|  |
| --- |
| **Niveau :** Seconde |
| **Type de ressources :** Exercices |
| **Notions et contenus :**   * Le cortège électronique de l’atome définit ses propriétés chimiques. * Vers des entités plus stables chimiquement. |
| **Capacités exigibles travaillées ou évaluées :**   * Déterminer la position de l’élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l’atome à l’état fondamental. Déterminer les électrons de valence d’un atome (Z ⩽ 18) à partir de sa configuration électronique à l’état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique. Associer la notion de famille chimique à l’existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles. * Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d’un gaz noble. Déterminer la charge électrique d’ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique. * Ecrire la formule des ions sodium et chlorure à partir de leurs noms. * Décrire et exploiter le schéma de Lewis d’une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés (Z ⩽ 18). Associer qualitativement l’énergie d’une liaison entre deux atomes à l’énergie nécessaire pour rompre cette liaison. |
| **Nature de l’activité :** Exercices d’entraînement |
| **Résumé :** Exercices sur les notions de structures électroniques, stabilité des ions et molécules, ainsi que sur la représentation de Lewis. La notion de famille chimique est également abordée.  Un exercice bilan est proposé à la fin. Cet exercice peut faire l’objet d’une évaluation. |
| **Mots clefs** **:** structure électronique, configuration électronique, Lewis, stabilité des ions et de smolécules, famille chimique, formule des ions. |
| **Académie où a été produite la ressource :** Strasbourg |

Physique-chimie

Programme de la classe de Seconde

# Structure électronique et stabilité des atomes - exercices

***Exercice 1 : rappels***

1. Effectuer les conversions suivantes :

120 g = … kg 200 mg = … g 10 fm = … m 2.10-10 m = … fm 50 μL = … mL

1. Effectuer les calculs suivants sans calculatrice :

1. Déterminer la composition du noyau d’azote 13 . Combien d’électrons possèdera l’atome d’azote 13 ? Justifier.

***Exercice 2 : détermination du nombre d’électron de valence à partir d’une configuration électronique***

Déterminer le nombre d’électron de valence des atomes de configuration suivante :

1. 1s2 2s1
2. 1s2 2s2 2p1
3. 1s2 2s2 2p6
4. 1s2 2s2 2p6 3s2
5. 1s2 2s2 2p6 3s2 3p4

***Exercice 3 : lien entre tableau périodique et configuration électronique***

1. Qu’ont en commun les atomes des éléments situés dans une même colonne du tableau périodique ? Même question pour les atomes des éléments situés sur une même ligne.
2. Un atome possède la configuration électronique suivante : 1s2 2s2 2p2. En justifiant, indiquer la position de l’élément chimique correspondant
3. Un élément est situé dans la colonne 2 et la ligne 3. Combien a-t-il d’électrons de valence ?
4. Un élément est situé dans la ligne 2 et la colonne 14. Combien a-t-il d’électrons de valence ?
5. Comparer le nombre d’électrons de valence de deux atomes dont les éléments sont situés l’un au-dessus de l’autre. Même question pour deux éléments côte à côte.
6. Qu’appelle-t-on famille chimique ? Où se situe la famille des gaz nobles dans le tableau périodique et qu’a-t-elle de particulier ?

***Exercice 4 : définitions***

Indiquer si les espèces suivantes sont des molécules, des atomes, des cations ou des anions.

C CO2 O2 CO32- NH4+ Ca2+

***Exercice 5 : formation d’ions et de solide ionique***

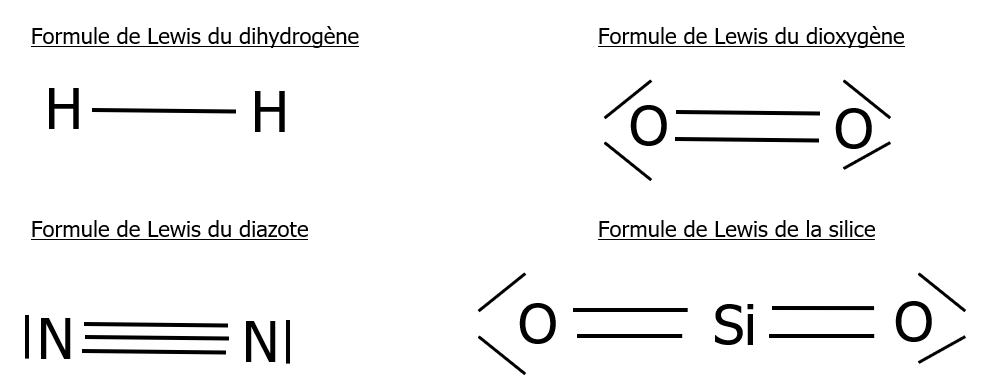
Le béryllium Be est dans la deuxième colonne du tableau périodique et le fluor est dans l’avant dernière colonne.

1. Quelle est la charge électrique de l’ion béryllium ? Justifier.
2. Même question pour l’ion fluorure.
3. Déterminer la formule du solide ionique obtenu en associant ces deux ions.
4. Proposer une formule et un nom pour tous les solides ioniques possibles entre les ions suivants :

Ca2+ Na+ K+ HO- Cl-

***Exercice 6 : formation de molécules et modèle de Lewis***

1. Voici les formules de Lewis de différentes molécules. Justifier leur stabilité.

******

Plus l’énergie de liaison entre deux atomes est faible, plus cette liaison est facile à rompre et donc plus la molécule correspondante est réactive.

1. Au sein des molécules précédentes, quelle est, à priori, la liaison ayant la plus petite énergie de liaison ? Justifier brièvement.
2. Proposer alors une interprétation des expériences de la vidéo suivante (*Source : Chaîne YouTube ExperimentBoy*)

<https://www.youtube.com/watch?v=ivgJyP-wcmU>

Données : configuration électronique de différents atomes

H : 1s1 O : 1s2 2s2 2p4 N : 1s2 2s2 2p3 Si : 1s2 2s2 2p6 3s2 3p2

***Exercice bilan : le chlore***

Le chlore est l’élément de numéro atomique Z = 17. Il est abondant dans la nature, son dérivé le plus important est le « sel de table ». Ce dernier est nécessaire à de nombreuses formes de vie.

Toutefois, il se trouve également dans de nombreuses autres espèces chimiques : certains sels de magnésium, l’ion hypochlorite de l’eau de Javel ou encore dans le dichlore, gaz vert très toxique.

La configuration électronique de l’atome de chlore est 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5.

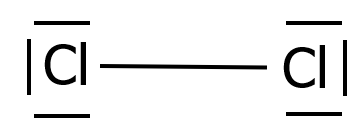
1. Déterminez le nombre d’électrons de valence et la position du chlore dans le tableau périodique des éléments.

Le « sel de table » est un solide ionique de formule NaCl.

1. Comment les chimistes appellent-t-ils le « sel de table » ?
2. En justifiant, établir la formule de l’ion stable que l’atome de chlore peut engendrer.
3. En déduire la charge électrique de l’ion sodium, puis la colonne dans laquelle se situe l’élément sodium.
4. Proposer une formule chimique pour un solide ionique composé de chlore et de magnésium.

*Donnée : le magnésium est dans la deuxième colonne du tableau périodique.*

1. Expliquer pourquoi l’atome de chlore est plus stable quand il fait partie d’une molécule de dichlore, que sous forme d’atome isolé.

*Donnée : représentation de Lewis de la molécule de dichlore*  

# Correction des exercices

***Exercice 1 : rappels***

1. 120 g =120.10-3 kg 200 mg = 200.10-3 g

10 fm = 10.10-15 m 2.10-10 m = 2.10-10 x 1015 = 2.105 fm

50 μL = 50.10-6 L = 50.10-6 x 103 mL = 50.10-3 mL

1. Le noyau d’azote 13 comporte 7 protons et 13-7 = 6 neutrons.

L’atome a autant de proton que d’électron car il est neutre : il a donc 7 électrons.

***Exercice 2 : détermination du nombre d’électron de valence à partir d’une configuration électronique***

Déterminer le nombre d’électron de valence des atomes de configuration suivante :

1. 1s2 **2s1** => 1 électron de valence
2. 1s2 **2s2 2p1** => 3 électrons de valence
3. 1s2 **2s2 2p6**=> 8 électrons de valence
4. 1s2 2s2 2p6 **3s2**=> 2 électrons de valence
5. 1s2 2s2 2p6 **3s2 3p4**=> 6 électrons de valence

***Exercice 3 : lien entre tableau périodique et configuration électronique***

1. Les atomes des éléments situés dans une même colonne ont le même nombre d’électron de valence. Ceux situés dans une même ligne ont la même couche de valence.
2. La couche de valence est la couche 2 : il est dans la deuxième ligne. Il y a 4 électrons de valence (= valence de 4) : il est dans la 14ème colonne.
3. Cet atome a 2 électrons de valence car il est dans la 2ème colonne.
4. Cet atome a 4 électrons de valence car il est dans la colonne 14.
5. Le nombre d’électrons de valence de deux atomes situés l’un au-dessus de l’autre est le même. S’ils sont côte à côte, le nombre d’électrons de valence de l’atome situé à droite est augmenté d’une unité par rapport à celui de l’atome situé à gauche.
6. Une famille chimique est un ensemble d’éléments ayant des propriétés chimiques similaires. La famille des gaz nobles est dans la dernière colonne du tableau. Les éléments de cette famille sont très peu réactifs, ils sont particulièrement stables.

***Exercice 4 : définitions***

C : atome CO2 : molécule O2: molécule CO32- : anion NH4+ : cationCa2+ : cation

***Exercice 5 : formation d’ions et de solide ionique***

1. Si le beryllium est dans la deuxième colonne, alors il doit perdre deux électrons pour avoir la structure électronique du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. Il devient donc l’ion Be2+
2. Le fluor étant dans l’avant dernière colonne, il doit gagner un électron pour avoir la structure électronique du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. Il devient donc l’ion F-
3. Un solide ionique est toujours neutre. Ainsi, le solide formé sera BeF2
4. CaCl2 : chlorure de calcium

Ca(OH)2 : hydroxyde de calcium

NaCl : chlorure de calcium

NaOH : hydroxyde de sodium

KCl : chlorure de potassium

KOH : hydroxyde de potassium

*On peut également imaginer un solide de formule CaClOH*

***Exercice 6 : formation de molécule et modèle de Lewis***

1) H : 1s1 => 1 électron de valence O : 1s2 2s2 2p4 => 6 électrons de valence

N : 1s2 2s2 2p3 => 5 électrons de valence Si : 1s2 2s2 2p6 3s2 3p2=> 4 électrons de valence

Formule de Lewis du dihydrogène Formule de Lewis du dioxygène

O

O

H

H

Formule de Lewis du diazoteFormule de Lewis de la silice

O

O

Si

N

N

Dans le schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène, chaque atome d’hydrogène est entouré de deux électrons de valence (un doublet liant), le sien plus celui partagé par l’autre atome d’hydrogène, comme un atome d’hélium (gaz noble le plus proche de l’hydrogène dans le tableau périodique), ce qui explique la stabilité de cette molécule.

Dans les schémas de Lewis des trois autres molécules, chaque atome est entouré de huit électrons de valence (quatre doublets, liants ou non liants), comme les atomes des gaz nobles les plus proches de ces éléments chimiques dans le tableau périodique, à savoir le néon pour l’azote et l’oxygène, l’argon pour le silicium. Ces molécules sont donc stables.

Toutes ces molécules sont plus stables que les atomes qui les constituent car lorsque ces atomes sont liés au sein de molécules, ils sont entourés du même nombre d’électrons de valence que les atomes des gaz nobles les plus proches dans le tableau périodique, alors que ce qui n’est pas le cas des atomes d’hydrogène, de d’azote d’oxygène et de silicium isolés.

1. Les atomes du dihydrogène sont les seuls liés par une liaison simple : c’est donc à priori la liaison ayant la plus petite énergie de liaison.
2. La liaison entre les deux atomes d’hydrogène étant de faible énergie, le dihydrogène est très réactif et peut donc exploser.

***Exercice bilan : le chlore***

1. L’atome de chlore possède 7 électrons de valence, il est donc dans la 17ème colonne.

Le « sel de table » est un solide ionique de formule NaCl.

1. Le « sel de table » est également appelé « chlorure de sodium ».
2. L’atome de chlore doit gagner un seul électron de valence pour en posséder autant que le gaz noble le plus proche (l’Argon) dans le tableau périodique. Il formera donc l’ion Cl-.
3. Les solides ioniques sont toujours neutres. Si la formule du sel de table est NaCl, alors l’ion sodium est Na+. L’atome de sodium Na a dû perdre un électron pour avoir la configuration électronique du gaz noble Néon, il est donc dans la première colonne.
4. Le magnésium est dans la deuxième colonne du tableau périodique et donnera donc l’ion Mg2+. Il peut former un solide ionique neutre de formule MgCl2 avec le chlore : c’est le chlorure de magnésium.
5. Le nombre d’électrons de valence d’un atome de chlore est égal à 7.

Dans le schéma de Lewis du dichlore, chaque atome de chlore est entouré de huit électrons de valence (quatre doublets d’électrons), soit autant qu’un atome d’argon, gaz noble le plus proche de lui dans le tableau périodique. En effet, l’électron partagé par un atome de chlore avec l’autre atome de chlore permet à ces deux atomes d’être chacun entourés de huit électrons de valence au lieu de sept, soit six électrons de valence qui forment les trois doublets non liants que possède chaque atome de chlore dans cette molécule, et deux électrons constituant le doublet liant les deux atomes de chlore entre eux.

La règle de stabilité est donc respectée dans cette molécule de dichlore, alors que l’atome de chlore isolé ne la respecte pas, car il lui manque un électron pour en posséder autant qu’un atome d’argon.