


Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA	 Frères des Écoles Chrétiennes
<u>Chapitre 11 : De la structure à la polarité d'une entité</u>			
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie			
Activité documentaire n°11.3 : <u>Polarité des molécules.</u>			
Questions	Compétence visée		Points attribués
6, 7, 8	S'approprier		/1,5
9	Analyser, raisonner		/0,5
10	Raisonner (utiliser un modèle pour expliquer)		/5
11	Raisonner (utiliser un modèle pour expliquer)		/1,5
12	Raisonner (utiliser un modèle pour expliquer)		/1
Devoir global	Rendre compte à l'écrit en utilisant un vocabulaire scientifique adapté et présenter son travail sous une forme appropriée et être vigilant vis-à-vis de l'orthographe	Communiquer	/0,25
Total 1 :	Remarques :		/9,75

Notation individuelle :

CLASSE :		Numéro de paillasse :		Élève n° 1 :		Élève n° 2 :		Élève n° 3 :	
.....		
Activité	Capacités attendues	Compétence visée	Points attribués	Signatures	Points attribués	Signatures	Points attribués	Signatures	
Séance en groupe	Travailler en équipe, partager des tâches, s'engager dans un dialogue constructif, respecter ses camarades, son professeur et les lieux de travail ...	Être autonome et faire preuve d'initiative	/0,25		/0,25		/0,25		
TOTAL 2			/0,25		/0,25		/0,25		
Total 1 + 2			/10		/10		/10		

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 ?*

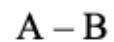
7) *De manière générale (à quelques exceptions près), l'électronégativité augmente-t-elle de gauche à droite ou de droite à gauche ? De haut en bas ou de bas en haut ?*

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

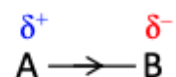
9) *Pourquoi les gaz nobles situés sur la dernière colonne ne sont-ils pas concernés par la notion d'électronégativité ? (Aide : S'engagent-ils facilement dans des liaisons covalentes ?)*

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.

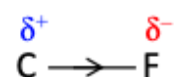
Comment savoir si une liaison est polarisée ou non ?

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**.

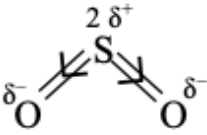

Le centre géométrique correspond à une notion mathématique qui n'est plus au programme depuis longtemps... Il s'agit « en gros » du centre de gravité (du milieu) des positions des charges partielles.

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.

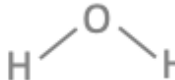
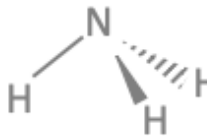
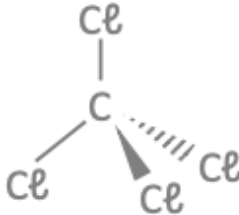
Exemple : Le dioxyde de soufre SO_2 est une molécule coudée.

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

<p>Les atomes de la molécule portent les charges partielles suivantes :</p>  <p>Les deux charges δ^+ sur l'atome de soufre s'additionnent pour donner : $2 \delta^+$.</p>	<p>Les positions des centres géométriques sont les suivantes :</p>  <p>Les centres G^+ et G^- ne sont pas confondus la molécule est donc polaire</p>
---	---

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.

.....

.....

.....

.....