

9. Modèle nucléaire de l'atome

La découverte de la radioactivité à la fin du 19^e siècle a révolutionné la théorie atomique.

Mais qu'est-ce que cette radioactivité, dont tu as déjà entendu parlé, et comment peut-on l'utiliser pour gagner de nouvelles informations sur les atomes ?

9.1. La radioactivité

La radioactivité a été découverte en 1896 par le physicien français Henri Becquerel. Il s'agit d'un rayonnement énergétique naturel émis par certains atomes. Selon la constitution de ces rayonnements, on en distingue 3 types : la radioactivité α , la radioactivité β et la radioactivité γ .

Pour la radioactivité α , le rayonnement consiste en un faisceau de particules minuscules de charge positive appelées « particules α ». La taille d'une particule α est beaucoup inférieure à celle d'un atome. Ce type de radioactivité fournissait aux scientifiques un nouveau moyen d'investigation : ils pouvaient bombarder des atomes avec des particules α . De cette façon, ils espéraient obtenir de nouvelles informations sur la constitution des atomes.



Henri Becquerel

9.2. Le modèle atomique de Rutherford

La plus célèbre de ces expériences fut effectuée par le physicien anglais Ernest Rutherford et ses collaborateurs Hans Geiger et Ernest Marsden. L'exploitation de cette expérience a conduit à l'élaboration d'un nouveau modèle atomique.



Ernest Rutherford

9.2.1. L'expérience de Rutherford

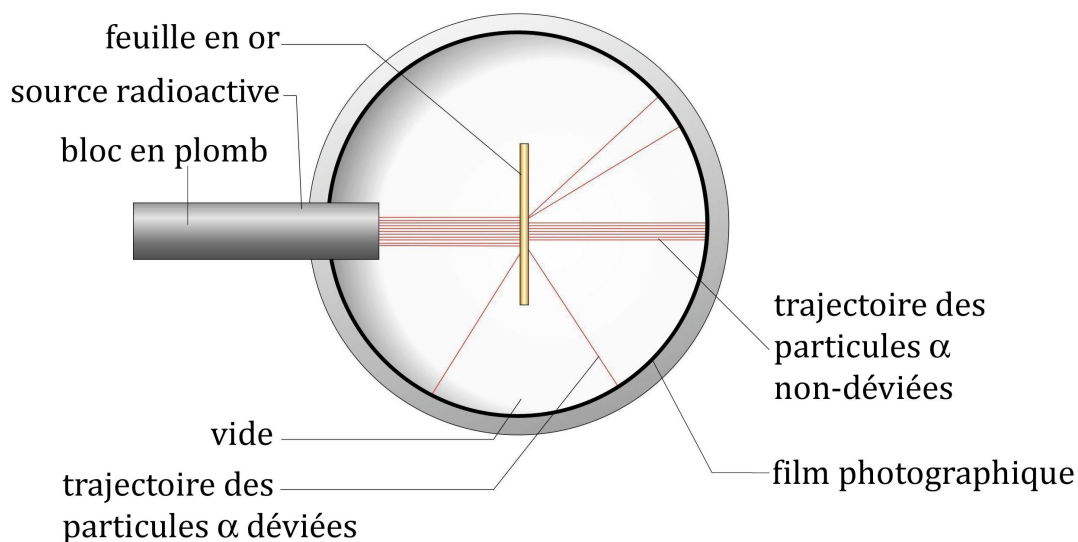
Une source radioactive émettant des particules α est placée dans un bloc en plomb. Ce bloc est doté d'un étroit canal de sortie. Les particules α émises par la source radioactive ne peuvent pas traverser le plomb : elles sortent donc en mince faisceau par ce canal.

Une feuille en or très mince (0,004mm, ce qui correspond à environ 1000 couches d'atomes) est placée dans le faisceau de particules α . Autour de la feuille en or est disposé un film photographique.

Le film photographique permet de déterminer la trajectoire des particules α , car celles-ci noircissent le film photographique au lieu de leur impact.

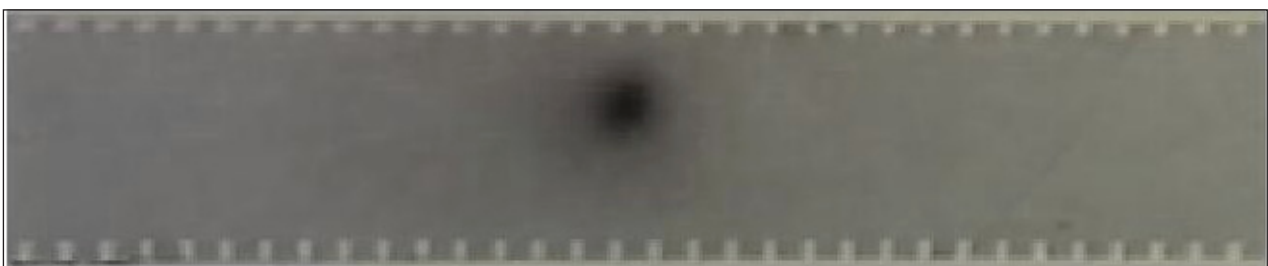
Remarques :

- Rutherford n'utilisait pas de film photographique (qui n'existait pas encore sous cette forme à l'époque), mais un écran de sulfure de zinc pour détecter les impacts des particules α .
- Une reconstruction de cette expérience est disponible sur *myschool*, dans la rubrique « Vidéos et films ».



Le montage expérimental est hermétiquement fermé et mis sous vide (pour minimiser les collisions des particules α avec les molécules de l'air).

Après quelques semaines, le film photographique est développé. Il se présente de la façon suivante :



Nous observons :

- une tache foncée au milieu du film, directement vis-à-vis de l'ouverture du bloc en plomb. Un très grand nombre de particules α ont heurté le film photographique à cet endroit. Nous pouvons donc conclure que la plupart des particules α ont traversé la feuille en or en ligne droite.
- des points noirs répartis sur l'ensemble du film photographique. Une petite partie des particules α est donc fortement déviée, voire réfléctée en arrière au contact de la feuille en or.

Il est cité qu'à vue de ces résultats, Ernest Rutherford constatait : « It is like shooting against a ghost... »

9.2.2. Interprétation et modèle

Comment interpréter les observations faites ?

- La plupart des particules α traversent la feuille en or en ligne droite. Ainsi, nous pouvons conclure que ces particules n'ont pas rencontré d'obstacle au passage à travers l'atome. Ceci est en désaccord avec les modèles atomiques de Dalton et de Thomson : ils imaginaient l'atome comme une sphère de matière compacte. Or tel ne peut pas être le cas, comme la plupart des particules α ont traversé les atomes en ligne droite.

Ainsi, le modèle atomique de Thomson n'est plus valable. Il fallait développer un nouveau modèle sur base de ces nouvelles observations.

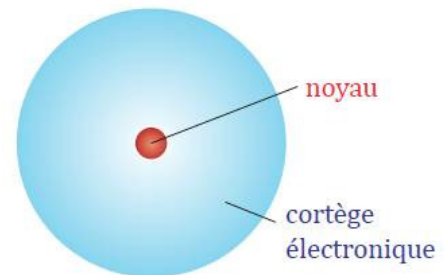
Comme la plupart des particules α n'ont pas rencontré d'obstacle lors qu passage à travers les atomes, il faut conclure que l'**atome** n'est pas compact, mais **essentiellement constitué de vide**.

- Quelques particules α (chargées positivement) ont été fortement déviées voire renvoyés en arrière à la rencontre des atomes d'or. Il faut donc qu'ils aient rencontré un **obstacle**, qui se trouve à l'intérieur de l'atome.

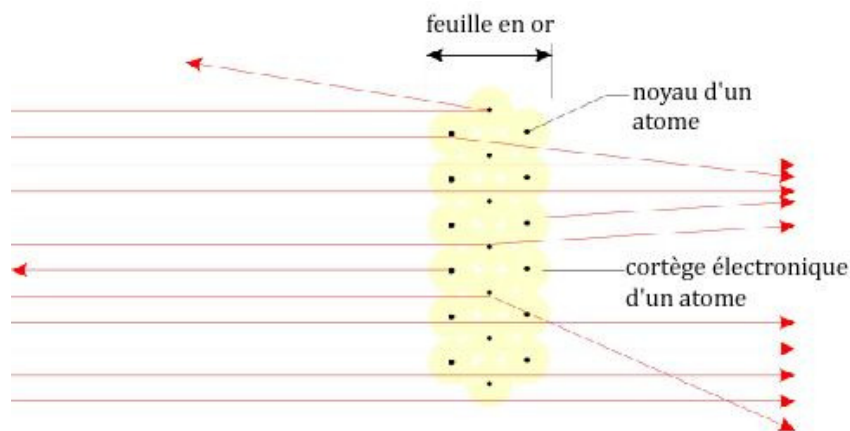
Cet obstacle est **très petit**, car uniquement une petite partie des particules α en ont rencontré un. D'autre part, cet obstacle doit être **chargé positivement**, car il dévie voire renvoie les particules α , chargées positivement. Finalement, il faut que cet obstacle soit **très massif**, comme il est capable de dévier les particules α sans être délocalisé lui-même par ces particules.

Rutherford en conclut que

L'atome est constitué essentiellement de vide, mais il existe un obstacle massif, de très petite taille et chargé positivement à l'intérieur de l'atome. Cet obstacle est appelé le « **noyau atomique** ». La charge positive du noyau est neutralisée par la charge négative des électrons. Les électrons constituent le **cortège électronique** autour du noyau.



Ce modèle permet d'expliquer les résultats de l'expérience :



- La majeure partie des particules α traverse la feuille en or sans rencontrer un noyau atomique : elles traversent la feuille en ligne droite.
- Certaines particules α passent très proche d'un noyau atomique. Comme les particules α et le noyau atomique sont chargés positivement, des forces de répulsion s'exercent entre elles : les particules α sont déviées.
- Quelques particules α heurtent directement un noyau atomique : elles sont renvoyées en arrière à cause des forces de répulsion.

De plus, ce modèle respecte les contraintes antérieures, notamment qu'il est facile d'enlever des électrons à l'atome, mais qu'il est impossible d'en enlever des charges positives. En effet, selon le modèle de Rutherford, les électrons, constituant le cortège électronique, sont facilement accessibles. Les charges positives se trouvent dans le noyau au centre de l'atome : elles sont inaccessibles, et ne peuvent pas être enlevées.

En déterminant le rapport entre les particules α déviées et les particules α qui passent en ligne droite, on peut estimer la taille du noyau : le diamètre du noyau atomique est environ 100000fois inférieur au diamètre de l'atome. Pour bien nous rendre compte de cette différence de taille, imaginons que nous pouvons agrandir un atome à la taille de la Tour Eiffel : le noyau atomique aurait alors la taille d'un noyau de cerise, et il serait situé au niveau de la deuxième étage.

Ainsi, on peut bien conclure que l'atome est presque entièrement **constitué de vide**.

La taille d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m.

Entre les électrons chargés négativement et le noyau chargé positivement s'exercent des forces d'attraction. Ainsi, il se pose la question pourquoi les électrons ne tombent pas sur le noyau.

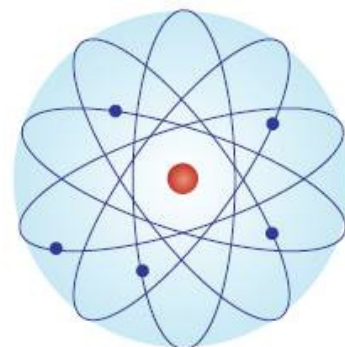
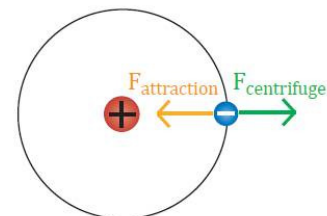
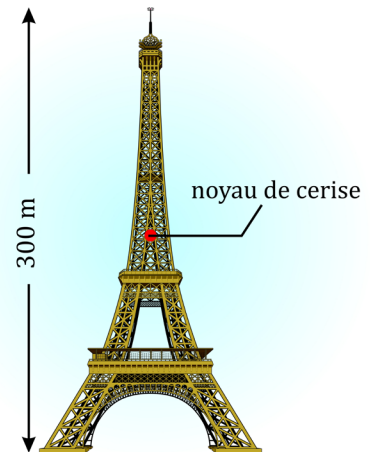
Pour expliquer ceci, on admet que les électrons tournent à grande vitesse autour du noyau. Ainsi, ils sont soumis à une force centrifuge qui s'oppose à la force d'attraction du noyau : les électrons sont en équilibre sur leur orbite, ils restent en mouvement à une certaine distance du noyau.

Ainsi, Rutherford a développé un nouveau modèle atomique :

le **modèle lacunaire de l'atome**

Selon ce modèle, l'atome est donc divisé en deux parties :

- le minuscule noyau central, chargé positivement, dans lequel est concentré presque toute la masse de l'atome, et
- le cortège électronique, formé des électrons tournant autour du noyau, qui délimite la volume de l'atome.



9.3. Les particules élémentaires

Nous savons que les électrons sont les porteurs de la charge élémentaire négative. Nous ne connaissons par contre pas encore les porteurs de la charge positive.

Suite au modèle nucléaire de l'atome de Rutherford, la structure du noyau a été étudiée en détail. En 1919, Rutherford découvrit un des constituants du noyau atomique : le proton, porteur de la charge élémentaire positive (analogue à l'électron, porteur de la charge élémentaire négative).

Or, un noyau ne peut pas être constitué uniquement de protons. En effet, deux ou plusieurs protons se repoussent à cause des forces de répulsion entre charges positives. Ainsi, il faut qu'il y ait dans le noyau atomique un deuxième type de particules qui séparent les protons, garantissant ainsi la stabilité du noyau. Cette particule, dont l'existence a été prouvée expérimentalement en 1932, est appelée le neutron. Le neutron n'a pas de charge électrique.

Nous connaissons maintenant les 3 particules qui constituent l'atome : l'électron, le proton et le neutron. Ces particules sont encore appelées particules élémentaires.

Définition :

On appelle **particules élémentaires** les particules les plus simples qui interviennent dans la structure de l'atome.

Le tableau suivant résume les caractéristiques des particules élémentaires :

particule élémentaire	électron	proton	neutron
symbole	e^-	p^+	n^0
charge élémentaire	-1	+1	0
masse	$0u$ ($9,1 \cdot 10^{-31} \text{kg}$)	$1u$ ($1,673 \cdot 10^{-27} \text{kg}$)	$1u$ ($1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$)
localisation	cortège électronique	noyau	noyau

Les protons et les neutrons forment le noyau, voilà pourquoi on les appelle encore **nucléons**.

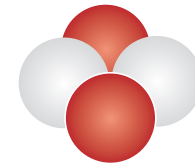


schéma d'un noyau d'hélium, renfermant 2 protons (en rouge) séparés par 2 neutrons (en blanc)

Remarque : l'unité de masse atomique u

Dans le tableau ci-dessus, la masse des particules élémentaires est indiquée en kg et en u (unité de masse atomique). Au départ, il a été défini que $1u$ correspond à la masse d'un atome d'hydrogène, ce qui correspond environ à la masse d'un proton respectivement d'un neutron (cette définition a été légèrement remaniée au cours du temps : aujourd'hui, on admet que $1u$ correspond à $1/12^e$ de la masse d'un atome de carbone).

L'utilisation de l'unité de masse atomique au lieu du kg permet de travailler avec des nombres très simples (à l'inverse de la masse des particules élémentaires exprimée en kg).

La masse de l'électron est négligeable vis-à-vis de la masse du proton et du neutron. Comme ces derniers constituent le noyau atomique, on comprend pourquoi la masse de l'atome est presque entièrement concentrée dans le noyau.

9.4. Structure atomique des éléments

Connaissant maintenant tous les composants de l'atome, nous allons étudier comment se distinguent les atomes des différents éléments.

9.4.1. Le nombre atomique Z

Définition :

Le **nombre atomique Z** correspond au nombre de protons dans le noyau d'un atome.

Tous les atomes d'un élément renferment le même nombre de protons dans leur noyau : Z caractérise donc l'élément.

Dans le tableau périodique, le nombre atomique Z d'un élément est indiqué en bas à gauche du symbole.



Exemples :

- Le nombre atomique de l'élément carbone est 6.
- Le nombre atomique de l'élément fer est 26.

Analysons l'évolution du nombre atomique dans le tableau périodique. Nous constatons que le nombre atomique augmente de 1 en passant d'un élément au suivant.

Le nombre atomique indique la place d'un élément dans le tableau périodique.

Le nombre atomique confirme ainsi l'ordre des éléments dans le tableau périodique.

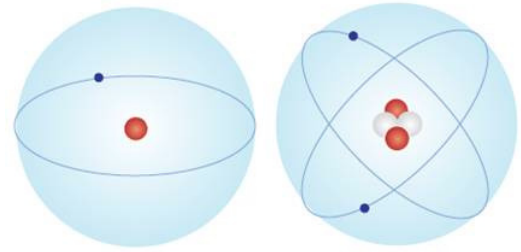
Ici se montre encore une fois l'ingéniosité du tableau périodique de Mendeleïev, qui a, rappelons-le, établi ce tableau en 1869, donc bien avant la découverte des protons!

9.4.2. Le nombre d'électrons

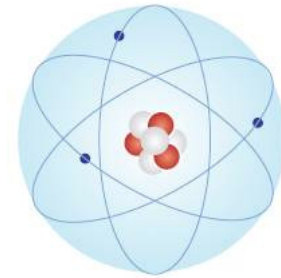
Dans un **atome neutre**, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

Exemples :

- atome d'hydrogène : 1 proton, 1 électron
- atome d'hélium : 2 protons, 2 électrons
- atome de lithium : 3 protons, 3 électrons



atomes d'hydrogène (à gauche) et d'hélium (à droite)



atome de lithium

9.4.3. Le nombre de masse A

Définition :

Le **nombre de masse A** exprime la masse d'un atome donné en u .

Le nombre de masse est indiqué en haut à gauche du symbole de l'élément.



Déterminons la masse d'un atome. Nous savons que la masse d'un atome est égale à la masse totale de ses constituants :

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{protons}} + m_{\text{neutrons}} + m_{\text{électrons}} \quad (1)$$

Nous savons que la masse des électrons est négligeable vis-à-vis de la masse des protons et des neutrons.

D'autre part, un atome donné renferme Z protons. Notons de façon similaire le nombre de neutrons N .

Alors :

$$(1) \Leftrightarrow m_{\text{atome}} = Z \cdot m_{p^+} + N \cdot m_{n^0} \quad m_{p^+} \approx m_{n^0} \approx 1u$$

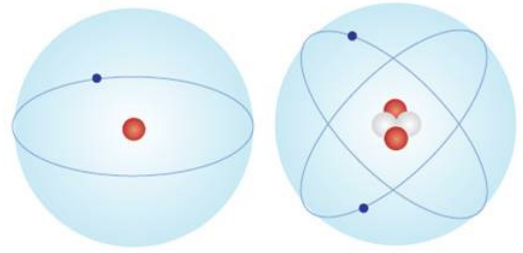
$$m_{\text{atome}} = A$$

$$\Leftrightarrow A = Z \cdot 1 + N \cdot 1$$

$$\Leftrightarrow A = Z + N$$

Exemples :

- ${}^1_1\text{H}$: 1 proton, 0 neutrons, donc $A = 1$
- ${}^4_2\text{He}$: 2 protons, 2 neutrons, $A = 2+2 = 4$
- ${}^7_3\text{Li}$: 3 protons, 4 neutrons, $A = 3 + 4 = 7$



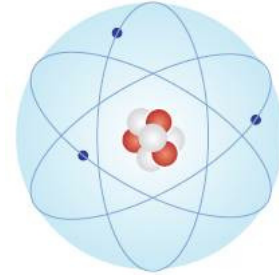
atomes d'hydrogène (à gauche) et d'hélium (à droite)

Inversement, le nombre de neutrons dans un atome se calcule en retranchant le nombre de protons (nombre atomique Z) du nombre de masse A :

$$N = A - Z$$

Exemple :

L'atome ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ renferme 29 protons, et $63-29=34$ neutrons.



atome de lithium

EXERCICE 1 : *

Détermine le nombre atomique des éléments suivants !

- a. oxygène
- b. néon
- c. chlore
- d. cuivre
- e. argent

EXERCICE 2 : *

Détermine le nombre de protons, d'électrons et de neutrons contenus dans les atomes suivants ! Indique également le nom de l'élément !

- a. ${}^{12}_6\text{C}$
- b. ${}^{31}_{15}\text{P}$
- c. ${}^{27}_{13}\text{Al}$
- d. ${}^{40}_{20}\text{Ca}$
- e. ${}^{80}_{35}\text{Br}$
- f. ${}^{201}_{80}\text{Hg}$

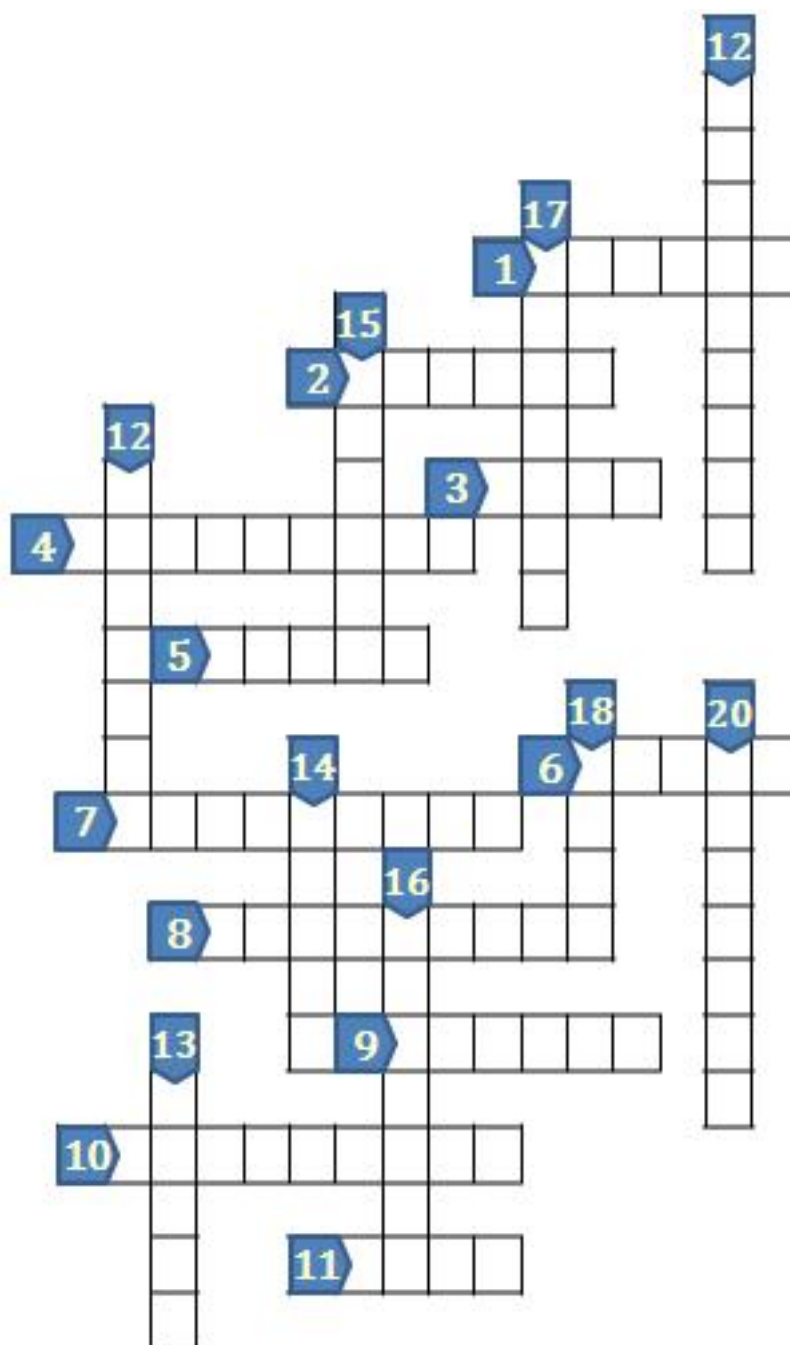
EXERCICE 3 : **

Remplace A et Z par leurs nombres respectifs, et X par le symbole de l'élément !

- ${}^A_Z\text{Be}$ sachant que le nombre de neutrons est 5
- ${}^A_7\text{X}$ sachant que le nombre de neutrons est 7
- ${}^{32}_Z\text{S}$
- ${}^A_Z\text{X}$ sachant que le nombre de protons est 11 et le nombre de neutrons est 12
- ${}^A_Z\text{X}$ sachant qu'il s'agit d'un atome d'or renfermant 118 neutrons

EXERCICE 4 : *

Mots croisés à résoudre à l'aide du T.P.E.

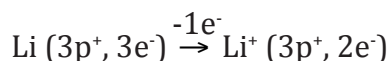


1. élément dont le nombre atomique est 29
2. élément du 6^e groupe principal et de la 3^e période
3. élément du 7^e groupe principal et de la 5^e période
4. élément dont les atomes renferment 12 protons dans leur noyau
5. élément du 4^e groupe principal et de la 6^e période
6. élément de la 4^e période dont le corps simple est un liquide
7. élément dont un atome neutre renferme 25 électrons
8. élément dont les atomes renferment 15 protons dans leur noyau
9. élément dont le nombre atomique est 47
10. élément dont un atome neutre renferme 13 électrons
11. gaz rare de la 2^e période
12. métal alcalino-terreux de la 4^e période
13. halogène de la 2^e période
14. élément du 5^e groupe principal et de la 2^e période
15. métal alcalin de la 3^e période
16. élément dont les atomes renferment 78 protons dans leur noyau
17. élément dont le nombre atomique est 6
18. métalloïde de la 3^e période
19. non-métal du 1^{er} groupe
20. élément dont un atome neutre renferme 80 électrons

9.5. Les ions

Nous savons qu'on peut enlever des électrons à un atome. Lorsqu'un atome initialement neutre perd un électron, il possède plus de protons que d'électrons. En somme, cet atome n'est donc plus neutre, mais il porte une charge électrique positive. Un tel atome est appelé un **cation**. Cette charge positive est indiquée par un signe + en haut à droite du symbole.

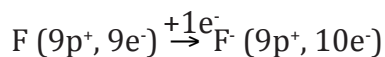
exemple :



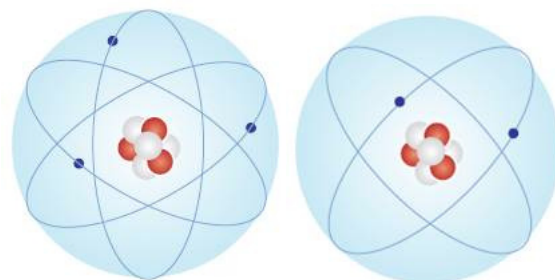
On note sous forme d'une **équation ionique** : $\text{Li} - 1\text{e}^- \rightarrow \text{Li}^+$

Inversement, un atome initialement neutre peut aussi capter un électron. Il possède plus d'électrons que de protons. Cet atome n'est alors plus neutre, mais il porte une charge électrique négative. Un tel atome est appelé un **anion**. Cette charge négative est indiquée par un signe - en haut à droite du symbole.

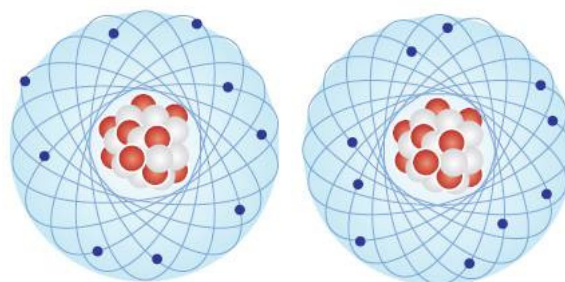
exemple :



équation ionique : $\text{F} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{F}^-$



atome Li neutre (à gauche), cation Li^+ (à droite)



atome F neutre (à gauche), anion F^- (à droite)

En résumé :

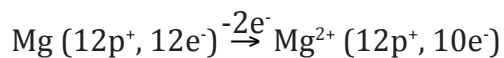
On appelle **ion** un atome chargé électriquement.

Un **cation** est un ion avec une charge électrique positive. Dans un cation, le nombre de protons est supérieur au nombre d'électrons.

Un **anion** est un ion avec une charge électrique négative. Dans un anion, le nombre de protons est inférieur au nombre d'électrons.

Attention ! Pour former un ion, un atome peut uniquement capter ou perdre un électron, mais ne jamais un proton!

Certains atomes peuvent aussi capter ou perdre plus qu'un électron. Le magnésium par exemple peut perdre 2 électrons. Il possède alors 2 protons de plus que d'électrons. On doit en tenir compte lors de la notation de la charge électrique :



équation ionique : $\text{Mg} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$

Les sels minéraux essentiels pour l'homme renferment des ions de différents éléments. Le tableau suivant résume les rôles de quelques ions dans l'organisme humain :

ion	localisation	rôle
K ⁺	cellules nerveuses	transmission du signal nerveux
Na ⁺	cellules nerveuses	transmission du signal nerveux
Ca ²⁺	cellules musculaires	régulation de la contraction musculaire
	os et dents	contribution à la stabilité
Mg ²⁺	cellules musculaires	régulation de la contraction musculaire
Fe ²⁺	globules rouges du sang	transport du dioxygène
Cl ⁻	cellules nerveuses	transmission du signal nerveux
	estomac	constituant de l'acide gastrique
F ⁻	dents	dureté de l'émail des dents

EXERCICE 1 : **

Note l'équation ionique de la formation des ions suivants, et indique le type d'ion (cation ou anion) formé !

- Le chlore capte un électron.
- Le sodium perd un électron.
- Le zinc perd 2 électrons.
- L'aluminium perd 3 électrons.
- Le soufre capte 2 électrons.

Questions de cours

1. Explique pourquoi le modèle atomique de Thomson n'est plus valable après l'expérience de Rutherford !
2. Décris le modèle atomique de Rutherford !
3. Pourquoi les électrons de charge négative ne tombent-ils pas sur le noyau de charge positive ?
4. Quelles sont les 3 particules élémentaires ? Indique pour chaque particule sa masse (en u), sa charge élémentaire et sa localisation dans l'atome !
5. Que sont les nucléons ?
6. Définis « nombre atomique Z » !
7. Quelle est la relation entre le nombre atomique Z d'un élément et sa position dans le tableau périodique ?
8. Définis « nombre de masse A » !
9. Définis :
 - a. ion
 - b. cation
 - c. anion
10. Explique la formation d'un
 - a. cation
 - b. anion

9.6. Check-list

Cette liste sert à contrôler tes connaissances et capacités.

Elle peut être utile pour la préparation du devoir en classe.

Pour les affirmations suivantes, coche la case qui te semble la plus adaptée !

	Je sais, je connais, ...	oui	non
1	Je sais décrire l'expérience de Rutherford.		
2	Je sais interpréter les résultats de cette expérience.		
3	Je sais expliquer pourquoi le modèle atomique de Thomson est insuffisant vis-à-vis des nouvelles découvertes.		
4	Je sais décrire le modèle atomique de Rutherford.		
5	Je connais les différentes particules élémentaires, leurs propriétés et leur position dans l'atome.		
6	Je sais définir le nombre atomique Z.		
7	Je connais la relation entre la composition d'un atome et sa position dans le tableau périodique.		
8	Je sais définir le nombre de masse A.		
9	Je sais déterminer le nombre des différentes particules élémentaires contenues dans un atome donné.		
10	Je sais utiliser le tableau périodique des éléments.		
11	Je sais définir les notions d'ion, de cation et d'anion.		
12	Je sais identifier un cation et un anion.		
13	Je sais expliquer la formation des ions (cations et anions).		
14	Je sais décrire la formation d'un ion par une équation ionique.		

D'autre part, l'étude de ce chapitre t'a permis de travailler les compétences suivantes :

- travailler avec un modèle :
 - comprendre les limites d'un modèle
 - expliquer des faits observables (macroscopiques) à l'aide d'un modèle
- réaliser une démarche scientifique
- appliquer le savoir scientifique acquis
- observer et décrire précisément une expérience, et en interpréter les résultats
- communication : utiliser la langue véhiculaire et la terminologie scientifique