Chimie | Chapitre 3 | TD (C3)

Tableau périodique des éléments (blocs s et p uniquement). Il peut être utilisé pour tous les exercices.

H								He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	...	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	...	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	...	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	...	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Exercice n°1 • Électrons de valence ★☆☆

Donner le nombre d'électrons de valence et le schéma de Lewis du bore (B), du soufre (S), du calcium (Ca), de l'iode (I) et du xénon (Xe).

Exercice n°2 • Ions monoatomiques ★☆☆

Donner la formule de l'ion le plus stable formé par : le potassium (K), le brome (Br), l'aluminium (Al), l'oxygène (O), le magnésium (Mg) et le néon (Ne).

Exercice n°3 • Schémas de Lewis ★☆☆

Déterminer la formule de Lewis des composés ci-dessous. Remarques : Si un atome est indiqué en gras, il s'agit de l'atome central. Il n'y a pas de cycle.

Déterminer la direction et le sens du moment dipolaire des composés repérés par une flèche $(\uparrow)$.

N_2 $(\uparrow)$	CN^- $(\uparrow)$	NH_2^- $(\uparrow)$	**C**OCl_2	H_2O_2	CO_2 $(\uparrow)$
CO $(\uparrow)$	**N**OBr	**S**O_4^{2-} $(\uparrow)$	H_2S $(\uparrow)$	$BeCl_2$	N_2O
NO_2^-	**S**O_3 $(\uparrow)$	**S**O_2	H_3O^+	N_3^- $(\uparrow)$	PCl_5

Exercice n°4 • Oxacides ★⯪☆

1) Qu'est-ce que l'hypervalence? Pourquoi un atome de soufre peut il être hypervalent ?

Un oxacide est un composé comportant le groupement : O=S-OH.

2) Proposer une structure de Lewis sans charge formelle pour chacun des oxacides suivants :

- Acide sulfurique : H_2SO_4, dioxacide.
- Acide thiosulfurique : $H_2S_2O_3$, une liaison S-H.
- Acide dithionique : $H_2S_2O_6$, dioxacide, chaîne S-S.
- Acide disulfurique : $H_2S_2O_7$, dioxacide, chaîne S-O-S.
- Acide péroxodisulfurique : $H_2S_2O_8$, dioxacide, chaîne S-O-O-S.

Exercice n°5 • Charges partielles ★⯪☆

1) Déterminer les structures de Lewis de HI et de HF. Déterminer le sens de leur moment dipolaire.

2) Les distances entre les deux atomes sont $d_{\text{HI}} = 162$ pm et $d_{\text{HF}} = 91,8$ pm , et leurs moments dipolaires sont $\mu_{\text{HI}} = 0,38$ D et $\mu_{\text{HF}} = 1,98$ D. Déterminer les charges partielles δ portées par chaque atome.

3) Interpréter les différences entre les deux molécules. Donnée : charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

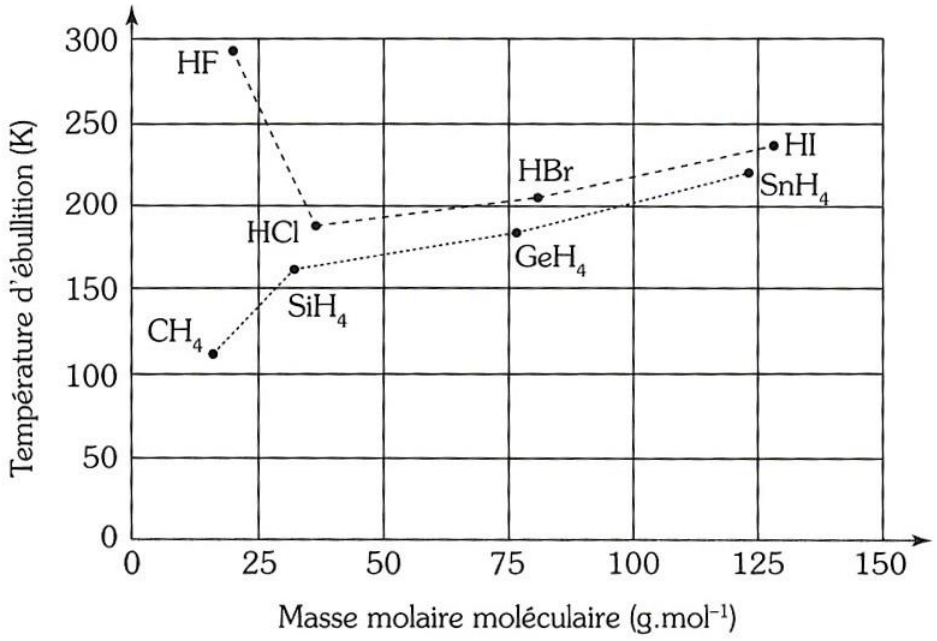
Exercice n°6 • Température d'ébullition des gaz nobles ★⯪☆

Les températures d'ébullition des gaz nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn sont, dans le désordre : 120 K, 4 K, 211 K, 87 K, 165 K et 27 K.

Attribuer, en la justifiant, chaque température à son gaz.

Exercice n°7 • Composés hydrogénés ★★☆

La figure ci-dessus représente l'évolution des températures d'ébullition sous une pression de 1 bar, des composés hydrogénés des éléments des colonnes 14 et 17 de la classification périodique en fonction de la masse molaire moléculaire du composé.



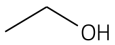
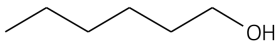
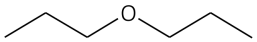
1) Pourquoi, pour une même ligne du tableau périodique, le composé hydrogéné de l'élément de la colonne 14 a-t-il une température d'ébullition plus basse que celle du composé hydrogéné de l'élément de la colonne 17 ?

2) Pourquoi la température d'ébullition augmente-t-elle de HCl à HI ?

3) Interpréter l'anomalie apparente observée par HF.

Exercice n°8 • Comparaison des alcools et des éthers ★★⯪

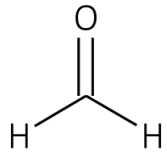
Comparer et expliquer l'évolution des propriétés des alcools et des éthers du tableau ci-dessous.

Nom	Formule	T_{vap} (°C)	Solubilité dans l'eau
Éthanol		78	Infinie
Méthoxyméthane		-24	Très soluble
Hexan-1-ol		157	Peu soluble
1-Propoxypropane		90	Très peu soluble

Exercice n°9 • Détermination d'un moment dipolaire ★★⯪

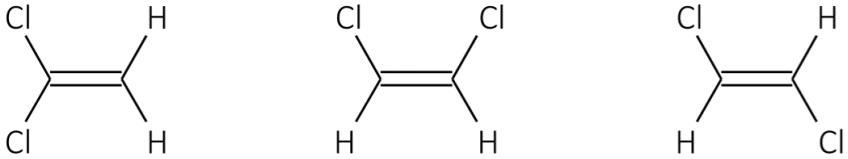
1) Déterminer la direction, le sens et la norme du moment dipolaire du méthanal (ci-dessous).

Données : $\widehat{HCH} = 120$ °, $\chi_H < \chi_C$, $\mu_{C\text{-}H} = 0,4$ D et $\mu_{C=O} = 2,3$ D.



2) Déterminer la direction, le sens et la norme du moment dipolaire des trois isomères du dichloroéthylène (ci-dessous).

Données : $\widehat{XCX} = 120$ ° (avec X = H ou Cl), $\mu_{C\text{-}H} = 0,4$ D et $\mu_{C\text{-}Cl} = 1,6$ D.



Exercice n°10 • À propos de l'oxygène ★★★

L'oxygène est un élément d'une énorme importance, tant biologique qu'industrielle (respiration, combustion...). C'est par ailleurs l'élément le plus abondant ($49,5$ % en masse) de la croûte terrestre.

1) Donner le nombre d'électron de valence de l'oxygène.

2) Déterminer l'ion monoatomique naturellement formé par l'élément oxygène.

3) Le plus important des corps simples formés avec de l'oxygène est le dioxygène O_2. Proposer une formule de Lewis pour la molécule de dioxygène.

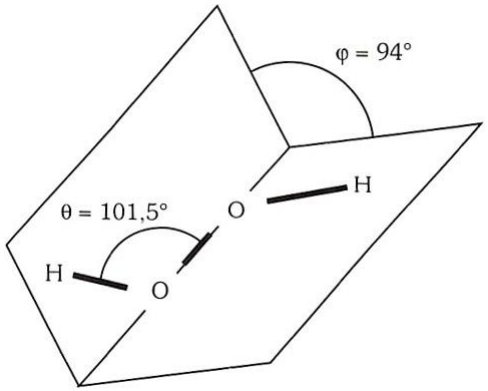
4) L'ozone O_3 est un gaz se caractérisant pas son odeur forte. Proposer une formule de Lewis pour cette molécule et préciser sa géométrie.

5) L'eau H_2O et l'eau oxygénée (ou peroxyde d'hydrogène) H_2O_2, sont deux molécules contenant l'élément oxygène. Déterminer leur formule de Lewis.

6) Calculer le moment dipolaire de l'eau et de l'eau oxygénée (littéralement puis numériquement). On précisera sur un schéma direction sens du moment dipolaire.

Données :

- moment dipolaire de la liaison O-H : $\mu_{\text{OH}} = 1,52$ D ;
- angle : $\widehat{\text{HOH}} = 104,5$ ° dans H_2O ;
- géométrie de H_2O_2 :



Une expérience amusante consiste à faire dévier de sa trajectoire un mince filet d'eau à l'aide d'une règle électrisée.

7) Comment interpréter cette expérience ?

Éléments de correction

❶ 3, 6, 2, 7 et 8. ❷ K^+, Br^-, Al^{3+}, O^{2-} et Mg^{2+}. ❸ Cf. corrigé. ❹ Cf. corrigé. ❺ 1) $\overrightarrow{\mu}$ pointe vers H. 2) $\delta_{\text{HF}} = 0,45$ et $\delta_{\text{HI}} = 0,05$. 3) $\chi_{\text{I}} < \chi_{\text{F}}$. ❻ London uniquement. Classer par ordre croissant. ❼ 1) HX font des liaisons H. 2) De HCl à HI, la polarisabilité augment. 3) HF fait une liaison ionique. ❽ Cf. correction. ❾ 1) Vertical, bas et $2,7$ D. 2) Horizontal, droite et $2,0$ D. Vertical, bas et $3,5$ D. Apolaire. ❿ 1) 6. 2) O^{2-}. 6) $\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 2\,\mu_{\text{OH}} \cos\left(\dfrac{\widehat{\text{HOH}}}{2}\right) = 1,86$ D et $\mu_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2\,\mu_{\text{OH}} \sin(\theta) \cos\left(\dfrac{\varphi}{2}\right) = 2,03$ D.