

EXERCICES T1C3 – 2nd

Exercice n°1 : compléter le texte

En choisissant dans la liste ci-dessous, complétez le texte en ajoutant les mots qui conviennent :
 3^{ème} / 4^{ème} / atome / molécule / ion / noyau / électrons / nucléons / neutrons / protons / 1/2/3 / 4/8 / couche externe / couche interne / chargé / neutre / ligne / colonne / période / élevées / basses / perdu / gagné / singulet / doublet / triplet / duet / octet / identiques / différents / simple / double / triple / brute / quadruple / hydrogène / carbone / azote / oxygène / égal / chargée / neutre / valence / isotopes / isomères / cations / anions / plus / moins / élevées /

Un atome est constitué d'un **noyau** autour duquel gravitent un ou plusieurs **électrons**.

La dernière couche de la structure électronique contenant des électrons est appelée la **couche externe**.

Pour devenir plus inerte, un élément chimique doit satisfaire soit à la règle **du duet** (si $Z \leq 5$), soit à la règle **de l'octet** (si $Z > 5$).

Un **cation** est chargé positivement. Il a **perdu** au moins un électron.

Les éléments d'une même **colonne** de la classification périodique appartiennent à une même famille.

Les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons sur leur **couche externe**.

Le magnésium est dans la deuxième colonne de la classification périodique parce qu'il possède **2** électrons sur sa couche externe.

Un solide ionique est un empilement régulier **d'ions** dans l'espace.

Une solution ionique est électriquement **neutre** : autrement dit, la quantité de charges positives portée par les **cations** est **égale** à la quantité de charges négatives portée par les **anions**.

Une molécule est un ensemble constitué **d'atomes** reliés les uns aux autres par des liaisons.

Une liaison covalente entre deux atomes est assurée par la mise en commun de deux **électrons** de la **couche externe**. Une liaison covalente correspond à un doublet **d'électron**.

Il existe des liaisons **simple, double** ou **triple**.

La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des électrons de **valence** des atomes regroupés en **doublets**.

Au sein d'une molécule, les atomes des périodes 2 et 3 de la classification périodique sont entourés de **4** doublets d'électrons, autrement dit, **8** électrons externes.

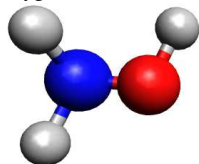
C'est la règle **de l'octet**.

Dans une molécule, l'atome de carbone est lié aux autres atomes par **4** doublets liants, tandis qu'un atome d'azote a **3** doublets liants et **1** doublet non liant.

Des **isomères** sont des molécules de même formule **brute** mais où les atomes sont reliés **différemment**.

Exercice n°2 : répondre par vrai ou faux

- 1) L'ion sulfate de formule $SO_4^{2-}(aq)$ est l'ion monoatomique formé par l'élément soufre. **FAUX**
- 2) Les atomes de potassium et de calcium perdent le même nombre d'électrons lorsqu'ils se transforment en ions potassium $K^+(aq)$ et en ion calcium $Ca^{2+}(aq)$. **FAUX**
- 3) On considère un atome X de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
 - a) Selon la règle de l'octet, la formule de son ion monoatomique est $X^{2-}(aq)$. **VRAI**
 - b) X est le soufre de symbole S et fait partie de la famille de l'oxygène. **VRAI**
- 4) On donne ci-contre le modèle moléculaire d'une molécule :
 - a) L'atome d'azote est entouré de trois doublets liants. **VRAI**



- b) Elle n'a pas de molécule isomère. **VRAI**
 - c) Les atomes d'oxygène portent deux doublets non liants. **VRAI**
 - d) Les atomes d'hydrogène respectent la règle du doublet. **FAUX**
- 5) Le chlorure de calcium, de formule $CaCl_2(s)$, est un solide ionique formé des ions Ca^{2+} et Cl_2^{2-} . **FAUX**
 - 6) Au sein d'un solide ionique, deux ions Na^+ se repoussent et deux ions Cl^- s'attirent. **FAUX**
 - 7) Un solide ionique constitué d'ions Fe^{3+} et Cl^- a pour formule $Fe_3Cl(s)$. **FAUX**

Exercice n°3 : QCM

A chaque question peuvent correspondre aucune, une seule ou plusieurs propositions correctes.

- 1) L'atome de brome Br est devenu l'ion bromure dans l'eau $Br^-(aq)$:
 - a) par perte d'un électron de sa couche externe.
 - b) par gain d'un électron sur sa couche externe.**
 - c) par perte d'un proton de son noyau.
- 2) Une solution de chlorure de sodium contient un ion $Na^+(aq)$ et un ion $Cl^-(aq)$ qui sont :
 - a) des anions.
 - b) respectivement un anion et un cation.
 - c) respectivement un cation et un anion.**
- 3) Le lithium Li appartient à la première colonne de la classification périodique ; il formera :
 - a) l'ion $Li^+(aq)$.**
 - b) l'ion $Li^-(aq)$.
 - c) l'ion $Li^{2+}(aq)$.
- 4) Situé au-dessus du soufre, l'élément oxygène a une structure électronique $1s^2 2s^2 2p^4$ et forme l'ion O^{2-} .
 - a) le soufre formera l'ion S^{2-} .**
 - b) le soufre appartient à la troisième ligne.**
 - c) la configuration électronique du soufre est $1s^2 2s^2 2p^5$.
- 5) L'atome d'oxygène ($Z = 8$) possède :
 - a) 6 électrons de valence.**
 - b) 8 électrons de valence.
 - c) 2 électrons de valence.
- 6) La représentation de Lewis est la représentation :
 - a) des liaisons entre les atomes.
 - b) des atomes de la molécule et de leurs électrons de valence regroupés en doublets.**
 - c) des doublets liants de la molécule.
- 7) La représentation dans l'espace de la molécule d'eau :
 1. 1.
 2. 2.
 3. 3.

- 8) Les deux molécules $CH_3 - CH_2 - O - CH_3$ et $CH_3 - O - CH_2 - CH_3$ sont :
 - a) identiques.**
 - b) des isomères.
 - c) des isotopes.

Données : valeur de la charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$
 masse d'un nucléon : $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
 numéro atomique :

Élément chimique	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre
Numéro atomique	1	6	7	8	16

énergie de liaison :

Liaison	C - H	C - C	C = C	C - O	C = O	O - H
Énergie de liaison ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	413	348	614	360	741	366

Exercice n°4 : étude du potassium *

La structure de l'atome de potassium (K) est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

- 1) Quelle position occupe cet élément chimique dans la classification périodique ?
 La structure électronique du potassium étant $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, on en déduit qu'il est :
 - à la 4^{ème} ligne parce que sa couche externe est la couche 4.
 - à la 1^{ère} colonne parce que sa couche externe contient 1 électron.
- 2) Déterminer le nombre d'électrons de la couche externe et des couches internes.
 Le nombre d'électrons de la couche externe est 1 électron.
 Le nombre d'électrons des couches internes est $2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$ électrons.
- 3) Déterminer le nombre total d'électrons.
 Le nombre total d'électrons est la somme de ceux des couches internes et ceux de la couche externe, soit : $1 + 18 = 19$ électrons.
- 4) Déterminer la charge du nuage électronique notée E en charge élémentaire (e) et en coulomb (C).
 Chaque électron porte une charge électrique négative $-e$.
 Cet atome contient 19 électrons, on en déduit la charge du nuage électronique en charge élémentaire (e) : $E = -19e$.

Sachant que la charge électrique $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$, on en déduit la charge du nuage électronique en coulomb (C) :

$$\begin{aligned} E &= -19e \\ E &= -19 \times 1,6 \times 10^{-19} \\ E &= -3,04 \times 10^{-18} \text{ C} \end{aligned}$$

La charge du nuage électronique en coulomb est $E = -3,04 \times 10^{-18} \text{ C}$.

- 5) Déterminer le nombre de protons que contient cet atome.
 Un atome est électriquement neutre, cela signifie qu'un atome contient autant d'électrons que de protons.
 Cet atome contenant 19 électrons, il y a aussi 19 protons.

- 6) Sachant que la forme principale de cet élément chimique a pour masse atomique $m_{\text{atome}} = 6,51 \times 10^{-26} \text{ kg}$, déterminer le nombre de nucléons.
 On sait que : $m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}}$

On en déduit ici : $A = \frac{m_{\text{atome}}}{m_{\text{nucléon}}}$

Soit ici :

$$\begin{aligned} A &= \frac{m_{\text{atome}}}{m_{\text{nucléons}}} \\ A &= \frac{6,51 \times 10^{-26}}{1,67 \times 10^{-27}} \\ A &\approx 39 \end{aligned}$$

Le nombre de nucléons contenu dans cet atome de potassium est $A = 39$.

- 7) Donner la représentation symbolique cet atome.
 Par définition, on représente un atome tel que : ${}^A_Z X$.
 On en déduit ici : ${}^{39}_{19} K$.
- 8) Sachant qu'un atome de potassium cherche à acquérir la structure électronique de l'argon ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$), déterminer la formule de l'ion potassium.
 La structure électronique du potassium étant $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ et celle de l'argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, on remarque qu'un atome de potassium doit perdre 1 électron pour acquérir la même structure électronique que celle de l'argon.
 Un atome de potassium devient un cation chargé +1 soit : K^+ .
- 9) Donner le nombre de protons de l'ion potassium.
 Lorsqu'un atome devient un ion il perd ou gagne un ou plusieurs électrons mais son nombre de protons reste inchangé.
 Si un atome de potassium contient 19 protons, un ion potassium contient aussi 19 protons.

Exercice n°5 : qui es-tu ? *

On donne la structure électronique d'un ion inconnu : $1s^2 2s^2 2p^6$.

- 1) L'ion inconnu ayant une formule X^{3-} , déterminer la structure électronique de l'atome X.
 Si l'ion a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6$, cela signifie que l'atome a gagné 3 électrons.
 On en déduit la structure électronique de l'atome $1s^2 2s^2 2p^3$.
- 2) Déterminer la place de l'atome X dans la classification périodique.
 La structure électronique de cet atome étant $1s^2 2s^2 2p^3$, on en déduit qu'il est :
 - à la 2^{ème} ligne parce que sa couche externe est la couche 2 ;
 - à la 5^{ème} colonne parce que sa couche externe contient $2 + 3 = 5$ électrons.
- 3) En déduire l'élément chimique en question.
 L'élément chimique en question est l'azote de symbole N.

- 4) Donner la formule de l'ion phosphore sachant qu'un atome de phosphore se trouve dans la même colonne que celle de l'atome X.

Sachant qu'un atome de phosphore est dans la même colonne que l'atome X, on en déduit qu'ils appartiennent à la même famille chimique.

Cela signifie qu'un atome de phosphore contient le même nombre d'électrons que celui de l'atome X sur sa couche externe, et qu'il formera le même type d'ion.

On en déduit que l'ion phosphore aura pour formule : P^{3-} .

Exercice n°6 : de l'atome à l'ion

Compléter le tableau suivant :

Symbole de l'élément chimique	Be	O	P
Nom de l'élément chimique	Béryllium	Oxygène	Phosphore
Numéro atomique	4	8	15
Structure électronique de l'atome	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Structure électronique de l'ion	$1s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Formule de l'ion	Be^{2+}	O^{2-}	P^{3-}
Nature	Cation	Anion	Anion
Règle respectée	Duet	Octet	Octet

Exercice n°7 : une odeur désagréable

Les molécules contenant l'élément soufre sont très souvent caractérisées par la mouffette, un petit mammifère proche du putois, pour se protéger de ses prédateurs.

L'analyse de ce gaz a mis en évidence une molécule dont le modèle moléculaire est le suivant :

- 1) Déterminer la formule brute de cette molécule.

Dans le modèle moléculaire, on remarque qu'il y a trois types d'atomes, il y aura alors trois éléments chimiques différents : C, H et S.

A partir du modèle moléculaire, on peut écrire la formule brute de cette molécule : $C_2H_6S_2$.

- 2) Déterminer les structures électroniques de chacun des atomes de cette molécule.

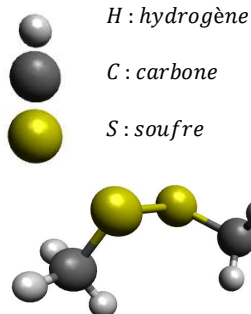
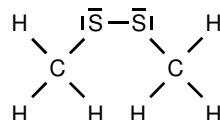
Un atome est électriquement neutre, il a par conséquent autant de protons que d'électrons dans un atome.

On en déduit :

- pour l'atome de carbone : $Z_C = 6 : 1s^2 2s^2 2p^2$;
- pour l'atome d'hydrogène : $Z_H = 1 : 1s^1$;
- pour l'atome de soufre : $Z_S = 16 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

- 3) Déterminer sa représentation de Lewis.

A partir des structures électroniques des différents éléments chimiques constituant cette molécule, on peut établir la représentation de Lewis de cette dernière :



Exercice n°8 : le vinaigre *

Le vinaigre est un condiment d'origine agricole. Il contient de l'acide éthanóique liquide obtenu par réaction du dioxygène ($O_{2(g)}$) avec de l'éthanol liquide en formant également de l'eau ($H_2O_{(l)}$).

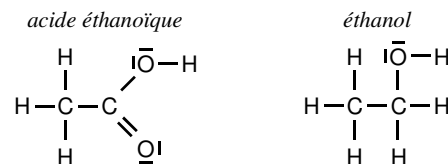
- 1) Déterminer les formules brutes de l'acide éthanóique et de l'éthanol à partir des modèles moléculaires.

A partir des modèles moléculaires on peut déterminer les formules brutes :

- acide éthanóique : $C_2H_4O_2$;
- éthanol : C_2H_6O .

- 2) Déterminer les représentations de Lewis de ces molécules.

Les représentations de Lewis de ces molécules sont :



- 3) Ces molécules sont-elles isomères l'une de l'autre ?

Ces molécules ont des formules brutes différentes, ce ne sont pas des isomères.

- 4) Déterminer l'énergie de liaison de ces molécules.

Pour l'acide éthanóique, l'énergie de liaison $E_{l\text{ae}}$ a pour valeur :

$$\begin{aligned}
 E_{l\text{ae}} &= 3 \times E_{C-H} + 1 \times E_{C-C} + 1 \times E_{C-O} + 1 \times E_{O-H} + 1 \times E_{C=O} \\
 E_{l\text{ae}} &= 3 \times 413 + 1 \times 348 + 1 \times 360 + 1 \times 366 + 1 \times 741 \\
 E_{l\text{ae}} &= 3\,054 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

L'énergie de liaison de l'acide éthanóique a pour valeur $E_{l\text{ae}} = 3\,054 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour l'éthanol, l'énergie de liaison $E_{l\text{eth}}$ a pour valeur :

$$\begin{aligned}
 E_{l\text{eth}} &= 5 \times E_{C-H} + 1 \times E_{C-C} + 1 \times E_{C-O} + 1 \times E_{O-H} \\
 E_{l\text{eth}} &= 5 \times 413 + 1 \times 348 + 1 \times 360 + 1 \times 366 \\
 E_{l\text{eth}} &= 3\,139 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

L'énergie de liaison de l'éthanol a pour valeur $E_{l\text{eth}} = 3\,139 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

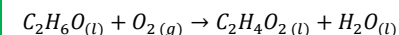
- 5) Laquelle est la plus stable ? Justifier.

La molécule la plus stable est celle qui a la plus grande énergie de liaison.

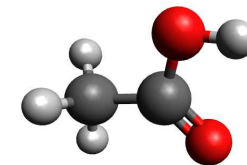
On en déduit ici que c'est la molécule d'éthanol qui est plus stable que celle d'acide éthanóique car $E_{l\text{eth}} > E_{l\text{ae}}$.

- 6) Ecrire l'équation de cette réaction chimique équilibrée.

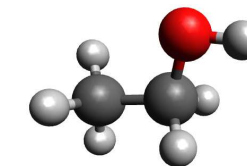
D'après le texte et les questions précédentes, on peut écrire :



acide éthanóique



éthanol



Exercice n°9 : recherche d'isomères *

Sur les étiquettes de trois produits différents, on peut lire la même formule brute C_3H_8O .

- 1) Donner le nombre et la nature des éléments chimiques qui composent cette molécule.
Cette molécule de formule brute C_3H_8O comporte trois éléments chimiques différents. Parmi eux, on distingue l'élément chimique carbone (C), l'élément chimique hydrogène (H) et l'élément chimique oxygène (O).

- 2) Donner le nombre d'atome par élément chimique.

Cette molécule de formule brute C_3H_8O comporte :

- 3 atomes de carbone (C) ;
- 8 atomes d'hydrogène (H) ;
- 1 atome d'oxygène (O).

- 3) Donner le nombre total d'atome qui compose cette molécule.

Dès lors, on en déduit le nombre total d'atome qui compose cette molécule : $3 + 8 + 1 = 12$ atomes.

- 4) Dans le cas où l'on considère 4 molécules, donner le nombre total d'atomes.

Pour 1 molécule, on compte 12 atomes.

On en déduit que pour 4 molécules, on comptera : $12 \times 4 = 48$ atomes.

Développement du calcul :

Molécule		Atomes
1	↔	12
4	↔	x

On en déduit le nombre d'atome dans le cas où l'on considère 4 molécules :

$$x = \frac{12 \times 4}{1} = 48 \text{ atomes}$$

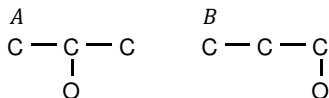
Il y a donc 48 atomes pour 4 molécules.

- 5) Déterminer les formules de Lewis ainsi que les énergies de liaison des trois isomères possibles.

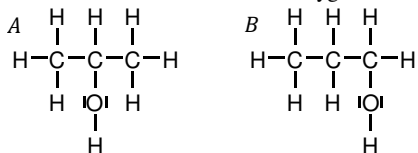
D'après le texte, on sait que l'on doit trouver 3 isomères.

On commence par écrire la chaîne carbonée car ce sont les atomes de carbone qui font le plus de liaisons (4), soit : C - C - C.

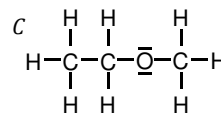
Deux possibilités pour placer l'atome d'oxygène :



Il ne reste plus qu'à placer les 8 atomes d'hydrogène afin que les atomes de carbone fassent tous 4 liaisons et l'atome d'oxygène 2 liaisons, soit :



Le dernier isomère possible serait de placer l'atome d'oxygène dans la chaîne carbonée, soit :



Les énergies de liaison correspondantes sont :

- Pour l'isomère A, l'énergie de liaison E_{lA} a pour valeur :

$$\begin{aligned} E_{lA} &= 7 \times E_{C-H} + 2 \times E_{C-C} + 1 \times E_{C-O} + 1 \times E_{O-H} \\ E_{lA} &= 7 \times 413 + 2 \times 348 + 1 \times 360 + 1 \times 366 \\ E_{lA} &= 4\,313 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

L'énergie de liaison de l'isomère A a pour valeur $E_{lA} = 4\,313 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Pour l'isomère B, l'énergie de liaison E_{lB} a pour valeur :

$$\begin{aligned} E_{lB} &= 7 \times E_{C-H} + 2 \times E_{C-C} + 1 \times E_{C-O} + 1 \times E_{O-H} \\ E_{lB} &= 7 \times 413 + 2 \times 348 + 1 \times 360 + 1 \times 366 \\ E_{lB} &= 4\,313 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

L'énergie de liaison de l'isomère B a pour valeur $E_{lB} = 4\,313 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Pour l'isomère C, l'énergie de liaison E_{lC} a pour valeur :

$$\begin{aligned} E_{lC} &= 8 \times E_{C-H} + 1 \times E_{C-C} + 2 \times E_{C-O} \\ E_{lC} &= 8 \times 413 + 1 \times 348 + 2 \times 360 \\ E_{lC} &= 4\,372 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

L'énergie de liaison de l'isomère C a pour valeur $E_{lC} = 4\,372 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 6) Lequel est le plus stable ? Justifier.

L'isomère le plus stable est celui ayant l'énergie de liaison la plus élevée.

On en déduit que l'isomère le plus stable est l'isomère C car $E_{lC} > E_{lA} = E_{lB}$.

Exercice n°10 : écrire des équations de dissolution

Recopier et compléter les équations de dissolution suivantes :

- 1) $KCl_{(s)} \rightarrow 1 K_{(aq)}^+ + 1 Cl_{(aq)}^-$
- 2) $FeSO_{4(s)} \rightarrow 1 Fe_{(aq)}^{2+} + 1 SO_{4(aq)}^{2-}$
- 3) $K_2CO_{3(s)} \rightarrow 2 K_{(aq)}^+ + 1 CO_{3(aq)}^{2-}$
- 4) $Na_2S_2O_{3(s)} \rightarrow 2 Na_{(aq)}^+ + 1 S_2O_{3(aq)}^{2-}$
- 5) $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow 1 NH_{4(aq)}^+ + 1 Cl_{(aq)}^-$
- 6) $Pb(NO_3)_2_{(s)} \rightarrow 1 Pb_{(aq)}^{2+} + 2 NO_{3(aq)}^-$
- 7) $NaHCO_3_{(s)} \rightarrow 1 Na_{(aq)}^+ + 1 HCO_{3(aq)}^-$
- 8) $CuBr_2_{(s)} \rightarrow 1 Cu_{(aq)}^{2+} + 2 Br_{(aq)}^-$
- 9) $HCl_{(g)} \rightarrow 1 H_{(aq)}^+ + 1 Cl_{(aq)}^-$