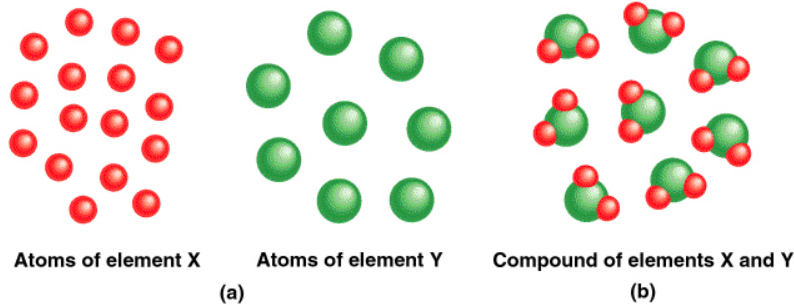


Atomes, molécules et ions

La théorie atomique de Dalton (1808)

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

Dalton's Atomic Theory

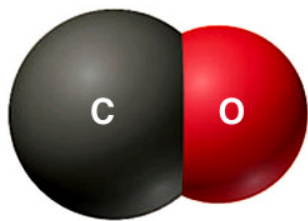


- Les éléments sont formés de particules extrêmement petites, appelées atomes. Tous les atomes d'un élément donné sont identiques entre eux. Les atomes d'un élément sont différents de ceux de tous les autres éléments.
- Les composés sont formés de plus d'un élément. Dans tout composé, le rapport entre le nombres d'atomes de deux éléments est soit un nombre entier, soit une fraction simple.

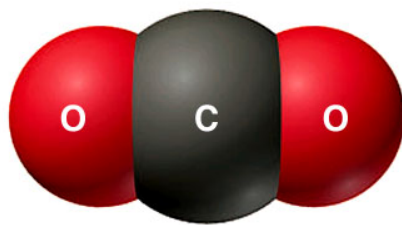
La théorie atomique de Dalton (1808)

Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Atomic Basis of the Law of Multiple Proportions



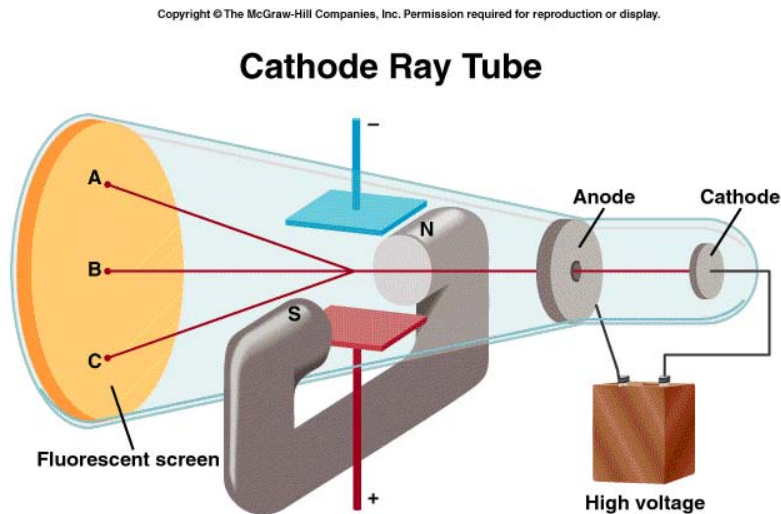
Carbon oxide I
(carbon monoxide)



Carbon oxide II
(carbon dioxide)

- le travail de Dalton a expliqué quelques observations empiriques
 - la loi des proportions définies
 - la loi des proportions multiples
 - la loi de la conservation de la masse

La structure de l'atome: l'électron



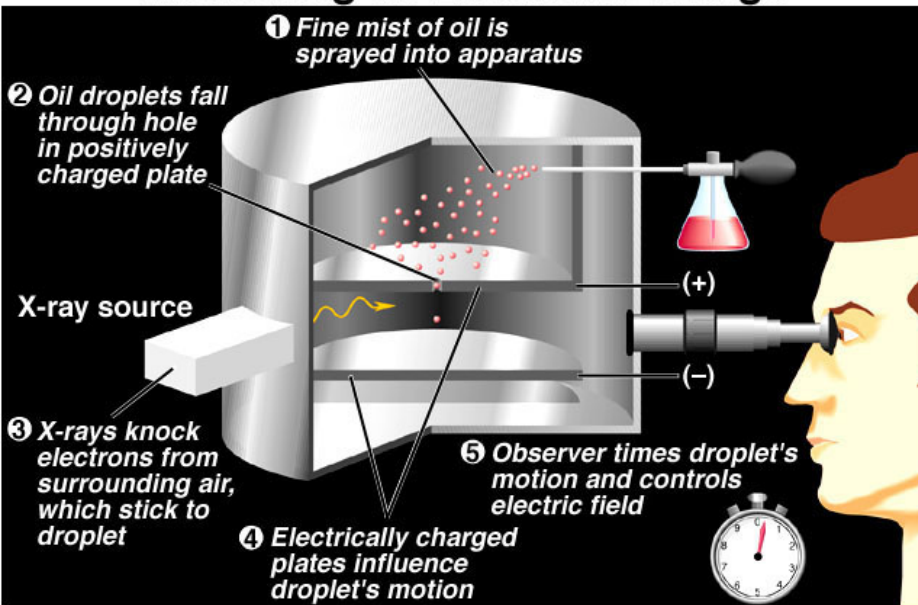
- avec un tube à rayon cathodique, on a prouvé l'existence d'une particule subatomique possédant une charge négative, l'électron
- Thomson a établi le rapport charge/masse de l'électron

$$\frac{\text{charge}}{\text{masse}} = -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

La structure de l'atome: l'électron

Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Millikan's Oil-drop Experiment for Measuring an Electron's Charge



- Millikan a établi la charge de l'électron au début de 1900

$$\text{charge} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

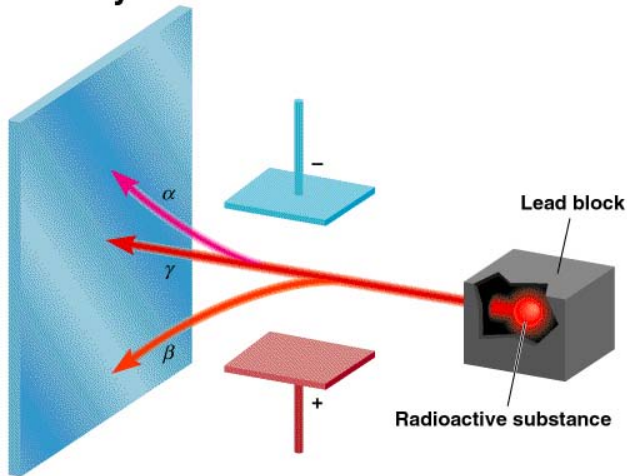
- avec l'aide du travail de Thomson, Millikan a déduit la masse de l'électron

$$\begin{aligned} \text{masse} &= \frac{\text{charge}}{\text{charge} / \text{masse}} \\ &= \frac{-1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

La radioactivité

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

Three Types of Rays Emitted by Radioactive Elements

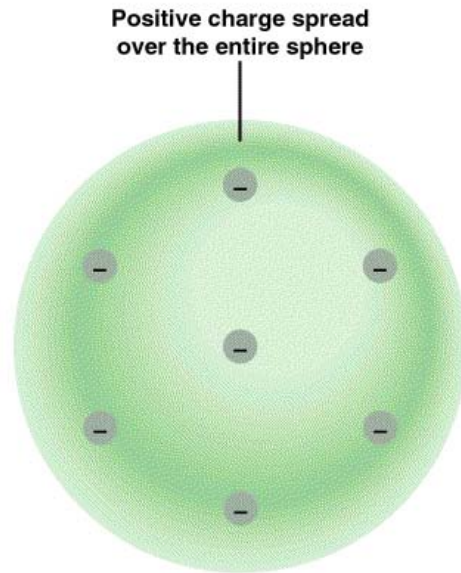


- radioactivité: l'émission spontanée de particules et/ou de radiation
- trois types de rayons produits par la désintégration de substances radioactives:
 - rayons/particules α (noyaux d'He)
 - rayons/particules β (électrons)
 - rayons γ (rayons à haute énergie, pas de charge)

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

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

Thomson's Model of the Atom

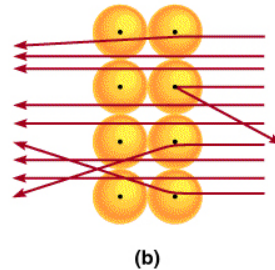
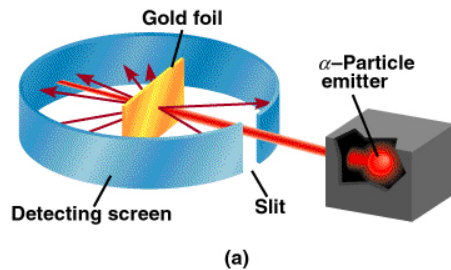


- avant 1910, le modèle “plum pudding” de Thomson pour l’atome était le modèle le plus populaire
- dans ce modèle, les (petits) électrons sont dispersés dans une beaucoup plus grande sphère de matière uniforme et positive
 - “logique” considérant la petite masse de l’électron

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

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

Rutherford's Experimental Design



- 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 1.67252×10^{-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 (1.67493×10^{-24} g pour neutron vs 1.67252×10^{-24} g pour proton)

Numéro atomique, nombre de masse et isotopes

- numéro atomique: le nombre de protons contenus dans le noyau de chaque atome d'un élément
- nombre de masse: le nombre total de neutrons et de protons contenus dans le noyau d'un atome
- 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

Numéro atomique, nombre de masse et isotopes

- afin d'identifier un isotope, on utilise la notation ${}^A_Z X$ où A est le nombre de masse, Z est le numéro atomique et X est l'élément en question
- 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

Le tableau périodique

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

Modern Periodic Table

1 1A H	2 2A He											13 3A B	14 4A C	15 5A N	16 6A O	17 7A F	18 8A Ne
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Nh	108 Hs	109 Mt	110	111	112						

Metals	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Metalloids	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Nonmetals														

- tableau dans lequel sont regroupés les éléments ayant des propriétés chimiques et physiques similaires
- les rangées horizontales sont appelées périodes
- les colonnes verticales sont appelées groupes (ou familles)
- trois catégories d'éléments
 - métal (bon conducteur)
 - non-métal (mauvais conducteur)
 - métalloïde (entre métal et non-métal)

Les molécules et les ions

- une molécule est un assemblage d'au moins deux atomes maintenus ensemble, dans un arrangement déterminé, par des forces chimiques
- un ion est un atome ou une molécule qui a gagné ou perdu des électrons
 - cation: ion de charge positive
 - anion: ion de charge négative
- un composé ionique est un composé de cations et d'anions
 - ex.; NaOH(s) est un ensemble de Na⁺ et OH⁻ et on n'a pas de molécule de NaOH distincte

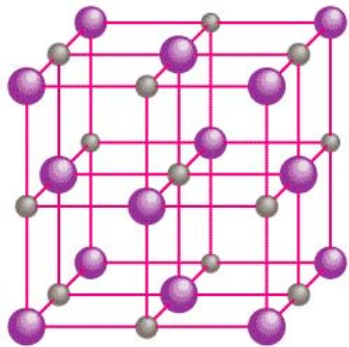
Les formules chimiques

- formule moléculaire: indique le nombre exact d'atomes de chaque élément contenus dans la plus petite unité d'une substance
- formule empirique: indique dans quel rapport de nombres entiers se trouvent les éléments présents dans une molécule
- ex.; le peroxyde d'hydrogène est une molécule qui contient deux atomes d'oxygène et deux atomes d'hydrogène
 - sa formule moléculaire est H_2O_2
 - sa formule empirique est HO
- pour plusieurs molécules, les formules moléculaire et empirique sont identiques (ex.; H_2O)

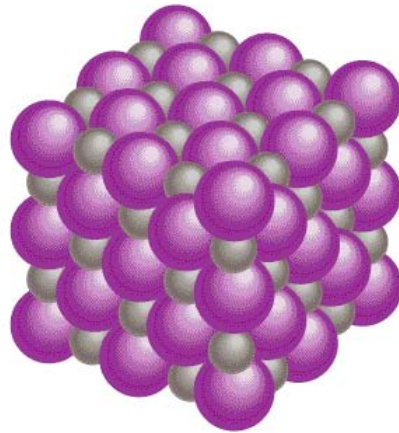
Les formules chimiques

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

Solid NaCl



(a)



(b)

- pour un composé ionique, on n'a pas de molécules distinctes, donc on utilise leur formule empirique pour les identifier
- dans la figure, chaque Na^+ est associé avec six Cl^- , chaque Cl^- est associé avec six Na^+ , et le tout est électriquement neutre
- d'autres composés ioniques peuvent avoir des structures différentes et des charges différentes (tant que le cristal demeure électriquement neutre)
 - ex.; Al^{3+} et O^{2-} forme Al_2O_3

La nomenclature des composés inorganiques: les composés ioniques

- pour les composés ioniques, on nomme d'abord l'anion suivi du cation
- l'anion ou le cation est parfois polyatomique
 - ex.; NH_4^+ : ammonium
 - OH^- : hydroxide
 - NO_3^- : nitrate
 - NO_2^- : nitrite
 - CO_3^{2-} : carbonate
 - PO_4^{3-} : phosphate
 - SO_4^{2-} : sulfate
 - SO_3^{2-} : sulfite
- ex.; KBr : bromure de potassium
- Al_2O_3 : oxyde d'aluminium
- KCN : cyanure de potassium
- ZnI_2 : iodure de zinc
- NaOH : hydroxyde de sodium
- NH_4Cl : chlorure d'ammonium

La nomenclature des composés inorganiques: les composés covalents

- les composés covalents sont formés de molécules distinctes
- pour un composé covalent binaire, on nomme le deuxième élément de la formule en premier
 - ex.; HCl : chlorure d'hydrogène
 - NO : oxyde d'azote
 - SiC : carbure de silicium

La nomenclature des composés inorganiques: les composés covalents

- lorsque deux éléments forment plusieurs composés, on utilise des préfixes d'origine grecque pour spécifier le nombre d'atomes de chaque élément
 - ex.; CO : monoxyde de carbone
CO₂ : dioxyde de carbone
NO₂ : dioxyde d'azote
N₂O₄ : tétroxyde de diazote
- beaucoup de composés covalents contenant l'hydrogène sont appelés par leur nom commun
 - ex.; B₂H₆ : diborane
NH₃ : ammoniac
SiH₄ : silane
 - CH₄ : méthane
H₂O : eau
PH₃ : phosphine

La nomenclature des composés inorganiques: les acides et les bases

- une définition d'acide est : une substance qui libère H^+ une fois dissoute dans l'eau
- si l'acide n'est pas un oxacide, i.e., ne contient pas d'oxygène, on remplace le suffixe "ure" par le suffixe "hydrique"
 - ex.; HF : acide fluorhydrique
HI : acide iodhydrique
H₂S : acide sulfhydrique
- N.B. HCl(g) est le chlorure d'hydrogène, mais une fois dissout dans l'eau, il libère H^+ et devient l'acide chlorhydrique

La nomenclature des composés inorganiques: les acides et les bases

- pour un oxacide (formule générale H_mXO_n) il arrive souvent qu'il y ait plusieurs valeurs de n possible pour chaque élément X, et dans une telle série,
 - il y a toujours un acide dans la série qui termine en “ique”
 - l'ajout d'un autre atome d'oxygène produit l'acide “per...ique”
 - le retranchement d'un atome d'oxygène produit l'acide “eux”
 - le retranchement d'un deuxième atome d'oxygène produit l'acide “hypo...eux”

La nomenclature des composés inorganiques: les acides et les bases

- ex.; H_2CO_3 : acide carbonique
 HNO_3 : acide nitrique
 HNO_2 : acide nitreux
 H_2SO_4 : acide sulfurique
 H_2SO_3 : acide sulfureux
 HClO_4 : acide perchlorique
 HClO_3 : acide chlorique
 HClO_2 : acide chloreux
 HOCl : acide hypochloreux

La nomenclature des composés inorganiques: les acides et les bases

- lorsque un oxacide perd tous ses H^+ pour produire un oxanion
 - l'acide "ique" produit l'anion "ate"
 - ex.; ClO_4^- : perchlorate
 ClO_3^- : chlorate
 - l'acide "eux" produit l'anion "ite"
 - ex.; ClO_2^- : chlorite
 OCl^- : hypochlorite
- lorsque tous les H^+ ne sont pas encore perdus, on doit spécifier le nombre de H présents
 - ex.; H_3PO_4 : acide phosphorique
 $H_2PO_4^-$: dihydrogénophosphate
 HPO_4^{2-} : hydrogénophosphate
 PO_4^{3-} : phosphate