

## 1.1 Le modèle atomique de Rutherford-Bohr **ST STE**

Manuel, p. 28 à 32

### Le modèle de Rutherford (1911) **ST STE**

1. Complétez les phrases suivantes.

- Rutherford s'inspire des modèles atomiques de deux scientifiques, Thomson et Nagaoka.
- Dans son hypothèse initiale, Rutherford pense que l'atome est une sphère pleine.
- Cependant, il déduit de son expérience que l'atome est principalement formé d'espace vide.
- Le modèle atomique de Rutherford représente l'atome comme un noyau formé de protons autour duquel gravitent les électrons sur des orbites électroniques.
- En 1919, Rutherford découvre l'existence de petites particules de charge positive constituant le noyau, qu'il nomme protons.

### La contribution de Bohr (1913) **ST STE**

2. Complétez les phrases suivantes, qui décrivent les lacunes du modèle de Rutherford ayant amené la contribution de Bohr.

Rutherford n'explique pas pourquoi les électrons ne s'écrasent pas sur le noyau, ni pourquoi les protons restent regroupés dans le noyau. Ces deux phénomènes contredisent l'attraction électrique des charges contraires et la répulsion électrique des charges identiques.

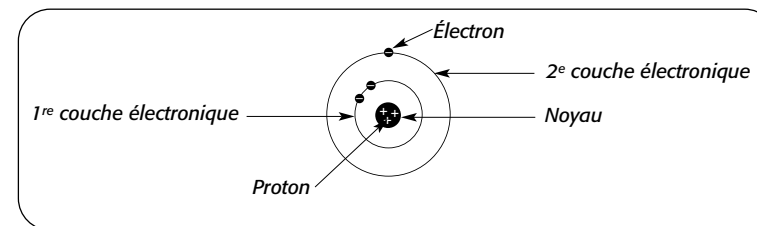
3. Complétez les phrases suivantes, qui résument les conclusions de Bohr.

- Les électrons gravitent sur des orbites précises appelées couches électroniques.
- Les électrons gravitent sur des orbites dont les énergies sont bien définies.
- Un électron est excité par l'absorption d'énergie supplémentaire. L'électricité ou la chaleur peuvent fournir cette énergie.
- Le retour d'un électron à son niveau d'énergie initial libère l'énergie absorbée sous forme de lumière.

- Le modèle de Rutherford-Bohr représente un atome constitué d'un petit noyau contenant des protons de charge positive.
- Le noyau est entouré d'un espace vide.

### Le numéro atomique et la configuration électronique **STE**

4. Dessinez le modèle de Rutherford-Bohr du lithium (Li) dans l'encadré ci-dessous et nommez les différentes composantes de l'élément.



5. Complétez les phrases suivantes.

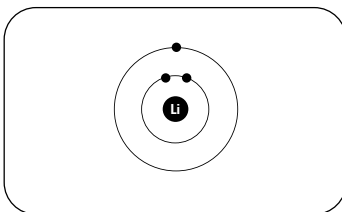
- Le numéro atomique, symbolisé par la lettre  $Z$ , indique le nombre de protons contenus dans le noyau de chaque élément.
- Les atomes sont électriquement neutres car le nombre de protons et le nombre d'électrons sont égaux.
- Plus un électron est situé sur une couche électronique éloignée du noyau, plus son énergie est élevée.
- Au contraire, l'énergie d'un électron qui est situé sur une orbite proche du noyau sera faible.
- La configuration électronique est la répartition des électrons d'un atome sur ses différentes couches électroniques.
- Les atomes possèdent entre une et sept couches électroniques ayant chacune un nombre maximum d'atomes.
- La formule  $2n^2$ , où  $n$  désigne le numéro de la couche électronique, indique le nombre maximum d'électrons que peut contenir une couche électronique.

- h) La première couche électronique est la plus proche du noyau ; elle contient un maximum de 2 électrons.
- i) La deuxième couche peut contenir un maximum de 8 électrons, la troisième 18 et la quatrième 32.

6. Décrivez la configuration électronique de chacun des éléments suivants dans les encadrés ci-dessous et dessinez-la selon le modèle de Rutherford-Bohr.

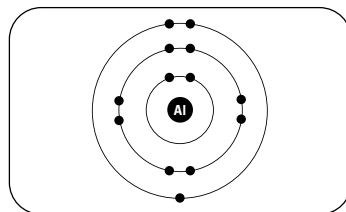
a) Lithium (Li),  $Z = 3$

Configuration : 2, 1



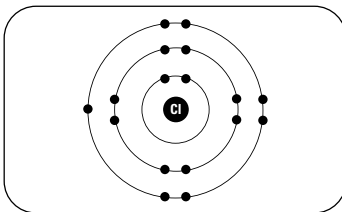
c) Aluminium (Al),  $Z = 13$

Configuration : 2, 8, 3



b) Chlore (Cl),  $Z = 17$

Configuration : 2, 8, 7



## 1.2 Le modèle atomique simplifié et le neutron STE SE

Manuel, p. 33 et 34

1. Définissez les termes suivants.

- a) Modèle atomique simplifié : *Le modèle atomique simplifié présente l'atome comme un noyau formé de protons et de neutrons autour duquel gravitent les électrons sur des couches électroniques.*
- b) Neutrons : *Les neutrons sont des particules neutres (sans charge électrique) qui se trouvent à l'intérieur du noyau avec les protons, auxquels ils se lient très fortement.*
- c) Nucléons : *Les nucléons sont des particules subatomiques situées dans le noyau. Ces particules constituent l'essentiel de la masse de l'atome.*

2. Pour quelle raison James Chadwick a-t-il poussé plus loin ses recherches sur le modèle atomique de Rutherford-Bohr?

*James Chadwick a poussé plus loin ses recherches parce que le modèle atomique de Rutherford-Bohr n'explique pas comment des protons, censés se repousser, peuvent exister dans un espace aussi petit que le noyau (car deux charges de signes identiques se repoussent mutuellement).*

3. Quel est le rôle du neutron à l'intérieur du noyau atomique?

*Les neutrons assurent la cohésion du noyau atomique.*

4. Complétez le tableau suivant en y inscrivant les propriétés de chacune des particules.

Les propriétés des proton, neutron et électron				
Particule	Symbole	Charge	Masse	Position dans l'atome
Proton	p <sup>+</sup>	1 <sup>+</sup>	1,672 × 10 <sup>-24</sup> g	Dans le noyau
Neutron	n <sup>0</sup>	0	1,677 × 10 <sup>-24</sup> g	Dans le noyau
Électron	e <sup>-</sup>	1 <sup>-</sup>	9,109 × 10 <sup>-28</sup> g	Autour du noyau

5. Quelles sont les étapes à suivre pour schématiser la configuration électronique d'un atome à l'aide du modèle atomique simplifié?

*Les étapes pour schématiser un atome sont les suivantes : 1) Représenter, à l'aide d'un petit cercle, le noyau et le nommer à l'aide du symbole chimique de l'élément en question. 2) Tracer les arcs de cercle qui représentent les différentes couches électroniques. 3) Inscrive, sous ces arcs de cercle, le nombre d'électrons qui se trouvent sur chacune des couches électroniques.*

6. Complétez les tableaux suivants en y inscrivant la configuration électronique des éléments énumérés et en les représentant de façon schématisée selon leur configuration électronique.

a) Éléments à 20 électrons et moins

Nom de l'élément (symbole)	Numéro atomique (Z)	Configuration électronique	Représentation selon la configuration électronique de l'élément
Lithium (Li)	Z = 3	2, 1	Li ● ) ) 2 1
Fluor (F)	Z = 9	2, 7	F ● ) ) 2 7
Magnésium (Mg)	Z = 12	2, 8, 2	Mg ● ) ) ) 2 8 2
Aluminium (Al)	Z = 13	2, 8, 3	Al ● ) ) ) 2 8 3
Potassium (K)	Z = 19	2, 8, 8, 1	K ● ) ) ) ) 2 8 8 1

b) Éléments à 21 électrons et plus

Germanium (Ge)	Z = 32	2, 8, 18, 4	Ge ● ) ) ) ) 2 8 18 4
Brome (Br)	Z = 35	2, 8, 18, 7	Br ● ) ) ) ) 2 8 18 7
Rubidium (Rb)	Z = 37	2, 8, 18, 8, 1	Rb ● ) ) ) ) ) 2 8 18 8 1
Étain (Sn)	Z = 50	2, 8, 18, 18, 4	Sn ● ) ) ) ) ) 2 8 18 18 4
Plomb (Pb)	Z = 82	2, 8, 18, 32, 18, 4	Pb ● ) ) ) ) ) ) 2 8 18 32 18 4

### CONCEPT 1.3 La notation de Lewis ST STE SE

Manuel, p. 35

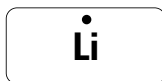
1. Définissez les termes suivants.

- a) Couche périphérique: Niveau d'énergie le plus élevé d'un atome. C'est la dernière couche électronique.
- b) Électrons de valence: Électrons situés sur le niveau d'énergie le plus élevé (ou couche périphérique) d'un atome.
- c) Notation de Lewis: Représentation de l'atome d'un élément par la schématisation des électrons de sa couche périphérique à l'aide de points disposés autour de son symbole chimique.

2. Représentez dans les encadrés les atomes des éléments suivants à l'aide de la notation de Lewis. Indiquez le nombre d'électrons célibataires et de doublets d'électrons que possède chaque atome.

a) Lithium (Li) Z = 3

Représentation :

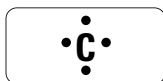


Électrons célibataires:  $\frac{1}{0}$

Doublets d'électrons:  $\frac{0}{0}$

e) Carbone (C) Z = 6

Représentation :

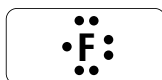


Électrons célibataires:  $\frac{4}{0}$

Doublets d'électrons:  $\frac{0}{0}$

b) Fluor (F) Z = 9

Représentation :



Électrons célibataires:  $\frac{1}{3}$

Doublets d'électrons:  $\frac{3}{3}$

f) Magnésium (Mg) Z = 12

Représentation :

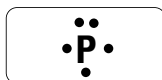


Électrons célibataires:  $\frac{2}{0}$

Doublets d'électrons:  $\frac{0}{0}$

c) Phosphore (P) Z = 15

Représentation :

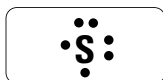


Électrons célibataires:  $\frac{3}{1}$

Doublets d'électrons:  $\frac{1}{1}$

g) Soufre (S) Z = 16

Représentation :

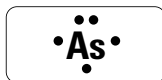


Électrons célibataires:  $\frac{2}{2}$

Doublets d'électrons:  $\frac{2}{2}$

d) Arsenic (As) Z = 33

Représentation :

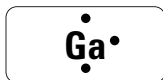


Électrons célibataires:  $\frac{3}{1}$

Doublets d'électrons:  $\frac{1}{1}$

h) Gallium (Ga) Z = 31

Représentation :



Électrons célibataires:  $\frac{3}{0}$

Doublets d'électrons:  $\frac{0}{0}$

## 1.4 Les familles et les périodes du tableau périodique **ST STE**

Manuel, p. 36 à 44

### Les métaux, les non-métaux et les métalloïdes **ST STE**

Complétez les phrases suivantes.

- La catégorie des **métaux** est celle qui regroupe le plus grand nombre d'éléments. Ils sont reconnaissables à leur **reflet vif et brillant**. Ils sont tous **solides** dans les conditions ambiantes, à l'exception du **mercure (Hg)**.
- Les métaux sont brillants, **malléables** et **ductiles**. Ils sont de bons **conducteurs** thermiques et **électriques**, et la plupart réagissent avec les **acides**.
- Les non-métaux sont peu nombreux et se trouvent à l'extrême **droite** du tableau périodique, sauf l'**hydrogène (H)**.
- Dans les conditions ambiantes, 11 des éléments de la catégorie des non-métaux sont à l'état **gazeux**, six sont à l'état **solide** et seul le **dibrome (Br<sub>2</sub>)** est à l'état liquide.
- Les non-métaux solides sont ternes, **cassants** et **non ductiles**; ce sont de bons isolants **électriques** et **thermiques**.
- Les métalloïdes sont généralement **cassants** et **non ductiles**. Ils peuvent conduire l'**électricité**, mais ce ne sont pas de bons **conducteurs thermiques**.
- La catégorie des **métalloïdes** regroupe huit éléments, dont : le **silicium** (Si) et l'**arsenic** (As).

### Les familles du tableau périodique **ST STE**

Complétez les phrases suivantes.

- Les **familles chimiques** sont des groupes d'éléments qui présentent des propriétés **chimiques et physiques** similaires, car les éléments qui les forment ont le même nombre d'**électrons de valence**.
- Le numéro en chiffres **romains** de la colonne correspondant à une famille d'éléments indique le nombre d'**électrons de valence** de ces éléments.
- Les familles 1 (**I** A), 2 (**II** A), 17 (**VII** A) et 18 (**VIII** A) portent des noms particuliers en raison d'une propriété qui les distingue.

- Le seul élément du tableau périodique qui constitue à lui seul une famille est l'**hydrogène (H)**.
- Les **alcalins**, famille 1 (I A), possèdent **un seul** électron(s) de valence. Ils réagissent fortement avec l'**eau** pour former des **bases**. Ce sont des métaux **brillants** et **mous** qui possèdent de bas **points de fusion**.
- Les **alcalino-terreux**, famille 2 (II A), possèdent **deux** électron(s) de valence. Ces métaux **brillants et argentés** sont de bons **conducteurs d'électricité**.
- Les **halogènes**, famille 17 (VII A), sont des **non-métaux** et possèdent **sept** électron(s) de valence. Ces éléments se présentent souvent sous forme de **sels**.
- Le terme « halogène » signifie **générateur de sel**. Les différents états des éléments halogènes à la température ambiante sont l'état **gazeux** : difluor (F<sub>2</sub>) et dichlore (Cl<sub>2</sub>); l'état **liquide** : dibrome (Br<sub>2</sub>); et l'état **solide** : diiode (I<sub>2</sub>) et astate (At).
- Les halogènes réagissent avec l'**hydrogène (H)** pour former des **acides forts**.
- Les **gaz inertes**, « gaz rares » ou « gaz nobles » présentent une très grande **stabilité** chimique et ne forment pas de **composés** chimiques (sauf en laboratoire et dans des conditions particulières). Leur **dernière couche** (couche périphérique) est toujours saturée.
- Les **gaz inertes** sont utilisés dans la fabrication des enseignes lumineuses.
- L'hélium (He) est un **gaz inerte** peu réactif utilisé pour gonfler les ballons dirigeables. L'**argon (Ar)** est utilisé dans la fabrication des ampoules incandescentes.

### Les périodes du tableau périodique **ST STE**

20. Complétez les phrases suivantes.

- Les sept rangées du tableau périodique sont appelées **périodes**.
- Le numéro de la période correspond au nombre de **couches électroniques**.
- En parcourant une période de gauche à droite, on rencontre les éléments suivants : les **métaux**, les **métalloïdes** et les **non-métaux**.

21. Complétez le tableau ci-dessous.

Numéro de la période	Nombre d'éléments appartenant à la période	Numéro de la période	Nombre d'éléments appartenant à la période
1	2	3	8
2	8	4	18

**La conclusion**

9. Selon les résultats que vous avez obtenus dans la partie « Les résultats », diriez-vous que votre hypothèse de départ était juste? Expliquez votre réponse en décrivant l'information nouvelle que vous avez apprise au cours de cette expérience.

*Plusieurs réponses possibles. Exemple: Oui, mon hypothèse de départ était bonne.*

*J'ai compris l'importance qu'ont les isotopes dans le calcul de la masse atomique moyenne: leur abondance relative dans la nature et leur masse influent sur la masse atomique de l'élément.*

10. Imaginez que cette expérience n'a pas été faite avec le centium mais avec un élément réel comme le cuivre (Cu), qui possède lui aussi deux isotopes naturels, et répondez aux questions suivantes.

- a) De quelles données avez-vous besoin pour calculer la masse atomique moyenne du cuivre (Cu)?

*Du nombre de masse de chacun des deux isotopes du cuivre (Cu) et de leur abondance relative.*

- b) Sachant que les deux isotopes du cuivre (Cu) possèdent respectivement 34 et 36 neutrons, écrivez chacun d'eux à l'aide de leur symbole et de leur nombre de masse.

*Cu 63 et Cu 65.*

- c) Quelle est la masse atomique moyenne du cuivre (Cu) si l'abondance relative de l'isotope ayant 34 neutrons est de 69,17 % et que celle de l'isotope ayant 36 neutrons est de 30,83 %? Laissez une trace de votre démarche.

$$\begin{aligned} \text{Masse atomique moyenne du cuivre (Cu)} &= \\ &(\text{Nombre de masse du } {}^{34}_{29}\text{Cu} \times \text{abondance relative du } {}^{34}_{29}\text{Cu}) + \\ &(\text{Nombre de masse du } {}^{36}_{29}\text{Cu} \times \text{abondance relative du } {}^{36}_{29}\text{Cu}) \\ \text{Masse atomique moyenne du cuivre (Cu)} &= (63 \times 69,17\%) + (65 \times 30,83\%) = \\ &43,5771 + 20,0395 \approx 63,62 \text{ u} \end{aligned}$$

Réponse: 63,62 u

- d) Remplissez le tableau suivant à l'aide des données obtenues.

La conclusion				
Isotope	A Abondance relative de chacun des isotopes (%)	B Nombre de masse	C Contribution de chaque isotope à la masse atomique moyenne (colonne A × colonne B)	D Masse atomique moyenne du cuivre (u) (addition des deux résultats de la colonne C)
Cu63	69,17 %	63	43,5771	≈ 63,62 u
Cu65	30,83 %	65	20,0395	

## CONCEPT 1.5 La masse atomique relative et les isotopes STE SE

Manuel, p. 45 à 47

1. Soit les différentes définitions ci-dessous.

**A.** Atomes d'un même élément dont les noyaux ne contiennent pas le même nombre de neutrons. Ils sont présents dans des proportions différentes dans la nature.

**B.** Nombre entier qui correspond à la somme des protons et des neutrons présents dans le noyau d'un atome.

**C.** Masse qui tient compte de la masse relative de chaque isotope d'un élément et de son abondance dans la nature.

**D.** Correspond au douzième ( $\frac{1}{12}$ ) de la masse d'un atome de carbone (C).

**E.** Masse dont la valeur est établie par comparaison avec l'atome de carbone 12, qui sert de valeur étalon.

Quelle définition correspond :

- a) à la masse atomique relative? E  
 b) à l'unité de masse atomique (u)? D  
 c) aux isotopes? A  
 d) à la masse atomique moyenne? C  
 e) au nombre de masse (A)? B

2. Calculez la masse atomique, en grammes, d'un atome des éléments suivants :

- a) Sodium (Na),  $A = 22,99 \text{ u} = 22,99 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = \underline{3,82 \times 10^{-23} \text{ g}}$   
 b) Aluminium (Al),  $A = 26,98 \text{ u} = 26,98 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = \underline{4,48 \times 10^{-23} \text{ g}}$   
 c) Calcium (Ca),  $A = 40,08 \text{ u} = 40,08 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = \underline{6,65 \times 10^{-23} \text{ g}}$

3. De quelles données avez-vous besoin pour calculer la masse atomique moyenne d'un élément?  
*De l'abondance relative de chacun des isotopes dans la nature et de la masse relative de chacun de ces isotopes.*

4. Sachant que plusieurs éléments du tableau périodique possèdent des isotopes, comment pourriez-vous calculer la masse atomique moyenne de ces éléments?  
*En multipliant l'abondance dans la nature d'un isotope par sa masse atomique relative et en additionnant le résultat de chacun des isotopes, on arrive à déterminer la masse atomique moyenne d'un élément.*

5. Vrai ou faux? Si l'énoncé est faux, justifiez votre réponse.

- a) Les isotopes sont des atomes d'un élément qui possèdent tous le même nombre de neutrons, mais un nombre différent de protons.  
*Faux. Les isotopes possèdent le même nombre de protons et un nombre différent de neutrons.*

- b) Plus un élément possède d'isotopes, plus sa masse atomique moyenne est grande.  
**Faux. La masse atomique moyenne d'un élément ne dépend aucunement du nombre d'isotopes, elle dépend de l'abondance relative dans la nature et de la masse atomique de chacun des isotopes.**
- c) Pour connaître le nombre de neutrons que possède un élément, il faut soustraire le numéro atomique (Z) du nombre de masse (A).  
**Vrai.**

6. Trouvez la masse atomique moyenne de chacun des éléments suivants à l'aide du calcul déterminé à la question 4.

a) Magnésium (Mg)

Isotope	Abondance relative (%)
24	78,99
25	10,00
26	11,01
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>24,32 u</b>

d) Chrome (Cr)

Isotope	Abondance relative (%)
50	4,345
52	83,789
53	9,501
54	2,365
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>52,06 u</b>

b) Soufre (S)

Isotope	Abondance relative (%)
32	94,93
33	0,76
34	4,29
36	0,02
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>32,09 u</b>

e) Cobalt (Co)

Isotope	Abondance relative (%)
59	100
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>59 u</b>

c) Argon (Ar)

Isotope	Abondance relative (%)
36	0,3365
38	0,0632
40	99,6003
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>39,99 u</b>

f) Cuivre (Cu)

Isotope	Abondance relative (%)
63	69,17
65	30,83
<b>Masse atomique (u)</b>	<b>63,62 u</b>

## 1.6 La périodicité des propriétés STE

Manuel, p. 48 à 50

1. Complétez la phrase suivante.

La périodicité des propriétés des éléments dans le tableau périodique correspond à la façon dont les propriétés physiques et chimiques des éléments se répètent de façon régulière d'une période à l'autre.

### La périodicité de la masse atomique STE

2. Complétez les phrases suivantes.

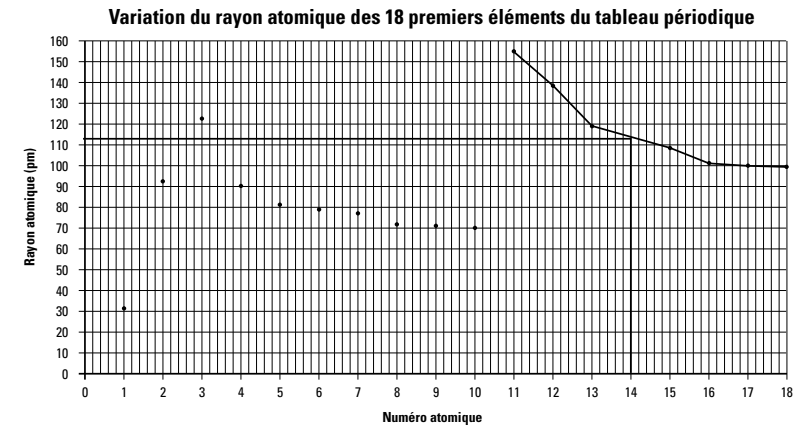
- a) Dans une période, la masse atomique a tendance à augmenter de gauche à droite du tableau.
- b) Le nombre de nucléons (protons et neutrons) augmente avec le numéro atomique, ce qui entraîne une augmentation de la masse atomique.
- c) Dans une famille, la masse atomique a tendance à augmenter de haut en bas. Cela s'explique par le fait que le nombre de nucléons s'accroît du haut vers le bas.

### La périodicité du rayon atomique STE

3. Complétez les phrases suivantes.

- a) Le rayon atomique correspond à la distance qui sépare le noyau de la dernière couche électronique d'un élément. Il indique la taille d'un atome.
- b) Dans une période, la taille des atomes a tendance à diminuer de gauche à droite du tableau. En effet, lorsqu'on se déplace vers la droite du tableau, le numéro atomique augmente; le noyau contient alors plus de protons, ce qui accroît la force d'attraction entre le noyau et les électrons. Il en résulte une diminution du rayon atomique.
- c) Plus le noyau contient des charges positives (ou de protons), plus il attire fortement les électrons vers lui. Par exemple, les électrons d'un atome de chlore (Cl) sont plus près du noyau que ceux d'un atome de sodium (Na).
- d) Dans une famille, la taille des atomes a tendance à s'accroître du haut vers le bas du tableau, car le nombre de couches électroniques augmente.

4. Voici un graphique de la variation du rayon atomique des éléments des trois premières périodes du tableau périodique.



Sachant que cette variation est périodique, estimez la valeur du rayon atomique du silicium (Si), qui a été volontairement omise dans ce graphique. Utilisez l'encadré ci-dessous pour consigner votre démarche.

Deux méthodes sont possibles pour estimer cette valeur, la méthode graphique étant celle qui entraîne le moins d'erreurs. Le silicium (Si) :  $Z = 14$

1) Méthode graphique :

- Tracer une courbe qui relie tous les points de la 3<sup>e</sup> période.
- Tracer une droite verticale issue du point  $Z = 14$ .
- Lire la valeur du rayon atomique du point qui correspond à l'intersection entre la courbe et la droite verticale. Dans le présent cas, la valeur est :  $R(\text{Si}) \approx 112 \text{ pm}$ .

2) Méthode algébrique :

- Estimer la valeur du rayon atomique de l'aluminium (Al) ( $Z = 13$ ) :  $R(\text{Al}) \approx 118 \text{ pm}$ .
- Estimer la valeur du rayon atomique du phosphore (P) ( $Z = 15$ ) :  $R(\text{P}) \approx 106 \text{ pm}$ .
- Calculer la valeur approximative du rayon atomique du silicium (Si) ( $Z = 14$ ) :

$$R(\text{Si}) \approx \frac{R(\text{Al}) + R(\text{P})}{2} = \frac{118 \text{ pm} + 106 \text{ pm}}{2} = \frac{224 \text{ pm}}{2} = 112 \text{ pm}$$

Réponse : 112 pm



**La périodicité de l'électronégativité STE**

5. Complétez les phrases suivantes.

- a) L'électronégativité est une mesure de la force d'attraction qu'un élément exerce sur les électrons d'un autre atome au moment de la formation de composés.
- b) Dans une période, l'électronégativité des atomes a tendance à s'accroître de gauche à droite du tableau. Cela s'explique par le fait que les non-métaux cherchent à gagner des électrons et les attirent avec une force supérieure.
- c) Le fluor (F), un non-métal, attire fortement les électrons de valence du sodium (Na), un métal.
- d) La famille des gaz inertes n'a aucune électronégativité, car aucun de ses éléments n'accepte d'électrons.
- e) Dans une famille, l'électronégativité des atomes a tendance à s'accroître de bas en haut du tableau, car les électrons de valence sont de plus en plus attirés par le noyau puisqu'ils en sont de plus en plus près.

**La périodicité de l'énergie d'ionisation STE**

6. Complétez les phrases suivantes.

- a) L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome.
- b) Les métaux cèdent facilement des électrons, donc leurs électrons de valence sont peu retenus et une faible énergie d'ionisation est nécessaire pour les arracher.
- c) Les non-métaux cherchent à gagner des électrons, donc il faut fournir une forte énergie d'ionisation pour arracher leurs électrons de valence.
- d) Dans une période, l'énergie d'ionisation a tendance à s'accroître de gauche à droite du tableau. La charge positive du noyau augmentant, les électrons de valence sont de plus en plus près du noyau et il faudra fournir une énergie d'ionisation plus forte pour pouvoir les arracher.
- e) Dans une famille, l'énergie d'ionisation a tendance à s'accroître de bas en haut du tableau. Par exemple, les électrons de valence du baryum (Ba) sont plus éloignés du noyau, sur la sixième couche, que ceux du béryllium (Be), situés sur la deuxième couche. Les électrons du baryum (Ba) demandent donc moins d'énergie d'ionisation pour être arrachés que ceux du béryllium (Be).

5. Faites les calculs suivants.

a) Masse d'une mole de clous.

$$6,02 \times 10^{23} \times \text{masse de 1 clou} = 6,02 \times 10^{23} \times 0,83 \text{ g}$$

$$= 5 \times 10^{23} \text{ g.}$$

b) Masse d'un quart de mole de vis.

$$0,25 \times 6,02 \times 10^{23} \times \text{masse de 1 vis} = 0,25 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,58$$

$$= 2,38 \times 10^{23}.$$

### La conclusion

6. Selon les résultats obtenus, diriez-vous que vos hypothèses de départ étaient justes?

*Plusieurs réponses possibles. Exemple : Mon hypothèse A était juste, car, en connaissant la masse des vis dans le pot et la masse d'une seule vis, j'ai pu trouver le nombre de vis dans le pot. En ce qui a trait à l'hypothèse B, ma prédiction était erronée, car elle n'était pas basée sur une démarche scientifique.*

7. Supposons qu'une « molécule » se forme avec un clou et deux vis.

a) Quelle serait la masse d'une « molécule »?

$$\text{La masse d'une « molécule »} = \text{masse de 1 clou} + \text{masse de 2 vis} = 0,83 \text{ g} + (2 \times 1,58 \text{ g})$$

$$= 3,99 \text{ g}$$

b) Combien de molécules pourrait-on former avec 100 vis et 100 clous?

*50 clous se lieraient avec (2 × 50) = 100 vis. On obtiendrait donc 50 molécules et 50 clous ne seraient pas utilisés.*

c) Dans une mole de ces « molécules », combien y aurait-il de moles de clous et de moles de vis?

*Dans une mole de « molécules », il y aurait 1 mole de clous et 2 moles de vis.*

8. Selon vous, comment les scientifiques se servent-ils de la mole et de la masse molaire pour déterminer des nombres et des quantités relatives d'atomes et de molécules? Établissez un lien avec les calculs que vous avez dû faire pour trouver le nombre de vis contenues dans le pot et la masse de clous nécessaire pour avoir le même nombre de vis.

*Plusieurs réponses possibles. Exemple : Les scientifiques se servent de la masse molaire indiquée dans le tableau périodique pour trouver des rapports de proportions. Ils arrivent ainsi à préparer des solutions avec les concentrations molaires désirées. Ils utilisent la même règle mathématique que celle employée ici pour les vis et les clous afin de calculer de manière précise les quantités de réactifs et de produits qui entraînent des réactions chimiques.*

## 1.7 La notion de mole et le nombre d'Avogadro STE SE

Manuel, p. 51 à 54

1. Définissez les termes suivants.

a) Mole : *La mole est une quantité précise de particules qui correspond au nombre d'Avogadro, dont la valeur est de  $6,02 \times 10^{23}$ .*

b) Nombre d'Avogadro ( $N_A$ ) : *Il équivaut à une quantité de  $6,02 \times 10^{23}$  unités et il correspond au nombre d'atomes présents dans exactement 12 g de carbone 12.*

c) Masse molaire atomique (M) : *La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes d'un élément. Elle est exprimée en grammes par mole (g/mol) et sa valeur est identique à celle de la masse atomique dans le tableau périodique.*

### Le dénombrement des particules STE SE

2. En utilisant la formule de conversion, dites combien il y a de molécules dans chacune des quantités suivantes.

a) 5 moles de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ):

$$5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{24} \text{ molécules de } \text{CO}_2$$

b) 355 moles d'acide phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ):

$$355 \times 6,02 \times 10^{23} = 2,14 \times 10^{26} \text{ molécules de } \text{H}_3\text{PO}_4$$

c) 0,7 mole d'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ):

$$0,7 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,21 \times 10^{23} \text{ molécules de } \text{CH}_3\text{COOH}$$

### La masse molaire STE SE

3. Calculez la masse molaire des molécules suivantes.

a) Chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ) = *Na: 22,99 g/mol; Cl: 35,45 g/mol;*

$$\text{masse molaire du NaCl} = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g/mol.}$$

b) Chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) = *N: 14,01 g/mol; H:  $4 \times 1,01$  g/mol;*

$$\text{Cl: } 35,45 \text{ g/mol;}$$

$$\text{masse molaire du } \text{NH}_4\text{Cl} = 14,01 + 4,04 + 35,45 = 53,5 \text{ g/mol.}$$

c) Sulfure de dihydrogène ( $\text{H}_2\text{S}$ ) = *H:  $2 \times 1,01$  g/mol; S: 32,07 g/mol;*

$$\text{masse molaire du } \text{H}_2\text{S} = 2,02 + 32,07 = 34,09 \text{ g/mol.}$$

## CORRIGÉ

## Fiche SAVOIRS

UM 1.7 2/2

4. Calculez le nombre de moles dans chacune des quantités suivantes et consignez vos calculs dans les encadrés ci-dessous.

a) 10 g de fer (Fe):

$$1 \text{ mole de Fe} \rightarrow 55,85 \text{ g}$$

$$n = \frac{10 \text{ g}}{55,85 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol de Fe}$$

b) 49 g d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):

$$1 \text{ mole de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 98,09 \text{ g}$$

$$n = \frac{49 \text{ g}}{98,09 \text{ g/mol}} = 0,50 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

c) 63 g de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ):

$$1 \text{ mole de CaCO}_3 \rightarrow 100,09 \text{ g}$$

$$n = \frac{63 \text{ g}}{100,09 \text{ g/mol}} = 0,63 \text{ mol de CaCO}_3$$

5. Calculez la masse (en grammes) correspondant aux quantités de matière suivantes et consignez vos calculs dans les encadrés ci-dessous.

a) 300 moles de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ):

$$1 \text{ mole de C}_3\text{H}_8 \rightarrow 44,11 \text{ g}$$

$$300 \text{ moles de C}_3\text{H}_8 \rightarrow 300 \text{ mol} \times 44,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 13\,233 \text{ g} = 13,233 \text{ kg}$$

b) 12 moles de nitrate de sodium ( $\text{NaNO}_3$ ):

$$1 \text{ mole de NaNO}_3 \rightarrow 85 \text{ g}$$

$$12 \text{ moles de NaNO}_3 \rightarrow 12 \text{ mol} \times 85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1\,020 \text{ g} = 1,02 \text{ kg}$$

c)  $3 \times 10^{-2}$  moles de dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ):

$$1 \text{ mole de SO}_2 \rightarrow 64,07 \text{ g}$$

$$3 \times 10^{-2} \text{ moles de SO}_2 \rightarrow 3 \times 10^{-2} \text{ moles} \times 64,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,92 \text{ g}$$