



Objectif : Comment déterminer la charge d'un ion à partir de sa structure électronique et de sa position dans la classification périodique.

Document 1 : Définition d'un ion monoatomique stable

Les atomes pour devenir stable cherchent à obtenir une structure électronique stable. Une structure électronique stable est une structure avec la dernière couche saturée (c'est-à-dire pleine). Pour obtenir cette configuration électronique les atomes peuvent perdre (ou gagner) un (ou plusieurs) électrons pour former des ions monoatomiques stables. Attention un atome ne peut pas gagner ou perdre plus de 4 électrons.

Lorsque la 1^{ère} couche est complète il y a 2 électrons sur la couche externe ($1s^2$) : c'est la règle du duet.

Lorsque la 2^{ème} ou la 3^{ème} couche sont complètes, il y a 8 électrons sur la couche externe : $(2s)^2(2p)^6$ ou $(3s)^2(3p)^6$ complètes donc 8 électrons : c'est la règle de l'octet.

Document 2 : Les gaz nobles

Parmi tous les atomes de la classification périodique il existe une famille d'éléments qui sont naturellement stables. Ce sont les gaz nobles (Hélium, Néon, Argon et tous les gaz de la dernière colonne) ces atomes ont naturellement leur dernière couche électronique saturée.

Tous les autres éléments essaient de copier leurs structures électroniques en perdant ou gagnant des électrons.

- Les éléments hélium He, néon Ne et argon Ar possèdent une stabilité énergétique remarquable. Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments. Ils appartiennent à la 18^e colonne du tableau périodique et constituent la famille des gaz nobles.
- Les atomes des éléments n'appartenant pas à la 18^e colonne gagnent ou perdent un (ou des) électron(s) pour avoir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche. Par exemple, l'atome de sodium Na perd un électron et forme l'ion Na^+ , et l'atome de chlore Cl gagne 1 électron et forme l'ion Cl^- .

1	2	13	14	15	16	17	18
1H							2He
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca						

Annotations : -1e⁻ (flèche de Na vers Ne), +1e⁻ (flèche de Cl vers Ar)



Document 3 : configuration électronique de quelques éléments

	1	2	3	4	5	6	7	8
Couche 1	H $1s^1$							He $1s^2$
Couche 2	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
Couche 3	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Document 4 : Vidéo explicative

Comment former un ion stable



Questions

1. En vous aidant du tableau du document 2, indiquer les formules chimiques des atomes d'Helium, Néon, fluor, sodium, chlore et magnésium.

2. Dans le tableau en Annexe, réécrire les structures électroniques de l'Helium, du Néon, du fluor, du sodium, du chlore et du magnésium. Ces structures sont données dans le document 3.

Cas des gaz nobles :

3. Pour le cas de l'Hélium et du Néon donner le nombre d'électrons de valences. (compléter le tableau)

4. En utilisant leurs structures électroniques et le document 1. Expliquer pourquoi l'Hélium et le Néon sont considérés comme des éléments stables naturellement ? Existe-t-il un autre élément présenté dans le document 3 qui est lui aussi stable naturellement ?

Cas du Fluor : Vous avez l'exemple de l'oxygène dans le tableau pour répondre aux questions 5 A.B.C.

5.A. Retrouver le nombre d'électrons de valence du fluor (compléter le tableau)

B. Indiquer combien d'électrons doit perdre ou gagner le fluor pour devenir stable. (Compléter le tableau).

C. Indiquer alors la formule de l'ion stable formé par cet ajout (ou perte) d'électrons.

D. Compléter la phrase suivante :

Le fluor a électrons de valence, Pour obtenir une couche de valence identique à celle du gaz noble le plus proche, le, l'atome de fluor doit électron(s). Il forme alors l'ion

Cas du Sodium, Chlore, Magnésium

6. Réaliser les mêmes questions 5A.B.C.D pour le cas du sodium, du chlore et du magnésium et compléter le tableau

7. Que remarquez-vous sur la charge des ions formés par le chlore et le fluor ? Que pouvez vous en déduire sur les charges des ions formés par les atomes d'une même colonne.

8. Retrouve alors les ions formés par les atomes suivants

Li ...	Be ²⁺	B	N ³⁻	O...	F
Na ...	Mg...	Al ³⁺	P	S	Cl

<u>A la fin de la séance je dois savoir :</u>	A	PA	NA
-Déterminer les électrons de valence d'un atome -A partir des électrons de valence et de la règle de l'octet déterminer le nombre d'électrons à gagner ou perdre être stable -Savoir que dans la classification périodique les éléments d'une même colonne forme le même type d'ions -Savoir que la colonne 18 correspond au gaz noble -Savoir que les gaz nobles sont les seuls éléments de la classification périodique stables			

Nom de l'élément	Symbole de l'élément	Structure électronique	Electrons de valence	Nombre d'électrons à gagner ou à perdre pour avoir la dernière couche saturée	Formule de l'ion stable formé
Oxygène	O	$(1s)^2(2s)^2(2p)^4$	6 électrons de valence (sur la couche 2)	L'oxygène va gagner 2 électrons pour remplir sa couche 2.	O^{2-}
Hélium					Ne forme pas d'ion
Néon					Ne forme pas d'ion
Fluor					
Sodium					
Chlore					
Magnésium					

Annexe à compléter