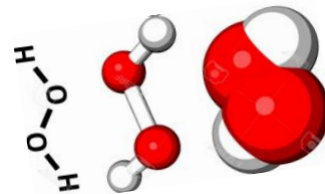


## Plan de travail Chapitre 8 : De la structure à la polarité d'une entité chimique



<http://perramondphysique.e-monsite.com/>

Découvrir	<p>Les Ressources :</p> <p><a href="#">Q1</a> : Les schémas de Lewis </p> <p><a href="#">Q2</a> : Géométrie et polarité</p>		
S'entraîner	<p>Pour appliquer le cours :</p> <p>Établir des formules de Lewis Ex. 1</p> <p>Formules de Lewis et Géométrie des molécules </p> <p>Ex. 2 à Ex. 10</p> <p>Électronégativité Polarité des molécules</p> <p>Ex. 11 à Ex. 15</p> <p>Quizlet </p> <p>Liens utiles </p> <p>Voir sur le site</p> <p>Il y a beaucoup de jeu, d'exercices interactifs, d'animations à votre disposition.</p>	<p>Vers l'oral :</p> <p>N°13 </p> <p>N°14</p>	<p>TP's :</p> <p>TP 12 : La structure des molécules</p>
S'auto-évaluer	<p>Avant l'évaluation, suis-je capable de :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : <math>O_2, H_2, N_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, HCl, H^+, HO^-, Na^+, NH_4^+, Cl^-, O^{2-}</math></li> <li>○ Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.</li> <li>○ <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i></li> <li>○ Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.</li> <li>○ Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.</li> </ul> <div style="text-align: right;"><input checked="" type="checkbox"/></div>		

**Les bons réflexes :**

Si l'énoncé demande de...	Il est nécessaire de...
Établir le schéma de Lewis d'une molécule.	<b>Réflexe 1</b> <span style="float: right;">→ Ex. 8, p. 92</span> <ul style="list-style-type: none"><li>• Déterminer le nombre d'électrons de valence de chaque atome.</li><li>• Construire un schéma de Lewis de chaque atome.</li><li>• Déterminer l'atome central (en général celui qui possède le plus d'électrons célibataires) et associer deux à deux les électrons célibataires pour former les doublets liants.</li></ul>
Justifier la charge portée par un ion polyatomique.	<b>Réflexe 2</b> <span style="float: right;">→ Ex. 10, p. 92</span> <ul style="list-style-type: none"><li>• Construire ou repérer le schéma de Lewis de l'ion.</li><li>• Déterminer le nombre d'électrons de valence de l'atome portant la charge.</li><li>• Dénombrer les électrons appartenant « en propre » à l'atome et comparer ce nombre au nombre d'électrons de valence :<ul style="list-style-type: none"><li>– un excès d'électron(s) conduit à attribuer une (ou plusieurs) charge(s) négative(s) à l'atome ;</li><li>– et inversement dans le cas d'un défaut d'électron(s).</li></ul></li></ul>
Interpréter la géométrie d'un édifice polyatomique.	<b>Réflexe 3</b> <span style="float: right;">→ Ex. 18, p. 93</span> <ul style="list-style-type: none"><li>• Déterminer le nombre d'atomes et de doublets non liants autour de l'atome considéré, à partir du schéma de Lewis de la molécule ou de l'ion polyatomique.</li><li>• Utiliser le vocabulaire approprié (tétraédrique, pyramidale à base triangulaire, coudée, triangulaire, linéaire) en s'intéressant à la disposition des atomes et des doublets non liants.</li></ul>
Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.	<b>Réflexe 4</b> <span style="float: right;">→ Ex. 20, p. 93</span> <ul style="list-style-type: none"><li>• Déterminer si les liaisons entre les atomes sont polarisées à partir des électronégativités des atomes de la molécule.</li><li>• Exploiter la géométrie de la molécule pour déterminer les positions moyennes des charges partielles positives et négatives.</li><li>• Vérifier si ces positions :<ul style="list-style-type: none"><li>– sont confondues : la molécule est apolaire ;</li><li>– ne sont pas confondues : la molécule est polaire.</li></ul></li></ul>

« D'après Hachette 2019 »

### Établir des formules de Lewis

#### Exercice 1 :

##### Structure électronique des atomes (Rappels de 2nde)

- L'atome est constitué d'un noyau autour duquel les électrons sont répartis en couches et en sous couches, nommées  $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$ .
- La sous couche s contient au maximum 2 électrons. La sous couche p contient au maximum 6 électrons.
- La dernière couche, s'appelle la couche de valence. Les électrons de la dernière couche sont les électrons de valence.

##### Respect de la règle de l'octet (et du duet)

- Lorsqu'ils sont engagés dans une molécule ou un ion, les électrons de valence de l'atome sont regroupés par doublets.
- Un atome suit la règle de l'octet s'il cherche à s'entourer de huit électrons de valence pour atteindre la configuration électronique du gaz noble qui le suit dans la classification périodique.
- Pour l'atome d'hydrogène, on parle de la règle du duet.

##### Représentation de Lewis des molécules

- Dans la représentation de Lewis, chaque atome (sauf l'hydrogène) d'une molécule est entouré de quatre doublets, liant ou non liant. La règle de l'octet est ainsi respectée puisque huit électrons correspondent à quatre doublets.

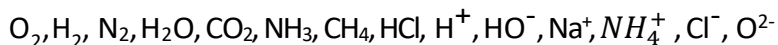
##### Représentation de Lewis d'ions polyatomiques – Charge formelle

- Un atome, même s'il respecte la règle de l'octet, peut porter un électron supplémentaire, ou avoir un électron manquant, par rapport à sa valence naturelle. On lui attribue alors une charge formelle.

##### Établir une formule de Lewis

- Déterminer le nombre total d'électrons de valence de la molécule, en sommant le nombre d'électrons de valence de chaque atome.
- Ajouter (cations) ou retirer (anions) une éventuelle charge globale.
- En déduire le nombre de doublets d'électrons du schéma de Lewis de la molécule : il y a moitié moins de doublets que d'électrons de valence.
- Écrire le squelette de la molécule en reliant les atomes par des liaisons simples.
- Compléter enfin en s'assurant du respect des règles du duet et de l'octet.

Écrire les formules de Lewis des entités suivantes :



## Formules de Lewis et Géométrie des molécules

### Exercice 2 : Déterminer une place dans le tableau périodique

Un élément possède 3 électrons de valence.

- Identifier cet élément parmi ceux repérés dans l'extrait du tableau périodique simplifié ci-dessous.

							He
		B					
Na							

### Exercice 3 : Choisir le schéma de Lewis d'une molécule

La molécule de diazote est formée de deux atomes d'azote N ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ).

- Choisir, parmi les représentations suivantes, le schéma de Lewis de cette molécule :

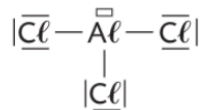


Justifier.

### Exercice 4 : Justifier la présence d'une lacune électronique

Utiliser un modèle pour expliquer.

- Justifier la présence de la lacune dans le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium.



### Exercice 5 : Justifier la charge d'un ion

Les éléments oxygène O et chlore Cl appartiennent respectivement à la 2<sup>e</sup> et à la 3<sup>e</sup> période du tableau périodique.

- À partir de leurs schémas de Lewis, justifier les charges portées par les ions oxyde a et chlorure b.



### Exercice 6 : Proposer le schéma de Lewis d'un ion



Les éléments lithium Li, sodium Na et potassium K appartiennent tous à la première colonne de la classification périodique. Ils se trouvent en abondance dans les océans sous forme ionique.

- Établir les schémas de Lewis des ions stables issus des trois atomes correspondants.

**Exercice 7 : Choisir un modèle**

Les schémas de Lewis des molécules de phosphine  $\text{PH}_3$  et d'acide cyanhydrique  $\text{HCN}$  sont donnés dans le tableau ci-dessous.

- Parmi les modèles proposés, choisir celui rendant compte de la géométrie de chacune des molécules.

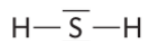
Schéma de Lewis	Modèle 1	Modèle 2
$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{P}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$		
$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}  $		

Justifier.

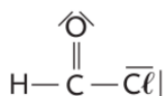
**Exercice 8 : Justifier la géométrie d'une molécule**

Les schémas de Lewis des molécules de sulfure d'hydrogène et de chlorure de méthanoyle sont donnés ci-après.

- Prévoir la géométrie des molécules de sulfure d'hydrogène et de chlorure de méthanoyle.



> Sulfure d'hydrogène

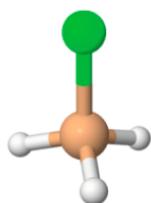


> Chlorure de méthanoyle

Justifier.

**Exercice 9 : Nommer une figure géométrique**

- Nommer la géométrie de la molécule de chlorosilane  $\text{SiH}_3\text{Cl}$ .

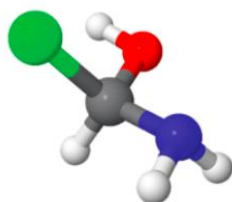


**Exercice 10 : Associer un nom à une géométrie**

- Associer les géométries pyramidale à base triangulaire, tétraédrique et coudée aux atomes de la molécule d'aminochlorométhanol.

**Données**

- $\text{H}$ ( $\circ$ );  $\text{C}$ ( $\bullet$ );  $\text{N}$ ( $\bullet$ );  $\text{O}$ ( $\bullet$ );  $\text{Cl}$ ( $\bullet$ ).



## Électronégativité Polarité des molécules

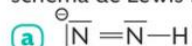
### Exercice 11 : Des dérivés de l'hydrazine

L'hydrazine est utilisée comme carburant de fusée. Sa molécule est formée uniquement de quatre atomes d'hydrogène et de deux atomes d'azote. La molécule de diazène a deux atomes d'hydrogène en moins.



1. Établir les schémas de Lewis des deux molécules.

2. Les ions diazenide **(a)** et diazenylium **(b)** ont pour schéma de Lewis :



Justifier les charges portées par l'atome d'azote dans chaque ion.

#### Données

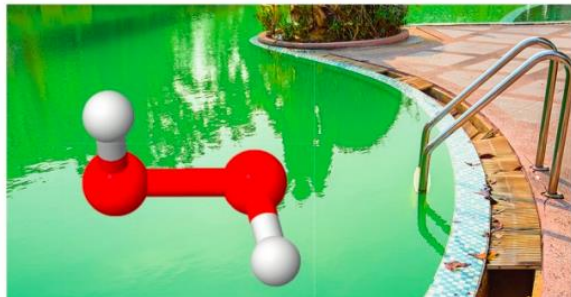
- H ( $1s^1$ ) ; N ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ).

### Exercice 12 : Polaire ou apolaire ?

Justifier.

Le peroxyde d'hydrogène est utilisé en traitement de choc contre les algues dans les piscines. Le modèle de la molécule est proposé ci-dessous.

- La molécule de peroxyde d'hydrogène est-elle polaire ?



### Exercice 13 : Le méthoxyméthane

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Le méthoxyméthane  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  est un gaz incolore utilisé pour traiter les verrues dans les fluides cryogéniques. Dans sa molécule, l'atome d'oxygène est fixé à deux atomes de carbone.

#### Données

- H ( $1s^1$ ) ;  $\chi(\text{H}) = 2,2$ .
- C ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ) ;  $\chi(\text{C}) = 2,6$ .
- O ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) ;  $\chi(\text{O}) = 3,4$ .
- On considère que les liaisons C-H de cette molécule ne sont pas polarisées.



Énoncé compact

- La molécule de méthoxyméthane est-elle polaire ?

Justifier.

**Exercice 14 : Prévoir la polarité d'une molécule**

- Parmi les deux molécules dont les modèles sont fournis, laquelle est une molécule polaire ? Justifier.



> Borane  $\text{BH}_3$



> Ammoniac  $\text{NH}_3$

Utiliser le réflexe 4

Données

- $\chi(\text{H}) = 2,2$  ;  $\chi(\text{B}) = 2,0$  et  $\chi(\text{N}) = 3,0$ .

**Exercice 15 : Justifier la polarité d'une molécule**

Le modèle de la molécule de trichlorométhane est donné ci-contre.

- Justifier que cette molécule est polaire.

Données

- $\chi(\text{H}) = 2,2$  ;  $\chi(\text{C}) = 2,6$  et  $\chi(\text{Cl}) = 3,2$ .

