



Naam : Rein
Klas : 5IW
Datum : 12 / 10 / 2009
Vak : Chemie
Omschrijving – Titel : Samenvatting Tri 1 Chemie 5IW

Hoofdstuk 1 Atoombouw

De Grieken → Empedocles (5^{de} eeuw v.C.) → vier basisstoffen: lucht, vuur, aarde en water.
→ Plato: gaf vier basisstoffen vorm

Leucippus: Materie kon in tweeën gedeeld worden.

Aristoteles (384-322 v.C.): 5^{de} oerelement: ether

De middeleeuwen: alchimisten → theorie 4 / 5 oerelementen.

: Zoeken naar menging oerelementen om om te zetten naar goud.

Dalton (1766-1844): atoommodel: ronde massieve bolletjes

Thomson (1856-1940): negatieve lading vervat in positieve bolletjes

Rutherford (1871-1937): radioactieve stralen, α -deeltjes, atoomsfeer is ijl, op een positieve kern en de negatieve elektronen na. Positieve kerndeeltjes = protonen.

Elektronen 1840 keer kleiner dan de massa.

Chadwick (1932): elektrisch neutraal gedeelte = neutronen in de kern.

deeltjes	symbool	plaats	lading	massa
proton	p+	kern	+1	1
neutron	n0	kern	0	1
elektron	e-	mantel	-1	1/1840

Atoomnummer Z

Massagetal A

Het massagetal is de som van het aantal protonen Z en het aantal neutronen N.

$$A = Z + N$$



Isotopen, 92 elementen of atoomsoorten in de natuur. 272 verschillende stabiele atomen.

Isotoop = atomen met eenzelfde aantal protonen en neutronen maar een verschillend aantal neutronen.

Bv:



Beide 12 protonen en elektronen maar 1^{ste} heeft 12 neutronen, 2^{de} heeft 13 neutronen.

Kunstmatig opgewekte atomen en isotopen zijn radioactief, daarom radio-isotopen of tritium.

Bohr: Moet ook magnetisch veld hebben en magnetische kracht. Daarom zou het elektron een klein beetje energie verliezen. Energieverlies zou te merken zijn aan trager bewegen elektron. Dus spiraalvormige wijze bewegen en boten in kern maar gebeurd niet.

spectrum = kleurenpalet

scopie = zien of kijken

atoomspectrum = lijnspectrum

Eerste hypothese van Bohr:

elektronen bewegen zich in cirkelvormige banen. Liggen op bepaalde afstand v/d kern.
Hogere baan springen = discrete hoeveelheid energie nodig die men kwantum noemt.

hoofdkwantumgetal: $n=1, n=2$

Schillen of hoofdniveaus: K, L, M, N, O, P, Q. (2-8-18-32-32-32-32)

Hoe verder van de kern, hoe dichter de schillen van elkaar liggen.

K-schil laagste energie-inhoud, Q-schil hoogste.

Negatieve elektronen aangetrokken worden door de positieve kern, hierdoor ontstaat er potentiële energie. (R.E. afstand) Anderzijds cirkelen de e snelheid 2000/5000 KM/s rond de kern waardoor ze kinetische energie bezitten (E_k)

Maximaal aantal elektronen = $2 \cdot n^2$

Tweede hypothese van Bohr.

Om van baan te verspringen is energie nodig, dus neemt het elektron energie op, bv lichtenergie. Hierdoor wordt er dus energie geabsorbeerd.

Eenmaal op de hogere baan, spreekt men van geëxciteerde toestand.

Onstabiel dit dus keert het naar originele baan en komt er energie vrij, onder de vorm van straling, bv licht (emissie)

Dus: absorptie \rightarrow excitatie \rightarrow emissie

Planck had reeds ontdekt dat energie van licht RE is met frequentie.

h = constante van Planck = J . s en f = frequentie.

$E = h \cdot f$

Omdat elektronen maar bepaalde sprongen kunnen, zijn er maar bepaalde lichtfrequenties om uit te zenden, vandaar spectraallijnen.

Drie series:

Lyman-serie: λ kleiner dan 400nm. Grootste sprongen. (Grote frequentie)

Ultravioletgebied

Balmer-serie: 400 à 700 λ

Paschen-serie: Meer dan 800 λ , tergevallen naar de derde schil. Infrarode gebied.
--

Derde hypothese van Bohr:

Centrifugaal kracht (middelpuntsvliedende F)

Middelpuntsvliedende kracht: $F = \frac{m \cdot v^2}{r}$

Coulombse aantrekkingskracht: $F_c = \frac{1}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0} = \frac{Z \cdot e^2}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0 \cdot r^2}$

m = massa v/h lichaam

v = snelheid v/h elektron

r = straal v/d baan

Z = atoomnummer (= aantal pro of elek)

e = lading elek, pro

ϵ_0 = primitiviteit

energie v/e electron op 'n bepaalde baan omgekeerd evenredig is met n^2

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

Atoommodel van Bohr-Sommerfield (1916)

Maar ook stationaire ellipsvormige banen, dus hoofdniveaus konden verder worden ingedeeld in subniveaus / subschillen omdat er meer spectraallijnen waren dus meer energieniveaus door verbeterde spectroscopie.

Binnen 'n schil kunnen nog eens kleine energieverschillen vertoond worden.

Dus we onderverdelen in nevenniveaus of subniveaus. Dit wordt gekenmerkt door tweede kwantumgetal "l"

Dus $l = 0$, $l = 1$ met een maximum van 4 l.

Namen tweede kwantumschillen: s, p, d en f.

subniveau	max aantal e
s	2
p	6
d	10
f	14

$$Vorm = \frac{b}{a} = \frac{(l+1)}{n}$$

ellips of cirkel (=1 uitkomst)

Zeeman-effect

Magneet, lamp, spleet, prisma, scherm.

magnetisch kwantumgetal 'm', indien

$l = 2$ dan $m = -2, m = -1, m = 0, m = 1, m = 2$

Zeeman effect verdwijnt als er geen magnetisch veld is.

Elektronen kunnen zich richten ...

Spinkwantumgetal

eigen as, synoniem = spinnen.

Het spinkwantumgetal = $+\frac{1}{2}$ of $-\frac{1}{2}$.

Ze kunnen op twee manieren draaien.

1s			
2s	2p		
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	6f
7s	7p	7d	7f

Verkorte methode:

(Ne) $3s^2$

Je neemt voorgaande edelgas, en vult dan aan in volgorde.

Blijkbaar zijn half gevulde en volledig gevulde subniveaus meer stabiel dan willekeurig gevulde. Dit is zo bij: Mo, Ag, Au, Pd, Rh

Bv: Cu: (Ar) $3d^{10} 4s^1$ of Cr: (Ar) $3d^5 4s^1$

Pauli-verbod: In eenzelfde atoom hebben de elektronen ten minste één verschillend kwantumgetal

Regel van Hund: Binnen eenzelfde subniveau hebben de elektronen zoveel mogelijk dezelfde spin.

Info uit: Cursus 5IW VTI-Ieper K.Plovier