


2 nd e GT Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS	
Chapitre 2 : Vers des entités plus stables			
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie			
Activité documentaire n°2.2 : Formation des ions et des molécules			
	Questions	Compétence visée	Points attribués
Appel n°1	1-2-3-4	<u>Analyser, réaliser</u>	/ 4,5
Appel n°2	5-6-7-8-9	<u>Mobiliser Co, raisonner</u>	/3,5
Appel n°3	10-11-12	<u>s'approprier, raisonner, valider</u>	/6
Devoir global Rendre compte à l'écrit en utilisant un vocabulaire scientifique adapté et présenter son travail sous une forme appropriée et être vigilant vis-à-vis de l'orthographe		<u>Communiquer</u>	/0,5
Total :			/ 14,5

Noms -Prénoms des élèves du groupe pour notation individuelle (sur 0,5 point)

- 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 : les gaz nobles

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**.

Les atomes des éléments n'appartenant pas à la 18e colonne gagnent ou perdent un (ou des) électron(s) pour **avoir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche**.

1	2	13	14	15	16	17	18
1H							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 noble gases (He, Ne, Ar) highlighted in blue. Arrows indicate the loss of an electron (-1e⁻) from Na to Ne and the gain of an electron (+1e⁻) from Cl to Ar.

QUESTIONS

1. À partir du document 1, **identifier** la caractéristique du nom des cations monoatomiques.

.....

.....

2. À partir du document 1, **identifier** la caractéristique du nom des anions monoatomiques.

.....

.....

3. **Établir** les configuration électronique et **donner** le nombre d'électrons de valence pour les gaz nobles cités.

Élément	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Hélium
Néon
Argon

4. En analysant leur couche de valence, **proposer** une explication à leur grande stabilité.

.....

.....

Appel n°1 du professeur pour validation

5. **Donner** la configuration électronique d'un atome de magnésium (Mg , Z=12).

.....

.....

6. **Citer** la formule chimique de l'ion magnésium présent dans l'eau minérale.

En déduire s'il a perdu ou gagné des électrons (préciser la quantité).

.....

.....

7. **En déduire** la configuration électronique de l'ion magnésium (Mg^{2+}) à partir des questions 5 et 6.

.....

.....

8. **Citer** le gaz noble le plus proche du magnésium. **Comparer** la configuration électronique de l'ion magnésium et celle du gaz noble. **Conclure** (s'aider du document 2).

.....

.....

.....

.....

.....

.....

9. En suivant ce raisonnement, **expliquer** si le potassium va former en solution un cation ou un anion puis **retrouver** la formule chimique de l'ion monoatomique stable formé.

.....

.....

.....

.....

10. En suivant ce raisonnement, **expliquer** si le fluor va former en solution un cation ou un anion puis **retrouver** la formule chimique de l'ion monoatomique stable formé.

.....

.....

.....

.....

Appel n°2 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 :

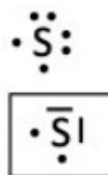
- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point •.
- des électrons par pair appelés « **doublet non liant** » et représenté par un trait –.

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.

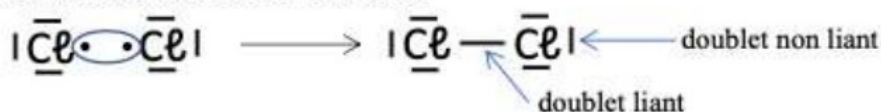


Document 2 : schéma de Lewis d'une molécule

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 :

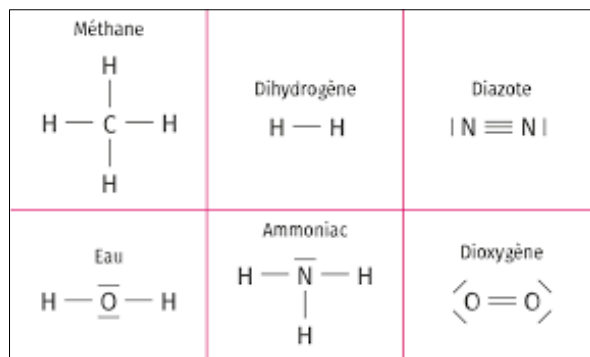


QUESTIONS

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			
Oxygène O	Z = 8			
Hydrogène H	Z = 1			
Chlore Cl	Z = 17			
Carbone C	Z = 6			
Aluminium Al	Z = 13			
Argon Ar	Z = 18			

Voici les schémas de Lewis de quelques molécules :



10. Pour chaque schéma de Lewis du document 4, **indiquer** le nombre de doublets liants et non-liants entourant **un** des atomes d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'azote.

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			
	H			
Diazote	N			
Eau	O			
	H			
Ammoniac	N			
	H			
Dioxygène	O			
Dihydrogène	H			

11. **Comparer** le nombre d'électrons de valence des gaz nobles (cf question 3 de la partie A) au nombre d'électrons de valence entourant les atomes d'oxygène, de carbone, d'azote et d'hydrogène dans un modèle de Lewis. Que remarquez-vous ? **Conclure.**

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Appel n°3 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 pour rompre cette liaison et voici quelques valeurs :

12. **Calculer** l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de l'ammoniac vu précédemment.

Liaison	Énergie de liaison (USJ)
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

.....

.....

.....

.....

.....