

Osnovni zakoni hemije

Zakon o održanju mase (Lavoazije):

ukupna masa supstance koja učestvuje u hemijskoj promeni (hemijsoj reakciji) ne menja se"

Osnovni zakoni hemije

Zakon stalnih masenih odnosa (Prust):

“Elementi se međusobno jedine u stalnim masenim odnosima zbog čega je sastav hemijskih jedinjenja stalan bez obzira na način na koji su ona dobijena”

Prust (1754-1826) protiv Bertolea (1748-1822)

Da li elementi ulaze u sastav jedinjenja proizvoljno ili se to vrši po nekom zakonu tj. da li jedinjenja imaju stalan sastav

Bertole smatrao da ne mora da postoji stalni maseni odnos elemenata koji se jedine a Prust smatrao da mora

Prust pobedio zahvaljujući većem broju eksperimenata

Osnovni zakoni hemije

Primeri zakona stalnih masenih odnosa:

1. U H_2O odnos mase vodonika prema masi kiseonika je uvek 1:8

Ako reaguje 1g vodonika sa 8g kiseonika dobiće se 9g vode bez ostataka

Ako reaguje 5g vodonika sa 40g kiseonika dobiće se 45g vode

Ako razložimo 18 g vode dobićemo 2g vodonika i 16g kiseonika

Ako reaguje 2g vodonika sa 8g kiseonika dobićemo 9g vode i 1g vodonika u višku

Osnovni zakoni hemije

Dalton je bio veliki pristalica Prust-ovog zakona; potvrdio ga eksperimentalno ali dao i teorijsko objašnjenje – zato se danas jedinjenja stalnog (stehiometrijskog) sastava nazivaju daltonidi

Zakon stalnih masenih odnosa važi za sva gasovita i isparljiva jedinjenja ali ne i za sva čvrsta jedinjenja

Kurnakov zapazio da kod metalnih jedinjenja (legura) na jedinicu mase jednog elementa može doći različita masa drugog elementa (npr. legura Bi i Tl na 1g Tl dolazi od 1,24 do 1,28 g Bi)

Četvorovalentni oksid Ti na 1g Ti dolazi 0,65-0,67g O pa je formula ovog oksida $\text{TiO}_{1,9-2,0}$

Osnovni zakoni hemije

Takve stabilne supstance sa promenljivim –
nesteheometrijskim – sastavom se zovu bertolidi

Osnovni zakoni hemije - Bertolidi

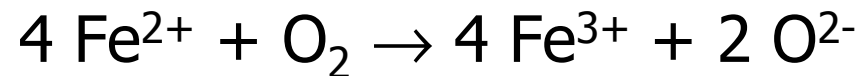
Nastaju kao posledica defekta kristalne rešetke i javljaju se samo u čvrstom stanju

Jedna od bitnih osobina kristala je da mora biti elektroneutralan tj. mora imati isti broj + i – naelektrisanja i upravo zbog toga nastaju bertolidi

Primer:

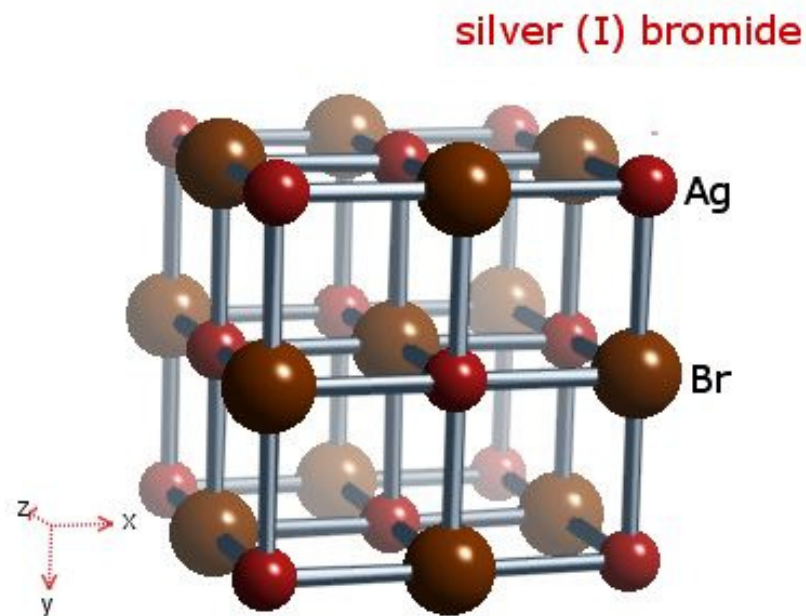
FeO – žarenjem na vazduhu prelazi u Fe_{0,95}O

Prilikom žarenja jedan deo vazdušnog O₂ ulazi u kristal i tu oksiduje Fe²⁺ do Fe³⁺



Osnovni zakoni hemije - Bertolidi

Pri brznoj kristalizaciji Cu_2S može se desiti da jedan Cu^+ jon se izgubi – ne stigne da uđe u rešetku. Tada se na mestu gde je on trebao biti stvara praznina a da bi kristal zadržao svoju elektroneutralnost jedan od Cu^+ jona mora preći u Cu^{2+} . Time se stvara manjak bakra pa se može dobiti jedinje sastava $\text{Cu}_{1,7}\text{S}$

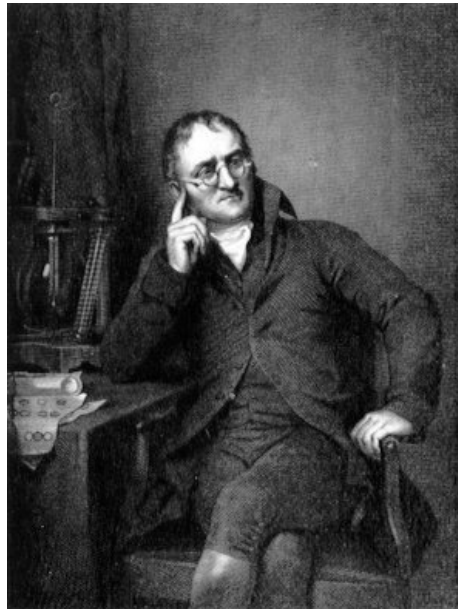


Osnovni zakoni hemije - Atomska teorija

Demikrit prvi pomenuo atome, ali njegovo učenje nije prihvatio Aristotel, pa je bilo zaboravljeno 2000 godina.

Newton bio pobornik atoma – najsitnijih zrnca materije

John Dalton u periodu između 1803-1807 naslanjajući se na Prustov zakon stalnih masenih odnosa i brojne eksperimente postavlja hemijsku atomsku teoriju.



Osnovni zakoni hemije - Atomska teorija

4 postulata daltonove teorije

1. Svaki element je sastavljen od izuzetno malih čestica koje se zovu atomi
2. Svi atomi istog elementa su identični; atomi različitih elemenata su različiti i imaju različite osobine (uključujući i masu)
3. Atomi jednog elementa ne mogu se promeniti u atome drugog elementa hemijskim reakcijama; atomi se ne stvaraju niti uništavaju
4. Jedinjenja se stvaraju kada se atomi više elementa kombinuju; dato jedinjenje uvek ima isti broj i vrstu atoma

Osnovni zakoni hemije - zakon umnoženih masenih odnosa

Dalton je na osnovu svoje teorije predvideo i postavio zakon umnoženih masenih odnosa

"Ako dva elementa međusobno grade dva ili više jedinjenja onda se stalna masa jednog elementa jedini sa različitim masama drugog elementa, a te različite mase drugog elementa stoje u odnosu malih celih brojeva"

Osnovni zakoni hemije - zakon umnoženih masenih odnosa

Primer zakona umnoženih masenih odnosa

U H_2O se 8g kiseonika jedine sa 1g vodonika

U H_2O_2 se 16g kiseonika jedine sa 1g vodonika

$$16:8 = 2 : 1$$

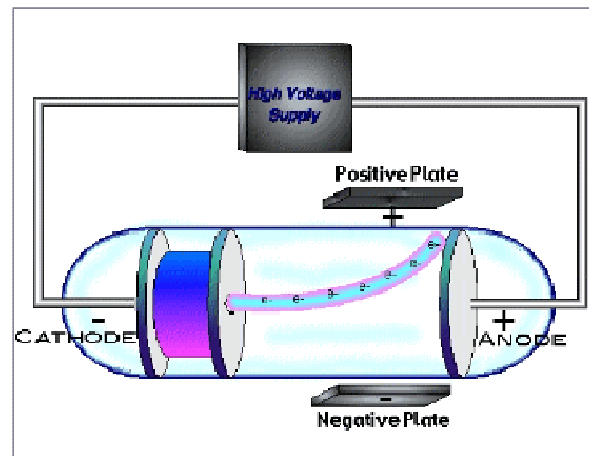
N_2O	28:16	14:8	14: 1 x 8
NO	14:16	14:16	14: 2 x 8
N_2O_3	28:48	14:24	14: 3 x 8
NO_2	14:32	14:32	14: 4 x 8
N_2O_5	28:80	14:40	14: 5 x 8

Katodni zraci i otkriće elektrona

Katodni zraci skreću kada se nađu u spoljašnjem magnetnom ili električnom polju, znači da nose određeno naelektrisanje

J.J. Thomson posmatrao osobine katodnih zraka, oni su nezavisni od materijala katode, metalna ploča na koju se skrenu katodni zraci postane negativno naelektrisana

1897 objavio rad sa zaključkom da su katodni zraci snop negativno naelektrisanih čestica koje imaju masu. Ovaj rad se smatra otkrićem elektrona



Millikan-ov eksperiment

Robert Milliken u svom eksperimentu sa kapima ulja odredio naelektrisanje jednog elektrona tj. najmanju moguću količinu naelektrisanja koje jedna kapljica ulja može da ima

Na kapljicu (koja stoji) deluju sile:

1. Gravitacija (težina) $W = mg$
2. Električna sila $F_E = qE$

Pošto kapljica stoji ove dve sile su izjednačene

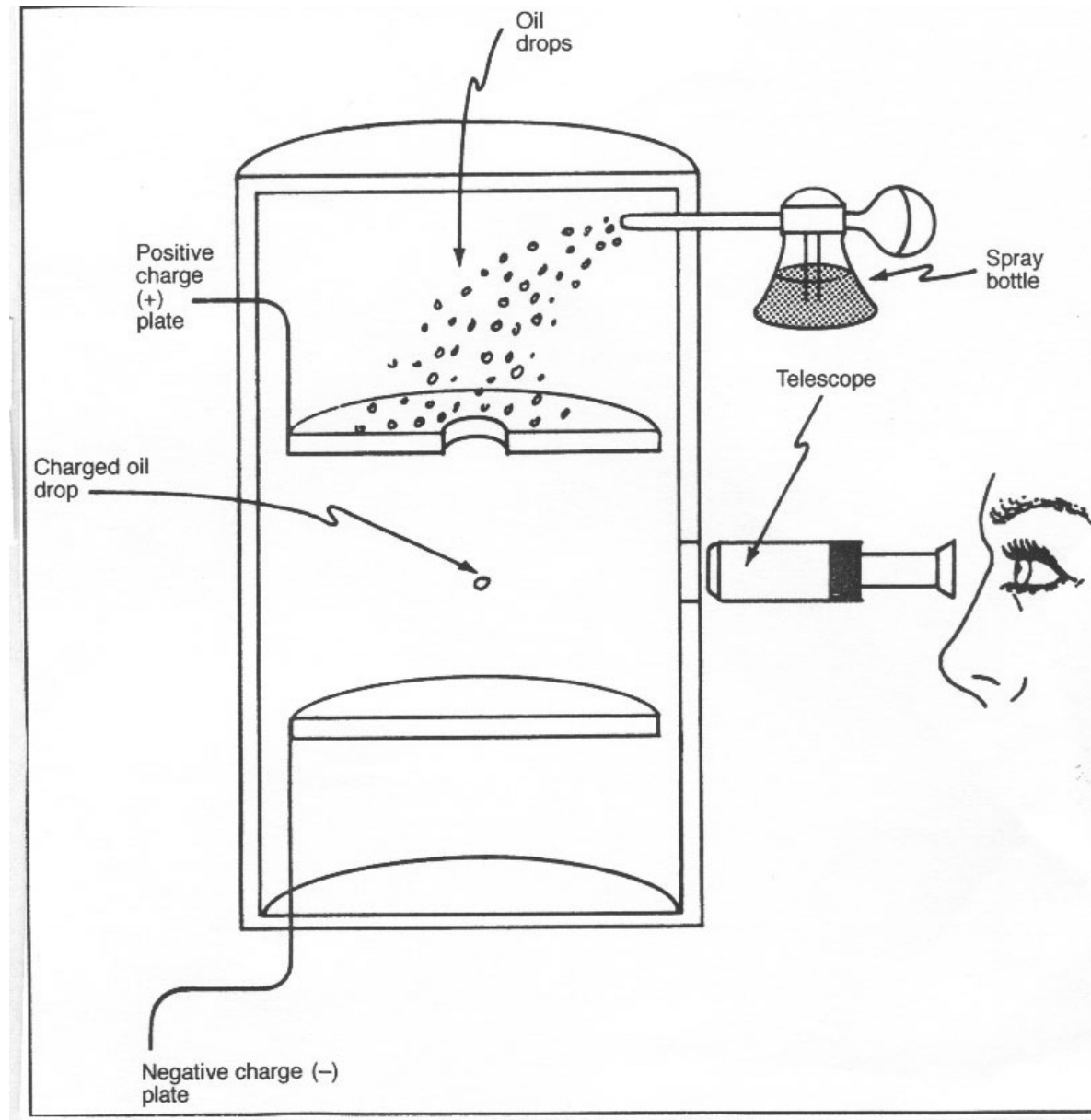
$$W = F_E$$

Pa je

$$q = \frac{mg}{E}$$

$$q = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Millikan-ov eksperiment



Millikan-ov eksperiment

Na osnovu toga iz Tomsonovog eksperimenta se mogla odrediti masa elektrona od

$$9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$$

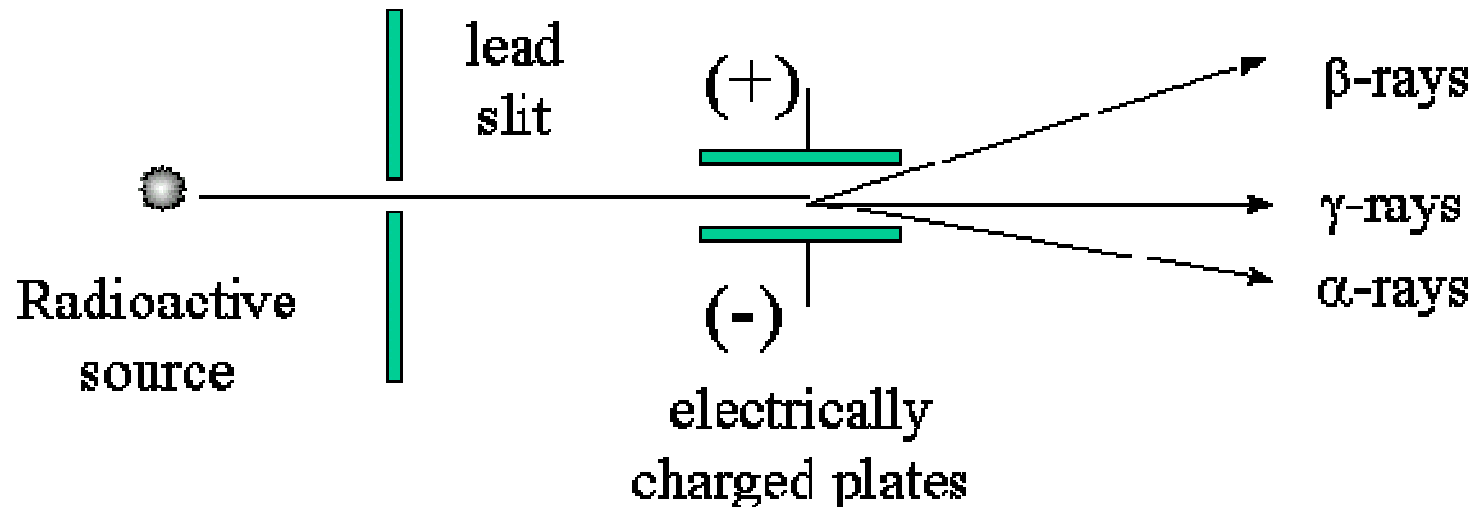
Ovo je mala masa – oko 2000 puta manja od mase H atoma

Radioaktivnost

- Otkriće radioaktivnosti se pripisuje Henriju Bekerelu iz uranove rude pehblende
- Njegovi doktoranti Marija i Pjer Kiri su izolovali radioaktivnu komponentu iz rude i otkrili još dva nova elementa polonijum i radijum
- Ernest Raderford (Ruthrford) je dalje ispitivao prirodu radioaktivnost (radio kod J.J. Tomsona)
- Tri tipa zračenja iz radioaktivne supstance: α (alfa) zraci, β (beta) zraci i γ (gama) zraci

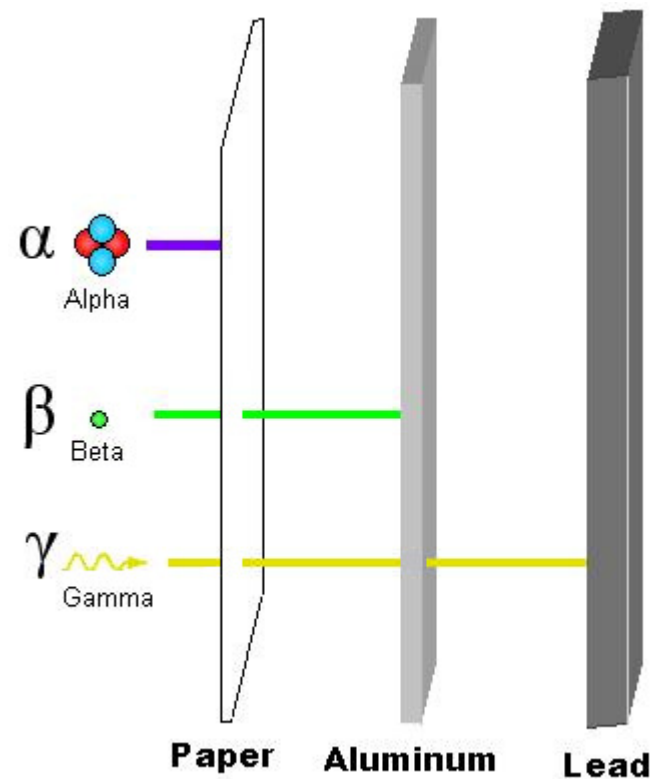
Radioaktivnost

- α i β zraci skreću u električnom polju (u suprotnim smerovima dok na γ zrake električno polje ne utiče
- α i β zraci su čestice koje se brzo kreću
- β čestice su elektroni
- α čestice su masivnije od β čestica i duplo naelektrisanije (+2 naelektrisanje). Kombinuju se sa elektronima i daju atome helijuma



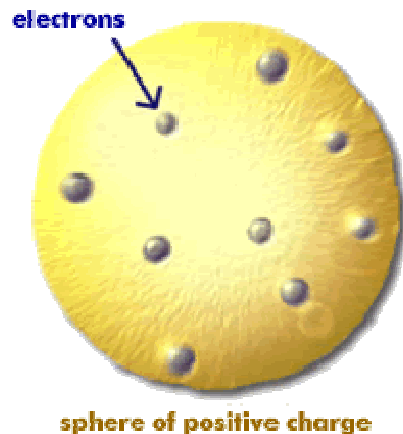
Radioaktivnost

- α čestice su pozitivno naelektrisani deo atoma helijuma
- γ zraci su visokoenergetsko elektro-magnetno zračenje slično X zracima



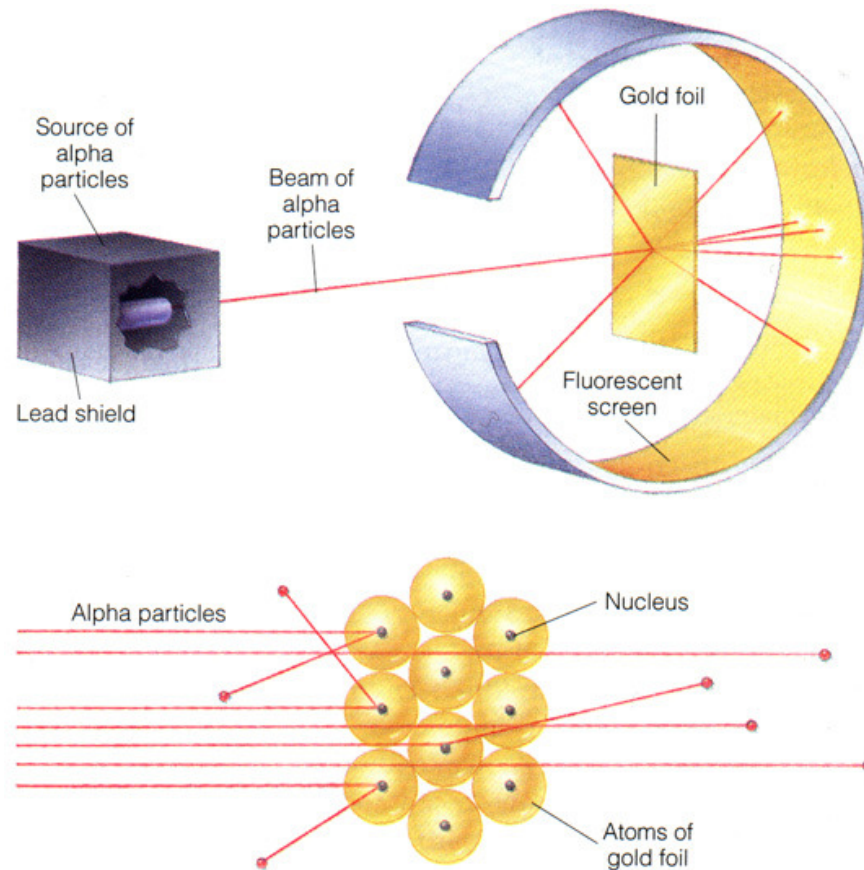
Modeli atoma

- Zna se da se atom sastoji od još manjih čestica (elektroni, α čestice) i postavlja se pitanje kako se te čestice uklapaju da bi dale atome
- 1900. godine J.J. Tomson je rezonovao da pošto je u elektronima veoma mali deo mase atoma to onda znači da oni zauzimaju i malu zapreminu atoma
- Model "pudinga od šljiva" da se atom sastoji od uniformne sfere pozitivnog naelektrisanja u koju su uronjeni elektroni



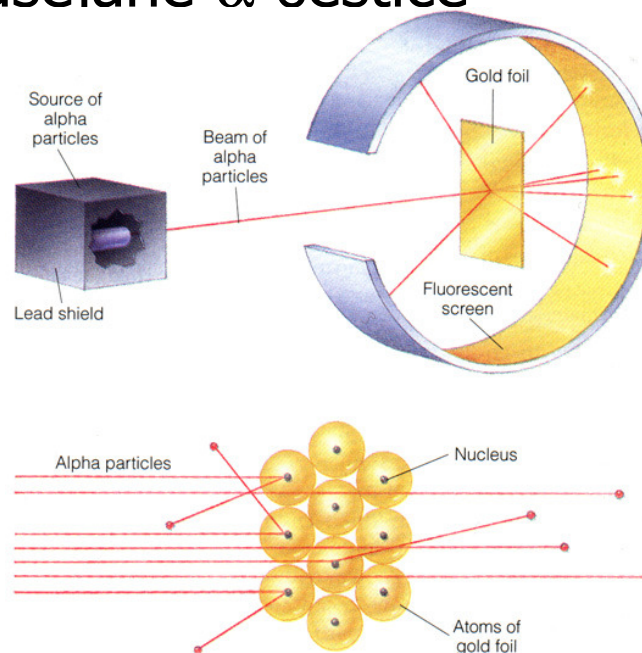
Modeli atoma

- Model "pudinga od šljiva" se veoma kratko zadržao. Osporio ga Raderford 1910. godine pomoću eksperimenta difrakcije α čestica na tankoj zlatnoj foliji.



Modeli atoma

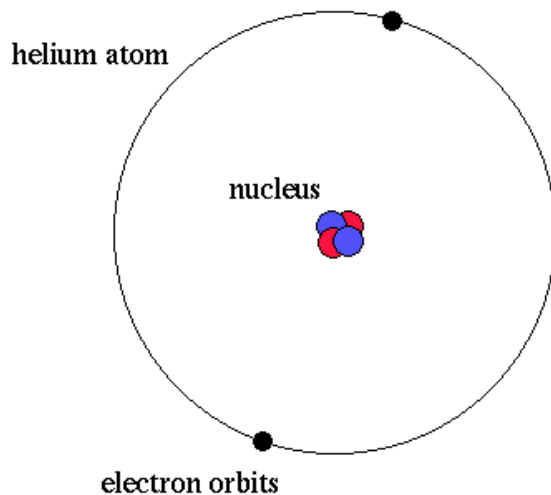
- Većina α čestica je prošla kroz foliju i nije promenila svoj pravac kretanja – nije se rasejala. To je potvrđivalo Tomsonov atomski model
- Student Ernest Mardsen je dobio zadatak da proveriti sve ostale delove filma da vidi da nije slučajno došlo do nekog rasejanja da bi eksperiment bio potpun.
- Začudo pronašao je rasejane α čestice



Modeli atoma

- Raderfordu je trebalo godinu dana da objasni ove rezultate. Postavio je postulat da se većina mase atoma (i svo njegovo pozitivno naelektrisanje) nalazi u malom veoma gustom regionu koje je nazvao jezgro (nucleus). Nuklearni model atoma
- Većina zapremine atoma je prazan prostor u kome se kreću elektroni (oko jezgra)

Rutherford Atom

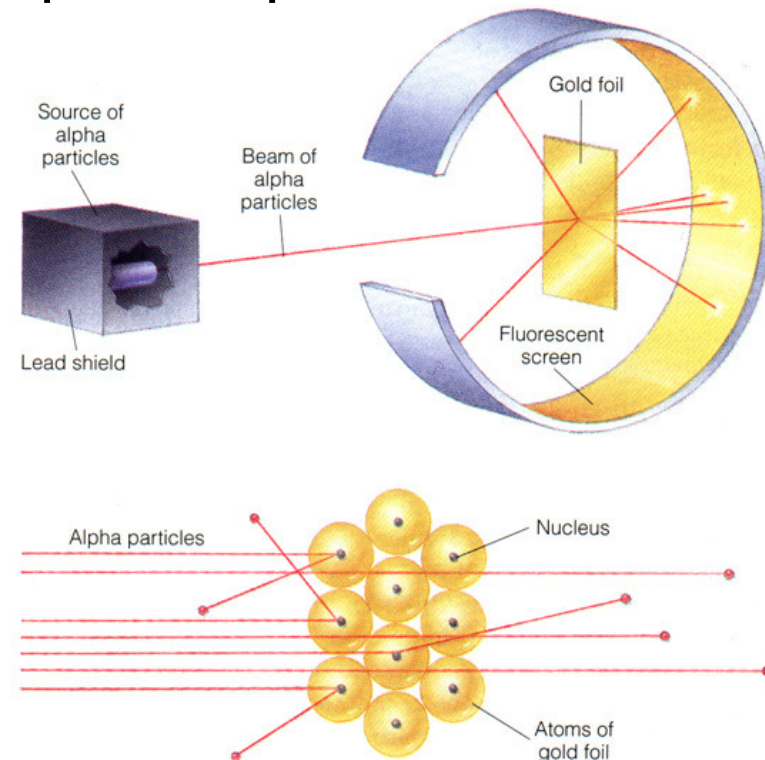


elementary particles

- electron (-)
- proton (+)
- neutron (0)

where the mass of the electron is 1/2000 the mass of the proton

and the mass of the proton equals the mass of the neutron

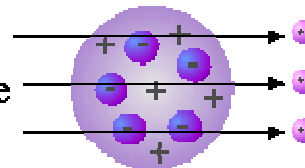


Modeli atoma

The Nuclear Atom

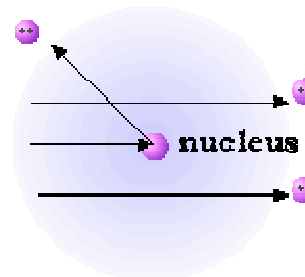
❖ Thomson's Atom

- diffuse mass and charge



❖ Rutherford's Atom

- concentrated mass and positive charge at the **nucleus**
- electrons roam empty space around the nucleus



Modeli atoma

- Nakon toga su otkrivene čestice od kojih se sastoji jezgro
 - Protoni – 1919 Raderford
 - Neutroni – 1932 Čedvik (Chadwick)

Moderno shvatanje strukture atoma

- Spisak čestica od kojih se sastoji jezgro je veliki i stalno se uvećava
- Za hemičare je dovoljno veoma pojednostavljano viđenje atoma koji se sastoji od samo tri subatomske čestice – elektrona, protona i neutrona
- Naelektrisanje elektrona je $-1,602 \times 10^{-19}$ C a protona $+1,602 \times 10^{-19}$ C. Ova vrednost od $1,602 \times 10^{-19}$ C se naziva elektronsko naelektrisanje
- Radi lakšeg pisanja naelektrisanja elektrona, protona, jona... se u hemiji obeležavaju kao umnošci elektronskog naelektrisanja nego u kulonima
- Neutroni nisu naelektrisani
- Atomi imaju podjednak broj elektrona i protona i električno su neutralni

Moderno shvatanje strukture atoma

- Protoni i neutroni se nalaze u jezgru koje je veoma malo u odnosu na veličinu atoma
- Ostatak atoma je prazan prostor u kome se kreću elektroni
- Elektroni su "pričvršćeni" za jezgro elektrostatičkim silama. Kreću se oko jezgra 10^{15} puta u sekundi
- Atomi imaju male mase – najteži oko 4×10^{-22} g
- Sva masa atoma je u jezgru. Gustina jezgra je 10^{14} g/cm³. To je 100 000 000 000 kg/cm³
- Mase atoma se izražavaju u atomskim jedinicama mase (amu ili u). $1 \text{ amu} = 1,66054 \times 10^{-24}$ g
- Masa protona 1,0073 amu, masa neutrona 1,0087 amu a masa elektrona $5,486 \times 10^{-4}$ amu (1836 puta lakši od protona)

Moderno shvatanje strukture atoma

Ime i simbol		Masa (amu)	Šarža (acu)	Spin
Elektron	e^-	0,000543867	-1	1/2
Proton	p^+	1,0073	+1	1/2
Neutron	n^0	1,0087	0	1/2
Foton	γ	0	0	1
Neutrino	ν	0	0	1/2
Pozitron	e^+	0,000543867	+1	1/2
α -čestica	α	${}^4_2\text{He}^{2+}$ jezgro	+2	0
β -čestica	β	e^-	-1	1/2
γ -čestica	γ	0 (emz)	0	1

amu = atomska jedinica mase

acu = atomska jedinica šarže

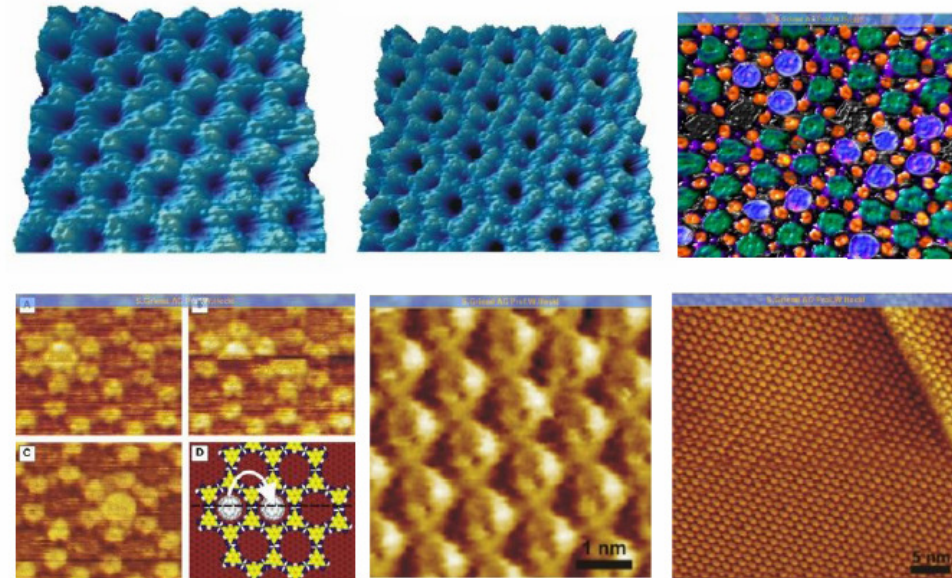
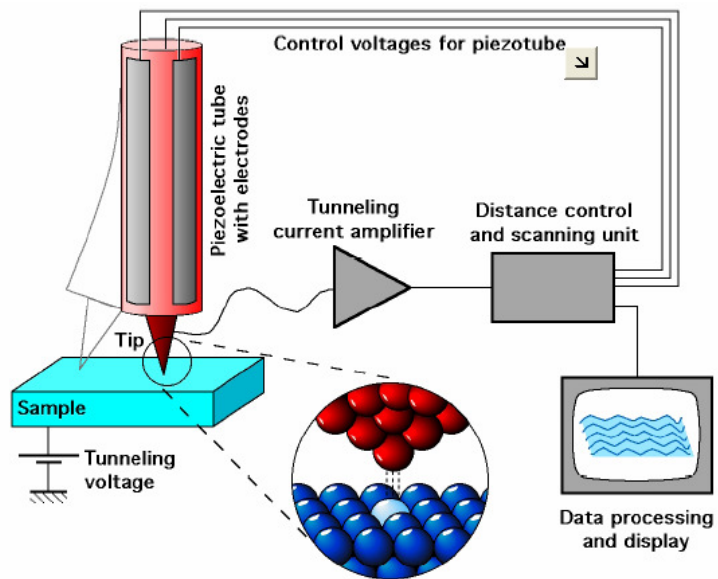
emz = elektromagnetno zračenje

$$1 \text{ acu} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ kulona}$$

$$1 \text{ amu} = 1,674 \times 10^{-24} \text{ grama}$$

Moderno shvatanje strukture atoma

- Radijusi atoma se kreću od 1 do 5 Å
- Radijus jezgra 10^{-4} Å
- Slike atoma – skenirajuća tunelska mikroskopija



Priča o atomskim težinama

- Atomska težina nije tačan izraz
- Mnogu tačnije je reći atomska masa ili najtačnije prosečna atomska masa
- Izražava se u amu jedinicama – jednostavnije nego u kilogramima
- 1 amu je 1/12 mase ugljenikovog izotopa ^{12}C
- Korišćenje amu jedinica ima i svoju istorijsku podlogu (ne samo praktičnu)
- Kako izmeriti masu 1 atoma?
- Kako se određuju atomske težine?
- Šta je relativno?

Priča o atomskim težinama

- Dalton – posmatrajući rastvaranje gasova u vodi dao svoju prvu tabelu atomskih težina.
- Objavljena 1803 u radu "On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids."
- To je tabela relativnih atomskih težina. H kao najlakši ima masu 1. Svi ostali izvedeni iz njega
- Nisu znali za pojam valence
- Daltonov zakon umnoženih masenih odnosa ukazuje da svaki atom može imati više valenci
- Dalton pretpostavio da ako dva elementa daju samo jedan proizvod onda je taj proizvod uvek binaran tj. sastoji se od samo jednog atoma svakog elementa

Priča o atomskim težinama

- Voda je HO.
- Amonijak NH
- Ugljenk(IV)-oksid CO
- Vodonik-sulfid SH
- **Atomi istog elementa se odbijaju i ne mogu graditi dvoatomske molekule. Gasoviti kiseonik je O, azot N...**

Table of the relative weights of the ultimate particles of gaseous and other bodies.

Hydrogen	1	
Azote	4.2 (14)	NH (NH ₃)
Carbone	4.3 (12)	
Ammonia	5.2 (17)	OH (H ₂ O)
Oxygen	5.5 (16)	
Water	6.5 (18)	
Phosphorus	7.2	
<u>Phosphuretted hydrogen</u>	8.2 (PH)	
Nitrous gas	9.3	
Ether	9.6(C ₂ H)	
Gaseous oxide of carbone	9.8(CO)	
Nitrous oxide	13.7	
Sulphur	14.4	
<u>Nitric acid</u>	15.2 (NO ₂)	
Sulphuretted hydrogen	15.4 (SH)	
Carbonic acid	15.3(CO ₂)	
Alcohol	15.1	
<u>Sulphureous acid</u>	19.9(SO)	
<u>Sulphuric acid</u>	25.4(SO ₂)	
Carburetted hydrogen from stagnant water	6.3 (CH ₂)	
Olefiant gas	5.3(CH)	

Priča o atomskim težinama

- Gay-Lussac – proučavao gasove
- gasovi se kombinuju u zapreminama koje se nalaze u odnosima kao mali celi brojevi
- Smatrao da je volumetrija ispred gravimetrije
- Berzelius – autoritet u hemiji toga vremena
- Bavio se elektrohemijom i medicinskom hemijom
- Otkrio mnoge nove elemente

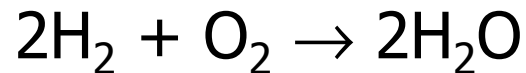
Priča o atomskim težinama

- Amadeo Avogadro
- 1811. godine predložio sledeću hipotezu
"jednake zapremine gasova pri istim temperaturama i pritiscima sadrže isti broj čestica"
- Kalorijska teorija (theory of caloric) – toplota je supstanca
- Tačno je odredio težinu za nekih 25 jedinjenja ali je zato za mnoga odredio pogrešno



Priča o atomskim težinama

- Zašto Avogadrova hipoteza nije prihvaćena
- Primer: Gay-Lussac pronašao da se dve zapremine vodonika jedine sa jednom zapreminom kiseonika i daju dve zapremine vode



- Ako bi Avogadrova hipoteza bila tačna i ako je tačno da se atomi istog elementa odbijaju i ne mogu da grade dvoatomne molekule (a to je tačno – rekao Berzelius) onda bi to značilo da se dve čestice vodonika jedine sa jednom česticom kiseonika i daju dve čestice vode. Znači u svakoj čestici vode ima 0,5 čestica kiseonika

Priča o atomskim težinama

- Cannizzaro – prihvatio Avogadrovu hipotezu nakon smrti Berzeliusa.
- Pomogla mu pri određivanju atomskih i molekulskih težina
- Razmatrao "mogućnost" da su neki gasovi dvoatomski molekuli
- Predstavio svoje rezultate na kongresu u Karlsruhe-u 3-5. septembar 1860. godine
- Uticao na Mendeljeeva i Mejera
- Nakon toga počela prava eksplozija u određivanju relativnih atomskih i molekulskih masa

Priča o atomskim težinama

- Tokom godina korišćeni različiti standardi za određivanje atomskih masa
- $H = 1$
- $O = 16$
- $^{16}O = 16$
- $^{12}C = 12$ (od 1960. fizičari (IUPAP) a od 1961. hemičari (IUPAC))

Priča o atomskim težinama

- Danas se atomske težine rutinski određuju pomoću masene spektrometrije
- Odlična metoda jer se odmah dobija i izotopski sastav

Izotopi

- **Atomi istog elementa koji se razlikuju po broju neutrona u jezgru a samim tim i po masi nazivaju se izotopi.**
- Obeležavanje nuklida – jedan atom specifičnog izotopa se zove nuklid
- Uvek se prvo piše hemijski simbol elementa
- Atomi ili redni broj – broj protona u jezgru. Piše se u subskriptu (dole) sa leve strane hemijskog simbola i nije ga obavezno navoditi jer je broj protona već određen samim hemijskom simbolom elementa
- Maseni broj – ukupni broj protona + neutrona. Piše se u superskriptu (gore) sa leve strane hemijskog simbola.

Maseni br.
 $A=Z+N$

Hemijski
simbol

A
Z E

At. broj =
br. protona

$N =$ broj neutrona

Izotopi

- Primeri nekih izotopa



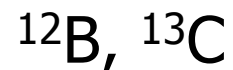
- Izotopski efekat – hemijske osobine izotopa su iste jer zavise od broja protona (i elektrona) a ne od mase jezgra. Međutim brzina hemijske reakcije zavisi od mase atoma pa teži atomi sporije reaguju – izotopski efekat
- Takođe neke fizičke osobine zavise od mase atoma. Primer: teška voda (D_2O) ključa na $101,4\text{ }^\circ\text{C}$, mrzne na $3,82\text{ }^\circ\text{C}$, ima gustinu $1,10\text{ g/cm}^3$...

Izobari i izotoni

- Dva nuklida su izobari ukoliko imaju isti maseni broj a različiti redni broj.

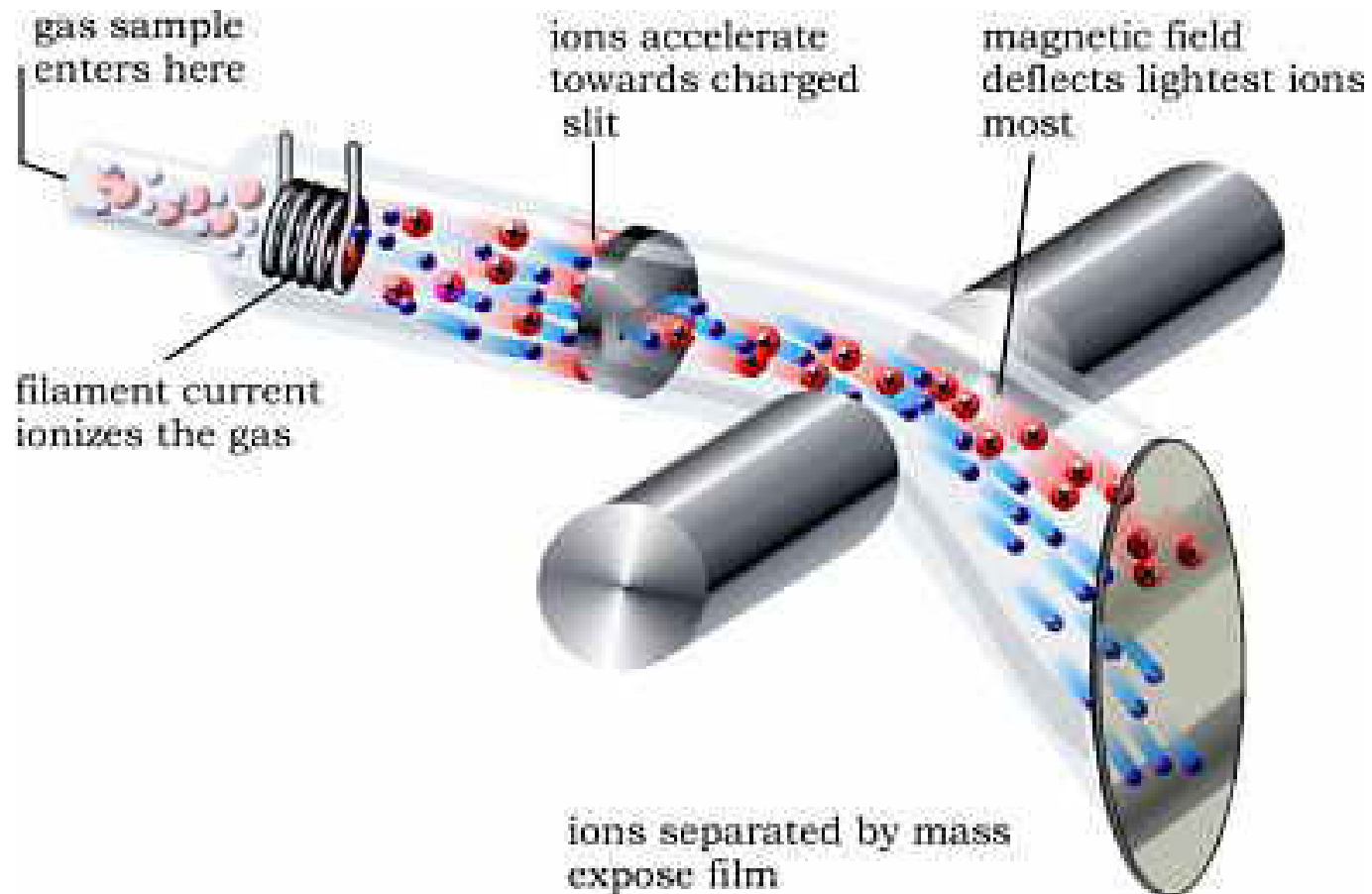


- Dva nuklida su izotoni ukoliko imaju isti broj neutrona a različiti broj protona u jezgru



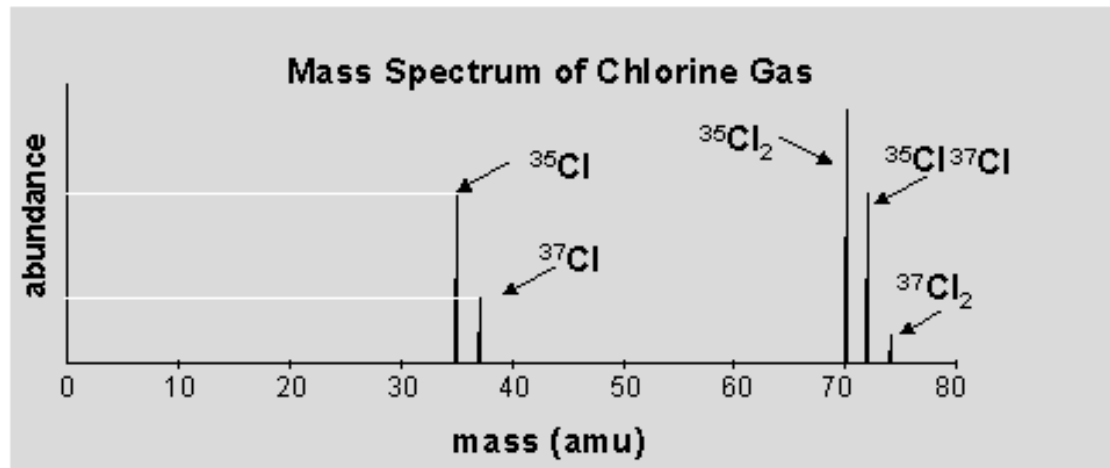
Masena spektrometrija

- Koristi se od 1918. godine

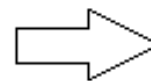


Masena spektrometrija

Atomic Weights from Mass Spectra

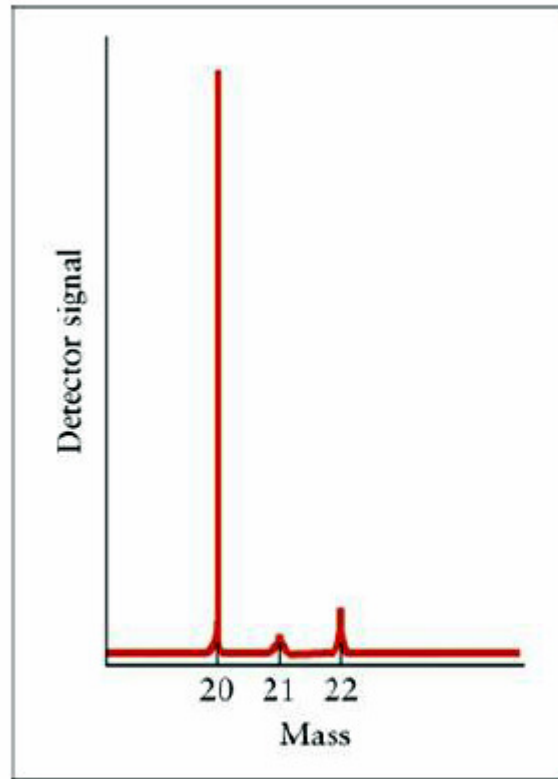


isotope	abundance	mass (amu)
^{35}Cl	75.77%	34.96885
^{37}Cl	24.23%	36.96699

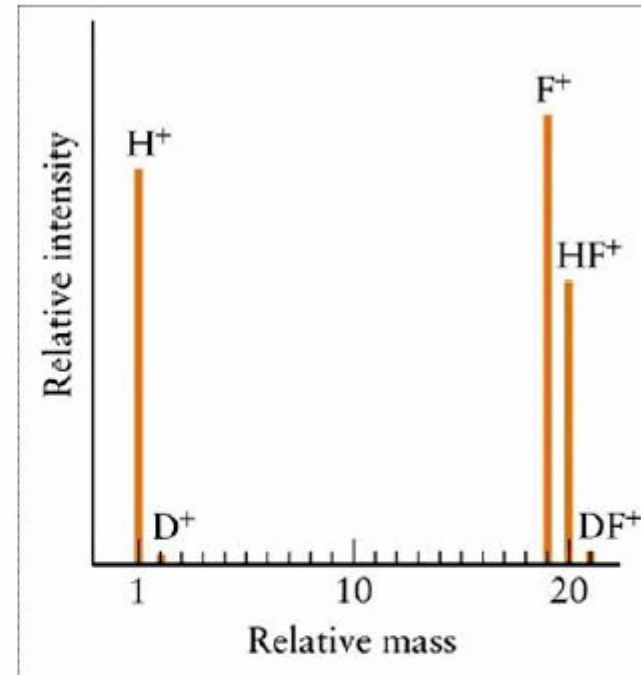


average atomic weight:
 35.45_3

Masena spektrometrija



$^{20}\text{Ne}, ^{21}\text{Ne}, ^{22}\text{Ne}$



Masena spektrometrija

- Izotopski sastav nam omogućava da dobijemo **prosečnu atomsku masu**
- Nije masa nekog određenog nuklida
- Prosečna atomska masa se izračunava na osnovu mase svakog izotopa tog elementa i njegove zastupljenosti u prirodi

izotop	zastupljenost	atomska masa
^{35}Cl	75,77%	34,96885 amu
^{37}Cl	24,23%	36,96699 amu

$$A_r(\text{Cl}) = 0,7577 \times 34,96885 + 0,2423 \times 36,96699$$

$$A_r(\text{Cl}) = 35,45$$

Defekt mase

- Masa jezgra nije jednaka zbiru masa protona i neutrona koji čine jezgro

^{12}C – 6 protona i 6 neutrona

$$6 \times 1,007276 + 6 \times 1,008665 = 12,095646 \text{ amu}$$

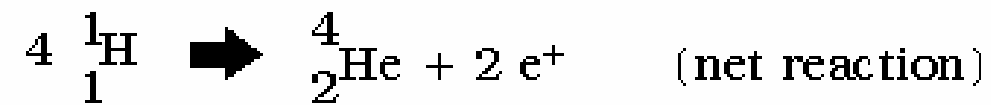
Masa jezgra ^{12}C = 11,996709 (masa ^{12}C bez elektrona)

Defekt mase = 0,098937 amu

- Jezgro ^{12}C je stabilnije od pojedinačnih protona i neutrona. Osnov za dobijanje energije u nuklearnoj fuziji

Defekt mase

- Za spajanje vodonika u helijum



 0.5 g H₂ ~ 10 Mg coal

Periodni sistem elemenata

- Definisanje relativnih atomskih masa je omogućilo da se elementi postave u neki sistem
- Mendeljejev 1869. godine objavio svoj prvi periodni sistem elemenata u kome je elemente svrstao po rastućim relativnim atomskim masama i hemijskim osobinama

1. Relativna atomska masa određuje osobine elementa

2. Elementi poredani po porastu relativnih atomskih masa pokazuju periodičnost hemijskih osobina, odnosno posle izvesnog broja dolaze ponovo elementi sličnih hemijskih osobina

3. Elementi koji nedostaju još nisu otkriveni

4. Relativne atomske mase elemenata moraju odgovarati položaju elementa u tablici

Periodni sistem elemenata

- 1871. Mendeljejev objavljuje novi, poboljšani periodni sistem i u njemu predviđa hemijske osobine elemenata koji do tada nisu bili otkriveni:
 - eka-bor → skandijum
 - eka-aluminijum → galijum
 - eka-silicijum → germanijum
- Periodni zakon po Mendeljejevu

"osobine elemenata su periodična funkcija njihovih relativnih atomskih masa"

Periodni sistem elemenata

- Problemi periodičnog zakona kod četiri para elemenata

argon ($A_r=39,948$) je teži od kalijuma ($A_r=39,102$)

kobalt ($A_r=58,93$) je teži od nikla ($A_r=58,71$)

telur ($A_r=127,60$) je teži od joda ($A_r=126,91$)

torijum ($A_r=232,04$) je teži od protaktinijuma ($A_r=231$)

Periodni sistem elemenata

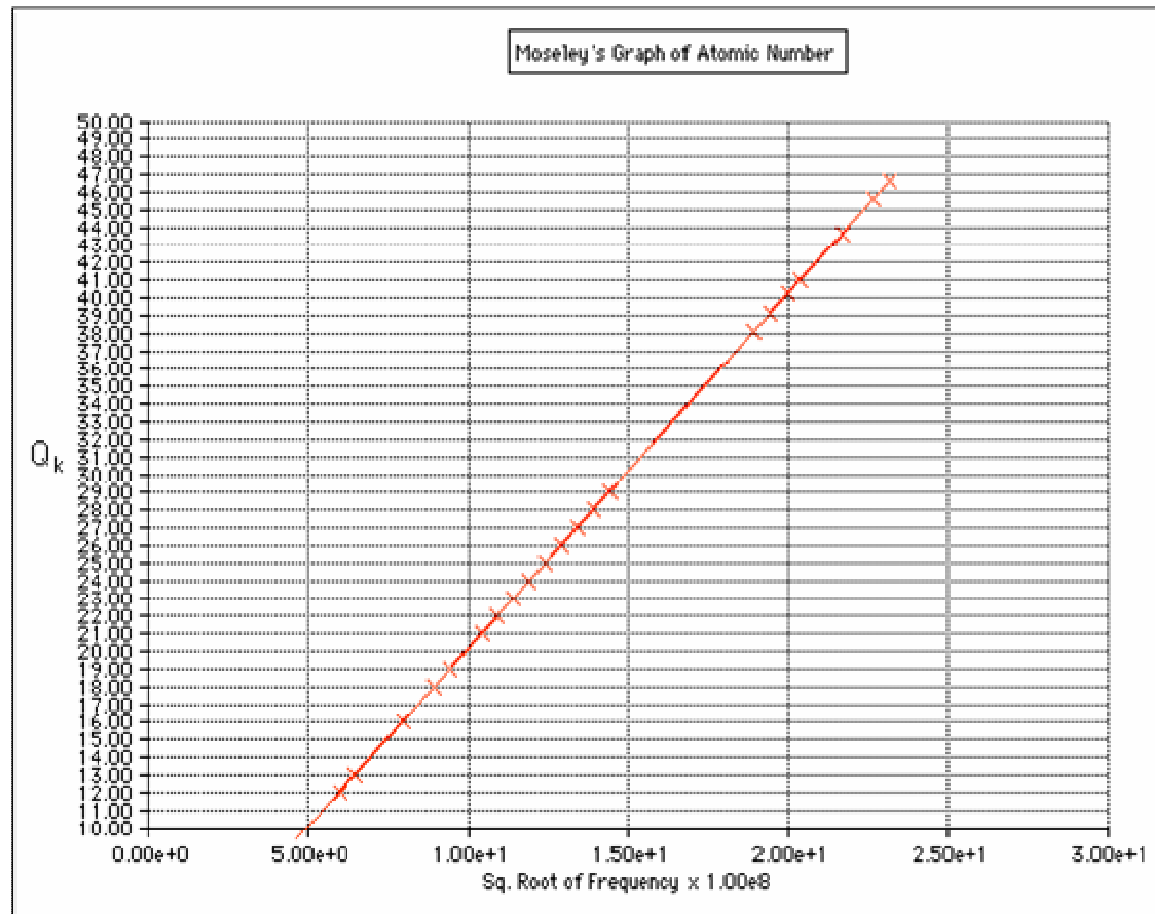
- Ovaj problem je rešio Mozli (Moseley) tako što je eksperimentalno dokazao da argon ide pre kalijuma... i da elemente treba ređati po atomskim (rednim) brojevima a ne po masenim.
- Mozlijev eksperiment – katodni zraci bombarduju antikatodu napravljenu od elementa koji se ispituje
- Antikatoda emituje zračenje određene talasne dužine i frekvencije
- Talasna dužina (frekvencija) emitovanog zračenja zavisi samo od atomskog broja materijala antikatode

$$\nu = \text{const.} \cdot (Z-1)^2$$

Periodni sistem elemenata

- Periodni zakon

"Osobine elemenata su periodična funkcija njihovih atomskih brojeva"



Periodni sistem elemenata

- Danas je poznato da osobine elemenata imaju najviše veze sa brojem i rasporedom elektrona u elektronskom omotaču ali kako je broj elektrona jednak broju protona i atomskom broju elementa Mozlijevi zaključci su još uvek validni

T-13
Figure 2.13

Periodic Table

1A 1																		8A 18																										
1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He																											
3 Li	4 Be								8B 8 9 10			11 11	12 12	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																									
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	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 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112																																	
			<table border="1"> <tr> <td>58 Ce</td><td>59 Pr</td><td>60 Nd</td><td>61 Pm</td><td>62 Sm</td><td>63 Eu</td><td>64 Gd</td><td>65 Tb</td><td>66 Dy</td><td>67 Ho</td><td>68 Er</td><td>69 Tm</td><td>70 Yb</td><td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td><td>91 Pa</td><td>92 U</td><td>93 Np</td><td>94 Pu</td><td>95 Am</td><td>96 Cm</td><td>97 Bk</td><td>98 Cf</td><td>99 Es</td><td>100 Fm</td><td>101 Md</td><td>102 No</td><td>103 Lr</td> </tr> </table>														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	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
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																															
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																															
<table border="1"> <tr> <td style="background-color: #d3d3d3;">Metals</td> </tr> <tr> <td style="background-color: #c0c0ff;">Metalloids</td> </tr> <tr> <td style="background-color: #c0ffc0;">Nonmetals</td> </tr> </table>			Metals	Metalloids	Nonmetals																																							
Metals																																												
Metalloids																																												
Nonmetals																																												

© 2000 by Prentice-Hall, Inc.
A Division of Pearson Education
Upper Saddle River, New Jersey 07458

CHEMISTRY: THE CENTRAL SCIENCE, Eighth Edition
by Brown, LeMay, Bursten

Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Atom je najmanji reprezent jednog elementa
- Na Zemlji nema puno slobodnih atoma – samo plemeniti gasovi
- Svi ostali atomi su vezani sa drugim atomima u molekule ili su u obliku jona
- Molekul – definicija

"Molekul je skup od dva ili više atoma koji su čvrsto vezani hemijskom vezom"

- Molekul se najčešće ponaša sasvim različito od atoma koji ga čine

Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Mnogi elementi se u prirodi nalaze u molekulskom obliku
- O_2 i O_3 – molekuli sastavljeni od istih atoma ali potpuno različiti
- Elementi koji se sastoje od dvoatomskih molekula su H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 i I_2
- Jedinjenja koja se sastoje od molekula se zovu molekulska jedinjenja (za razliku od jonskih jedinjenja)
- Jedinjenja se sastoje od atoma barem dva elementa
- **Hemijski rečnik – supstanca, element, jedinjenje, atom, molekul, jon...**

Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Molekuli se predstavljaju "na papiru" molekulskim formulama
- Molekulska formula jasno naznačava stvaran broj i tip atoma prisutnih u molekulu



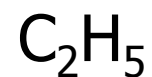
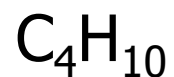
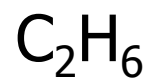
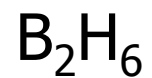
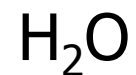
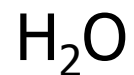
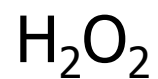
- Hemijske formule koje daju samo relativan broj atoma svakog elementa koji čine molekul se zovu empirijske formule
- Indeksi u empirijskim formulama su uvek najmanji mogući celi brojevi

Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Primeri:

Molekulska formula

Empirijska formula

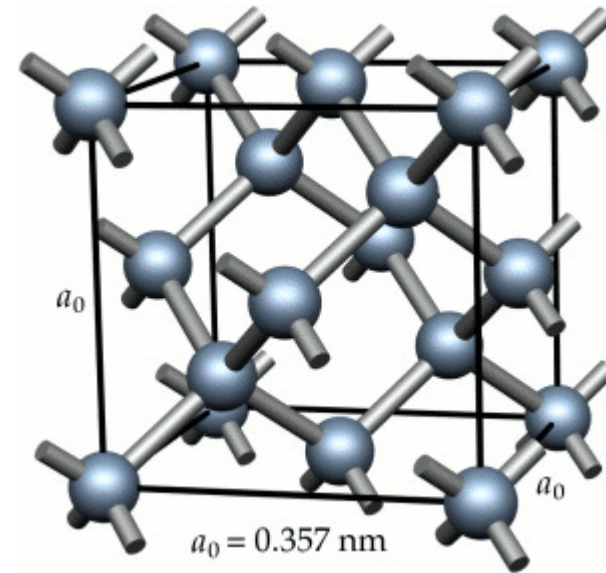
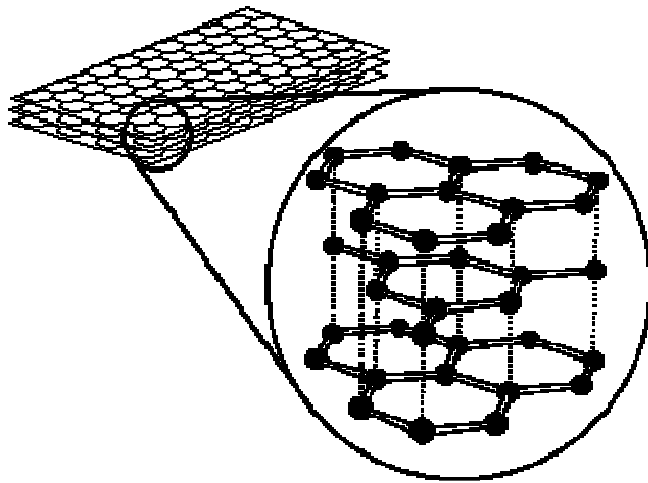


Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Molekulska formula pruža mnogo više informacija nego empirijska formula
- Iz molekulske formule je moguće izvući empirijsku formulu ali obrnuto nije moguće
- Empirijske formule se koriste jer većina metoda za analizu nepoznate supstance kao rezultat daje samo relativan odnos elemenata tj. empirijsku formulu
- Takođe mnogi elementi (i većina jonskih jedinjenja) ne postoje kao izolovani molekuli već kao "beskonačne" 3D strukture atoma i za njih je moguće dati samo empirijsku formulu

Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

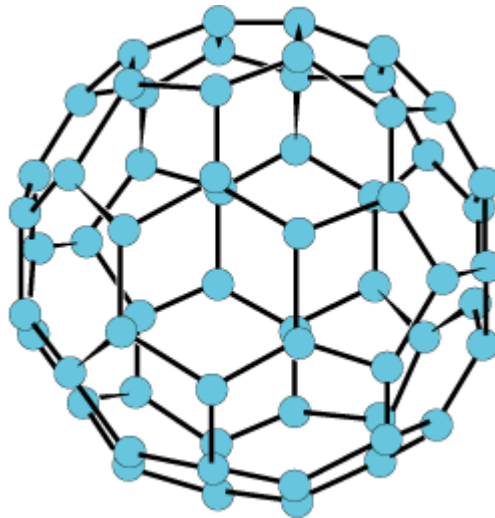
- Grafit i dijamant – dve najčešće alotropske modifikacije ugljenika su takvi primeri “besknačnih” nizova atoma



- Zato se oni predstavljaju empirijskom formulom C

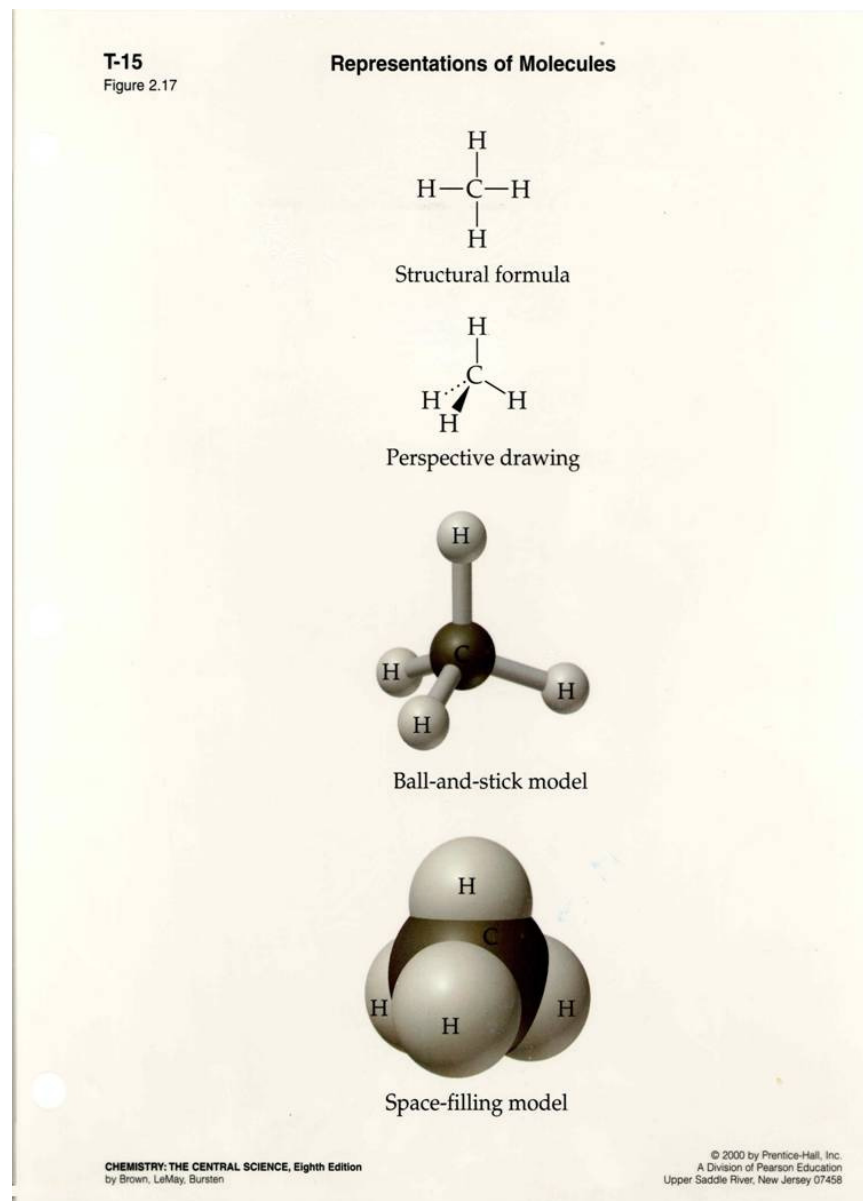
Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Treća alotropska modifikacija ugljenika – fularen – postoji u obliku molekula C_{60} i on se uvek piše molekulskom formulom C_{60}



Molekuli, molekulske, empirijske i strukturne formule

- Molekulska formula nam ne govori ništa o načinu na koji su atomi povezani u molekulu
- Strukturne formule
- Atomi su predstavljeni svojim simbolima a crtice predstavljaju veze
- Može se predstaviti i u crtežom u perspektivi, loptice i štapići i modeli kalota



Joni i jonska jedinjenja

- Kada atom ili molekul otpusti ili primi elektron(e) postaje jon
- Katjon – pozitivni jon – otpustio je elektron(e)
- Anjon – negativni jon – primio je elektron(e)
- Naelektrisanje jona se piše u superskriptu i to:
+, 2+, 3+ za katjone (NH_4^+ , Mg^{2+} , Al^{3+})
-, 2-, 3- za anjone (Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-})

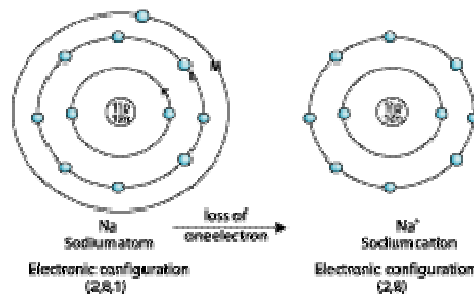


Fig. 5.1

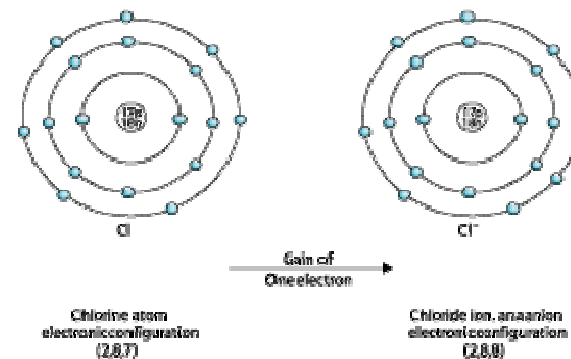


Fig. 5.2

Joni i jonska jedinjenja

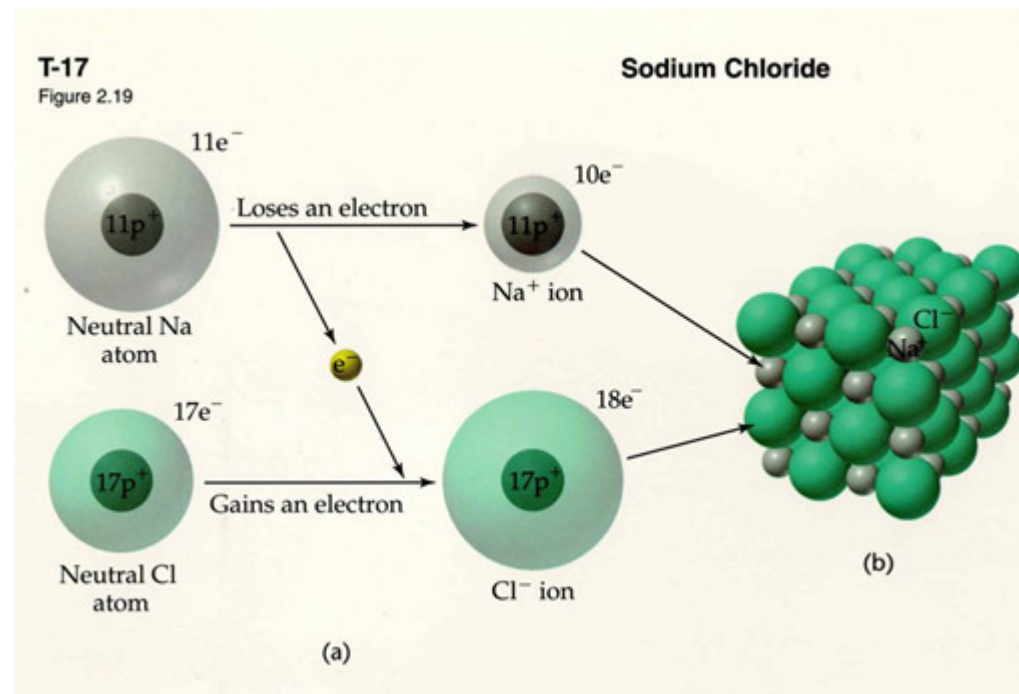
- Joni mogu biti monoatomski i poliatomski samo je bitno da su naelektrisani
- Monoatomski joni se hemijski veoma razlikuju od atoma od kojih su nastali
- Zašto nastaju joni – zašto atomi otpuštaju ili primaju elektrone?

Joni i jonska jedinjenja

- Da bi postigli elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa (veoma stabilna elektronska konfiguracija)
- Određivanje naelektrisanja jona:
 - Alkalni metali uvek + (i vodonik)
 - Zemnoalkalni uvek 2+
 - Aluminijum 3+
 - Halogeni elementi uvek – (i vodonik)
 - Halkogeni uvek 2-
 - Azot 3-

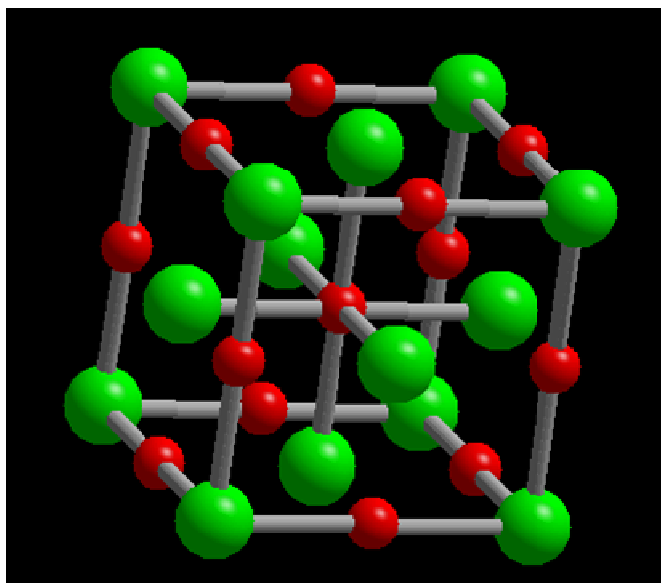
Jonska jedinjenja

- Katjoni i anjoni se međusobno privlače i vezuju u kristalnu rešetku gradeći jonska jedinjenja
- Jonska jedinjenja uglavnom grade metali sa nemetalima
- Molekulska jedinjenja grade samo nemetali međusobno



Jonska jedinjenja

- Joni u jonskim jedinjenjima su poređani u "beskonačne" trodimenzionalne strukture zvane kristalne rešetke
- Ne postoje molekuli pa ne možemo napisati molekulsku formulu jonskog jedinjenja
- Za sva jonska jedinjenja uvek pišemo samo empirijsku formulu (NaCl , MgBr_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$...)
- Ne postoji jonsko jedinjenje tipa $\text{A}_2\text{B}_2 \rightarrow$ to je AB



Stehiometrija

Zakoni koji su nam potrebni za ovu oblast

- zakon o održanju mase (Lavoisier)

"ukupna masa supstance koja učestvuje u hemijskoj promeni (hemijskoj reakciji) ne menja se"

- zakon stalnih masenih odnosa (Prust)

"elementi se međusobno spajaju u stalnim masenim odnosima, tako da je sastav svakog jedinjenja stalan"

- zakon umnoženih masenih odnosa (Dalton)

"Ako dva elementa međusobno grade dva ili više jedinjenja onda se stalna masa jednog elementa jedini sa različitim masama drugog elementa, a te različite mase drugog elementa stoje u odnosu malih celih brojeva"

Molekulska i formulska masa

Molekulska masa (težina) – masa (u amu) jednog molekula

Izračunava se prostim sabiranjem relativnih atomskih masa svih atoma koji čine taj molekul

Kada neko jedinjenje ne postoji u obliku molekula tada se ono predstavlja empirijskom formulom

Za prikazivanje mase jedinjenja koja su prikazana empirijskom formulom koristi se izraz formulska masa

Formulska masa – izračunava se sabiranjem masa atoma (u amu) koji čine empirijsku formulu

Molekulska i formulska masa

Molekulska masa saharoze ($C_{12}H_{22}O_{11}$) je:

$$12 \text{ C atoma} = 12 \times (12,0 \text{ amu}) = 144,0 \text{ amu}$$

$$22 \text{ H atoma} = 22 \times (1,0 \text{ amu}) = 22,0 \text{ amu}$$

$$11 \text{ O atoma} = 11 \times (16,0 \text{ amu}) = 176,0 \text{ amu}$$

$$342,0 \text{ amu}$$

Molekulska i formulska masa

Formulska masa kalcijum-nitrata, jonskog jedinjenja prikazanog empirijskom formulom $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ je:

$$1 \text{ Ca atom} = 1 \times (40,1 \text{ amu}) = 40,1 \text{ amu}$$

$$2 \text{ N atoma} = 2 \times (14,0 \text{ amu}) = 28,0 \text{ amu}$$

$$6 \text{ O atoma} = 6 \times (16,0 \text{ amu}) = 96,0 \text{ amu}$$

$$164,1 \text{ amu}$$

Mol

Osnovna jedinica SI sistema za količinu materije

Mol je ona količina materije koja sadrži onoliko objekata (atoma, molekula, čega god) koliko ima atoma u 12 grama izotopski čistog ugljenika ^{12}C

Eksperimentalno je utvrđeno da je taj broj $6,02 \times 10^{23}$ i to je Avogadrov broj (N_A)

Znači jedan mol nečega uvek ima $6,02 \times 10^{23}$ komada tog nečega



Molarna masa

Kolika je masa jednog mola ugljenika izotopa ^{12}C ako je masa jednog nukleona ^{12}C $1,993 \times 10^{-23}$ g

$$M_r(^{12}\text{C}) = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} = 12,0 \text{ g}$$

Molarna masa nekog atoma uvek brojno odgovara relativnoj atomskoj masi tog atoma

Samo su jedinice drugačije – kod molare mase su grami a kod relativne atomske (molekulske) mase amu jedinice

Molarna masa nekog molekula uvek brojno odgovara molekulskoj masi tog molekula

Molarna masa se predstavlja u g/mol

1 mol različitih supstanci ima različite mase i to je OK.

Molarna masa

Kolika je masa jednog mola ugljenika izotopa ^{12}C ako je masa jednog nukleona ^{12}C $1,993 \times 10^{-23}$ g

$$M_r(^{12}\text{C}) = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} = 12,0 \text{ g}$$

Molarna masa nekog atoma uvek brojno odgovara relativnoj atomskoj masi tog atoma

Samo su jedinice drugačije – kod molare mase su grami a kod relativne atomske (molekulske) mase amu jedinice

Molarna masa nekog molekula uvek brojno odgovara molekulskoj masi tog molekula

Molarna masa se predstavlja u g/mol

1 mol različitih supstanci ima različite mase i to je OK.

Pretvaranje mase u molove

Veoma se često koristi pri izradi zadataka kao i pri radu u hemijskoj laboratoriji

Formula koja povezuje broj molova (n), molarnu masu (M_r) i masu uzorka (m) je:

$$n = \frac{m}{M_r}$$

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Elementlna analiza – najpouzdaniji i često obavezni prvi korak pri identifikaciji nekog novog jedinjenja

Daje nam koliko je koji element (u procentima) zastupljen u uzorku

Na osnovu rezultata elementalne analize mogu se dobiti samo empirijske formule

Za dobijanje molekulske formule potrebno je još podataka

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Rezultat elementalne analize izgleda ovako:

Sintetisali ste jedinjenje žive i hlora i poslali uzorak na analizu. Vraćeni su vam sledeći rezultati da vaše jedinjenje se sastoji od 73,9% žive i 26,1% hlora.

To znači da u 100g vašeg jedinjenja ima 73,9g žive i 26,1g hlora.

Prva stvar je da to pretvorimo u molove žive i hlora

$$A_r(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g/mol}$$

$$A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$$

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementarne analize

$$n(\text{Hg}) = \frac{m}{A_r} = \frac{73,9 \text{ g}}{200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,368 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m}{A_r} = \frac{26,1 \text{ g}}{35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,735 \text{ mol}$$

Zatim delimo oba broja sa manjim brojem (0,368) da bi dobili molske odnose Hg i Cl

$$\text{molova} \cdot \text{Hg} = \frac{0,368}{0,368} = 1$$

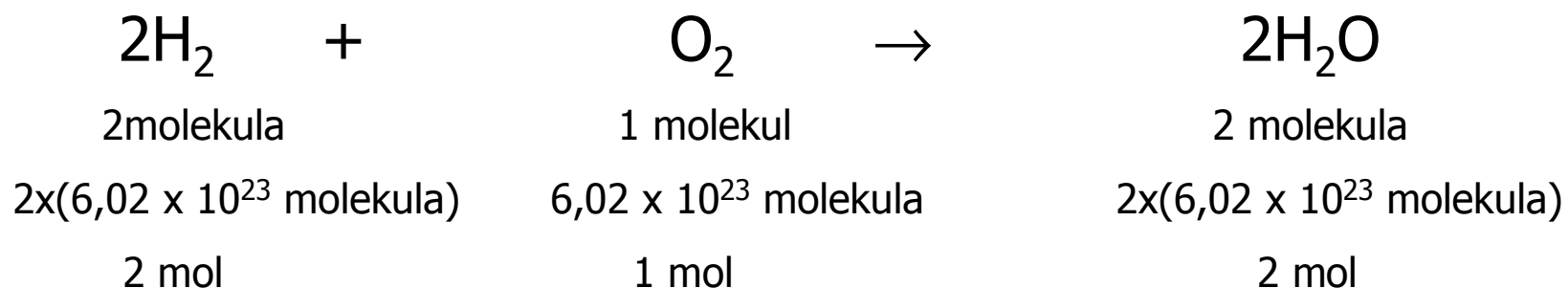
$$\text{molova} \cdot \text{Cl} = \frac{0,735}{0,368} = 1,99 \approx 2$$

Sklapanje empirijskih formula od rezultata elementalne analize

Znači molski odnos je da na 1 mol Hg dolazi 2mola Cl pa je prema tome jedina empirijska formula koju možemo izvesti:



Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija



Koeficijenti koji se nalaze u izbalansiranoj jednačini hemijske reakcije mogu se tumačiti kao brojevi molekula koji učestvuju u reakciji ili kao brojevi molova koji učestvuju u reakciji

Sređeni koeficijenti se zovu još i stehiometrijski ekvivalentne količine.

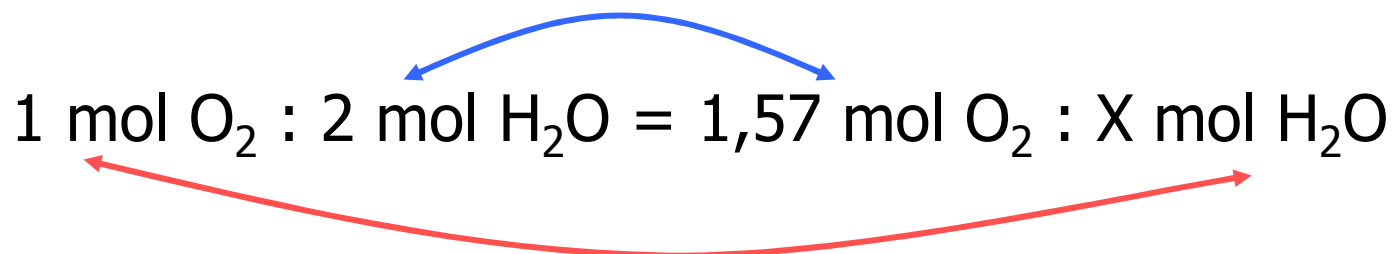
Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Oni nam pomažu pri predviđanju količine proizvoda koju ćemo dobiti ili češće za rešavanje zadatka tipa:

Koliko se molova vode može dobiti iz 1,57 molova kiseonika i vodonika u višku?

Možemo rešiti proporcijom:

Ako se od 1 mola kiseonika dobija 2 mola vode, onda će se od 1,57 mola kiseonika dobiti X molova vode



Izračunavanja preko izbalansiranih jednačina hemijskih reakcija

Sređivanjem proporcije dobija se:

$$X = \frac{2\text{mol} \times 1,57\text{mol}}{1\text{mol}} = 3,14\text{mol}$$