

“Radioactieve straling”

Het begrip “radioactiviteit” is iets wat iedereen kent, maar wat is het nu werkelijk? Op zoek dus maar, het onderwerp is al een paar maal ter sprake gekomen. Een nogal geheimzinnig iets en “men” vindt het maar eng. Want “radioactiviteit”, “radioactieve straling”: hoe gevaarlijk is het eigenlijk? Hoe meet je het? Hoe ontstaat het? Hoe verklaar je het? Wat doet het met ons?

Het blijkt helemaal niet zo’n eenvoudig onderwerp. Om te beginnen zijn er diverse soorten radioactiviteit. Verder is het meten ingewikkeld en zijn er intussen zoveel verschillende eenheden van radioactiviteit, dat het eigenlijk een janboel is (niet ongebruikelijk in de wereld van eenheden!).

In plaats van radioactiviteit of “radioactieve straling” (dat laatste blijkt trouwens een foutieve benaming te zijn), spreekt de wetenschap liever van “ioniserende” straling, omdat deze straling kans ziet om elektronen uit atomen en moleculen weg te rukken. “Ionen” weten we intussen, zijn immers atomen met een tekort (of teveel) aan elektronen, waardoor die atomen dan een “lading” krijgen. Gebeurt dit ioniseren in planten, dieren of mensen, dan kan schade aan de cellen (DNA) ontstaan, die allerlei ernstige gevolgen kunnen hebben! Willen we meer van radioactiviteit begrijpen? Dan moeten we eerst meer over “materie” weten.

Materie

We denken al aardig wat te weten van “de materie”, maar wat materie nu precies is weet eigenlijk niemand! Wat weten we er dan wél van? Toch wel veel!

De “materie” op aarde (en voor zo ver men weet overal in ’t heelal) bestaat uit een honderdtal “elementen” en ontelbare combinaties of “verbindingen” daarvan. Er bestaan nog wel wat meer elementen, maar na nr. 92 (uranium) zijn ze steeds minder stabiel en komen in de natuur (op aarde) niet voor.

Ieder element bestaat uit atomen, en al die atomen van éénzelfde element hebben een gelijk aantal protonen en daarbij nog een (soms flink) aantal neutronen in de kern (behalve element nr.1: de “gewone” Waterstof). Deze atomen kunnen zich in kleine groepjes tot moleculen vormen en deze moleculen kunnen zich weer met andere moleculen verbinden. Op deze wijze vormen ze de ontelbare verschillende stoffen op onze aarde.

Voor ieder element is het aantal protonen in de kern kenmerkend. Dit aantal bepaalt dus het atoomnummer en met welk element we te doen hebben. Het aantal neutronen in de kern kan wél, zoals we eerder zagen, per element variëren. Daardoor kan de massa variëren en kunnen atomen van hetzelfde element toch een verschillend massagetal hebben. Het aantal elektronen in een “ongeladen”, neutraal atoom is gelijk aan het aantal protonen. Als het aantal elektronen toe- of afneemt, krijgt zo’n atoom een “lading” en we weten dus al dat dergelijke atomen “ionen” genoemd worden. Ionen zijn zoals bekend “geladen”atomen: een negatief ion, met een teveel aan elektronen, wordt “anion” genoemd, een positief ion, met een tekort aan elektronen, wordt “kation” genoemd.

Periodiek systeem

Nog wat meer kennis over “de elementen”. In dit hoofdstuk zien we een lijst van elementen, waar we hierbij wat dieper op in zullen gaan. Het heeft lang geduurd voordat deze lijst enigszins compleet was. Men heeft de elementen Latijnse namen gegeven en in die lijst hebben de elementen een eigen symbool, dat de afkorting is van hun Latijnse naam.

De zwaardere, later ontdekte of gemaakte elementen zijn nogal eens naar geleerden genoemd, bijvoorbeeld “Einsteinium”. Veel elementen kennen we wel, maar nog veel meer niet en als je geen scheikunde hebt gehad zijn veel van die symbolen onbekend terrein.

Fig 10.1 **PERIODIEK SYSTEEM van DMITRI MENDELEJEV**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
1																	2
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	4											5	6	7	8	9	10
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
11	12											13	14	15	16	17	18
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	Xe
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Fr	Ra	Ac	Ung	Unh	Uns	Uno	Une	Unn									
87	88	89	104	105	106	107	108	109									
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	
			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	

Maar eerst, hoe komen we eigenlijk aan deze lijst? Uit het zogenaamde “periodiek systeem” van een Russische geleerde genaamd Dmitri Mendelejev! Het is heel knap en een grote verdienste van deze Mendelejev dat hij indertijd de toen bekende elementen heeft weten te ordenen in 18 “perioden” (families). Hij gaf ieder element een “atoomnummer”, dat later gelijk bleek aan het aantal protonen in de kern en ook (in een ongeladen atoom) aan het aantal elektronen om de kern! Bij het opzetten van dit “periodiek systeem” zaten er nogal wat hiaten in de lijst en het systeem was toen nog lang niet compleet (intussen wel). Maar door de opzet van het systeem kon Mendelejev veel eigenschappen van de ontbrekende elementen aardig precies voorspellen en daardoor kon men ze ook ontdekken.

In het periodieke systeem is atoomnummer 1 waterstof, H (van Hydrogenium), met 1 proton in de kern, het lichtste element. Nr. 92 is, zoals we al zagen, Uranium (U). Uranium heeft dus 92 protonen in de kern en is het zwaarste natuurlijke element. Boven de 92 gaat het om kunstmatige en onstabiele elementen, zoals Neptunium, Plutonium, Einsteinium en Mendeleevium. Deze kunstmatige elementen komen niet in de natuur (misschien wel elders in het heelal) voor, daar zijn ze te instabiel voor. Ze zijn door de mens in kleine hoeveelheden in atoomreactoren gemaakt. Deze kunstmatige elementen zijn allen radioactief en hebben vaak maar een zeer korte levensduur!

Zoals we al eerder zagen zijn er ook atomen die wel een gelijk aantal protonen hebben, maar een verschillend aantal neutronen, de zogenaamde “isotopen”. “Isotoop” betekent “gelijke plaats”, in het periodieke systeem dus. Het zijn atomen van het zelfde element, maar met een afwijkende massa. Bijna elk element bestaat voor ’t grootste deel uit één bepaalde isotoop: de “uitgangsisotoop”, die “stabiel” en (meestal) niet radioactief is. Elk element heeft

wel een aantal afwijkende isotopen en deze, veel minder voorkomende isotopen zijn vaak wel “onstabiel” en dus “radioactief”.

Lijst van elementen

Nu we het over het periodieke systeem hebben gehad, volgt hier dan de lijst van elementen. Of het nu wel of niet interessant is, er wordt hierin ook het atoomgewicht en het aantal elektronen per “schil” aangegeven. En daarbij zien we toch wel enige interessante zaken die echter niet zo gemakkelijk te verklaren zijn. Bekijken we de lijst eens goed, dan worden een paar zaken duidelijk: de elektronen”schillen” kunnen vanaf de kern gezien steeds meer elektronen bevatten, wat natuurlijk ook wel logisch is. Vanaf de kern gezien hebben we respectievelijk de K-, L-, M-, N-, O-, P- en de Q-schil. Als één schil vol is gaat de volgende schil verder tot die vol is enz. Maar..... zo eenvoudig is het niet, er zijn schillen maar ook weer “subschillen”.

Ook is gebleken dat, als de buitenste schil 8 elektronen bevat, het betreffende element chemisch “inert” is, wat betekent dat het zich nergens mee verbindt. We spreken dan over de “edelgassen”: Neon, Argon, Krypton, Xenon en Radon, zij hebben allen 8 elektronen in de buitenste schil. Ook Helium met 2 elektronen in de K-schil is chemisch inert en behoort tot de “edelgassen”.

Hierbij een tabelletje dat aangeeft wanneer een schil (theoretisch) “vol” is:

- K-schil 2
- L-schil 8
- M-schil 18
- N-schil 32

De O, P en Q schillen zijn theoretisch vol bij resp. 50, 72 en 128 elektronen, maar dit komt in onze materie blijkbaar niet voor, kijk maar in de lijst van elementen! Hier komt hij:

Lijst van elementen

Atoom Sym-		Element	Pro- tonen	Neu- tronen	Elektronenschillen					Atoomgewicht		
Nr.	bool				K	L	M	N	O		P	Q
1	H	Hydrogenium,	1	-	1							1,0079
2	He	Helium (edelgas)	2	2	2							4,00260
3	Li	Lithium	3	4	2	1						6,94
4	Be	Beryllium	4	5	2	2						9,01218
5	B	Borium	5	6	2	3						10,81
6	C	Carbonium	6	6	2	4						12,011
7	N	Nitrogenium	7	7	2	5						14,0067
8	O	Oxygenium	8	8	2	6						15,9994
9	F	Fluor	9	10	2	7						18,998403
10	Ne	Neon (edelgas)	10	10	2	8						20,179
11	Na	Natrium	11	12	2	8	1					22,998403
12	Mg	Magnesium	12	12	2	8	2					24,305
13	Al	Aluminium	13	14	2	8	3					26,98154
14	Si	Silicium	14	14	2	8	4					28,0855
15	P	Phospor	15	16	2	8	5					30,97376
16	S	Sulphur	16	16	2	8	6					32,06
17	Cl	Chlor	17	18	2	8	7					35,453
18	Ar	Argon (edelgas)	18	22	2	8	8					39,0983?
19	K	Kalium	19	20	2	8	8	1				39,948?
20	Ca	Calcium	20	20	2	8	8	2				40,08
21	Sc	Scandium	21	24	2	8	9	2				44,9559
22	Ti	Titanium	22	26	2	8	10	2				47,90
23	V	Vanadium	23	27	2	8	11	2				50,4915
24	Cr	Chromium	24	28	2	8	13	1				51,996
25	Mn	Mangaan	25	30	2	8	13	2				54,9380
26	Fe	Ferrum	26	30	2	8	14	2				55,847
27	Co	Cobalt	27	32	2	8	15	2				58,9332
28	Ni	Nickel	28	31	2	8	16	2				59,71?
29	Cu	Cuprum	29	34	2	8	18	1				63,546
30	Zn	Zinc	30	35	2	8	18	2				65,38
31	Ga	Gallium	31	39	2	8	18	3				69,72
32	Ge	Germanium	32	40	2	8	18	4				72,59
33	As	Arsenicum	33	42	2	8	18	5				74,9216
34	Se	Selenium	34	45	2	8	18	6				78,96
35	Br	Bromium	35	45	2	8	18	7				79,904
36	Kr	Krypton (edelgas)	36	48	2	8	18	8				83,80
37	Rb	Rubidium	37	48	2	8	18	8	1			85,4678
38	Sr	Strontium	38	49	2	8	18	8	2			87,62
39	Y	Yttrium	39	50	2	8	18	9	2			88,9059
40	Zr	Zirkonium	40	51	2	8	18	10	2			91,22
41	Nb	Niobium	41	52	2	8	18	12	1			92,9064
42	Mo	Molybdenium	42	54	2	8	18	13	1			95,94
43	Tc	Technetium	43	54	2	8	18	14	1			(97)
44	Ru	Ruthenium	44	57	2	8	18	15	1			101,07
45	Rh	Rhodium	45	58	2	8	18	16	1			102,9055
46	Pd	Palladium	46	60	2	8	18	18				106,4
47	Ag	Argentum	47	61	2	8	18	18	1			107,868
48	Cd	Cadmium	48	64	2	8	18	18	2			112,41
49	In	Indium	49	66	2	8	18	18	3			114,82
50	Sn	Stannium	50	69	2	8	18	18	4			118,69
51	Sb	Stibium	51	71	2	8	18	18	5			121,75
52	Te	Tellurium	52	75	2	8	18	18	6			127,60
53	J (I)	Jodium	53	74	2	8	18	18	7			126,9045?
54	Xe	Xenon (edelgas)	54	77	2	8	18	18	8			131,30
55	Cs	Caesium	55	78	2	8	18	18	8	1		132,9054
56	Ba	Barium	56	81	2	8	18	18	8	2		137,33
57	La	Lanthanium	57	82	2	8	18	18	9	2		138,9055
58	Ce	Cerium	58	82	2	8	18	20	8	2		140,12
59	Pr	Praseodym	59	82	2	8	18	21	8	2		140,907
60	Nd	Neodymium	60	84	2	8	18	22	8	2		144,24
61	Pm	Promethium	61	84	2	8	18	23	8	2		(145)
62	Sm	Samarium	62	88	2	8	18	24	8	2		150,4
63	Eu	Europium	63	89	2	8	18	25	8	2		151,96
64	Gd	Gadolineum	64	93	2	8	18	25	9	2		157,25
65	Tb	Terbium	65	94	2	8	18	27	8	2		158,9254
66	Dy	Dysprosium	66	96	2	8	18	28	8	2		162,50
67	Ho	Holmium	67	98	2	8	18	29	8	2		164,9304
68	Er	Erbium	68	99	2	8	18	30	8	2		167,26
69	Tm	Thulium	69	100	2	8	18	31	8	2		168,9342
70	Yb	Ytterbium	70	103	2	8	18	32	8	2		173,04

Atoom Nr.	Symbool	Element	Protonen	Neutronen	Elektronenschillen						Atoomgewicht	
					K	L	M	N	O	P		Q
71	Lu	Lutetium	71	104	2	8	18	32	9	2		174,967
72	Hf	Hafnium	72	107	2	8	18	32	10	2		178,49
73	Ta	Tantalium	73	108	2	8	18	32	11	2		180,9479
74	W	Wolfram	74	110	2	8	18	32	12	2		183,85
75	Re	Rhenium	75	111	2	8	18	32	13	2		186,2
76	Os	Osmium	76	114	2	8	18	32	14	2		190,2
77	Ir	Iridium	77	115	2	8	18	32	15	2		192,22
78	Pt	Platinum	78	117	2	8	18	32	17	1		195,05
79	Au	Aurum	79	118	2	8	18	32	18	1		196,9665
80	Hg	Hydrargyrum	80	120	2	8	18	32	18	2		200,59
81	Tl	Thallium	81	123	2	8	18	32	18	3		204,37
82	Pb	Plumbum	82	125	2	8	18	32	18	4		207,2
83	Bi	Bismuth	83	126	2	8	18	32	18	5		208,9808
84	Po	Polonium	84	125	2	8	18	32	18	6		209
85	At	Astaat	85	125	2	8	18	32	18	7		(210)
86	Rn	Radon (edelgas)	86	136	2	8	18	32	18	8		(222)
87	Fr	Francium (edelgas)	87	136	2	8	18	32	18	8	1	(223)
88	Ra	Radium	88	138	2	8	18	32	18	8	2	226,0254
89	Ac	Actinium	89	138	2	8	18	32	18	9	2	(227)
90	Th	Thorium	90	142	2	8	18	32	18	10	2	232,0381
91	Pa	Protactinium	91	140	2	8	18	32	20	9	2	231,0359
92	U	Uranium	92	146	2	8	18	32	21	9	2	238,029
93	Np	Neptunium	93	144	2	8	18	32	22	9	2	237,0482
94	Pu	Plutonium	94	150	2	8	18	32	23	9	2	(244)
95	Am	Americum	95	148	2	8	18	32	24	9	2	(243)
96	Cm	Curium	96	151	2	8	18	32	25	9	2	(247)
97	Bk	Berkelium	97	150	2	8	18	32	26	9	2	(247)
98	Cf	Californium	98	153	2	8	18	32	27	9	2	(251)
99	Es	Einsteinium	99	155	2	8	18	32	28	9	2	(254)
00	Fm	Fermium	100	157	2	8	18	32	29	9	2	(257)
01	Md	Mendelevium	101	157	2	8	18	32	30	9	2	(258)
02	No	Nobelium	102	157	2	8	18	32	31	9	2	(259)

We zien in deze lijst inderdaad dat atomen met volle O-, P-en Q-schillen niet bestaan. Verder valt op dat, bij oplopend atoomnummer, steeds als de buitenste schil van een atoom 8 elektronen bevat (de edelgassen dus) het volgende atoom ook weer een volgende schil “in gebruik neemt”. Het gaat dus niet helemaal logisch, het gaat niet consequent, kijk maar bij elementnummer. 20, 24, 29, 39, 41 enzovoort. In de lijst kan men zien dat een elektron niet precies de regel: “vol, begin aan de volgende schil!” volgt. Waarom dit zo is? Het lijkt er op dat elektronen wel tamelijk gehoorzaam zijn, maar soms eigenzinnig zijn en lekker eigenwijs doen (net als mensen!). Het blijkt te doen hebben met het “Pauliverbod” en met de “kwantumtheorie”. Verder zou ook het “pariteitbeginsel” een rol spelen, inhoudende dat elektronen zich graag als paren, met “spin up” en “spin down”, manifesteren, zaken waar ik op mijn zoektocht nog in moeten duiken.

Radioactiviteit

We kunnen nu wat dieper in de radioactiviteit duiken: Wat is nu precies “radioactiviteit” en waardoor wordt deze veroorzaakt? De definitie lijkt eenvoudig:

“Radioactiviteit ontstaat als de kern van een onstabiel atoom (onder invloed van de zwakke kernkracht) “vervalt” en deeltjes uitstoot, in zijn poging om stabiel te worden!”

“Onstabiele” atomen willen dus “stabiel” worden en stoten in hun streven naar stabiliteit deeltjes uit. Door die uitstoot zal het betreffende atoom meestal in een ander element veranderen, maar dit hoeft niet. Als een atoomkern bijvoorbeeld neutronen uitstoot, verandert het element niet, maar is er toch sprake van radioactiviteit! Er zijn dus twee mogelijkheden:

- Een atoomkern stoot deeltjes uit waardoor het atoomnummer én het massagetal verandert, we verkrijgen dan dus een ander element!
- Een atoomkern stoot deeltjes uit waardoor het massagetal wel verandert, maar het atoomnummer niet en dus het element gelijk blijft.

Nou ja, dat is wel leuk om te weten maar daar worden we nog maar weinig wijzer van. Waarom wil een atoomkern eigenlijk zo graag stabiel worden? Ze moeten wel, anders waren ze al lang “uitgestorven” (net als onaangepaste levensvormen?). We moeten alleen nog even weten wanneer nu een atoom wel of niet stabiel is..... Welnu, atoomkernen willen liefst zo min mogelijk massa hebben. Teveel aan massa (= energie) willen ze dus kwijt. En de kracht die hierachter zit? Dat is de “zwakke kernkracht”.

Er zijn, zoals bekend (ja toch?) 4 fundamentele natuurkrachten:

- Sterke kernkracht
- Zwakke kernkracht
- Elektromagnetische kracht
- Zwaartekracht

Deze zwakke kracht is de kracht, die een hoofdrol speelt bij radioactiviteit. Het is wel een vreemde kracht, want deze houdt de zaak niet bij elkaar, maar laat atoomkernen juist uiteen vallen! Lange tijd snapte men dan ook niet veel van deze kracht en ook nu krijg ik de indruk dat men er nog lang niet alles van weet! Deze kracht wordt volgens de laatste inzichten overgebracht of “uitgewisseld” door de “W” en “Z” bosonen, deeltjes die een zo korte levensduur hebben, dat je maar moet geloven dat ze bestaan. Lange tijd wist men niet eens van het bestaan van deze “wisselwerkingsdeeltjes”, maar ze blijken intussen met zekerheid ontdekt te zijn (zegt de wetenschap).

Bij radioactiviteit blijken er dus allerlei deeltjes vrij te kunnen komen zoals elektronen, neutronen, maar ook stukjes atoomkern. Ook komen “neutrino’s” vrij, neutrale deeltjes, (bijna) zonder massa, die nauwelijks te detecteren zijn: ze gaan overal dwars doorheen, maar zijn gelukkig ongevaarlijk voor mens en dier. De elektronen en neutrino’s hebben ook nog weer antideeltjes: “positronen”, en “antineutrino’s”.

Echt onstabiele kernen zijn eigenlijk niet natuurlijk, ze hebben slechts een beperkt bestaan en zo ze al bestonden zijn de meeste intussen “vervallen” tot stabiele kernen. Maar.... wanneer is een atoomkern eigenlijk onstabiel? Eh, dat weten we toch al? Bij onstabiele atoomkernen klopt de verhouding neutronen / protonen niet, waardoor de kernen niet lekker in elkaar zitten. En, in hun streven naar stabiliteit kan dan het volgende gebeuren:

- Een neutron in de atoomkern stoot een elektron (en een antineutrino) uit en verandert dan in een proton! We hebben dan dus een atoomkern van een ander element.
- Ook kan een proton in een neutron veranderen, door een “positron” (anti-elektron) en een neutrino uit te stoten. Ook dán verandert het atoomnummer en we hebben dus een ander element!
- Een kern kan ook een brokje bestaande uit twee neutronen en twee protonen uitstoten (een Heliumkern, ook toevallig!) en dan zakt het atoomnummer dus met twee!

Dit alles dus om stabiel(er) te worden. Wat de neutrino’s betreft, ook hiervan wist men in ’t begin helemaal niet van hun bestaan af, ze werden pas laat ontdekt.

Nu naar de verschillende soorten straling! Men onderscheidt namelijk drie soorten:

Alfa-, bèta- en gammastraling

Toen men nog weinig van de bouw van een atoom wist, zijn de benamingen alfa-, bèta- en gammastraling ontstaan. Als men de straling van een brok radioactief materiaal (zoals radium) door een magnetisch veld op een fotografische plaat liet vallen, dan zag men drie types: stralen die naar links en rechts afbogen: de “ α ” en “ β ” stralen en de “ γ ” stralen, die rechtdoor gingen!

Later ontdekte men dat de alfa en bètastraling uit “deeltjes” bestond, die dus maar “alfa-“ en “bètadeeltjes” genoemd werden.

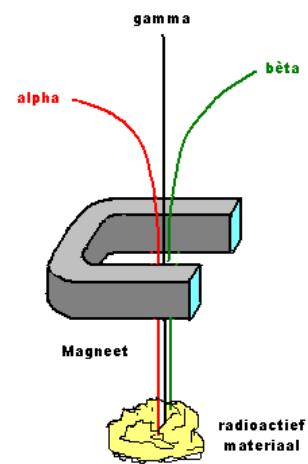


Fig. 10.2 α, β, γ straling

De radioactiviteit werd uiteindelijk onderverdeeld in elektromagnetische (gamma)straling en “corpusculaire” (deeltjes)straling (alfa- en betastraling). Daar hebben we meteen een nieuw dilemma want, zoals men het nu ziet, bestaat ook elektromagnetische “straling” uit deeltjes, namelijk “fotonen”. Fotonen kunnen we beschouwen als energiepakketjes, die zowel een golf- als een deeltjeskarakter kunnen hebben. Met dit “duale” karakter heeft de wetenschap grote moeite gehad (en eigenlijk nog steeds) want de materie gedraagt zich soms als deeltje soms als golf en dit is voor het beperkte menselijke brein maar moeilijk te bevatten. Ook Einstein (“foton”) heeft altijd geworsteld met deze zienswijze en pittig gediscussieerd met zijn natuurkundige vriend Niels Bohr (van het atoommodel). Ondanks hun verschillende inzichten respecteerden beide heren elkaar mateloos.

Alle elektromagnetische straling, zoals gammastraling, licht, maar ook het “onzichtbare” IR en UV licht, bestaat dus uit fotonen. Maar... hoewel het bij licht dus wel om “elektromagnetische” straling gaat, valt deze niet onder de radioactiviteit, omdat de golflengte niet kort genoeg is. We hebben immers ook al gezien dat, hoe korter de golflengte is, hoe hoger de frequentie, hoe energierijker de straling is. We vergeten dit onderscheid even en gaan verder met de genoemde alfa, bèta en gammastraling en andere soorten straling en hun beschrijving:

- Alfa (α) straling. Deze bestaat uit zware deeltjes, bestaande uit 2 protonen en 2 neutronen. Deze deeltjes worden door bepaalde radioactieve stoffen, zoals Uranium en Thorium uitgestoten. De uitgestoten deeltjes kunnen we zien als heliumkernen want een “normaal” Heliumatoom bestaat uit een kern van twee protonen en twee neutronen, waaromheen twee elektronen cirkelen. Alfastraling bestaat dus uit Heliumatomen zónder elektronen en deze heliumkernen worden nog steeds heel vaak “alfadeeltjes” genoemd. Alfastraling is niet erg doordringend en kan tegengehouden worden met een stuk papier. De uitgestoten alfadeeltjes bewegen met ongeveer 5 tot 20.000 km/s! Ondanks deze snelheid is alfastraling niet erg doordringend en kan dus gemakkelijk tegengehouden worden. Door de grote massa van deze deeltjes kan ze toch wel gevaarlijk zijn.
- Bèta (β) straling. Deze straling bestaat uit snelle elektronen of anti-elektronen. (Die anti-elektronen worden ook “positronen” genoemd). Snelle elektronen worden door veel radioactieve stoffen uitgezonden en worden ook vaak bètadeeltjes genoemd. Ze zijn al veel doordringender, maar flink dik glas of

aluminium folie houdt ze wel tegen. Hoe sneller, hoe gevaarlijker en ze kunnen bewegen met een snelheid van wel 270.000 km/s! Sneller kan haast niet want elektronen hebben massa! Bij de lichtsnelheid zou hun massa dan oneindig worden!

- X- of Röntgenstraling. Dit is eigenlijk de eerste radioactieve straling die ontdekt werd bij het nemen van natuurkundige en chemische proeven en is een elektromagnetische straling (bestaande uit fotonen dus), maar met een veel kortere golflengte dan licht en daardoor al behoorlijk “gevaarlijk” (energierijk). Ze wordt vooral in de medische industrie gebruikt om allerlei (Röntgen)foto’s te nemen van het inwendige van de mens. De golflengte is minder dan 40 picometer (één nanometer = 1000 picometer). Het echtpaar Curie heeft deze straling voor het eerst ontdekt en Marie Curie is uiteindelijk, ten gevolge van overmatige blootstelling aan deze straling, overleden!
- Gamma (γ) straling. Hieronder verstaan we elektromagnetische straling van zeer korte golflengte. Dit is zeer energierijke straling, zeer gevaarlijk doordat ze niet alleen uiterst doordringend maar ook sterk ioniserend is. Gammastraling kan men óók zien als deeltjes, “gammafotonen” genaamd. Dit zijn dus energiepakketjes, die zich zowel als golven maar ook als deeltjes kunnen gedragen. De golflengte van gammastralen is zeer veel korter dan die van licht en zeer doordringend. Fotonen van (zichtbaar) licht worden gemeten in miljardste meters: 380 tot 770 nanometer. De golflengte van gammafotonen is minder dan 100 femtometer (1 nanometer = 1 miljoen femtometer) en zó energierijk dat alleen lood en dik beton ze tegenhoudt. Fotonen bewegen zich met snelheid c , want fotonen hebben geen massa en kunnen zich daardoor, zo is gebleken, alleen maar met de lichtsnelheid c bewegen (in een vacuüm)!
- Kosmische straling. Deze straling, die eigenlijk de gevaarlijkste is, bestaat uit allerlei zeer snelle deeltjes en is zeer energierijk. Kosmische straling komt uit de ruimte, maar wordt gelukkig (bijna) geheel door het aardmagnetische veld en onze dampkring tegengehouden. Door botsing met de luchtmoleculen ontstaat er dan toch nog een zeer kortgolvlige gammastraling, die gelukkig ook voor het grootste deel wordt tegengehouden, in de buitenste lagen van de dampkring. Toch gaan er nog miljoenen deeltjes doorheen en die raken ons wel degelijk!
- Neutronenstraling. Neutronen zijn ongeladen kerndeeltjes. Neutronen met de juiste snelheid kunnen atoomkernen splijten, waardoor nieuwe, radioactieve elementen (isotopen) kunnen ontstaan, maar neutronen zijn door hun massa ook voor levend materiaal zeer gevaarlijk. Ook zijn neutronen moeilijk tegen te houden, alleen beton of lood houdt ze tegen. Uranium 235 en Plutonium 239 zenden neutronen uit. Wel vreemd is dat neutronen, zodra ze buiten de atoomkern zijn, maar een korte levensduur (tot 1000 seconden) hebben. Daarna vervallen ze tot protonen onder uitzending van bètastraling. Heel interessant voor oorlogszuchtige mogendheden, want met een neutronenbom doodt je al het leven, maar verder blijft alles (huizen, fabrieken) intact en de radioactiviteit is snel verdwenen!

We kunnen verder nog het volgende zeggen over “ioniserende” straling:

- Alfa-, bèta- en gammastraling worden veroorzaakt door kernactiviteiten in radioactieve stoffen. Deze stoffen “vervallen” tot niet-radioactieve stoffen in hun streven naar stabiliteit en zenden daarbij straling uit.

- Röntgen of X-straling wordt hoofdzakelijk door een (door mensen gemaakt) Röntgenapparaat uitgezonden en komt niet uit de kern maar uit de elektronenschillen om de kern.
- Kosmische straling komt uit de ruimte, bijv. van kernreacties in sterren.
- Neutronenstraling komt hoofdzakelijk vrij bij kernreacties in kernreactoren en bij exploderende kernbommen.

Golflengte

Röntgen en Gammastraling behoren tot de elektromagnetische straling. Deze straling is zeer kortgolvig en heeft daardoor zoveel energie dat ze atomen kan ioniseren, elektronen wegslaan dus. Elektromagnetische straling van langere golflengte, zoals UV-, zichtbare licht-, IR-, radar-, en radiostraling hebben niet genoeg energie om te ioniseren (waarmee niet gezegd is dat deze daarom ongevaarlijk is voor de mens!) Ook speelt de intensiteit (de hoeveelheid fotonen) een rol. Maar...hoe korter de golflengte, hoe energierijker de straling dus. Dit is te verklaren met Max Plancks formule voor de energie van een foton (energiepakketje van de elektromagnetische straling). Die formule luidt:

$E = h \times \nu$: als ν (de golflengte) toeneemt, neemt ook E (de energie) toe!

h is de “constante van Planck”, een zeer klein getal, maar wel een belangrijke constante in de studie van het atoom! Zoals gezegd: alle elektromagnetische straling bestaat uit fotonen en die planten zich voort met de lichtsnelheid c . Deze lichtsnelheid c bedraagt ongeveer 300.000.000 meter per seconde (in het vacuüm).

Omrekenen:

We kunnen frequentie daarom gemakkelijk omrekenen in golflengte en omgekeerd.

$$\text{Dat gaat als volgt: } \quad \text{frequentie } \nu = \frac{300.000.000}{\text{golflengte } \lambda} \text{ Hertz}$$

$$\text{en omgekeerd: } \quad \text{golflengte } \lambda = \frac{300.000.000}{\text{frequentie } \nu} \text{ Meter}$$

We zien hieruit dat als de golflengte λ korter wordt de frequentie ν toeneemt en daardoor dus ook de energie E !

Elektromagnetische straling wordt óf als golflengte (in meters) óf als frequentie (in Hertz) aangegeven. Bij lichtstraling is de golflengte zo kort dat we deze niet in meter aangeven, maar in “*nanometer*”, gammastraling zelfs in “*femtometer*”. Ook bij hoge frequenties gebruikt men voorvoegsels, bijvoorbeeld “*kilo*”hertz en “*mega*”hertz.

Nog even het volgende: zeer grote en zeer kleine getallen worden ook vaak aangegeven als respectievelijk positieve en negatieve machten. We moeten weten (maar dat weten we toch nog wel?) dat bijvoorbeeld “10 tot de macht 4” meter, of 10^4 meter gelijk is aan tienduizend (10 000) meter of 10 kilometer. Ook is “10 tot de macht min 8”, of 10^{-8} gelijk aan: één gedeeld door 100 miljoen (1 met 8 nullen). En zo is 10^{-3} meter (= $1/10^3$) één duizendste meter, we praten dan over millimeters. 10^{-9} meter is één miljardste meter en dit wordt nanometer genoemd.

Om één en ander te verduidelijken: geen formules maar wat tabelletjes. Eerst één over de golflengtes van de verschillende soorten elektromagnetische straling:

Golflengte	Orde van grootte	Soort straling
$10^4 - 10^3$	(10 000 -1000 meter)	Lange golf radio (AM = "amplitude modulatie")
$10^3 - 10^2$	(1000 -100 meter)	Midden golf radio (AM)
$10^2 - 10^1$	(100 - 10 meter)	Korte golf radio (AM)
$10^1 - 10^{-1}$	(10 - 0,1 meter)	FM (= "frequentie modulatie"), TV
$10^{-1} - 10^{-2}$	(10 - 1 centimeter)	Radar
$10^{-2} - 10^{-3}$	(10 - 1 millimeter)	Microgolven ("magnetron")
$10^{-4} - 10^{-6}$	(10 - 1 micrometer)	IR (infrarood) licht
$10^{-6} - 10^{-7}$	(1 - 0,1 micrometer)	Zichtbaar licht (770 - 380 nanometer)
$10^{-7} - 10^{-9}$	(100 - 1 nanometer)	UV (ultraviolet licht)
$10^{-10} - 10^{-12}$	(100 - 1 picometer)	Röntgenstraling
$10^{-13} - 10^{-15}$	(100 - 1 femtometer)	Gammastraling
< dan 10^{-15}	(1 femtometer)	Kosmische (gamma)straling

Er worden in bovengenoemde lijst termen gebruikt die we weinig of nooit zien, maar toch al lang bestaan. Voor de duidelijkheid hierbij nog een lijstje van meter, decimeter enz. naar steeds kleiner:

- 1 meter = 10 decimeter (dm)
- 1 meter = 100 centimeter (cm)
- 1 meter = 1000 millimeter (mm) = 10^0 meter
- 1 millimeter = 1000 micrometer (mu) = 10^{-3} meter
- 1 micrometer = 1000 nanometer (nm) = 10^{-6} meter
- 1 nanometer = 1000 picometer = 10^{-9} meter
- 1 picometer = 1000 femtometer = 10^{-12} meter
- 1 femtometer = 1000 attometer = 10^{-15} meter
- 1 attometer = 1000 zeptometer = 10^{-18} meter
- 1 zeptometer = 1000 yoctometer = 10^{-21} meter

De lengtes in femtometer (fm), attometer en zo, zijn zo klein dat ze eigenlijk geen praktisch nut hebben, maar wie weet gaat ook het zeer kleine steeds verder. Volgens deze lijst is 1 meter omgerekend naar yoctometers een 1 met 24 nullen, ofwel 10^{24} ! Tussen twee haakjes, deze voorvoegsels worden niet alleen voor (golf)lengtes maar ook voor andere eenheden gebruikt. Zo spreekt men bijvoorbeeld bij inkjetprinters over picoliters als het om druppelgrootte gaat en bij condensatoren over micro- en picofarad als eenheid van capaciteit.

Om golflengtes van elektromagnetische straling om te zetten in frequentie, zagen we eerder dat we de lichtsnelheid c (300 miljoen meter per seconde) dan moeten delen door de golflengte. We kunnen zo iedere golflengte van de EM straling omzetten in frequentie. Bij de kortgolvlige straling wordt dit maar zelden gedaan, wel vaak bij radio en TV.

Vroeger werden radiozenders altijd in meters aangegeven, maar tegenwoordig duidt men ze meestal aan met frequenties, waarbij als eenheid dus de "hertz", de kilohertz en de megahertz gebruikt worden. Daarbij is één Hertz één golf (periode) per seconde is. Frequentie is dus het aantal periodes (golven) per seconde.

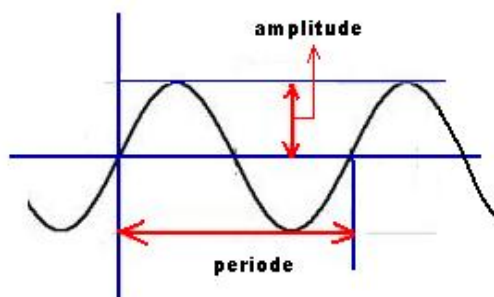


Fig 10.3 Grafiek van een golf

We hebben nu gezien dat het omrekenen van golflengte naar frequentie heel eenvoudig is met de bekende omrekening:

$$\text{Frequentie (in Hertz)} = \text{Lichtsnelheid "c"} \text{ (in meters/seconde)} : \text{Golflengte (in meters)}$$

Hierbij een voorbeeld:

De frequentie van een (Nederlandse) radiozender, die sinds jaar en dag op de (midden-) golflengte van 401 meter uitzendt (Radio 1, nu Radio 747), berekenen we dus door de lichtsnelheid c (300 miljoen m/sec) te delen door 401.

$$300.000.000 : 401 = 747.000$$

We krijgen dus 747.000 Hertz ofwel 747 Kilohertz .

Radiozenders in het kilohertz (KHz) gebied gebruiken de AM methode. "AM" = Amplitude Modulatie. Ze zenden een signaal uit bestaande uit een draaggolf, die in amplitude, verticaal dus, "gemoduleerd" wordt. De zenders in het megahertz (MHz) gebied passen de FM methode (Frequentie Modulatie) toe. Bij FM wordt van de uitgezonden draaggolf de frequentie (horizontaal) gemoduleerd!

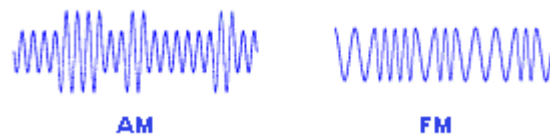


Fig. 10.3 AM en FM golven

Wat betreft het omrekenen, andersom kan natuurlijk ook: van frequentie naar golflengte:

$$\text{Golflengte (in meters)} = \text{Lichtsnelheid "c"} \text{ (in meters/seconde)} : \text{Frequentie (in Hertz)}$$

FM zenders worden in MHz (MegaHertz = miljoen Hertz) aangegeven. Een zender die op 90 MHz zendt heeft dus welke golflengte?

$$300.0000.000 : 90.000.000 = 3,33$$

90 MHz is dus 3,33 meter!

Kilo, mega, giga, tera, steeds weer nieuwe termen, wat zijn dat toch allemaal voor woorden? Je hoort ze steeds vaker. Hier volgt dus nog maar weer een lijstje. Deze voorvoegsels kunnen voor allerlei eenheden gebruikt worden, er volgen een paar voorbeelden. We beginnen wel met de Meter, maar daarna komen ook andere eenheden aan bod:

- 10^0 1 meter (m) = 1 meter
- Deca = 10^1 1 decameter (dam) = 10 meter
- Hecto = 10^2 1 hectometer (hm) = 100 meter
- Kilo = 10^3 1 kilometer (km) = 1000 meter
- Mega = 10^6 1 megahertz (mhz) = 1 miljoen hertz
- Giga = 10^9 1 gigahertz (ghz) = 1 miljard hertz
- Tera = 10^{12} 1 terabyte (tb) = 1 biljoen byte

- Peta = 10^{15} is dus een één met 15 nullen
- Exa = 10^{18} is dus „ „ „ 18 „
- Zetta = 10^{21} is dus „ „ „ 21 „
- Yotta = 10^{24} is dus „ „ „ 24 „

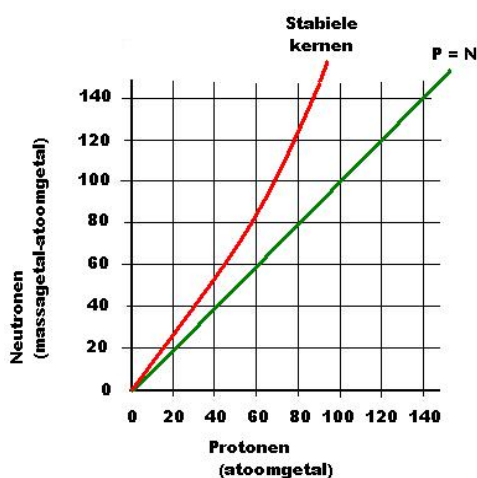
Ook deze voorvoegsels worden voor allerlei eenheden gebruikt, maar de zeer grote getallen komen we maar zelden tegen. Kijken we naar de geschiedenis van computergeheugens, dan zijn deze voorvoegsels toch wel nuttig. Op 't ogenblik (2007) is de gigabyte voor geheugen en gigahertz voor snelheid al heel normaal. Ook de terabyte wordt al gebruikt. Het wachten is nu op de peta- en exabyte!

Radioactief “verval”

Na deze afdwaling weer terug naar de radioactiviteit. Een korte herhaling: in de natuur komen 92 natuurlijke elementen voor, die in het periodieke systeem van Mendelejev op atoomnummer gerangschikt zijn. Nummer 1, het lichtste element is **Waterstof**; nr. 92 is **Uranium**, het zwaarste (natuurlijke) element.

Vroeger (miljarden jaren geleden) waren er waarschijnlijk meer elementen, en zeker meer radioactieve elementen (isotopen) maar die zijn intussen veranderd in (“vervallen tot”) stabiele elementen door radioactief “verval” of “desintegratie”. Alle atomen blijken namelijk te streven naar stabiliteit en rust. Maar..... wat houdt die stabiliteit, die rust dan eigenlijk in? Nou, dat houdt in dat de protonen in de kern door de neutronen op zó'n afstand gehouden worden, dat de sterke kernkracht ze toch bij elkaar kan houden. Die protonen zijn positief geladen en stoten elkaar daardoor af (elektromagnetische kracht), maar de sterke kernkracht, die houdt ze weer bij elkaar. Zitten er nu veel protonen in de kern dan moeten er neutronen bij om de kern stabiel te houden. Die neutronen fungeren dus eigenlijk als “neutrale” tussenpersonen die de heetgebakerde protonen nét ver genoeg uit elkaar houden. Maar.... zijn er teveel neutronen dan is het ook weer niet goed, dan wil de kern toch uiteen vallen, want de sterke kernkracht werkt alleen op zeer korte afstand! En als de kern uit te veel protonen én neutronen bestaat, dan wordt de party (lees de kern) te groot en kunnen er stukjes afbreken (heliumkernen) of nog erger: nog één neutron erbij en de hele kern breekt in stukken. Dit blijkt te gebeuren bij de elementen Uranium, Thorium en (het kunstmatige) Plutonium!

Die sterke kernkracht, die werkt trouwens als elastiek: Als ze op zeer korte afstand werkt is ze zeer sterk, wordt de afstand iets groter, dan neemt de kracht eerst nog toe, maar ietsje te ver? Dan is er helemaal geen kracht meer: elastiek gebroken!



Tijdens het streven van instabiele kernen naar stabiliteit is er dus sprake van “radioactiviteit”. Bij deze activiteit, radioactief “verval”, verandert er zoals we weten, iets in de atoomkern en kunnen er deeltjes of energie als “straling” vrijkomen.

Bij zowel “**alfa-**” en “**bèta-**” alsook “**gamma**”verval kan dan een ander element of isotoop ontstaan. De hierdoor ontstane nieuwe atomen kunnen ook weer radioactief zijn en, omdat atoomkernen altijd zullen proberen stabiel te worden, zullen ze steeds verder “vervallen”, totdat...ze eindelijk stabiel zijn.

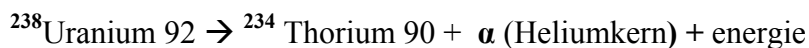
Fig. 10.4 Verhouding neutronen / protonen.

Protonen zijn blijkbaar net (oudere) mensen, ze willen een stabiel, rustig leventje! Gezellig bij elkaar in een niet al te groot rusthuis! En wordt het tehuis groter en groter, met steeds meer ouderen, dan komen die “neutrale” tussenpersonen op de propfen om de zaak rustig te houden. Maar boven de ongeveer 90 protonen en 140 neutronen wordt het nooit meer echt stabiel. Dat zouden ze ook eens moeten bedenken voor bejaardenhuizen en dergelijke!

Nu het begrip “verval”. We hebben de volgende soorten verval:

- **Alfaverval**

Bij alfaverval, breken er brokjes van de atoomkern af, zware deeltjes, nl. Heliumkernen. Zoals we al weten bestaan deze uit 2 protonen en 2 neutronen. Stoot een atoom zo’n “**alfa**”deeltje af, dan zal het atoomnummer dus met 2 moeten dalen en het massagetal met 4. Een voorbeeld van alfaverval is:



Hier verandert Uranium dus onder uitzending van een alfadeeltje (Heliumkern) in Thorium. Er zijn dus twee protonen en twee neutronen weggesprongen! Dit is maar de eerste stap, hierna gaat het verval verder en verder (de “Uraniumreeks”) tot na heel veel stappen stabiel lood is verkregen!

- **Bètaverval.**

Bij bètaverval worden elektronen of “positronen” uit (de kern) gestoten! Elektronen zijn negatief, positronen zijn “anti-elektronen” en dus positief. Waarom worden er soms elektronen en dan weer positronen uitgestoten? Dat heeft met die zogenaamd “neutrale tussenpersonen” te maken: de neutronen! Een neutron kan in de buitenwereld niet lang bestaan (ongeveer 15 minuten). Waarom niet? (Nog) geen idee! Onzelfstandige figuren, alleen onder de “positieve” hoede van de protonen kunnen ze bestaan. Laat je ze los dan vervallen ze ... Wat gebeurt er dan met die vrije neutronen (na een kwartiertje)? Tja, zo’n neutron wordt vaak ingevangen door een andere atoomkernen, die dan van massa verandert! Of ... het neutron vervalt tot een proton en een elektron! Maar dan hebben we toch een Waterstofatoom? Tja, dat zal dan wel...

De verhouding protonen/neutronen klopt soms niet en dan kan het gebeuren dat een neutron in een proton verandert (of een proton in een neutron), onder uitstoting dus van een elektron (of een positron!). Energiebalansen spelen dus een centrale rol!

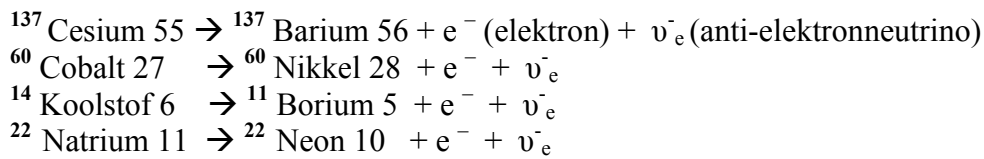
Bij bètaverval stijgt of daalt het atoomnummer met 1, omdat de protonen kunnen veranderen in neutronen en andersom! Dan verandert er dus wat in de kern! En dit alles gebeurt onder invloed van de “zwakke kernkracht”, één van die vier natuurkrachten dus. Het is een beetje vreemde kracht, want deze zwakke kracht laat de atoomkern uit elkaar vallen, terwijl bijvoorbeeld de sterke kernkracht de kern juist bij elkaar houdt. Deze zwakke kracht blijkt ook nog gelieerd aan de elektromagnetische kracht en wordt ook wel “elektrozwakke kracht” genoemd!

Er zijn twee soorten bètaverval. We spreken van β^- (bèta min) verval en β^+ (bèta plus) verval:

- **β^- (bèta min) verval.**

Bij bèta – verval verandert een neutron in een proton doordat dit neutron een elektron en een anti-neutrino uitstoot en zodoende positief wordt! We hebben dan dus één proton meer en een

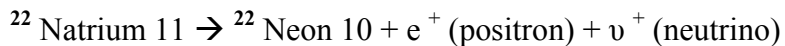
neutron minder, het atoomnummer is gestegen met één, het massagetal blijft gelijk!
Voorbeelden van bèta min verval zijn:



- **β^+ (bèta plus) verval.**

Bij bèta + verval verandert een proton in een neutron doordat dit proton een anti-elektron (“positron”) en een neutrino uitzendt en daardoor neutraal wordt. We hebben dan één proton minder en één neutron meer in de kern, het atoomnummer is gedaald met één, maar ook nu blijft het massagetal gelijk!

Een bekend voorbeeld van bèta + verval is:



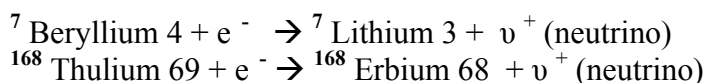
Dit alles roept direct weer nieuwe vragen op: wat zijn die eerder genoemde neutrino’s eigenlijk? Positronen kennen we al, dat zijn “positieve elektronen” of “anti-elektronen”. Maar neutrino’s? Neutrino’s zijn elementaire deeltjes met zeer weinig massa en, zoals de naam al zegt, geen lading, neutraal dus. En zo bestaan er ook antineutrino’s (antimaterie dus), die gewoonlijk snel “geannihileerd” worden door de “normale” materie. Dat geldt natuurlijk ook voor de positronen. Hoewel ze al lang voorspeld waren, zijn neutrino’s pas laat ontdekt, omdat ze nauwelijks of geen massa hebben en daardoor moeilijk waar te nemen.

Als neutrino’s werkelijk, al is het maar heel weinig, massa zouden hebben, zouden deze wel eens de oplossing voor de verdwenen massa van het heelal kunnen geven! De geleerden zijn bij hun berekeningen van de heelal massa namelijk zo’n 90 % kwijt! Maar of men de massa van een neutrino al vastgesteld heeft, is (mij) nog niet bekend gemaakt! Er zijn neutrino’s genoeg, op dit moment zouden er zelfs miljarden door ons heen vliegen!

Bij al dit radioactieve verval, veroorzaakt door de “zwakke kernkracht”, zouden dus ook nog andere deeltjes een rol spelen, namelijk de “W” en “Z” bosonen. Maar, waarom worden die helemaal niet genoemd in de reacties? Hoe kan dat nu weer? Deze deeltjes zouden toch de “krachtvoerende deeltjes” van deze “zwakke kracht” zijn? Tja, het zijn “virtuele” deeltjes! Ze (de W+ en W-) kunnen de “smaak” en lading van bepaalde quarks veranderen, de Z deeltjes hebben wat met neutrino’s van doen. In ieder geval hebben ze zo’n korte levensduur, dat je maar moet “geloven” dat ze (al is het maar heel even) bestaan. Ze zouden zelfs bewezen zijn. Hun rol is, vind ik, zo hypothetisch, dat ik ze nu verder maar even laat “rusten”.

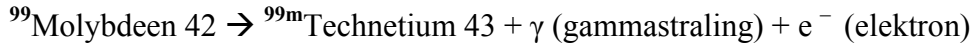
- **Elektronenvangst**

Als de verhouding protonen/neutronen iets te groot is naar de zin van de kern, komt het ook nog wel eens voor dat de kern een elektron uit één van z’n schillen (meestal de K-schil) “invangt”. Één (positief) proton verandert door de absorptie van een negatief elektron dan in een neutron. Daarbij wordt een neutrino uitgezonden. Dit is dus eigenlijk een ongevaarlijke radioactiviteit! Twee voorbeelden:



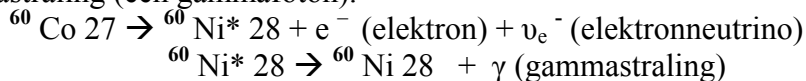
- **Gammaverval**

Bij gammaverval verandert het aantal protonen (atoomnummer) en het aantal neutronen niet, zodat dus ook het massagetal niet verandert. Het is dan dus eigenlijk geen echt kernverval. Maar.... er bestaat gammaverval waarbij het element wél verandert. Voorbeeld:



Dit betekent dus dat het instabiele Molybdeen 99 zowel gamma- als bèta⁻ (elektronen)straling uitzendt. Het massagetal 99 is gelijk gebleven, een neutron is veranderd in een proton, want er is een elektron uitgestoten, en dus is het atoomnummer één toegenomen! Maar wat betekent die ^{99m}? De “m” betekent “metastabiel”, aangeslagen, geagiteerd. (Men geeft dat ook wel eens met een sterretje aan.) De kern is dan in een “staat van verhoogde energie” en zal dus te zijner tijd z’n teveel aan energie als gammastraling uitzenden.

Gammaverval gebeurt dus als een atoomkern zich in “geagiteerde” toestand bevindt. Dit gebeurt bijvoorbeeld na bètaverval. Als de isotoop Cobalt 60 vervalt tot Nikkel 60 onder uitzending van bètastraling blijft de Nikkelkern in een toestand van “verhoogde energie” achter. Zo’n Nikkelkern “vervalt” dan naar z’n grondtoestand onder uitzending van gammastraling (een gammafoton).



Gammastraling is, zoals we zagen, een zeer sterke elektromagnetische straling, van zeer korte golflengte, in de vorm van “gammafotonen”. Bij kernverval van vele radioactieve stoffen komt behalve alfastraling (Heliumkernen) en bètastraling (elektronen of positronen) dus vaak ook gammastraling vrij.

Andere voorbeelden van gammastralers zijn: ⁹⁰Yttrium 39 en ¹³¹Jodium 53. Ook deze radioactieve isotopen geven zowel bètastraling als gammastraling af, omdat de radioactieve kernen in hun streven naar stabiliteit bij het uitzenden van deeltjes geagiteerd (“aangeslagen” of “metastabiel”) raken en dan hun overvloedige energie weer kwijt willen.

Bij bèta + verval komen, zoals we gezien hebben “positronen” (anti-elektronen) vrij. Deze zullen al snel een (negatief) elektron tegenkomen met als gevolg: “annihilatie”, waarbij ook dán de energie in de vorm van gammafotonen vrijkomt!

- **Andere soorten radioactief verval**

Er zijn nog veel meer soorten radioactief verval, waar ik maar niet te diep op zal ingaan, want wat radioactiviteit is weten we nu wel zo’n beetje. Ik zal ze alleen noemen. Die andere soorten verval zijn:

- Dubbel bèta – verval, waarbij dus 2 elektronen vrijkomen.
- Dubbele elektronvangst. Hierbij worden 2 protonen door elektronvangst veranderd in neutronen, waarbij dan 2 positronen en 2 neutrino’s uitgezonden worden.
- Spontane kernsplitsing. Dit gebeurt soms bij Uranium, vaker bij kunstmatig gemaakte isotopen, zoals Californium 252, Curium 248 en zo. Ook wel eens bij (natuurlijk) Thallium 81, waarbij dan door de splitsing alfastraling optreedt.

- Zware kernemissie. Bepaalde zware kernen, zoals Radium 226 zenden alfastraling (Heliumkernen dus) uit, maar soms ook Koolstof 14 kernen. Uiteindelijk blijft er dan Lood 212 ($226 - 14 = 212$) over.
- Protonen en neutronenstraling. Bepaalde isotopen stralen protonen of neutronen uit. Voorbeelden: Jodium 109 zendt protonen uit, Lithium 10 straalt neutronen uit.

“Bètadeeltjes”, zagen we, zijn dus elektronen of anti-elektronen (positronen). De krachtvoerende deeltjes van de zwakke kernkracht zijn de (kortlevende) “W en Z bosonen”. En dan blijken protonen en neutronen ook nog weer uit “quarks” te bestaan. Ik moest zo nodig in de materie duiken, maar al die verschillende deeltjes, het duizelt me. We moeten daar toch nog eens dieper induiken! Later!

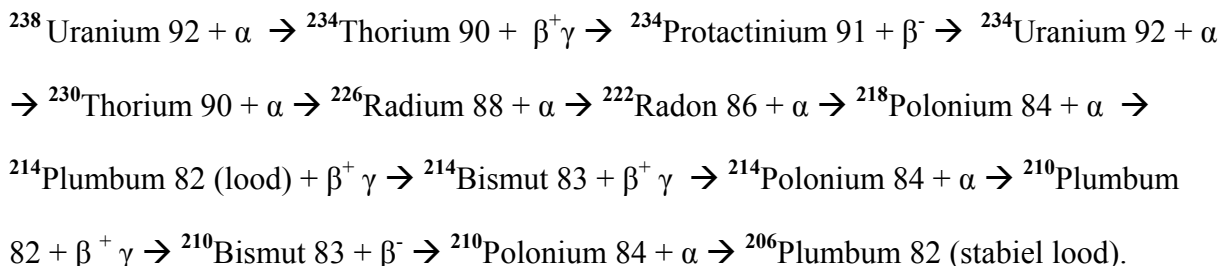
Alchemie

We weten nu dus dat radioactiviteit een element kan veranderen in een ander element onder invloed van de zwakke kernkracht. Door “beschieting” van atoomkernen (met neutronen of zelfs elektronen) kunnen er eveneens andere elementen ontstaan en ook dan is er sprake van radioactiviteit. De alchemisten hebben vroeger altijd gezocht naar een manier om het ene element in het andere te veranderen maar hebben nooit succes gehad, ze zochten verkeerd, ze zochten het in het “chemische” en klooiden dus alleen maar een beetje rond in de buitenschillen van de elektronenwolk, terwijl ze in de kern moesten wezen. Waar zij natuurlijk écht naar zochten was hoe men edele metalen, zoals Goud en Platina, kon maken van andere stoffen en hoewel dat natuurlijk nog steeds niet eenvoudig gaat, is dit thans wél mogelijk (maar wel zeer kostbaar).

Intussen hebben we nu ook moeten concluderen dat protonen en neutronen niet de meest elementaire deeltjes van de materie kunnen zijn! En de Neutrino’s, positronen enzovoort? Weer die deeltjes! Ook moeten we nog steeds het begrip “halveringstijd” of “halfwaardetijd” duidelijker bespreken. Maar eerst de: **Uraniumreeks**

Uraniumreeks

Het bekendste voorbeeld hoe een radioactief element kan veranderen in een ander element is wel Uranium 238, dat via een aantal stappen (de radioactieve of “Uraniumreeks”) uiteindelijk in een stabiele loodisotoop verandert. Omdat dit toch wel interessant is volgt hierbij de hele reeks met de bijbehorende straling. Het kost 4,5 miljard (!) jaar voor Uranium 238, om voor de helft tot stabiel lood (Plumbum 206) vervallen te zijn.



Er is ook nog een reeks voor Uranium 235 en Thorium 232. Recapitulerend krijgen we dan dat:

Uranium 238 vervalt via Radium 226 en Radon 222 naar stabiel lood: Plumbum 206

Uranium 235 vervalt via Radium 226 en Radon 219 naar stabiel lood: Plumbum 207
Thorium 232 vervalt via Radium 224 en Radon 220 naar stabiel lood: Plumbum 208

Er zijn dus meerdere stabiele loodisotopen!

Bekijken we de Uranium 238 reeks wat beter, dan zien we dat elke keer als er één van deze kernen vervalt door alfa – verval, het atoomnummer met twee daalt. Ook zien we dat bij bèta verval naast elektronen ook steeds “gammafotonen” (gammastraling) uitgezonden worden. Uiteindelijk is de U 238 dan in de stabiele loodisotoop Pb 206 veranderd. Dit duurt echter wel zeer lang: het verval van uranium tot (stabiel) lood duurt miljarden jaren. En dát heeft te maken met deze al eens genoemde “halveringstijd” of “halfwaardetijd”.

Halfwaardetijd

Wat is dat precies, die “halfwaardetijd”?

“Onder de “halveringstijd” (of halfwaardetijd) van een radioactief element verstaan we de tijd die het kost om de helft van dit element te veranderen in een niet-radioactief element.”

Voor Uranium 238 is deze tijd ongeveer 4,5 miljard jaar, ongeveer de leeftijd van ons zonnestelsel! Voor Uranium 235 (belangrijk voor kernenergie) is die tijd veel korter namelijk 0,6 miljard jaar en nu begrijpen we ineens veel beter waarom er maar zo weinig U235 in het U238 voorkomt: Sinds het begin van de aarde is dus de helft van het Uranium 238 veranderd in stabiel lood, maar door de veel kortere halfwaardetijd is van het Uranium 235 nog maar 0,7 % over! En zo zijn alle, bij het ontstaan van de aarde aanwezige, radioactieve stoffen met kortere halfwaardetijd intussen dus geheel of grotendeels “vervallen” tot stabiele stoffen.

We zijn al vertrouwd met het begrip “isotopen”, atomen van hetzelfde element met een verschillend aantal neutronen in de kern. Nu zijn de meeste (natuurlijke) elementen zeer stabiel, maar ze bevatten soms toch kleine hoeveelheden natuurlijke radioactieve isotopen. Er blijken toch nog allerlei radioactieve stoffen in zeer kleine hoeveelheden in de natuur voor te komen, stoffen die een bepaalde natuurlijke radioactiviteit veroorzaken. Het grootste deel van de natuurlijke radioactiviteit wordt echter veroorzaakt door Uranium en Thorium, elementen die in alle steenachtige (bouw)materialen voorkomen (dus ook in jullie bakstenen, beton, tegels, stukwerk enzovoort).

Wat deze radioactiviteit in bouwmaterialen betreft, die kan in onze huizen wel degelijk gevaar opleveren. Omdat er in de bouwmaterialen Uranium en Thorium voorkomt, komt er bij het verval hiervan Radongas vrij (zie de “Uraniumreeks”). Wordt er nu onvoldoende geventileerd dan kan er een te hoge concentratie van dit radioactieve gas ontstaan, met vreemde lichamelijke klachten tot gevolg! Verder kunnen ook bepaalde gipsplaten een (te) hoge radioactiviteit vertonen. Gips wordt gedolven, maar is ook een afvalproduct. Vooral als het gips een afvalproduct is van de kunstmestfabricage, kan het behoorlijk sterk radioactief zijn. Ook zand kan radioactief zijn. Op bepaalde stranden van Brazilië is het zand (ook een bouw materiaal) sterk radioactief!

De natuurlijke radioactiviteit is er altijd geweest en is waarschijnlijk zelfs deels verantwoordelijk voor het ontstaan van onze natuur, met al z'n verscheidenheid in planten en dieren zoals die er nu is. Radioactiviteit is van invloed op levend materiaal (cellen) en kan veranderingen (“mutaties”) in het erfelijke materiaal (de “genen”, het DNA) veroorzaken. Deze mutaties kunnen zowel gunstig als ook ongunstig uitwerken. Ongunstig, dan kunnen bijvoorbeeld “monstertjes” ontstaan, neem maar die rare beestjes en vissen op het Bikini atol na de atoomproeven daar. Ze kunnen ook tumoren en enge afwijkingen veroorzaken. Gunstig,

dan kunnen nieuwe soorten (planten en dieren) ontstaan. En... het is heel simpel, zijn die nieuwe soorten niet levensvatbaar.... dan verdwijnen ze vanzelf.

Radioactiviteit, ook de natuurlijke, kan dus schade veroorzaken in het celmateriaal. Door deze schade kunnen de cellen gaan woekeren en kunnen er kankergezwellen ontstaan. Maar... veel gevaarlijker dan de natuurlijke radioactiviteit zijn de radioactieve stoffen die door de mens gemaakt worden, zoals bij voorbeeld Plutonium, dat wel de gevaarlijkste stof op aarde genoemd wordt. Veel van deze stoffen stralen zo sterk dat ze bij contact onmiddellijk dodelijk zijn. Deze stoffen kunnen bij verkeerd gebruik of ongelukken, enorme schade aanrichten.

Kunstmatige isotopen zijn dus gevaarlijk, maar spelen toch ook een gunstige rol in de geneeskunde bij de bestraling van tumoren. Het gaat dan om radio-isotopen met zeer korte halfwaardetijd. Ook in de techniek spelen deze isotopen een belangrijke rol bij metingen en onderzoek. Het is dus niet allemaal kommer en kwel! Door gebruik van de juiste isotoop van de juiste sterkte kan men de vernietigende straling zeer gericht op tumoren richten, waardoor ze helen i.p.v. ziek maken. En ook hebben ze ons bij metingen nuttige informatie verstrekt!

Nog één opmerking: alle elementen met een atoomgetal hoger dan 92 zijn “man made” en komen in de aardse natuur niet (meer) voor, maar misschien bestaan ze wel elders in 't heelal! Boven Uranium krijgen we o.a.: Plutonium (nr. 94), Einsteinium (nr.99), Mendelevium (nr.101) en nog vele anderen! Kijk maar op de lijst!

Fall-out

Kernsplijting van Uranium werkt alleen bij de isotoop U 235, niet bij U 238. Bij zo'n kernsplijting valt de kern uiteen, meestal (80 %) in twee, soms in meer delen. Deze brokstukken zijn dus atoomkernen van lichtere elementen. Pikken deze brokstukken elektronen op dan worden het dus atomen van allerlei elementen. Die brokstukken blijven normaal in de kernreactor aanwezig in de Uraniumstaven. Maar, als ze door een ongeluk of fout vrij komen, dan vormen ze de gevreesde “fall-out”, radioactieve splijtingsproducten die in de atmosfeer en dus in het milieu terecht komen. Het zijn meestal instabiele, sterk radioactieve isotopen van bekende elementen, zoals Jodium, Cesium en Strontium. Deze, bij kernsplijting ontstane, isotopen hebben meestal een vrij korte halveringstijd en daardoor een relatief kort leven, maar niet altijd!

Een bekend fall-out product is Jodium 131. De natuurlijke Jodiumisotoop is Jodium 127 (^{127}J 53). Deze “uitgangs”isotoop heeft dus 53 protonen en $127 - 53 = 74$ neutronen in de kern en is stabiel. Maar de Jodiumisotoop J 131 (^{131}J 53), die als fall-out vrij kan komen, is niet stabiel (teveel neutronen in de kern) en heeft een halveringstijd van 8 dagen. Na 8 dagen is de activiteit dus met 50% afgenomen, na 16 dagen rest nog 25%, na een maand nog 12,5%. Veel van dit radioactieve Jodium kwam bij de ramp met de kerncentrale in Tsjernobyl vrij en werd door wind en regen verspreid over Europa. Dit had tot gevolg dat vee moest worden binnen gehaald en bepaalde groentes (o.a. spinazie) moesten worden vernietigd. Ook moesten mensen in de buurt van de ramp Jodium (127) tabletten innemen, om te voorkomen dat het radioactieve Jodium 131 zich in de schildklier zou ophopen. De menselijke schildklier neemt namelijk Jodium, dat in voedsel zit, op en dus ook radioactief Jodium. Dat Jodium 131 zou schildklierkanker kunnen veroorzaken en dit moet dus door het innemen van niet radioactief Jodium 127 voorkomen worden. Na enige weken is, door de korte halveringstijd, het gevaar van dit radioactieve Jodium 131 geweken en kan men met het innemen van die Jodiumtabletten stoppen.

Maar.... er kan ook, zij het veel minder, Jodium 129 vrijkomen! Dit is ook een radioactieve isotoop, maar nu met een enorm lange halfwaardetijd van miljarden jaren! En er zijn nog véél meer schadelijke fall-outproducten. Zo ontstond tijdens de Tsjernobylramp ook

de radioactieve isotoop Cesium 137. Deze stof kwam via de explosiewolk in de atmosfeer en werd eveneens door wind en regen verspreid. Cesium 137 blijkt een halveringstijd te hebben van ongeveer 30 jaar. Dit spul blijft dus nog tientallen jaren stralen (β^- en γ straling)! Het zal dus, ook nu, nog steeds op plaatsen voorkomen, is deels naar het grondwater gezakt, maar kan zich nog steeds in planten (groenten en fruit) en paddestoelen ophopen.

Na de Tsjernobylramp werden er in veel Europese landen allerlei radioactieve splijtingsproducten (isotopen) aangetroffen in grondwater, melk, gras, groentes, vee etc. Een deel van al dit spul is nog steeds rondom ons aanwezig! Wij kunnen dit dus nog steeds via lucht, water en voedsel binnenkrijgen. Enkele van deze stoffen hebben een zeer lange halveringstijd en vormen daardoor een probleem waar we nog zeer lang last van zullen hebben. Als een bepaalde radioactieve stof een halveringstijd van 100 jaar heeft, dan is pas na 1000 jaar de stof voor 99.9% vervallen!

Al deze stoffen zouden (bewijzen kan men het niet) een stijging van het aantal kankergevallen en geboortefwijkingen veroorzaakt kunnen hebben. Door statistiek zou men wat meer inzicht in de gevolgen van Tsjernobyl kunnen krijgen, maar men zal nooit vast kunnen stellen of een kankergezwell nu veroorzaakt is door natuurlijke of kunstmatige radioactiviteit of door nog andere factoren.

We moeten het gevaar van de kunstmatige radioactiviteit echter niet overdrijven: de stralingsdosis die een mens jaarlijks oploopt, wordt nog steeds voor het grootste deel (zo'n 60%) door de natuurlijke radioactiviteit veroorzaakt en als je een vliegreisje maakt of naar de wintersport gaat neemt dit percentage sterk toe. Maar dat Tsjernobyl veel meer schade aangericht heeft dan men indertijd dacht (en nu wil toegeven) is wel zeker!

Halfwaarde- of halveringstijden

Het al vaak genoemde element **Uranium**, U 238, heeft dus een halfwaardetijd van 4,5 miljard jaar. In de geschiedenis van de aarde, die eveneens 4,5 miljard jaar oud is, is dus pas de helft omgezet in stabiel spul, namelijk in niet-radioactief lood. Daar men het gehalte lood in Uranium gemakkelijk kan bepalen is dit een belangrijk bewijs voor het feit dat de aarde ongeveer 4,5 miljard jaar oud is.

Zoals gezegd, er zijn meerdere manieren om (radioactieve) isotopen aan te geven, heel vaak plaatst men het massagetal achter het chemische symbool. Het atoomnummer ligt voor ieder element vast, dat is dus het aantal protonen in de kern. Hier enige voorbeelden van (kunstmatige) radioactieve isotopen, die bij een kernramp vrijkomen in de omgeving. Ook daarbij de soort straling die ze afgeven en de halfwaardetijd. Het zijn isotopen met een beperkte halfwaardetijd:

R.A. stof	Soort straling	Halfwaardetijd
• Strontium Sr 90	β^- straling	29 jaar
• Ruthenium Ru 103	β^- en γ straling	39 dagen
• Jodium J 131	β^- en γ straling	8 dagen
• Cesium Cs 137	β^- en γ straling	30 jaar
• Neptunium Np 239	β^- en γ straling	56 uur
• Plutonium Pu 238	α straling	87 jaar

Er zijn ook radioactieve stoffen die een ongelooflijk lange halveringstijd hebben. Deze stoffen kunnen bij (Uranium)kernsplijting gevormd worden en mogen eigenlijk absoluut niet vrijkomen, maar bij een kernramp of kernexplosie of ongeluk bij een kerncentrale is dit toch het geval. Bij kernsplijting van U 235 kan het ook gebeuren dat de daarbij vrijkomende

neutronen de kern van het omringende U 238 binnendringen. Dat wordt dan dus U 239 en dat vervalt weer tot elementen als Neptunium 237, Plutonium 244, Americium 243 en Curium 247, kunstmatige elementen met hoge halfwaardetijden. In zeer kleine hoeveelheden bestaan er isotopen van bekende stoffen met nog veel hogere halfwaardetijd. Kijk maar eens naar het lijstje:

R.A. stof	Halfwaardetijd
• Vanadium V 50	6×10^{15} jaar
• Thorium Th 232	$1,4 \times 10^{10}$ jaar
• Kalium K 40	$1,25 \times 10^9$ jaar
• Jodium J 129	17 miljard jaar
• Cesium Cs 135	3 miljoen jaar
• Neptunium Np 237	250.000 jaar
• Plutonium Pu 244	250.000 jaar
• Americium Am 243	250.000 jaar
• Curium Cm 247	250.000 jaar
• Plutonium Pu 239	24.400 jaar

Hoe komt het nu dat de ene isotoop zoveel langer straalt dan de ander? En waarom zijn de meest voorkomende uitgangsisotopen, de normale elementen zullen we maar zeggen, stabiel en niet radioactief? Het antwoord op de laatste vraag kennen we al: als ze onstabiel zouden zijn dan waren ze er niet meer!

Maar... even terug naar Uranium 238 en 235: we weten dat Uranium 235 (halfwaardetijd 710 miljoen jaar) veel verder vervallen is dan het Uranium 238 (halfwaardetijd 4,5 miljard jaar), vandaar dat het gehalte U 235 maar 0,7 % van U238 is. En nu de vraag: waarom besluit (van dezelfde Uraniumisotoop) de ene kern meteen te vervallen en de andere pas veel later en weer anderen wachten nog maar een paar miljard jaar? Je zou toch denken, al die Uraniumkernen zijn gelijk, dus: óf ze vervallen allemaal tegelijk óf ze vervallen niet! Maar dat gebeurt dus duidelijk niet!

Het antwoord is niet zo eenvoudig, maar dit enorme verschil in tijd komt door, wat ik maar het “loterijeffect” zal noemen. Al die (onstabiele) Uraniumkernen zijn namelijk wel degelijk constant aan het proberen te “vervallen”. Maar... dat is heel moeilijk. Door de enorme krachten die de kerndeeltjes (protonen en neutronen) bij elkaar houden, kunnen “ze” (die kerndeeltjes) niet zo maar even uit de kern springen, er moet een moment komen dat alle factoren gunstig zijn en dan... ja dan ineens zijn ze buiten. Maar.... wat heeft dat dan met loterij te maken? Nou, neem maar de hoofdprijs in de giroloterij, dertig jaar heb ik elke maand meegespeeld, maar nooit een hoofdprijs, niks, alleen wat kleine prijsjes. Toch viel er in die tijd elke maand een hoofdprijs en dus hebben er in die dertig jaar honderden mensen wél een hoofdprijs gewonnen, sommigen zelfs meteen, maar.... ik niet. Zou ik nou blijven proberen misschien over nog eens dertig jaar of over honderd jaar of nog veel langer....., ja dan zou het ineens kunnen gebeuren! De tijd waarin de helft van alle deelnemers éénmaal de hoofdprijs hebben gewonnen zou wel eens miljoenen jaren kunnen zijn! **Zou men deze “halfwaardetijd” ook voor een loterij niet eens moeten publiceren?**

Zo is het ook met die atoomkernen. Elke seconde vervallen er Uraniumkernen, maar de meeste moeten geduldig blijven proberen en proberen..., totdat ze morgen, na 1 miljoen, na 1 miljard of na nog veel meer miljarden jaren eindelijk kunnen vervallen, eerst tot Thorium, dan tot Radium, daarna Radon enzovoort, uiteindelijk tot (stabiel) lood. Een radioactieve stof met een korte halfwaardetijd is dus een loterij die vaker trekt, met veel hoofdprijzen en weinig deelnemers. Een stof met lange halveringstijd: veel deelnemers,

weinig trekkingen, weinig hoofdprijzen. Je zou het ook kunnen beschouwen als een put waar je uit moet zien te komen, je klimt en klimt maar je valt steeds weer terug, je verzamelt weer energie, probeert het opnieuw, totdat eindelijk het lukt, je glijdt niet terug en ineens...je bent eruit! Dat is voor de één al snel en voor de ander duurt en duurt het!

Meting en eenheden van radioactiviteit

Het meten van radioactiviteit is niet eenvoudig en dan nog: in welke eenheid? Er zijn intussen zeer veel verschillende eenheden waarin radioactiviteit uitgedrukt wordt. Hierbij zeven veelgebruikte eenheden, namelijk de:

-Curie, Röntgen, Becquerel, Gray, Sievert, Rad en Rem.

Dan hebben we natuurlijk ook nog de afgeleide eenheden als millirem, millisievert, nanogray enzovoort. Deze eenheden zijn allen vernoemd naar wetenschappers die onderzoek naar radioactiviteit deden.

De eerste natuurkundigen die tegen het einde van de 19^{de} eeuw de radioactiviteit ontdekten waren “madame” Curie (met haar man) en Henri Becquerel. Zij kregen daarvoor in 1906 samen de Nobelprijs. Mevrouw Curie moest haar onderzoek met de dood bekopen, ze kreeg kanker als gevolg van de door haar ontdekte ioniserende straling. En een zekere mijnheer Röntgen ontdekte wat later de Röntgen- of x-straling, die zo leuk overal doorheen scheen! Pas later bleek het gevaar!

Maar nu het meten. De eenvoudigste manier om radioactiviteit te meten is het meten van het aantal “ionisaties” per tijdseenheid. Dit kan gebeuren met een “Geigerteller”, een kamertje gevuld met een gas, een dunne draad in het midden en een magnetisch veld eromheen. Met wat elektronica en een koptelefoon of luidspreker kunnen we de ionisaties tellen en als tikken hoorbaar maken. Bij elke tik worden er dus elektronen van een gasatoom of gasmolecule weggeslagen. Voor meting moeten we dus het aantal ionisaties per tijdseenheid “tellen” = meten.

We kunnen ook het aantal “desintegraties” per seconde van een radioactieve stof tellen. Één desintegratie is dus het “verval” van één atoomkern, waarbij er dus deeltjes uit de kern gestoten worden.

Je kunt ook stralingsgevoelig materiaal nemen, bijvoorbeeld fotografisch papier, dat gedurende een bepaalde tijd aan radioactiviteit blootgesteld wordt. Je kan dan later de zwarting en daardoor de stralingsdosis bepalen.

Eenheden van radioactiviteit:

Hierbij de lijst van eenheden in gebruik voor 't bepalen van de radioactiviteit:

- **Curie**

De eerste eenheid van radioactiviteit die in gebruik kwam, was de “Curie”, die het aantal desintegraties per seconde van één gram Radium weergeeft. Radium is een natuurlijk radioactief element (ontstaan door verval van Uranium) dat samen met het element Polonium (ook door uraniumverval ontstaan) door madame Curie ontdekt is. Één Curie is een zeer grote hoeveelheid radioactiviteit. Daarom heeft men de “Curie” intussen vervangen door een kleinere eenheid.

- **Becquerel**

In het nieuwe eenhedenstelsel nam men één kernverandering per seconde als nieuwe eenheid: de “Becquerel”. De Curie (Ci) is gelijk aan $3,7 \times 10^{10}$ Becquerel (37 miljard Bq). Een voorbeeldje: na de Tsjernobylramp werd er natuurlijk druk gemeten en besloten de verantwoordelijke regeringsinstanties dat de melk maximaal 500 Bq (per liter?) mocht hebben. Wat de norm thans is, is mij niet bekend, maar melk met 500 kernveranderingen per seconde lijkt mij nogal onrustig in m'n mond, ik hoef die melk niet.

- **Röntgen**

Bij radioactiviteit in de vorm van elektromagnetische straling (bestaande uit fotonen dus) zoals Röntgen- en gammastraling, kan men geen kernveranderingen meten. Men moest dus wat anders verzinnen, namelijk het meten van de ionisaties. Men bestraalde een hoeveelheid van één kg lucht en mat de lading. Door de ionisatie worden de luchtmoleculen positief (tekort aan elektronen) geladen en deze lading kan men meten. Men drukt de hoeveelheid gemeten lading uit in “Röntgen”, naar de belangrijke onderzoeker op dit gebied: Wilhelm Röntgen. Het blootstellen van lucht (of een andere stof) aan ioniserende straling noemt men “exposie”. Door deze exposie kunnen we lading en daardoor Röntgen (of X-) straling en gammastraling meten.

- **Coulomb / kg**

Later werd de Röntgen vervangen door de eenheid “Coulomb” per kg. Men heeft berekend dat één Coulomb per kg (C/kg) gelijk is aan 3876 Röntgen! Wat is nou weer “Coulomb”? Coulomb is de eenheid van “lading”. Als er één Ampère (eenheid van elektrische stroom) door een draad loopt, loopt er per seconde één Coulomb lading door de draad. Een lading is in dit geval dus een hoeveelheid elektronen die van een “te veel” naar een “te weinig” stroomt. (We weten het toch nog wel: een elektron is een negatief geladen elementair deeltje met zeer weinig massa.)

Over deze “stroom” nog het volgende: vroeger dacht men altijd dat elektronen van + naar – stroomden. Later heeft men bemerkt dat het andersom is: de elektronen stromen van een teveel (min) naar een tekort (plus). Men heeft dit echter nooit gecorrigeerd, waardoor er (voor mij in ieder geval) een verwarrende situatie is ontstaan die nog steeds voortduurt!

Ik weet nog dat ik deze “vergissing” voor 't eerst gewaar werd, een leerboek over elektriciteit vertelde er terloops wat over! Ik was totaal verbijsterd. Het kan toch niet waar zijn dat men dit nooit gecorrigeerd heeft? Helaas wel! Men heeft het maar zo gelaten en spreekt nu van “conventionele” stroom en “elektronen” stroom. In alle elektrische en elektronische schema's loopt de stroom dus precies andersom dan in werkelijkheid. Zo hebben sommige symbolen, bijvoorbeeld van transistoren, een pijltje dat dus precies verkeerd om wijst. Ieder studieboek over elektriciteit legt dit probleem in het begin geduldig uit, men verontschuldigt zich en gaat dan gewoon (fout) verder. Het zal dus echt wel zo zijn als men zegt. Wat ik echter vreemd vind is dat deze nooit gecorrigeerde blunder in de praktijk zo verbazingwekkend weinig problemen oplevert! Zou “stroom” dan misschien toch andersom gaan....? Ikzelf heb er nooit aan kunnen wennen!

Stralingsdosis

Radioactiviteit is gevaarlijk voor mens en dier. Blootstelling aan straling (“exposie”) is gevaarlijk maar wat krijg je binnen, wat neem je op? Er ontstond een behoefte aan eenheden om de door het lichaam geabsorbeerde dosis straling te kunnen meten en zo meer inzicht te krijgen in de gevolgen. Ook kan men dan maxima vastleggen. Er zijn 4 verschillende

eenheden ontstaan die allen de energie aangeven per “eenheid van massa”. Energie kan op verschillende manieren aangegeven worden maar volgens het moderne “SI” eenhedenstelsel is de eenheid van energie de “Joule” en de “Watt”. Deze vervangen de oude eenheden “calorie” en paardekracht (“PK”). Zie eventueel de paragraaf “**Eenheden**” hierover.

Ter herinnering:

Wat is één PK? Als je een gewicht van 75 kilogram in één seconde één meter op kan tillen heb je één PK verricht. Als ik redelijk snel een trap oloop, verricht ik ongeveer een kwart tot een derde PK, heb ik ooit berekend.

Één PaardenKracht, 1 PK = 75 kilogrammeter per seconde = 864 kilocalorie, maar ook: 1 PK = 736 Watt. 1 calorie = 0,24 joule. 1 Watt = 1 Joule per seconde
En ook : 1 Joule = 1 Newtonmeter = 0,101972 kilogrammeter (kgf.m)

De volgende eenheden zijn ontstaan voor het meten van stralingsdoses:

- **Gray**

De “Gray”, afgekort Gy, is de thans gebruikte eenheid van geabsorbeerde dosis straling. Een dosis van één Gray is gelijk aan een hoeveelheid energie van 1 Joule (J) per kg weefsel. Voor normaal gebruik is de Gray te groot, zodat de milligray, de microgray en de nanogray zijn ontstaan.

Ter vergelijking: bij benadering komt blootstelling aan één Röntgen (gamma-, röntgen-) straling overeen met 0,01 Gy of 10 milligray.

- **Rad**

Vroeger werd in plaats van de Gray de eenheid “Rad” gebruikt. Deze “Rad” is gelijk aan één honderdste Gray (1 Rad = 0,01 Gray, 1 Gray = 100 Rad). Deze oude eenheid wordt toch nog wel gebruikt, evenals de millirad, de microrad enzovoort.

- **Sievert**

De eenheid “Sievert” (Sv) is eigenlijk gelijk aan de Gray met dien verstande dat er een “kwaliteitsfactor” Q in meespeelt. Het is namelijk gebleken dat er verschil in biologische schade is bij de verschillende stralingssoorten, zoals alfa-, bèta-, röntgen- en gammastraling. De geabsorbeerde dosis in Gray, vermenigvuldigd met de factor Q levert dan de dosis in Sievert op. Deze factor Q is bijvoorbeeld voor bètastraling 1 en voor alfastraling 20, daar alfastraling (heliumkernen) schadelijker kan zijn dan bètastraling (elektronen)! Vergelijk: bakstenen (heliumkernen) met fijn grind (elektronen), waar je door wordt getroffen. Ook hier worden afgeleide vormen gebruikt zoals de “milli”sievert.

- **Rem**

De “Rem” is de oude eenheid voor de Sievert en komt in het SI eenhedenstelsel niet meer voor, maar de Rem, evenals de millirem, wordt toch nog wel gebruikt. Ook hier is één Rem gelijk aan één honderdste millisievert (1 Rem = 0,01 Sievert, 1 Sievert = 100 Rem). Bij Q factor 1 is dus de Rem gelijk aan de Rad en is:

$$100 \text{ Rem} = 100 \text{ Rad} = 1 \text{ Gray} = 1 \text{ Sievert}$$

Maar hoe meten we nu weer een stralingsdosis? Tja, er zijn een paar manieren. Al vrij lang geleden ontdekte men dat fotografisch plaatmateriaal of film niet alleen door licht maar ook door radioactiviteit wordt aangetast. Op dit principe heeft men thans stralingsbadges ontwikkeld die bijvoorbeeld gedragen worden door mensen die in kerncentrales werken en ook door bezoekers van kernreactoren (zoals die in Petten). Door bestudering van de

“zwarting” van de badge kan dan achteraf bepaald worden of men niet teveel straling binnen heeft gekregen.

Bestraling van voedsel

Nog één opmerking. We horen af en toe wat over bestraling van voedsel en iedereen (ook ik) wordt huiverig en schrikt! Maar deze bestraling is ongevaarlijk. Wat is er aan de hand? Voedsel wordt bestraald om ziektekiemen, bacteriën en zo, te doden! Het zal dus langer houdbaar zijn en minder snel bederven. Dit doet men met gammastralen, fotonen van zeer korte golflengte dus. Zeer gevaarlijk, dodelijk zelfs, voor mens en dier, dus ook voor bacteriën en ziektekiemen, maar....., absoluut ongevaarlijk voor het voedsel zelf! Het voedsel wordt er ook niet radioactief van! Alles wat er gebeurt, is dat het voedsel korte tijd aan deze hoogenergetische fotonenstraling wordt blootgesteld, die bacteriën en zo vernietigt, maar verder niets achterlaat. Men zou het kunnen vergelijken met blootstelling aan zeer sterk licht.

Doordat men radioactieve straling maar eng vindt, wordt er weinig over bekend gemaakt, maar ik denk dat bestraling van etenswaren met gammastraling meer gebeurt dan bekend is! Een (Nederlandse) firma “Gammaster” is er trouwens groot mee geworden!

Isotopen

Er zijn 92 natuurlijke en nog enige tientallen kunstmatige elementen. Beschouwen we de isotopen als afzonderlijke atomen, dan zijn er zo’n 1200 verschillende atomen bekend. Daarvan zijn er ongeveer 300 stabiel. Van de 900 radioactieve isotopen zijn er maar 60 radioactieve isotopen te vinden (meten) in de natuur! De rest is vervallen, uitgestorven....

Hier bij enkele bekende isotopen:

Element	Symbool	Protonen	Neutronen	Halfw.tijd	Straling
Deuterium	H-2 of D-2	1	1	-	-
Tritium	H-3 of T-3	1	2	12,3 jaar	β
Koolstof	C-14	6	8	5736 jaar	β
Kobalt	Co-....				
Stikstof	N-13	7	6	9,7 min.	β
Natrium	Na-22	11	11	2,6 jaar	β, γ
IJzer	Fe-59	26	33	45 dagen	β, γ
Zilver	Ag-110	47	60	24 sec.	β
Jodium	J (of I) -131	53	78	8 dagen	β, γ
Lood	Pb-209	82	127	3,3 uur	β
Uranium	U-235	92	143	$7 \cdot 10^8$ jaar	α
Uranium	U-238	92	146	$4,47 \cdot 10^9$ jaar	α, γ
Plutonium	Pu-239	94	145	$2,4 \cdot 10^4$ jaar	α, γ
Plutonium	Pu-241	94	147	14 jaar	α, β

Koolstof 14

Je komt het nogal eens tegen, datering van fossielen, oude botten, archeologisch hout, waarvan men de leeftijd bepaald heeft met de “Koolstof 14” of “C-14” methode. Hoe gaat dat eigenlijk precies? Wel, in de tabel kunnen we aflezen dat de Koolstofisotoop C-14 een

halfwaardetijd heeft van 5736 jaar. Koolstof is dé bouwstof van al het leven op aarde. Bomen en planten “ademen” Koolzuurgas (CO₂ of Kooldioxide) in, dat in de lucht voorkomt en halen daar met behulp van zonlicht de Koolstof (C) uit en gebruiken dat als bouwstof. De overgebleven Zuurstof (O₂) ademen ze via de bladeren uit, men noemt dit de “fotosynthese”. Mensen en dieren eten plantaardig en dierlijk voedsel, ook voor een groot deel bestaande uit Koolstof, en gebruiken dit deels voor de opbouw van het lichaam, deels voor de energievoorziening waarbij de Koolstof verbrand wordt tot CO₂ (Koolzuurgas) die uitgedemd wordt: de kring is weer rond.

Nu blijkt dat de koolstof op aarde grotendeels uit C-12 te bestaan, maar voor een zeer klein deel uit het radioactieve C-14. Hoeveel? 1,3 atomen C-14 op 1000 miljard C-12 atomen! Daar C-14 een halfwaardetijd van 5736 jaar heeft, zullen de atomen in ongeveer 60.000 jaar geheel vervallen zijn, nou ja er zullen nog wel een paar C-14 atomen overblijven, zeg maar voor 99,9 %.

Nu is het vreemde, dat het gehalte C-14 van de Kooldioxide in de atmosfeer min of meer constant blijft. Dat is ook toevallig, hoe kan dat? Dat komt door de “kosmische straling”, je weet wel die zeer snelle, energierijke deeltjes, protonen, alfadeeltjes en zo, die vanuit de ruimte onze atmosfeer binnendringen. Zodra ze in de atmosfeer komen, botsen ze met de lucht en veranderen de deeltjes: er ontstaat “secundaire” straling, waaronder neutronen.

Nu bestaat onze atmosfeer voor bijna 80 % uit Stikstof (N). Als nu zo’n neutron op een Stikstofatoom botst krijgen we de volgende “kernreactie”.



De “p” dat zijn protonen, die pikken wel een elektron op en worden Waterstofatoom. Maar we krijgen er dus steeds verse C-14 atomen bij en die compenseren het verval van de aardse C-14 atomen. Daar levende planten en dieren (ook de mens) met de lucht en het voedsel steeds koolstof binnenkrijgen, blijft het gehalte C-14 van alle organismen ook min of meer constant, totdat..... ze sterven! Dan wordt geen Koolstof meer opgenomen en zal het gehalte C-14 langzaam afnemen.

Van deze eigenschap kan men gebruik maken om fossielen, hout en zo te dateren. Heeft men bijvoorbeeld een oud stuk bot, dan moet men dus eerst het gehalte C-14 bepalen. Maar je moet ook weten wat het gehalte C-14 van een vergelijkbaar vers bot is. Met deze percentages kan men dan (natuurlijk weer met een formule) de leeftijd van het oude bot bepalen. Willen we die formule weten? Hier komt hij:

$$t = \frac{\log n (\text{gehalte}_{\text{oud}} / \text{gehalte}_{\text{vers}}) \times 5736}{-0,693}$$

Die log n (natuurlijke logaritme) uit het quotiënt, ja die moet je uit een tabel of rekenmachientje halen. Ik wil nog wel een rekenvoorbeeld geven. Stel het gehalte C-14 van het oude bot is 10% (één tiende of 0,1 deel) van dat van het verse bot. Log n van 0,10 = -2,303. we krijgen dan:

$$t = (-2,303 \times 5736) : -0,693 = 19062 \text{ jaar}$$

Dit alles klopt alleen als het C-14 gehalte inderdaad al die tijd inderdaad constant was. En dat zou toch wel heel toevallig zijn. En inderdaad, gedurende de atoomproeven was het een stuk hoger. Maar volgens de geleerden mogen we er tóch van uit gaan dat het percentage C-14 over een langere periode bezien, redelijk constant is en was. En zo kan men van allerlei

fossielen, overblijfselen van planten, bomen en dieren de leeftijd aardig nauwkeurig bepalen, mits niet ouder dan 60.000 jaar. Bij oudere voorwerpen moeten dan andere, minder nauwkeurige methodes toegepast worden!