

SAVOIRS

Thème 1 - Description quantique de l'atome

[S1.1] Le numéro atomique Z

Le numéro atomique Z est un entier correspondant au nombre de protons présent dans un atome. Chaque élément chimique, désigné par une ou deux lettres, est associé à un unique numéro atomique.

[S1.2] Le nombre de masse A

Le nombre de masse A représente le nombre de nucléons présents dans l'atome. Les nucléons sont les protons de charge positive et les neutrons de charge nulle.

[S1.3] Constitution d'un atome

Un atome est constitué de Z protons, Z électrons et de $Z-A$ neutrons. L'ordre de grandeur de la taille de l'atome est 10^{-10} m et celle de ces nucléons est 10^{-15} m.

✓ L'atome comporte autant de protons que de neutrons, il est donc électriquement neutre.

[S1.4] Isotopes

On appelle isotopes l'ensemble des atomes possédant le même nombre de protons. Ils diffèrent donc par leur nombre de neutrons. L'abondance isotopique correspond aux proportions atomiques de chaque isotope d'un même élément dans un échantillon naturel.

[S1.5] Transitions énergétiques

Les rayonnements lumineux permettent des transitions au niveau atomique. Ces transitions diffèrent suivant le type de rayonnement utilisé. Le tableau suivant résume les principales interactions qui peuvent être étudiées :

Interactions	Longueur d'onde	Type de radiation
RMN	0,1 à 100 m	Ondes radio et micro-ondes
Vibrations et rotations	0,2 à 50 mm	Infrarouge
Transitions électroniques	> 10 nm	UV-visible
Ionisation	1 à 30 nm	Rayons X

La relation entre la différence d'énergie et la longueur d'onde du photon absorbé ou émis est :

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda},$$

où h est la constante de Planck, de valeur $h = 6,62 \times 10^{-34}$ J/s et c est la célérité de la lumière dans le vide, de valeur approchée $c = 3 \times 10^8$ m/s.

[S1.6] Orbitale atomique

On utilise une fonction d'onde, l'orbitale atomique, pour décrire le comportement de l'électron au niveau quantique. Cette fonction mathématique a pour particularité de pouvoir être utilisée pour mesurer la densité de probabilité de présence de l'électron autour du noyau.

[S1.7] Les nombres quantiques

On retrouve trois nombres pouvant prendre certaines valeurs particulières dans les expressions des orbitales atomiques : il s'agit des nombres quantiques.

Le premier est le nombre quantique principal n . Il a pour particularité d'être un entier non nul. Il permet d'exprimer les niveaux d'énergie électroniques de l'atome d'hydrogène en eV :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}.$$

✓ Deux orbitales atomiques qui ont le même nombre quantique principal n auront la même énergie. Il s'agit d'orbitales dégénérées.

Le second nombre quantique est le nombre quantique azimutal l . Il peut prendre des valeurs entières comprises entre 0 et $n - 1$. Il donne des informations sur la forme spatiale des orbitales atomiques. On fait souvent correspondre une lettre à chaque valeur de l pour désigner l'orbitale correspondante :

valeur de l	0	1	2	3
lettre associée	s	p	d	f

Le troisième nombre quantique est le nombre quantique magnétique m_l . Il peut prendre des valeurs entières comprises entre $-l$ et $+l$.

[S1.8] Le spin

Le spin m_s est un nombre pouvant prendre deux valeurs : $m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$. Il décrit le comportement de l'électron dans une orbitale donnée.

[S1.9] Principe de Pauli

Dans un atome, deux électrons ne peuvent avoir simultanément les quatre mêmes nombres quantiques (n, l, m_l, m_s). Ainsi une orbitale atomique ne peut contenir que deux électrons.

✓ Deux électrons dans une même orbitale atomique sont dits appariés.

[S1.10] Règle de Klechkowski

La configuration électronique d'un atome à l'état fondamental est obtenue en remplissant les niveaux d'énergie par valeur croissante de $(n + l)$ et, en cas d'égalité, par valeur croissante de n .

[S1.11] Règle de Hund

Lorsque deux électrons sont dans des orbitales atomiques dégénérées appartenant à une même sous-couche, les électrons occupent le maximum d'orbitales avec les mêmes spins avant de s'apparier.

[S1.12] Électrons de cœur et de valence

Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal n est le plus élevé ou ceux qui appartiennent à des orbitales atomiques en cours de remplissage. Ils sont responsables des propriétés chimiques des atomes et des liaisons contrairement aux électrons de cœur.

Thème 2 - La classification périodique des éléments

[S2.1] Construction de la classification périodique

Les éléments sont classés par ordre croissant de numéro atomique Z en tenant compte des électrons de valence de chaque élément. En effet, chaque période (ligne) de la classification périodique correspond au remplissage d'une nouvelle orbitale atomique de type ns .

[S2.2] Structure par blocs de la classification périodique

On peut décomposer la classification périodique des éléments en quatre blocs :

- le bloc s pour les éléments des deux premières colonnes,
- le bloc d pour les éléments des colonnes 3 à 12,
- le bloc p pour les éléments des colonnes 13 à 18,
- le bloc f , souvent représenté à part, qui correspond aux éléments dont l'orbitale nf est en cours de remplissage.

✓ On appelle éléments de transition les éléments, ou leurs ions, dont les couches électroniques d ou f sont en cours de remplissage. Cela correspond donc aux éléments des blocs d et f .

[S2.3] Les familles de classification périodique

Les éléments appartenant à la même colonne ont tous la même structure électronique de valence. Ils auront ainsi les mêmes propriétés physico-chimiques. Quelques familles sont particulièrement importantes :

- la famille des alcalins constituée des éléments de la première colonne à l'exception de l'hydrogène. Ils sont de configuration électronique de valence ns^1 ,
- la famille des alcalino-terreux constituée des éléments de la seconde colonne. Ils sont de configuration électronique de valence ns^2 ,
- la famille des halogènes constituée des éléments de la dix-septième colonne. Ils sont de configuration électronique de valence np^5 ,
- la famille des gaz nobles constituée des éléments de la dix-huitième colonne. Ils sont de configuration électronique de valence np^6 .

[S2.4] Les métaux

Les métaux sont l'ensemble des solides partageant les propriétés suivantes :

- ils sont bons conducteurs thermiques et électriques,
- ils possèdent un éclat métallique,
- ils sont ductiles et malléables mécaniquement.

Ils représentent une grande partie des éléments de la classification périodique. Les éléments métalliques sont représentés en grisés sur la classification périodique suivante :

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rb	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

[S2.5] Électronégativité

L'électronégativité est une grandeur caractérisant l'aptitude d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente. Elle est sans dimension et est notée χ .

✓ On ne définit pas d'électronégativité pour les gaz nobles car ces derniers ne forment généralement pas de liaisons covalentes.

[S2.6] Rayon atomique

Le rayon atomique est le rayon de l'orbitale atomique de valence la plus externe. Il correspond à la distance noyau-électron pour laquelle la densité de probabilité de présence est maximale.

[S2.7] Rayon ionique

Le rayon ionique est le rayon de l'orbitale atomique de valence la plus externe pour l'ion considéré. Pour un élément donné :

- les rayons ioniques des anions formés sont supérieurs au rayon atomique de l'atome,
- les rayons ioniques des cations formés sont inférieurs au rayon atomique de l'atome.

[S2.8] Évolution des propriétés atomiques

Le long d'une période de la classification périodique des éléments :

- le rayon atomique diminue de gauche à droite,
- l'électronégativité augmente de gauche à droite.

Le long d'une colonne de la classification périodique des éléments :

- le rayon atomique augmente du haut vers le bas,
- l'électronégativité diminue du haut vers le bas.

✓ En tenant compte de ces évolutions, on remarque que l'atome de fluor est l'atome le plus électronégatif et que l'atome de francium est l'atome de rayon atomique le plus élevé.

[S2.9] Caractère oxydant ou réducteur

Le caractère oxydant ou réducteur d'un élément est lié à son électronégativité. Plus un atome est électronégatif et plus il sera oxydant. Inversement, moins un atome est électronégatif et plus il sera réducteur.

Thème 3 - Description des entités chimiques moléculaires

[S3.1] Liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons de valence. On la symbolise par un trait plein entre les deux atomes considérés. La notation de la molécule AB possédant une liaison covalente entre les atomes A et B est : A–B.

[S3.2] Longueur de liaison

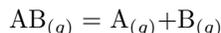
La longueur d'une liaison A–B correspond à la distance l_{AB} entre les deux noyaux A et B.

Plus les rayons atomiques sont élevés et plus la longueur de liaison augmente. Inversement, plus la multiplicité de la liaison augmente et plus la longueur de liaison diminue.

L'ordre de grandeur d'une longueur de liaison est la centaine de pm.

[S3.3] Énergie de liaison

L'énergie d'une liaison A–B correspond à l'énergie nécessaire pour dissocier la molécule $AB_{(g)}$ en deux atomes à l'état gazeux. On peut lui associer l'équation-bilan suivante :



Plus une liaison est courte et plus son énergie de liaison augmente.

L'ordre de grandeur d'une énergie de liaison est la centaine de kJ/mol.

[S3.4] Règles de stabilité

Dans une molécule, chaque atome tend vers la configuration électronique la plus stable : celle du gaz noble le plus proche. Il en découle les deux règles suivantes.

– **Règle de l'octet** : chaque atome tend à être entouré par huit électrons, c'est-à-dire le même nombre d'électrons de valence que les gaz nobles à partir de la deuxième période de la classification périodique.

– **Règle du duet** : chaque atome tend à être entouré par deux électrons, c'est-à-dire le même nombre d'électrons de valence que l'atome d'hélium. Elle ne s'applique qu'aux éléments du début de la classification périodique.

✓ Les éléments à partir de la troisième période peuvent déroger à la règle de l'octet et être entourés par plus de huit électrons. On parle alors de composés hypervalents.

[S3.5] Formes mésomères

Les formes mésomères correspondent à l'ensemble des formules de Lewis permettant de décrire une molécule par délocalisation des liaisons multiples et des dou-

blets non liants. Le passage d'une forme mésomère à une autre est décrite par des flèches courbes symbolisant les déplacements des doublets électroniques concernés.

[S3.6] Théorie VSEPR

La théorie VSEPR (Valence Shell Electronic Pair Repulsion) permet de prévoir la géométrie d'une molécule en dénombrant le nombre de groupements et de doublets non liants présents sur un atome considéré.

La méthode consiste à répartir de manière optimale ces groupements et doublets en minimisant la répulsion électronique entre ces composants.

On utilise la notation suivante autour de l'atome central étudié :



où A désigne l'atome central, n désigne le nombre de groupements liés à cet atome et p désigne le nombre de doublets non liants présents sur l'atome. La valeur du nombre $n + p$ permet de déterminer la géométrie de la molécule :

n+p	Figure de répulsion	Géométrie	Angles
2		linéaire	180°
3		Triangulaire plane	120°
4		Tétraédrique	109,5°
5		Bipyramide à base triangulaire	90° et 120°
6		Octaédrique	90°

✓ Dans les cas où des doublets non liants sont présents sur l'atome étudié, il convient de ne pas tenir compte de ces doublets pour nommer la géométrie de l'édifice. Ainsi une molécule de type AX_2E_1 ne sera pas triangulaire mais coudée.

[S3.7] Déformations par rapport à la géométrie idéale

La présence de doublets non liants ou de liaison multiples va déformer les angles de l'édifice moléculaire par rapport à la géométrie idéale de la molécule. En effet, les liaisons multiples et les doublets non liants vont entraîner plus de répulsion électronique qu'une liaison simple.