

TD Molécules et solvants

Exercice 1 : Représentation de Lewis (155, 156, 157)

- Nommer et donner la représentation de Lewis des molécules suivantes : H_2O , CH_4 , NH_3 et HCl .
- Donner la représentation de Lewis des ions suivants : H_3O^+ , NH_4^+ et O_2^{2-} .
- Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes : SO_2 et SO_3 .

Exercice 2 : Électronégativité (154, 159)

L'électronégativité de l'hydrogène selon Pauling vaut $\chi_P(H) = 2,20$. Les différentes énergies de liaison, nécessaires pour calculer les électronégativités de Pauling sont :

Liaison	$C - C$	$H - H$	$C - H$	$C - F$	$H - F$
Énergie de liaison $kJ.mol^{-1}$	346	432	411	485	565
Liaison	$F - F$	$O - O$	$O - H$	$C - O$	
Énergie de liaison $kJ.mol^{-1}$	155	142	358	459	

La différence l'électronégativité de Pauling de deux atomes X et Y est donnée par $\chi_X - \chi_Y = \sqrt{D_{XY}} - \sqrt{D_{XX}D_{YY}}$ où l'élément X est reconnu comme étant plus électronégatif que l'élément Y et D_{XY} l'énergie de la liaison $X - Y$.

- Convertir toutes les énergies de liaison en électronvolt. Quel est l'ordre de grandeur de la longueur d'une liaison covalente ?
- Calculer l'électronégativité selon Pauling du carbone $\chi_P(C)$.
- En utilisant les données relatives aux liaisons $F-F$, $F-H$ et $H-H$, calculer l'électronégativité selon Pauling du fluor $\chi_P(F)$. Reprendre le calcul à partir des données relatives aux liaisons $C-F$, $C-C$ et $F-F$.
- Proposer deux estimations de l'électronégativité de l'oxygène.

- Comparer les différentes valeurs obtenues à celles de la littérature.

Élément	C	O	F
Électronégativité (Pauling)	2,55	3,44	3,98

- Quel est l'élément le plus oxydant ?

Exercice 3 : Moments dipolaires (160, 161, 162)

Moment dipolaire d'une liaison

On donne les longueurs des liaisons et les normes p des moments dipolaires à l'état gazeux des halogénures d'hydrogène HX ($X = F, Cl, Br, I$). On précise que ces derniers atomes sont placés dans cet ordre dans la classification périodique, et on rappelle qu'un Debye vaut $1D = 3,336.10^{-30} C.m$.

Molécules	HF	HCl	HBr	HI
Longueur (nm)	0,092	0,128	0,142	0,162
p en Debye	1,82	1,07	0,79	0,38

- Calculer la charge partielle de chaque atome en l'exprimant en fonction de la charge élémentaire e .
- Donner une définition de l'électronégativité ou une relation définissant cette propriété. Décrire rapidement l'évolution de cette propriété dans la classification périodique. Quel est l'élément le plus électronégatif ? Indiquer sa position (ligne et colonne) dans la classification périodique.

Dans l'échelle de Pauling, l'électronégativité de l'hydrogène vaut 2,1 et celle de l'iode 2,5.

- Indiquer les signes des charges partielles sur les atomes d'halogénure d'hydrogène HX .
- Représenter le vecteur moment dipolaire correspondant.
- Commenter l'évolution dans la série HF à HI des charges partielles obtenues à la question 1.

Moment dipolaire global d'une molécule

6. Écrire la formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone. Cette molécule est linéaire, est-elle polaire ?

La molécule de méthanal H_2CO présente l'enchaînement HCH avec O lié au carbone central. Cette molécule a une structure plane et des angles de liaisons voisins de 120° .

7. Écrire sa formule de Lewis.
8. Calculer le moment dipolaire du méthanal sachant que les moments dipolaires relatifs aux liaisons CH et CO valent respectivement dans cette structure $0,4 D$ et $2,3 D$. On donne les électronégativités dans l'échelle de Pauling : $2,5$ pour C et $3,5$ pour O .

Exercice 4 : Géométrie des molécules (158)

1. Déterminer une structure de Lewis des halogénures thionyle : SOX_2 où $X = F; Cl; Br$. Dans ces molécules, l'atome S est central. En déduire leur géométrie et représenter la molécule.
2. L'angle (XSX) dépend en fait de l'halogène. Justifier la variation des valeurs mesurées avec (FSF) = $92,3^\circ$ et ($ClSCl$) = $96,2^\circ$

Résolution de problème : Moment dipolaire

Le moment dipolaire de CH_3F est de $1,8D$. En supposant les molécules rigoureusement tétraédriques, quel serait le moment dipolaire de CHF_3 ?

Oral de concours : Banque PT 2103

La molécule de monoxyde de carbone est constituée d'un atome d'oxygène ($Z = 8$) et d'un atome de carbone ($Z = 6$).

1. Nommer et énoncer les règles utiles à l'établissement des configurations électroniques.
2. Donner la configuration électronique de l'atome d'oxygène puis de l'atome de carbone dans leur état fondamental.
3. Expliquer pourquoi le carbone est tétravalent.
4. Quels sont les deux isotopes du carbone les plus répandus sur Terre ? Écrire leur représentation symbolique.
5. Où se situe l'oxygène dans la classification périodique (ligne, colonne) ?
6. Citer un élément situé dans la même colonne que l'oxygène.
7. Proposer une représentation de Lewis possible pour la molécule de monoxyde de carbone en la justifiant par un décompte d'électrons.
8. Comment évolue l'électronégativité au sein d'une ligne du tableau périodique ?
9. La formule de Lewis proposée par vos soins est-elle alors en accord avec les électronégativités du carbone et de l'oxygène ?