

2 ^{nde} GT Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS					
<u>Chapitre 2 : Vers des entités plus stables</u>							
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie							
<u>Activité documentaire n°2.2 : Formation des ions et des molécules</u>							
	Questions	Points attribués					
Appel n°1	1-2-3-4-5	/0,5	/0,5	/1,5	/0,5	/1,5	
Appel n°2	6-7-8-9-10	/0,5	/0,5	/0,5	/0,5	/1	
Appel n°3	11-12		/1,5	/1,5			
Appel n°4	13		/ 3,5				
Appel n°5	14-15-16	/ 2,5	/0,5	/1			
Un pas vers le cours	17-18		/1	/1			
Total :		/ 20					

Noms -Prénoms des élèves du groupe

- 1.
- 2.
- 3.

Partie A : Formation des ions

Les étiquettes des eaux minérales précisent la formule des principaux ions dissous qu'elles contiennent.

→ **Comment déterminer la charge électrique d'un ion monoatomique à partir du tableau périodique ?**

Document 1 : étiquette d'eau minérale

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca^{2+})	579	Sulfates (SO_4^{2-})	1447
Magnésium (Mg^{2+})	59	Bicarbonates (HCO_3^-)	180
Potassium ()	2,5	Nitrates (NO_3^-)	<2
Sodium (Na^+)	0,7	Fluorures ()	<1
		Chlorures (Cl^-)	0,4

Document 2 : une famille particulière

Les éléments hélium He, néon Ne et argon Ar possèdent une **stabilité énergétique remarquable**.

Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments.

Ils appartiennent à la **18e colonne** du tableau périodique et constituent la famille **des gaz nobles**.

Cette stabilité est due à leur **couche externe saturée**.

Contrairement aux gaz nobles, tous les autres atomes sont instables.

1							18
1H	2	13	14	15	16	17	2He
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca						

Diagram illustrating the periodic table with the noble gas family (Group 18) highlighted. Arrows indicate the loss of an electron ($-1e^-$) from the outer shell of elements like Na and Cl, and the gain of an electron ($+1e^-$) by elements like Cl and Ar, leading to a stable configuration.

QUESTIONS

1. À partir du document 1, **identifier** un point commun dans les noms des cations monoatomiques.
Les noms des cations monoatomiques se terminent par « ium » .

2. À partir du document 1, **identifier** un point commun dans les noms des anions monoatomiques.
Les noms des anions monoatomiques se terminent par « ures » .

3. **Écrire** les configurations électroniques des trois atomes ci-dessous :

Atome	Configuration électronique
Hélium	${}_2\text{He} : 1s^2$
Néon	${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	${}_{18}\text{Ar} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

4. À quelle famille chimique ces éléments appartiennent-ils ? Pourquoi sont-ils stables ?

Ces éléments appartiennent à la famille des gaz nobles qui possèdent une stabilité énergétique remarquable due à leur couche externe qui est saturée.

5. À partir de leurs configurations électroniques, **indiquer** le nombre d'électrons de valence que possède chacun des trois atomes. Et **justifier** les termes: « couche externe saturée ».

L'atome d'hélium possède 2 électrons de valence.

L'atome de néon possède 8 électrons de valence.

L'atome d'argon possède 8 électrons de valence.

Pour chacun de ces atomes la couche de rang n la plus élevée (couche de valence) possède son nombre maximal d'électrons, elle est donc dite : « saturée » .

Appel n°1 du professeur pour validation

6. **Écrire** la configuration électronique d'un atome de magnésium (symbole : Mg , Z = 12).



7. **Identifier** la formule chimique de l'ion magnésium présent dans l'eau minérale. (doc 1)

En déduire si pour former l'ion, l'atome de magnésium a perdu ou gagné des électrons (préciser le nombre).

Formule chimique de l'ion magnésium : Mg^{2+}

Pour former l'ion, l'atome de magnésium a perdu 2 électrons.

8. **En déduire** la configuration électronique de **l'ion** magnésium à partir des questions 6 et 7.

L'ion magnésium possède donc $12 - 2 = 10$ électrons.

D'où la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6$

9. **Identifier** le gaz noble le plus proche du magnésium. (doc 1)

Le gaz noble le plus proche du magnésium est le néon.

10. **Comparer** la configuration électronique de **l'ion magnésium** et celle du gaz noble le plus proche du magnésium.

Conclure en expliquant dans quel but un atome peut former un ion monoatomique. (doc 2)

Ils possèdent tous les deux la même configuration électronique.

Un atome peut donc former un ion monoatomique afin de gagner en stabilité. L'ion formé possède la configuration électronique de l'atome du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique.

Appel n°2 du professeur pour validation

11. En suivant ce raisonnement, **expliquer** si le potassium (symbole : K) va former en solution un cation ou un anion.

En déduire la formule chimique de l'ion potassium.

Le gaz noble le plus proche du potassium est l'argon.

Pour adopter la même configuration électronique que l'argon, l'atome de potassium doit perdre 1 électron.

Il va donc former un cation.

Formule chimique de l'ion potassium : K^+

12. En suivant toujours le même raisonnement, **expliquer** si le fluor (symbole : F) va former en solution un cation ou un anion puis

En déduire la formule chimique de l'ion fluorure.

Le gaz noble le plus proche du fluor est le néon.

Pour adopter la même configuration électronique que le néon, l'atome de fluor doit gagner 1 électron.

Il va donc former un anion.

Formule chimique de l'ion fluorure : F^-

Appel n°3 du professeur pour validation

Partie B : Formation des molécules

Pour se stabiliser, certains atomes peuvent former des liaisons avec d'autres atomes pour former des molécules. Gilbert Lewis (1875-1946) était un chimiste américain qui a travaillé notamment sur la liaison de valence.

→ **Comment exploiter le modèle de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité par rapport aux atomes isolés ?**

Document 1 : schéma de Lewis d'un atome

Le schéma de Lewis d'un atome représente la couche électronique de valence de l'atome.

Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'atome.

Les électrons de valence sont représentés par des points • que l'on répartit l'un après l'autre sur les quatre « côtés » du symbole. Par conséquent, à partir du 5^{ème} électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des doublets non liants.

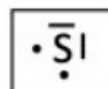
On peut donc trouver autour du symbole de l'atome :

- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point •.
- des électrons par pair appelés « **doublet non liant** » et représenté par un trait –.

Exemple : Le soufre ($Z = 16$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Il a donc 6 électrons de valence répartis autour de l'atome :

Les électrons qui se retrouvent par pair sur un même côté sont représentés par un trait.

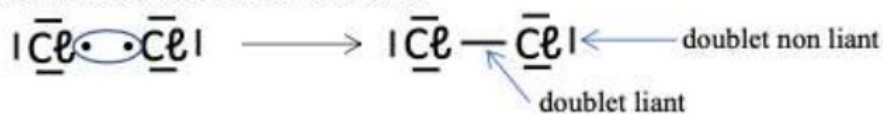
Le schéma de Lewis de l'atome de soufre va contenir 2 doublets non liants et 2 électrons célibataires : L'emplacement de ces doublets non liants et de ces électrons célibataires n'a pas d'importance, du moment qu'ils sont autour du symbole.



Document 2 : schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes. Les électrons célibataires face à face s'assemblent et forment alors des doublets liants. Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une liaison covalente.

Exemple : Formation de la molécule de dichlore Cl_2 :



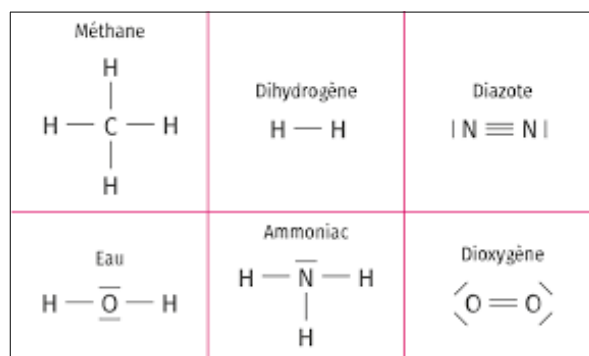
QUESTIONS

13. **Compléter** le tableau suivant. les schémas de Lewis des molécules dans le tableau ci-dessous.

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis
Azote N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	$\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$
Oxygène O	Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$
Hydrogène H	Z = 1	$1s^1$	1	$\cdot \text{H}$
Chlore Cl	Z = 17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	$\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$
Carbone C	Z = 6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	$\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$
Aluminium Al	Z = 13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3	$\cdot \ddot{\text{Al}} \cdot$
Argon Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	$ \ddot{\text{Ar}} $

Appel n°4 du professeur pour validation

Document 3 : schéma de Lewis de quelques molécules



14. Pour chaque schéma de Lewis du document 3, **compléter** le tableau ci-dessous. (doc 2 et 3)
S'appuyer sur l'exemple du méthane.

Nom de la molécule	Atome ciblé	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non liants	Nombre d'électrons de valence entourant l'atome ciblé
Méthane	C	4	0	$4 \times 2 = 8$
	H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Diazote	N	3	1	$3 \times 2 + 1 \times 2 = 8$
Eau	O	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$
	H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Ammoniac	N	3	1	$3 \times 2 + 1 \times 2 = 8$
	H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Dioxygène	O	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$
Dihydrogène	H	1	0	$1 \times 2 = 2$

15. **Comparer** le nombre d'électrons de valence entourant un atome d'hydrogène dans un modèle de Lewis au nombre d'électrons de valence que possède l'atome de gaz noble le plus proche.

Dans le schéma de Lewis d'une molécule, le nombre d'électrons de valence entourant un atome d'hydrogène est de 2. C'est donc le même nombre d'électrons de valence que le gaz noble le plus proche (hélium).

16. **Reproduire** ce travail pour un atome de carbone, d'oxygène et d'azote.

Conclure en expliquant pourquoi les atomes au sein d'une molécule sont stables.

Le gaz noble le plus proche du carbone, de l'azote et de l'oxygène est le néon.

Celui-ci possède 8 électrons de valence tout comme les atomes de carbone, d'oxygène et d'azote au sein d'une molécule.

Au sein d'une molécule, chaque atome possède la même configuration électronique qu'un gaz noble, chaque atome est alors stable.

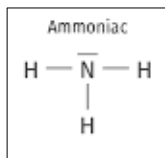
Appel n°5 du professeur pour validation

Un pas vers le cours :

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément.
Il faut donc fournir de l'énergie pour la rompre.

L'énergie de liaison entre deux atomes est l'énergie nécessaire afin de rompre cette liaison et voici quelques valeurs :

Remarque : ces valeurs sont des moyennes et elles peuvent varier selon les ouvrages de référence consultés.



Liaison	Énergie de liaison (USI)
O-H	464
O-O	142
O=O	502
C-O	351
C=O *	730
C-C	347
C=C	615
C-N	293
N-H	390
N-N	159

17. **Comparer** l'énergie de liaison d'une liaison double et celle d'une liaison simple (exemple : $E_{C=C}$ et E_{C-C})
En déduire laquelle est la plus stable.

L'énergie d'une liaison double est différente de celle d'une liaison simple ($E_{C=C} = 615 \text{ usi} \neq E_{C-C} = 347 \text{ usi}$)

Il faut donc plus d'énergie pour rompre une liaison double qu'une liaison simple ce qui signifie qu'elle est plus stable.

18. **Exprimer puis calculer** l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons d'une molécule d'ammoniac.

Il faut rompre toutes les liaisons de la molécule d'ammoniac :

$$\begin{aligned} E_{\text{nécessaire}} &= 3 \times E_{\text{N-H}} \\ &= 3 \times 390 \\ &= 1170 \text{ usi} \text{ Soit } 1,17 \times 10^3 \text{ usi.} \end{aligned}$$

L'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons d'une molécule d'ammoniac est de $1,17 \times 10^3 \text{ usi}$.