

Seconde Générale et Technologique

Physique-Chimie | Chapitre 4 : Vers des entités plus stables

Enoncés des exercices

Les exercices sont classés en trois niveaux de difficulté :

- ★ Exercices d'application : comprendre les notions essentielles du cours
- ★★ Exercices d'entraînement : prendre les bons réflexes
- ★★★ Exercices d'approfondissement : aller plus loin

Exercices gratuits	Exercices sur abonnement*
★ 1 – 2 – 3	★ 4 – 5 – 6
★★ 7 – 8 – 9	★★ 10 – 11 – 12
★★★ 13 – 14 – 15	★★★ 16 – 17 – 18

Exercice 1 ★

Tableau périodique

Un élément appartient à la deuxième colonne du tableau périodique et à sa troisième période.

1° Combien cet élément a-t-il de couches électroniques ?

2° En déduire sa configuration électronique puis son numéro atomique.

3° Vérifier et déterminer son nom à l'aide d'un tableau périodique.

Exercice 2 ★

Configuration électronique et électrons de valence

1) Donner la configuration électronique des atomes suivants :

Lithium Li ($Z = 3$) :

Fluor F ($Z = 9$) :

Aluminium Al ($Z = 13$) :

2) Rappeler ce qu'est un électron de valence.

3) Dénombrer le nombre d'électrons de valence pour chacun des atomes précédents.

4) Donner la place de l'élément fluor F (à partir de la configuration électronique de l'atome de fluor).

Exercice 3 ★

Prévoir la charge d'un ion

La famille des halogènes correspond aux éléments chimiques de l'avant dernière colonne de la classification périodique des éléments.

Le chlore de symbole Cl est l'halogène appartenant à la troisième période du tableau.
Il est notamment utilisé dans l'entretien des eaux de piscine pour ses propriétés désinfectantes.



1. Déterminer la configuration électronique de l'atome de chlore.
2. Dans quel bloc du tableau le chlore se situe-t-il ?
3. Combien y a-t-il d'électrons de valence dans l'atome de chlore ?
4. Afin de se stabiliser, cet atome peut se transformer en ion. Préciser la règle de stabilité qui intervient et en déduire la formule de l'ion chlorure.

Exercice 4 * ★

L'oxygène

L'oxygène O est de numéro atomique $Z = 8$.

1° Donner la structure électronique de l'atome d'oxygène.

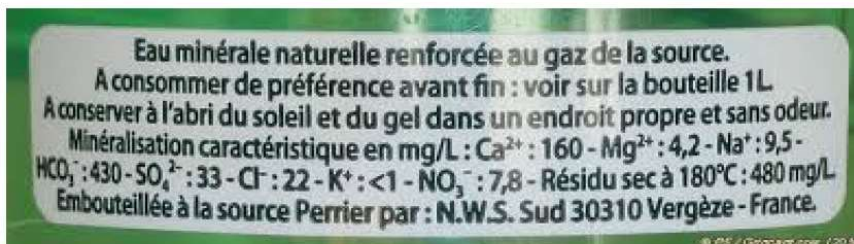
2° En déduire la ligne et la colonne de l'atome d'oxygène dans la classification périodique.

3° Le soufre S est sous l'oxygène dans la classification périodique. En déduire la structure électronique de l'atome de soufre.

Exercice 5 * ★

Ions monoatomiques

Les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- , sulfate SO_4^{2-} et nitrate NO_3^- sont des ions polyatomiques présents dans certaines eaux minérales. Voici l'étiquette de l'une d'entre elles :

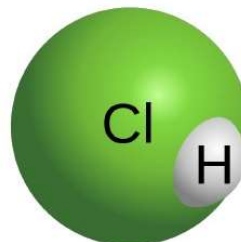


- 1) Nommer les ions monoatomiques listés sur l'étiquette précédente.

Exercice 6 * ★

Justifier la stabilité d'une molécule

Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz très utilisé dans l'industrie chimique.
Il se dissout dans l'eau en formant une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.
Cette solution contient des ions hydrogène et des ions chlorure.



Données :

- Configurations électroniques : H : $1s^1$ Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène : $\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$

- Donner la formule des ions présents dans la solution d'acide chlorhydrique.
- Expliquer la charge électrique de l'ion chlorure.
- Justifier la stabilité de la molécule de chlorure d'hydrogène.

Exercice 7 ★★

Oxydes métalliques

- 1° Donner la structure électronique de l'atome d'oxygène.
- 2° Quelle est la charge de l'ion oxyde, ion monoatomique stable de l'élément oxygène ?
- 3° Quel élément X de la quatrième période forme un ion monoatomique stable X^{2+} ?
- 4° Donner la formule brute de l'espèce chimique neutre formée par association de l'ion oxyde et de l'ion de la question précédente.
- 5° Donner la formule brute de l'oxyde de potassium, espèce chimique neutre formée à partir d'un ion oxyde et d'ions monoatomiques stables de l'élément potassium K.

Exercice 8 ★★

Les éléments manquants

Lire les documents puis répondre aux questions :

Document 1 : Classification périodique simplifiée incomplète							
1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
	Be	B	C		O	F	
Na			Si	P			

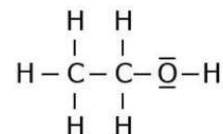
Document 2 : Caractéristiques de différents éléments chimiques
• L'élément chimique lithium Li forme l'ion lithim Li^+. • L'atome d'aluminium possède 3 électrons de valence. • L'élément néon Ne est un gaz noble. • L'élément chimique magnésium Mg a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. • Les éléments P et N ont des propriétés chimiques semblables. • Les éléments O et S appartiennent à la même famille. • Un atome de chlore peut former l'ion chlorure Cl^-. • Un atome d'argon Ar possède 8 électrons dans la couche de niveau $n = 3$.

- 1) Compléter la classification périodique simplifiée avec le symbole de éléments manquants.
- 2) Pourquoi la 1^{ère} période de la classification ne possède que 2 colonnes.
- 3) Donner la formule des ions monoatomiques stables formés par les atomes de fluor F et sodium Na ? Nommer ces ions.

Exercice 9 ★★

Vérifier la stabilité de molécules

Le schéma de Lewis de la molécule d'éthanol est représenté ci-contre :



Données :

- Configuration électronique de quelques éléments :

H : $1s^1$

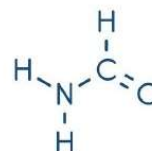
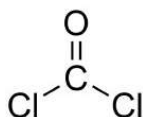
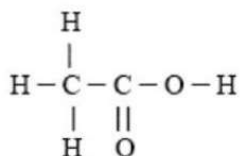
C : $1s^2 2s^2 2p^2$

N : $1s^2 2s^2 2p^3$

O : $1s^2 2s^2 2p^4$

Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

1. Identifier et nommer les 2 types de doublets dans le schéma de Lewis de l'éthanol.
2. Exploiter le schéma de Lewis de la molécule d'éthanol pour justifier la stabilité de cette molécule.
3. Les schémas des molécules d'acide éthanoïque, de phosgène et de méthanimide fournis ci-dessous sont incomplets. Ajouter les doublets non-liants manquants en justifiant la démarche.



Exercice 10 * ★★

L'étain

L'étain, de symbole Sn, est utilisé en particulier dans le bronze. Dans la nature, l'élément étain se rencontre sous forme du minerai cassitérite SnO_2 .

1° Dans quelle colonne l'élément étain se situe-t-il ? En déduire sa formule de Lewis. Combien de liaisons covalentes peut-il engager ?

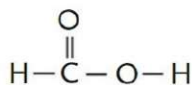
2° Donner la formule de Lewis de la cassitérite.

3° L'élément étain se rencontre aussi dans le tétrachlorure d'étain SnCl_4 . À quelle famille appartient l'élément chlore ? En déduire la représentation de Lewis de SnCl_4 .

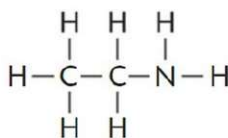
Exercice 11 * ★★

Schémas de Lewis

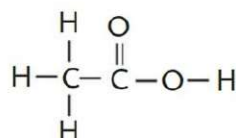
Voici le schéma de Lewis incomplet de différentes molécules :



acide méthanoïque



éthanamine



acide éthanoïque

Données :

L'élément azote N a pour numéro atomique $Z = 7$;

L'élément oxygène O a pour numéro atomique $Z = 8$.

- 1) Compléter les schémas de Lewis précédents en ajoutant des doublets non-liants. Justifier pour chaque atome.
- 2) Rappeler la signification de l'énergie de liaison.
- 3) En déduire, entre les molécules d'acide méthanoïque et d'acide éthanoïque, pour quelle molécule il faudrait fournir le plus d'énergie pour la dissocier.

Exercice 12 * ★★

Plusieurs voies vers la stabilité

Les 4 éléments les plus fréquents dans le monde vivant sont l'hydrogène, le carbone, l'azote et l'oxygène.

Ces atomes ne sont pas stables lorsqu'ils sont sous forme d'atomes isolés.

Afin de se stabiliser, ils peuvent donner des ions ou bien s'assembler pour former des molécules.

Données :

- Configuration électronique de ces 4 éléments :

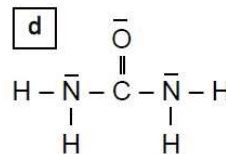
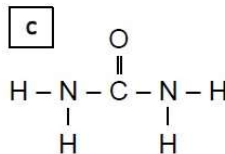
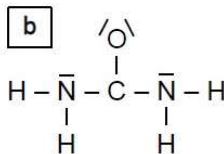
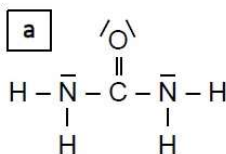
H : $1s^1$

C : $1s^2 2s^2 2p^2$

N : $1s^2 2s^2 2p^3$

O : $1s^2 2s^2 2p^4$

1. Indiquer la place de chacun de ces éléments dans la classification.
2. Indiquer, en justifiant, la formule de l'ion oxyde et de l'ion azote.
3. Combien de liaison(s) vont former chacun de ces 4 atomes dans une molécule ? Justifier.
4. La molécule d'urée a pour formule CH_4ON_2 . Parmi les 4 propositions ci-dessous, indiquer celles qui respectent la réponse à la question 3.
5. Certains atomes possèdent un ou plusieurs doublets non-liant afin de respecter les règles de stabilité. Identifier le bon schéma de Lewis de la molécule d'urée.



Exercice 13 ★★★

Sels de magnésium et de lithium

Les sels de quelques ions monoatomiques sont reconnus pour leur activité thérapeutique. Parmi eux, le bromure de lithium et le chlorure de magnésium.

- 1° L'élément lithium Li est dans la première colonne et la deuxième période de la classification périodique. À quelle famille appartient l'élément lithium ? Combien d'électrons possède-t-il sur sa couche externe ?
- 2° L'élément Brome Br est dans la dix-septième colonne et la quatrième période de la classification périodique. À quelle famille appartient l'élément brome ? Combien d'électrons possède-t-il sur sa couche externe ?
- 3° Quels ions monoatomiques stables forment les atomes de brome et de lithium ? En déduire la formule brute du bromure de lithium.
- 4° L'élément magnésium (troisième période de la classification périodique) conduit à la formation de l'ion stable Mg^{2+} . En déduire dans quelle colonne de la classification périodique se situe l'élément magnésium.
- 5° L'élément chlore Cl appartient à la famille des halogènes. En déduire l'ion monoatomique stable de l'élément chlore.
- 6° En déduire la formule brute du chlorure de magnésium.
- 7° Donner les formules de Lewis du bromure de lithium et du chlorure de magnésium.

Exercice 14 ★★★

C'est si lisse...

Le silicium Si est l'élément chimique le plus abondant de la croûte terrestre après l'oxygène O.

Tous deux ils forment la silice de formule SiO_2 , principal constituant du sable.

Le silicium est une ressource très utilisée dans l'industrie notamment sous la forme de siliciure de magnésium de formule $SiMg_2$.

Données :

Configuration électronique du silicium : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;

Place de l'élément chimique oxygène : 2^{ème} période et 16^{ème} colonne .

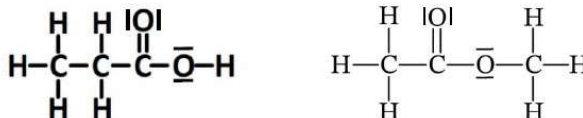


- 1) Donner la formule de l'ion oxyde. Justifier.
- 2) En déduire la formule de l'ion silicium dans la silice.
- 3) Rappeler la formule de l'ion magnésium.
- 4) En déduire la formule de l'ion silicium dans le siliciure de magnésium.
- 5) Pourquoi dit-on que le silicium a un comportement « surprenant » ?
- 6) Justifier ce comportement par sa position dans la classification périodique.
- 7) Quel autre élément chimique pourrait avoir le même comportement ? Justifier.

Exercice 15 ★★★★★

Comparer la stabilité de molécules

Les molécules d'acide propanoïque et d'éthanoate de méthyle ont respectivement pour schéma de Lewis :



Des molécules sont dites isomères de constitution si elles sont constituées exactement avec les mêmes atomes mais avec un assemblage différent.

L'énergie d'atomisation d'une molécule est l'énergie qu'il faut fournir pour séparer tous ses atomes. Cette énergie est égale à la somme de toutes les énergies de liaison de la molécule. Plus l'énergie d'atomisation est grande, plus la molécule est stable.

1. Vérifier que les molécules d'acide propanoïque et d'éthanoate de méthyle sont bien des isomères de constitution.
2. Donner la configuration électronique des atomes d'hydrogène, de carbone et d'oxygène.
3. Vérifier la stabilité de ces 2 molécules à l'aide de leur schéma de Lewis.
4. Quelle est la plus stable de ces 2 molécules. Justifier.

Exercice 16 * ★★★★★

Energie de liaison

Le méthanal et le nitroxy sont deux molécules contenant des liaisons doubles.

Méthanal



Nitroxy



1° Proposer un schéma de Lewis pour ces deux molécules.

2° Sachant que l'énergie d'atomisation correspond à l'énergie qu'il faut fournir pour rompre toutes les liaisons de la molécule afin d'obtenir des atomes, calculer les énergies de liaisons des liaisons C=O et N=O.

3° En déduire laquelle de ces deux liaisons doubles est la plus stable.

Données :

	C-H	N-H	Méthanal	Nitroxy
E _{liaison} (USI)	413	391		
E _{atomisation} (USI)			1567	1014

Exercice 17 * ★ ★

« Ca sent le rous★ »

Le gaz en bouteille est constitué de propane ou de butane qui sont des gaz incolores et inodores.

Pour des raisons de sécurité, ils sont odorisés avec le mercaptan éthylique qui, en raison de sa forte et désagréable odeur, peut être détecté même en cas de très faible concentration dans l'air : les utilisateurs peuvent ainsi détecter rapidement les fuites de gaz et prendre les mesures nécessaires.



Données :

Le mercaptan éthylique a pour formule C_2H_6S ;

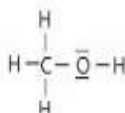
L'élément soufre S a pour numéro atomique $Z = 16$;

L'élément oxygène O se trouve dans la 2^{ème} période et 16^{ème} colonne de la classification périodique.

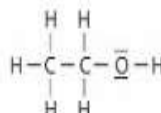
Document 1 : Schémas de Lewis de molécules contenant l'élément oxygène



eau

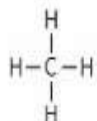


méthanol

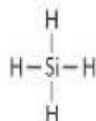


éthanol

Document 2 : Schémas de Lewis de molécules contenant des éléments de la même famille



méthane



silane

ENONCE COMPACT

Retrouver le schéma de Lewis de la molécule de mercaptan éthylique en exposant les différentes étapes du raisonnement.

ENONCE DETAILLE

- 1) Donner la configuration électronique de l'élément soufre S.
- 2) En déduire sa place dans la classification périodique.
- 3) Comparer avec celle de l'élément oxygène O et conclure.
- 4) A partir du document 2, déterminer les analogies existant entre les schémas de Lewis de molécules contenant des éléments d'une même famille.
- 5) Retrouver le schéma de Lewis de la molécule de mercaptan éthylique.

Exercice 18 * ★★★★★

Des liaisons plus fortes que d'autres

Afin de se stabiliser, les atomes peuvent s'assembler pour donner des molécules.
Les liaisons qui existent entre atomes peuvent être simples, doubles, voire triples.

L'énergie de liaison est l'énergie à fournir pour rompre uniquement cette liaison.
L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule.

Données :

$E_{\text{liaison}}(\text{C} - \text{H}) = 413 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{liaison}}(\text{N} - \text{H}) = 391 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{liaison}}(\text{C} - \text{C}) = 348 \text{ kJ/mol}$

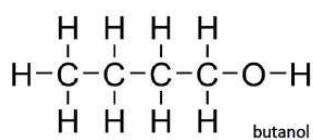
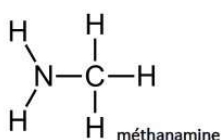
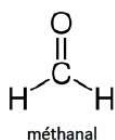
$E_{\text{liaison}}(\text{O} - \text{H}) = 464 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 1556 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanamine}) = 2314 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 1832 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{atomisation}}(\text{butanol}) = 5576 \text{ kJ/mol}$



1. Compléter les schémas des 4 molécules ci-dessus afin de justifier la stabilité de tous les atomes.
2. Montrer qu'entre 2 atomes donnés, une liaison simple est toujours moins forte qu'une liaison double. Argumenter à l'aide de 2 couples d'atomes.