

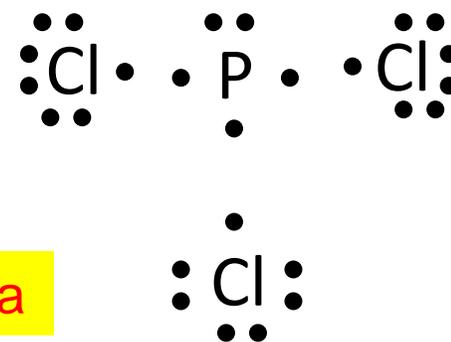
Scrivere le Strutture di Lewis

1. Scrivere la struttura di base del composto mostrando come gli atomi sono legati gli uni agli altri. Disponi al centro l'elemento meno elettronegativo.
2. Conta il numero totale di e^- di valenza. Per gli ioni poliatomici: aggiungi 1 per ogni carica negativa. Sottrai 1 per ogni carica positiva.
3. Completa l'ottetto per tutti gli atomi tranne che per l'idrogeno; per il raggiungimento dell'ottetto si possono usare anche elettroni non spaiati (doppietti) formando legami covalenti dativi.
4. Se le strutture contengono troppi elettroni formare doppi o tripli legami con l'atomo centrale.

Scrivi la struttura di Lewis del PCl_3 e le strutture di risonanza con cariche formali e definire geometria in base al metodo VSEPR e tipo di ibridazione dell'atomo centrale

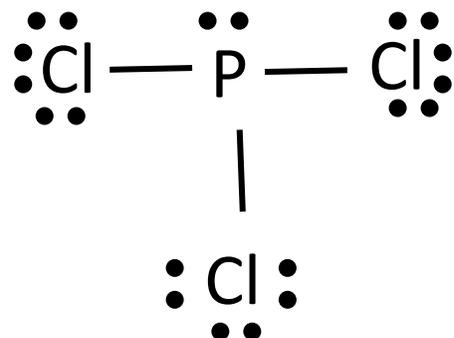
Stadio 1: P è meno elettronegativo di Cl, metti P al centro

Stadio 2: Conta gli elettroni di valenza P: 5 e Cl: 7



$$5 + (3 \times 7) = 26 \text{ elettroni di valenza}$$

Stadio 3: Disegna i legami singoli tra gli atomi P e Cl e completa gli ottetti sugli atomi.



$$N_c = 3$$

$$D_s = 1$$

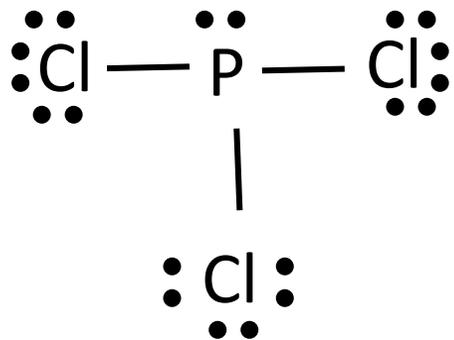
$$\text{Quindi } n_s = 4$$

Scrivi la struttura di Lewis del PCl_3 e le strutture di risonanza con cariche formali e definire geometria in base al metodo VSEPR e tipo di ibridazione dell'atomo centrale

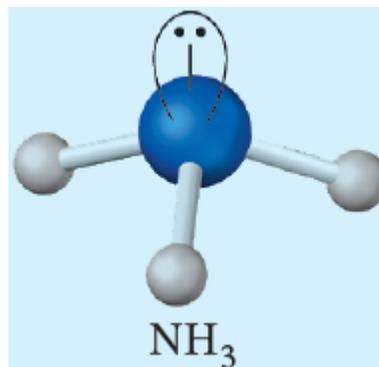
Stadio 4: Controlla, il n° degli e^- nella struttura è uguale al numero degli e^- di valenza?

3 legami singoli (3×2) + 10 coppie solitarie (10×2) = **26 elettroni di valenza**

È esattamente il numero di elettroni contati all'inizio



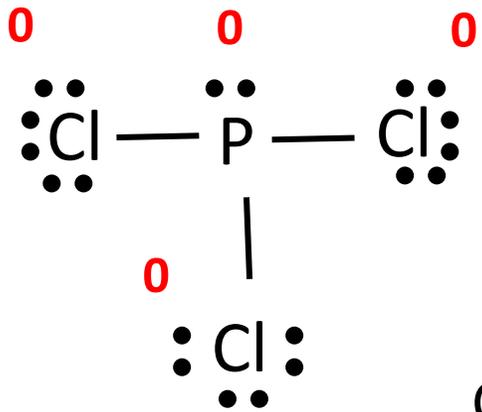
È del tipo
 AB_3E



trigonale
piramidale



Ibrido sp^3



carica formale di un atomo in una struttura di Lewis

= numero degli elettroni di valenza nell'atomo libero

- numero degli elettroni non legati

- $\frac{1}{2}$ (numero degli elettroni di legame)

Carica formale del P=

5

-

2

-

3

Carica formale dei Cl=

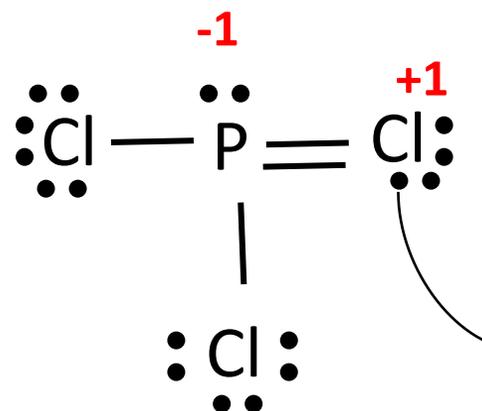
7

-

6

-

1



carica formale di un atomo in una struttura di Lewis

=

numero degli elettroni di valenza nell'atomo libero

-

numero degli elettroni non legati

- $\frac{1}{2}$ (numero degli elettroni di legame)

Carica formale del P=

5

-

2

-

4

Carica formale dei Cl=

7

-

4

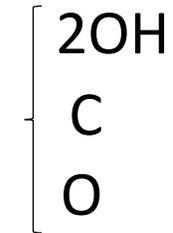
-

2

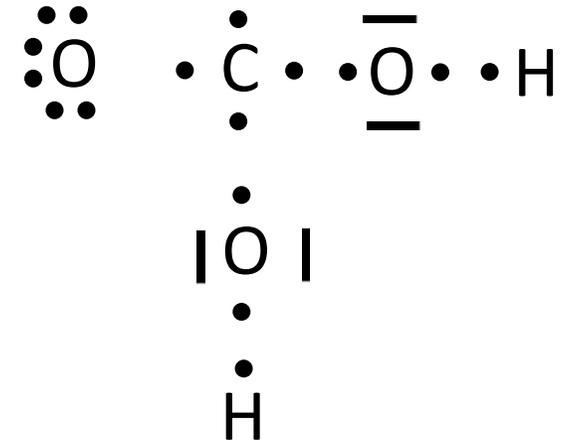
Improbabile perché contro l'elettronegatività! Il Cl è più elettronegativo del P

Scrivi la struttura di Lewis di H_2CO_3 e le strutture di risonanza con cariche formali e definire geometria in base al metodo VSEPR e tipo di ibridazione dell'atomo centrale

Stadio 1: C è l'atomo centrale, è un acido per cui i due atomi di H saranno legati tramite gli atomi di O

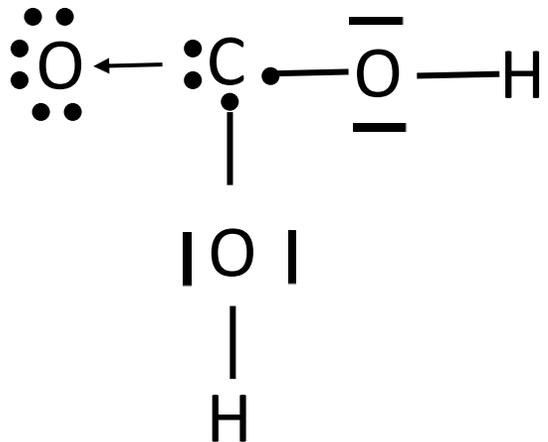


Stadio 2: Conta gli elettroni di valenza C:4, O: 6 e H:1



$$4 + (6 \times 3) + 2 = 24 \text{ elettroni di valenza}$$

Stadio 3: Disegna i legami singoli tra gli atomi completa gli ottetti sugli atomi.

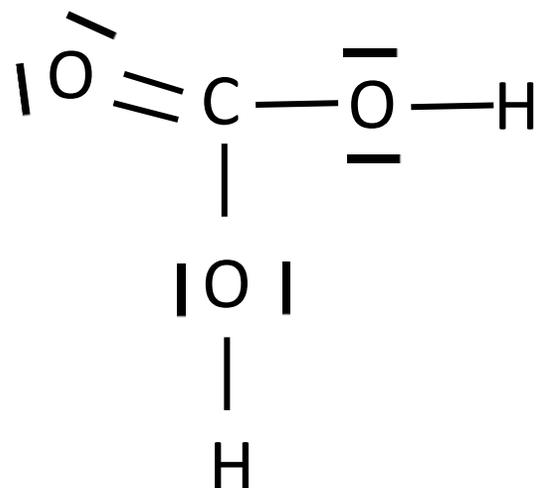


Stadio 4: Controlla, il n° degli e⁻ nella struttura è uguale al numero degli e⁻ di valenza?

$$5 \text{ legami singoli } (5 \times 2) + 7 \text{ coppie solitarie } (7 \times 2) = 24 \text{ elettroni di valenza}$$

È esattamente il numero di elettroni contati all'inizio

Si possono formare strutture di risonanza tenendo conto che l'orbitale o gli orbitali vuoti dell'atomo centrale possono accettare doppietti elettronici formando doppi legami. Il C avrà impegnato i due orbitali p_x e p_y quindi ha p_z vuoto e formerà il legame π oltre a quello σ

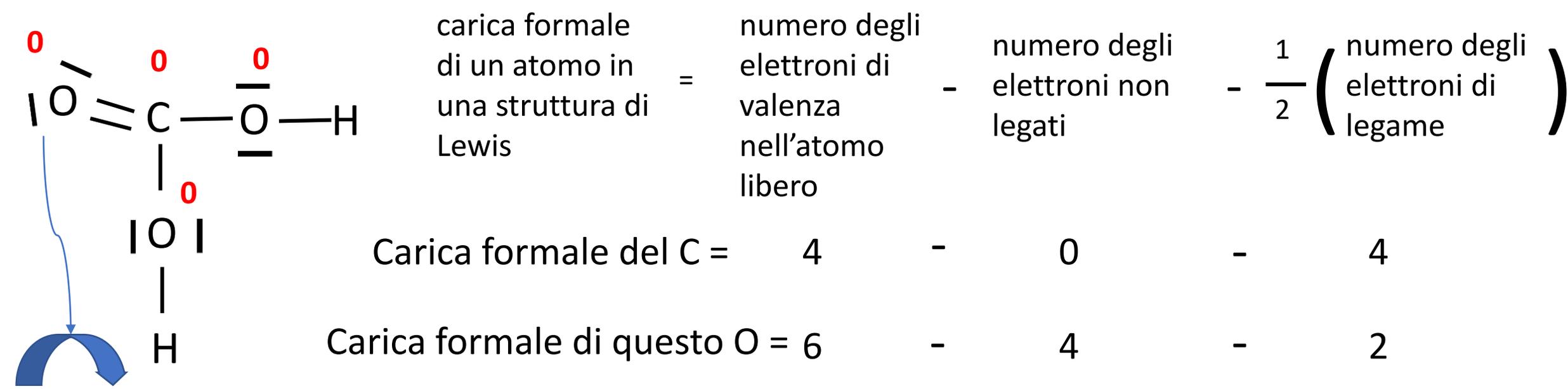
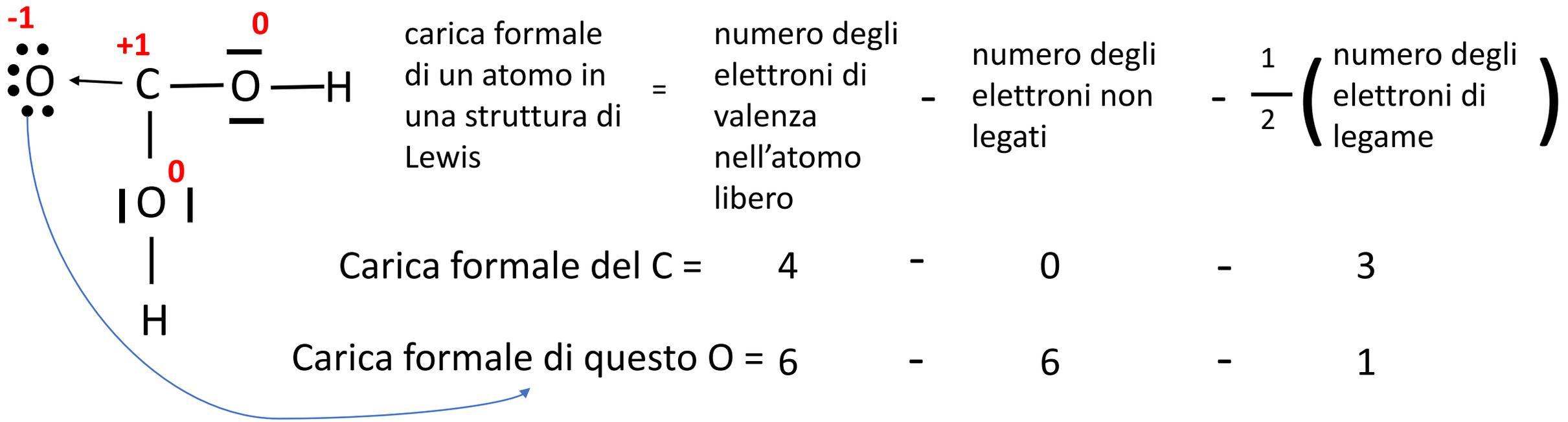


Controlla, il n° degli e^- nella struttura è uguale al numero degli e^- di valenza?

4 legami singoli (4×2) + 1 doppio legame (2×2) + 6 coppie solitarie (6×2) = **24**
elettroni di valenza

È esattamente il numero di elettroni contati all'inizio

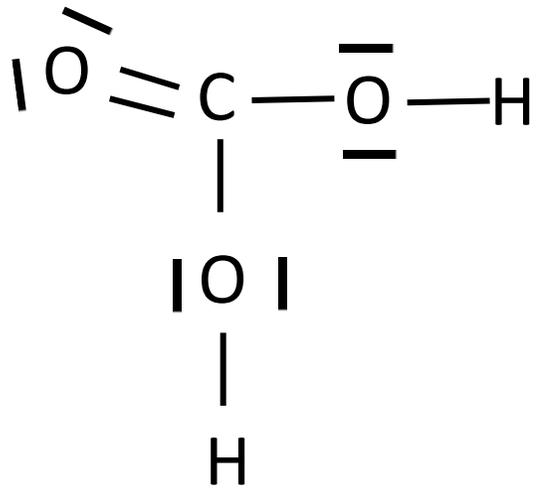
Entrambe permettono di impegnare in legami tutti gli elettroni, infatti il numero totale di elettroni di valenza iniziale è uguale a quello calcolato dopo la disposizione dei legami, in entrambe le strutture. **Calcoliamo le cariche formali** per vedere quale delle due effettivamente è più probabile, più plausibile



Per molecole neutre, una struttura di Lewis in cui non ci sono cariche formali è preferibile ad una in cui sono presenti cariche formali.

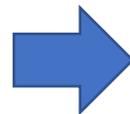
Per molecole neutre, una struttura di Lewis in cui non ci sono cariche formali è preferibile ad una in cui sono presenti cariche formali.

Inoltre viene anche completata l'ottetto del C!

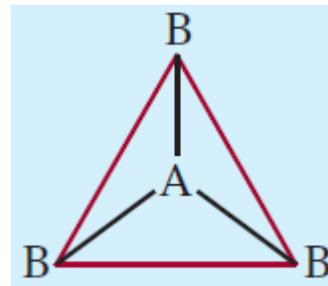


Altre due spostando la posizione dell'ossigeno legato tramite doppio legame

$N_c = 3$
 $D_s = 0$
Quindi $n_s = 3$



trigonale
planare



Ibrido sp^2