

Atomes et molécules

-  Difficulté d'analyse et compréhension, initiative requise ;
-  Difficulté technique et calculatoire ;
-  Exercice classique et/ou important.

Flasher ou cliquer
pour accéder
au corrigé



Applications de cours

Ces applications de cours sont des briques élémentaires des raisonnements à mener dans les exercices : les maîtriser est incontournable. Elles sont toutes traitées de manière exhaustive dans le cours.

AM1.1 - Donner la composition (nombre de protons, neutrons et électrons) de l'atome $^{65}_{29}\text{Cu}$. L'atome $^{65}_{30}\text{X}$ est-il un isotope ou un autre élément ?

AM1.2 - Construire les schémas de Lewis du méthanal CH_2O , du chlorure de thionyle SOCl_2 , et de l'ion hydrogénécarbonate HCO_3^- . Prévoir leur géométrie. *Donnée* : le soufre est situé juste en dessous de l'oxygène dans le tableau périodique.

La question consiste à refaire les raisonnements, je n'attends évidemment pas que les trois schémas aient été appris par cœur !

AM1.3 - Construire les schémas de Lewis de l'eau et du CO_2 . Prévoir leur géométrie et construire leur moment dipolaire. Indiquer en justifiant s'il s'agit de molécules polaires, polarisables, et/ou protiques.

AM1.4 - Interpréter l'évolution des températures d'ébullition des composés ci-dessous : tendance générale et anomalie de l'eau. Tous sont formés à partir d'éléments de la 16^e colonne du tableau périodique.

2 ^e ligne	3 ^e ligne	4 ^e ligne	5 ^e ligne
H_2O 100 °C	H_2S -60 °C	H_2Se -41 °C	H_2Te -1 °C

Schémas de Lewis et géométrie

Exercice 1 : Schémas de Lewis pour Salamèche

 1 |  1 | 



- Configurations électroniques ;
- Schémas de Lewis ;
- Géométrie des édifices.

Construire le schéma de Lewis et prévoir la géométrie autour de l'atome central des entités ci-dessous. Utiliser si besoin le tableau périodique de la fiche « Nomenclature ».

- 1 - Dichlorométhane CH_2Cl_2 ;
- 2 - Silice SiO_2 ;

- 3 - Méthylamine CH_3NH_2 ;
- 4 - Éthane C_2H_6 ;
- 5 - Éthène C_2H_4 ;

- 6 - Ion sulfate SO_4^{2-} ;
- 7 - Ion oxonium H_3O^+ .

Exercice 2 : Schémas de Lewis pour Reptincel
 2 |  1 | 


- Configurations électroniques ;
- Schémas de Lewis ;
- Géométrie des édifices.

Construire le schéma de Lewis et prévoir la géométrie autour de l'atome central des entités ci-dessous. Utiliser si besoin le tableau périodique de la fiche « Nomenclature ».

- | | |
|--|--|
| 1 - Borane BH_3 . | 5 - Nitrométhane CH_3NO_2 : l'atome d'azote est central. |
| 2 - Acide phosphorique H_3PO_4 : pas de liaison O–O. | 6 - Ion cyanure CN^- . |
| 3 - Benzène C_6H_6 : molécule cyclique. | 7 - Ozone O_3 : la molécule n'est pas cyclique. |
| 4 - Acide méthanoïque CH_2O_2 . | |

Exercice 3 : Schémas de Lewis pour Dracaufeu
 2 |  2


- Configurations électroniques ;
- Schémas de Lewis.

L'enchaînement des atomes diffère dans l'ion cyanate NCO^- et l'ion fulminate CNO^- .

- 1 - Proposer un schéma de Lewis pour chacune des ces deux espèces.
- 2 - Alors que l'ion cyanate forme des composés ioniques stables avec de nombreux cations métalliques, l'ion fulminate forme des composés instables, dont certains sont explosifs. Proposer une explication.
- 3 - L'ion NOC^- n'existe pas. Proposer une explication.

Exercice 4 : Autour du soufre et de l'oxygèneadapté écrit PT 2014 |  2 |  1

- Configuration électronique ;
- Électronégativité ;
- Schémas de Lewis.

L'oxygène ($Z = 8$) et le soufre ($Z = 16$) sont deux éléments de la même famille chimique, appelée famille des *chalcogènes* : ils présentent donc des propriétés physico-chimiques comparables, en particulier un caractère non métallique et une forte électronégativité.

- 1 - Indiquer la position relative du soufre et de l'oxygène dans la classification périodique.
- 2 - Déterminer le nombre d'électrons de valence de l'oxygène. Pourquoi peut-on affirmer que le soufre en compte autant ?
- 3 - Quel est l'ion monoatomique le plus stable que l'oxygène puisse former ?
- 4 - Proposer une représentation de Lewis pour les molécules et ions ci-dessous.

▸ dioxygène O_2 ;	▸ dioxyde de soufre SO_2 ;
▸ anion superoxyde O_2^- ;	▸ trioxyde de soufre SO_3 .
▸ ozone O_3 (la molécule ne fait pas apparaître de cycle) ;	

Interactions intermoléculaires

Exercice 5 : Molécules polaires

1 | ✂ 1 | ⚡



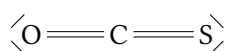
► Moment dipolaire.

Préciser la direction et le sens du moment dipolaire de chacun des édifices chimiques suivants.

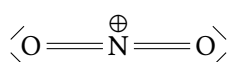
Données : électronégativités dans l'échelle de Pauling.

Élément	H	C	N	O	F	S	Cl
χ	2,2	2,6	3,0	3,4	4,0	2,6	3,2

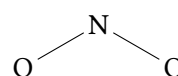
1 - OCS



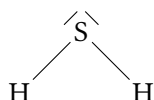
3 - NO_2^+



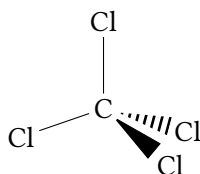
5 - NO_2^- (géométrie coudée, doublets non-liants non représentés)



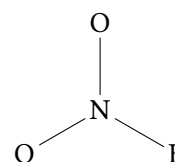
2 - H_2S



4 - CCl_4



6 - NO_2F (géométrie trigonale plane, doublets non-liants non représentés)



Exercice 6 : État physique des dihalogènes

écrit PT 2016 | 1 | ✂ 0 | ⚡



► Températures de changement d'état.

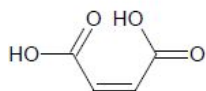
Dans les conditions normales de température et de pression (0 °C, 1 bar), le difluor et le dichlore sont des gaz, le dibrome un liquide et le diiode un solide. Interpréter ces propriétés physiques par l'analyse des interactions intermoléculaires.

Exercice 7 : Acide fumarique et maléique

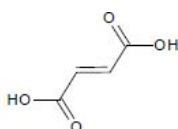
2 | ✂ 0 | ⚡



► Températures de changement d'état.



Acide maléique

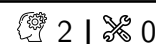


Acide fumarique

Les acides fumarique et maléique ont exactement la même formule brute $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$, mais leurs températures de fusion sont très différentes :

$$T_{\text{maléique}}^{\text{fus}} = 130^\circ\text{C} \quad \text{et} \quad T_{\text{fumarique}}^{\text{fus}} = 287^\circ\text{C}$$

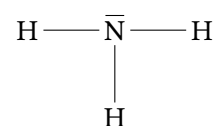
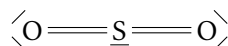
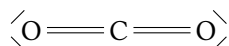
Interpréter.

Exercice 8 : Solubilité et miscibilité dans l'eau

► Solubilité et miscibilité.

1 - Interpréter la différence de solubilité dans l'eau à température ambiante des trois composés gazeux.

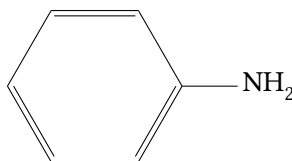
Gaz	CO ₂	SO ₂	NH ₃
s, en mol · L ⁻¹	3,8 · 10 ⁻²	1,77	31,1



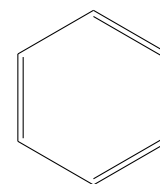
2 - Classer les trois espèces ci-dessous par ordre croissant de miscibilité.



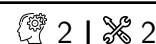
éthanol



anniline



benzène

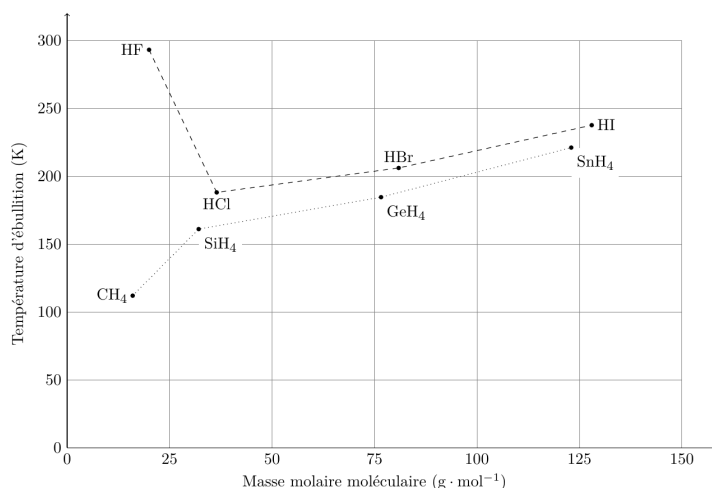
Exercice 9 : Halogénures d'hydrogène

► Moment dipolaire ;
► Températures de changement d'état.

Liaison	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
Longueur (pm)	91,7	127,4	141,4	160,9
Moment dipolaire (D)	1,83	1,11	0,93	0,45

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

On rappelle que le moment dipolaire d'une liaison covalente de longueur ℓ , dont les atomes portent des charges partielles $\pm \delta e$, a pour norme $p = \delta e \ell$.



1 - Représenter le schéma de Lewis d'un halogénure d'hydrogène H-X (X désignant un halogène). Indiquer la direction et le sens de son moment dipolaire. Justifier l'évolution du moment dipolaire dans la famille des halogénures d'hydrogène.

2 - Calculer les pourcentages ioniques des liaisons. Sont-elles plutôt covalentes ou ioniques ?

3 - Indiquer l'état physique à température ambiante des espèces représentées sur le diagramme.

4 - Les atomes C, Si, Ge et Sn appartiennent à la même famille chimique. Interpréter l'évolution des températures d'ébullition de leurs composés hydrogénés.

5 - Interpréter l'évolution des températures d'ébullition des halogénures d'hydrogène.

6 - Interpréter la différence de température d'ébullition entre les deux familles de composés.