale un elettrone ha maggiore probabilità di trovarsi
- La nube elettronica non ha confini, ha solo aree più probabili.

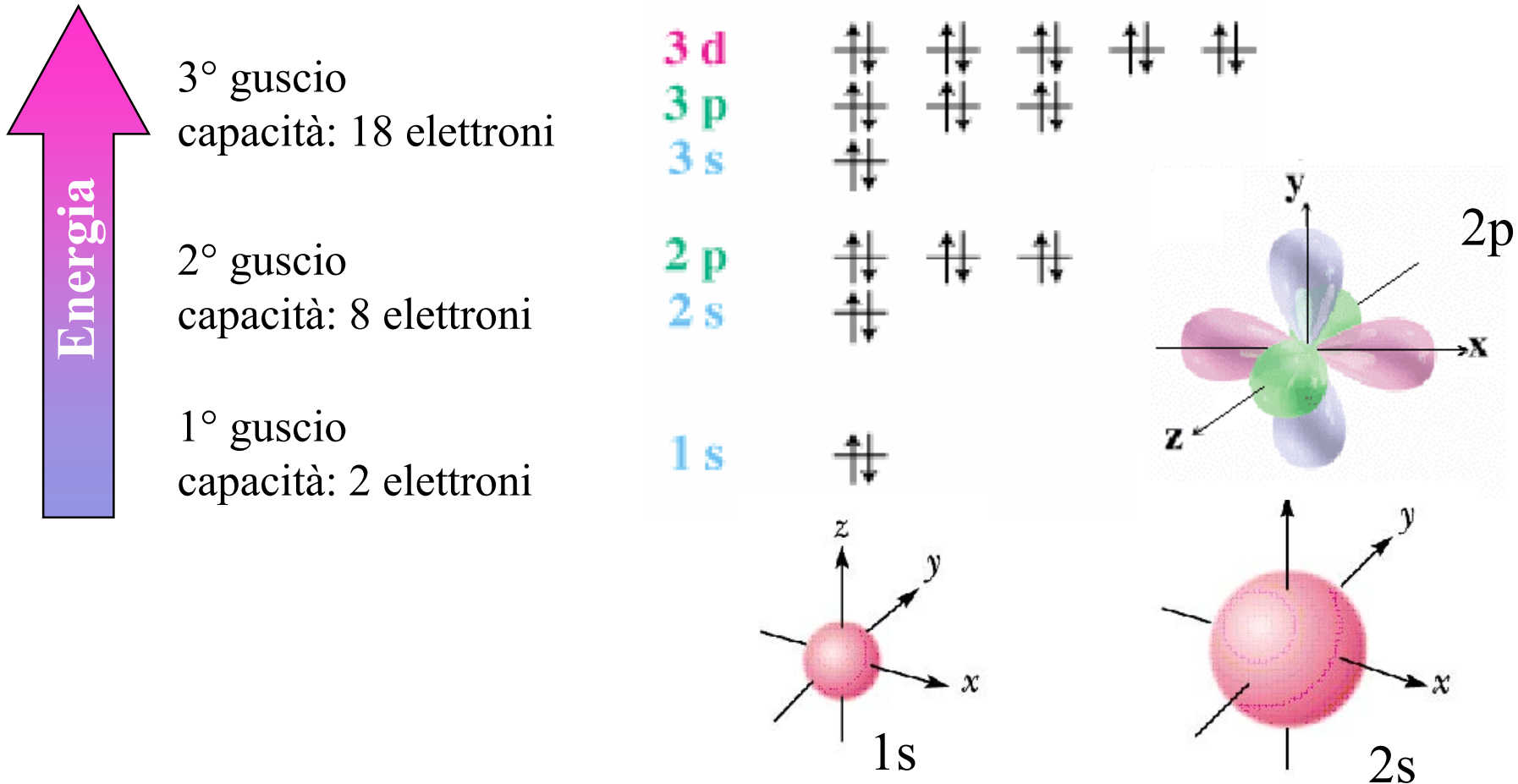
Forme degli orbitali

- Gli elettroni sono confinati in regioni di spazio = livelli energetici principali o gusci
 - ogni guscio può contenere $2n^2$ elettroni ($n = 1, 2, 3, 4..$)
- I gusci sono divisi in sottogusci chiamati orbitali, indicati con le lettere s, p, d, ...
 - s (uno per guscio)
 - p (set di tre per il guscio 2 e superiori)
 - d (set of cinque per il guscio 3 e superiori)



Gusci e orbitali

- Ogni orbitale può contenere 2 elettroni



Riempimento Orbitali Atomici

1. *Principio dello Aufbau*: gli orbitali si riempiono dal basso in alto (energia crescente: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$).
2. *Principio di esclusione di Pauli*: solo due elettroni per orbitale: spin su \uparrow e spin giù \downarrow .
3. *Regola di Hund*: per un set di orbitali degeneri, aggiungere un elettrone in ciascuno, appaiati, prima di aggiungerne un secondo.

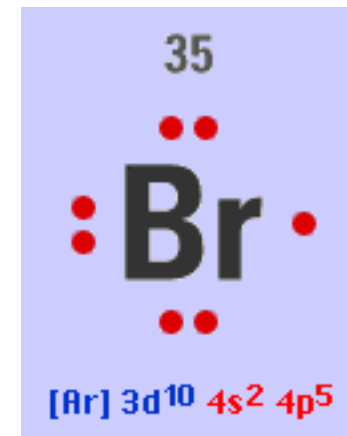
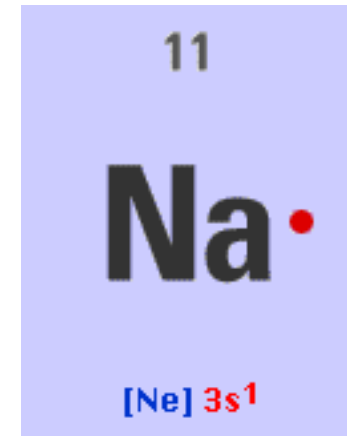
Configurazioni elettroniche degli elementi del primo e secondo periodo

Elemento	Configurazione	Elettroni di valenza
H	$1s^1$	1
He	$1s^2$	2
Li	$1s^2 2s^1 = [\text{He}]2s^1$	1
Be	$1s^2 2s^2 = [\text{He}]2s^2$	2
B	$1s^2 2s^2 2p_x^1 = [\text{He}]2s^2 2p_x^1$	3
C	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 = [\text{He}]2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	4
N	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1 = [\text{He}]2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	5
O	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1 = [\text{He}]2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	6
F	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1 = [\text{He}]2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$	7
Ne	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$	8

Elettroni di Valenza

Gli elettroni si dividono in elettroni di **core** e elettroni di **valenza**.

- Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
core = [Ne]
valenza = $3s^1$
- Br [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$
core = [Ar] $3d^{10}$
valenza = $4s^2 4p^5$



Teoria del Legame

- Gli atomi si legano perché il composto che ne deriva è più stabile degli atomi separati.
- Il legame è il risultato di un bilanciamento tra forze *attrattive* (elettroni e nuclei) e *repulsive* (elettroni-elettroni e nuclei-nuclei).

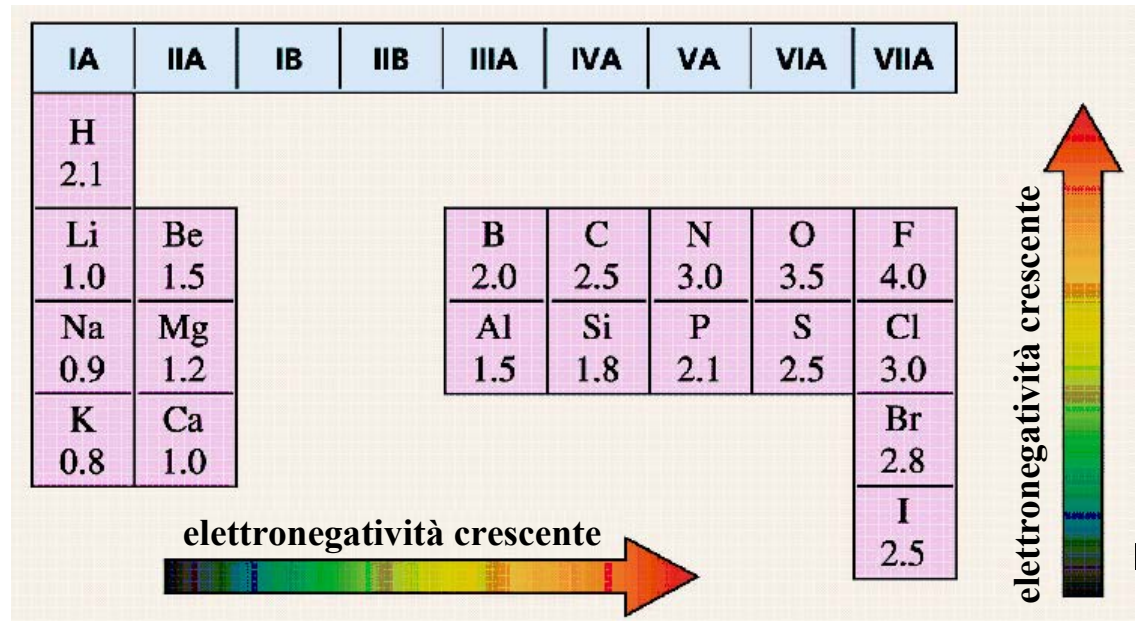
La regola dell'Ottetto

- Gli atomi tendono a guadagnare, perdere, condividere elettroni in modo da essere circondati da **otto** elettroni di valenza (tranne l'idrogeno che ne ha due).

Polarità del legame

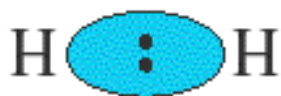
- Differenza elettronegatività (ΔX) degli atomi
- Generalmente:
 - Quando $\Delta X < 0.5 \Rightarrow$ legame covalente
 - Quando $\Delta X = 0.5 - 1.9 \Rightarrow$ legame covalente polare
 - Quando $\Delta X > 1.9 \Rightarrow$ legame ionico

Scala di Pauling

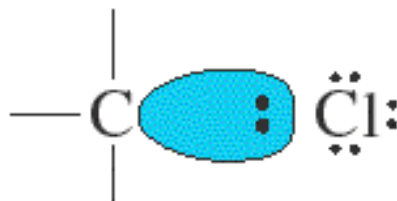


Tipi di legami chimici

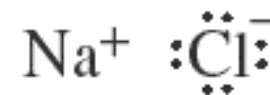
- *Legame ionico*: trasferimento di elettroni da un atomo a un altro.
- *Legame covalente*: la coppia di elettroni è condivisa da due atomi.



legame
covalente non
polare

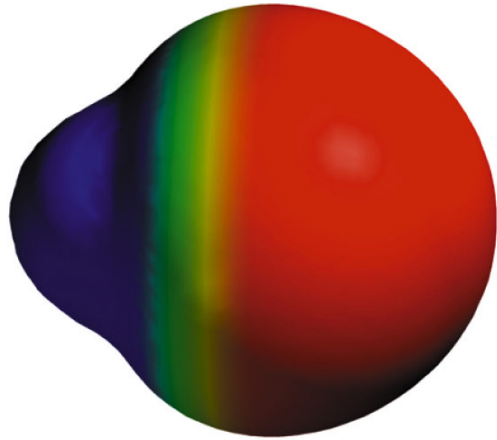


legame
covalente
polare

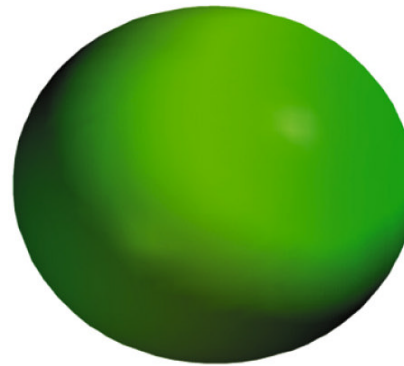


legame
ionico

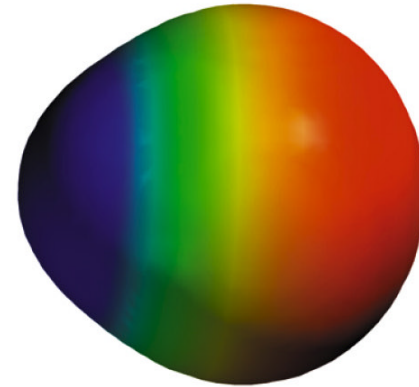
Mappe di potenziale elettrostatico



LiH



HH



HF

rosso < **arancio** < **giallo** < **verde** < **blu**

potenziale
elettrostatico
più negativo

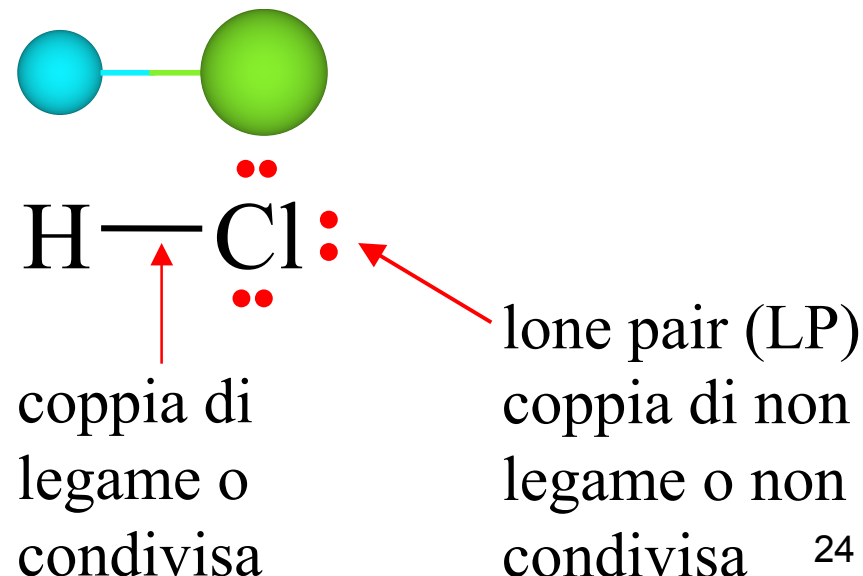
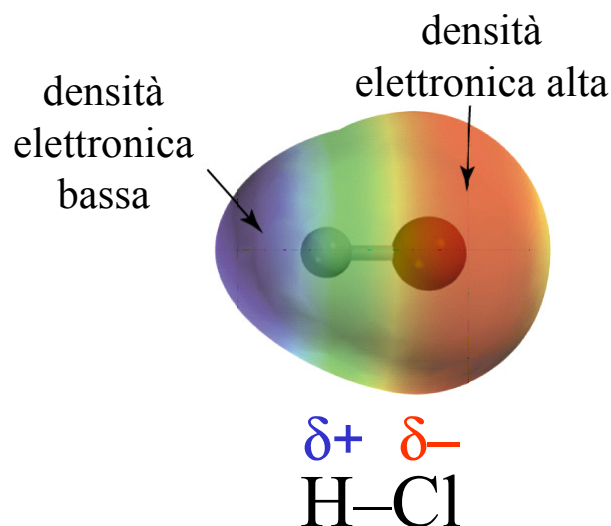
potenziale
elettrostatico
più positivo

Strutture di Lewis

- Elettroni di legame: i composti organici formano legami che derivano dalla compartecipazione di elettroni.
- Elettroni di valenza non usati in legami sono chiamati elettroni di non legame o elettroni di lone-pair.



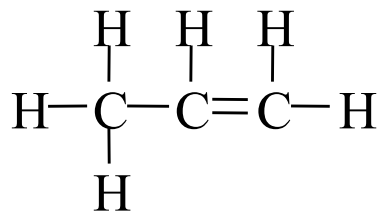
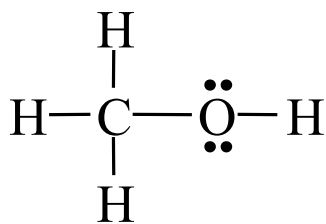
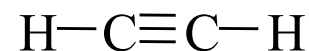
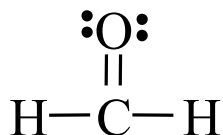
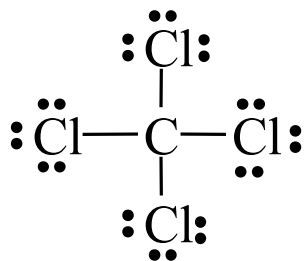
Gilbert N. Lewis
(1875 – 1946)



Strutture di Lewis

Configurazione Elettronica	Simbolo di Lewis	Valenza
C [He]2s ² 2p ²	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$	4 elettroni di valenza: 4 legami
N [He]2s ² 2p ³	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot\cdot$	5 elettroni di valenza: 3 legami, 1 lone pair
O [He]2s ² 2p ⁴	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot\cdot$	6 elettroni di valenza: 2 legami, 2 lone pair
F [He]2s ² 2p ⁵	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot\cdot$	7 elettroni di valenza: 1 legame, 3 lone pair
Cl [Ne]2s ² 2p ⁵	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Cl}}}\cdot$	7 elettroni di valenza: 1 legame, 3 lone pair

Disegnare le strutture di Lewis



Assegnare cariche formali

1. Dividere gli elettroni di ogni legame per due assegnando ciascun elettrone a un atomo.
2. Contare il numero di elettroni posseduto da ciascun atomo paragonandolo con la sua valenza.
 - elettroni in eccesso \Rightarrow carica formale negativa
 - elettroni in difetto \Rightarrow carica formale positiva