







1 <sup>ère</sup> Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS M. KUNST- MEDICA	 La Salle Arignan Prêtres des Ecoles Catholiques
<b>Chapitre 11: De la structure à la polarité d'une entité chimique</b>		Cours livre p 85 à 87	

Nom : ..... Prénom : ..... Classe : .....

**PLAN DE TRAVAIL DU CHAPITRE 11**  
 Site internet : <http://www.lasallesciences.com>

### Les « attendus » du chapitre

Capacités visées :	Mon ressenti
<b>A faire après l'AD 11.1 : Schémas de Lewis des atomes, molécules et ions</b>	
Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , HCl, H <sup>+</sup> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> , HO <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup> .	
<b>A faire après l'AM 11.2 : Géométrie des molécules</b>	
Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.	
Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une molécule.	
<b>A faire après l'AD 11.3 : Polarité des molécules</b>	
Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.	
Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.	

### Les bons réflexes pour les exercices

Si l'énoncé demande de...	Il est nécessaire de...
Établir le schéma de Lewis d'une molécule.	<b>Réflexe 1</b> <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> <span style="float: right;">➔ Ex. 8, p. 92</span>
Justifier la charge portée par un ion polyatomique.	<b>Réflexe 2</b> <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> <span style="float: right;">➔ Ex. 10, p. 92</span>
Interpréter la géométrie d'un édifice polyatomique.	<b>Réflexe 3</b> <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> <span style="float: right;">➔ Ex. 18, p. 93</span>
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> <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> <span style="float: right;">➔ Ex. 20, p. 93</span>



## 12 Représenter une lacune électronique

**CORRIGÉ** | Rédiger une explication.

- À partir de la configuration électronique de l'atome d'hydrogène H ( $1s^1$ ), déterminer le schéma de Lewis de l'ion hydrogène  $H^+$ .

## 13 Justifier la présence d'une lacune électronique

**CORRIGÉ** | Utiliser un modèle pour expliquer.

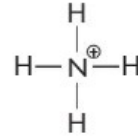
- Justifier la présence de la lacune dans le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium.



## 14 Proposer le schéma de Lewis d'un ion

**CORRIGÉ** | Proposer un modèle.

Le schéma de Lewis de l'ion ammonium est proposé ci-dessous.



1. Rechercher la place des éléments azote N et phosphore P dans le tableau périodique.

2. Proposer le schéma de Lewis de l'ion phosphonium  $PH_4^+$  et justifier la charge portée par l'atome de phosphore.

## 15 Choisir le schéma de Lewis d'un ion

**CORRIGÉ** | Utiliser un modèle pour prévoir.

Choisir le schéma de Lewis de l'ion hydrogénosulfure parmi les représentations proposées :



**Donnée**

- S ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ).

## A faire après les activités 11.2 et 11.3

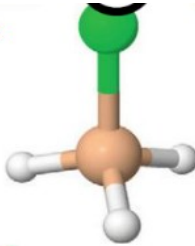
- Lire** les corrections des activités.
- Étudier** les parties « III et IV » du cours.

## Exercices d'application : 16-17-18-19-20-21 p 93

### 16 Nommer une figure géométrique

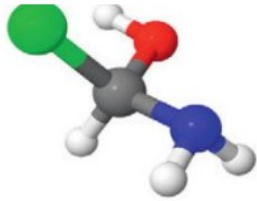
- Nommer la géométrie de la molécule de chlorosilane  $SiH_3Cl$ .

**Utiliser le réflexe 3**



### 17 Associer un nom à une géométrie

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

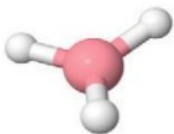


**Données**

- H (○); C (●); N (●); O (●); Cl (●).

### 20 Prévoir la polarité d'une molécule

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



> Borane  $BH_3$



> Ammoniac  $NH_3$

**Utiliser le réflexe 4**

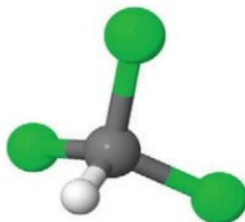
### 21 Justifier la polarité d'une molécule

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

- Justifier que cette molécule est polaire.

**Données**

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

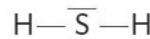


### 18 Justifier la géométrie d'une molécule

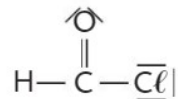
**CORRIGÉ** | Utiliser un modèle pour prévoir.

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

**Utiliser le réflexe 2**

### 19 Choisir un modèle

**CORRIGÉ** | Utiliser un modèle pour prévoir.

Les schémas de Lewis des molécules de phosphine  $PH_3$  et d'acide cyanhydrique  $HCN$  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

## Je fais le QCM p 89 puis je compare mes réponses avec la correction

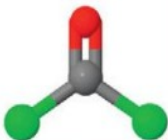
### 1 La formation d'une molécule ou d'un ion

Si erreur, revoir § 1, p. 85.

1. Dans le schéma de Lewis d'un atome, le point (•) représente un électron :	de la couche interne.	de la couche de valence.	susceptible de former une liaison covalente.
2. L'atome d'azote dont le schéma de Lewis est donné ci-contre : $\cdot\bar{\text{N}}\cdot$	peut s'entourer de trois atomes.	peut s'entourer de deux atomes.	peut former trois liaisons covalentes.
3. Dans la molécule de dichlore, dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, un atome de chlore est entouré de : $ \bar{\text{Cl}}-\bar{\text{Cl}} $	4 électrons.	7 électrons.	8 électrons.
4. La molécule de disulfure de dihydrogène $\text{H}_2\text{S}_2$ est formée d'atomes, dont les schémas de Lewis sont donnés ci-dessous : $ \bar{\text{S}}\cdot \text{H}\cdot$ Le schéma de Lewis de la molécule est :	$\langle\bar{\text{S}}=\text{H}-\text{H}=\bar{\text{S}}\rangle$	$\text{H}-\bar{\text{S}}-\bar{\text{S}}-\text{H}$	$\text{H}-\text{H}-\bar{\text{S}}=\bar{\text{S}}\rangle$
5. L'ion chlorure, dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, est entouré de : $ \bar{\text{Cl}} ^\ominus$	8 électrons.	9 électrons.	10 électrons.
6. Dans l'ion hydroxyde, dont le schéma de Lewis est donné ci-dessous : $\ominus \bar{\text{O}}-\text{H}$	l'atome d'hydrogène est entouré de 2 électrons.	l'atome d'oxygène est entouré de 8 électrons.	l'atome d'oxygène est entouré de 9 électrons.

### 2 La géométrie des édifices atomiques

Si erreur, revoir § 2, p. 86.

7. La géométrie de la molécule de phosgène, dont le modèle est représenté ci-contre, est : 	pyramidale.	triangulaire.	tétraédrique.
8. La géométrie de l'ion ammonium dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, est : $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{N}^+-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	pyramidale.	triangulaire.	tétraédrique.
9. La géométrie de l'ion ammonium $\text{NH}_4^+$ est due à :	la répulsion entre les doublets.	la répulsion entre les atomes.	la présence de la charge positive.

### 3 Les molécules polaires et apolaires

Si erreur, revoir § 3, p. 87.

10. L'électronégativité d'un atome traduit son aptitude à :	former une liaison avec un autre atome.	attirer le doublet qui le lie à un autre atome.	obtenir une configuration électronique identique à celle d'un gaz noble.
11. Les atomes de chlore $\text{Cl}$ et d'hydrogène $\text{H}$ ont pour électronégativités respectives 3,2 et 2,2.	La liaison $\text{H}-\text{Cl}$ est polarisée.	La molécule de chlorure d'hydrogène $\text{HCl}$ est apolaire.	Le doublet d'électrons est plus proche de l'atome d'hydrogène $\text{H}$ que de l'atome de chlore $\text{Cl}$ .

# Préparation au DS

**Je revisionne la vidéo bilan et je revois mon cours :**

		
<a href="#"><u>Schéma de Lewis</u></a>	<a href="#"><u>Géométrie des molécules</u></a>	<a href="#"><u>Polarité</u></a>

**Je réalise les exercices résolus puis je compare mes réponses aux corrections**

## 1 Exercice résolu

### Un herbicide controversé

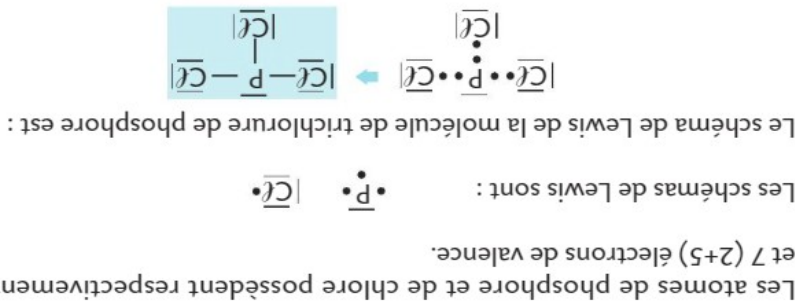
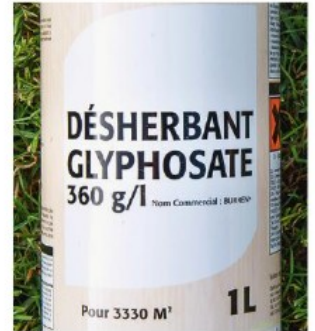
| Mobiliser et organiser ses connaissances ; proposer un modèle.

Dans l'industrie, le trichlorure de phosphore  $PCl_3$  est un intermédiaire de synthèse d'herbicides comme le glyphosate.

- Établir le schéma de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore  $PCl_3$ .

#### Données

- P ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ); Cl ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ).



- On utilise le **Réflexe 1**.
  - Détermination du nombre d'électrons de valence
  - Construction du schéma de Lewis des atomes
  - Association des électrons célibataires
- Solution rédigée**

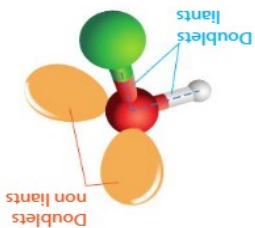
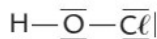
## 2 Exercice résolu

### Un traitement de l'eau

| Mobiliser et organiser ses connaissances ; utiliser un modèle pour expliquer.

L'acide hypochloreux est l'espèce active utilisée pour le traitement de l'eau de certaines piscines. La molécule d'acide hypochloreux est modélisée ci-contre.

- Interpréter la géométrie de la molécule autour de l'atome d'oxygène, à partir de son schéma de Lewis :



Dans la molécule d'acide hypochloreux, l'atome d'oxygène est entouré de quatre doublets (**deux doublets liants et deux doublets non liants**).

Pour minimiser leurs répulsions, ces doublets s'écartent au maximum les uns des autres. La molécule est donc **courbée**.

- On utilise le **Réflexe 3**.
  - Détermination du nombre d'atomes et de doublets non liants
  - Utilisation du vocabulaire approprié pour décrire la géométrie
- Solution rédigée**

### 3 Exercice résolu

#### Le méthanol

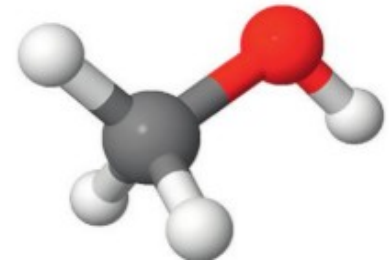
Mobiliser et organiser ses connaissances ; utiliser un modèle pour prévoir.

Le méthanol, dont le modèle de sa molécule est donné ci-contre, est un alcool produit naturellement par de nombreuses variétés de bactéries.

- La molécule de méthanol est-elle polaire ou apolaire ?

#### Données

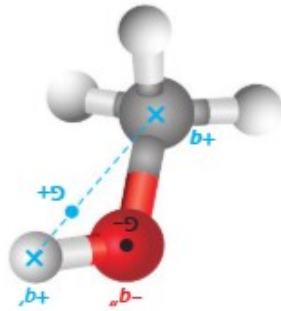
- $\chi(\text{H}) = 2,2$  ;  $\chi(\text{C}) = 2,6$  et  $\chi(\text{O}) = 3,4$ .
- Les valeurs des électronégativités des atomes d'hydrogène et de carbone étant proches, les liaisons C-H sont non polarisées.



La valeur très différente de l'électronégativité de l'atome d'oxygène par rapport à celles des atomes de carbone et d'hydrogène fait que les liaisons C-O et O-H sont polarisées, d'où la charge partielle négative  $-q$  sur l'atome d'oxygène et les charges partielles positives  $+q'$  et  $+q$  sur ceux d'hydrogène et de carbone.

La molécule étant coude autour de l'atome d'oxygène, la position moyenne des charges négatives partielles  $G^-$  est située sur l'atome d'oxygène, alors que la position moyenne des charges partielles positives  $G^+$  est située sur le segment reliant les centres des atomes de carbone C et d'hydrogène H.

Les positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues : la molécule de méthanol est polaire.



Vérification de la polarité de la molécule

Détermination de la position moyenne des charges

Détermination de la polarisation des liaisons

On utilise le Réflexe

Solution rédigée

### Faire l'exercice suivant de fin de chapitre

#### Exercice 1 : Le méthoxyméthane (n°29 p 95)

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

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

1. Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes de la molécule de méthoxyméthane.
2. Établir le schéma de Lewis de chaque atome puis de la molécule.
3. Pour chacun des atomes de carbone et d'oxygène, déterminer le nombre d'atomes et de doublets non liants entourant chacun d'eux.
4. Justifier alors la géométrie de la molécule autour de ces atomes.
5. Expliquer pourquoi les liaisons C-O de cette molécule sont polarisées.
6. Déterminer la position moyenne des charges partielles positives et négatives.
7. La molécule de méthoxyméthane est-elle polaire ?

### Faire le DS de l'année N-1 si disponible en ligne

- **Se mettre** en situation et **faire** le DS type de l'année N-1 si disponible en ligne puis **comparer** sa copie avec la correction.

Après mes révisions, je me sens dans l'état d'esprit suivant pour aborder le devoir surveillé :

