

# 47. ÚVOD DO SVĚTA NEJMENŠÍCH ROZMĚRŮ

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

## Úvod 1

• Molekula 1 • Atom a prvek 1 • Porovnání vlastností elementárních částic [T.1189] 1 • Prvních sto nejlehčích prvků [T.1155] 3 • Složení a struktura plynů, kapalin a tuhých látek 3 • Molekulové složení vlhkého vzduchu [T.1244] 4 • Porovnání vzorců [T.643] 5 • Porovnání vzorců [T.643] 5 • Otázky a odpovědi 6

## Elektronový obal, vznik iontů a Van der Waalsova síla 6

• Kvantový model elektronového obalu atomu 6 • Ionizace atomů a Van der Waalsova síla 7 • Ionizační potenciál světla [Ú.1176] 9 • Ionizační energie na 1 mol látky [Ú.1185] 9 • Výstavbový princip elektronového obalu 9

## Základy chemie – úvod do vzniku sloučenin 12

• Chemické vazby, jejich vlastnosti a vzorce 12 • určení slučovací entalpie [Ú.1188] 15 • Vznik a rozklad molekul 15 • Podobnosti prvků při slučování 17 • Periodická tabulka prvků [T.1156] 17 • Příklady predikce sloučenin na základě vzorové sloučeniny [T.1248] 18

## Jádro atomu a jeho stabilita 19

## Radioaktivita 21

• Poločas přeměny 21 • Druhy radioaktivních přeměn 22

## Ionizující záření 23

• Zdroje ionizujícího záření 23 • Výpočet dávky ionizujícího záření 24 • Účinky ionizujícího záření 24 • Radiační váhové faktory [T.1251] 25 • výpočet ekvivalentní dávky [Ú.1249] 26

## Jaderné reakce 26

• Jaderná syntéza 27 • Štěpení jader atomů 28 • Štěpení <sup>235</sup>U v jaderném reaktoru 29 • porovnání energií uvolněných při chemických a jaderných reakcí [Ú.525] 32

## Hmotnost a relativita 32

## Odkazy 33

## Přílohy 35

• 525 Řešení úlohy 35 • 536 Odvození rovnice pro úbytek počtu radioaktivních jader ve vyšetřovaném souboru a vzorce pro poločas přeměny 37 • 1176 Řešení úlohy 38 • 1185 Řešení úlohy 38 • 1188 Řešení úlohy 39 • 1249 Řešení úlohy 39

## Úvod

### Molekula

*Co lze považovat za  
nejmenší díl plynu,  
kapalin a tuhých látek  
Molekula*

*I molekuly lze rozložit  
na menší části*

*Atom  
Chemická vazba  
Sloučenina  
Jednoatomová mol.  
Van der Waalsova síla*

Lidské oko dokáže rozlišit zrnko písku o velikosti asi  $0,1\text{ mm}$ , 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 [18], 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

*Atomy jsou různých  
druhů  
Prvek*

*Atomy jsou složeny z  
elementárních částic,  
které lze ale také dále  
rozbít na menší  
částice*

*Proton  
Elektron  
Neutron*

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

Atomy jsou tvořeny kombinacemi tří elementárních částic zvané elektrony, protony a neutrony *Tabulka 1189*, ale i tyto částice lze dále "rozbít" na menší a menší částice – zatím jich bylo objeveno několik stovek [20] – "stačí" k tomu pouze větší a větší hustota energie (podrobnosti o nitru elementárních částic populárně naučnou formou naleznete např. v [8]). My se však v tomto článku při zkoumání hmoty zastáváme u základních elementárních částic atomu, které odpovídají za vlastnosti látek kolem nás.

**1189** *Porovnání  
vlastností  
elementárních částic*

	symbol	m	Q
Proton	Z	1672,6	1,6022
Elektron	e <sup>-</sup>	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.

*Rozložení elektricky  
nabitých částic v atomu  
Nukleon*

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) [14, s. 112].

*Jak se atomy od sebe  
odlišují*

*Izotop  
Izobar  
Radionuklid*

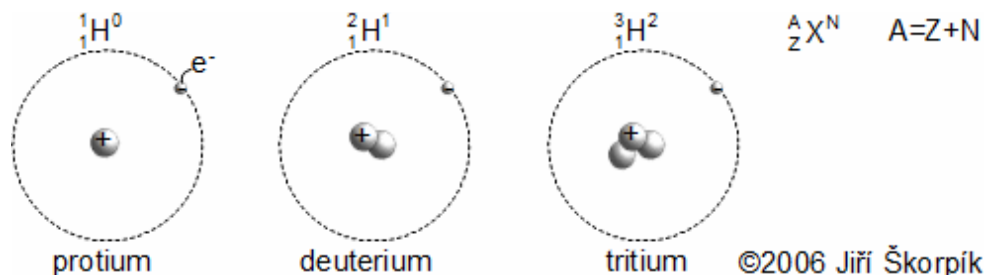
Atomy, se stejným počtem protonů v jádře nazývá atomy jednoho prvku (jiný výraz pro prvek je nuklid). Nuklidy, které mají stejný počet protonů, ale různý počet neutronů se nazývají izotopy (izotopy jednoho prvku mají navenek prakticky stejné vlastnosti pouze mají různou hmotnost). Skupiny atomů se stejným 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 vazáří energie v důsledku čehož se mohou i rozpadnout) se nazývají radionuklidy.

Nejjednodušší prvek  
Vodík

Nejjednodušší prvek obsahuje jeden proton v jádře a jeden elektron obíhajícím kolem jádra – nazýváme ho vodíkem a zkráceně označujeme písmenem H, *Obrázek 72*. Většina dalších známých prvků je uveden v *Tabulce 1155*.

72 Izotopy vodíku  
a značení atomů

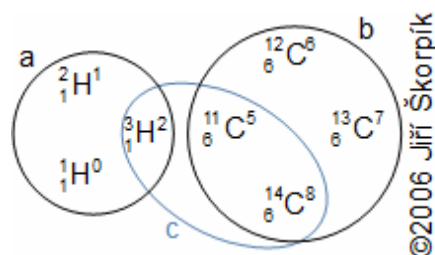


X značka prvku; A [-] nukleonové číslo; Z [-] protonové číslo (počet protonů v jádře atomu); N [-] neutronové číslo (počet neutronů v jádře atomu); e<sup>-</sup> elektron. **Protium** tzv. lehký vodík, nejčastější izotop vodíku – 99,9885 % člověku dostupného vodíku, nejvíce je ho na povrchu Země ve vodě. **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 [1].

Uhlík

Méně frekventovaným ale důležitým prvkem na Zemi je uhlík (označujeme zkráceně písmenem C), který má v jádře šest protonů a také má několik izotopů, viz *Obrázek 1152*.

1152 Izotopy uhlíku  
a vodíku



**a** izotopy vodíku; **b** izotopy uhlíku; **c** jen některé izotopy jsou radionuklidy. Literatura [2].

Všechny prvky vznikly  
pravděpodobně z  
vodíku  
Velký třesk  
Slučování  
Štěpení  
Transmutace  
Hvězdy

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 mračka). 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 [17, 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<sup>2</sup>, pomocí termonukleárních explozí bomb a v laboratořích ozařováním atomů. Prvky těžší než vodík jsou popsány v navazujících částech článku.

### 1155 Prvních sto nejllehčích prvků

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	erbium	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 latiské naleznete například v [13].

### Složení a struktura plynů, kapalin a tuhých látek

#### Stechiometrické složení látky

Nyní když známe prvky můžeme se zpět vrátit k nejmenšímu dílu vyšetřované látky a stonovit 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, viz příklad složení biomasy<sup>3</sup> apod.

*Stechiometrické složení k popisu vlastností látky nestačí – záleží na vnitřním uspořádání molekul i uspořádání molekul mezi sebou*  
Chemické vzorce

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 kapalné 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 molekulový vzorec; **2.** stechiometrický vzorec; **3.** strukturní vzorec.

*Molekulový (sumární) vzorec*  
Uhlík, vodík a kyslík

**1/3.** 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  $\text{H}_2\text{O}$ . 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 jsou molekuly vzduchu. Vzduch je plyn, to znamená, že je složen s jednotlivých molekul, které mají kinetickou energii (pohybují se) odpovídající teplotě vzduchu (čím vyšší teplota, tím rychlejší pohyb). Tyto molekuly při pohybu samozřejmě do sebe naráží, ale jinak mezi sebou nereagují a ani se neshlukují. 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, viz *Tabulka 1244*.

**1244** Molekulové složení vlhkého vzduchu

(a)	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	Ar	$\text{CO}_2$
C	773,58	207,54	9,3646	9,2152	0,2999

**(a)** molekulový vzorec příslušné molekuly; **C** [ $\text{ppm} \cdot 10^{-3}$ ] koncentrace dané molekuly (počet molekul ve vzorku s 1 mil. molekul) – koncentrace jednotlivých typů molekul vzduchu o relativní vlhkosti<sup>43</sup> 40 %;  $\text{N}_2$  molekula dusíku tvořena pouze dusíkem;  $\text{O}_2$  molekula kyslíku tvořena pouze kyslíkem;  $\text{H}_2\text{O}$  molekula vody (ve vzduchu je voda ve formě páry); Ar molekula argonu je jednoatomová;  $\text{CO}_2$  jedná se o molekulu oxidu uhličitého – v současné době kvůli masivnímu spalování fosilních paliv<sup>7</sup> koncentrace  $\text{CO}_2$  vzrůstá na úkor kyslíku  $\text{O}_2$ , což způsobuje zvětšování skleníkového efektu<sup>7</sup>.

*Stechiometrický vzorec molekuly*

**2/3.** 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  $\text{N}_2$ , je {N} – aby šlo poznat o jaký vzorec jde, dáváme ho do složených závorek. Dalším stechiometrické vzorce molekul vzduchu jsou v *Tabulce 643*.

## 643 Porovnání vzorců

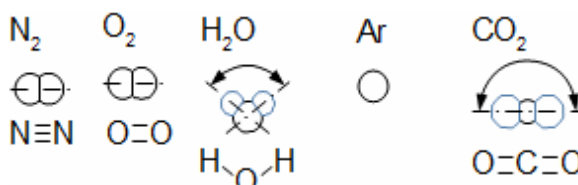
(a)	$N_2$	$O_2$	$H_2O$	Ar	$CO_2$
(b)	{N}	{O}	{ $H_2O$ }	{Ar}	{ $CO_2$ }

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

Strukturní vzorec  
Izomer

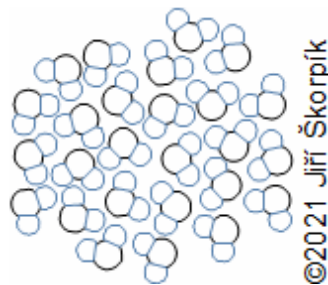
**3/3.** Strukturní vzorec je prakticky jakýkoliv obrázek, který znázorňuje vztahy (zejména typ chemické vazby) a pozice mezi jednotlivými atomy nebo molekulami v rámci nejmenšího dílu látky. Izomery jsou pak sloučeniny, které mají stejný molekulový vzorec ale odlišný strukturní. Příklady takových znázornění jsou uvedeny na *Obrázcích 1243, 1242, 1246.*

1243 Příklady  
strukturních vzorců  
molekul vzduchu



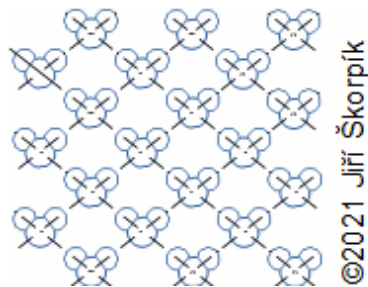
$H_2O$  struktura molekuly vody je charakteristická tím, že vodíkové atomy jsou vázány ke kyslíku v úhlu  $104,45^\circ$ ;  $CO_2$  struktura molekuly oxidu uhličitého, je charakteristická tím, že kyslíkové atomy jsou vázány ke kyslíku v úhlu  $180^\circ$ .

1242 Nejmenší kapka  
vody – složení a vzorec  
kapalin



Teoreticky je nejmenším dílem čisté vody molekula vody  $H_2O$ , ovšem o jedné molekule nelze říci v jakém je stavu jestli v plynném, kapalném nebo pevném. Nelze také například změřit jeho mechanické veličiny, mezi které patří povrchové napětím tlak atd. Taková nejmenší kapka musí obsahovat několik desítek až stovek molekul, například studie The end of ice I [27, 28] 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) narážejí 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 odpudivými silami při srážkách molekul jsou nepodstatné). Takže nejmenší vodní kapka je shlukem neboli klastrem nepravidleně uspořádaných molekul  $H_2O$  [29, s. 289].

1246 Nejmenší kousek  
ledu – krystalické  
mřížky tuhých látek



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 organizuje 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. 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 Zemi. 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 ochlazení zorganizovat – jedná se vlastně o kapalinu s velmi velkou viskozitou. Typickým příkladem amorfni struktury je křemenné sklo.

### Otázky a odpovědi

*Co je chemická vazba?  
Tajemství Van der  
Waalsových sil  
Kde se bere energie při  
rad. rozpadu?*

V dalších kapitolách článku se budeme zabívat odpovědmi na otázky, co je chemická vazba, jak vzniká i na to proč při přechodu z kapalně fáze do tuhé vytváří molekuly krystalickou mřížku, respektive co je Van der Waalsova síla. Také si řekneme, kde se bere energie při radioaktivním rozpadu prvků.

### Elektronový obal, vznik iontů a Van der Waalsova síla

*Elektron musí obíhat  
kolem jádra, aby se do  
něj nezhroutil*

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 naprosto zanedbatelná). Jestliže elektron se nemá zhroutit do jádra, musí kolem jádra obíhat určitou rychlostí.

### Kvantový model elektronového obalu atomu

*Elektron může  
vyzařovat energii  
pouze v kvantech  
Nulový pohyb  
elektronů*

Problém prvoplánovité úvahy obíhající elektronů je v tom, že jakákoliv elektricky nabitá zrychlující částice vyzařuje energii (ve formě fotonů<sup>46</sup>, respektive elektromagnetického záření<sup>46</sup>). Taková vlastnost byla u elektronů známa ještě před tím, než bylo objeveno složení atomu [18], protože elektron byl předmětem výzkumu při odhalování podstaty elektriny<sup>1</sup>. 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 [4, 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 [11, s. 159].

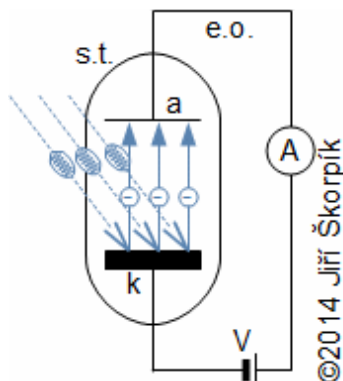
*Bohrův kvantový model  
el. obalu atomu*

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 Bohrův kvantový model elektronového obalu atomu.

*Fotoelektrický jev*

Jedním z přímých důkazů kvantování energie elektronu v atomovém obalu je fotoelektrický jev teoreticky popsán už Albertem Einsteinem:

**1012** 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

*Odstranění el. z  
elektronového obalu  
atomu*

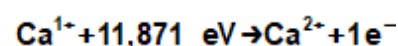
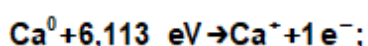
*Ionizační energie prvku*

*Kation*

*Plazma*

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 odpuzivá síla. Odtud rozlišujeme první ionizační energii prvku, druhá atd. Ionizační energie se obvykle uvádí v jednotce elektronvolt, která představuje kinetickou energii, kterou nabitá částice získá mezi deskami se vzájemným napětím  $1\text{ V}$ .

**1039** Ionizační rovnice



Jedná se o příklad ionizace atomu vápníku Ca nejprve první, a pak druhou ionizační energií. Zdroj hodnot ionizačních energií [13].

*Valenční elektron*

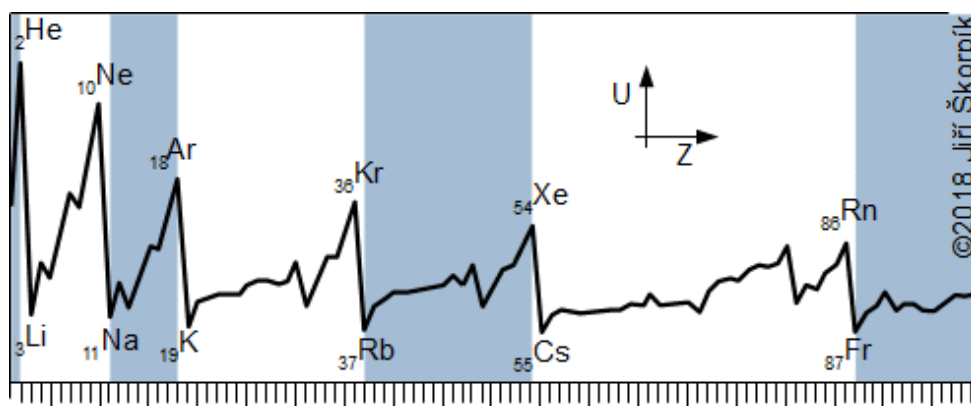
Elektron v elektronovém obalu, který reaguje s dopadajícími fotony nazýváme valenčním elektronem.

*Měření první ion. en.  
plynů*

První ionizační energii není složité změřit, například ionizací atomů prvku v plynném stavu. Z grafického vyjádření prvních



### 1186 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  
Ušlechtilé plyny  
Alkalické kovy  
Slučování

ionizačních energií prvků na *Obrázku 1186, s. 8* 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 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.

Existuje více en. úrovní  
elektronu  
Ramanův rozptyl  
Modré nebe

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 vyzářen 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<sup>2</sup>, díky němuž je oblaha modrá – v elektronových obalech atomů vzduchu velmi dobře probíhá Ramanův rozptyl pro fotony modrého spektra [29]. Tento jev poprvé popsal indický fyzik **Chandrasekhara Venkata Raman** (1888-1970). Energetický stav elektronu ve valenční vrstvě se zvětšuje/zmenšuje i s teplotou.

Počet elektronů v  
obalech lze i zvyšovat  
Ionty

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 [14, s. 34]). Energie, která se uvolní, jestliže elektronový obal

*Elektronová afinita*

přijme elektron navíc a z atomu se stane aniont se nazývá elektronová afinita (elektronové afinity vybraných prvků jsou uvedeny například v [12], [23]). Elektronová afinita může být kladná i záporná, kladná hodnota určuje získanou energii s přijmutím 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 [10, s. 38]).

**1041 Ionizační rovnice**

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

*Proč je schopen obal udržet el. navíc – prosakování náboje jádra*

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.

*Teorie orbitalů  
Neurčitost  
Schrödingerova rovnice  
Štěrbínový experiment*

Podle teorie orbitalů je poloha elektronu v elektronovém obalu neurčitá<sup>46</sup>, 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 štěrbinovým experimentem [11, s. 168] popsaného v kapitole Štěrbínový experiment<sup>46</sup>.

*Objasnění podstaty Van der Waalových sil*

Možnost, že v jistých částech povrchu atomu je pravděpodobnost zachycení kladného náboje větší než záporného je podstata Van der Waalova 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.

**1176 Úloha**

Atomy jakého prvku či prvků mohou být ionizovány fotony viditelného světla? Řešení úlohy je uvedeno v *Příloze 1176*, s. 38.

**1185 Úloha**

Určete celkovou ionizační energii jednoho molu chloru. Řešení úlohy je uvedeno v *Příloze 1185*, s. 38.

**Výstavbový princip elektronového obalu**

*Představa psti výskytu elektronu jako tvaru Orbitaly typu s, p, d, f*

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.

*Jak orbitaly na sebe navazují – el. obal prvku je rozšířením el. obalu předchozího lehčího prvku*  
*Výstavbový princip elektronového obalu*

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 [10, s. 86]. 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. Současně platí, že elektronový obal je stejný u všech izotopů jednoho prvku.

*Pauliho princip výlučnosti*  
*Spin*

Rakouský vědec **Wolfgang Pauli** (1900–1958) objevil, 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 proskování 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  $90^\circ$  a elektrony v nich obíhají opačným směrem – elektrony tedy navzájem vytváří opačný dipolový moment, říkáme, že mají opačný spin. Jen takové páry dokaží 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 výlučnosti.

*Příklady postupu při určování sklady el. obalu*  
*Číslo energetické hladiny*  
*H*  
*He*  
*Li*

Nyní je tedy jasné, že valenční orbital vodíku bude typu *s* a bude v něm jen jeden elektron, to se zkráceně zapíše  $1s^1$  (jednička před označením typu orbitalu označuje periodu ionizační energie *Obrázek 1186*, s. 8). Orbital je tedy neúplný, takže kladný náboj jádra prosakuje natolik, že atomy vodíku jsou náchylné k vytvoření aniontu. Atom helia už musí mít dva elektrony, takže jeho valenční orbital vytvoří pár  $1s^2$ , proto atomy helia anionty netvoří a proskování náboje jádra je u helia výrazně menší než u vodíku. Třetím prvkem v pořadí v počtu protonů v jádře je lithium, který má tři elektrony – je jisté, že ve valenční vrstvě bude jen jeden elektron (zbývající dva vytvoří pár), ale jaký typ orbitalu? Z průběhu ionizační energie je jasné, že orbital musí mít velmi nízkou energii, proto valenční orbital bude  $2s^1$  (dvojka jako druhá perioda – orbital *s*, protože má nejnižší energii) a lithium vytváří

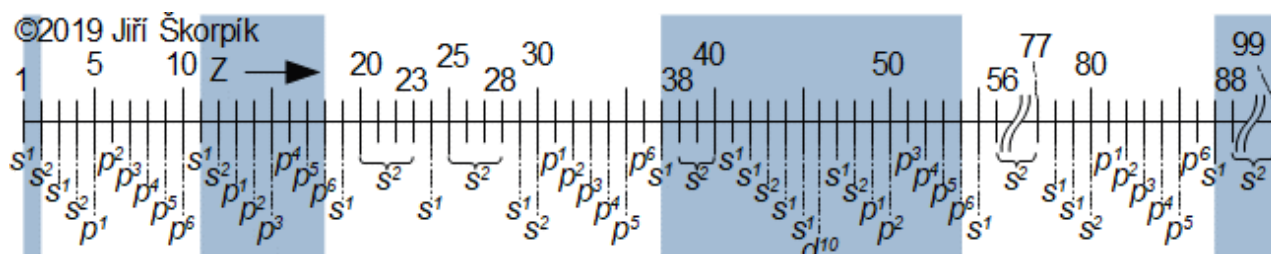
Be  
B  
C  
Ne  
Na  
P

anionty velmi lehce. Valenční elektron Beryllia pak bude mít konfiguraci  $2s^2$ . Následuje atom prvku boru s pěti elektrony ale s vyšší ionizační energií než beryllium, to znamená, že musí mít orbital s vyšší energií než s-orbital, což je p-orbital a valenční elektron boru má konfiguraci  $2p^1$ , takže anionty vytváří celkem snadno. Za borem je uhlík s valenčním orbitalem  $2p^2$ , protože p-orbital má tři tvary může také přijmout elektron či dva na konfiguraci  $2p^2$ . Takto lze pokračovat v určování konfigurace valenčních orbitalů u dalších prvků, viz *Obrázek 1187* a *Obrázek 1138*. Pomocí výstavbového principu a posledního obrázku lze určit složení všech orbitalů jakéhokoliv prvku. Například neon Ne ( $Z=10$ ) obsahuje elektrony v těchto orbitalech  $1s^2 2s^2 2p^6$ , sodík Na ( $Z=11$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , fosfor P ( $Z=15$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  atd. Složení jednotlivých orbitalů se tedy opakuje a zkráceně se zapisuje využitím znalosti složení elektronového obalu nejbližšího ušlechtilého plynu s nižším protonovým číslem takto: Na [Ne] $3s^1$ , P [Ne] $3s^2 3p^3$  atd. V těchto případech se čísla před typem orbitalů označuje jako číslo elektronové slupky či energetické hladiny [10, s. 89].

Z=1: H  $1s^1$ ; Z=2: He  $1s^2$ ; Z=3: Li  $2s^1$ ; Z=4: Be  $2s^2$ ; Z=5: B  $2p^1$ ; Z=6: C  $2p^2$ ; Z=7: N  $2p^3$ ; Z=8: O  $2p^4$ ; Z=9: F  $2p^5$ ; Z=10: Ne  $2p^6$ ; Z=11: Na  $3s^1$ ; ...Z=88: Ra  $7s^2$ ; Z=89: Ac  $7s^2$ ...

#### 1187 Příklady konfigurace valenční vrstvy prvků

Elektronové konfigurace prvků lze nalézt například v chemických analytických tabulkách [13].



#### 1138 Konfigurace valenčních elektronů prvků

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

#### Valenční vrstva

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. Tak 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 s-orbitály a pět s p-orbitly) apod. u ostatních prvků.

*Kvantování energie el. souvisí právě s návazností jednotlivých orbitalů na sebe*

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 orbitalu atomu, takže může mít jen určité energie frekvence s těmito orbitály ladící.



## Základy chemie – úvod do vzniku sloučenin

*Většina látek je sloučeninami*

*Systemové a nesystemové názvy sloučenin*

*Sloučenina vzniká při chemické reakci  
Hoření  
Vypalování keramiky*

V přírodě se nevyskytují prvky jenom jako volné atomy, ale spíše ve formě víceatomární, což jsme si už vysvětlili v úvodu článku. Vlastnosti látky, která je složena z nějaké sloučeniny závislá nejen na složení sloučeniny, ale také na strukturním vzorci.

V úvodu článku jsme si napsali, že sloučeninu lze popsat vzorci, mimo vzorce ale existují i názvy sloučenin, většinou v každém jazyce jiné. System skladby názvů sloučenin v češtině je uveden například v [5], [19] a takový název se nazývá systemový. U frekventovaných sloučenin se používají i nesystemové názvy jako voda pro  $H_2O$  místo systemového 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 mimo jiné pozorovat při vypalování keramiky. Surová hmota keramiky je na počátku vlhký jííl vytvarovaný do patřičného tvaru, když ho vysušíme při nízké teplotě, tak máme 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 z jíílu vznikne nová látka – keramika [30, s. 200].

### Chemické vazby, jejich vlastnosti a vzorce

*Van der Waalsovy síly jako hlavní činitel pevnosti tuhých látek, ale nikoliv podstatou chemické vazby*

*Vzájemní ionizace atomů*

*Vznik chemické vazby vzájemnou ionizací atomů  
Reaktivita prvku*

Jestliže za chemickou vazbu budeme považovat sílu, která drží atomy v molekule pohromadě, pak se nejedná o Van der Waalsovu sílu. Van der Waalsova 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 Waalsových sil a nikoliv pevnosti chemických vazeb v molekulách. Chemická vazba je mnohem silnější než Van der Waalsovy síly a její podstatou jsou elektrické síly mezi dvěma či více atomy, při jejich vzájemné ionizaci.

Atomy se snaží vzájemnou ionizací "doplnit" svůj valenční orbital do úplného zaplnění nebo naopak, pokud je to energeticky výhodnější, se neúplného orbitalu "zbavit". Lze si to představit i tak, že účelem slučování prvků je získání stejné elektronové konfigurace valenčních elektronů, jako má ušlechtilý plyn s nejbližším protonovým číslem. Chemická vazba vzniká tak, že se atomy nejprve k sobě přiblíží působením Van der Waalsových sil. Všechny prvky, kromě ušlechtilých plynů, se snaží vytvořit

*Energie uvolněná při vzniku chemické vazby  
Slučovací entalpie*

chemickou vazbu s jiným prvkem pomocí sdílení elektronů ve valenční vrstvě. Míra této "snahy" se nazývá reaktivita prvku.

Energie uvolněná při vzniku chemické vazby je ve formě kinetické energie výsledných produktů slučování, 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 odpovídá takovému množství výsledných molekul, které obsahuje stejný počet částic jako jeden mol. Samozřejmě lze tuto hodnotu přepočítat i na energii v eV připadající na jednu molekulu sloučeniny. Hodnoty slučovacích entalpií vybraných sloučenin naleznete například v [13].

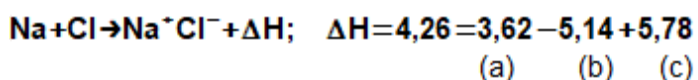
*Změny orbitalů val. elektronů při slučování – dva extrémy*

Při vzájemné ionizaci se mění orbitály valenčních elektronů, přesněji se mění pravděpodobnost jejich polohy, kdy můžeme hovořit o dvou extrémech: **1.** iontová vazba; **2.** kovalentní vazba.

*Iontová vazba  
Akceptor  
Donor  
NaCl*

**1/2.** U iontové vazby je rozložení pravděpodobné polohy valenčních elektronů 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 dárce 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) [10, 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 1137*.

*1137 Slučovací rovnice iontové vazby*



Příklad vzniku molekuly kuchyňské soli a její energetická bilance.  $\Delta H$  [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  $\text{Na}^+$  od aniontu  $\text{Cl}^-$ . Všimněte si zápisu na levé straně rovnice, který není molekulovým vzorcem, ale strukturním vzorcem molekuly s iontovou vazbou.



## Kovalentní vazba

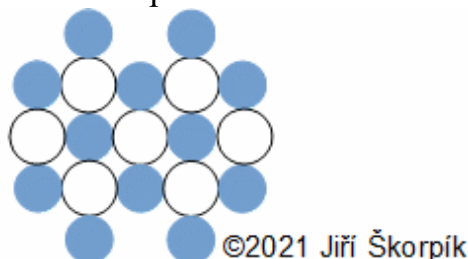
$N_2$   
 $H_2$

**2/2.** 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 ztěžít 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 orbitálech mají menší energii, než měly v původních valenčních orbitálech – rozdíl je slučovací entalpie. I elektrony v molekulových orbitálech se párují, pokud je to možné. Právě počet párů elektronových orbitalů vyjadřují čárky ve strukturních vzorcích na *Obrázku 1243*, s. 5 (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  $H-H$ .

Polarita vazby a její vliv na krystalickou mřížku  
 $H_2O$

O čistě kovalentních vazbách lze hovořit pouze při slučování stejných prvků, takže většina chemických vazeb je někde mezi čistě iontovou a kovalentní [24, s. 29], [29, 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 1246*, s. 5, *Obrázek 1247*. 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.

1247 Ionový krystal



Ionový 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.

## Elektronegativita

$Cs$   
 $F$

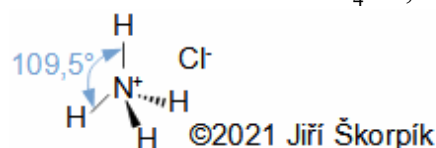
To jak velká polarita vazby vznikne lze predikovat pomocí veličiny zvané elektronegativita [19, s. 16], kterou má každý prvek jinou a pohybuje se v rozmezí 0,7 (Cs) až 4,0 (F). Ušlechtilé

plyn mají elektronegativitu sice rovnu nule, ale jinak svým průběhem hodnoty elektronegativity většinou kopírují průběh ionizační energie na *Obrázku 1186, 8*, 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 [24, s. 30].

*Slučování molekul*  
*Čpavek*  
*Amonný kation*

I molekuly mohou být ionizované. Například z molekuly čpavku  $\text{NH}_3$  lze vytvořit amonný kation  $\text{NH}_4^+$  přidáním kationtu  $\text{H}^+$  je pak snadno pochopitelné, že celá molekula  $\text{NH}_4^+$  může vytvořit iontovou vazbu, například s aniontem chloru  $\text{Cl}^-$ , a tak vznikne molekula salmiaku  $\text{NH}_4^+\text{Cl}^-$ , viz *Vzorec 1245*.

**1245** *Strukturní 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 strukturním vzorci rozlišit [29, s. 214]). Aniont chloru je uveden vedle molekuly  $\text{NH}_4^+$ , aby bylo zřejmé, že chlor je vázán na celou molekulu  $\text{NH}_4^+$ . Salmiak vytváří iontový krystal střídáním iontů podobně jako sůl na *Obrázku 1247*, s tím rozdílem, že molekulový kation  $\text{NH}_4^+$  je mnohem větší než kation  $\text{Na}^+$ , takže jeden kation  $\text{NH}_4^+$  obklopuje osm aniontů chloru.

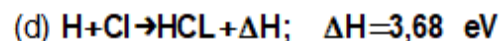
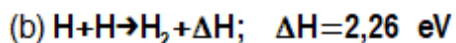
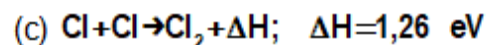
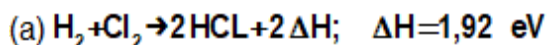
**1188** *Úloha*

Nalezněte hodnoty slučovacích entalpií pro molekuly soli a vody. Hodnoty převedte na eV na molekulu. Řešení úlohy je uvedeno v *Příloze 1188, s. 39*.

### Vznik a rozklad molekul

*Vznik molekuly*  
*rozkladem jiných*  
*molekul*  
*HCL*

Kolem nás jsou molekuly sloučenin i ionty a jak už bylo naznačeno výše nové molekuly vznikají většinou na úkor jiných. Názorným příkladem je vznik sloučeniny HCl (chlorovodík) popsané ve *Vzorci 1136*. Výsledná slučovací energie je pak snížena o energii, která je potřeba k rozbití zdrojových molekul.



**1136** *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. Vodík a chlor se při standardní teplotě a tlaku nachází jako sloučeniny  $\text{H}_2$ , respektive  $\text{Cl}_2$  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 je tedy blíže reakci (d), kde už energie pro rozbití molekul  $\text{H}_2$   $\text{Cl}_2$  odpadá. Existuje ještě reakce iontů vodíku  $\text{H}^+$   $\text{Cl}^-$ , které lze vyrobit odděleně. Při takové reakci se opět vytvoří kovalentní vazba a uvolní energie  $14,46 \text{ eV}$  [25], ve které se projeví "návrat" ionizační energie vodíku a ztráta první elektronové afinity chloru.

*Rozklad sloučenin*  
*Disociace*

Rozklad sloučeniny se odborně nazývá disociace. Pro rozbití sloučeniny potřebujeme minimálně energii odpovídající slučovací

entalpii (záleží v jakém skupenství se látka nachází), přičemž jsou tři reálné způsoby jak to udělat (teoreticky k rozbití molekuly lze použít i silné elektrické napětí): **1.** disociace zářením; **2.** disociace zvyšováním teploty; **3.** disociace jinou sloučeninou.

*Disociace zářením*  
*Cl<sub>2</sub>*

**1/3.** 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<sub>2</sub> 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 [5, s. 120]).

*Disociace zvyšováním*  
*teploty*  
*Cl<sub>2</sub>*

**2/3.** 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.

*Disociace jinou*  
*sloučeninou*

**3/3.** Posledním způsobem je disociace sloučeniny jinou sloučeninou nebo atomem.

*Produkty disociace*  
*Radikály*

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

*Rozdíly ve vazbách z*  
*pohledu disociace*  
*Léčiva*

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 formu o rozdílech v [10].

*Zrychlování a*  
*zpomalování*  
*chemických reakcí*  
*Katalyzátor*  
*Katalýza*

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<sup>1</sup>). 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 [18, Slova vědy, 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

reakcích v živých buňkách, viz podkapitola Transformace energie v živé buňce<sup>1</sup>.

### Podobnosti prvků při slučování

*Predikce reakce prvku při slučování*

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 1186, s. 8 a 1138, s. 11*.

*Periodická tabulka prvků*

Mnohem přehlednější než zmíněné obrázky je periodická tabulka prvků [10], 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 1156*.

a

3 s <sup>1</sup> Li		4 s <sup>2</sup> Be		3,89 eV ————— 24,6 eV																5 p <sup>1</sup> B		6 p <sup>2</sup> C	7 p <sup>3</sup> N	8 p <sup>4</sup> O	9 p <sup>5</sup> F	10 p <sup>6</sup> Ne									
11 s <sup>1</sup> Na		12 s <sup>2</sup> Mg																		13 p <sup>1</sup> Al	14 p <sup>2</sup> Si	15 p <sup>3</sup> P	16 p <sup>4</sup> S	17 p <sup>5</sup> Cl	18 p <sup>6</sup> Ar										
19 s <sup>1</sup> K		20 s <sup>2</sup> Ca		21 s <sup>2</sup> Sc	22 s <sup>2</sup> Ti	23 s <sup>2</sup> V	24 s <sup>1</sup> Cr	25 s <sup>2</sup> Mn	26 s <sup>2</sup> Fe	27 s <sup>2</sup> Co	28 s <sup>2</sup> Ni	29 s <sup>1</sup> Cu	30 s <sup>2</sup> Zn	31 p <sup>1</sup> Ga	32 p <sup>2</sup> Ge	33 p <sup>3</sup> As	34 p <sup>4</sup> Se	35 p <sup>5</sup> Br	36 p <sup>6</sup> Kr																
37 s <sup>1</sup> Rb		38 s <sup>2</sup> Sr		39 s <sup>2</sup> Y	40 s <sup>2</sup> Zr	41 s <sup>1</sup> Nb	42 s <sup>1</sup> Mo	43 s <sup>2</sup> Tc	44 s <sup>1</sup> Ru	45 s <sup>1</sup> Rh	46 d <sup>10</sup> Pd	47 s <sup>1</sup> Ag	48 s <sup>2</sup> Cd	49 p <sup>1</sup> In	50 p <sup>2</sup> Sn	51 p <sup>3</sup> Sb	52 p <sup>4</sup> Te	53 p <sup>5</sup> I	54 p <sup>6</sup> Xe																
55 s <sup>1</sup> Cs		56 s <sup>2</sup> Ba																		72 s <sup>2</sup> Hf	73 s <sup>2</sup> Ta	74 s <sup>2</sup> W	75 s <sup>2</sup> Re	76 s <sup>2</sup> Os	77 s <sup>2</sup> Ir	78 s <sup>1</sup> Pt	79 s <sup>1</sup> Au	80 s <sup>2</sup> Hg	81 p <sup>1</sup> Tl	82 p <sup>2</sup> Pb	83 p <sup>3</sup> Bi	84 p <sup>4</sup> Po	85 p <sup>5</sup> At	86 p <sup>6</sup> Rn	
87 s <sup>1</sup> Fr		88 s <sup>2</sup> Ra																																	

b

57 s <sup>2</sup> La	58 s <sup>2</sup> Ce	59 s <sup>2</sup> Pr	60 s <sup>2</sup> Nd	61 s <sup>2</sup> Pm	62 s <sup>2</sup> Sm	63 s <sup>2</sup> Eu	64 s <sup>2</sup> Gd	65 s <sup>2</sup> Tb	66 s <sup>2</sup> Dy	67 s <sup>2</sup> Ho	68 s <sup>2</sup> Er	69 s <sup>2</sup> Tm	70 s <sup>2</sup> Yb	71 s <sup>2</sup> Lu
89 s <sup>2</sup> Ac	90 s <sup>2</sup> Th	91 s <sup>2</sup> Pa	92 s <sup>2</sup> U	93 s <sup>2</sup> Np	94 s <sup>2</sup> Pu	95 s <sup>2</sup> Am	96 s <sup>2</sup> Cm	97 s <sup>2</sup> Bk	98 s <sup>2</sup> Cf	99 s <sup>2</sup> Es				

©2018 Jiří Škorpík

#### 1156 Periodická tabulka prvků

Vodík se obvykle neumísťuje na první pozici prvního řádku, ale mimo tabulku pro jeho vyjíměčné postavení. 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. **a** oblast velmi reaktivních prvků (malá hodnota ionizační energie, takže vytváří velmi snadno kationty a tedy i snadno reagují se svým okolím a dokonce při styku s vodou hoří<sup>1</sup> [21, s. 25]); **b** prvky s velkou ionizační energií, které za normálních okolností nevytváří kationty, s okolními molekulami reagují jen za speciálních podmínek (za normálních podmínek se jedná o plyny, proto se jim říká ušlechtilé plyny). Tabulka obsahuje jen prvních 99 nejlehčích prvků.

*Prvky s nízkou ionizační energií*

*Kov  
Al, Po*

V periodické tabulce prvků zobrazené na 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 elektřiny, jeho



povrch je lesklý, protože na povrchu jsou volné elektrony, od kterých se odráží světlo.

*Podobnost chemických vlastností prvků Lanthanoidy Aktinoidy*

Všechny prvky nějaké skupiny budou podobně reagovat s prvky jiné skupiny, protože mají v rámci skupiny stejnou konfiguraci valenční vrstvy. Obecně ale také platí, že prvky s podobnou ionizační energií a stejnou konfigurací valemních elektronů mají i velmi podobné chemické vlastnosti ať se nacházejí v tabulce kdekoliv. 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).

*Jak predikovat existenci sloučenin*

Na základě řazení prvků v periodické tabulce lze predikovat existenci stabilních sloučenin na základě vzorové molekuly sloučeniny, například jeli 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 1248*. Tímto způsobem lze predikovat i mnohem větší sloučeniny.

**1248** *Příklady predikce sloučenin na základě vzorové sloučeniny*

$H_2O$	$H_2S$	$H_2Se$	$H_2Te$	$H_2Po$
$Na^+Cl^-$	$Na^+F^-$	$Na^+Br^-$	$Na^+I^-$	? $Na^+At^-$ ?
$NH_4^+Cl^-$	$NH_4^+F^-$	$NH_4^+Br^-$	$NH_4^+I^-$	$NH_4^+At^-$
$Fe_3C$	$Fe_3Si$	$Fe_3Ge$	? $Fe_3Sn$ ?	? $Fe_3Pb$ ?

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

*Využití podobnosti při hledání levnějších variant sloučenin*

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.

*Záměny prvků v živých organismech Ca, Sr ATP, As CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>*

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 molekula  $ATP^L$ , 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 [21. s. 51]) a molekula ATP je tím znehodnocena [10, 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  $SiO_2$ ,

*Mendělejeva tabulka  
prvků*

kteří mají podobné chemické vlastnosti, ale  $\text{SiO}_2$  je v plynném stavu až od  $2200\text{ }^\circ\text{C}$ , takže zůstává v plicích (absorbují je plicní sklípky jako  $\text{CO}_2$ ) a člověka mohou zadusit [21, 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 [10] 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

*Proč mohou v jádře  
koexistovat vedle sebe  
protony?*

*Silná interakce*

*Proton*

*Neutron*

Sklada 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. Ale i když je proton považován za stabilní částici (která se sama od sebe nerozpadne), lze ho rozbít. Rozbít ho lze například srážkou s dalším protonem o velmi vysoké kinetické energii, jak již bylo zmíněno v úvodu tohoto článku.

*Role neutronů v  
jádrech*

*Rozpad velmi těžkých  
jader*

*$^{92}\text{U}$*

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) – právě odtud plyne vlastnost.

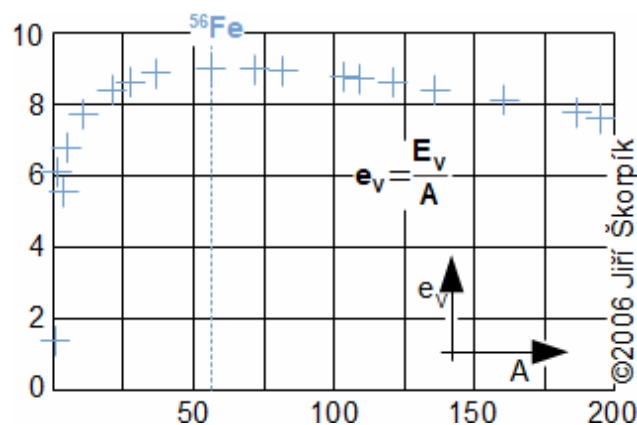


Energie potřebná k  
rozbití jádra  
Vazebná energie

Krátký dosah silné interakce také odpovídá na otázku, proč se prvky těžší jak  $^{92}\text{U}$  (velké vzdálenosti nukleonů) velmi rychle rozpadají, proto se v zemské kůře prakticky nevyskytují.

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 71*.

71 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  $^4\text{He}$ ), 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 [4, s. 305].

Pohyby v jádře a jeho  
možný rozpad  
Radioaktivní přeměna

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 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 poslední zmíněné události říkáme, že jsou radioaktivní a onu událost proto nazýváme radioaktivní přeměna.

## Radioaktivita

### Definice

Radioaktivita je vlastnost některých jader atomů samovolně se rozpadat (přeměňovat) na jádra menší nebo při deexcitaci jádra vyzařovat záření. Při tomto procesu se uvolní část vazebné energie jádra ve formě fotonů a kinetické energie produktů radioaktivní přeměny.

### Poločas přeměny

*Predikce okamžiku přeměny jader v souboru radionuklidů*

Okamžik radioaktivní přeměny radionuklidu nelze přesně stanovit. U známých radionuklidů lze pouze stanovit, na základě statistiky, dobu, za kterou ve vyšetřované množině obsahující jeden druh druh radionuklidu proběhne radioaktivní přeměna přesně u poloviny atomů. Tato doba se nazývá poločas přeměny, která je definována *Vzorcem 536*.

**536** *Přeměnová konstanta a výpočet úbytku radioaktivních jader*

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

$\lambda$  [ $s^{-1}$ ] 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;  $\Delta R$  [-] úbytek počtu radioaktivních jader ve vyšetřované množině;  $R_0$  [-] počet radioaktivních jader na počátku sledování;  $\tau$  [s] doba, která uplynula od počátku sledování. Vzorec pro výpočet úbytku radioaktivních jader ve vyšetřovaném souboru je odvozen v *Příloze 536, s. 37*.

*Predikce okamžiku přeměny konkrétního jádra není možná*

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.

*Biosféra je na radionuklidy velmi chudá*  
*Tritium*

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.

*Rozpad elementárních částic*  
*Neutron*  
*Proton, Elektron*

Přeměňám podléhá i neutron, jeho střední délka života mimo jádro je 881,5 s 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

Radioaktivní přeměny se změnami a beze změn počtu nuklidů

Ne každá radioaktivní přeměna vede nutně k rozpadu jádra, respektive ke snížení počtu nuklidů v jádře. Existují radioaktivní přeměny, při kterých jádro pouze vyzaří fotony nebo dojde k tzv. transmutaci jádra, při které se nemění nukleonové číslo, ale pouze počet protonů v jádře [1, s. 31].

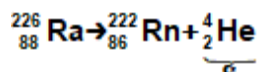
Tři druhy záření a rad. přeměn

Při radioaktivní přeměně přijde jádro o část své energie, kterou vyzaří ve formě jednoho z typů záření. Ernest Rutherford pojmenoval tyto tři druhy záření podle písmen řecké abecedy jako záření  $\alpha$  (letící jádro He), záření  $\beta$  (letící elektron) záření  $\gamma$  (což je foton) [14, s. 97]. Podle druhu převažujícího záření se označují nejčastější typy radioaktivních přeměn také jako  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ .

$\alpha$  přeměna

$\alpha$  přeměna se vyskytuje u přirozených i umělých radioaktivních nuklidů těžkých prvků, kde se v jádru projevuje silné odpuzování protonů (nízký počet neutronů). Při této přeměně jádro emituje (vyzaří) shluk dvou protonů a neutronů (jádro helia), například podle *Vzorce 540*.

540 Příklad  $\alpha$  přeměny

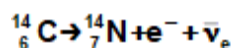


$\alpha$  jádro Helia, též částice  $\alpha$ -záření.

$\beta$  přeměna

$\beta$  přeměna vzniká při přeměně neutronu v jádře radionuklidu na proton, například při radiokarbonové metodě datování se využívá  $\beta$  přeměny podle *Vzorce 538*.

538 Příklad  $\beta$  přeměny



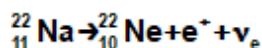
$\bar{\nu}_e$  antineutrino. Této přeměny se využívá při stanovování stáří odumřelých organismů. Radionuklid  ${}^{14}\text{C}$  vzniká v horních vrstvách atmosféry reakcí kosmického záření s dusíkem. Tento radionuklid se prostřednictvím molekuly  $\text{CO}_2$  dostává do živých organismů. Díky metabolismu organismu se neustále uhlík v organismu vyměšuje a zase přijímá. Po odumření organismu se tato výměna zastaví a radionuklid  ${}^{14}\text{C}$  se rozpadá s poločasem přeměny 5730 let na izotop dusíku  ${}^{14}\text{N}$  podle uvedené rovnice. Z poměru obsahu izotopů  ${}^{14}\text{C}$  a  ${}^{14}\text{N}$  v odumřelém organismu lze tedy určit dobu, kdy organismus zemřel.

$\beta_+$  přeměna

Pozitron

Mimo přeměny  $\beta_-$ , kdy se uvolňuje z jádra elektron se vyskytuje i přeměna přeměna  $\beta_+$ , kdy se uvolňuje z jádra kladně nabitý elektron zvaný pozitron. Tento typ přeměny se vyskytuje u radioaktivních nuklidů připravených (umělých) jadernými reakcemi. Vzniká při přeměně nadbytečných protonů v jádře na neutron, elektron a neutrino, například podle *Vzorce 539*.

539 Příklad  $\beta_+$  přeměny



$e^{+}$  pozitron – opačně nabitý elektron (částice  $\beta_+$ -záření);  $\nu_e$  neutrino.

Rad. přeměna bez změny počtu jednotlivých nuklidů

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

*Deexcitace jádra  
 $\gamma$  přeměna  
 Jaderný izomer*

nukleonů do energeticky výhodnějšího stavu – deexcitace jádra. Přitom dojde k emisi fotonů s energiemi v řádech vyšších jak  $10^4 \text{ eV}$  ( $\gamma$  záření<sup>46</sup>). Emise  $\gamma$  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  $\gamma$  se nazývá jaderný izomer.

## Ionizující záření

*Definice  
 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.

*Příklady ionizujícího  
 záření a jeho forem*

*Foton  
 Elektron  
 He  
 Neutron*

Ionizujícím zářením může být, např. záření elektromagnetické (energie ve formě fotonů), záření elektronové (energie ve formě kinetické energie elektronů) neboli  $\beta_-$ , které lze vytvořit i v urychlovačích elektronů, záření pozitronové neboli  $\beta_+$ , záření těžkých kladných částic neboli  $\alpha$  (energie ve formě kinetické energie nukleonového jádra He), záření neutronové (energie ve formě kinetické energie neutronu), které vzniká v jaderných reaktorech, při samovolném štěpení jader atomů, v neutronových generátorech apod.

*Často chybný termín  
 radioaktivní záření*

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

*Zdroje přírodní i umělé  
 Kosmické záření  
 Elektromagnetické pole  
 Země  
 Ionizace atmosféry*

Nejčastějším zdrojem ionizujícího záření byvají 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 [10, s. 25]. Kosmické záření nemá energii

dostatečnou k tomu, aby proniklo až k jádrům atomů a viditelné světlo pro většinu látek ionozujícím zářením vůbec není, poněvadž má malou energii viz *Úloha 1176, s. 9*.

### Výpočet dávky ionizujícího záření

*Množství obdržené energie v ion. záření Gray*

Prostředí, které pohltí ionizující záření získá energii  $\epsilon$  [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 84*.

**84 Dávka záření**

$$D = \frac{d\epsilon}{dm}$$

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

*Energetický příkon*

Rychlost s jakou je energie látky sdělována vyjadřuje dávkový příkon, viz *Vzorec 535*.

**535 Dávkový příkon**

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

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

### Účinky ionizujícího záření

*Účinnost pohlcování závisí na druhu záření i látky Vzduch Olovo*

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  $\alpha$  záření je zcela pohlceno vrstvou vzduchu o tloušťce 10 cm,  $\beta$  záření je zcela pohlceno vrstvou vzduchu o tloušťce 20 cm (je tedy pohlcováno méně účinněji než  $\alpha$  záření) a energie  $\gamma$  záření se sníží na  $10\,000\,000^{-1}$  původní úrovně až po průchodu 35 cm tlustou vrstvou olova [7, s. 97 až 99]. Samotný účinek, tedy to jak se projeví pohlcení ionizujícího záření, také závisí na druhu záření a ozařované látky.

*Biologické účinky ionizujícího záření Buňka Mutace DNA Atomární smrt*

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).



Zvětšení schopnosti  
likvidovat mutace  
Frakcionace dávky

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).

Dopady jednotlivých  
druhů ion. záření na  
organismus  
Jakostní faktor  
Dávkový ekvivalent

Účinek na tkáň podstatně závisí také na druhu ionizujícího záření. Např. neutrony způsobí v živé tkáni větší „škodu“ než elektrony a částice  $\alpha$  zase větší škodu než neutrony. Biologická účinnost jednotlivých druhů záření se vyjadřuje pomocí tzv. jakostního faktoru. Dávka záření vynásobená jakostním faktorem se nazývá dávkový ekvivalent a jeho jednotkou je **Sievert** [Sv;  $J \cdot kg^{-1}$ ] [2, s. 144]. Dávkový ekvivalent tedy zahrnuje fyzikální veličinu dávka záření, druh záření a míru vlivu na danou tkáň v porovnání s fotonovým zářením.

Výpočet přibližných  
dopadů ionizujícího  
záření

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 1250*.

1250 Ekvivalentní dávka

$$H_T = w_R \cdot D$$

$H_T$  [Sv] ekvivalentní dávka;  $w_R$  [1] radiační váhový faktor, viz *Tabulka 1251*.

1251 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	$\alpha$ záření	20

$w_R$  [1]. Zdroj dat [1, s. 145].

Dopady ekvivalentní  
dávky na různé orgány  
Efektivní dávka  
Tkáňový váhový faktor

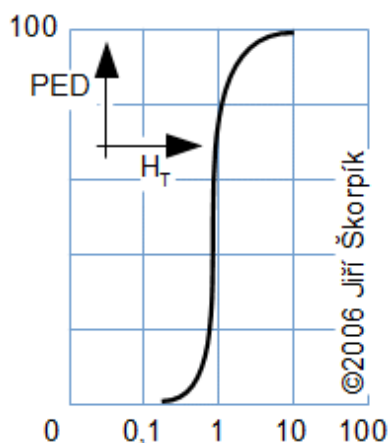
Abychom se s výpovědní hodnotou ekvivalentní dávky přiblížili skutečnému dávkovému ekvivalentu musíme ještě přepočítat ekvivalentní dávku na tzv. efektivní dávku. Efektivní dávka je hodnota ekvivalentní dávky vynásobená tkáňovým váhovým faktorem příslušný zasaženému orgánu, například pro žaludek je tento faktor 0,12 a pro kůži 0,01 [1]. Komplikovanost stanovení ekvivalentní dávky v lidském těle ilustruje *Úloha 1249*, s. 26.

Bilance ekvivalentních  
dávek lidského těla a  
limity

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 86*, s. 26.



## 86 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 [1, s. 145].

## Zdravotní reakce lidského těla na ionizující záření

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 [9, 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.

## 1249 Úloha

Alexandr Litviněnko zemřel na následky ozáření v roce 2006 poté co spolknul přibližně 10  $\mu\text{g}$  radioaktivního polonia (izotop 210) [31, 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 dosaďte svou vlastní hmotnost. Řešení úlohy je uvedeno v Příloze 1249, s. 39.

## Jaderné reakce

Uvolňování energie při jaderných přeměnách  
Skladování rad. látek  
Radioizotopové generátory

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 milionů eV na jeden atom. Energie uvolněná při radioaktivních přeměnách je problém například při skladování radioaktivního odpadu<sup>2</sup> z jaderných elektráren – musí se chladit (část kinetické energie částic se nárazy transformuje na teplo). Naopak teplo z radioaktivních přeměn je využíváno v radioizotopových

Principy jaderných  
reakcí  
Slučování  
Štěpení  
Změny vazebných  
energií

generátorech<sup>1</sup>, kde se toto teplo využívá pro výrobu elektřiny či tepla například u strojů určené pro práci mimo Zemi.

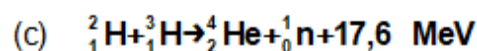
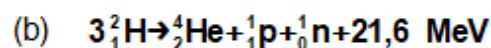
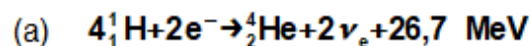
Mimo radioaktivních přeměn lze jádra atomu přetvořit pomocí jaderných reakcí. Známe dva druhy jaderných reakcí, při kterých dojde buď ke sloučení dvou jader neboli syntéze, nebo ke štěpení jádra. Typickým projevem jaderné reakce je uvolnění velkého množství energie ve formě kinetické energie produktů 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 71, s. 20 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

Podmínky jaderné  
syntézy  
Plazma  
Jen slunce a vodíková  
bomba  
Termonukleární  
reaktor ITER

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 [22, s. 217-218] (důvod vysokých teplot je odstranění el. obalů a získání vysokých rychlostí pro zvýšení tlaku). Jaderná syntéza probíhá například v jádru Slunce<sup>2</sup>. 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 74) zvané termonukleární reaktor<sup>1</sup> nebo také fúzní reaktor.

74 Některé rovnice  
jaderné syntézy



(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 [4, 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 termonukleárního reaktoru by bylo méně náročné.; (c) jaderná syntéza deuteria s tritiem – Jedná se o nejrychlejší známou termojadernou reakci, současně s nejnižší počáteční teplotou [3, 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).

*Vznik nejtěžších prvků  
Vznik železa*

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 se v jádře rozpadaly na protony a elektrony [10, s. 58]. Prvky těžší než železo dokonce mohly vzniknout pouze zhroucením dávných hvězd a „okamžitým“ uvolněním obrovského množství energie.

## Štěpení jader atomů

*Základem je vytvoření  
silové nerovnováha v  
jadrech*

*Neutroné štěpení*

*Řetězová*

*řízená/neřízená reakce*

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<sup>2</sup> v zařízeních zvané jaderné reaktory<sup>2</sup>, ve kterých se transformuje jaderná energie na teplo.

*Jak se dostat k jádru  
atomu*

*Neutron*

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 nedokázaly proniknout k jádru. Elektron neprojde přes elektronový obal, ani když je urychlený na kinetickou energii několika milionů eV [22, s. 59]. Podobně dopadne i odstřelování jádra urychlenými protony nebo částicemi  $\alpha$ -záření, protože mají kladný náboj jako jádro a to je odkloní [14, s. 160–161].

*Vlastnosti neutronů při  
průniku do atomů*

*Pomalý neutron*

*Rychlý neutron*

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 vyjma jader vodíku a helia [14, s. 218].

*Pravděpodobnost  
zachycení neutronu  
jádro a její zvyšování  
Účinný průřez pro  
absorpci neutronu*

Rychlost neutronu hodnotu pravděpodobnosti jeho zachycení jádrem velmi ovlivňuje, čím je větší, tím se pravděpodobnost zachycení snižuje. Neutrony po vypuzení z jádra mají ale obvykle mnohem větší energii v řádech milion eV a nazývají se rychlé neutrony. 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.

*Po absorpci neutronu jádrem*

Pohlí-li jádro neutron stane se z něj rázem jiný izotop, navíc se zvýší energie jádra o kinetickou energii neutronu, kterou musí jádro vstřebat [16, s. 178]. Takto změněné jádro na neutron reaguje buď, tím, že se z něj stane radioaktivní izotop (a následuje radioaktivní přeměna), nebo právě rozštěpením.

*Úskálí velkého účinného průřezu ve vyšetřovaném objemu  
Jaderná exploze  
Kritické množství  
<sup>235</sup>U  
<sup>239</sup>Pu*

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<sup>2</sup> s nukleonovým číslem 235 (<sup>235</sup>U) nebo <sup>239</sup>Pu. Kritické množství u izotopu <sup>235</sup>U je cca 50 kg, u izotopu <sup>239</sup>Pu je 15 kg [5, s. 222]. Pro lavinovité štěpení je charakteristický jaderný výbuch, tedy okamžité uvolnění jaderné energie, které se využívá v jaderných zbraních.

*Požadavkem pro mírové využití štěpení atomových jader je palivo s okamžitým štěpením*

Řízené štěpení jader se široce využívá jaderných elektrárnách<sup>2</sup>, ve kterých se pomocí tepelného oběhu<sup>43</sup> (nejčastěji se jedná o parní oběh) transformuje teplo<sup>43</sup> 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 absorpci 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 <sup>235</sup>U.

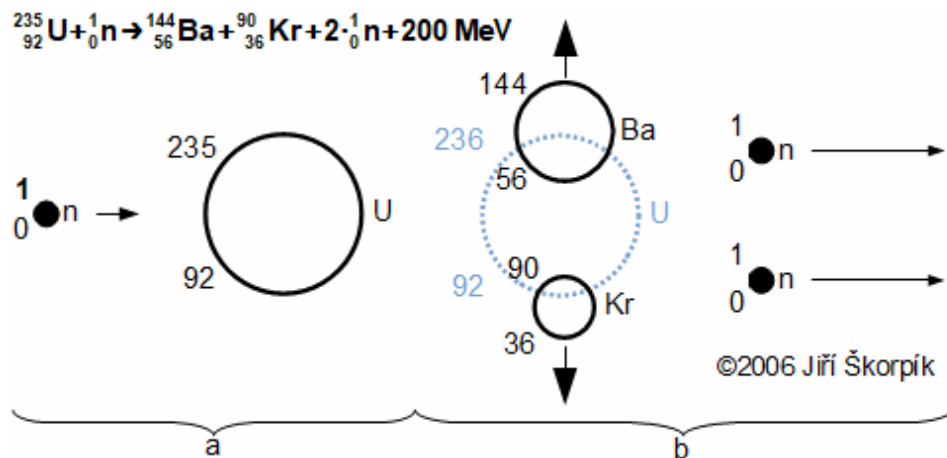
### Štěpení <sup>235</sup>U v jaderném reaktoru

*Energie uvolněná při štěpení <sup>235</sup>U  
En. kinetická nových jader  
En. kinetická neutronů  
En. ve fotonech  
En. sekundárních rad. přeměn*

Štěpení jádra probíhá pomocí jednoho pomalého neutronu, viz *Obrázek 73, s. 30*. Jádro uranu <sup>235</sup>U tedy zvýší počet nukleonů na 236 a vznikne izotop uranu <sup>236</sup>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  $\gamma$  záření). Nejčastěji to bývá dvojice prvků <sup>144</sup>Ba a <sup>90</sup>Kr nebo <sup>101</sup>Sr a <sup>133</sup>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  $10 \text{ MeV}$ . Záření z radioaktivních přeměn produktů štěpení o celkové energii přibližně  $18 \text{ MeV}$ . Celkem se tedy při štěpení uvolní energie v různých formách o velikosti přibližně  $200 \text{ MeV}$  [7, s. 19].

73 Příklad štěpné reakce izotopu uranu  $^{235}\text{U}$



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

Zpomalování neutronů  
po štěpení  
Moderátor  
Voda  
Grafit

Počet uvolněných neutronů při rozpadu izotopu  $^{236}\text{U}$  závisí podle typu vzniklých jader. V případě *Rovnice 73* se uvolnily dva neutrony. Rychlost těchto neutronů je od  $14\,000$  do  $20\,000 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$  [7, s. 30] a jejich kinetická energie překračuje  $1,1 \text{ MeV}$ . Tyto rychlé neutrony mohou být s jistou pravděpodobností zachyceny dalšími jádry  $^{235}\text{U}$ , ale mnohem pravděpodobněji uniknout mimo objem látek připravených ke štěpení nebo jsou pohlceny jádry jiných izotopů, které se pak stávají radioaktivními [6, s. 1352]. Proto se v reaktorech zvyšuje účinný průřez  $^{235}\text{U}$  pro absorpci neutronů zpomalením neutronů, aby se tím zvýšila pravděpodobnost zachycení neutronů jádry  $^{235}\text{U}$  pomocí moderátoru, *Obrázek 1252*. 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 grafit nebo voda – u lehkovodních reaktorů je současně i chladičem. Složení moderátoru bývá extrémně čisté. Nejčastěji je snížena rychlost neutronů na  $2 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$  až  $4 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$  (kinetické energie neutronu od  $0,025$  do  $0,085 \text{ eV}$  [7, s. 30]). Při této rychlosti jsou neutrony v molekulárně kinetické rovnováze se svým okolím (rozsah rychlostí odpovídá teplotám od  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  do  $700 \text{ }^\circ\text{C}$ ). Maximální účinný průřez pro absorpci neutronu je při rychlosti neutronu  $40 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$  [7, s. 31] (kinetické energie neutronu  $7 \text{ eV}$ ).

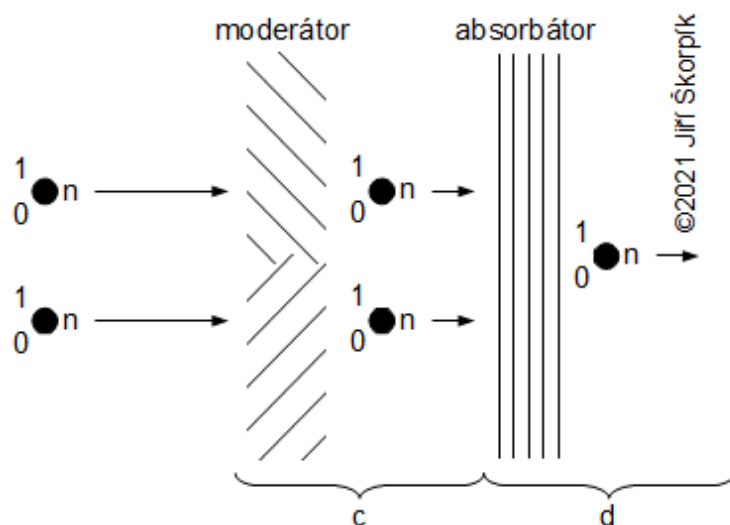


*Snižování počtu  
neutronů schopných  
štěpení*

*Absorbátor  
Bor, Kadmium*

**1252** *Příklad řízení  
štěpné reakce izotopu  
uranu  $^{235}\text{U}$*

Abychom mohli ovlivňovat počet následujících štěpných reakcí, respektive výkon, musíme umět také počet neutronů regulovat. Regulace počtu neutronů se provádí pomocí absorbátoru (*Obrázek 1252*). Absorbátor musí ve velké míře pohlcovat neutrony. To je například bór nebo kadmium.



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

*Aktivní zóna a její tři  
základní stavy*

Objem paliva, ve kterém probíhají řízené jaderné 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.

*Podkritický stav*

**1/3.** 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  $^{235}\text{U}$  – spotřeba paliva, neutrony opouští aktivní zónu a zbylé neutrony nejsou schopny zajistit konstantní štěpný výkon, neutrony jsou absorbovány okolními látkami (příměsí v palivu) či absorbátorem. Tento stav je žádoucí například při snižování výkonu aktivní zóny.

*Kritický stav*

**2/3.** 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  $^{235}\text{U}$ . kritickému stavu odpovídá konstantní výkon aktivní zóny/reaktoru.

*Nadkritický stav*

**3/3.** 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.

Regulovaná veličina  
aktivní zóny  
Multiplikační faktor

Výše uvedené tři stavy aktivní zóny vyjadřuje multiplikační faktor  $k$  [-], 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.

Nástroje pro regulaci  
výkonu aktivní zóny  
Regulační tyče  
Zpožděné neutrony

Výkon aktivní zóny v jaderném reaktoru se standardně reguluje pomocí regulačních tyčí<sup>9</sup> 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.

### 525 Úloha

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  $1 \text{ kg}$   $^{235}\text{U}$  a při štěpení  $1 \text{ kg}$  přírodního uranu<sup>9</sup>. Jaká energie se uvolní při sloučení vodíku v jednom  $1 \text{ kg}$   $\text{H}_2\text{O}$ ? Stanovte jaké množství čistého uranu  $^{235}\text{U}$  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 525*, s. 35.

## Hmotnost a relativita

Pohyb zvyšuje  
hmotnost  
Teorie relativity

Podle teorie relativity pohybujícím se tělesům plyne čas pomaleji, stejně tak se zvyšuje jejich hmotnost a to podle *Vzorce 523*. Z posledního vzorce plyne, že nárůst hmotnosti tělesa je způsobena nárůstem jeho kinetické energie. Vztah mezi energií a hmotností poprvé odvodil Albert Einstein<sup>46</sup>, viz *Vzorec 85*.

523 Hmotnost  
pohybující ho se tělesa

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

$m$  [kg] hmotnost tělesa za pohybu;  $m_0$  [kg] hmotnost tělesa za klidu tzv. klidová hmotnost;  $\gamma$  [-] Lorentzův činitel;  $v$  [ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ ] rychlost tělesa;  $c$  [ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ ] rychlost světla ve vakuu<sup>46</sup>. Odvození vzorce v [4, s. s. 220].

**85 Vztah mezi energií a hmotností**

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

$\Delta m$  [kg] zvýšení hmotnosti tělesa, jestliže se jeho energie zvýší o  $\Delta E$  [J]. Odvození v [4, s. s. 220].

*Projevy teorie relativity na viditelných tělesech nejsou patrné*  
*Lorentzův činitel*

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.

*Hmotnost je tedy relativní veličina*  
*Klidová hmotnost*

Lze dokázat, že Einsteinova *Rovnice 85* platí absolutně, tj. hmota je ekvivalentem energie. To lze dokázat, jednak myšlenkovým experimentem [4, s. s. 220], a jednak porovnáním hmotností atomů se součtem klidových hmotností jednotlivých 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 hmotností vstupních produktů a výsledné sloučeniny prakticky neprojeví, respektive je velmi malý a při výpočtech se s úbytkem hmotnosti nepočítá.

*Hmota se může zcela transformovat na energii*  
*Anihilace*  
*Antihmota*

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

[1] HÁLA, Jiří. *Radioaktivita, ionizující záření, jaderná energie*, 1998. 1. vydání. Brno: KONVOJ, ISBN 80-85615-56-8. [2] PRÁŠIL, Zdeněk, ŽILKA, Luděk, SATORIE, Zdeněk, PALEK, Miroslav, DUFKOVÁ, Marie. *Užitečné záření*, 1992. 3. vydání, přepracované. Praha: ČEZ, a.s., ISBN 80-7073-047-1. [3] ŘÍPA, Milan, WEINZETTL, Vladimír, MLYNÁŘ, Jan, ŽÁČEK, František, *Řízená termojaderná syntéza pro každého*, 2005. 2. vydání. Praha: Ústav fyziky plazmatu AV ČR, ISBN 80-902724-7-9. [4] MACHÁČEK, Martin. *Encyklopedie fyziky*, 1995. 1. vydání. Praha: Mladá fronta, ISBN 80-204-0237-3. [5] VACÍK, Jiří, BARTHOVÁ, Jana, PACÁK, Josef, STRAUCH, Bohuslav, SVOBODOVÁ, Miloslava, ZEMÁNEK, František. *Přehled středoškolské chemie*, 1995. 1. vydání. Praha: SPN-pedagogické nakladatelství, a.s., ISBN 80-85937-08-5. [6] HORÁK, Zdeněk. KRUPKA, František, ŠINDELÁŘ, Václav. *Technická fyzika*, 1961. 3. vydání. Praha: SNTL. [7] NĚSTĚRENKO, G., SOBOLEV, A., SUŠKOV, J. *Atomová letadla*, 1959. Vydání první. Praha. Naše vojsko, z ruského originálu *Primeněníje atomonych dvigatelėj v avijaciji*. [8] WILCZEK, Frank. *The Lightness of Being: Mass, Ether, and the Unification of Forces*, 2008. New York: Basic Books. České vydání: *Lehkost bytí aneb Bytí jako světlo*, 2011. První vydání vydaly společně nakladatelství Paseka (ISBN 978-80-7432-146-7), Argo (ISBN 978-80-257-0544-5), Dokořan (ISBN 978-80-7363-395-0).

- [9] GARLÍK, Bohumír. *Energie elektromagnetického pole, inteligentní budovy a lidský organismus*, Energetika, číslo 12, 2012, ročník 62. Praha: ČSZE, ISSN 0375–8842. [10] ATKINS, P. W. *Periodické království: cesta do země chemických prvků*. Praha: Academia, 2005. Mistři vědy. ISBN 80-200-1185-4.
- [11] PEIERLS, R. E. *Zákony přírody*, 1963. Praha: Orbis. Z anglického originálu "The Laws of Nature", vydaného nakladatelstvím George Allen & Unwin v Londýně roku 1957. [12] VESELOV, Michail Grigor'jevič. *Úvod do kvantové teorie atomů a molekul*. Přeložil Zdeněk HERMAN, přeložil Stanislav, VAVŘIČKA. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1966. Teoretická knižnice inženýra. [13] VOHLÍDAL, Jiří. JULÁK, Alois. ŠTULÍK, Karel. *Chemické a analytické tabulky*, 1999. První vydání, dotisk 2010. Praha: Grada, ISBN 978-80-7169-855-5. [14] BĚHOUNEK, František. *Svět nejmenších rozměrů*, 1945. Praha: Jaroslav Tožička. [15] BĚHOUNEK, František. *Od atomu k vesmíru*. 2. přeprac. a dopl. vyd. Praha: Orbis, 1954. [16] HEISENBERG, Werner. *Část a celek: rozhovory o atomové fyzice*. Olomouc: Votobia, 1997. Velká řada (Votobia). ISBN 80-7198-216-4. [17] KRAUSS, Lawrence Maxwell. *Vesmír z ničeho*. Praha: Knižní klub, 2013. ISBN 978-80-242-4145-6. [18] ASIMOV, Isaac. *Slova vědy-co se za nimi skrývá*, 1978. Praha: nakladatelství Panorama. Do češtiny přeloženo z amerických originálů Words of Science and History behind them a More Words of Science vydané nakladatelstvím Houghton Mifflin Company, Boston v letech 1959 a 1972. České vydání doplnil a upravil Koryta Jiří.
- [19] FIKR, Jaroslav. *Jak porozumíme chemickým vzorcům a rovnicím*, dopl. a rozš. vyd. Brno: Barrister & Principal, 2010. ISBN 978-80-87029-94-7. [20] FEYNMAN, Richard Phillips. *Neobyčejná teorie světla a látky: kvantová elektrodynamika*. Vyd. 2. Přeložil Jiří ADAM, přeložil Dagmar ADAMOVÁ. Praha: Aurora, 2014. ISBN 978-80-7299-107-5. [21] KEAN, Sam. *Mizející lžice, růžový sníh a jiskřící bombóny: fascinující příběhy o vědě, šilenství a lásce z periodické tabulky prvků*. Přeložil Marek ČTRNÁCT. Praha: Grada Publishing, 2016. ISBN 978-80-247-5844-2. [22] JUNGK, Robert. *Jasnější než tisíc sluncí: osudy atomových vědců*. 2. vyd. Praha: Mladá fronta, 1965. Máj (Mladá fronta). [23] HESLOP, R. JONES, K. *Anorganická chemie*. Vydání první. Praha: SNTL. [24] McMURRY, John. *Organická chemie*. Přeloženo z anglického originálu John McMurry: Organic chemistry, sixth Edition, 2004, Brooks/Cole, a thomson Learning Company ISBN: 0534389996. ISBN 978-80-214-3291-8. [25] LINSTROM P.J. MALLARD, W.G., Eds., *NIST Chemistry WebBook*, NIST Standard Reference Database Number 69, National Institute of Standards and Technology, Gaithersburg MD, 20899, <https://doi.org/10.18434/T4D303>, (cit. 2018-11-19). [26] ŠINDELÁŘ, Václav, Ladislav SMRŽ a Zdeněk BEŤÁK. *Nová soustava jednotek SI*. 3. vydání Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1989. [27] MOBERG, Daniel R.; BECKER, Daniel; DIERKING, Christoph W.; et al. The end of ice I. PROCEEDINGS OF THE NATIONAL ACADEMY OF SCIENCES OF THE UNITED STATES OF AMERICA Volume: 116 Issue: 49 Pages: 24413-24419 Published: DEC 3 2019. [28] HOUSER, Pavel. Nejmenší kousek ledu: stačí jen 90 molekul vody, *sciencemag.cz*, 2019-11-6, [cit. 2021-01-17]. Praha: Nitimedia s.r.o. [29] VOL'KENŠTEJN, Michail Vladimirovič. *Křižovatky vědy*. Praha: Horizont, 1979. Malá moderní encyklopedie (Horizont). [30] MIODOWNIK, Mark. *Neobyčejné materiály: podivuhodné příběhy látek, které vytvářejí náš svět*. Přeložil Aleš DROBEK. Praha: Dokořán, 2016. Aliter (Dokořán). ISBN 978-80-7363-765-1. [31] GRAY, Theodore W. *Prvky: obrazový průvodce všemi známými atomy ve vesmíru*. V Praze: Slovart, 2012. ISBN 978-80-7391-544-5.

## Bibliografická citace článku

ŠKORPÍK, Jiří. Úvod do světa nejmenších rozměrů, *Transformační technologie*, 2006-10, [last updated 2021-02-09]. Brno: Jiří Škorpík, [on-line] pokračující zdroj, ISSN 1804-8293. Dostupné z <https://www.transformacni-technologie.cz/47.html>.