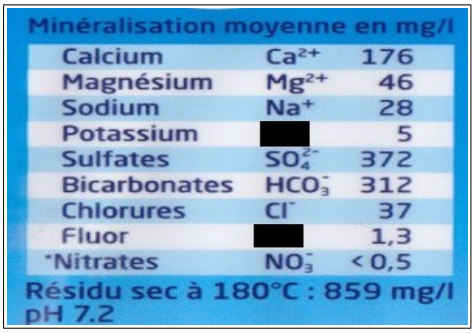
2nde GT Physique-Chimie	**Thème :** Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS	La Salle Avignon Frères des Écoles Chrétiennes

Chapitre 2 : Vers des entités plus stables

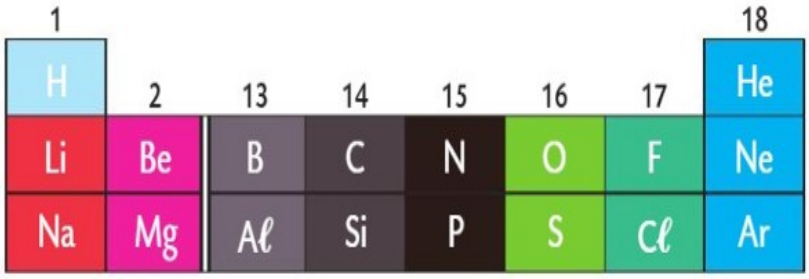
Activité documentaire n°2.2 : Stabilité et ions monoatomiques

Les étiquettes des eaux minérales précisent la formule des principaux ions dissous qu'elles contiennent.
→ **Comment déterminer la charge électrique d'un ion monoatomique à partir du tableau périodique ?**

Document 1 : étiquette d'eau minérale



Document 2 : extrait du tableau périodique



Document 3 : une famille particulière

Les éléments hélium He, néon Ne et argon Ar sont particulièrement stables.
Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments.
Ils se situent dans la **18e colonne** du tableau périodique et appartiennent à la famille **des gaz nobles**.
On y retrouve également le krypton Kr, le xénon Xe et le radon Rn.

Cette stabilité est notamment due à leur **couche de valence, qui présente une particularité** qu'il faudra mettre en évidence dans cette activité.
Contrairement aux atomes de gaz nobles, les autres atomes sont instables.

1. À l'aide du texte et de la classification périodique, **donner** les noms et les symboles des 3 premiers éléments de la famille des gaz nobles et **compléter** le tableau ci-dessous :

Élément	Numéro atomique Z	Configuration électronique de l'atome	Nombre d'électrons de valence
Hélium He	2	$1s^2$	2
Néon Ne	10	$1s^2\ 2s^2 2p^6$	2+6 = 8
Argon Ar	18	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$	2+6 = 8

2. Quelle particularité pouvons-nous observer en ce qui concerne leurs couches de valence ?

Leurs couches de valence sont pleines.

3. **Conclure** en indiquant ce qu'il faut observer dans la configuration électronique d'un atome afin de discuter de sa stabilité.

Afin de discuter de la stabilité d'un atome, il faut observer sa couche de valence dans sa configuration électronique et vérifier si elle est pleine. Un atome dont la couche de valence est pleine est particulièrement stable (c'est le cas des gaz nobles).

Appel n°1 du professeur pour validation

Dans les eaux minérales, nous pouvons retrouver certains éléments sous la forme d'ions monoatomiques dissous. À partir de la règle de stabilité, il est possible de justifier la charge et la formule de ces ions. Nous prendrons ici l'exemple de quelques éléments formant des ions en solution : le magnésium, le potassium et le fluor.

4. **Écrire** la configuration électronique d'un atome de magnésium (symbole : Mg , Z = 12).

Si Z = 12 -> 12 protons, on parle d'un atome (électriquement neutre) donc 12 électrons.

Configuration électronique d'un atome de magnésium : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$

5. **Recopier** la formule chimique de l'ion magnésium présent dans l'eau minérale. (doc 1)
   En déduire si l'ion est formé à partir d'un atome de magnésium ayant perdu ou gagné des électrons. **Préciser** le nombre d'électrons concernés.

Magnésium Mg^{2+}

On voit que l'ion magnésium est chargé positivement (+2 , c'est un cation), il est donc formé à partir d'un atome de magnésium ayant perdu 2 électrons.

6. **En déduire** la configuration électronique de **l'ion** magnésium à partir des questions 4 et 5.

L'ion magnésium possède 12-2 = 10 électrons à répartir pour écrire sa configuration électronique.
Configuration électronique de l'ion magnésium : $1s^2\ 2s^2 2p^6$

7. **Comparer** la configuration électronique de l'ion magnésium avec celle des atomes de gaz nobles étudiés à la question 1. Que pouvons-nous en déduire sur la stabilité chimique de l'ion magnésium ?

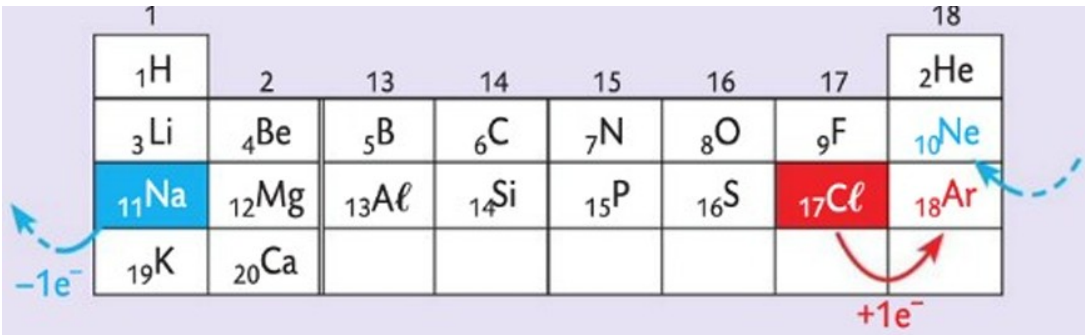
L'ion magnésium a la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche de l'élément magnésium : le néon).

L'ion magnésium a une configuration électronique semblable à celle d'un gaz noble (couche de valence pleine).
De ce fait, on parle d'ion monoatomique **stable**.

8. **Conclure** en expliquant comment la position d'un élément dans le tableau périodique permet de prévoir la charge de l'ion monoatomique qu'il peut former. **Justifier** à l'aide de la configuration électronique.

En fonction de la position de l'élément dans le tableau périodique, on peut prévoir si l'atome va perdre ou gagner des électrons et donc former un cation ou un anion.

L'ion formé doit avoir une configuration électronique semblable à celle d'un gaz noble (couche de valence pleine) traduisant une certaine stabilité chimique.
L'ion formé possède la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche de l'élément.



Appel n°2 du professeur pour validation

9. En suivant le raisonnement précédent, **déterminer** si le potassium (symbole : K) va former en solution un cation ou un anion puis **donner** la formule chimique de cet ion et **justifier** votre réponse à l'aide des configurations électroniques.

Le potassium se situe dans la 4e période et la 1re colonne du tableau périodique. Z = 19

La configuration électronique d'un atome de potassium est : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$

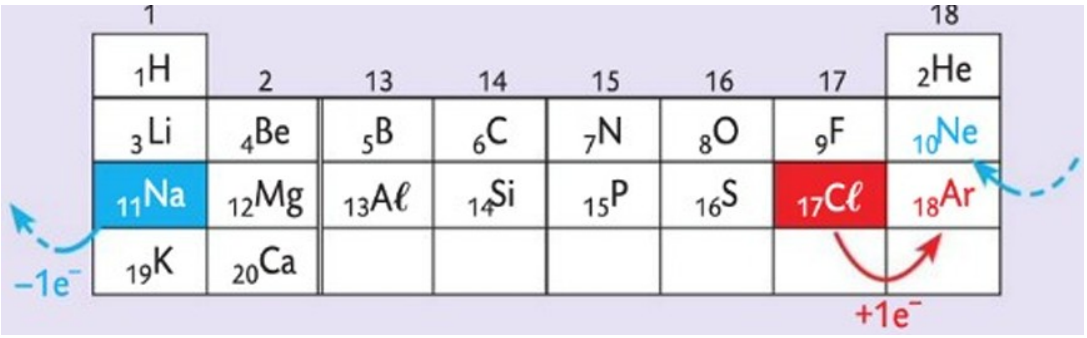
L'atome de potassium peut perdre un électron pour obtenir la même configuration électronique que l'argon dont la configuration électronique est $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$

Il forme donc le cation K^+.

10. En suivant toujours le même raisonnement, **déterminer** si le fluor (symbole : F) va former en solution un cation ou un anion puis **donner** la formule chimique de cet ion et **justifier** votre réponse à l'aide des configurations électroniques.

Le fluor se situe dans la 2e période et la 17e colonne du tableau périodique.

Sa configuration électronique est : $1s^2\ 2s^2 2p^5$ (7 électrons dans la couche de valence)

La couche 2 peut accueillir au maximum 8 électrons.

En gagnant 1 électron, l'atome de fluor peut former l'ion fluorure F^- (anion) et ainsi obtenir une configuration électronique similaire à celle d'un gaz noble (l'ion formé à la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche : le néon).