

Formule di Lewis

Per descrivere il legame può essere utile introdurre la rappresentazione semplificata di Lewis per atomi e molecole

Secondo la simbologia di Lewis gli elettroni di valenza di un atomo sono rappresentati da punti collocati attorno al simbolo dell'elemento

I punti sono collocati uno alla volta sui quattro lati del simbolo e solo successivamente accoppiati fino ad esaurire tutti gli elettroni di valenza



N.B. nella simbologia di Lewis la collocazione esatta di ogni singolo punto non ha importanza, esso può essere collocato indifferentemente su uno qualsiasi dei quattro lati

Simbologia di Lewis

Gli elettroni del guscio di valenza di un atomo sono rappresentati da punti collocati intorno al simbolo dell'elemento. Per il blocco s e p il numero degli elettroni di valenza corrisponde al gruppo di appartenenza

	IA ns^2	IIA ns^2	IIIA $ns^2 np^1$	IVA $ns^2 np^2$	VA $ns^2 np^3$	VIA $ns^2 np^4$	VIIA $ns^2 np^5$	VIIIA $ns^2 np^6$
Secondo periodo	Li•	•Be•	•B• •	•C• •	•N• ••	•O• ••	•• •F•• ••	•• ••Ne•• ••
Terzo periodo	Na•	•Mg•	•Al• •	•Si• •	•P• ••	•S• ••	•• •Cl•• ••	•• ••Ar•• ••

Costruzione delle formule di Lewis

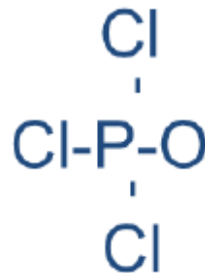
Le formule di Lewis sono rappresentazioni bidimensionali delle formule di struttura che mostrano esplicitamente sia le coppie di legame che quelle di non legame

Esse non danno informazioni sulla forma tridimensionale della molecola

Per poter scrivere la formula di Lewis di una molecola è necessario conoscere il suo scheletro cioè come sono connessi fra loro gli atomi

Per molecole semplici esso può essere previsto in base al criterio che molecole di piccole dimensioni o ioni poliatomici sono costituiti da un atomo centrale (meno elettronegativo) attorno al quale sono legati atomi a più alta elettronegatività, come O, Cl, F.

Ad esempio:



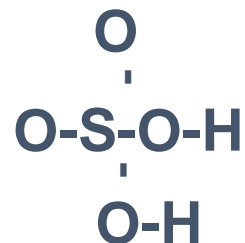
H e F sono sempre terminali (non sono mai l'atomo centrale)

Costruzione dello scheletro nelle formule di Lewis

Nel caso di ossiacidi gli idrogeni sono legati all'ossigeno



Acido solforico



scheletro

Molecole con formule simmetriche hanno in genere uno scheletro simmetrico



Dicloruro di dizolfo



scheletro

Costruzione delle formule di Lewis

- 1) **Contare il numero totale di elettroni di valenza** sommando gli elettroni di valenza di ogni atomo e tenendo conto della carica per uno ione poliatomico
- 2) **Disegnare lo scheletro della molecola** rappresentando un legame con una coppia di punti o con un trattino
- 3) **Assegnare gli elettroni agli atomi che circondano l'atomo centrale** (o gli atomi centrali) in modo da soddisfare la regola **dell'ottetto**
- 4) **Assegnare gli elettroni rimanenti all'atomo centrale** (o gli atomi centrali) sotto forma di coppie solitarie

La presenza di meno di otto elettroni sull'atomo centrale suggerisce la formazione di legami multipli secondo il criterio:

- 2 elettroni in meno un doppio legame
- 4 elettroni in meno un triplo o due doppi legami

Gli elettroni di legame dei legami multipli sono dati da coppie di elettroni degli atomi laterali. **Atomi che formano spesso legami multipli sono C N O S**

Regola dell'ottetto

Gli atomi spesso acquistano, perdono o condividono elettroni per arrivare allo [stesso numero di elettroni del gas nobile a loro più vicino](#) nella tavola periodica

I gas nobili hanno un intorno elettronico molto stabile

La tendenza di un atomo in una molecola ad avere otto elettroni nel proprio guscio di valenza è detta [regola dell'ottetto](#)

Questa regola è seguita dalla maggior parte delle molecole ma non da tutte

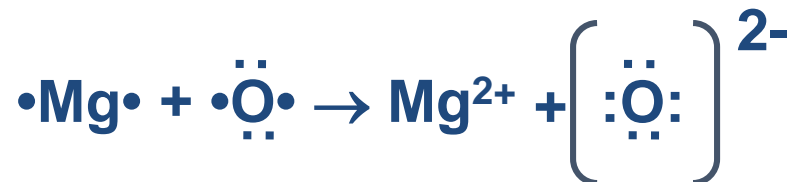
Formule di Lewis

La formazione del **legame ionico** visto prima può essere rappresentata tramite le formule di Lewis con la seguente equazione



Tale scrittura rende evidente come gli atomi assumano la configurazione elettronica di un gas nobile nella formazione degli ioni.

Analogamente:



Formule di Lewis

Un **legame covalente** è formato dalla condivisione di coppie di elettroni fra due atomi.

Ad esempio la formazione del legame covalente in H_2 può essere rappresentata:

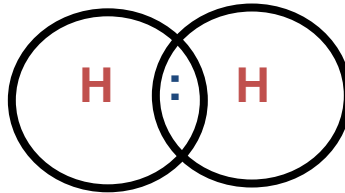


Quindi in una molecola il legame covalente viene rappresentato da una **coppia di punti fra due atomi** o, in alternativa, da una linea



Formule di Lewis

I due elettroni si trovano con elevata probabilità nella regione fra i due atomi per cui si può affermare che ciascun atomo di idrogeno di H_2 presenta la configurazione elettronica dell'elio, $1s^2$



Analogamente la formazione di molecole quali HCl o Cl_2 può essere schematizzata come



o H-Cl



o Cl-Cl

ovvero il legame covalente si forma in seguito all'accoppiamento di due elettroni disaccoppiati su ogni atomo. Ciascun atomo acquista così una configurazione elettronica di gas nobile, $1s^2$ oppure $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, stabile.

Esempi di formule di Lewis



scheletro

elettroni di valenza

$$6+7\times 2=20$$



assegnazione elettroni su atomi esterni

computo elettroni su atomo centrale

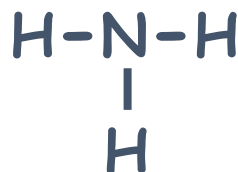
$$20-8\times 2=4$$



attribuzione coppie su atomo centrale

2 coppie

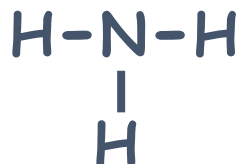
Esempi di formule di Lewis



scheletro

elettroni di valenza

$$5+1\times 3=8$$

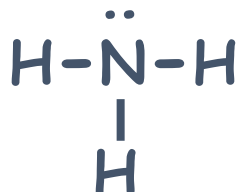


assegnazione elettroni su atomi esterni

su H doppietto non ottetto

computo elettroni su atomo centrale

$$8-2\times 3=2$$

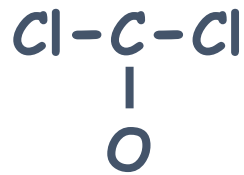


attribuzione coppie su atomo centrale

1 coppia

La coppia solitaria sull'azoto dell'ammoniaca è responsabile delle sue proprietà basiche

Esempi di formule di Lewis

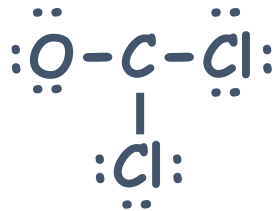


scheletro



elettroni di valenza

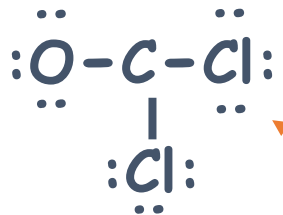
$$4+6+7\times 2=24$$



assegnazione elettroni su atomi esterni

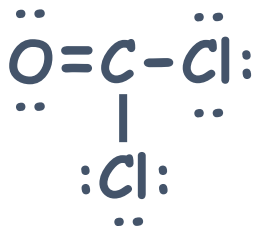
computo elettroni su atomo centrale

$$24-8\times 3=0$$



attribuzione coppie su atomo centrale: 0

su C ci sono solo sei elettroni: una coppia solitaria di O diventa legante



formazione legame doppio

Esempi di formule di Lewis



scheletro



elettroni di valenza

$$4+6\times 2=16$$



assegnazione elettroni su atomi esterni

computo elettroni su atomo centrale

$$16-8\times 2=0$$



attribuzione coppie su atomo centrale

su C ci sono solo quattro elettroni:
2 coppie solitarie di O diventa leganti



formazione di due legami doppi

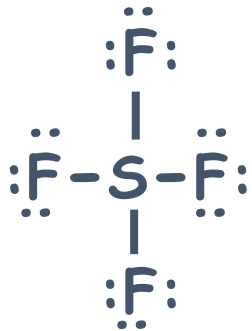
Esempi di formule di Lewis



scheletro SF_4

elettroni di valenza

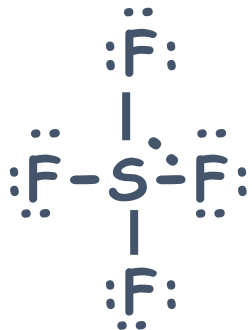
$$6+7\times 4=34$$



assegnazione elettroni su atomi esterni

computo elettroni su atomo centrale

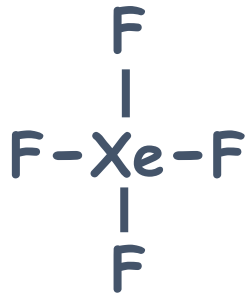
$$34-8\times 4=2$$



attribuzione coppie su atomo centrale

1 coppia

Esempi di formule di Lewis

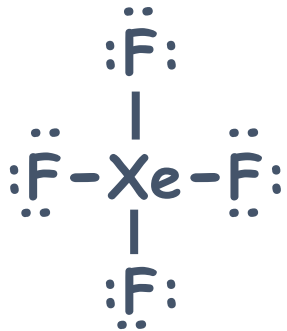


scheletro



elettroni di valenza

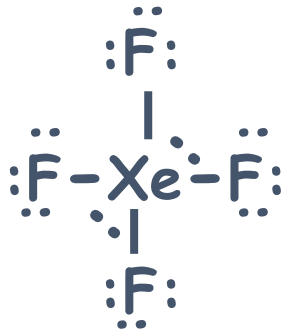
$$8+7\times 4=36$$



assegnazione elettroni su atomi esterni

computo elettroni su atomo centrale

$$36-8\times 4=4$$



attribuzione coppie su atomo centrale

2 coppie

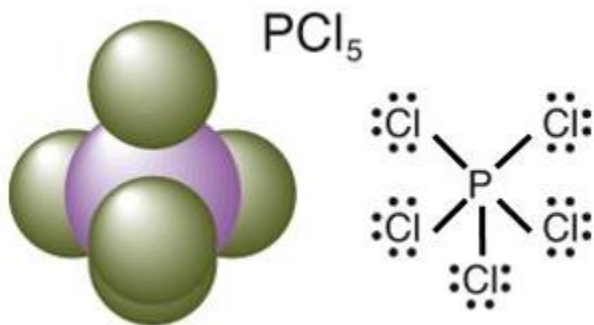
ECCEZIONI ALLE REGOLE DI LEWIS: ESPANSIONE DELL'OTTETTO

Molecole con più di otto elettroni di valenza sull'atomo centrale

Si può avere espansione dell'ottetto solo con elementi appartenenti al 3 periodo o a quelli successivi

Le molecole in cui si osserva questo fenomeno vengono definite ipervalenti

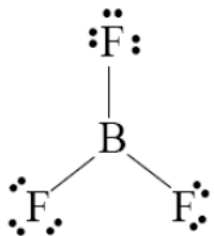
Esempio PCl_5



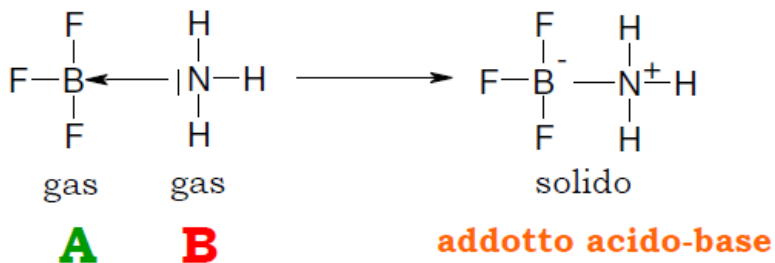
ECCEZIONI ALLE REGOLE DI LEWIS: MOLECOLE ELETTRONDEFICIENTI

MOLECOLE CON **MENO DI OTTO ELETTRONI** DI VALENZA

Esempio BF_3



La struttura di Lewis presenta **solo 6 elettroni** attorno all'atomo di boro



A: ACIDO DI LEWIS

Specie in grado di accettare una coppia di elettroni

B: BASE DI LEWIS

Specie in grado di donare una coppia di elettroni

ECCEZIONI ALLE REGOLE DI LEWIS: RADICALI LIBERI

MOLECOLE CON UN NUMERO DISPARI DI ELETTRONI DI VALENZA

Vi sono alcune molecole stabili che possiedono un numero dispari di elettroni di valenza

elettrone spaiato



ossido di azoto



biossido di azoto

NO e NO₂ contengono elettroni spaiati e sono chiamati radicali liberi.



Charles D. Winters

Biossido di azoto. NO₂, un gas rosso-bruno, possiede un elettrone spaiato sull'atomo di N.

Cariche formali

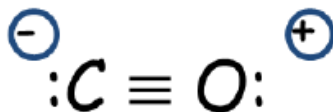
In una formula di Lewis ad ogni atomo può essere associata una carica formale (ipotetica) secondo le seguenti regole:

- 1) Gli elettroni di legame sono equamente condivisi fra i due atomi legati
- 2) Le coppie solitarie sono assegnate all'atomo di appartenenza



$$\text{carica formale} = \text{numero di } e^- \text{ di valenza (numero del gruppo)} - (\text{numero di } e^- \text{ non condivisi} + \frac{1}{2} \text{ numero di } e^- \text{ condivisi})$$

Esempio: CO



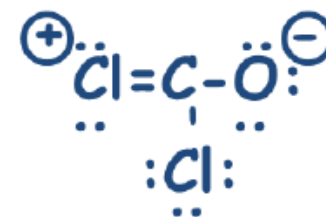
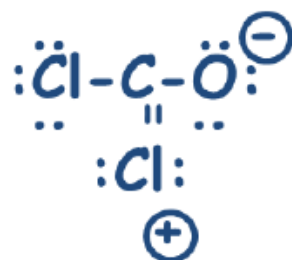
$$\text{C } 4 \text{ (IV gruppo)} - (2 + \frac{1}{2}(6)) = -1$$

$$\text{O } 6 \text{ (VI gruppo)} - (2 + \frac{1}{2}(6)) = +1$$

Cariche formali

Esempio: COCl_2

Sono in teoria possibili tre formule di Lewis



La scelta della **migliore formula di Lewis** è poi effettuata sulla base delle due regole seguenti:

- E' più stabile la formula di Lewis con le **cariche formali più basse**
- E' più stabile la formula di Lewis con la **carica negativa sull'elemento più elettronegativo**