

Chapitre 5 : Stabilité des entités chimiques

À maîtriser pour commencer

- › Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental
- › Connaître la notion d'électrons de valence

Numérique

Connectez-vous sur lelivrescolaire.fr pour tester vos connaissances sur le quiz en ligne ! LLS.fr/PC2P107

Objectifs du chapitre

- ❑ Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble
- ❑ Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques à partir du tableau périodique
- ❑ Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier sa stabilité
- ❑ Associer l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison

1) En quête de stabilité

1.1) Les gaz nobles:

› Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, etc.) présentent une grande inertie chimique : ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression. Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes correspondants :

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

À l'exception de l'atome d'hélium qui possède deux électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous huit électrons sur leur couche externe.

La grande stabilité des gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur leur couche externe :

- soit deux électrons ou un duet d'électrons pour l'atome He ;
- soit huit électrons ou un octet d'électrons pour les autres atomes (Ne, Ar).

Remarque : Leur couche externe est parfois dite saturée car elle ne peut recevoir plus d'électrons.

1.2) Règles de stabilité:

- Lorsque les atomes se transforment en ion ou molécules, ils ont tendance à adopter la configuration électronique du **GAZ RARE le PLUS PROCHE** !

→ On utilise 2 règles :

- **la 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 ($1s^2$) ;
- **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).

→ Dans le cas des ions monoatomiques, on applique également les règles du DUET et de l'OCTET :

Pour un atome donné, certains ions semblent être privilégiés : par exemple Na^+ et non Na^{2+} , Mg^{2+} et non Mg^+ , Cl^- et non Cl^+ .

Exercice 1 : N° 5-9 p 115

5 L'atome d'argon

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 ?

6 Les gaz nobles

• Justifier la grande stabilité des gaz nobles à partir de considérations électroniques.

7 L'ion sodium

L'atome de sodium a pour numéro atomique $Z = 11$.

• Prévoir la formule chimique de l'ion monoatomique issu de l'atome de sodium.

8 L'ion chlorure

L'atome de chlore a pour numéro atomique $Z = 17$.

1. Prévoir la formule chimique de l'ion monoatomique issu de cet atome.
2. De quel atome cet ion est-il isoélectronique ?

9 La molécule d'ammoniac

La structure de Lewis de la

molécule d'ammoniac est la suivante : $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} - H$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad H$

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

Exercice 2 : N° 13 p 115

13 Stabilité du néon et ions monoatomiques

✓ MOD : Connaître la structure du nuage électronique

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

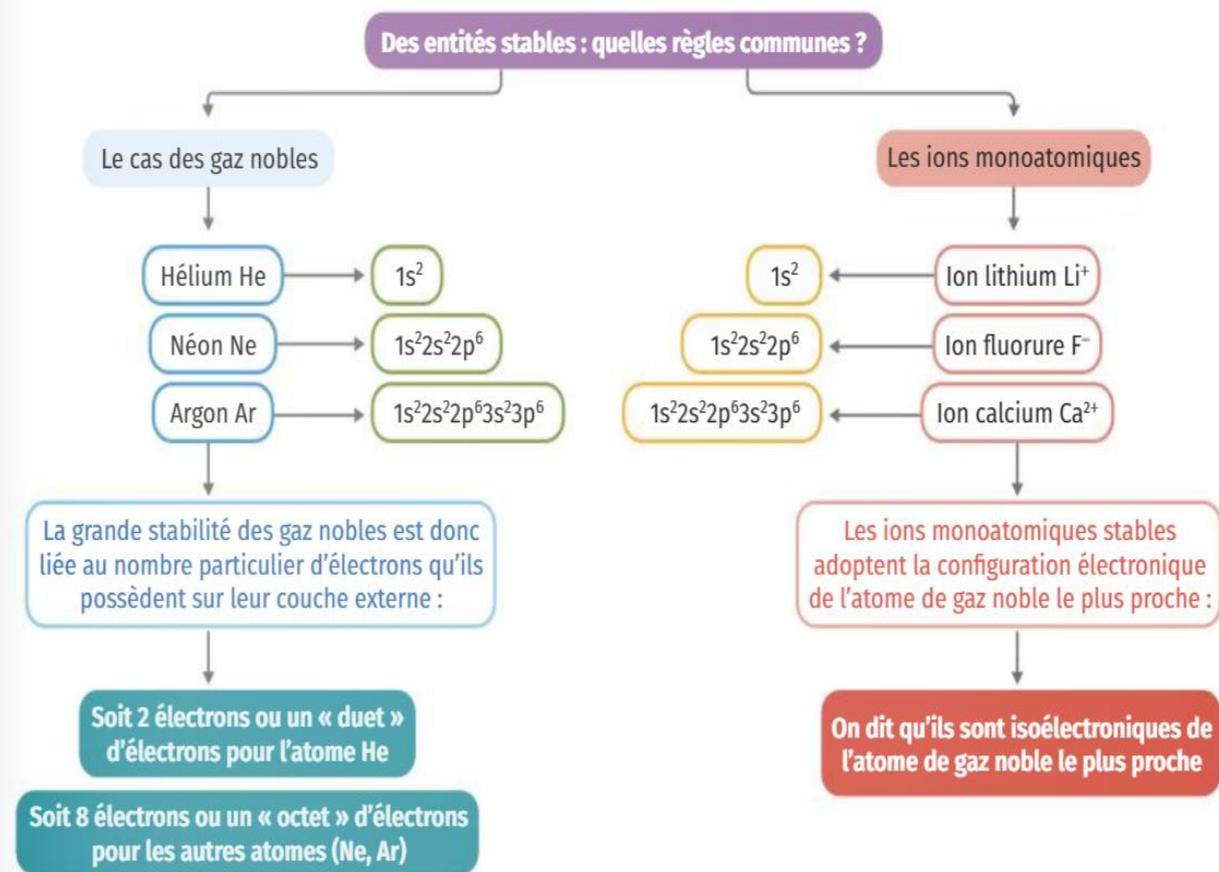
1. Donner les structures électroniques des atomes Mg et Cl.
2. En déduire les charges des ions magnésium et chlorure.
3. Combien d'électrons ces ions possèdent-ils sur leurs couches externes ?



Données

• Numéro atomique des éléments :
 Mg ($Z = 12$) ; Na ($Z = 11$) ; Cl ($Z = 17$).

En quête de stabilité



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

2) Le modèle de LEWIS

2.1) Liaison covalente et doublet non liant:

Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.

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 : $A - B$.

L'énergie de liaison représente l'énergie requise pour rompre cette liaison.

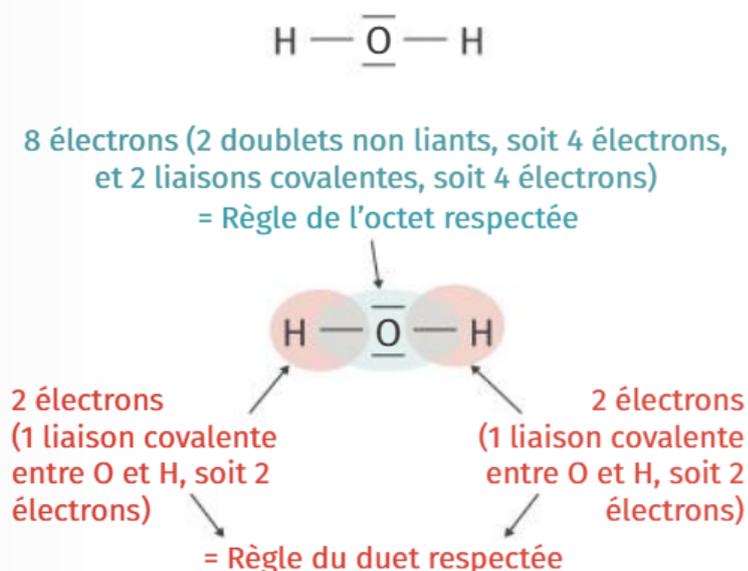
Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque **doublet non liant** est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré : $A - \overline{B}$ ← Doublet non liant

2.2) Formule de Lewis et stabilité des molécules:

En s'associant entre eux pour former des molécules, les atomes vont chercher à acquérir une plus grande stabilité.

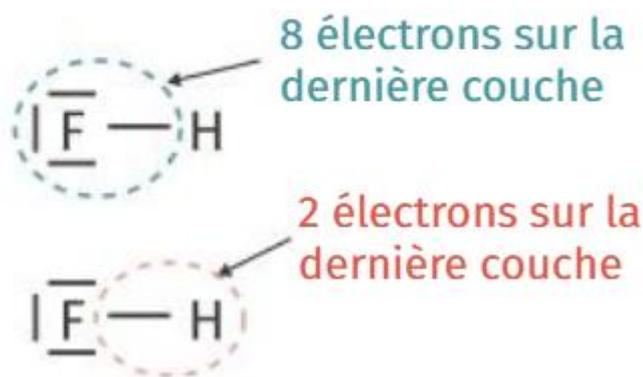
Chaque atome respectera donc soit la règle du duet, soit la règle de l'octet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

Exemple : formule de Lewis de la molécule d'eau.



→ **Remarque:**

Il faut comptabiliser tous les électrons des liaisons dans lesquelles chaque atome est impliqué :



Exercice 3 : N° 16 , 17 et 18 p 116

16 Stabilité des atomes dans l'aspirine

MOD : Connaître la structure du nuage électronique

La molécule d'aspirine contient des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

1. Donner la structure électronique de ces trois atomes.
2. En déduire le nombre d'électrons nécessaire à chaque atome pour respecter la règle du duet ou de l'octet.
3. Sachant que l'atome d'oxygène possède deux doublets non liants, proposer la structure de Lewis de la molécule d'aspirine en s'aidant de son modèle moléculaire ci-contre.

17 Modèle moléculaire et formule de Lewis de l'aspirine

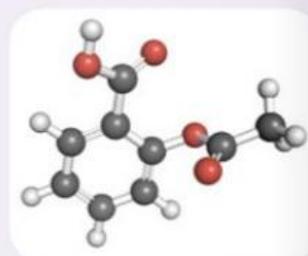
APP : Extraire l'information utile de supports variés

1. À l'aide du modèle moléculaire donné ci-après, proposer la structure de Lewis de l'aspirine.
2. Les atomes respectent-ils les règles du duet ou de l'octet au sein de cette molécule ?

Données

• Numéro atomique des éléments chimiques :

- H (Z = 1) ;
- O (Z = 8) ;
- C (Z = 6).

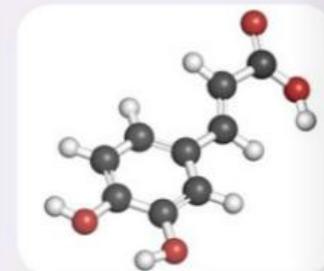


Modèle moléculaire de l'aspirine

18 Un isomère de l'aspirine : l'acide caféïque

APP : Extraire l'information utile de supports variés

- Montrer que l'acide caféïque représenté ci-contre est un isomère de l'aspirine (même formule brute) et proposer sa structure de Lewis.



Modèle moléculaire de l'acide caféïque

Exercice 4 : N° 15 p 116

15 Retrouver la représentation de Lewis d'une molécule

MOD : Connaître la structure du nuage électronique

Doc. 1 Fourmi



Doc. 2 Plante d'ortie



L'acide méthanoïque est un liquide incolore à l'odeur pénétrante. Dans la nature, on trouve l'acide méthanoïque dans les glandes de plusieurs insectes comme les abeilles et les fourmis mais aussi sur les poils qui composent les feuilles des orties. Il a pour formule : HCOOH.

1. Choisir la représentation de Lewis correcte pour l'acide méthanoïque :

Proposition 1	Proposition 2	Proposition 3
$\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \parallel \\ \text{H} - \text{C} - \overset{\ominus}{\text{O}} - \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \overset{\ominus}{\text{O}} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \overset{\ominus}{\text{O}} = \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \parallel \\ \text{H} - \text{C} - \overset{\ominus}{\text{O}} = \text{H} \end{array}$

L'acide éthanoïque se trouve dans le vinaigre. Il a pour formule : CH₃COOH.

2. Déduire de la question précédente la représentation de Lewis de l'acide éthanoïque.

Exercice 5 : N° 23 p 118

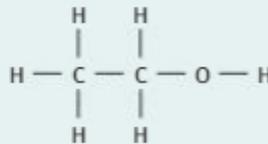
23 De l'alcool dans le sang

✓ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

Un prélèvement sanguin permet de dépister une consommation d'éthanol récente. L'éthanol est l'alcool comestible de formule chimique : C_2H_5OH .

1. L'atome d'hydrogène donne un anion monoatomique stable. Lequel ? Justifier.
2. L'atome d'oxygène peut donner un anion monoatomique stable. Lequel ? Justifier.
3. Pour se stabiliser, les atomes peuvent également s'assembler sous forme de molécule.

Dans la formule de l'éthanol ci-contre, préciser si le modèle de Lewis est respecté et proposer des modifications si besoin :



Détails du barème

TOTAL/5,5 pts

- | | |
|---|--------|
| 1. Écrire la configuration électronique de H. | 0,5 pt |
| Savoir qu'un anion correspond à un gain d'électrons. | 0,5 pt |
| Identifier le gaz noble le plus proche et proposer l'espèce chimique attendue. | 1,5 pt |
| 2. Identifier le gaz noble le plus proche et proposer l'espèce chimique attendue. | 1 pt |
| 3. S'assurer du respect des règles du duet et de l'octet. | 1 pt |
| Proposer la présence de deux doublets non liants. | 1 pt |

3) QCM

1 Stabilité des gaz nobles	A	B	C
1. L'atome d'hélium :	possède quatre électrons sur sa couche de valence.	a une configuration électronique qui respecte la règle du duet.	possède la même configuration électronique que les autres gaz nobles.
2. L'atome d'argon :	possède 20 électrons.	possède deux électrons sur sa couche de valence.	a une configuration électronique qui respecte la règle de l'octet.
3. La règle de l'octet :	s'applique à tous les atomes de gaz nobles.	est au moins respectée par les atomes O et Ar.	permet de traduire la stabilité de nombreuses espèces chimiques.

2 Les ions monoatomiques			
1. Un ion monoatomique :	est positif.	peut porter plusieurs charges électriques élémentaires.	ne porte qu'une charge électrique élémentaire.
2. L'ion calcium :	s'écrit Ca^{+} .	respecte la règle de l'octet.	possède la même configuration électronique que Kr.
3. L'ion H^{+} :	possède un électron.	respecte la règle du duet.	a perdu son seul électron.

3 Le modèle de Lewis			
1. Dans cette structure de Lewis, il y a : $\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-\bar{O}-H \\ & \\ H & H \end{array}$	deux liaisons covalentes simples.	quatre doublets non liants.	huit liaisons covalentes simples.
2. La structure de Lewis de la molécule d'eau est :	$H-O-H$	$H-\bar{O}-H$	$H-H-\bar{O} $
3. La structure de Lewis de l'éthanol CH_3-CH_2-OH est :	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ & \\ H & H \end{array}$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-\bar{O}-H \\ & \\ H & H \end{array}$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -O-C-H \\ & \\ H & H \end{array}$