

## ANNEXE 1 : Le schéma de configuration électronique (ou structure de Lewis) – Renseignements pour l'élève

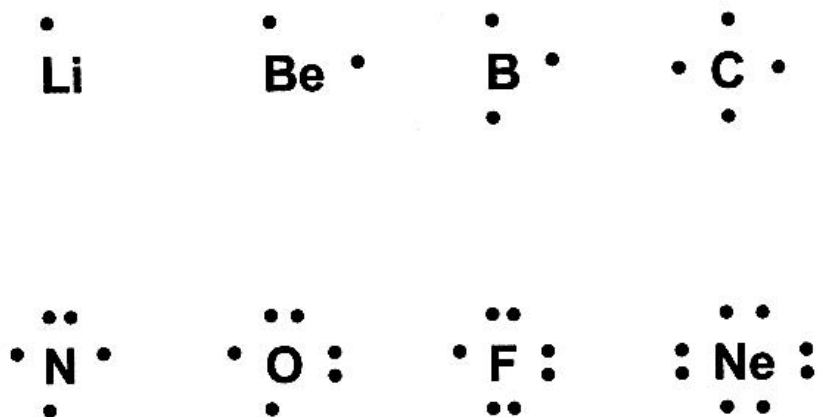
La disposition même des éléments dans la classification périodique renseigne déjà sur la structure électronique des atomes, et aide à prédire les propriétés chimiques de nombreux éléments. Mais pour comprendre le comportement des atomes au cours d'une réaction, il faut connaître la disposition des électrons de valence. Le schéma de configuration électronique permet de représenter de façon pratique et abrégée les électrons de la couche de valence des éléments.

**Les schémas de configuration électronique**, au moyen de points ou d'autres petits signes entourant le symbole chimique d'un élément, servent à illustrer les électrons de valence.

### Remarque :

- i. Chaque point représente un électron de valence.
- ii. Le symbole de l'élément représente le centre de l'atome, c'est-à-dire le noyau et les électrons des orbitales intérieures.
- iii. À l'exception du diagramme de l'hélium, qui n'a que deux électrons de valence, les diagrammes de Lewis qui représentent des éléments de même famille (dans une même colonne de la classification périodique) se ressemblent.

Voici les schémas de configuration électronique représentant les éléments de la deuxième période :



## ANNEXE 2 : Exercice – Les composés ioniques et les composés covalents

Nom : \_\_\_\_\_

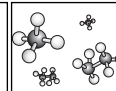
Date : \_\_\_\_\_

Dessine le schéma de configuration électronique pour le sodium et pour le chlore et réponds aux questions suivantes dans ton carnet scientifique.

1. Le sodium doit-il gagner ou perdre des électrons pour devenir stable?
2. Le chlore doit-il gagner ou perdre des électrons pour devenir stable?
3. Comment ces deux éléments peuvent-ils réagir ensemble pour que chacun devienne stable?
4. Quelle sera la formule du composé formé?

Dessine le schéma de configuration électronique pour l'oxygène et le fluor et réponds aux questions suivantes dans ton carnet scientifique.

1. L'oxygène doit-il gagner ou perdre des électrons pour devenir stable?
2. Le fluor doit-il gagner ou perdre des électrons pour devenir stable?
3. Comment ces deux éléments peuvent-ils réagir ensemble pour que chacun devienne stable?
4. Quelle sera la formule du composé formé?

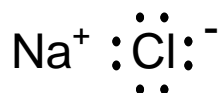


## ANNEXE 3 : Les composés ioniques et les composés covalents – Corrigé

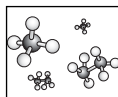
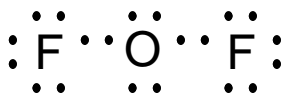
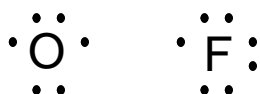
Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

1. Le sodium doit perdre un électron pour devenir stable.
2. Le chlore doit gagner un électron pour devenir stable.
3. L'atome de chlore acquiert l'électron du sodium et devient ion électronégatif (anion). L'atome de sodium perd un électron donc devient ion électropositif (cation). Une liaison ionique est formée entre le sodium et le chlore à cause de l'attraction entre l'anion et le cation. Chaque ion est stable car sa couche de valence est maintenant saturée.
4. La formule du composé sera NaCl.



1. L'oxygène doit gagner deux électrons pour devenir stable.
2. Le fluor doit gagner un électron pour devenir stable.
3. L'oxygène va mettre en commun ses électrons de valence avec deux atomes de fluor pour former une molécule. Chaque élément acquiert une stabilité chimique avec ce partage d'électrons.
4. La formule du composé sera OF<sub>2</sub>.



## ANNEXE 4 : Liaisons chimiques et schémas de configuration électronique – Renseignements pour l'élève

Les atomes gagnent, perdent ou se partagent entre eux des électrons pour remplir leur couche de valence et devenir chimiquement stables. Lorsqu'un composé est formé, même si le nombre d'électrons dans les atomes qui constituent les éléments entrant en composition reste identique, la disposition des électrons est modifiée. Tandis que les atomes métalliques perdent habituellement des électrons, les atomes non métalliques en gagnent ou se les partagent. Quant aux éléments de la famille des gaz rares, chimiquement inertes, ils n'entrent pas en réaction.

### Liaisons ioniques

Il y a liaison ionique s'il y a transfert d'électrons d'un atome métallique à un atome non métallique. L'atome métallique qui perd un électron acquiert une charge positive (ion positif ou cation) tandis que l'atome non métallique qui gagne un électron acquiert une charge négative (ion négatif ou anion). Comme les charges opposées s'attirent, ce sont les ions qui forment les liens entre les éléments du composé.

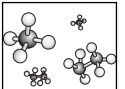
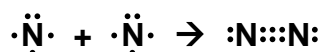


### Liaisons covalentes

Il y a liaison covalente s'il y a partage d'électrons entre atomes non métalliques. En croisant leur couche de valence, les atomes se partagent une paire d'électrons (un doublet) et augmentent ainsi le nombre d'électrons dans leur couche respective. Ils se comportent donc comme des atomes dont la couche externe est remplie.



Les atomes formant une liaison covalente partagent parfois deux ou trois paires d'électrons. On appelle ces liaisons des liaisons doubles ou triples.

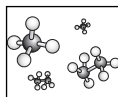


## ANNEXE 5 : Test – La formation de composés

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

- Identifie les familles suivantes dans le tableau périodique fourni par l'enseignant :
  - les métaux alcalins
  - les alcalinoterreux
  - les chalcogènes
  - les halogènes
  - les gaz rares
- Pour chaque élément qui suit, indique s'il doit gagner ou perdre des électrons pour acquérir une stabilité chimique. Indique aussi la charge de l'ion stable que chaque élément devrait former.
  - Lithium             gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Soufre             gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Argon             gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Magnésium        gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Aluminium        gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Fluor             gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
  - Azote             gagner             perdre            charge : \_\_\_\_\_
- Pourquoi les atomes se combinent-ils pour former des composés? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- Pourquoi les gaz rares ne forment-ils pas de composés? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- En quoi les composés ioniques et covalents sont-ils semblables? En quoi sont-ils différents? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



## ANNEXE 5 : Test – La formation de composés (suite)

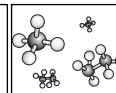
6. Représente une liaison ionique de ton choix à l'aide de modèles atomiques de Bohr ou de schémas de configuration électronique.

7. Représente une liaison covalente de ton choix à l'aide de modèles atomiques de Bohr ou de schémas de configuration électronique.

8. Qu'est-ce qu'une molécule diatomique? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

9. a) En quoi les éléments d'une même famille chimique se ressemblent-ils? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

b) Quel effet cela a-t-il sur la façon dont les éléments d'une même famille forment des liaisons?  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



## ANNEXE 6 : La formation de composés – Corrigé

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

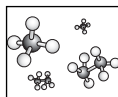
1. Identifie les familles suivantes dans le tableau périodique fourni par l'enseignant :
  - a) *les métaux alcalins – première colonne du tableau périodique.*
  - b) *Les alcalinoterreux – deuxième colonne du tableau périodique.*
  - c) *Les chalcogènes – troisième colonne de la droite du tableau périodique.*
  - d) *Les halogènes – avant-dernière colonne du tableau périodique.*
  - e) *Les gaz rares – dernière colonne du tableau périodique.*
2. Pour chaque élément qui suit, indique s'il doit gagner ou perdre des électrons pour acquérir une stabilité chimique. Indique aussi la charge de l'ion stable que chaque élément devrait former.
  - a) *Lithium – perdre – charge : +1*
  - b) *Soufre – gagner – charge : -2*
  - c) *Argon – ni perdre ni gagner – charge : 0 (L'argon ne forme pas d'ion car cet élément est déjà chimiquement stable.)*
  - d) *Magnésium – perdre – charge : +2*
  - e) *Aluminium – perdre – charge : +3*
  - f) *Fluor – gagner – charge : -1*
  - g) *Azote – gagner – charge : -3*
3. Pourquoi les atomes se combinent-ils pour former des composés?

*Les éléments dont la couche de valence n'est pas remplie ne sont pas chimiquement stables. Ils peuvent acquérir cette stabilité en gagnant, en perdant ou en partageant des électrons pour former des composés.*
4. Pourquoi les gaz rares ne forment-ils pas de composés?

*La couche de valence des gaz rares est remplie d'électrons. Ils sont donc chimiquement stables et ne forment pas de composés.*
5. En quoi les composés ioniques et covalents sont-ils semblables? En quoi sont-ils différents?

**Similarités**

  - *Les liaisons ioniques et les liaisons covalentes sont formées à partir des électrons de valence.*
  - *Les liaisons ioniques et les liaisons covalentes forment des composés.*
  - *Les atomes impliqués dans les liaisons ioniques ainsi que dans les liaisons covalentes acquièrent une couche de valence saturée et deviennent stables.*



## ANNEXE 6 : La formation de composés – Corrigé (suite)

### **Différences**

- *Les liaisons ioniques sont formées à partir d'un métal et d'un non-métal tandis que les liaisons covalentes sont formées à partir de deux métalloïdes ou deux non-métaux.*
- *Les liaisons ioniques sont formées à partir d'un échange d'électrons tandis que les liaisons covalentes sont formées à partir d'un partage d'électrons.*
- *Les liaisons ioniques forment des composés ioniques (ions attirés par leur charge contraire) tandis que les liaisons covalentes forment des composés covalents.*
- *Deux atomes d'un même élément peuvent former une molécule diatomique avec une liaison covalente. Deux métaux identiques ne forment pas de molécules diatomiques.*

6. Représente une liaison ionique de ton choix à l'aide de modèles atomiques de Bohr ou de schémas de configuration électronique.

*Les réponses vont varier.*

7. Représente une liaison covalente de ton choix à l'aide de modèles atomiques de Bohr ou de schémas de configuration électronique.

*Les réponses vont varier.*

8. Qu'est-ce qu'une molécule diatomique?

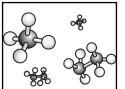
*Une molécule diatomique est le résultat d'une liaison covalente entre deux atomes d'un même élément.*

9. a) En quoi les éléments d'une même famille chimique se ressemblent-ils?

*Les éléments d'une même famille chimique possèdent le même nombre d'électrons de valence.*

- b) Quel effet cela a-t-il sur la façon dont les éléments d'une même famille forment des liaisons?

*Puisque les éléments d'une même famille chimique ont le même nombre d'électrons de valence, ils vont gagner perdre ou partager le même nombre d'électrons pour devenir chimiquement stables.*



## ANNEXE 7 : Composés à liaisons ioniques – Renseignements pour l'élève

Le transfert d'électrons d'atomes métalliques vers des atomes non métalliques produit des composés à liaisons ioniques. La stabilité de la structure électronique d'un composé à liaisons ioniques ressemble à celle du gaz rare au numéro atomique le plus près dans la classification périodique.

### RÈGLES générales de désignation des composés binaires à liaisons ioniques

1. Nomme d'abord l'élément non métallique (ion négatif) en ajoutant une terminaison « ure ».  
Exceptions : soufre → sulfure, azote → nitrure, hydrogène → hydruure, carbone → carbure, oxygène → oxyde
2. Nomme ensuite l'élément métallique (ion positif) en lui donnant la fonction de déterminant de l'élément non métallique.  
**Exemple :** une réaction entre le chlore et le sodium produit du chlorure de sodium (NaCl); la formule chimique SrS se lit sulfure de strontium.

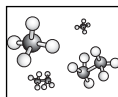
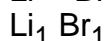
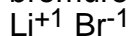
### RÈGLES d'écriture des formules chimiques des composés binaires à liaisons ioniques

1. À partir du nom du composé binaire, écris le symbole des éléments et la charge des ions, celle-ci en exposant.  
**Exemple :** la formule chimique de l'oxyde d'aluminium s'écrit  $\text{Al}^{3+} \text{O}^{2-}$
2. Détermine quels indices inférieurs donneront une charge nette égale à zéro.  
**Exemple :**  $\text{Al}_2^{3+} \text{O}_3^{2-}$
3. Pour vérifier la conformité de la formule, multiplie la charge de chaque ion par l'indice inférieur du même ion. La charge positive devrait égaler la charge négative et la charge nette de chaque formule chimique devrait être zéro.  
**Exemple :**  
 $\text{Al}^{3+} \times 2 = +6$   
 $\text{O}^{2-} \times 3 = -6$   
 $6+ (-6) = 0$  (charge nette égale à zéro)
4. Écris la formule chimique définitive sans les charges.  
**Exemple :**  $\text{Al}_2\text{O}_3$

### Remarque

Le chiffre « 1 » n'est pas utilisé en indice.

**Exemple :** bromure de lithium



## ANNEXE 7 : Composés à liaisons ioniques – Renseignements pour l'élève (suite)

### La notation de Stock

La notation de Stock n'est employée que si la charge de l'élément métallique d'un composé est multiple. Les ions de fer, par exemple, peuvent avoir une charge positive de 2 ou de 3. C'est pourquoi nous les différencions au moyen d'un chiffre romain inscrit après le nom de l'élément et marquant ainsi le nombre de charge (ou valence).

Par exemple le fer (II) a une valence positive de 2 et le fer (III), de 3.

Si la valence de l'élément non métallique est connue, l'élève peut déterminer celle de l'élément métallique en sachant que la charge nette d'un composé égale zéro. Néanmoins, la notation de Stock peut sembler difficile à exploiter.

Voici quelques éléments qui peuvent avoir plus d'une charge : le cuivre, le mercure, le plomb, le chrome, le nickel, l'étain, le cobalt, l'or.

### Exemple : $\text{Fe}_2\text{O}_3$

1. L'oxygène ( $\text{O}^{2-}$ ), élément non métallique, a une valence négative de 2. Comme trois ions d'oxygène ( $\text{O}_3$ ) sont représentés dans la formule chimique, la charge négative du composé égale 6, soit  $-2 \times 3$ .
2. Pour que la charge nette du composé égale zéro, la charge positive doit égaler la charge négative.
3. Comme deux ions de fer ( $\text{Fe}_2$ ) sont représentés dans la formule chimique, le fer a une valence positive de 3, car  $3 \times 2 = 6$ . Le composé s'écrit oxyde de fer (III).

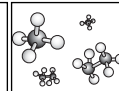
### Exemple : $\text{PbS}_2$

Somme des ions négatifs =  $-2 \times 2 = -4$ .

Somme des ions positifs pour obtenir une charge nette de zéro = 4.

Comme il n'y a qu'un seul ion de plomb, sa valence est de 4.

Le composé s'écrit sulfure de plomb (IV).



## ANNEXE 8 : Exercice – Les composés binaires à liaisons ioniques

Nom : \_\_\_\_\_

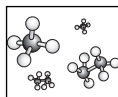
Date : \_\_\_\_\_

PARTIE A : Donne la formule chimique des composés binaires à liaisons ioniques suivants.

1. chlorure de sodium \_\_\_\_\_
2. oxyde de magnésium \_\_\_\_\_
3. sulfure de potassium \_\_\_\_\_
4. iodure de lithium \_\_\_\_\_
5. oxyde de cuivre (I) \_\_\_\_\_
6. fluorure de calcium \_\_\_\_\_
7. chlorure de plomb (IV) \_\_\_\_\_
8. nitrure de titane (III) \_\_\_\_\_
9. sulfure de cuivre (II) \_\_\_\_\_
10. bromure de mercure (I) \_\_\_\_\_

PARTIE B : Nomme les composés binaires à liaisons ioniques suivants.

1.  $\text{CaCl}_2$  \_\_\_\_\_
2.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_
3. AgI \_\_\_\_\_
4.  $\text{Li}_2\text{Se}$  \_\_\_\_\_
5. NaF \_\_\_\_\_
6. PbS \_\_\_\_\_
7. CaO \_\_\_\_\_
8.  $\text{BeBr}_2$  \_\_\_\_\_
9.  $\text{Cr}_3\text{N}_2$  \_\_\_\_\_
10.  $\text{K}_3\text{As}$  \_\_\_\_\_



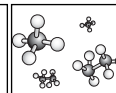
## ANNEXE 9 : Les composés binaires à liaisons ioniques – Corrigé

PARTIE A : Donne la formule chimique des composés binaires à liaisons ioniques suivants.

1. chlorure de sodium     \_\_\_  $NaCl$
2. oxyde de magnésium    \_\_\_  $MgO$
3. sulfure de potassium    \_\_\_  $K_2S$
4. iodure de lithium        \_\_\_  $LiI$
5. oxyde de cuivre (I)     \_\_\_  $Cu_2O$
6. fluorure de calcium     \_\_\_  $CaF_2$
7. chlorure de plomb (IV)  \_\_\_  $PbCl_4$
8. nitrure de titane (III)  \_\_\_  $TiN$
9. sulfure de cuivre (II)   \_\_\_  $CuS$
10. bromure de mercure (I) \_\_\_  $HgBr$

PARTIE B : Nomme les composés binaires à liaisons ioniques suivants.

1.  $CaCl_2$                     \_\_\_ *chlorure de calcium*
2.  $Fe_2O_3$                    \_\_\_ *oxyde de fer (III)*
3.  $AgI$                         \_\_\_ *iodure d'argent*
4.  $Li_2Se$                      \_\_\_ *sélénure de lithium*
5.  $NaF$                         \_\_\_ *fluorure de sodium*
6.  $PbS$                         \_\_\_ *sulfure de plomb (II)*
7.  $CaO$                         \_\_\_ *oxyde de calcium*
8.  $BeBr_2$                     \_\_\_ *bromure de béryllium*
9.  $Cr_3N_2$                     \_\_\_ *nitrure de chrome (II)*
10.  $K_3As$                      \_\_\_ *arséniure de potassium*



## ANNEXE 10 : Les composés covalents – Renseignements pour l'élève

Les composés covalents binaires sont constitués d'atomes de deux éléments non métalliques qui se partagent des électrons en liaisons de covalence. Conformément à l'approche de la nomenclature systématique UICPA (*Union Internationale de la Chimie Pure et Appliquée*), on emploie des préfixes multiplicatifs pour représenter les composés moléculaires, qui servent à déterminer le nombre d'atomes de chaque élément dans la molécule. D'origine grecque, ces préfixes sont :

mono- (1), di- (2), tri- (3), tétra- (4), penta- (5) et hexa- (6).

### RÈGLES générales de désignation des composés moléculaires binaires

1. Nomme d'abord le second élément non métallique figurant dans la formule chimique en remplaçant la dernière syllabe du nom de l'élément par le suffixe « ure » (voir l'annexe 7 pour les exceptions).
2. Nomme ensuite le premier élément non métallique figurant dans la formule chimique en lui donnant la fonction de déterminant du second.
3. Attribue un préfixe à chaque élément selon le nombre d'atomes de cet élément dans la molécule. N'attribue le préfixe « mono- » qu'au second élément, le « o » de la dernière syllabe tombant devant « oxyde », par exemple écris « monoxyde » plutôt que « monooxyde ». C'est aussi le cas du « a » de la dernière syllabe des préfixes « tétra- », « penta- » et « hexa- ».

**Exemple :**  $\text{CO}_2$  s'écrit dioxyde de carbone

$\text{N}_2\text{O}_5$  s'écrit pentoxyde de diazote

### RÈGLES d'écriture des formules chimiques des composés moléculaires binaires

1. Le symbole de chacun des deux éléments est suivi d'un chiffre en indice représentant le nombre d'atomes de chaque élément dans la molécule. Le chiffre 1 n'est pas inscrit car il est sous-entendu.

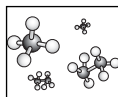
**Exemple :** tétrachlorure de carbone =  $\text{CCl}_4$

hexafluorure de silicium =  $\text{SiF}_6$

2. Le premier élément à paraître pendant la lecture de gauche à droite de la classification périodique est généralement le premier énoncé de la formule chimique des composés. Mais il y a des exceptions.

**Exemple :**  $\text{CH}_4$  = tétrahydure de carbone

$\text{PH}_3$  = trihydure de phosphore

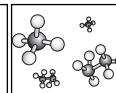


## ANNEXE 11 : Exercice – Les composés covalents

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

1. Qu'est-ce qu'un composé covalent? Quels sont les éléments du composé? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
2. Combien de doublets d'électrons sont mis en commun dans une liaison covalente? Illustre ta réponse par des exemples. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
3. Écris la formule chimique de chacun des composés covalents suivants.
  - a) monoxyde de carbone \_\_\_\_\_
  - b) trifluorure d'azote \_\_\_\_\_
  - c) tétrafluorure de carbone \_\_\_\_\_
  - d) oxyde de dihydrogène \_\_\_\_\_
  - e) dioxyde de soufre \_\_\_\_\_
  - f) trisulfure de diphosphore \_\_\_\_\_
4. Nomme les composés covalents suivants.
  - a)  $\text{CCl}_4$  \_\_\_\_\_
  - b)  $\text{NO}_3$  \_\_\_\_\_
  - c)  $\text{CS}_2$  \_\_\_\_\_
  - d)  $\text{NO}$  \_\_\_\_\_
  - e)  $\text{CO}_2$  \_\_\_\_\_
  - f)  $\text{PCl}_3$  \_\_\_\_\_



## ANNEXE 12 : Les composés covalents – Corrigé

1. Qu'est-ce qu'un composé covalent? Quels en sont les éléments du composé?

*Un composé covalent est constitué de deux non-métaux (ou métalloïdes) qui se partagent des électrons.*

2. Combien de doublets d'électrons sont mis en commun dans une liaison covalente? Illustre ta réponse par des exemples.

*Certains atomes se partagent un, deux ou trois doublets d'électrons afin de disposer de huit électrons dans leur couche externe et de remplir ainsi leur couche électronique insaturée.*

*Une liaison covalente est soit :*

*simple (un seul doublet formé d'un électron de chaque atome, p. ex.  $H_2$ );*

*double (deux doublets formés de quatre électrons, p. ex.  $O_2$ );*

*triple (trois doublets formés de six électrons, p. ex.  $N_2$ ).*

3. Écris la formule chimique de chacun des composés covalents suivants.

a) monoxyde de carbone    CO

b) trifluorure d'azote    NF<sub>3</sub>

c) tétrafluorure de carbone    CF<sub>4</sub>

d) oxyde de dihydrogène    H<sub>2</sub>O

e) dioxyde de soufre    SO<sub>2</sub>

f) trisulfure de diphosphore    P<sub>2</sub>S<sub>3</sub>

4. Nomme les composés covalents suivants.

a) CCl<sub>4</sub>    tétrachlorure de carbone

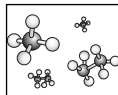
b) NO<sub>3</sub>    trioxyde d'azote

c) CS<sub>2</sub>    disulfure de carbone

d) NO    monoxyde d'azote

e) CO<sub>2</sub>    dioxyde de carbone

f) PCl<sub>3</sub>    trichlorure de phosphore



## ANNEXE 13 : Expérience – La conservation de la masse

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

### But

Déterminer s'il y a conservation de la masse pendant une réaction chimique.

### Hypothèse

Y a-t-il conservation de la masse pendant une réaction chimique? Explique ta réponse en prédisant les résultats de la partie A et de la partie B de l'expérience.

### Matériel

- balance
- fiole d'Erlenmeyer (125 ml)
- comprimé d'Alka-Seltzer
- ballon
- eau tiède (25 ml)

### Démarche

PARTIE A : Système ouvert

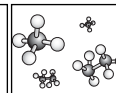
1. Avant la réaction chimique, établis la masse de la fiole d'Erlenmeyer et de l'eau (25 ml), ainsi que d'un comprimé d'Alka-Seltzer en entier. Note les résultats.
2. Laisse tomber le comprimé d'Alka-Seltzer dans l'eau et agite doucement le tout jusqu'à la fin de la réaction.
3. Après la réaction, établis de nouveau la masse de l'ensemble (fiole d'Erlenmeyer, eau et comprimé). Note les résultats.

PARTIE B : Système fermé

1. Avant la réaction chimique, établis la masse de la fiole d'Erlenmeyer et de l'eau (25 ml), ainsi que d'un comprimé d'Alka-Seltzer entier et du ballon. Note les résultats.
2. Laisse tomber le comprimé d'Alka-Seltzer dans l'eau et enfile rapidement le ballon sur l'ouverture de la fiole. Agite doucement le tout jusqu'à ce que le ballon soit gonflé et que la réaction soit terminée.
3. Après la réaction, établis de nouveau la masse de l'ensemble (fiole d'Erlenmeyer, eau, comprimé et ballon fixé à la fiole). Note les résultats.

### Observations

	Masse avant la réaction	Masse après la réaction
Système ouvert		
Système fermé		



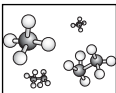
## ANNEXE 13 : Expérience – La conservation de la masse (suite)

### Analyse des résultats

1. Compare la masse des réactifs et de la fiole avant la réaction avec la masse des produits et de la fiole après la réaction, dans le système ouvert (partie A). Explique tes résultats.
2. Compare la masse des réactifs et de la fiole avant la réaction avec la masse des produits et de la fiole après la réaction, dans le système fermé (partie B). Explique tes résultats.
3. Tes résultats viennent-ils confirmer le principe de la conservation de la masse? Explique ta réponse. Si tes résultats ne le confirment pas, quelles seraient les sources d'erreur possibles?
4. Des substances qui entrent en réaction produisent de nouvelles substances. Qu'est-il arrivé aux réactifs? Ont-ils disparu? De nouveaux atomes ont-ils été créés lorsque les nouvelles substances ont été produites?
5. La matière peut-elle être créée? détruite? modifiée? Les gaz ont-ils une masse? Si oui, comment la mesurer?

### Conclusion

Y a-t-il conservation de la masse pendant une réaction chimique? Explique ta réponse.



## ANNEXE 14 : La conservation de la masse – Renseignements pour l'enseignant

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

### Conseils d'ordre général

1. Il faut prendre certaines précautions car la quantité de gaz produite pendant la réaction pourrait propulser le ballon de la fiole d'Erlenmeyer.
2. Ne pas employer de l'eau chaude, ce qui accélérerait la réaction. Les élèves n'auront pas le temps de fixer le ballon sur l'ouverture de la fiole.
3. Afin d'être en mesure de prévoir les résultats, mettre la méthode à l'épreuve avant de demander aux élèves d'exécuter l'expérience. L'enseignant pourra ainsi juger de la quantité d'eau et de la taille du comprimé.
4. Les mesures que prennent les élèves sont parfois inexactes, d'une part, et il se peut que l'équipement ne soit pas bien étalonné, d'autre part. Par conséquent, l'enseignant devrait expliquer aux élèves les sources d'erreur possibles afin qu'ils ne se fassent pas une idée fautive de la conservation de la masse ni ne tirent des conclusions erronées.

### Observations

Les données varieront selon la quantité d'eau, la taille du comprimé, du ballon et de la fiole. Toutefois, tandis que, dans un système ouvert, la masse avant la réaction devrait être plus élevée que la masse après la réaction, dans un système fermé, les deux masses devraient être sensiblement les mêmes.

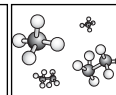
### Analyse des données

Amener les élèves à conclure que les masses étaient différentes dans un système ouvert en raison de la perte de gaz, mais qu'elles étaient les mêmes dans un système fermé, car le gaz ne pouvait pas s'échapper. Quoi qu'il en soit, les élèves devraient reconnaître que, dans toute réaction chimique, la masse des réactifs est toujours égale à la masse des produits. La masse est donc conservée.

En secondaire 1, les élèves ont appris à tirer une conclusion qui explique les résultats d'une étude scientifique. Ils devraient être en mesure d'interpréter leurs observations et d'appuyer ou de rejeter leur hypothèse. C'est aussi lors de l'analyse que les élèves examinent les sources d'erreurs possibles. La conclusion est un bref résumé de la discussion, indiquant si les buts ont été atteints (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 14.11 et 14.12). Si les élèves ont de la difficulté à faire l'analyse et la conclusion par eux-mêmes, les questions qui suivent peuvent leur servir de guide. Il serait cependant souhaitable que les élèves parviennent à faire des analyses et des conclusions par eux-mêmes.

### Réponses

1. Dans le système ouvert, la masse avant la réaction était supérieure à la masse après la réaction parce que le gaz s'est échappé de la fiole d'Erlenmeyer.
2. Dans le système fermé, la masse avant la réaction était égale à la masse après la réaction parce que le ballon fixé à la fiole d'Erlenmeyer empêchait le gaz de s'échapper.
3. Les résultats varieront peut-être. Parmi les sources d'erreur, il pourrait y avoir la balance qui n'aurait pas été bien étalonnée ou bien lue, le ballon mal scellé sur l'ouverture de la fiole, le temps trop long à fixer le ballon sur la fiole ou le ballon qui se serait dégagé de la fiole.
4. Les réactifs se sont transformés en produits. Ils n'ont pas disparu. Les atomes qui les constituaient se sont disposés autrement pour former de nouvelles substances.
5. Selon le principe de la conservation de la masse, la matière ne peut être ni créée ni détruite, seulement modifiée. De nouvelles substances se sont formées à partir des atomes des anciennes.



## ANNEXE 15 : Exercice – Équilibrer des réactions chimiques

Nom : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

1. Traduis les réactions chimiques suivantes sous forme d'équations balancées.

- Le sodium, métal alcalin, se combine avec le chlore, un gaz, pour produire des cristaux de chlorure de sodium.
- Le magnésium à l'état solide entre en réaction avec le chlorure d'hydrogène pour produire une solution de chlorure de magnésium et de l'hydrogène à l'état gazeux.
- L'iodure de potassium entre en réaction avec le sulfure de calcium pour produire du sulfure de potassium et de l'iodure de calcium.
- L'oxyde de lithium se décompose en lithium et en oxygène à l'état gazeux.
- De l'hexahydrure de dicarbone (éthane) entre en réaction avec de l'oxygène à l'état gazeux pour produire du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

2. Exprime verbalement les équations suivantes.

- $\text{Fe}_{(s)} + \text{CuS}_{(aq)} \rightarrow \text{FeS}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$
- $4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
- $\text{BaF}_{2(aq)} + 2\text{LiBr}_{(aq)} \rightarrow \text{BaBr}_{2(aq)} + 2\text{LiF}_{(aq)}$
- $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $2\text{MgO}_{(s)} \rightarrow 2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$

