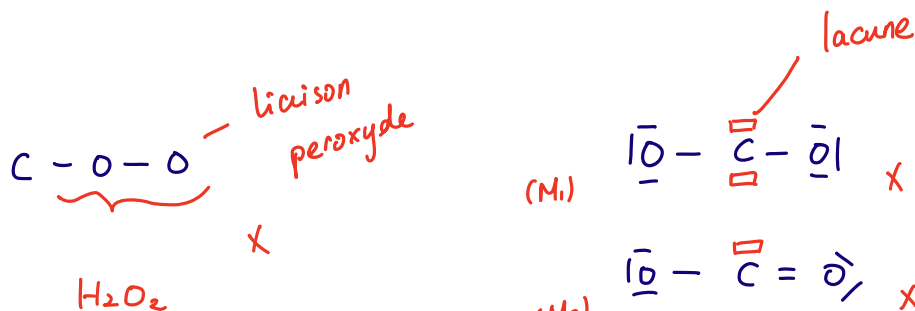


Ex1 :

① CO_2 : dioxyde de carbone

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

$$n_d = n_v / 2 = 8$$



① octet

② min. ch. formelles

✓ la structure la plus représentative

?

(M3)



③ X

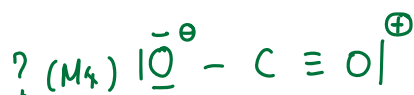
(M4)



$$n_{cf} = 6 - (2 + 1 \times 3) = 1$$

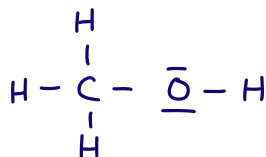
$$n_{cf} = 6 - (2 \times 3 + 1) = -1$$

• Charges formelles



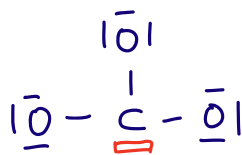
CH_3OH : méthanol

$$n_d = \frac{4 + 6 + 4 \times 1}{2} = 7$$

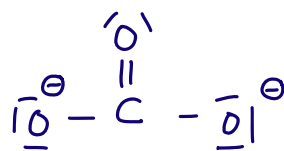


CO_3^{2-} : ion carbonate

$$n_d = \frac{4 + 6 \times 3 + 2}{2} = 12$$



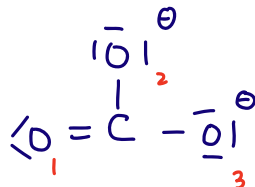
✗ octet



(M₁)

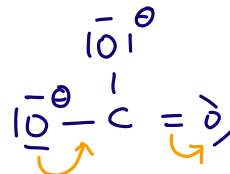
✓

⚠
mésoméie



(M₂)

✓

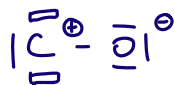


(M₃)

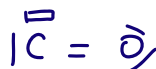
✓

3 formules mésomères : équiprobable

2

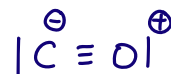


(M₁)



(M₂)

—



(M₃)

✓

✗ octet

$\chi(\text{C}) < \chi(\text{O})$

Rq: ne respecte pas
l'électronegativité

Ex2:

1

NO₂ : dioxyde d'azote

$$n_d = \frac{5 + 6 \times 2}{2} = 8 + 1 e^- \text{ célibataire}$$



(M₁)

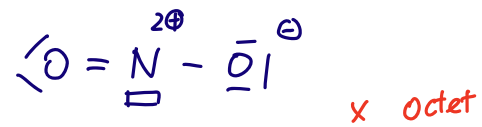
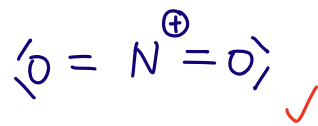


(M₂)

?

(M₁) et (M₂) sont tous les
deux probables.

NO_2^+ : ion nitronium



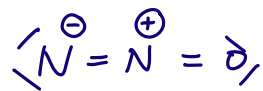
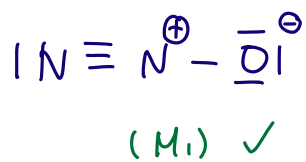
NO_2^- : ion nitrite

$$n_d = \frac{5 + 6 \times 2 + 1}{2} = 9$$

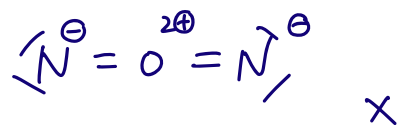


N_2O : protoxyde d'azote

8 doublets



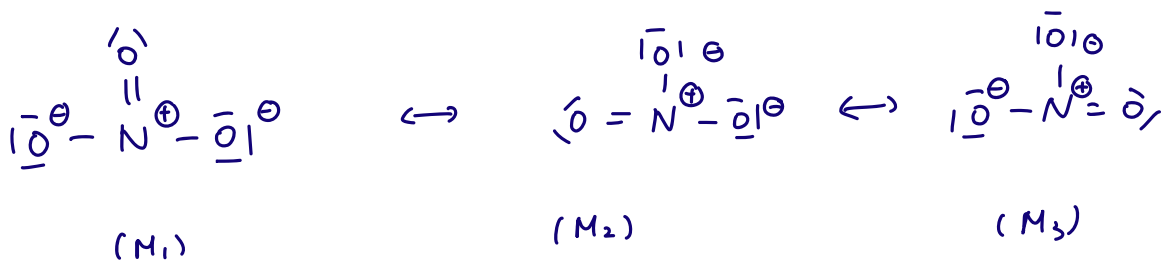
(M₂) moyennement satisfaisant



car $\chi(\text{N}) < \chi(\text{O})$

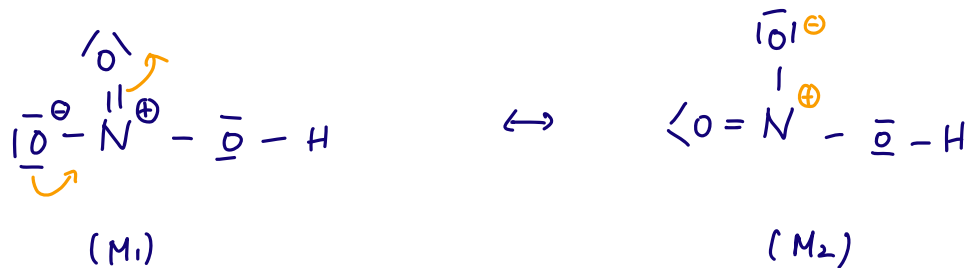
NO_3^- : ion nitrate

12 doublets

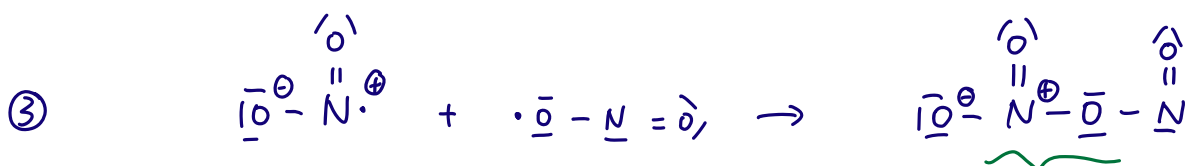
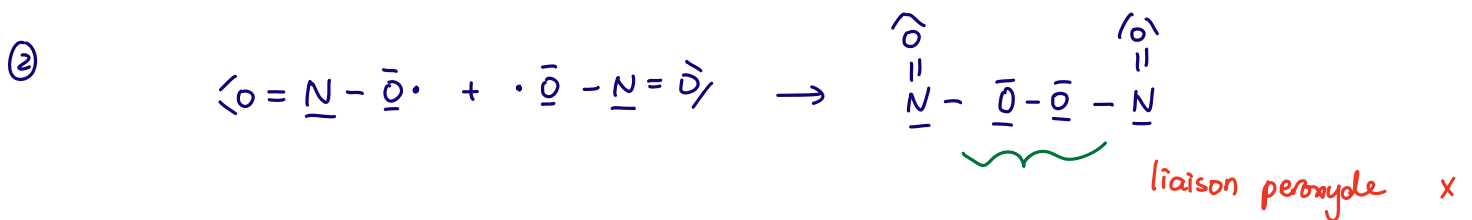
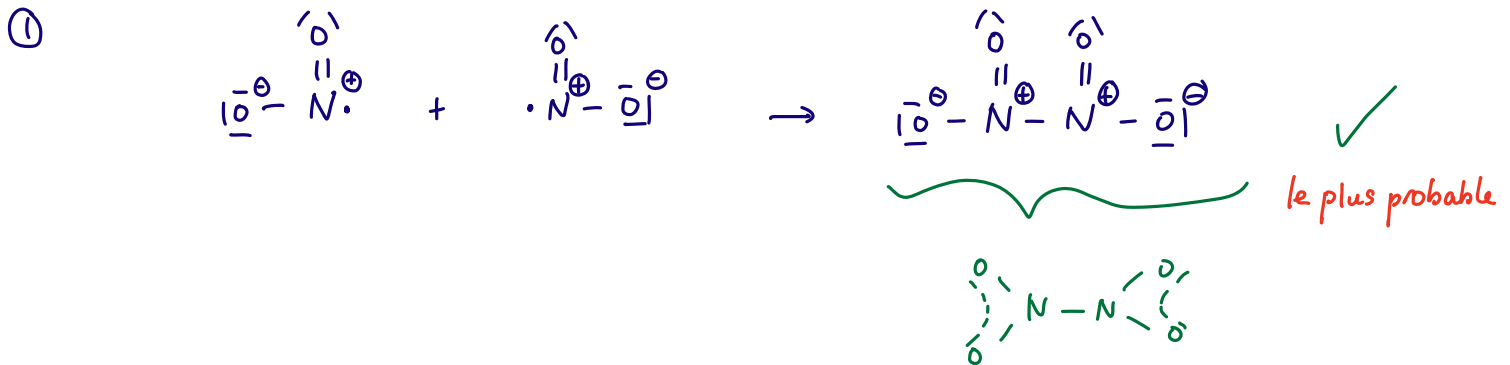
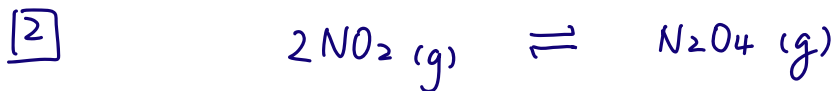


3 formules mésomères

HNO_3 : acide nitrique



2 formules mésomères



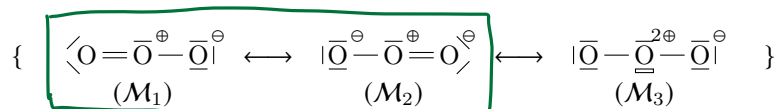
Exercice 3 : Composés de l'oxygène

1. Expliquer pourquoi, dans la molécule d'ozone O_3 , on observe une seule longueur de liaison.
2. Quelle peut être la géométrie de la molécule d'ozone ?
3. Commenter les valeurs des distances O – O pour les espèces suivantes :

Dioxygène O_2	Ozone O_3	Anion superoxyde O_2^-	Anion peroxyde O_2^{2-}
121 pm	126 pm	132 pm	149 pm

Correction & Remarque :

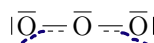
1. O_3 :



Le dernier est beaucoup moins stable.

On peut dire que les doublets passent en permanence d'un atome à l'autre car la molécule passe par toutes ses formes mésomères rapidement. Les formes mésomères sont des formes limites : en fait l'appariement des électrons sur les liaisons n'est pas statique.

On symbolise la délocalisation des doublets par des pointillés (hybride de résonance) :



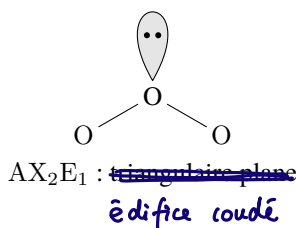
On observe une seule longueur de liaison car les deux liaisons sont équivalentes.

2. Formulation VSEPR autour de l'atome central : AX_2E_1

Figure de répulsion : triangulaire plane

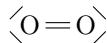
Géométrie : édifice coudé

Et $\alpha < 120^\circ$ car la répulsion entre doublet non liant - liant est plus forte que celle entre deux doublets liants.



3. longueur de liaison O – O

(a) O_2 : nombre de doublets $\frac{6 \times 2}{2} = 6$

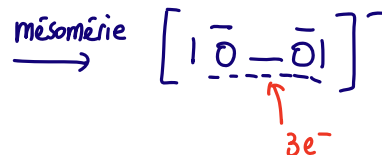
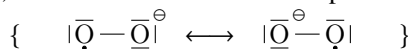


Liaison double.

(b) O_3 : voir question 1

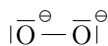
Liaison double délocalisée.

(c) O_2^- : nombre de doublets $\frac{6 \times 2}{2} = 6$, avec 1 électron célibataire en plus



Liaison simple avec un électron célibataire.

(d) O_2^{2-} : nombre de doublets $\frac{6 \times 2 + 2}{2} = 7$



Liaison simple.

Plus on a de liaison covalentes, plus la force de liaison est importante entre les deux atomes, plus la longueur de liaison O – O est courte. Donc, $d_{O-O}(O_2) < d_{O-O}(O_3) < d_{O-O}(O_2^-) < d_{O-O}(O_2^{2-})$

Exercice 4 : Le chlorure stanneux

Le chlorure d'étain(II) SnCl_2 est utilisé en tant qu'agent réducteur en chimie organique.

1. Proposer un schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'étain(II) ne faisant pas apparaître de charge formelle.
2. Peut-on qualifier SnCl_2 d'acide de Lewis ? de base de Lewis ? Justifier.
3. Prévoir la géométrie de la molécule, et donner une valeur approchée de l'angle $\text{Cl} - \text{Sn} - \text{Cl}$.
4. Expérimentalement, on a déterminé la valeur de cet angle : 95° . Proposer une interprétation.

Correction & Remarque :

1. $Z(\text{Sn}) = 50$

$[\text{Sn}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$, dont 4 électrons de valence. ($5s^2 5p^2$)

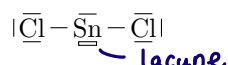
$Z(\text{Cl}) = 17$

$[\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, 7 électrons de valence. ($3s^2 3p^5$)

Nombre de doublets :

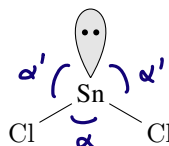
$$\frac{7 \times 2 + 4}{2} = 9$$

Schéma de Lewis sans charges formelles :



2. — Acide de Lewis : espèce ayant au moins une lacune électronique.
 \Rightarrow La formule de Lewis (formule mésomère la plus stable) de SnCl_2 en possède une, donc on peut le qualifier d'acide de Lewis.
 — Base de Lewis : espèce ayant au moins un doublet non liant.
 $\Rightarrow \text{SnCl}_2$ est aussi une base de Lewis.
3. Formulation VSEPR autour de l'atome central : AX_2E_1
 Figure de répulsion : triangulaire plane
 Géométrie : édifice coudé, $\alpha = 120^\circ$.

idéale



AX_2E_1 : triangulaire plane

4. En vrai $\alpha < 120^\circ$ car la répulsion entre doublet non liant - liant est plus forte que celle entre deux doublet liants.

$$\alpha' > \alpha$$