

# ***PACES***

## **TOUT L'UE1 EN FICHES**

**Atomes, biomolécules, génome,  
bioénergétique, métabolisme**

**Simon Beaumont**

Professeur de biochimie et biologie moléculaire en L1 santé au CAPPEC de Lille.  
Professeur agrégé de chimie en classe préparatoire  
au lycée Sainte Marie de Beaucamps-Ligny.

**Élise Marche**

Professeur de physique-chimie au lycée Pierre-Gilles de Gennes – ENCPB



Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.

Le Code de la propriété intellectuelle du 1<sup>er</sup> juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements

d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour

les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée.

Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du

droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).



© Dunod, 2015

5 rue Laromiguière, 75005 Paris

[www.dunod.com](http://www.dunod.com)

ISBN 978-2-10-072757-5

© Dunod 2011 pour la 1<sup>re</sup> édition

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2<sup>o</sup> et 3<sup>o</sup> a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

# Table des matières

## Chimie générale

### [Atomistique]

Fiche cours	<b>1</b>	L'atome	2
Fiche cours	<b>2</b>	Structure électronique des atomes	5
Fiche cours	<b>3</b>	Classification périodique des éléments chimiques	9
Fiche cours	<b>4</b>	Structure des molécules	11
Fiche QCM	<b>5</b>	QCM	14

### [Thermodynamique]

Fiche cours	<b>6</b>	Le premier principe de la thermodynamique	15
Fiche cours	<b>7</b>	Application du premier principe aux réactions chimiques	17
Fiche méthode	<b>8</b>	Cycles de Born-Haber	20
Fiche cours	<b>9</b>	Enthalpie libre standard de réaction	22
Fiche cours	<b>10</b>	Les équilibres chimiques	25
Fiche QCM	<b>11</b>	QCM	29

### [Chimie des solution aqueuses]

Fiche cours	<b>12</b>	Acides et bases	31
Fiche cours	<b>13</b>	Réactions acides bases	35
Fiche cours	<b>14</b>	Potentiel Hydrogène ( $pH$ )	38
Fiche cours	<b>15</b>	Calculs de $pH$	40
Fiche méthode	<b>16</b>	Calculer le $pH$ d'une solution aqueuse	44
Fiche cours	<b>17</b>	Équilibres de complexation	47
Fiche cours	<b>18</b>	Équilibres de solubilité	49
Fiche QCM	<b>19</b>	QCM	52
Fiche cours	<b>20</b>	Équilibres d'oxydo-réduction	54
Fiche méthode	<b>21</b>	Équilibrer l'équation bilan d'une réaction d'oxydo-réduction	57
Fiche cours	<b>22</b>	Les piles	59
Fiche cours	<b>23</b>	Loi de Nernst	62
Fiche méthode	<b>24</b>	Titrages	64
Fiche QCM	<b>25</b>	QCM	67

### [Cinétique]

Fiche cours	<b>26</b>	Vitesse de réaction	70
Fiche cours	<b>27</b>	Ordre de réaction	72
Fiche cours	<b>28</b>	Autres facteurs cinétiques	76
Fiche cours	<b>29</b>	Mécanismes réactionnels	78
Fiche QCM	<b>30</b>	QCM	80

*[Table des matières]***Chimie organique****[Structure des molécules organiques]**

Fiche cours	<b>31</b>	Nomenclature des molécules organiques . . . . .	84
Fiche méthode	<b>32</b>	Nommer une molécule avec la nomenclature systématique	87
Fiche cours	<b>33</b>	Représentation des molécules organiques . . . . .	89
Fiche cours	<b>34</b>	Isomérie . . . . .	92
Fiche QCM	<b>35</b>	QCM . . . . .	95
Fiche cours	<b>36</b>	Configuration absolue d'un carbone asymétrique	98
Fiche méthode	<b>37</b>	Lire la configuration absolue d'un carbone asymétrique . . . . .	101
Fiche cours	<b>38</b>	Chiralité et activité optique . . . . .	103
Fiche cours	<b>39</b>	Stereoisomérie de configuration . . . . .	106
Fiche méthode	<b>40</b>	Représentation du cyclohexane en conformation chaise	109
Fiche QCM	<b>41</b>	QCM . . . . .	112

**[Réactivité]**

Fiche cours	<b>42</b>	Théorie de l'hybridation . . . . .	114
Fiche cours	<b>43</b>	Effets électroniques . . . . .	116
Fiche méthode	<b>44</b>	Écrire un mécanisme réactionnel . . . . .	119
Fiche cours	<b>45</b>	Intermédiaires réactionnels . . . . .	121
Fiche QCM	<b>46</b>	QCM . . . . .	123

**[Hydrocarbure]**

Fiche cours	<b>47</b>	Alcènes . . . . .	125
Fiche méthode	<b>48</b>	Notion de régiosélectivité et de stéréospécificité	128
Fiche cours	<b>49</b>	Alcynes . . . . .	131
Fiche cours	<b>50</b>	Composés benzéniques . . . . .	133
Fiche QCM	<b>51</b>	QCM . . . . .	137

**[Groupements avec hétéroatome]**

Fiche cours	<b>52</b>	Dérivés monohalogénés – réactions de substitutions nucléophiles . . . . .	139
Fiche cours	<b>53</b>	Dérivés monohalogénés – réactions d'élimination . . . . .	142
Fiche cours	<b>54</b>	Organomagnésiens . . . . .	145
Fiche cours	<b>55</b>	Alcools . . . . .	147
Fiche cours	<b>56</b>	Amines . . . . .	151
Fiche cours	<b>57</b>	Additions nucléophiles sur les dérivés carbonylés . . . . .	154
Fiche cours	<b>58</b>	Réactions d'aldolisation et céto-lisation . . . . .	158
Fiche méthode	<b>59</b>	Tests de reconnaissance des groupes fonctionnels	161
Fiche cours	<b>60</b>	Acides carboxyliques et dérivés d'acide . . . . .	164
Fiche cours	<b>61</b>	Esters . . . . .	167
Fiche cours	<b>62</b>	Autres réactions des dérivés d'acides . . . . .	170
Fiche QCM	<b>63</b>	QCM . . . . .	172

*[Table des matières]***Biochimie****[Les glucides]**

Fiche cours <b>64</b>	Étude des monosaccharides . . . . .	176
Fiche méthode <b>65</b>	Comprendre et lire la représentation de Fischer d'un sucre . . . . .	179
Fiche cours <b>66</b>	Cyclisation des monosaccharides . . . . .	180
Fiche méthode <b>67</b>	Représentation de Haworth et anomérie . . . . .	182
Fiche cours <b>68</b>	Les dérivés des sucres . . . . .	183
Fiche cours <b>69</b>	Les disaccharides . . . . .	186
Fiche cours <b>70</b>	Les polysaccharides homoglycannes . . . . .	188
Fiche QCM <b>71</b>	Les glycosaminoglycannes (GAG) et protéoglycannes . . . . .	189
Fiche cours <b>72</b>	Les glycoprotéines et glycolipides . . . . .	192
Fiche QCM <b>73</b>	QCM . . . . .	194

**[Les lipides]**

Fiche cours <b>74</b>	Les acides gras . . . . .	199
Fiche méthode <b>75</b>	Principaux acides gras saturés et insaturés . . . . .	202
Fiche cours <b>76</b>	Les triglycérides . . . . .	203
Fiche cours <b>77</b>	Le tissu adipeux . . . . .	205
Fiche cours <b>78</b>	Les glycérophospholipides (GPL) . . . . .	207
Fiche cours <b>79</b>	Les dérivés des glycérophospholipides . . . . .	210
Fiche cours <b>80</b>	Les sphingolipides . . . . .	212
Fiche cours <b>81</b>	Le cholestérol . . . . .	215
Fiche cours <b>82</b>	Les sels biliaires et hormones stéroïdiennes . . . . .	218
Fiche cours <b>83</b>	Les lipides messagers dérivés du phosphatidylinositol . . . . .	220
Fiche cours <b>84</b>	Les lipides messagers, les eicosanoïdes . . . . .	222
Fiche cours <b>85</b>	Les lipides circulants . . . . .	226
Fiche QCM <b>86</b>	QCM . . . . .	229

**[Les protéines]**

Fiche cours <b>87</b>	Les acides aminés . . . . .	235
Fiche cours <b>88</b>	Les dérivés des acides aminés . . . . .	238
Fiche cours <b>89</b>	Les peptides . . . . .	242
Fiche cours <b>90</b>	Structure tridimensionnelle des protéines . . . . .	247
Fiche cours <b>91</b>	Les hémoprotéines . . . . .	251
Fiche cours <b>92</b>	Les immunoglobulines . . . . .	257
Fiche QCM <b>93</b>	QCM . . . . .	263

**[Enzymologie]**

Fiche cours <b>94</b>	Fonctionnement des enzymes . . . . .	268
Fiche cours <b>95</b>	Étude cinétique des enzymes . . . . .	270
Fiche cours <b>96</b>	Les effecteurs . . . . .	274
Fiche cours <b>97</b>	Régulation enzymatique . . . . .	278
Fiche cours <b>98</b>	Les enzymes allostériques . . . . .	281
Fiche QCM <b>99</b>	QCM . . . . .	287

**[Table des matières]****[Métabolisme]**

Fiche cours	<b>100</b>	La glycolyse	293
Fiche cours	<b>101</b>	La néoglucogénèse	296
Fiche cours	<b>102</b>	Le métabolisme du glycogène	300
Fiche cours	<b>103</b>	Le cycle de Krebs	303
Fiche cours	<b>104</b>	La lipolyse et la $\beta$ -oxydation	307
Fiche cours	<b>105</b>	Métabolisme des acides aminés	310
Fiche cours	<b>106</b>	Métabolisme de quelques acides aminés	312
Fiche cours	<b>107</b>	Élimination de l'azote	319
Fiche QCM	<b>108</b>	QCM	321

**Biologie moléculaire****[Structure et métabolisme des acides nucléiques]**

Fiche cours	<b>109</b>	La structure des nucléotides	328
Fiche cours	<b>110</b>	Métabolisme des nucléotides puriques	334
Fiche cours	<b>111</b>	Métabolisme des nucléotides pyrimidiques	338
Fiche QCM	<b>112</b>	QCM	340

**[Structure et réplication de l'ADN]**

Fiche cours	<b>113</b>	Structures de l'ADN	343
Fiche cours	<b>114</b>	Structure de chromatine	348
Fiche cours	<b>115</b>	La réplication	350
Fiche QCM	<b>116</b>	QCM	353

**[Événements sur l'ADN et techniques d'analyse]**

Fiche cours	<b>117</b>	Lésions de l'ADN	357
Fiche cours	<b>118</b>	Réparations de l'ADN	360
Fiche cours	<b>119</b>	Instabilité de l'ADN	364
Fiche cours	<b>120</b>	Le génome humain	367
Fiche cours	<b>121</b>	Organisation des gènes	370
Fiche cours	<b>122</b>	Les outils et les techniques de biologie moléculaire	372
Fiche QCM	<b>123</b>	QCM	375

**[De l'ADN à l'ARN : la transcription et sa régulation]**

Fiche cours	<b>124</b>	La transcription	378
Fiche cours	<b>125</b>	La régulation de la transcription – contrôle du site promoteur	382
Fiche cours	<b>126</b>	Contrôle de la transcription – événements sur l'ADN	384
Fiche cours	<b>127</b>	Le contrôle de la transcription – événements sur l'ARNm	386
Fiche QCM	<b>128</b>	QCM	388
Fiche cours	<b>129</b>	La traduction – Le code génétique	392
Fiche cours	<b>130</b>	La traduction – Les différents ARN intervenants	395
Fiche cours	<b>131</b>	La traduction – étapes du mécanisme	399
Fiche QCM	<b>132</b>	QCM	402

Index	408
-------	-----

# [Chimie générale]

## 1. Composition de l'atome

- L'atome est formé d'un noyau central chargé positivement et d'électrons chargés négativement en mouvement autour du noyau.  
La structure de l'atome est lacunaire. Le noyau, dont le diamètre est de l'ordre de  $10^{-15}$  m, concentre l'essentiel de la masse. Les électrons, ponctuels, et dont la masse est pratiquement négligeable, gravitent dans un volume de rayon de l'ordre de grandeur d'un Angström ( $10^{-10}$  m).
- Le noyau est constitué de nucléons :
  - les protons chargés positivement ( $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  coulombs) ;
  - les neutrons, neutres.
- Le numéro atomique ou nombre de charges  $Z$  est le nombre de protons dans le noyau. Le noyau porte une charge positive  $+Ze$ . Le numéro atomique est caractéristique de l'élément chimique :  $Z = 6$  correspond au carbone,  $Z = 17$  au chlore,  $Z = 92$  à l'uranium...  
On connaît environ 130 éléments chimiques dont environ 90 sont naturels.
- Le nombre de masse  $A$  est le nombre total de nucléons dans le noyau. Le noyau comporte donc  $A - Z$  neutrons.
- Deux isotopes (étymologiquement « même place » dans la classification) sont deux atomes de même numéro atomique mais de nombre de masse différent. Ils appartiennent au même élément chimique et ont les mêmes propriétés chimiques.

### Exemple

${}_{17}^{35}\text{Cl}$  et  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$  sont deux isotopes de l'élément chlore.

- La masse molaire atomique moyenne d'un élément s'obtient en faisant la moyenne des masses atomiques des différents isotopes, affectée de leur abondance isotopique.

### Exemple

Dans la nature, le chlore 35 est présent à 75 % et le chlore de 37 à 25 %, la masse molaire moyenne du chlore est  $0,75 \times 35 + 0,25 \times 37 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



- Les électrons gravitent autour du noyau. Chaque électron porte une charge  $-e$ .  
Un atome est neutre, il comporte donc autant de charges positives que de charges négatives, soit autant d'électrons que de protons.

**[ATTENTION]**

Il ne faut pas dire que  $Z$  est le nombre d'électrons, ce n'est pas la définition et ce n'est vrai que pour l'atome.

- Les ions monoatomiques sont formés à partir de l'atome par perte ou gain d'un ou plusieurs électrons.

**Exemple**

L'atome de chlore contient 17 protons, il est neutre et contient donc 17 électrons.

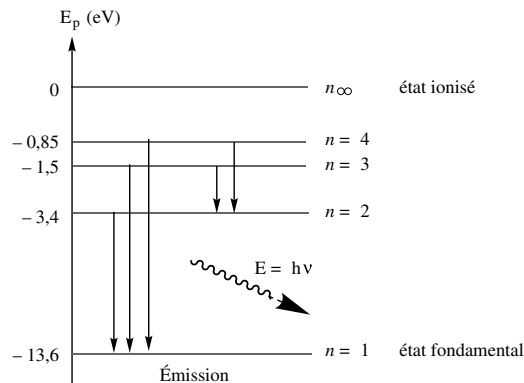
L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  est obtenu à partir de l'atome de chlore par gain d'un électron. Il possède 18 électrons alors que son noyau contient toujours 17 protons, il porte une charge négative.

- En chimie, les réactions n'affectent que les électrons des atomes, ions ou molécules intervenant, le nombre des nucléons n'est pas modifié, il y a donc conservation des éléments chimiques. La modification du noyau atomique relève de la physique nucléaire.

**2. Modèle de Bohr de l'atome**

- La description de l'atome ne relève pas de la mécanique classique mais de la mécanique quantique, théorie mise en place à partir du début du XX<sup>e</sup> siècle afin d'expliquer certaines expériences et en particulier les spectres d'absorption et d'émission des atomes.
- On constate en particulier que le spectre d'émission d'un atome est un spectre ne présentant que quelques raies, les atomes ne sont donc susceptibles d'émettre que certaines radiations de longueur d'onde particulière. Il en résulte que l'énergie de l'atome ne peut pas prendre n'importe quelle valeur : l'énergie est quantifiée.
- Dans le modèle de Bohr, l'électron décrit une orbite circulaire centrée sur le noyau immobile. Ces orbites possèdent des niveaux d'énergie discrets. Pour l'atome d'hydrogène, l'énergie de ces orbites est donnée par la relation :  $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$  eV où  $n$  est un entier strictement positif.

- Ce modèle permet d'expliquer le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.



- Dans une lampe à décharge, les atomes sont excités, c'est-à-dire que l'électron occupe une orbite d'énergie élevée. L'électron peut passer spontanément à une orbite d'énergie inférieure, l'atome émet alors une radiation dont l'énergie est exactement égale à la différence d'énergie entre les deux orbites. On voit sur le schéma que seules quelques transitions sont possibles, ce qui explique que le spectre d'émission ne comporte que quelques raies.
- Pour calculer les longueurs d'onde émises on utilise la relation  $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$  où  $\Delta E$  est la différence d'énergie entre les deux orbites, généralement exprimées en eV avec  $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ,  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$  est la constante de Planck,  $c$  la vitesse de la lumière et  $\lambda$  la longueur d'onde de la radiation.

### Exemples

Lorsque l'électron passe du niveau  $n = 4$  au niveau  $n = 1$ , on a  $\Delta E = 10,2 \text{ eV} = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ . Or  $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$  soit  $\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{1,63 \cdot 10^{-18}} = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ .

Lorsque l'électron passe du niveau  $n = 3$  au niveau  $n = 2$ , on a  $\Delta E = 1,9 \text{ eV} = 3,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ . Or  $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$  soit  $\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3,04 \cdot 10^{-19}} = 6,54 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ .

**[Atomistique]****Structure électronique  
des atomes**

FICHE COURS

2

**1. Notion d'orbitale atomique**

- Le nombre  $n$  définit une couche électronique mais ne suffit pas à lui seul à définir l'état quantique d'un électron dans un atome. Il faut pour cela 4 paramètres appelés nombres quantiques :
  - $n$  est le nombre quantique principal. C'est un entier strictement positif.
  - $l$  est le nombre quantique secondaire (ou azimutal). C'est un entier positif ou nul, strictement inférieur à  $n$ .
  - $m_l$  est le nombre quantique magnétique. C'est un entier compris entre  $-l$  et  $+l$ .
  - $m_s$  est le nombre de spin. Il vaut  $1/2$  ou  $-1/2$ .
- Le nombre  $n$  définit une couche : les couches  $n = 1$ ,  $n = 2$ ,  $n = 3$  correspondent aux couches  $K$ ,  $L$ ,  $M$  vues au lycée. Chaque couche comporte une ou plusieurs sous-couches appelées orbitales atomiques (O.A.) définies par le triplet  $(n, l, m_l)$ .  
On considère en fait que les électrons occupent préférentiellement certaines régions de l'espace autour du noyau. Une orbitale est un volume de l'espace où la probabilité de trouver un électron est de 95 %.
- Le nombre  $l$  définit la forme de l'orbitale, à chaque valeur de  $l$ , correspond un type d'orbitale ( $s, p, d, f, \dots$ ).
- Le nombre de valeurs possibles pour  $m_l$  donne le nombre d'orbitales de chaque type.

**Exemples**Pour  $n = 1$  : $l = 0$  ce qui correspond à une orbitale de type  $s$ . $m_l = 0$ . Une seule valeur pour  $m_l$ , donc une seule orbitale  $s$ , on la note  $1s$ .Pour  $n = 2$  : $l = 0, m_l = 0$ , une orbitale  $s$  noté  $2s$ . $l = 1$  ce qui correspond à une orbitale de type  $p$ . $m_l = -1, 0, 1$ . Il y a 3 valeurs pour  $m_l$ , donc 3 orbitales  $p$ , notés  $2p$  ( $2p_x, 2p_y, 2p_z$ ).

Pour  $n = 3$  :

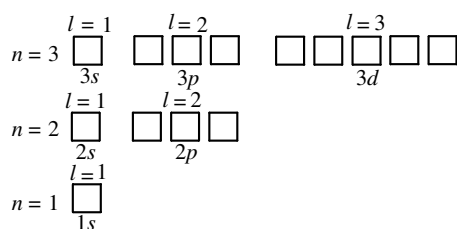
$l = 0, m_l = 0$ , une orbitale  $s$  noté  $3s$ .

$l = 1, m_l = -1, 0, 1$ . 3 orbitales  $p$ , notés  $3p$  ( $3p_x, 3p_y, 3p_z$ ).

$l = 2$ , ce qui correspond à une orbitale de type  $d$ .

$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ . Il y a 5 valeurs pour  $m_l$ , donc 5 orbitales  $d$ , notées  $3d$ .

- Pour l'atome d'hydrogène, l'énergie ne dépend que de  $n$ , les orbitales  $2s$  et  $2p$  ont la même énergie, on dit qu'elles sont dégénérées.



### [IMPORTANT]

Pour les atomes polyélectroniques, l'énergie de l'orbitale dépend de  $n$  et  $l$ .

## 2. Répartition des électrons dans les orbitales

- On appelle structure ou configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique, la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques. Cette répartition se fait en respectant les règles suivantes :

### a. Règle de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques. Dans une orbitale, définie par le triplet  $(n, l, m_l)$ , les électrons diffèrent forcément par leur nombre de spin. Comme il n'y a que deux valeurs possibles pour  $m_s$  ( $1/2$  et  $-1/2$ ), il y a au maximum deux électrons par orbitale.

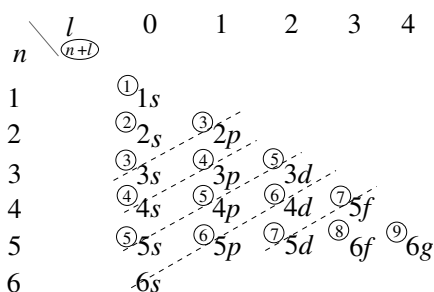
### b. Règle de Klechkovski

Elle permet d'établir l'ordre de remplissage des différentes orbitales. Dans l'état fondamental, les orbitales se remplissent par valeur croissante de l'énergie, c'est-à-dire par valeur croissante de  $(n + l)$  et par valeur croissante de  $n$  pour deux valeurs identiques de  $(n + l)$ .

## [Structure électronique des atomes]

FICHE COURS

2



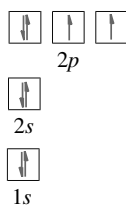
Par énergie croissante, on a donc :  $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 5s\ 4d\ 5p\dots$

**c. Règle de Hund**

L'état le plus stable est obtenu lorsqu'un maximum d'orbitales de même énergie est occupé par des électrons de spin identique.

**Exemple**

Pour l'atome d'oxygène,  $Z = 8$ , il y a 8 électrons à répartir. La structure électronique est  $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ . Dans l'état fondamental, les 4 électrons des orbitales  $2p$  se répartissent sur les 3 orbitales  $p$ , les deux électrons seuls dans leur orbitale ayant un spin identique.



- On observe pour certains atomes, des exceptions à la règle de Klechkovski. Une sous-couche à moitié remplie ou complètement remplie confère à l'espèce une grande stabilité. Le remplissage de la couche  $3d$  avec 5 ou 10 électrons sera particulièrement favorable.

**Exemples**

La structure électronique du chrome ( $Z = 24$ ) est  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$  dans son état fondamental et non  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$ , celle du cuivre ( $Z = 29$ )  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$  et non  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$ .

- Un ion monoatomique s'obtient à partir de l'atome par gain ou perte d'électron.
- Pour obtenir la structure électronique d'un cation dans son état fondamental, on retire d'abord les électrons appartenant aux orbitales de plus grande valeur de  $n$ .

### Exemples

La structure électronique du cobalt Co ( $Z = 27$ ) est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ .

La structure électronique de l'ion  $\text{Co}^{2+}$  est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^7$  et non  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ .

**[Atomistique]****Classification périodique  
des éléments chimiques**

FICHE COURS

3

En 1869, Mendéléiev élaborera une classification basée sur la masse atomique des éléments. L'actuelle classification est assez proche mais les éléments sont classés par numéro atomique croissant. Elle se compose de sept lignes ou périodes et de dix-huit colonnes. Chaque colonne correspond à une famille et contient des éléments ayant la même structure électronique externe, ce qui leur confère des propriétés communes :

- Les éléments de la première colonne constituent la famille des alcalins, leur structure électronique est  $ns^1$ , ils tendent donc à former des cations monovalents.
- Les éléments de la deuxième colonne constituent la famille des alcalino-terreux, leur structure électronique est  $ns^2$ , ils tendent donc à former des cations bivalents.
- Les éléments des colonnes 3 à 12 sont les métaux de transition.
- Les éléments de la colonne 13 constituent la famille du bore, leur structure électronique est  $ns^2 np^1$ .
- Les éléments de la colonne 14 constituent la famille du carbone, leur structure électronique est  $ns^2 np^2$ , ils tendent à former quatre liaisons covalentes.
- Les éléments de la colonne 15 constituent la famille de l'azote, leur structure électronique est  $ns^2 np^3$ , ils tendent à former trois liaisons covalentes.
- Les éléments de la colonne 16 constituent la famille de l'oxygène, leur structure électronique est  $ns^2 np^4$ , ils tendent à former deux liaisons covalentes ou des anions bivalents.
- Les éléments de la colonne 17 constituent la famille des halogènes, leur structure électronique est  $ns^2 np^5$ , ils tendent à former une liaison covalente ou des anions monovalents.
- Les éléments de la colonne 18 constituent la famille des gaz nobles ou gaz rares, leur structure électronique est  $ns^2 np^6$  : leur couche électronique externe est saturée, ce qui leur confère une grande stabilité et une grande inertie. Ils existent sous forme de gaz monoatomiques, les gaz nobles de grand numéro atomique peuvent se combiner avec des éléments électro-négatifs ( $XeF_4$ ).

On observe, dans la classification, une évolution assez régulière de certaines propriétés des éléments.

- Le rayon atomique d'un atome, qui correspond à la moitié de la distance internucléaire d'une molécule diatomique homonucléaire (pour une liaison simple), diminue dans une période et augmente dans une colonne.
- L'énergie d'ionisation qui correspond à la réaction  $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$  augmente régulièrement de gauche à droite, ce qui traduit la plus grande difficulté à arracher un électron aux atomes les plus à droite.
- L'électronégativité mesure l'aptitude d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison covalente. L'électronégativité augmente quand on se déplace de gauche à droite et de bas en haut dans la classification périodique.

**[IMPORTANT]**

Le Fluor ( $Z = 9$ ) est l'atome le plus électronégatif. Son électronégativité vaut 4 dans l'échelle de Pauling.



# [Atomistique]

FICHE COURS

4

## Structure des molécules

### 1. Formule de Lewis

- La formule de Lewis est une représentation de la structure électronique externe d'une molécule. On fait figurer le symbole des éléments composant l'espèce ainsi que tous ses électrons de valence. Un électron seul (célibataire) est représenté par un point, un doublet d'électrons par un trait. Les doublets peuvent être localisés sur un atome (doublet libre ou non liant) ou entre deux atomes (doublet liant).
- Les étapes importantes dans la détermination d'une structure sont les suivantes :
  - Détermination de la structure électronique de chaque atome. Ceci permet de déterminer le nombre d'électrons de valence apportés par chaque atome.
  - Prévion de la valence de chaque atome. On appelle valence le nombre de liaisons covalentes engagées par un atome. Pour de nombreux atomes, elle est déterminée en faisant la différence entre 8 et le nombre d'électrons périphériques (2 et le nombre d'électrons périphériques pour l'hydrogène) ; mais cette méthode est loin d'être infaillible. En particulier, si les atomes des deux premières lignes ne peuvent jamais engager plus de quatre liaisons, ce n'est pas le cas des atomes des lignes suivantes, ce phénomène s'appelle hypervalence.

#### Exemples

Pour l'hydrogène  $Z = 1$ , la structure électronique est  $1s^1$ , il y a 1 électron périphérique, la valence est  $2 - 1 = 1$ . L'hydrogène engage une seule liaison covalente.

Pour le carbone  $Z = 6$ , la structure électronique est  $1s^2 2s^2 2p^2$ , il y a 4 électrons périphériques, la valence est  $8 - 4 = 4$ . Le carbone engage quatre liaisons covalentes. Pour le soufre  $Z = 16$ , la structure électronique est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , il y a 6 électrons périphériques, la valence est souvent  $8 - 6 = 2$ . Le soufre engage deux liaisons covalentes (deux simples ou une double, et il reste sur le soufre deux doublets non liants). Mais le soufre peut également engager 6 liaisons covalentes.

**[ATTENTION]**

On détermine le nombre total d'électrons périphériques dans l'espèce en faisant la somme de ceux apportés par chaque atome. Attention à ne pas oublier les charges pour les ions (on enlève un électron par charge +, on ajoute un électron par charge -). En divisant ce nombre par 2, on obtient le nombre de doublets qui doivent figurer sur la représentation.

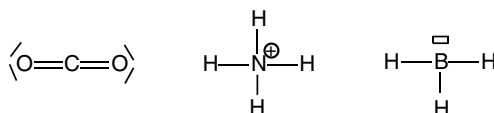
- Lorsque, dans la formule de Lewis, un atome est entouré d'un nombre d'électrons différent du nombre d'électrons externes qu'il possède, il porte une charge formelle que l'on fait figurer à côté du symbole de l'atome.

**Exemples**

$\text{CO}_2$  : Pour C,  $Z = 6$ ,  $1s^2 2s^2 2p^2$ , il y a 4 électrons de valence. Pour O,  $Z = 8$ ,  $1s^2 2s^2 2p^4$ , il y a 6 électrons de valence. Soit au total :  $4 + 2 \times 6 = 16$  électrons de valence donc 8 doublets.

$\text{NH}_4^+$  : Pour H,  $Z = 1$ ,  $1s^1$ , il y a 1 électron de valence. Pour N,  $Z = 7$ ,  $1s^2 2s^2 2p^3$ , il y a 5 électrons de valence. Il y a une charge positive donc au total  $4 \times 1 + 5 - 1 = 8$  électrons de valence, soit 4 doublets.

$\text{BH}_3$  : Pour B,  $Z = 5$ ,  $1s^2 2s^2 2p^1$ , il y a 3 électrons de valence. Les 3 H apportent chacun un électron de valence. Au total 6 électrons de valence donc 3 doublets.

**[IMPORTANT]**

La règle de l'octet n'est pas satisfaite pour l'atome de Bore, on peut faire figurer un rectangle vide qui représente une lacune électronique.

**2. Géométrie des molécules**

- La géométrie des molécules peut être prévue grâce au modèle de Gillespie ou modèle VSEPR (*Valence Shell Electronic Pairs Repulsion*, ce qui signifie en français : Répulsion des Paires Électroniques de la Couche de Valence).
- Cette théorie permet en effet d'expliquer la géométrie des molécules en visant à minimiser les interactions entre les doublets liants et non liants.

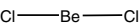
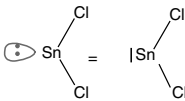

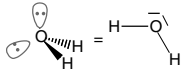
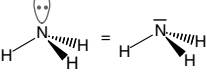

Les électrons composant ces doublets exercent les uns sur les autres des forces électriques répulsives. Les doublets sont disposés autour de chaque atome de façon à minimiser les valeurs de ces forces. Ils s'organisent donc de manière à s'éloigner le plus possible les uns des autres.

- Dans la méthode AXE, on représente la molécule sous la forme  $AX_{\alpha}E_{\beta}$  où  $A$  représente l'atome central,  $X$  les atomes liés à l'atome central ( $\alpha$  le nombre d'atomes liés à l'atome central) et  $E$  les doublets non liants ( $\beta$  le nombre de doublets non liants).

### [IMPORTANT]

$\alpha$  est le nombre d'atomes liés à l'atome central et non le nombre de liaisons covalentes.

- La géométrie adoptée par les doublets autour de l'atome central dépend de la valeur  $\alpha + \beta$ , la forme de la molécule dépend ensuite du nombre  $\alpha$  d'atomes liés à l'atome central.
- Les géométries les plus fréquemment rencontrées sont regroupées dans le tableau suivant :

$\alpha + \beta$ \ $\alpha$	2	3	4
2 géométrie linéaire	 molécule linéaire		
3 géométrie plane trigonale	 molécule coudée	 molécule plane trigonale	
4 géométrie tétraédrique	 molécule coudée	 molécule pyramidale à base triangulaire	 molécule tétraédrique

- Un doublet non liant occupe un volume supérieur à celui d'un doublet liant, si bien que l'angle entre un doublet liant et un doublet non liant (et *a fortiori* entre deux doublets non liants) est plus grand que celui entre deux doublets liants. Un doublet non liant repousse davantage les autres doublets. Ceci explique que l'angle entre les liaisons O-H dans  $H_2O$  vaille  $104^\circ$ , l'angle entre les liaisons N-H dans  $NH_3$   $107^\circ$  et l'angle entre les liaisons C-H dans  $CH_4$   $109^\circ$ .

## Énoncés

- Quel élément a le plus d'électrons non appariés ?  
 a. O ( $Z = 8$ ).       b. F ( $Z = 9$ ).  
 c.  $\text{Cr}^{3+}$  ( $Z = 24$ ).       d.  $\text{Br}^-$  ( $Z = 35$ ).
- Quels éléments possèdent une orbitale f partiellement remplie ?  
 a. Rh ( $Z = 45$ ).       b. Os ( $Z = 76$ )       c.  $\text{Yb}^{2+}$  ( $Z = 70$ ).  
 d.  $\text{Nd}^{3+}$  ( $Z = 60$ )       e.  $\text{Gd}^{3+}$  ( $Z = 64$ ).
- Choisir les molécules dont l'atome central obéit à la règle de l'octet.  
 a.  $\text{H}_2\text{O}$ .       b.  $\text{BH}_3$ .       c.  $\text{NH}_4^+$ .  
 d.  $\text{SOCl}_2$ .       e.  $\text{PCl}_5$ .       f.  $\text{AlCl}_3$ .
- D'après le modèle VSEPR, l'ion ammonium a le même type de géométrie que :  
 a.  $\text{HCHO}$ .       b.  $\text{H}_3\text{O}^+$ .       c.  $\text{HCN}$ .  
 d.  $\text{NH}_3$ .       e.  $\text{CH}_4$ .       f.  $\text{PCl}_3$ .

## Corrigés

- Bonne réponse : **c**.  
Pour O : 2 ; pour F : 1 ; pour  $\text{Cr}^{3+}$  : 3 ; pour  $\text{Br}^-$  : 0.
- Bonnes réponses : **d** et **e**.  
Les seuls éléments susceptibles d'avoir une couche f partiellement remplie sont les lanthanides ( $Z = 57$  à 70) et les actinides (89 à 102).  $\text{Yb}^{2+}$  a la configuration  $6s^0 4f^{14}$ , sa couche f est complète.
- Bonnes réponses : **a**, **c** et **d**.  
 $\text{BH}_3$  et  $\text{AlCl}_3$  possèdent une lacune électronique, dans  $\text{PCl}_5$ , P est hypervalent.
- Bonne réponse : **e**.       $\text{NH}_4^+$  est  $\text{AX}_4\text{E}_0$ .