

CHM1711
Principes de chimie

Grandeur extensive: dépend de la quantité de matière étudiée

Grandeur intensive: ne dépend pas de la quantité de matière étudiée

Les Atomes, Molécules et Ions

La théorie atomique de Dalton (1808): Pas tout à fait vraie

- Les atomes sont des particules microscopiques, indestructibles (puisque'il n'y a rien de plus petit) et elles forment les éléments. Chaque atome d'un même élément est identique.
- Les composés sont formés de plus d'un élément, sont faits avec une recette bien précise du rapport entre chaque atome.
- Les réactions chimiques ne font que séparer, combiner ou réarranger les atomes, elles ne les détruisent pas, et n'en créent pas non plus.
- *Dalton ne connaissait pas la structure de l'atome, il ne savait pas qu'il y avait des neutrons, protons ou électrons, ni même un noyau.
- Grâce aux travaux de Dalton, nous avons pu expliquer certaines observations, telles que la loi des proportions définies, la loi des proportions multiples et la loi de la conservation de la masse.

Structure de l'atome

- L'électron e⁻; Thomson a prouvé l'existence de quelque chose avec une charge négative grâce à un tube à rayon cathodique. Il y a un aimant dans ce rayon qui fait dévier la trajectoire des atomes alors ils ont su qu'il y avait une charge négative.
- Thomson a établi le rapport charge/masse de l'électron à -1.76×10^{-8} Coulomb/g
- Millikan a établi la charge de l'électron au début du 20^e siècle à -1.60×10^{-19} , puis avec le travail de Thomson, il a pu déduire la masse de l'électron à 9.09×10^{-28} g

Radioactivité: Émission spontanée de particules/radiation

- Rayons alphas: noyaux d'He
- Rayons beta: électrons
- Rayons gamma: rayons à haute énergie, pas de charge)

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

- Avant 1910, le plum pudding; électrons dispersés dans une sphère positive
- Rutherford a projeté des particules alpha sur une mince feuille d'or, puis a remarqué que la plupart passait à travers directement, mais que certaines rebondissent
- Il a alors conclu que les déviations étaient le résultat de répulsions, donc des charges positives (les rayons alphas sont chargés positivement)
- Les charges positives du noyau sont les protons; même charge que l'électron mais de signe contraire, puis d'une masse 1840x plus grande que l'électron, soit 1.67252×10^{-24} g

La structure de l'atome: le neutron

- On ne comprenait pas pourquoi l'hydrogène avait un seul proton, et que l'hélium en avait 2 mais qu'il était 4 fois plus massif
- Chadwick a découvert le neutron en 1932; il n'a pas de charge, et est un peu plus massif que le proton, soit 1.67493×10^{-24} g

Numéro atomique, nombre de masse et isotopes

- Numéro atomique: nombre de protons dans un atome d'un élément
- Nombre de masse: nombre total de protons et de neutrons dans le noyau
- Chaque atome d'un élément a le même nombre de protons mais pas nécessairement le même nombre de neutrons; isotopes
- Isotopes: A (nombre de masse) sur Z (numéro atomique) X (élément en question)
- Les isotopes ont presque la même chimie que l'élément parce que les neutrons n'ont pas vraiment d'influence sur les réactions
- L'hydrogène a 3 isotopes: hydrogène, deutérium, tritium (l'hydrogène a juste un neutron habituellement alors ses isotopes sont beaucoup plus lourds, donc les réactions chimiques seront plus lentes) tritium: glow-in-the-dark, deutérium: l'eau lourde

Le tableau périodique

- Horizontal: périodes, vertical: famille
- Métaux: bon conducteur, Non-métal: mauvais conducteur, Métalloïde: entre métal et non-métal
- Métaux à gauche de l'escalier

Les molécules et les ions

- Cations: positif, anions: négatif, ensembles forment un sel

Les formules chimiques

- Formule moléculaire: indique le vrai nombre d'atomes de chaque élément
- Formule empirique: indique le rapport de nombres entiers dans lequel se trouvent les éléments présents dans une molécule
- Ex: peroxyde d'hydrogène: Moléculaire H_2O_2 , Empirique: H_2O
- Cl^- beaucoup plus grand que Na^+

La nomenclature des composés inorganiques

- Les composés ioniques: NH_4^+ : ammonium CO_3^{2-} : carbonate OH^- : hydroxide PO_4^{3-} : phosphate NO_3^- : nitrate SO_4^{2-} : sulfate NO_2^- : nitrite SO_3^{2-} : sulfite KBr : bromure de potassium ZnI_2 : iodure de zinc Al_2O_3 : oxyde d'aluminium $NaOH$: hydroxyde de sodium KCN : cyanure de potassium NH_4Cl : chlorure d'ammonium
- Les composés covalents: HCl : chlorure d'hydrogène NO : oxyde d'azote SiC : carbure de silicium CO : monoxyde de carbone CO_2 : dioxyde de carbone NO_2 : dioxyde d'azote N_2O_4 : tétraoxyde de diazote B_2H_6 : diborane CH_4 : méthane NH_3 : ammoniac H_2O : eau SiH_4 : silane PH_3 : phosphine
- Les acides et les bases: Acide libre des ions H^+ , Bases en capte ; HF : acide fluorhydrique HI : acide iodhydrique H_2S : acide sulfhydrique

La stoechiométrie

La masse atomique

- Impossible de mesurer la masse d'un seul atome
- Parce que tu ne peux pas peser un seul atome, carbone 12 pèse 12u, u n'a pas vraiment de valeur
- On peut faire des rapports de masse avec le carbone 12

La masse atomique moyenne

- On n'inclut jamais les isotopes radioactifs dans les calculs
- La moyenne des atomes de carbone est de 12.01u mais aucun atome ne pèse 12.01u
- Bore 10 et bore 11, moyenne de 10.81u

Le nombre d'Avogadro

- 1 mole équivaut à 6.022045×10^{23} particules
- Une mole est le nombre d'atomes de carbone 12 dans 12 grammes de carbone 12

La masse molaire

- Masse molaire: masse d'une mole d'un atome ou d'une molécule (grammes/mole)
- Carbone 12: 12g/mol
- Na: masse atomique moyenne : 22.99u, alors sa masse molaire est de 22.99g/mol

Le spectromètre de masse

- Injecte une quantité macroscopique, passent à travers un champ magnétique, dévie la trajectoire, plus tu es lourd, plus tu vas en ligne droite
- Permet de trouver les pourcentages d'abondance des isotopes
- Pour les molécules; plus au pic associé à la masse molaire de la molécule

La composition centésimale

- Pourcentages de chaque élément, refaire des exercices d'examens passés**
- Imagine qu'on a 100g de la substance
- Convertir les grammes en moles de chaque substance
- Trouver le rapport
- Trouver la formule moléculaire (avec la masse moléculaire du composé)

Question typique d'un exam: Trouver la formule empirique

Pourcentage/masse molaire/plus petite donnée

$$\text{C: } 38.08/12.01 = 3.171 / 0.793 = 4 = 8$$

$$\text{O: } 31.71/16 = 1.982 / 0.793 = 2.5 = 5$$

$$\text{S: } 25.42/32.07 = 0.793 / 0.793 = 1 = 2$$

$$\text{H: } 4.79/1.008 = 4.752 / 0.793 = 6 = 12$$

$\text{C}_8\text{O}_5\text{S}_2\text{H}_{12}$: masse molaire de $252.34 \times 2 = \text{C}_{16}\text{O}_{10}\text{S}_4\text{H}_{24}$

Pour avoir la masse d'une molécule, diviser par le nombre d'Avogadro

Les calculs de quantité de réactifs et de produits

- 1243 grammes

