



Chapitre D2

Modèle du cortège électronique, tableau périodique et stabilité

Le tableau périodique tel que nous le connaissons aujourd'hui a connu des ajustements depuis que *Dimitri Mendeleïev* en a proposé une première version il y a 150 ans en 1869 (ci-contre, on a indiqué les 18 premiers éléments).

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Mais comment faisons-nous pour classer ces éléments ?

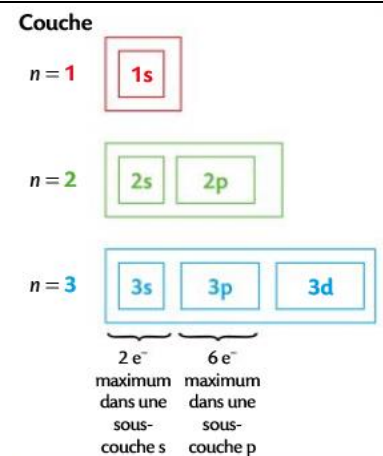
À quoi sert ce tableau ?

Pour le savoir, il faut étudier la façon dont les électrons sont répartis autour des atomes.

Activité 1 : Quel lien entre les électrons et le tableau périodique ?

Document 1 : le cortège électronique

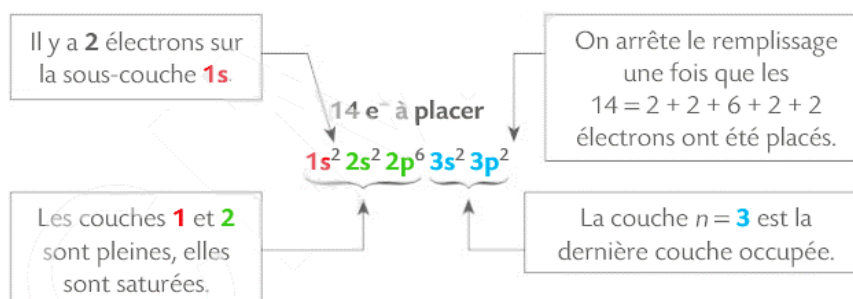
En 1913, le physicien danois N. Bohr propose un modèle atomique dans lequel les électrons d'un atome, dans son état le plus stable dit « fondamental », se répartissent dans des couches électroniques, désignées chacune par un nombre entier n : couche 1, couche 2, couche 3... Chaque couche est divisée en sous-couches pouvant contenir un nombre limité d'électrons : 2 pour la première sous-couche (notée s), 6 pour la 2^e sous-couche (noté p), 10 pour la 3^e sous-couche (notée d)...



Document 2 : la configuration électronique

La configuration électronique d'une entité décrit la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches. Pour les premiers atomes, les sous-couches se remplissent selon un ordre déterminé : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$. Lorsqu'une sous-couche est pleine, on commence à compléter la suivante.

Exemple de la configuration électronique de l'atome de silicium (14 électrons) :



1. Écrire la configuration électronique de l'atome de bore (symbole B, numéro atomique $Z=5$).
2. Écrire la configuration électronique de l'atome d'oxygène (symbole O, $Z=8$).

Vérifier à l'aide du simulateur « Structure électronique » disponible sur www.prof-vince.fr.

3. Écrire la configuration électronique de l'atome de néon (symbole Ne, numéro atomique $Z=10$). Qu'a-t-il de particulier ?



Le tableau périodique ci-dessous contient les 18 premiers éléments.

- À l'aide du tableau périodique disponible en ligne (www.ptable.com), indiquer dans chaque case le numéro atomique. Que remarque-t-on au sujet du classement en fonction de Z ? Quel est le numéro atomique de l'élément placé sous le magnésium Mg ?
- Compléter le tableau périodique à l'aide de la configuration électronique de chacun des atomes correspondant à l'élément chimique indiqué.
- Proposer un nom pour chacun des deux blocs indiqués.
- Utilisation du tableau :
 - Indiquer le point commun des configurations électroniques des atomes des éléments appartenant à une même colonne
 - Indiquer le point commun des configurations électroniques des atomes des éléments appartenant à une même ligne (appelé période).

Pour aller plus loin :

Justifier qu'on ait choisi le mot période pour les lignes.

Pourquoi l'hélium (He) ne devrait-il pas être à la position qu'il occupe dans le tableau ?

- Rédiger une règle qui permet de déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de la configuration électronique de son atome.

	Colonne									
	1	2	3-12	13	14	15	16	17	18	
1	H								He	
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar	

↑ Bloc ↑ Bloc ...

**Activité 2 : Pourquoi l'atome de chlore donne-t-il l'ion Cl^- ?**

La stabilité d'un atome ou d'un ion monoatomique (ou à l'opposé sa réactivité chimique) dépend de la configuration électronique de valence de chacun. On se propose ici de mettre en évidence sur quelques exemples un critère de stabilité d'un atome ou d'un ion monoatomique.

Les éléments appartenant à une même colonne de la classification périodique constituent une famille chimique.

alcalins		alcalino-terreux										Bloc p										gaz nobles																				
Bloc s		Bloc d										halogènes																														
H 1	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10											He 2													
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18																									
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36																									
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54																									
Cs 55	Ba 56	lant 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86																									
Fr 87	Ra 88	act 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Uut 113	Fl 114	Uup 115	Lv 116	Uus 117	Uuo 118																									
																		Bloc f																								
																		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71										
																		Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cs 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103										

Les **gaz nobles** sont situés dans la dernière colonne. Ce sont des gaz incolores et inodores, peu présents dans l'atmosphère terrestre (hormis l'argon présent à 0,93 %). L'hélium est pourtant l'élément chimique le plus abondant dans l'Univers, après l'hydrogène. Ces atomes sont très **stables** et ne forment pas facilement des ions ou des molécules. Les gaz nobles se trouvent donc sous forme atomique dans l'air.

1. Qu'ont en commun les configurations électroniques des atomes des trois premiers gaz nobles ?

Lors d'une transformation chimique, tous les atomes vont chercher à être entourés par autant d'électrons de valence qu'en possède le gaz noble le plus proche de lui dans la classification (au sens du n° atomique le plus proche).

2. Combien manque-t-il d'électron à l'atome de chlore pour avoir autant d'électron de valence que le gaz noble le plus proche de lui ? Est-ce cohérent avec la formule de l'ion chlorure ?
3. En raisonnant avec la règle énoncée ci-dessus, en déduire les formules des ions formés facilement par les atomes suivants.

Atome	Z	Configuration électronique de l'atome	Formule de l'ion correspondant
Lithium : Li	3		
Oxygène : O	8		
Fluor : F	9		
Sodium : Na	11		
Magnésium : Mg	12		
Potassium : K	19		
Hydrogène : H	1		



Activité 2 -partie expérimentale

On souhaite **illustrer** dans cette partie que des atomes d'éléments d'une même famille ont des comportements similaires.

Réalisation de l'expérience

Protocole

Mettre environ 3 mL d'eau du robinet dans un tube à essai ; reposer le tube sur le porte-tube. Introduire dans le tube un morceau de calcium métallique et boucher le tube. Noter vos observations.

Quand la transformation semble terminée, ou si le bouchon saute du fait de la surpression, approcher une allumette enflammée de l'embouchure du tube à essai. Noter vos observations.

- Quel est le gaz qui est apparu ?
- La phénolphaléine permet de mettre en évidence la présence des ions hydroxydes HO^- : si des ions sont présents, alors la solution devient rose.

Réaliser une expérience qui permet de savoir si les ions hydroxydes HO^- sont présents à la fin de la transformation avec le calcium.

Schéma de l'expérience :

Observation :

Conclusion

Exploitation de l'expérience

En chimie, on applique toujours ce principe :

Au cours d'une transformation chimique, les éléments chimiques sont conservés.

1. Compléter les deux cadres vides à l'aide des observations :

Formules des entités UTILISÉES pour la transformation chimique
Ca H ₂ O

Éléments chimiques présents

Formules des entités chimiques mises en évidence après la transformation chimique

2. On utilise aussi un autre principe : ***tout échantillon macroscopique reste neutre quelles que soient les transformations chimiques.*** Utilisez ce principe pour en déduire si l'atome de calcium forme : un anion un cation.
3. En utilisant la formule de l'ion calcium, indiquer combien d'ions HO^- la transformation chimique produit pour chaque atome de calcium.
4. Écrire l'équation de la réaction chimique.

Vérification expérimentale des ressemblances de propriétés chimiques entre le calcium et le magnésium.

Proposer un schéma d'expérience qui permettrait de vérifier expérimentalement que le magnésium réagit comme le calcium avec l'eau.



Appeler le professeur pour lui faire valider.

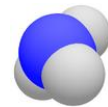
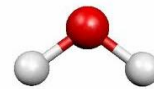
Réaliser l'expérience après accord.

Conclure.

**Activité 3 : Pourquoi la molécule H_3O n'existe-t-elle pas ?**

La molécule d'eau a pour formule brute H_2O .

La molécule d'ammoniac a pour formule brute NH_3 .



1. Compléter le tableau suivant :

élément	Configuration électronique de l'atome	Nombre d'électrons manquant pour avoir une couche de valence pleine (et donc pour stabiliser l'atome)
H (Z=1)		
N (Z=7)		
O (Z=8)		

La molécule d'eau est plus stable que les 2 atomes H et l'atome O isolés.

2. Proposez une explication au fait que la molécule H_2O existe alors que H_3O ou H_4O n'existent pas !

On vous demande donc *un modèle hypothétique qui permet d'expliquer l'existence de ces molécules !*

Par groupe de quatre, vous rédigez et illustrez votre proposition sur une feuille A4 en soignant la présentation.

Vous pouvez aussi vous inspirer de l'exemple de la molécule d'ammoniac NH_3 , qui existe alors que NH_2 et NH_4 n'existent pas.

Lire le paragraphe E du modèle

3. Utiliser le modèle pour trouver le nombre de liaisons que doit former chaque atome suivant pour respecter les règles du duet (pour H) ou de l'octet (pour les autres).

atome	Symbole	Nombre de liaisons à faire pour être stable	Exemple de molécule que vous connaissez ou que vous devinez (mettant en jeu cet atome et un ou plusieurs atomes d'hydrogène)
Hydrogène	H		
Azote	N		
Oxygène	O		
Carbone	C		
Chlore	Cl		
Silicium	Si		
Phosphore	P		
Soufre	S		

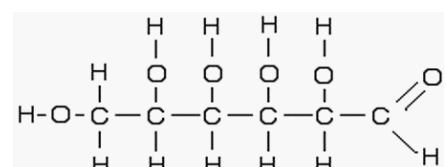
4. Représenter les molécules dont les formules brutes sont les suivantes :

H_2O :	NH_3 (ammoniac)	H_2CO (méthanal) (un aldéhyde)
C_2H_6 (éthane) (hydrocarbure)	CO_2	

Vérifier ensuite vos réponses précédentes avec le simulateur "molécules" disponible sur www.prof-vince.fr

Pour aller plus loin.

Le glucose est un sucre qui est une source d'énergie pour le corps humain. Compléter son schéma de Lewis ci-contre.





Activité 4 : Du microscopique au macroscopique : la mole

1. Dans le chapitre D1, on a calculé le nombre d'atomes d'or, noté N , dans 1,0 g d'or, à partir de la masse d'un atome d'or : $m_{Au} = 3,3 \times 10^{-22}$ g. Refaire ce calcul.
2. a. Sachant que la masse d'une molécule d'eau est environ 10 fois plus faible que la masse d'un atome d'or, y a-t-il plus ou moins de molécules d'eau dans un gramme d'eau que d'atomes d'or dans un gramme d'or ?
b. Calculer la masse d'une molécule d'eau, sachant que l'atome d'oxygène a une masse $m_O = 2,67 \times 10^{-23}$ g et l'atome d'hydrogène a une masse $m_H = 1,67 \times 10^{-24}$ g (c'est la masse d'un proton).
c. Calculer le nombre de molécules d'eau dans 20 g d'eau (occupant un volume de 20 mL).

Quand en chimie on fait des transformations chimiques, on souhaite mélanger juste les entités nécessaires, pour ne pas en perdre... Ainsi, si on veut faire réagir le calcium l'eau (comme dans l'activité 2), il faut savoir combien peser de calcium pour faire réagir avec, par exemple, 20 g d'eau. Il faut alors calculer le nombre d'atome de calcium à utiliser, sachant qu'un atome de calcium réagit avec 2 molécules d'eau.

Les chimistes ont donc besoin de savoir combien d'entités composent un échantillon macroscopique pour faire les transformations chimiques. C'est une des raisons pour lesquelles **les chimistes ont l'habitude de regrouper les entités identiques par "paquet"**. L'autre raison est que le nombre d'entités est énorme et peu commode à utiliser.

Ces paquets s'appellent des moles. La **mole** (symbole **mol**) est ainsi **l'unité de quantité de matière**. Une mole est un **paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités identiques**.

Ce nombre a été initialement déterminé à partir du nombre d'atome de carbone dans 12 g de carbone. En novembre 2018, les unités du Système International, dont la mole, ont été redéfinies. La mole a été définie comme contenant exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités.

3. Calculer le nombre de moles d'or contenues dans **1,0 kg** d'or.
4. Calculer le nombre de moles d'eau contenues dans 20 g d'eau.
5. a. Combien de moles de calcium faudrait-il utiliser pour faire réagir le calcium avec ces 20 g d'eau (rappel : un atome de calcium réagit avec deux molécules d'eau) ?
b. Sachant qu'une mole de calcium a une masse $m_{Ca} = 40$ g, calculer la masse de calcium à prélever.
6. Calculer la masse de sucre dans laquelle on a la même quantité de matière que dans 20 g d'eau.
Donnée : masse d'une molécule de saccharose (entité constituant le sucre) : $m_s = 5,70 \times 10^{-22}$ kg.

Bilan : indiquer si chacune des phrases suivantes est vraie ou fausse :

Une quantité de matière donnée :

- a toujours la même masse quelle que soit l'espèce chimique VRAI FAUX
- a toujours le même volume quelle que soit l'espèce chimique VRAI FAUX
- a toujours le même nombre d'entités quelle que soit l'espèce chimique VRAI FAUX