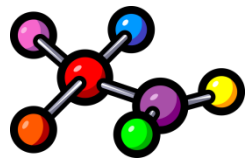


# Correction des exercices

## Chapitre 5 : Vers des entités plus stables



### Application directe du cours :

- Recopier et compléter la phrase suivante :
  - L'ion Fer II  $\text{Fe}^{2+}$  a **perdu 2** électrons. Il s'agit d'un **cation**
  - L'ion Fluorure  $\text{F}^-$  a **gagné 1** électron. Il s'agit d'un **anion**
- Les ions que sont susceptibles de former les atomes de lithium Li ( $Z = 3$ ), d'aluminium Al ( $Z = 13$ ) sont  $\text{Li}^+$  et  $\text{Al}^{3+}$ . Justifications :
  - Li ( $Z = 3$ )  
Configuration électronique :  $1s^2 2s^1$   
Cet atome respecte la règle du duet. Il va chercher à perdre 1 électron pour avoir une couche de valence saturée  $1s^2$ . S'il perd un électron (charge négative), il aura alors une charge positive :  $\text{Li}^+$
  - Al ( $Z = 13$ )  
Configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$   
Cet atome respecte la règle de l'octet. Il va chercher à perdre 3 électrons pour avoir une couche de valence saturée  $1s^2 2s^2 2p^6$ . S'il perd 3 électrons (charge négative), il aura alors trois charges positives :  $\text{Al}^{3+}$
- A) Configuration électronique du Soufre S ( $Z = 16$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^4$   
B) Il va former 2 doublets liants car il lui manque deux électrons pour avoir une couche de valence saturée.  
C) Il va former 2 doublets non liants car il possède 6 électrons de valence. Il en engage 2 dans des doublets liants. Il lui en reste 4 soit 2 paires.
- N :  $1s^2 2s^2 2p^3$ .  
Il lui manque 3 électrons pour avoir sa couche de valence saturée. Donc il va former 3 DL.  
Il a 5 électrons de valence. Il en engage 3 dans des DL. Il lui en reste 2, ce qui donne 1 DNL.  
Le schéma de Lewis du diazote proposé est correct car chaque atome d'azote a bien 3 DL et 1 DNL.  
$$|\text{N} \equiv \text{N}|$$
- Calcul de l'énergie de liaison E du dioxyde de carbone :  $E = 2 E_{\text{C=O}}$



### Exercice 1 :

$\text{CH}_4$	<b>Molécule</b>
$\text{Ca}^{2+}$	<b>Cation</b>
C	<b>Atome</b>
$\text{F}^-$	<b>Anion</b>
$\text{NH}_3$	<b>Molécule</b>
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	<b>Molécule</b>
Cu	<b>Atome</b>
$\text{Na}^+$	<b>Cation</b>

### Exercice 2 :

- Position dans le tableau périodique (période et colonne) des éléments suivants :
  - Bore B : **Colonne 13 ; Ligne 2**
  - Béryllium Be : **Colonne 2 ; Ligne 2**
  - Sélénium Se : **Colonne 16 ; Ligne 4**
  - Iode I : **Colonne 17 ; Ligne 5**
  - Xénon Xe : **Colonne 18 ; Ligne 5**
- Bore B : Colonne 13 ; Ligne 2 → **3 électrons de valence** → **Il va perdre 3 électrons** →  **$\text{B}^{3+}$**   
Béryllium Be : Colonne 2 ; Ligne 2 → **2 électrons de valence** → **Il va perdre 2 électrons** →  **$\text{Be}^{2+}$**

Sélénium Se : Colonne 16 ; Ligne 4 → **6 électrons de valence** → Il va **gagner 2 électrons** → **Se<sup>2-</sup>**  
 Iode I : Colonne 17 ; Ligne 5 → **7 électrons de valence** → Il va **gagner 1 électron** → **I<sup>-</sup>**  
 Xénon Xe : Colonne 18 ; Ligne 5 → **8 électrons de valence** → **C'est un gaz noble : Il est déjà stable**

### Exercice 3 :

Li → **1 électron de valence** → Il va **perdre 1 électron** → **Li<sup>+</sup>**  
 P → **5 électrons de valence** → Il va **gagner 3 électrons** → **P<sup>3-</sup>**  
 Al → **3 électrons de valence** → Il va **perdre 3 électrons** → **Al<sup>3+</sup>**  
 He → **2 électrons de valence** → C'est un gaz noble, il **ne forme pas d'ion**.

### Exercice 4 :

Formule de l'ion	Nom de l'ion
H <sup>+</sup>	<b>Ion hydrogène</b>
Na <sup>+</sup>	<b>Ion sodium</b>
K <sup>+</sup>	<b>Ion potassium</b>
Ca <sup>2+</sup>	<b>Ion calcium</b>
Mg <sup>2+</sup>	<b>Ion magnésium</b>
Cl <sup>-</sup>	<b>Ion chlorure</b>
F <sup>-</sup>	<b>Ion fluorure</b>

### Exercice 5 :

Formule de ce solide ionique : **MgCl<sub>2</sub>**. Il s'agit du Chlorure de Magnésium. Dans un solide ionique, il y a **autant de charges positives que de charges négatives**. Le magnésium forme l'ion Mg<sup>2+</sup> et le chlore, forme l'ion Cl<sup>-</sup>. Pour que **l'électroneutralité** de la matière soit respectée, il y aura **2 fois plus d'ions chlorure que d'ions magnésium**, on a donc du Chlorure de magnésium MgCl<sub>2</sub>.

### Exercice 6 :

- Si l'atome de brome **Br gagne un électron** pour former l'ion bromure, il a **une charge négative**. Il forme d'ion **Br<sup>-</sup>**.
- L'ion césium **Cs<sup>+</sup> a une charge positive**, il a donc **perdu un électron**.
- Le solide ionique formé par association des deux ions précédents est **CsBr**. C'est le bromure de césium. Il y aura autant de charge positives que négatives pour respecter **l'électroneutralité** de la matière

### Exercice 7 :

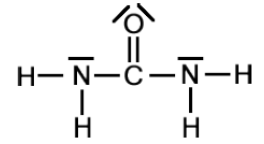
- Formule de ce composé ionique : **NaI**. **L'ion sodium a une charge positive** et **l'iode 1 charge négative**. Pour respecter **l'électroneutralité** de la matière, il y a **autant d'ions sodium que d'ions iode**.
- Formule du composé ionique résultant de l'association des ions bromures Br<sup>-</sup> :  
 a) **LiBr**                      b) **MgBr<sub>2</sub>**                      c) **FeBr<sub>3</sub>**

### Exercice 8 :

- L'hydrogène** forme **1 doublet liant**. Il n'a **pas de doublet non-liant**. Le **carbone** forme **4 doublets liants**. Il n'a **pas de doublet non-liant**. **L'azote** forme **3 doublets liants**. Il a **1 doublet non-liant**.
  - L'hydrogène** possède **2 électrons de valence (1DL x 2)**. Le **carbone** possède **8 électrons de valence (4DL x 2)**. **L'azote** possède **8 électrons de valence ((3DL+1DN) x 2)**.
  - Cette molécule **est stable car chaque atome respecte soit la règle du duet pour l'hydrogène soit la règle de l'octet pour les autres atomes**.
- Mêmes questions pour la molécule d'urée :



- a) L'hydrogène forme **1 doublet liant**. Il n'a pas de **doublet non-liant**. Le carbone forme **4 doublets liants**. Il n'a pas de **doublet non-liant**. L'azote forme **3 doublets liants**. Il a **1 doublet non-liant**. L'oxygène forme **2 doublets liants**. Il a **2 doublets non-liants**.
- b) L'hydrogène possède **2 électrons de valence** (1DL x 2). Le carbone possède **8 électrons de valence** (4DL x 2). L'azote possède **8 électrons de valence** ((3DL+1DN) x 2). L'oxygène possède **8 électrons de valence** ((2DL+2DN) x 2).
- c) Cette **molécule est stable** car **chaque atome respecte soit la règle du duet pour l'hydrogène soit la règle de l'octet pour les autres atomes**.



### Exercice 9 :

- a) Azote N (Z=7). Configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Pour respecter la **règle de l'octet**, il va **gagner 3 électrons**. Il va former l'ion **N<sup>3-</sup>**.
- b) Formule du nitrure de gallium : **GaN**.
- c) Azote N (Z=7). Configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Pour respecter la règle de l'octet, il lui manque **3 électrons de valence** donc il **va former 3 DL**. S'il partage 3 de ses électrons, il lui reste sur la couche de valence (5 - 3) 2 électrons qui forment **1 DNL**. Sur le schéma de Lewis, de cette molécule, **chaque atome d'azote a bien 3 DL et 1 DNL**.

### Exercice 10 : Une espèce mal odorante.

- 1- Energie E nécessaire pour dissocier une molécule de méthanimine en ses atomes constitutifs :

$$E = 3x E_{C-H} + 2x E_{N-H} + E_{C-N}$$

- 2- Calcul de l'énergie de liaison  $E_{C-N}$  de la liaison C-N :

**A.L:**

$$E = 3x E_{C-H} + 2x E_{N-H} + E_{C-N}$$

$$E_{C-N} = E - 3x E_{C-H} - 2x E_{N-H}$$

**Données :**

$$E = 3,85 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

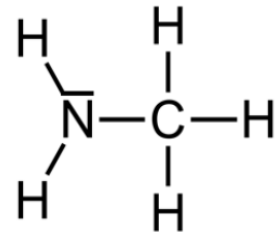
$$E_{C-H} = 6,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{N-H} = 6,48 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

**A.N:**

$$E_{C-N} = 3,85 \cdot 10^{-18} \text{ J} - 3 \times 6,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 2 \times 6,48 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{C-N} = 5,02 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



### Exercice 11 : Le fluor

- 1- a) Formule des ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et fluorure  $\text{F}^-$ .
- c) Le Fluor est dans la 17<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. Donc il a 7 électrons de valence. Il va en gagner 1. Il aura une charge négative.

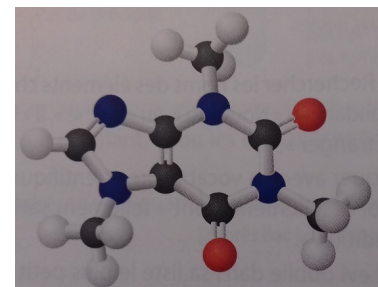
Le calcium est dans la 2<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. Donc il a 2 électrons de valence. Il va en perdre 2. Il aura une charge positive.

- 2- Formule du fluorure de calcium :  $\text{CaF}_2$

- 3- La molécule de dichlorodifluorocarbène est stable car :

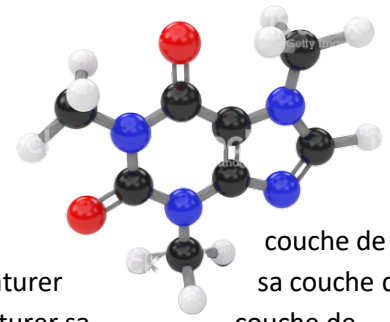
- L'atome de fluor F possède 1 DL et 3 DNL, soit 4 doublets et donc 8 électrons de valence. Il respecte la règle de l'octet.
- L'atome de chlore Cl possède 1 DL et 3 DNL, soit 4 doublets et donc 8 électrons de valence. Il respecte la règle de l'octet.
- L'atome de carbone C possède 4 DL et donc 8 électrons de valence. Il respecte la règle de l'octet.

- 4- Parmi les liaisons dans lesquelles est engagé l'atome de fluor, celle qui nécessite le plus d'énergie pour être rompue est celle avec l'atome d'hydrogène.



## Exercice 12 : D'une représentation à l'autre

- 1- Formule brute de la molécule de caféine :  $C_8N_4H_{10}O_2$
- 2- **Carbone : 14<sup>ème</sup> colonne → 4 électrons de valence. Hydrogène : 1<sup>ère</sup> colonne → 1 électron de valence. Oxygène : 16<sup>ème</sup> colonne → 6 électrons de valence. Azote : 15<sup>ème</sup> colonne → 5 électrons de valence.**
- 3- Carbone : 4 électrons de valence → manque 4 électrons pour saturer sa valence. Hydrogène : 1 électron de valence → manque 1 électron pour saturer valence. Oxygène : 6 électrons de valence → manque 2 électrons pour saturer sa valence. Azote : 5 électrons de valence → manque 2 électrons pour saturer sa couche de valence.



couche de  
sa couche de  
couche de

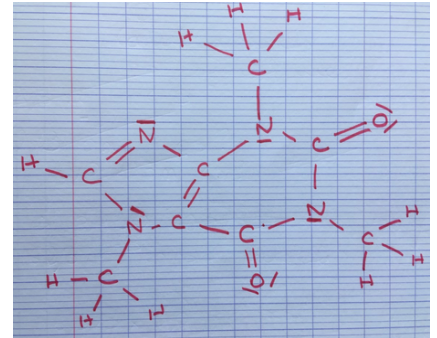
- 4- Carbone : 4 électrons de valence → **manque 4 électrons pour saturer sa couche de valence → Forme 4 DL et 0 DNL (4 - 4 = 0).**

Hydrogène : 1 électron de valence → **manque 1 électron pour saturer sa couche de valence → Forme 1 DL et 0 DNL (1 - 1 = 0).**

Oxygène : 6 électrons de valence → **manque 2 électrons pour saturer sa couche de valence → Forme 2 DL et 2 DNL (6 - 2 = 4 et 4/2 = 2).**

Azote : 5 électrons de valence → **manque 3 électrons pour saturer sa couche de valence → Forme 3 DL et 1 DNL (5 - 3 = 2 et 2/2 = 1).**

- 5- Schéma de Lewis de la molécule de caféine :
- 6- La liaison double qui nécessite le plus d'énergie pour être rompue est celle entre le carbone et l'oxygène.



## Exercice 13 : Les saveurs sucrées

- 1- La molécule **1** est un **polyphénol** car il **ne contient que des groupes hydroxyles**. La molécule **2** est un **ose** car elle contient un groupe carbonyle et plusieurs groupes hydroxyles.

- 2- Schéma de Lewis de la molécule 2 :

- 3- La molécule de méthanol est stable car :

- **L'atome de carbone possède 4 DL soit 8 électrons de valence. Il respecte la règle de l'octet.**

- **L'atome d'oxygène possède 2 DL et 2 DNL soit 8 électrons de valence. Il respecte la règle de l'octet.**

- **L'atome d'hydrogène possède 1 DL soit 2 électrons de valence. Il respecte la règle du duet.**

- 4- Déterminer le nombre de sucettes contenant 60 mg d'aspartame qu'un homme de 80 kg peut consommer quotidiennement sans craindre pour sa santé.

On sait que :

- **Une sucette contient 60 mg.**

- **La dose journalière admissible (DJA) d'aspartame à 40 mg par kg de masse corporelle.**

**On en déduit que la dose pour un homme de 80 kg est de  $80 \times 40 \text{ mg} = 3200 \text{ mg}$ . Il peut donc en consommer  $3200 / 60 = 53$  sucettes.**

Conclusion : Un homme de 80 kg peut consommer quotidiennement sans craindre pour sa santé 53 sucettes.

