

De la structure à la polarité d'une entité – Exercices – Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

1. L'atome de bore et l'atome d'aluminium ont respectivement pour nombre de charge 5 et 13.

- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

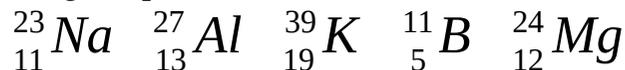
2. L'atome de fluor et l'atome de chlore ont respectivement pour nombre de charge 9 et 17.

- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

3. Donner les représentation de Lewis des molécules de trichlorure de bore BF_3 et du tétrachlorure de méthane CCl_4 ; indiquer la forme de ces molécules

4. Donner les représentation de Lewis de la molécule de phosphane PH_3

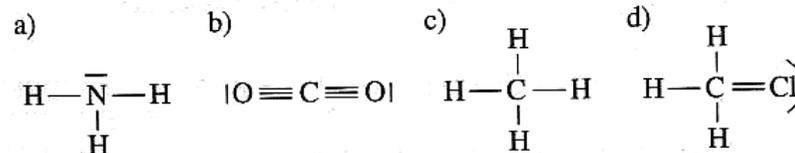
Exercice 2 corrigé disponible



- Parmi les éléments représentés ci-dessus, 3 se situent sur la même ligne de la classification périodique, et deux groupes de 2 dans les mêmes colonnes. Regroupez les en justifiant brièvement votre choix.
- Donner la définition de la famille des Halogènes. Donner 3 exemples.
- Donner la définition de la famille des Gaz rares. Donner 3 exemples.
- Donner la définition de la famille des Alcalins. Donner 3 exemples.

Exercice 3 corrigé disponible

Identifier parmi les représentations de Lewis ci-dessous celles qui sont correctes :



Pour les formules incorrectes, les corriger.

Exercice 4 corrigé disponible

1. Une liaison de covalence lie :

a. deux ions, b. deux atomes, c. plusieurs atomes.

2. Un anion est :

- un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons,
- une molécule qui a gagné un ou plusieurs électrons,
- un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons.

3. Deux isomères sont des molécules qui ont :

- mêmes représentations de Lewis,
- mêmes formules brutes,
- une formule semi-développée différente.

Exercice 5 corrigé disponible

1. Le soufre suit l'oxygène dans la colonne de la classification : en déduire la valence du soufre ($O : Z = 8$).
2. Le composé le plus simple que peut donner le soufre avec l'hydrogène est le sulfure d'hydrogène. Déterminer sa formule de Lewis.
3. En utilisant les analogies entre le soufre et l'oxygène, proposer une structure géométrique pour le sulfure d'hydrogène.

Exercice 6 corrigé disponible

1. Quel est le nombre d'électrons de valence des atomes de phosphore P ($Z=15$) et de chlore Cl ($Z=17$). Dans quelles colonnes de la classification périodique ces atomes sont-ils situés ?
2. Donner la représentation de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore PCl_3
3. Donner la représentation de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore PCl_3

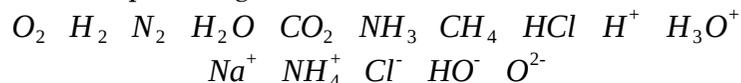
Exercice 7 corrigé disponible

Représenter la formule de Lewis du borane BH_3 et du bromure de méthyle magnésium $Br - Mg - CH_3$; indiquer s'il y a des lacunes électroniques ; conclure quant à la nature chimique de ces molécules

Exercice 8 corrigé disponible

Pour les molécules ou les ions suivants :

- Représenter la formule de Lewis
- Pour les molécules, indiquer si l'espèce chimique est polaire ou apolaire ainsi que leur géométrie



Exercice 9 corrigé disponible

Les liaisons entre les atomes suivants ont-elles un caractère plutôt covalent ou plutôt ionique ?

C et H	H et O	Na et O	K et Cl	H et Cl	C et N
--------	--------	---------	---------	---------	--------

Données :

Électronégativité χ dans l'échelle de Pauling

Atome	H	C	N	O	Na	Cl	K
χ	2,2	2,6	3,0	3,4	0,93	3,2	0,82

Exercice 10 corrigé disponible

Indiquer la géométrie des molécules suivantes :

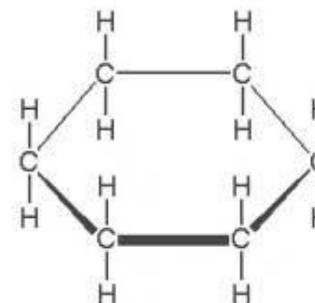


Ces molécules sont-elles polaires ou apolaires ?

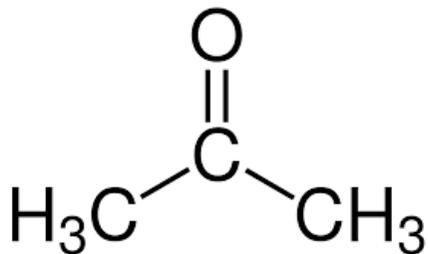
Exercice 11 corrigé disponible

Dire si les molécules suivantes sont polaires ou apolaires :

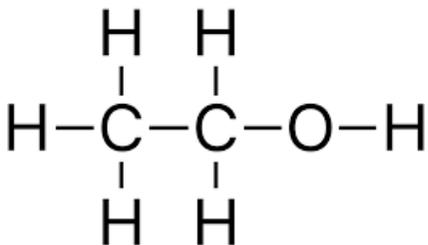
a. cyclohexane



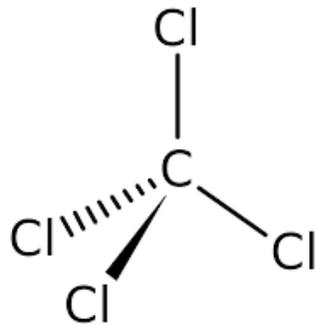
b. propanone (acétone)



c. éthanol



d. tétrachlorure de carbone



Exercice 12

Le tableau-ci-dessous donne la valeur de l'électronégativité des éléments chimiques des trois premières lignes de la classification périodique.

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,2	Ar

a) Rappeler la définition de l'électronégativité.

b) A quelle condition une liaison entre deux atomes est polarisée ?

c) Donner la structure de Lewis des molécules suivantes en ajoutant des charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sur leurs atomes lorsqu'il y a des liaisons polarisées. En déduire le caractère polaire ou non de la molécule (On ne tiendra pas compte de la légère différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène et de carbone).

Dioxyde de carbone (linéaire)	Méthane (tétraédrique)	Dioxyde de soufre (coudée)	Méthanol	Dichlorométhane (tétraédrique)
CO ₂	CH ₄	SO ₂	CH ₃ -OH	CH ₂ Cl ₂

Formulaire et données :

M(O) = 16,0 g.mol⁻¹ ; M(N) = 14,0 g.mol⁻¹ ; M(Mg) = 24,3 g.mol⁻¹ ; $c = n/V$; $n = m/M$.

Exercice 13

On considère les molécules suivantes : diiode : I₂ ; fluorure d'hydrogène : HF et sulfure d'hydrogène SH₂ (molécule coudée).

1°) A quelle condition une liaison covalente entre deux atomes est-elle polarisée ?

2°) Donner la structure de Lewis de ces molécules en ajoutant des charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sur leurs atomes lorsqu'il y a des liaisons polarisées. En déduire le caractère polaire ou non de la molécule.

3°) Le diiode est-il soluble dans l'eau ? Justifier.

4°) Pourquoi les éléments de la dernière colonne n'ont-ils pas de valeur d'électronégativité ?

Donnée : électronégativité des éléments des 3 premières lignes de la classification

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,2	Ar