
Úvod do světa atomů a molekul

Jiří Škorpík, ORCID: 0000-0002-3034-1696, skorpik.jiri@email.cz

Úvod 3

Molekula 3

Atom a prvek 3

TABULKA: Porovnání vlastností elementárních částic atomu 3

TABULKA: Název a značka prvních sto prvků podle počtu protonů v jádře 5

Složení a struktura látek a jejich zápis pomocí chemických vzorců 6

TABULKA: Molekulové složení vlhkého vzduchu 7

TABULKA: Porovnání molekulových a stechiometrických vzorců 7

Elektronový obal, vznik iontů a Van der Waalova síla 9

Kvantový model elektronového obalu atomu 9

Ionizace atomů a Van der Waalova síla 10

ÚLOHA: Ionizační potenciál světla 12

ÚLOHA: Ionizační energie na 1 mol látky 12

Výstavbový princip elektronového obalu 13

Základy chemie – úvod do vzniku sloučenin 14

Chemické vazby, jejich vlastnosti a vzorce 15

ÚLOHA: určení slučovací entalpie 18

Vznik a rozpad molekul 18

Podobnosti prvků při slučování a periodická tabulka prvků 20

TABULKA: Periodická tabulka prvků 21

TABULKA: Příklady predikce sloučenin na základě vzorové sloučeniny 22

Jádro atomu a jeho stabilita 23

Radioaktivita 24

Poločas přeměny 25

Druhy radioaktivních přeměn 26

Ionizující záření 27

Zdroje ionizujícího záření 27

Výpočet dávky ionizujícího záření 28

Účinky ionizujícího záření 28

TABULKA: Radiační váhové faktory 29

ÚLOHA: výpočet ekvivalentní dávky 30

Jaderné reakce 31

Jaderná syntéza 31

Štěpení jader atomů 32

Štěpení ^{235}U v jaderném reaktoru 34

ÚLOHA: porovnání energií uvolněných při chemických a jaderných reakcích 37

Hmotnost a relativita 37

Odkazy 38

Přílohy 40

P. 1-5: Řešení úloh

P. 6: Odvození rovnice pro úbytek počtu radioaktivních jader ve vyšetřovaném souboru a vzorce pro poločas přeměny

Článek z on-line pokračujícího zdroje Transformační technologie.

ISSN 1804-8293; www.transformacni-technologie.cz

Copyright©Jiří Škorpík, 2006-2022.

All rights reserved.

Tato publikace neprošla redakční ani jazykovou úpravou.

Úvod

Molekula

Molekula • Atom •
Chemická vazba •
Sloučenina • Van der
Waalsova síla

Lidské oko dokáže rozlišit zrnko písku o velikosti asi 0,1 mm, ale to zdaleka nejsou nejmenší části hmoty. Jakýkoliv druh látky lze dělit různými způsoby až na takovou velikost, o které lze ještě říci, že má stále její všechny původní vlastnosti. U plynů je tímto nejmenším dílem útvar zvaný molekula [ASIMOV, 1978], nejmenší díl kapalin a pevných látek je většinou tvořen větším počtem molekul.

Nicméně i molekuly lze dále rozkládat na menší části, a to na částice zvané atomy. Molekuly většiny druhů látek obsahují více atomů vzájemně propojených chemickou vazbou, to hovoříme o sloučenině, protože existují i látky jednoatomové jejíž molekuly tvoří pouze jeden atom. Molekuly jsou k sobě přitahovány Van der Waalsovou silou.

Atom a prvek

Proton • Elektron •
Neutron • Nukleon •
Ernest Rutherford •
Nuklid • Izotop •
Izobar • Radionuklid •
Vodík (Protium,
Deuterium, Tritium) •
Uhlík • Velký třesk •
Slučování • Štěpení •
Transmutace • Hvězdy

Atom je částice o velikosti v řádu 10^{-10} m a zatím jsme objevili přes sto druhů atomů a lze očekávat, že objevíme další [Atkins, 2005]. Jednotlivé druhy atomů označujeme jako prvky.

Existují tři druhy elementárních částic atomu, a to elektrony, protony a neutrony, viz **Tabulka 1**, ale i tyto částice lze dále "rozbít" na menší a menší částice – zatím jich bylo objeveno několik stovek [Feynman, 2014] – "stačí" k tomu pouze větší a větší hustota energie (podrobnosti o nitru elementárních částic atomu populárně naučnou formou naleznete např. v [Wilczek, 2011]). My se však v tomto článku při zkoumání hmoty zastáváme u základních elementárních částic atomu, které odpovídají za vlastnosti látek kolem nás.

1: Vlastnosti elementárních částic atomu

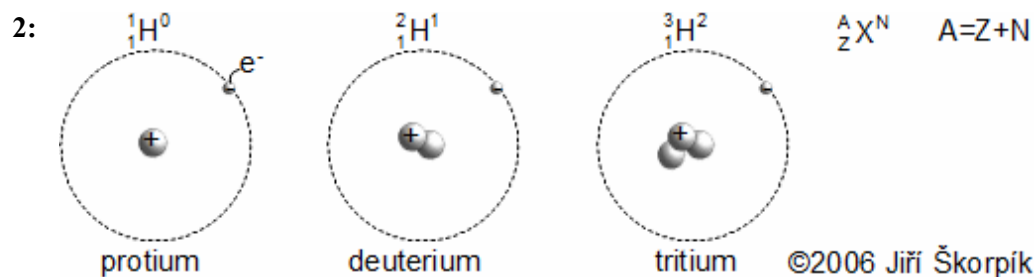
	symbol	m	Q
Proton	Z	1672,6	1,6022
Elektron	e^-	0,9109	-1,6022
Neutron	N	1674,9	0

m [$\text{kg} \cdot 10^{30}$] hmotnost částice; Q [$\text{C} \cdot 10^{19}$] výsledný elektrický náboj.

Každý atom se skládá z jádra s kladným elektrickým nábojem obklopeným obalem se záporným elektrickým nábojem. V jádru atomu se nacházejí protony a naopak obal je složený výhradně z elektronů. Většina jader obsahuje i neutrony. Neutrony i protony se souhrnně nazývají nukleony. Tuto tzv. nukleární podstatu atomu (těžké malé jádro obklopené lehkými elektrony) objevil novozélandský fyzik Ernest Rutherford (1871-1937) [Běhounek, 1945, s. 112].

Atomy, se stejným počtem protonů v jádře nazývá atomy jednoho prvku (jiný výraz pro prvek je nuklid). Nuklidy, které mají stejný počet protonů, ale různý počet neutronů se nazývají izotopy (izotopy jednoho prvku mají navenek prakticky stejné vlastnosti pouze mají různou hmotnost). Skupiny atomů se stejným počtem nukleonů, ale rozdílným počtem protonů v jádře se nazývají izobary (jednotné číslo izobar). Žádné jádro nemůže obsahovat libovolnou kombinaci počtu protonů a neutronů. Izotopy prvků s nestabilní kombinací protonů a neutronů v jádrech (po určité době vyzaří energie v důsledku čehož se mohou i rozpadnout) se nazývají radionuklidy.

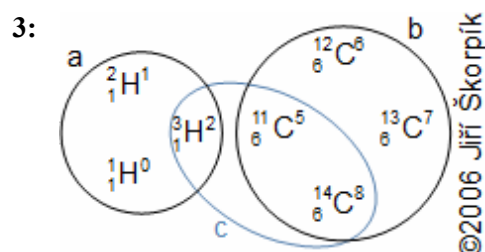
Nejjednodušší prvek obsahuje jeden proton v jádře a jeden elektron obíhající kolem jádra – nazýváme ho vodíkem a zkráceně označujeme písmenem H, **Obrázek 2**. Většina dalších známých prvků je uvedena v **Tabulce 4**.



Izotopy vodíku

X značka prvku; **A** [-] nukleonové číslo; **Z** [-] protonové číslo (počet protonů v jádře atomu); **N** [-] neutronové číslo (počet neutronů v jádře atomu); e^- elektron. **Protium** tzv. lehký vodík, nejčastější izotop vodíku – 99,9885 % člověku dostupného vodíku, nejvíce je ho na povrchu Země ve vodě. **Deuterium**, tzv. těžký vodík, který se v přírodě vyskytuje v množství pouze 0,0115 % z celkového objemu vodíku, nejčastěji opět jako součást vody; deuterium není radioaktivní, má pouze některé drobné fyzikální odlišnosti oproti lehkému vodíku. **Tritium** obsahuje v jádře dva neutrony a navíc se jedná o radionuklid (v přírodě se ve využitelné koncentraci nevyskytuje). Literatura [Hála, 1998].

Méně frekventovaným, ale pro život podstatným, prvkem na Zemi je uhlík (označujeme zkráceně písmenem C), který má v jádře šest protonů a také má několik izotopů, viz **Obrázek 3**.



Izotopy uhlíku

a izotopy vodíku; **b** izotopy uhlíku; **c** jen některé izotopy jsou radionuklidy. Literatura [PRAŠIL a kol., 1992].

4: Název a značka prvních sto prvků podle počtu protonů v jádře

Z	Název	Zn.	Z	Název	Zn.	Z	Název	Zn.	Z	Název	Zn.
1	vodík	H	26	železo	Fe	51	antimon	Sb	76	osmium	Os
2	helium	He	27	kobalt	Co	52	tellur	Te	77	iridium	Ir
3	lithium	Li	28	nikl	Ni	53	jod	I	78	platina	Pt
4	beryllium	Be	29	měď	Cu	54	xenon	Xe	79	zlato	Au
5	bor	B	30	zinek	Zn	55	cesium	Cs	80	rtuť	Hg
6	uhlík	C	31	gallium	Ga	56	baryum	Ba	81	thallium	Tl
7	dusík	N	32	german.	Ge	57	lanthan	La	82	olovo	Pb
8	kyslík	O	33	arsen	As	58	cer	Ce	83	bismut	Bi
9	fluor	F	34	selen	Se	59	praseod.	Pr	84	polonium	Po
10	neon	Ne	35	brom	Br	60	neodym	Nd	85	astat	At
11	sodík	Na	36	krypton	Kr	61	prometh.	Pm	86	radon	Rn
12	hořčík	Mg	37	rubidium	Rb	62	samar.	Sm	87	francium	Fr
13	hliník	Al	38	stronc.	Sr	63	europ.	Eu	88	radium	Ra
14	křemík	Si	39	yttrium	Y	64	gadolin.	Gd	89	aktinium	Ac
15	fosfor	P	40	zirkon.	Zr	65	terbium	Tb	90	thorium	Th
16	síra	S	41	niob	Nb	66	dyspros.	Dy	91	protaktin.	Pa
17	chlor	Cl	42	molybden	Mo	67	holmium	Ho	92	uran	U
18	argon	Ar	43	technec.	Tc	68	erbio	Er	93	neptun.	Np
19	draslík	K	44	ruthen.	Ru	69	thulium	Tm	94	pluton.	Pu
20	vápník	Ca	45	rhodium	Rh	70	ytterbium	Yb	95	americ.	Am
21	skandium	Sc	46	pallad.	Pd	71	lutecium	Lu	96	curium	Cm
22	titan	Ti	47	stříbro	Ag	72	hafnium	Hf	97	berkel.	Bk
23	vanad	V	48	kadmium	Cd	73	tantal	Ta	98	kaliforn.	Cf
24	chrom	Cr	49	indium	In	74	wolfram	W	99	einstein.	Es
25	mangan	Mn	50	cín	Sn	75	rhenium	Re	100	Fermium	Fm

V tabulce jsou české názvy, anglické a latinské naleznete například v [Vohlídal a kol., 2010].

Atomy vodíku jsou produktem velkého třesku při vzniku vesmíru. Další prvky vznikly právě z vodíku, přitom existují tři základní způsoby vzniku těžšího prvku, a to sloučením (syntéza) dvou lehčích atomů v atom těžší, rozštěpením těžšího atomu a transmutací (přeměnou) protonu na neutron nebo obráceně v jádře atomu. Všechny tyto procesy probíhají během života hvězd (hvězda vznikne gravitačním stlačením vodíkového mračna). Většina nejtěžších prvků vzniká až při explozi hvězd, během kterých se prvky dostávají do širokého okolí. Od velkého třesku takto zaniklo jen v naší galaxii asi 200 milionů hvězd [Krauss, 2013, s. 38]. Vzhledem k tomu, že člověk dokáže všechny tři uvedené způsoby vzniku prvků uměle vyvolat, jsou na Zemi i atomy, které nevytvořily hvězdy, ale člověk v jaderných reaktorech, pomocí termionukleárních explozí bomb a v laboratořích ozařováním atomů. Prvky těžší než vodík jsou popsány v navazujících částech článku.

Složení a struktura látek a jejich zápis pomocí chemických vzorců

Voda • Uhlík • Grafit
• Diamant • Led •
Molekulový vzorec •
Organické prvky •
Vzduch • ppm •
Stechiometrický vzorec
molekuly • Strukturní
vzorec • Izomer •
Dusík • Kyslík • H_2O
• Argon • Oxid
uhličitý • Klastr •
Krytalické struktury
(mřížky) • Led •
Rekrystalizace •
Amorfni struktury •
Křemenné sklo

Nyní když známe prvky můžeme se zpět vrátit k nejmenšímu dílu vyšetřované látky a stanovit její složení. Poměr hmotností jednotlivých prvků ve vyšetřované látce se nazývá stechiometrické složení. Například kapka vody (čistá) obsahuje pouze atomy kyslíku a vodíku, přesněji na jeden atom kyslíku připadají dva atomy vodíku. Takové stechiometrické složení můžeme vyjádřit procenty, například $H=66,666\%$; $O=33,333\%$, nebo přesněji poměrem jednotlivých atomů jako $\{2H, O\}$. Stechiometrické složení v procentech hmotnosti z celkového vyšetřovaného množství se vyjadřuje především u látek s velkým podílem příměsí, například při rozboru paliv apod.

Stechiometrické složení neříká nic o vnitřní konfiguraci atomů v molekule a ani o konfiguraci jednotlivých molekul mezi sebou, například diamant i tuha mají stejné stechiometrické složení $\{C\}$, protože obsahují pouze atomy uhlíku, ale pokaždé v jiné konfiguraci a proto mají některé rozdílné vlastnosti. To platí i pro různá skupenství týchž látek, například kapalná voda i led mají stále stejné složení, ale jinou konfiguraci molekul mezi sebou. Takže vlastnosti jednotlivých druhů a jejich skupenství nejsou dány jen složením, ale i vnitřním uspořádáním jejich molekul. Proto mimo složení uvádíme u látek i informaci o vnitřním uspořádání látky formou chemických vzorců, které lze rozdělit do tří základních skupin: **1.** sumární neboli molekulové vzorce; **2.** stechiometrické vzorce; **3.** strukturní vzorece.

1.

Molekulový vzorec obsahuje značky prvků a čísla (dolní index za značkou prvku) udávající počet atomů daného prvku v molekule. Například molekula vody má molekulový vzorec H_2O . Pořadí psaní značek prvků ve sloučenině není podstatný, ale obvykle se píše podle protonových čísel (od největší po nejmenší), ale pokud sloučenina obsahuje uhlík, vodík nebo kyslík (tzv. organické prvky), pak se píše první uhlík, vodík, kyslík a potom další prvky. Dalším příkladem molekulových vzorců jsou molekuly vzduchu, viz **Tabulka 5**. Vzduch je směs plynů a obsahuje velké množství druhů molekul, které obsahují téměř jakýkoliv přírodní prvek obsažený v biosféře, ale drtivou většinu tvoří molekuly složené z dusíku, kyslíku, vodíku uhlíku a argonu.

5: Molekulové složení vlhkého vzduchu

(a)	N ₂	O ₂	H ₂ O	Ar	CO ₂
C	773,58	207,54	9,3646	9,2152	0,2999

(a) molekulový vzorec příslušné molekuly; C [ppm·10⁻³] koncentrace dané molekuly (počet molekul ve vzorku s 1 mil. molekul) – koncentrace jednotlivých typů molekul vzduchu o relativní vlhkosti 40 %; N₂ molekula dusíku tvořena pouze dusíkem; O₂ molekula kyslíku tvořena pouze kyslíkem; H₂O molekula vody (ve vzduchu je voda ve formě páry); Ar molekula argonu je jednoatomová; CO₂ jedná se o molekulu oxidu uhličitého – v současné době kvůli masivnímu spalování fosilních paliv koncentrace CO₂ vzrůstá na úkor kyslíku O₂, což způsobuje zvětšování skleníkového efektu.

2.

Stechiometrický vzorec molekuly nás, podobně jako stechiometrické složení látky, informuje o poměrném zastoupení prvků v molekule. Například stechiometrický vzorec molekuly dusíku, jehož sumární vzorec je N₂, je {N} – aby šlo poznat o jaký vzorec jde, dáváme ho do složených závorek. Dalším stechiometrické vzorce molekul vzduchu jsou v **Tabulce 6**.

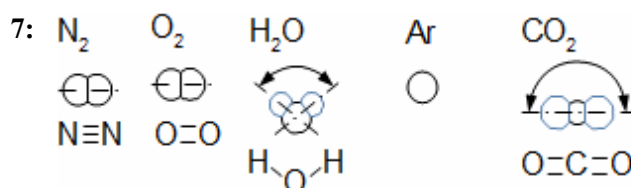
6: Porovnání molekulových a stechiometrických vzorců

(a)	N ₂	O ₂	H ₂ O	Ar	CO ₂
(b)	{N}	{O}	{H ₂ O}	{Ar}	{CO ₂ }

Tabulka uvádí porovnání molekulových a stechiometrických vzorců molekul vlhkého vzduchu. (a) molekulový vzorec příslušné molekuly; (b) stechiometrický vzorec příslušné molekuly.

3.

Strukturní vzorec je prakticky jakýkoliv obrázek, který znázorňuje vztahy (zejména typ chemické vazby) a pozice mezi jednotlivými atomy nebo molekulami v rámci nejmenšího dílu látky. Izomery jsou pak sloučeniny, které mají stejný molekulový vzorec ale odlišný strukturní. Na **Obrázku 7** je příklad strukturních vzorců molekul plynu.



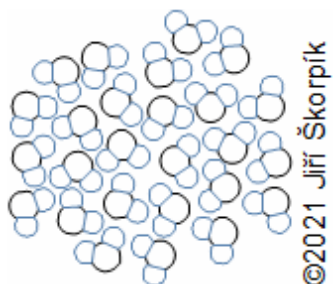
Příklady strukturních vzorců molekul vzduchu

H₂O struktura molekuly vody je charakteristická tím, že vodíkové atomy jsou vázány ke kyslíku v úhlu 104,45°; CO₂ struktura molekuly oxidu uhličitého, je charakteristická tím, že kyslíkové atomy jsou vázány ke kyslíku v úhlu 180°.

U kapalin už nelze považovat za nejmenší částici molekulu – má sice stejné chemické vlastnosti, ale z jedné molekuly nelze poznat další vlastnosti typické pro kapaliny. Na **Obrázku 8** je znázorněné schéma nejmenšího dílu vody (kapalně). Taková nejmenší kapka musí obsahovat několik desítek až stovek molekul, například studie The end of ice I [Moberg a kol., 2019]

[Houser, 2019] uvádí, že led vzniká až z kapky obsahující více jak 90 molekul H_2O – (proto při menším obsahu molekul v živých tkáních se i při velmi nízkých teplotách nemusí vytvořit led, respektive krystaly ledu). V kapalném skupenství se molekuly, také pohybují (mají kinetickou energii odpovídající jejich teplotě) naráží do sebe, ale nejsou schopny se od sebe odpoutat na větší vzdálenost, protože jsou přitahovány Van der Waalsovou silou působící mezi molekulami (ta působí i u molekul plynů, ale ve srovnání s odpuzivými silami při srážkách molekul jsou nepodstatné). Takže nejmenší vodní kapka je shlukem neboli klastrem nepravidleně uspořádaných molekul H_2O [Vol'kenštejn, 1979, s. 289].

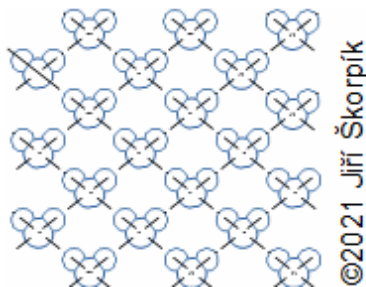
8:



Nejmenší kapka vody – složení a vzorce kapalin

Při přechodu z kapalně fáze do tuhé fáze přechází molekuly do uspořádané konfigurace, do které ji nutí směr působení Van der Waalsových sil, zvané krystalická mřížka. V případě molekul vody orientuje Van der Waalsova síla polohy molekul tak, že vodíkové atomy v jedné molekule směřují k atomům kyslíku sousedních molekul, takže ke každé molekule kyslíku se orientují 4 okolní molekuly uspořádaných v prostoru, jak ukazuje obrázek – obrázek je 2D ve skutečnosti jsou molekuly natočeny i prostorově, viz **Obrázek 9**. Typickou vlastností krystalické mřížky vody je to, že průměrná vzdálenost mezi molekulami je větší než v kapalně fázi, proto led na vodě plave – u většiny látek je jejich tuhá fáze těžší než kapalná. Víme, že v případě nejmenšího dílu ledu je potřeba asi 90 molekul u jiných pevných látek tento počet může být jiný. Navíc tvar krystalické mřížky je i funkcí tlaku a teploty, při které vzniká – krystalická mřížka ledu, která je na tomto obrázku je typická pro běžné tlaky a teploty na

9:



Nejmenší kousek ledu – krystalické mřížky tuhých látek

Zemi. Při změně teploty může nastat rekrytalizace – změna tvaru krystalické mřížky, například při kalení oceli (ohřev oceli a pak její prudké zchlazení). Mimo krystalických struktur mohou vznikat při velmi rychlém hlubokém tuhnutí tekutin a amorfni verze, tj. bez krystalické struktury, a jednotlivé atomy jsou orientovány chaoticky, protože se nestihly při ochlazování zorganizovat – jedná se vlastně o kapalinu s velmi velkou viskozitou, která se postupně formuje do jiné struktury. Typickým příkladem amorfni struktury je křemenné sklo.

Elektronový obal, vznik iontů a Van der Waalsova síla

Kvantový model elektronového obalu atomu

Nulový pohyb elektronů
• Niels Bohr • Bohrov kvantový model el. obalu atomu •
Fotoelektrický jev •
Albertem Einstein

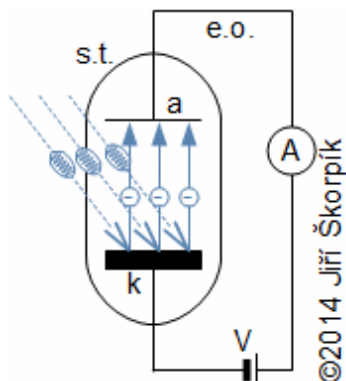
Obal atomu obsahuje tolik elektronů, aby jako celek byl atom elektricky neutrální. Mezi elektricky kladně nabitým jádrem a záporně nabitými elektrony v obalu působí elektrická přitažlivá síla (gravitační je v rozměrech a hmotnostech elementárních částic atomu nevýznamná). Jestliže elektron se nemá zhroutit do jádra, musí kolem jádra obíhat určitou rychlostí.

Problém prvoplánovité úvahy obíhajících elektronů je v tom, že jakákoliv elektricky nabitá zrychlující částice vyzařuje energii (ve formě fotonů). Taková vlastnost byla u elektronů známa ještě před tím, než bylo objeveno složení atomu [Asimov, 1978], protože elektron byl předmětem výzkumu při odhalování podstaty elektřiny. Taková vlastnost elektronů znamená, že v důsledku odstředivého zrychlení při pohybu kolem jádra by elektrony vyzařovaly energii a jejich pohyb by se postupně zpomaloval, až by nakonec musely spadnout do jádra. To že, do jádra nespadnout vysvětluje kvantová teorie elektronového obalu atomu, tj. elektrony v obalu jsou schopny vyzařovat energii pouze v kvantech a nikoliv spojitě [Macháček, 1995, s. 233] (v makrosvětě ztrácí částice energii třením – nárazy – o okolní částice). Takto po "skocích" může snižovat elektron svou kinetickou energii až na určité minimum, kdy jeho energie nebude stačit na minimální kvantum energie, a tak se jeho rychlost přestane snižovat a vyzařovat fotony – tato rychlost se nazývá nulový pohyb elektronu [Peierls, 1963, s. 159].

S kvantovým chováním elektronů v obalu přišel dánský vědec Niels Bohr (1885–1962). Proto model atomu, ve kterém elektrony obíhají kolem jádra s odstupňovanou energií, nazýváme Bohrov kvantový model elektronového obalu atomu.

Jedním z přímých důkazů kvantování energie elektronu v atomovém obalu je fotoelektrický jev teoreticky popsán už Albertem Einsteinem, viz **Obrázek 10**.

10:



Fotoelektrický jev jako důkaz kvantové teorie elektronového obalu

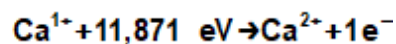
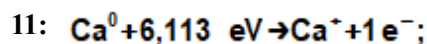
s.t. skleněná trubice; **k** katoda (kovová destička); **a** anoda; **e.o.** elektrický obvod; **V** galvanický člunek udržující napětí v elektrickém obvodu; **A** ampérmetr – měření proudu v obvodu. Při fotoelektrickém jevu dochází, v důsledku pohlcování proudu fotonů atomy katody, k emisi (uvolňování) elektronů, které jsou přitahovány anodou. Průchod elektronů je detekován ampérmetrem, který měří proud v obvodu. Podstatou důkazu je fakt, že elektrony z atomů tvořící katodu dokázal "vyrazit" pouze proud fotonů od určité vlnové délky (o určité energii) bez ohledu na intenzitu záření (počet fotonů dopadajících na plochu za jednotku času) – energie elektronu se tedy spojitě nezvyšuje. Jestliže vlnová délka záření byla menší, pak k emisi elektronů z katody nedocházelo, ani když se intenzita záření zvýšila, takže proud smyčkou neprocházel.

Ionizace atomů a Van der Waalsova síla

Ionizační energie prvku

- Kation • Plazma •
- Valenční elektron •
- Periody • Slučování •
- Ušl. plyny • Alkalické kovy • C. V. Raman •
- Ramanův rozptyl •
- Ionty • Elektronová afinita • Teorie orbitalů • Neurčitost •
- Schrödingerova rovnice

Energie kvanta, která vede k tomu, že z neutrálního atomu unikne jeden elektron se nazývá ionizační energie prvku. Jestliže v atomovém obalu chybí jeden elektron stává se z něj kation (kladně nabitý atom – ionizovaný stav atomu, směs kationtů a volných elektronů v plynném prostředí se nazývá také plazma), ionizační energie potřebná k odebrání druhého elektronu bude větší, protože elektrony v obalu se navzájem odpuzují, takže když je jich méně, klesne i tato odpudivá síla. Odtud rozlišujeme první ionizační energie prvku, druhá atd., viz **Rovnice 11**. Ionizační energie se obvykle uvádí v jednotce elektronvolt, která představuje kinetickou energii, kterou nabitá částice získá mezi deskami se vzájemným napětím 1 V .

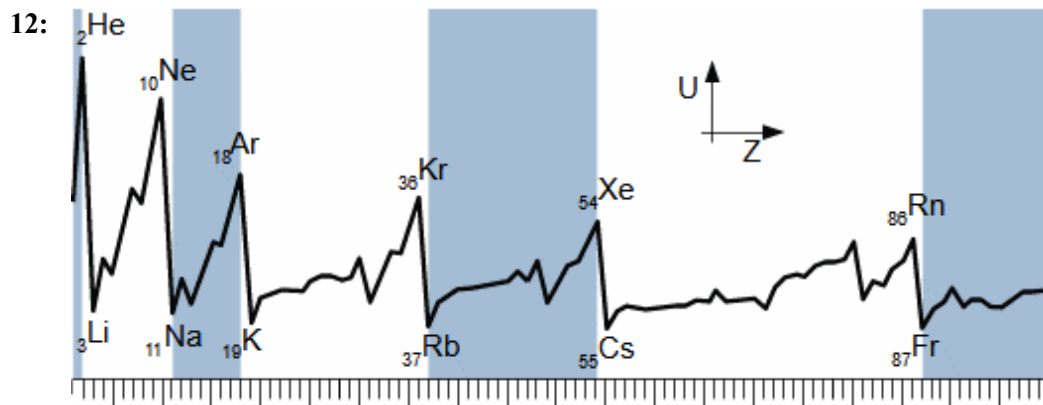


Ionizační rovnice

Jedná se o příklad ionizace atomu vápníku Ca nejprve první, a pak druhou ionizační energií. Zdroj hodnot ionizačních energií [Vohlídal a kol., 2010].

Elektron v elektronovém obalu, který reaguje s dopadajícími fotony nazýváme valenčním elektronem.

První ionizační energii není složité změřit, například ionizací atomů prvku v plyném stavu. Z grafického vyjádření prvních ionizačních energií prvků na **Obrázku 12** lze jasně rozeznat periodicky se opakující postupný nárůst ionizační energie s rostoucím počtem protonů ukončený náhlým hlubokým poklesem. Takových oblastí je v grafu celkem sedm a nazývají se



Porovnání prvních ionizačních energií jednotlivých prvků

U [eV] ionizační energie prvku. Na obrázku je znázorněna první ionizační energie známých prvků do protonového čísla 100.

periody. Prvky na začátku period mají menší ionizační energii než první prvek předchozí periody. Je zjevné, že schopnost prvku chemické reakce nějak souvisí s ionizační energií, protože prvky v periodách s nejvyšší ionizační energií (ušlechtilé plyny) za normálních okolností chemicky nereagují s okolím, a naopak prvky s nejnižší ionizační energií v rámci periody (alkalické kovy) jsou v přírodě vždy součástí nějaké sloučeniny, a proto se nevyskytují v čisté podobě.

Jestliže energie dopadajícího fotonu je menší než ionizační, pak může dojít také k pohlcení tohoto fotonu elektronem a následnému tzv. Ramanově rozptylu. Při Ramanovu rozptylu je pohlcený elektron ihned vyzáren zpět do prostoru, ale o jiné energii. Znamená to, že energie valenčního elektronu se také změnila – to znamená, že ionizační energie je pouze kvantum nutné k vytržení elektronu z elektronového obalu a mezi základní energií valenčního elektronu a ionizační energií je více energetických možných úrovní valenčního elektronu. Při stálém bombardování valenčního elektronu proudem fotonů s neionizační energií, tedy soustavně dochází ke změnám jeho energie valenčního elektronu (snižování/zvyšování). Tento jev je dobře patrný na rozptylu slunečního světla, díky němuž je obloha modrá – v elektronových obalech atomů vzduchu velmi dobře probíhá Ramanův rozptyl pro fotony modrého spektra [Vol'kenštejn, 1979]. Tento jev poprvé popsal indický fyzik Chandrasekhara Venkata Raman (1888-1970). Energetický stav elektronu ve valenční vrstvě se zvětšuje/zmenšuje i s teplotou.

Kupodivu, za jistých okolností může elektronový obal přijmout elektron navíc, takže atom jako celek bude mít záporný náboj. Takový atom nazýváme aniont (kationty a anionty souhrnně nazýváme ionty podle starověkého středomořského národa Iónů [Běhounek, 1945, s. 34]). Energie, která se uvolní, jestliže elektronový obal přijme elektron navíc a z atomu se

stane aniont se nazývá elektronová afinita (elektronové afinity vybraných prvků jsou uvedeny například v [Veselov, 1966], [Heslop a kol., 1982]). Elektronová afinita může být kladná i záporná (viz **Rovnice 13**), kladná hodnota určuje získanou energii s přijmutí elektronu obalem. Podobně jako při ionizaci lze stanovit elektronovou afinitu při dodání jednoho elektronu, dvou atd. (druhá a vyšší elektronová afinita prvku je vždy záporná a klesá s rostoucím záporným nábojem obalu [Atkins, 2005, s. 38]).



Ionizační rovnice

Jedná se ionizaci neutrálního atomu kyslíku jedním, pak druhým elektronem.

To, že atom, jehož elektronový obal je plně obsazen je schopen udržet další elektron, znamená, že kladný náboj jádra nějakým způsobem "prosakuje" až na okraj elektronového obalu. Tento jev dobře popisuje teorie orbitalů.

Podle teorie orbitalů je poloha elektronu v elektronovém obalu neurčitá, takže s jistou pravděpodobností se vyskytuje pouhý jeden elektron všude v elektronovém obalu. Tato pravděpodobnost má vlnový charakter totožný ze Schrödingerovou pravděpodobnostní vlnou fotonu, to znamená, že se periodicky mění oblasti s větší a menší pravděpodobností výskytu elektronu na vyšetřované orbitě. Ve výsledku se jeden elektron chová jako oblak obklopující jádro (mluvíme o elektronovém oblaku odborně o orbitalu). Navíc tato pravděpodobnostní vlna musí být uzavřená (elektron musí obíhat po uzavřené dráze), takže charakteristickým parametrem orbitalu je vlnová délka a počet vln orbitalu, respektive jeho frekvence, přičemž obou parametrů odpovídá nějaká konkrétní energie elektronu. V jednoduchých případech lze tyto parametry stanovit pomocí Schrödingerovy rovnice. Neurčitost polohy elektronu lze dokázat i štěrbínovým experimentem [Peierls, 1963, s. 168] popsaného v kapitole Štěrbínový experiment.

Možnost, že v jistých částech povrchu atomu je pravděpodobnost zachycení kladného náboje větší než záporného je podstata Van der Waalsova sil. Jedná se o přitažlivé nebo odpudivé síly mezi molekulami (podle toho jak jsou molekuly k sobě natočené) způsobené různými náboji v okolí povrchů atomů.

Úloha 1: Atomy jakého prvku či prvků mohou být ionizovány fotony viditelného světla? Řešení úlohy je uvedeno v **Příloze 1**.

Úloha 2: Určete celkovou ionizační energii jednoho molu chloru. Řešení úlohy je uvedeno v **Příloze 2**.

Výstavbový princip elektronového obalu

Orbitaly • Wolfgang Pauli • Pauliho princip vylučnosti • Spin • Energetické hladiny • Valenční vrstva

Pokud si představíme pravděpodobnost polohy elektronu jako prostorový útvar se světlými a tmavými skvrnami, kde tmavší skvrny znamenají větší pravděpodobnost výskytu elektronu, pak světlé skvrny představují místa s nižší pravděpodobností výskytu. Jedná se tedy o nějaký tvar orbitalu, přičemž u známých prvků se vyskytují pouze čtyři typy elektronových orbitalů, které se označují malými písmeny s, p, d, f. Elektronové oblaky, respektive orbitaly se odlišují právě podle množství skvrn a jejich orientaci v prostoru, takže s-orbital má jeden tvar, p-orbital má tři tvary, d-orbital má pět tvarů a f-orbital sedm tvarů.

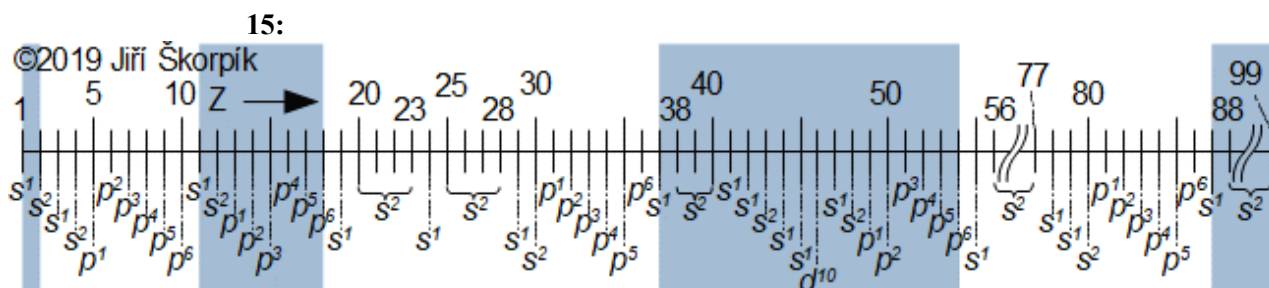
Další pravidlo uplatňující se při výstavbě elektronového obalu atomu objevil rakouský vědec Wolfgang Pauli (1900–1958). Zjistil, že jednotlivé tvary elektronových orbitalů existují v párech, pokud se nejedná o orbital valenčního elektronu prvku s lichým počtem elektronů. Toto párování je celkem pochopitelné, světlé skvrny představující prosakování kladného náboje jádra jsou příležitostí jinému elektronu zaujmout místo v elektronovém obalu. Nový elektronový oblak bude stejného tvaru, ale pootočený tak, aby jeho tmavé skvrny zakryly skvrny světlé předchozího orbitalu a naopak. Aby se skvrny dokonale kryly jsou tyto orbitaly vůči sobě pootočený o 90° a elektrony v nich obíhají opačným směrem – elektrony tedy navzájem vytváří opačný dipolový moment, říkáme, že mají opačný spin. Jen takové páry dokáží maximálně odstínit kladný náboj jádra, současně oba elektrony, i když s opačným spinem, mají stejnou energii. To, že orbitaly vytváří maximálně dvojice se nazývá Pauliho princip vylučnosti.

V elektronovém obalu orbitaly na sebe navazují tak, že elektrony s s-orbitaly mají nižší energie než elektrony orbitaly typu p atd. Takto se formují elektronové obaly prvků s více elektrony – skladbu elektronového obalu prvku zjistíme přidáním elektronu do elektronového obalu prvku, který má o jeden proton v jádře méně. Tento postup nazýváme výstavbovým principem elektronového obalu, který poprvé popsal Niels Bohr a podrobněji je posán například v [Atkins, 2005, s. 89]. Podle výstavbového principu, tedy stačí znát strukturu elektronového obalu vodíku, respektive znát parametry orbitalu jeho jediného elektronu, od které odvodíme skladbu obalu následujícího prvku He atd., viz **Obrázek 14** a **15**. Současně platí, že elektronový obal je stejný u všech izotopů jednoho prvku.

- 14: H $1s^1$; He $1s^2$; Li [He] $2s^1$; Be [He] $2s^2$; B [He] $2s^2 2p^1$;
C [He] $2s^2 2p^2$...P[Ne] $3s^2 3p^3$...

Příklady konfigurace atomových obalů některých prvků

Složení jednotlivých orbitalů se opakuje a zkráceně se zapisuje využitím znalosti složení elektronového obalu nejbližšího ušlechtilého plynu s nižším protonovým číslem takto: například fosfor má konfiguraci elektronového obalu P[Ne] $3s^2 3p^3$ tj. stejnou jako Neon, plus dva elektrony v páru s orbitalem typu s na nich ještě pár s orbitalů typu p, nad kterými je osamocený elektron s orbitalem typu p (číslo 3 před typy orbitalů označuje periodu – v těchto případech se čísla před typem orbitalů označuje jako číslo elektronové slupky či energetické hladiny). Všimněte si, že po páru typu p následuje zase orbital p, to je dáno tím, že tento orbital má tři možné tvary, takže další typ orbitalu následuje až se vyčerpají možnosti tvarů orbitalu p – tj. orbitály typu p bude mít šest elektronů po sobě atd. Elektronové konfigurace prvků lze nalézt například v chemických analytických tabulkách [Vohlídal a kol., 2010].



Konfigurace valenčních elektronů prvků

Všechny prvky na počátku periody mají valenční vrstvu typu s^1 , protože tento typ orbitalu má nejnižší energii.

Nerovnoměrná ale jednoznačná pravděpodobnost výskytu elektronu o určité energii v okolí jádra je příčinou kvantování energií v orbitalech. Aby se totiž další elektron udržel na následujícím orbitalu musí využívat mezery v pravděpodobnosti stávajících orbitalů atomu, takže může mít jen určité energie frekvence s těmito orbitály ladící.

V chemii také definujeme tzv. valenční vrstvu, jakožto orbitály, které bychom při výstavbě elektronového obalu přidaly od začátku periody, ve které se daný prvek nachází. Například chlor Cl s protonovým číslem 17 má ve valenční vrstvě orbitály typu s a p s celkovým počtem elektronů ve valenční vrstvě 7 (dva s-orbitály a pět s p-orbitály) apod. u ostatních prvků.

Základy chemie – úvod do vzniku sloučenin

Systémové a
nesystémové názvy
sloučenin • H_2O •
Chemická reakce •
Hoření • Keramika

V přírodě se nevyskytují prvky jenom jako volné atomy, ale spíše ve formě víceatomární a vlastnosti látky, která je složena z nějaké sloučeniny, závisí nejen na složení sloučeniny, ale také na strukturním vzorci.

Sloučeninu lze popsat vzorci, mimo vzorce ale existují i názvy sloučenin, většinou v každém jazyce jiné. Systém skladby názvů sloučenin v češtině je uveden například

v [Vacík a kol., 1995], [Fikr, 2010] a takový název se nazývá systémový. U frekventovaných sloučenin se používají i nesystémové názvy jako voda pro H_2O místo systémového oxidan apod.

Látky složené kombinací atomů různých prvků vzájemně propojených chemickými vazbami vznikají chemickou reakcí. Nejstarší reakce, které člověk umí nastartovat, udržovat a zastavit je hoření. Při hoření se jedna látka (palivo) působením tepla rozkáladá a vznikají nové látky (spaliny a popel.). A tak je to s každou chemickou reakcí, její start je podmíněn nejen přítomností zdrojových atomů, ale i teplotou a tlakem, jak je možné pozorovat při vypalování keramiky. Surová hmota keramiky je na počátku vlhký jííl vytvarovaný do patřičného tvaru, když ho vysušíme při nízké teplotě, tak získáme pouze suchý jííl, ale když teplotu zvýšíme natolik, že vybudíme elektrony do vyšší energetických hladin, tak umožníme rozpad stávajících chemických vazeb v jíílu a vznik nových chemických vazeb a z jíílu vznikne nová látka – keramika [Miodownik, 2016, s. 200].

Chemické vazby, jejich vlastnosti a vzorce

Van der Waalova síla
 • Ionizace • Valenční vrstva • Reaktivita prvku • Slučovací entalpie • Iontová vazba • Akceptor • Donor • NaCl • Kovalentní vazba • H_2 • Polarita vazby, Krystalická mřížka • H_2O • Iontový krystal • Elektronegativita • Cs • F • NH_3 • Amonný kation • NH_4^+ Cl • Strukturní vzorec

Jestliže za chemickou vazbu budeme považovat sílu, která drží atomy v molekule pohromadě, pak se nejedná o Van der Waalovu sílu. Van der Waalova síla je příliš slabá, než odpovídá pevnosti molekul. Víme totiž, že destrukci tuhé látky, například upilování kousku ocele, rozbití ledu apod., dojde k přerušení krystalické mřížky jen na hranicích molekul, takže pevnost tuhých látek je dána silami Van der Waalových sil a nikoliv pevnosti chemických vazeb v molekulách. Chemická vazba je mnohem silnější než Van der Waalovy síly a její podstatou jsou elektrické síly mezi dvěma či více atomy, při jejich vzájemné ionizaci.

Všechny prvky, kromě ušlechtilých plynů, se snaží vytvořit chemickou vazbu s jiným prvkem pomocí sdílení elektronů ve valenční vrstvě. Lze si to představit i tak, že účelem slučování prvků je získání stejné elektronové konfigurace valenční vrstvy, jako má ušlechtilý plyn s nejbližším protonovým číslem. Míra této "snahy" se nazývá reaktivita prvku. Před sloučením se atomy musí k sobě přiblížit působením Van der Waalových sil.

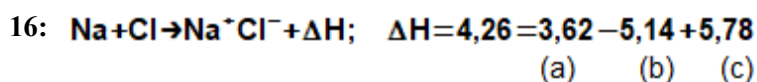
Energie uvolněná při vzniku chemické vazby je ve formě kinetické energie výsledných molekul, kmitání atomů v molekule a ve formě vyzářených fotonů. Energie, která se musí z vyšetřovaného objemu, ve kterém se vytváří sloučeniny odvézt, aby teplota sloučenin zůstala konstantní (po skončení slučování)

se nazývá standardní molární slučovací entalpie. Standardní označuje, že se jedná o chemickou reakci probíhající při standardním atmosférickém tlaku a teplotě 25 °C, přičemž výchozí látky jsou ve stavech, ve kterých se nacházejí při této teplotě a tlaku. Molární značí, že slučovací entalpie je vztažena na jeden mol výsledných molekul. Hodnoty slučovacích entalpií vybraných sloučenin naleznete například v [Vohlídal a kol., 2010].

Při vzájemné ionizaci se mění orbitaly elektronů ve valenční vrstvě, přesněji se mění pravděpodobnost jejich polohy, kdy můžeme hovořit o dvou extrémech označovaných: **1.** Iontová vazba; **2.** kovalentní vazba.

1.

U iontové vazby je rozložení pravděpodobné polohy elektronu ve valenčních vrstvách původních atomů pouze do valenční vrstvy jednoho atomu, takže z tohoto atomu vznikne aniont a z atomu, který o elektrony přišel kationt. Takový typ vazby se nazývá iontová vazba. Vznik iontové vazby si lze představit jako chemickou vazbu mezi dvěma atomy různých prvků, z nichž jeden má nízkou hodnotu ionizační energie a druhý vysokou hodnotu elektronové afinity. Atom s nízkou ionizační energií se stane dárcem neboli donorem elektronu atomu s vysokou elektronovou afinitou, který je příjemce neboli akceptor). Takto se vytvoří z atomů ionty, které drží pohromadě elektrostatická síla. Slučovací entalpie v tomto případě odpovídá součtu rozdílu mezi elektronovou afinitou aniontu a ionizační energií kationtu a práce, která by se musela vykonat k odtržení kationtu od aniontu. Například vznik iontové sloučeniny kuchyňské soli NaCl (chlorid sodný) [Atkins, 2005, s. 102] je výhodný pro sodík Na i chlor Cl, protože valenční orbital sodíku je s^1 a chloru p^5 – vznikne iontová vazba, kdy sodík předá jeden elektron chloru, a tím získá valenční vrstvu helia s^2 a chlor přijetím elektronu získá valenční vrstvu neonu p^6 , viz **Rovnice 16**.



Slučovací rovnice iontové vazby

Příklad vzniku molekuly kuchyňské soli a její energetická bilance. ΔH [eV] slučovací entalpie (v tabulkách se uvádí značka jednotky [$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$], tj. slučovací energie při vzniku *1 molu* molekul). (a) [eV] elektronová afinita chloru Cl; (b) [eV] ionizační energie sodíku Na; (c) [eV] práce potřebná k oddálení kationtu Na^+ od aniontu Cl^- . Všimněte si zápisu na pravé straně rovnice, který není molekulovým vzorcem, ale strukturním vzorcem molekuly s iontovou vazbou.

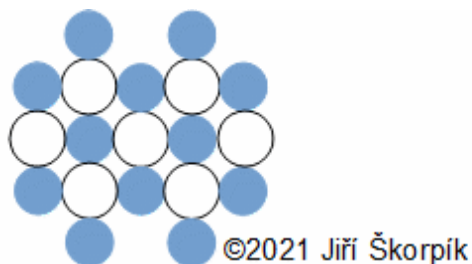
2.

Typickou kovalentní vazbu tvoří dvojice dvou atomů stejných prvků, například již zmíněné sloučeniny dusíku N_2 a kyslíku O_2

apod. V těchto případech lze jen ztěžji očekávat, že jeden atom se z nějaké příčiny stane aniontem a druhý kationtem. Stejný typ vazby vzniká při sloučení dvou atomů vodíku za vzniku molekuly H_2 . V takových molekulách se nevytváří anionty. Při kovalentní vazbě se mezi dvěma atomy vytvoří společná valenční vrstva dvou elektronů (od každého atomu jeden). Vzniklý molekulový orbital má největší pravděpodobnost výskytu elektronů právě uprostřed mezi oběma atomy. Molekulové orbitály mají jiné tvary než orbitály atomové. Elektrony v molekulových orbitalech mají menší energii, než měly v původních valenčních orbitalech – rozdíl je slučovací entalpie. I elektrony v molekulových orbitalech se párují, pokud je to možné. Právě počet párů elektronových orbitalů vyjadřují čárky ve strukturních vzorcích na **Obrázku 7** (u iontových vazeb čárky nekreslíme). Jednotlivé vazby pak čteme jednoduchá kovalentní vazba (jedna čárka), dvojná vazba (dvě čárky) atd. Takže molekula H_2 má jednoduchou kovalentní vazbu a strukturní vzorec $H - H$.

O čistě kovalentních vazbách lze hovořit pouze při slučování stejných prvků, takže většina chemických vazeb je někde mezi čistě iontovou a kovalentní [McMurry, 2006, s. 29], [Vol'kenštejn, 1979, s. 113]. Nerovnoměrné rozložení valenčních elektronů mezi atomy se projeví tzv. polaritou vazby (těžiště kladného náboje molekuly je výrazně posunuté od těžiště záporného náboje), čím je polarita výraznější, tím více se typ vazby blíží iontové a naopak kovalentní, takže dokonalá kovalentní vazba je bez polarity. Molekula s polaritou se v elektrickém poli natáčí tak, aby její kladný konec směřoval k záporně nabitému konci pole. Polarita vazby se projevuje při tvorbě krystalické mřížky, viz **Obrázek 9** a **17**. Příkladem spíše kovalentní vazby, ale tentokrát s polaritou je molekula vody H_2O – proto lze objem vody zahřát rozkmitáním molekul v proměnném elektrickém poli mikrovlné trouby.

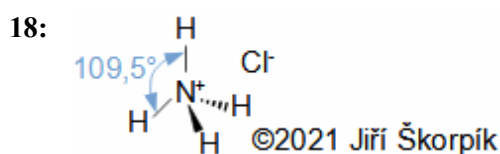
17:



Iontový krystal vytváří sloučeniny s iontovou vazbou (s velmi vysokou polaritou). V iontovém krystalu je aniont obklopen šesti kationty – zde nakreslen jen půdorys se čtyřmi sousedy, další jsou nahoře a dole. Na obrázku je příklad iontového krystalu kuchyňské soli a menší koule představují kationty sodíku.

To jak velká polarita vazby vznikne lze predikovat pomocí veličiny zvané elektronegativita [Fikr, 2010, s. 16], kterou má každý prvek jinou a pohybuje se v rozmezí 0,7 (Cs) až 4,0 (F). Ušlechtilé plyny mají elektronegativitu sice rovnu nule, ale jinak svým průběhem hodnoty elektronegativity většinou kopírují průběh ionizační energie na **Obrázku 12**, takže prvky s podobnými ionizační energií tvoří vazby s malou polaritou a naopak. Obecně lze říci, že dva prvky se vzájemným rozdílem elektronegativity větším jak 2 vytvoří nejpravděpodobněji už iontovou vazbu [McMurry, 2006, s. 30].

I molekuly mohou být ionizované. Například z molekuly čpavku NH_3 lze vytvořit amonný kation NH_4^+ přidáním kationtu H^+ je pak snadno pochopitelné, že celá molekula NH_4^+ může vytvořit iontovou vazbu, například s aniontem chloru Cl^- , a tak vznikne molekula salmiaku NH_4^+Cl^- , viz **Vzorec 18**.



Strukturální vzorec salmiaku

V tomto případě se jedná už o prostorově složitější molekulu, proto se musí ve vzorci vyznačit velikost vazebných úhlů kovalentních vazeb vodíku, zesílená a přerušovaná vazebné čárky zvýrazňují prostorovou orientaci vodíku (jeden je více v popředí a druhý v pozadí – navíc existují sloučeniny se stejným molekulovým vzorcem, ale jiným prostorovým uspořádáním, proto je nutné polohu umět ve strukturálním vzorci rozlišit [Vol'kenštejn, 1979, s. 214]). Aniont chloru je uveden vedle molekuly NH_4^+ , aby bylo zřejmé, že chlor je vázán na celou molekulu NH_4^+ . Salmiak vytváří iontový krystal střídáním iontů podobně jako sůl na **Obrázku 17**, s tím rozdílem, že molekulový kation NH_4^+ je mnohem větší než kation Na^+ , takže jeden kation NH_4^+ obklopuje osm aniontů chloru.

Úloha 3: Nalezněte hodnoty slučovací entalpií pro molekuly soli a vody. Hodnoty převedte na eV na molekulu. Řešení úlohy je uvedeno v **Příloze 3**.

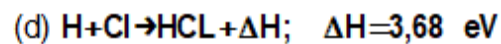
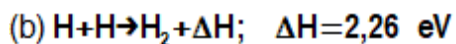
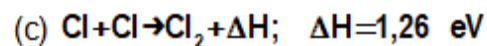
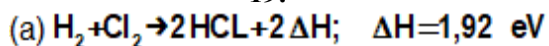
Vznik a rozpad molekul

Disociace • HCl •
Disociace • Cl₂ •
Radikály • Léčiva

Kolem nás jsou molekuly sloučenin i ionty, a jak už bylo naznačeno výše, nové molekuly vznikají většinou na úkor jiných. Rozpad sloučeniny se odborně nazývá disociace. Pro rozbití sloučeniny potřebujeme minimálně energii odpovídající slučovací a výsledná slučovací energie nové molekuly je pak snížena o energii, která je potřeba k rozbití zdrojových molekul.

Názorným příkladem je vznik sloučeniny HCl (chlorovodík) posané **Vzorci 19**. Vodík a chlor se při standardní teplotě a tlaku nachází jako sloučeniny H_2 , respektive Cl_2 v plynném skupenství a při reakci na molekulu HCl se tyto molekuly musí nejdříve rozbít, což spotřebuje stejné množství energie jaká se uvolnila při jejich tvorbě. Skutečná energie chemické vazby HCl

19:



Vznik chlorovodíku

(a) jedna z možných souhrnných reakcí při vzniku sloučeniny HCl; (b) sloučení dvou atomů vodíku; (c) sloučení dvou atomů chloru; (d) teoreticky možná reakce při vzniku HCl.

je tedy blíže reakci **19(b)**, kde už energie pro rozbití molekul H_2 Cl_2 odpadá. Existuje ještě reakce iontů vodíku H^+ Cl^- , které lze vyrobit odděleně. Při takové reakci se opět vytvoří kovalentní vazba a uvolní energie 14,46 eV [Linstrom a kol., 2018], ve které se projeví "návrat" ionizační energie vodíku a ztráta první elektronové afinity chloru.

Disociaci molekuly lze provést: **1.** Zářením; **2.** Teplotou, **3.** Přítomností jiných sloučenin (teoreticky k rozbití molekuly lze použít i silné elektrické napětí).

1.

První způsob disociace je pomocí fotonu o příslušné energii, který vychýlí elektron v orbitalu, a tím, dojde buď k zániku iontu u iontové vazby, nebo molekulového orbitalu kovalentní vazby. Například molekuly Cl_2 disociují za denního světla, které obsahuje fotony o dostatečné energii (viz **Úloha 1**) nebo zahřátím na 200 °C (to je také příčina proč reakce vzniku chlorovodíku neprobíhá za tmy a teplotě 25 °C [Vacík a kol., 1995, s. 120]).

2.

Disociaci sloučeniny v plynném skupenství lze dosáhnout i prostým zvyšováním teploty sloučeniny, protože s teplotou roste kmitání atomů v molekule, které při jisté teplotě dosáhne kritické energie disociace.

3.

Posledním způsobem je disociace sloučeniny jinou sloučeninou nebo atomem.

Produkty disociace, které mají potenciál dále reagovat se svým okolím (jsou reaktivní) nazýváme radikály.

Rozdíl mezi iontovými a kovalentními vazbami není pouze v polaritě, ale i velikosti vazebné energie, která je u iontových vazeb mnohem vyšší než u kovalentních. Některé sloučeniny s kovalentní vazbou s malou vazebnou energií je dokonce nutné chránit i před světlem jehož fotony mohou mít disociační energii (vzpomeňme na upozornění na obalech některých léčiv). Kovalentní vazby jsou typické pro biologické procesy, protože je lze skládat a rozbíjet s malým množstvím energie, ale iontové vazby jsou typické pro neživou přírodu (těžko rozložitelné

minerály). Populárně naučnou formou o rozdílech v [Atkins, 2005].

Již jsme napsali, že vyšetřovaná chemická reakce probíhá při určité teplotě a tlaku, ale při promíchání zdrojových látek probíhají chemické reakce i při nižších parametrech, ale nesmírně pomalu a pro velmi rychlou reakci je potřeba teplota (viz rychlá versus pomalá oxidace a teploty hoření popsána v [Škorpík, 2020]). Ale rychlost reakcí lze urychlit i jinak, prostřednictvím katalyzátoru. Katalyzátor je látka, která je přítomna v určité koncentraci v objemu výchozích produktů vyšetřované chemické reakce, ale z této reakce vychází nezměněna (podle [ASIMOV, 1978, s. 131] v průběhu reakce dochází ke změnám ve struktuře katalyzátoru, ale ten se vrátí po ukončení reakce do původního stavu). Pro každou reakci je vhodný jiný katalyzátor – reakci ovlivňuje svým složením a strukturou, a existují látky i s opačným efektem (reakci zpomalují). Působení katalyzátoru (katalýza – reakce za přítomnosti katalyzátoru) si lze představit jako působení gravitace na rychlost jízdy z kopce. Katalyzátory jsou velmi důležité pro zajišťování chemických reakcí v živých buňkách.

Podobnosti prvků při slučování a periodická tabulka prvků

*Periody • Skupiny •
Kov • Al • Po •
Lanthanoidy •
Aktinoidy • Ca • Sr •
ATP • As • CO₂ •
SiO₂ • Dmitrij
Mendělejev*

Vlastnosti prvků při slučování lze predikovat z jejich naměřené ionizační energie, počtu protonů, respektive elektronů v atomu a z elektronové konfigurace valenční vrstvy, kterou lze také většinou predikovat z pozice prvku v rámci periody, tedy opět z **Obrázků 12 a 15**.

Mnohem přehlednější než zmíněné obrázky je periodická tabulka prvků [Atkins, 2005], ve které jsou prvky jednotlivých period vypsány na řádky (sedm period=sedm řádků). V rámci řádku se prvky posunou tak, aby ve vzniklých sloupcích byly vždy prvky se stejnou konfigurací valenční vrstvy, tedy prvky s podobnými vlastnostmi při slučování (izotopy jednoho prvku mají stejné chemické vlastnosti, protože mají stejnou konfiguraci valenční vrstvy). Vzniklé sloupce se nazývají skupiny, viz **Obrázek 20**. První skupina (**Obrázek 20(a)**) obsahuje velmi reaktivní prvky (malá hodnota ionizační energie, takže vytváří velmi snadno kationty a tedy i snadno reagují se svým okolím a dokonce při styku s vodou hoří [Kean, 2016, s. 25]). Naopak poslední skupina prvků (**Obrázek 20(b)**) s velkou ionizační energií a nevytváří kationty, s okolními molekulami reagují jen za speciálních podmínek (za normálních podmínek se jedná o plyny, proto se nazývají ušlechtilé plyny). Vodík se obvykle neumísťuje na první pozici prvního řádku, ale mimo tabulku pro jeho vyjímečné postavení.

20:

The table shows the periodic table of elements with valence orbital configurations and ionization energies. The elements are arranged in rows and columns, with the following configurations:

- Row 1: H ($1s^1$), He ($2s^2$)
- Row 2: Li ($3s^1$), Be ($4s^2$), B ($5p^1$), C ($6p^2$), N ($7p^3$), O ($8p^4$), F ($9p^5$), Ne ($10p^6$)
- Row 3: Na ($11s^1$), Mg ($12s^2$), Al ($13p^1$), Si ($14p^2$), P ($15p^3$), S ($16p^4$), Cl ($17p^5$), Ar ($18p^6$)
- Row 4: K ($19s^1$), Ca ($20s^2$), Sc ($21s^2$), Ti ($22s^2$), V ($23s^2$), Cr ($24s^1$), Mn ($25s^2$), Fe ($26s^2$), Co ($27s^2$), Ni ($28s^2$), Cu ($29s^1$), Zn ($30s^2$), Ga ($31p^1$), Ge ($32p^2$), As ($33p^3$), Se ($34p^4$), Br ($35p^5$), Kr ($36p^6$)
- Row 5: Rb ($37s^1$), Sr ($38s^2$), Y ($39s^2$), Zr ($40s^2$), Nb ($41s^1$), Mo ($42s^1$), Tc ($43s^2$), Ru ($44s^1$), Rh ($45s^1$), Pd ($46d^{10}$), Ag ($47s^1$), Cd ($48s^2$), In ($49p^1$), Sn ($50p^2$), Sb ($51p^3$), Te ($52p^4$), I ($53p^5$), Xe ($54p^6$)
- Row 6: Cs ($55s^1$), Ba ($56s^2$), Hf ($72s^2$), Ta ($73s^2$), W ($74s^2$), Re ($75s^2$), Os ($76s^2$), Ir ($77s^2$), Pt ($78s^1$), Au ($79s^1$), Hg ($80s^2$), Tl ($81p^1$), Pb ($82p^2$), Bi ($83p^3$), Po ($84p^4$), At ($85p^5$), Rn ($86p^6$)
- Row 7: Fr ($87s^1$), Ra ($88s^2$), La ($57s^2$), Ce ($58s^2$), Pr ($59s^2$), Nd ($60s^2$), Pm ($61s^2$), Sm ($62s^2$), Eu ($63s^2$), Gd ($64s^2$), Tb ($65s^2$), Dy ($66s^2$), Ho ($67s^2$), Er ($68s^2$), Tm ($69s^2$), Yb ($70s^2$), Lu ($71s^2$), Ac ($89s^2$), Th ($90s^2$), Pa ($91s^2$), U ($92s^2$), Np ($93s^2$), Pu ($94s^2$), Am ($95s^2$), Cm ($96s^2$), Bk ($97s^2$), Cf ($98s^2$), Es ($99s^2$)

The ionization energy values are 3,89 eV for Li and 24,6 eV for He.

©2018 Jiří Škorpík

Periodická tabulka prvků

Tabulka obsahuje jen prvních 99 nejlehčích prvků. V poli prvku je uvedeno protonové číslo prvku, jeho mezinárodní označení a typ orbitalu valenčního elektronu. Odstín v poli prvku udává ionizační energii valenčního elektronu.

V periodické tabulce prvků zobrazené na posledním obrázku je dobře patrná hranice mezi kovy a nekovy (přibližně diagonála mezi hliníkem Al a poloniem Po) – odtud plyne základní vlastnost kovů, protože kov je prvek, který dobře uvolňuje elektrony, vodič elektriny, jeho povrch je lesklý, protože na povrchu jsou volné elektrony, od kterých se odráží světlo.

Všechny prvky nějaké skupiny budou podobně reagovat s prvky jiné skupiny, protože mají v rámci skupiny stejnou konfiguraci valenční vrstvy. Rozdíl při chemické reakci se často projeví pouze ve vlastnostech spojených s hmotností a velikostí atomu. Atomy těžšího prvku při stejné kinetické energii uvolněné při chemické reakci budou pomalejší "méně mrštné" než atomy lehčího prvku, a tak budou reagovat pomaleji. Úplně nejtěžší je chemické odlišení prvků s podobnými ionizačními energiemi i konfigurací valenční vrstvy v rámci řádku, což je patrné u prvků s protonovými čísly 58-71 (tzv. lanthanoidy) a 90-99 (tzv. aktinoidy).

Na základě řazení prvků v periodické tabulce lze predikovat existenci stabilních sloučenin na základě vzorové molekuly sloučeniny, například je-li vzorem molekula vody H_2O , pak lze predikovat existenci takových sloučenin, které budou mít stejný molekulový vzorec akorát místo kyslíku mohou obsahovat

jakýkoliv prvek ze stejné skupiny, tedy H_2S , H_2Se ... viz **Tabulka 21**. Tímto způsobem lze predikovat i mnohem větší sloučeniny.

21: Příklady predikce sloučenin na základě vzorové sloučeniny

H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te	H_2Po
Na^+Cl^-	Na^+F^-	Na^+Br^-	Na^+I^-	$?\text{Na}^+\text{At}^-?$
NH_4^+Cl^-	NH_4^+F^-	NH_4^+Br^-	NH_4^+I^-	NH_4^+At^-
Fe_3C	Fe_3Si	Fe_3Ge	$?\text{Fe}_3\text{Sn}?$	$?\text{Fe}_3\text{Pb}?$

? potvrzenou existenci se autorovi nepodařilo dohledat. Samozřejmě lze zaměňovat i prvek na prvním místě ve vzorci za jiný prvek v dané skupině.

Zejména u víceatomárních molekul lze záměnou jednoho prvku za jiný ze stejné skupiny dosáhnout velmi podobných vlastností, ale například tím snížit složitost výroby nebo cenu výroby (substitut primárního prvku může být levnější). Takový přístup je znám především v metalurgii a farmacii.

Podobnost chemických vlastností prvků je dobře patrna na některých sloučeninách důležitých pro život. Například v těle může být vápník Ca lehce nahrazen stronciem Sr, ale stroncium nemá všechny vlastnosti vápníku, takže nemůže úplně plnit jeho funkci v těle, a navíc je stroncium v přírodě radionuklid. Dalším příkladem je důležitá molekula ATP zodpovědná za uvolňování energie v těle, ve které může být velmi důležitý atom fosforu nahrazen atomem arsenu, ale opět arsen nemá všechny potřebné vlastnosti fosforu (nelze ho dostat z krve stejným způsobem jako fosfor [Kean, 2016. s. 51]) a molekula ATP je tím znehodnocena [Atkins, 2005, s. 24] apod. Také se zaměněné prvky mohou při teplotě lidského těla vyskytovat v jiných skupenstvích než původní prvek. Například plíce mohou zaměnit molekulu CO_2 za SiO_2 , které mají podobné chemické vlastnosti, ale SiO_2 je v plynném stavu až od $2200\text{ }^\circ\text{C}$, takže zůstává v plicích (absorbují je plicní sklípky jako CO_2) a člověka mohou zadusit [Kean, 2016, s. 42].

To, že některé prvky reagují podobně nebo, že je lze separovat pomocí stejných chemických reakcí si všimlo spousta chemiků, ale až ruský vědec (1834-1907) Dmitrij Mendělejev vytvořil životaschopný systém jejich řazení v tabulce [Atkins, 2005] právě do skupin podle toho jak se při reakcích chovají. V mendělejevově době nebyly přirozeně známy všechny prvky ani jejich ionizační energie a protonová čísla (pouze relativní hmotnosti jejich izotopů), takže původní tabulka (Mendělejeva tabulka prvků) vypadala trochu jinak, ale díky očividným mezerám mezi prvky byly objeveny nové prvky a byla důležitým poznatkem k pochopení mechanismů chemických reakcí.

Jádro atomu a jeho stabilita

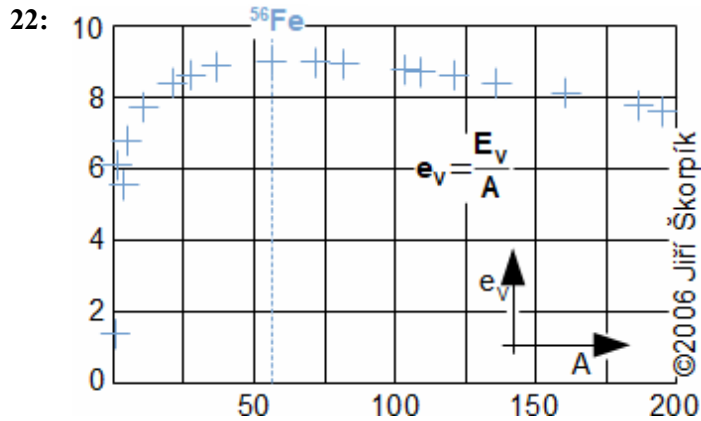
Silná interakce •
Proton • *Neutron* •
Kvarky • ^{92}U •
Vazebná energie •
Radionuklidy •
Radioaktivní přeměna
 • *Poloempirický*
hmotový vzorec (Semi-
empirical mass
formula) • *Carl F. von*
Weizsäcker • *Hans A.*
Bethe • *Eugene P.*
Wigner

Sklaba jádra atomu už není tak jednoduchá jako skladba jeho obalu. Zapomeneme-li na nejjednodušší prvek vodík pouze s jedním protonem v jádře, skládá se jádro atomu s kladně nabitých částic protonů a elektricky neutrálních neutronů. Složitost spočívá v tom, že kladně nabitě protony se odpuzují, a aby se tedy protonové jádro neroztrhlo musí existovat jiná síla (přitažlivá), která protony udrží u sebe. Tato síla se nazývá silná interakce. Síla silné interakce pochází z protonu a neutronu, který je složen z ještě menších částic (kvarky), které se navzájem přitahují, proto se přitahují navzájem i protony (částice, které kvarky neobsahují tuto sílu nevnímají). Silná interakce je síla, kterou nelze pozorovat v makrosvětě a i v rámci velikosti jádra má malý dosah (pouze do vzdálenosti několika průměrů protonů). Je to síla svým postavením v přírodě jedinečná jako síly gravitační a elektrostatické a působí i na neutrony, protože neutron se skládá z protonu a elektronu. Krátký dosah silné interakce také odpovídá na otázku, proč se prvky těžší jak ^{92}U (velké vzdálenosti nukleonů) velmi rychle rozpadají, proto se v zemské kůře prakticky nevyskytují.

Silná interakce sama o sobě ke stabilitě jádra nestačí, protože podobně jako v případě elektronů v obalu se jádro nechází v různých energetických stavech. Tento stav se projevuje neustálými pohyby nukleonů v jádře vysokou rychlostí. Protože silná interakce výrazně převáží nad elektrickými silami až od jisté vzájemné vzdálenosti protonů, vznikají mezi protony volné prostory. Bez existence neutronů, které zaplňují prostor mezi protony a zvyšují soudržnost jádra díky svému příspěvku silné interakce, by se jádra velmi rychle rozpadala při sebemenší příležitosti (pohlcení kvanta energie).

To jak to v jádru atomu musí "vřít" ukazuje závislost vazebné energie nukleonů na jejich počtu. Vazebná energie jádra představuje práci, kterou je potřeba vykonat k oddálení všech nukleonů z jádra, tak aby se už vzájemně nepřitahovaly (při této práci se překonává síla silné interakce). Vazebná energie jádra roste s počtem nukleonů, ale díky krátkému dosahu silné interakce množství vazebné energie připadající na jeden nukleon v jádře dosahuje maxima při nukleonovém čísle 56, viz **Obrázek 22**.

Z obrázku se může zdát, že jádro musí být vždy stabilní, jestliže jeho vazebná energie je kladná. Nedostatkem posledního grafu je ovšem skutečnost, že se jedná o průměrné hodnoty, ve skutečnosti je vazebná energie mezi nukleony rozložena nerovnoměrně. Tuto nerovnoměrnost rozložení vazebné energie



Přibližný trend změny vazebné energie připadající na jeden nukleon jádra atomu e_v [MeV] vazebná energie v jádře atomu připadající na jeden nukleon. e_v nejprve rychle roste (největší skok je od deuteronu k ^4He), pak je zhruba stejně velká (nasycení jaderných sil), maximum má železo $^{56}_{26}\text{Fe}$ a u těžších jader opět klesá následkem elektrického odpuzování. Křivka udává jen hrubý trend, skutečné hodnoty drobně kolísají podle toho, jak je počet protonů a neutronů blízko k tzv. magickým číslům, je-li sudý nebo lichý apod. Zdroj dat [Macháček, 1995, s. 305].

způsobuje pohyb nukleonů v jádře, při kterém se jádro nejen přeskupuje, ale mezi nukleony se energie i sdílí a může se stát, že jeden či skupinka nukleonů získá výrazně větší energii, než je průměrná vazebná energie. Takové přelévání energie v jádru se děje ve všech atomech (samozřejmě, kromě lehkého vodíku), ale pouze u některých kombinací počtu nukleonů může dojít k tomu, že nerovnoměrné rozložení energie v jádře v jistých okamžik povede k jeho rozpadu nebo vyzáření energie ve formě fotonů a poklesu energie jádra. O atomech, u kterých je možné, že dojde k posledně zmíněné události říkáme, že jsou radioaktivní, tedy se jedná o radionuklidy a onu událost proto nazýváme radioaktivní přeměna.

Nejstabilnější rozložení protonů a neutronů v jádře pro dané nukleonové číslo lze přibližně vypočítat podle tzv. Poloempirického hmotového vzorce, který je uveden například v [Preston, 1970, s. 130]. K tomuto vzorci poprvé dospěli němečtí fyzikové Carl F. von Weizsäcker (1912-2007), Hans A. Bethe (1906-2005) a maďarský fyzik Eugene P. Wigner (1902-1995).

Radioaktivita

Transmutace •
Deexcitace

Radioaktivita je vlastnost některých jader atomů samovolně se rozpadat na větší počet menších jader, transmutovat (proces kdy se nemění nukleonové číslo, ale pouze počet protonů v jádře [Hála, 1998, s. 31]) nebo deexcitovat (nemění se počet protonů ani neutronů). Při těchto procesech se uvolní část vazebné energie jádra ve formě fotonů a kinetické energie produktů radioaktivní přeměny – to jsou vnější projevy radioaktivity.

Poločas přeměny.

Aktivita • Becquerel •
 Přeměnová konstanta
 • Poločas přeměny •
 Tritium • Neutron

Ve vyšetřovaném vzorku radionuklidů můžeme sledovat jejich radioaktivní přeměny, přitom počet radioaktivních přeměn za vteřinu označujeme veličinou aktivita, jejíž značkou je Becquerel. Protože pravděpodobnost radioaktivní přeměny jednotlivých nuklidů je stejná, tak podíl aktivity a počtu radionuklidů ve vzorku bude konstantní – tento poměr nazývá přeměnová konstanta radionuklidu. Doba, za kterou ve vyšetřovaném vzorku proběhne radioaktivní přeměna přesně u poloviny atomů se nazývá poločas přeměny, která je definována **Vzorcem 23**.

$$23: \left. \begin{aligned} \lambda &= \frac{A^+}{R}; & A^+ &= -\frac{dR}{dt} \\ \Delta R &= R_0(1 - e^{-\lambda\tau}) \end{aligned} \right\} \Rightarrow T_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}$$

λ [s^{-1}] přeměnová konstanta (např. $\lambda=1 \cdot 10^{-2} s^{-1}$ znamená, že ve velkém souboru atomů daného radionuklidu každou vteřinu proběhne radioaktivní přeměna u 1 % z přítomného počtu radionuklidů); A^+ [$1 \cdot s^{-1}$; Bq] aktivita (počet radioaktivních přeměn za vteřinu); R [-] počet přítomných atomů radionuklidu – dR tedy znamená úbytek počtu přítomných radionuklidů v důsledku radioaktivních přeměn jeho jader; $T_{1/2}$ [s] poločas přeměny; n [mol] látkové množství atomů radionuklidu; N_A [mol^{-1}] Avogadrova konstanta; ΔR [-] úbytek počtu radioaktivních jader ve vyšetřované množině; R_0 [-] počet radioaktivních jader na počátku sledování; τ [s] doba, která uplynula od počátku sledování. Vzorec pro výpočet úbytku radioaktivních jader ve vyšetřovaném souboru je odvozen v **Příloze 6**.

Poločas přeměny je statistickou veličinou odvozenou pro velký soubor atomů radionuklidu, takže v případě dvou atomů radionuklidu automaticky neplatí, že u jednoho z nich dojde po uplynutí poločasu přeměny k radioaktivní přeměně se 100% pravděpodobností, ale 50% pravděpodobností atd.

Poločasy přeměny některých radionuklidů jsou tak krátké, že je v přírodě nenajdeme, protože jejich jádra se rozpadla. Například již zmíněné tritium má poločas přeměny přibližně 12,32 let. V současné době jsme ale schopni některé radionuklidy vyrobit, jak si níže dále popíšeme. Velmi krátký poločas přeměny je hlavní problém při výrobě těžších prvků. Ty se obvykle vyrábí tak, že se do jádra těžkého radioaktivního izotopu přidávají protony a neutrony, přitom tento proces musí být výrazně rychlejší než poločas přeměny.

Přeměňám podléhá i neutron, jeho střední délka života mimo jádro je 877,75 +/- 0,34 s [Gonzalez, 2021] a uvnitř jádra se může za určitých okolností rozpadnout na proton a elektron viz dále. U protonů a elektronů zatím nebyl zaznamenán samovolný rozpad.

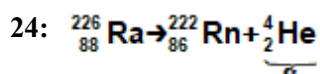
Druhy radioaktivních přeměn

- α přeměna
- β přeměna
- β_+ přeměna
- Pozitron
- Neutrino
- γ přeměna
- Deexcitace jádra
- Jaderný izomer

Při radioaktivní přeměně přijde jádro o část své energie, kterou vyzáří ve formě jednoho z typů záření. Ernest Rutherford pojmenoval tyto tři druhy záření podle písmen řecké abecedy jako záření α (jádro He), záření β (elektron) záření γ (foton) [Běhounek, 1945, s. 97]. Podle druhu převažujícího záření se označují typy radioaktivních přeměn také jako: **1.** α přeměna, **2.** β přeměna, **3.** γ přeměna.

1.

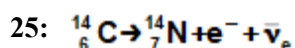
α přeměna se vyskytuje u přirozených i umělých radioaktivních nuklidů těžkých prvků, kde se v jádru projevuje silné odpuzování protonů (nízký podíl neutronů). Při této přeměně jádro emituje (vyzáří) jádro helia, například podle **Vzorce 24**.



Příklad α přeměny
 α jádro helia, též částice α -záření.

2.

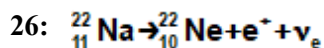
β_- přeměna vzniká při přeměně neutronu v jádře radionuklidu na proton, například při radiokarbonové metodě datování se využívá β přeměny podle **Vzorce 25**.



Příklad β_- přeměny

$\bar{\nu}_e$ antineutrino. Této přeměny se využívá při stanovování stáří odumřelých organismů. Radionuklid ^{14}C vzniká v horních vrstvách atmosféry reakcí kosmického záření s dusíkem. Tento radionuklid se prostřednictvím molekuly CO_2 dostává do živých organismů. Díky metabolismu organismu se neustále uhlík v organismu vyměšuje a zase přijímá. Po odumření organismu se tato výměna zastaví a radionuklid ^{14}C se rozpadá s poločasem přeměny 5730 let na izotop dusíku ^{14}N podle uvedené rovnice. Z poměru obsahu izotopů ^{14}C a ^{14}N v odumřelém organismu lze tedy určit dobu, kdy organismus zemřel.

Mimo přeměny β_- , kdy se uvolňuje z jádra elektron se vyskytuje i přeměna β_+ , kdy se uvolňuje z jádra kladně nabitý elektron, zvaný pozitron. Tento typ přeměny se vyskytuje u radioaktivních nuklidů připravených jadernými reakcemi. Vzniká při přeměně nadbytečných protonů v jádře na neutron, elektron a neutrino, například podle **Vzorce 26**.



Příklad β_+ přeměny

e^{+} pozitron – opačně nabitý elektron (částice β_+ -záření); ν_e neutrino.

3.

Jádra, která vzniknou radioaktivní přeměnou se velmi často vyskytují v excitovaném stavu, protože po změnách v počtu nebo typu nukleonů v jádře se nemusí nukleony vyskytovat v nejnižších možných energetických stavech. Následuje proto

reorganizace nukleonů do energeticky výhodnějšího stavu – deexcitace jádra. Přitom dojde k emisi fotonů s energiemi v řádech vyšších jak 10^4 eV (γ záření). Emise γ může být velice opožděná za předchozí radioaktivní přeměnou, respektive má vlastní poločas přeměny nezávislý na poločasu předchozí přeměny. Nuklid v excitovaném stavu s delším poločasem přeměny γ se nazývá jaderný izomer.

Ionizující záření

Excitace

Za jistých podmínek mohou látky vyzařovat mnohem větší energii v různých formách, než odpovídá jejich teplotě. Pokud je vyzářená energie tak vysoká, že je schopna při průchodu prostředím atomy a molekuly v tomto prostředí ionizovat a excitovat (to znamená, že tato energie způsobí změny v elektronovém obalu atomu nebo dokonce změny v jádře atomu), potom se toto záření nazývá ionizující záření. Každé prostředí je jinak odolné, takže jistý druh záření v jednom prostředí, nemusí být bráno jako ionizující, ale v jiném méně odolném prostředí už za ionizující být považováno může.

Ionizujícím zářením může být, např. záření elektromagnetické (energie ve formě fotonů), a dále všechny druhy záření z radioaktivních přeměn. Navíc lze přidat záření neutronové (energie ve formě kinetické energie neutronu), které vzniká v jaderných reaktorech, při samovolném štěpení jader atomů, v neutronových generátorech apod.

Pro ionizující záření se vžily i názvy jaderné nebo radioaktivní záření. Jaderné je věcně správný avšak zahrnuje pouze ionizující záření vzniklé v jádrech atomu. Radioaktivní je ale chybný, protože ionizující záření samo o sobě není radioaktivní (je už produkt radioaktivity). Výjimkou je záření neutronové, protože volné neutrony se po několika minutách rozpadají za vzniku ionizujícího záření.

Zdroje ionizujícího záření

*Kosmické záření •
Ionizace atmosféry*

Nejčastějším zdrojem ionizujícího záření bývají radioaktivní přeměny na Zemi (přírodní i umělé) a kosmické záření přicházející z okolního vesmíru, které vyzařují hvězdy a jiné aktivní útvary po zhroucení hvězd a naše Slunce. Mezi kosmické záření patří i slabé reliktní záření pocházející z období vzniku vesmíru. Kosmické záření je z drtivé většiny zachyceno elektromagnetickým polem Země a molekulami atmosféry Země, proto je ve vyšších vrstvách atmosféry tolik iontů [Atkins, 2005, s. 25]. Kosmické záření nemá energii dostatečnou k tomu,

aby proniklo až k jádrům atomů a viditelné světlo pro většinu látek ionizujícím zářením vůbec není, poněvadž má malou energii viz **Úloha 1**.

Výpočet dávky ionizujícího záření

Gray • Dávkový příkon

Prostředí, které pohltí ionizující záření získá energii ε [J], což je energie sdělená látce. Dávka záření je veličinou vyjadřující velikost sdělené energie na 1 kg látky. Jednotkou dávky záření je 1 Gy (Gray), přičemž 1 Gy znamená energii 1 joulu absorbovanou 1 kg látky, viz **Vzorec 27**.

$$27: D = \frac{d\varepsilon}{dm}$$

D [$\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$] dávka záření; ε [J] energie sdělená látce; m [kg] hmotnost látky.

Rychlost s jakou je energie látce sdělována vyjadřuje dávkový příkon, viz **Vzorec 28**.

$$28: \dot{D} = \frac{dD}{dt}$$

\dot{D} [$\text{Gy}\cdot\text{s}^{-1}$; $\text{W}\cdot\text{kg}^{-1}$] dávkový příkon; t [s] čas.

Účinky ionizujícího záření

Vzduch • Olovo •
Buňka • Mutace DNA
• Frakcionace dávky •
Jakostní faktor •
Sievert • Dávkový ekvivalent •
Ekvivalentní dávka •
Efektivní dávka •
Tkáňový váhový faktor

Účinky ionizujícího záření závisí na dávkovém příkonu, který nemusí nutně odpovídat výkonu zdroje záření směrem k vyšetřovanému objemu ozařované látky, protože závisí na tom, jak účinně je záření pohlcováno. Například α záření je zcela pohlceno vrstvou vzduchu o tloušťce 10 cm, β záření je zcela pohlceno vrstvou vzduchu o tloušťce 20 cm (je tedy pohlcováno méně účinněji než α záření) a energie γ záření se sníží na $10\,000\,000^{-1}$ původní úrovně až po průchodu 35 cm tlustou vrstvou olova [Něstěrenko a kol, 1959, s. 97 až 99]. Jinými slovy to znamená, pravděpodobnost pohlcení nějakou látkou je u α záření větší než β záření a u toho zase větší než γ záření. Samotný účinek, tedy to jak se projeví pohlcení ionizující záření, také závisí na druhu záření a ozařované látce.

Pozorovatelné účinky ionizujícího záření mají svůj počátek vždy v dějích, které ionizující záření vyvolává v buňkách (rozklad sloučenin). Zpravidla platí, že buňky, které se nedělí (nerozmnožují) nebo se dělí pomalu jsou odolnější, než buňky, které se dělí rychleji (vlasy) – přesněji pravděpodobnost, že se mutace rozšíří je u buněk s nižší frekvencí dělení menší. Nejzávažnější jsou změny v DNA. Jakýkoliv zásah do biochemického cyklu DNA má za následek selhání buněk, které přestanou vytvářet potřebnou bílkovinu nebo dokonce mohou vytvářet bílkoviny, které jsou pro tělo cizí nebo dokonce toxické. Biologické účinky ionizujícího záření závisí na dávce záření

a době za jakou je tělu sděleno, ovšem při dávkách $>10^3$ Gy hynou buňky již během ozařování v důsledku rozkladu molekul (atomární smrt).

Buňky však mají jistou schopnost poškození opravit. Prakticky to znamená, že při určité dávce je poškození organismu menší, je-li dávka buď rozprostřena rovnoměrně na delší dobu, nebo rozdělena na několik menších dávek s časovými prodlevami mezi nimi (frakcionace dávky).

Účinek na tkáň podstatně závisí také na druhu ionizujícího záření. Např. neutrony způsobí v živé tkáni větší „škodu“ než elektrony a částice α zase větší škodu než neutrony. Biologická účinnost jednotlivých druhů záření na tkáň se vyjadřuje pomocí tzv. jakostního faktoru. Dávka záření vynásobená jakostním faktorem se nazývá dávkový ekvivalent a jeho jednotkou je Sievert [Sv; $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$]. Dávkový ekvivalent tedy zahrnuje fyzikální veličinu dávka záření, druh záření a míru vlivu na danou tkáň v porovnání s fotonovým zářením.

V praxi se jakostní faktor velmi špatně určuje a pro přibližné, ale dostatečné, určení účinků ionizujícího záření na lidský organismus se místo dávkového ekvivalentu používá veličina zvaná ekvivalentní dávka definovaná **Vzorcem 29**.

29: $H_T = w_R \cdot D$

H_T [Sv] ekvivalentní dávka; w_R [1] radiační váhový faktor, viz **Tabulka 30**.

30: Radiační váhové faktory

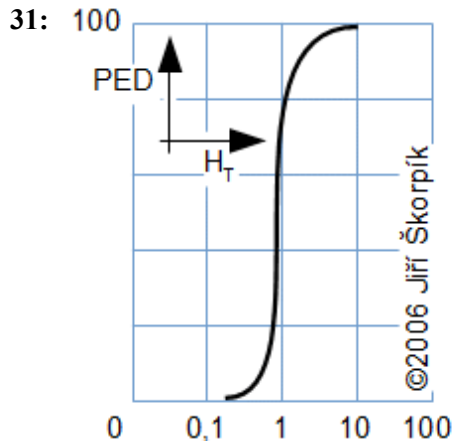
druh záření	w_R	druh záření	w_R
fotony a elektrony všech energií	1	neutrony o energii 0,1...2 MeV	20
neutrony o energii 10 keV	5	neutrony o energii 2...20 MeV	10
neutrony o energii 10...100 keV	10	α záření	20

w_R [1]. Zdroj dat [Hála, 1998, s. 145].

Abychom se s výpovědní hodnotou ekvivalentní dávky přiblížili skutečnému dávkovému ekvivalentu musíme ještě přepočítat ekvivalentní dávku na tzv. efektivní dávku. Efektivní dávka je hodnota ekvivalentní dávky vynásobená tkáňovým váhovým faktorem příslušný zasaženému orgánu, například pro žaludek je tento faktor 0,12 a pro kůži 0,01 [Hála, 1998]. Komplikovanost stanovení ekvivalentní dávky v lidském těle ilustruje **Úloha 4**.

Ionizující záření má na organismus (lidský) převážně negativní vliv, jsou ale známy případy, kdy ionizující záření vyvolává v živých organismech změny pozitivní. Při nízké úrovni nelze zjistit žádné škodlivé účinky ionizujícího záření na lidský organismus. Ty se projevují až při ekvivalentních dávkách

převyšujících 500 mSv. V České republice je zákonem stanoven nejvyšší přípustný limit ozáření běžného obyvatele během jednoho roku ve výši 5 mSv. Ekvivalentní dávka záření z přírodních zdrojů je kolem 2,5...3 mSv za rok, umělé zdroje (včetně jaderných zařízení) přispívají ročně jen zcela minimálně asi 0,01 mSv. Velice ovšem závisí do jakého období je dávka rozložena, jestli mezi jednotlivými dávkami je dostatečná doba pro regeneraci tkání atd., viz **Obrázek 31**.



Odezva lidského organismu na ozáření

PED [%] prahová ekvivalentní dávka, při které poškození organismu vlivem ionizujícího záření způsobí smrt; H_T [Sv] ekvivalentní dávka (rovnoměrně zasažené celé tělo). Toto je graf pro případ, že je ekvivalentní dávka rovnoměrně rozložena na celé tělo. Kdybychom chtěli znát účinky pouze na konkrétní orgán, museli bychom znát graf závislosti efektivní dávky pro daný orgán. Podrobnější popis například v [Hála, 1998, s. 145].

Akutní nemoc z ozáření nastává po ekvivalentní dávce 1 až 2 Sv (závisí na individuální odolnosti). Následuje několik fází onemocnění (nevolnost, skleslost, bolesti hlavy, zvracení a různé závažné změny v krevním obrazu podle stupně ozáření). Poté následuje latence a poté padání vlasů, silná vnímavost vůči infekcím. Při ozáření ekvivalentní dávkou 6 Sv převládá hematologická (hematologické změny tj. změny v krvetvorbě jsou popsány v [Garlík, 2012, s. 691]) forma nemoci pravděpodobnost přežití 20 %, při 10 Sv pravděpodobnost přežití se blíží k 0 %. Ozáření ekvivalentní dávkou 50 Sv způsobuje nervovou formu nemoci projevující se psychickou dezorientací a zmateností, křečemi a bezvědomím. Během několika hodin až dnů nastává smrt v důsledku oběhového kolapsu, zástavy dýchání a poruch mozku.

- Úloha 4:** Alexandr Litviněnko zemřel na následky ozáření v roce 2006 poté co spolknul přibližně 10 μg radiaokativního polonia (izotop 210) [Gray, 2012, s. 195]. Vypočítejte: **(a)** jakou ekvivalentní dávku by obdrželo lidské tělo za 24 h po spolknutí čistého polonia (uvažujte izotop 210) – vyhodnoťte dopady při rovnoměrném zasažení celého organismu; **(b)** aktivitu pro případ čistého polonia a pro případ, kdy uplyne doba od výroby jeden rok. Za hmotnost těla dosad'ete svou vlastní hmotnost. Řešení úlohy je uvedeno v **Příloze 4**.

Jaderné reakce

Radioizotopový generátor

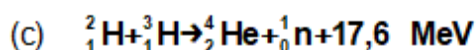
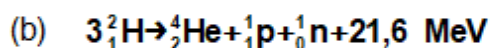
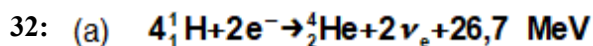
Produkty radioaktivních přeměn mají energii. Zatím co při chemických reakcích se uvolňuje maximálně několik desítek eV na atom, tak při jaderných přeměnách se může uvolnit až několik miliónů eV na jeden atom. Energie uvolněná při radioaktivních přeměnách je problém například při skladování radioaktivních látek z jaderných elektráren [Škorpík, 2022] – musí se chladit, protože část kinetické energie částic se nárazy transformuje na teplo). Naopak teplo z radioaktivních přeměn je využíváno v radioizotopových generátorech, ve kterých se toto teplo využívá pro výrobu elektřiny či tepla například u strojů určené pro práci mimo Zemi.

Mimo radioaktivních přeměn lze jádra atomu přetvořit pomocí jaderných reakcí. Známe dva druhy jaderných reakcí, při kterých dojde buď ke sloučení dvou jader neboli syntéze, nebo ke štěpení jádra. Typickým projevem jaderné reakce je uvolnění velkého množství energie ve formě kinetické energie produktů reakce a fotonů, kdy se uvolňují i stovky miliónů eV na reakci. Při slučování a štěpení atomových jader se energie uvolňuje tím, že se mění jejich vazebná energie. Z **Obrázku 22** je patrné, že energie se uvolňuje při zvyšování počtu nukleonů v jádře přibližně do izotopu železa $^{56}_{26}\text{Fe}$, potom je nutné při zvyšování počtu nukleonů v jádře energii dodávat. Na druhou stranu při rozpadu jader těžších jak $^{56}_{26}\text{Fe}$ na dvě jádra lehčí, budou mít tato nová jádra menší vazebnou energii, než původní jádro a energie se tedy uvolnila. Obě jaderné reakce člověk využívá, o čemž stručně pojednává následující text.

Jaderná syntéza

Plazma • Slunce •
Vodíková bomba •
Termonukleární reaktor
• ITER • Fe •
Transmutace

K tomu, aby se jádra prvků k sobě přiblížila a sloučila je zapotřebí velkých tlaků a teplot, protože za normálních podmínek mezi jádry působí odpudivá síla kladného náboje – přitažlivá síla silné interakce se projeví až při přiblížení jader na vzdálenost několika průměrů nukleonu. Je samozřejmé, že při těchto teplotách se už atomy nachází ve formě plazmatu [Jungk, 1965, s. 217-218] (důvod vysokých teplot je odstranění el. obalů a získání vysokých rychlostí pro zvýšení tlaku). Jaderná syntéza probíhá například v jádru Slunce. Člověk umí proces slučování jader nastartovat i uměle, a to zatím pouze u vodíkových bomb pomocí energie uvolněné nejprve při jaderném štěpení. Na mezinárodní úrovni se ale pracuje na zařízení (projekt ITER) pro řízenou syntézu jader vodíku (viz **Rovnice 32**) zvané termonukleární reaktor nebo také fúzní reaktor.



(a) úhrnná reakce jaderné syntézy lehkého jádra vodíku v jádru Slunce – Tato reakce je velice pomalá a mezi její levou a pravou stranou probíhá několik reakcí dílčích; některé z nich potřebují jako vstupní produkty jiná jádra (např. uhlík), a pak je nezměněna zase uvolní – tato jádra plní funkci katalyzátoru reakce [Macháček, 1995, s. 313]; (b) jaderná syntéza deuteria – Tato reakce probíhá při nižších teplotách a tlacích a za kratší dobu, než je reakce lehkého vodíku, proto i technické řešení termonukleárních reaktorů by bylo méně náročné.; (c) jaderná syntéza deuteria s tritiem – Jedná se o nejrychlejší známou termojadernou reakci, současně s nejnižší počáteční teplotou [Řípa a kol, 2005, s. 22], proto první termojaderné reaktory budou pravděpodobně využívat k výrobě energie syntézu deuteria a tritia. Naproti tomu, u této reakce je kinetická energie jádra helia asi jen 3,5 MeV, zbývající kinetická energie 14,1 MeV je v kinetické energii neutronu (problém neutronového bombardování nádoby reaktoru, tím se sice kinetická energie neutronu přemění na tepelnou /zpomalí/, ale bombardovaný materiál mění vlastnosti a stává se radioaktivním).

Syntéza těžších prvků než vodíku případně helia už je natolik obtížná, že probíhá jen při extrémních tlacích a teplotách během exploze hvězd a například Fe nevzniklo, jak by se dalo předpokládat, slučováním, ale masivním bombardováním jader lehčích prvků neutrony, které v jádře transmutovaly na protony a elektrony [Atkins, 2005, s. 58]. Prvky těžší než železo dokonce mohly vzniknout pouze zhroucením dávných hvězd a „okamžitým“ uvolněním obrovského množství energie.

Štěpení jader atomů

Neutronové štěpení •
 Řetězová
 řízená/neřízená reakce
 • Neutron • James
 Chadwick • Elektron •
 Proton • α -záření •
 Termický neutron •
 Rychlý neutron •
 Účinný průřez pro
 absorpci neutronu •
 Jaderná exploze •
 Kritické množství •
 ^{235}U • ^{239}Pu • Jaderný
 reaktor • Radioaktivita

Při štěpení se původní těžké jádro rozštěpí (rozdělí) na dvě jádra, jejichž nukleonová čísla budou nižší. Štěpení probíhá vyvoláním silové nerovnováhy v jádru atomu, například pomocí neutronu, který je absorbován jádrem, přitom se mohou uvolnit další neutrony. Pokud uvolněné neutrony způsobí štěpení dalších jader sousedních atomů, potom nastala řetězová reakce. Pokud tato řetězová reakce není omezována, potom nastala neřízená štěpná reakce (např. u jaderné exploze). Jestliže množství rozštěpených jader v daném čase je regulováno, potom nastala řízená štěpná reakce, které se využívá především v jaderné energetice v zařízeních zvané jaderné reaktory, ve kterých se transformuje jaderná energie na teplo.

Ostřelování jádra atomu za účelem jeho rozštěpení nemělo dlouho velký úspěch, dokud nebyl v roce 1932 britským fyzikem Jamesem Chadwickem (1891–1974) objeven neutron. Bombardováním atomů produkty radioaktivních přeměn, které do té doby byly objeveny, nebylo účinné, protože nedokáží proniknout k jádru. Elektron nepronikne přes elektronový obal,

ani když je urychlený na kinetickou energii několika miliónů eV [Jungk, 1965, s. 59]. Podobně dopadne i odstřelování jádra urychlenými protony nebo částicemi α -záření, protože mají kladný náboj jako jádro a to je odkloní [Běhounek, 1945, s. 160–161].

Neutron pronikne snadno elektronovým obalem a nereaguje odpudivě ani na kladně nabitě jádro. Zvláště tzv. pomalý neboli termický neutron (protože jeho kinetická energie je srovnatelná s kinetickou energií plynů při dané teplotě) má velmi vysokou pravděpodobnost, že pronikne do jakéhokoliv jádra.

Rychlost neutronu hodnotu pravděpodobnosti jeho zachycení jádrem velmi ovlivňuje, čím je větší, tím se pravděpodobnost zachycení snižuje, proto mimo termické neutrony ještě rozlišujeme tzv. rychlé neutrony s kinetickou energií v řádech milión eV. Pravděpodobnost absorpce neutronu v dané látce za daných podmínek jádrem určité velikosti je vyjádřena účinným průřezem pro absorpci neutronu, dále jen účinný průřez. Čím je účinný průřez jádra větší, tím větší je i pravděpodobnost absorpce neutronu jádrem. Rychlý neutron snadno uniká silám silné interakce.

Pohlí-li jádro neutron stane se z něj rázem jiný izotop, navíc se zvýší energie jádra o kinetickou energii neutronu, kterou musí jádro vstřebat [Heisenberg, 1997, s. 178]. Takto změněné jádro na neutron reaguje buď, tím, že se z něj stane radioaktivní izotop (a následuje radioaktivní přeměna), nebo právě rozštěpením.

Jestliže máme v nějakém objemu štěpitelného materiálu s velkým účinným průřezem pro absorpci neutronů, tak při neřízeném štěpení dojde prakticky okamžitě k jaderným reakcím v celém objemu štěpitelného materiálu (lavinovité štěpení) po uvolnění prvních neutronů. Aby se tak stalo, musí tento objem štěpitelného materiálu být velice čistý (tzv. zbrojní kvalita) a mít určitou hmotnost (kritická hmotnost). Jako palivo pro takovou lavinovitou štěpnou reakci se nejčastěji používá čistý izotop uranu s nukleonovým číslem 235 (^{235}U) nebo ^{239}Pu . Kritické množství u izotopu ^{235}U je cca 50 kg, u izotopu ^{239}Pu je 15 kg [Vacík a kol., 1995, s. 222]. Pro lavinovité štěpení je charakteristický jaderný výbuch, tedy okamžité uvolnění jaderné energie, které se využívá v jaderných zbraních.

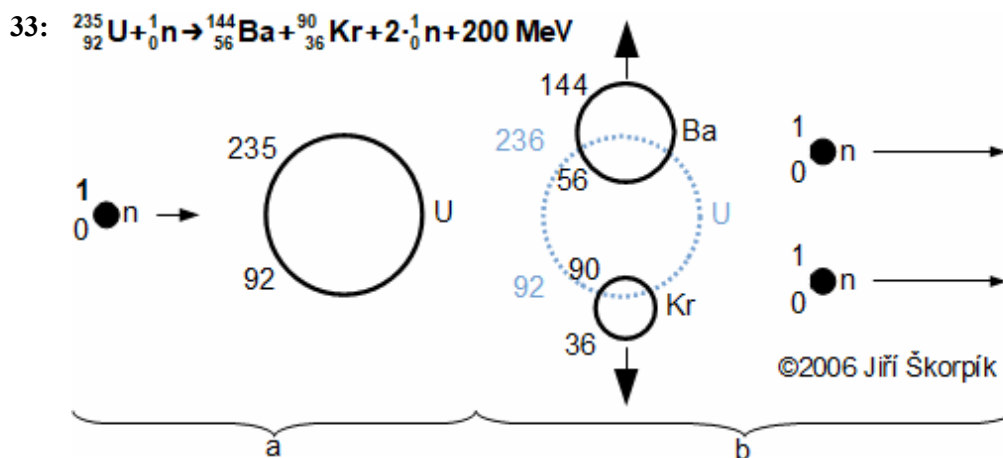
Řízené štěpení jader se široce využívá v jaderných elektrárnách, ve kterých se pomocí tepelného oběhu (nejčastěji se jedná o parní oběh) transformuje teplo z jaderného reaktoru na práci. Vhodný izotop pro štěpení v takových reaktorech musí splňovat podmínku okamžité jaderné reakce, to znamená, že se od něj požaduje okamžité štěpení po

absorbci neutronu, jinak se z něj stává pouze radioaktivní izotop, který se rozštěpí neznámo přesně kdy. Z toho důvodu se v energetických jaderných reaktorech nejčastěji využívá pro řízenou štěpnou reakci izotop uranu ^{235}U .

Štěpení ^{235}U v jaderném reaktoru

- ^{236}U • Neutron •
- Moderátor • Voda •
- Grafit • Absorbátor •
- Bor • Kadmium •
- Aktivní zóna •
- Podkritický • kritický a nadkritický aktivní zóny •
- Multiplikační faktor • Regulační tyče •
- Zpožděné neutrony •
- Kyselina boritá

Štěpení jádra probíhá pomocí jednoho pomalého neutronu, viz **Obrázek 33**. Jádro uranu ^{235}U tedy zvýší počet nukleonů na 236 a vznikne izotop uranu ^{236}U . Tento izotop je vysoce nestabilní a je velmi vysoká pravděpodobnost (cca 88 %), že se ihned rozpadne na dvě jádra těžkých prvků (v opačném případě je pouze vyzářeno z jádra γ záření). Nejčastěji to bývá dvojice prvků ^{144}Ba a ^{90}Kr nebo ^{101}Sr a ^{133}Xe . Dále se uvolní určitý počet neutronů podle toho, kolik nukleonů právě vzniklé prvky dohromady obsahují. Nově vzniklá jádra mají v okamžiku vzniku vysokou kinetickou energii rovnající se přibližně energii 166 MeV. Nárazy jader do okolních molekul a atomů se snižuje jejich kinetická energie ve prospěch zahřívání okolní hmoty. Dále se uvolní energie ve formě kinetické energie sekundárních neutronů o celkové energii přibližně 6 MeV. Energie ve formě přímého gamma záření o celkové energii přibližně 10 MeV. Záření z radioaktivních přeměn produktů štěpení o celkové energii přibližně 18 MeV. Celkem se tedy při štěpení uvolní energie v různých formách o velikosti přibližně 200 MeV.



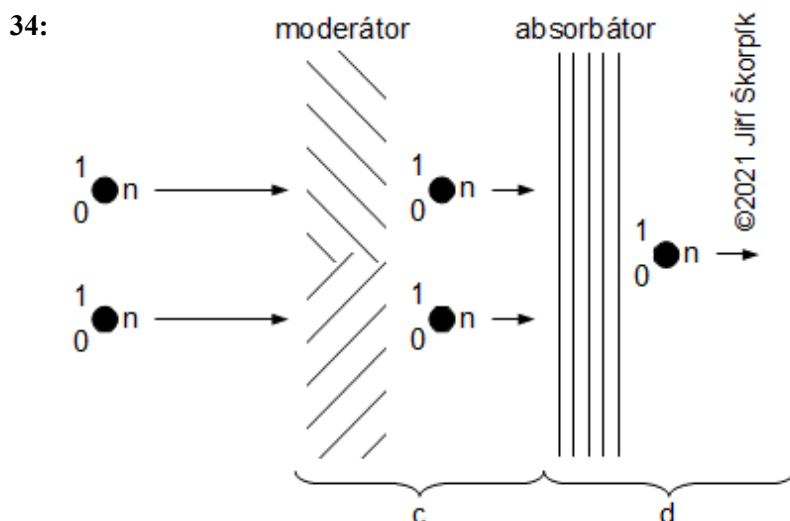
Příklad štěpné reakce izotopu uranu ^{235}U

a volný neutron je zachycen jádrem ^{235}U ; **b** vzniklý izotop ^{236}U se rozštěpí na dvě těžká jádra přičemž se uvolní energie a několik neutronů.

Počet uvolněných neutronů při rozpadu izotopu ^{236}U závisí podle typu vzniklých jader. V případě **Rovnice 33** se uvolnily dva neutrony. Rychlost těchto neutronů je od 14 000 do 20 000 $\text{km}\cdot\text{s}^{-1}$ [Něstěrenko a kol, 1959, s. 30] a jejich kinetická energie překračuje 1,1 MeV. Tyto rychlé neutrony mohou být, s jistotou, pravděpodobností zachyceny dalšími jádry

^{235}U , ale mnohem pravděpodobněji uniknout mimo objem látek připravených ke štěpení nebo jsou pohlceny jádry jiných izotopů, které se pak stávají radioaktivními [Horák a kol, 1961, s. 1352]. Proto se v reaktorech zvyšuje účinný průřez ^{235}U pro absorpci neutronů zpomalením neutronů pomocí moderátoru, **Obrázek 34**. Samotné zpomalení se děje ve formě pružných srážek neutronů s jádry moderátoru. Vlastnost moderátoru musí být taková, aby zpomaloval neutrony na požadovanou rychlost, ale zároveň aby znatelně tyto neutrony nepohlcoval. Materiálem moderátoru proto bývají lehčí prvky obvykle ultra čistý grafit nebo voda – u lehkovodních reaktorů je současně i chladivem. Složení moderátoru bývá extrémně čisté. Nejčastěji je snížena rychlost neutronů na 2 až 4 $\text{km}\cdot\text{s}^{-1}$ (kinetické energie neutronu od 0,025 do 0,085 eV). Při této rychlosti jsou neutrony v molekulárně kinetické rovnováze se svým okolím (rozsah rychlostí odpovídá teplotám od 20 °C do 700 °C) jedná se tedy o termické neutrony. Maximální účinný průřez pro absorpci neutronu je při rychlosti neutronu 40 $\text{km}\cdot\text{s}^{-1}$ (kinetické energie neutronu 7 eV) [Něstěrenko a kol, 1959, s. 30-31]).

Abychom mohli ovlivňovat počet následujících štěpných reakcí, respektive výkon, musíme umět také počet neutronů regulovat. Regulace počtu neutronů se provádí pomocí absorbátoru (**Obrázek 34**). Absorbátor musí ve velké míře pohlcovat neutrony. To je například bór nebo kadmium.



Příklad řízení štěpné reakce izotopu uranu ^{235}U

c snížení rychlosti neutronů ve hmotě moderátoru; **d** zachycení nadbytečných neutronů ve hmotě absorbátoru.

Objem paliva, ve kterém probíhá řízená jaderná reakce se nazývá aktivní zóna. V aktivní zóně může z pohledu bilance neutronů nastat: **1.** podkritický stav; **2.** kritický stav; **3.** nadkritický stav. Tyto tři stavy se nazývají základními stavy aktivní zóny.

1.

Jestliže počet štěpných reakcí způsobené neutrony uvolněné při štěpení v první generaci je menší než počet štěpných reakcí v první generaci, pak mluvíme o podkritickém stavu aktivní zóny. Ten může být způsoben úbytkem jader ^{235}U – spotřeba paliva, neutrony opouští aktivní zónu a zbylé neutrony nejsou schopny zajistit konstantní štěpný výkon, neutrony jsou absorbovány okolními látkami (příměsi v palivu) či absorbátorem. Tento stav je žádoucí například při snižování výkonu aktivní zóny.

2.

Jestliže počet štěpných reakcí v druhém sledu způsobené neutrony uvolněné při štěpení v první generaci je stejný jako počet štěpných reakcí v první generaci, pak mluvíme o kritickém stavu aktivní zóny. Po štěpení jednoho jádra dojde k absorpci všech neutronů jinými než štěpitelnými jádry (nebo opustí aktivní zónu) kromě počtu neutronů potřebných k rozštěpení dalšího jednoho jádra ^{235}U . Kritickému stavu odpovídá konstantní výkon aktivní zóny/reaktoru.

3.

Jestliže počet štěpných reakcí v druhé generaci je větší než počet štěpných reakcí v první generaci, pak mluvíme o nadkritickém stavu aktivní zóny. Neutrony vzniklé při štěpení jednoho jádra způsobí v průměru štěpení více jader. Tento stav je žádoucí například při zvyšování výkonu aktivní zóny. Neřízený nadkritický stav může způsobit přehřátí aktivní zóny a její destrukci.

Výše uvedené tři stavy aktivní zóny vyjadřuje multiplikační faktor k [1], který je definován jako průměrný počet neutronů, které způsobily štěpení připadající na jeden neutron, který způsobil štěpení v předchozí generaci. Pokud je $k < 1$ jedná se o podkritický stav aktivní zóny; $k = 1$ jedná se o kritický stav aktivní zóny; $k > 1$ jedná se o nadkritický stav aktivní zóny. Regulace výkonu aktivní zóny se provádí změnou multiplikačního faktoru, respektive regulací počtu neutronů v aktivní zóně.

Výkon aktivní zóny v jaderném reaktoru se standardně reguluje pomocí regulačních tyčí obsahující absorbátor, které se do aktivní zóny zasouvají (výkon klesá) nebo vysouvají (výkon roste). Zasouváním regulačních tyčí dochází k pohlcování neutronů. Při přechodu ze stavu podkritického na nadkritický stav se musí tyče začít opět vysouvat a řetězová štěpná reakce se obnovuje pomocí zpožděných neutronů v aktivní zóně nebo jiného zdroje neutronů v okolí aktivní zóny. Zpožděné neutrony

se uvolňují při přirozeném rozpadu některých těžkých jader vzniklých při štěpení, viz výše. Některá tato jádra jsou radionuklidy takového druhu, které se rozpadají během několika desítek sekund. Takže po odstranění absorbátoru z aktivní zóny tyto zpožděné neutrony mohou opět nastartovat štěpnou reakci. Absorbátor může být i součástí chladicí kapaliny, například absorpční schopnost chladicí vody lze rugolovat změnou koncentrace kyseliny borité v této vodě.

- Úloha 5:** Sláma při hoření uvolní přibližně $14 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ energie, černé uhlí $27,3 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$. Stanovte jaké množství energie se uvolní při ideálním štěpení 1 kg ^{235}U a při štěpení 1 kg přírodního uranu. Jaká energie se uvolní při sloučení vodíku v jednom 1 kg H_2O ? Stanovte jaké množství čistého uranu ^{235}U nebo vody (lehká voda) by bylo potřeba k nahrazení energie veškerých fosilních paliv spotřebovaných v ČR v roce 2005? Řešení úlohy je uvedeno v **Příloze 5**.

Hmotnost a relativita

Teorie relativity • Lorentzův činitel • Klidová hmotnost • Vazebná energie • Anihilace • Antihmota

Podle teorie relativity pohybujícím se tělesům plyne čas pomaleji, stejně tak se zvyšuje jejich hmotnost a to podle **Vzorce 35**. Z posledního vzorce plyne, že nárůst hmotnosti tělesa je způsobena nárůstem jeho kinetické energie. Vztah mezi energií a hmotností poprvé odvodil Albert Einstein, viz **Vzorec 36**.

$$35: \quad m = m_0 \cdot \gamma; \quad \gamma = \frac{1}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

Hmotnost pohybujícího se tělesa

m [kg] hmotnost tělesa za pohybu; m_0 [kg] hmotnost tělesa za klidu tzv. klidová hmotnost; γ [-] Lorentzův činitel; v [$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$] rychlost tělesa; c [$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$] rychlost světla ve vakuu. Odvození vzorce v [Macháček, 1995, s. s. 220].

$$36: \quad \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

Δm [kg] zvýšení hmotnosti tělesa, jestliže se jeho energie zvýší o ΔE [J]. Odvození v [Macháček, 1995, s. s. 220].

Vzhledem k tomu, že Lorentzův činitel je větší jak 1,001 při rychlostech kolem $13\,400 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$, projevuje se nárůst rychlosti na hmotnosti až u elementárních částic pohybujících se vysokou rychlostí (podívejte se na rychlost rychlého neutronu). Z toho důvodu se při uvádění hmotnosti elementárních částic v klidu uvádí, že se jedná o klidové hmotnosti.

Lze dokázat, že Einsteinova **Rovnice 36** platí absolutně, tj. hmota je ekvivalentem energie. To lze dokázat, jednak myšlenkovým experimentem [Macháček, 1995, s. s. 220], a jednak porovnáním hmotností atomů se součtem klidových hmotností jeho jednotlivých elementárních částic, ze kterých je

složen – hmotnost atomu bude větší o ekvivalent vazebné energie jádra kinetických energií částic. Naopak, při malých energiích chemických vazeb se rozdíl mezi hmotnostmi vstupních produktů a výsledné sloučeniny prakticky neprojeví, respektive je velmi malý a při výpočtech se s úbytkem hmotnosti nepočítá.

Zcela se projeví vztah mezi hmotou a energií při anihilaci – sloučení hmoty a antihmoty, při kterém dojde k přeměně obou podle rovnice $E=mc^2$ na energii (kde E [J] je množství uvolněné energie; m [kg] celková hmotnost anihilované hmoty), energie je uvolněna ve formě fotonů, tedy elektromagnetického záření. Antihmotou je například pozitron e^+ , který je antičásticí (antihmotou) k elektronu e^- známého z běžné hmoty.

Odkazy

- ASIMOV, Isaac, 1978, *Slova vědy-co se za nimi skrývá*, Panorama, Praha. Translation from: 1959, 1972, *Words of Science and History behind them a More Words of Science*, Houghton Mifflin Company, Boston. České vydání doplnil a upravil Koryta Jiří.
- ATKINS, P. W., 2005, *Periodické království: cesta do země chemických prvků*, Academia, Praha, ISBN 80-200-1185-4.
- BĚHOUNEK, František, 1945, *Svět nejmenších rozměrů*, Jaroslav Tožička, Praha.
- FEYNMAN, Richard Phillips, 2014, *Neobyčejná teorie světla a látky: kvantová elektrodynamika*, Aurora, Praha, ISBN 978-80-7299-107-5.
- FIKR, Jaroslav, 2010, *Jak porozumíme chemickým vzorcům a rovnicím*, Barrister & Principal, Brno, ISBN 978-80-87029-94-7.
- GARLÍK, Bohumír, 2012, Energie elektromagnetického pole, inteligentní budovy a lidský organismus, *Energetika*, **62**(12), ČSZE, Praha, ISSN 0375–8842.
- GONZALEZ, F. M., et al., 2021, Improved Neutron Lifetime Measurement with UCN τ , *Phys. Rev.*, **127**(16), DOI: 10.1103/PhysRevLett.127.162501.
- GRAY, Theodore W., 2012, *Prvky: obrazový průvodce všemi známými atomy ve vesmíru*, Slovart, Praha, ISBN 978-80-7391-544-5.
- HÁLA, Jiří, 1998, *Radioaktivita, ionizující záření, jaderná energie*, KONVOJ, Brno, ISBN 80-85615-56-8.
- HEISENBERG, Werner, 1997, *Část a celek: rozhovory o atomové fyzice*, Votobia, Olomouc, ISBN 80-7198-216-4.
- HESLOP, R., JONES, K., 1982, *Anorganická chemie*, SNTL, Praha.
- HORÁK, Zdeněk. KRUPKA, František, ŠINDELÁŘ, Václav, 1961, *Technická fyzika*, SNTL, Praha.
- HOUSER, Pavel, 2019, Nejmenší kousek ledu: stačí jen 90 molekul vody, *sciencemag.cz*, Nitemedia s.r.o., Praha, [online], [cit. 2021-01-17]. Dostupné z: <https://sciencemag.cz/nejmensi-kousek-ledu-staci-jen-90-molekul-vody/>.
- JUNGK, Robert, 1965, *Jasnější než tisíc sluncí: osudy atomových vědců*, Mladá fronta, Praha.
- KEAN, Sam, 2016, *Mizející lžice, růžový sníh a jiskřící bonbóny: fascinující příběhy o vědě, šílenství a lásce z periodické tabulky prvků*, Grada Publishing, Praha, ISBN 978-80-247-5844-2.
- KRAUSS, Lawrence Maxwell, 2013, *Vesmír z ničeho*, Knižní klub, Praha, ISBN 978-80-242-4145-6.
- LINSTROM P.J. MALLARD, W.G., Eds., 2018, *NIST Chemistry WebBook*, NIST Standard Reference Database Number 69, National Institute of Standards and Technology, Gaithersburg MD, 20899, [online], [cit. 2018-11-19]. Dostupné z: <https://doi.org/10.18434/T4D303>.
- MACHÁČEK, Martin, 1995, *Encyklopedie fyziky*, Mladá fronta, Praha, ISBN 80-204-0237-3.
- McMURRY, John, 2006, *Organická chemie*, VUTIUM, Brno, ISBN 978-80-214-3291-8. Translation from: 2004, *Organic chemistry*, Brooks/Cole a Thomson Learning Company, ISBN: 0534389996.

- MIODOWNIK, Mark, 2016, *Neobyčejné materiály: podivuhodné příběhy látek, které vytvářejí náš svět*, Dokořán, Praha, ISBN 978-80-7363-765-1.
- MOBERG, Daniel R., BECKER, Daniel, DIERKING, Christoph W.; et al., 2019, The end of ice I, *PROCEEDINGS OF THE NATIONAL ACADEMY OF SCIENCES OF THE UNITED STATES OF AMERICA*, **116**(49), pp. 24413-2441 .
- NĚSTĚRENKO, G., SOBOLEV, A., SUŠKOV, J., 1959, *Atomová letadla*, Naše vojsko, Praha. Z ruského originálu Primeněníje atomonych dvigatel'ej v aviaciji.
- PEIERLS, R. E., 1963, *Zákony přírody*, Orbis, Praha. Translation from: 1957, "The Laws of Nature", George Allen & Unwin, London.
- PRÁŠIL, Zdeněk, ŽILKA, Luděk, SATORIE, Zdeněk, PALEK, Miroslav, DUFKOVÁ, Marie, 1992, *Užitečné záření*, ČEZ, a.s., Praha, ISBN 80-7073-047-1.
- PRESTON, M. A., 1970, *Fyzika jádra*, Academia, Praha, ISBN 80-7073-047-1.
- ŘÍPA, Milan, WEINZETTL, Vladimír, MLYNÁŘ, Jan, ŽÁČEK, František, 2005, *Řízená termojaderná syntéza pro každého*, Ústav fyziky plazmatu AV ČR, Praha, ISBN 80-902724-7-9.
- ŠKORPÍK, Jiří, 2019, Foton, *Transformační technologie*, Brno, [on-line], ISSN 1804-8293. Dostupné z <https://www.transformacni-technologie.cz/46.html>.
- ŠKORPÍK, Jiří, 2020, Z dějin transformačních technologií, *Transformační technologie*, Brno, [online], [cit. 2022-01-25], ISSN 1804-8293. Dostupné z <https://www.transformacni-technologie.cz/01.html>.
- ŠKORPÍK, Jiří, 2022, Jaderná energetika, *Transformační technologie*, Brno, [online], ISSN 1804-8293. [cit. 2022-01-25], Dostupné z https://www.transformacni-technologie.cz/jaderna-energetika_2022.html.
- VACÍK, Jiří, BARTHOVÁ, Jana, PACÁK, Josef, STRAUCH, Bohuslav, SVOBODOVÁ, Miloslava, ZEMÁNEK, František, 1995, *Přehled středoškolské chemie*, SPN-pedagogické nakladatelství, a.s., Praha, ISBN 80-85937-08-5.
- VESELOV, Michail Grigor'jevič, 1966, *Úvod do kvantové teorie atomů a molekul.*, Státní nakladatelství technické literatury, Praha.
- VOHLÍDAL, Jiří. JULÁK, Alois. ŠTULÍK, Karel, 2010, *Chemické a analytické tabulky*, Grada, Praha, ISBN 978-80-7169-855-5.
- VOL'KENŠTEJN, Michail Vladimirovič, 1979, *Křížovatky vědy*, Horizont, Praha.
- WILCZEK, Frank, 2011, *Lehkost bytí aneb Bytí jako světlo*, Argo/Dokořán/Paseka, ISBN 978-80-257-0544-5/ISBN 978-80-7363-395-0/ISBN 978-80-7432-146-7. Translation from: 2008, *The Lightness of Being: Mass, Ether, and the Unification of Forces*, Basic Books, New York.

Bibliografická citace článku

- ŠKORPÍK, Jiří, 2022, Úvod do světa atomů a molekul, *Transformační technologie*, Brno, [on-line], ISSN 1804-8293. Dostupné z https://www.transformacni-technologie.cz/uvod-do-sveta-atomu-a-molekul_2022.html.