

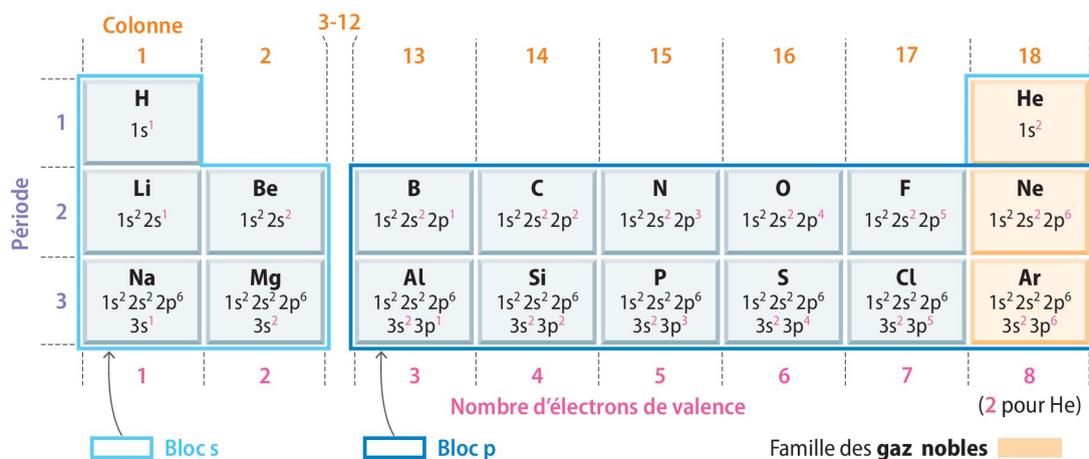
Chapitre 7 - Stabilité des entités chimiques

Introduction

Les gaz nobles ont été découverts vers la fin du XVIII^e siècle et sont des gaz d'atomes qui réagissent très peu avec les éléments chimiques et très peu entre eux, ce que nous expliquerons au cours de ce chapitre, grâce à leur structure électronique. Nous justifierons ensuite l'existence d'ions monoatomiques courants, à partir du tableau périodique des éléments. En plus de la formule brute d'une molécule, nous verrons le schéma de Lewis des molécules, permettant de justifier leur stabilité. Nous étudierons également l'aspect énergétique des liaisons mises en jeu.

Ce qu'il faut savoir faire

Notion	Ce qu'il faut connaître ou savoir faire	Exercice(s)
Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées.	Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.	1, 2 et 3
Ions monoatomiques.	Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique. Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- et F^-	2 et 3 4
Molécules et modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants.	Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).	5, 6 et 7
Approche de l'énergie de liaison	Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison	8



Doc. 8 Le tableau périodique restreint aux périodes 1 à 3 et aux colonnes 1, 2 et 13 à 18 concerne les éléments chimiques pour lesquels $Z \leq 18$.

Cours

I Stabilité chimique

I.1 Les gaz nobles

I.1.1 Présentation

Animation - Vidéo : Les gaz nobles



Lien :

https://www.youtube.com/watch?v=GQEj0Zt_md4

Gaz nobles

Les gaz nobles représentent la famille d'éléments chimiques de la colonne **18** du tableau périodique des éléments. On compte par exemple parmi eux l'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le xénon (Xe) et le Krypton (Kr).

Tout d'abord on les avait nommé « gaz rares », mais aujourd'hui on sait que ce n'est pas le cas. Par exemple l'argon représente 0,93 % des éléments présents dans l'atmosphère. Ils sont essentiellement présents sous forme gazeuse.

Les gaz nobles possèdent une grande « inertie » chimique : ils n'interviennent que dans très peu de réactions chimiques, car ils réagissent très peu avec d'autres éléments chimiques ou eux-mêmes. Ils présentent donc une grande stabilité chimique.

I.1.2 Stabilité chimique des gaz nobles

La stabilité des gaz nobles s'explique par le fait qu'ils possèdent une couche externe (dite de valence) pleine.

Remarque : On parle également de couche externe saturée. Les atomes des autres éléments chimiques ont une configuration électronique non saturée : ils ne sont pas stables.

Exercice de cours 1 - Configurations électroniques de quelques gaz rares

Compléter le tableau ci-dessous, pour différents gaz rares :

Nom	Z	Configuration électronique	Nombre d'e ⁻ de valence	Couche pleine?
Hélium (He)	2	1s ²	2	oui
Néon (Ne)	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	8	oui
Argon (Ar)	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	8	oui

On constate donc les atomes de gaz nobles possèdent une couche externe saturée, à 2 électrons pour l'hélium He et à 8 électrons pour le néon Ne et l'argon Ar.

I.2 Règles de stabilité

En règle générale, les atomes ont tendance à adopter la même couche externe que le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. Pour les atomes tels que $Z \leq 18$ on peut définir deux règles :

Règle du duet

Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium $Z = 2$ ont tendance à adopter sa configuration à **deux électrons** ($1s^2$).

Règle de l'octet

Les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe de l'atome du gaz noble le plus proche avec **huit électrons** ($ns^2 np^6$) où n est le numéro de la couche externe ($n = 2$ ou 3).

I.3 Cas des ions monoatomiques

I.3.1 Quels ions peuvent se former?

Les règles de stabilité précédentes permettent de justifier l'existence de certains ions monoatomiques (ion obtenu à partir d'un **atome** ayant perdu ou gagné des électrons et non d'une molécule).

		Colonne						Famille des gaz nobles
		3-12						
1	2	13	14	15	16	17	18	
H							He	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
1	2	3	4	5	6	7	8	
Nombre d'électrons de valence de l'atome								(2 pour He)
X^+	X^{2+}	X^{3+}	Pas d'ions	X^{3-}	X^{2-}	X^-	Pas d'ions	
CATIONS			ANIONS					
Ions								

En effet, tous les atomes ne forment pas forcément d'ions stables, l'étude de leur position dans le tableau périodique permet de prédire si un atome peut former un ion et en particulier lequel.

L'atome formera alors un cation ou un anion dont la charge électrique sera donnée par le nombre d'électrons **gagnés** pour un anion (chargé **négativement**) ou par le nombre d'électrons **perdus** pour un cation (chargé **positivement**).

I.3.2 Rappels

Nom d'un cation ♥

Le nom d'un cation est celui de l'élément chimique, **parfois** suivi de la charge électrique du cation, que l'on écrit entre parenthèses, en chiffres romain.

Exemple : le nom donné à l'ion Fe^{3+} est **"ion fer (III)"**.

Nom d'un anion ♥

Le nom d'un anion est celui de l'élément, suivi du suffixe **-ure**. La seule exception est le cas de l'ion O^{2-} (nommé superoxyde).

Exemple : le nom donné à l'ion Cl^- est "**ion chlorure**".

I.3.3 Des exemples à connaître ♥

Vous devez savoir nommer les ions suivants ou dans l'autre sens écrire leur formule à partir de leur nom. On donne également leur configuration électronique (pas à connaître par coeur), ce qui permet de justifier leur existence.

Élément	Ion	Nom	Configuration de l'élément	Configuration de l'ion
Na	Na^+	ion sodium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne] : 1s^2 2s^2 2p^6$
K	K^+	ion potassium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Ca	Ca^{2+}	ion calcium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[Ar] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Mg	Mg^{2+}	ion magnésium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne] : 1s^2 2s^2 2p^6$
Cl	Cl^-	ion chlorure	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ar] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
F	F^-	ion fluorure	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[Ne] : 1s^2 2s^2 2p^6$

Remarque : Il faut aussi connaître l'ion hydrogène noté H^+ , qui ne vérifie pas la règle du duet.

→ Exercices 1, 2, 3 et 4.

II Modèle de Lewis d'une molécule

II.1 Définition d'une molécule

Molécule

Entité chimique stable et électriquement **neutre**, formée d'au moins **deux** atomes liés entre eux par une liaison de **valence**.

II.2 Liaison de valence et doublets non liants

Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité; ils forment alors une **liaison de valence** ou encore une **liaison covalente**.

Liaison de valence ou covalente

Liaison obtenue suite à la mise en commun d'électrons de valence provenant chacun de la couche de valence (externe) des deux atomes intervenant dans la liaison (autant d'électrons d'un atome que de l'autre).

Remarque : suivant le nombre d'électrons mis en commun on peut obtenir une liaison **simple**, **double** ou **triple**.

Type de liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	=	≡
Nombre d'électrons en commun	2	4	6

II.3 Formule de Lewis d'une molécule

II.3.1 Modèle de lewis

Le modèle ou formule de Lewis consiste permet de connaître l'organisation des **électrons de valence** de chaque atome et de justifier la **stabilité** d'une molécule. Il consiste à représenter les électrons d'un atome participant ou non à une liaison par un doublet (d'électrons). Ces électrons sont associés :

- en **doublets liants**, lors d'une liaison de valence. Ces doublets appartiennent **aux deux atomes liés** ;
- en **doublets non liants**, formés par les électrons ne participant pas à la liaison. Ces doublets appartiennent **à un seul atome** et non à **deux atomes** à la fois comme les doublets liants.

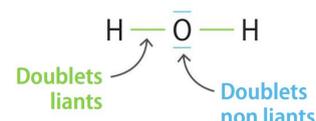
Remarques :

- Si les atomes s'associent pour former des molécules, c'est pour gagner en stabilité.
- Dans la formule de Lewis, les atomes représentés respectent soit la règle du duet, soit la règle de l'octet . On peut vérifier cela grâce à la formule de Lewis, en comptant les électrons des doublets liants (liaisons de valence) et des doublets non liants (électrons non partagés).

II.3.2 Exemple de formule de Lewis

Exercice de cours 2 - Formule de Lewis de l'eau

On représente à droite la formule de Lewis de la molécule d'eau (H_2O).



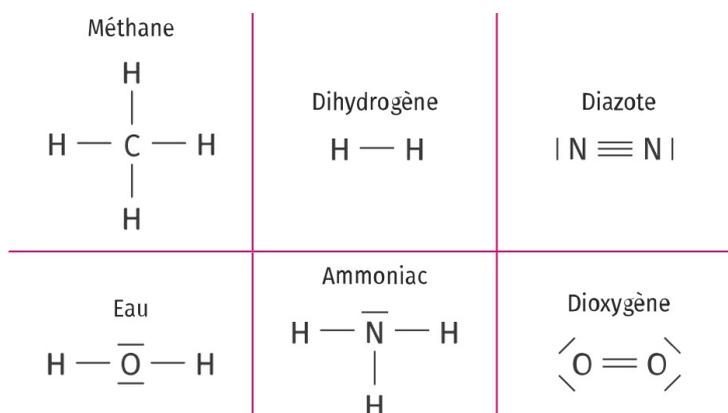
1. De combien de doublets liant et/ou non liant s'entoure chacun des atomes d'hydrogène? Et d'électrons de valence? Respecte-t-il la règle du duet ou de l'octet?
2. De combien de doublet liant et/ou non liant s'entoure l'atome d'oxygène? Et d'électrons de valence? Respecte-t-il la règle du duet ou de l'octet?

1. L'hydrogène s'entoure d'un doublet liant seulement, relatif à la liaison de valence entre H et O. Il s'entoure donc de deux électrons de valence

En conséquence, il respecte la règle du duet.

2. L'oxygène s'entoure de deux doublets non liants et de deux doublet liants, relatif aux deux liaisons de valence entre H et O. Il s'entoure donc de $2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$ électrons de valence

En conséquence, il respecte la règle de l'octet.

Autres exemples :

→ Exercices 5, 6 et 7.

II.4 Énergie de liaison**Définition**

L'énergie de liaison est définie comme l'énergie à fournir pour rompre une liaison entre deux atomes d'une molécule.

Remarque : L'énergie de liaison s'exprime le plus souvent en joules (J). Elle augmente avec la multiplicité de la liaison; c'est à dire qu'elle est plus importante pour une liaison double que simple et plus importante pour une liaison triple que double. Elle dépend donc du nombre de doublets liants.

Exemple :

Molécule	Type de liaison	Nombre de doublets liants	Énergie de liaison (J)
H ₂	simple	1	$7,24 \times 10^{-19}$
O ₂	double	2	$8,26 \times 10^{-19}$
N ₂	triple	3	$15,7 \times 10^{-19}$

→ Exercice 8.

Thème 1 - Constitution et transformations	Chapitre 7 - Stabilité des entités chimiques	Seconde Physique-chimie
<u>Feuille d'exercice</u>		

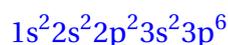
Exercice 1

L'atome d'argon a pour numéro atomique $Z = 18$

1. Préciser sa configuration électronique.
2. Celle-ci respecte-t-elle la règle de l'octet?

Corrigé

1. La configuration électronique de l'argon ($Z = 18$) qui est un gaz noble s'écrit :



2. On constate la présence de 8 électrons dans la couche externe de l'argon ($3s^2 3p^6$) il respecte donc la règle de l'octet.

Exercice 2

Soit les éléments suivants :

bore B - béryllium Be - sélénium Se - iode I - xénon Xe

1. Rechercher leur position dans le tableau périodique.
2. Indiquer, s'il existe, la formule de l'ion monoatomique associé à chacun des éléments.

Corrigé

1.
 - bore B : Colonne 13.
 - béryllium Be : Colonne 2.
 - sélénium Se : Colonne 16.
 - iode I : Colonne 17.
 - xénon Xe : Colonne 18.
2.
 - bore B : B^{3+}
 - béryllium Be : Be^{2+}
 - sélénium Se : Se^{2-}
 - iode I : I^-
 - xénon Xe : pas d'ion monoatomique car c'est un gaz noble.

Exercice 3

Recopier et compléter le tableau suivant :

Atome	Configuration électronique (de l'atome dans son état fondamental)	Formule de l'ion stable (s'il existe)
Li	$1s^2 2s^1$	
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
He	$1s^2$	

Corrigé

Atome	Configuration électronique (de l'atome dans son état fondamental)	Formule de l'ion stable (s'il existe)
Li	$1s^2 2s^1$	Li^+
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	P^{3-}
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}
He	$1s^2$	pas d'ion c'est un gaz noble

Exercice 4

Le sel de mer est majoritairement composé de chlorure de sodium (NaCl). Il contient aussi du chlorure de magnésium de formule $MgCl_2$.

1. Donner les structures électroniques des atomes Mg et Cl.
2. En déduire les charges des ions magnésium et chlorure.
3. Combien d'électrons ces ions possèdent-ils sur leurs couches externes ?

Corrigé

1. D'après le tableau périodique le magnésium Mg le magnésium est dans la période $n = 3$, sa couche externe sera alors 3 et dans la colonne 2 donc il fait partie du bloc s, on sait dans ce cas qu'il possèdera 2 électrons de valence, dans la sous-couche 3s :



Le chlore Cl fait est dans la période 3, on compte alors 3 couches et la colonne 17 sa configuration électronique et possède donc 7 électrons de valence soit :

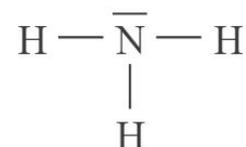


- 2.

- Le magnésium va avoir tendance à perdre 2 électrons pour atteindre la structure du néon qui est le gaz noble qui le précède on obtient donc Mg^{2+} pour l'ion magnésium.
 - Le chlore, proche de l'argon va avoir tendance à capter un électron pour avoir sa couche 3 pleine et avoir la structure de l'argon. On obtient la même structure de l'argon et l'ion chlorure Cl^{-} .
3. Les deux ions possèdent 8 électrons (de valence) sur leur couche externe.

Exercice 5

La structure de Lewis de la molécule d'ammoniac est la suivante :



1. Dénombrer les liaisons covalentes
2. Justifier la stabilité des atomes de cette molécule.

Corrigé

1. On dénombre 3 liaisons de valence (covalentes) entre l'atome d'azote N et les atomes d'hydrogène H.
2.
 - Pour chaque atome d'hydrogène on compte uniquement un doublet liant soit deux électrons mis en communs (1 par H et 1 par N). En conséquence chaque atome d'hydrogène s'entoure de deux électrons et respecte alors la règle du duet.
 - Pour l'atome d'azote N on compte 3 doublets liants (3 liaisons de valence simples avec les 3 atomes d'hydrogène) ainsi qu'un doublet non-liant (deux électrons). L'atome d'azote N s'entoure alors de $3 \times 2 + 2 = 8$ électrons de valence et respecte alors la règle de l'octet.

Comme chaque atome respecte soit la règle du duet ou la règle de l'octet, on peut dire que la molécule d'ammoniac est stable.

Exercice 6

Le schéma de Lewis de la molécule d'acide cyanhydrique est le suivant :



1. Dénombrer pour chaque atome les doublets liants et non liants.
2. En déduire le nombre d'électrons de valence autour de chaque atome.
3. Que peut-on dire de la stabilité de cette molécule?

Corrigé

1. et 2.

Atome	Doublets liants	Doublets non-liants	électrons de valence
H	1	0	2
C	4	0	8
N	3	1	8

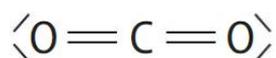
2. Comme chaque atome respecte soit la règle du duet ou la règle de l'octet, on peut dire que la molécule d'acide cyanhydrique est stable.

Exercice 7

1. A l'aide du tableau périodique, expliquer, la similitude des schémas de Lewis des molécules d'eau et de sulfure d'hydrogène données ci-dessous :



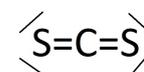
2. Proposer le schéma de Lewis de la molécule de sulfure de carbone CS₂ à l'aide de celui de la molécule de dioxyde de carbone :



Corrigé

1. En regardant dans le tableau périodique, on peut constater que l'oxygène O et le soufre S font partie de la même famille chimique (même colonne) et possèdent donc le même nombre d'électrons de valence. Cela implique que les liaisons chimiques qu'ils vont former vont être similaires (car ils mettent en commun leurs électrons de valence dans les liaisons de la même manière). Ainsi les molécules qu'ils vont former vont avoir un modèle de Lewis similaire, d'où ce que l'on observe pour l'eau et le sulfure d'hydrogène.

2. Pour obtenir la molécule de sulfure de carbone CS₂, il suffit de modifier le O du dioxyde de carbone CO₂ par du soufre S :



Exercice 8

Dans la molécule d'éthylamine C₂H₇N, il faut fournir plus énergie pour rompre une liaison N-H que pour rompre une liaison C-H.

Attribuer les valeurs des énergies de liaison suivantes à chacune de ces deux liaisons :

1. $5,1 \times 10^{-19}$ J,
2. $6,5 \times 10^{-19}$ J.

Corrigé

La liaison N-H étant plus difficile à rompre que la liaison C-H, c'est donc elle qui possède l'énergie de liaison la plus grande à savoir $6,5 \times 10^{-19}$ J. L'énergie de la liaison C-H est donc $5,1 \times 10^{-19}$ J.