



Physique et Chimie : 3ème Année Collège

Séance 2 (Les atomes et les ions)

Professeur : Mr El GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Structure de l'atome

1-1/ Évolution du modèle de l'atome

1-2/ Constituants de l'atome

1-3/ Le noyau

1-4/ Les électrons

1-5/ Exemples

II- Neutralité électrique d'une atome

III- Formation des ions

3-1/ Définition

3-2/ Cations et anions

3-4/ Ions polyatomiques

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

4-2/ Exercice 2

4-3/ Exercice 3

4-4/ Exercice 4

I- Structure de l'atome

1-1/ Évolution du modèle de l'atome

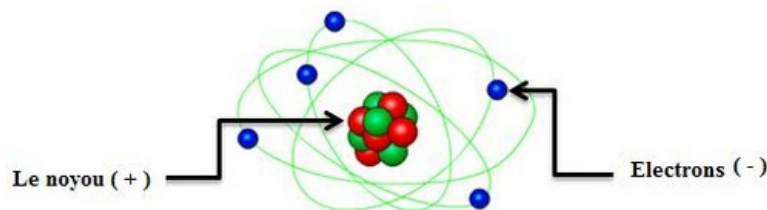
La notion d'atome n'est pas récente, elle est apparue au 5^e siècle avant JC, grâce à Démocrite, philosophe grec. Il considérait que la matière était constituée de petites particules invisibles et insécables (qui ne pouvaient être coupées).

Cette théorie fut oubliée jusqu'au début du 19^e siècle. Alors des scientifiques, Dalton, puis Thomson et enfin Rutherford réaffirment l'existence de l'atome et en démontrent la structure.

Scientifiques	Démocrite et Leucipe	Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr	Physique moderne
« portrait »						
Date de découverte	400 avant JC	1810	1897	1911	1922	
Modèle utilisé	Particules indivisibles « atomos » qui signifie indivisible en grec. (grain de matière, grain de poussière...)	Les atomes sont représentés par des sphères.	Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs "comme des raisins dans un cake".	L'atome est surtout constitué de vide. Au centre de l'atome doit se trouver une masse importante positive (que Rutherford appela noyau). Ce noyau doit être extrêmement petit et dense. L'atome est neutre, il y a autant de charges positives que de charges négatives.	Son travail s'inspira du modèle nucléaire de l'atome de Rutherford, dans lequel l'atome est considéré comme un noyau compact entouré d'un nuage d'électrons. Les charges négatives gravitent autour du noyau comme les planètes autour du soleil.	Un noyau central entouré d'électrons en mouvement. Les électrons n'ont pas un trajet bien défini mais une certaine probabilité de présence.
Schéma du modèle						

1-2/ Constituants de l'atome

Un atome est constitué d'un noyau placé au centre de l'atome qui renferme des charges positives, autour duquel tournent des électrons qui renferment des charges négatives.



1-3/ Le noyau

Placé au centre de l'atome, est chargé positivement.

La forme : le noyau possède une forme sphérique.

Situation : il se situe au centre de l'atome.

Taille : il est environ 100 000 fois plus petit que l'atome auquel il appartient.

Le nombre de charge positives du noyau est représenté par la lettre Z appelé le numéro atomique.

Presque toute la masse de l'atome se trouve dans le noyau.

1-4/ Les électrons

Chaque électron porte une seule charge négative. $q = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{C} = -e$

Ils sont tous identiques.

Ils forment le nuage électronique.

La taille : les électrons sont nettement plus petits que le noyau.

Situation : ils sont mobiles et tournent autour du noyau.

Charge électrique : chaque électron possède une charge électrique négative.

Tous les électrons sont identiques même s'ils appartiennent à des atomes différents.

La masse des électrons est très faible par rapport à celle du noyau.

1-5/ Exemples

Nom de l'atome	Hydrogène	Oxygène	Azote	Carbone
Symbole de l'atome	H	O	N	C
le numéro atomique Z	1	8	7	6
Représentation de l'atome				

Remarque

L'atome est électriquement neutre : le nombre de charges positives du noyau est donc égal au nombre de charges négatives des électrons.

II- Neutralité électrique d'une atome

Un atome est électriquement neutre.

Le nombre de charges positives du noyau est donc égal au nombre de charges négatives des électrons.

Ce nombre est appelé le numéro atomique Z de l'atome; il sert à classer les atomes.

- Charge totale du noyau : $Q_n = +Z \cdot e$.
- Charge totale des électrons : $Q_e = -Z \cdot e$.

Conséquence

Si l'on connaît le nombre de charges positives dans un noyau, on connaît aussi le nombre d'électrons.

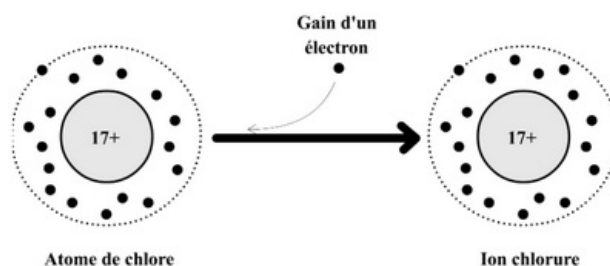
Si l'on connaît le nombre d'électrons on connaît aussi le nombre de charges positives dans le noyau.

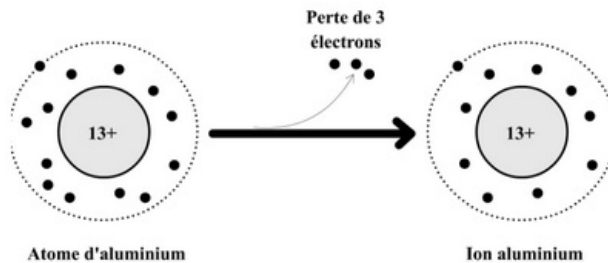
Si un composé porte une charge électrique globalement positive ou négative, il ne s'agit pas d'un atome (il s'agit d'un ion).

III- Formation des ions

3-1/ Définition

Un ion est un atome ou groupe d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.





Remarque

Un ion monoatomique est un atome ayant perdu ou capturé un ou plusieurs électrons.

Un ion polyatomique est un groupe d'atome ayant perdu ou capturé un ou plusieurs électrons.

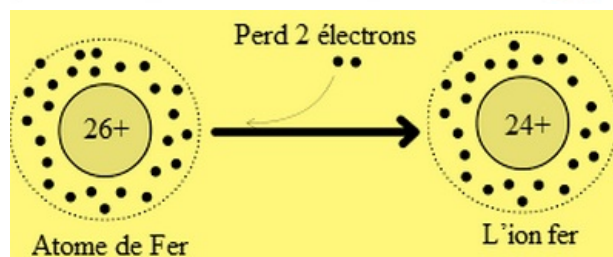
3-2/ Cations et anions

Les cations

Un cation est un ion positif. Il s'agit donc d'atome (ou d'un groupe d'atome) qui a perdu un ou plusieurs électrons.

Exemple : un atome de fer, Fe, ($Z = 26$) perd 2 électrons et devient un ion fer II noté Fe^{2+} .

	Atome de fer, Fe	Ion ferII, Fe^{2+}
Noyau	26 protons	26 protons
Nuage	26 électrons	24 électrons
Charge globale	$(+26e) + (-26e) = 0$	$(+26e) + (-24e) = +2e$

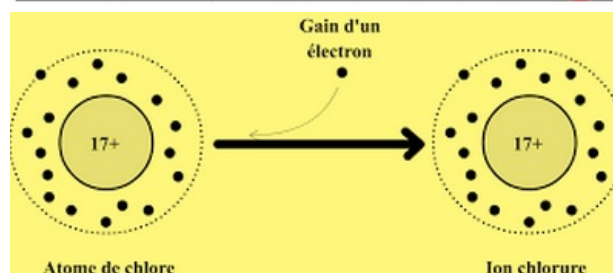


Les anions

Un anion est un ion négatif. Il s'agit donc d'atome (ou d'un groupe d'atome) qui a gagné un ou plusieurs électrons.

Exemple : atome de chlore Cl ($Z = 17$) gagne un électron et devient l'ion chlorure noté Cl^{-} .

	Atome de Chlore Cl	Ion chlorure Cl^{-}
Noyau	17 protons	17 protons
Nuage	17 électrons	18 électrons
Charge	$(+17e) + (-17e) = 0$	$(+17e) + (-18e) = -1e$



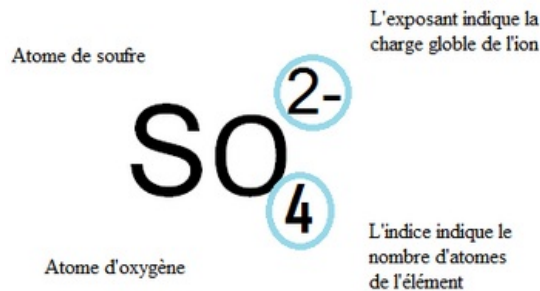
3-4/ Ions polyatomiques

Certains ions sont constitués par l'association de plusieurs atomes de types différents ; dans ce cas, c'est le groupe d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

La charge positive ou négative s'applique à l'ensemble des atomes du groupe.

Exemple

L'ion sulfate SO_4^{2-} groupement formé d'un atome de soufre (S) et 4 atomes d'oxygène (O) ayant gagné 2 électrons.



Autres exemples

Cations		Anions	
Nom	Formule	Nom	Formule
Oxonium	H_3O^+	Hydroxyde	HO^-
Ammonium	NH_4^+	Bromure	Br^-
Sodium	Na^+	Chlorure	Cl^-
Potassium	K^+	Carbonate	CO_3^{2-}
Fer (II)	Fe^{2+}	Cyanure	CN^-
Fer (III)	Fe^{3+}	Dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$
Aluminium	Al^{3+}	Fluorure	F^-
Argent	Ag^+	Hydrogénocarbonate	HCO_3^-
Cuivre (II)	Cu^{2+}	Hypochlorite	$HClO^-$
Zinc	Zn^{2+}	Iodure	I^-
Magnésium	Mg^{2+}	Nitrate	NO_3^-
Plomb	Pb^{2+}	Nitrite	NO_2^-
Etain	Sn^{2+}	Oxalate	$C_2O_4^{2-}$
Or	Au^{3+}	Permanganate	MnO_4^-
Calcium	Ca^{2+}	Phosphate	PO_4^{3-}
Cobalt	Co^{2+}	Sulfate	SO_4^{2-}
Baryum	Ba^{2+}	Sulfite	SO_3^{2-}
Lithium	Li^+	Thiocyanate	SCN^-
Césium	Cs^+	Oxyde	O^{2-}
Chrome (III)	Cr^{3+}	Peroxyde	O_2^{2-}
Nickel	Ni^{2+}	Peroxodisulfate	$S_2O_8^{2-}$
		Tétrathionate	$S_4O_6^{2-}$
		Thiosulfate	$S_2O_3^{2-}$
		Nitrure	N^{3-}

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

Compléter le tableau suivant :

Ion	Symbole de l'atome dont l'ion est issu	Nombre d'électrons perdus ou gagnés	Formule chimique de l'ion	Anion ou cation
Cuivre II		2 perdus		
Fer II		2 perdus		
Fer III		3 perdus		
Chlorure		1 gagné		
Sodium		1 perdu		
Aluminium		3 perdus		

4-2/ Exercice 2

Répondre par Vrai ou Faux :

1. Les électrons sont différents dans les atomes. : _____
2. L'électron a la même masse dans tous les atomes. : _____
3. Dans l'atome, le nombre de charges des électrons est plus grand que le nombre de charges dans le noyau. : _____
4. Le noyau porte une charge négative. : _____
5. La charge électrique des électrons est $+Ze$. : _____
6. Le noyau est la même dans tous les atomes. : _____
7. Les électrons contiennent la matière de l'atome. : _____

Compléter les phrases suivantes :

1. L'atome est constitué de _____ qui sont des petites _____ qui tournent autour du _____ en formant un _____ électronique.
2. Chaque atome est caractérisé par un nombre _____ appelé _____. Il indique aussi le nombre de _____ dans le noyau.
3. Les électrons portent une charge électrique _____ par contre le noyau porte une charge _____ et la charge de l'atome est _____ car il est électriquement _____
4. Le symbole d'électron est _____ et sa charge électrique est _____.

4-3/ Exercice 3

Le numéro atomique d'aluminium Al est $Z = 13$.

1. Déterminer le nombre d'électrons de l'atome d'aluminium.
2. Calculer la charge des électrons des atomes d'aluminium en e et en Colomb.
3. Calculer la charge du noyau de l'atome d'aluminium en termes de e, puis en Colomb.

Dans certaines conditions expérimentales, l'atome d'aluminium perd trois électrons et se transforme en un ion d'aluminium.

4. Écrire la formule des ions d'aluminium et donne-en le type et la nature.

5. Calculer le nombre d'électrons d'ions d'aluminium.
6. Calculer la charge des électrons d'ions d'aluminium en termes de e et de Colomb.
7. Calculer la charge totale d'ion d'aluminium en e et en Colomb.

4-4/ Exercice 4

Le produit de réaction entre le sodium et le chlore est : Le chlorure de sodium NaCl

Au cours de cette réaction un atome de sodium perd un électron en faveur d'un atome de chlore.

Le numéro atomique de l'atome de sodium est $Z = 11$

La charge des électrons de l'ion chlorure est $Q_i(e^-) = -18e$

1. Donner le symbole de l'ion sodium et le symbole de l'ion chlorure.
2. Donner la charge des électrons de l'ion sodium en fonction de e .
3. Donner la charge du noyau de l'ion sodium en fonction de e .
4. Déterminer le nombre d'électrons de l'atome de chlore.
5. Donner la charge du noyau de l'atome de chlore en fonction de e .