

PASS&LAS

TOUT EN FICHES

BIOCHIMIE,
BIOLOGIE MOLÉCULAIRE,
CHIMIE GÉNÉRALE
ET ORGANIQUE

**L'essentiel du programme
en 132 fiches**

Des QCM de révision corrigés

**12 fiches méthodes
sur les savoir-faire à maîtriser**

Simon Beaumont
Élise Marche

EDISCIENCE

© Dunod, 2024
11 rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com
ISBN 978-2-10-087528-3

Table des matières

Chimie générale

[Atomistique]

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

[Thermodynamique]

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

[Chimie des solution aqueuses]

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

[Cinétique]

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

Chimie organique

[Structure des molécules organiques]

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

[Réactivité]

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

[Hydrocarbure]

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

[Groupements avec hétéroatome]

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

Biochimie

[Les glucides]

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

[Les lipides]

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

[Les protéines]

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

[Enzymologie]

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

[Métabolisme]

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

Biologie moléculaire

[Structure et métabolisme des acides nucléiques]

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

[Structure et réplication de l'ADN]

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

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

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

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

Fiche cours	124	La transcription	378
Fiche cours	125	La régulation de la transcription – contrôle du site promoteur	382
Fiche cours	126	Contrôle de la transcription – événements sur l'ADN	384
Fiche cours	127	Le contrôle de la transcription – événements sur l'ARNm	386

[De l'ARN aux protéines : la traduction et sa régulation]

Fiche QCM	128	QCM	388
Fiche cours	129	La traduction – Le code génétique	392
Fiche cours	130	La traduction – Les différents ARN intervenants	395
Fiche cours	131	La traduction – Étapes du mécanisme	399
Fiche QCM	132	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 aujourd'hui 118 éléments chimiques dont 94 existent à l'état naturel.
- 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

$^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$ 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.

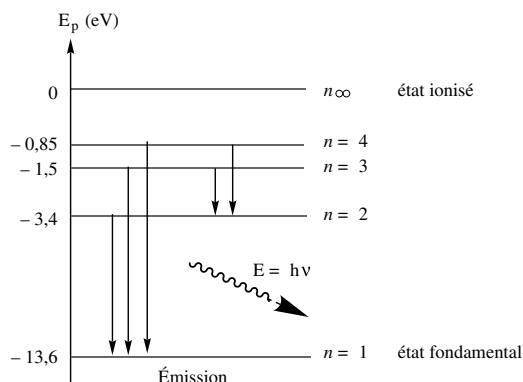
L'ion chlorure Cl^- est obtenu à partir de l'atome de chlore par gain d'un électron. Il possède 18 électrons alors que son noyau contient toujours 17 protons, il porte une charge négative.

- 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^e 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 : $E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$ 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 ΔE 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 Plank, c la vitesse de la lumière et λ la longueur d'onde de la radiation.

Exemples

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

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 $\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / 3,04 \cdot 10^{-19} = 6,54 \cdot 10^{-7} \text{ m}$.

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 notée $2s$.

$l = 1$ 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 , notées $2p$ ($2p_x, 2p_y, 2p_z$).

Pour $n = 3$:

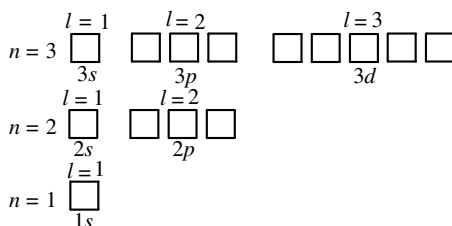
$l = 0, m_l = 0$, une orbitale s noté $3s$.

$l = 1, m_l = -1, 0, 1$. 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

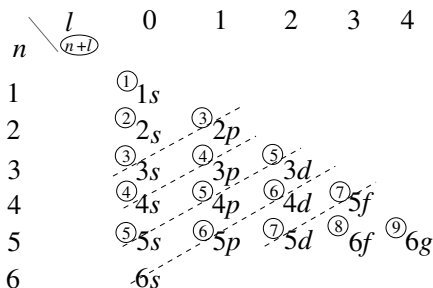
- On appelle structure ou configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique, la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques. Cette répartition se fait en respectant les règles suivantes :

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 $(n + l)$.



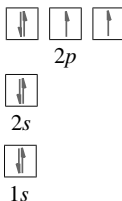
Par énergie croissante, on a donc : $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 5s\ 4d\ 5p...$

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 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$.

- On appelle électrons de valence, ou électrons périphériques, les électrons se trouvant sur la dernière couche occupée (celle de plus grand n). Ce sont eux qui sont susceptibles d'intervenir dans l'établissement des liaisons pour former une molécule.

Exemple

Le brome Br ($Z = 35$) a pour structure électronique $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Il possède 7 électrons de valence situés sur les orbitales $4s$ et $4p$ (couche 4).

3. Les ions monoatomiques

- Un ion monoatomique s'obtient à partir de l'atome par gain ou perte d'électron. Un anion porte une charge négative. Un cation porte une charge positive.
- 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 Co^{2+} est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^7$ et non $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

- On peut prévoir la formation de nombreux ions monoatomiques en appliquant la règle suivante : pour gagner en stabilité certains atomes perdent ou gagnent des électrons afin d'acquérir une structure électronique externe à huit électrons (règle de l'octet) ou à deux électrons pour les premiers éléments (règle du duet). On dit aussi qu'ils tendent à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche.

Exemples

Na ($Z = 11$) a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Il perdra facilement un électron pour donner Na^+ de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6$ (comme le Néon).

Ce ($Z = 17$) a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Il gagnera facilement un électron Ce^- de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (comme l'Argon).

Classification périodique des éléments chimiques

En 1869, Mendéléïev élabora 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.

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.
 - Préviation 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.

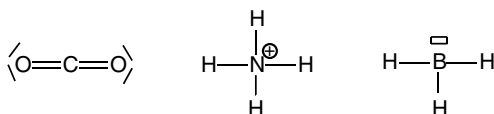
- Lorsque, dans la formule de Lewis, un atome est entouré d'un nombre d'électrons différent du nombre d'électrons externes qu'il possède, il porte une charge formelle que l'on fait figurer à côté du symbole de l'atome.

Exemples

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.

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.

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.

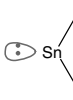
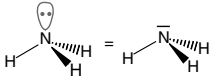
Les électrons composant ces doublets exercent les uns sur les autres des forces électriques répulsives. Les doublets sont disposés autour de chaque atome de façon à minimiser les valeurs de ces forces. Ils s'organisent donc de manière à s'éloigner le plus possible les uns des autres.

- 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 (α le nombre d'atomes liés à l'atome central) et E les doublets non liants (β le nombre de doublets non liants).

[IMPORTANT]

α 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 α d'atomes liés à l'atome central.
- Les géométries les plus fréquemment rencontrées sont regroupées dans le tableau suivant :

$\alpha + \beta$ \ α	2	3	4
2 géométrie linéaire	Cl—Be—Cl 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° , l'angle entre les liaisons N—H dans NH_3 107° et l'angle entre les liaisons C—H dans CH_4 109° .

Énoncés

- Quel élément a le plus d'électrons non appariés ?
☐ a. O ($Z = 8$). ☐ b. F ($Z = 9$).
☐ c. Cr^{3+} ($Z = 24$). ☐ d. Br^- ($Z = 35$).
- Quels éléments possèdent une orbitale f partiellement remplie ?
☐ a. Rh ($Z = 45$). ☐ b. Os ($Z = 76$) ☐ c. Yb^{2+} ($Z = 70$).
☐ d. Nd^{3+} ($Z = 60$) ☐ e. Gd^{3+} ($Z = 64$).
- Choisir les molécules dont l'atome central obéit à la règle de l'octet.
☐ a. H_2O . ☐ b. BH_3 . ☐ c. NH_4^+ .
☐ d. SOCl_2 . ☐ e. PCl_5 . ☐ f. AlCl_3 .
- D'après le modèle VSEPR, l'ion ammonium a le même type de géométrie que :
☐ a. HCHO . ☐ b. H_3O^+ . ☐ c. HCN .
☐ d. NH_3 . ☐ e. CH_4 . ☐ f. PCl_3 .

Corrigés

- Bonne réponse : **c**.
 Pour O : 2 ; pour F : 1 ; pour Cr^{3+} : 3 ; pour 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). Yb^{2+} a la configuration $6s^0 4f^{14}$, sa couche f est complète.
- Bonnes réponses : **a**, **c** et **d**.
 BH_3 et AlCl_3 possèdent une lacune électronique, dans PCl_5 , P est hypervalent.
- Bonne réponse : **e**. NH_4^+ est AX_4E_0 .