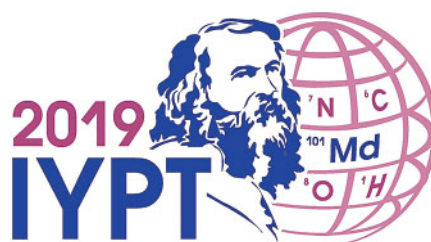


PERIODESYSTEMET

– 150 års aktuel naturvidenskab

I år kan vi fejre 150-året for periodesystemet (eller det periodiske system) – et af naturvidenskabens få ikoner. At systemet har opnået ikonstatus skyldes blandt andet, at systemet ikke bare handler om grundstofferne, men om hele kemien.



Periodesystemet er uden diskussion et af de mest genkendelige videnskabelige symboler også udenfor kemikernes fagkreds. Umiddelbart fascinerer det da også de fleste, at mangfoldigheden i den verden, vi sanser, fra virus til galakser – og såmænd sanseprocesserne selv – fremkommer af kun 90 naturligt forekommende byggesten.

Grundstofferne styrer i alle de omdannelser, vi oplever: Plantevækst, stofskifte og sanseindtryk såvel som geologiske processer. Grundstofferne bestemmer også egenskaberne af alle de materialer, vi endnu ikke har opfundet, såvel som dem, vi ser og benytter: Proteiner, sukre, batterier, stærke magneter og superledende materialer. At grundstofferne i periodesystemet selv kan reduceres yderligere til protoner, neutroner og elektroner ændrer intet; de processer og energier, der er involveret i trinnet mellem grundstofferne og elementartiklerne har minimal relevans for de reaktioner og materialer, der i form af kemien forbinder os med verdenen.



Buste af Dmitrij Mendelejevs (1834-1907) foran Moscow State University. I år fejrer vi Mendelejevs periodesystem, idet UNESCO har udnævnt 2019 til IYPT (International Year of the Periodic Table).

Foto: Jesper Bendix

des. Det gælder selvfølgelig Daltons atomteori fra begyndelsen af 1800-tallet fulgt af mere end et halvt århundrede disput om, hvilke kemiske enheder der var grundstoffer. Arbejdet med nøjagtig bestemmelse af masseforhold i kemiske reaktioner var meget vigtigt og kulminerede med den allerførste internationale videnskabelige kongres, som blev afholdt i Karlsruhe i Tyskland i september 1860. Her kunne den italienske kemiker Stanislao Cannizzarro, blandt andet baseret på tyskeren Friedrich August Kekulé's tilordning af valensen 4 til carbon (1857), endeligt fremlægge en tabel over relative atommasser, der var praktisk

fejlfri omend stadig behæftet med eksperimentelle usikkerheder. Dermed var der skabt et numerisk ordningsprincip for grundstofferne, der blev en ledestjerne for de mange konkurrerende forsøg på at opstille periodesystemer, som fandt sted op gennem 1860'erne. En del har nok hørt om russiske Dmitrij Mendelejev og måske også tyske Lothar Meyer i forbindelse med opstillingen af periodesystemet. Men historien er dog noget mere kompliceret end som så, og man kan med

Udviklingen af periodesystemet

Udviklingen af periodesystemet for 150 år siden var bestemt ikke en pludselig indskydelse, der fandt sted på et tilfældigt tidspunkt i historien. En del af den begrebsmæssige inspiration kom fra biologiens systematisering i 1700-tallet blandt andet gennem Carl von Linnés *Systema Naturae*, men der var også mange tekniske og erkendelsesmæssige forudsætninger indenfor kemien, der skulle på plads, før periodesystemet kunne nedfæl-



Forfatteren Jesper Bendix er professor og sektionsleder for Uorganisk Kemi, Kemisk Institut, Københavns Universitet bendix@chem.ku.dk

Forsker bredt indenfor uorganisk kemi. Har publiceret videnskabelige arbejder med ca. 2/3 af de naturligt forekommende grundstoffer. Særlige interesser indenfor elektronstruktur af d- og f-blokkenes forbindelser, strukturmolekylære forbindelser generelt og magnetiske egenskaber af molekylære forbindelser.

Grundstoffernes periodesystem (IUPAC)

s-blok																		p-blok											
1 H hydrogen 1.008 (1.0078, 1.0082)	← He																2 He helium 4.0026												
3 Li lithium 6.94 (6.938, 6.997)	4 Be beryllium 9.0122	nøgle: atomnummer atomsymbol navn konventionel atomvægt standardatomvægt										5 B bor 10.81 (10.806, 10.821)	6 C carbon 12.011 (12.009, 12.012)	7 N nitrogen 14.007 (14.006, 14.008)	8 O oxygen 15.999 (15.999, 16.000)	9 F fluor 18.998	10 Ne neon 20.180												
11 Na natrium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 (24.304, 24.307)	d-blok										13 Al aluminium 26.982	14 Si silicium 28.086 (28.084, 28.086)	15 P phosphor 30.974 (30.973, 30.974)	16 S svovl 32.06 (32.059, 32.071)	17 Cl chlor 35.45 (35.446, 35.457)	18 Ar argon 39.948												
19 K kalium 39.098	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titan 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chrom 51.996	25 Mn mangan 54.938	26 Fe jern 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nikkel 58.693	29 Cu kobber 63.546(3)	30 Zn zink 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsen 74.922	34 Se selen 78.96 (78.956, 78.96)	35 Br brom 79.904 (79.901, 79.907)	36 Kr krypton 83.798(2)												
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirkonium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybden 95.95	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag sølv 107.87	48 Cd kadmium 112.411	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimon 121.76	52 Te teller 127.60(3)	53 I iod 126.90	54 Xe xenon 131.29												
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoider	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantal 180.95	74 W wolfram 183.84	75 Re renium 186.21	76 Os osmium 190.23(3)	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 (204.38, 204.39)	82 Pb bly 207.2	83 Bi bismut 208.98	84 Po polonium	85 At astat	86 Rn radon												
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoider	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessin	118 Og oganeson												
f-blok																													
57 La lanthan 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodym 140.91	60 Nd neodym 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97	89 Ac actinium 227.03	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uran 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendeleevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium



IUPAC's version af periodesystemet med de første syv komplette perioder. Opdelingen af periodesystemet i blokke (s-blokken, p-blokken, d-blokken og f-blokken) er vist med de indtegnede bokse. Opdelingen er baseret på typen af orbitaler, der fyldes i det pågældende område af periodesystemet og grundstofferne i blokkene har ligheder ligesom de enkelte grupper (søjler) og perioder (rækker). Skillelinien mellem metaller og ikke-metaller er illustreret med grønt.

rimelighed sige, at udviklingen af de første periodesystemer forløb over tidsrum på mere end 15 år, og at der var mindst fem andre kemikere, der var på banen med vægtige forslag tidligere eller samtidigt med Mendelejevs offentliggørelse. Et af disse var i øvrigt fremsat af danskfødte Gustavus Detlef Hinrichs, der studerede ved Københavns Universitet, før han udvandrede til USA.

Mendelejevs fortjeneste

Hvorfor er det så lige, at Mendelejev endte med at løbe med det meste af æren for periodesystemet? Det er der flere grunde til:

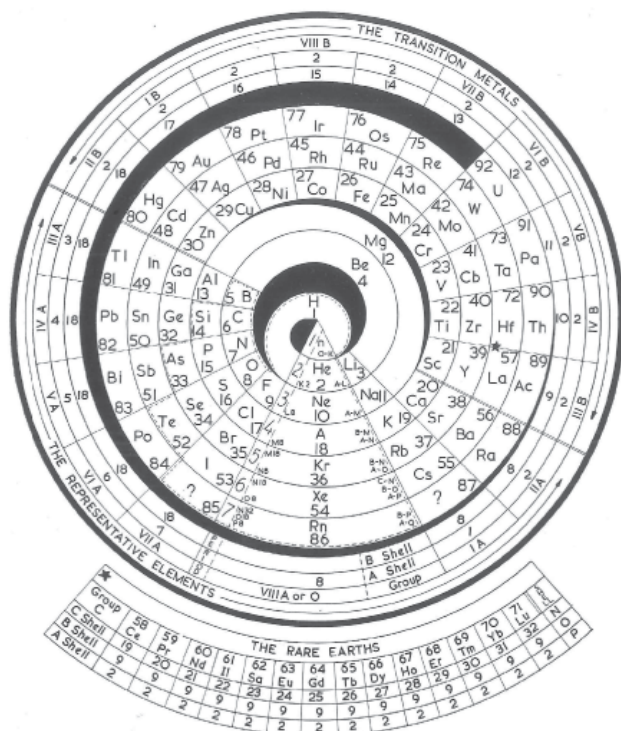
- Hans system var det eneste, der omfattede alle de dengang kendte grundstoffer, selvom nogle var forkert placeret
- Han offentliggjorde før tyskeren (Julius) Lothar Meyer, der er den konkurrent, som oftest nævnes i forbindelse med opdagelsen, og Meyer kendte til Mendelejevs offentliggørelse

- Han indså klart nødvendigheden af at inkludere ikke-opdagede grundstoffer
- Han forudså atommasser af nogle af de ukendte grundstoffer og deres valenser
- Han baserede ikke kun sit system på atommasser, men anvendte kemiske egenskaber til at placere de kendte grundstoffer
- Han forudså både kemiske og fysiske egenskaber af forbindelser af de forudsagte grundstoffer

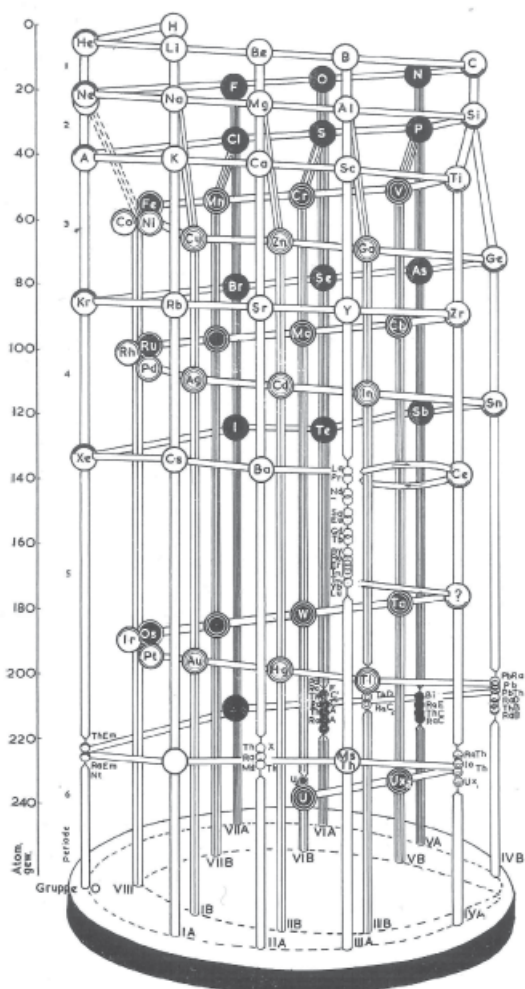
Selvom Mendelejevs forudsigelser af ukendte grundstoffer ofte fremhæves som hans særlige fortjeneste, er det især ved de sidste to punkter, at Mendelejev bragte sig afgørende foran sine kolleger. Der er ingen tvivl om, at Mendelejev havde et overlegent stofkemisk kendskab, hvilket afspejledes i, at hans systematisering i mere detaljeret grad byggede på egenskaber af forbindelser end på egenskaber af de frie grundstoffer. Samtidigt

udstrakte han sine forudsigelser til i nogen detalje at behandle kemiske forbindelser af uopdagede grundstoffer (gallium, scandium og germanium).

Mendelejev nåede altså frem til et kemisk baseret periodesystem, uden at han, som nogle af sine konkurrenter, lod sig forblinde af mytisk/religiøse argumenter omkring de numeriske værdier af atomvægtene. Præcis den kemiske basis for Mendelejevs periodesystem er også grunden til, at vi skal fejre det. Som det vil blive illustreret senere i artiklen, kan Mendelejevs indsigt anvendes "baglæns" og derved bliver placeringen af et grundstof i periodesystemet en nøgle til masser af information, både kvalitativ og semi-kvantitativ, om kemien af grundstoffet. Begrebet "den periodiske lov" har været brugt om den periodicitet i egenskaber, som afspejles i periodesystemet. Men enhver, der har gravet lidt i grundstoffernes kemi, vil have erkendt, at det ikke



Spiralformet periodesystem (Emerson, 1944).



Helixformet periodesystem (Harkins og Hall, 1916) efter J. W. Van Spronsen *The Periodic System of Chemical Elements. A History of the First Hundred Years*. Elsevier, New York, 1969.

er en lov i gængs naturvidenskabelig forstand, og periodiciteten fremtræder tydeligst, når kemien ansues i et overordnet perspektiv. Alligevel er periodesystemet den mest kompakte, systematiske og uomgængelige lærebog i kemi, man kan tænke sig.

Her i jubilæumsåret er de første 7 perioder af periodesystemet komplette, og vi kender 118 grundstoffer. Heraf har de første 100, eller skal vi bøje fakta og lade det være 101 af hensyn til hovedpersonen, kemisk relevans. Æren af at lægge navn til grundstof nr. 101 (mendelevium) fik Mendelejev nemlig – omend sent (1955). Nobelprisen var han indstillet til to gange i 1906 og 1907, men fik den ikke på grund af svenskeren Svante Arrhenius' nid og politiseren. Det er nok den mest oplagte Nobelpris, der aldrig blev givet. Nogle år senere, i 1913, offentliggjorde Niels Bohr så sin atomteori, som passer med periodesystemet. Bohr fulgte i øvrigt i Mendelejevs fodspor og foreslog, at det ukendte grundstof nr. 72 skulle ligne zirkonium, hvilket førte til at Coster og de Hevesy undersøgte et zirconium-mineral fra Geologisk Museum i København og deri påviste hafnium, som blev navngivet efter byen.

Opstillinger af periodesystemet

Den officielle version af periodesystemet fra IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) i dag er for alle praktiske formål identisk med det layout, som Alfred Werner (Nobelpris 1913) var kommet frem til allerede i år 1900.

Undervejs i historien er vi blevet beriget med utroligt mange alternative udformninger af periodesystemet som foldede, spiralformede i 2 og 3 dimensioner, såvel som nogle der er opbyggede nedefra, hvis fantasifuldhed kun matches af deres manglende gennemslagskraft.

Perioderne, det vil sige rækkerne i periodesystemet, indtager særlig stilling ved at dele navn med hele systemet. Det har været hævdet, at tabelleringens form med diskontinuitet mellem perioderne giver unaturlig afbræk i rækken af atomnumre (og atommasser, der stort set vokser jævnt med atomnumret). Periodesystemer, hvor perioderne i de traditionelle opstillinger er forbundne i enten spiralformede eller helixformede periodesystemer, blev udviklet og advokeret som en måde at undgå perioderne i de klassiske opstillinger. Det faktum, at Mendelejev overvejede spiralformede varianter af periodesystemet, men endte med ikke at foretrække dem, illustrerer tydeligt hans dybe kemiske forståelse, som var grundlaget for hans succes. Den insisteren på kontinuitet, som de spiral- (eller helix-) formede systemer er udtryk for, har ingen retfærdiggørelse i kemien. Tværtimod udgør de adskilte perioder et fuldstændigt grundlæggende træk ved grundstoffernes kemi.

Perioderne er en slags kemiske fængsler for grundstofferne: Ingen grundstoffer kan således (i kemiske

Om at fylde elektroner i atomer

Vil man forstå, hvorfor periodesystemet ser ud som det gør, må man forstå den rækkefølge (også kaldet "aufbau"), som elektronernes energiniveauer har, idet det er disse energiniveauer, der bestemmer antallet af grundstoffer i den enkelte periode. I Niels Bohrs atommodel beskrives elektronerne ved fire kvantetal, og energien af en elektron i et frit atom afhænger af to af dem: hovedkvantetallet og bikvantetallet. Hovedkvantetallet (n) er synonymt med elektronskallens nummer (1,2,...), og det beskriver elektronens afstand fra atomkernen. Bikvantetallet (l) bliver ofte betegnet ved forkortelserne s, p, d og f, der beskriver faconen af elektronens bane omkring atomkernen: en s-elektron har en kugleformet tæthedsfordeling, en p-elektrons fordeling minder om et "8-tal", en d-elektrons om et firkløver mv. Bikvantetallet antager værdier fra 0 til $n-1$ ($l=0 \Rightarrow$ s-facon; $l=1 \Rightarrow$ p-facon; ...). Tilsammen specificerer hoved- og bikvantetallet et sæt af orbitaler, der har samme energi i et frit atom. Empirisk har det vist sig, at energien af

orbitalerne tilnærmelsesvis vokser med summen af hovedkvantetallet og bikvantetallet, $n+l$. I tilfælde af, at to orbitaler har samme værdi for $n+l$, vejer en lille værdi for n tungest i forhold til, hvilken orbital der bliver fyldt først (Madelungs regel). Dette giver en opfyldningsrækkefølge ("aufbau-rækkefølge"), hvor eksempelvis 3d-niveaue ($n+l=5$) fyldes efter 4s ($n+l=4$), men før 4p ($n+l=5$), hvilket resulterer i at den fjerde periode er "langstrakt" i forhold til de tre forudgående. På samme måde bliver begge perioderne 6 og 7 af længde 32, da der skal være plads til henholdsvis 4f- og 5f-niveauerne i disse perioder. Oftest afbilledes f-blokken dog separat for at undgå et alt for bredt layout.

Det er vigtigt at bemærke, at i en korrekt (relativistisk) beskrivelse, så afhænger energiniveauerne af forhold mellem naturkonstanter, hvilket betyder at det naturlige layout af periodesystemet *ikke* er en konsekvens af Bohrs atommodel alene.

Kvantitative mål for elektronegativitet

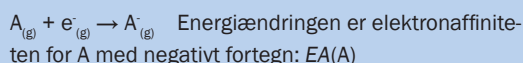
Begrebet elektronegativitet, forstået som evnen til at tiltrække elektroner, er meget centralt for diskussion af ladningsfordelinger såvel som for forståelse af kemisk reaktivitet. Interessen for at gøre dette kvalitative begreb kvantificerbart opstod naturligt kort efter kvantemekanikkens udvikling og introduktionen af de første modeller for kemisk binding. Kemikeren Linus Pauling bemærkede, at alle de kendte diatomige molekyler bestående af to forskellige grundstoffer (AB) havde en stærkere binding ($E_{\text{diss}}(\text{AB})$) end gennemsnittet af bindingsstyrkerne i molekyler af de grundstoffer, som de var afledt af:

$\frac{1}{2}[E_{\text{diss}}(\text{AA}) + E_{\text{diss}}(\text{BB})]$. Dette førte til en definition af forskelle i elektronegativiteter ($\chi_{\text{Pauling}}^{\text{A}} - \chi_{\text{Pauling}}^{\text{B}}$) givet i ligning 1, hvorved nulpunktet ikke er fastlagt:

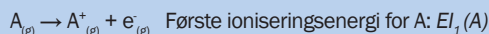
$$(\chi_{\text{Pauling}}^{\text{A}} - \chi_{\text{Pauling}}^{\text{B}})^2 \propto E_{\text{diss}}(\text{AB}) - \frac{1}{2}[E_{\text{diss}}(\text{AA}) + E_{\text{diss}}(\text{BB})] \quad (1)$$

Kort herefter (1934) foreslog fysikeren Robert S. Mulliken en alternativ skala baseret på de fundamentale

processer for et neutralt atom i gasfase, nemlig optag af en elektron:



og afgivelse af en elektron:



Mulliken definerede så sin elektronegativitetsskala ved ligning 2:

$$\chi_{\text{Mulliken}}^{\text{A}} \propto \frac{1}{2}[EA(\text{A}) + EI_1(\text{A})] \quad (2)$$

Det er meget tilfredsstillende for kemikere, at de to elektronegativitetsskalaer korrelerer rigtigt godt med hinanden. Det betyder, at elektronegativitet er en størrelse, der med god mening kan defineres for det enkelte grundstof (Mulliken), men også at elektronegativitetsforskelle er afgørende for graden af ladningsseparation i bindinger og dermed styrken af dem, og hvor meget ionisk karakter de har.

forbindelser) afgive eller optage så mange elektroner, at de får en ufyldt valensskal med samme antal elektroner som et grundstof, der står i en anden periode. Den ikoniske facon af periodesystemet er altså bestemt af antallet af grundstoffer i hver periode. Og det, der bestemmer, antallet af grundstoffer i en periode, er energierne af elek-

tronerne i atomerne, som er en konsekvens af atomernes opbygning.

Periodisk variation af elektronegativitet

Som allerede antydnet er periodesystemet et redskab til kemisk tænkning, som ikke kan matches med internetopslag eller en simpel lærebog. Mange kemiske egen-

skaber varierer så systematisk og forståeligt i periodesystemet, at et grundstofs gruppe- og periodenummer afslører meget af dets kemi. En af disse egenskaber er elektronegativitet, som er et mål for et atoms evne til at tiltrække elektroner fra et andet atom. Beskrivelsen af den kemiske binding tager normalt udgangspunkt i elektronegativitet, der

Periodesystemet og grundstoffernes fordeling i naturen

Et yderligere eksempel på periodesystemets nytte til systematisere kemien er begrebet "hårde" og "bløde" kationer og anioner. Dette begreb blev populariseret af amerikaneren Ralph Pearson i form af hans HSAB (Hard/Soft-Acid/Base) princip, der tilsiger, at hårde metal-ioner fortrækker hårde mod-ioner og bløde metal-ioner, bløde mod-ioner. Pearsons hård/blød-karakter hænger sammen med polariserbarheden af ionernes elektronskyer, hvilket kan oversættes til elektronskyens tilbøjelighed til at deformeres, så der dannes en delvist positiv og en delvist negativ ende. Jo mindre kerneladningen er i stand til at styre valenselektronerne, jo mere polariserbar bliver ionen (atomet). Generelt kan man for både metaller og ikke-metaller sige, at polariserbarheden vokser med periodenummeret – så de tungere grundstoffer er blødere. Samtidig vokser

polariserbarheden med faldende positiv ladning for metaller og med stigende negativ ladning for ikke-metaller. Konsekvensen er, at forbindelser mellem tunge grundstoffer omkring skillelinjen mellem metaller og ikke-metaller i periodesystemet udgør en gruppe af særligt stabile forbindelser. Fra geologien kan man fremdrage mineralerne AuTe, HgSe, Tl_2S og PbS som eksempler. Omvendt, så er kombinationer mellem hårde metal-ioner og hårde anioner, der er placeret langt fra skillelinjen, også favorable – eksempelvis mineralerne LiF, CaF_2 , TiO_2 og MnO_2 . Denne opdeling i hårde og bløde metal-ioner er også tydelig i metallernes fordeling i biologiske systemer og deres giftighed: Det er typisk de bløde metal-ioner, der er giftige, og bekvemt for retskemikere og historikere binder disse metal-ioner til de bløde svovl-sidekæder i proteiner i hår og negle.

derved bliver et meget centralt kemisk begreb. Den svenske kemiker Jöns Jacob Berzelius indførte det allerede i 1811 baseret på affiniteter mellem grundstoffer suppleret med elektrokemiske data. Det var også klart i årene omkring udviklingen af periodesystemet, at grupperne i periodesystemet ikke kun afspejlede ligheder med hensyn til oxidations-trin eller valenser, om man vil, men også var en gruppering efter tilbøjeligheden til at danne kationer og anioner. Selvom elektronegativitet blev indført som et rent kvalitativt begreb uden direkte forbindelse til fysiske størrelser, så var det tidligt klart, at det er en jævnt gradueret egenskab, som kan gøres kvantitativ.

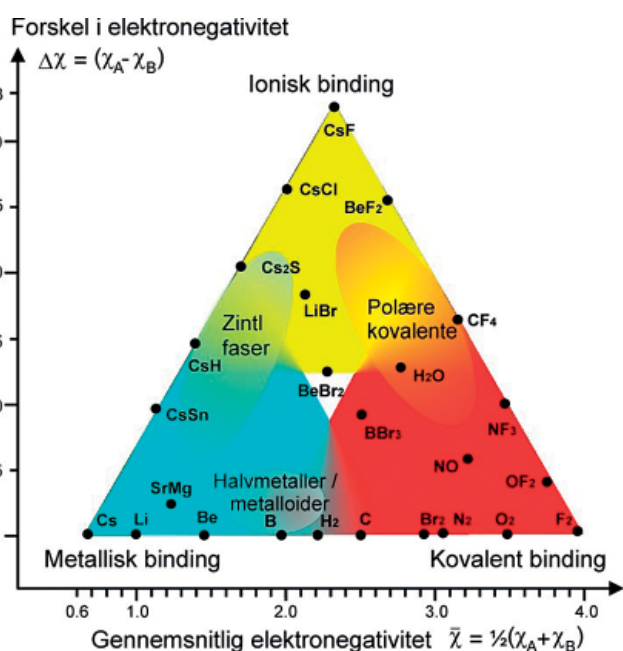
Da elektronegativitet hænger sammen med, hvor godt den positivt ladede atomkerne tiltrækker og fastholder elektronerne, er det ikke vanskeligt, at forstå den overordnede variation igennem periodesystemet: Jo større atomet er og jo færre protoner, der er i kernen, desto mindre elektronegativt er det.

Dette fører til et billede med fluor som det mest elektronegative og alkalimetallerne (gruppe 1) som de mindst elektronegative grundstoffer. Generelt kan man sige, at elektronegativiteten vokser fra nederste venstre hjørne mod øverste højre

hjørne af periodesystemet. Dog med den lille detalje, at francium faktisk er en smule mere elektronegativ end caesium. Derfor bliver det også caesium, der besætter to af de tre hjørner i den såkaldte Ketelaar-trekant, der beskriver bindingskarakteren i forhold til de tre hovedtyper ionisk binding, metallisk binding og kovalent binding.

Periodisk variation af størrelser

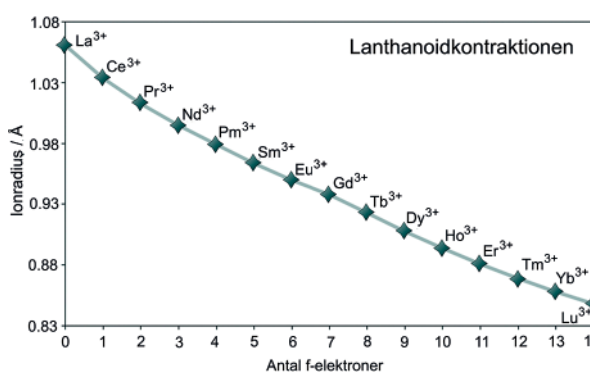
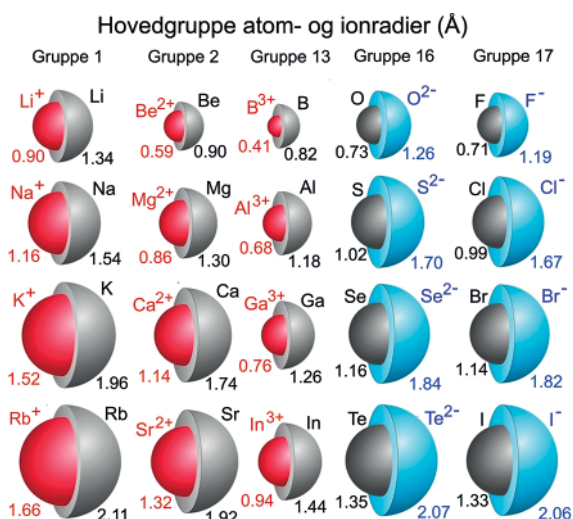
Størrelsen af grundstofferne og deres afledte ioner er en anden meget væsentlig parameter i at bestemme deres kemi. Ligesom elektronegativitet varierer størrelsen af atomerne også på en letforståelig, systematisk måde igennem periodesystemet. Koordinationstal, bindingslængder, opløseligheder og syrestyrker er nogle af de helt fundamentale egenskaber, der afhænger af atom- og ionradier. Da størrelsen af atomer og ioner varierer systematisk gennem periodesystemet, bliver grundstoffernes placering også direkte beskrivende for disse egenskaber. Med et eksempel fra gruppe 17, der altid leverer bekvemme systematiske variationer, så er hydrogeniodid en stærk syre ($pK_a < 0$) og blandt hydrogen-haliderne den stærkeste, hvorimod HF kun er en middelstærk syre ($pK_a \approx +3,2$). Dette hænger blandt andet sammen med, at H-I bindingen er ret svag (295 kJ/mol)



En variant af Ketelaar-trekanten eller bindingstype-trekanten, som tydeligt illustrerer betydningen af begrebet elektronegativitet i diskussionen af bindingsforhold. Bestemmende for typen af kemisk binding i binære forbindelser er både forskellen i elektronegativitet (ordinaten), men også den gennemsnitlige elektronegativitet. Der er således stor forskel på metalbindingen i en intermetallisk forbindelse som SrMg og den overvejende kovalente binding i NO-molekylet. Bemærk, at Cs er det mest elektropositive grundstof snarere end Fr.

Øverst: Variationen i atomradier (grå) og ionradier (rød/blå) for udvalgte hovedgruppegrundstoffer.

Nederst: Variationen i ionradier for de trivalente kationer af lanthanoiderne inkl. La. Størrelserne vokser generelt med periodenummeret undtagen for 4d- og 5d-metallerne, hvor lanthanoidkontraktionen bevirker, at grundstofferne i 5. og 6. periode fra samme gruppe har næsten ens størrelse. Størrelserne falder hen igennem perioderne pga. den stigende kerneladning, og de falder også med faldende antal elektroner (stigende oxidationstrin) for fastholdt atomnummer.



sammenlignet med H-F bindingen (565 kJ/mol). Forskellen skyldes både elektronegativitetsforskellene, men også den udtalte størrelsesforskel mellem hydrogen og iod, der ikke tillader effektiv deling af elektroner (kovalent binding).

Variationen i størrelse ned gennem grupperne i s-blokken og p-blokken i periodesystemet afspejler, hvordan elektronerne i valensskallen får middelfastande fra atomkernen, der ifølge Bohrs atommodel vokser med hovedkvantetallet. Atomradier i 6. periode er således mellem det dobbelte og tre gange atomradierne i 2. periode. Disse størrelsesforskelle giver anledning til store forskelle i gitterenergier for ioniske forbindelser, og de relative størrelser af anioner og kationer er langt hen ad vejen bestemmende for, hvilke gittertyper ioniske forbindelser danner. Kendskab til forholdet mellem radierne af kationen og anionen tillader en ret sikker forudsigelse af strukturtypen for binære forbindelser med dominerende ionisk binding.

At ionradier ikke blot er kedelige tal, men drejer sig om liv og død, kan man værdsætte ved at overveje, at hele vores nervesystem er baseret på koncentrationsforskelle for Na⁺ og K⁺ over cellemembranerne, og at disse koncentrationsgradienter i

sidste ende beror på Na-K-pumpens evne til at skelne mellem Na⁺ og K⁺ baseret på en ret moderat forskel i ionradius på cirka 25%.

Lidt mindre oplagt er variationen i atomradius, når man bevæger sig vandret igennem en periode. Her ser man, at mens atomnummeret, og dermed også antallet af elektroner i valensskallen, vokser, så aftager atomradius. Denne kontra-intuitive variation skyldes, at en valenselektron ikke skærmer fuldstændigt for ladningen af en proton i kernen. Konsekvensen er, at hele elektronskyen påvirkes af en stigende effektiv kerneladning, når atomnummeret vokser. Indenfor en given periode får vi en effekt, der er af samme størrelsesorden som variationen indenfor en gruppe (gående fra 2. til 6. periode). Eksempelvis har chloratomet en radius, der er cirka 2/3 så stor som natriumatomet. Konsekvensen af de to modsatrettede størrelses-effekter er, at lithium og iod, der, adskilt af 50 atomnumre, indtager modsatte ringhjørner i periodesyste-

met, er næsten lige store.

Særligt klart fremtræder den faldende radius med voksende kerneladning, når man betragter f-blokken. Her er der en tydelig reduktion i ionradius for de trivalente lanthanoid-ioner (La³⁺-Lu³⁺). Effekten er så tydelig, at den har sit eget navn: "Lanthanoidkontraktionen". Som en direkte konsekvens af Lanthanoidkontraktionen har Hf samme størrelse som Zr, der står i perioden ovenfor, og deres kemi er meget ens. På samme måde udgør (Nb og Ta), (Mo og W) og (Tc og Re) par af grundstoffer med meget ens kemi.

Et sejlivet ikon

At periodesystemet ikke kun handler om grundstofferne, men om hele kemien og dermed hele den materielle verden, der omgiver os, er dets største værdi. Det blev indset af Mendelejev for 150 år siden, og gør det sandsynligt, at det om yderligere 150 år stadig sammen med en tungerekkende fysiker vil være ikoner for naturvidenskaben. ■

Videre læsning:
Den bedste gennemgang af periodesystemets historie findes i: J. W. Van Spronsen (1969): *The Periodic System of Chemical Elements. A History of the First Hundred Years* Elsevier, New York.

E. Rancke-Madsen, (1984): *Grundstoffernes opdagelsehistorie*, G.E.C. GAD, København.

Jensen, W.B. (1996): *Electronegativity from Avogadro to Pauling*, J. Chem. Educ., 73, 11-20.