

## Exercices 2nde CH 3 la liaison chimique

1. **C**

2. **C**

3. **B**

4. **B**

5. **B**

6. **C**

7. **C**

8. **B**

9. **B**

10. **B**

11. **C**

## 13 Ampoules à incandescence

Les lampes à incandescence, inventées en 1916 par l'américain Irving Langmuir, ont disparu des étalages des commerçants depuis quelques années.

La présence d'un filament de tungstène, porté à incandescence, assure l'émission de lumière.

Un gaz noble, l'argon chimiquement inerte, est placé dans l'ampoule. Il limite les risques de noircissement du verre garantissant ainsi une meilleure luminosité.

La configuration électronique de l'argon est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .



Ex 13

1. L'**argon** ayant **8 électrons** sur sa couche de **valence** il se situe dans la **dernière colonne** du tableau périodique. Il appartient donc à la famille des **gaz nobles**.
2. L'**argon** étant un **gaz noble** il est donc **chimiquement inerte**. Il est donc aussi **approprié** pour être utilisé dans des **lampes à incandescence** contrairement à du dioxygène qui réagirait fortement.
3. Les lampes à incandescence ne sont **plus utilisées** pour des raisons de **consommation**.

## 18 Pierres précieuses

Les émeraudes (photo) et les aigues-marines contiennent des ions issus des atomes d'aluminium Al, de béryllium Be et d'oxygène O.

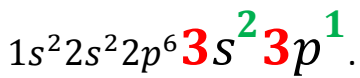
Recopier et compléter le tableau suivant.



<b>Formule de l'atome</b>	Al	Be	O
<b>Configuration électronique</b>	$1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$
<b>Perd / Gagne des électrons</b>	<b>Perd</b>	<b>Perd</b>	<b>Gagne</b>
<b>Nombre d'électrons perdus / gagnés</b>	<b>3</b>	<b>2</b>	<b>2</b>
<b>Formule de l'ion</b>	$Al^{3+}$	$Be^{2+}$	$O^{2-}$
<b>Cation / Anion</b>	<b>Cation</b>	<b>Cation</b>	<b>Anion</b>

## Ex 20

1. L'**aluminium** se situe dans la **troisième ligne** et dans la **troisième colonne** du tableau périodique sa structure électronique est donc :



Pour être stable et avoir la même structure que le néon :  $1s^2 2s^2 2p^6$ . il va donc se ioniser en **perdant 3 électrons**. Il passera donc en cation  **$Al^{3+}$** .

2. La matière devant être **globalement neutre** il faut que les charges des ions chlorure compensent celles des ions aluminium. Il faut donc **3 ions chlorure** pour **1 ion aluminium**.

## Ex 21

1. Le **nombre de liaisons de valence** établies par un atome correspond au **nombre de paires d'électrons mis en commun** pour se ramener à la répartition électronique du **gaz noble** qui le suit dans le tableau périodique. Le **carbone**, l'**azote** et l'**oxygène** doivent donc se ramener à la structure électronique du **néon  $1s^2 2s^2 2p^6$**  et donc faire respectivement **4**, **3** et **2 liaisons de valence**.

L'**hydrogène** fera **1 liaison de valence** pour se ramener à la structure électronique de l'hélium.

2. Les électrons de valence ne participant pas une liaison de valence se couplent en doublets non liants. Il se forme donc **1 doublet non liant** pour l'**azote** et **2** pour l'**oxygène**. Le carbone et l'hydrogène seront dépourvus de doublet non liant.

## Ex 22

1. Le nombre d'électrons de valence totale est de la molécule est la somme des électrons de valence de l'ensemble des atomes. Soit :



$$2 \times (2+2) + 2 \times (2+4) + 4 \times 1 = 24 \text{ électrons de valence}$$

2.a. D'après le schéma de Lewis il y a **8 doublets liants**

b. D'après le schéma de Lewis il y a **4 doublets non liants**

3. Au total il y a **12 doublets**, soit **24 électrons de valence** dans la molécule.

Conforme à la question 1.

## EX 24

1. Nombre de liaison

Le **Chlore**  ${}_{17}\text{Cl}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  doit donc faire **1 liaison de valence**.

L'**hydrogène**  ${}_1\text{H}$  :  $1s^1$  doit donc faire **1 liaison de valence**.

2. Il n'y a pas de doublet non liant autour de l'hydrogène.

Il y a **3 doublets non liants** autour du **chlore**.

3. Le schéma de Lewis représente bien **1 liaison de valence** et **3 doublets non liants**

## Ex 36

1. Le calcium Ca et le magnésium Mg sont dans la **2<sup>ème</sup> ligne du tableau périodique**. Ils ont donc tendance à **perdre 2 électrons** pour se rapprocher du gaz noble le plus proche. Les ions correspondant sont donc : **Ca<sup>2+</sup> et Mg<sup>2+</sup>**.

2.a. Le  $30^\circ f < TH = 35^\circ f < 40^\circ f$  donc cette eau est considérée comme **dure**.

b. La masse de calcium par litre d'eau est  $t_{Ca} = TH \times 4 = 35 \times 4 = \mathbf{140 \text{ mg.L}^{-1}}$

La masse de magnésium par litre d'eau est  $t_{Mg} = TH \times 2,4 = 35 \times 2,4 = \mathbf{84 \text{ mg.L}^{-1}}$

c. Le nombre d'ions par litre d'eau  $N_{Ca^{2+}} = \frac{m_{Ca^{2+}}}{m_{atome}}$

$$N_{Ca^{2+}} = \frac{t_{Ca^{2+}} \times V}{m_{atome}}$$

$$N_{Ca^{2+}} = \frac{140 \times 10^{-3} \times 1}{6,66 \times 10^{-23}}$$

$$N_{Ca^{2+}} = \mathbf{2,1 \times 10^{21} \text{ ions}}$$

$$N_{Mg^{2+}} = \mathbf{2,1 \times 10^{21} \text{ ions}}$$

3. Le calcaire ne contient pas que des ions calcium et magnésium mais **aussi des anions** quand il cristallise et éventuellement d'autres résidus solides

## Ex 38

1. configurations électroniques des atomes de carbone  ${}^{12}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$ , d'oxygène  ${}^{16}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$  et d'hydrogène  ${}^1_1\text{H}: 1s^1$ . Pour être stable en se rapprochant des configurations des gaz nobles suivants ils forment :

L'atome de **carbone 4 doublets** liants et 0 doublet non liant.

L'atome d'**oxygène 2 doublets** liants et **2 doublets non liants**.

L'atome d'hydrogène **1 doublet** liant et 0 doublet non liant.

Il y a bien **concordance** entre le schéma de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.

2. Pour libérer l'ion hydrogène  $\text{H}^+$ , lié à l'oxygène, il faut **rompre la liaison O—H**, donc il faut **fournir  $7,69 \times 10^{-19} \text{ J}$** .

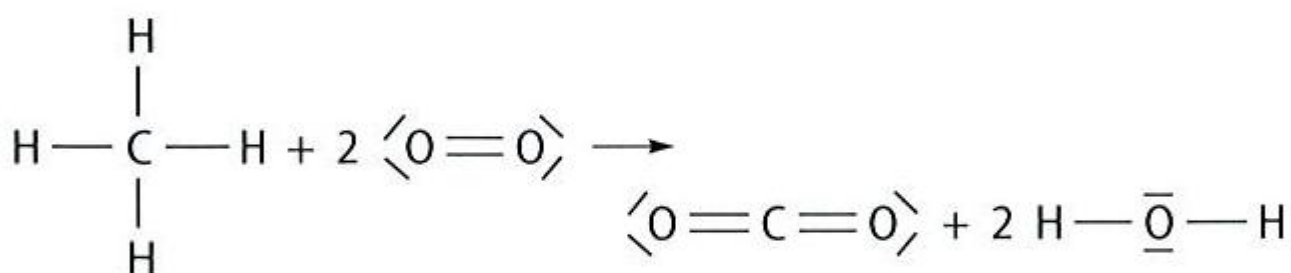
3. Les ions formés sont alors l'ion **hydrogène  $\text{H}^+$**  et l'**ion éthanoate  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}^{2-}$** .

## 43 Combustion du méthane

Une combustion est une transformation chimique, c'est-à-dire une redistribution d'atomes.

Le méthane  $\text{CH}_4$  est le gaz de ville qui permet de cuisiner et parfois même de chauffer grâce à l'énergie qu'il libère lors de sa combustion.

La combustion du méthane dans l'air peut être modélisée par l'équation chimique suivante :



Liaison	Énergie libérée lors de la formation ou de la rupture des liaisons (en J)
C—H	$6,89 \times 10^{-19}$
O=O	$8,27 \times 10^{-19}$
C=O	$1,32 \times 10^{-18}$
O—H	$7,69 \times 10^{-19}$



**Données :** Configuration électronique de l'hydrogène H :  $1s^1$

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

de l'oxygène O :  $1s^2 2s^2 2p^4$

1. Quelles liaisons faut-il rompre pour la combustion d'une molécule de méthane ? Préciser leur nombre.
2. Quelles sont les liaisons alors formées et leur nombre ?
3. **a.** Sans effectuer de calcul, comparer l'énergie nécessaire à la rupture des liaisons C—H à l'énergie libérée lors de la formation des liaisons O—H.  
**b.** De même, comparer l'énergie nécessaire à la rupture des liaisons O=O à l'énergie libérée lors de la formation des liaisons C=O.  
**c.** Un bilan des énergies mises en jeu conduit-il globalement à de l'énergie consommée ou à de l'énergie libérée ? Conclure.

1. Pour la combustion d'une molécule de méthane, il faut **rompre 4 liaisons C—H** et **2 liaisons O=O**.

2. Il se **forme 2 liaisons C=O** et **4 liaisons O—H**.

3. **a.** D'après le tableau fourni, l'**énergie nécessaire à la rupture** d'une liaison **C—H** est **inférieure** à l'**énergie libérée lors de la formation** d'une liaison **O—H**. (Le **nombre** de ces liaisons est le **même** pour la combustion d'une molécule de méthane.)

**b.** D'après le tableau fourni, l'**énergie nécessaire à la rupture** d'une liaison **O=O** est **inférieure** à l'**énergie libérée lors de la formation** d'une liaison **C=O**. (Le **nombre** de ces liaisons est le **même** pour la combustion d'une molécule de méthane.)

c. Globalement, **il y a plus d'énergie libérée** que d'énergie consommée. Cette différence d'énergie est libérée sous forme de chaleur.