

C05 - TP : Solides ioniques et molécules

OBJECTIFS DU TP :

- Réaliser des solides ioniques avec des Lego
- Fabriquer des molécules avec des modèles moléculaires











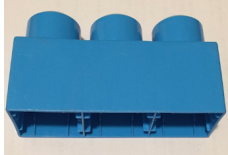

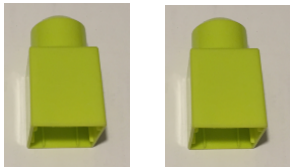

La professeure évalue sur ce TP les compétences Analyser et Réaliser :

- Analyser : Associer la formule chimique, le nom et la structure d'un solide ionique.
- Réaliser : Utiliser des modèles moléculaires pour construire les molécules.

I- Solides ioniques

Pour préparer des solutions aqueuses, le chimiste utilise des solides, appelés solides ioniques. On cherche à comprendre leur composition.

Document 1 : Les solides ioniques et leur modélisation

Solide ionique	Chlorure de sodium	Chlorure de cobalt (II)	Chlorure de fer (III)	Réalité
				
Ions	NaCl	CoCl ₂	FeCl ₃	Modèle
				
Ions	Ion sodium : Na ⁺	Ion cobalt (II) : Co ²⁺	Ion Fer (III) : Fe ³⁺	
				
Ions	Ion chlorure : Cl ⁻	Ions chlorure : Cl ⁻ Cl ⁻	Ions chlorure : Cl ⁻ Cl ⁻ Cl ⁻	
				

- 1) En observant le document, répondre aux questions suivantes sur le modèle utilisé :
 - a. Qu'est-ce qui est utilisé pour représenter les ions ?
 - b. Comment est modélisée la charge de chaque ion ?
 - c. Comment peut-on distinguer les cations des anions ?

d. Quelle est la règle utilisée pour former un solide ionique ?

Voici les formules de certains ions :

sodium Na^+

chlorure Cl^-

calcium Ca^{2+}

aluminium Al^{3+}

oxyde O^{2-}

bromure Br^-

potassium K^+

magnésium Mg^{2+}

fer (II) Fe^{2+}

fluorure F^-



Demander au professeur les briques de Lego et fabriquer trois autres modèles de solides ioniques à l'aide du jeu de construction.

2) Pour chaque modèle :

- Indiquer quelle brique correspond à quel ion.
- Écrire la formule du solide ionique (s'aider des documents 1 et 2)
- Écrire le nom du solide ionique formé (s'aider des documents 1 et 2).



Document 2 : Nom et formule d'un solide ionique

Le nom d'un solide ionique est fabriqué à partir du nom des ions qui le constituent, tout comme sa formule.

Pour la formule : on met la formule du cation en 1^{er} (avec sa quantité), suivi de la formule de l'anion (avec sa quantité) **sans mettre les charges électriques**.

Pour le nom : on met le nom de l'anion en 1^{er}, suivi du nom du cation.

Exemple du document 1 : L'ion chlorure Cl^- peut s'associer avec l'ion cobalt Co^{2+} pour former un solide ionique.

Afin que le solide ionique soit neutre, il faut 2 ions chlorure (ce qui fait 2 charges $-$) pour un ion cobalt (qui a une charge 2 $+$).

La formule du solide ionique est donc CoCl_2 . Son nom est le chlorure de cobalt.

II- Les molécules

Les chimistes utilisent des modèles moléculaires afin de visualiser les molécules existantes.

Document 1 : Les modèles moléculaires

Les atomes sont représentés par des boules et le code couleur utilisé est toujours le même :

Hydrogène H



Oxygène O



Azote N



Carbone C



Les liaisons entre les atomes sont la mise en commun d'électrons, et sont modélisés par des tiges entre les boules de couleurs.

Règle d'utilisation :

Quand on réalise une molécule, tous les « trous » des atomes doivent être avec des tiges et toutes les tiges doivent avoir un atome à leurs deux extrémités.



À l'aide des modèles moléculaires et du document 1, fabriquer les molécules suivantes : l'eau H_2O , le méthane CH_4 , l'ammoniac NH_3 et le dioxyde de carbone CO_2 .



- 1) Combien de liaisons sont formées par chacun des atomes : hydrogène, oxygène, carbone, azote ?

Document 2 : Le schéma de Lewis

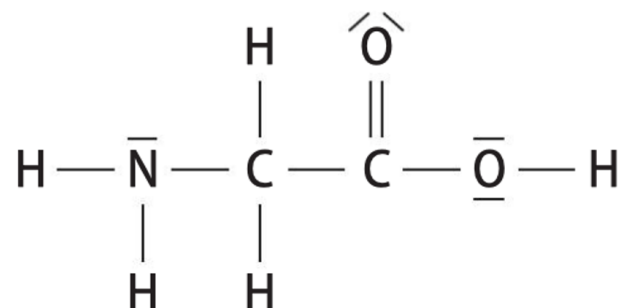
Le schéma de Lewis représente la répartition des électrons de valence dans une molécule. Les électrons s'assemblent par 2 et forment des doublets d'électrons, symbolisés par un trait.

L'atome d'hydrogène H a une structure en duet : il s'entoure de deux électrons soit un doublet.

Les autres atomes ont une structure en octet : ils s'entourent de 8 électrons, soit de 4 doublets.

Il existe des doublets liants, qui sont entre deux atomes et des doublets non liants, qui restent sur l'atome auquel ils appartiennent.

- 2) Voici le schéma de Lewis de la molécule de glycine, une des molécules de base de l'ADN.



- Combien de liaisons sont formés par chacun des atomes hydrogène, oxygène, carbone, azote ?
- Est-ce en accord avec la réponse de la question 2) ?
- Recopier le schéma de Lewis de la glycine et surligner en couleur le doublets non liants (s'aider du document 2).
- Quels sont les atomes qui ont des doublets non liants ? Combien en ont-ils chacun ?
- La règle de l'octet est-elle respectée pour les atomes d'azote, de carbone et d'oxygène ? Justifier.
- La règle du duet est-elle respectée pour l'atome d'hydrogène ? Justifier

À la fin de la séance, reprendre la grille d'auto-évaluation du début du chapitre pour la remplir.