

| | | | | |
|------------------------------------|---|-----------------|--|----------------|
| Noms : | | Prénoms : | | Classe : |
| Première Spécialité Activité | Thème : Constitution et transformation de la matière Chapitre 13 : La polarité des entités chimiques | | | 20 |
| | Géométrie et polarité des entités chimiques | | | |

I Le schéma de Lewis d'une entité

A) Schéma de Lewis d'un atome

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

Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole 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. Par conséquent, à partir du 5^{ème} électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des doublets non liants.

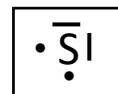
On peut donc trouver autour du symbole de l'atome :

- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point •.
- des électrons par pair 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 :

Les électrons qui se retrouvent par pair sur un même côté sont représentés par un trait.

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.



1) Compléter le tableau suivant :

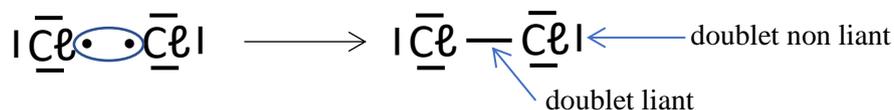
| Atome | Numéro atomique Z | Configuration électronique | Nombre d'électrons de valence | Schéma de Lewis |
|--------------|-------------------|----------------------------|-------------------------------|-----------------|
| Azote N | Z = 7 | | | |
| Oxygène O | Z = 8 | | | |
| Hydrogène H | Z = 1 | | | |
| Chlore Cl | Z = 17 | | | |
| Carbone C | Z = 6 | | | |
| Aluminium Al | Z = 13 | | | |
| Argon Ar | Z = 18 | | | |

B) 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 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.

2) Donner le schéma de Lewis des molécules suivantes :

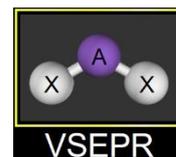
| | | |
|---|---|---|
| Méthane CH_4 | Chlorure d'hydrogène HCl | Eau H_2O |
| | | |
| Dioxyde de carbone CO_2 | Diazote N_2 | Ammoniac NH_3 |
| | | |
| Cyanure d'hydrogène HCN (Carbone au milieu) | Méthanal CH_2O (Carbone au milieu) | Méthylamine $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ |
| | | |

II La géométrie des molécules

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 négatifs, 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, **sauf la dernière colonne**.

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 | CH ₄ | | | |
| Ammoniac | NH ₃ | | | |
| Eau | H ₂ O | | | |
| Méthanal | CH ₂ O | | | |
| Dioxyde de carbone | CO ₂ | | | |
| Cyanure d'hydrogène | HCN | | | |

- Construire les molécules précédentes à l'aide de la boîte de modèles moléculaires.

| Oxygène | Hydrogène | Azote | Carbone 4 liaisons simples | Carbone 1 liaison double, 2 liaisons simples | Carbone 1 liaison triple, 1 liaison simple |
|---------|-----------|-------|-------------------------------|--|--|
| Rouge | Blanc | Bleu | Noir | Gris foncé | Gris clair |

- 4) Compléter la dernière colonne en dessinant les molécules et en respectant au mieux leur géométrie.
 5) Chercher sur Internet la signification de l'acronyme « VSEPR ». Noter sa traduction en français.

.....

.....

.....

.....

.....

III La polarité des molécules

A) L'électronégativité

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

| | | | | | | | |
|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|----|
| 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 | Ne |
| Na 0,93 | Mg 1,31 | Al 1,61 | Si 1,90 | P 2,19 | S 2,58 | Cl 3,16 | Ar |
| K 0,82 | Ca 1,00 | Ga 1,81 | Ge 2,01 | As 2,18 | Se 2,55 | Br 2,96 | Kr |
| Rb 0,82 | Sr 0,95 | In 1,78 | Sn 1,96 | Sb 2,05 | Te 2,10 | I 2,66 | Xe |

Plus un élément chimique est **électronégatif**, et plus il est « avide » d'électrons. Le tableau précédent donne les valeurs d'électronégativité de quelques éléments chimiques de la classification périodique, d'après l'échelle de Pauling.

6) *Quel élément a l'électronégativité la plus forte ?*

7) *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 ?*

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

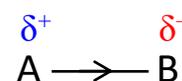
9) *Pourquoi les gaz nobles situés sur la dernière colonne ne sont-ils pas concernés par la notion d'électronégativité ? (Aide : S'engagent-ils facilement dans des liaisons covalentes ?)*

B) Les liaisons polarisées

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 :



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 « δ^- » tandis que l'atome A porte une charge électrique partielle positive notée « δ^+ ». 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 :

$$\Delta\chi = \chi_{\text{la plus élevée}} - \chi_{\text{la plus faible}}$$

- 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.

Par 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 « δ^- » sur **l'atome le plus électronégatif** et un « δ^+ » au-dessus de l'atome le moins électronégatif. Enfin, on ajoute la flèche sur la liaison vers l'atome le plus électronégatif.

10) Compléter le tableau suivant pour chaque liaison :

| Liaison | Valeur de $\Delta\chi$ | Liaison apolaire, polarisée ou ionique | Représentation de la liaison uniquement pour les liaisons polarisées |
|---------|------------------------|--|---|
| H – Cl | | | |
| H – H | | | |
| O – H | | | |
| Na – Cl | | | |
| C – O | | | |
| N – H | | | |
| C – H | | | |
| C – Cl | | | |
| K – Br | | | |
| C – N | | | |

C) Les molécules polaires et apolaires

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.

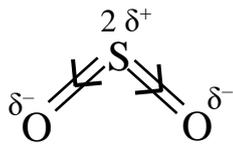
Comment savoir si une molécule est polaire ou non ?

- ✓ 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 d'une molécule polaire.

Exemple : Le dioxyde de soufre SO_2 est une molécule coudée.

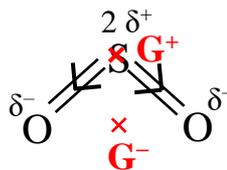
La liaison S = O est polarisée ($\Delta\chi = 3,44 - 2,58 = 0,86$) et se représente par : $S \overset{\delta^+}{=} \overset{\delta^-}{O}$

Les atomes de la molécule portent les charges partielles suivantes :



Les deux charges δ^+ 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**

11) Sur chaque modèle suivant :

- Utiliser le tableau précédent pour indiquer les charges partielles δ^+ et δ^- 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 | H - Cl | |
| Eau H ₂ O | | |
| Dioxyde de carbone CO ₂ | O = C = O | |
| Ammoniac NH ₃ | | |
| Tétrachlorométhane CCl ₄ | | |
| Cyanure d'hydrogène HCN | H - C ≡ N | |

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

.....

.....

.....

.....