

# Lezione 4

## 3.4

### • Principali tipi di legami chimici

Modello elaborato da Lewis

***gli atomi sono legati insieme in modo che da acquistare la configurazione elettronica identica a quella del gas nobile più vicino.***

**Alias: si circonda di 8 elettroni**

3.5

- Il legame ionico

3.6

- Nomenclatura dei composti ionici

3.7

- Il legame covalente

3.8

- Nomenclatura dei composti covalenti

# Formazione di legami chimici

Obiettivo:

Raggiungere una configurazione del guscio esterno simile a quella del gas nobile più vicino

Gli atomi possono completare i gusci esterni in due modi:

Un atomo **perde** un elettrone  $\Rightarrow$  catione

Un altro atomo lo **acquista**  $\Rightarrow$  anione

il cloro (numero atomico 17) acquista un elettrone per raggiungere un guscio di valenza completo identico a quello dell'argon (numero atomico 18)



il sodio (numero atomico 11) perde un elettrone per raggiungere un guscio di valenza completo identico a quello del neon (numero atomico 10)

# Formazione di legami chimici

Obiettivo:

Raggiungere una configurazione del guscio esterno simile a quella del gas nobile più vicino

Gli atomi possono completare i gusci esterni in due modi:

Un atomo **perde** un elettrone  $\Rightarrow$  catione

Un altro atomo lo **acquista**  $\Rightarrow$  anione

Il legame chimico tra un **anione** e un **catione** è chiamato **legame ionico**.

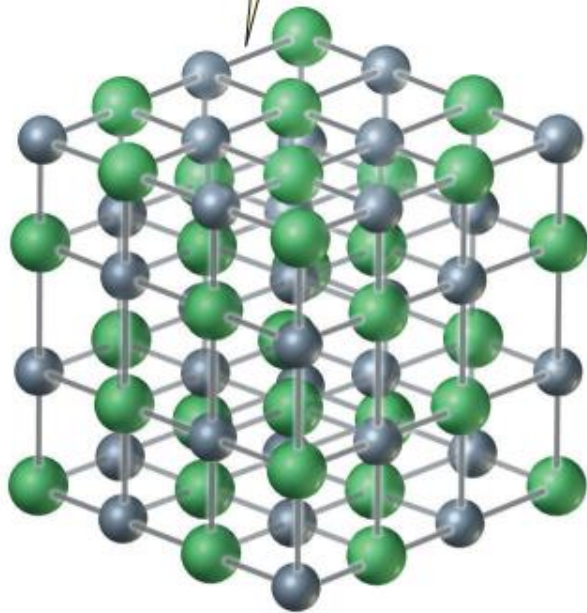


il sodio (numero atomico 11) perde un elettrone per raggiungere un guscio di valenza completo identico a quello del neon (numero atomico 10)

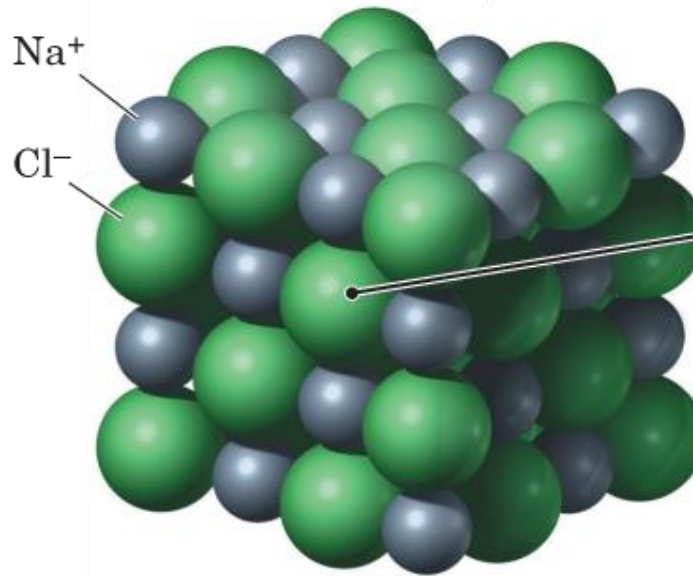
# Struttura di un solido ionico



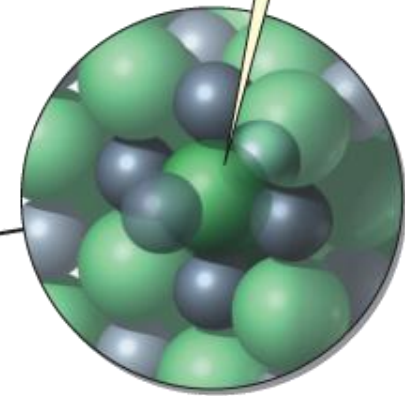
Le linee tra gli ioni nel modello a sfere e bastoncini sono semplicemente linee di riferimento per mostrare le posizioni relative degli ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .



Un modello a spazio pieno mostra più correttamente come sono disposti gli ioni.



Sei ioni sodio circondano ogni ione cloruro e viceversa.



(a)

(b)

## Struttura di un solido ionico



Per **scrivere il composto**:

Scrivere prima il catione e poi l'anione (**NaCl** e non ClNa)

Per **pronunciare il nome**:

prima il nome dell'anione, poi il nome del catione.

NaCl è: cloruro di sodio (sodio cloruro è di derivazione americana)

## Formazione di legami chimici

Gli atomi interagiscono tra loro ma non sempre si formano gli ioni!

Un atomo può **condividere** elettroni con uno o più atomi per completare il suo guscio di valenza.



Un legame chimico formato dalla **condivisione** di elettroni è chiamato **legame covalente**.

ciascun atomo di cloro (numero atomico 17) mette in comune un elettrone con un altro atomo di cloro in modo che entrambi gli atomi raggiungano un guscio di valenza completo



1. Legame Ionico
2. Legame Covalente

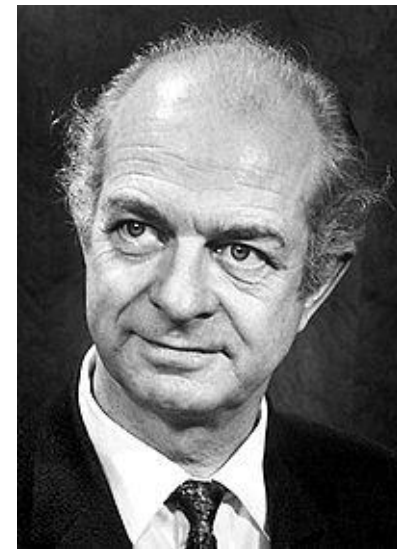
**E possibile stabilire quale tipo di legame si forma tra due atomi?**

**SI**

Necessario il confronto delle **elettronegatività** degli atomi coinvolti nel legame.

# Elettronegatività e legami chimici

*La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide con un altro atomo in un legame chimico.*



Quantificata attraverso la scala di elettronegatività di Linus Pauling (1930)

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Xe
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	

<span style="background-color: #c8e6c9; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> <1.0	<span style="background-color: #bbdefb; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> 1.5 – 1.9	<span style="background-color: #ffe0b2; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> 2.5 – 2.9
<span style="background-color: #e8f5e9; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> 1.0 – 1.4	<span style="background-color: #e1bee7; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> 2.0 – 2.4	<span style="background-color: #ffcdd2; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 20px; height: 10px;"></span> 3.0 – 4.0

# Elettronegatività e legami chimici

*La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide con un altro atomo in un legame chimico.*



Fluoro, l'elemento più elettronegativo, è assegnato il valore di elettronegatività pari a 4.0

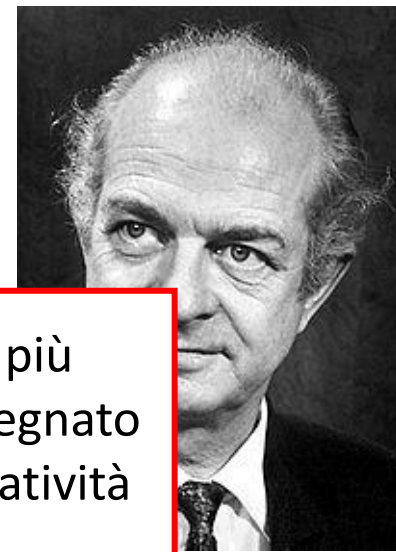
Quantificata attraverso la scala di elettronegatività (1930)

1A	2A							H 2.1					3A	4A	5A	6A	7A
Li 1.0	Be 1.5												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	

<1.0	1.0 - 1.4	1.5 - 1.9	2.0 - 2.4	2.5 - 2.9	3.0 - 4.0
------	-----------	-----------	-----------	-----------	-----------

# Elettronegatività e legami chimici



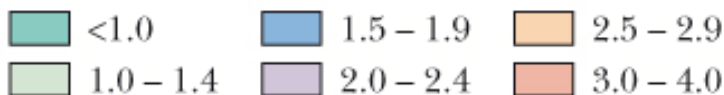
*La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che esso cond*  
*in un legame*

Valori di elettronegatività  
 relativa rispetto al fluoro

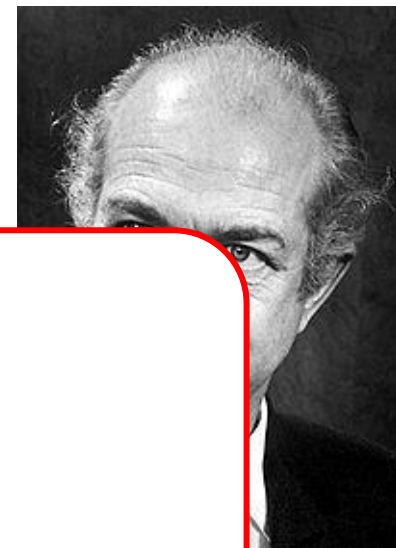
Fluoro, l'elemento più  
 elettronegativo, è assegnato  
 un valore di elettronegatività  
 pari a 4.0

Quantificata attraverso  
 (1930)

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2



# Elettronegatività e legami chimici



*La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che*

i valori di elettronegatività aumentano:

- da sinistra verso destra lungo un periodo
- dal basso verso l'alto nell'ambito di un gruppo (colonna).

Quar  
(193

1A	2A	2.1										3A	4A	5A	6A	7A	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B				1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	

<1.0	1.5 - 1.9	2.5 - 2.9
1.0 - 1.4	2.0 - 2.4	3.0 - 4.0

## Elettronegatività e legami chimici

Se la differenza di elettronegatività fra i due atomi è  $\geq 1.9$ , **Legame Ionico**

Se la differenza di elettronegatività è  $< 1.9$ , **Legami Covalenti.**

Es.: legame tra il **sodio** (elettronegatività 0.9) e il **fluoro** (elettronegatività 4.0).

Differenza di elettronegatività = **3.1: LEGAME IONICO**

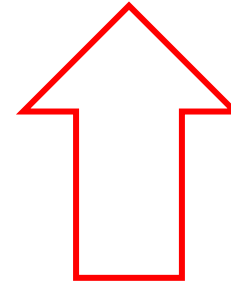
L'elettrone del Na viene trasferito nel guscio di valenza del fluoro



## Elettronegatività e legami chimici

Se la differenza di elettronegatività fra i due atomi è  $\geq 1.9$ , **Legame Ionico**

Se la differenza di elettronegatività è  $< 1.9$ , **Legami Covalenti.**



Perchè al plurale?

# Elettronegatività e legami chimici

## Legami covalenti

Un legame covalente si forma quando una o più coppie di elettroni sono condivise tra due atomi la cui differenza di elettronegatività è  $< 1.9$ .



**Es. la molecola di idrogeno ( $H_2$ )**

N.B.: gli **elettroni sono EGUALMENTE** condivisi tra i due atomi

I due nuclei hanno la **stessa elettronegatività**

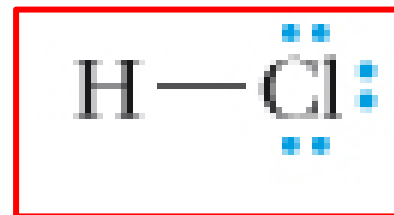
# Elettronegatività e legami chimici

## Legami covalenti

Un legame covalente si forma quando una o più coppie di elettroni sono condivise tra due atomi la cui differenza di elettronegatività è  $< 1.9$ .



**Es. la molecola di H-Cl**



Elettronegatività **H = 2.1**

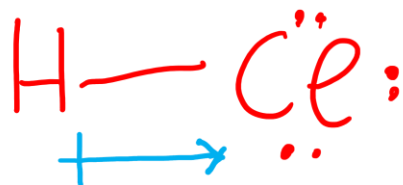
Elettronegatività **Cl = 3.0**

**Differenza elettronegatività = 0.9**

Legame covalente diverso da H-H, differenza di elettronegatività = 0

legame **covalente non polare**: gli elettroni sono **equamente** condivisi.

$\delta+$                        $\delta-$

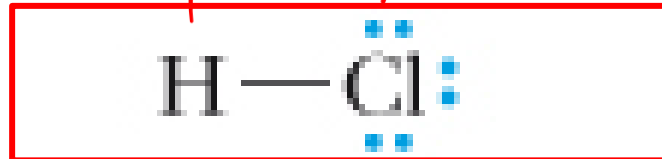


2.1

3.0

$\delta$     $\Delta$

legame **covalente polare**: gli elettroni **NON SONO** condivisi in misura eguale.



Differenza di elettronegatività  
tra gli atomi legati

Tipo di legame

Molto probabilmente formato tra

< 0.5

Covalente non polare

Due non metalli o un non metallo  
e un metalloide

da 0.5 a 1.9

Covalente polare

Un metallo e un non metallo

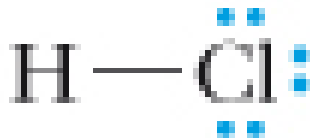
> 1.9

Ionico

# Elettronegatività e legami chimici

## Conseguenze

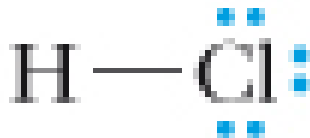
legame **covalente polare**: gli elettroni **NON SONO** condivisi in misura eguale.



Differenza di elettronegatività tra gli atomi legati	Tipo di legame	Molto probabilmente formato tra
< 0.5	Covalente non polare	Due non metalli o un non metallo e un metalloide
da 0.5 a 1.9	Covalente polare	Un metallo e un non metallo
> 1.9	Ionico	

### Conseguenze

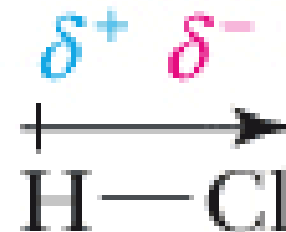
legame covalente polare, gli elettroni **NON SONO** condivisi in misura eguale.



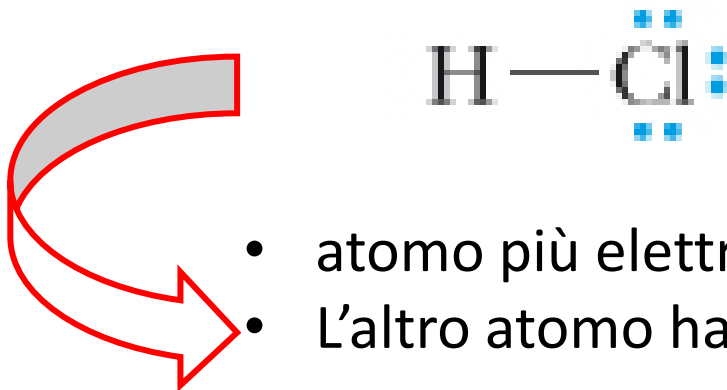
- atomo più elettronegativo  $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva  $\Rightarrow \delta^+$

# Elettronegatività e legami chimici

Simbolo del dipolo di legame: una freccia diretta verso l'estremità negativa del legame



legame covalente polare, gli elettroni **NON SONO** condivisi in misura eguale.

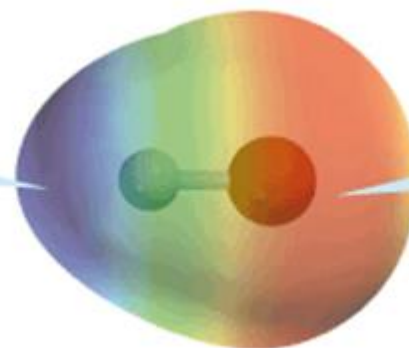


- atomo più elettronegativo  $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva  $\Rightarrow \delta^+$
- Le due cariche elettriche parziali generano un **dipolo** (due poli).

# Elettronegatività e legami chimici

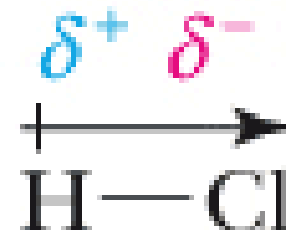
Modello di densità elettronica

il blu rappresenta bassa densità elettronica

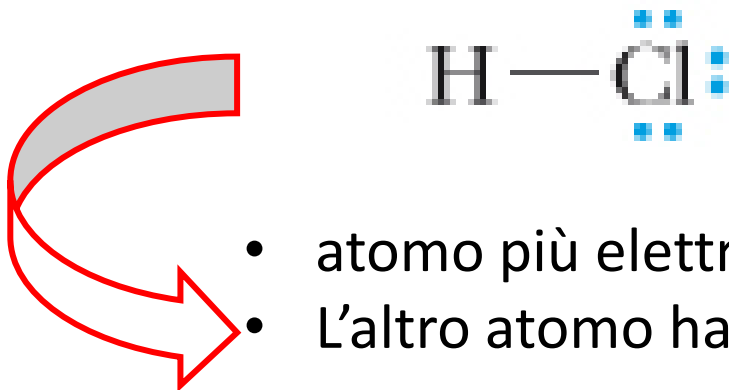


il rosso rappresenta alta densità elettronica

Simbolo del dipolo di legame: una freccia diretta verso l'estremità negativa del legame



legame covalente polare, gli elettroni **NON SONO** condivisi in misura eguale. .



- atomo più elettronegativo  $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva  $\Rightarrow \delta^+$
- Le due cariche elettriche parziali generano un **dipolo** (due poli).

# Strutture di Lewis: per un atomo

ESEMPIO:

Il carbonio, configurazione elettronica:  $1s^2 2s^2 2p^2$

Rappresentazione di Lewis a punti:



Si disegna il simbolo dell'elemento circondato da un certo numero di punti

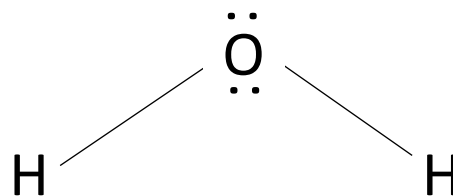
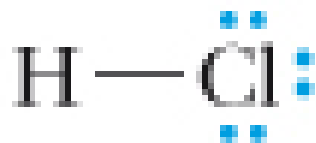
Il numero di punti rappresenta il **numero degli elettroni presenti del guscio di valenza**.

NB: il simbolo atomico rappresenta il nucleo e tutti i gusci interni pieni.

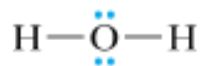
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H·							He·
Li·	Be·	B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
Na·	Mg·	Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·

## Strutture di Lewis: **per le molecole**

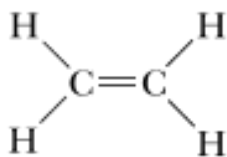
La regola dell'OTTETTO vale anche per le molecole!



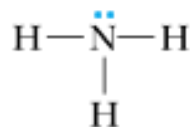
## Strutture di Lewis: per le molecole



H<sub>2</sub>O (8)  
Acqua



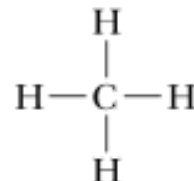
C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (12)  
Etilene



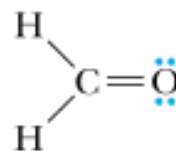
NH<sub>3</sub> (8)  
Ammoniaca



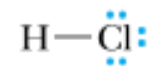
C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (10)  
Acetilene



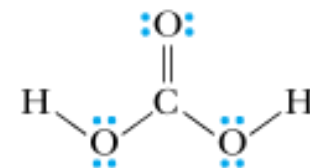
CH<sub>4</sub> (8)  
Metano



CH<sub>2</sub>O (12)  
Formaldeide



HCl (8)  
Acido cloridrico

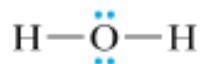


H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (24)  
Acido carbonico

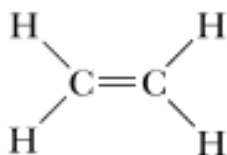
Importante:

- Atomi possono fare legami semplici e legami multipli
- **Carbonio**: sempre TETRAVALENTE (4 legami)

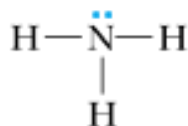
## Strutture di Lewis: per le molecole



H<sub>2</sub>O (8)  
Acqua



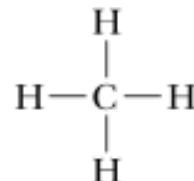
C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (12)  
Etilene



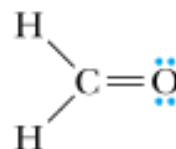
NH<sub>3</sub> (8)  
Ammoniaca



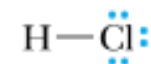
C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (10)  
Acetilene



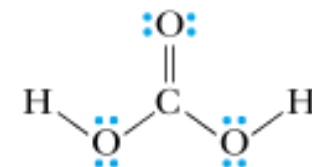
CH<sub>4</sub> (8)  
Metano



CH<sub>2</sub>O (12)  
Formaldeide



HCl (8)  
Acido cloridrico

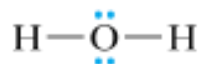


H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (24)  
Acido carbonico

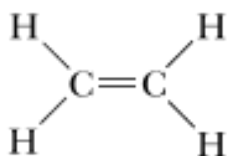
Importante:

- **Azoto**: sempre TRIVALENTE, e ha una coppia di elettroni non condivisa

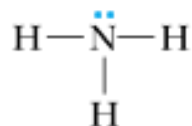
## Strutture di Lewis: per le molecole



$\text{H}_2\text{O}$  (8)  
Acqua



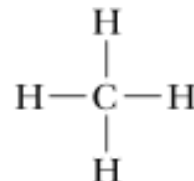
$\text{C}_2\text{H}_4$  (12)  
Etilene



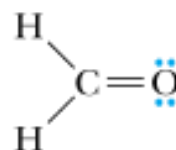
$\text{NH}_3$  (8)  
Ammoniaca



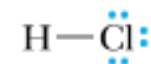
$\text{C}_2\text{H}_2$  (10)  
Acetilene



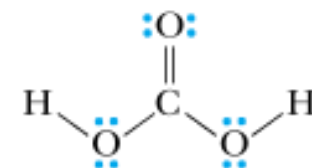
$\text{CH}_4$  (8)  
Metano



$\text{CH}_2\text{O}$  (12)  
Formaldeide



$\text{HCl}$  (8)  
Acido cloridrico

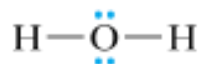


$\text{H}_2\text{CO}_3$  (24)  
Acido carbonico

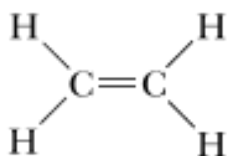
Importante:

- **Ossigeno**: sempre BIVALENTE, e ha due coppie di elettroni non condivise

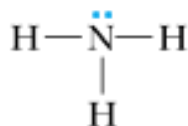
## Strutture di Lewis: per le molecole



H<sub>2</sub>O (8)  
Acqua



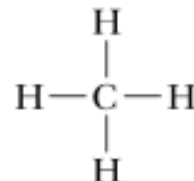
C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (12)  
Etilene



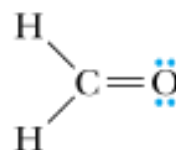
NH<sub>3</sub> (8)  
Ammoniaca



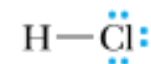
C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (10)  
Acetilene



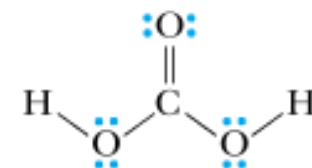
CH<sub>4</sub> (8)  
Metano



CH<sub>2</sub>O (12)  
Formaldeide



HCl (8)  
Acido cloridrico



H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (24)  
Acido carbonico

Importante:

- **Alogeni** (F, Cl, Br, I): sempre **MONOVALENTI** (nella chimica organica) e tre coppie di elettroni non condivise

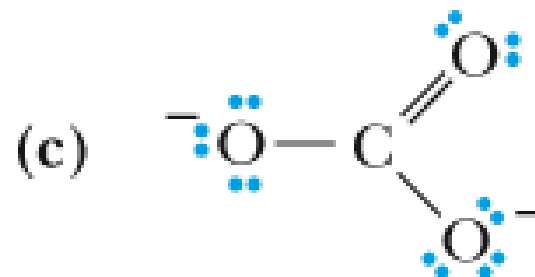
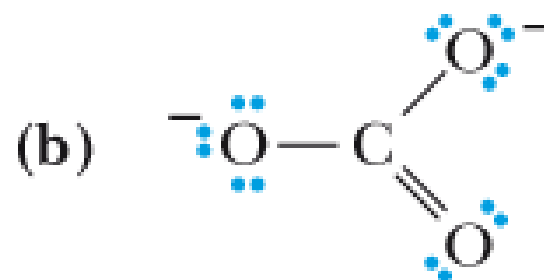
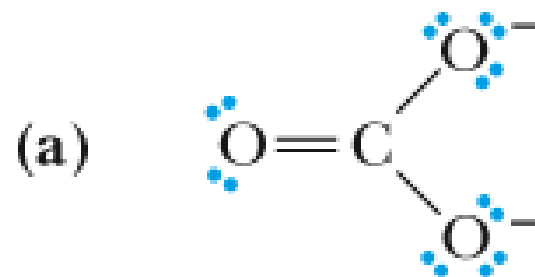


## La risonanza

Per molte molecole e ioni non è possibile scrivere una sola struttura di Lewis

Es. ione carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$   
tre strutture diverse

- un carbonio legato a tre atomi di ossigeno
- combinazione di un legame doppio e due legami semplici.
- **In teoria:** i tre legami carbonio-ossigeno non sono uguali

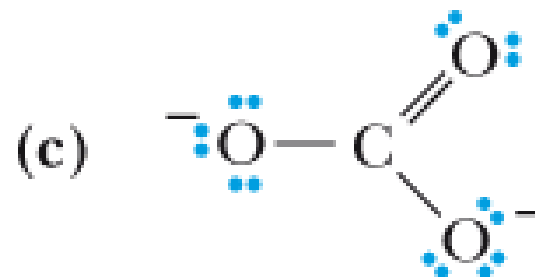
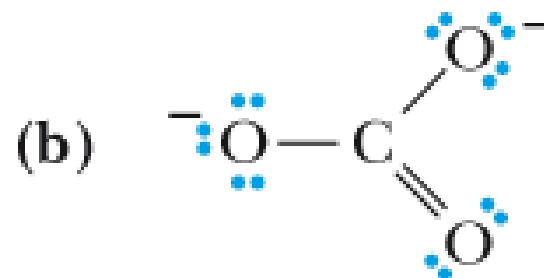
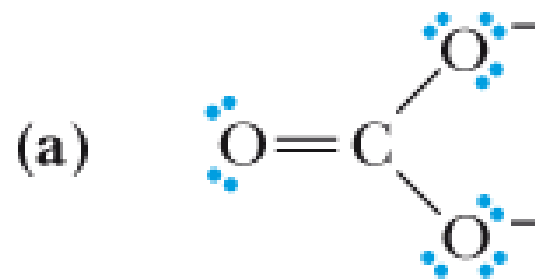


## La risonanza

Per molte molecole e ioni non è possibile scrivere una sola struttura di Lewis

Es. ione carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$   
tre strutture diverse

- **Realtà sperimentale:** i tre legami carbonio-ossigeno sono identici (uguale lunghezza, uguale energia di legame, uguale carica).
- **Realtà sperimentale prevista dalla Teoria della Risonanza**

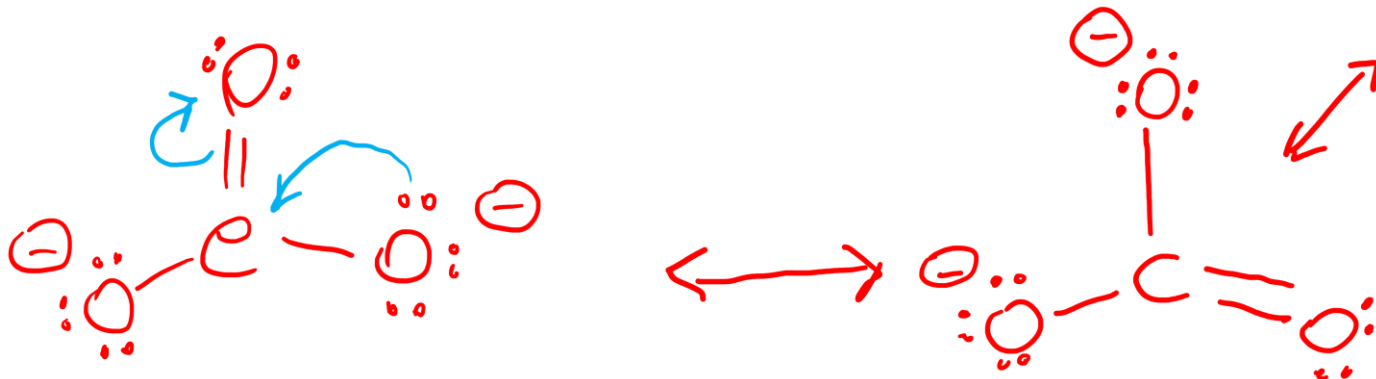


## La teoria della risonanza

sviluppata da Linus Pauling negli anni '30 del secolo scorso.

«*Molte molecole e molti ioni NON sono descritti da una sola struttura chimica, MA dalla **combinazione** di due o più strutture di*

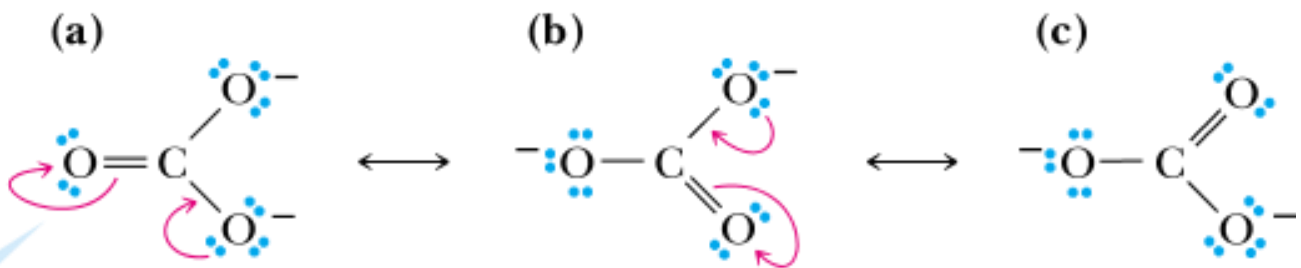
*Lewis*



# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise

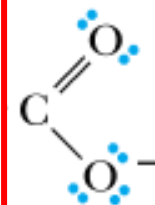
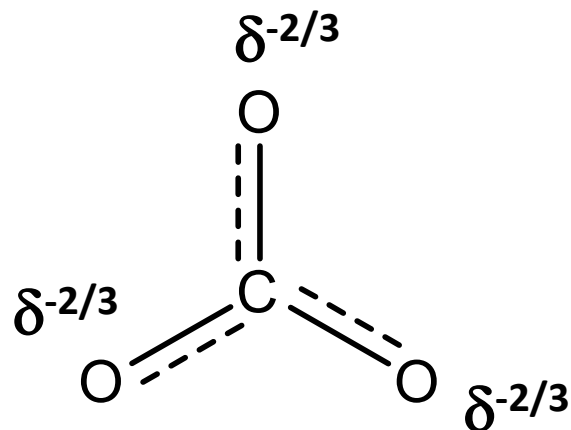


- Le singole strutture di Lewis sono dette **strutture limite di risonanza**.
- Le varie strutture limite di risonanza sono interconnesse da **frecce a doppia punta**.
- La struttura reale della molecola è un ibrido delle strutture limite.
- La struttura reale è detta: **ibrido di risonanza**

# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise

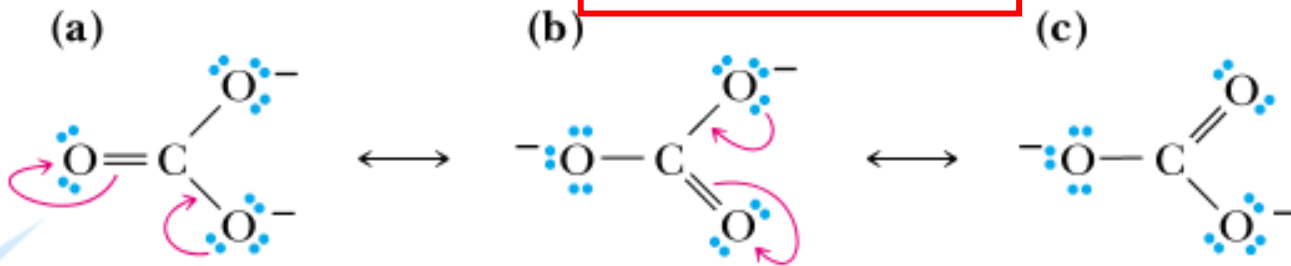


- Le singole strutture di Lewis sono dette **strutture limite di risonanza**.
- Le varie strutture limite di risonanza sono interconnesse da **frecce a doppia punta**.
- La struttura reale della molecola è un ibrido delle strutture limite.
- La struttura reale è detta: **ibrido di risonanza**

# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise

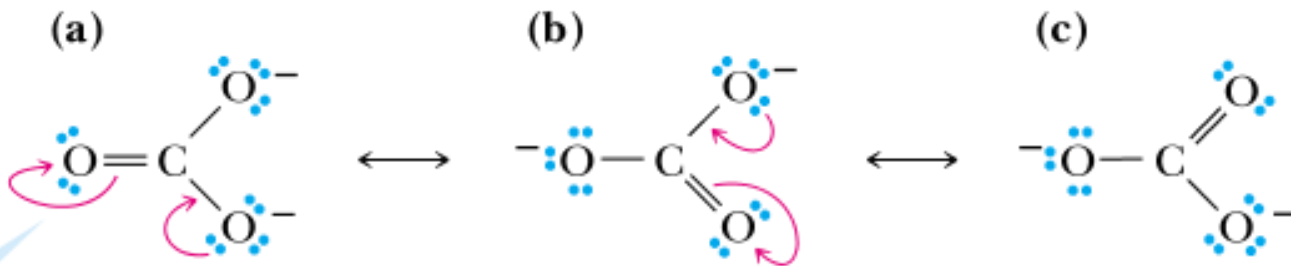


- **Non è una reazione di equilibrio**
- **Esiste UNA molecola:**
  - La vera struttura è l'ibrido (la combinazione) delle strutture limite
- Es: Il verde è ottenuto mescolando il colore giallo con il colore blu.

# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise



## Frecce curve e spostamento degli elettroni

Le strutture limiti differiscono per la distribuzione degli elettroni

La **freccia curva** mostra lo spostamento di una coppia di elettroni dal suo punto di partenza (coda della freccia) al suo punto di arrivo (punta della freccia).

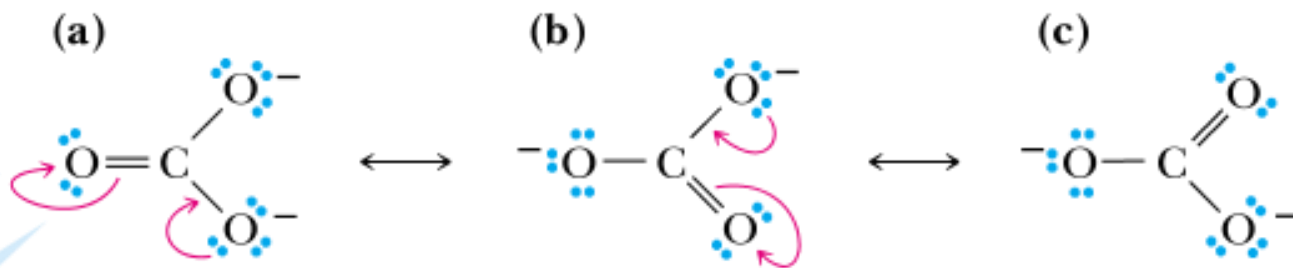
Lo spostamento parte da:

- un doppietto di atomo e forma un legame adiacente ad esso o
- parte da un legame e termina su un atomo adiacente formando un doppietto.

# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise



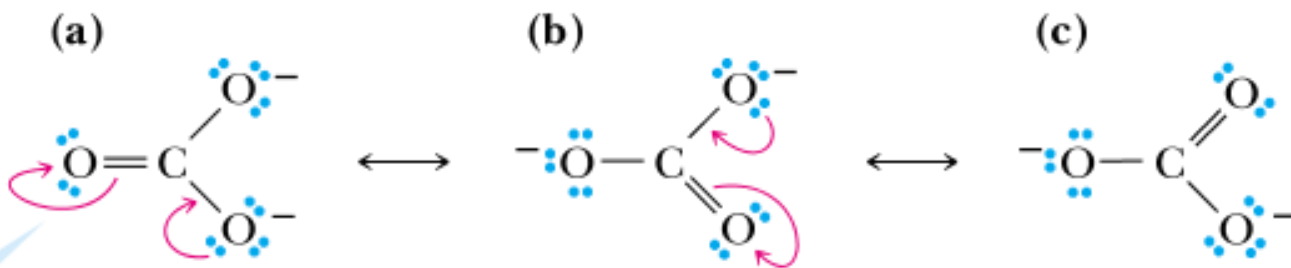
## Come scrivere le varie strutture limite

1. **Le posizioni di tutti i nuclei devono restare invariate;**
2. le strutture limite di risonanza **differiscono solo per la distribuzione degli elettroni** di valenza.
3. Tutte le strutture limite di risonanza devono avere lo **stesso numero totale di elettroni**.

# La teoria della risonanza

le frecce curve partono sempre dagli elettroni, che siano quelli che formano legami ...

... o quelli che costituiscono coppie elettroniche non condivise

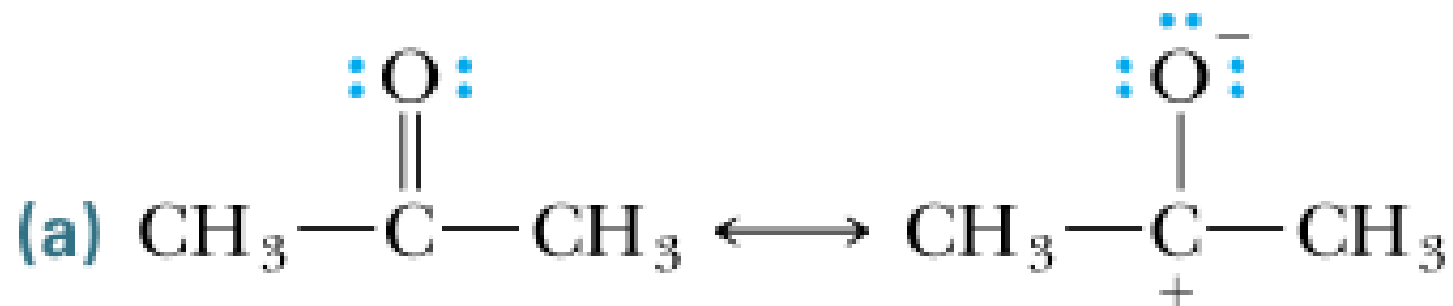


## Come scrivere le varie strutture limite

4. Tutte le strutture limite di risonanza **rispettano le regole del legame covalente:**
- 2 elettroni nel guscio di valenza dell'idrogeno e
  - non più di 8 elettroni nel guscio di valenza di un elemento del secondo periodo.

## La teoria della risonanza

Quali coppie sono strutture limite di risonanza corrette?



# La teoria della risonanza

Quali coppie sono strutture limite di risonanza

