

CHAPITRE 2

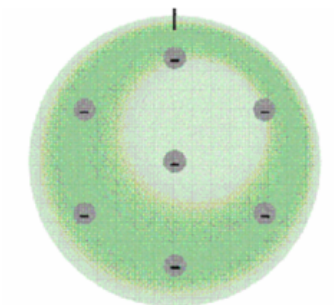
LES ÉLÉMENTS ET LE TABLEAU PÉRIODIQUE

2.1 LES ATOMES ET LEUR COMPOSITION

La théorie atomique de Dalton (1808)

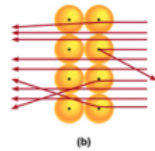
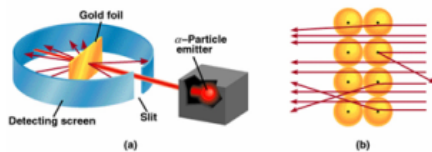
- La matière est formée de particules extrêmement petites, appelées atomes. Il est impossible de créer un atome, de le détruire ou de le diviser en particules plus petites.
- On ne peut pas transformer les atomes d'un élément en atomes d'un autre élément.
- Tous les atomes d'un élément possèdent les mêmes propriétés (ex.: même masse, même taille, ...) Ces propriétés sont différentes de celles des atomes de tout autre élément
- Les atomes d'éléments différents peuvent se combiner dans des proportions précises et former des composés.

La structure de l'atome: le proton et le noyau



- avant 1910, le modèle "plum pudding" de Thomson pour l'atome était le modèle le plus populaire
- dans ce modèle, les (petits) électrons sont dispersés dans une beaucoup plus grande sphère de matière uniforme et positive
 - "logique" considérant la petite masse de l'électron

La structure de l'atome: le proton et le noyau



- Rutherford a bombardé des minces feuilles d'or avec des particules α
- selon le modèle "plum pudding", les particules α passeraient à travers sans que leurs trajectoires ne soient beaucoup affectées
- cependant, quelques particules ont vu leurs trajectoires grandement perturbées

La structure de l'atome: le proton et le noyau

- dans l'expérience de Rutherford, les déviations sont le résultat d'énormes répulsions
- parce que les particules α sont chargées positivement, la charge positive doit être concentrée dans un très petit et massif noyau, au centre de l'atome (environ 10^{-13} du volume de l'atome, mais presque 100% de la masse)
- les charges positives qui se situent dans le noyau sont des protons
- la charge du proton est la même que celle de l'électron, mais de signe contraire (i.e., positive)
- la masse du proton est $1,672648 \times 10^{-24}$ g (environ 1840 fois celle de l'électron)

La structure de l'atome: le neutron

- avant 1932, un grand mystère était le fait que l'H avait un proton alors que l'He en avait deux, tout en étant quatre fois plus massif!
- plusieurs devinaient l'existence du neutron, mais c'est Chadwick qui l'a découvert en 1932
- le neutron n'a pas de charge et est légèrement plus massif que le proton ($1,674954 \times 10^{-24}$ g pour neutron vs $1,672648 \times 10^{-24}$ g pour proton)

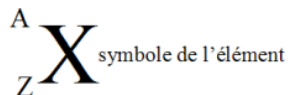
Propriétés des composantes de l'atome

Particules subatomiques	Charge	Masse en g	Masse relative	Position dans l'atome
Proton (p^+)	+1	$1,67 \times 10^{-24}$	1	Noyau
Neutron (n^0)	0	$1,67 \times 10^{-24}$	1	Noyau
Électron (e^-)	-1	$9,11 \times 10^{-28}$	1/1840	Orbitales

5×10^4
Couches électroniques
niveaux

Noyau de l'atome

- nombre de masse(A): le nombre total de n^0 et de p^+ contenus (masse atomique) dans le noyau d'un atome
- numéro atomique (Z): le nombre de p^+ contenus dans le noyau de chaque atome d'un élément(X)
(Lorsque l'atome est neutre, c'est aussi le nombre d' e^-)



Complète le tableau suivant.

A-Z

Symbole	numéro atomique	nombre de masse	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre d'électrons
${}^9_4\text{Be}$	4	9	4	5	4
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	40	20	20	18
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20	18

Numéro atomique, nombre de masse et isotopes

- tous les atomes d'un élément ont le même nombre de protons mais pas nécessairement le même nombre de neutrons. On appelle isotopes les atomes qui ont le même numéro atomique, mais des nombres de masse différents
n° élément
nb de neutrons
- afin d'identifier un isotope, on utilise la notation ${}^A_Z X$
- les isotopes d'un élément ont essentiellement la même chimie car le nombre de neutrons a peu d'influence sur la chimie d'un élément
- on utilise le nombre de masse pour identifier les isotopes (ex.: ${}^{235}_{92}\text{U}$ est uranium 235 et ${}^{238}_{92}\text{U}$ est uranium 238)
- l'hydrogène a trois isotopes (seulement cet élément a des noms spéciaux pour ces isotopes)
 - ${}^1_1\text{H}$: hydrogène ; ${}^2_1\text{H}$: deutérium ; ${}^3_1\text{H}$: tritium

Radio-isotopes

Les différents isotopes des éléments ont plusieurs utilités en chimie. Certains isotopes de certains éléments sont radioactifs. C'est à dire que le noyau de ces isotopes se désintègre naturellement. En se désintégrant, ils émettent de l'énergie et des radiations qui peuvent être nocives pour les humains.

Il y a 3 types de radiations :

gamma (γ): les plus puissantes et dangereuses, très difficiles à bloquer car elles ont un grand pouvoir pénétrant de haute énergie.

alpha (α) : particule équivalente d'un ion hélium (${}^4_2\text{He}^{2+}$), bloquée par quelques centimètre d'air

bêta (β) : particule équivalente à un électron (${}^0_{-1}\text{e}^-$), bloquée par une fine feuille d'aluminium

Les radio-isotopes peuvent être présents dans la nature ou créés artificiellement. Leur usage comprend la création d'énergie (électricité) dans les centrales nucléaires, la stérilisation d'instruments chirurgicaux, la préservation des aliments, ...

Deux utilisations particulières de radio-isotopes

Datation au carbone-14

Le carbone-14 est un isotope naturellement présent dans le CO_2 et dans les organismes vivants. Le ratio carbone-14 et carbone-12 est constant pendant qu'ils sont vivants. Lorsqu'un organisme vivant meurt, le CO_2 n'est plus renouvelé, le carbone-12 demeure donc constant, mais le carbone-14 étant radioactif, se décompose graduellement. Connaissant sa demi-vie, 5730 ans, on peut savoir depuis combien de temps l'organisme est mort.

Radio-isotopes en médecine

Les isotopes cobalt-60, iode-131 et iode-125 sont les principaux utilisés en médecine.

Le cobalt-60 est un émetteur de rayons gamma, utilisé pour traiter différents types de cancer depuis plus de 50 ans. Plus récemment, on s'en sert aussi pour arrêter le système immunitaire du corps qui tente de rejeter un organe transplanté.

L'iode-131 est utilisé pour le traitement du cancer de la glande thyroïde, mais aussi vérifier si elle fonctionne normalement.

L'iode-125 est utilisé pour le traitement du cancer de la prostate et des tumeurs au cerveau.

La théorie atomique de Dalton (1808)

- La matière est formée de particules extrêmement petites, appelées atomes. Il est impossible de créer un atome, de le détruire ou de le diviser en particules plus petites.

Même si on peut le diviser.
L'atome est la plus petite particule avec les propriétés de l'élément
- On ne peut pas transformer les atomes d'un élément en atomes d'un autre élément ...

... avec des réactions chimiques.
On peut avec les réactions nucléaires.
- Tous les atomes d'un élément possèdent les mêmes propriétés (ex.: même masse, même taille, ...) Ces propriétés sont différentes de celles des atomes de tout autre élément

Les isotopes d'un élément sont des atomes de différentes masses
- Les atomes d'éléments différents peuvent se combiner dans des proportions précises et former des composés.

Resté plus ou moins le même

Devoir
P. 39 n^{os} 1 à 5

Chapitre 2

Observez le tableau périodique

Comment est-ce que le tableau est organisé?

1) l'ordre des éléments

Quels éléments veulent perdre les électrons?
Quels veulent gagner?

2) les rangés (période)

3) les colonnes (familles)

Quels groupes d'éléments se combinent pour former:

(a) les composés ioniques?

4) les trois grandes régions

(b) les composés covalents?

Qu'est-ce que le tableau nous permet de faire?

Configuration électronique et notation de Lewis

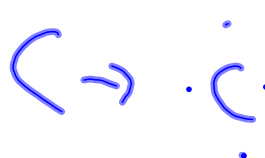
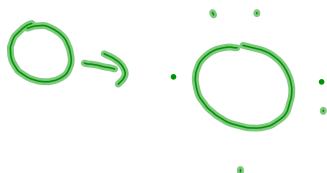
Configuration électronique : C'est la distribution, par niveau d'énergie, des électrons de valence.
(distribution)



Notation de Lewis : diagramme illustrant le symbole d'un atome et ses électrons de valence



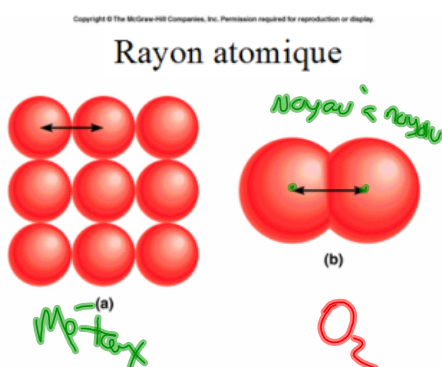
(ou COMPOSE^-)



2.3 Tendances périodiques

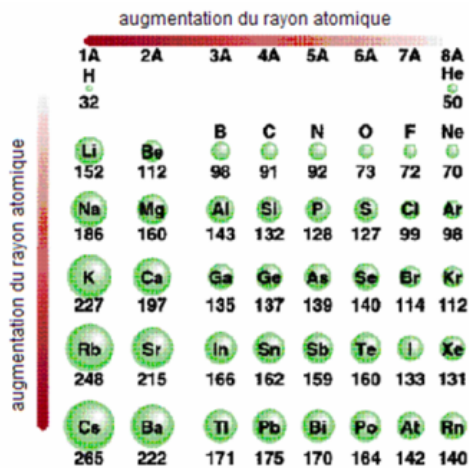
Le rayon atomique

- le rayon est une propriété mal définie car la densité électronique, en principe, s'étend jusqu'à l'infini



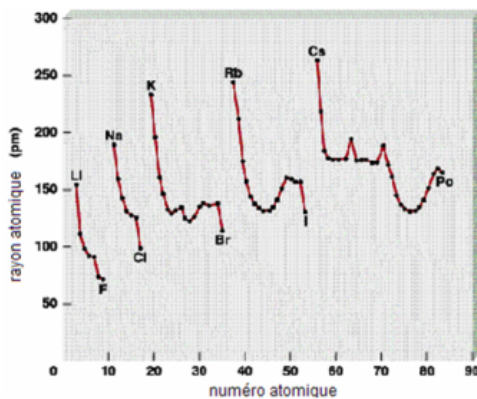
- on peut estimer la taille d'un atome à partir des données expérimentales
 - dans un métal, le rayon atomique est la moitié de la distance qui sépare deux atomes adjacents
 - pour un élément qui existe comme une molécule diatomique, le rayon atomique est la moitié de la longueur de la liaison

Le rayon atomique



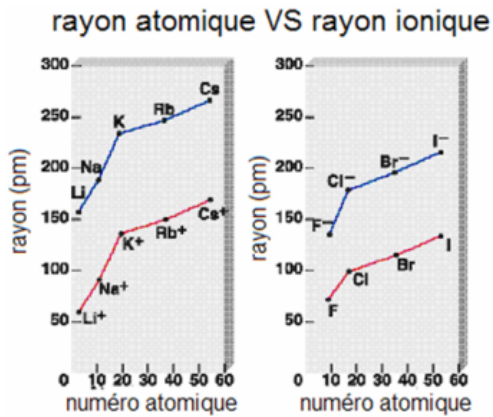
- en allant de gauche à droite, les rayons atomiques des éléments tendent à devenir plus petits
- le plus petit rayon atomique est dû à l'augmentation du pouvoir d'attraction du noyau en allant de gauche à droite
 - les électrons de valence sont retenus plus près du noyau par sa plus grande charge positive

Le rayon atomique



- en descendant un groupe, le rayon atomique augmente
- lorsqu'on descend un groupe, le pouvoir d'attraction du noyau sur les électrons de valence demeure plus ou moins la même
- cependant, les électrons de valence occupent un niveau d'énergie plus élevé et leur distance moyenne du noyau augmente

Le rayon ionique

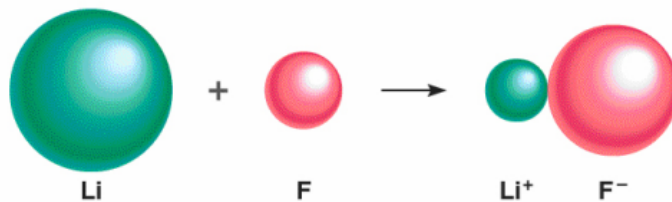


- le rayon ionique est le rayon d'un cation ou d'un anion
- lorsqu'un atome devient un anion, sa taille augmente car l'augmentation de la répulsion entre les électrons cause les électrons à occuper un plus grand volume
- lorsqu'un atome devient un cation, l'inverse se produit, et le rayon diminue
 - en plus, dans plusieurs cas, on vide un niveau d'énergie entièrement et donc la couche de valence devient celle du niveau d'énergie (n-1)

Le rayon ionique

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Changement de taille de Li et F lorsqu'ils réagissent et forment LiF



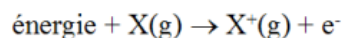
- N.B. les rayons atomiques et ioniques peuvent être très différents

Les rayons atomiques et ioniques

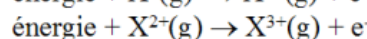
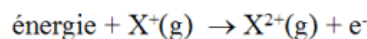
- Exemple: Classez les atomes suivants par ordre décroissant de leurs rayons: C, Li, Be.
- Solution: En général, le rayon diminue en allant de gauche à droite, donc $\text{Li} > \text{Be} > \text{C}$
- Exemple: Dites quel ion est le plus petit dans chacun des couples suivants: (a) K^+ , Li^+ ; (b) Au^+ , Au^{3+} ; (c) P^{3-} , N^{3-}
- Solution:
 - (a) Li^+ , car le dernier niveau d'énergie est $n=1$ plutôt que $n=3$ pour K^+
 - (b) Au^{3+} car il y aura moins de répulsion entre les électrons
 - (c) N^{3-} car le dernier niveau d'énergie est $n=2$ plutôt que $n=3$ pour P^{3-}

L'énergie d'ionisation

- l'énergie d'ionisation est l'énergie minimale requise pour arracher un électron d'un atome gazeux à l'état fondamental



- plus l'énergie d'ionisation est élevée, plus il est difficile d'arracher un électron de l'atome
- on a aussi les deuxième, troisième, ..., énergies d'ionisation

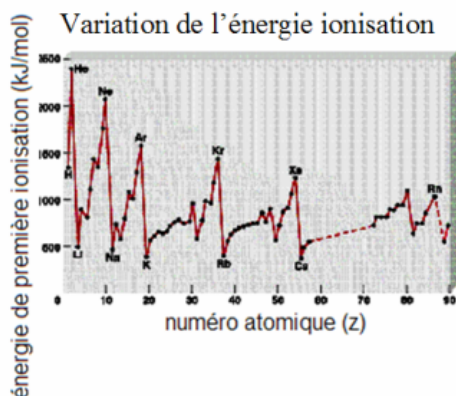


....

2^e ionisation
3^e ionisation

- ça devient plus difficile d'arracher les deuxième, troisième, ..., électrons car la répulsion entre les électrons diminue après chaque ionisation et il est très difficile de séparer un électron d'un cation dû à l'interaction électrostatique favorable entre ces deux charges opposées

L'énergie d'ionisation



- l'énergie d'ionisation diminue en descendant un groupe
 - Le pouvoir d'attraction du noyau ne change pas, mais l'électron de valence qui est enlevé est plus loin du noyau, et donc plus faiblement retenu
- l'énergie d'ionisation augmente, en général, en allant de gauche à droite dans le tableau périodique
 - en allant de gauche à droite, le pouvoir d'attraction du noyau augmente et l'électron de valence qui est enlevé est plus fortement retenu

Devoir
P. 52 et 55 n^{os} 7 à 9