

PASS&LAS

CHIMIE GÉNÉRALE ET ORGANIQUE

Le **cours complet**

De nombreuses **illustrations**

Des **conseils** pour les **épreuves**

De nombreux **QCM et exercices**

Tous les **corrigés détaillés**

Élise Marche

© Dunod, 2026
11 rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com
ISBN 978-2-10-089865-7

Table des matières

Avant-propos

IX

Partie 1 Chimie générale

Chapitre 1

La classification périodique

3

■ 1. Rappels concernant l'atome

3

■ 2. Niveaux d'énergie de l'atome

5

■ 3. Structure électronique des atomes et des ions monoatomiques

9

■ 4. Classification périodique des éléments

11

QCM et exercices

15

Corrigés

18

Chapitre 2

Structure et géométrie des molécules

21

■ 1. Modèle de Lewis

21

■ 2. Théorie de la mésomérie

25

■ 3. Géométrie des molécules : théorie VSEPR

26

■ 4. Interactions intermoléculaires

27

QCM et exercices

31

Corrigés

33

Chapitre 3

Les orbitales moléculaires

36

■ 1. Méthode CLOA

36

■ 2. Orbitales hybridées

40

QCM et exercices	43
Corrigés	44

Chapitre 4

Thermodynamique – transferts d'énergie 46

■ 1. Description du système physico-chimique	46
■ 2. Le premier principe de la thermodynamique	50
■ 3. Application du premier principe aux réactions chimiques	52
QCM et exercices	57
Corrigés	59

Chapitre 5

Thermodynamique – évolution d'un système chimique 63

■ 1. Le second principe de la thermodynamique	63
■ 2. Les équilibres chimiques	66
QCM et exercices	70
Corrigés	72

Chapitre 6

Équilibres acido-basiques 75

■ 1. Les acides et les bases	75
■ 2. Classement des couples acides faible/bases faibles	78
■ 3. Réactions acido-basiques	79
■ 4. Calcul du pH d'une solution aqueuse	81
■ 5. Dosages acido-basiques	85
QCM et exercices	87
Corrigés	89

Chapitre 7

Équilibres d'oxydo-réduction 91

■ 1. Définitions	91
■ 2. Réactions d'oxydo-réduction	93



■ 3. Les piles	95
■ 4. Dosages rédox	99
QCM et exercices	101
Corrigés	103

Chapitre 8

Cinétique chimique

105

■ 1. Vitesse de réaction	105
■ 2. Influence de la concentration	107
■ 3. Autres facteurs cinétiques	110
■ 4. Mécanismes réactionnels	112
QCM et exercices	115
Corrigés	117

Partie 2 Chimie organique

Chapitre 9

Structure des molécules

123

■ 1. Nomenclature systématique	123
■ 2. Représentation des molécules	130
■ 3. Isomérie	132
Fiche méthode	134
QCM et exercices	136
Corrigés	140

Chapitre 10

Stéréoisomérie de conformation

147

■ 1. Conformations des molécules linéaires	147
■ 2. Conformations des cycles à six atomes	150
QCM et exercices	157
Corrigés	160

Chapitre 11	
Stereoisomérie de configuration	164
■ 1. Classement des substituants	164
■ 2. Relation d'énantioméris	169
■ 3. Relation de diastéréoisoméris	174
Fiche méthode	178
QCM et exercices	180
Corrigés	185
Chapitre 12	
Les effets électroniques	193
■ 1. L'effet inductif	193
■ 2. L'effet mésomère	195
QCM et exercices	201
Corrigés	205
Chapitre 13	
Mécanismes réactionnels	211
■ 1. Notion de mécanisme réactionnel	211
■ 2. Exemples de mécanismes réactionnels	218
■ 3. Notion de contrôle cinétique et de contrôle thermodynamique	221
Fiche méthode	224
QCM et exercices	226
Corrigés	229
Chapitre 14	
Les alcanes	234
■ 1. Structure	234
■ 2. Réactivité	234
QCM et exercices	238
Corrigés	239



Chapitre 15	
Les alcènes	243
■ 1. Présentation	243
■ 2. Hydrogénation catalytique	244
■ 3. Les additions électrophiles	245
■ 4. Les oxydations	249
■ 5. Un mot sur les alcynes	251
QCM et exercices	254
Corrigés	258
Chapitre 16	
Les composés benzéniques	270
■ 1. Présentation	270
■ 2. Substitution électrophile aromatique	273
QCM et exercices	281
Corrigés	284
Chapitre 17	
Les dérivés monohalogénés	290
■ 1. Présentation	290
■ 2. Substitution nucléophile	291
■ 3. Élimination	294
■ 4. Formation d'organométalliques	298
QCM et exercices	300
Corrigés	303
Chapitre 18	
Les alcools	311
■ 1. Présentation	311
■ 2. Réactions nucléophiles	313
■ 3. Rupture de la liaison C–O	314
■ 4. Oxydations	315

QCM et exercices	317
Corrigés	320

Chapitre 19

Les amines **327**

■ 1. Présentation	327
■ 2. Réactions nucléophiles	330
QCM et exercices	336
Corrigés	338

Chapitre 20

Les composés carbonylés : aldéhydes et cétones **343**

■ 1. Présentation	343
■ 2. Réactions d'addition	346
■ 3. Aldolisation, céto-lisation	351
■ 4. Oxydation	354
■ 5. Un mot sur les glucides	355
QCM et exercices	359
Corrigés	362

Chapitre 21

Les acides carboxyliques et leurs dérivés **371**

■ 1. Présentation des acides carboxyliques	371
■ 2. Synthèse des dérivés d'acides carboxyliques	373
■ 3. Réactions des dérivés d'acides carboxyliques	377
■ 4. Les acides aminés	381
QCM et exercices	385
Corrigés	389

Index **397**



Avant-propos

Cet ouvrage s'adresse aux étudiants préparant les concours de la 1^{re} année Santé. Le programme, très dense, de cette formation oblige les étudiants à assimiler de très nombreuses connaissances en peu de temps. C'est pourquoi nous vous proposons un cours concis mais complet, des QCM inspirés ou extraits d'annales de différents CHU, des questions rédactionnelles car certains CHU en proposent encore, et des corrigés détaillés afin que les étudiants puissent travailler en totale autonomie.

Ce livre pourra également être utilisé par les étudiants de licence, de BTS et d'IUT des filières chimie et biologie.

La chimie se travaille nécessairement avec un papier et un stylo : pour assimiler correctement les notions de base, il sera nécessaire d'écrire et de réécrire les formules, les molécules, les schémas, les mécanismes réactionnels, etc.

Bon courage à tous et bon travail !

*« Le plus simple écolier sait maintenant des vérités
pour lesquelles Archimède eût sacrifié sa vie. »*

Ernest Renan

Partie 1
Chimie générale

La classification périodique

1

Plan

1. Rappels concernant l'atome
2. Niveaux d'énergie de l'atome
3. Structure électronique des atomes et des ions monoatomiques
4. Classification périodique des éléments

Synthèse

QCM et exercices

Corrigés

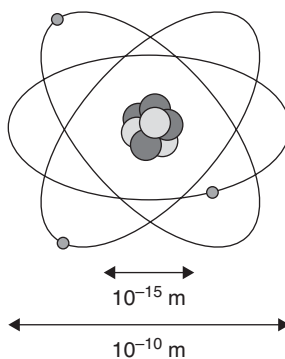
Objectifs

- Donner la composition d'un noyau atomique
- Donner la configuration électronique d'un atome ou d'un ion dans son état fondamental
- Calculer les niveaux d'énergie de l'atome et prévoir les longueurs d'onde d'émission d'un atome
- Comprendre la construction de la classification périodique
- Connaître certaines familles de la classification périodique et leurs propriétés communes

■ 1. Rappels concernant l'atome

■ 1.1. Modèle planétaire de l'atome

L'**atome** est formé d'un noyau central chargé positivement et d'électrons chargés négativement en mouvement autour du noyau.



Le noyau est constitué de **nucléons** :

- les **protons** :
 - charge : $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ coulomb,
 - masse : $m = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg ;
- les **neutrons** :
 - charge nulle,
 - masse : $m = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg.

Les **électrons** gravitent autour du noyau :

- charge : $-e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ coulomb,
- masse : $m = 9,110 \cdot 10^{-31}$ kg.

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).

I 1.2. Numéro atomique et nombre de masse

La représentation symbolique d'un noyau est la suivante :

Nombre de masse $\longrightarrow$
 Numéro atomique $\longrightarrow$

$$\begin{array}{c} \xrightarrow{\text{Nombre de masse}} \\ \xrightarrow{\text{Numéro atomique}} \end{array} \begin{array}{c} A \\ Z \end{array} X \longleftarrow \text{Symbole chimique de l'élément}$$

Le **numéro atomique** ou nombre de charges Z est le nombre de protons dans le noyau. Le numéro atomique est caractéristique de l'élément chimique : $Z = 6$ correspond à l'élément carbone de symbole C, $Z = 17$ à l'élément chlore Cl, $Z = 92$ à l'élément uranium U.

Il existe 118 éléments chimiques, 90 naturels et 28 artificiels.

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.

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

Un atome est neutre, il comporte donc autant de charges positives que de charges négatives, soit autant d'électrons que de protons.

Remarque

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.

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

1.3. Mole, masse molaire

La mole est une unité de comptage comme la douzaine ou la centaine permettant de dénombrer les entités chimiques.

Une mole d'une espèce chimique correspond à $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités de cette espèce. Cette constante s'appelle le nombre d'Avogadro.

On retiendra $N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ entités.

La **masse molaire** d'une espèce est la masse d'une mole, soit $6,02 \cdot 10^{23}$ entités de cette espèce. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

En première approximation, la masse molaire atomique en grammes correspond au nombre de nucléons de cet atome : la masse molaire d'un nucléide est voisine de $A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

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

2. Niveaux d'énergie de l'atome

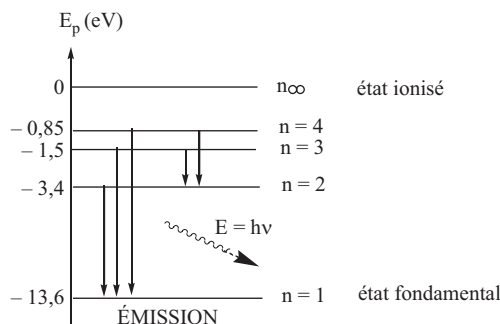
2.1. Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

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 : quand les atomes sont excités, ils émettent de la lumière mais cette émission n'est pas continue, 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 mais seulement certaines valeurs discrètes : l'énergie est quantifiée.

Pour l'atome d'hydrogène, l'énergie des différents niveaux est donnée par la relation :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{ eV} \text{ où } n \text{ est un entier strictement positif.}$$

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



Une lampe à décharge à hydrogène est une lampe où de l'hydrogène gazeux est excité par une décharge électrique. Quand l'atome est excité, l'électron occupe une couche électronique d'énergie élevée. L'électron peut passer spontanément à une couche d'énergie inférieure, l'atome émet alors une radiation dont l'énergie est exactement égale à la différence d'énergie entre les deux couches. 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 Planck, c la vitesse de la lumière et λ la longueur d'onde de la radiation.

On appelle hydrogénoïdes tout atome autre que H possédant un seul électron (ex. : He^+ , Li^{2+}). L'énergie des différents niveaux est donnée par la relation :

$$E_n = \frac{-13,6 \cdot Z^2}{n^2} \text{ eV.}$$

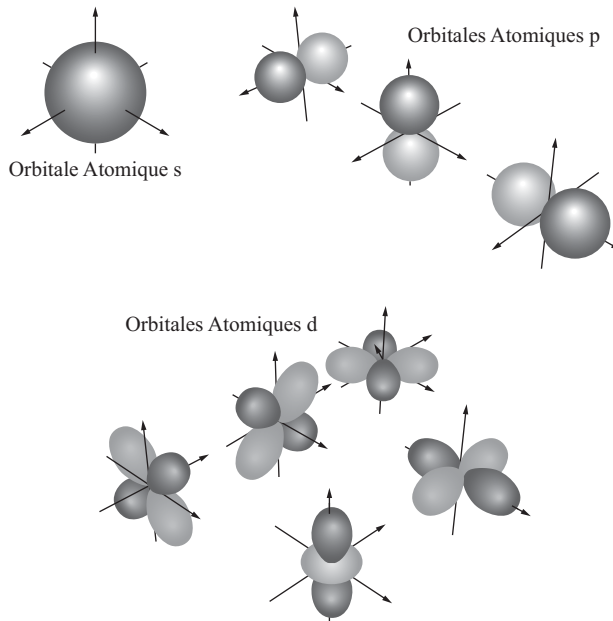
2.2. Notion d'orbitale atomique

La trajectoire d'un électron ne peut pas être connue précisément : le principe d'incertitude de Heisenberg affirme qu'il existe une limite à la précision avec laquelle il est possible de connaître simultanément la position et la vitesse de l'électron. En mécanique quantique, la notion de trajectoire est remplacée par celle de probabilité de présence.

Une orbitale atomique correspond à une région de l'espace autour du noyau où la probabilité de trouver un électron est élevée. La fonction décrivant l'orbitale s'obtient en résolvant l'équation de Schrödinger appliquée à l'atome.

Le nombre n ne suffit pas à lui seul à définir l'état quantique d'un électron dans un atome, il faut pour cela quatre paramètres appelés nombres quantiques :

- n est le nombre quantique principal. C'est un entier strictement positif. Il correspond au numéro de la couche, c'est-à-dire au numéro de la période (ligne dans la classification périodique). Chaque couche comporte une ou plusieurs sous-couches appelées orbitales atomiques (O.A.) définie par le triplet (n, ℓ, m_ℓ) .
- ℓ est le nombre quantique secondaire (ou azimutal). C'est un entier positif ou nul, strictement inférieur à n . Le nombre ℓ définit la forme de l'orbitale, à chaque valeur de ℓ correspond un type d'orbitale (s, p, d, f...).



- m_ℓ est le nombre quantique magnétique. C'est un entier compris entre $-\ell$ et $+\ell$. Il y a donc $2\ell + 1$ orbitales de chaque type (1 orbitale s, 3 orbitales p, 5 orbitales d, 7 orbitales f).
- m_s est le nombre de spin. Il vaut $\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$.

Pour $n = 1$

$\ell = 0$ ce qui correspond à une orbitale de type s.

$m_\ell = 0$. Une valeur pour m_ℓ , donc une seule orbitale s, on la note **1s**.

Pour $n = 2$

$\ell = 0, m_\ell = 0$, une orbitale s noté **2s**.

$\ell = 1$ ce qui correspond à une orbitale de type p.

$m_\ell = -1, 0, 1$. 3 valeurs pour m_ℓ , donc 3 orbitales p, notés **2p** ($2p_x, 2p_y, 2p_z$).

Pour $n = 3$

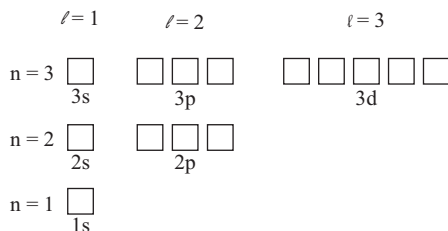
$\ell = 0, m_\ell = 0$, une orbitale s noté **3s**.

$\ell = 1, m_\ell = -1, 0, 1$. 3 orbitales p, notés **3p** ($3p_x, 3p_y, 3p_z$).

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

$m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$. 5 valeurs pour m_ℓ , donc 5 orbitales d, notées **3d**.

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



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

I 2.3. Modèle de Slater

Le calcul des niveaux d'énergies des atomes polyélectroniques est plus complexe que pour H et les ions hydrogénoïdes du fait des répulsions interélectroniques.

Dans un atome polyélectronique, un électron ne ressent pas autant la charge du noyau que dans un ion hydrogénoïde, l'attraction est perturbée par les électrons situés entre le noyau et l'électron considéré, les autres électrons forment un écran.

Le **modèle de Slater** permet d'estimer la **charge nucléaire effective** Z_{eff} ressentie par un électron dans un atome, en tenant compte l'effet d'écran exercé par les autres électrons.

$Z_{\text{eff}} = Z - \Sigma\sigma$ avec $\Sigma\sigma$: somme de tous les effets d'écran des différents électrons. Afin de calculer Z_{eff} , il faut additionner les effets d'écran liés aux autres électrons, tous les électrons n'ayant pas le même effet d'écran.

Les électrons sont rangés en groupes par n croissant sans séparer s et p : (1s) (2s2p) (3s3p) (3d) (4s4p) (4d) (4f) (5s,5p).

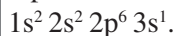
La charge effective Z_{eff} dépend de l'électron i pour lequel on fait les calculs. Un électron j se trouvant dans le même groupe que l'électron i l'écrante peu (0,35 sauf si les électrons sont dans l'orbitale 1s, 0,31). Si l'électron j est plus près du noyau que l'électron i , alors il écrante plus efficacement (0,85 ou 1 selon le cas). L'effet d'écran des électrons plus externe est nul et un électron ne s'écrante pas lui-même.

Les constantes d'écran permettant de calculer la charge effective ressentie par un électron i du fait de l'écrantage des électrons j sont regroupés dans le tableau suivant :

$\begin{matrix} j \\ i \end{matrix}$	1s	2s2p	3s3p	3d	4s4p	4f
1s	0,31					
2s2p	0,85	0,35				
3s3p	1	0,85	0,35			
3d	1	1	1	0,35		
4s4p	1	1	0,85	0,85	0,35	
4f	1	1	1	1	1	0,35

Exemple

Le numéro atomique du sodium est $Z = 11$. L'atome possède donc 11 électrons répartis de la manière suivante sur les OA :



Si on veut calculer la charge effective ressentie par l'électron occupant l'orbitale 3s selon le modèle de Slater, on se place dans la troisième ligne du tableau car i appartient au groupe (3s3p). Les 10 électrons situés dans les orbitales inférieures font écran : pour les 2 électrons 1s, $\sigma = 1$ et pour les 8 électrons (2s2p), $\sigma = 0,85$.

La charge effective vaut $Z_{\text{eff}} = Z - \Sigma\sigma = 11 - 2 \times 1 - 8 \times 0,85 = 2,2$.

Cet électron ne ressent pas la charge + 11 du noyau mais seulement 2,2, ce qui explique qu'il soit très peu retenu (cet électron est facilement perdu pour donner Na^+).

L'énergie totale d'un atome polyatomique se calcule en faisant la somme des énergies de chaque électron : $E = \sum_i E_i$.

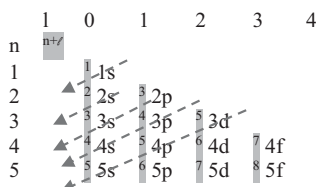
Et l'énergie de l'électron i est donnée par $E_i = -13,6 \cdot \left(\frac{Z_{\text{eff } i}}{n_i} \right)^2$.

3. Structure électronique des atomes et des ions monoatomiques

3.1. Règles de construction

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.

- **La règle de Pauli** affirme que 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.
- **Le principe de l'Aufbau** stipule qu'à l'état fondamental, les électrons remplissent les orbitales atomiques de la plus basse à la plus haute énergie.
- **La règle de Klechkowski** est une méthode empirique qui permet d'établir l'ordre croissant d'énergie des différentes orbitales. Dans l'état fondamental, les orbitales se remplissent par valeur croissante de $(n + \ell)$ et par valeur croissante de n pour deux valeurs identiques de $(n + \ell)$.

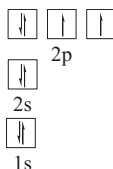


Par énergie croissante, on a donc : $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 5s\ 4d\ 5p\dots$

- **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 appelle électrons de valence les électrons se trouvant sur la dernière couche occupée (et non la dernière orbitale).

3.2. Exceptions

Pour certains atomes, on observe des exceptions à la règle de Klechkowski. 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.

Exemple

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

3.3. Ions monoatomiques

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 .

Exemple

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 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$.

La formation de nombreux ions monoatomiques s'explique par la règle de l'octet : les éléments tendent à acquérir une structure électronique externe à 8 électrons (à 2 électrons pour les premiers éléments).