

# C05 - TP : Solides ioniques et molécules

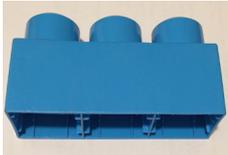
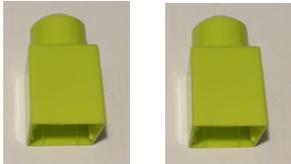
## OBJECTIFS DU TP :

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

## 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
	NaCl 	CoCl <sub>2</sub> 	FeCl <sub>3</sub> 	
Ions	Ion sodium : Na <sup>+</sup> 	Ion cobalt (II) : Co <sup>2+</sup> 	Ion Fer (III) : Fe <sup>3+</sup> 	Modèle
	Ion chlorure : Cl <sup>-</sup> 	Ions chlorure : Cl <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> 	Ions chlorure : Cl <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> 	

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 ?

2- Voici les formules de certains ions :

sodium Na<sup>+</sup>

chlorure Cl<sup>-</sup>

calcium Ca<sup>2+</sup>

aluminium Al<sup>3+</sup>

oxyde O<sup>2-</sup>

bromure Br<sup>-</sup>

potassium K<sup>+</sup>

magnésium Mg<sup>2+</sup>

fer (II) Fe<sup>2+</sup>

fluorure F<sup>-</sup>

Demander au professeur les briques de Lego et fabriquer trois autres modèles de solides ioniques à l'aide du jeu de construction. 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<sup>er</sup> (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<sup>er</sup>, suivi du nom du cation.

Exemple du document 1 : L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  peut s'associer avec l'ion cobalt  $\text{Co}^{2+}$  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  $\text{CoCl}_2$ . 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  $\text{H}_2\text{O}$ , le méthane  $\text{CH}_4$ , l'ammoniac  $\text{NH}_3$  et le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ .
- Combien de liaisons sont formées par chacun des atomes : hydrogène, oxygène, carbone, azote ?

### Document 2 : Le schéma de Lewis

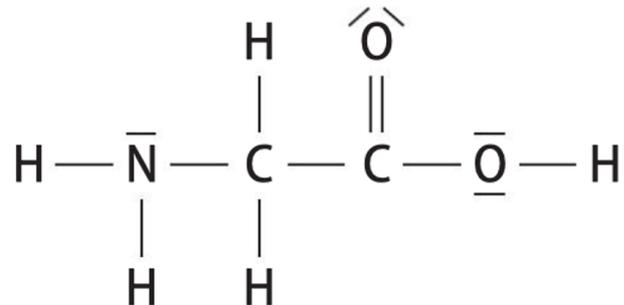
Le schéma de Lewis représente la répartition des électrons de valence dans une molécule. Les électrons s'assemblent par 2 et forment des doublets d'électrons, symbolisés par un trait.

**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.

3) 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.