

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

## Géométrie et polarité des entités chimiques

Objectifs	Classe
<input type="checkbox"/> Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique. Géométrie des entités. Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	1 <sup>ère</sup> Spé
Durée	
2 h	

## 1 Le schéma de Lewis d'une entité chimique

### Document 1: Schéma de Lewis d'un atome

Le schéma de Lewis d'un atome représente la couche électronique de valence de l'atome.

Les électrons de valence sont représentés par des points que l'on répartit l'un après l'autre sur les quatre « côtés » du symbole.

La configuration électronique de l'atome nous renseigne sur le nombre de liaison que doit faire l'atome pour gagner en stabilité, c'est-à-dire **saturer sa couche de valence**. Ainsi, les électrons de valence qui ne sont pas impliqués dans des liaisons forment des doublets non-liants représentés par des traits.

On a donc en résumé:

- Les « électrons célibataires », qui seront impliqués dans les liaisons, sont représentés par un point.
- Des électrons par paires appelés « doublet non liant » et représenté par un trait –.
- des côtés sans électrons appelés « lacune électronique » et représenté par un rectangle □, pour les sous-couches 2p et 3p uniquement.

Exemple: Le soufre ( $Z = 16$ ) a pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Il a donc 6 électrons de valence répartis autour de l'atome :



Pour être stable, le soufre doit donc faire deux liaisons (gagner deux électrons pour saturer sa couche de valence). Il restera donc  $6 - 2 = 4$  électrons qui formeront 2 doublets non-liants.

Le schéma de Lewis de l'atome de soufre va contenir 2 doublets non liants et 2 électrons célibataires :



L'emplacement de ces doublets non liants et de ces électrons célibataires n'a pas d'importance, du moment qu'ils sont autour du symbole.

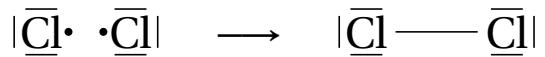
### Document 2: Schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes.

Les électrons célibataires face à face s'assemblent et forment alors des doublets liants. Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une liaison covalente.

Exemple: Formation de la molécule de dichlore  $\text{Cl}_2$

Le schéma de Lewis fait donc apparaître les doublets liants et les doublets non liants. La formule développée ne fait apparaître quant à elle que les doublets liants.



## 1. Compléter le tableau suivant:

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaison covalentes	Nombre de doublets non-liants	Schéma de Lewis
Azote N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	3	1	$\left \dot{\text{N}}\right $
Oxygène O	Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	2	2	$\cdot\overline{\text{O}}\cdot$
Hydrogène H	Z = 1	$1s^1$	1	1	0	$\text{H}\cdot$
Chlore Cl	Z = 17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	1	3	$\left \overline{\text{Cl}}\right $
Carbone C	Z = 6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	4	0	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$
Aluminium Al	Z = 13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3	3	0	$\cdot\overline{\text{Al}}\cdot$
Argon Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	0	4	$\left \overline{\text{Ar}}\right $

## 2. Donner le schéma de Lewis des molécules suivantes:

Méthane CH <sub>4</sub>	Chlorure d'hydrogène HCl	Eau H <sub>2</sub> O
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}—\text{C}—\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$ \overline{\text{Cl}} —\text{H}$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Dioxyde de carbone CO <sub>2</sub>	Diazote N <sub>2</sub>	Ammoniac NH <sub>3</sub>
$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	$ \text{N}\equiv\text{N} $	$\begin{array}{c} \text{H}—\overline{\text{N}}—\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Cyanure d'hydrogène HCN	Méthanal CH <sub>2</sub> O	Méthylamine CH <sub>5</sub> N
$ \text{N}\equiv\text{C}—\text{H} $	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\   &   \\ \text{H}—\text{C}—\text{N}   \\   &   \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$

## 2 La géométrie des molécules

### Document 3: La théorie VSEPR

La théorie VSEPR, mise au point par le chimiste britannique Ronald Gillespie en 1957, permet de prédire la géométrie des molécules en partant d'un principe simple: les doublets d'électrons (liants ou non liants) étant chargés négativement, ils se repoussent les uns les autres. Ils adoptent des directions qui leur permettent d'être éloignés au maximum les uns des autres.

- Dans un moteur de recherche, taper : « animation colorado vsepr ».
- Choisir le lien correspondant à l'adresse: <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/molecule-shapes>
- Lancer l'animation en appuyant sur lecture.
- Sélectionner la case à gauche intitulée : « VSEPR ».
- Cliquer en bas de l'écran sur « Géométrie de la molécule » et « Figure de répulsion ».

3. En utilisant les schémas de Lewis précédents, construire avec l'animation les molécules suivantes à partir de l'atome central en ajoutant des liaisons simples, doubles ou triples et des doublets non liants si nécessaire. Compléter le tableau suivant. Ne pas hésiter à faire tourner les molécules pour mieux les observer !

Molécule	Formule brute	Géométrie de la molécule	Figure de répulsion	Dessin de la molécule
Méthane	$\text{CH}_4$	Tétrابédrique	Tétrابédrique	
Ammoniac	$\text{NH}_3$	Pyramidal	Tétrابédrique	
Eau	$\text{H}_2\text{O}$	Coudée	Tétrابédrique	
Méthanal	$\text{CH}_2\text{O}$	Triangulaire plane	Triangulaire plane	
Dioxyde de carbone	$\text{CO}_2$	Linéaire	Linéaire	
Cyanure d'hydrogène	$\text{HCN}$	Linéaire	Linéaire	

4. Chercher sur Internet la signification de l'acronyme « VSEPR ». Noter sa traduction en français.

**Solution:** VSEPR signifie "Valence Shell Electron Pair Repulsion" qui se traduit en français par "Répulsion des paires électroniques de la couche de valence".

### 3 La polarité des molécules

#### □ Document 4: Électronégativité

L'électronégativité d'un élément chimique est une grandeur sans unité, désignée par la lettre grecque  $\chi$  « khi », représentant la capacité de l'élément à attirer les électrons de la liaison covalente dans laquelle il est engagé. Exemple :  $\chi(C) = 2,55$ . Plus un élément chimique est électronégatif, et plus il attire les électrons.

#### Électronégativité des éléments (échelle de Pauling)

H 2.20						He —
Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98
Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16
K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96
Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.10	I 2.66
						Xe —

Le tableau précédent donne les valeurs d'électronégativité de quelques éléments chimiques de la classification périodique, d'après l'échelle de Pauling.

5. Quel élément a l'électronégativité la plus forte ?

**Solution:** Le fluor (F) avec  $\chi = 3,98$ .

6. De manière générale (à quelques exceptions près), l'électronégativité augmente-t-elle de gauche à droite ou de droite à gauche ? De haut en bas ou de bas en haut ?

**Solution:** L'électronégativité augmente de gauche à droite et de bas en haut dans le tableau périodique.

7. Relever dans le tableau les électronégativités de l'atome d'oxygène  $\chi(O)$  et de l'atome d'hydrogène  $\chi(H)$ .

**Solution:**  $\chi(O) = 3,44$  et  $\chi(H) = 2,20$ .

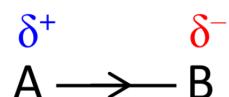
8. Pourquoi les gaz nobles situés sur la dernière colonne ne sont-ils pas concernés par la notion d'électronégativité ? (Aide : S'engagent-ils facilement dans des liaisons covalentes ?)

**Solution:** Les gaz nobles ont leur couche de valence complète (8 électrons sauf He qui en a 2). Ils sont donc stables et ne s'engagent généralement pas dans des liaisons covalentes. L'électronégativité ne les concerne pas car ils ne forment pas de liaisons.

## Document 5: Polarisation des liaisons

Une liaison covalente entre deux atomes A et B est la mise en commun de 2 électrons sur la couche de valence des atomes. Elle est représentée par un trait horizontal entre les deux symboles :  $A - B$ .

Dans la liaison covalente  $A - B$ , si l'atome B est plus électronégatif que l'atome A, alors l'atome B « attire plus » les électrons de la liaison, le doublet d'électrons est statistiquement plus proche de B que de A.



L'atome B porte alors une charge électrique partielle négative notée «  $\delta^-$  » tandis que l'atome A porte une charge électrique partielle positive notée «  $\delta^+$  ». La liaison  $A - B$  est dite polarisée.

Une flèche sur la liaison indique le sens de polarisation, c'est-à-dire le sens de déplacement des électrons de la liaison vers l'atome le plus électronégatif.

Comment savoir si une liaison est polarisée ou non ?

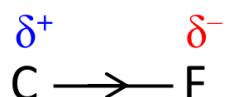
On calcule la différence d'électronégativité  $\Delta\chi$  entre les deux atomes d'une liaison en faisant:

$$\Delta\chi = |\chi(A) - \chi(B)| \quad (1)$$

- Quand cette différence d'électronégativité est inférieure à 0,4 ( $\Delta\chi < 0,4$ ), la liaison est **non polarisée ou apolaire**. Le doublet d'électrons est alors équitablement réparti entre les deux atomes.
- Quand cette différence d'électronégativité est comprise entre 0,4 et 1,7 ( $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ ), la liaison est **polarisée**. Le doublet d'électrons de la liaison est plus proche de l'atome le plus électronégatif.
- Quand cette différence d'électronégativité est supérieure à 1,7 ( $\Delta\chi > 1,7$ ), la liaison est dite **ionique**. Le doublet d'électrons est alors intégralement capté par l'atome le plus électronégatif.

Exemple:

Pour la liaison C–F, la différence d'électronégativité vaut:  $\Delta\chi = 3,98 - 2,55 = 1,43$ . La liaison est donc polarisée et se représente ainsi:



On ajoute un «  $\delta^-$  » sur l'atome le plus électronégatif et un «  $\delta^+$  » au-dessus de l'atome le moins électronégatif. Enfin, on ajoute la flèche sur la liaison vers l'atome le plus électronégatif.

9. Compléter le tableau suivant pour chaque liaison:

Liaison	Valeur de $\Delta\chi$	Liaison apolaire, polarisée ou ionique	Représentation de la liaison
H–Cl	$3,16 - 2,20 = 0,96$	Polarisée	$\text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$
H–H	$2,20 - 2,20 = 0,00$	Apolaire	$\text{H} - \text{H}$
O–H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	Polarisée	$\text{H}^{\delta+} - \text{O}^{\delta-}$
Na–Cl	$3,16 - 0,93 = 2,23$	Ionique	$\text{Na}^+   \overline{\text{Cl}}^-$
C–O	$3,44 - 2,55 = 0,89$	Polarisée	$\text{C}^{\delta+} - \text{O}^{\delta-}$
N–H	$3,04 - 2,20 = 0,84$	Polarisée	$\text{H}^{\delta+} - \text{N}^{\delta-}$
C–H	$2,55 - 2,20 = 0,35$	Apolaire	$\text{C} - \text{H}$
C–Cl	$3,16 - 2,55 = 0,61$	Polarisée	$\text{C}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$
K–Br	$2,96 - 0,82 = 2,14$	Ionique	$\text{K}^+   \overline{\text{Br}}^-$
C–N	$3,04 - 2,55 = 0,49$	Polarisée	$\text{C}^{\delta+} - \text{N}^{\delta-}$

## Document 6: Polarité des molécules

Une molécule est dite **polaire**:

- si elle contient au moins une liaison polarisée.
- si le « centre géométrique » des charges positives (noté  $G^+$ ) est différent du centre géométrique des charges négatives (noté  $G^-$ ).

Si ces deux centres sont confondus, alors la molécule est dite apolaire.

Le centre géométrique correspond à une notion mathématique qui n'est plus au programme depuis longtemps... Il s'agit « en gros » du centre de gravité (du milieu) des positions des charges partielles.

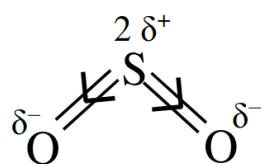
Comment savoir si une molécule est polaire ou non ?

- On détermine la géométrie de la molécule.
- On compare les électronégativités des atomes formant les liaisons et on en déduit les charges partielles portées par chacun des atomes de la molécule.
- On détermine les positions des centres géométriques des charges positives  $G^+$  et négatives  $G^-$ .
- On conclut grâce à la définition de la polarité d'une molécule donnée ci-dessus.

Exemple: Le dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  est une molécule coudée. La liaison  $S = O$  est polarisée ( $\Delta\chi = 3,44 - 2,58 = 0,86$ ) et se représente par :

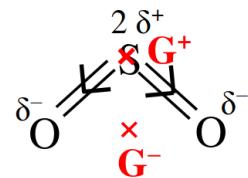


Les atomes de la molécule portent les charges partielles suivantes:



Les deux charges  $\delta^+$  sur l'atome de soufre s'additionnent pour donner :  $2\delta^+$ .

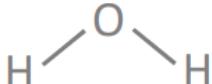
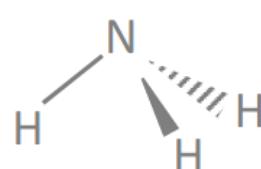
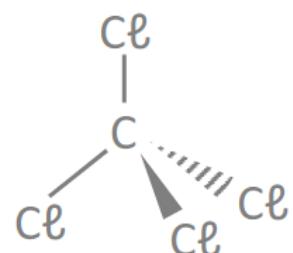
Les positions des centres géométriques sont les suivantes:



Les centres  $G^+$  et  $G^-$  ne sont pas confondus la molécule est donc polaire.

10. Sur chaque modèle suivant:

- Utiliser le tableau précédent pour indiquer les charges partielles  $\delta^+$  et  $\delta^-$  sur chaque atome (pour les liaisons polarisées). Attention, les charges partielles s'additionnent ! Par exemple :  $\delta^+ + \delta^+ = 2\delta^+$ .
- Représenter positions des centres  $G^+$  et  $G^-$  comme sur le modèle précédent;
- En déduire si la molécule est polaire ou non.

Molécule	Géométrie	Polaire ou apolaire ?
Chlorure d'hydrogène HCl	$\text{H}-\text{Cl}$	Polaire car la seule liaison est polarisée
Eau $\text{H}_2\text{O}$		Polaire car les liaisons sont polarisées et le centre géométrique des charges partielles positives et négatives ne se confondent pas.
Dioxyde de carbone $\text{CO}_2$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	Apolaire car le centre géométrique des charges partielles positives et négatives se confondent.
Ammoniac $\text{NH}_3$		Polaire car les liaisons sont polarisées et le centre géométrique des charges partielles positives et négatives ne se confondent pas.
Tétrachlorométhane $\text{CCl}_4$		Apolaire car le centre géométrique des charges partielles positives et négatives se confondent.
Cyanure d'hydrogène HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	Polaire car seule la triple liaison C-N est polarisée.

11. Une molécule contenant des liaisons polarisées est-elle nécessairement polaire ? Justifier.

**Solution:** Non, une molécule contenant des liaisons polarisées n'est pas nécessairement polaire.

Pour qu'une molécule soit polaire, il faut :

- qu'elle contienne au moins une liaison polarisée ET
- que les centres géométriques des charges positives et négatives soient distincts.

Exemple :  $\text{CO}_2$  contient des liaisons C=O polarisées mais sa géométrie linéaire et symétrique fait que les centres  $G^+$  et  $G^-$  sont confondus. La molécule est donc apolaire malgré ses liaisons polarisées.

De même,  $\text{CCl}_4$  contient des liaisons C-Cl polarisées mais sa géométrie tétraédrique régulière rend la molécule apolaire par compensation des dipôles.