

Matière 1 : Structure des entités chimiques – Exercices

H								He				
Li	Be						B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg						Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	bloc d					Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

Exercice 1 : Représentation de Lewis

- Donner la représentation de Lewis des anions O_2^{2-} et SO_4^{2-} .
- Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes : SO_2 et CH_3NH_2 .

Exercice 2 : Moments dipolaires

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 $1D = 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$.

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 q de l'atome présentant la charge partielle positive pour chaque molécule en l'exprimant notamment en fonction de la charge élémentaire e , et en ne rédigeant qu'une seule application numérique.
- 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 (période et groupe) dans la classification périodique.

Dans l'échelle de Pauling, l'électronégativité de l'hydrogène vaut 2,2 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.

- Écrire la formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone. Cette molécule 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° .

- Écrire sa formule de Lewis.
- Calculer le moment dipolaire du méthanal sachant que les moments dipolaires relatifs aux liaisons CH et OC valent respectivement 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 3 : Monoxyde de carbone

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

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

Exercice 4 : Molécules polaires

On donne l'électronégativité de divers éléments dans l'échelle de Pauling :

Élément	H	C	N	O	F	S	Cl
χ	2,20	2,55	3,04	3,44	4,00	2,60	3,16

Pour chaque molécule suivante, donner sa représentation de Lewis, sa géométrie, et représenter le moment dipolaire de la molécule s'il n'est pas égal au vecteur nul : OCS , NH_3 , SO_2 , H_2S , CCl_4 , SO_3 , C_2H_4 .

Exercice 5 : Géométrie des molécules

1. Pour les molécules suivantes, donner leur représentation de Lewis ainsi que le nom de leur géométrie :

- a) silice SiO_2
- b) trichlorure de phosphore PCl_3
- c) tétrafluoroborate BF_4^-

2. 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.

3. L'angle (XSX) dépend en fait de l'halogène. Donner une interprétation de la variation des valeurs mesurées avec (FSF) = 92,3° et ($ClSCl$) = 96,2°

Exercice 6 : Électronégativité

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.

- 1. Quel est l'ordre de grandeur de la longueur d'une liaison covalente ?
- 2. Calculer l'électronégativité selon Pauling du carbone $\chi_P(C)$.
- 3. 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.
- 4. Proposer deux estimations de l'électronégativité de l'oxygène.
- 5. Comparer les différentes valeurs obtenues à celles de la littérature.

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

- 6. Quel est l'élément le plus oxydant ?

Exercice 7 : Moment dipolaire

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