

Niveau : 2nde A-C

Discipline : PHYSIQUE-
CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME 3 : LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

TITRE DE LA LEÇON : IONS ET MOLÉCULES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de 2nde C au Lycée Moderne de Koutoest soumis à deux questions de son frère élève en quatrième :

- « *Comment les atomes arrivent-ils à devenir des ions ?* »
- « *Comment les molécules se forment-elles ?* »

Pour se donner toutes les chances d'avoir les réponses justes, cet élève associe ses camarades de classe. Ensemble avec le professeur, ils entreprennent d'interpréter l'évolution chimique des atomes vers les ions monoatomiques, d'expliquer la formation des molécules et d'écrire les formules statistiques de quelques composés ioniques.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Règle de l'octet

1.1. Propriétés principales des gaz rares

Les gaz rares ou gaz inertes sont très peu réactifs et de ce fait, ils sont très stables dans cet état. Cette stabilité a pour origine la structure à huit électrons (deux pour l'hélium) de leur couche externe. On dit que la couche externe des gaz rares est saturée d'un octet d'électrons.

1.2. Énoncé de la règle de l'octet

Au cours des réactions chimiques, les atomes réagissent pour obtenir une structure électronique plus stable que la leur, ils ont tendance à acquérir la structure électronique stable du gaz rare le plus proche d'eux dans la classification périodique (8 e⁻ sur la couche externe ou structure électronique **en octet**) par formation d'ions ou molécules.

Remarque :

Pour les atomes tels que l'hydrogène, le lithium, le béryllium et le bore, le gaz noble le plus proche est l'hélium ($Z = 2$) ; ces atomes acquièrent alors une structure **enduet** (doublet d'électrons). On parle de règle du **duet**.

1.3. Évolution chimique des atomes vers la formation d'autres espèces chimiques

L'étude de l'évolution des atomes vers d'autres espèces chimiques comme les ions et les molécules a montré que les transformations chimiques des atomes ne concernent que leur couche externe. On assiste sur cette couche externe, soit à une perte, soit à un gain, soit à une mise en commun d'électrons.

2. Formation des ions

2.1. Définition

Un ion est un édifice chargé, formé à partir d'un ou plusieurs atomes. Il existe deux types d'ions :

- les ions positifs ou cations ;
- les ions négatifs ou anions.

2.2. Ions monoatomiques

Les ions monoatomiques résultent d'atomes qui ont cédé ou capté un ou plusieurs électrons.

2.2.1. Cations monoatomiques

Les cations monoatomiques sont issus d'atomes qui ont cédé un ou plusieurs électrons de manière à avoir la structure externe du gaz rare le plus proche.



- Tous les éléments de la 1^{ère} colonne ont tendance à perdre un électron pour donner des ions positifs de charge +e.

Exemples : H⁺ : ion hydrogène ; Li⁺ : ion Lithium ; ion Sodium : Na⁺



K²L⁸M¹ (Structure électronique du sodium)

K²L⁸(Structure électronique du Néon et de l'ion sodium)

- Tous les éléments de la 2^{ème} colonne ont tendance à perdre deux électrons pour donner des ions positifs de charge +2e

Exemples: Be²⁺: ion Beryllium; Mg²⁺: ion magnesium; Ca²⁺ : ion Calcium



K²L⁸M⁸N²(Structure électronique du calcium)

K²L⁸M⁸ (Structure électronique de l'argon et de l'ion calcium)

- D'autres ions portant la charge +2e sont formés à partir d'atomes appartenant à d'autres colonnes.

Exemples : Cu²⁺ : ion cuivre ; Zn²⁺ : ion zinc ; Mn²⁺ : ion manganate ; Fe²⁺ : ion fer ;

Co²⁺ : ion cobalt

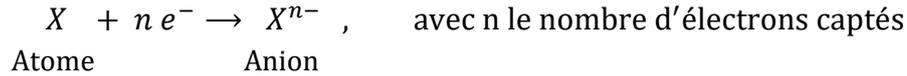
Les éléments dont les atomes ont tendance à donner des cations sont en général les alcalins, les alcalino-terreux et les métaux.

Exemples :

Nom du cation	Ion sodium	Ion magnésium	Ion aluminium	Ion calcium
Formule	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Ca ²⁺
Formule électronique	K ² L ⁸ M ⁸			

2.2.2. Anions monoatomiques

Les anions monoatomiques sont issus d'atomes qui ont capté un ou plusieurs électrons de manière à avoir la structure externe du gaz rare le plus proche.



Exemples :

* Le chlore Cl (Z = 17) : formule électronique : (K)²(L)⁸(M)⁷

Pour avoir la structure en octet, l'atome de chlore gagne un électron ⇒ (K)²(L)⁸(M)⁸, d'où l'ion chlorure Cl⁻. On écrit : Cl + e⁻ → Cl⁻

* L'oxygène (Z = 8) : formule électronique : (K)²(L)⁶

Pour avoir la structure en octet, l'atome gagne deux électrons ⇒ (K)²(L)⁸, d'où l'ion oxyde O²⁻.

On écrit : O + 2 e⁻ → O²⁻.

Les halogènes et les éléments de la colonne de l'oxygène ont tendance à donner des anions.

Nom du cation	Ion chlorure	Ion fluorure	Ion oxyde	Ion sulfure
Formule	Cl ⁻	F ⁻	O ²⁻	S ²⁻
Formule électronique	K ² L ⁸ M ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸ M ⁸

Remarque :

- ✓ Le passage d'un atome en son ion ne modifie pas son noyau, c'est le cortège électronique qui est affecté.
- ✓ La formation des ions est beaucoup plus difficile pour les éléments appartenant aux colonnes éloignées des extrémités du tableau périodique.

Activité d'application

Complète le tableau suivant :

Atome	Nom de l'atome	Numéro atomique (Z)	Formule électronique de l'atome	Ion stable formé		
				Formule électronique	Formule chimique	Nom
Li		3				
Na		11				
Mg		12				
Cl		17				

Solution

Atome	Nom de l'atome	Numéro atomique (Z)	Formule électronique de l'atome	Ion stable formé		
				Formule électronique	Formule chimique	Nom
Li	Lithium	3	K ² L ¹	K ²	Li ⁺	ion Lithium
Na	Sodium	11	K ² L ⁸ M ¹	K ² L ⁸	Na ⁺	ion sodium
Mg	Magnésium	12	K ² L ⁸ M ²	K ² L ⁸	Mg ²⁺	ion
Cl	Chlore	17	K ² L ⁸ M ⁷	K ² L ⁸ M ⁸	Cl ⁻	ion Chlorure

2.3. Ions polyatomiques

Ce sont des assemblages d'atomes qui ont un déficit ou un excédent d'électrons. On distingue deux ions polyatomiques : les cations et les anions polyatomiques.

Exemples :

Cations polyatomiques	Anions polyatomiques
- ion hydronium H_3O^+	- ion hydroxyde OH^-
- ion ammonium NH_4^+	- ion nitrate NO_3^-
	- ion sulfate SO_4^{2-} ;
	- ion carbonate CO_3^{2-}
	- ion permanganate MnO_4^-

Activité d'application

- Définis un ion polyatomique.
- Cite les ions polyatomiques parmi les ions suivants : SO_4^{2-} ; H_3O^+ ; Fe^{3+} ; OH^- ; K^+ et NH_4^+ .
- Nomme les ions suivants: NH_4^+ ; SO_4^{2-} ; MnO_4^- ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; H_3O^+ ; OH^- .

Solution

- Un ion polyatomique est un assemblage d'atomes qui a un déficit ou un excédent d'électrons.
- Ions polyatomiques : SO_4^{2-} ; H_3O^+ ; OH^- et NH_4^+ .
- Nom des ions :
 - NH_4^+ : ion ammonium;
 - SO_4^{2-} : ion sulfate;
 - MnO_4^- : Ion permanganate;
 - NO_3^- : ion nitrate;
 - CO_3^{2-} : ion carbonate;
 - H_3O^+ : ion hydronium;
 - OH^- : ion hydroxyde.

2.4. Composés ioniques

2.4.1. Définition

Un composé ionique est constitué par un seul type de cation et d'anion. Il est globalement neutre du point de vue électrique : il contient autant de charges positives que de charges négatives. On lui attribue un nom en fonction des ions qui le constituent et une formule statistique qui traduit son électroneutralité.

2.4.2. Formule statistique d'un composé ionique

Le motif élémentaire d'un cristal ionique est l'ensemble électriquement neutre minimal pouvant être constitué avec les ions présents dans le cristal.

Composé ionique	Anion	Cation	Composition en ions	Formule statistique
Sulfate de cuivre	SO_4^{2-}	Cu^{2+}	$(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$	CuSO_4
Fluorure d'aluminium	F^-	Al^{3+}	$(\text{Al}^{3+} + 3\text{F}^-)$	AlF_3
Carbonate de sodium	CO_3^{2-}	Na^+	$(2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-})$	Na_2CO_3

Activité d'application

Complète le tableau suivant :

Ions constituant le composé ionique	Formules statistiques	Nom du composé ionique
$\text{Cu}^{2+} ; \text{SO}_4^{2-}$		
$\text{Fe}^{2+} ; \text{Cl}^-$		
$\text{K}^+ ; \text{NO}_3^-$		
$\text{NH}_4^+ ; \text{SO}_4^{2-}$		
$\text{Fe}^{3+} ; \text{O}^{2-}$		

Solution

Ions constituant le composé ionique	Formules statistiques	Nom du composé ionique
$\text{Cu}^{2+} ; \text{SO}_4^{2-}$	CuSO_4	Sulfate de cuivre
$\text{Fe}^{2+} ; \text{Cl}^-$	FeCl_2	Chlorure de Fer
$\text{K}^+ ; \text{NO}_3^-$	KNO_3	Nitrate de Potassium
$\text{NH}_4^+ ; \text{SO}_4^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Sulfate d'ammonium
$\text{Fe}^{3+} ; \text{O}^{2-}$	Fe_2O_3	Trioxyle de Fer

3. Formation des molécules

3.1. Liaison de covalence

La **liaison de covalence** (ou **liaison covalente**) résulte de la mise en commun par deux atomes d'une ou de plusieurs paires d'électrons célibataires appelées **doublets de liaison**.

Le nombre de doublets que partage un atome avec ses voisins est sa **valence**.

Exemples

- L'atome d'hydrogène a une valence égale à 1 (ou est monovalent).
- L'atome d'oxygène a une valence égale à 2 (ou est divalent)
- L'atome d'azote a une valence égale à 3 (ou est trivalent).
- L'atome de carbone a une valence égale à 4 (ou est tétravalent).

Remarque :

- La liaison covalente est dite **simple**, **double** ou **triple** selon que les deux atomes ont mis en commun **un**, **deux** ou **trois** doublets d'électrons.
- Les doublets d'électrons des atomes non engagés dans les liaisons sont appelés **doublets non-liants**.

3.2. Molécule

3.2.1. Définition

Une **molécule** est une entité chimique électriquement neutre formée d'un nombre limité d'atomes liés entre eux par des **liaisons de covalence**.

3.2.2. Écriture de la formule d'une molécule

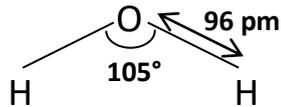
La formule d'une molécule s'obtient en écrivant côte à côte les symboles des éléments présents dans la molécule et en précisant, en indice à droite, le nombre d'atomes de chaque élément.

Exemples : H_2O ; NH_3 ; CH_4 ; CO_2 .

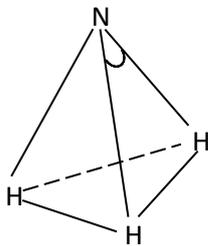
- Pour respecter la règle de l'octet, chaque doublet de liaison est considéré comme appartenant entièrement à l'un et à l'autre des atomes liés.

3.2.2.2. Structure géométrique de quelques molécules

* Molécule d'eau H₂O



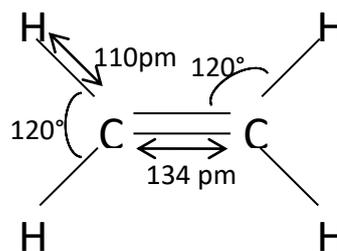
* Molécule d'ammoniac



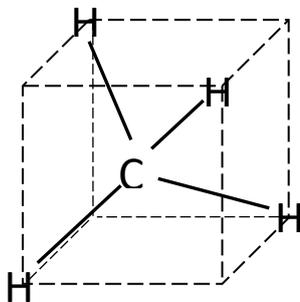
- La longueur de la liaison N---H est **101 pm**

- L'angle HNH vaut **107°**

* Molécule d'éthylène



* Molécule de méthane



- La longueur de la liaison C---H est **109 pm**

- L'angle HCH vaut **109°28'**

3.2.3. Corps purs – mélanges

- Un corps pur est un corps formé de molécules toutes identiques.

Si les molécules sont formées d'un seul type d'atomes, le corps pur est dit **simple**.

Exemples : H₂ ; Cl₂.

Si les molécules sont formées de plusieurs types d'atomes, le corps pur est dit **composé**.

Exemples : H₂O ; CO₂.

- Un mélange est un corps formé de plusieurs types de molécules

Exemple : L'air (N₂ : 79% ; O₂ : 20% ; CO₂ ≈ 1%).

Situation d'évaluation

Akissi, élève en classe de 2nde C au lycée moderne de Kouto, découvre dans un article de Wikipédia le texte suivant : « Dans la structure de la forme anhydre (qui ne contient pas d'eau) du chlorure d'aluminium, les liaisons chimiques sont principalement covalentes. Par contre au contact de l'eau, le chlorure d'aluminium devient un composé ionique »

Pour mieux comprendre cet article, elle te demande de l'aider à différencier ces deux formes du chlorure d'aluminium afin de vérifier si dans chaque forme, les atomes respectent la règle de l'octet.

On donne : Al (Z = 13) ; Cl (Z = 17)

1-Définis la liaison covalente.

2-Détermine :

2.1. la représentation de Lewis de l'aluminium et celle du chlore ;

2.2. la valence de chacun de ces atomes.

3-Écris :

3.1. la formule de l'ion obtenu à partir de chacun de ces atomes ;

3.2. la formule statistique du chlorure d'aluminium.

3.3. la représentation de Lewis de la molécule de AlCl₃

4- Dis si, dans cette molécule de AlCl₃, les atomes de chlore respectent la règle de l'octet.

Solution

1-La liaison de covalence résulte de la mise en commun par deux atomes d'une ou plusieurs paires d'électrons célibataires appelées **doublets de liaison**.

2-

2.1 Représentations de Lewis

Al (Z = 13) : K²L⁸M³ : $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \text{Al} \bullet \end{array}$

Cl (Z = 17) : K²L⁸M⁷ | $\overline{\text{Cl}}$ •

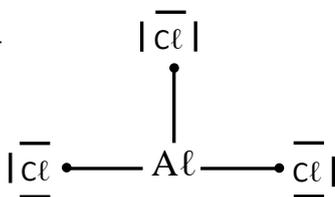
2.1 Valence des atomes Al : 3 et Cl : 1

3-

3.1 Formule des ions : Al³⁺ et Cl⁻

3.2 Formule statistique : AlCl₃

3.3 Représentation de Lewis



4- Chaque atome de chlore s'entoure de 8 électrons.

Les atomes de chlore respectent la règle de l'octet.

IV. EXERCICES

Exercice 1

Soient les ions suivants : Mg^{2+} ; Cl^- ; Fe^{3+} ; SO_4^{2-} ; OH^-

1- Classe-les en :

- 1.1 ions mono atomiques ;
- 1.2 ions poly atomiques ;
- 1.3 cations ;
- 1.4 anions ;

2- Donne le nombre d'électrons présents dans les ions Cl^- ; Fe^{3+} ; OH^-

Données : Les numéros atomiques de l'hydrogène, de l'oxygène, du chlore et du fer sont respectivement : 1 ; 8 ; 17 et 26.

Solution

1-

1.1 Les ions monoatomiques : Mg^{2+} ; Cl^- ; Fe^{3+}

1.2 Les ions polyatomiques : SO_4^{2-} ; OH^-

1.3 Les cations : Mg^{2+} ; Fe^{3+}

1.4 Les anions : Cl^- ; SO_4^{2-} ; OH^-

2- Le nombre d'électrons présents dans les ions Cl^- ; Fe^{3+} ; OH^- .

L'ion Cl^- : nombre d'électrons = $Z + 1 = 17 + 1 = 18$ électrons

L'ion Fe^{3+} : nombre d'électrons = $Z - 3 = 26 - 3 = 23$ électrons

L'ion OH^- : nombre d'électrons = $Z(\text{O}) + Z(\text{H}) + 1 = 8 + 1 + 1 = 10$ électrons

Exercice 2

Soient deux nucléides de numéro atomique $Z = 20$ et $Z = 17$.

1- Écris les formules électroniques.

2- Identifie-les.

3- Donne les formules des ions correspondants.

4- Écris la formule du composé le plus simple formé par ces deux éléments.

5- Dis si le composé est ionique ou moléculaire.

Solution

1- Écriture des formules électroniques :

- Pour $Z = 20$: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^2$;

- Pour $Z = 17$: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$

2- L'identification se fera comme suit :

- Pour $Z = 20$; c'est le calcium (Ca) ;

- Pour $Z = 17$; c'est le chlore (Cl)

3- Les formules des ions correspondants

- Pour le calcium ; c'est l'ion : Ca^{2+}

- Pour le Chlore ; c'est l'ion : Cl^-

4- Le composé le plus simple formé est CaCl_2 C'est le chlorure de calcium.

5- Ce composé est ionique.

Exercice 3

Complète le texte ci-dessous par les mots et groupes de mots suivants : **valence, célibataires, covalence, doublet, mise en commun, atomes.**

Une liaison covalente est une liaison entre deux atomes. Elle résulte de lapar deuxde deux électrons de leur dernier niveau pour former unde liaison.

Lad'un atome est le nombre de liaisons de.....qu'il peut former.

Solution

Une liaison covalente est une liaison entre deux atomes. Elle résulte de la **mise en commun** par deux **atomes** de deux électrons **célibataires** de leur dernier niveau pour former un **doublet** de liaison.

La **valence** d'un atome est le nombre de liaisons de **covalence** qu'il peut former.

Exercice 4

Dans un documentaire télévisé, des élèves de 2nde C découvrent les propriétés du gaz dichlore. L'auteur du documentaire dit ceci : « *La molécule de dichlore constituée de 2 atomes de chlore, est un gaz de couleur jaune-vert dans les conditions normales de température et de pression, il est 2,5 fois plus dense que l'air, d'odeur suffocante et extrêmement toxique...* ».

Afin de leur expliquer comment se forme la liaison entre les atomes de chlore pour donner la molécule de dichlore Cl_2 , ces élèves te sollicitent pour les aider à représenter selon Lewis la molécule de Cl_2 .

Donnée : Numéro atomique du chlore (Cl) : $Z = 17$.

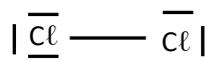
1. Définis une molécule.
2. Écris la formule électronique du chlore.
3. Précise la valence de l'atome de chlore.
4. Représente selon Lewis la molécule de dichlore.

Solution

1. Définition de la molécule.

Une molécule est une entité chimique électriquement neutre formée d'un nombre limité d'atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.

2. Formule électronique du chlore: Cl ($Z = 17$) : $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$
3. Valence de l'atome de chlore : Cl : 1
4. Représentation selon Lewis la molécule de dichlore.



Exercice 5

Pendant leur révision pour leur prochain devoir, deux élèves de 2nde C dans un Lycée cherchent à constituer une molécule à partir de deux éléments chimiques X et Y.

L'élément X se trouve à la première période et à la première colonne. L'élément Y se trouve à la deuxième période et à la quatrième colonne. L'un d'eux dit qu'il est possible d'avoir une molécule

constituée d'un atome X et d'un atome Y. L'autre soutient le contraire. Un débat s'engage entre alors entre eux.

Tu es sollicité pour les départager.

1-Ecris la structure électronique :

1-1-de l'élément X.

1-2-de l'élément Y.

2-Identifie :

2-1-L'élément X

2-2-L'élément Y.

3-Ecris la représentation de Lewis :

3-1-de l'élément X.

3-2-de l'élément Y.

4-Ecris les formules développée et brute la plus simple de la molécule constituée à partir de X et Y

Solution

1-1-Structure électronique de l'élément X : K^1

1-2-Structure électronique de l'élément Y : $K^2 L^4$

2-1-L'élément X est l'hydrogène de symbole H

2-2-L'élément Y est le carbone de symbole C

4-La formule de la molécule constituée à partir des éléments H et C est CH_4 .

IV. DOCUMENTS

La géométrie des molécules

Dans le programme de la seconde C, nous nous sommes limités à la structure électronique et à la représentation de Lewis d'un atome et d'une molécule, sans nous intéresser à la géométrie des molécules.

Mais comment des molécules arrivent-elles à être diagonales ? Trigonaux ? Tétraédriques ?...Ceci relève de la stéréochimie, branche de la chimie qui étudie la géométrie des molécules.

La règle de la répulsion minimale des doublets d'électrons liants et non liants (de la couche externe de l'atome) détermine la géométrie des molécules. En effet, ces doublets se positionnent de sorte à être le plus possible éloignés les uns des autres, afin que la répulsion électrique entre eux soit minimale. Ce qui donne des géométries différentes selon les cas.

GÉOMÉTRIE DES MOLÉCULES

autour d'un atome C; N; O central

ATOME	MOLÉCULE			
	Type	Schéma LEWIS	Structure géométrique	
<p>12 C 6</p> <p>1s² 2s² 2p²</p>	AX ₄			
	AX ₃			
	AX ₂			
<p>14 N 7</p> <p>1s² 2s² 2p³</p>	AX ₄			
	AX ₃			
	AX ₂			
<p>16 O 8</p> <p>1s² 2s² 2p⁴</p>	AX ₃			
	AX ₂			

TABLEAU DES DONNÉES SUR LES LIMITES COMPLÈTES - DISTANCES INTERATOMIQUES

Atome 1	Atome 2	Distance (Å)	Atome 1	Atome 2	Distance (Å)
H	H	0.74	C	C	0.154
H	C	1.09	C	N	0.147
H	N	1.01	C	O	0.143
H	O	0.96	N	N	0.145
C	C	0.154	N	O	0.141
C	N	0.147	O	O	0.148
C	O	0.143	O	H	0.96
N	N	0.145			
N	O	0.141			
O	O	0.148			
O	H	0.96			