

Compétences exigibles

- L'atome a une structure lacunaire (= beaucoup de vide);
- Les électrons forment un nuage, ou cortège, électronique autour du noyau;
- Les électrons se répartissent dans différentes couches électroniques.

Chapitre 9 – Un modèle de l'atome (fin)

(corresponds au chapitre 10 du livre)

1 Quelle est la structure d'un atome ?

1.1 Des charges dans un atome

Un atome est constitué d'un noyau chargé et d'électrons chargés en mouvement désordonné autour de ce noyau.

Dans le système international d'unités, l'unité de charge électrique est le (symbole ...).

La charge électrique ..., de valeur $e = 1,602 \times 10^{-19}$ C, est appelée ; c'est la plus petite charge que l'on peut isoler à l'état libre.

Un proton a une charge électrique ...

Le nombre de proton d'un noyau est noté ...

Un électron a une charge électrique ...

Un atome n'est pas chargé, car il possède autant de que d'..... : il possède ... protons dans son noyau et ... électrons dans son nuage, ou cortège, électronique.

La charge électrique **positive** d'un noyau est donc égale à $Q = \dots$

La charge électrique **négative** du nuage électronique est quant à elle égale à $Q' = \dots$

1.2 Des dimensions spectaculaires dans l'atome

Comme l'a établi l'expérience de RUTHERFORD, l'espace considérable existant entre les électrons d'un atome et son noyau est !

Si on assimile un atome et son noyau à des sphères, les diamètres de ces sphères sont très différents :

- diamètre d'un atome : 10^{-10} m;
- diamètre de son noyau : 10^{-15} m.

Ainsi, un atome est environ **100 000 fois** volumineux que son noyau.

Le volume occupé par un atome est essentiellement constitué de vide : on dit que l'atome a une structure

2 Comment se forment les ions monoatomiques ?

Un ion monoatomique se forme lorsqu'un atome ou un ou plusieurs électrons.

Seul le cortège électronique est modifié; le noyau reste inchangé et garde le même nombre de protons et de neutrons.

Un est un ion de **charge négative**;

Exemple : un atome de chlore Cl qui un électron forme l'anion ...

Un est un ion de **charge positive**;

Exemple : un atome de cuivre CU qui deux électrons forme le cation ...

3 Comment se répartissent les électrons d'un atome ou d'un ion ?

3.1 Les électrons se répartissent en couches

- Les électrons d'un atome ou d'un ion monoatomique se répartissent en notées K, L, M, etc.
- Ces couches électroniques ne peuvent contenir qu'un nombre *limité* d'électrons.

Couche électronique	K	L	M
Nombre maximal d'électrons	2	8	18

Nombre maximal d'électrons des différentes couches électroniques.

- Une couche qui contient son **nombre maximal d'électrons** est dite
- Les électrons entourant le noyau d'un atome ou d'un ion remplissent d'abord la couche ...
- Lorsque la couche K est saturée, les électrons remplissent la couche ...
- Si nécessaire, lorsque la couche L est saturée, les électrons remplissent la couche ...
- etc.

3.2 La formule électronique indique le remplissage des couches

- La d'un atome ou d'un ion monoatomique décrit la répartition de ses électrons sur les différentes couches électroniques.

Exemple : l'aluminium Al :

Structure électronique $K^2 L^8 M^3$

L'atome d'aluminium a donc $2+8+3 = \dots$ électrons, qui se répartissent sur les premières couches.

- Généralisation : pour indiquer la **formule électronique**, on note, dans l'ordre, chaque couche occupée par sa et le nombre d'électrons qu'elle contient par un chiffre en , en haut à droite.

Exemples : Écrire les formules électroniques :

Hydrogène H ($Z = 1$) :

Hélium He ($Z = 2$) :

Lithium Li ($Z = 3$) :

Fluor F ($Z = 9$) :

Néon Ne ($Z = 10$) :

Argon Ar ($Z = 18$) :

3.3 Les électrons dans la couche externe sont moins liés au noyau

- La est la **dernière couche électronique** occupée.
- Les électrons de la couche externe, ou électrons , sont les moins liés au noyau.

4 Correction des exercices du chapitre 9

Modèle de l'atome

9.1 N° 6 p. 160 – Composition du noyau

- $^{12}_6\text{C} \rightsquigarrow 6$ protons, $12 - 6 = 6$ neutrons ;
- $^{16}_8\text{O} \rightsquigarrow 8$ protons, $16 - 8 = 8$ neutrons ;
- $^{35}_{17}\text{Cl} \rightsquigarrow 17$ protons, $35 - 17 = 18$ neutrons.

9.2 N° 7 p. 160 – Notation symbolique

Exercice résolu dans votre livre.

9.3 N° 8 p. 160 – A et Z

- $A = 27$ pour le nombre de nucléons, ou nombre de masse ; pour le nombre de protons, $Z = 27 - 14 = 13$ protons, ou numéro atomique.
- $^{27}_{13}\text{Al}$.

Masse de l'atome

9.4 N° 11 p. 161 – Silicium

- Numéro atomique $Z = 14$ donc 14 protons ; nombre de masse $A = 28$ donc $28 - 14 = 14$ neutrons.
- La masse du noyau est approximativement égale à la masse des nucléons qui le composent, au nombre de $A = 28$:

$$m = A \cdot m_n$$

$$m = 28 \times 1,7 \times 10^{-27}$$

$$m = 4,8 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

9.5 N° 25 p. 163 – L'or

À faire pour lundi !

5 Peut-on prévoir la charge des ions atomiques à partir de la formule électronique de l'atome ?

À quelles règles obéit la charge des ions monoatomiques ?

Doc. 1 – Exemples d'ions monoatomiques présents dans quelques minéraux terrestres

Minéraux	Sylvinite	Corindon	Spodumène
Formule	NaCl, KCl	Al_2O_3	$\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$
Cations	Na^+, K^+	Al^{3+}	$\text{Li}^+, \text{Al}^{3+}$
Anions	Cl^-	O^{2-}	polyatomiques

a. Dresser un tableau à double entrée de 5 colonnes et de 7 lignes, avec en tête de colonne : Atome ; Sodium Na ; Aluminium Al, Oxygène O ; Chlore Cl.

b. En première colonne, sous l'intitulé Atome, ajouter les intitulés Numéro atomique Z ; Nombre d'électrons ; Formule électronique ; Formule chimique de l'ion ; Nombre d'électrons de l'ion ; Formule électronique de l'ion.

c. Les numéros atomiques des atomes considérés (Sodium Na ; Aluminium Al, Oxygène O ; Chlore Cl) valent respectivement 11, 13, 8 et 17. Compléter la deuxième ligne.

d. Compléter toutes les autres lignes. Vérifier au fur et à mesure à l'aide des formules proposées dans le doc. 1.

e. Comparer les couches externes de tous ces ions.

f. Les gaz nobles, comme l'hélium (He : $Z = 2$), le néon (Ne : $Z = 10$) et l'argon (Ar : $Z = 18$) sont très stables. Établir la formule électronique de leurs atomes et comparer ces formules à celles des ions étudiés. Conclure.

6 Exercices du chapitre 9 (fin)

Répartition des électrons

9.6 N° 14 p. 161 – Couche externe

9.7 N° 15 p. 161 – Comparer des couches

9.8 N° 17 p. 161 – Structure électronique