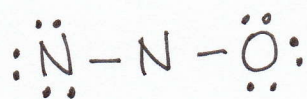
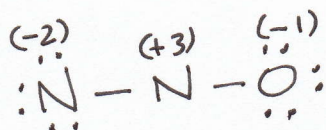


Disegniamo la struttura del protossido d'azoto N_2O

	n° atomi	grupp	tot. e ⁻
N	2	5	10
O	1	6	6
			<u>16</u> 12 = 8 doppietti

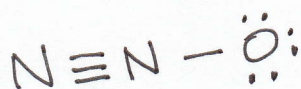


Calcoliamo la carica formale sui diversi elementi

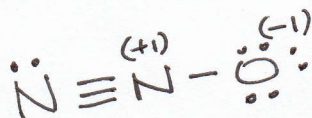


Come elemento del II periodo l'atomo centrale dovrebbe avere una carica negativa oppure pari a quelle delle specie chiuse (cioè zero).

Aggiungiamo quindi doppi legami, prendendo elettroni dall'atomo a sinistra (perché è l'elemento con la C.F. + negativa), fino a completare l'ottetto dell'atomo centrale.



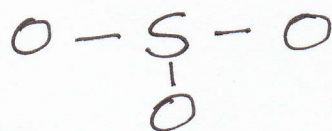
Calcoliamo nuovamente la C.F.



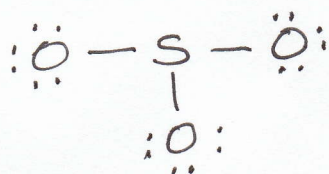
Disegniamo la struttura dell'anidride solforica: SO_2

	n° atomi	gruppo	=	elettroni
S	1	6	=	6
O	3	6	=	18
				24
				$\underline{\underline{2}} = 12 \text{ doppietti}$

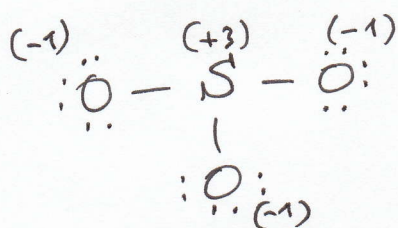
Mettiamo lo zolfo come atomo centrale, dato che è quello meno elettronegativo, e tre doppietti come legami:



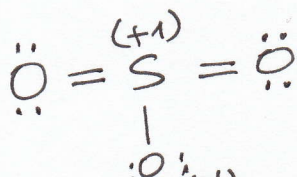
ora sistemiamo i rimanenti 9 doppietti



calcoliamo la carica formale su ciascun elemento



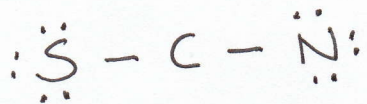
Perché la struttura sia completa l'atomo centrale deve avere carica nulla (oppure negativa) ma con non è. Prendiamo in prestito due doppietti, in modo da formare 2 doppi legami (l'atomo centrale anche con sarà stabile).



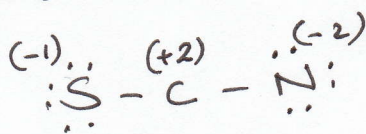
Struttura corretta

Disegniamo la struttura dell'anione solocianuro SCN⁻

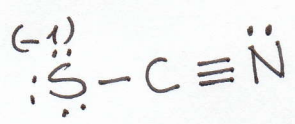
	n° atomi	gruppo	Totale e ⁻
S	1	6	6
C	1	4	4
N	1	5	5
1e ⁻			1
			16 <u>12</u> = 8 doppietti



Calcoliamo le cariche formali



Completiamo l'ottetto del carbonio, ricordando che è un elemento del II periodo, prendendo gli elettroni dell'atomo, che è l'elemento con la carica formale più negativa.



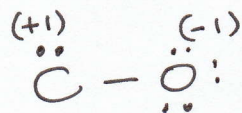
Disegniamo la struttura del monossido di carbonio CO

	n° atomi	gruppo	Totale e ⁻
C	1	4	4
O	1	6	6
			<u>10</u>

$10 - 2 = 5$ doppietti



Calcoliamo le cariche formali:

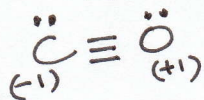


per essere corretta, la struttura deve essere tale da consentire al carbonio di avere una carica formale uguale alle cariche delle specie chimiche, oppure negative.

Anche se il totale delle cariche porta zero, la carica +1 sul carbonio non va bene: inoltre dobbiamo ricordare che il carbonio, come elemento del II periodo, deve completare l'ottetto. Prendiamo quindi un doppietto di e⁻ sull'ossigeno per formare un doppio legame.



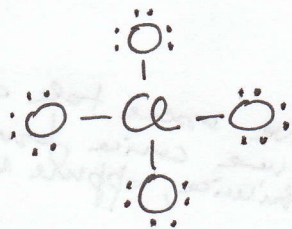
Il carbonio non ha ancora l'ottetto completo. Aggiungiamo ancora un doppietto.



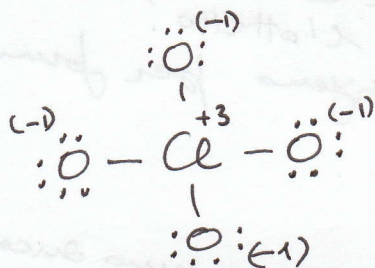
Ora abbiamo le corrette strutture di Lewis!

Disegniamo le strutture dell'anione perclorato ClO_4^-

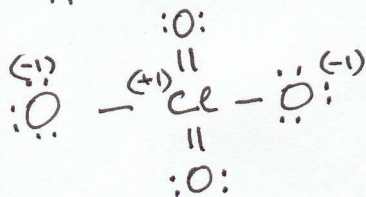
	n° atomi	gruppo	tot. e ⁻
Cl	1	7	7
O	4	6	24
1e ⁻			1
			$\frac{32}{2} = 16$ doppietti



Calcoliamo le cariche formali



Ricordiamo che dobbiamo aggiungere doppietti elettronici al cloro finché le sue C.F. non sia nulla o negativa, oppure deve poter formare 2 doppi legami.



Dalla somma delle cariche formali si evince che la carica dello ione coincide con quella vera. Quindi la struttura è corretta.