

Chapitre 4 : Vers des entités plus stables chimiquement

TP7 : « Bien choisir son eau » et TP8 : « Les molécules »

Document 1 - Bulletin officiel

Vers des entités plus stables chimiquement.

Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées.

Ions monoatomiques.

Molécules.

Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants.

Approche de l'énergie de liaison.

Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.

Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.

Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom.

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 ($Z \leq 18$). Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

Document 2 - Exercices dans le livre scolaire

1. Stabilité des entités chimiques : exercices 5, 6 et 10 page 115 ;
2. La formation des ions : exercices 7 et 13 p115 ;
3. Le modèle de Lewis : exercices 9, 15, 16 p 116.

Quiz sur la lumière et les spectres



(a) Quiz 1 : Les entités stables : <https://forms.office.com/r/gyEtmKM673?origin=lprLink>



(b) Quiz 2 : Formation des ions : <https://forms.office.com/r/wTVu3Hmwup?origin=lprLink>



(c) Quiz 3 : Modèle de Lewis : <https://forms.office.com/r/S14tuwsY1V?origin=lprLink>



(d) Pour aller plus loin : <https://learningapps.org/view23412425>

Introduction

Il est rare de trouver dans la nature de la matière à l'état atomique : on a souvent affaire à des ions ou à des molécules. Dans ce chapitre, on cherche à comprendre la formation de ces composés, et même, à la prévoir à partir de la position des atomes dans le tableau périodique de MENDELEÏEV.

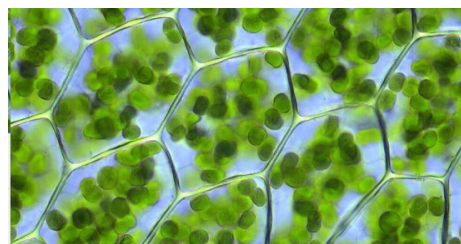


Figure 1 – Illustration de deux composés, l'un sous sa forme atomique le magnésium (à gauche) l'autre sous sa forme moléculaire la chlorophylle (à droite).

1 Condition de stabilité d'une entité

référence : Le livre scolaire page 111-112

Dans cette première section, on s'intéresse aux conditions nécessaires à la stabilité d'une espèce chimique.

Définition 1 - Stabilité

Une entité chimique est stable lorsqu'elle ne subit pas de désintégration. C'est à dire lorsqu'il y a un équilibre entre le nombre de neutrons et le nombre de protons.

Lorsqu'un atome est petit, il contient pratiquement le même nombre de protons que de neutrons. Les entités stables plus volumineuses ont légèrement plus de neutrons que de protons. Les entités chimiques deviennent instable dès que l'écart entre le nombre de protons et de neutrons devient très important comme par exemple dans le cas de l'uranium ${}_{92}^{238}\text{U}$.

1.1 Les gaz nobles

La famille des gaz nobles (hélium, néon, etc) est l'ensemble des éléments situés dans **la 18ème colonne** du tableau périodique. Ceux-ci jouissent d'une **stabilité exceptionnelle**.

Exercice 1 - Configuration électronique des gaz nobles

Écrire la configuration électronique des trois premiers gaz nobles (hélium, néon, argon).

- He : $1s^2$
- Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$
- Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

4	He
2	Hélium 4,0
20	Ne
10	Néon 20,2
40	Ar
18	Argon 40,0

La configuration électronique de la couche de valence des gaz nobles est de la forme :

- $1s^2$ pour l'hélium He ;
- $ns^2 np^6$ pour les autres gaz nobles.

La couche de valence des gaz nobles est donc **complète**.

1.2 Des règles de stabilité

L'étude des gaz nobles nous permet de dégager un lien entre configuration électronique et stabilité. On énonce ainsi une règle générale de stabilité :

Règles de stabilité

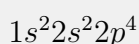
La règle de duet : Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium $Z = 2$ ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons $1s^2$.

La règle de l'octet : Les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe de l'atome dit gaz noble le plus proche avec huit électrons (ns^2np^6)

Exercice 2 - Atome d'oxygène

1. En vous aidant de votre tableau périodique, trouver le numéro atomique de l'oxygène et écrire sa configuration électronique.

Oxygène a un numéro atomique de 8, donc il possède 8 électrons



2. Respecte-t-il la règle de stabilité des atomes ?

Non Il ne respecte pas la règle du duet ni celle de l'octet.

2 En quête de stabilité

Pour obtenir une configuration électronique stable, les atomes ont deux options, ils peuvent :

- **gagner ou perdre des électrons**, ils forment alors des **anions** ou des **cations** ;
- **partager leurs électrons** avec d'autres atomes, ils forment alors des **molécules**.

2.1 Formation des ions

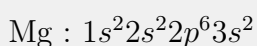
Pour adopter la même configuration électronique que celle d'un gaz noble, un atome peut gagner ou perdre des électrons. Il forme alors un **ion monoatomique** stable.

Exercice 3 - Formations d'ions monoatomiques

1. Quel ion l'oxygène étudié à l'EXERCICE 2 va-t-il tendre à former ?

Il va former l'ion oxyde de formule O^{2-} car il va chercher à gagner deux électrons pour compléter sa couche de valence

2. Même question pour le magnésium ${}^{24}_{12}\text{Mg}$. *On pourra commencer par déterminer sa configuration électronique.*



Le Magnésium va chercher à perdre deux électrons pour satisfaire la règle de l'octet. Il va alors former l'ions Mg^{2+} .

La charge que portera un ion dépend de la colonne du tableau périodique dans laquelle l'atome correspondant se trouve.

2.2 Formation des molécules

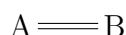
En opérant un partage d'un ou de plusieurs électrons avec d'autres atomes, un atome peut devenir stable : c'est l'objet des **molécules**.

2.2.1 Liaison covalente et doublets non-liants

Définition 2 - Liaison covalente

La **liaison covalente** est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes.

On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés :



Une liaison covalente peut être simple, double ou même triple !

Définition 3 - Doublet non-liant

Les électrons de valence qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non-liants.

Chaque **doublet non liant** est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré. Comme l'exemple ci-dessous le doublet non-liant est dessiné sur l'atome B.



Chaque atome respectera donc soit la règle du duet, soit la règle de l'octet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

2.2.2 Formule de Lewis

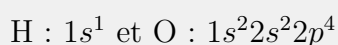
La formule brute d'une molécule comporte des carences d'informations : elle ne renseigne pas sur l'agencement des atomes ou sur la disposition des doublets électroniques. La représentation de Lewis permet de pallier ces problèmes. Elle permet également de vérifier facilement le respect de la règle de stabilité.

Définition 4 - Formule de Lewis

C'est une représentation en deux dimensions de la structure électronique externe des atomes composant une molécule

Exercice 4 - Représentation de Lewis de la molécule d'eau

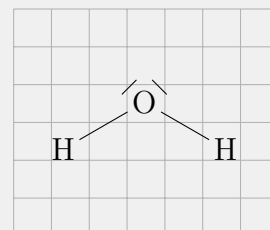
- Donner la configuration électronique de l'oxygène O et de l'hydrogène H.



- Combien d'électrons de valence sont mis en jeu ?

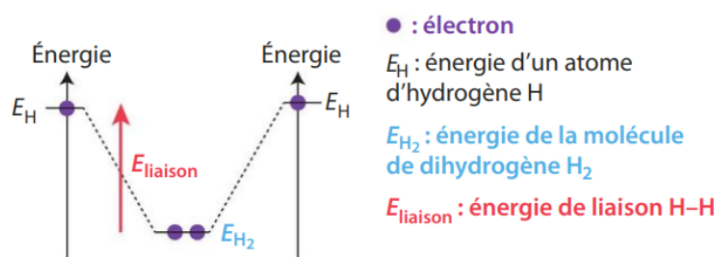
Hydrogène possède 1 électron de valence. L'oxygène en possède 2.

- Représenter la formule de Lewis de l'eau.



2.2.3 Énergie de liaison

De manière générale, il faut **fournir** de l'énergie pour briser une liaison. À l'inverse, lorsqu'une liaison chimique entre deux atomes est créée, cela **libère** de l'énergie.



Liaison	Énergie ($J \cdot mol^{-1}$)
C—H	413
C—C	248
O—H	463
O=O	496

Définition - Énergie de liaison

L'**énergie de liaison** est l'énergie requise pour rompre toutes les liaisons covalentes d'une mole de la molécule considérée

Elle se mesure en $J \cdot mol^{-1}$

Exercice 6 - Molécule d'eau (énergie de liaison)

- En vous aidant de sa représentation de LEWIS, établir la liste des liaisons covalentes que comporte une molécule d'eau.

Il y a deux liaisons covalente (O-H) dans la molécule d'eau.

- Quelle est l'énergie de liaisons d'une seule de ces liaisons covalentes ?

Chaque liaison Oh a une énergie de liaison de 463 SI.

- Calculer l'énergie de l'ensemble des liaisons de la molécule d'eau.

L'énergie totale est de $E_h = 926 J \cdot mol^{-1}$.