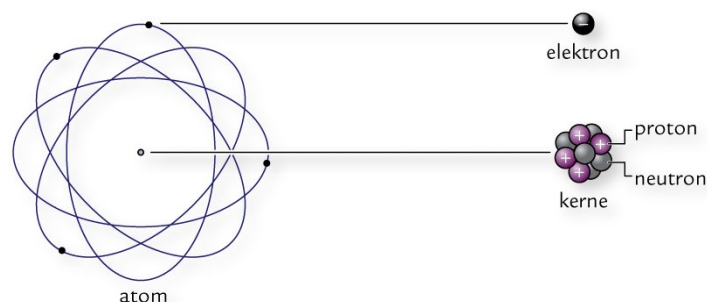


Atomets opbygning

En simpel model af et atom kan tegnes således:



Figur 1. Ernest Rutherfords (1871-1937) model af et atom. Man ser at kernen af et atom består af protoner og neutroner, og man ser at protonerne har en **positiv ladning**, mens neutronerne ikke har en ladning. Rundt om kernen ser man elektroner. Elektronerne har en **negativ ladning**. (Kilde: Figuren er fra Basiskemi C).

Følgende er meget vigtigt at bemærke, og **dette skal man vide**:

1. Atomet består af en **kerne**, som indeholder protoner og neutroner.
 - a. Dog indeholder atomet hydrogen kun en proton
2. **Protoner** har en **positiv elektrisk ladning**. Dette markeres med + (plus).
3. **Neutroner** har ingen elektrisk ladning - de er elektrisk neutrale.
4. Som en logisk følge af at protoner har en positiv ladning og neutroner ikke har en ladning er ladningen af atomkernen positiv.
5. Rundt om atomets kerne ser man **elektroner**, der bevæger sig rundt om kernen. Elektronens elektriske ladning er **negativ**. Dette markeres med - (minus).

Atomere er meget små, og kernen er meget lille i forhold til radius af atomet. Dvs. at elektronernes afstand fra kernen er stor set i relation til kernens størrelse.

Protoner, neutroner og elektroner kalder vi for **elementarpartikler**.

Ladning af proton og elektron

Da vi kommer til at tale en del om ladninger i kemi, skal vi notere at:

1. Vi kalder den mindste ladning man kender for den elektriske elementarladning.
 - a. Man benytter symbolet e for denne ladning.
2. Protonens ladning er $+e$.
 - a. Vi benytter **+1** for denne ladning, når vi i kemi tale om ladninger.
3. Elektronens ladning er $-e$.
 - a. Vi benytter **-1** for denne ladning, når vi i kemi tale om ladninger.

Vigtigt - se gerne på Rutherford's atommodel (Figur 1), når dette læses:

Et atom indeholder det samme antal protoner som elektroner.
Derfor er atomet elektrisk set neutralt, da antallet af positive ladninger fra protonerne svarer til antallet af negative ladninger fra elektronerne. Den samlede ladning er nul.

- Antallet af protoner kaldes for et atoms nummer.
 - Dette betegnes med symbolet Z .
 - Husk at antallet af elektroner dermed også er Z .
- Antallet af neutroner betegnes med symbolet N .
- Atomnummeret (Z) er direkte relateret til et bestemt grundstof.
 - Forskellige grundstoffer har altså et forskelligt antal protoner og elektroner.
 - Hydrogen har en proton og atomnummeret 1.
 - Helium har to protoner og atomnummeret 2.
 - Carbon har seks protoner og atomnummeret 6
 - Magnesium har 12 protoner og dermed atomnummeret 12.

Opgave: Gå ind på hjemmesiden [periodesystem](#), som viser et periodesystem. (Klik på linket ved 'periodesystem'.)

- Hvor kan du se atomnummeret for et bestemt grundstof?
- Hvad er atomnummeret for natrium (Na)?
- Hvad er atomnummeret for chlor (Cl)?
- Hvor mange elektroner har argon (Ar)?
- Hvor mange elektroner har aluminium (Al)?
- Hvilket grundstof har 20 elektroner?
- Tegn en model af magnesium, som viser en kerne og elektroner.
 - Antag at antallet af protoner og neutroner er det samme.
- Svær: Husk på at et atom er elektrisk neutralt.
 - Hvad bliver ladningen af magnesium, hvis man fjerner to elektroner fra atomet?
 - Hvad bliver ladningen af chlor, hvis man tilføjer en elektron til atomet?

Isotoper

Et grundstof består ikke af helt ens atomer. Dette kan virke underligt, men tager vi fx 100 gram carbon, så er alle atomerne ikke helt ens. Hvad er da forskellen?

For grundstoffer kan antallet af neutroner variere. Dvs. at grundstoffet carbon kan have atomer, som indeholder:

- Seks protoner, seks elektroner og seks neutroner. Det skrives således:



- Forekomst i naturen 98,9%

- Seks protoner, seks elektroner og syv neutroner. Det skrives således:



- Forekomst i naturen 1,1%

- Bemærk forskellen mellem tallet 12 og 13 i betegnelsen af de to isotoper.
 - Tallet er summen af protoner og neutroner.
 - Det svarer til antallet af partikler i atomets kerne, og det kalder for nukleontallet (fra engelsk *nucleus*). Symbolet A benyttes for dette begreb.
- Det gælder således at $A = Z + N$
 - Summen af antal protoner og antal neutroner er antallet af kernepartikler.
 - Generelt skrives altså for atomer X : A_ZX

Opgave

- Tegn modeller for de to forskellige carbonatomer, hvor man kan se protoner, neutroner og elektroner.
- Forklar hvad forskellen er mellem disse to isotoper
 - $^{14}_7\text{N}$ og $^{15}_7\text{N}$
- Gå til hjemmesiden [periodesystem](#). Dansk bør være valgt som sprog nederst - og nu vælger du isotoper øverst - og klikker på nitrogen - som "foldes ud".

The screenshot shows the Ptable website interface. At the top, there are navigation tabs: "Egenskaber", "Elektroner", "Isotoper", and "Forbindelser". The "Isotoper" tab is selected. Below the navigation, there is an advertisement banner. The main content area displays the periodic table with a search box for "Nitrogen" and a dropdown menu for "Isotoper". The element Nitrogen (N) is highlighted, and its properties are shown in a sidebar on the left. The sidebar includes fields for "Count", "isotopes", "Opskrivning", "Masse", "Mass excess", "Bindingsenergi", "Forekomst", "Halveringstid", "Decay mode", "Henfaldsbredde", and "Specific activity". The periodic table shows the number of known isotopes for each element, with Nitrogen having 2 isotopes. The element Nitrogen is circled in red, and an arrow points to it from the text above. Another arrow points to the "Forekomst" field in the sidebar, which shows "99,634 %".

- Find den naturlige forekomst for $^{14}_7\text{N}$ og $^{15}_7\text{N}$ her.

Et atoms masse

Massen af et atom er bestemt af antallet af protoner, neutroner og elektroner. Vi måler massen i enheden u. I Tabel 1 ser man masserne for elementarpartiklerne proton, neutron og elektron.

Elementarpartikel	Ladning	Masse	Antalsbetegnelse
Proton	+1 (e)	1,0073 u	Z
Neutron	0	1,0087 u	N
Elektron	-1 (e)	0,00055 u	(Z)

Tabel 1. Ladning og masse for atomets elementarpartikler. (Kilde: Figuren er fra Basiskemi C).

Enheden 1 u defineres ud fra den oftest forekommende isotop af carbon, som er $^{12}_6\text{C}$.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ af } ^{12}_6\text{C}\text{-atomets masse}$$

Det kan virke underligt, at massen af $^{12}_6\text{C}$ ikke er mere end 12 u, for atomet indeholder seks elektroner og seks neutroner og begge elementarpartikler har en masse, som er mere end 1 u. Desuden er der seks elektroner, som også har en masse.

Grunden til dette er, at tallene i Tabel 1 er for frie elementarpartikler. Når partiklerne sidder samlet i et atom mister protoner og neutroner ca. 1% af deres masse. Derfor er man nødt til at måle massen af atomer med et specielt apparat, som kaldes et massespektrometer.

Disse masser kan man også finde i periodesystemet. Gå igen til hjemmesiden [periodesystem](#). Her er nogle eksempler på masser:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Brint 1,008	2 He Helium 4,0026																
3 Li Lithium 6,94	4 Be Beryllium 9,0122																
5 Na Natrium 22,990	12 Mg Magnesium 24,305																
19 K Kalium 39,098	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,956	22 Ti Titan 47,867	23 V Vanadium 50,942	24 Cr Krom 51,996	25 Mn Mangan 54,938	26 Fe Jern 55,845	27 Co Kobolt 58,933	28 Ni Nikkel 58,693	29 Cu Kobber 63,546	30 Zn Zink 65,38	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,630	33 As Arsen 74,922	34 Se Selen 78,971	35 Br Brom 79,904	36 Kr Krypton 83,798
37 Rb Rubidium 85,468	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,906	40 Zr Zirkonium 91,224	41 Nb Niobium 92,906	42 Mo Molybdæn 95,95	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,91	46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Sølv 107,87	48 Cd Cadmium 112,41	49 In Indium 114,82	50 Sn Tin 118,71	51 Sb Antimon 121,76	52 Te Tellur 127,60	53 I Jod 126,90	54 Xe Xenon 131,29
55 Cs Cæsium 132,91	56 Ba Barium 137,33	57-71	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantal 180,95	74 W Wolfram 183,84	75 Re Rhenium 186,21	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,22	78 Pt Platin 195,08	79 Au Guld 196,97	80 Hg Kviksølv 200,59	81 Tl Thallium 204,38	82 Pb Bly 207,2	83 Bi Bismuth 208,98	84 Po Polonium (209)	85 At Astat (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89-103	104 Rf Rutherfordium (267)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnerium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (282)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (290)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessin (294)	118 Og Oganesson (294)

Men hov ... hvorfor er massen af carbon ikke 12,000000 u, eller blot netop 12 u? Massen blev jo defineret til at være 12 u.

Grunden til dette er de forskellige isotoper. Der er andre isotoper end $^{12}_6\text{C}$ og $^{13}_6\text{C}$, men den naturlige forekomst af de isotoper er meget lille, så vi kan udelade dem i vores betragtninger.

Nu spørger vi altså lige om, hvorfor der står angivet en masse på 12,011 u for carbon.

Vi starter med at konstatere, hvad vi ved fra målinger:

isotop	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$
forekomst	98,892%	1,108%
masse	12,00000 u	13,00335 u

Et grundstofs atommasse er gennemsnitsmassen af atomerne i grundstoffets naturlige isotopblanding.

Nu er beregningen enkel:

$$0,98892 \cdot 12,00000 \text{ u} + 0,01108 \cdot 13,00335 \text{ u} = 12,011117 \text{ u}$$

Dette svarer til det tal på 12,011 u, som blev aflæst i periodesystemet.

Opgave

Du bliver givet disse oplysninger (Tallene er hentet fra hjemmesiden [periodesystem](#).)

isotop	$^{14}_7\text{N}$	$^{15}_7\text{N}$
forekomst	99,634%	0,366%
masse	14,00307 u	15,00011 u

- Afgør ved beregning om det tal, som står opført som gennemsnitsmassen for nitrogen i periodesystemet, stemmer overens med dine beregninger.