II.3. **La liaison chimique**

21

PRÉPARER LE COURS

Notions étudiées au collège : Échelle microscopique : formule chimique d'une molécule, formules O_2 , H_2 , N_2 , H_2O, CO_2.

Cours p.111-113

OBSERVATIONS

Le comportement des métaux alcalins : https://www.youtube.com/watch?v=PG-mHrquj1k

Le comportement des halogènes : https://www.youtube.com/watch?v=u2ogMUDBaf4

Tests d'identifications par précipités : https://www.youtube.com/watch?v=Odg-8SXqOpo

Quels sont les propriétés similaires des alcalins ? De même pour les halogènes ? Comment tester la présence d'ions en solution ?

MODÈLES

Le schéma de Lewis : https://www.youtube.com/watch?v=fGT7gTZSV-o *(0 min 44 s – 5 min 33 s)*

Exemples de schémas de Lewis : https://www.youtube.com/watch?v=fGT7gTZSV-o *(7 min 2 s – 8 min 36 s)*

https://www.youtube.com/watch?v=fGT7gTZSV-o *(9 min 10 s – 10 min 04 s)*

https://www.youtube.com/watch?v=fGT7gTZSV-o *(10 min 38 s – 11 min 35 s)*

https://www.youtube.com/watch?v=S0JIGq1JZyk *(0 min 7 s – 3 min 42 s)*

https://www.youtube.com/watch?v=S0JIGq1JZyk *(6 min 34 s – 8 min 26 s)*

Retrouver grâce à la configuration électronique le nombre d'électrons de valence du carbone (Z = 6), de l'azote (Z = 7) et de l'oxygène (Z = 8). Comment faire le schéma de Lewis de la molécule de méthane CH_4, d'eau H_2O, d'ammoniac NH_3 et de dioxyde de carbone CO_2?

II.3. **La liaison chimique**

COURS

MODÈLES

1. Les **gaz nobles** sont situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Leur configuration électronique leur confère une grande **stabilité**.

$_{1}$**H** $1s^1$								$_{2}$**He** $1s^2$
$_{3}$**Li** $1s^2\ 2s^1$	$_{4}$**Be** $1s^2\ 2s^2$		$_{5}$**B** $1s^2\ 2s^2 2p^1$	$_{6}$**C** $1s^2\ 2s^2 2p^2$	$_{7}$**N** $1s^2\ 2s^2 2p^3$	$_{8}$**O** $1s^2\ 2s^2 2p^4$	$_{9}$**F** $1s^2\ 2s^2 2p^5$	$_{10}$**Ne** $1s^2\ 2s^2 2p^6$
$_{11}$**Na** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$_{12}$**Mg** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$		$_{13}$**Al** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$	$_{14}$**Si** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$	$_{15}$**P** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$	$_{16}$**S** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$	$_{17}$**Cl** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$_{18}$**Ar** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$
Famille des **métaux alcalins**							Famille des **halogènes**	Famille des **gaz nobles**

2. Les atomes autres que les gaz nobles se stabilisent en **gagnant** ou **perdant** des électrons afin d'acquérir la **configuration électronique du gaz noble** le plus proche dans le tableau périodique.

Exemples : Noms et configurations électroniques de quelques ions monoatomiques courants.

Fluorure	F^-		Ion magnésium	Mg^{2+}	
Chlorure	Cl^-		Ion calcium	Ca^{2+}	
Ion hydrogène	H^+		Ion fer (II)	Fe^{2+}	
Ion sodium	Na^+		Ion cuivre (II)	Cu^{2+}	
Ion potassium	K^+		Ion aluminium	Al^{3+}	
Ion oxygène	O^{2-}		Ion fer (III)	Fe^{3+}	

3. La matière est **électriquement neutre**. Il y a autant de charges positives que de charges négatives dans une solution ionique ou dans un solide ionique.

Exemple : Dans une solution de chlorure de fer, il y a 3 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Fe^{3+}.

4. Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes mettent en commun des paires d'électrons et forment des **liaisons covalentes** (ou de valence) appelées aussi **doublets liants**.

Exemple : La configuration électronique du carbone (C) est $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. Il a donc 4 électrons de valence (sur la couche 2). La configuration électronique du gaz noble le plus proche est $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ appartenant au Néon (Ne). Il a 8 électrons de valence. Le carbone établira ainsi 8 – 4 = 4 liaisons covalentes.

II.3. **La liaison chimique**

COURS

MODÈLES

5. Les électrons de la couche de valence (dernière couche occupée) non engagés dans des liaisons se rassemblent par paires pour former des **doublets non liants**.

Exemple : L'atome d'oxygène (O) a 6 électrons de valence. Il a ainsi 8 – 6 = 2 électrons engagés dans des liaisons covalentes.
Les 4 électrons restant formeront alors 2 doublets non liants.

6. Dans le **schéma de Lewis** d'une molécule, tous les doublets sont représentés par des tirets.

Exemples : Schémas de Lewis de quelques molécules courantes.

Molécule	Formule brute	Schéma de Lewis
Eau	H_2O	
Chlorure d'hydrogène	HCl	
Dihydrogène	H_2	
Diazote	N_2	
Dioxyde de carbone	CO_2	

7. On calcule la masse d'une molécule à partir de sa **formule brute** et de la masse des atomes qui la composent.

Exemple : La masse d'une molécule d'eau H_2O est égale à la somme des masses de deux atomes d'hydrogène et de la masse d'un atome d'oxygène. $m(H_2O) = 2 \times m(H) + m(O) = 2 \times 1{,}7\times10^{-27} + 2{,}7\times10^{-26} = 3{,}0\times10^{-26}$ kg

VOCABULAIRE

8. Les ions négatifs sont appelés **anions** et les ions positifs sont appelés **cations**.

GRANDEURS

9. Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément. L'**énergie de liaison** entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. L'énergie est exprimée en Joule (J).

Exemple : L'énergie à fournir pour dissocier une molécule de dioxyde de carbone correspond à la rupture de deux liaisons C═O.

II.3. **La liaison chimique**

⚙ APPLICATIONS

Exercices du livre 📖 p.114-121

Fiche Molécules et ions

Réponses : .....