

Activité 6.1 – En quête de stabilité : les ions

Objectifs :

- ▶ Comprendre la règle du duet et de l'octet.
- ▶ Comprendre comment se forment les ions à partir des atomes neutres.

Contexte : Dans la nature la plupart des atomes vont spontanément perdre ou gagner des électrons pour former des ions.

Seuls les gaz nobles de la 18^{ème} colonne du tableau périodique (He, Ne, Ar, Kr, etc.) se trouvent le plus souvent sous forme de gaz monoatomiques. C'est parce qu'ils ont une grande stabilité, on dit qu'ils ont une grande inertie chimique.

→ **Comment expliquer la formation d'ions monoatomique et la charge qu'ils portent à partir de la configuration électronique des gaz nobles ?**

1 – Les gaz rares

1 – Compléter le tableau suivant

Gaz noble	Numéro atomique	Nombre d'électrons	Configuration électronique
Hélium He	$Z = 2$	2	$1s^2$
Néon Ne	$Z = 10$	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon Ar	$Z = 18$	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2 – Comment est la couche externe pour ces trois gaz nobles ?

Leur couche externe (1, 2 ou 3) est pleine.

2 – La règle du duet et de l'octet

Pour **augmenter leur stabilité**, les atomes adoptent la configuration électronique du gaz noble avec le numéro atomique le plus proche. Ce principe se décompose en deux règles :

- **Règle du duet** : les atomes de numéro atomique $Z < 6$ tendent à adopter la configuration électronique **de l'hélium avec deux électrons : $1s^2$** . Ils ont **2 (un duet)** électrons sur leur couche externe.
- **Règle de l'octet** : les atomes de numéro atomique $Z > 6$ tendent à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche avec **huit électrons : $ns^2 np^6$** . Ils ont **8 (un octet)** électrons sur leur couche externe.

3 – Les ions monoatomiques

Pour adopter une configuration électronique plus stable, les atomes vont spontanément perdre ou gagner des électrons et ainsi former des ions.

3 – Le lithium Li a pour numéro atomique $Z = 3$. Rappeler sa configuration électronique. Pour devenir stable, quelle règle doit-il respecter ? Combien d'électrons doit-il perdre pour la respecter ? Quel ion formera-t-il ?

Le lithium a 3 électrons, donc sa configuration électronique est $1s^2 2s^1$. Le gaz noble avec le numéro atomique le plus proche de lui est l'hélium, il va donc respecter la règle du duet et perdre 1 électron. Il donc va former l'ion Li^+ .

4 – Mêmes questions pour le soufre $_{16}\text{S}$ ($Z = 16$).

Le soufre a 16 électrons, donc sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Le gaz noble avec le numéro atomique le plus proche de lui est l'argon, il va donc respecter la règle de l'octet et gagner 2 électrons. Il donc va former l'ion S^{2-} .

5 – Par analogie avec le soufre $_{16}\text{S}$, pouvez-vous répondre simplement aux mêmes questions pour l'oxygène $_{8}\text{O}$?

Comme le soufre, il manque 2 électrons à l'oxygène pour respecter la règle de l'octet, il formera donc aussi l'ion O^{2-} .

6 – Comment répondre à ces questions en regardant simplement le tableau périodique ?

Il suffit de compter le nombre de case d'écart qu'il y a entre l'élément chimique étudié et le gaz noble le plus proche.

Activité 6.2 – En quête de stabilité : les molécules

Objectifs :

- ▶ Comprendre la liaison covalente et les notions de doublet liant et non-liant.
- ▶ Comprendre que la stabilité d'une molécule est liée au remplissage de sa couche externe.
- ▶ Savoir analyser un schéma de Lewis pour expliquer la stabilité d'une molécule.

Contexte : En dehors des gaz nobles de la 18^{ème} colonne du tableau périodique (He, Ne, Ar, Kr, etc.), les éléments ont tendance à s'associer spontanément pour former des molécules.

→ Quelles règles régissent la formation des molécules ?

1 – Le modèle de Lewis de la liaison covalente

Document 1 – Électrons de valences

Les éléments ont tendance à s'associer en molécule, afin de gagner en stabilité en complétant leur couches électronique externe.

Les électrons de la couche externe sont appelés **électrons de valence**.

Document 2 – Doublet liant et liaison covalente

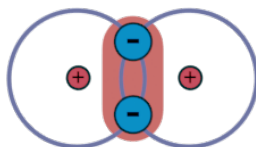
En 1916, Lewis propose un modèle simple pour schématiser la formation des liaisons entre éléments :

Les éléments qui s'associent en molécule vont mettre en commun un des électrons de leur couche externe. Ces électrons mis en commun forment une paire appelée **doublet liant**.

En partageant leurs électrons les éléments deviennent liés, on parle de **liaison covalente**.

- ▶ *Exemple :* Formation de la molécule de dihydrogène H_2 à partir de deux éléments ${}_1H$:

Schéma des deux éléments hydrogènes liés par un partage d'électron



Pour représenter la molécule, on peut soit donner sa **formule brute**, soit son **schéma de Lewis** :

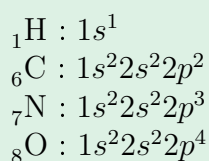
Schéma de Lewis de la molécule



Formule brute de la molécule



1 – Rappeler la configuration électronique de l'hydrogène ${}_1\text{H}$, du carbone ${}_6\text{C}$, de l'azote ${}_7\text{N}$ et de l'oxygène ${}_8\text{O}$. Identifier pour chacun de ces atomes leurs électrons de valence.



2 – Donner le nombre d'électrons manquant à chaque élément pour que leur couche externe soit pleine et qu'ils gagnent en stabilité.

Il manque 1 électrons à l'hydrogène pour remplir la couche 1. Il manque 4 électrons au carbone pour remplir la couche 2, 3 à l'azote, 2 à l'oxygène.

3 – Quelle molécule stable peut-on former à partir d'un carbone et de 4 hydrogènes ?

Le carbone doit former 4 liaisons pour gagner 4 électrons, et l'hydrogène 1 liaison pour gagner 1 électron. Donc on peut former du méthane CH_4 , $\text{H}-\underset{\text{H}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$.

 Construire cette molécule à partir des modèle moléculaire.

2 – Doublets non-liants et liaisons multiples

Document 3 – Doublets non-liants

Lors de la formation d'une molécule, les électrons de valence qui ne sont pas partagés forment des paires appelées **doublet non-liant**.

► *Exemple :* Formation de la molécule d'eau H_2O à partir de 2 atomes ${}_1\text{H}$ et d'un atome ${}_8\text{O}$:

Schéma des trois éléments se partageant des électrons

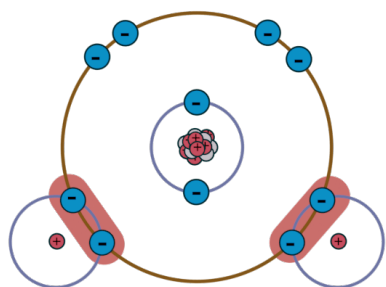


Schéma de Lewis des doublets liants et des doublets non-liants (barres du haut)



4 – Indiquer combien de doublet non-liant la molécule d'eau possède.

Elle possède deux doublet non liant.

Document 4 – Liaisons multiples

Pour être stables, les éléments peuvent partager plusieurs paires d'électrons et ainsi créer une liaison multiple. Celle-ci peut être double, comme dans le cas du dioxygène ; ou triple comme dans le cas du diazote.

Schéma de Lewis

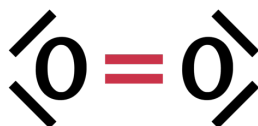


Schéma des deux éléments oxygène se partageant des électrons

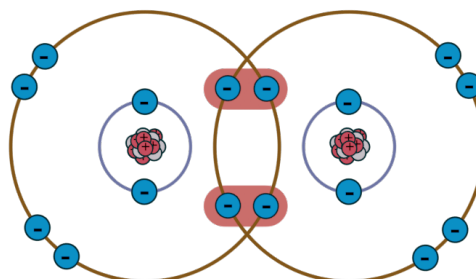


Schéma des deux éléments azote se partageant des électrons

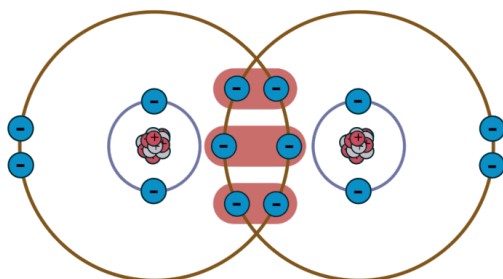
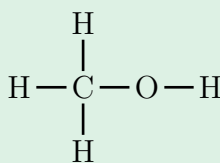


Schéma de Lewis

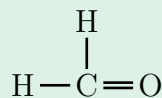




5 – Quelles molécules peut-on former à partir d'un carbone, d'un d'oxygène et de plusieurs hydrogènes ?

Le carbone va former 4 liaisons et l'oxygène 2 liaisons. Avec 4 hydrogène on peut former du méthanol CH_4O



Avec 2 hydrogène on peut former du méthanal CH_2O



  Construire cette molécule à partir des modèles moléculaires.

Document 5 – Règles de stabilité

Pour gagner en stabilité, les éléments peuvent partager les électrons de leur couche externe en créant **des liaisons covalentes**.

De cette manière, les éléments **complètent leur couche externe et sont donc plus stables**.

Pour savoir combien de liaisons un élément peut former, il suffit de **compter le nombre d'électrons de valence et le nombre d'électrons manquant pour que la couche externe soit complète**.



Télécharger l'application mirage.



Prendre une feuille de molécule, puis la scanner avec l'application pour la visualiser en 3 dimension. Au dos de la feuille, donner la formule brute de la molécule, son schéma de Lewis et vérifier que tous les éléments ont le bon nombre d'électrons.



TP 6.1 – Compter un grand nombre d'entités identiques

Objectifs :

- ▶ Comprendre qu'une **espèce chimique** est constituée d'un très (très) grand nombre **d'entités chimiques**.
- ▶ Comprendre l'utilité de compter les entités par paquets.
- ▶ Comprendre le concept de mole.

Contexte : Les atomes, ions et molécules sont des entités chimiques qui composent toute la matière macroscopique qui nous entoure.

→ **Comment compter les entités chimiques microscopiques dans une espèce chimique macroscopique ?**

1 – Compter des entités au quotidien

Document 1 – Des paquets pour mieux compter

Au quotidien, de nombreux objets ne sont pas comptés à l'unité, mais par **paquets**. Par exemple, on compte les œufs par douzaines et les feuilles de papier par ramette de 500 feuilles. Si on devait compter les feuilles de papier d'une ramette une par une ce serait une sacrée corvée !

On va voir l'intérêt de faire des paquets en comptant des grains de riz.

 On va peser $N_A = 100$ grains de riz, on note leur masse $m_{100 \text{ grains}} = 4 \text{ g/paquet}$

1 – Calculer la masse d'un grain de riz m_{grain} à partir de la masse de 100 grains de riz.

On divise la masse du paquet par le nombre de grains dans le paquet

$$m_{\text{grain}} = \frac{4 \text{ g/paquet}}{100 \text{ grain/paquet}} = 0,04 \text{ g/grain}$$

2 – À partir de la masse d'un grain de riz, calculer le nombre N de grains de riz dans un sac de riz de 1 kg.

Cette fois, il faut diviser la masse du sac de riz par la masse d'un grain de riz

$$N = \frac{1\,000 \text{ g}}{0,04 \text{ g/grain}} = 25\,000 \text{ grain}$$

3 – Calculer le nombre n de paquets de 100 grains de riz qu'il y a dans 1 kg de riz.

Il faut diviser la masse du sac de riz par la masse d'un paquet

$$n = \frac{1\,000 \text{ g}}{4 \text{ g/paquet}} = 250 \text{ paquet}$$

On peut aussi diviser le nombre de grains de riz par la taille d'un paquet

$$n = \frac{25\,000 \text{ grain}}{100 \text{ grain/paquet}} = 250 \text{ paquet}$$

2 – Compter des entités en chimie

Document 2 – Masse d'une entité

La masse d'une entité composée de plusieurs atomes est égale à la somme des masses des atomes de l'entité.

► *Exemple :* $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times m(\text{C}) + 6 \times m(\text{H}) + m(\text{O})$

Données :

– $m(\text{H}) = 0,17 \times 10^{-23} \text{ g}$

– $m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$

– $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-23} \text{ g}$

Document 3 – Composition du sucre

Le sucre blanc en poudre ou en cube utilisé en pâtisserie est composée de glucose. La glucose est une molécule de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

4 – Calculer la masse d'une molécule de glucose m_{glucose} à partir de la masse des atomes qui la constitue.

$$\begin{aligned} m_{\text{glucose}} &= 6 \times m(\text{C}) + 12 \times m(\text{H}) + 6 \times m(\text{O}) \\ &= (6 \times 1,99 \times 10^{-23}) + 12 \times 0,17 \times 10^{-23} + 6 \times 2,66 \times 10^{-23} \text{ g} \\ &= 29,9 \times 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

5 – Calculer le nombre N de molécule de glucose dans un sachet de sucre de 1 kg.

On divise la masse du sachet par la masse d'une molécule de sucre

$$\begin{aligned} N &= \frac{m_{\text{sachet}}}{m_{\text{glucose}}} \\ &= \frac{1 \times 10^3 \text{ g}}{29,9 \times 10^{-23} \text{ g}} \\ &= 3,34 \times 10^{24} \end{aligned}$$

Document 4 – La mole

Pour faciliter le comptage, en chimie on regroupe les entités en paquets qu'on appelle **mole**.

Une **mole** contient précisément $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ entités chimiques.

⚠ N_A est une constante appelée **nombre d'Avogadro**, en hommage au scientifique Aemedeo Avogadro. L'unité « mol^{-1} » signifie « par mole », c'est le nombre d'entités dans une mole.

6 – Calculer le nombre n , en mol, de paquets de $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ molécules dans un sachet de sucre de 1 kg.

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{3,34 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 5,55 \text{ mol}$$

  Remplir le tableau ci-dessous avec les grandeurs calculées ou mesurées.

Échantillon étudié	Sac de riz	Sachet de sucre
Masse d'une entité	$m_{\text{riz}} = 0,04 \text{ g}$	$m_{\text{glucose}} = 29,9 \times 10^{-23} \text{ g}$
Nombre d'entités N	25 000	$3,34 \times 10^{24}$
Taille d'un paquet N_A	100	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Nombre de paquets n	250	5,55 mol

Document 5 – La quantité de matière

En chimie le nombre de paquets s'appelle le **nombre de moles** ou la **quantité de matière**.
On la note n et son unité dans le système international s'écrit « mol ».

Activité 6.3 – Du microscopique au macroscopique

Objectifs :

- ▶ Savoir utiliser le vocabulaire adapté entre atome, ion et molécule.
- ▶ Comprendre la différence entre un solide ionique et moléculaire.
- ▶ Comprendre grossièrement la différence entre un objet inerte et un objet biologique.

Contexte : On a vu qu'un atome est composé d'électrons et de nucléons. Les atomes peuvent ensuite former des ions ou s'associer en molécules, en respectant les règles de stabilité du duet et de l'octet. Les atomes, ions et molécules sont des entités chimiques microscopiques et composent la matière qui nous entoure.

→ **Quelle règle permettent de former des objets macroscopiques à partir d'entités chimiques microscopiques ?**

1 – Les espèces chimiques

Document 1 – Entités chimiques

Il existe trois types d'entités chimiques :

- les atomes (par exemple le cuivre Cu).
- les ions (par exemple l'ion fluorure F^-).
- les molécules (par exemple le méthane CH_4).

Les ions positifs (+) sont appelés **cations**.

Les ions négatifs (–) sont appelés **anions**. On ajoute le suffixe -ure au nom des ions.

Document 2 – Neutralité de la matière

La matière macroscopique qui nous entoure est composée d'un très (très) grand nombre d'entités chimiques identiques.

Au niveau macroscopique, la matière est électriquement neutre. La charge électrique globale est nulle : on parle d'**électroneutralité**.

Document 3 – Solide ionique

Les ions vont toujours s'associer par groupe de charges opposées pour former une espèce neutre appelée **solide ionique** ou **espèce ionique**.

Mis en solution dans de l'eau, les solides ioniques se dissocient en **cations** (ions +) et en **anions** (ions –).

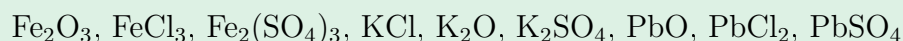
▶ *Exemple :* le sel est composé d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- , on le note NaCl.

1 – Parmi les ions suivants : Fe^{3+} , K^+ , O^{2-} , Cl^- , Pb^{2+} , SO_4^{2-} ; indiquer lesquels sont des anions et lesquels sont des cations

Les ions avec des charges positives sont des cations : Fe^{3+} , K^+ , Pb^{2+} . Les ions avec des charges négatives sont des anions : O^{2-} , Cl^- , SO_4^{2-} .

2 – Associer les cations et les anions précédents pour former des solides ioniques neutres électriquement (charge totale nulle).

Il faut que l'association des ions donne un solide neutre

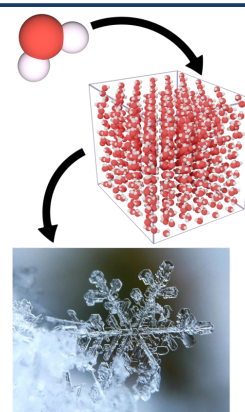


2 – Solides moléculaires et structures biologiques

Document 4 – Solides moléculaires

Les molécules ou les atomes vont former des solides, des liquides ou des gaz en fonction des conditions de température et de pression. Les solides composés de molécules sont appelés **solides moléculaires**.

► *Exemple* : l'eau est composée de molécules H_2O . Les tubes en cuivre dans les canalisations sont composés d'atomes de cuivre Cu . La majorité des solides inertes que l'on trouve naturellement sont des solides moléculaires.



Document 5 – Molécule biologiques et êtres vivants

Certaines molécules à base de carbone peuvent s'associer pour former des structures complexes auto-répliquantes, c'est-à-dire qui peuvent se reproduire.



► *Exemple* : les cellules eucaryotes ou procaryotes sont composées d'une multitude de molécules arrangées de manière très complexe.

Les cellules eucaryotes peuvent s'associer pour former des structures encore plus complexes : les animaux (mammifères, insectes, oiseaux, poissons, etc.), les plantes ou les champignons.

