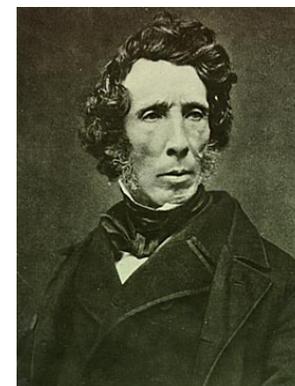
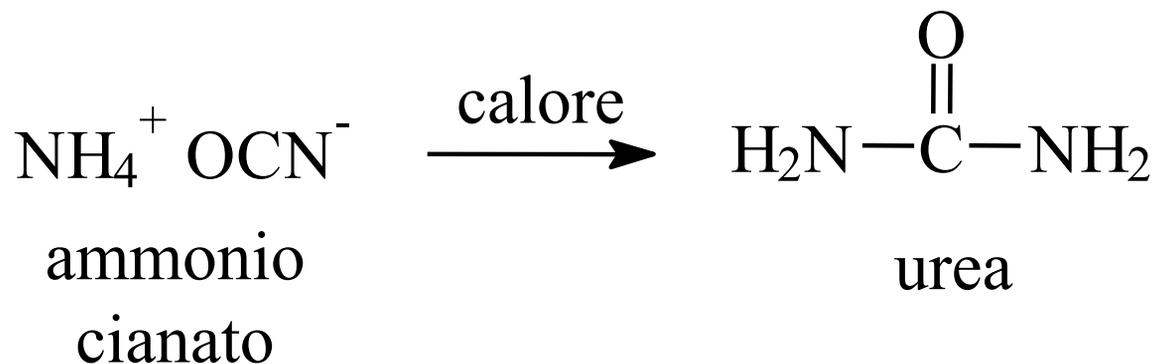


# CHIMICA ORGANICA

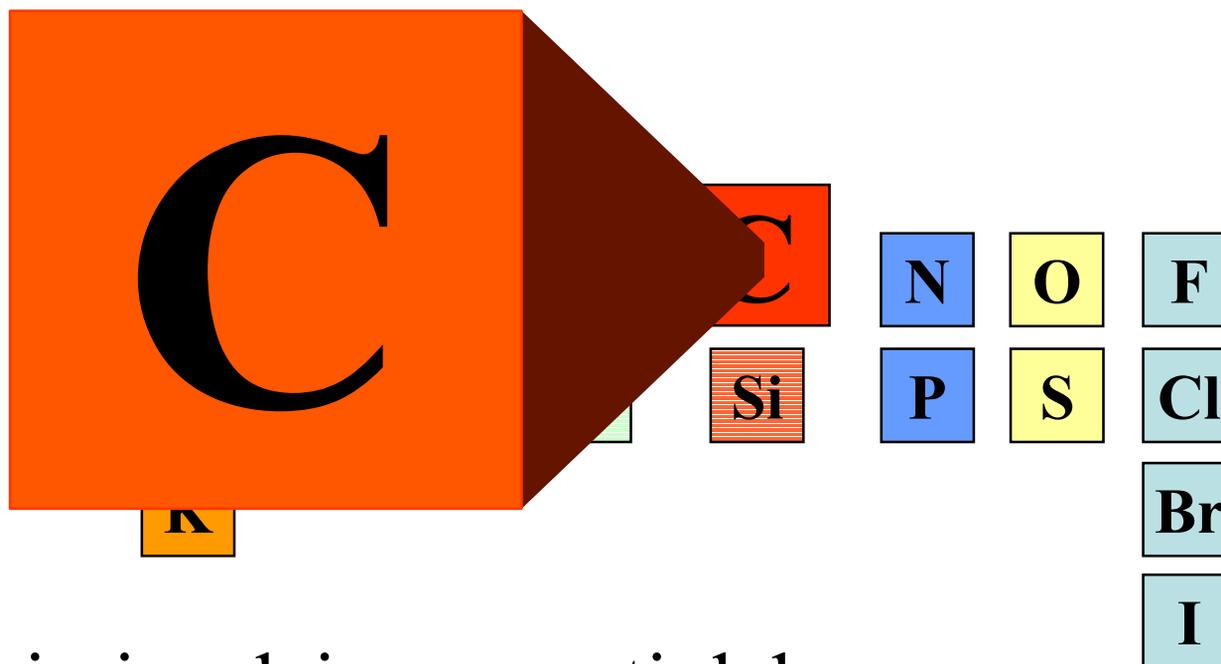
# Definizioni

- 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**.

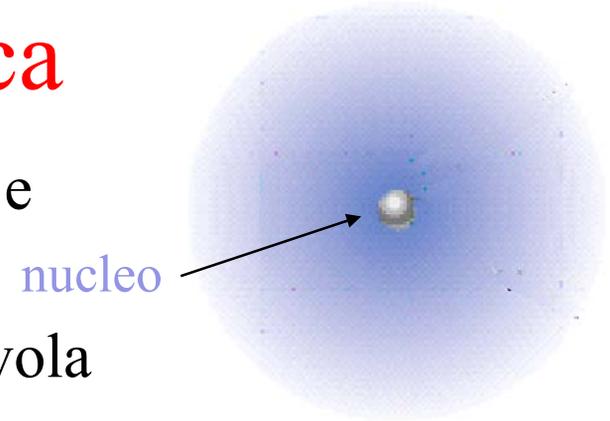
STRUTTURA



REATTIVITÀ

# Struttura Atomica

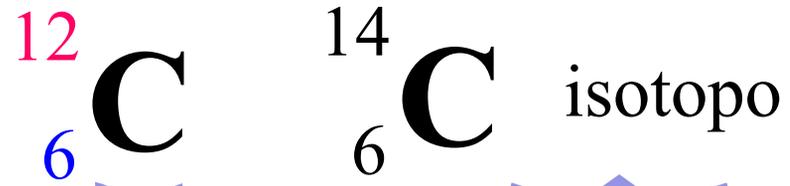
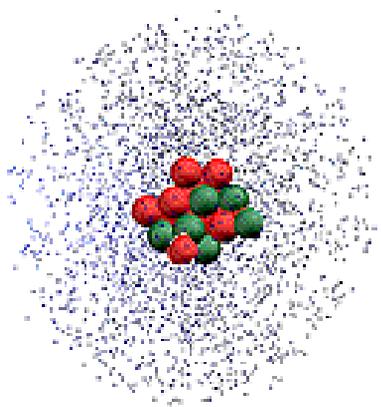
- Nucleo carico positivamente molto denso e piccolo: protoni, neutroni ( $10^{-15}$  m)
- Elettroni carichi negativamente in una nuvola intorno al nucleo ( $10^{-10}$  m)



nucleo

diametro:  
 $2 \times 10^{-10}$  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**,  $\psi$
- $\psi^2$  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

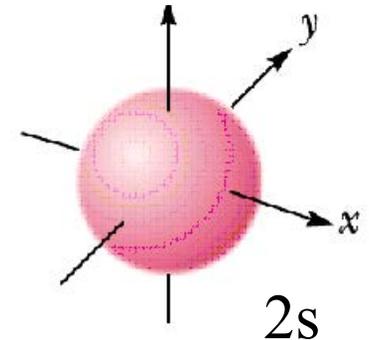
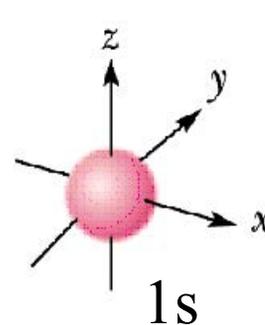
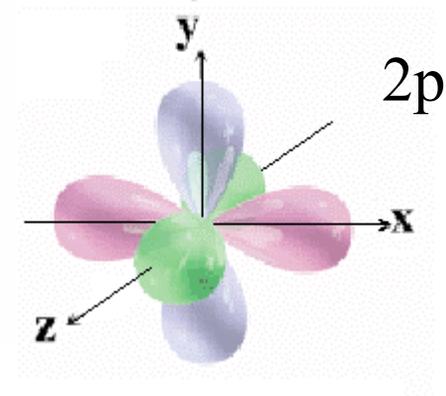
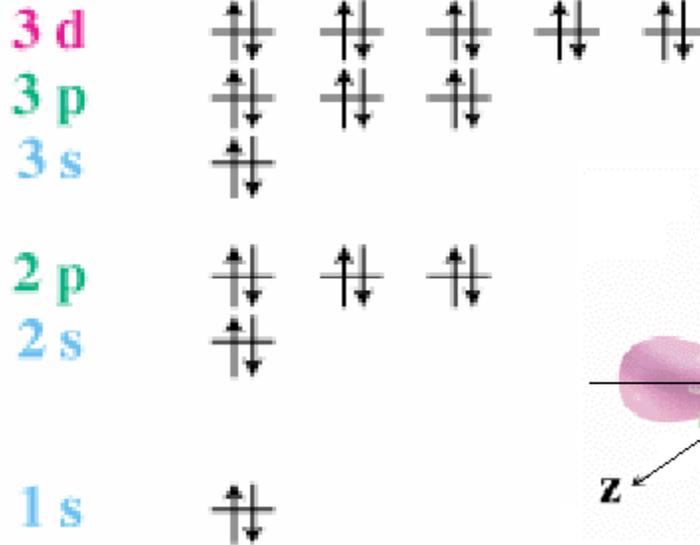
- Ogni orbitale può contenere 2 elettroni



3° guscio  
capacità: 18 elettroni

2° guscio  
capacità: 8 elettroni

1° guscio  
capacità: 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.

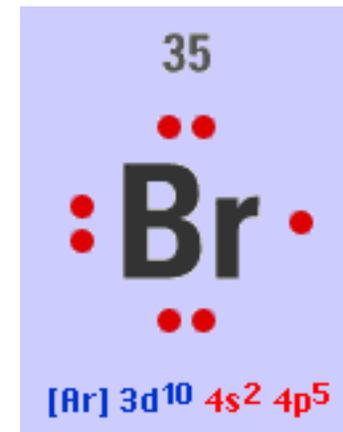
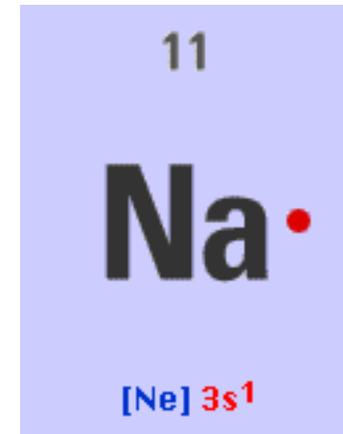
# Configurazioni elettroniche degli elementi del primo e secondo periodo

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).

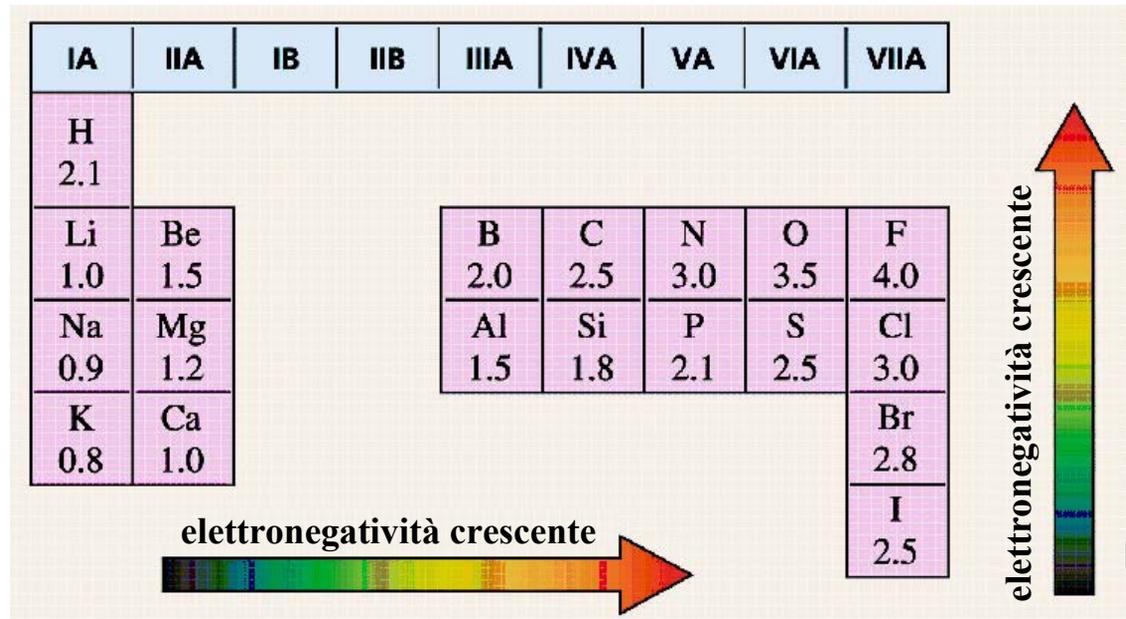
# La regola dell'Ottetto

- 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

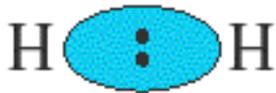
- Differenza elettronegatività ( $\Delta X$ ) degli atomi
- Generalmente:
  - Quando  $\Delta X < 0.5 \Rightarrow$  legame covalente
  - Quando  $\Delta X = 0.5 - 1.9 \Rightarrow$  legame covalente polare
  - Quando  $\Delta X > 1.9 \Rightarrow$  legame ionico

*Scala di Pauling*

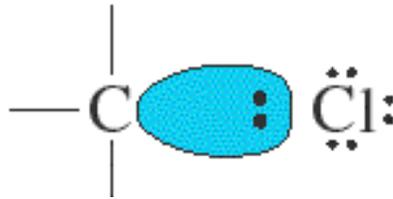


# Tipi di legami chimici

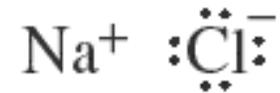
- *Legame ionico*: trasferimento di elettroni da un atomo a un altro.
- *Legame covalente*: la coppia di elettroni è condivisa da due atomi.



legame  
covalente non  
polare

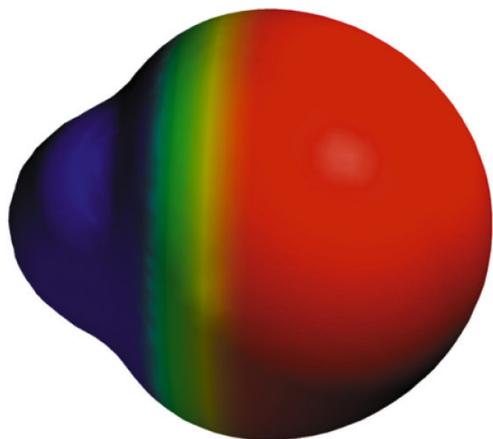


legame  
covalente  
polare



legame  
ionico

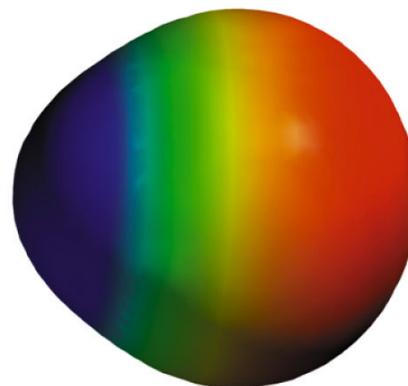
# Mappe di potenziale elettrostatico



**LiH**



**HH**



**HF**

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

potenziale  
elettrostatico  
più negativo

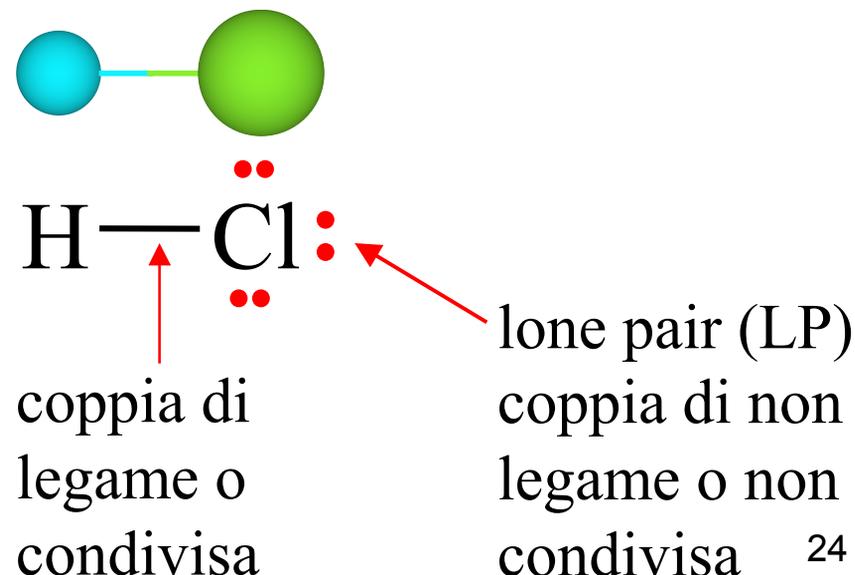
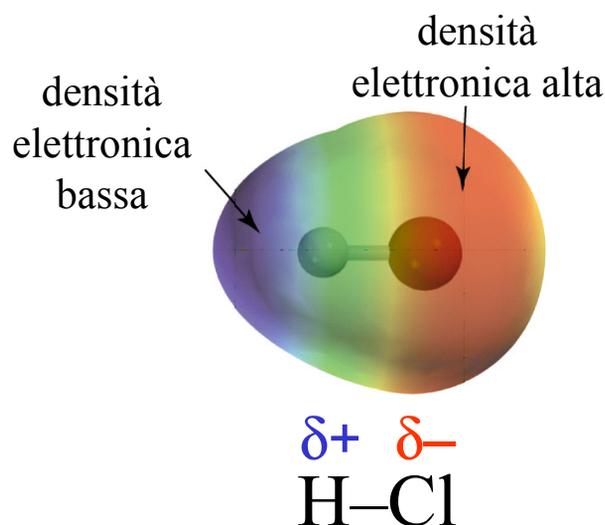
potenziale  
elettrostatico  
più positivo

# 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.



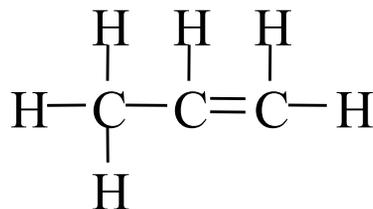
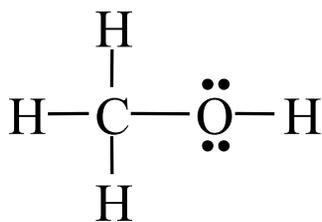
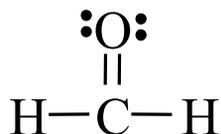
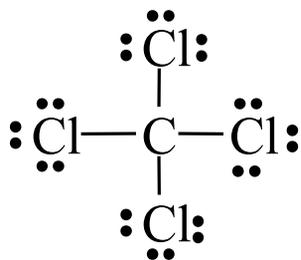
Gilbert N. Lewis  
(1875 – 1946)



# Strutture di Lewis

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