

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Jako halogeny nazýváme prvky nacházející se v 17. (VII.A) skupině. Mezi halogeny patří fluor, chlor, brom, jod a radioaktivní astat.

## Historie halogenů

Halogeny byly postupně objevovány už od 18. století (viz přehledný graf). Nejdříve ze všech halogenů byl v roce 1774 objeven chlor, jehož objevitelem byl C. W. Scheele<sup>1</sup>.

Následoval objev jodu v roce 1811 ((B. Courtois) a bromu v roce 1826 (A. J. Balard a C. J. Löwig).

Koncem 19. století, v roce 1886 byl poprvé připraven fluor. Připravil ho francouzský chemik H. Moissan<sup>2</sup>.



Jako poslední ze skupiny halogenů byl až v roce 1940 připraven astat. Za jeho přípravou stojí pracovníci univerzity v Berkeley Dale R. Corson, K. R. MacKenzie a E. Segrè.



## Výskyt halogenů v přírodě

V přírodě se halogeny vyskytují pouze ve sloučeninách, především jako soli. Tyto soli můžeme najít v krystalické formě jako minerály nebo rozpuštěné ve vodě (především mořská voda obsahuje velké množství rozpuštěných solí). Asi nejznámější je sůl kamenná neboli halit (sůl kuchyňská).

minerály fluoru<sup>3</sup>



minerály chloru<sup>4</sup>



minerály bromu<sup>5</sup>



minerály jodu<sup>6</sup>



## Fyzikální vlastnosti

Za standardních podmínek existují halogeny jako dvouatomové molekuly  $X_2$  ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ). Fluor a chlor jsou v běžných podmínkách plynné látky, brom je kapalný, jod a astat jsou pevné látky.

<sup>1</sup> [http://www.chemistryexplained.com/images/chfa\\_04\\_img0824.jpg](http://www.chemistryexplained.com/images/chfa_04_img0824.jpg)

<sup>2</sup> <http://miracleofhalogen.files.wordpress.com/2009/12/moissanfour1.jpg>

<sup>3</sup> <http://www.mindat.org/photo-2266.html>

<sup>4</sup> <http://www.mindat.org/photo-55416.html>

<sup>5</sup> <http://www.mindat.org/photo-29160.html>

<sup>6</sup> <http://www.mindat.org/photo-57430.html>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

	$T_t$ (°C)	$T_v$ (°C)	skupenství	barva	$E_a$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	X	oxidační čísla
Fluor	- 219,6	- 188,1	plynné	světle žlutá	328	3,98	-I, 0
Chlor	- 101,6	-34,0	plynné	světle žluto- zelená	349	3,16	-I, 0, I, III, V, VII
Brom	-7,2	58,8	kapalné	hnědočervená	324	2,96	-I, 0, I, III, V, VII
Jod	113,7	184,3	pevné	šedo-černá (kovový lesk)	295	2,66	-I, 0, I, III, V, VII
Astat	302	330	pevné	(předpokládá se tmavá)	-	-	-I, 0, I, III, V, VII
Tennesin	-	-	-	-	-	-	-

Velikost atomu halogenů (i iontů  $X^-$ ) roste s rostoucím protonovým číslem halogenů.

Podobně i teploty tání a varu halogenů ( $X_2$ ) s rostoucím protonovým číslem (a tedy i hmotností molekuly) halogenů rostou.

Teploty tání a varu halogenovodíků, stejně jako kyselost  $HX$  rostou s rostoucím protonovým číslem halogenu ( $HCl < HBr < HI$ ). Výjimkou je  $HF$ , jeho  $T_t$  a  $T_v$  jsou díky vodíkovým vazbám vyšší, kyselost naopak nižší.



## Reaktivita halogenů a jejich sloučenin



## Výroba halogenů

Fluor se průmyslově vyrábí elektrolýzou taveniny směsi  $KF + HF$ . Je to proces velmi náročný na vybavení a také má vysokou spotřebu energie. Laboratorně se nepřipravuje.<sup>7</sup>

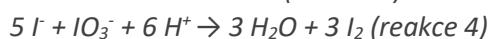
- Chlor se vyrábí elektrolýzou roztoku (solanky) nebo taveniny  $NaCl$ . V laboratoři se chlor připravuje např. reakcí manganistanu s kyselinou chlorovodíkovou (viz reakce 1).



- Brom se průmyslově vyrábí probubláváním solanek chlorem (viz reakce 2). V laboratoři se brom dá připravit např. oxidací bromidů koncentrovanou kyselinou sírovou.



- Jod se podobně jako brom vyrábí oxidací jodidů ze solanek chlorem (viz reakce 3). V laboratoři je možné ho připravit např. reakcí jodidu s jodičnanem v kyselém prostředí (viz reakce 4).



- Astat se průmyslově nevyrábí a v laboratořích se ho vyrobí jen velmi malé množství.



<sup>7</sup> <http://www.chemie-master.de>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

## Význam a využití halogenů a jejich sloučenin

S halogeny a jejich sloučeninami se setkáváme denně. Jsou součástí zubních past<sup>8</sup>, fotografických filmů, bazénové chemie a mnoha dalších oblastí našeho každodenního života. Sloučeniny fluoru se uplatňují stejně dobře v domácnostech jako teflonové nádoby nebo anestetika v medicíně.



Chlor je součástí mnoha dezinfekčních přípravků jako např. Savo. Chlorid sodný se používá nejen v potravinářském průmyslu, ale třeba i k zimní údržbě silnic a chodníků jako ochrana proti namrzání<sup>9</sup>. Velký význam má chlor při výrobě plastů a bělení. Halogeny vázané v organických sloučeninách (např. v PVC) lze jednoduše dokázat Beilsteinovou zkouškou (viz video 8).



Brom je součástí mnoha organických barviv, bromid stříbrný je hlavní složkou fotografických filmů<sup>10</sup>, organické sloučeniny bromu jsou součástí halogenových žárovek, slzotvorných látek nebo hasicích prostředků.

Jod se využívá v medicíně jako dezinfekční činidlo. Je také velmi důležitou součástí hormonů štítné žlázy<sup>11</sup>. Halogeny se uplatňují také jako ligandy v koordinačních (komplexních) sloučeninách (např.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{CuCl}_4]$ ), kde mohou mimo jiné ovlivnit i barvu sloučeniny (viz video 9).



## Bezpečnostní rizika

Elementární halogeny jsou korozivní, leptají pokožku a sliznice<sup>12</sup>. Nejagresivnější v tomto ohledu je fluor, který je kvůli jeho mimořádné reaktivitě obtížné i vyrobit. Nejméně nebezpečný je jod, jehož páry jsou dráždivé.

Mezi sloučeninami halogenů najdeme mnoho nebezpečných látek:

- Karcinogeny - vinylchlorid
- Dráždivé látky – halogeny (plyny)
- Slzotvorné látky – bromaceton, bromacetofenon
- Toxické – fosgen, chloralkany (např. tetrachlormethan), chloralkeny, kyselina fluoroctová a její soli
- Nebezpečné pro životní prostředí – tetrachlormethan, DDT, PCB, PCDD, PCDF, freony
- Zpuchýřující látky – Yperit, Lewisit
- Nervově paralytické – sarin, soman



Při práci nejen s halogeny je nutné se seznámit s chemickými vlastnostmi dané látky, bezpečnostními a

<sup>8</sup> [http://img.blesk.cz/img/1/gallery/316485\\_zubni-pasta-zubni-kartacek-zuby-cisteni.jpg](http://img.blesk.cz/img/1/gallery/316485_zubni-pasta-zubni-kartacek-zuby-cisteni.jpg)

<sup>9</sup> <http://www.abbohemia.com/sypace-vozovek-cz>

<sup>10</sup> <http://www.photoaccess.com.au/?q=cam1> | [http://www.daicel.co.jp/business/index\\_e.html](http://www.daicel.co.jp/business/index_e.html)

<sup>11</sup> <http://www.avicenna.cz/media/obrazky/20050427-zlaza.jpg>

<sup>12</sup> <http://radio.weblogs.com/0101365/images/photos/bromine2.jpg>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

zdravotními riziky a v neposlední řadě také s pravidly bezpečné manipulace s konkrétní látkou. Tato pravidla, tzv. R-věty a S-věty, jsou uváděna na všech nádobách obsahující chemické látky spolu s výstražnými symboly.

## Fluor

### Úvod a historie

VII.A	19,00	9	F	4,1
			FLUOR	Fluorum
	35,45	17	Cl	2,8
			CHLOR	Chlorum
	79,90	35	Br	2,7
			BROM	Bromum
	126,90	53	I	2,2
			JOD	Iodium
	(210)	85	At	1,9
			ASTAT	Astatium

Fluor je prvek s protonovým číslem 9, který je prvním členem 17. (VII. A) skupiny periodické soustavy, tedy skupiny halogenů. Má značku F odvozenou z latinského názvu Fluorum. Jeho název pochází z latinského slova fluere - téci. Tento název dostal podle využití minerálu fluoritu jako přísady pomáhající snížit teplotu tání při tavení kovů.



Fluor



Fluorum



Fluorine



Fluor



Фтор



Fluor



Flúor

Fluor je biogenní prvek (viz význam a využití). Obsah v těle u člověka se pohybuje pouze mezi 2,5-4 g (tzv. stopový prvek). Přesto je jeho přítomnost v potravě nezbytná pro správný vývin kostí a zubů<sup>13</sup> (doporučená denní spotřeba je asi 1 mg). V kostech a zubech se nachází asi 0,02 % fluoru.



Už v 16. století byl objeven minerál fluorit (kazivec) (viz výskyt v přírodě), ale fluor jako prvek se dlouho nedařilo připravit díky jeho extrémní reaktivitě. Až v roce 1886 se francouzskému chemikovi H. Moissanovi<sup>14</sup> podařilo připravit elementární fluor elektrolyticky, za což dostal v roce 1906 Nobelovu cenu za chemii.

### Výskyt fluoru v přírodě

Celkově se odhaduje, že obsah "fluoru" v zemské kůře je asi 0,07 % (544 ppm), což z fluoru činí 13. nejrozšířenější prvek na Zemi. V přírodě se vyskytuje jediný izotop <sup>19</sup>F. Fluor se v přírodě díky své obrovské reaktivitě nevyskytuje v elementárním stavu, ale pouze ve sloučeninách. Nejčastějšími sloučeninami jsou minerály: fluorit<sup>15</sup>, fluoroapatit<sup>16</sup> a kryolit<sup>17</sup>.

<sup>13</sup> <http://www.apatykarka.cz/images/Products/Import/OTC/Big/P1000654big.jpg>

<sup>14</sup> [http://images.absoluteastronomy.com/images/topicimages/h/he/henri\\_moissan.gif](http://images.absoluteastronomy.com/images/topicimages/h/he/henri_moissan.gif)

<sup>15</sup> <http://www.mindat.org/photo-2266.html>

<sup>16</sup> <http://www.mindat.org/photo-141479.html>

<sup>17</sup> <http://www.mindat.org/photo-141479.html>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý



\*\*\* Mezi méně obvyklé minerály patří např. villiaumit nebo sellait (viz minerály). \*\*\*  
Živá příroda: Některé australské a africké rostliny<sup>18</sup> dokonce používají organické sloučeniny fluoru jako svoji ochranu proti býložravcům (viz význam a využití).



## Fyzikální vlastnosti fluoru

Fluor je světle žlutý, silně korozivní plyn.

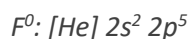
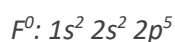
$T_t$ (°C)	$T_v$ (°C)	skupenství	barva	$E_a$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	X	oxidační čísla
-219,62	-188,14	plynné	světle žlutá	328	3,98	-I

Srovnání vlastností s ostatními halogeny (viz skupinové vlastnosti).

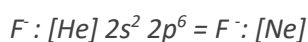
### Elektronová konfigurace fluoru

Fluor má 9 protonů, tudíž jeho elektronový obal se musí skládat z 9 elektronů. Po přijetí jednoho elektronu vzniká fluoridový anion, který má stejnou elektronovou konfiguraci jako neon.

1. celková elektronová konfigurace atomu fluoru (zkrácená - s využitím nejbližšího předchozího vzácného plynu)

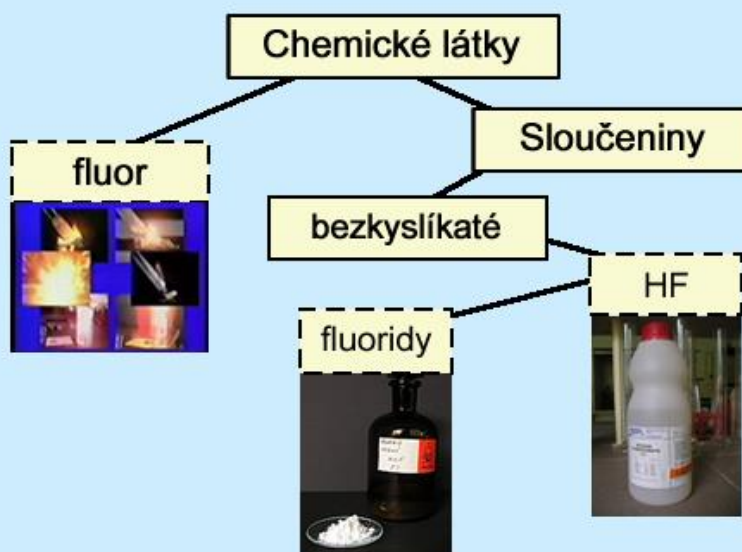


2. aniontu  $F^-$



<sup>18</sup> [http://ts-den.aluka.org/fsi/img/size2/alukaplant/pre/phase\\_01/pre0008/presld0010628.jpg](http://ts-den.aluka.org/fsi/img/size2/alukaplant/pre/phase_01/pre0008/presld0010628.jpg)

## Reaktivita fluoru a jeho sloučenin



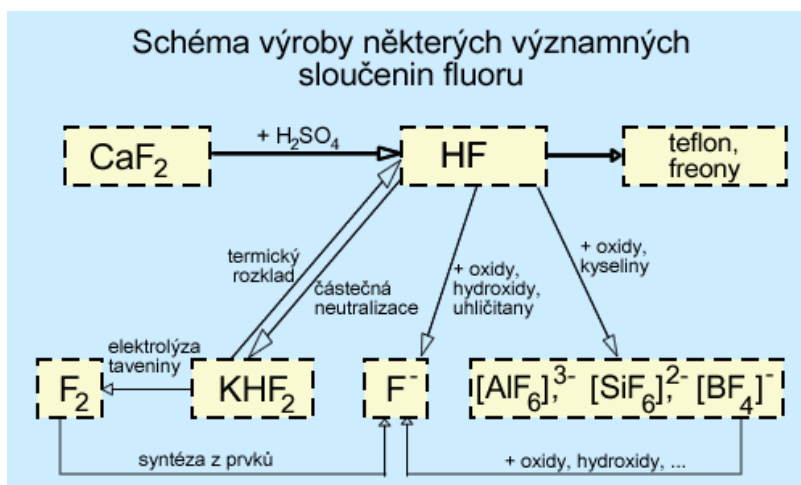
## Laboratorní příprava fluoru

Kvůli náročné výrobě (energeticky i na vybavení) a obrovské reaktivitě (nebezpečnosti!) se fluor v laboratořích nepřipravuje, ale používá se průmyslově vyrobený fluor, dodávaný v tlakových kovových lahvích pokrytých vrstvou teflonu<sup>19</sup>. Teflon je vůči působení fluoru odolný.



V organické chemii se pro vnesení fluoru do organické sloučeniny nepoužívá elementární fluor, ale jeho sloučeniny jako např.:  $XeF_2$ ,  $CoF_3$ ,  $SeF_4$ ,  $AgF_2$ , atd.

## Výroba fluoru a jeho sloučenin



<sup>19</sup> <http://www.chemie-master.de>

## Význam a využití fluoru a jeho sloučenin

Atomární a molekulární fluor jsou používány k plasmovému leptání při výrobě polovodičů, plochých monitorů, televizí, MEMS, povrchové úpravě plastů a také k výrobě fluoračních činidel ( $\text{XeF}_2$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{IF}_3$ ), které se používají k fluoraci při organických syntézách ( $\text{BF}_3$  je katalyzátorem ve Friedel-Craftsově syntéze, polymerace alkenů)

Kyselina fluorovodíková se používá například ve sklářství.



Fluorované uhlovodíky se dnes široce využívají v mnoha oborech: medicína (anestetika, náhražky krve, léky na rakovinu nebo malárii, antidepresiva), textilní průmysl (teflon)<sup>20</sup> či hasební prostředky (freony). Jeden z mála organických fluorderivátů nalezených i v přírodě je kyselina fluoroctová. Do kategorie fluorderivátů organických látek patří také známé chemické

zbraně (bojové plyny).

## Význam a využití fluoru a jeho sloučenin

Fluor se vyskytuje v zubní sklovině a v kostech (ve formě fluoridů), kde je součástí fosforečnanu vápenatého. Proto se fluor (nejčastěji jako  $\text{NaF}$ ) přidává nejen do pitné vody, ale také do nejrůznějších dentálních výrobků jako jsou zubní pasty, ústní vody atd. Tzv. fluoridace je velice účinná ochrana proti zubnímu kazu. Při dodržení koncentrace asi 1 ppm pomáhají fluoridy snižovat kazivost zubů. Při vyšších koncentracích jsou ale již účinky negativní.<sup>21</sup>



Velkou roli hrají sloučeniny fluoru také při výrobě hliníku, baterií, izolátorů nebo při obohacování jaderného paliva.



V 60. letech 20. století byla zkoumána možnost využívat fluor také jako oxidovadlo v palivech raketové techniky.<sup>22</sup> Díky jeho nebezpečnosti, jedovatosti a korozivním účinkům produktů tyto experimenty selhaly, pokračuje se však s výzkumem sloučenin fluoru ke stejnému účelu.

<sup>20</sup> <http://www.viviente.cz/images/clanky/tefal-teflonova-panev.jpg>

<sup>21</sup> [http://www.prokrasnetelo.cz/data/userfiles/image/kosmetika/cisteni\\_zubu.jpg](http://www.prokrasnetelo.cz/data/userfiles/image/kosmetika/cisteni_zubu.jpg)

<sup>22</sup> <http://www.mojetapety.cz/thumb.php?katid=4&tapid=34&size=1>



## Bezpečnostní rizika

Elementární fluor je extrémně reaktivní, toxický a korozivní plyn, a proto musí být při práci s ním dodržována přísná bezpečnostní pravidla včetně pečlivého výběru materiálů, které s fluorem mohou přijít do styku (Monelův kov, teflon, speciální ocel).



Mnoho kovů, většina organických sloučenin a dokonce i voda při kontaktu s fluorem hoří!<sup>23</sup>

Například běžné sklo je pro uchování fluoru nevhodné, protože vznikající fluorovodík sklo "leptá", tedy reaguje s ním. Dochází ke změně chemických vlastností materiálu a následně až k deformacím.<sup>24</sup>

## Zdravotní rizika

Fluor je extrémně korozivní a jedovatý plyn, silně dráždí a leptá. Má charakteristický, štiplavý zápach, který je cítit již při koncentraci 20 ppb, tedy nižší než je povolená koncentrace při práci s fluorem.

Nízké koncentrace vyvolávají podráždění plic a očí, vyšší vyvolávají navíc špatně se hojící chemické popáleniny na kůži.

Silně dráždivý je i fluorovodík. Oba plyny vyvolávají edém plic. Vysoce jedovatá je kyselina fluorovodíková, která se rychle vstřebává pokožkou a snižuje koncentraci vápníku a hořčíku v těle. Leptá sliznice, způsobuje hluboká poranění (poleptání). Rány se špatně hojí.

Fluoridy patří mezi toxické sloučeniny. Přestože v malých dávkách jsou prospěšné při snižování kazivosti zubů, smrtelná dávka fluoridu sodného pro průměrného člověka (70 kg) je pouze 5-10 g. Při práci s těmito chemikáliemi je nutné používat ochranné pomůcky (plášť, rukavice, štít). Akutní otrava se projevuje zvracením, průjmami, vnitřním krvácením, poruchami jater a ledvin, křečemi a obrnou. Naopak neškodné nebo méně jedovaté jsou fluorderiváty uhlovodíků.



<sup>23</sup> <http://video.google.com/videoplay?docid=-6688597173987734856&ei=b2OySuyEJ6W-2gLevq2HAg&q=fluorine&hl=en>

<sup>24</sup> <http://www.theodoregray.com/PeriodicTable/Elements/009/index.s7.html>

## Chlor

### Úvod

Chlor je prvek s protonovým číslem 17, který je druhým členem 17. (VII. A) skupiny periodické soustavy, tedy skupiny halogenů. Má značku Cl z latinského názvu Chlorum. Jeho název má původ ve zbarvení elementárního chloru a pochází z řeckého slova χλωρός (tedy světle zelený). V elementárním stavu (za standardních podmínek) se chlor vyskytuje jako plyn tvořený dvouatomovými molekulami ( $\text{Cl}_2$ ).



VII.A	19,00	9 F	4,1	FLUOR	Fluorim
	35,45	17 Cl	2,8	CHLOR	Chlorum
	79,90	35 Br	2,7	BROM	Bromum
	126,90	53 I	2,2	JOD	Iodum
	(210)	85 At	1,9	ASTAT	Astatium



Chlor



Chlorum



Chlorine



Chlor



Хлор



Chlore



Cloro

Chlor je významný biogenní prvek. Obsah v těle u člověka je téměř 100 g a jeho přítomnost v potravě je nezbytná pro správné fungování organismu (doporučená denní spotřeba  $\text{NaCl}^{25}$  je kolem 3 g). Chloridové anionty se nachází v žaludku, krvi apod. (viz význam a využití)

## Historie chloru

Chlor jako první připravil v roce 1774 švédský lékárník Carl Wilhelm Scheele<sup>26</sup>. Že se jedná o prvek dokázal až téměř o 40 let později sir Humphry Davy, a prvek pojmenoval podle jeho barvy.

Ale sloučeniny chloru byly známy už dávno předtím. Sůl kamennou znali lidé již 3000 před naším letopočtem. Kolem roku 900 n. l. se prvním alchymistům podařilo připravit kyselinu chlorovodíkovou (byla nazývána "duch soli") a o 300 let později také tzv. lučavku královskou.

A už od konce 18. století se ve francouzském průmyslu používal roztok alkalických chlornanů (ten odpovídá dnešnímu Savu) jako bělidlo (chemické složení samozřejmě tehdy ještě neznali). V polovině 19. století se roztok alkalických chlornanů začal používat také jako dezinfekce v nemocnicích a především k dezinfekci pitné vody během epidemie cholery v roce 1850, což zachránilo mnoho lidských životů.



<sup>25</sup> <http://www.sacbee.com/static/weblogs/health-and-fitness/Salt%2520Shaker.jpg>

<sup>26</sup> [http://www.chemistryexplained.com/images/chfa\\_04\\_img0824.jpg](http://www.chemistryexplained.com/images/chfa_04_img0824.jpg)

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Chlor byl ale také použit jako bojový plyn v první světové válce.<sup>27</sup> V roce 1915 byly ve stejné válce Německem v bitvě u belgického města Ypres použity také další bojové plyny yperit (zpuchýřující plyn) a fosgen. Podobně byl chlor použit také povstalci ve válce v Iráku.



## Výskyt chloru v přírodě

Celkově se odhaduje, že obsah "chloru" v zemské kůře je 126 ppm (asi 10 ‰), což z něho činí 20. nejrozšířenější prvek na Zemi. Mnohem větší množství chloru (ve formě Cl<sup>-</sup>) najdeme v mořské vodě (asi 1,9 hmotnostních procent). V přírodě se chlor vyskytuje ve dvou stabilních izotopech <sup>35</sup>Cl a <sup>37</sup>Cl.

Chlor se v přírodě díky své velké reaktivitě nevyskytuje v elementárním stavu, ale ve sloučeninách. Nejčastějšími sloučeninami jsou minerály: halit<sup>28</sup>, sylvín<sup>29</sup> a chlorapatit<sup>30</sup> a další.



\*\*\* Mezi méně obvyklé minerály patří např. chlorargyrit, kainit, karnalit nebo salmiak (viz. minerály). \*\*\*

Živá příroda: Velké množství chloridových iontů je obsaženo nejen v mořské vodě, ale i v krvi (a jiných tělních tekutinách) živých organismů (včetně člověka) a také jsou důležitou součástí lidských žludečních šťáv.

<sup>31</sup> Lidské tělo jich obsahuje téměř 100 g.



## Fyzikální vlastnosti chloru

Chlor je to světle žluto-zelený, silně korozivní plyn.

$T_t$ (°C)	$T_v$ (°C)	skupenství	barva	$E_a$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	X	oxidační čísla
-101.5	-34.4	plynné	světle žluto-zelená	349	3,16	-I, 0, I, III, V, VII

<sup>27</sup> [http://www.chemistryexplained.com/images/chfa\\_04\\_img0824.jpg](http://www.chemistryexplained.com/images/chfa_04_img0824.jpg)

<sup>28</sup> <http://www.mindat.org/photo-67001.html> 3) <http://www.mindat.org/photo-188528.html>

<sup>29</sup> <http://www.mindat.org/photo-50708.html>

<sup>30</sup> <http://www.mindat.org/photo-50708.html>

<sup>31</sup> [http://ts-den.aluka.org/fsi/img/size2/alukaplant/pre/phase\\_01/pre0008/presld0010628.jpg](http://ts-den.aluka.org/fsi/img/size2/alukaplant/pre/phase_01/pre0008/presld0010628.jpg)

# Chemie halogenů

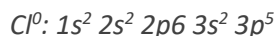
© Pavel Teplý

Srovnání vlastností s ostatními halogeny (viz skupinové vlastnosti).

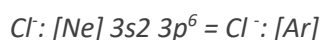
## Elektronová konfigurace chloru

Chlor má 17 protonů, tudíž jeho elektronový obal se musí skládat ze 17 elektronů. Po přijetí jednoho elektronu vzniká chloridový anion, který má stejnou elektronovou konfiguraci jako argon.

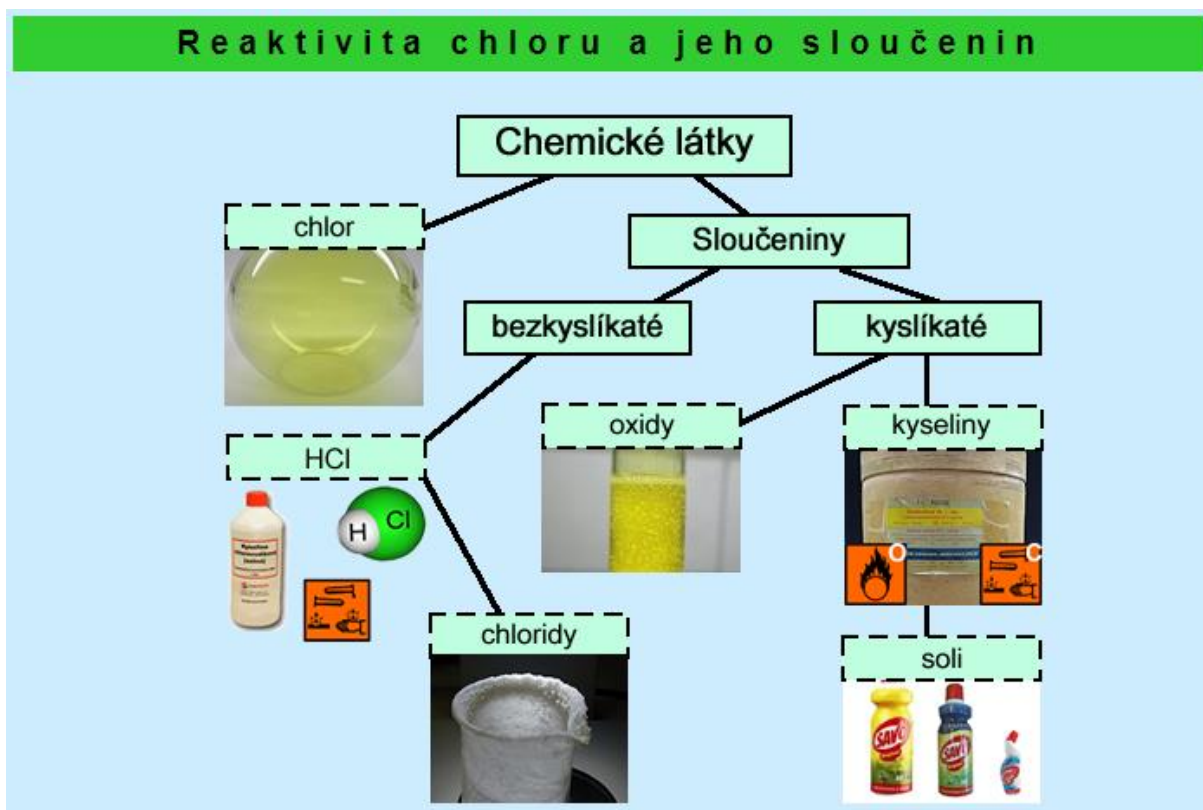
- celková elektronová konfigurace atomu chloru (s využitím nejbližšího předchozího vzácného plynu)



- aniontu Cl



## Reaktivita chloru a jeho sloučenin



## Laboratorní příprava chloru

V laboratoři se dá chlor připravit mnoha způsoby, jeden z nejpoužívanějších je reakce kyseliny chlorovodíkové s manganistanem draselným:



Chlor vzniká také reakcí kyseliny chlorovodíkové s oxidem manganičitým, chlornany, dichromany nebo oxidem olovičitým (viz video 18).

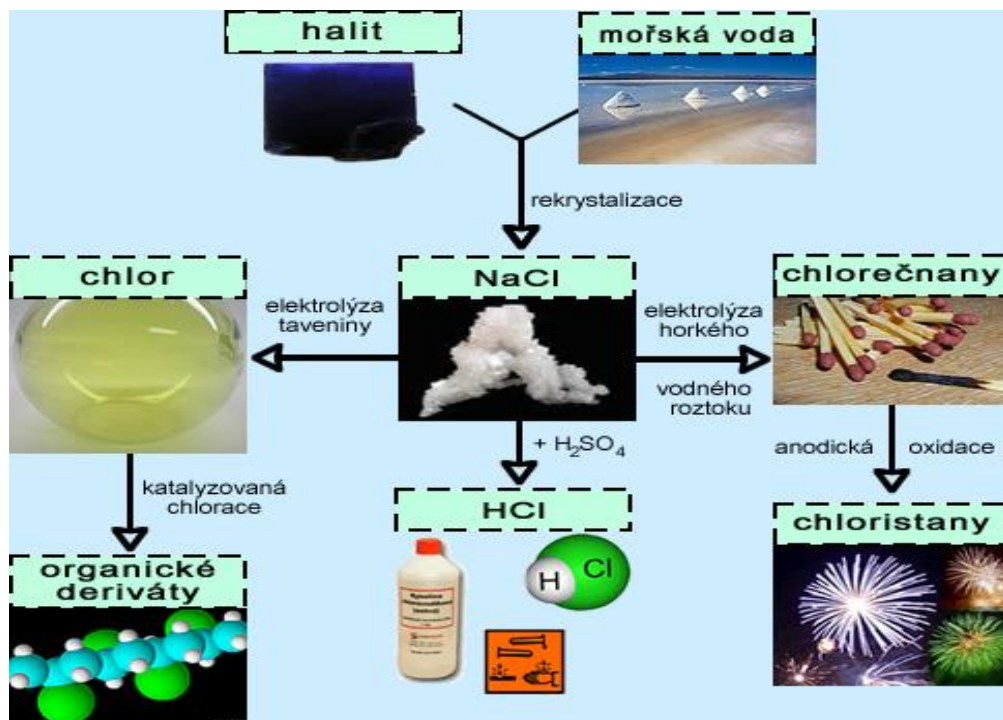


# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Častěji se ale používá chlor dodávaný v ocelových lahvích<sup>32</sup>, protože je rychleji k dispozici a je čistší.

## Výroba chloru a jeho sloučenin



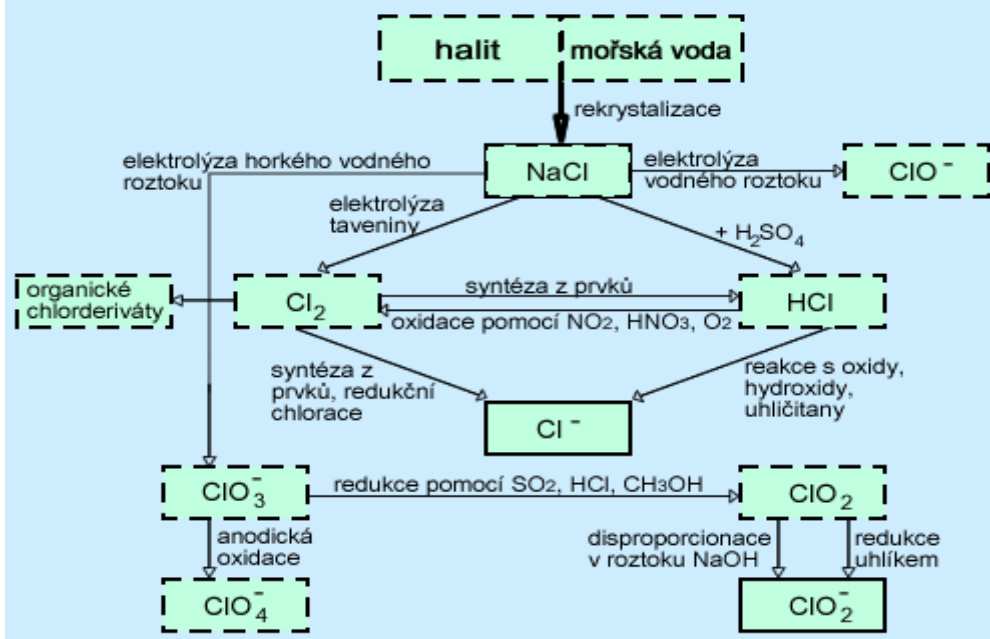
## Výroba chloru a jeho sloučenin

<sup>32</sup> <http://www.treehugger.com/chlorine%20cylinder.jpg>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

## Výroba významných sloučenin chloru



## Význam a využití chloru a jeho sloučenin

Chlor a jeho sloučeniny se používají téměř ve všech oblastech lidského života. Ty nejdůležitější z nich jsou zde uvedeny:

dezinfekce  
vody<sup>33</sup>



lidské tělo<sup>34</sup>



fotografie



pyrotechnika<sup>35</sup>



vojenský  
průmysl<sup>36</sup>



stavební  
průmysl a sport<sup>37</sup>

medicína<sup>38</sup>

zemědělství<sup>39</sup>

chemický  
průmysl<sup>40</sup>

životní  
prostředí<sup>41</sup>

<sup>33</sup> [http://www.gardeniacentre.cz/images/56\\_l.jpg](http://www.gardeniacentre.cz/images/56_l.jpg)

<sup>34</sup> <http://knittingdoc.files.wordpress.com/2009/02/human-anatomy.jpg>

<sup>35</sup> [extra.net/kultura/spolecnost/silvestr-2008](http://extra.net/kultura/spolecnost/silvestr-2008)

<sup>36</sup> <http://www.hasicizr.estranky.cz/archiv/iobrazek/272>

<sup>37</sup> [http://i3.cn.cz/1187949558\\_potapec.jpg](http://i3.cn.cz/1187949558_potapec.jpg)

<sup>38</sup> <http://www.hzp.cz/galerie/01/vel/18059.jpg>

<sup>39</sup> <http://www.birdlife.cz/wpimages/foto/postrik%20Hope%20farma.jpg>

<sup>40</sup> <http://www.dermaguard.cz/images/laborator.jpg>

<sup>41</sup> [http://i3.cn.cz/1134111479\\_spalovna-kour.jpg](http://i3.cn.cz/1134111479_spalovna-kour.jpg)

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý



## Bezpečnostní rizika

Chlor má silné oxidační (korozivní) účinky především na nešlechtivé kovy. Při výrobě chloru a práci s ním se proto používají speciální materiály (korozivzdorné oceli apod.).

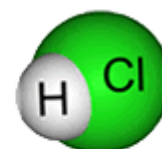
Chlorečnany a chloristany jsou velmi silná oxidační činidla, která by neměla přijít do styku s organickými a jinými snadno oxidovatelnými sloučeninami.<sup>42</sup> Mohou způsobit výbuch nebo požár.



## Zdravotní rizika

Chlor má velmi výrazný, charakteristický zápach. Při práci s plynným chlorem je nezbytné zachovávat přísná bezpečnostní opatření, protože je velmi silně jedovatý (především díky jeho silným oxidačním účinkům) a z průmyslových provozů je známa řada havárií se smrtelnými následky. Je těžší než vzduch, hromadí se při zemi, takže jedno z důležitých pravidel při jeho úniku je dostat se na vyvýšené místo.

Koncentrace chloru 1000 ppm ve vzduchu je pro člověka smrtelná, ale chlor cítíme již při koncentraci 1 ppm. I nízké koncentrace chloru mohou způsobit podráždění očí a plic s bolestivými následky. Prvními příznaky otravy jsou kašláni a zvracení, následně dochází k poškození plic a očí.



<sup>42</sup> [http://www.amazingrust.com/Experiments/how\\_to/Images/Chlorine\\_gas.jpg](http://www.amazingrust.com/Experiments/how_to/Images/Chlorine_gas.jpg)  
[http://www.iqmedia.cz/pictures/chex\\_10b.jpg](http://www.iqmedia.cz/pictures/chex_10b.jpg)

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Kyselina chlorovodíková je silná kyselina a může způsobit vážná poleptání stejně jako chlorovodík, ze kterého se vyrábí. Její soli - chloridy, jsou na rozdíl od fluoridů relativně neškodné.<sup>43</sup>

Chlornany, které jsou hlavní součástí čisticích prostředků (viz SAVO), jsou velmi silná oxidační činidla.<sup>44</sup> Navíc, pokud se dostanou do styku s kyselinou chlorovodíkovou, uvolňují plynný chlor. To je také hlavní důvod proč by se neměly míchat různé čisticí prostředky (velká část čisticích prostředků je totiž založena na bázi HCl).



Oxid chloričitý je extrémně nebezpečný plyn, který při kontaktu s organickými látkami a vyšších koncentracích vybuchuje. Nebezpečná je nejen jakákoli manipulace, ale i příprava.

Velké množství chlorderivátů organických sloučenin patří mezi silné jedy, a proto se mnohé používají (resp. používali) jako pesticidy (DDT, aldrin), jiné byly dokonce zneužity jako bojové látky (chlor, fosgen atd.).

<sup>43</sup> <http://www.mayahamsters.estranky.cz/clanky/hygiena-skreckov/kyselina-solna-alebo-kyselina-citronova>

<sup>44</sup> <http://katalog.ambra.cz/savo-1000-ml-dezinfekcni-cistici-prostredok-d33003.htm>



## Brom

### Úvod

VII.A	
19,00	9 F
4,1	FLUOR Fluorim
35,45	17 Cl
2,8	CHLOR Chlorim
79,90	35 Br
2,7	BROM Bromim
126,90	53 I
2,2	JOD Iodim
(210)	85 At
1,9	ASTAT Astatim

Brom je chemický prvek s protonovým číslem 35 a je třetím členem 17. (VII. A) skupiny periodické soustavy, tedy skupiny halogenů. Má značku Br z latinského názvu Bromum. Jeho název pochází z řeckého slova brómos (βρομος) - zápach. Tento název dostal podle charakteristického zápachu svých par.



Brom



Bromum



Bromine



Brom



Бром



Brome



Bromo

Brom není považován za esenciální prvek pro člověka.

## Historie bromu

Brom objevili dva chemici Antoine J. Balard<sup>45</sup> a Carl J. Löwig nezávisle na sobě v letech 1825-1826. Balardovi byl ale připsán objev díky tomu, že objev publikoval jako první.

Balardovi se podařilo získat brom z popela mořských řas působením chloru. Zjistil, že vzniklá látka má vlastnosti někde mezi chlorem a jodem. Po neúspěšných pokusech dokázat, že se jedná o ICl, došel k názoru, že se jedná o nový prvek.

Od roku 1840 se začal používat bromid stříbrný v daguerrotypii (nahradil jodid stříbrný), což byla první komplexní metoda fotografie.



<sup>45</sup> <http://en.wikipedia.org/wiki/Balard>

## Výskyt bromu v přírodě

V přírodě je brom zastoupen dvěma stálými izotopy s přibližně stejným zastoupením:  $^{79}\text{Br}$  a  $^{81}\text{Br}$ . Obsah "bromu" v zemské kůře je malý. Mnohem více "bromu" najdeme v mořské vodě, odkud se také brom získává.

Brom se v přírodě díky své velké reaktivitě v přírodě nevyskytuje v elementárním stavu, ale pouze ve sloučeninách. Nejčastějším minerálem bromu je bromargyrit.<sup>46</sup>



Koncentrace bromidů v mořské vodě je nižší než chloridů a pohybuje se průměrně kolem 65 ppm (mg/l). V některých na bromidy bohatých vodách může být koncentrace bromidů i větší než 5 000 ppm (např. Mrtvé moře v Izraeli). Obsah "bromu" v těle člověka je asi 0,3 g.

## Fyzikální vlastnosti bromu

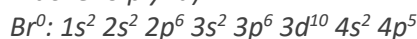
Brom je červenohnědá kapalina. Je to jeden ze dvou prvků PSP a jediný nekov, který je kapalný za laboratorní teploty (teplota tání je  $-7,2\text{ }^\circ\text{C}$ ). Brom je málo rozpustný ve vodě, ale velmi dobře rozpustný např. v  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CS}_2$  nebo methanolu. Srovnání vlastností s ostatními halogeny (viz skupinové vlastnosti).

$T_t$ ( $^\circ\text{C}$ )	$T_v$ ( $^\circ\text{C}$ )	skupenství	barva	$E_a$ ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	X	oxidační čísla
-7,2	58,8	kapalné	hnědočervená	324	2,96	-I, 0, I, III, V, VII

### Elektronová konfigurace bromu

Brom má 35 protonů, tudíž jeho elektronový obal se musí skládat z 35 elektronů. Po přijetí jednoho elektronu vzniká bromidový anion, který má stejnou elektronovou konfiguraci jako krypton.

- celková elektronová konfigurace atomu bromu (zkrácená - s využitím nejbližšího předchozího vzácného plynu)



- aniontu  $\text{Br}^-$



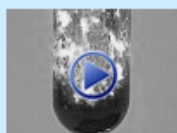
<sup>46</sup> <http://www.mindat.org/photo-55416.html>

## Chemické vlastnosti bromu

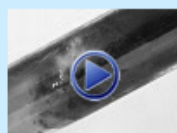
Elementární brom, vyskytuje se jako dvouatomové molekuly ( $\text{Br}_2$ ), je **oxidační činidlo**, silnější než jod, ale slabší než chlor (a fluor) (viz [video 8](#)).



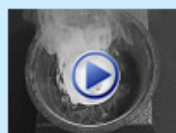
video 8



video 9



video 10



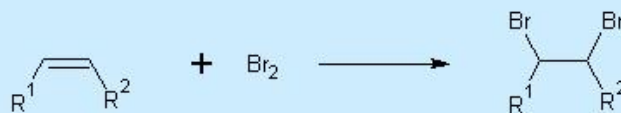
video 11



video 12

Reaguje přímo s mnoha prvky PSP, především s kovy (viz [video 9](#) a [video 10](#)), některými nekovy (viz [video 11](#)), sloučeninami anorganickými (viz [video 12](#)) i organickými.

Brom má silné bělicí účinky - aduje se na násobné vazby organických sloučenin (viz [video 13](#) a [video 14](#)).



video 13



video 14



video 15



video 16

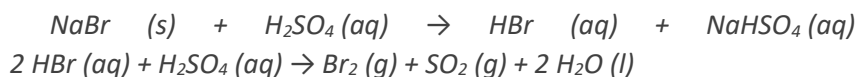
Zajímavá reakce v chemii bromu je tzv. Belousov-Zhabotinského oscilace (viz [video 15](#)).

Bromičnany jsou v kyselém prostředí silnými oxidačními činidly, což se využívá v analytické chemii při **bromatometrii** (viz [video 16](#)).

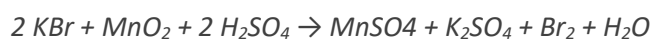
## Laboratorní příprava bromu

Díky jeho dobré dostupnosti není obvykle potřeba brom<sup>47</sup> připravovat v laboratoři. Pokud je to ale nutné, je možné brom připravit několika způsoby:

- reakcí bromidu s koncentrovanou kyselinou sírovou (viz [video 1](#)):



- reakcí KBr a  $\text{MnO}_2$  s  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (viz [video 2](#)):



Další používané možnosti pro přípravu bromu jsou:

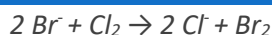
- reakcí bromidů s chlorem (viz [video 3](#)), což je také postup průmyslové výroby bromu:



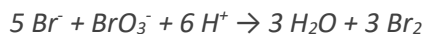
<sup>47</sup> [http://www.webelements.com/\\_media/elements/element-pics-theo/35\\_Br\\_1.jpg](http://www.webelements.com/_media/elements/element-pics-theo/35_Br_1.jpg)

# Chemie halogenů

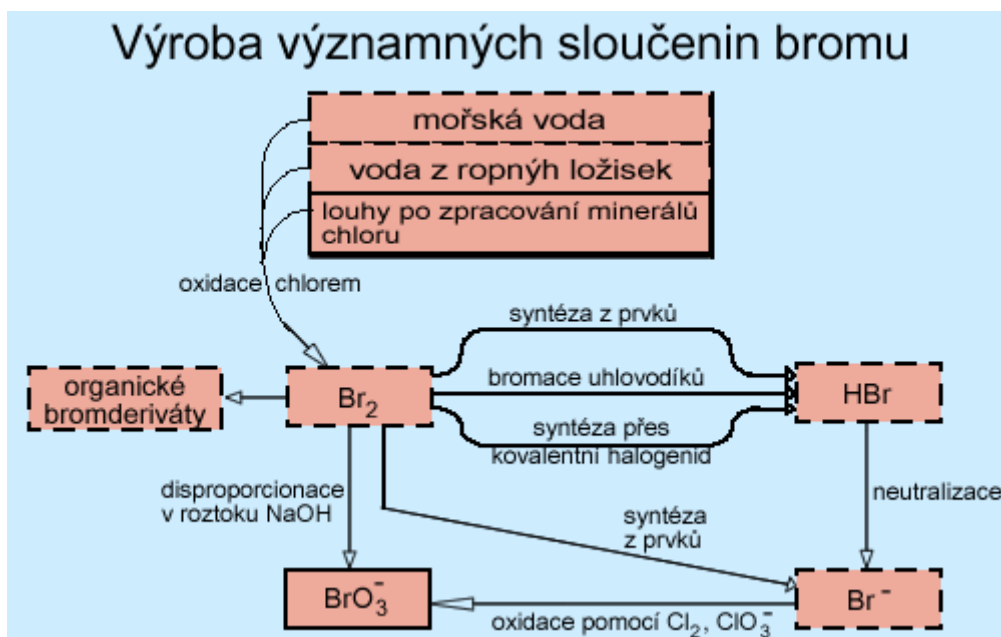
© Pavel Teplý



- reakcí bromidu s bromičnanem v kyselém prostředí - bromatometrie (viz video 4):



## Výroba bromu a jeho sloučenin



## Význam a využití bromu a jeho sloučenin

Sloučeniny bromu se dnes široce využívají především při výrobě zpomalovačů hoření a hasicích přístrojů<sup>48</sup>, ve fotografickém průmyslu<sup>49</sup>, při výrobě pesticidů, dezinfekčních činidel nebo slzotvorných prostředků. Sloučeniny bromu, především kyselinu bromovodíkovou a nejrůznější barviva, využívá také chemický průmysl. Zajímavé je také využití jednoho organického bromidu v molekulární biologii a genetice.



Velký význam mají bromderiváty organických sloučenin při výrobě halogenových žárovek a některé organické bromderiváty jsou velmi účinné insekticidy.

Dříve byly sloučeniny bromu využívány v medicíně (bromidy) nebo jako aditiva olovnatých benzínů (bromethan a dibromethan - kvůli odvádění olova v podobě těkavých bromidů). Především v antice byl mezi panovníky velmi oblíbený "královský purpur".



<sup>48</sup> [http://www.e-shop24.cz/Foto/Gallery/\\_400101.jpg](http://www.e-shop24.cz/Foto/Gallery/_400101.jpg)

<sup>49</sup> <http://www.photoaccess.com.au/?q=cam1> | [http://www.daicel.co.jp/business/index\\_e.html](http://www.daicel.co.jp/business/index_e.html)

## Bezpečnostní rizika

Elementární brom<sup>50</sup> je velmi korozivní, těkavá kapalina se silnými oxidačními účinky. K "likvidaci" bromu se používá např. thiosíran sodný nebo roztok hydroxidu sodného (viz video 7).

Některé kovy dokonce při kontaktu s bromem hoří! (viz chemické vlastnosti) Nebezpečný je také kontakt bromu s organickými látkami.



## Zdravotní rizika

Elementární brom<sup>51</sup> je jedovatý a způsobuje těžké, špatně se hojící popáleniny. Výpary dráždí sliznice. Nadměrný příjem bromu vede k depresím a hubnutí.

Kyselina bromovodíková je velice silná kyselina, která může způsobit vážné poleptání.

Bromidy jsou vesměs látky zdraví škodlivé nebo dráždivé (např. KBr).



<sup>50</sup> <http://radio.weblogs.com/0101365/images/photos/bromine2.jpg>

<sup>51</sup> ) [http://www.webelements.com/\\_media/elements/element-pics-theo/35\\_Br\\_1.jpg](http://www.webelements.com/_media/elements/element-pics-theo/35_Br_1.jpg)

## Jod

### Úvod

Jod je chemický prvek s protonovým číslem 53 a je čtvrtým členem 17. (VII. A) skupiny periodické soustavy, tedy skupiny halogenů. Má značku I z latinského názvu Iodum. Jeho název má původ ve zbarvení par elementárního chloru a pochází z řeckého slova iodes (ιώδης) - fialový.

### Historie jodu

Jod jako první připravil v roce 1811 francouzský chemik Bernard Courtois.<sup>52</sup>



VII.A	19,00 9 F 4,1 FLUOR Fluorim
	35,45 17 Cl 2,8 CHLOR Chlorim
	79,90 35 Br 2,7 BROM Bromim
	126,90 53 I 2,2 JOD Iodim
	(210) 85 At 1,9 ASTAT Astatim

Jod připravil náhodou, když přidal k popelu z mořských řas trochu větší množství koncentrované kyseliny sírové. Později bylo prvku dáno jméno vycházející z barvy jeho par - iodes, tedy fialový.

V elementárním stavu (za standardních podmínek) se jod vyskytuje jako pevná, černá látka s kovovým leskem tvořená dvouatomovými molekulami (I<sub>2</sub>).



Jod



Iodum



Iodine



Iod



Йод



Iode



Yodo

Jod je pro lidský organismus velmi důležitý prvek (viz význam).

### Výskyt jodu v přírodě

V přírodě je jod zastoupen jedním stálým izotopem: 107I. Obsah "jodu" v zemské kůře je malý (asi 0,1 ppm, což ho řadí asi na 60. místo). Mnohem více "jodu" najdeme v mořské vodě, respektive v mořských organismech, odkud se také jod získává.



Jod se v přírodě díky své velké reaktivitě nevyskytuje v elementárním stavu, ale pouze ve sloučeninách. Minerály jodu jsou relativně vzácné (např. jodargyrit).<sup>53</sup>

<sup>52</sup> [http://en.wikipedia.org/wiki/Bernard\\_Courtois](http://en.wikipedia.org/wiki/Bernard_Courtois)

<sup>53</sup> <http://www.mindat.org/photo-29160.html>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Velké zásoby jodu jsou v mořské vodě (díky velmi dobré rozpustnosti jodidů), kde se jeho koncentrace pohybují okolo 0,06 mg/l. Největšími producenty jodu jsou Chile, Japonsko a USA.

Významnou roli hraje jod jako stopový prvek v živých organismech. Lidské tělo obsahuje asi 0,01 g jodu.

## Fyzikální vlastnosti jodu

Jod je pevná, tmavá látka s kovovým leskem, která po zahřátí velmi snadno sublimuje (viz video 1).

$T_t$ (°C)	$T_v$ (°C)	skupenství	barva	$E_a$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	X	oxidační čísla
113,5	184,4	pevné	šedo-černá (kovový lesk)	295	2,66	-I, 0, I, III, V, VII

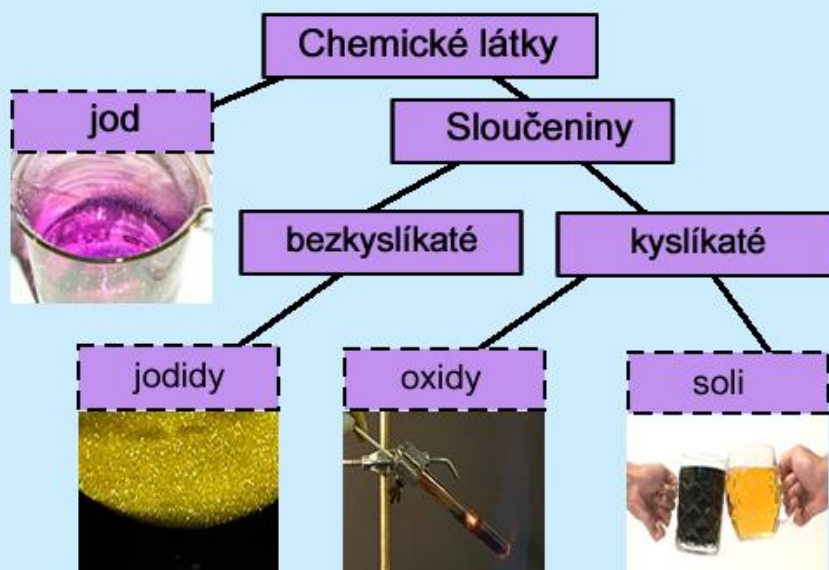
Jod se velmi špatně rozpouští ve vodě, ale velmi dobře v nepolárních rozpouštědlech (viz video 2). Velmi dobře se rozpouští také v roztocích jodidů, kde dochází k tvorbě polyjodidových aniontů např.  $I_3^-$ .

### Elektronová konfigurace jodu

Brom má 53 protonů, tudíž jeho elektronový obal se musí skládat z 53 elektronů. Po přijetí jednoho elektronu vzniká jodidový anion, který má stejnou elektronovou konfiguraci jako xenon.

- celková elektronová konfigurace atomu jodu (zkrácená - s využitím nejbližšího předchozího vzácného plynu)  
 $I^0: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$   
 $I^0: [Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
- aniontu I  
 $I^-: [Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6 = I^-: [Xe]$

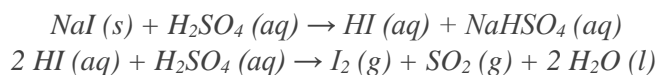
## Reaktivita jodu a jeho sloučenin



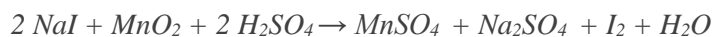
## Laboratorní příprava jodu

Díky jeho dobré dostupnosti není obvykle potřeba jod připravovat v laboratoři. Pokud je to ale nutné, je možné jod připravit několika způsoby:

- reakcí jodidu s koncentrovanou kyselinou sírovou (viz video 3):

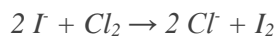


- reakcí NaI a MnO<sub>2</sub> s H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (viz video 4):

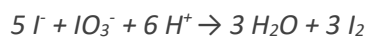


Další používané možnosti pro přípravu jodu jsou:

- reakcí jodidů s chlorem (viz video 5), což je také postup průmyslové výroby jodu:

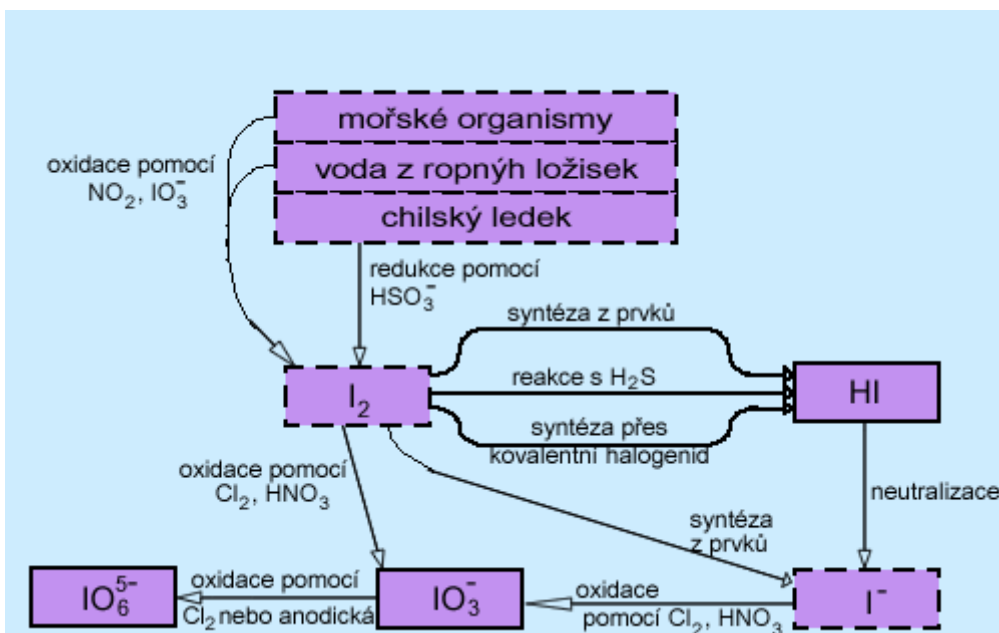


- reakcí jodidu s jodičnanem v kyselém prostředí (viz video 6):





## Výroba jodu a jeho sloučenin



## Význam a využití jodu a jeho sloučenin

### Potravinářství

Jod patří mezi biogenní prvky a je považován za nejtěžší prvek nepostradatelný pro život organismů včetně člověka (tzv. stopový prvek). Lidské tělo ho přijímá z potravy ve formě jodidů (např. v kuchyňské soli)<sup>54</sup> a používá ho k tvorbě hormonů štítné žlázy.



### Medicína

Elementární jod se v nejrůznějších rozpouštědlech používá jako velice účinné dezinfekční činidlo.<sup>55</sup> Při vyšetření i léčbě štítné žlázy se používají některé radioaktivní izotopy jodu s kratším poločasem rozpadu ( $^{131}\text{I}$ ,  $^{123}\text{I}$ ). Jodderiváty kyseliny benzoové se používají jako náhrada  $\text{BaSO}_4$  (v medicíně).

Jodidové tablety se používají jako prevence přijímání radioaktivních izotopů jodu během pobytu v radioaktivně zamořeném prostředí (130 mg KI pro dospělého člověka na den).



<sup>54</sup> <http://www.solsan.cz/cs/sul-pro-maloobchodni-prodej/ostatni-znacky/sel-morska-sul-s-jodem-500-g-%5B40701%5D.html>

<sup>55</sup> <http://theodoregray.com/PeriodicTable/Samples/053.12/s7s.JPG>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

## Chemický průmysl

V chemickém průmyslu se jod používá jako katalyzátor při výrobě syntetického kaučuku nebo při výroba léčiv a barviv (např. erythrosin).

V chemických laboratořích se jod používá k důkazu methylketonů při tzv. jodoformové reakci, k důkazu  $\text{NH}_4^+$  iontů Nesslerovým činidlem nebo k důkazu škrobu. Ke stanovení amoniaku, alkaloidů nebo třeba vitamínu C se v analytické chemii používá jodometrie. Dříve se v analytické chemii používal oxid jodičný pro stanovení CO ve vzduchu.



## Ostatní

Ve fotografickém průmyslu se společně s bromidem stříbrným používá jodid stříbrný.  $\text{AgI}$  se používá také při ovlivňování počasí.<sup>56</sup>



## Bezpečnostní rizika

Jod má jen slabé oxidační účinky ale s některými kovy tvoří prudce reaktivní směsi (obzvláště za přítomnosti vlhkosti). Velmi nebezpečný je produkt reakce jodu s amoniakem (viz chemické vlastnosti).

Jodičnany a jodistany jsou silná oxidační činidla. Neměly by přijít do styku se snadno se oxidujícími látkami.

K "likvidaci" jodu se používá např. thiosíran sodný nebo roztok hydroxidu sodného (viz video 7).



## Zdravotní rizika

Při práci s jodem je nezbytné zachovávat dostatečná bezpečnostní opatření, protože jod<sup>57</sup> je jedovatý a především páry jodu dráždí sliznice, oči a plíce. Maximální koncentrace ve vzduchu při práci s jodem je 0,1 ppm. Smrtelná dávka pevného jodu pro dospělého člověka je asi 2-3 g.

Kyselina jodovodíková je silná kyselina (nejsilnější ze všech halogenovodíkových kyselin,  $\text{pK}_a = -10$ ), má silné korozivní vlastnosti a při práci s ní hrozí vážné poleptání.

Jodidy jsou ve vyšších dávkách jedovaté (např.  $\text{NaI}$ ).



<sup>56</sup> [http://skladujte.unas.cz/05/036\\_prvni\\_mraky\\_po\\_asi\\_tydnu.jpg](http://skladujte.unas.cz/05/036_prvni_mraky_po_asi_tydnu.jpg)

<sup>57</sup> [http://www.webelements.com/\\_media/elements/element-pics-theo/35\\_Br\\_1.jpg](http://www.webelements.com/_media/elements/element-pics-theo/35_Br_1.jpg)

## Astat

### Úvod

VII.A	19,00 9 F 4,1 FLUOR Fluor
	35,45 17 Cl 2,8 CHLOR Chlor
	79,90 35 Br 2,7 BROM Brom
	126,90 53 I 2,2 JOD Jod
	(210) 85 At 1,9 ASTAT Astatium

Astat je prvek s protonovým číslem 85, který formálně patří do 17. (VII. A) skupiny periodické soustavy, tedy mezi halogeny. Značka astatu je At z latinského Astatium. Jeho název pochází z řeckého slova *astatos* (αστατος) - nestálý.



Astat

Astatinum

Astatine

Astat

Астатин

Astate

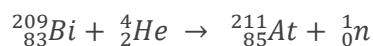
Astato

Astat je radioaktivní prvek<sup>58</sup>, od kterého bylo připraveno 33 izotopů a všechny jsou radioaktivní. Jeho nejstálější izotop <sup>210</sup>At má poločas rozpadu asi 8 hodin.

### Historie astatu

Existence astatu byla předpovězena už roku 1871 D. I. Mendělejevem, ten ho nazval "eka-jod". Díky jeho nestabilitě ho ale připravili až roku 1940 Dale R. Corson<sup>59</sup>, K.R. MacKenzie a E. Segrè z University of California, Berkeley, USA.

Bombardováním <sup>209</sup>Bi α částicemi byl poprvé připraven izotop <sup>211</sup>At.



O několik let později (roku 1943) byla přítomnost astatu zjištěna i v přírodních rozpadových řadách, kde figuruje jako člen bočných, málo častých větví.



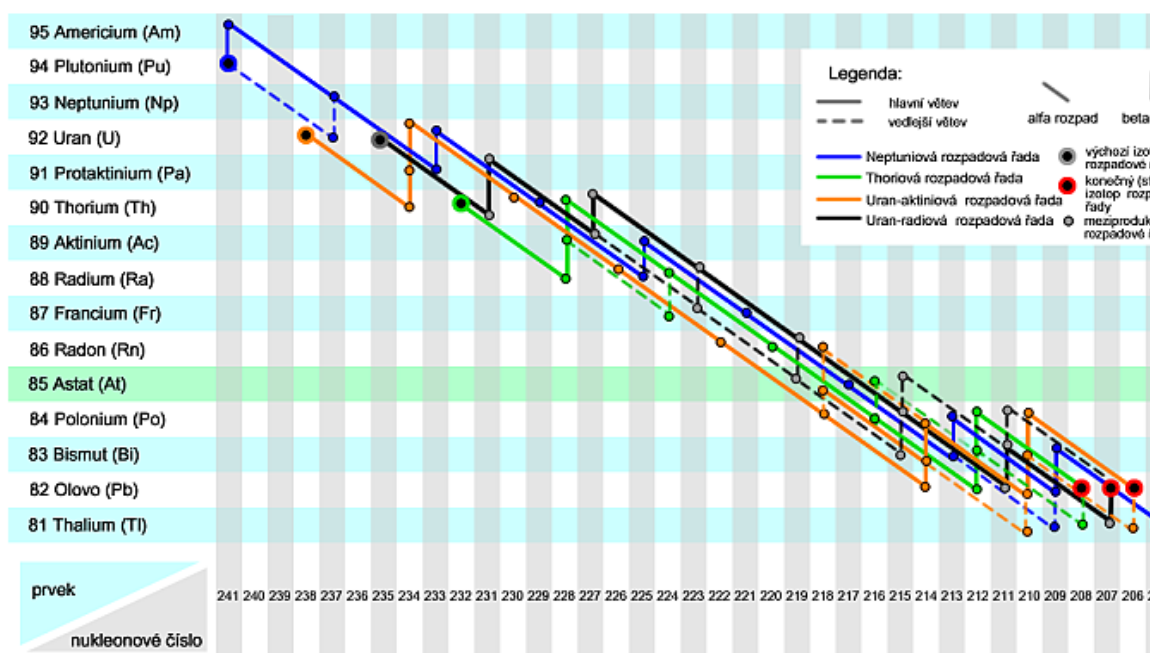
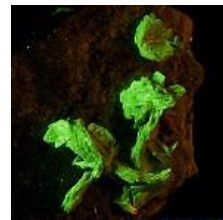
<sup>58</sup> <http://www.health-safety-signs.uk.com/cgi/products.pl?sign=Danger%20Radioactive>

<sup>59</sup> [http://en.wikipedia.org/wiki/Dale\\_R.\\_Corson](http://en.wikipedia.org/wiki/Dale_R._Corson)

## Výskyt astatu v přírodě

V přírodě se astat<sup>60</sup> vyskytuje pouze jako součást přírodních rozpadových řad. Odhaduje se, že v celé zemské kůře je přibližně pouze 28 g At, což z něj podle Guinnessovy knihy rekordů dělá nejvzácnější prvek vyskytující se na Zemi.

Konkrétně se v rozpadových řadách (r.ř.) vyskytují tyto izotopy astatu (ve stopových množstvích):



Výskyt astatu v přírodních rozpadových řadách (izotopy astatu najdete ve světle zeleném pruhu)

7 A V Ů Ě

Izotopy astatu najdete ve světle zeleném pruhu v obrázku.

- $^{216}\text{At}$  (thoriová r.ř.)
- $^{217}\text{At}$  (neptuniová r.ř.)
- $^{215}\text{At}$ ,  $^{219}\text{At}$  (uran-radiová r.ř.)
- $^{218}\text{At}$  (uran-aktiniová r.ř.)

<sup>60</sup> <http://theodoregray.com/periodictable/Elements/001/index.s7.html#mineralAutunite4>

## Fyzikální vlastnosti astatu

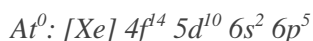
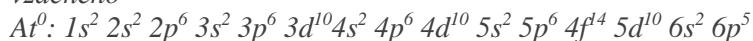
Astat je za standardních podmínek pevná látka.

$T_f$ (°C)	$T_v$ (°C)	skupenství	barva	$E_a$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )	$X$	oxidační čísla
302	337	pevné	- (předpokládá se tmavá)	-	2,2	-I, 0, I, III, V, VII

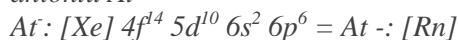
## Elektronová konfigurace astatu

Astat má 85 protonů, tudíž jeho elektronový obal se musí skládat z 85 elektronů. Po přijetí jednoho elektronu vzniká astatidový anion, který má stejnou elektronovou konfiguraci jako radon.

- celková elektronová konfigurace atomu astatu (zkrácená - s využitím nejbližšího předchozího vzácného plynu)



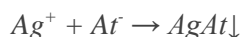
- aniontu At<sup>-</sup>



## Reaktivita astatu a jeho sloučenin

Chemie astatu není úplně prozkoumaná díky jeho radioaktivitě a obtížnosti přípravy.<sup>61</sup>

Astat má velice podobné chemické vlastnosti jako jod, ale je méně reaktivní. Na rozdíl od ostatních halogenů nebyla u astatu prokázána existence molekuly At<sub>2</sub>.



Podobně jako u ostatních halogenů, byly i u astatu připraveny sloučeniny s oxidačním číslem -I - astatidy jako NaAt (astatid sodný) nebo AgAt, který se sráží stejně jako jodid, chlorid a bromid. Kromě oxidačního čísla -I byly připraveny i sloučeniny, kde má astat oxidační číslo +I, +V, +VII (+III).

Byly připraveny i organické deriváty obsahující astat např. astatbenzen (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>At)



## Příprava astatu

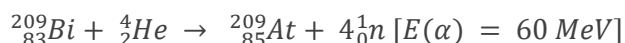
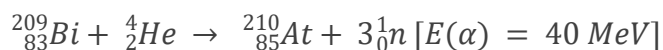
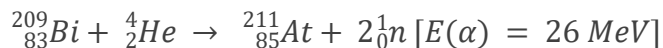
Astat se průmyslově nevyrábí, protože všechny jeho izotopy mají příliš krátký poločas rozpadu. Dá se připravit pouze ve speciálních laboratořích bombardováním izotopů bismutu vysokoenergetickými a částicemi.

<sup>61</sup> <http://www.ens-newswire.com/ens/sep2004/2004-09-07-01.asp>

# Chemie halogenů

© Pavel Teplý

Množství takto připraveného astatu je maximálně v jednotkách  $\mu\text{g}$ .<sup>62</sup> Vzniklý astat snadno sublimuje (podobně jako jod), a proto se od bizmutu odděluje destilací horkým vzduchem.



Jaký izotop vznikne, závisí na energii použité  $\alpha$  částice (viz hodnoty v hranatých závorkách). Rozpad izotopu astatu 211 probíhá buď vyzářením částice na  ${}^{207}\text{Bi}$  nebo elektronovým záchytem (typ beta rozpadu). Pokaždé jsou konečnými produkty stabilní izotopy olova (viz. rozpadové řady).

## Význam a využití astatu

Izotop 211 byl úspěšně testován na myších při léčbě specifického druhu rakoviny bez zbytečného poškození okolní tkáně.

Možnosti využití izotopů astatu v nukleární medicíně se dále zkoumají. Především izotop 211 jako  $\alpha$  zářič je zkoumán díky možnému použití v cílené radioimunoterapii. (To je metoda využívající radioaktivně značené protilátky, jež se váží na specifické molekuly, antigeny. Cíleně by tak byly opět likvidovány buňky nádoru. Metoda je ve fázi výzkumu.)<sup>63</sup>



## Rizika

Díky radioaktivitě všech jeho izotopů, je příprava i manipulace s astatem velice náročná a nebezpečná<sup>64</sup> a vyžaduje laboratoře speciálně vybavené pro práci s radioaktivním materiálem.

Pokud se astat dostane do těla, tak se díky své podobnosti jodu hromadí ve štítné žláze, kde může díky své radioaktivitě způsobit vznik rakoviny.



<sup>62</sup> <http://www.crscientific.com/testtube-10x75.jpg>

<sup>63</sup> <http://web.natur.cuni.cz/anorchem/19/!/MRI.gif>

<sup>64</sup> <http://forum.vojsko.net/viewtopic.php?p=11052>

## Tennesin

Tennesin (Ts) je prozatím nejtěžším prvkem ze skupiny halogenů. Prvek je pojmenován na počest amerického státu Tennessee, kde mimo jiné sídlí Národní laboratoře Oak Ridge, Vanderbilt University a University of Tennessee, kde působil jeden ze spoluobjevitelů Joseph Hamilton. Do roku 2016 byl Ts označován jako Uus.

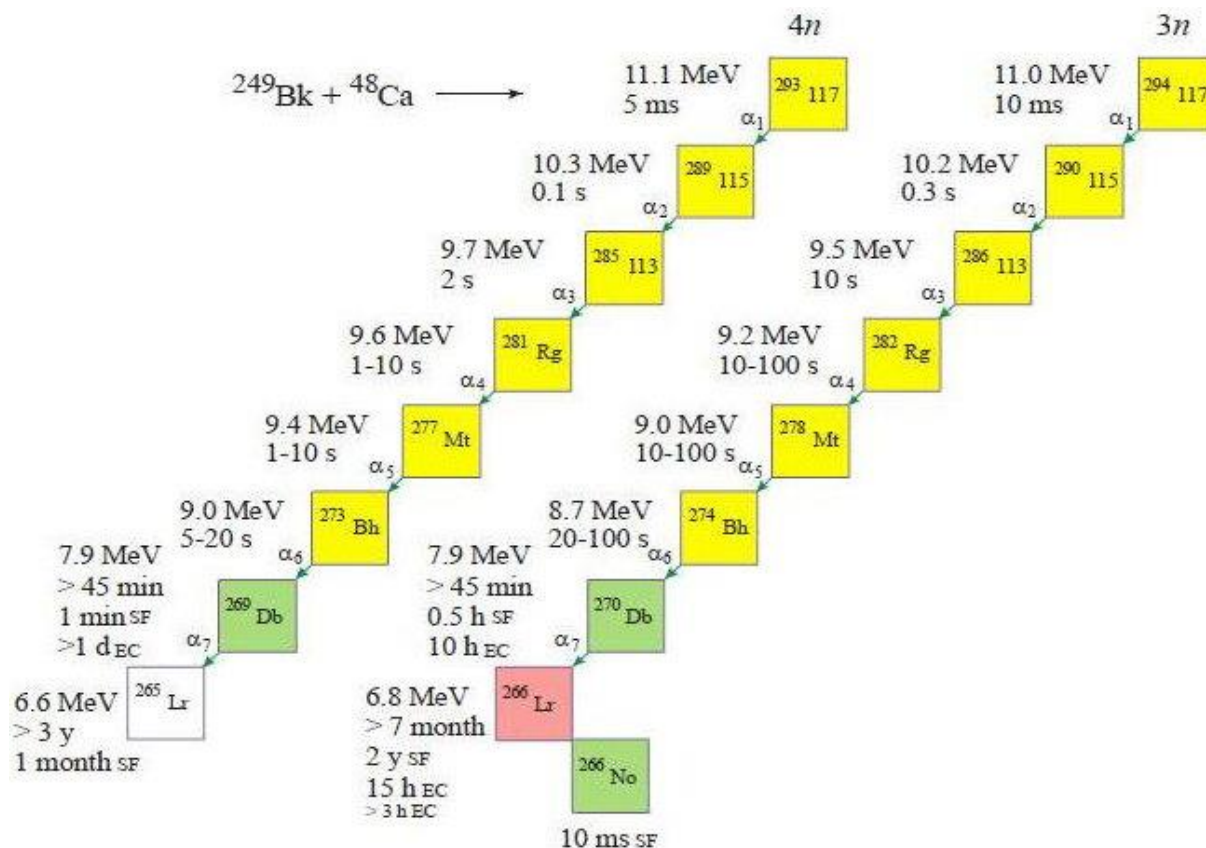
Tennesin byl připraven bombardováním berkelia ionty vápníku:



Všechny známé izotopy tennesinu jsou radioaktivní. Nejstálejší známý izotop  ${}^{293}\text{Ts}$  má poločas rozpadu 0,051 s.

Rozpadové řady izotopů Ts vypadají následovně<sup>65</sup>:

(energie je uvedena v megaelektronvoltech, SF – samovolné štěpení)



<sup>65</sup> [https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c6/293Uus\\_and\\_294Uus\\_calculated\\_decay\\_chains.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/c/c6/293Uus_and_294Uus_calculated_decay_chains.jpg)