

# MODÈLE DE LEWIS

## Exercices

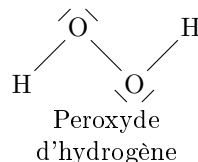
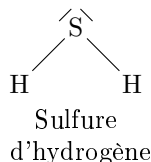
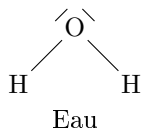
### 1 Représentation de LEWIS de molécules à liaisons simples

Calculer les nombres de paires de valence et donner la représentation de LEWIS des molécules suivantes :

1. L'eau  $\text{H}_2\text{O}$ , le sulfure d'hydrogène  $\text{H}_2\text{S}$  et le peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Solution:**

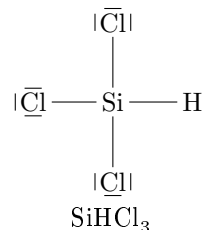
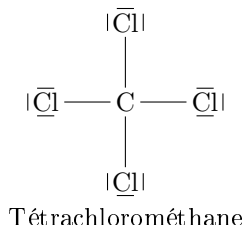
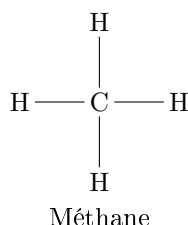
- Eau :  $P_V = (6 + 2)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Sulfure d'hydrogène :  $P_V = (6 + 2)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Peroxyde d'hydrogène :  $P_V = (6 \times 2 + 2 \times 2)/2 = 7$  paires d'électrons de valence



2. Le méthane  $\text{CH}_4$ , le tétrachlorométhane  $\text{CCl}_4$  et  $\text{SiHCl}_3$ .

**Solution:**

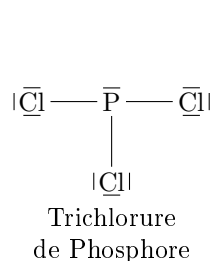
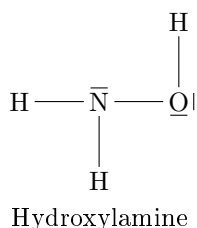
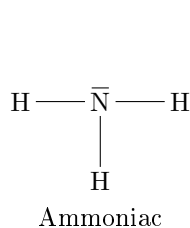
- Méthane :  $P_V = (4 + 4 \times 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Tétrachlorométhane :  $P_V = (4 + 4 \times 7)/2 = 16$  paires d'électrons de valence
- $\text{SiHCl}_3$  :  $P_V = (4 + 1 + 3 \times 7)/2 = 13$  paires d'électrons de valence



3. L'ammoniac  $\text{NH}_3$ , l'hydroxylamine  $\text{NH}_2\text{OH}$  et le trichlorure de phosphore  $\text{PCl}_3$ .

**Solution:**

- Ammoniac :  $P_V = (5 + 3 \times 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Hydroxylamine :  $P_V = (5 + 3 \times 1 + 6)/2 = 7$  paires d'électrons de valence
- Trichlorure de Phosphore :  $P_V = (5 + 3 \times 7)/2 = 13$  paires d'électrons de valence



4. Le chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  et le chlorure d'iode  $\text{ICl}$ .

**Solution:**

- Chlorure d'hydrogène :  $P_V = (7 + 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Chlorure d'iode :  $P_V = (7 + 7)/2 = 7$  paires d'électrons de valence



Chlorure d'hydrogène

Chlorure d'iode

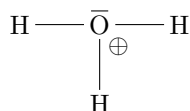
## 2 Représentation de LEWIS d'ions simples

Calculer les nombres de paires de valence et donner la représentation de LEWIS des ions suivants :

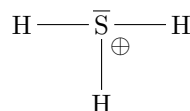
1. L'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et l'ion  $\text{H}_3\text{S}^+$ .

**Solution:**

- Ion oxonium :  $P_V = (6 + 3 \times 1 - 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Ion  $\text{H}_3\text{S}^+$  :  $P_V = (6 + 3 \times 1 - 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence



Ion oxonium

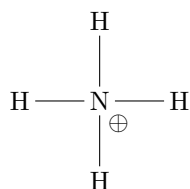
Ion  $\text{H}_3\text{S}^+$ 

**Charges formelles :**  $c_F(\text{H}) = 1 - 1 = 0$  ;  $c_F(\text{O}) = 6 - 5 = 1$  ;  $c_F(\text{S}) = 6 - 5 = 1$

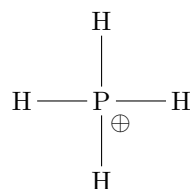
2. L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  et l'ion phosphonium  $\text{PH}_4^+$ .

**Solution:**

- Ion ammonium :  $P_V = (5 + 4 \times 1 - 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Ion Phosphonium :  $P_V = (5 + 4 \times 1 - 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence



Ion ammonium



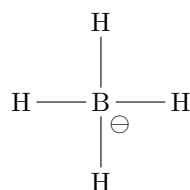
Ion phosphonium

**Charges formelles :**  $c_F(\text{H}) = 1 - 1 = 0$  ;  $c_F(\text{N}) = 5 - 4 = 1$  ;  $c_F(\text{P}) = 5 - 4 = 1$

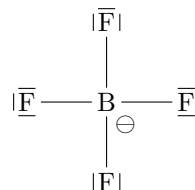
3. L'ion tétrahydruoborate  $\text{BH}_4^-$  et l'ion tétrafluoroborate  $\text{BF}_4^-$ .

**Solution:**

- Ion tétrahydruoborate :  $P_V = (3 + 4 \times 1 + 1)/2 = 4$  paires d'électrons de valence
- Ion tétrafluoroborate :  $P_V = (3 + 4 \times 7 + 1)/2 = 16$  paires d'électrons de valence



Ion tétrahydruoborate



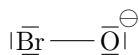
Ion tétrafluoroborate

**Charges formelles :**  $c_F(\text{H}) = 1 - 1 = 0$  ;  $c_F(\text{B}) = 3 - 4 = -1$  ;  $c_F(\text{F}) = 7 - 7 = 0$

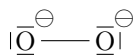
4. L'ion hypobromite  $\text{BrO}^-$ , l'ion peroxyde  $\text{O}_2^{2-}$  et l'ion hydrazinium  $\text{N}_2\text{H}_5^+$ .

**Solution:**

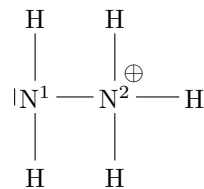
- Ion hypobromite :  $P_V = (7 + 6 + 1)/2 = 7$  paires d'électrons de valence
- Ion peroxyde :  $P_V = (6 \times 2 + 2)/2 = 7$  paires d'électrons de valence
- Ion hydrazinium :  $P_V = (5 \times 2 + 1 \times 5 - 1)/2 = 7$  paires d'électrons de valence



Ion hypobromite



Ion peroxyde



Ion hydrazinium

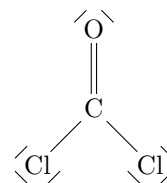
**Charges formelles :**  $c_F(\text{Br}) = 7 - 7 = 0$ ;  $c_F(\text{O}) = 6 - 7 = -1$ ;  $c_F(\text{N}^1) = 5 - 5 = 0$ ;  
 $c_F(\text{N}^2) = 5 - 4 = +1$ ;  $c_F(\text{H}) = 1 - 1 = 0$

### 3 Représentation de LEWIS de molécules à liaisons doubles

Proposer des représentations de LEWIS pour les molécules suivantes.

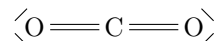
1. Le phosgène  $\text{COCl}_2$ .

**Solution:**  $P_V = (4 + 6 + 7 \times 2)/2 = 12$  paires d'électrons de valence.



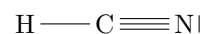
2. Le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ .

**Solution:**  $P_V = (4 + 6 \times 2)/2 = 8$  paires d'électrons de valence.



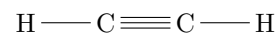
3. L'acide cyanhydrique  $\text{HCN}$ .

**Solution:**  $P_V = (4 + 5 + 1)/2 = 5$  paires d'électrons de valence.



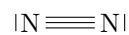
4. L'éthyne  $\text{C}_2\text{H}_2$  (ou acétylène).

**Solution:**  $P_V = (4 \times 2 + 1 \times 2)/2 = 5$  paires d'électrons de valence.



5. Le diazote  $\text{N}_2$ .

**Solution:**  $P_V = (5 \times 2)/2 = 5$  paires d'électrons de valence.

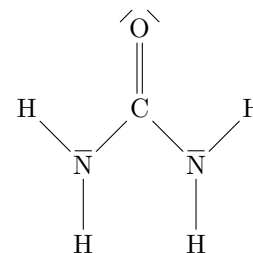


### 4 L'urée

L'urée est un composé organique de formule  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ . L'urée est soluble dans l'eau à hauteur de 119 grammes pour 100 grammes d'eau à 25 °C.

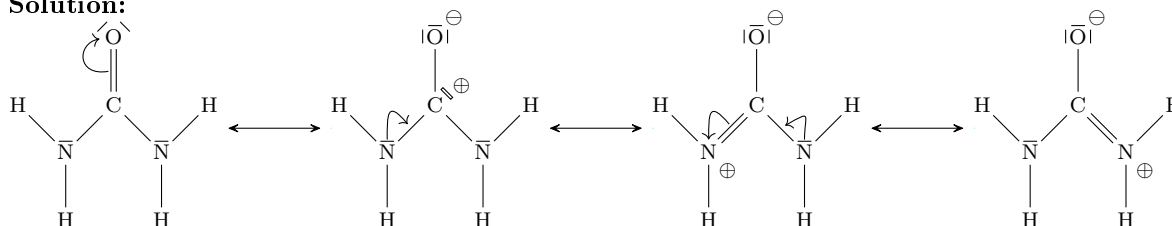
1. Donner la formule de LEWIS de l'urée.

**Solution:**  $P_V = (5 \times 2 + 1 \times 4 + 4 + 6)/2 = 12$  paires d'électrons de valence.



2. Décrire les formes mésomères de l'urée.

**Solution:**



3. Expliquer la bonne solubilité de l'urée dans l'eau.

**Solution:** Les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus, la molécule d'urée est donc polaire. De plus, l'atome d'oxygène et les atomes d'azote peuvent établir des liaisons hydrogène avec les molécules d'eau.

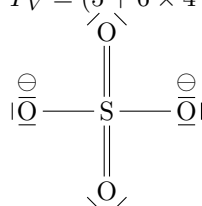
## 5 Hypervalence et géométrie

Pour chacun des ions suivants, donner une représentation de LEWIS, déterminer ses formes mésomères les plus représentatives en utilisant les flèches de mouvement électronique, déterminer leur polyèdre de coordination et leur géométrie.

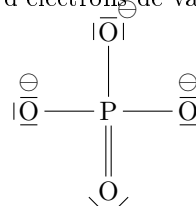
1. L'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et l'ion phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$ .

**Solution:**

- L'ion sulfate :  $P_V = (6 \times 5 + 2)/2 = 16$  paires d'électrons de valence
- L'ion phosphate :  $P_V = (5 + 6 \times 4 + 3)/2 = 16$  paires d'électrons de valence



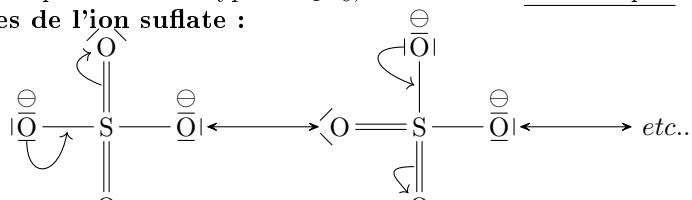
Ion sulfate



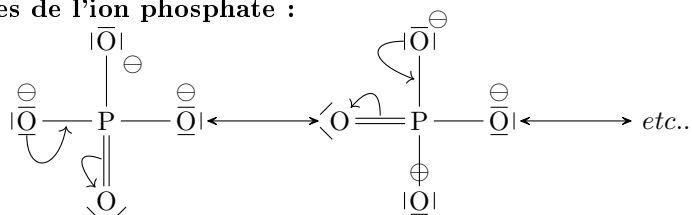
Ion phosphate

Les ions sulfate et phosphate sont de type  $AX_4E_0$ , ils sont donc tétraédriques.

**Formes mésomères de l'ion sulfate :**



**Formes mésomères de l'ion phosphate :**



2. L'ion triiodure  $\text{I}_3^-$  et l'ion  $\text{ICl}_2^-$  (structures non cycliques).

**Solution:**

- L'ion triiodure :  $P_V = (7 \times 3 + 1)/2 = 11$  paires d'électrons de valence.
- L'ion  $\text{ICl}_2^-$  :  $P_V = (7 \times 3 + 1)/2 = 11$  paires d'électrons de valence.

**Formes mésomères de  $\text{I}_3^-$  :**



**Formes mésomères de  $\text{ICl}_2^-$  :**

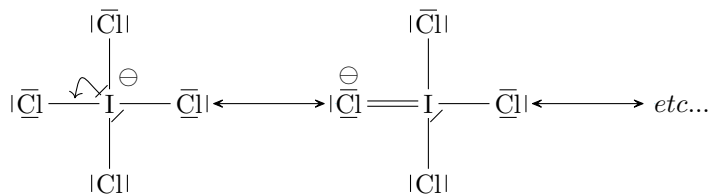


Ces deux ions présentent des formes mésomères de même type : l'une est de type  $\text{AX}_2\text{E}_2$ , donc s'inscrit dans un tétraèdre et est de forme coudée; l'autre est de type  $\text{AX}_2\text{E}_3$ , donc s'inscrit dans une bipyramide à base triangulaire, les doublets non liants se plaçant sur la base triangulaire pour minimiser les répulsions  $E-E$ , la molécule est de forme linéaire. Expérimentalement, c'est la forme linéaire qui prédomine.

3. L'ion  $\text{ICl}_4^-$ .

**Solution:**  $P_V = (5 \times 7 + 1)/2 = 18$  paires d'électrons de valence

**Formes mésomères de  $\text{ICl}_4^-$  :**



La forme la plus représentative de l'ion  $\text{ICl}_4^-$  est la première représentée (la plus symétrique). Elle est de type  $\text{AX}_4\text{E}_2$ , elle s'inscrit donc dans un octaèdre, les doublets non liants se placent à  $180^\circ$  l'un de l'autre pour minimiser les répulsions  $E-E$ . L'ion  $\text{ICl}_4^-$  a donc une géométrie plan carré.

## 6 Molécule de fluorure d'hydrogène

La molécule de fluorure d'hydrogène HF possède un moment dipolaire électrique de 1,98 D (debye). La distance H-F dans la molécule est égale à 91,8 pm.

Calculer le caractère ionique partiel de la liaison, c'est à dire la fraction de charge élémentaire que l'on doit localiser sur chaque atome pour retrouver le moment dipolaire.

**Données :** 1 D =  $0,33 \times 10^{-29} \text{ C} \cdot \text{m}$ ;  $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

**Solution:** Le moment dipolaire est décrit par une charge  $+\delta e$  sur l'atome d'hydrogène et  $-\delta e$  sur l'atome de fluor (plus électronégatif). Le moment dipolaire de la molécule est donc  $\mu = \delta e d(\text{H-F})$ , on en déduit donc la charge  $\delta$  :

$$\delta = \frac{\mu}{ed(\text{H-F})} = \frac{1,98 \times 0,33 \times 10^{-29}}{1,60 \times 10^{-19} \times 91,8 \times 10^{-12}} = 0,45$$