

Feuille d'exercices n°18 : Structure électronique des atomes et des molécules
--

1 – Structure électronique des atomes, classification périodique

Exercice 1 : Configuration électronique et classification périodique :

Pour chacun des éléments suivants, donner la configuration électronique et en déduire la position dans la classification périodique (n° de ligne et n° de colonne). Préciser également à quel bloc de la classification ils appartiennent.

- a) Le Strontium ($Z = 38$)
- b) Le Platine ($Z = 78$)
- c) Le Gallium ($Z = 31$)
- d) Le Xénon ($Z = 54$)

Exercice 2 : Emission lumineuse :

On rappelle les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène : $E_n = \frac{-13,6}{n^2} eV$.

Calculez la longueur d'onde du photon émis par un atome d'hydrogène lors de la transition du niveau $n = 4$ vers le niveau fondamental. A quel domaine du spectre électromagnétique ce photon appartient-il ?

Données : $1eV = 1,6 \cdot 10^{-19} J$, constante de Planck $h = 6,63 \cdot 10^{-34} J.s$, célérité de la lumière dans le vide $c = 3,0 \cdot 10^8 m.s^{-1}$.

Exercice 3 : Le Vanadium et ses ions :

- 1) Ecrire la configuration électronique du vanadium V ($Z = 23$) dans l'état fondamental. Combien d'électrons de valence le vanadium possède-t-il ?
- 2) En déduire sa position dans le tableau périodique (quelle ligne et quelle colonne).
- 3) Quel est l'ion le plus stable que l'on peut imaginer à partir du vanadium ? Justifier.
- 4) Cet ion est-il paramagnétique ?

Exercice 4 : Cations des éléments de transition :

Les métaux de transition jouent un rôle important dans la composition des roches lunaires, dans lesquelles on rencontre notamment les ions Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ti^{3+} , Ti^{4+} .

- 1) Rappeler ce qu'est un élément de transition.
- 2) Donner la configuration électronique des 4 ions considérés (sachant que $Z_{Fe} = 26$ et $Z_{Ti} = 22$).
- 3) Lequel des ions Ti^{3+} et Ti^{4+} possède la configuration électronique la plus stable dans son état fondamental ?
- 4) Même question pour les ions Fe^{2+} et Fe^{3+} .

Exercice 5 : Exceptions aux règles de remplissage :

Il existe quelques (rares) exceptions aux règles de remplissage des niveaux atomiques que l'on a vues en cours. Ces exceptions sont dues au fait que les structures électroniques avec une couche d complètement remplie (10 électrons) ou à moitié remplie (5 électrons) sont particulièrement stables. Ainsi, des atomes ayant des couches d contenant 4 ou 9 électrons préféreront prendre un électron d'une autre couche pour en avoir 5 ou 10 dans la couche d.

- 1) La Chrome ($Z = 24$) :

- a) Sans tenir compte des exceptions qui viennent d'être évoquées, donner la configuration électronique que devrait avoir le chrome dans son état fondamental.
- b) Corrigez cette configuration pour tenir compte des exceptions.
- c) Donner les configurations électroniques des ions Cr^{2+} et Cr^{3+} et déterminer le nombre d'électrons célibataires de ces ions.

2) Le Cuivre ($Z = 29$) :

- a) Sans tenir compte des exceptions qui viennent d'être évoquées, donner la configuration électronique que devrait avoir le cuivre dans son état fondamental.
- b) Corrigez cette configuration pour tenir compte des exceptions.
- c) Donner les configurations électroniques des ions Cu^+ et Cu^{2+} .
- d) Le cuivre est-il un élément de transition (justifier).

Exercice 6 : L'élément Thallium :

En 1861, en étudiant par spectroscopie les boues résiduelles des chambres de plomb, réacteurs de fabrication de l'acide sulfurique, William Crookes observe la présence d'une raie verte intense inconnue dans le spectre d'émission. Le nom thallium est donné au nouvel élément chimique responsable de cette émission en 1862, du grec « thallos » (rameau vert). Claude Auguste Lamy, la même année, isole le thallium métallique.

- 1) Le noyau de thallium a pour symbole ${}^{205}_{81}\text{Tl}$. Indiquez la composition du noyau de thallium.
- 2) Ecrire la configuration électronique de l'atome de thallium dans son état fondamental.
- 3) Quelle est la position de l'élément Thallium dans la classification périodique ? (vous justifierez brièvement)
- 4) Quels sont les ions les plus probables qu'il puisse donner ?

Exercice 7 : Energie d'ionisation :

- 1) Donner la configuration électronique du lithium, du sodium et du potassium. Montrer que ces éléments appartiennent à la même famille et la nommer.
- 2) Au moyen d'un spectromètre photoélectronique, on a déterminé les énergies de première et de deuxième ionisation E_{i1} et E_{i2} des quatre premiers éléments de la famille étudiée. Les valeurs mesurées sont indiquées en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

	Li	Na	K	Rb
E_{i1}	520	496	419	403
E_{i2}	7298	4562	3051	2632

On appelle énergie de première ionisation d'un atome X l'énergie E_{i1} nécessaire pour arracher un électron à l'atome en phase gazeuse, selon le processus d'équation : $X_{(g)} \rightarrow X_{(g)}^+ + e^-$

L'électron arraché lors de l'ionisation d'un atome est l'électron le plus externe de l'atome.

L'énergie de deuxième ionisation est l'énergie mise en jeu pour arracher un deuxième électron.

- a) Convertir en électronvolt eV l'énergie de première ionisation d'un atome de lithium.
 - b) Expliquer l'évolution des énergies de première ionisation au sein de la famille.
 - c) Expliquer la différence d'énergie observée entre E_{i1} et E_{i2} .
- 3) Le césium appartient à la même famille que les éléments ci-dessus. Il est situé dans la sixième période de la classification périodique. En déduire sa configuration électronique et son numéro atomique.

Données : Numéros atomiques : $Z_{\text{Li}} = 3$, $Z_{\text{Na}} = 11$, $Z_{\text{K}} = 19$; nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Exercice 8 : Le germanium :

Le germanium (Ge) appartient à la colonne du carbone ${}_6\text{C}$ et à la période du potassium ${}_{19}\text{K}$. Déterminer sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice 9 : Représentations de Lewis :

Donner la représentation de Lewis des molécules et des ions suivants :

- Sulfure d'hydrogène H_2S
- Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2
- Tétrachlorométhane (solvant dont l'usage tend à disparaître car il est cancérigène) : CCl_4
- Hydroxylamine NH_2OH
- Chlorure d'iode : ICl
- Ion oxonium H_3O^+
- Ion ammonium NH_4^+
- Phosgène (gaz très toxique) $COCl_2$
- Acide cyanhydrique HCN (gaz toxique ayant l'odeur d'amande amère)
- Ethène C_2H_4
- Ozone O_3 (cette molécule n'est pas cyclique)
- Trichlorure d'Aluminium $AlCl_3$

Exercice 10 : Espèces carbonées :

- Proposez une structure de Lewis pour chacune des espèces suivantes : CO_2 , CH_3OH , CO_3^{2-} .
- Proposer une structure de Lewis pour le monoxyde de carbone CO (indication : votre représentation devra vérifier la règle de l'octet mais fera apparaître des charges formelles). Cette structure est-elle en accord avec l'électronégativité des atomes ?

Exercice 11 : Quelques composés azotés :

L'élément azote se trouve dans les engrais sous des formes très diverses. On le rencontre notamment sous forme d'ions nitrate et ammonium dans le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 . On donne les masses molaires suivantes : $M(N) = 14 g.mol^{-1}$, $M(O) = 16 g.mol^{-1}$, $M(H) = 1 g.mol^{-1}$.

- Le nitrate d'ammonium est préparé par réaction entre l'acide nitrique HNO_3 et l'ammoniac NH_3 .
 - Ecrire l'équation de la réaction correspondante.
 - Ecrire les formules de Lewis de l'ammoniac et de l'acide nitrique (indication : dans l'acide nitrique, N est au centre, entouré des 3 oxygènes, et le H est fixé sur un des O).
 - Calculer le pourcentage en masse de l'élément azote du nitrate d'ammonium pur.
- Le protoxyde d'azote N_2O , connu pour ses propriétés enivrantes (d'où son nom de « gaz hilarant ») est obtenu par décomposition thermique du nitrate d'ammonium. Proposez une formule de Lewis pour N_2O .
- La synthèse de l'acide nitrique fait intervenir les espèces chimiques suivantes : NO , NO_2 , N_2O_4 , HNO_2 .
 - Nommer ces espèces chimiques.
 - Proposez une représentation de Lewis pour chaque espèce, sachant qu'aucune ne fait intervenir de liaison O-O.
 - NO et NO_2 possèdent une propriété physique particulière. Laquelle et pourquoi ?
 - L'anhydride nitreux N_2O_3 est un composé instable : à température ambiante, il se décompose totalement en NO et NO_2 . En déduire une représentation de Lewis de N_2O_3 .

Exercice 12 : Autour du Silicium :

- Ecrire la configuration électronique du silicium ($Z = 14$) dans son état fondamental.
- À quelle colonne de la classification appartient-il ? À quelle période et à quel bloc appartient-il ?
- Donner la configuration électronique de l'élément X situé juste au dessus du silicium dans la classification périodique. Quel est cet élément X ?
- Comparer les électronégativités des deux éléments X et Si.

5) Donner la formule de Lewis de la silice SiO_2 .

6) Dans l'eau, la silice se dissout pour donner, entre autres, l'anion SiO_3^{2-} . Donner une formule de Lewis de cet ion. Ecrire les formes mésomères.

7) Les silicates se rencontrent dans un grand nombre de minéraux comme le basalte. Indiquer une formule de Lewis de l'anion SiO_4^{4-} . Dans chacun des deux ions, SiO_3^{2-} et SiO_4^{4-} les liaisons Si – O ont toutes la même longueur, mais elles sont de longueur différente d'un ion à l'autre. Pourquoi ? Indiquer, en le justifiant, quelle est la liaison la plus longue.

On rencontre fréquemment les silicates dans des structures de formules $\text{Ca}_x\text{Al}_y(\text{SiO}_4)_3$. Quels ions, stables, sont obtenus facilement à partir du calcium Ca ($Z = 20$) et de l'aluminium Al ($Z = 13$) ? Justifiez votre réponse. Déterminez les entiers x et y en justifiant votre réponse.

Exercice 13 : Polaire ou apolaire ?

On a schématisé ci-dessous la géométrie de certains édifices moléculaires et ioniques (on a seulement fait apparaître les doublets de liaison, en omettant les éventuels doublets non liants et lacunes électroniques).

Pour chacun de ces composés, indiquez si l'édifice est polaire. Si c'est le cas, représenter le vecteur moment dipolaire correspondant.

a) H_2S		e) NO_2^+	
b) CS_2		f) CCl_4	
c) NO_2^-		g) NO_2F	
d) BF_3		h) PCl_5	

Données : électronégativités dans l'échelle de Pauling $\chi(\text{F}) = 4,0$; $\chi(\text{O}) = 3,4$; $\chi(\text{Cl}) = 3,2$; $\chi(\text{N}) = 3,0$; $\chi(\text{S}) = 2,58 (\approx 2,6)$; $\chi(\text{C}) = 2,55 (\approx 2,6)$; $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{P}) = 2,2$; $\chi(\text{B}) = 2,0$.

Exercice 14 : La molécule de fluorure d'hydrogène :

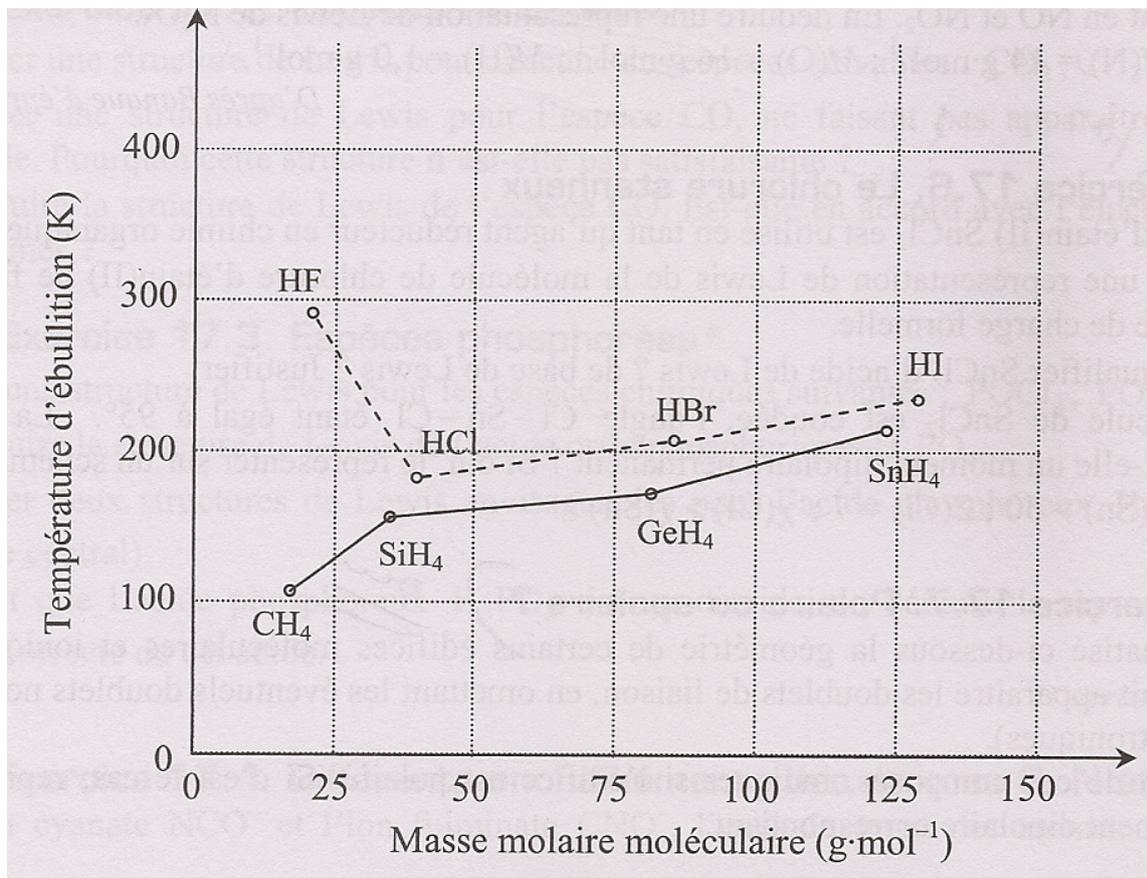
La molécule de fluorure d'hydrogène HF possède un moment dipolaire électrique de 1,98 D. La distance H-F dans la molécule est égale à 91,8 pm.

Calculer le caractère ionique partiel de la liaison, c'est à dire la fraction de charge élémentaire que l'on doit localiser sur chaque atome pour retrouver le moment dipolaire.

Données : $1\text{D} = 3,4 \cdot 10^{-30} \text{C.m}$, $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

Exercice 15 : Températures de changement d'état :

On a représenté ci-dessous 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 du composé :



- 1) Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des températures d'ébullition plus basses que celles des composés hydrogénés des éléments de la colonne 17 ?
- 2) Pourquoi la température d'ébullition augmente-t-elle de HCl à HI ?
- 3) Interpréter « l'anomalie apparente » observée pour HF.

Indication : Les composés de type AH_4 des éléments de la colonne 14 sont de géométrie tétraédrique.

Exercice 16 : Extraction liquide – liquide :

On a indiqué dans le tableau ci-dessous les propriétés de quelques solvants :

Solvant	Eau	Éthanol	Éther	Chloroforme	Cyclohexane
Formule	H ₂ O	CH ₃ CH ₂ OH	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	CHCl ₃	C ₆ H ₁₂
Miscibilité avec l'eau	oui	oui	non	non	non
Solubilité de I _{2(s)} (en g · L ⁻¹)	0,30	214	250	47	28
Densité	1	0,79	0,71	1,48	0,78
θ _{éb} (°C) sous 1 bar	100	79	35	62	81
Remarques particulières	-	-	inflammable	très toxique	-

- 1) Pour chaque solvant, indiquer s'il est polaire et/ou protique.
- 2) Proposer une explication du fait que l'eau et l'éthanol soient miscibles.
- 3) On souhaite extraire le diiode d'une solution aqueuse. Indiquer, en le justifiant, quel(s) solvant(s) seraient les mieux adaptés pour réaliser cette extraction.