

Werk

Label: Article

PURL: https://resolver.sub.uni-goettingen.de/purl?31311028X_0065|log92

Kontakt/Contact

Digizeitschriften e.V.
SUB Göttingen
Platz der Göttinger Sieben 1
37073 Göttingen

✉ info@digizeitschriften.de

že se jejich tři chordály protínají v průsečíku V (obr. 3). Uvážíme-li totiž, že $\sqrt{M_{P_n} S_n}$ je nejkratší púlťetiva kružnice $(S_n, \frac{1}{2}a_n)$ vedená patou P_n kolmo k $A_{n+1}A_{n-1}$, že tedy jejími koncovými body jde kružnice (P_n, r_n^M) , dostaneme, že výška P_nA_n je chordála kružnic $(S_n, \frac{1}{2}a_n)$, (P_n, r_n^M) , a mocnost průsečíku V má vzhledem k těmto oběma kružnicím stejnou hodnotu, kterou jsme určili v b) t. j. $M_V S_n = d_n h_n =$

$$= \frac{(a_{n+1}^2 + a_{n-1}^2 - a_n^2)(a_{n-1}^2 + a_n^2 - a_{n+1}^2)(a_n^2 + a_{n+1}^2 - a_{n-1}^2)}{32\Delta^2},$$

to je však výraz, jehož hodnota nezávisí na indexu n a tedy mocnost orthocentra V vzhledem ke všem třem kružnicím (P_n, r_n^M) jest stejná.

Isotopy. *)

Rudolf Brdička, Praha.

Daltonovým spisem *New System of Chemical Philosophy*, který vyšel r. 1808, byla zahájena moderní éra v chemii. V něm byly položeny vědecké základy k atomové teorii.

Základním postulátem Daltonovy atomové teorie byla existence nejmenších nedělitelných částíček nazvaných atomy, z nichž je složen každý prvek. Atomy téhož prvku mají podle Daltona stejné chemické vlastnosti a jsou stejně těžké; atomy různých prvků jsou vahově rozdílné. Tento postulát je dnes pouze zpoloviny správný. Dnešní pojem prvku se sice kryje s pojmem, který měl na mysli Dalton — že totiž prvek je látka, která má konstantní chemické vlastnosti a již nelze chemicky rozdělit na další komponenty — ale postulát o stejné váze atomů téhož prvku byl přímými důkazy vyvrácen.

Je zajímavé sledovati vývoj názorů na tento problém, než se dospělo k jeho definitivnímu rozřešení.

Daltonův postulát, že vahový poměr, ve kterém se prvky slučují odpovídá poměru vah jejich atomů, obrátil na počátku XIX. stol. zřetel chemiků ke stanovení atomových vah, v nichž byla spatřována fundamentální atomová konstanta. Podle prvních hrubších stanovení byly atomové váhy celé řady prvků přibližně celistvými čísly a to vedlo anglického lékaře Prouta (1815) k vyslovení hypotézy, že veškeré atomy jsou vlastně polymery vodíku. Přesná kontrola atomových vah, kterou provedl ve svých klasických pracích německý chemik Stas, způsobila zavržení této

*) Předneseno na I. sjezdu pro středoškolskou pedagogiku a didaktiku v Praze 1936.

hypothesy. Odmítnutí Proutovy myšlenky bylo však jen dočasné, neboť předpoklad celistvosti čísel pro atomové váhy nebyl ještě zcela ztracen. Vedle možnosti, že váhy atomů jsou zlomky celistvých čísel, byla tu ještě druhá možnost, že prvek je směs atomů o různé váze, což je ovšem v rozporu s uvedeným Daltonovým postulátem.

Tuto druhou možnost diskutoval r. 1886 sir William Crookes, který pracoval se vzácnými zeminami. Podnět vyšel ze studia frakcí yttriových. Crookes ukázal, že at. váhy jednotlivých komponent, které nazývá metaelementy, jsou různé, ačkoliv jejich chemické vlastnosti jsou skoro stejné. Generalisací těchto poměrů na ostatní prvky dovozoval, že váhy jednotlivých atomů v určitém prvku jsou různé. Mohou to být čísla celistvá a chemicky stanovená at. váha je pak jen hodnota průměrná. Nelze se diviti, že tato představa nenalezla v oné době mnoho přívrženců, tím spíše pak, když se ukázalo, že její experimentální podklad byl vadný. Crookesovy metaelementy nebyly totiž ničím jiným, než skutečnými prvky o různém spektru a at. váze, třebaže vykazovaly chemicky značnou podobnost.

Neočekávaný obrat v řešení a rozhodnutí této otázky nastal objevem radioaktivních prvků. V řadách prvků vyznačujících se radioaktivitou byly nacházeny prvky chemicky naprosto identické, avšak s různými vlastnostmi radioaktivními a také s různou at. vahou.

Tak v r. 1906 objevil Boltwood ionium, které se podobalo chemickými vlastnostmi (ne však radioaktivními) thoriu a směs obou nepodařilo se ani jemu ani jiným pracovníkům chemicky oddělit. Stejně tak mesothorium objevené r. 1907 Hahnem a chemicky podobné radium se nedalo od tohoto oddělit.

V r. 1910 poukázal Soddy na bezpečně zjištěnou chemickou identitu ionia, thoria a radiothoria, dále radia a mesothoria I, olova a radia D a na pravděpodobnou identitu i jiných radioaktivních prvků.

Dokonalý přehled chemicky indentických radioaktivních prvků byl získán na základě posouvacího zákona, vysloveného Soddym (1911) a později v úplnější formě nezávisle Russellem a Fajanssem (1913). Podle tohoto zákona vznikne z radioaktivního atomu vyzářením α -partikule a dvou β -partikulí nový atom, který se nachází v periodickém systému na témže místě, jeho atomová váha je však o 4 jednotky menší.

Vycházeje z chemické identity těchto určitých radioaktivních prvků, učinil Soddy důležitý a nutný závěr, že chemická homogenita není bezpečnou zárukou, že daný element není směsí atomů o různé váze a tento závěr rozšířil i na prvky neradioaktivní.

Pro takové atomy, které se nacházejí na stejném místě v periodické soustavě, lišící se však atomovou vahou, našel Soddy název isotopy. Isotopy téhož prvku jsou tedy látky chemicky identické a fyzikálně se liší jen v takových vlastnostech, které závisí přímo na hmotě; v jiných fyzikálních vlastnostech jsou podle Soddyho rovněž identické.

Po bezpečném objevu isotopie u radioaktivních prvků pátralo se po isotopech u prvků neradioaktivních. Zpočátku byl velký odpor proti těmto názorům, neboť o at. vahách bylo známo, že jsou dokonalými konstantami, stejně tak jako byly neproměnné i jiné at. konstanty. U plynů pak byla vždy shledávána dokonalá homogenita, která nikterak nenasvědčovala jejich složení z různých těžkých částic.

Jediná experimentální metoda, která tehdy mohla stanovit hmotu atomu, či lépe řečeno, poměr náboje ke hmotě, byla Thomsonova analýza pozitivních paprsků.

Positivní paprsky byly objeveny Goldsteinem r. 1886 při elektrickém výboji za nízkého tlaku a nazvány byly paprsky kanálovými. Jsou to v podstatě pozitivně nabitě atomy nebo molekuly vznikající ve výbojové trubici ionisací, které se pohybují vlivem potenciálního spádu značnou rychlostí směrem ke katodě. Tento jejich charakter byl seznán z chování v elektrickém a magnetickém poli. Částice o hmotě m nesoucí náboj e a letící rychlostí v ve směru kolmém na siločivky homogenního magnetického pole intenzity H , je vystavena při průchodu tímto polem účinku síly velikosti $H \cdot e \cdot v$, která působí kolmo na její směr a kolmo k siločivkám pole. Vlivem této síly vykoná částice v poli dráhu kruhovou, jejíž poloměr r je určen podmínkou

$$H \cdot e \cdot v = \frac{mv^2}{r}.$$

Zamění-li se pole magnetické za homogenní elektrické o intenzitě I , při jinak stejném uspořádání působí na částici síla $I \cdot e$ a to ve směru siločivek. Částice pohybuje se pak po parabole, která resultuje složením pohybu rovnoměrného v původním směru paprsku a pohybu rovnoměrně zrychleného s urychlením $e \cdot I/m$ ve směru siločivek.

Z úchylky dráhy nabitě částice v elektrickém nebo v magnetickém poli by bylo možno číselně stanovit poměr e/m , kdyby byla známa rychlost oné částice. Rychlost dá se však eliminovat, jestliže se zjistí úchylka paprsku při současné aplikaci elektrického a magnetického pole, jejichž siločivky jsou rovnoběžné a při tom kolmé ke směru paprsku (obr. 1).

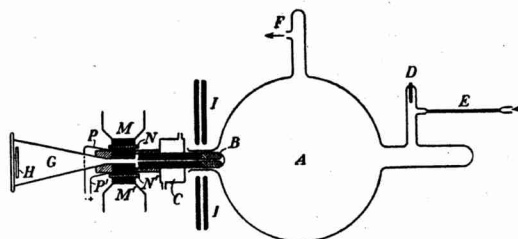
Dopadají-li paprsky po průchodu těmito poli na stínítko, nebo fotografickou desku, jejíž rovina je kolmá k původnímu směru

paprsku, objeví se úchylka

$$y = k \frac{H \cdot e}{mv} \text{ ve směru kolmém na silokřivky a}$$

$$x = k' \frac{I \cdot e}{mv^2} \text{ ve směru silokřivek;}$$

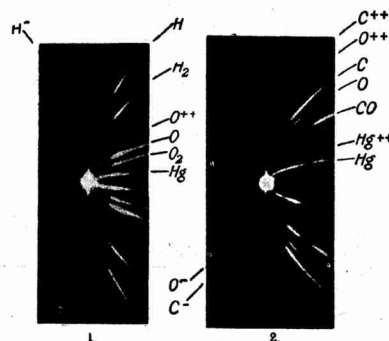
k a k' jsou konstanty závislé na rozměru přístroje.



Obr. 1. Thomsonův přístroj k analýze pos. paprsků. A výbojová baň, D anoda, B katoda opatřená vývrtem, P a P' póly kondensátoru, M a M' póly magnetu, H fot. deska, nebo stínítko.

Poměr y^2/x je měrou e/m a nezávisí na rychlosti.

Pro pozitivní paprsek skládající se z částic o stejném e/m , ale o různé rychlosti v , nezíská se na stínítku nebo desce přístroje jen



Obr. 2. Fotografie typických Thomsonových parabol.

jediný bod, nýbrž souvislá křivka, která je parabolou. Z každého bodu této paraboly lze vypočísti e/m . Vrchol této paraboly bude ležet v počátku, kam směřuje původní paprsek. Podle rychlosti částic řídí se úchylka x a y . Částice o velké rychlosti budou uchylvány méně než částice s malou rychlostí. Obrácením magnetického pole se získá symetrická část paraboly podle osy x ; mají-li paprsky záporný náboj, objeví se větev paraboly v protilehlém quadrantu (obráz. 2).

To je princip t. zv. Thomsonovy parabolické metody, pomocí níž J. J. Thomson analysoval po prvé hmotné paprsky a pomocí níž první stanovil hmoty atomů, vzav za základ hmotu atomu kyslíku $O = 16$. Touto metodou s poměrně malou rozlišovací schopností a citlivostí nepodařilo se mu nalézt žádný isotop, který hledal u vodíku, uhlíku, dusíku a kyslíku.

V r. 1913 objevil však pozoruhodnou okolnost při analýze pozitivních paprsků získaných ionisací neonu. Našel dvě paraboly: silnější odpovídající hmotě 20 a slabší hmotě 22. To znamenalo první objev isotopů v řadě prvků neradioaktivních. Zmíněný důkaz nebyl však tehdy dosti přesvědčivý a proto byl veškerý zájem obrácen k tomu, aby oba isotopy neonu byly od sebe alespoň částečně odděleny. Pokusy s frakcionovanou destilací a diffusí skončily naprostým nezdarem.

Další slibný pokrok v analýze pozitivních paprsků byl přerušen světovou válkou. V té době bylo chemicky potvrzeno přesvědčení Soddyho, že at. váha olova v uranu bude menší než olovo v thoriu. Radioaktivní přeměna uranu vede totiž k olovu o at. váze 206 a thoria k olovu o at. váze 208, zatím co obyčejné olovo má at. váhu 207,22. At. váhu olova z minerálu thoritu stanovil Hönigschmid a našel pro ni hodnotu 207,77. Skoro současně stanovil Richards (1914—16) at. váhu olova původu uranového v cleveitu a našel hodnotu 206,08.

Po těchto nezvratných faktech přestalo se již o existenci isotopů pochybovati a hledány nové cesty jak, je odkrývati.

Poněvadž byla poznána marnost pokusů o makroskopické dělení isotopů nabízela se k jejich studiu jediné analyza pozitivních paprsků. Výsledek závisel na zdokonalení experimentální techniky.

Tohoto úkolu se ujal žák Thomsonův F. W. Aston v Cambridgi a jemu vděčíme za znalost většiny isotopů, o kterých dnes víme. Své proslulé práce s hmotným spektrografem zahájil v roce 1919. Základem jejich je opět analyza pozitivních paprsků, jakou prováděl J. J. Thomson. Principiální zdokonalení spočívá ve fokussaci hmotných paprsků se stejným poměrem e/m , ale s různou rychlostí do stejného místa na fotografické desce, nebo na stínítku. Positivní paprsky byly produkovány opět výbojem při nízkém tlaku.

Po průchodu dvěma úzkými štěrbinami rozdělí se úzký paprsek sestávající z částic o určitém e/m v poli kondensátoru v elektrické spektrum, jehož šířka je dána rychlostmi, s jakou se tyto částice pohybují. Z pole vyjdou tedy paprsky divergentní, k nimž lze nalézt virtuální střed. Část těchto paprsků odchýlená od původního směru o úhel θ projde nyní magnetickým polem postaveným kolmo k elektrickému, které uchyluje paprsky opačným směrem o úhel ϕ (obr. 3).

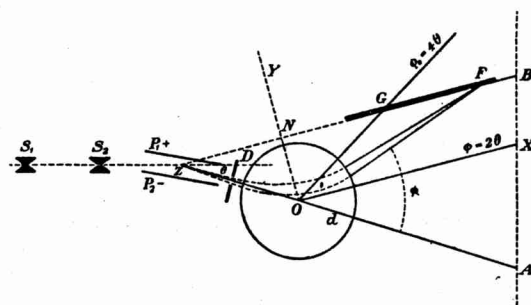
Pro malé úhly platí prakticky přesně

$$\Theta v^2 = l e / m \text{ a } \Phi v = L H e / m,$$

kde l a L jsou příslušné délky dráhy paprsku v elektrickém a magnetickém poli.

Výrazy Θv^2 a Φv jsou pro dané e/m konstantami a pro změnu úchylek se změnou rychlosti platí diferenciální rovnice:

$$\frac{d\Theta}{\Theta} + \frac{2dv}{v} = 0 \text{ a } \frac{d\Phi}{\Phi} + \frac{dv}{v} = 0.$$



Obr. 3. Diagram Astonova hmotného spektrografu. S_1, S_2 štěrby, kudy vchází pos. paprsek do el. pole, P_1, P_2 póly kondensátoru, D diafragma s otvorem, propouštějícím jen úzký svazek divergentních paprsků s virtuálním středem Z , O střed magn. pole, F dopad fokusovaných paprsků na desku.

Eliminací v z těchto rovnic obdrží se vztah

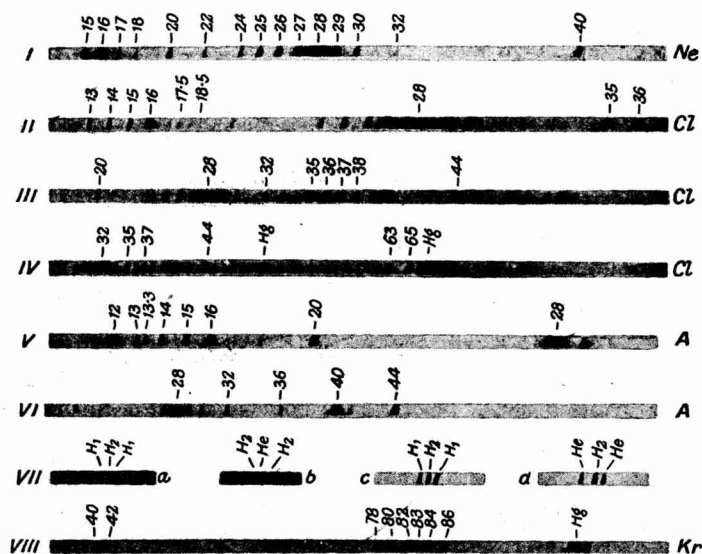
$$\frac{d\Theta}{\Theta} = -\frac{d\Phi}{\frac{1}{2}\Phi}.$$

Význam tohoto vztahu je takovýto. Má-li být dosaženo stejných změn úchylek v elektrickém a magnetickém poli ($d\Theta$ a $d\Phi$), jež se vztahují k určité změně rychlosti dv , pak musí být mezi úhly Θ a Φ splněn vztah $2\Theta = -\Phi$. Paprsky vystupující z magnetického pole budou v tomto případě rovnoběžné.

Z uvedených podmínek dá se dále dokázat, že úzký divergentní svazek paprsků uchýlený o úhel Θ v elektrickém poli a o malém rychlostním rozmezí stane se sbíhavým po průchodu magnetickým polem, uchýlí-li ho toto o úhel Φ , který je větší, než dvojnásobná úchylka v elektrickém poli a opačného smyslu. To je Astonova podmínka pro fokusaci hmotných paprsků. Jsou-li v paprsku částice o různém e/m , získává Aston t. zv. hmotné spektrum, ve kterém každému poměru e/m odpovídá jedna linie (obr. 4). Rozlišovací mohutnost tohoto prvního hmotného spektrografu byla 1 : 300 a citlivost 1 : 1000. Zkoumaná část hmotného spektra

obsahující vždy jen určitý obor linií přiváděla se na desku regulací intenzit elektrického a magnetického pole. Sklon fotografické desky byl upravován tak, aby na ni byly fokusovány paprsky odpovídající extrémním poměrům e/m , které vytvářejí hmotné linie na obou koncích desky.

Vedle iontů s jedním pozitivním nábojem nacházejí se v pozitivních paprscích také ionty o více pozitivních nábojích (C^+ ,



Obr. 4. Hmotné spektrum získané Astonem pomocí prvního hmotného spektrografu.

C^{++} a p.), čímž vznikají linky t. zv. druhého, popřípadě vyšších řádů. Částice samy pak mohou být jednoduchými zbytky atomů, ale také zbytky molekul. Tak na př. při analýze pozitivních paprsků kyslíku najdou se e/m odpovídající hodnotám

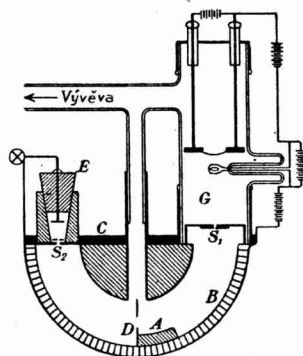
$$\begin{aligned} 32 & \text{ pro } O_2^+ \\ 16 & \text{ pro } O^+ \\ 8 & \text{ pro } O^{++}. \end{aligned}$$

U molekul se zpravidla neobjevuje více nábojů než jeden. Za standard se bere hmotná linie atomu kyslíku, pro niž je volena hmota jako v chemii $O = 16$.

Když Aston sestavil v roce 1919 tento hmotný spektrograf, zvolil si jako první problém zjištění konstituce neonu a našel bezpečně linky, odpovídající hmotám 20 a 22. Ještě v témž roce objevil

isotopy chloru a rtuti a v následujícím roce objevil isotopické složení dalších 15 prvků. V té době už se nikdo neodvažoval pochybovati o existenci isotopů a další rozvoj výzkumu tohoto problému postupoval ku předu převážně v rukou Astona.

V roce 1920 ohlásil v Chicagu isotopickou konstituci magnesia G. P. Dempster, který konstruoval (1918) rovněž přístroj k analýse pozitivních paprsků na poněkud jiném principu (obr. 5). Positivně



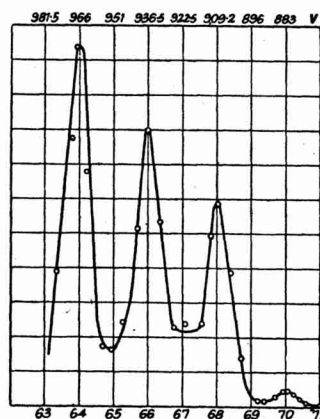
Obr. 5. Dempsterův hmotný spektrograf. *G* skleněný válec, ve kterém jsou pot. spádem urychlovány pos. ionty uvolněné z horké anody, *S*₁, *S*₂, *D* štěrbin v prostoru magn. pole *A*, jimiž musí projít paprsek, aby dopadl na desku elektrometru *E*.

nabité ionty získával z horké anody obsahující látku, jejíž isotopickou konstituci chtěl studovati. Aby získal pozitivní paprsky, urychloval ionty určitým potenciálním spádem *P*. Za těchto podmínek při vhodném experimentálním uspořádání docílil, že všechny pozitivně nabitě jednomocné částice měly na konci spádu stejnou kinetickou energii bez ohledu na hmotu *m*. Malou štěrbinou vymezil si úzký pozitivní paprsek, který byl zaveden do silného magnetického pole kolmo k jeho siločarám. V magnetickém poli jsou jednotlivé částice přinuceny opisovati kruhové dráhy, jejichž poloměr závisí při daném *H* a *P* toliko na *e/m*. Rychlost těch částic je funkcí potenciálního spádu *P* a je pro dané *e/m* jen jediná. Heterogenní paprsek pozitivní rozdělí se tedy na řadu kruhových drah, z nichž nejkrivější přísluší nejmenším hmotám. Přístroj je sestaven tak, že paprsky mohou konat jen dráhu polokruhovou a ze všech těch drah vybere se jen ta, která má poloměr *r*, daný rozměrem aparatury. Dráha tohoto paprsku je vymezena úzkými štěrbinami a vede k deštičce spojené s elektrometrem, pomocí něhož se paprsek zkonstatuje a změří jeho intensita. Podmínka, aby částice definovaná poměrem *e/m* opsala v magnetickém poli

polokruh o poloměru r zní

$$\frac{e}{m} = \frac{2P}{H^2 r^2}.$$

Potenciální spád urychlující částice je proměnlivý a jeho plynulým zvětšováním fokusuje Dempster na deštičku postupně částice se zvětšujícím se poměrem e/m a měří elektrometrem příslušnou intensitu. Získá tak graf, na jehož úsečky nanáší P , nebo m a na pořadnici příslušnou intensitu proudovou (obr. 6). Pro



Obr. 6. Dempsterova křivka pro isotopy zinku.

každou hmotnou částici v pozitivním paprsku najde se určité P , při kterém se v grafu ukáže prominentní maximum intensity. Výška onoho maxima udává relativní zastoupení oné částice v hmotném paprsku.

Touto metodou získal Dempster o rok později isotopy kalcia a zinku a celou řadu isotopů jiných nezávisle na měření Astonově s výsledky souhlasnými.

Do roku 1925 už byla známa isotopická konstituce více než poloviny prvků, většina z nich shledána komplexní a jen některé jednoduché.

Podle tehdejší přesnosti 1 : 1000 byly hmoty všech isotopů velmi blízké celistvým číslům, a dnes tato celistvá čísla, která jsou nejbližší hodnotám nalezeným pro příslušnou hmotu isotopu, označujeme jako hmotná čísla. Přes to však už tenkrát konstatoval Aston malé úchyly od těchto celistvých čísel a viděl, že je třeba zvýšit přesnost své aparatury. Nutnost této úpravy vyžadovalo i studium hmot těžších atomů, kde přesnost 1 : 1000 byla nepostačující. Další nesnáze byly v tom, jak získati u všech látek

positivní paprsky, neboť všechny je neposkytují stejně snadno. Aston použil k tomu účelu ve svém druhém typu přístroje dalšího zařízení. Jak již bylo uvedeno užíval původně elektrického výboje v plynu za nízkého tlaku. Tento způsob předpokládá, aby studovaná látka byla plynem, nebo, aby byla dostatečně těkavá. V případech, kde nelze tuto podmínku splnit získává positivní paprsky t. zv. anodovým výbojem, kde zkoumaná látka je podobně jako u Dempstera nanesena na anodu, která za horka emituje positivní ionty.

Avšak ani tímto způsobem nebylo možno získati donedávna positivní paprsky palladia, iridia, platiny a zlata. Zásluha za zjištění jejich isotopické konstituce patří Dempsterovi, který použil nového zdroje k produkci positivních iontů těchto tvrdších kovů. Užil k tomu jiskrového výboje mezi kovovými elektrodami ve vysokém vakuu. Nejlepší výsledek získal pomocí jiskry induktivně spřažené s vysokofrekvenčním oscilačním jiskřícím kruhem. Tak neexistuje dodnes už ani jediný přístupný prvek, jehož isotopické složení by nebylo známo.

Zmíněný druhý přesnější typ hmotného spektrografu byl konstruován Astonem v letech 1924—1929 a s tímto přístrojem provádí v Cavendishově laboratoři analýsy dodnes. Přístroj má pateronásobnou rozlišovací schopnost proti původnímu a jeho citlivost je 1 : 10000. Délka spektra obnáší 16 cm a uzavírá asi oktávu prvků, již lze voliti podle aplikovaných silových polí. Zvětšení rozlišovací mohutnosti a citlivosti bylo docíleno zdvojením úchylek v elektrickém a magnetickém poli. V poslední době dosahuje Aston citlivosti 1 : 10^5 , která mu umožňuje přesné rozlišení hmotných linií, jež u starší aparatury dopadaly téměř na stejné místo ($D^+ - H_2^+$, $He^+ - D_2^+$, $C^{++} - D_2^+$, $O^+ - CH_4^+$).

Otázka přesnosti stanovení atomových vah isotopů má eminentní důležitost pro teorii, která z úchylek těchto vah od celistvých čísel usuzuje na složení a stabilitu atomového jádra.

Existence atomového jádra byla prokázána Rutherfordem (1911), když studoval rozptyl α -částic při průchodu plynem. Zjistil, že atomové jádro má objem nepatrný vzhledem k rozměrům atomu, při čemž je v něm koncentrována veškerá hmota atomu a že nese positivní náboj. Velikost tohoto positivního náboje byla shledána totožnou s číslem měnícím se přesně po jednotkách v Moseleyho zákoně Röntgenových spekter a sice od jednotky pro vodík až po 92 pro uran. Anomální postavení draslíku a argonu, niklu a kobaltu a telluru a jodu v periodickém systému na podkladě atomových vah bylo zákonem Moseleyho uvedeno na pravou míru, neboť seřazením prvků podle stoupajícího náboje jádra dostaly se zmíněné dvojice prvků na místa, na která přísluší podle svých chemických vlastností. Tím bylo současně dokázáno, že to co

charakterisuje veškeré vlastnosti atomu není atomová váha, nýbrž pozitivní náboj jádra atomu vyjádřený přesně celistvým číslem, kterému říkáme atomové číslo. Příčina svrchu uvedených anomalí v atomových vahách je průhledná, vezmeme-li v úvahu isotopickou konstituci prvků a možnost výskytu určitého isotopu ve větším množství.

Kolem atomových jader pohybují se planetární elektrony v počtu rovnajícím se přesně pozitivnímu náboji jádra. Uspořádání těchto planetárních elektronů diktuje chemické vlastnosti atomů a udává charakter optických i Röntgenových spekter, kdežto váha a radioaktivní vlastnosti, které se projevují přirozeně, nebo umělym zásahem jsou vlastnostmi atomového jádra.

Nález odvozený z předchozích výzkumů pomocí hmotného spektrografu, že váhy všech isotopů jsou s dosti velkou přesností celistvými čísly, odstranil nejvážnější námitku proti unitární teorii hmoty, jejímž průkopníkem byl Prout.

Nepatrné úchytky od celistvých čísel konstantované přesně pomocí zdokonaleného hmotného spektrografu nemohly již býti podstatnou námitkou proti takové představě. K výkladu oněch úchytek přispěl Einsteinův zákon o ekvivalenci hmoty a energie, odvozený ze zákona relativity, který zní; zdánlivá hmota m^*) násobená čtvercem světelné rychlosti má kinetickou energii $E = m \cdot c^2$.

Vzniklo-li atomové jádro těsným semknutím volných částic o určité zdánlivé hmotě, zničí se určitá frakce takto kombinované zdánlivé hmoty, při čemž zničení hmoty se projeví ekvivalentním vyzářením energie určené podle Einsteinova zákona. Je to jakási analogie exothermní chemické reakce, kde ovšem uvolněná tepelná energie je proti jaderným energiím nesrovnatelně malá a ztráta hmoty našimi prostředky nekonstatovatelná.

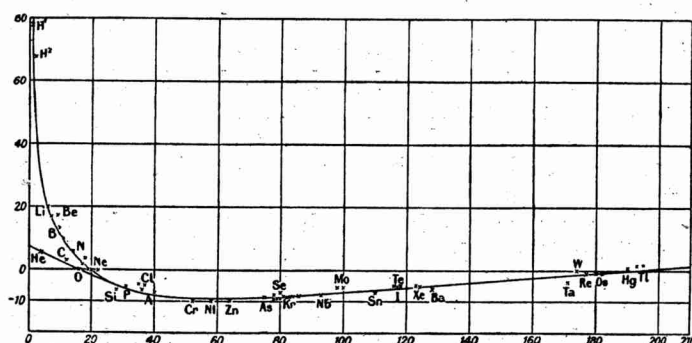
Velikost vyzářené energie při synthese atomového jádra je současně měrou jeho stability. Čím větší nastal při ní hmotný úbytek, tím stabilnější je toto jádro. Proto nabývá znalost hmotných úbytků u jednotlivých atomů fundamentálního významu pro studium struktury jádra. Při tom je však nutno znáti z jakých partiкул toto jádro bylo synthetisováno.

Tato otázka je ještě hypotetickou, ale data získaná přesnými experimenty pomocí hmotného spektrografu mohou kontrolovati, zda učiněné předpoklady odpovídají kvantitativně skutečnosti. K tomu je si nutno uvědomiti, co znamenají Astonovy atomové hmoty.

Veškerá stanovení atomových hmot zakládající se na analýse pozitivních paprsků vztahují se konvencionálně podobně jako v che-

*) Zdánlivou hmotou je rozuměna hmota, jak ji měříme v určité fyzikální soustavě.

mii na standard kyslíkový, jemuž se připisuje hmota $0 = 16$. Vzhledem k tomuto standardu dá se zdokonaleným Astonovým spektrografem stanovit hmota jednotlivých izotopů na šest číslic. Procentuální difference mezi vahou izotopu a nejbližším celistvým číslem, jež je nazýváno hmotným číslem označuje se pojmenováním „packing fraction“ a vyjadřuje se počtem dílů připadajících na 10 000 dílů. Tato „packing fraction“ mění se od izotopu k izotopu podle určité zákonitosti, která je patrná, nanese-li je do souřadnicového systému proti příslušným hmotným číslům (obr. 7). Získá



Obr. 7. Závislost „packing fraction“ na hmotném čísle.

se tak křivka, která s výjimkou několika prvních lehkých atomů se sudým hmotným číslem (He^4 , C^{12} , O^{16}) je přibližně hyperbolou.

Největší a pozitivní hodnota pro „packing fraction“ se vyskytuje u vodíku (+ 77,8), v okolí fluoru nabývá hodnoty nulové a dosahuje minima u chromu, kde obnáší hodnotu -10 . Poté je průběh křivky zhruba lineární až k největším hmotným číslům, jaká známe.

Millikan užil po prvé této křivky k studiu kosmických vztahů mezi hmotou a energií.

Gamov, Guernsey a Condon na základě znalosti přesných hmot atomů vybudovali kvantovou teorii jádra, pomocí níž vykládají s úspěchem radioaktivitu a vůbec strukturu atomového jádra. Důležitou veličinou v jejich výpočtech je svrchu zmíněný úbytek hmoty při tvorbě jádra, který je označován pojmem „mass defect“. Je to rozdíl mezi hmotou atomu a hmotou všech partiкул, ze kterých je atom složen.

Předpokládáme-li, že kyslík sestává ze čtyř heliových atomů, je atom kyslíku lehčí o 16násobnou hodnotu „packing fraction“ příslušející heliu. Úbytek hmoty při synthese kyslíku ze čtyř heliových atomů byl by tedy $0,00864$ a ten odpovídá energii $8,1 \cdot 10^6 \cdot V$,

kteřá by se při tom vyzářila. Obě udaná čísla jsou zároveň měrou stability kyslíku. Kdyby měl hmotný úbytek hodnotu nulovou, nebylo by vůbec možno, aby se kyslík takto utvořil, neboť by tu nebyla síla, která by jádro držela pohromadě. Že hmotný úbytek je skutečně měrou stability jádra lze ukázati na umělých přeměnách lehkých atomů. Atomy se sudými hmotnými čísly, které mají větší „mass defect“ jsou stálejší vůči bombardování korpuskulami než liché, jejichž mass defect je menší.

Také zákon ekvivalence hmoty a energie lze verifikovati na radioaktivních přeměnách. Při celkové spontánní radioaktivní transformaci uranu na olovo vyzáří se úhrnná energie $45 \cdot 10^6$ elektron. Volt. Tato energie se uvolní ve formě vyzáření osmi α -částic a šesti β -částic, jejichž úhrnná hmota obnáší 32,012. Hmotný ekvivalent energie $45 \cdot 10^6$ e. V je 0,048, podle kterého teoretická difference mezi hmotou uranu a olova má být 32,06. Podle Astonovy křivky průběhu „packing fraction“ lze se přesvědčiti, že tomu tak skutečně je.

Pro obecný výpočet hmotných úbytků všech atomových jader je třeba znáti všechny konstituenty, které je skládají. Podle dnešního stavu vědy je zjištěno, že atomová jádra jsou složena z protonů, neutronů a případně i heliových jader. O neutronech se ví, že to jsou hmotné částice o váze přibližně stejné jako protony, ale jsou bez náboje. Elektronů v jádře patrně vůbec není a β -aktivity, nebo emise positronů vznikající při umělé radioaktivitě je velmi pravděpodobně zjev sekundární, mající původ v materializaci γ -kvantu. Positron je částice objevená při studiu kosmického záření; její hmota je stejná jako hmota elektronu, její náboj je však pozitivní.

Synthesa prvků z uvedených konstituent se děje pravděpodobně na horkých hvězdách, kde ubývání hmoty je zdrojem ohromných energií vysílaných do prostoru. Synthesu provází současně i desintegrace, která převládne, jestliže zmizely podmínky pro synthesu (na zemi a planetách).

Vedle at. váhy isotopů je důležitá ještě jedna jeho konstanta a to jest jeho poměrné množství, v jakém je obsažen v normálně přicházejícím prvku v přírodě. Bylo totiž pokusy bezpečně dokázáno, že až na olovo původu radioaktivního a bor, je isotopická konstituce prvků v přírodě, ať je jakékoliv provenience, naprosto konstantní.

Poměrné množství isotopů v prvku určuje se podle Dempstera, jak již bylo zmíněno. Mnohem více prvků však bylo proměřeno Astonem, který zjišťuje fotometricky intensitu linií ve hmotném spektru. Poměr začernání linek isotopů téhož prvku na fotografické desce je roven poměru množství částic, které na desku dopadly za stejnou dobu. Je-li intensita linie N^{20} asi 10krát větší než

intenzita linie N^{22} značí to, že v přirozeném neonu je asi desetkrát více lehčího isotopu než těžšího.

Je-li známo poměrné zastoupení všech isotopů v prvku, lze vypočítat jeho at. váhu na podkladě ryze fyzikálním a to přesněji, než jak ji lze stanovit chemicky a při tom ještě s materiálem nečistým. Astonovo fyzikální stanovení at. vah zavedlo podnět k revidaci chemických at. vah v případech, kde byly konstatovány větší nesrovnalosti. Správnost fyzikálního nálezu byla vždy potvrzena. Ježto chemický standard je počítán na kyslík $O = 16$, který však obsahuje isotopy $O = 17$ a $O = 18$, liší se tento od fyzikálního standardu vztaženého na hmotu isotopu kyslíku $O = 16$. V důsledku toho jsou chemické at. váhy o něco větší než fyzikální, které je nutno násobit převodním faktorem 1,0002.

Přehledneme-li isotopickou konstituci jednotlivých prvků — dodnes už máme hlavně zásluhou Astona a Dempstera prostudovány po této stránce všechny přístupné prvky — je patrna celá řada zákonitostí (viz tabulku).

Přehled prvků a jejich přirozených isotopů 1936.

Prvek	Symbol	At. číslo	At. váha*	Hmotná čísla isotopů podle jejich poměrného množství**
Vodík	H	1	1,0078	1, 2, 3
Helium	He	2	4,002	4,
Lithium	Li	3	6,940	7, 6,
Beryllium	Be	4	9,02	9, (8), (10),
Bor	B	5	10,82	11, 10,
Uhlík	C	6	12,00	12, 13,
Dusík	N	7	14,008	14, 15,
Kyslík	O	8	16,000	16, 18, 17,
Fluor	F	9	19,00	19,
Neon	Ne	10	20,183	20, 22, 21,
Sodík	Na	11	22,997	23,
Hořčík	Mg	12	24,32	24, 25, 26,
Hliník	Al	13	26,97	27,
Křemík	Si	14	28,06	28, 29, 30,
Fosfor	P	15	31,02	31,
Síra	S	16	32,06	32, 34, 33,
Chlor	Cl	17	35,457	35, 37,
Argon	A	18	39,944	40, 36, 38,
Draslík	K	19	39,096	39, 41, 40,
Vápník	Ca	20	40,08	40, 44, 42, 43,
Skandium	Sc	21	45,10	45,
Titan	Ti	22	47,90	48, 46, 47, 50, 49,
Vanad	V	23	50,95	51,
Chrom	Cr	24	52,01	52, 53, 50, 54,
Mangan	Mn	25	54,93	55,
Železo	Fe	26	55,84	56, 54, 57,
Kobalt	Co	27	58,94	59,
Nikl	Ni	28	58,69	58, 60, 62, 61,
Měď	Cu	29	63,57	63, 65,
Zinek	Zn	30	65,38	64, 66, 68, 67, 70, (63), (65),

Prvek	Symbol	At. číslo	At. váha*	Hmotná čísla izotopů podle jejich poměrného množství**
Gallium	Ga	31	69,72	69, 71,
Germanium	Ge	32	72,60	74, 72, 70, 73, 76,
Arsen	As	33	74,91	75,
Selen	Se	34	78,96	80, 78, 76, 82, 77, 74,
Brom	Br	35	79,916	79, 81,
Krypton	Kr	36	83,7	84, 86, 82, 83, 80, 78,
Rubidium	Rb	37	85,44	85, 87,
Strontium	Sr	38	87,63	88, 86, 87,
Yttrium	Y	39	88,92	89,
Zirkon	Zr	40	91,22	90, 92, 94, 91, 96,
Niob	Nb	41	92,91	93,
Molybden	Mo	42	96,0	98, 96, 95, 92, 94, 100, 97,
Masurium	Ma	43		
Ruthenium	Ru	44	101,7	102, 101, 104, 100, 99, 96, (98),
Rhodium	Rh	45	102,91	103,
Palladium	Pd	46	106,7	104, 105, 106, 108, 110, 102,
Stříbro	Ag	47	107,880	107, 109,
Kadmium	Cd	48	112,41	114, 112, 110, 111, 113, 116, 106, 108, 115, (118),
Indium	In	49	114,76	115, 113,
Cín	Sn	50	118,70	120, 118, 116, 119, 117, 124, 122, 121, 112, 114, 115,
Antimon	Sb	51	121,76	121, 123,
Tellur	Te	52	127,61	130, 128, 126, 125, 124, 122, 123, (127),
Jod	I	53	126,92	127,
Xenon	Xe	54	131,3	129, 132, 131, 134, 136, 130, 128, 126, 124,
Cesium	Cs	55	132,91	133,
Baryum	Ba	56	137,36	138, 137, 136, 135,
Lanthan	La	57	138,92	139,
Cer	Ce	58	140,13	140, 142,
Praseodym	Pr	59	140,92	141,
Neodym	Nd	60	144,27	142, 144, 146, 143, 145,
Illinium	Il	61		
Samarium	Sm	62	150,43	152, 154, 147, 149, 148, 150, 141,
Europium	Eu	63	152,0	151, 153,
Gadolinium	Gd	64	157,3	158, 155, 156, 157, 160,
Terbium	Tb	65	159,2	159,
Dysprosium	Dy	66	162,46	164, 162, 163, 161,
Holmium	Ho	67	163,5	165,
Erbium	Er	68	167,64	166, 168, 167, 170,
Thulium	Tm	69	169,4	169,
Yterbium	Yb	70	173,04	174, 172, 173, 176, 171,
Lutecium	Lu	71	175,0	175,
Hafnium	Hf	72	178,6	180, 178, 177, 179, 176,
Tantal	Ta	73	180,88	181,
Wolfram	W	74	184,0	184, 186, 182, 183,
Rhenium	Re	75	186,31	187, 185,
Osmium	Os	76	191,5	192, 190, 189, 188, 186, 187,
Iridium	Ir	77	193,1	193, 191,
Platina	Pt	78	195,23	195, 196, 194, 198, 192,
Zlato	Au	79	197,2	197,
Rtuť	Hg	80	200,61	202, 200, 199, 201, 198, 204, 196, 197, 203,

Prvek	Symbol	At. číslo	At. váha*	Hmotná čísla isotopů podle jejich poměrného množství**
Thalium	Tl	81	204,39	205, 203,
Olovo	Pb	82	207,22	208, 206, 207, 204, (209), (210), (203), (205),
Vismut	Bi	83	209,00	209,
Polonium	Po	84		(210), (218, RaA)***)
		85		
Radon	Rn	86	222	222, (219, An), (220, Tn),
		87		
Radium	Ra	88	226,05	226, (224, ThX), (228, MsTh),
Actinium	Ac	89		(227),
Thorium	Th	90	232,12	232, (230, Jo), (234, UXI),
Protactinium	Pa	91	231	(231, Pa), (234, UXII),
Uran	U	92	238,14	238, 235, (AcU), (234, UII).

Prvky o lichém at. čísle s výjimkou vodíku a kalia nemají nikdy více než dva isotopy, nebo jsou jednoduché. Lehčí isotope bývají hojnější.

Prvky o sudém at. čísle mají značnější počet isotopů. Z nich největší počet isotopů má cín a sice 11, pak xenon, kadmium, rtuť a olovo, které mají po devíti isotopech a všechny ostatní mají jich méně.

Není zajisté jen shodou okolností, že i elementy se sudým at. číslem jsou zastoupeny ve větším množství na zemi než elementy s číslem lichým.

Zajímavý je také vztah atomového čísla k hmotnému číslu. Hmotné číslo nejlehčího isotopu není nikdy menší než dvojnásobek jeho atomového čísla. Jedině vodík s hmotným číslem 1 činí opět výjimku. Do vápníku s hmotným číslem 40 známe skoro všechny ony nejlehčí isotopy, u těžších atomů je hmota vždy nad tímto dvojnásobkem. Toto pravidlo souvisí nesporně se strukturou jádra a značí, že na každý proton musí připadat v jádře nejméně jeden neutron.

S pojmem isotonu je úzce spojen pojem isobarů. Jsou to atomy stejně těžké, ale chemicky různé, tedy s různým at. číslem. Je jich známa celá řada a patří sem na př. argon a vápník o at. váze 40, nebo zirkon, molybden, ruthenium o at. váze 96 a p.

Doposud bylo pojednáváno o rozlišování isotopů analýsami pozitivních paprsků. Isotopy dají se však konstatovati i jiným způsobem, kterým bylo skutečně také objeveno několik nových isotopů.

*) Hodnoty mezinárodních at. vah pro rok 1936.

**) Hodnoty podle F. W. Astona v monografii: Mass-spectra and isotopes. Londýn, 1933, doplněné údaji z literatury až do roku 1936.

***) Hmoty radioaktivních isotopů nebyly většinou přímo stanoveny. Z velkého jejich množství jsou uvedeny pouze některé.

Patří sem především metody optické. V dřívějších experimentech nebylo nalezeno rozdílu mezi optickými spektry jednotlivých izotopů (na př. thoria a ionia). Isotopický efekt u atomových spekter je totiž příliš nepatrný, než aby byl konstatován spektroskopem s běžnou dispersí. Dnes je však optické spektrum při zdokonalené technice spektroskopické skoro tak důležité pro poznání homogeneity prvků jako hmotný spektrograf. Hodí se k tomu hlavně studium spekter molekulárních.

Vezměme si na příklad molekulu sestávající ze dvou atomů a mající jistý elektrický moment. Atomy této molekuly kmitají proti sobě podél své osy, čímž se mění velikost elektrického momentu; celá molekula rotuje pak ještě kolem osy kolmé na spojnici atomů. Frekvence kmitání jader ω je nepřímo úměrná druhé odmocnině redukované hmoty molekuly μ

$$\mu = \frac{m_1 \cdot m_2}{m_1 + m_2},$$

kde m_1 a m_2 jsou hmoty atomů v molekule.

Uvažujeme-li konkrétně molekuly HCl^{35} a molekuly HCl^{37} , projeví se rozdílnost ve vibraci a rotaci obou těchto izotopních molekul v infračerveném spektru, které vzniká kvantovanou změnou vibrační a rotační energie. Přejít z jednoho kvantového stavu do druhého je provázen serií rotačních kvantových změn; vzniká tak rotační struktura vibračního pásu, jenž sestává z řady rotačních linií s dvěma sekvencemi: *R*-větev s pozitivními kvantovými čísly a *P*-větev s negativními.

Jedná-li se o isotopické molekuly HCl^{35} a HCl^{37} bude kmitání u HCl^{37} pomalejší než u HCl^{35} . Následkem toho objeví se ve spektru rozdíl ve vlnočtu linií příslušejících HCl^{35} a HCl^{37} . Isotopický vibrační efekt objeví se u všech rotačních linií vibračně rotačních pásů. Na straně menší frekvence každé rotační linky HCl^{35} objeví se slabší satellit vzdálený o 2 cm^{-1} v jednotkách vlnočtu pro kvantový přechod vibrační energie $0 \rightarrow 1$. Pro změnu $0 \rightarrow 2$ je ten efekt větší a obnáší $4,5 \text{ cm}^{-1}$ (obr. 8). Rozdíl nepatrně roste pro jednotlivé rotační linie a v tom spočívá rotační efekt izotopu definovaný změnou momentu setrvačnosti, který je pro oba izotopy rozdílný.

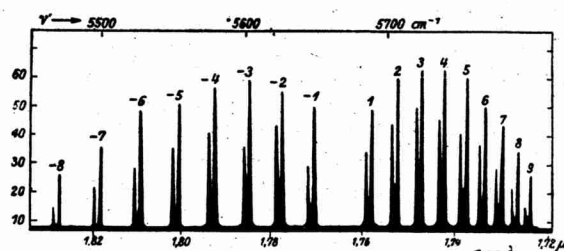
Tento vibrační isotopický efekt u chlorovodíku byl po prvé vysvětlen Loomisem a Kratzerem r. 1920 a rotační Sutherlandem r. 1932. Při dostatečné dispersi spektroskopu lze počítati ze spekter hmoty isotopických molekul.

Tímto způsobem byly objeveny i nové isotopy. Tak r. 1925 našel Mulliken isotope křemíku Si^{30} , r. 1929 GIAUQUE a JOHNSTON isotopy kyslíku O^{16} a O^{18} a téhož roku BABCOCK O^{17} a O^{18} . O rok později pak byl takto nalezen isotope dusíku N^{15} a uhlíku C^{13} .

Analýzou vibračně rotačního pásu byla rovněž potvrzena existence isotopu vodíku o hmotě 2 a to v chlorovodíku, kde byly bezpečně nalezeny linie příslušející hmotám HCl a H^2Cl .

Tento těžší isotope vodíku stojí za zvláštní zmínku, neboť má výjimečné postavení mezi ostatními isotopy vzhledem k svému lehčímu isotopu. Toto mimořádné postavení je způsobeno velikým rozdílem hmot a je vskutku ku podivu, že byl objeven až mezi posledními isotopy.

První experimentální průkaz, ne však dosti jistý, existence



Obr. 8. *R*- a *P*-větev rotačně vibračního pásu HCl^{35} , HCl^{37} , odpovídající vibrační změně $0 \rightarrow 2$.

isotopu vodíka o hmotě 2 podal Allison a jeho spolupracovníci (1930) pomocí magnetooptické metody.

V r. 1931 porovnávali Birge a Menzel váhový poměr vodíku ke kyslíku stanovený cestou chemickou a z hmotných spekter. Nesouhlas byl větší, než by bylo možno připsati experimentální chybě a proto autoři vyslovili přesvědčení, že ve vodíku musí být přítomen těžký isotope.

Přesný důkaz jeho existence provedli teprve v r. 1932 američané Urey, Brickwedde a Murphy.

Urey si vypočetl, že atomové spektrum tohoto isotopu vodíka mělo by se značně lišit od spektra jeho lehkého isotopu. Vlnčet spektrální serie atomu vodíka s ohledem na hmotu jádra je dána známou formulí

$$\nu = \frac{2\pi^2 e^4}{c \cdot h^3} \cdot \frac{M m_e}{M + m_e} \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right),$$

kde M je hmota jádra, m_e hmota elektronu, n' kvantové číslo nižšího energetického stavu, n kvantové číslo vyššího energetického stavu.

Je-li přítomen isotope o hmotě M_i objeví se u každé linie satellit o vlnčet ν_i , který se bude lišit od vlnčet příslušné spektrální linie o obnos

$$\nu_i - \nu = \frac{2\pi^2 e^4}{c \cdot h^3} \cdot \left(\frac{M_i m_e}{M_i + m_e} - \frac{M m_e}{M + m_e} \right) \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \\ = \frac{m_e (M_i - M) \nu}{M \cdot M_i}.$$

Tímto způsobem si autoři vypočetli, že linie těžkého isotopu vodíka v Balmerově serii budou posunuty k nižšímu vlnočtu a to $H\alpha$ o 4,16, $H\beta$ o 5,61, $H\gamma$ o 6,29 a $H\delta$ o 6,65 cm^{-1} . Tyto linie byly jimi experimentálně vskutku nalezeny a to přesně v těch místech jak bylo vypočteno.

Aby důkaz nabyl přesvědčivosti, připravili se frakcionovanou destilací vodíku při -250°C tři frakce, v nichž bylo možno předpokládat různý obsah těžkého isotopu. Ve frakci těžkým isotopem nejbohatší byly zmíněné satelity nejintenzivnější, čímž byla existence těžkého isotopu bezpečně dokázána. Je to jeden z nejzajímavějších objevů dnešní vědy.

Brzy potom nastal ohromný pokrok v metodách, snažících se obohatiti normální přirozený vodík těžkým isotopem. Zmínky zasluží hlavně elektrolysa alkalických vodných roztoků na niklových elektrodách, při níž se hromadí těžký vodík ve zbytku ve formě t. zv. těžké vody H_2^{20}O . Pro výjimečné vlastnosti těžkého vodíku a pro poměrně snadnou jeho oddělitelnost od svého lehkého isotopu užívá se pro těžký isotope zvláštního pojmenování deuterium o symbolu D, jako by to byl samostatný prvek. Poměr v jakém přichází normálně ve vodě vzhledem k lehkému vodíku je asi 1 : 5000. Vedle tohoto isotopu vodíku je znám ještě isotope o hmotě 3, který byl připraven uměle a který přichází též v přírodě. Nazývá se tritium o značce Tr. Praktického významu celkem nemá, neboť jeden jeho atom připadá na 10^9 atomů lehkého vodíku. Jeho jádro je však velmi stálé.

Ke konci je nutno se zmíniti ještě o umělém makroskopickém dělení isotope. Postup je v každém případě velmi pracný. Starší pokusy všechny selhaly, teprve v novější době se zdařily díky značně zdokonalenému technickému provedení. Dělení spočívá na podkladě takových vlastností, které závisejí přímo na hmotě.

Sem patří především frakcionovaná difuze, kde největšího úspěchu dosáhl Hertz (1932). Jemu se podařilo rozdělit přirozený neon obsahující 90% lehčího isotopu o hmotě 20 a 10% těžšího isotopu o hmotě 22 na dvě frakce o složení:

1. frakce těžká: 71,5% Ne^{22} a 28,5 Ne^{20} ,
2. frakce lehká: 1% Ne^{22} a 99% Ne^{20} .

Difusi prováděl při nízkém tlaku speciálním porézním materiálem kontinuálně, při čemž pracovalo současně 24 rtuťových pump. Získané frakce byly analysovány hmotným spektrografem a výsledek byl potvrzen.

Ještě dokonalejšího úspěchu dosáhl Hertz (1933) při frakcionované difusi vodíku, kdy připravil frakci deuteria prakticky prostou lehkého vodíku. Spektrální linie lehkého isotopu v této frakci se vůbec neobjevily.

Čím vyšší je hmota isotopu, tím obtížnější je dělení, neboť podmínky pro takové dělení se stávají nepříznivé pro relativně malý rozdíl hmot takových isotopů. Proto měl tak malé výtěžky isotopického dělení u HCl Harkins, který pracoval na tomto problému téměř po deset let (1916—1926).

S úspěchem bylo použito také frakcionované destilace, která se však zdařila opět jen u vodíku a neonu.

Zmínky zasluhuje ještě separace isotopů vypařováním za nízkého tlaku, které se zdarem použili Brönsted a Hevesy. Vypařovali rtuť do vakua při teplotě 40—60° C a kondensovali její páry při teplotě kapalného vzduchu. Kondensovaná frakce měla atomovou váhu o něco menší než frakce vypařovaná.

Kromě znamenitých výsledků s neonem a vodíkem jsou tedy celkově efekty makroskopického dělení isotopů nepatrné a prakticky bezvýznamné.

Všemi přirozenými isotopy o kterých zde bylo pojednáno a které jsou součástí prvků, jak je v přírodě nacházíme, není daleko vyčerpán jejich počet. Před necelými třemi léty dostala se radioaktivita do nového období, ve kterém byla objevena možnost přípravy umělých isotopů s nestálým jádrem, které se podobají prvkům radioaktivním. A tak vedle všech těch přirozených isotopů, kterých dnes čítáme na 260, bez radioaktivních, známe dnes téměř u všech prvků ještě jejich umělé isotopy radioaktivní.

Monografie pojednávající o isotopech:

F. W. Aston, *Isotopes*. Londýn, 1922. — F. W. Aston, *Isotope*. Lipsko 1923. (Německý překlad.) — A. Damiens, *Les Isotopes*. Paříž 1923. — Mme Pierre Curie, *L'isotopie et les éléments isotopes*. Paříž 1924. — F. W. Aston, *Mass-spectra and Isotopes*. Londýn 1933.

Obrázky k textu jsou pořízeny podle uvedené Astonovy monografie, obrázek č. 8 z Euckenovy *Lehrbuch der chemischen Physik*, Lipsko, 1930.