

Lezione 3

3.2

- La regola dell'ottetto

3.3

- Nomenclatura di anioni e cationi

3.4

- Principali tipi di legami chimici

3.5

- Il legame ionico

3.6

- Nomenclatura dei composti ionici

3.7

- Il legame covalente

3.8

- Nomenclatura dei composti covalenti

3.9

- La risonanza

3.10

- Predizione degli angoli di legame

11.4

- Ibridazione dei legami

La regola dell'ottetto: elaborata nel 1916 da Lewis

8 elettroni $\Rightarrow$ stabilità

Modello semplice, ispirato dall'inerzia chimica dei gas nobili (Gruppo 8A)
Caratteristica dei Gas nobili:

guscio di valenza **COMPLETO: 8 elettroni** (tranne He)
Elio: $1s^2$; Neon: $2s^2 2p^6$; Argon: $3s^2 3p^6$; Kripto: $4s^2 4p^6$;

Tabella 2.8 Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

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·

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.

Formazione di ioni

Un atomo con **più di 5 elettroni di valenza** tende ad acquistare gli elettroni necessari per completare l'ottetto.

si trasforma in uno ione carico negativamente, chiamato **anione**.



Tabella 2.8 Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

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:

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.

Formazione di ioni

~~3~~ ~~5~~ ← GUSCIO VALENZA

Un atomo con **uno o due elettroni** nel guscio di valenza tende a perderli

Si trasforma in uno ione carico positivamente, chiamato **catione**.

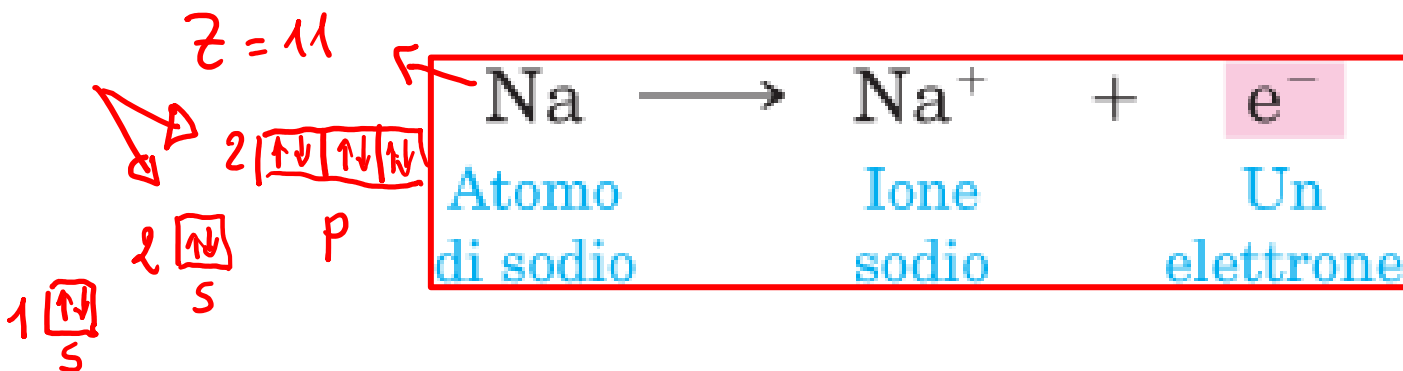


Tabella 2.8 Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

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:

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.

3.3

• Nomenclatura di anioni e cationi

Elementi dei Gruppi **1A**, **2A** e **3A** formano **un unico tipo di catione**.

Nome del metallo preceduto dalla parola “ione”

è possibile soltanto una carica.

Tabella 2.8 Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

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·

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.

Elementi di transizione: nomenclatura più complessa

Nome **sistematico**: nome metallo + carica (numero romano)

Nomenclatura **tradizionale**: suffisso **-oso** per indicare la carica più piccola e **-ico** per indicare la carica più grande

Questi suffissi sono aggiunti alla radice del nome dell'elemento.

Ione	Denominazione sistematica	Nome comune	Origine del simbolo dell'elemento o del nome comune dello ione
Cu^+	Ione rame(I)	Ione rameoso	<i>Cupr-</i> da <i>cuprum</i> , il nome latino del rame
Cu^{2+}	Ione rame(II)	Ione rameico	
Fe^{2+}	Ione ferro(II)	Ione ferroso	<i>Ferr-</i> da <i>ferrum</i> , il nome latino del ferro
Fe^{3+}	Ione ferro(III)	Ione ferrico	
Hg^+	Ione mercurio(I)	Ione mercurioso	<i>Hg</i> da <i>hydrargyrum</i> , il nome latino del mercurio
Hg^{2+}	Ione mercurio(II)	Ione mercurico	
Sn^{2+}	Ione stagno(II)	Ione stannoso	<i>Sn</i> da <i>stannum</i> , il nome latino dello stagno
Sn^{4+}	Ione stagno(IV)	Ione stannico	

Nomenclatura degli anioni monoatomici

Un anione monoatomico prende il nome aggiungendo **-uro** alla radice del nome

Tabella 3.3 Nomi degli anioni monoatomici più comuni

Anione	Radice	Nome dell'anione
F^-	<i>fluor</i>	Fluoruro
Cl^-	<i>clor</i>	Cloruro
Br^-	<i>brom</i>	Bromuro
I^-	<i>iod</i>	Ioduro
O^{2-}	<i>oss</i>	Ossido
S^{2-}	<i>sulf</i>	Sulfuro

Nomenclatura degli anioni poliatomici

Tabella 3.4 Nomi degli ioni poliatomici più comuni (i nomi comuni, se ancora usati, sono indicati tra parentesi)

Ione poliatomico	Nome	Ione poliatomico	Nome sistematico
NH_4^+	Ammonio	HCO_3^-	Idrogeno carbonato (bicarbonato)
OH^-	Idrossido	SO_3^{2-}	Solfito
NO_2^-	Nitrito	HSO_3^-	Idrogeno solfito (bisolfito)
NO_3^-	Nitrato	SO_4^{2-}	Solfato
CH_3COO^-	Acetato	HSO_4^-	Idrogeno solfato (bisolfato)
CN^-	Cianuro	PO_4^{3-}	Fosfato
MnO_4^-	Permanganato	HPO_4^{2-}	Idrogeno fosfato
CrO_4^{2-}	Cromato	H_2PO_4^-	Diidrogeno fosfato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Bicromato		

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.

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

Gli atomi interagiscono tra loro

Ognuno acquista una configurazione del guscio esterno simile a quella del gas nobile a esso 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

Entrambi raggiungono un guscio di valenza completo.

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

Gli atomi interagiscono tra loro

Ognuno acquista una configurazione del guscio esterno simile a quella del gas nobile a esso 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

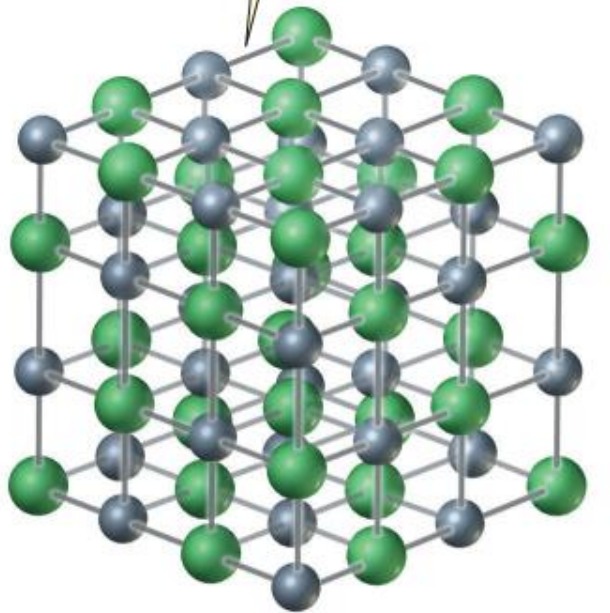
Entrambi raggiungono un guscio di valenza completo.

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

Struttura di un solido ionico

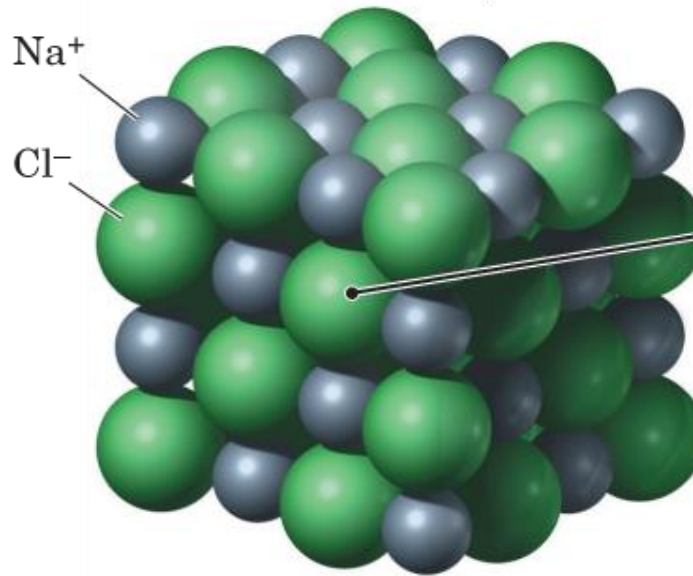


Le linee tra gli ioni nel modello a sfere e bastoncini sono semplicemente linee di riferimento per mostrare le posizioni relative degli ioni Na^+ e Cl^- .



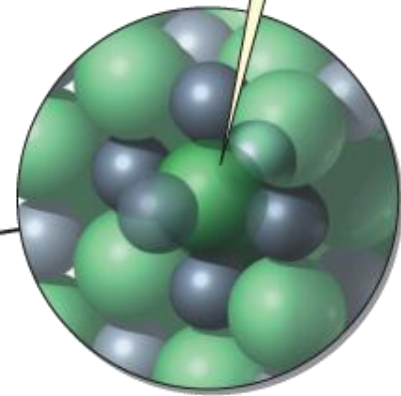
(a)

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



(b)

Sei ioni sodio circondano ogni ione cloruro e viceversa.



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!

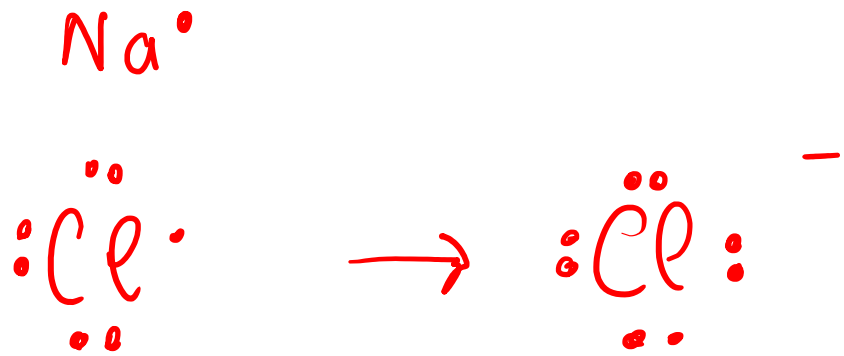
Un atomo può **condividere** elettroni con uno o più atomi per completare il suo guscio di valenza.

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?

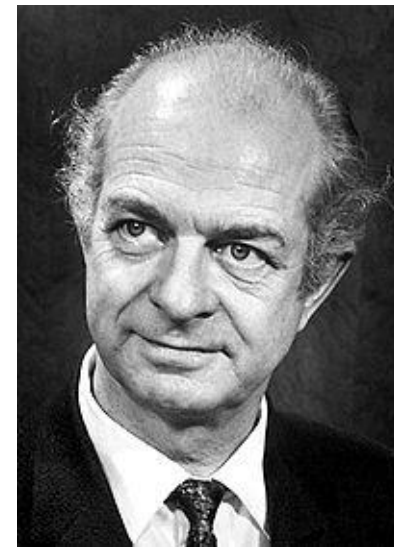
SI

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

Elettronegatività e legami chimici

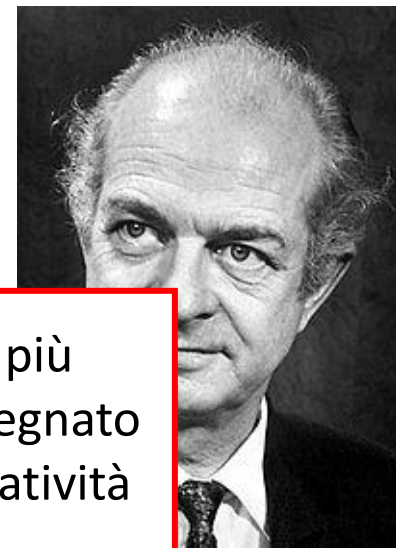
La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide con un altro atomo in un legame chimico.

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



																H 2.1									
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									
<1.0		1.0 – 1.4		1.5 – 1.9		2.0 – 2.4		2.5 – 2.9		3.0 – 4.0															

18



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

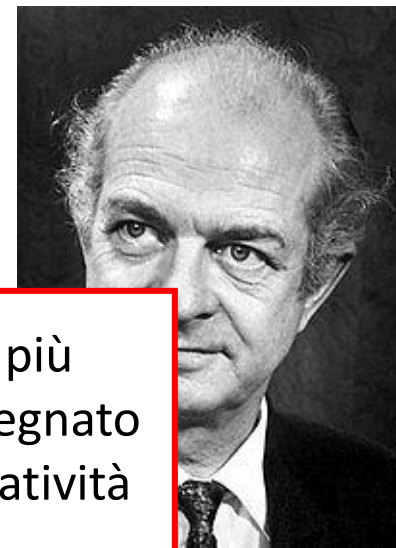
Quantificata attraverso la scala di elettronegatività (1930)

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

		H 2.1														
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			
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



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

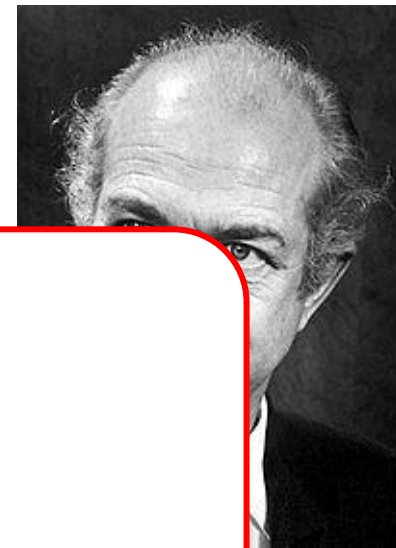
Valori di elettronegatività
relativa rispetto al fluoro

fluoro, l'elemento più
tronegativo, è assegnato
lore di elettronegatività
pari a 4.0

Quantificata attrav
(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						

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



La forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che

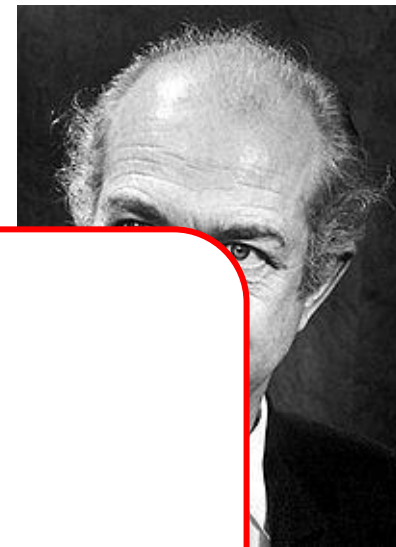
i valori di elettronegatività aumentano:

- 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



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	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	

N.B.: i valori sono indicativi.

L'elettronegatività di un atomo dipende dalla sua posizione e dal suo **stato di ossidazione**.

Es.: elettronegatività del Cu(I) in Cu_2O è 1.8, mentre l'elettronegatività del Cu(II) in CuO è 2.0.

Elettronegatività e legami chimici

Se la differenza di elettronegatività fra i due atomi è ≥ 1.9 , **Legame Ionico**

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

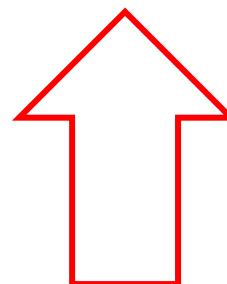
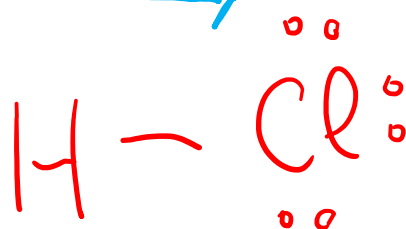
Es.: legame tra il **sodio** (elettronegatività 0.9) e il **fluoro** (elettronegatività 4.0).

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

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



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


$$= 0$$

$$\delta_+ \rightarrow \delta_-$$

$$= 0,5$$

Perchè al plurale?

2.5

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

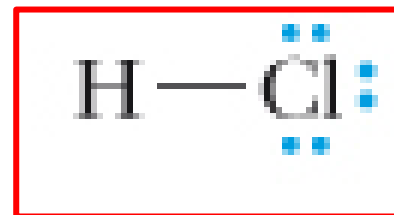
I due nuclei hanno la **stessa elettronegatività**

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

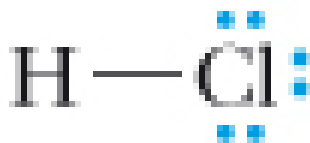
Elettronegatività e legami chimici

Esistono due tipi di Legami covalenti

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



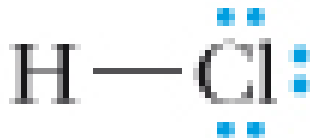
legame covalente polare: gli elettroni sono NON SONO condivisi in **misura eguale**.



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

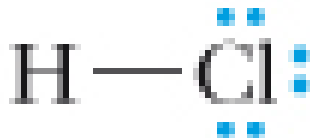
legame covalente polare: gli elettroni sono NON SONO condivisi in **misura eguale**.



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

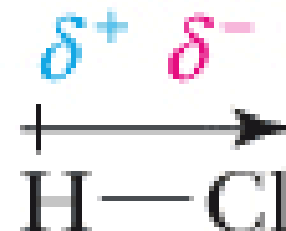
legame covalente polare, gli elettroni sono condivisi in **misura disuguale**.



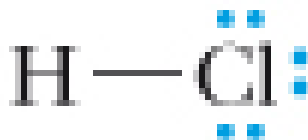
- atomo più elettronegativo $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva $\Rightarrow \delta^+$

Elettronegatività e legami chimici

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



legame covalente polare, essi sono condivisi in **misura disuguale**.

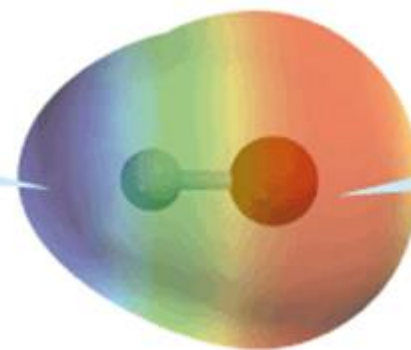


- atomo più elettronegativo $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva $\Rightarrow \delta^+$
- Le due cariche elettriche parziali generano un **dipolo** (due poli).

Elettronegatività e legami chimici

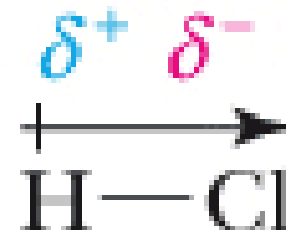
Modello di densità elettronica

il blu rappresenta bassa densità elettronica

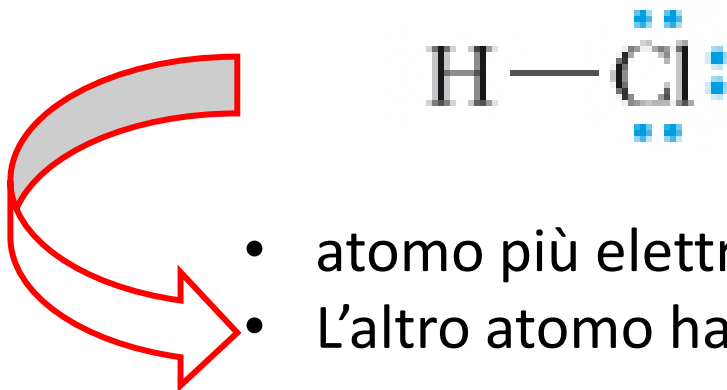


il rosso rappresenta alta densità elettronica

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



legame covalente polare, essi sono condivisi in **misura disuguale**.

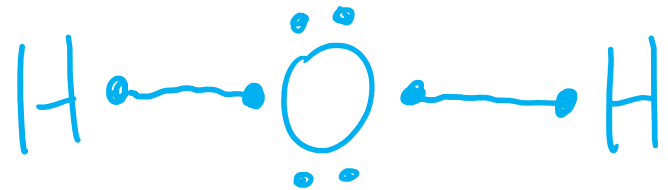


- atomo più elettronegativo $\Rightarrow \delta^-$
- L'altro atomo ha parziale carica positiva $\Rightarrow \delta^+$
- Le due cariche elettriche parziali generano un **dipolo** (due poli).

Strutture di Lewis: per un atomo

ESEMPIO:

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



Rappresentazione di Lewis a punti:

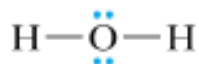
Si disegna il simbolo dell'elemento circondato da un certo numero di punti

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

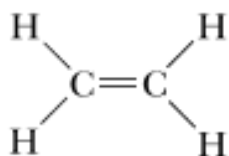
NB: il simbolo atomico rappresenta il nucleo e tutti i gusci interni pieni.

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·

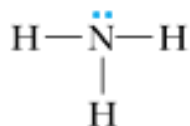
Strutture di Lewis: per le molecole



H₂O (8)
Acqua



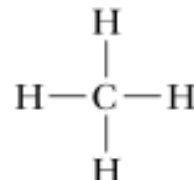
C₂H₄ (12)
Etilene



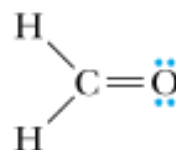
NH₃ (8)
Ammoniaca



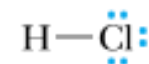
C₂H₂ (10)
Acetilene



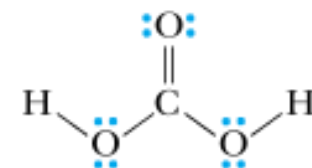
CH₄ (8)
Metano



CH₂O (12)
Formaldeide



HCl (8)
Acido cloridrico

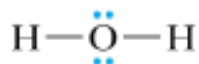


H₂CO₃ (24)
Acido carbonico

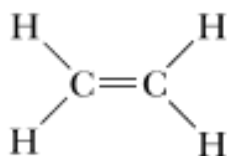
Importante:

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

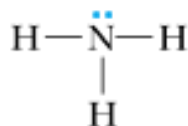
Strutture di Lewis: per le molecole



H_2O (8)
Acqua



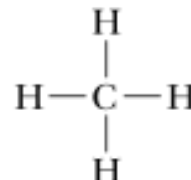
C_2H_4 (12)
Etilene



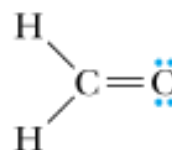
NH_3 (8)
Ammoniaca



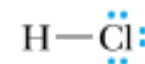
C_2H_2 (10)
Acetilene



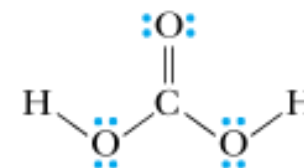
CH_4 (8)
Metano



CH_2O (12)
Formaldeide



HCl (8)
Acido cloridrico

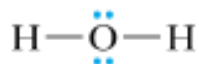


H_2CO_3 (24)
Acido carbonico

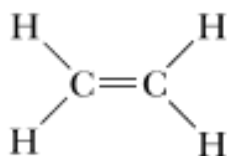
Importante:

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

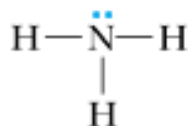
Strutture di Lewis: per le molecole



H_2O (8)
Acqua



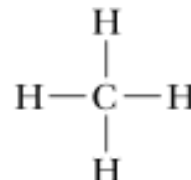
C_2H_4 (12)
Etilene



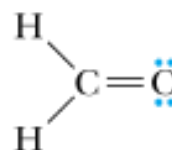
NH_3 (8)
Ammoniaca



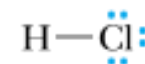
C_2H_2 (10)
Acetilene



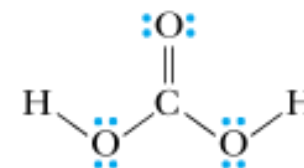
CH_4 (8)
Metano



CH_2O (12)
Formaldeide



HCl (8)
Acido cloridrico

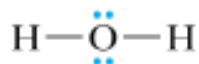


H_2CO_3 (24)
Acido carbonico

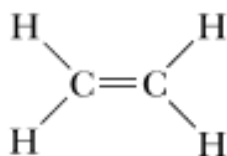
Importante:

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

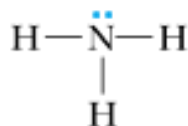
Strutture di Lewis: per le molecole



H_2O (8)
Acqua



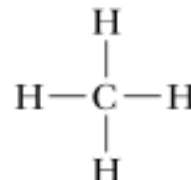
C_2H_4 (12)
Etilene



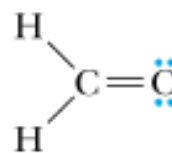
NH_3 (8)
Ammoniaca



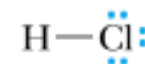
C_2H_2 (10)
Acetilene



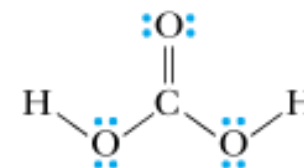
CH_4 (8)
Metano



CH_2O (12)
Formaldeide



HCl (8)
Acido cloridrico



H_2CO_3 (24)
Acido carbonico

Importante:

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

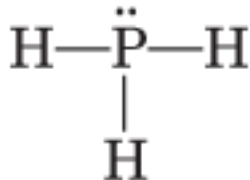
Eccezioni alla regola dell'ottetto

Il **modello di Lewis** del legame covalente valuta gli elettroni di valenza e la necessità di ogni atomo (eccetto l'idrogeno) di avere un **guscio di valenza completo con otto elettroni**.

E' sempre vero per gli elementi del secondo periodo (secondo guscio elettronico)

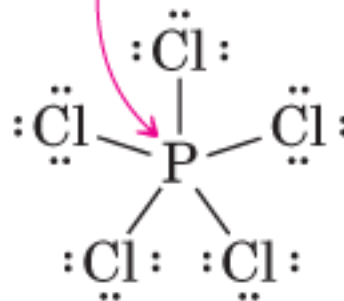
Dal terzo periodo in poi, il guscio di valenza può contenere più di otto elettroni (es. **Fosforo**)

8 elettroni
nel guscio
di valenza di P



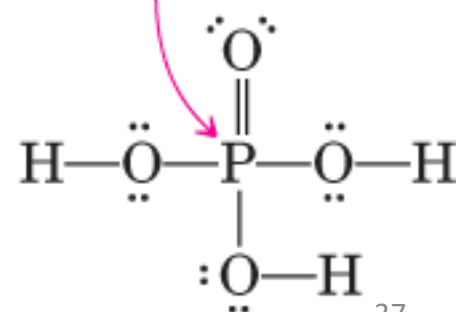
Fosfina

10 elettroni
nel guscio
di valenza di P



Pentacloruro di fosforo

10 elettroni
nel guscio
di valenza di P



Acido fosforico

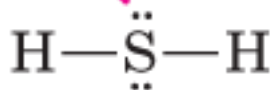
Eccezioni alla regola dell'ottetto

Il **modello di Lewis** del legame covalente valuta gli elettroni di valenza e la necessità di ogni atomo (eccetto l'idrogeno) di avere un **guscio di valenza completo con otto elettroni**.

E' sempre vero per gli elementi del secondo periodo (secondo guscio elettronico)

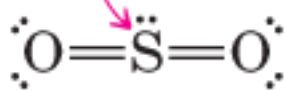
Dal terzo periodo in poi, il guscio di valenza può contenere più di otto elettroni (es. **Zolfo**)

8 elettroni
nel guscio
di valenza dello zolfo



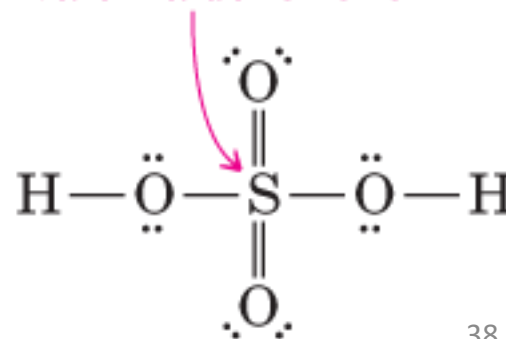
Solfuro di idrogeno

10 elettroni
nel guscio
di valenza dello zolfo



Diossido di zolfo

12 elettroni
nel guscio
di valenza dello zolfo



Acido solforico

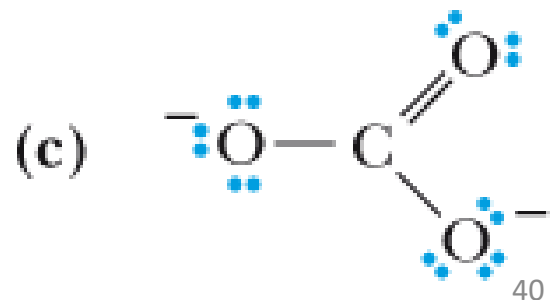
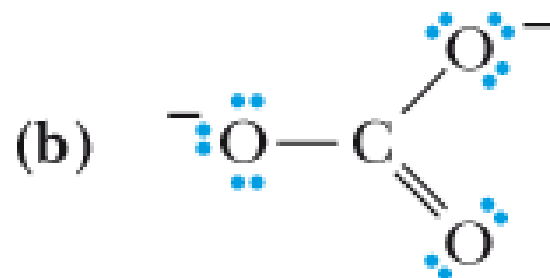
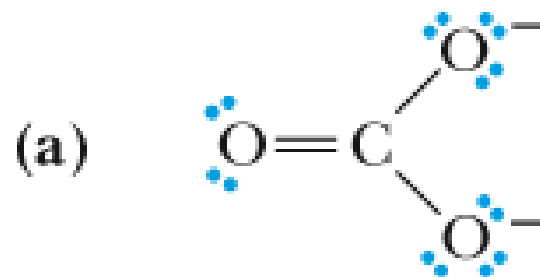


La risonanza

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

Es. ione carbonato, 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

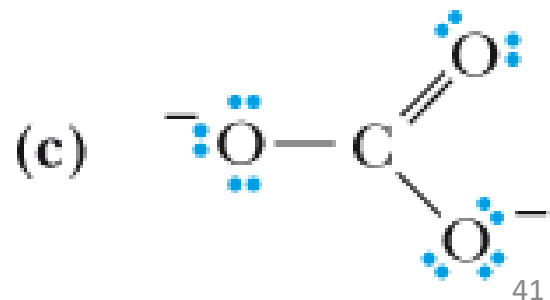
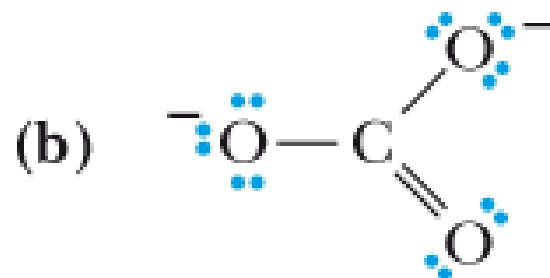
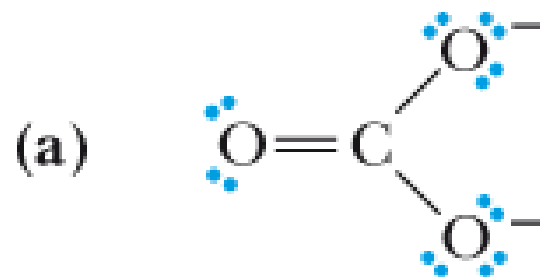


La risonanza

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

Es. ione carbonato, 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

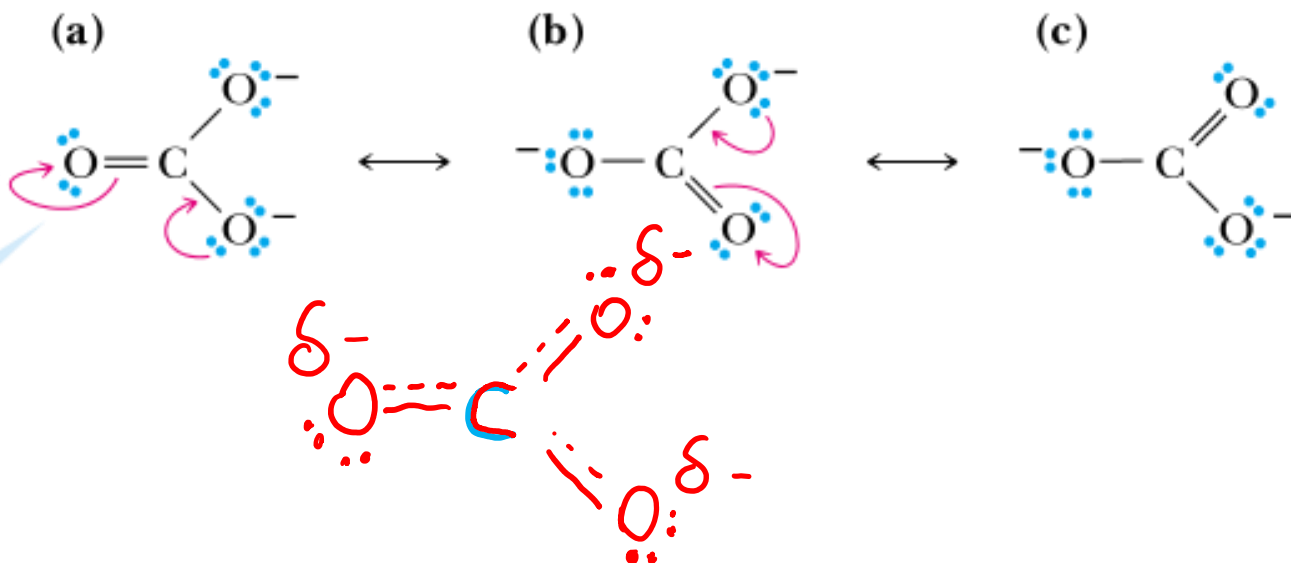
sviluppata da Linus Pauling negli anni '30 del secolo scorso.

*«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

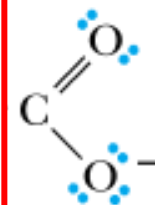
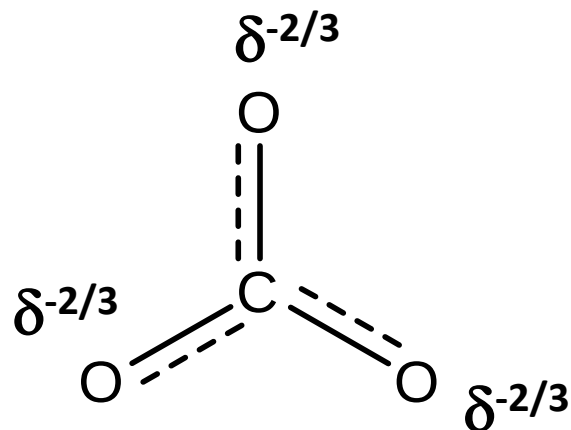


- Le singole strutture di Lewis sono dette **strutture limite di risonanza**.
- Le varie strutture limite di risonanza sono interconnesse da **frecce a doppia punta**.
- La struttura reale della molecola è un ibrido delle strutture limite.
- La struttura reale è detta: **ibrido di risonanza**

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

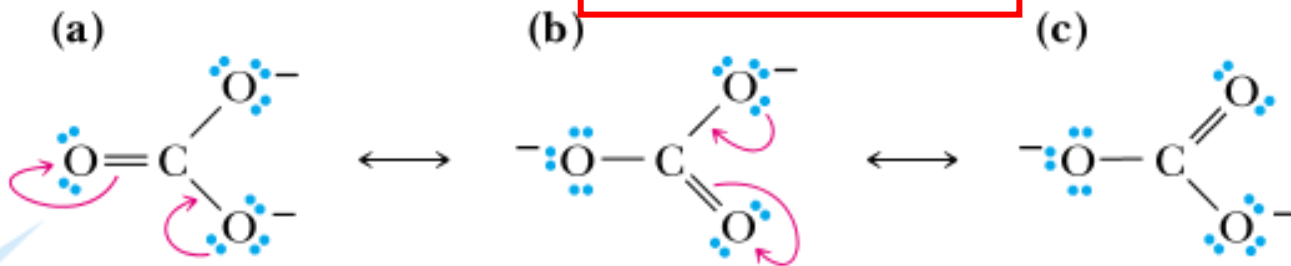


- Le singole strutture di Lewis sono dette **strutture limite di risonanza**.
- Le varie strutture limite di risonanza sono interconnesse da **frecce a doppia punta**.
- La struttura reale della molecola è un ibrido delle strutture limite.
- La struttura reale è detta: **ibrido di risonanza**

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

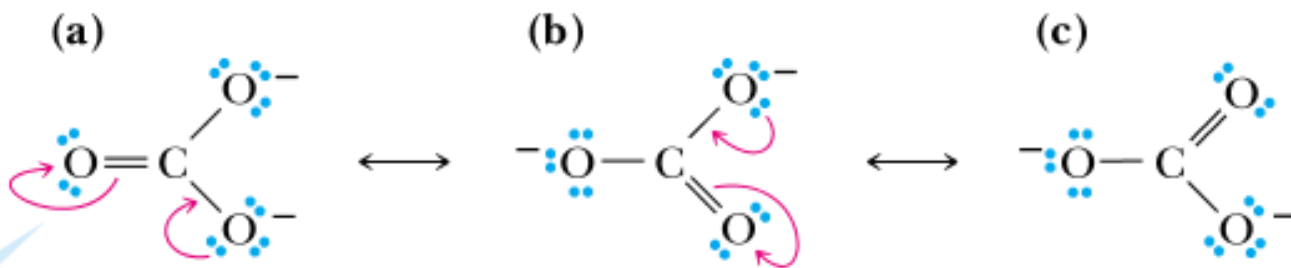


- **Non è una reazione di equilibrio**
- **Esiste UNA molecola:**
 - La vera struttura è l'ibrido (la combinazione) delle strutture limite
- Es: Il verde è ottenuto mescolando il colore giallo con il colore blu.

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).

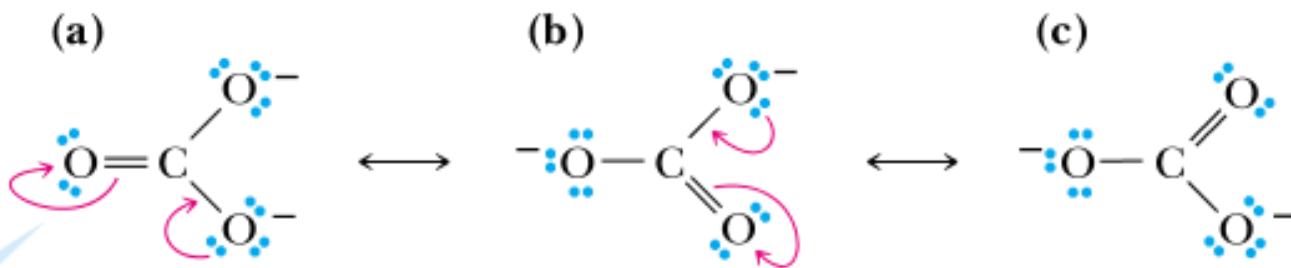
Lo spostamento parte da:

- 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



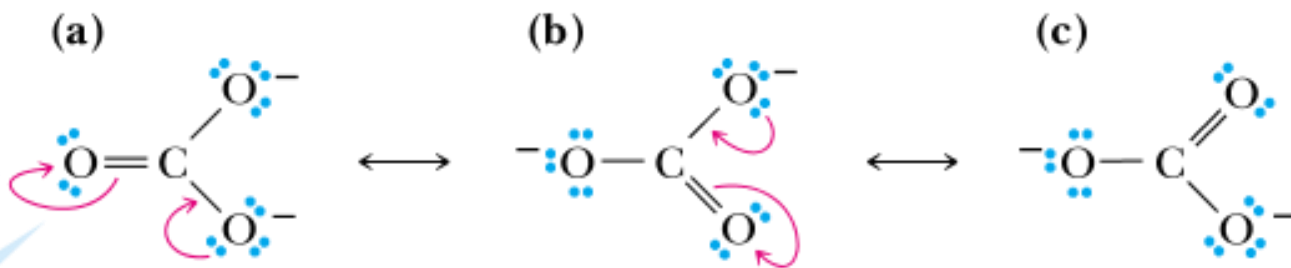
Come scrivere le varie strutture limite

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

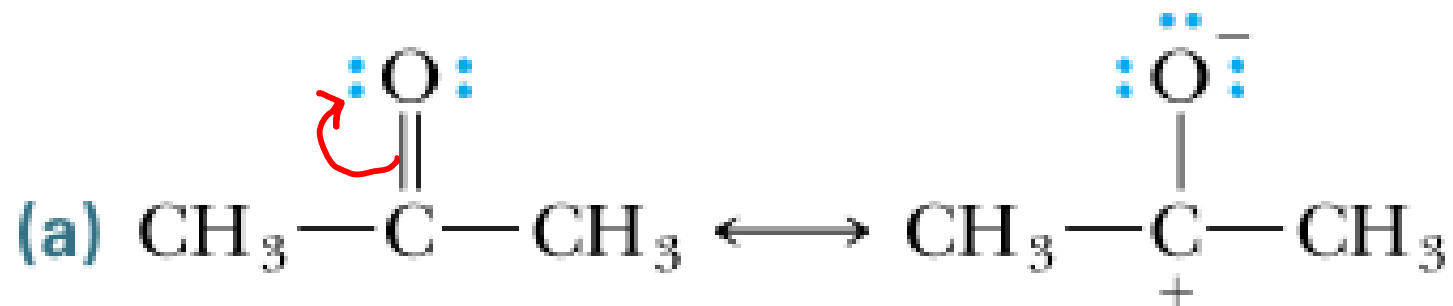


Come scrivere le varie strutture limite

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

