Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M GINEYS M / M.KUNST-MEDICA	La Salle Avignon – Frères des Écoles Chrétiennes
Chapitre 11 : De la structure à la polarité d'une entité chimique		Cours livre p 85 à 87	

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

Mon livret « plan de travail et parcours d'exercices ».

A remettre au professeur le jour du DS avec les feuilles d'exercices

Site internet : http://www.lasallesciences.com

Les « attendus » du chapitre

Bilan	Mon opinion après avoir réalisé les exercices	Avis du professeur après le DS
A faire après l'AD 11.1 : Schémas de Lewis des atomes, molécules et ions		
Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O_2, H_2, N_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, HCl, H^+, H_3O^+, Na^+, NH_4^+, Cl^-, HO^-, O^{2-}.		
A faire après l'AM 11.2 : Géométrie des molécules		
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.		
A faire après l'AD 11.3 : Polarité des molécules		
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.	**Réflexe 1** — Ex. 8, p. 92 **Déterminer** le nombre d'électrons de valence de chaque atome. **Construire** un schéma de Lewis de chaque atome. **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.
Justifier la charge portée par un ion polyatomique.	**Réflexe 2** — Ex. 10, p. 92 **Construire** ou **repérer** le schéma de Lewis de l'ion. **Déterminer** le nombre d'électrons de valence de l'atome portant la charge. **Dénombrer** les électrons appartenant « en propre » à l'atome et comparer ce nombre au nombre d'électrons de valence : – un excès d'électron(s) conduit à attribuer une (ou plusieurs) charge(s) négative(s) à l'atome ; – et inversement dans le cas d'un défaut d'électron(s).
Interpréter la géométrie d'un édifice polyatomique.	**Réflexe 3** — Ex. 18, p. 93 **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. **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.
Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.	**Réflexe 4** — Ex. 20, p. 93 **Déterminer** si les liaisons entre les atomes sont polarisées à partir des électronégativités des atomes de la molécule. **Exploiter** la géométrie de la molécule pour déterminer les positions moyennes des charges partielles positives et négatives. **Vérifier** si ces positions : – sont confondues : la molécule est apolaire ; – ne sont pas confondues : la molécule est polaire.

Les vidéos du chapitre

https://youtu.be/cRsAjpuyjmg	https://youtu.be/D-LaL3l-cdw	https://youtu.be/Dg9cDN05X7U
Schéma de Lewis	**Géométrie des molécules**	**Polarité**

Le plan de travail
(surligner les étapes réalisées)

A faire dès la semaine où le chapitre commence en classe.

Visionner la vidéo : Schéma de Lewis, je réalise une fiche de synthèse, et j'étudie la carte bilan de la fiche.
Faire les exercices de la fiche de préparation et je compare mes résultats à la correction disponible sur « lasallesciences.com »
Je complète « I » du cours et je l'étudie.

A faire après l'AD 11.1 : Géométrie des molécules

<u>Lire</u> la correction de l'AD 11.
<u>Compléter</u> le « II » du cours et l'étudier.

Exercices d'application : 4-5-6-7-8-9-10-11-12-13-14-15 p 92-93

4 Déterminer un nombre d'électrons de valence

CORRIGÉ

| Mobiliser ses connaissances.

On considère les éléments des colonnes 1, 2, 13 et 17 du tableau périodique des éléments.

- Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes correspondants.

5 Déterminer une place dans le tableau périodique

| Mobiliser ses connaissances.

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							

6 Établir le schéma de Lewis d'un atome

CORRIGÉ

| Proposer un modèle.

On considère les éléments de la deuxième ligne du tableau périodique.

1. Repérer ces éléments dans le tableau périodique (Rabat VI) et déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes correspondants.
2. Établir le schéma de Lewis de chacun des atomes de ces éléments.

7 Attribuer, à un atome, son schéma de Lewis

| Choisir un modèle.

- Choisir, parmi les représentations suivantes, le schéma de Lewis de l'atome de soufre S ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$).

a $|\underline{S}$ b $|\underset{\bullet}{\underline{S}}\bullet$ c $\bullet\underset{\bullet}{\overset{\bullet}{\underline{S}}}\bullet$

8 Établir le schéma de Lewis d'une molécule

CORRIGÉ

| Proposer un modèle.

On considère les éléments suivants appartenant à la 17e colonne du tableau périodique : F, Cℓ et Br.

- Construire les schémas de Lewis des molécules que chacun de ces atomes peut former avec un atome d'hydrogène H ($1s^1$). Utiliser le réflexe 1

9 Choisir le schéma de Lewis d'une molécule

| Choisir un modèle.

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 :

a $\langle N{=}N\rangle$ b $|N{\equiv}N|$ c $|\underline{N}{-}\underline{N}|$

10 Justifier la charge d'un ion

CORRIGÉ

| Utiliser un modèle pour expliquer.

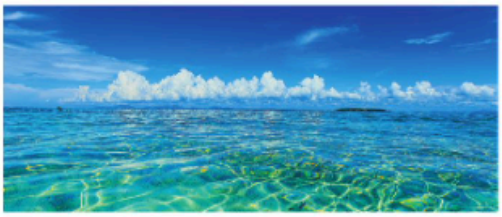
Les éléments oxygène O et chlore Cℓ appartiennent respectivement à la 16e et à la 17e période du tableau périodique.

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

a $|\overline{O}|^{2\ominus}$ b $|\overline{C\ell}|^{\ominus}$

11 Proposer le schéma de Lewis d'un ion

| Proposer un modèle.



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.

12 Représenter une lacune électronique

CORRIGÉ

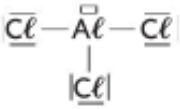
| Rédiger une explication.

- 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

| Utiliser un modèle pour expliquer.

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

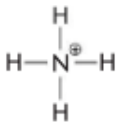


14 Proposer le schéma de Lewis d'un ion

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

| 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 l'AD 11.2 : Géométrie des molécules

<u>Lire</u> la correction de l'AD 12.

<u>Compléter</u> le « III » du cours et l'étudier.

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

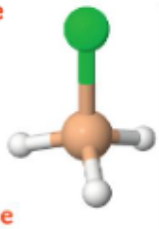
16 Nommer une figure géométrique

CORRIGÉ

| Mobiliser ses connaissances.

- Nommer la géométrie de la molécule de chlorosilane $SiH_3C\ell$.

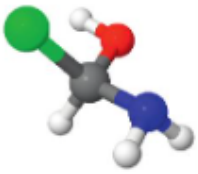
Utiliser le réflexe 3



17 Associer un nom à une géométrie

| Mobiliser ses connaissances.

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



Données

- H(○) ; C(●) ; N(●) ; O(●) ; Cℓ(●).

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

| 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

A faire après l'AD 11.3 : Polarité des molécules

***Lire** la correction de l'AD 11.3.*
***Compléter** le « IV » du cours et l'étudier.*

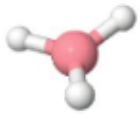
Exercices d'application : 20-21 p 93

20 Prévoir la polarité d'une molécule

CORRIGÉ

| Utiliser un modèle pour prévoir.

- 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

Données

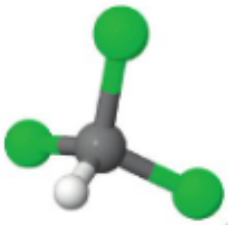
- $\chi(H) = 2{,}2$; $\chi(B) = 2{,}0$ et $\chi(N) = 3{,}0$.

21 Justifier la polarité d'une molécule

| Utiliser un modèle pour prévoir.

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 $\chi(C\ell) = 3{,}2$.

A faire la semaine et les jours qui précède le devoir surveillé

Visionner les *vidéos de cours « schéma de Lewis », « géométrie des molécules », et « polarité ». Je réalise une fiche de synthèse par vidéo.*
Reprendre et étudier le cours. Possibilité de lire dans le livre : cours p *85 à 87*
Reproduire une fiche de la partie « essentiel » et la **maitriser**

Faire les exercices résolus sans correction, puis corriger

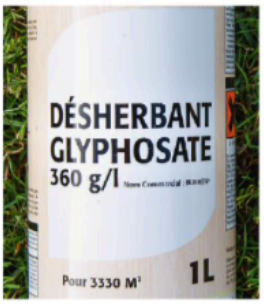
1 Exercice résolu

Un herbicide controversé

| Mobiliser et organiser ses connaissances ; proposer un modèle.

Dans l'industrie, le trichlorure de phosphore $PC\ell_3$ est un intermédiaire de synthèse d'herbicides comme le glyphosate.

- Établir le schéma de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore $PC\ell_3$.



Données

- P ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$) ; $C\ell$ ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$).

Solution rédigée

- On utilise le Réflexe 1.

Détermination du nombre d'électrons de valence

Construction du schéma de Lewis des atomes

Association des électrons célibataires

Les atomes de phosphore et de chlore possèdent respectivement 5 (2+3) et 7 (2+5) électrons de valence.

Les schémas de Lewis sont : $\bullet\overline{\underset{\bullet}{P}}\bullet$ $\quad |\overline{\underline{C\ell}}\bullet$

Le schéma de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore est :

$$|\overline{\underline{C\ell}}\bullet\bullet\underset{\underset{|\underline{C\ell}|}{\bullet}}{\overline{\underset{\bullet}{P}}}\bullet\bullet\overline{\underline{C\ell}}| \Rightarrow |\overline{\underline{C\ell}}-\underset{\underset{|\underline{C\ell}|}{|}}{\overline{P}}-\overline{\underline{C\ell}}|$$

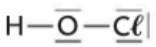
2 Exercice résolu

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 :

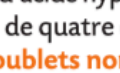


Solution rédigée

- **On utilise le Réflexe 3.**

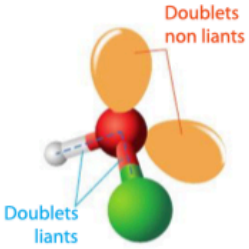
Détermination du nombre d'atomes et de doublets non liants

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



Utilisation du vocabulaire approprié pour décrire la géométrie

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

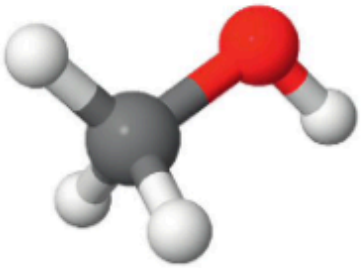


3 Exercice résolu

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

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

Solution rédigée

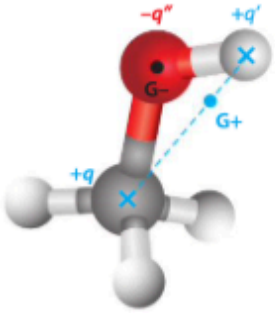
- **On utilise le Réflexe 4.**

Détermination de la polarisation des liaisons

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.

Détermination de la position moyenne des charges

La molécule étant coudée 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.



Vérification de la polarité de la molécule

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

Répondre au QCM de fin de chapitre

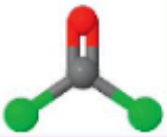
1 La formation d'une molécule ou d'un ion

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 : $\cdot\overline{\underset{\cdot}{N}}\cdot$	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 : $\lvert\overline{\underline{C\ell}}-\overline{\underline{C\ell}}$	4 électrons.	7 électrons.	8 électrons.
4. La molécule de disulfure de dihydrogène H_2S_2 est formée d'atomes, dont les schémas de Lewis sont donnés ci-dessous : $\lvert\underset{\cdot}{\underline{S}}\cdot \quad H\cdot$ Le schéma de Lewis de la molécule est :	$\langle\overline{\underline{S}}-H-H-\overline{\underline{S}}\rangle$	$H-\overline{\underline{S}}-\overline{\underline{S}}-H$	$H-H-\overline{\underline{S}}-\overline{\underline{S}}\rangle$
5. L'ion chlorure, dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, est entouré de : $\lvert\overline{\underline{C\ell}}\rvert^{\ominus}$	8 électrons.	9 électrons.	10 électrons.
6. Dans l'ion hydroxyde, dont le schéma de Lewis est donné ci-dessous : $\lvert\overset{\ominus}{\underline{O}}-H$	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 shéma de Lewis est donné ci-contre, est : $\begin{array}{c}H\\\lvert\\H-\overset{\oplus}{N}-H\\\lvert\\H\end{array}$	pyramidale.	triangulaire.	tétraédrique.
9. La géométrie de l'ion ammonium 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 $C\ell$ et d'hydrogène H ont pour électronégativités respectives 3,2 et 2,2.	La liaison $H-C\ell$ est polarisée.	La molécule de chlorure d'hydrogène $HC\ell$ est apolaire.	Le doublet d'électrons est plus proche de l'atome d'hydrogène H que de l'atome de chlore $C\ell$.

Faire les exercices suivants de fin de chapitre

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

Le méthoxyméthane C_2H_6O 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 ($1s^1$) ; $\chi(H) = 2{,}2$.
- C ($1s^2\ 2s^2\ 2p^2$) ; $\chi(C) = 2{,}6$.
- O ($1s^2\ 2s^2\ 2p^4$) ; $\chi(O) = 3{,}4$.
- 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

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

Préparer la pochette de révisions

Elle doit contenir le livret « Parcours d'exercices et l'ensemble des exercices faits dans le chapitre, les fiches de révisions réalisées.

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