

Le formule di Lewis

Esempi di strutture di Lewis per molecole semplici e complesse

Formula di Lewis		<i>n.o.</i>	<i>n.o.</i>
Acido cloridrico, HCl	H:Cl	-1(Cl)	+1(H)
Acqua, H ₂ O	H:O:H	-2(O)	+1(H)
Acqua ossigenata, H ₂ O ₂	H:O:O:H	-1(O)	+1(H)
Idrogeno, H ₂	H:H	0(H)	
Difluoruro di ossigeno, OF ₂	F:O:F	-1(F)	+2(O)

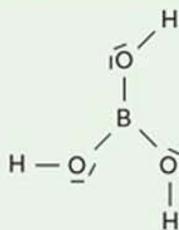
Tabella 4.1

Un elemento viene considerato tanto più ossidato quanto più elevato è il suo *n.o.*

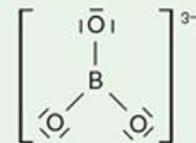
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

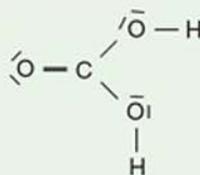
H_3BO_3 , acido (orto)borico



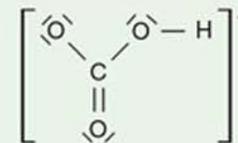
BO_3^{3-} , ione borato



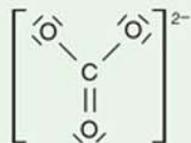
H_2CO_3 , acido carbonico**



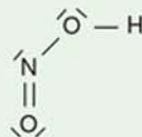
HCO_3^- , ione idrogenocarbonato



CO_3^{2-} , ione carbonato



HNO_2 , acido nitroso



NO_2^- , ione nitrito

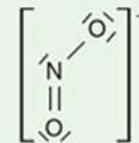


Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

HNO_3 , acido nitrico	NO_3^- , ione nitrato
H_3PO_4 , acido (orto)fosforico	H_2PO_4^- , ione diidrogenofosfato
HPO_4^{2-} , ione idrogenofosfato	PO_4^{3-} , ione (orto)fosfato
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, acido pirofosforico	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, ione pirofosfato

Tabella 4.2

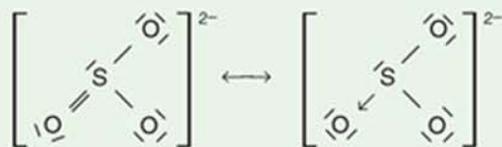
Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

$\text{H}_2[\text{HPO}_3]$, acido fosfonico o acido (orto)fosforoso		H_2PO_3^- , ione diidrogenofosfonato o ione diidrogenofosfito	
	\longleftrightarrow		\longleftrightarrow
HPO_3^{2-} , ione idrogenofosfonato o ione idrogenofosfito			
		\longleftrightarrow	
$\text{H}[\text{H}_2\text{PO}_2]$, acido fosfinico o acido ipofosforoso		H_2PO_2^- , ione diidrogenofosfinato o ione diidrogenoipofosfito	
	\longleftrightarrow		\longleftrightarrow
H_2SO_3 , acido solforoso**		HSO_3^- , ione idrogenosolfito	
	\longleftrightarrow		\longleftrightarrow

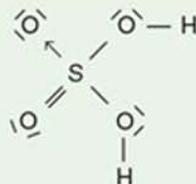
Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

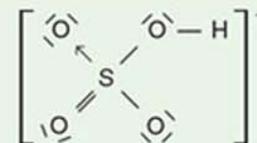
SO_3^{2-} , ione solfito



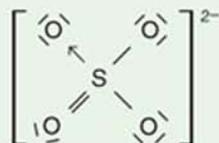
H_2SO_4 , acido solforico



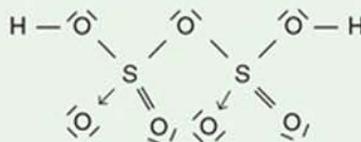
HSO_4^- , ione idrogenosolfato



SO_4^{2-} , ione solfato



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, acido disolforico



$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, ione disolfato



Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

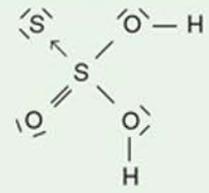
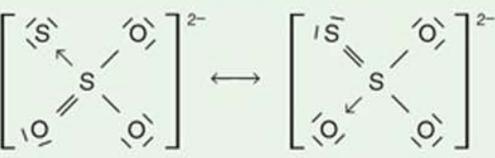
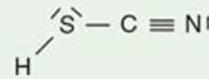
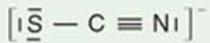
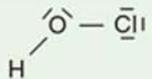
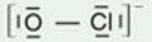
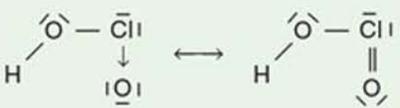
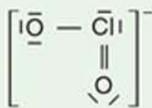
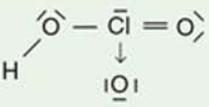
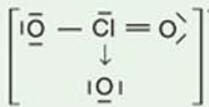
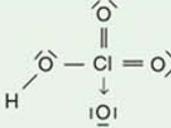
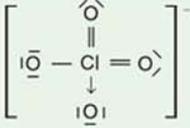
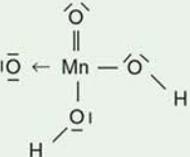
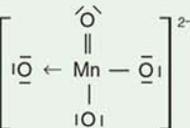
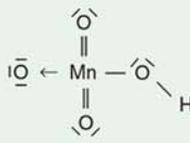
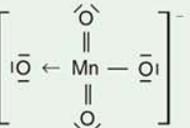
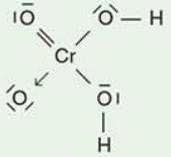
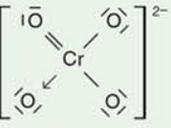
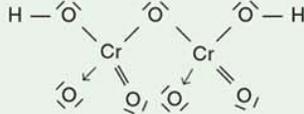
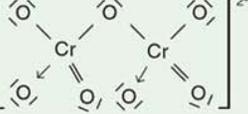
H₂S₂O₃, acido tiosolfurico	S₂O₃²⁻, ione tiosolfato
	
HSCN, acido tiocianico	SCN⁻, ione tiocianato
	
HClO, acido ipocloroso	ClO⁻, ione ipoclorito
	
HClO₂, acido cloroso	ClO₂⁻, ione clorito
	
HClO₃, acido clorico	ClO₃⁻, ione clorato
	

Tabella 4.2

Nome e struttura*
dei più importanti
ossoacidi e dei
corrispondenti anioni.

HClO₄, acido perclorico	ClO₄⁻, ione perclorato
	
H₂MnO₄, acido manganico	MnO₄²⁻, ione manganato
	
HMnO₄, acido permanganico	MnO₄⁻, ione permanganato
	
H₂CrO₄, acido cromico	CrO₄²⁻, ione cromato
	
H₂Cr₂O₇, acido dicromico	Cr₂O₇²⁻, ione dicromato
	

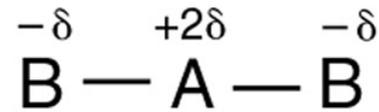
* Per non indicare tutte le strutture di risonanza di una molecola o di uno ione, sono date quelle più significative. I legami, semplici e doppi, tra l'atomo centrale e altri atomi uguali tra loro e non coinvolti in ulteriori legami si devono considerare energeticamente equivalenti, con un ordine di legame intermedio.

** Questi acidi sono presenti in concentrazione molto limitata nelle soluzioni acquose dei loro ossidi.

Le molecole poliatomiche

Bisogna tener conto di nuovi aspetti dovuti alla distribuzione dei legami tra i vari atomi nello spazio: geometria, angoli di legame e polarità della molecola.

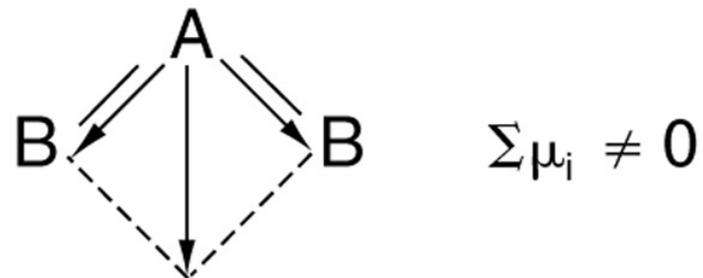
Molecola triatomica



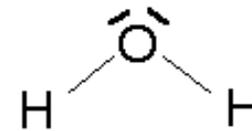
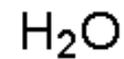
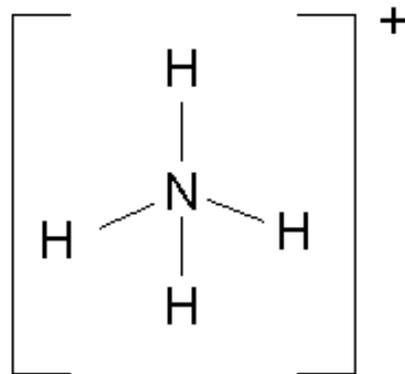
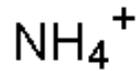
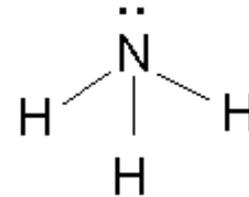
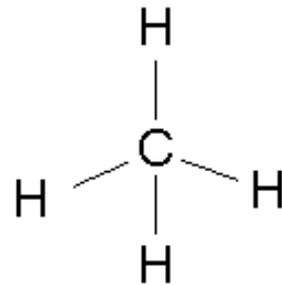
a) lineare

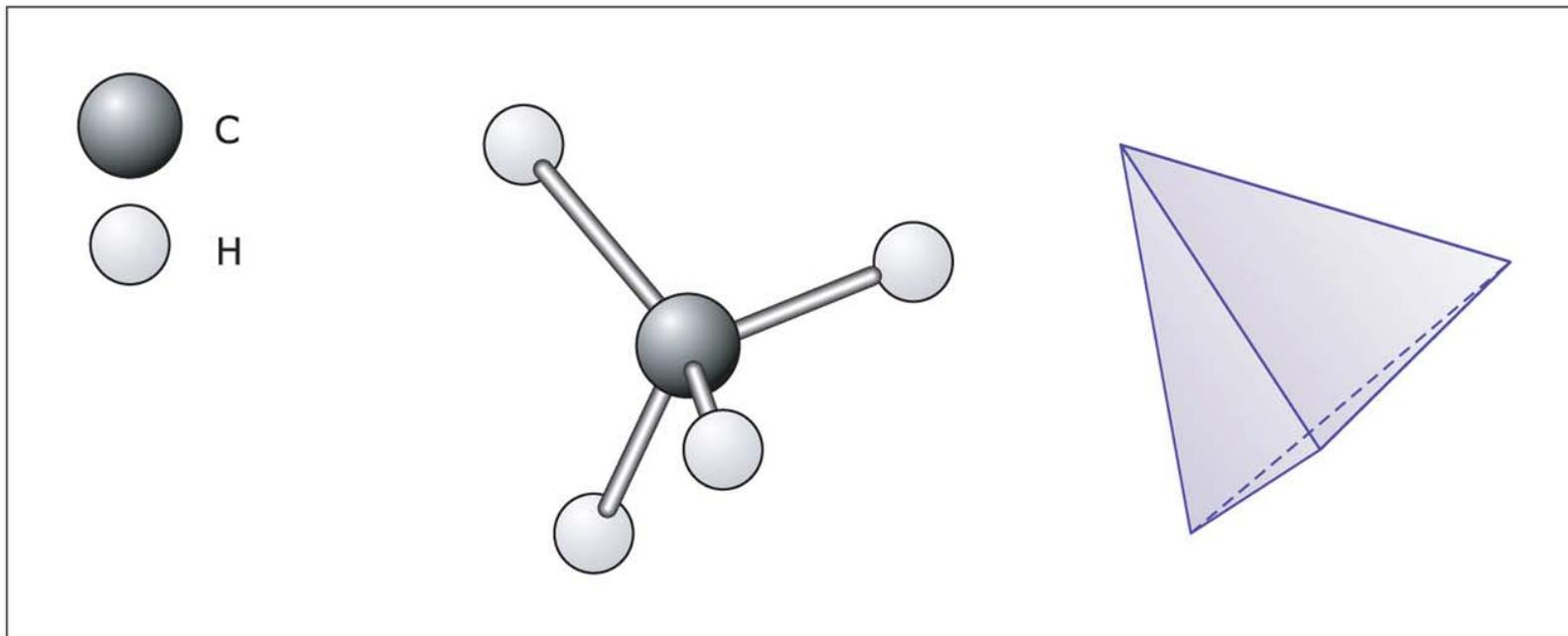


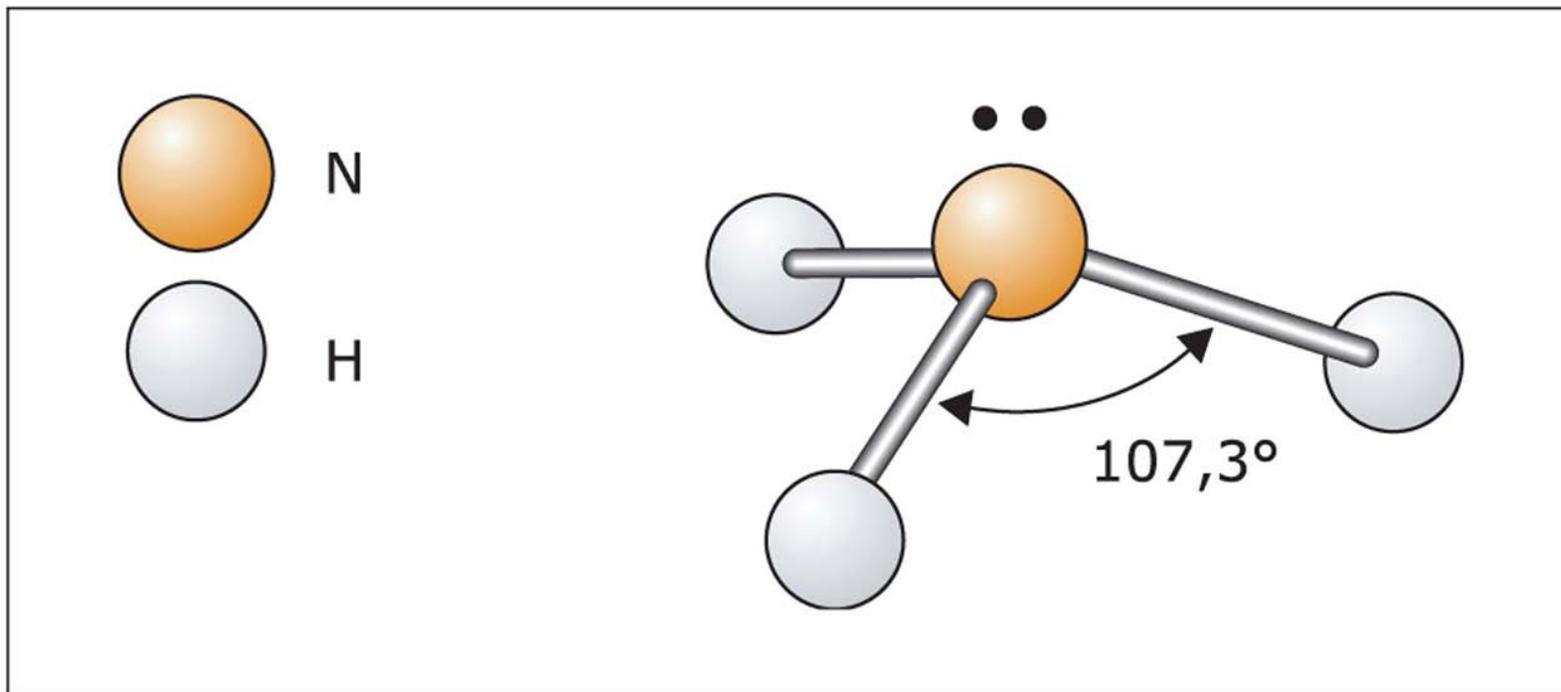
b) ad angolo

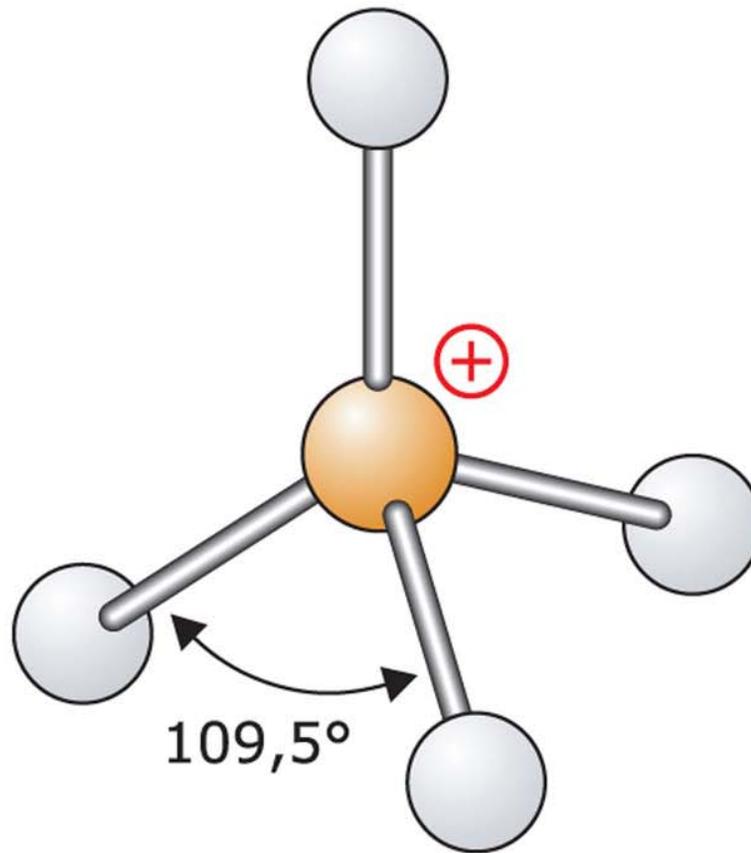
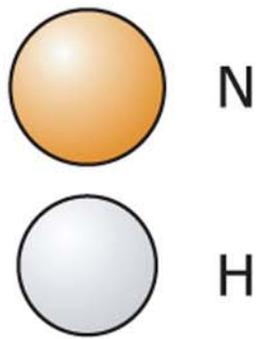


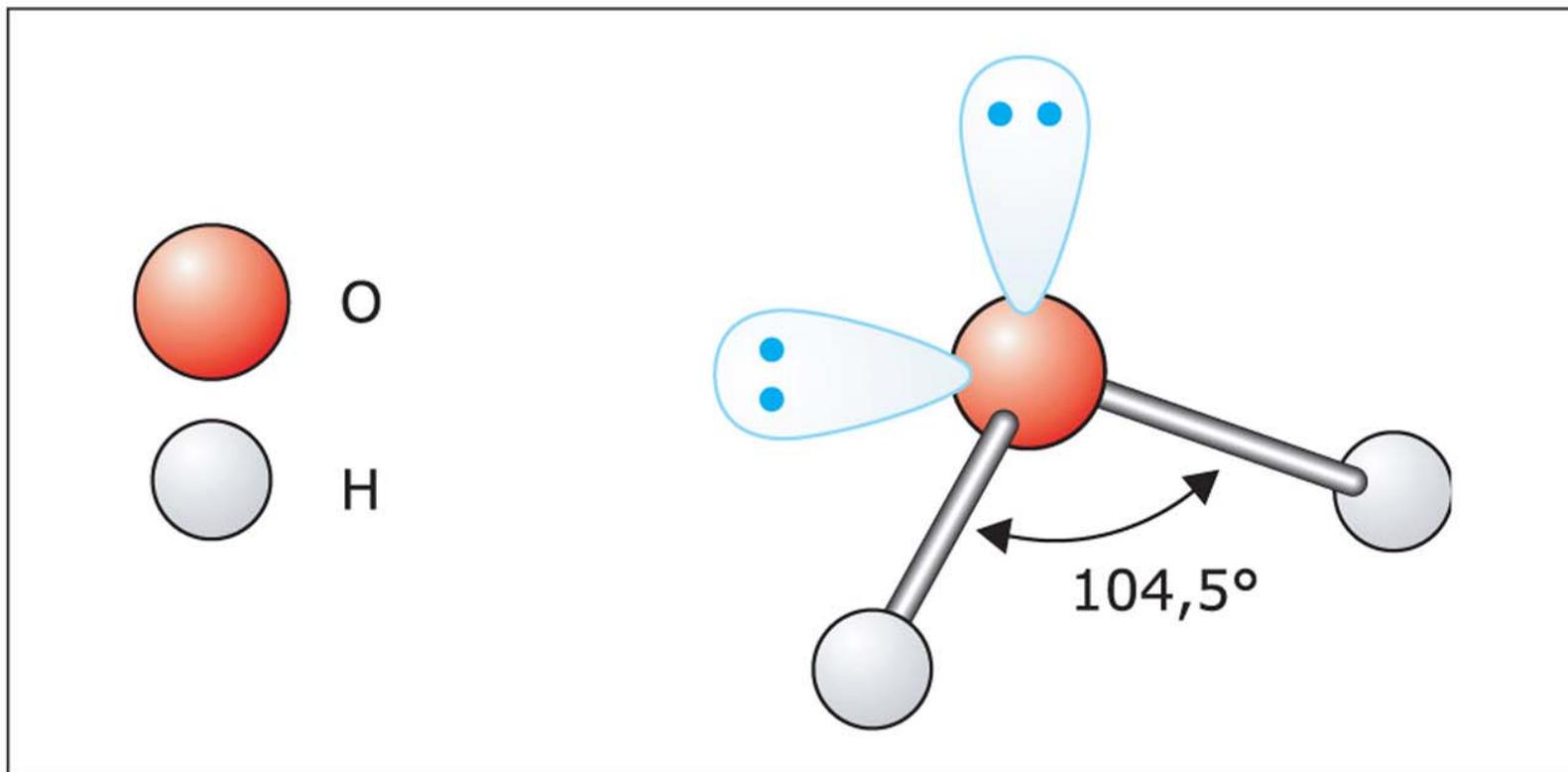
Esempi di molecole poliatomiche

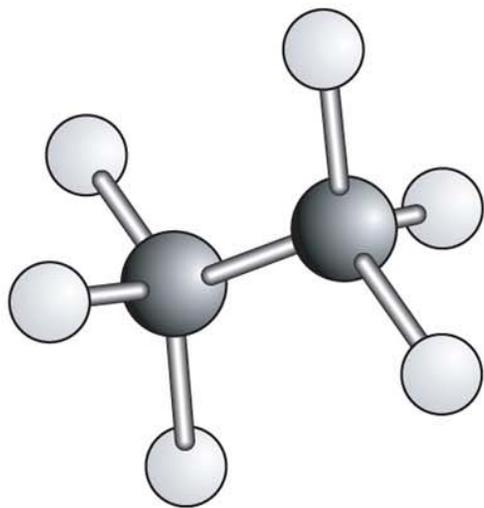
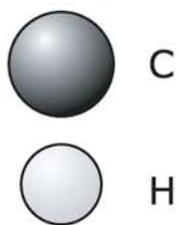




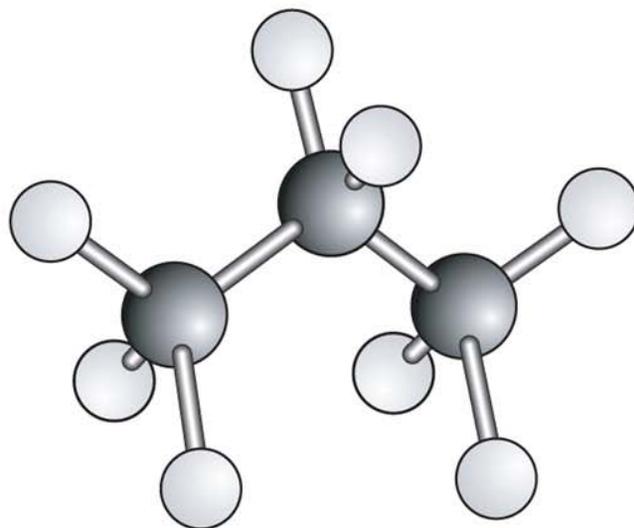




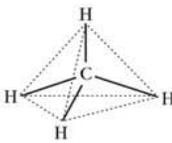
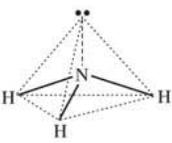
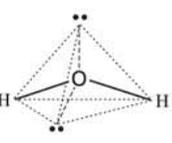


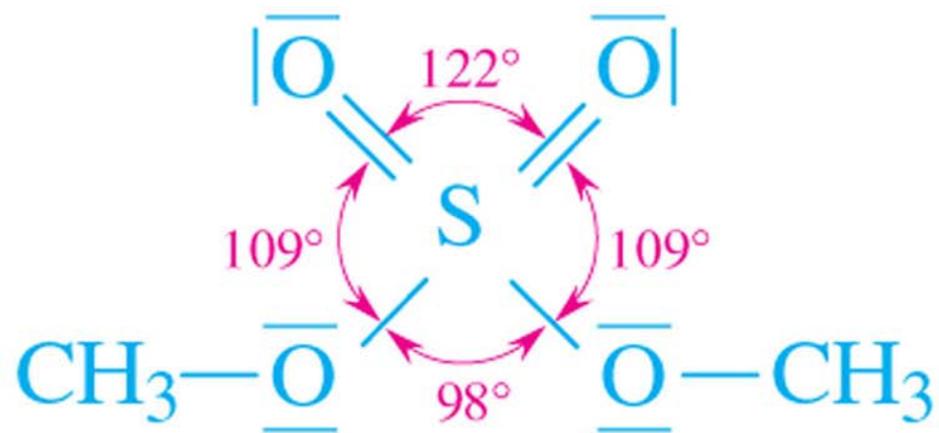


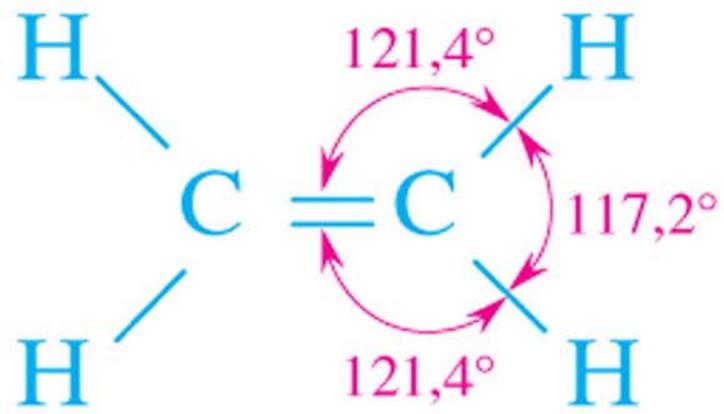
Etano

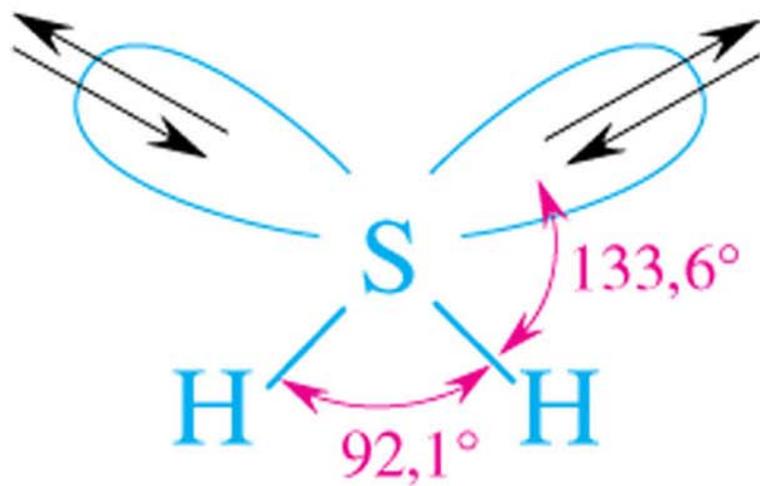


Propano

	Formula di Lewis	N. totale di coppie	Disposizione coppie	N. coppie solitarie	Forma prevista	Angolo previsto
BeH ₂	H—Be—H	2	lineare	0	H—Be—H lineare	180°
CO ₂	O=C=O	2	lineare	0	O=C=O lineare	180°
BF ₃	$\begin{array}{c} \text{F} - \text{B} - \text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	3	trigonale planare	0	$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \quad \diagdown \quad / \\ \quad \text{B} \\ \quad \\ \quad \text{F} \end{array}$ trigonale planare	120°
SO ₂	O=S=O			1	$\begin{array}{c} \quad \cdot\cdot \\ \quad \text{S} \\ \quad / \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$ angolare	≈ 120°
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	tetraedrica	0	 tetraedrica	109,5°
NH ₃	$\begin{array}{c} \quad \cdot\cdot \\ \quad \text{N} \\ \quad / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			1	 piramidale trigonale	< 109,5° (107,5°)
H ₂ O	$\begin{array}{c} \quad \cdot\cdot \\ \quad \text{O} \\ \quad / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \cdot\cdot \end{array}$			2	 angolare	<< 109,5° (104,5°)
HCl	H—Cl:			3	H—Cl:	

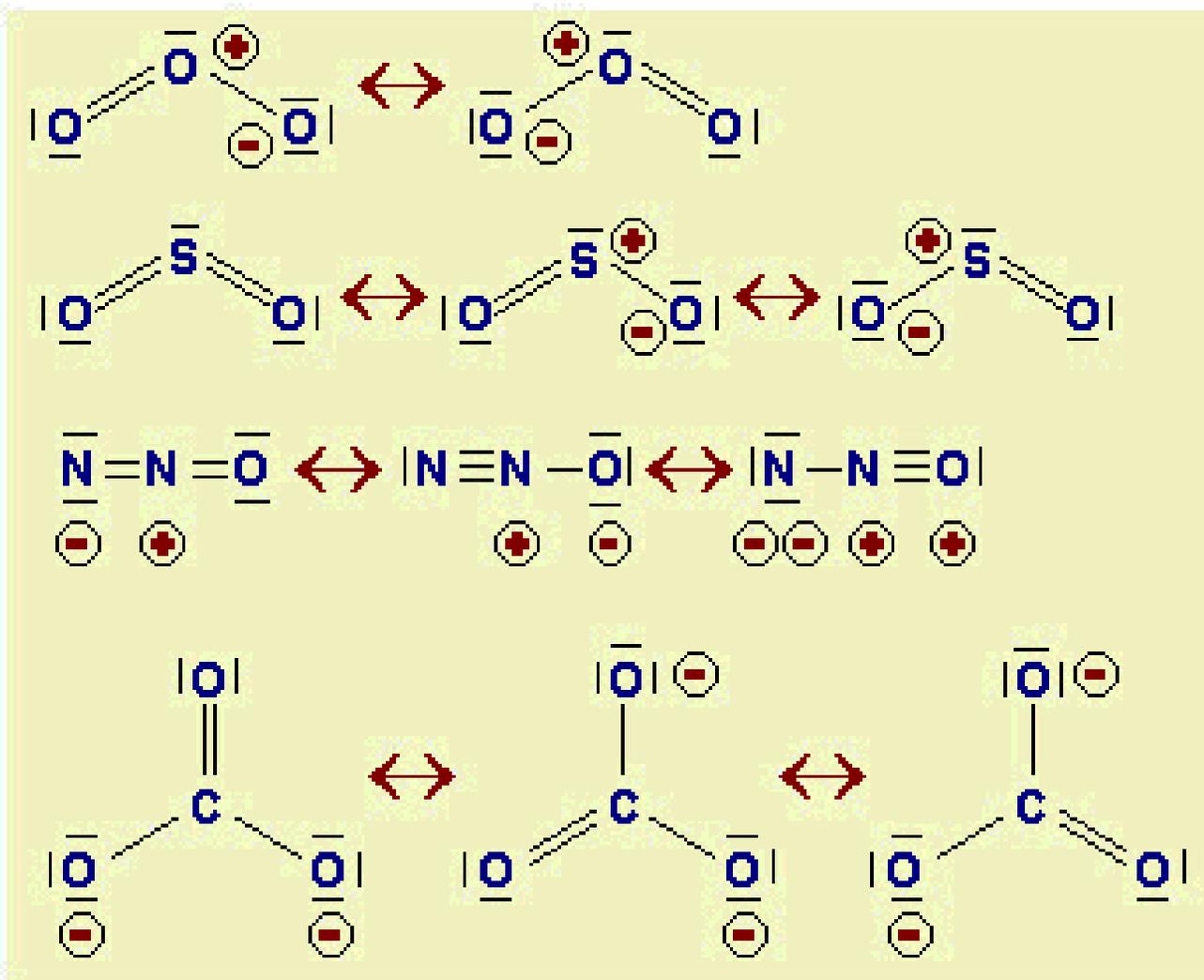






Formule di risonanza

In alcune strutture di Lewis è possibile collocare i legami multipli in più posizioni equivalenti aventi tutte la stessa energia



L'ozono O_3 ha forma angolare poiché l'ossigeno centrale ha un doppietto libero; inoltre ha una parziale carica positiva rispetto agli altri due.

Il diossido di zolfo SO_2 , chiamato comunemente anidride solforosa, ha anch'esso struttura angolare per la stessa ragione ed i due ossigeni sono perfettamente equivalenti; nella prima formula limite S è con espansione dell'ottetto.

Nel protossido di azoto N_2O , lineare, l'azoto centrale è sempre tetracovalente, perciò ha sempre una carica positiva.

Nello ione carbonato CO_3^{2-} le due cariche negative sono equamente distribuite tra i tre ossigeni e la struttura è planare trigonale.

Notare che ogni atomo (escluso S) raggiunge, in ogni formula limite, la configurazione del gas nobile (otto elettroni).