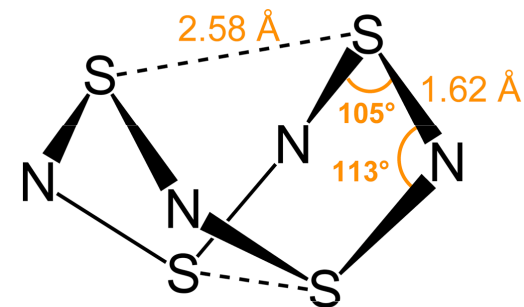


Sírné sloučeniny dusíku

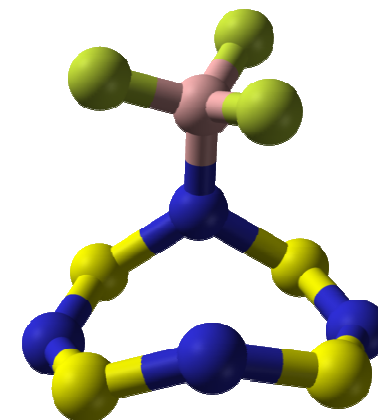
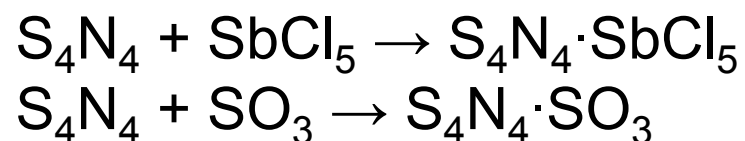


Tetrasulfur tetranitrid S₄N₄

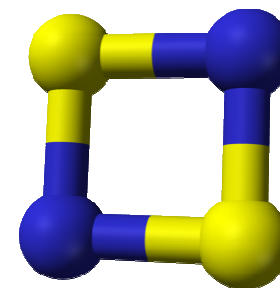
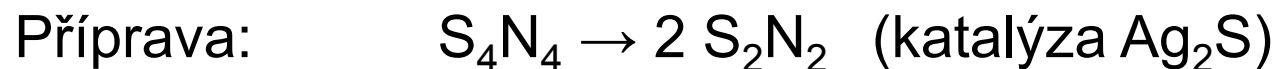
= prekurzor pro přípravu dalších sloučenin s S-N vazbou



Lewisovská báze, která s lewisovskými kyselinami tvoří adukty.



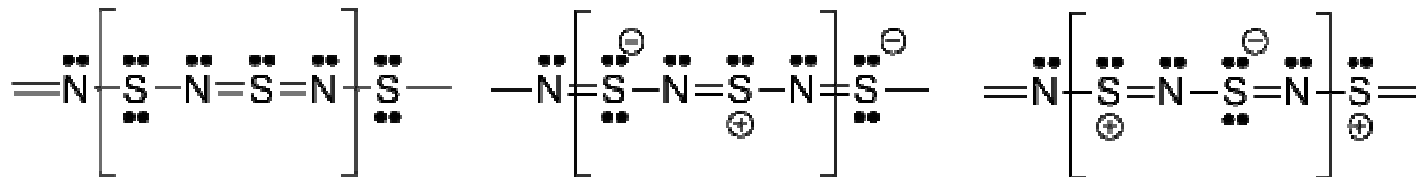
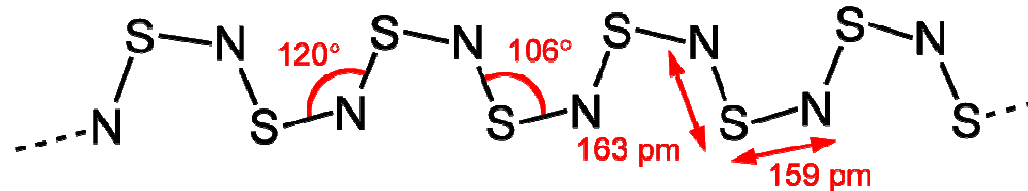
Disulfur dinitrid S₂N₂



Polythiazyl $(\text{SN})_x$

= vodivý polymer nazlátlé barvy a kovového lesku.

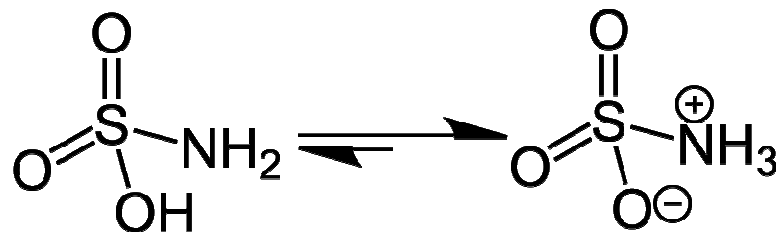
Vzniká polymerací S_2N_2



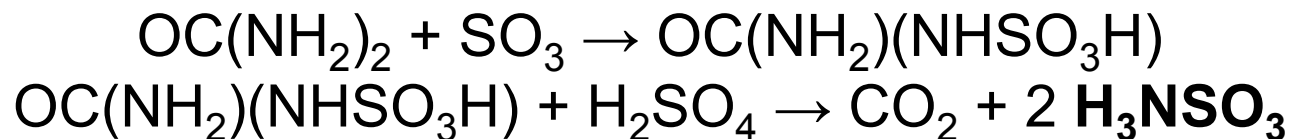
Je používán v LED žárovkách, transistorech, akumulátorech a solárních člancích.

Kyselina sulfamová (amidosírová, amidosulfonová, aminosulfonová)

= bezbarvá pevná látka, rozpustná ve vodě. Středně silná kyselina, ve struktuře je síť silných H-vazeb, lépe ji vystihuje zápis $^+\text{H}_3\text{NSO}_3^-$

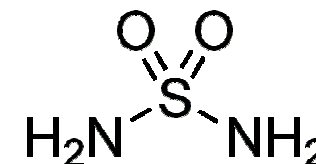


Výroba: reakcí močoviny se směsí oxidu sírového a kyseliny sírové (nebo olea).



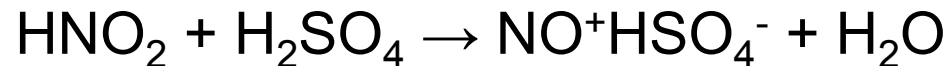
Použití: prekurzor při výrobě umělých sladidel (Acesulfam K), antibiotik a antivirotik, léků proti rakovině, herbicidů, barviv, čistících prostředků.

Sulfamid (diamid kyseliny sírové) vzniká reakcí SOCl_2 a NH_3

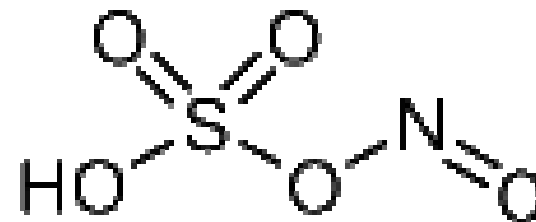
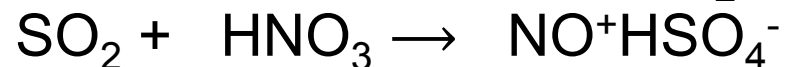


Kyselina nitrosylsírová (hydrogensíran nitrosylu) $\text{NOHSO}_4, \text{NO}^+\text{HSO}_4^-$

Vzniká rozpuštěním dusitanu sodného ve studené kyselině sírové

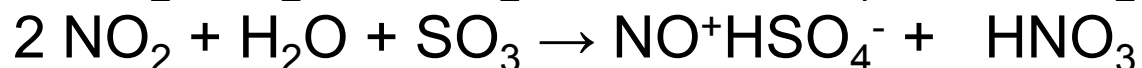
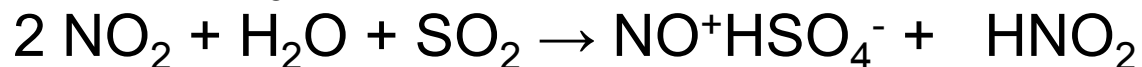


nebo reakcí reaction kyseliny dusičné s SO_2



Oxidační, nitrosační a diazotační činidlo.

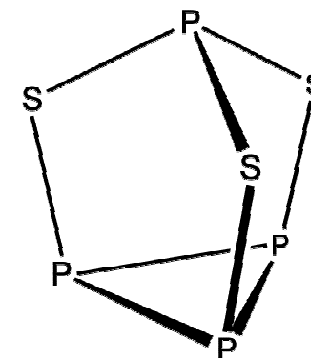
Vzniká též při výrobě HNO_3 komorovým způsobem („komorové krystaly“)



S NO vzniká tzv. „fialová“ nebo „modrá“ kyselina



Sírné sloučeniny fosforu



Trisulfid tetrafosforu P_4S_3

vzniká zahřátím odpovídajícího množství síry a bílého nebo červeného fosforu.

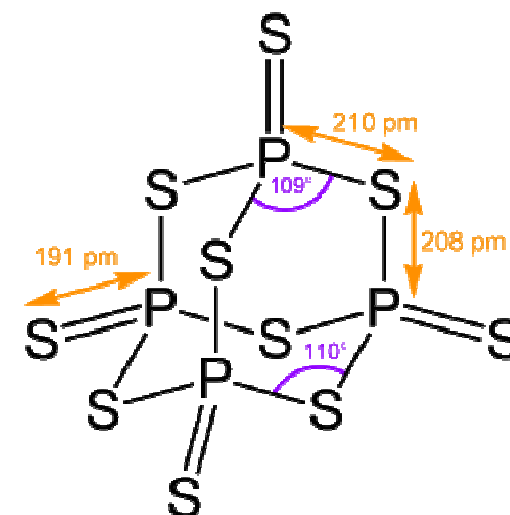
P_4S_3 spolu s $KClO_3$ jsou v hlavičkách zápalek které se vzněcují na jakékoli třecí ploše ("strike-anywhere matches,") – bouřlivá reakce P_4S_3 s $KClO_3$



„Strike-anywhere matches“



„Safety matches“

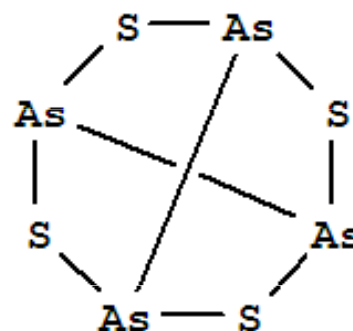
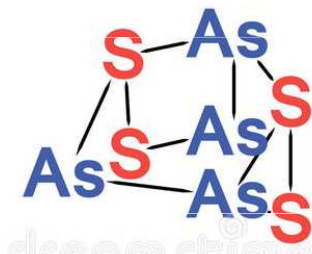


Nadbytek síry vede ke vzniku **dekasulfidu tetrafosforu** (P_4S_{10})

Sirné sloučeniny arsenu

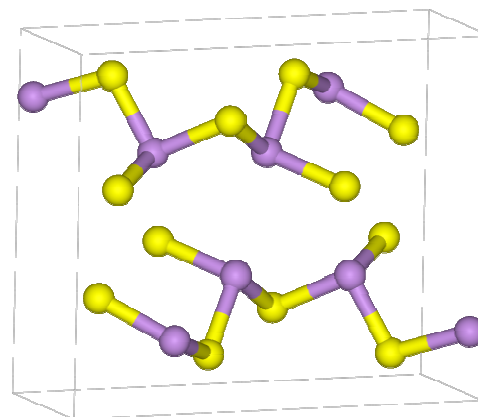
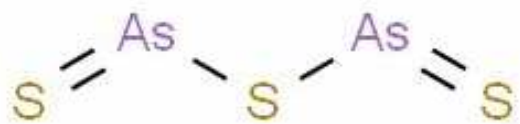
As₄S₄ - realgar,

V malířství jako **červený** pigment.



As₂S₃ - auripigment,

V malířství jako **žlutý** pigment.



FeAsS – arsenopyrit

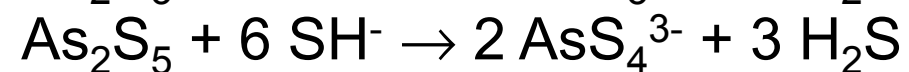
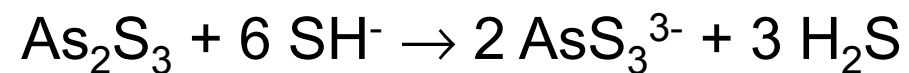
ruda arsenu, As se vyrábí tepelným rozkladem :





– sulfid arseničný, struktura není známá.

Sulfid arsenitý a sulfid arseničný se rozpouštějí v roztocích sulfidů za tvorby thioarsenitanů a thioarseničnanů.



Sirné sloučeniny antimonu a bismutu

Antimonit Sb_2S_3



Tetrathioantimoničnan sodný Na_3SbS_4



Bismutinit Bi_2S_3

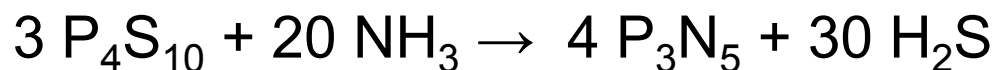


Sloučeniny dusíku a fosforu

Pentanitrid trifosforu P_3N_5

= bezbarvá amorfní látka.

Příprava:



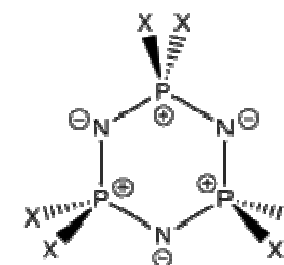
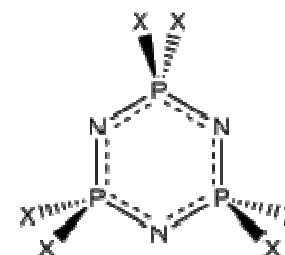
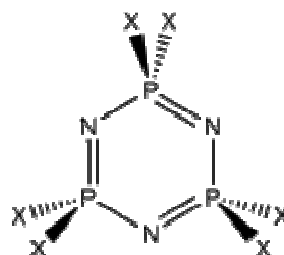
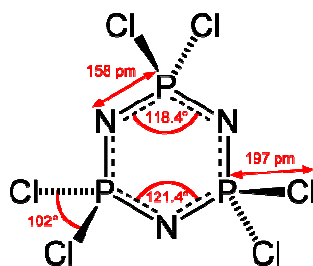
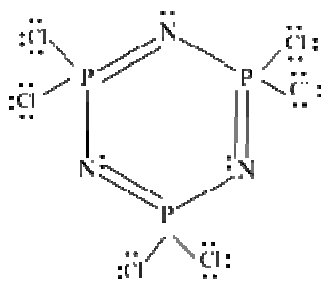
Při teplotě cca 800 °C se rozkládá na bezbarvý **nitrid fosforitý** PN , který

Při nižších teplotách polymeruje

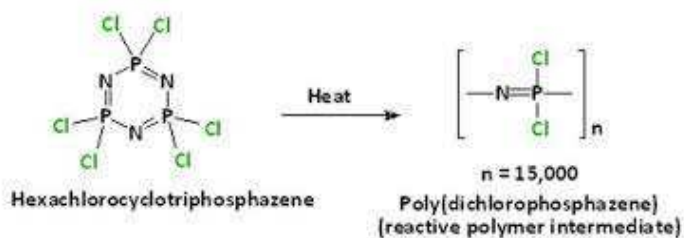
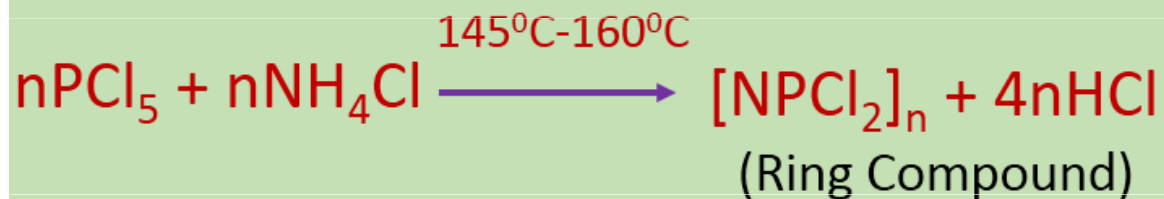


Fosfazeny

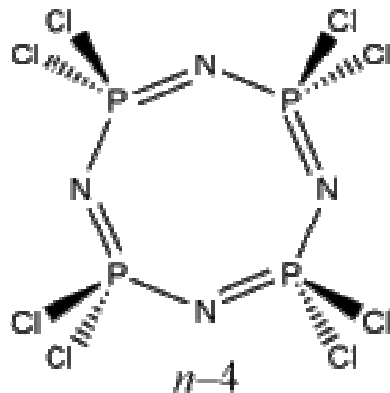
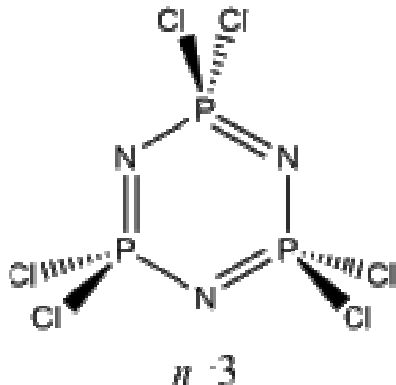
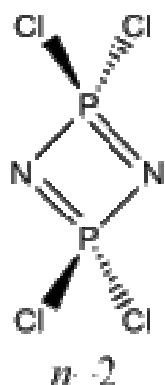
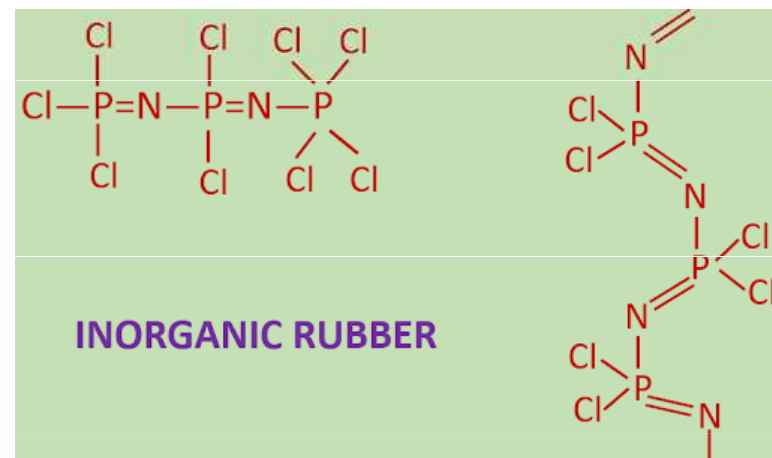
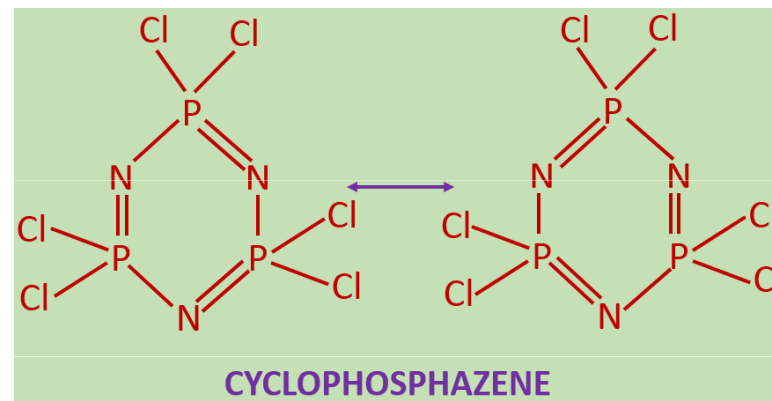
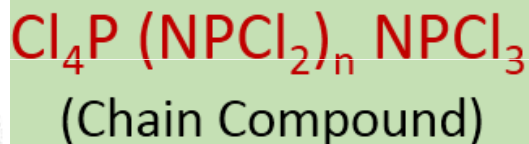
jsou tvořené řetězci nebo cykly z atomů fosforu a dusíku, v nichž se pravidelně střídá jednoduchá a dvojná vazba. Nejznámějším představitelem je cyklický trimer **hexachlorocyklotrifosfazen**, který se připravuje reakcí chloridu fosforečného a chloridu amonného.



Fosfazeny



and



Fosfazeny a jejich deriváty nacházejí využití jako pesticidy, kancerostatika, antioxidanty, zpomalovače hoření, apod.

Hromadná otrava cukrovinkami v Bradfordu

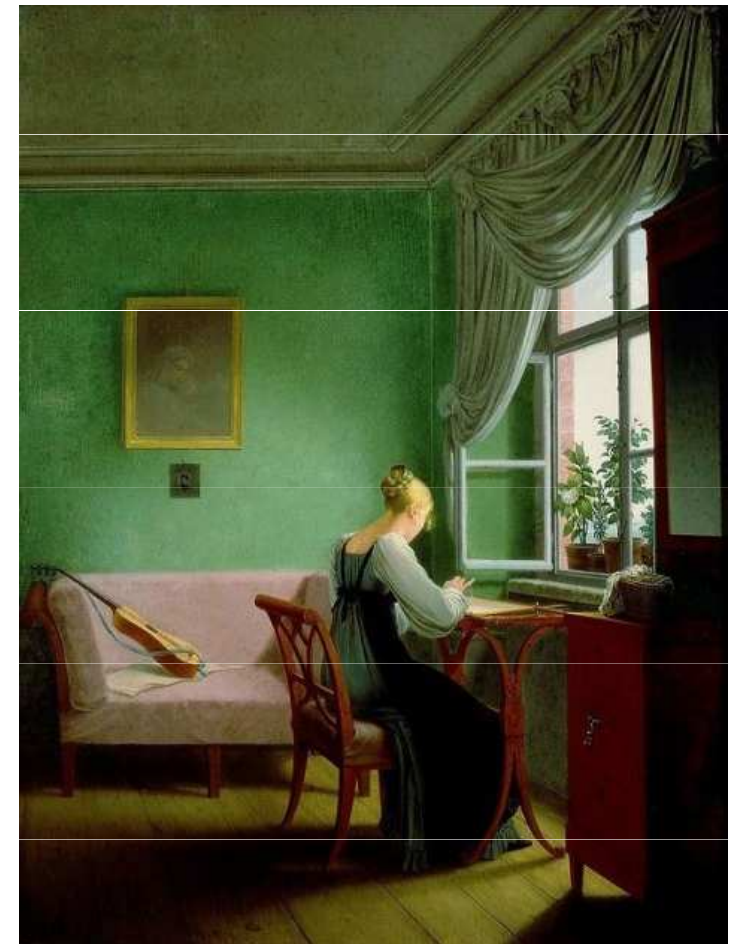
Náhodná otrava arsenikem v Bradfordu v Yorkshire roku 1858. Z více než 200 intoxikovaných jich 20 zemřelo, ostatní měli vážné zdravotní problémy. Místo neškodného prášku zvaného „daft“ (směs drceného vápence a sádry) byl do cukroví omylem přidán arsenik. Obě bílé práškovité látky byly skladovány vedle sebe v nedostatečně označených nádobách.



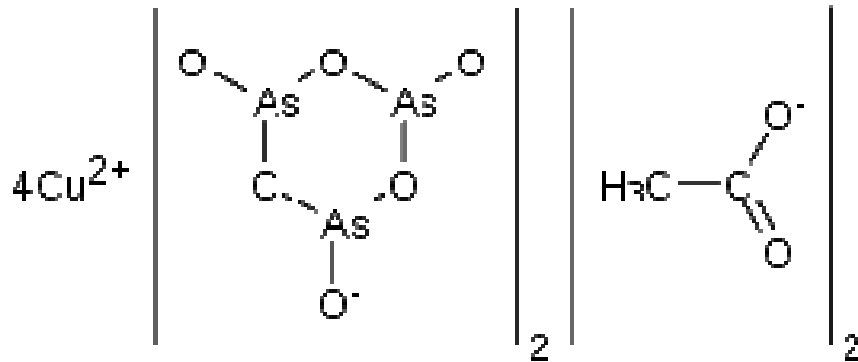
Scheeleova zeleň je žlutozelený pigment s převažující složkou arsenitanu měďnatého. Ve skutečnosti skládá z mnoha různých sloučenin, např. $\text{CuO}\cdot\text{As}_2\text{O}_3$, CuHAsO_3 , $\text{Cu}(\text{AsO}_3)_2\cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $3\text{CuO}\cdot\text{As}_2\text{O}_3\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, CuAsO_2 , $\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ a $2\text{CuO}\cdot\text{As}_2\text{O}_3\cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Oproti pigmentům na bázi uhličitanu měďnatého je Scheeleova zeleň zářivější a stálější. Vzhledem k obsahu mědi však měla tendenci časem blednout a za přítomnosti sirovodíku a sulfidů dokonce černat.

Scheeleova zeleň se v 19. století používala jako pigment pro barvení papíru a tapet, bavlněných a lněných tkanin, voskových svíček, dětských hraček a dokonce i cukrovinek. Ve 30. letech 20. století byla použita jako insekticid.



Svinibrodská (schweinfurtská) zeleň (triarsenitan-octan měďnatý; také Pařížská zeleň, Vídeňská zeleň, smaragdová zeleň) je vysoce toxický smaragdově zelený krystalický prášek. Používala se jako syntetické barvivo, rodenticid a insekticid.



Na počátku 20. století bylo hojně rozšířeno (zejména v Americe) použití směsi svinibrodské zeleně a hydrogenarseničnanu olovnatého jako insekticidu v jabloňových sadech. Ve 40. letech 20. století byla svinibrodská zeleň rozprašována z letadel na Sardinii a Korsice jako insekticid proti malárii. Byla též použita na hubení krys v pařížské kanalizaci, odtud též název *Pařížská zeleň*.

Pro zářivý zelený odstín, dobré krycí schopnosti, světelnou stálost a odolnost vůči povětrnostním podmínkám byla oblíbena u malířů, jako např. anglický krajinář William Turner, impresionisté Claude Monet a Auguste Renoir i postimpresionisté Paul Gauguin, Paul Cézanne a Vincent van Gogh.

V 19. století se zejména *Scheeleova zeleň* a později též *svinibrodská (pařížská) zeleň* používala k barvení látek na zeleno. Proto ve viktoriánské době řada žen (včetně švadlen) měla zdravotní problémy či dokonce umírala. K symptomům otravy patřily zelené ruce, žluté nehty a hluboké jizvy.



Oba pigmenty, *Scheeleova* i *svinibrodská zeleň*, byly hojně používány k výrobě tapet. Toxické sloučeniny arsenu se z nich mohly uvolňovat dvěma způsoby:

1. Nepatrné částičky pigmentu se mohly uvolnit do ovzduší (odkud mohly být absorbovány plícemi) a/nebo se stát se součástí prachu.

2. Působením vyšší teploty, vlhkosti a mikroorganismů (zejm. plísní), se z tapet uvolňují toxické plyny AsH_3 nebo $\text{As}(\text{CH}_3)_3$. $\text{As}(\text{CH}_3)_3$ je však velmi málo toxický a zřejmě tak nebyl zdrojem otrav.



Kulečnickový sál na zámku Krásný vrch (sev. úpatí Rychlebských hor) – tapety barvené Scheeleho zelení.

Tetrelly

Prvky IV. hlavní podskupiny (tetrelly)

Carbon family ←

1	2											13	14	15	16	17	18						
1	H												B	C	N	O	F	Ne					
2	Li	Be																					
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar					
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt														

C

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Si

C a Si – nekovy
Ge – polokov
Sn a Pb – kovy

Ge



Sn

Pb

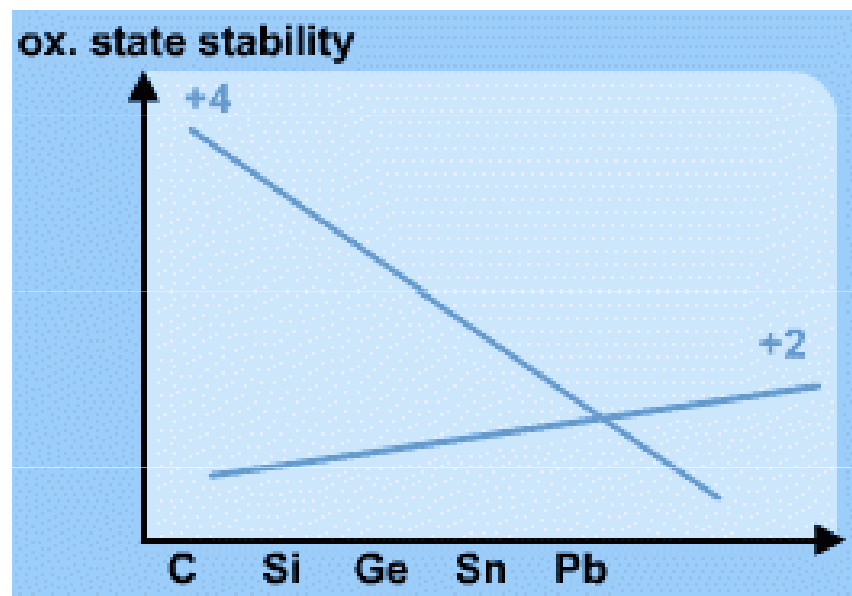
C, Si, Ge, Sn, Pb

el. konfigurace: ns^2np^2

Element	Symbol	Atomic No.	Electronic configuration
Carbon	C	6	[He] $2s^2 2p^2$
Silicon	Si	14	[Ne] $3s^2 3p^2$
Germanium	Ge	32	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$
Tin	Sn	50	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$
Lead	Pb	82	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$

- max. vaznost uhlíku 4, u křemíku a těžších prvků podskupiny 6 → např. vůči hydrolyze stálý CCl_4 na rozdíl od ochotně se hydrolyzujícího $SiCl_4$ (přítomnost d-orbitalů).

Oxidační čísla: -IV, +IV a +II - stabilita ox. čísla +II roste s rostoucím atomovým číslem;



	C	Si	Ge	Sn	Pb
Atomic radius/pm	77	117	122	162	175
Ionic radius(M ⁺ⁿ)/pm			73(II); 53(IV)	112(II); 69(IV)	119(II); 78(IV)
Melting point/°C	3730 (graphite sublimes)	1410	937	232	327
1 st I.E.I ₁ /kJ.mol ⁻¹	1086	786	762	707	715
Electron affinity, E _a /kJ.mol ⁻¹	122	134	116	116	
Pauling electronegativity	2.5	1.8	1.8	1.8	1.8
E° (M ⁴⁺ ;M ²⁺)/V				+0.15	+1.69
E° (M ²⁺ ;M)/V				-0.14	-0.13

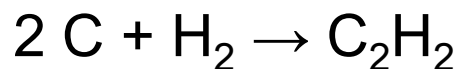
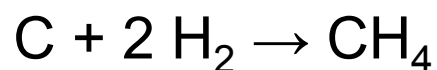
- snaha po řetězení klesá v řadě: C - Si - Ge – Sn
- Si, Ge, Sn a Pb netvoří násobné π vazby ani mezi sebou, ani s jinými prvky;

Uhlík

Uhlík vytváří pevné kovalentní vazby s dalšími atomy uhlíku, vodíku a dalšími prvky - tyto sloučeniny studuje *organická chemie*;

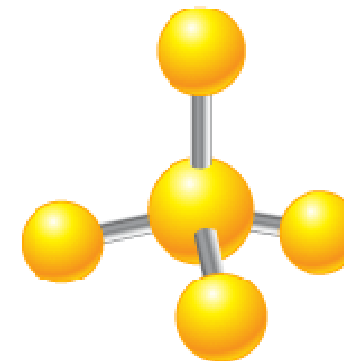
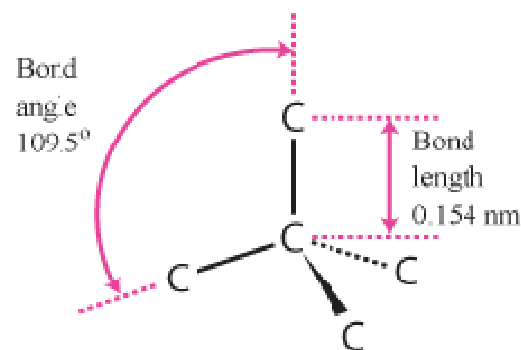
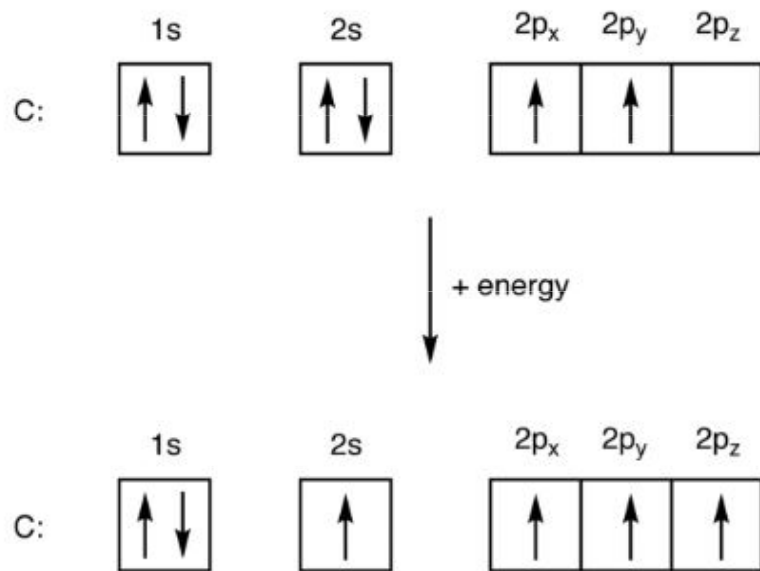
Uhlík má nejvyšší teplotu tání ze všech nekovů.

Za vyšších teplot se uhlík slučuje s vodíkem, pokud reakce probíhá při teplotě okolo 600°C je jejím produktem methan, pokud je reakční teplota vyšší než 1500°C vzniká syntézou uhlíku s vodíkem ethyn (acetylen):

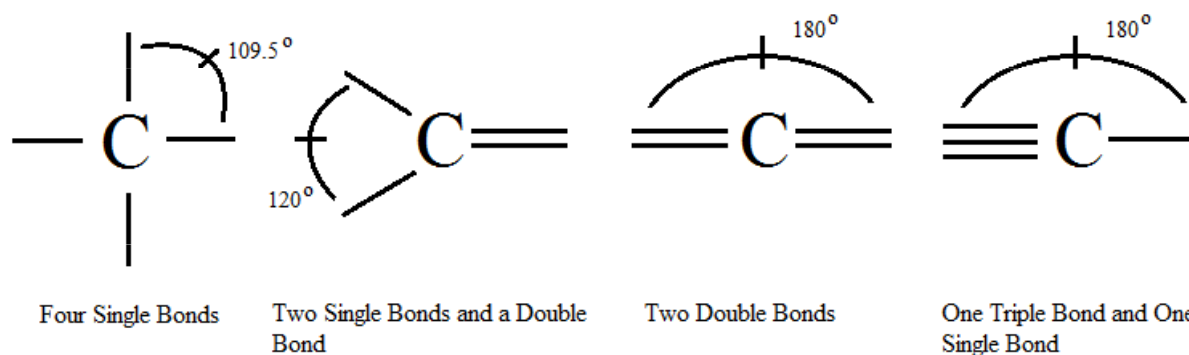


Za zvýšené teploty reaguje s kyslíkem, halogeny, křemíkem, sírou, selenem, tellurem, dusíkem a s řadou kovů. Ochotně reaguje s lithiem, se kterým se slučuje již při teplotě 200°C na snadno hydrolyzující acetylid lithný Li_2C_2 . Binární sloučeniny uhlíku s prvky o nižší elektronegativitě se nazývají karbidy.

V anorganických sloučeninách vystupuje uhlík nejčastěji v oxidačním stavu IV, méně často i v oxidačním stavu II.



Unikátní vlastností uhlíku je jeho schopnost tvořit stabilní řetězce, ve kterých mohou být jednotlivé atomy uhlíku vzájemně vázány jednoduchými, dvojnými i trojnými vazbami.

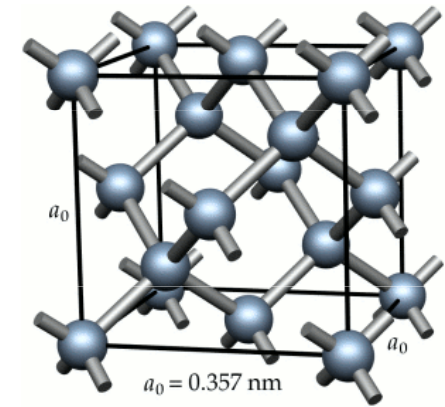


V přírodě se uhlík vyskytuje ve formě izotopů ^{12}C , ^{13}C a ^{14}C .

Modifikace uhlíku:

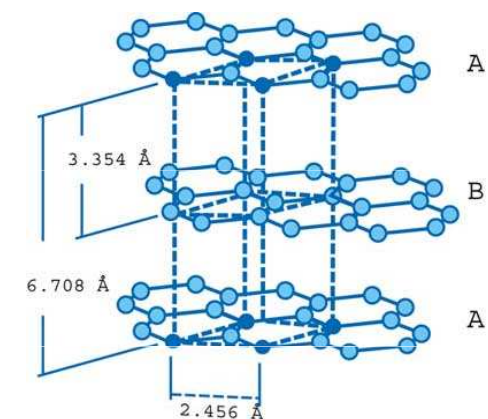
Diamant

- kovalentně tetraedricky vázané atomy C
- velmi tvrdý (nejtvrdší z přírodních látek),
čirý je drahokam, vysoký index lomu,
broušený se nazývá briliant,
jednotka velikosti - karát (0,2 g)
- hoří v O_2 při $t > 800\text{ }^\circ\text{C}$



Grafit

- vrstvy kovalentně trojúhelníkovitě vázaných C,
mezi nimiž jsou volné elektrony,
je tedy elektricky vodivý
→ grafitové elektrody
(chemicky značně odolné)
- hoří v O_2 při $690\text{ }^\circ\text{C}$



Stabilita alotropických modifikací uhlíku

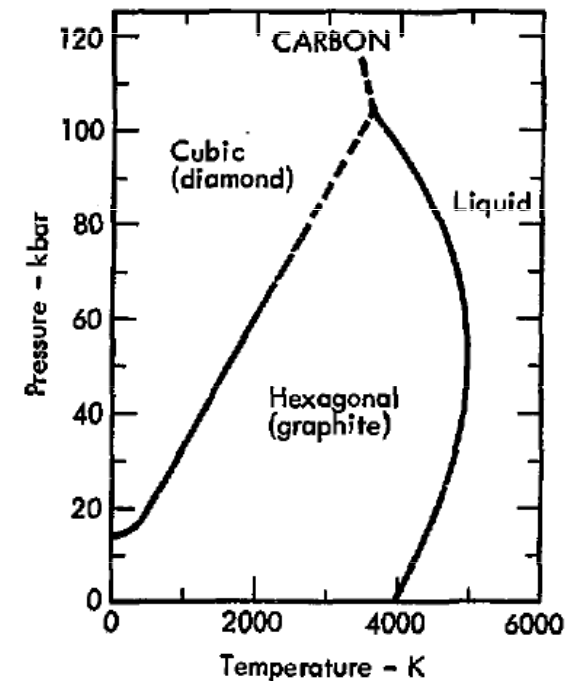
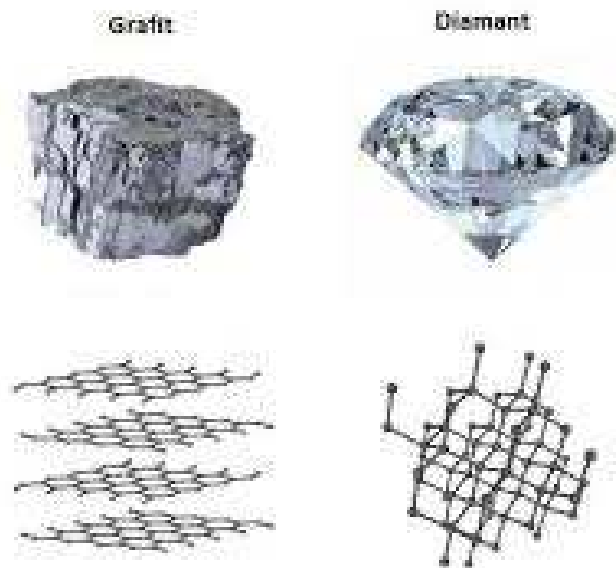
Stálé modifikaci je za standardních podmínek přiřazena nulová entalpie.

C (diamant) \rightarrow C (grafit)

$$\Delta H_{298} = -1883 \text{ kJ/mol}$$

P (bílý) \rightarrow P (červený)

$$\Delta H_{298} = -17,57 \text{ kJ/mol}$$

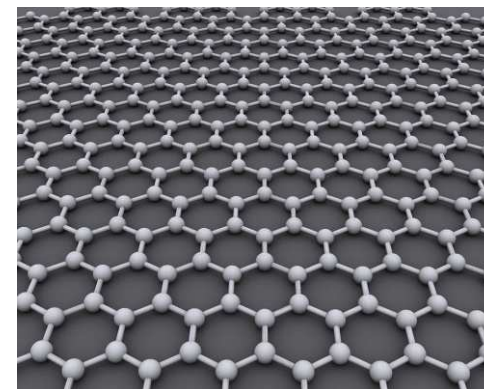


Přeměna diamantu na grafit může probíhat (termodynamická nestálost), je však neměřitelně pomalá (kinetická stálost).

Grafen

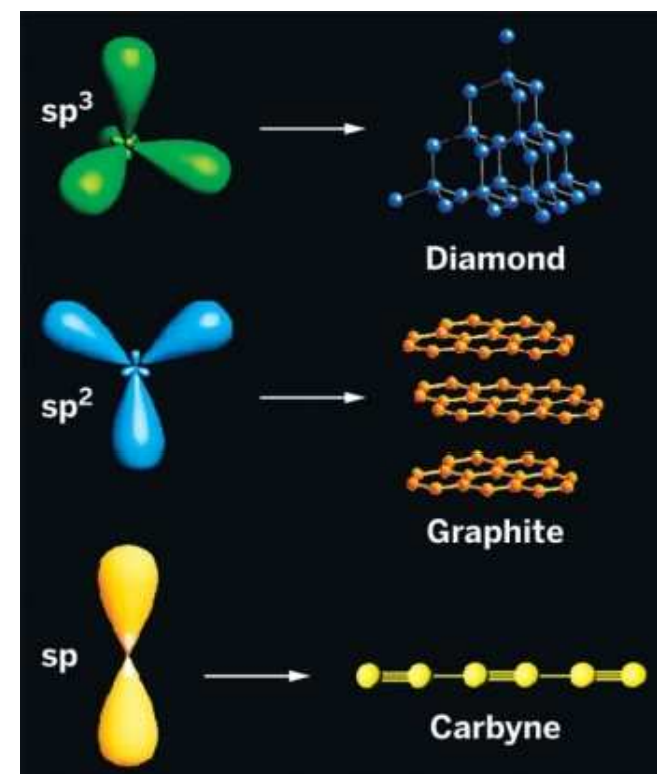
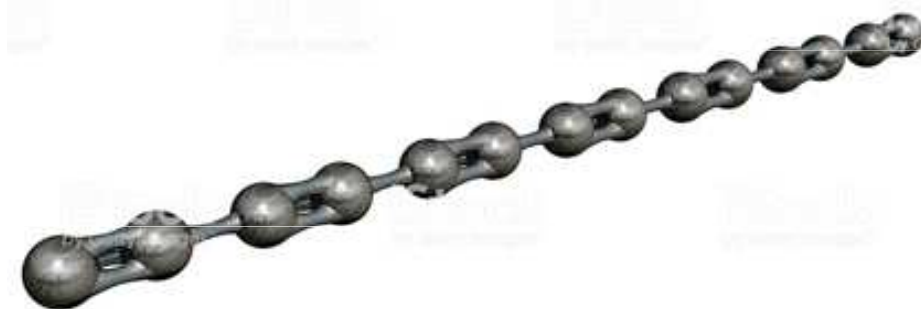
je supertenká forma uhlíku strukturou podobná grafitu (tvoří jej rovinná síť jedné vrstvy atomů uhlíku uspořádaných do tvaru šestiúhelníků spojených pomocí sp^2 vazeb.).

Je elektricky vodivý a propustný pro světlo. Dá se využít při výrobě displejů a fotovoltaických článků. Po karbynu je to nejpevnější známý materiál na světě.



Karbyn

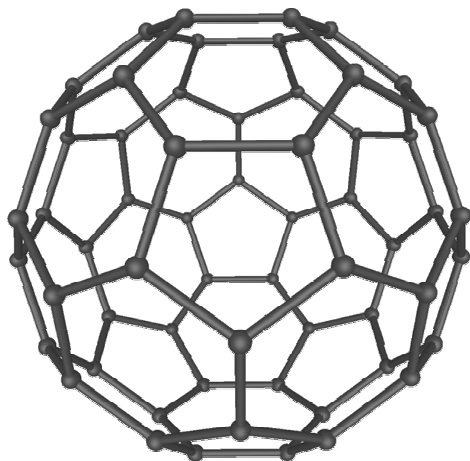
lineární řetězec atomů uhlíku držený pohromadě dvojnými nebo střídavě jedno a trojnou atomovou vazbou.



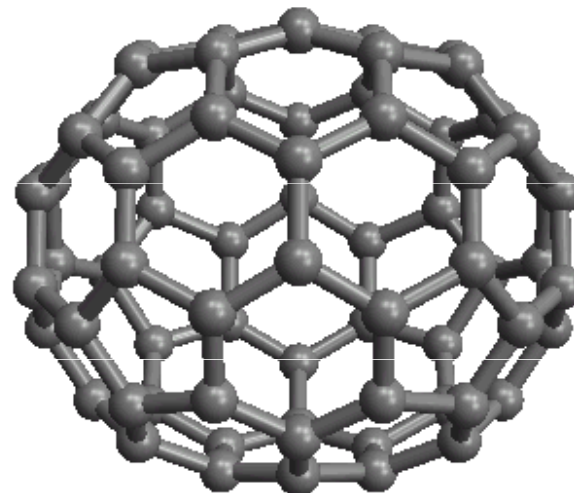
Fullereny

- příprava laserovou ablací, unikátní vlastnosti např. nosiče léčiv, sensitizery

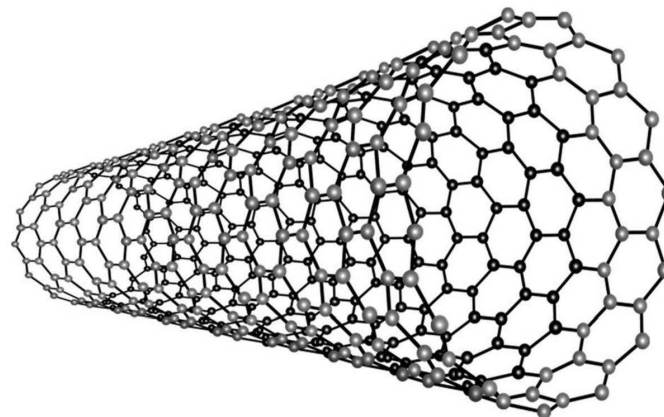
C60



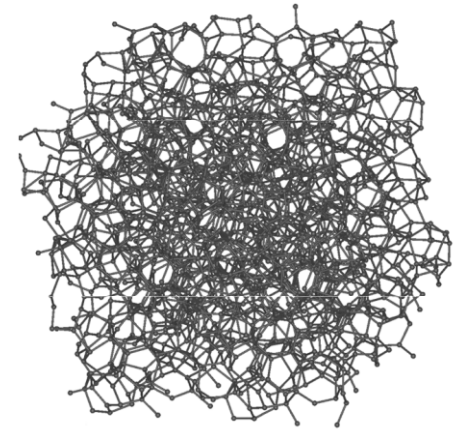
C70



Nanotrubi

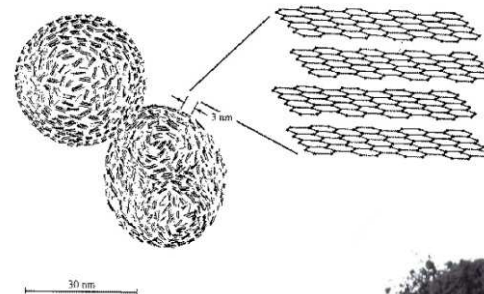


Amorfní uhlík je forma uhlíku bez pravidelné krystalové struktury. Obsahuje atomy uhlíku jak s hybridizací sp^2 (vázaný s třemi sousedními atomy), tak i sp^3 (vázaný s čtyřmi sousedními atomy) v různém poměru, přičemž může obsahovat jak velké vakance, tak i nanokrystaly grafitu nebo diamantu v amorfní uhlíkové matici.



Technický uhlík (saze) se průmyslově vyrábí ve válcových reaktorech z těžkého topného oleje a zemním plynem předehřátého vzduchu. Vzniká jemná hmota – *fluffy* – (o hustotě cca 100 g/l), která se dále zahušťuje (granuluje) obvykle mokrou cestou na hustotu 300 až 500 g/l. Po přidání vody 1:1 se intenzivním mícháním dosáhne vzniku granulí s minimálním obsahem nežádoucího prachového podílu.

Saze byly užívány jako černé barvivo v barvách a inkoustech a v tiskařských inkoustech, tonerech pro xerografii, laserových tiskárnách. Nejdůležitějším způsobem využití je jako plnivo kaučukových pneumatik.



Uhlí

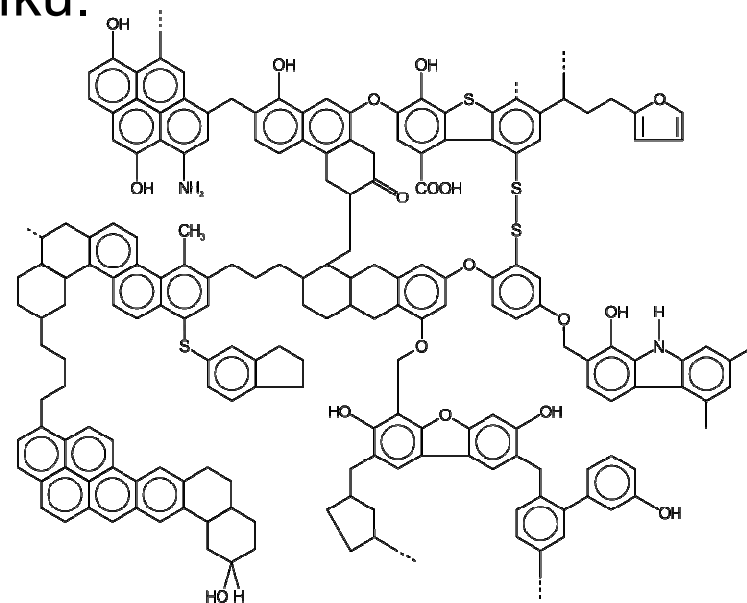
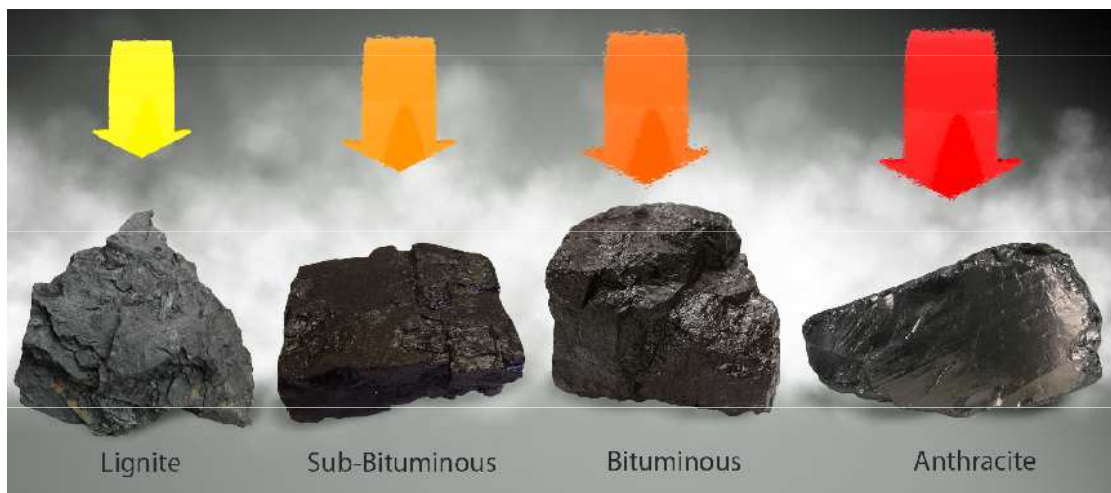
je hnědá, černá nebo hnědo-černá hořlavá hornina. Několik druhů podle obsahu uhlíku v něm – čím méně uhlíku, tím nižší kvalita a efektivita.

Lignit – je nejméně kvalitní druh uhlí. Užívá se výhradně pro výrobu elektřiny nebo výrobu technologického tepla. Je třetihorního původu, má v sobě přibližně 60 % uhlíku.

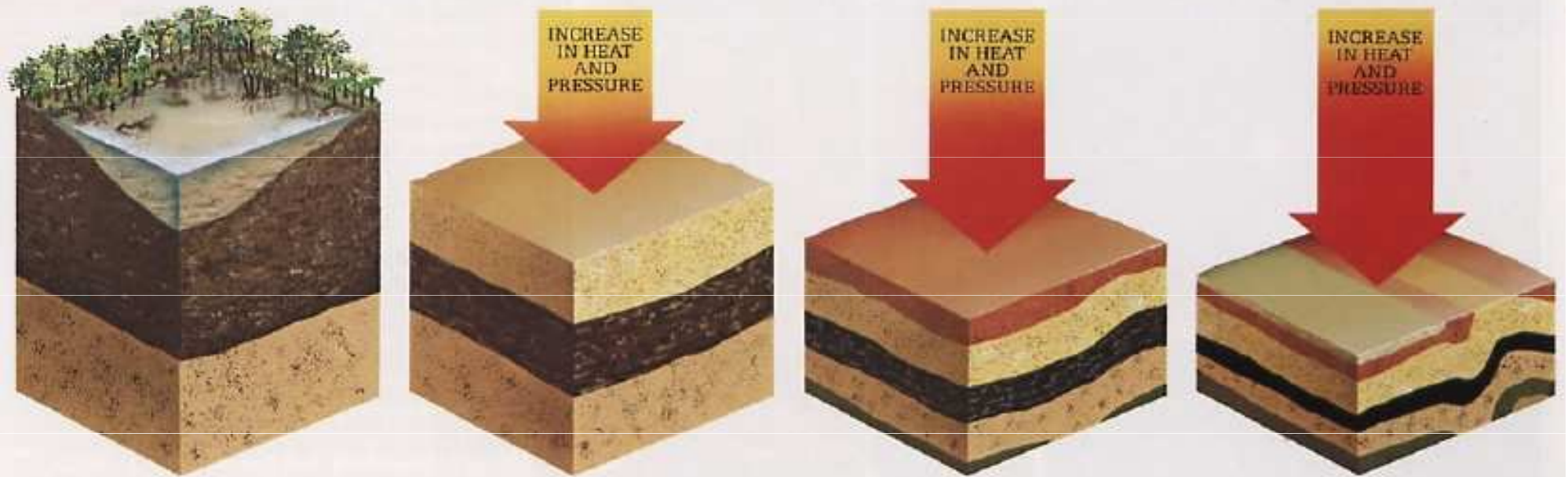
Hnědé uhlí – používá se k vytápění domácností nebo k výrobě tepla a elektřiny. Má v sobě přibližně 80 % uhlíku. Těží se především povrchově.

Černé uhlí – má vysokou hustotu, jeho barva je obvykle černá až hnědočerná. Uhlí je prvohorního a druhohorního původu.

Antracit – jde o nejkvalitnější černé uhlí, používá se na vytápění a k výrobě chemikálií. Obsahuje více než 90 % uhlíku.



CHANGES IN RANK OF COAL



INCREASE IN COAL RANK



PEAT

Carbon content 60%,
volatile matter > 53%,
average calorific value 16800 kJ/kg,
moisture content > 75% (in-situ).



BROWN COAL

Carbon content 60-71%,
volatile matter 53-49%,
average calorific value 23000 kJ/kg,
moisture content 35% (in-situ).



SUB-BITUMINOUS COAL

Carbon content 71-77%,
volatile matter 49-52%,
average calorific value 29300 kJ/kg,
moisture content 25-10% (in-situ).



BITUMINOUS COAL

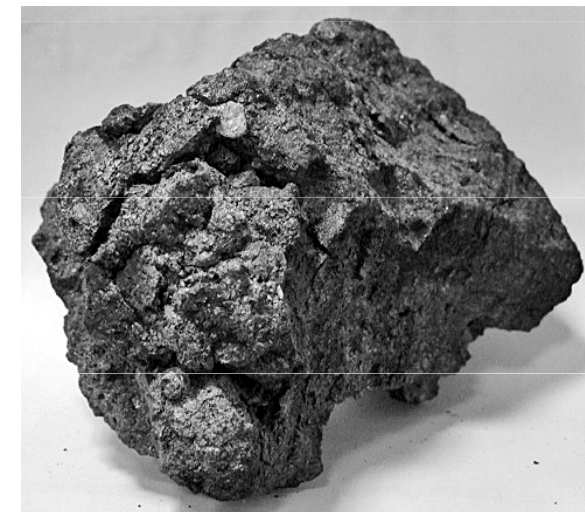
Carbon content 77-87%,
volatile matter 42-29%,
average calorific value 36250 kJ/kg,
moisture content 8% (in situ).

Ropa je hnědá až nazelenalá hořlavá olejovitá kapalina složená z kapalných (směs uhlovodíků a aromatických sloučenin), plynných (ethan, methan, oxid uhličitý a další) a pevných komponent (například parafiny). Vznikla z odumřelých mořských mikroorganismů a drobných živočichů před mnoha miliony lety.



Koks je pevný uhlíkatý zbytek odvozený z nízkopopelového, nízkosirného černého uhlí, ze kterého jsou odstraněny prchavé složky karbonizací v peci s omezeným přístupem kyslíku při teplotách nad 1000 °C. Při tom vzniká také kamenouhelný dehet, čpavek, lehké oleje a svítiplyn. Koks z uhlí je šedý, tvrdý a pórovitý a má výhřevnost 29,6 MJ/kg.

Koks se používá jako palivo a jako redukční činidlo např. ve vysoké peci. Jako palivo pro vytápění a výrobu teplé užitkové vody je koks povolen jako jediné tuhé palivo i v centrech měst, protože jeho spálením vzniká prakticky pouze CO₂ a proti jiným tuhým palivům má relativně nízkou prašnost.



Dřevěné uhlí je dřevo karbonizované za vysokých teplot bez přístupu vzduchu. Dříve se připravovalo v milířích, dnes v kovových karbonizérech.

Dřevěné uhlí bylo po dlouhou dobu základním zdrojem tepla pro kovářské výhně, hutě a další provozy, je surovinou pro výrobu *černého střelného prachu*.

Během 19. století bylo vytlačeno uhlím kamenným. a dnes je užíváno jen zřídka (grilování, apod).



Biouhel je produktem rozkladu biomasy vlivem dostatečně vysoké teploty (tři sta až šest set stupňů Celsia) za malého nebo žádného přístupu vzduchu. Biouhel má obsah živin (fosforu, alkálií) téměř stejný, jako původní biomasa, až na snížený obsah dusíku.

Živiny se z něj uvolňují pomalu, nevyplavují se. Uhlík v něm vázaný má dobu setrvání v půdě v řádu staletí až tisíciletí. Od dřevěného uhlí se liší tím, že je drobnozrnná, že uhelnatění není uplatněno na kusové dříví, a že výsledný pevný produkt se nepoužívá jako palivo.



Aktivní uhlí (adsorpční uhlí) je produkt vyráběný z uhlí, dřeva nebo kokosových ořechů. Aktivní uhlí má pórovitou strukturu a velký vnitřní povrch (400 – 1500 m²/g). Může adsorbovat široké spektrum látek. Aktivní uhlí se vyrábí a používá ve formě válečků, kuliček, zlomků a prachu. Enormní vnitřní povrch umožňuje adsorbovat široký rozsah složek z kapalně nebo plynné fáze. Složka, která má být odstraněna, se uvede do styku s aktivním uhlím, difunduje do vnitřní sféry pórů, kde jsou její molekuly poutány slabými Van der Waalsovými silami.

Aktivní uhlí se užívá k terapii akutních průjmů především alimentárního původu („živočišné uhlí“), v případě akutních otrav brání vstřebávání jedovaté látky do organismu.

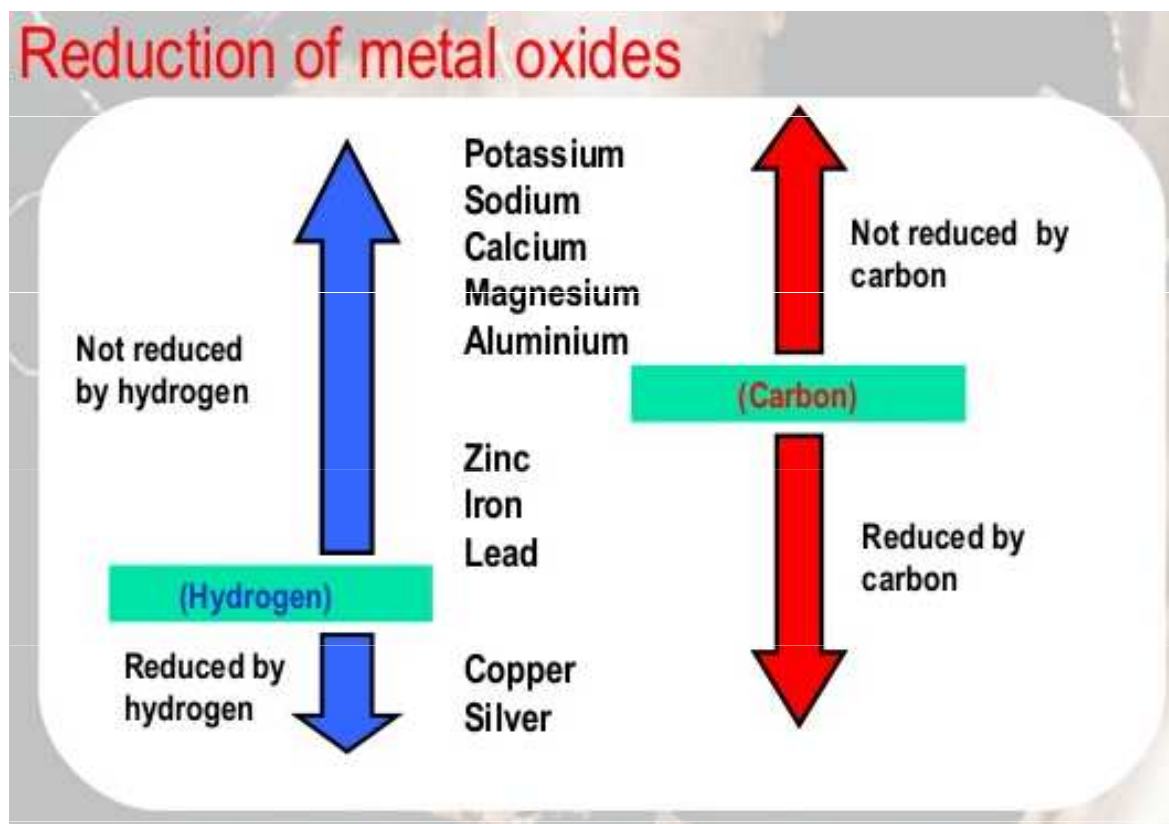
V průmyslu se aktivní uhlí hojně využívá při výrobě pitné vody, zachytu těkavých látek, odbarvování kapalin, výrobě nealkoholického piva, při čištění bioplynu, skládkového plynu, ale i zemního plynu. Pro záchyt dioxinů se aktivní uhlí „vstříkuje“ spolu s dalšími látkami upravující pH do kouřových plynů ve spalovnách odpadů.

V automobilu, kdy se používá jako náplň filtru pro záchyt úniku těkavých par benzínu. V domácnosti je přítomno v digestořích a ve filtrech fritovacích hrnců.

Využití

redukční činidlo a sorbent, grafit se používá jako součást průmyslových mazadel, jako moderátor v jaderných reaktorech a na výrobu tužek.

Čistý uhlík získaný karbonizací rostlinných materiálů se používá jako černé potravinářské barvivo E 153 (*rostlinná čern*).



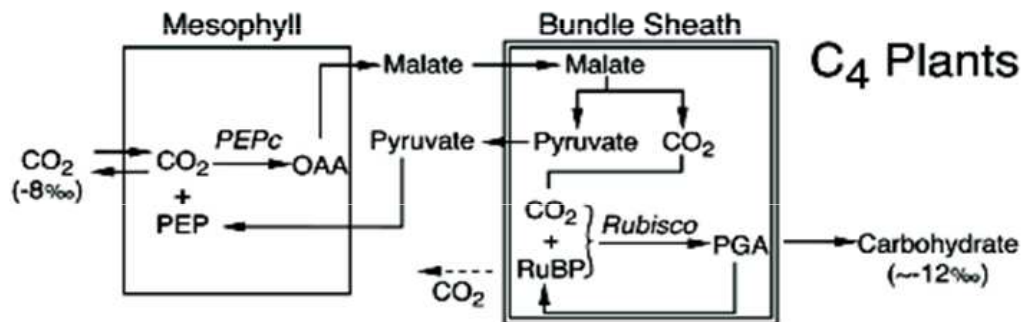
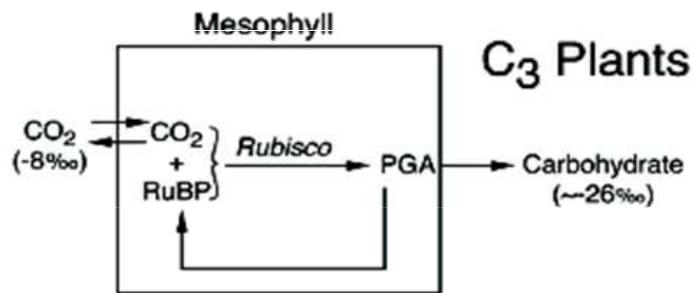
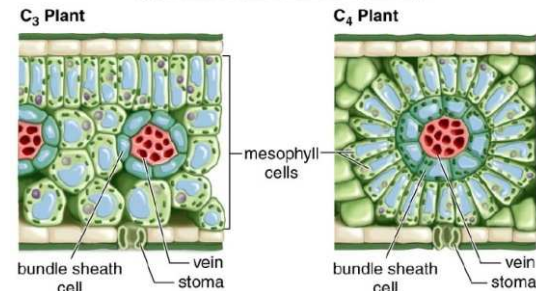
potassium	most reactive	K
sodium		Na
calcium		Ca
magnesium		Mg
aluminium		Al
carbon		C
zinc		Zn
iron		Fe
tin		Sn
lead		Pb
hydrogen		H
copper		Cu
silver		Ag
gold		Au
platinum	least reactive	Pt

Frakcionace izotopů uhlíku

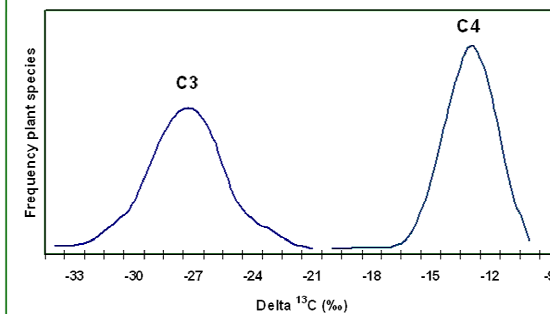
Kinetický izotopový efekt je spojen s nepřímými, ireverzibilními procesy jako je evaporace, difuze, disociační reakce. Je následkem různých rychlostí přesunu různých izotopomerů (např. $^{12}\text{CO}_2$ nebo $^{13}\text{CO}_2$).

Rovnovážný (termodynamický) izotopový efekt je způsoben vlivem hmotnosti na termodynamické vlastnosti molekul, tzn. vliv hmotnosti na pevnost vazeb v chemické sloučenině. Molekuly obsahující těžký izotop jsou stabilnější než molekuly s lehkým izotopem.

Chloroplast distribution in C₃ vs C₄ Plants
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



Distribution of $\delta^{13}\text{C}$ among C₃ and C₄ plant species



C3 rostliny

ječmen, pšenice, brambory, cukrová řepa,

C4 rostliny

kukuřice, cukrová třtina



Odlišení řepného a třtinového cukru, identifikace jejich směsi

Učení původu lihu

kukuřice, cukrová třtina
obilí, brambory, cukrová řepa
ropa

Ropa obsahuje jen nepatrné množství ^{13}C .

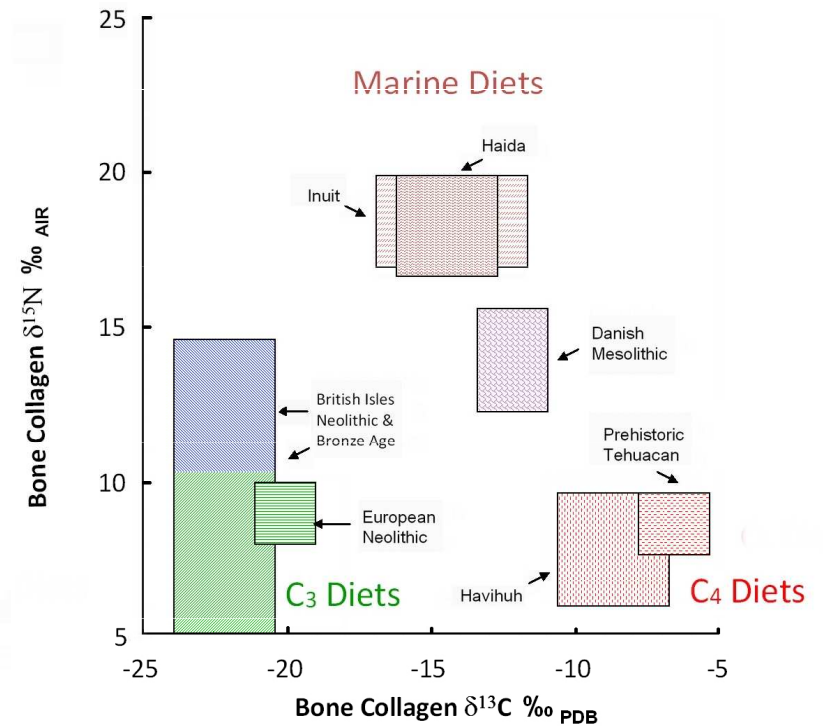
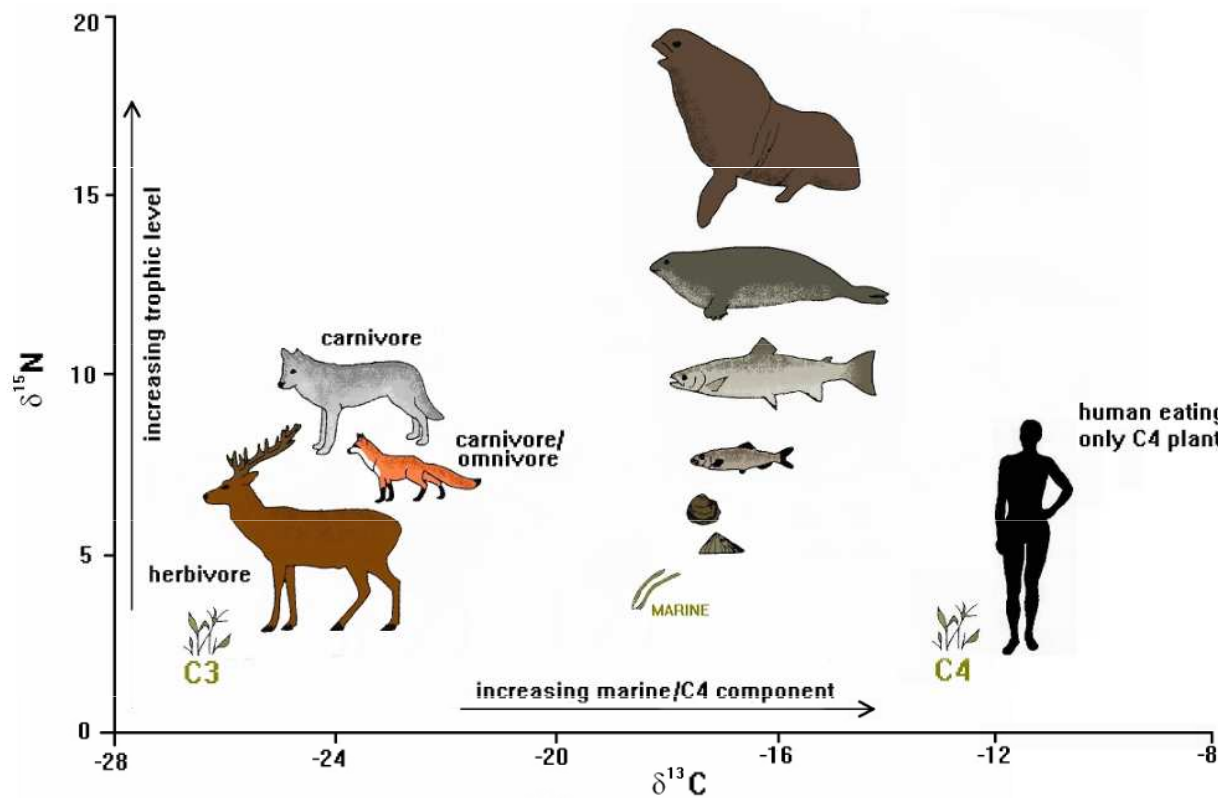


Odhad pozice jedince v potravním řetězci

Způsob obživy

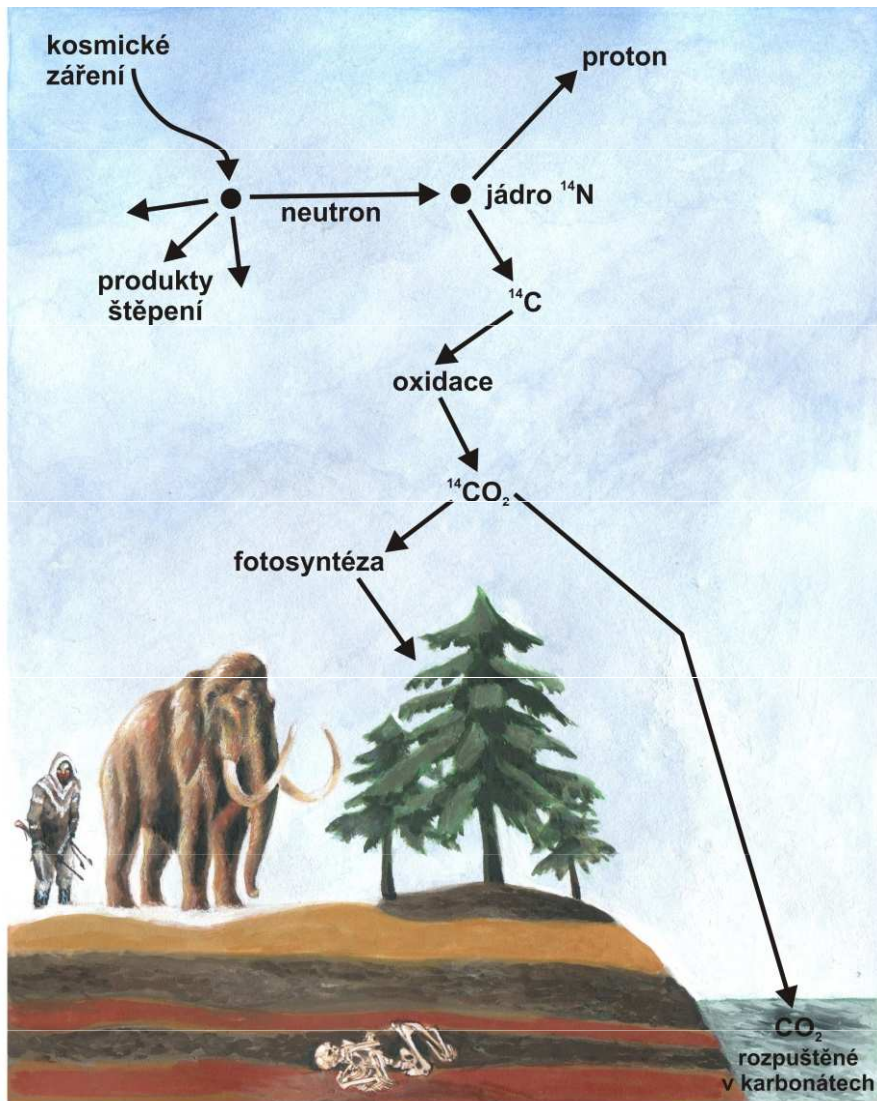
$$\delta^{13}\text{C} = \left[\frac{(^{13}\text{C}/^{12}\text{C})_{\text{Sample}}}{(^{13}\text{C}/^{12}\text{C})_{\text{Standard}}} - 1 \right] \times 1000$$

$$\delta^{15}\text{N} = \left[\frac{(^{15}\text{N}/^{14}\text{N})_{\text{Sample}}}{(^{15}\text{N}/^{14}\text{N})_{\text{Standard}}} - 1 \right] \times 1000$$



Datování s využitím izotopu uhlíku ^{14}C

PRODUKCE



DISTRIBUCE

ROZPAD

rovnovážná koncentrace: $\frac{^{14}\text{C}}{^{12}\text{C}} \approx 10^{-12}$

rozpad: $^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + e^- + \bar{\nu}^-$

poločas rozpadu: 5730 let

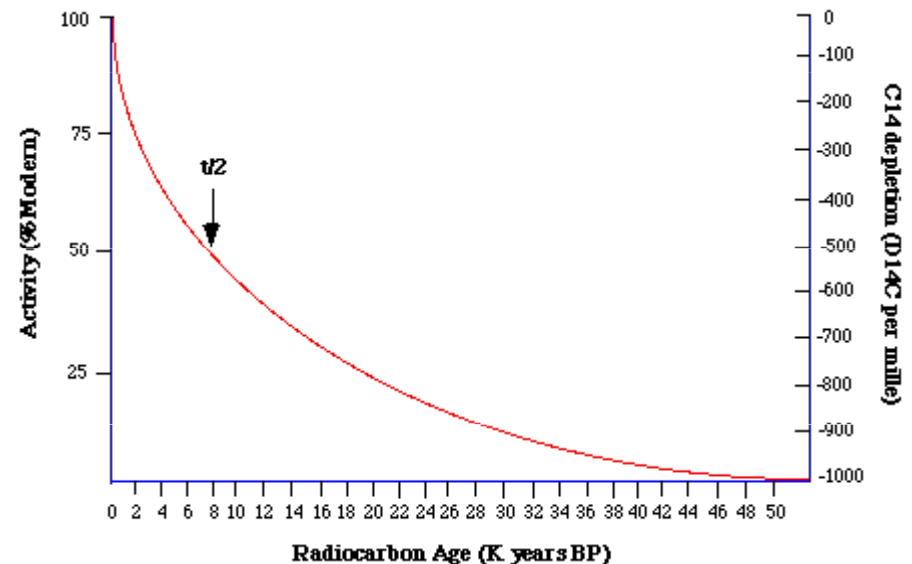
1 gram \rightarrow ~ 10 rozpadů za minutu

Fyzikální podstata:

Izotop ^{14}C vzniká v horních vrstvách atmosféry;

Odtud přechází do živých organismů a ukládá se v nich po dobu jejich života; Do flóry vlivem fotosyntézy, do fauny stravou;

Po úmrtí organismu se v něm izotop ^{14}C přestane ukládat a dochází k jeho pozvolnému rozpadu;

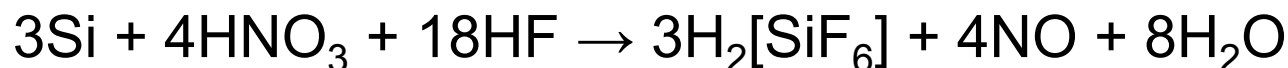


Křemík

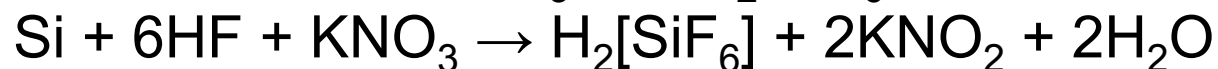
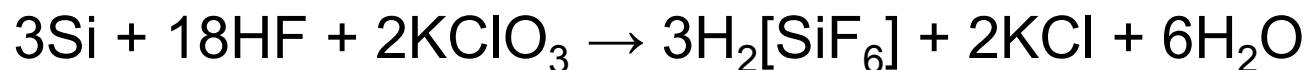
Modrošedá až černá křehká, značně tvrdá látka. Za vysokých teplot je křemík značně reaktivní prvek, který tvoří sloučeniny s 64 stabilními prvky periodické soustavy. Křemík se vyznačuje mimořádně vysokou afinitou ke kyslíku a je proto schopen redukovat některé kovy (např. chrom) z jejich oxidů. V kyslíku za vyšších teplot hoří.

Sloučeniny křemíku s kyslíkem jsou velmi stabilní, naopak sloučeniny křemíku s ostatními prvky jsou obvykle nestabilní a rychle se rozkládají.

S kyselinami (vyjma HF) nereaguje, dobře reaguje se směsí koncentrovaných kyselin fluorovodíkové a dusičné za vzniku komplexní kyseliny hexafluorokřemičité:



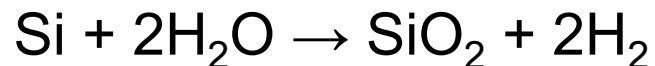
V přítomnosti silných oxidačních činidel reaguje obdobně se samotnou koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou:



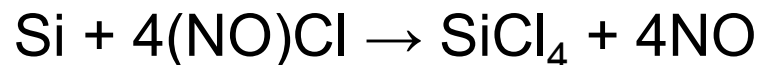
s hydroxidy za varu poskytuje křemičitany:



Při teplotě 400°C reaguje amorfni křemík s vodní párou za vzniku oxidu křemičitého SiO₂:



Již za laboratorní teploty prudce reaguje s halogenidy nitrosylu:



Podobně jako uhlík je i křemík schopen tvořit řetězce - silany. Křemíkové řetězce jsou méně stabilní, než uhlíkové. Křemík, na rozdíl od uhlíku, není schopen v řetězcích tvořit dvojně a trojně vazby.

Velmi stabilní řetězce naopak tvoří siloxany, pro které je charakteristická vazba Si-O-Si.

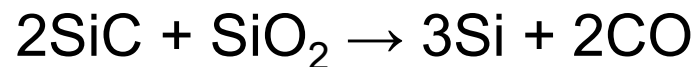
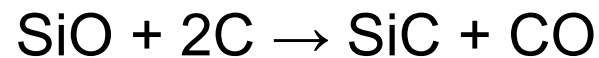
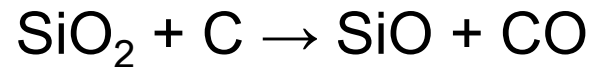
V přírodě se křemík vyskytuje výhradně ve sloučeninách, ve kterých vystupuje v oxidačním čísle IV, vzácně též II.

Přírodní křemík je směsí 3 stabilních izotopů (92,2% izotopu 28, 4,7% křemíku 29 a 3,1% křemíku 30). Uměle připraveno dalších sedm nestabilních izotopů křemíku.

Křemík je po kyslíku druhý nejrozšířenější chemický prvek na Zemi. Obsah křemíku v zemské kůře je 26 % hmot. Nejdůležitějším minerálem křemíku je křemen - SiO₂.

Výroba křemíku

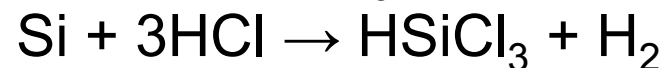
pro metalurgické použití spočívá v redukci taveniny oxidu křemičitého SiO_2 uhlíkem v elektrické obloukové peci při teplotě $2000\text{ }^\circ\text{C}$ za přítomnosti železa jako katalyzátoru. Termická redukce uhlíkem probíhá v několika stupních, průběh redukce oxidu křemičitého popisují rovnice:



pro výrobu polovodičů se provádí redukcí halogenidů křemíku pomocí hořčíku, zinku nebo hliníku. Pro výrobu polovodičů se křemík dále rafinuje na velmi vysokou čistotu.

Rafinace křemíku pro výrobu polovodičů

Siemensův postup: působení chlorovodíku na surový křemík ve fluidním reaktoru za vzniku trichlorsilanu HSiCl_3 :



Těkavý trichlorsilan se po rafinaci destilací termicky rozkládá v redukčním prostředí při teplotě okolo 1100°C a posléze krystalizuje.

Rafinace křemíku pro výrobu polovodičů

DuPontův postup: tepelný rozklad chloridu křemičitého na vysoce čistém zinku při teplotě 950 °C.

Destilace trisilanu Si_3H_8 .

Zonální tavení křemíkových ingotů pomocí vysokofrekvenčního ohřevu.

Využití

pro výrobu polovodičů. Volbou vhodných podmínek, je možné vyrobit monokrystalické, polykrystalické a amorfnní fotovoltaické křemíkové články. Amorfnní křemíkové FV články využívají zejména progresivní trubcové fotovoltaické panely.

Germanium

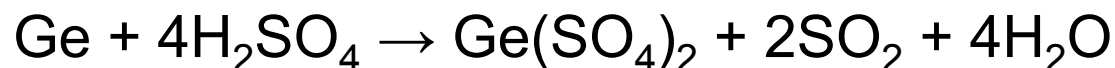
šedobílá, lesklá a křehká látka. Krystalizuje v krychlové soustavě, působením velmi vysokých tlaků vzniká čtverečná modifikace.

Na vzduchu je germanium za normální teploty stálé, s kyslíkem se pomalu slučuje za vzniku bílého oxidu germaničitého GeO_2 až při teplotě přes 250°C , při zahřátí na teplotu 700°C probíhá reakce s kyslíkem za vzniku plamene. S vodíkem a dusíkem se přímo neslučuje. Při teplotě 100°C hoří v atmosféře fluoru za vzniku fluoridu germaničitého GeF_4 , se sírou se přímo slučuje až za teplot nad 1000°C na sulfid germaničitý GeS_2 , ale se selenem reaguje již při teplotě 500°C za vzniku selenidu germanatého GeSe . Obdobně probíhá i reakce s tellurem.

Sloučeniny germania v oxidačním stupni II jsou nestabilní a snadno přecházejí na oxidační číslo IV. Výskyt kationu Ge^{4+} v roztocích není příliš obvyklý, obvykle se vyskytuje ve formě anionu $(\text{GeO}_3)^{2-}$. Vytváří i koordinační sloučeniny, např. kyselina hexafluorogermaničitá H_2GeF_6 a její soli hexafluorogermaničitany.

Zvláštností germania je záporné oxidační číslo -IV. Vyskytuje se v celé řadě těkavých germanů obecného vzorce $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$, od germanu GeH_4 se odvozují germanidy. Záporné oxidační číslo -IV má kromě germania v celé periodické soustavě již pouze uhlík a křemík.

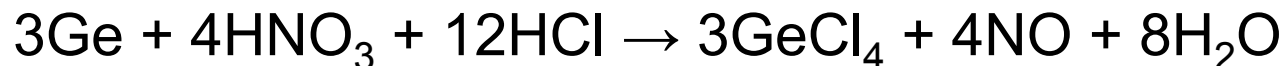
V běžných zředěných kyselinách se nerozpouští, dobře rozpustné je v horké koncentrované kyselině sírové za vzniku síranu germaničitého:



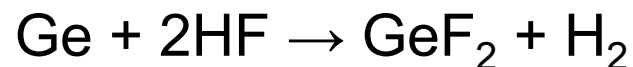
Reakce germania s koncentrovanou kyselinou dusičnou probíhá pomalu za vzniku oxidu germaničitého:



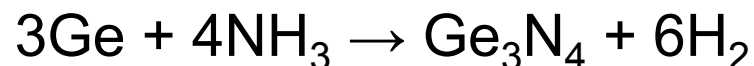
Reakce germania s lučavkou královskou probíhá za vzniku těkavého kapalného chloridu germaničitého:



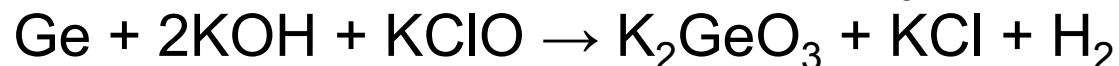
S kyselinou fluorvodíkovou nereaguje, ale s kapalným fluorvodíkem tvoří fluorid germanatý:



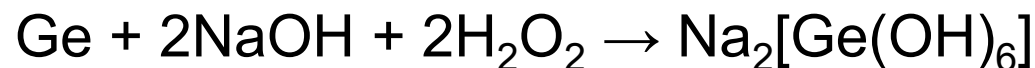
S amoniakem reaguje při teplotě přes 650°C za vzniku nitridu:



Za přítomnosti silných oxidačních činidel ochotně reaguje se zředěnými alkalickými hydroxidy za vzniku germaničitanů:



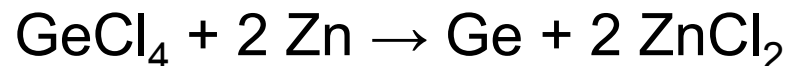
S koncentrovanými hydroxidy tvoří v přítomnosti oxidačních činidel hexahydroxogermaničitany:



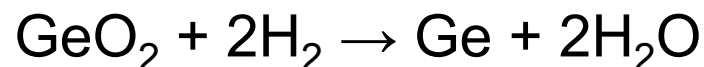
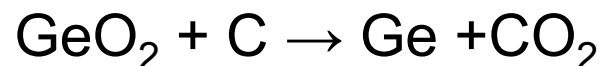
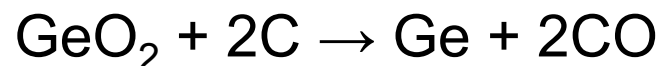
Výroba

zpracováním odpadních produktů z výroby zinku nebo z popela některých druhů uhlí.

Odpadní prach z pražení zinkových rud se louhuje kyselinou sírovou, germanium přejde do roztoku, ze kterého se cementací práškovým zinkem vysráží, sraženina se podrobí chloraci, germanium přejde na těkavý chlorid germaničitý GeCl_4 , který se redukuje zinkem na kovové germanium:



Při výrobě germania z popela se jemný popílek z elektrostatických odlučovačů nejprve přetaví v cyklonové peci a následně se destiluje v prostředí chlorovodíku za vzniku těkavého GeCl_4 . Chlorid germaničitý se několikanásobnou destilací zbaví příměsí arsenu a poté se podrobí hydrataci, při které vzniká oxid germaničitý GeO_2 . Kovové germanium se z bezvodého oxidu vyredukuje při teplotě 600-700°C vodíkem nebo uhlím v elektrické peci:



Surové kovové germanium se čistí zonální rafinací podobně jako křemík.

Využití

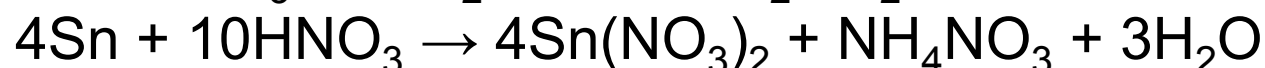
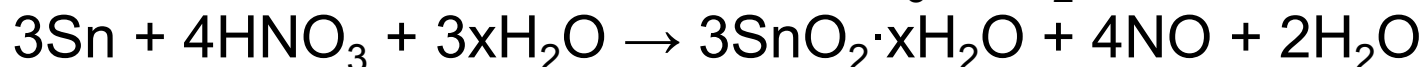
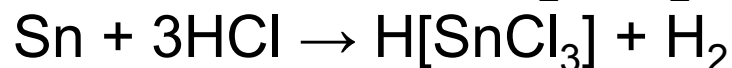
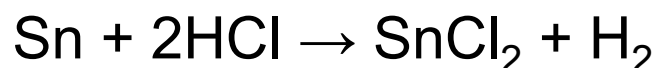
Germanium má vlastnosti polovodiče, díky tomu má značný význam v elektrotechnice.

Přírodní germanium je směsí pěti stabilních izotopů, v přírodě je s podílem 36,5 % nejrozšířenějším izotopem ^{74}Ge .

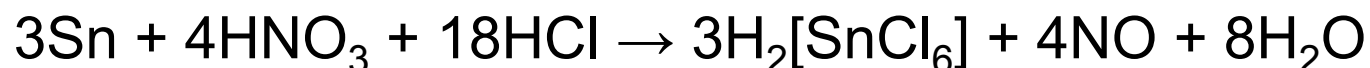
Cín

je stříbrně bílý, lesklý, tažný (folie - staniol) a velmi měkký kov. Existují dvě alotropické modifikace cínu, α -Sn krystaluje při teplotě pod 13 °C v kubické soustavě, při teplotě vyšší krystaluje β -Sn v soustavě tetragonální, nad 161 °C se objevuje třetí modifikace - cín kosočtverečný (γ -Sn).

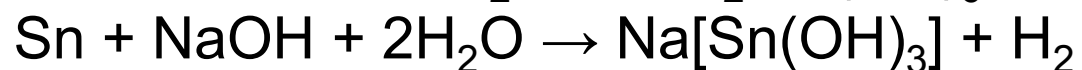
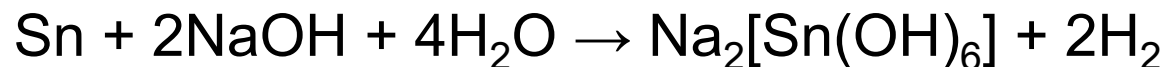
Na vzduchu i ve vodě je cín stálý. Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině chlorovodíkové za vzniku chloridu cínatého a vodíku, v koncentrované kyselině chlorovodíkové reaguje cín za vzniku kyseliny trichlorcínaté. V koncentrované kyselině dusičné se rozpouští za vzniku oxidu cíničitého, se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku dusičnanu cínatého, v koncentrované kyselině sírové vzniká síran cínatý:



Reakce cínu s lučavkou královskou probíhá z vzniku komplexní kyseliny hexachlorocíničité:



Cín je amfoterní kov. Reakcí cínu s koncentrovanými alkalickými hydroxidy vznikají za horka alkalické hexahydroxocíničitany, za chladu trihydroxocínatany:

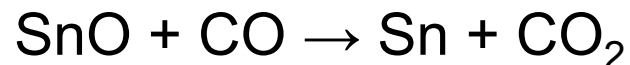
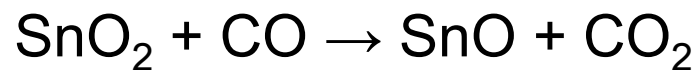


Již za normální teploty se slučuje s chlorem a bromem, s jodem reaguje až po zahřátí, s fluorem se při teplotě nad 100°C prudce slučuje za vzniku plamene. Za zvýšené teploty ochotně reaguje se sírou, selenem, tellurem a fosforem.

V oxidačním stupni II má cín amfoterní charakter, v ox. stupni IV má charakter kyselý. Dvoumocný cín se v roztocích vyskytuje jako kation cínatý Sn^{2+} i jako anion cínatanový $[\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$, čtyřmocný cín je v roztocích ve formě kationu cíničitého Sn^{4+} a ve formě anionu cíničitanového $(\text{SnO}_3)^{2-}$. Soli cínaté jsou silná redukční činidla. V záporném oxidačním stavu -IV vystupuje cín ve stannanu SnH_4 .

Výroba

redukcí kassiteritu uhlím



Surový cín se rafinuje na vysokou čistotu elektrolyticky, anodou je blok surového cínu.

Využití

Cín slouží k přípravě celé řady slitin, k výrobě staniolu a k pokovování plechů, zejména pro výrobu plechovek na konzervy (vysoká odolnost proti korozi a zdravotní nezávadnost). Největší podíl cínu (*35% světové spotřeby*) se využívá k výrobě pájek. V minulosti se používal i k výrobě nádobí (talíře, korbele) a dalších užitkových předmětů (svícny, medaile, liturgické předměty)

Přírodní cín je směsí 10 stabilních a dvou nestabilních izotopů, nejvyšší podíl (32,59 %) zaujímá izotop ^{120}Sn .

Cínový mor

Při teplotách pod $13\text{ }^{\circ}\text{C}$ po delší době vzniká křehlová, šedá modifikace (α). Ta je velmi křehká a cínové předměty postižené touto přeměnou se postupně rozpadají na prášek. Ochrana před cínovým morem spočívá v udržování předmětů v teplotách nad $13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Prevencí užívanou v současnosti je místo čistého cínu používat jeho slitiny s malým množstvím antimonu nebo bismutu, které brání rekrystalizaci.

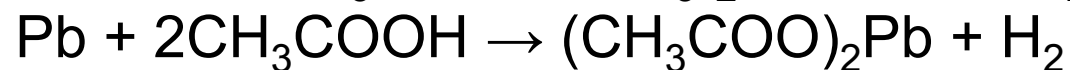
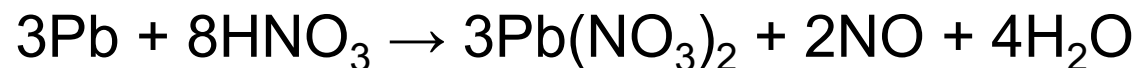


Cínový mor mohl být jednou z příčin **zkázy polární expedice Roberta Scotta** v letech 1911–12. Plechovky s petrolejem, které obsahovala všechna depa zásob na zpáteční cestě, byly údajně sletovány cínem, který v mrazech povolil, takže se Scottovi a jeho mužům nedostávalo paliva.

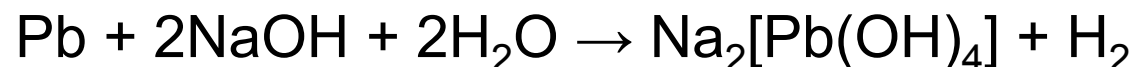
Podle některých teorií měl cínový mor podíl i na **zkáze Napoleonovy armády** v Rusku, kde vojákům upadaly cínové knoflíky z uniforem. Ty pak v mrazu neměly jít zapnout. Knoflíky však byly z cínových slitin, které by měly mrazu odolávat lépe.

Olovo

je modrobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký kov. Povrch olova se na vzduchu rychle pokrývá vrstvičkou oxidu. V běžných minerálních kyselinách, s výjimkou horké zředěné kyseliny dusičné, se olovo nerozpouští, ale velice dobře je rozpustné v kyselině octové:



Olovo je amfoterní, produktem reakce olova s alkalickými hydroxidy jsou alkalické tetrahydroxolovnatany:



Za zvýšené teploty se přímo slučuje s halogeny a chalkogeny.

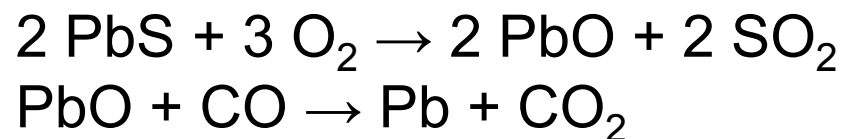
Ve sloučeninách má olovo nejčastěji oxidační číslo II, sloučeniny olova v oxidačním stupni IV. velmi snadno hydrolyzují, jsou nestálé a působí jako silná oxidační činidla.

Všechny rozpustné sloučeniny olova jsou jedovaté.

V přírodě se ryzí olovo nalézá velice vzácně, nejdůležitějším zdrojem olova jsou olověné rudy **galenit** PbS , **cerusit** PbCO_3 , **anglesit** PbSO_4 , **jamesonit** $\text{Pb}_5\text{FeSb}_6\text{S}_{14}$ a **boulangerit** $\text{Pb}_5\text{Sb}_4\text{S}_{11}$.

Pro průmyslovou těžbu má rozhodující význam galenit, který se vyskytuje ve formě čoček ve vápencích, jako výplň krasových dutin i jako žíla nebo impregnační vrstva.

Výroba olova se nejčastěji provádí oxidací galenitu v olovářských konvertorech za vzniku PbO s jeho následnou redukcí pomocí oxidu uhelnatého v šachtové peci:



Olovo se např. používá k výrobě akumulátorů, jako konstrukční materiál v chemickém průmyslu, k výrobě krytů proti ionizujícímu záření a jako ochranný obal elektrických kabelů. Značný význam má olovo při výrobě munice a některých druhů nízkotavitelných pájek, ložiskových kovů i dalších slitin. V minulosti se olovo často používalo k výrobě vodovodního potrubí.

Kontaminace pitné vody olovem z olověných trubek souvisí s její tvrdostí.

Tvrdá voda: vnitřní část potrubí se pokryje vrstvou vodního kamene, ke kontaminaci vody olovem nedochází.

Měkká voda: vnitřní část potrubí je v přímém kontaktu s vodou, ke kontaminaci vody olovem dochází i díky rozpuštěnému CO_2 (kyselina uhličitá).

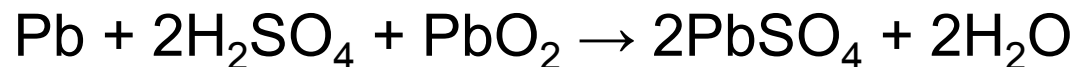


Olověný akumulátor

je sekundární galvanický článek s elektrodami na bázi olova, jehož elektrolytem je kyselina sírová.

V nabitém stavu aktivní hmotu záporné elektrody tvoří houbovitě olovo (Pb), u kladné elektrody je to oxid olovičitý (PbO₂). Elektrolytem v olověných akumulátorech je vodou zředěná kyselina sírová (H₂SO₄) o koncentraci přibližně 35 % obj. u plně nabitého akumulátoru. Tento roztok může být z technických důvodů nasáknutý do vaty ze skelných vláken (AGM) nebo ztužený do formy gelu.

Celková reakce vybíjení:



Na záporné elektrodě: $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$

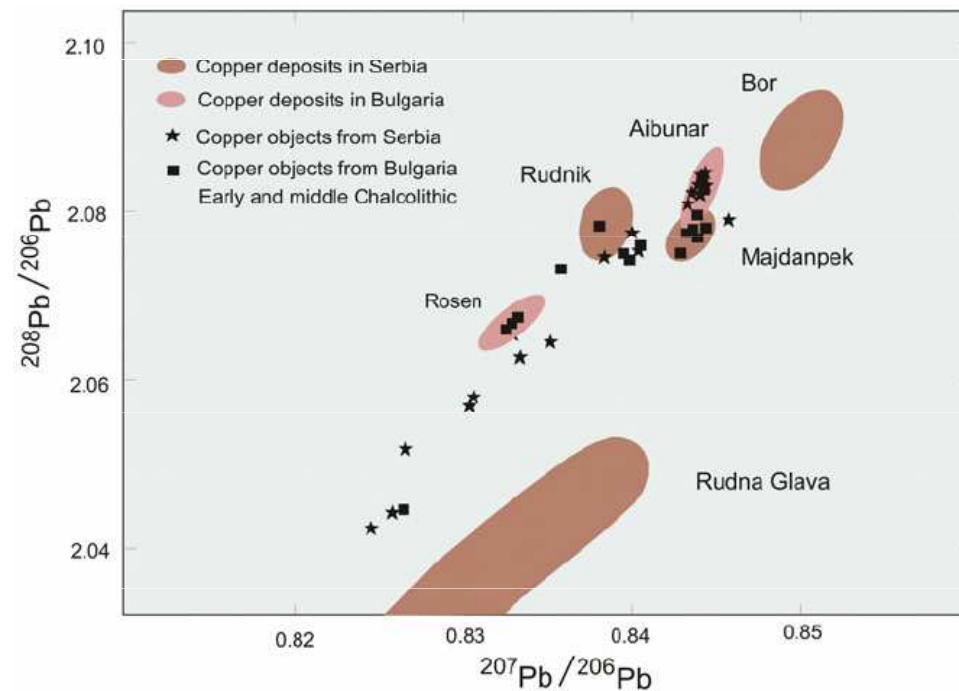
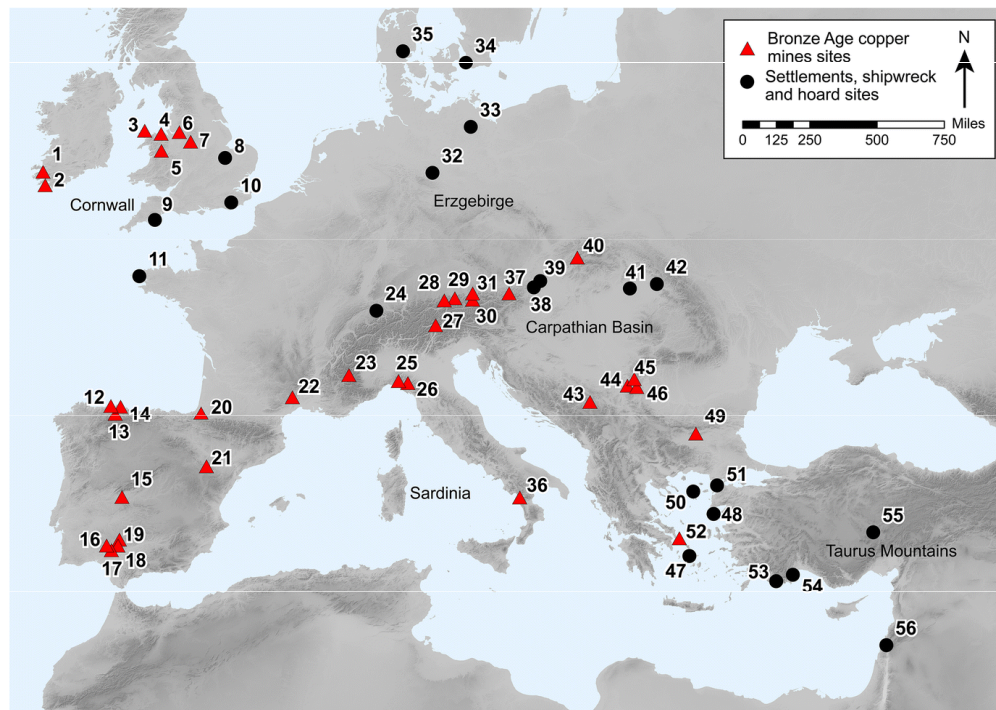
Na kladné elektrodě: $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Při nabíjení probíhají uvedené reakce opačným směrem. Vybíjení akumulátoru probíhá také samovolně bez připojení k elektrickému obvodu – samovybíjením. Rychlost samovybíjení je zhruba 3-20% kapacity za měsíc.



Odhad provenience měděných artefaktů

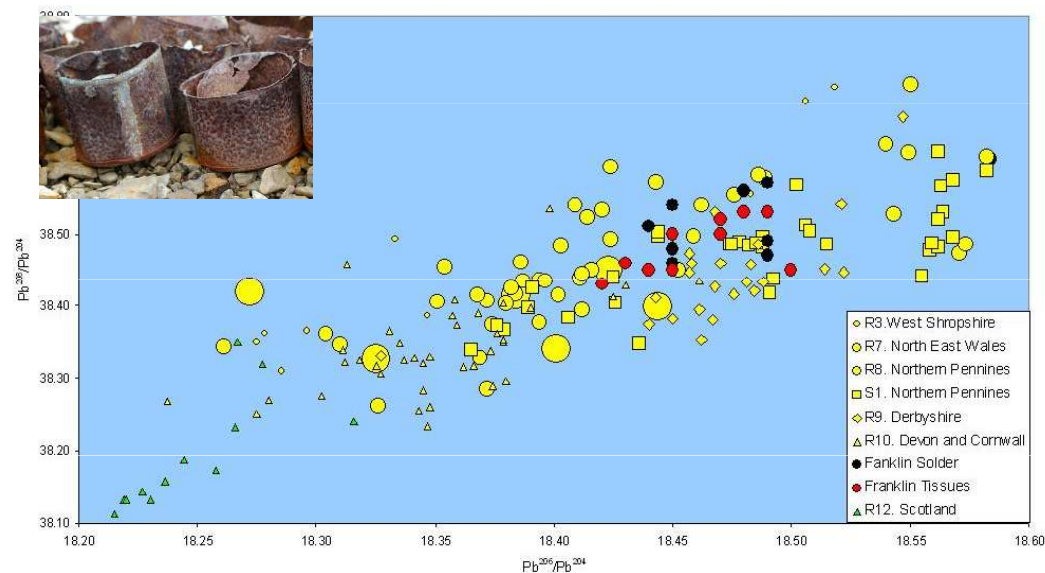
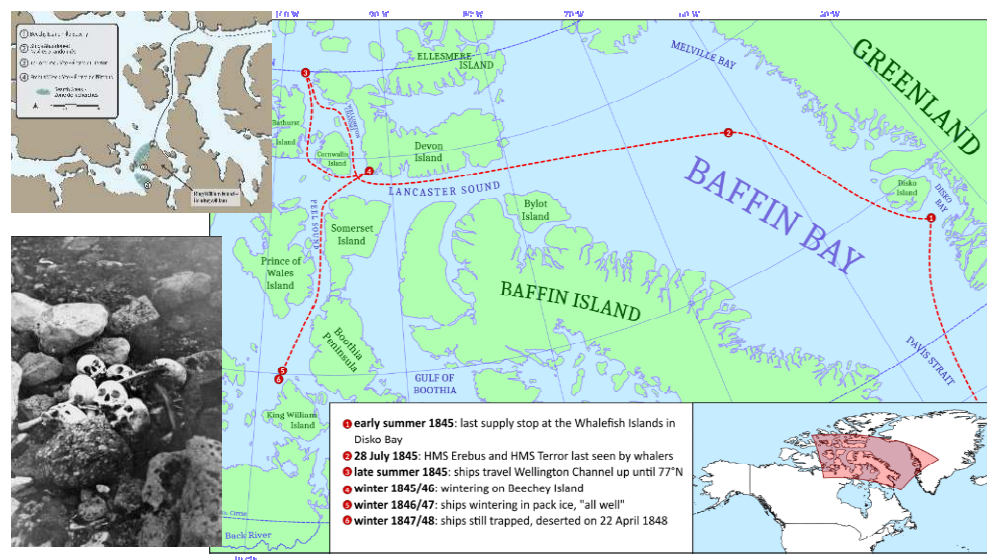
- na základě poměru izotopů olova



Franklinova expedice

V roce 1845 vypluly z Anglie lodě *Erebus* a *Terror* pod velením sira Johna Franklina hledat Severozápadní průjezd. K pobřeží Severní Ameriky dorazilo 129 mužů se zásobami na 3 roky. Část jídla byla v plechových konzervách, uzavřených olovnatou pájkou. Novinkou bylo destilační zařízení sloužící výrobě sladké vody, kde část potrubí byla vyrobena z olova. Franklinovi muži přezimovali na Beecheyho ostrově, kde zemřeli a byli pohřbeni tři členové posádky. Obě lodi se v září 1846 zasekly v ledovém příkrovu u Ostrova krále Viléma, zde expedice přezimovala dvě zimy. Zemřela zde velká část posádky, včetně Johna Franklina. Podle svědectví Eskymáků se zbytek mužů vydal na jih, všichni však postupně zahynuli. Později byly nalezeny kosterní pozůstatky se stopami řezání (kanibalismus).

V nalezených pozůstatcích byla zjištěna zvýšená hladina olova, svědčící o chronické otravě, zřejmě z destilačního zařízení či méně pravděpodobně z konzerv (stejně konzervy byly v té době užívány i na jiných lodích bez problémů).

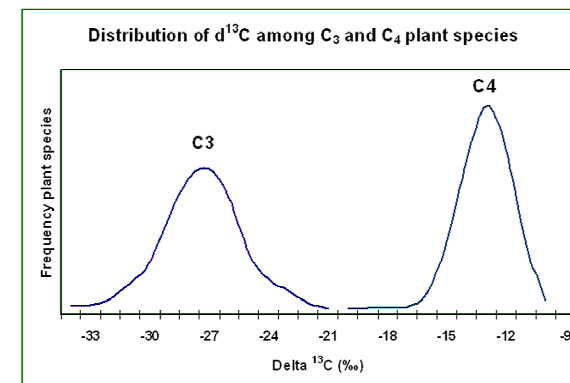
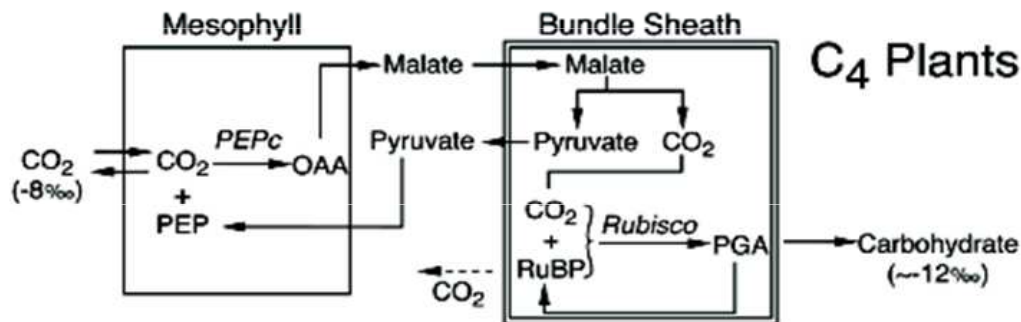
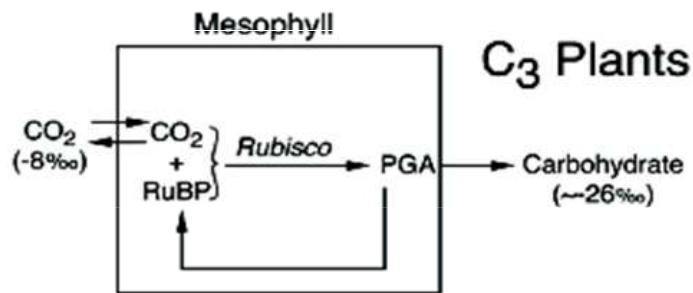
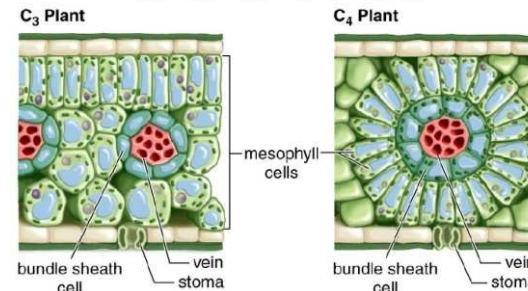


Frakcionace izotopů uhlíku

Kinetický izotopový efekt je spojen s nepřímými, ireverzibilními procesy jako je evaporace, difuze, disociační reakce. Je následkem různých rychlostí přesunu různých izotopomerů (např. $^{12}\text{CO}_2$ nebo $^{13}\text{CO}_2$).

Rovnovážný (termodynamický) izotopový efekt je způsoben vlivem hmotnosti na termodynamické vlastnosti molekul, tzn. vliv hmotnosti na pevnost vazeb v chemické sloučenině. Molekuly obsahující těžký izotop jsou stabilnější než molekuly s lehkým izotopem.

Chloroplast distribution in C_3 vs C_4 Plants
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



C3 rostliny

ječmen, pšenice, brambory, cukrová řepa,

C4 rostliny

kukuřice, cukrová třtina



Analýza poměru izotopů $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ umožňuje:

1. odlišení řepného a třtinového cukru, identifikace jejich směsi.

2. učení původu lihu

a) kukuřice, cukrová třtina

b) obilí, brambory, cukrová řepa

c) ropa (syntetický líh)

Ropa obsahuje jen nepatrné množství ^{13}C .

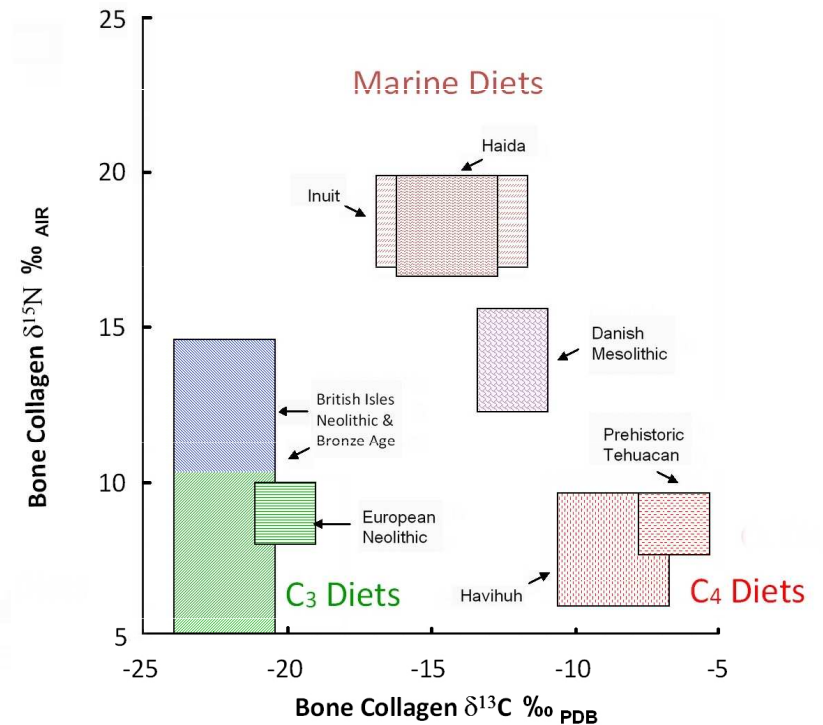
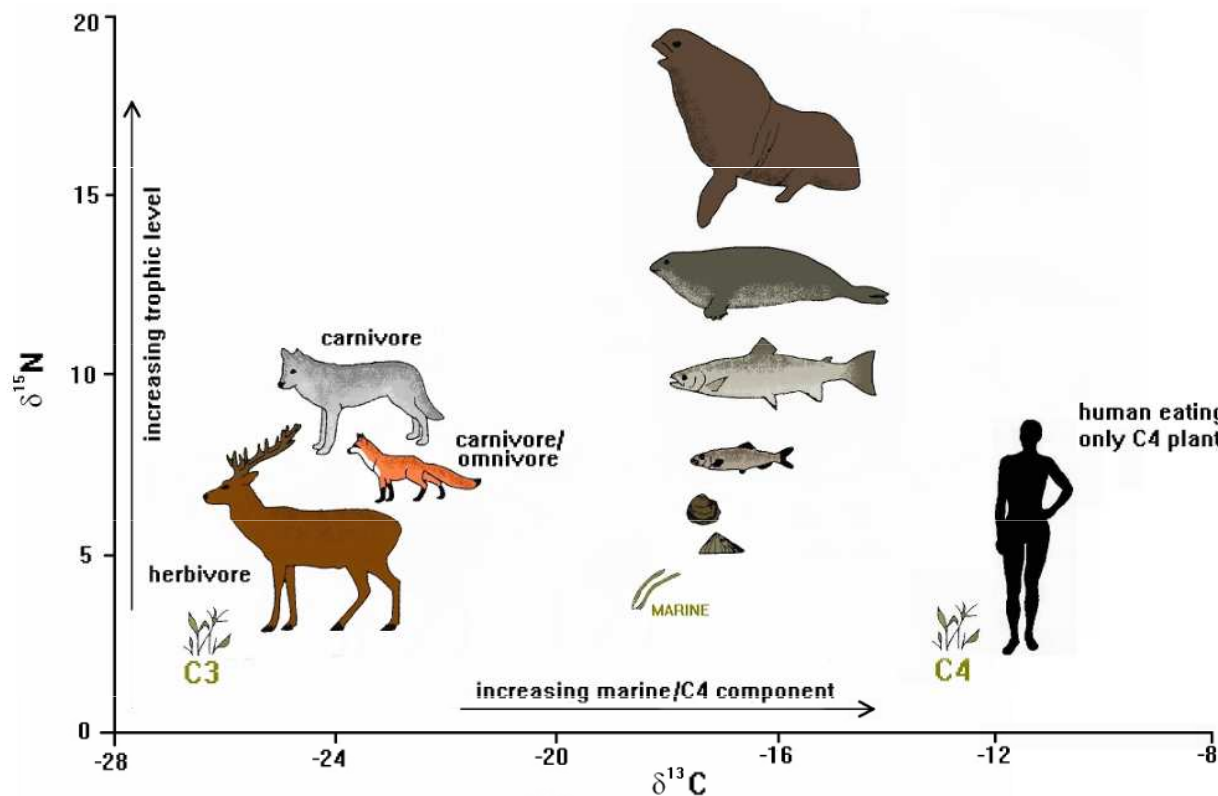


Analýza izotopů uhlíku a dusíku v kolagenu kostí umožňuje:

1. odhad pozice jedince v potravním řetězci
2. odhad způsobu obživy lidských populací

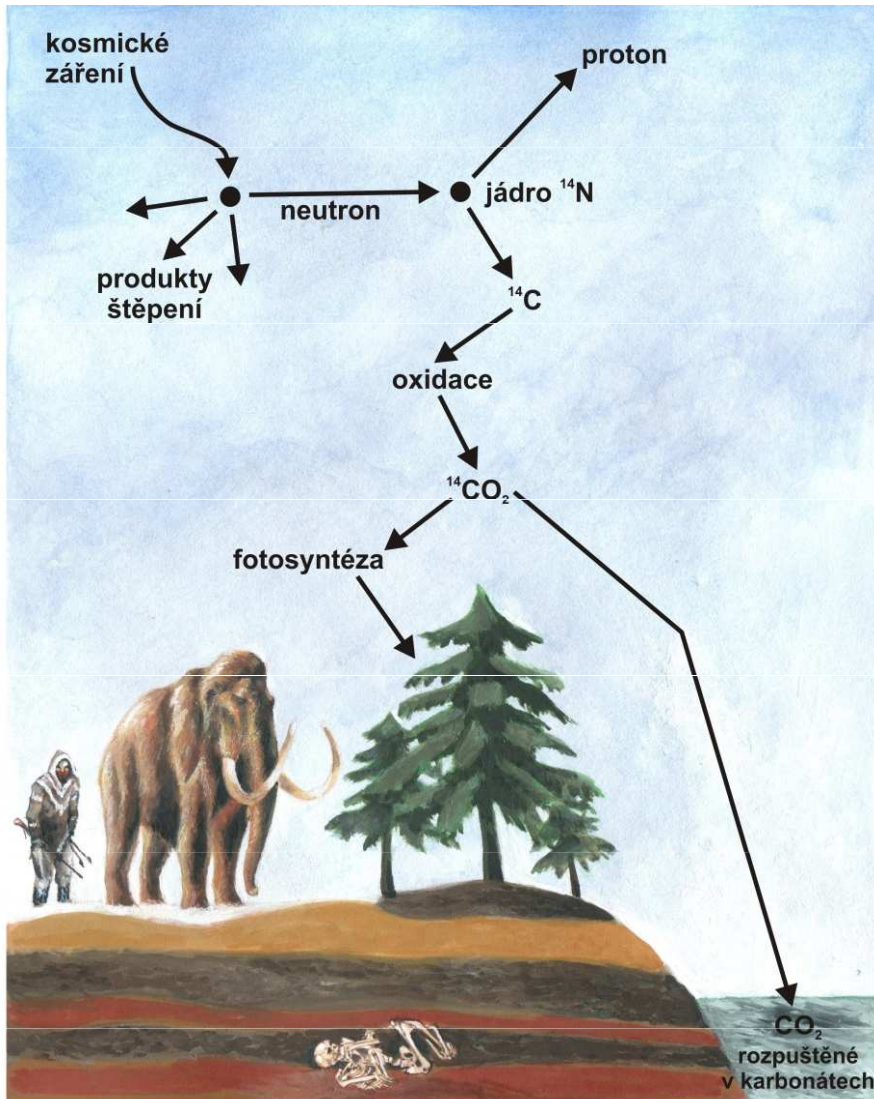
$$\delta^{13}\text{C} = \left[\frac{(^{13}\text{C}/^{12}\text{C})_{\text{Sample}}}{(^{13}\text{C}/^{12}\text{C})_{\text{Standard}}} - 1 \right] \times 1000$$

$$\delta^{15}\text{N} = \left[\frac{(^{15}\text{N}/^{14}\text{N})_{\text{Sample}}}{(^{15}\text{N}/^{14}\text{N})_{\text{Standard}}} - 1 \right] \times 1000$$



Datování s využitím izotopu uhlíku ^{14}C

PRODUKCE



DISTRIBUCE

rovnovážná koncentrace: $\frac{^{14}\text{C}}{^{12}\text{C}} \approx 10^{-12}$

rozpad: $^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + e^- + \bar{\nu}^-$

poločas rozpadu: 5730 let

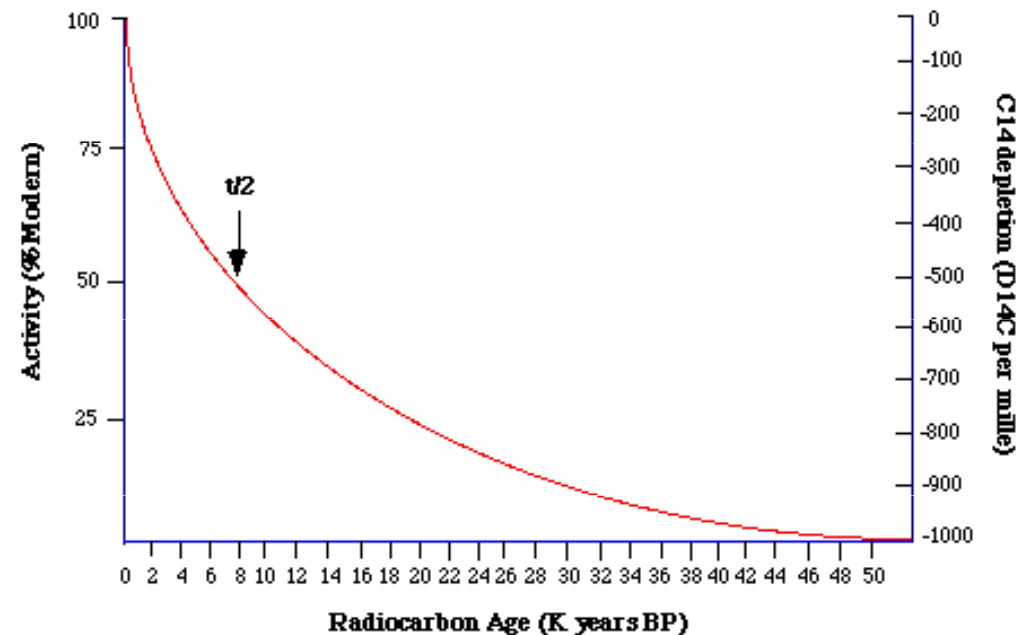
1 gram \rightarrow \sim 10 rozpadů za minutu

ROZPAD

Izotop ^{14}C vzniká v horních vrstvách atmosféry;

Odtud přechází do živých organismů a ukládá se v nich po dobu jejich života; Do flóry vlivem fotosyntézy, do fauny stravou;

Po úmrtí organismu se v něm izotop ^{14}C přestane ukládat a dochází k jeho pozvolnému rozpadu;

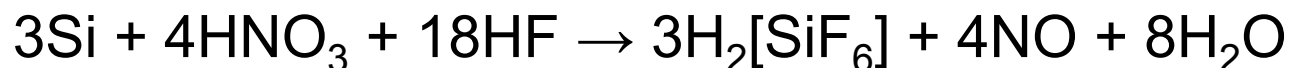


Křemík

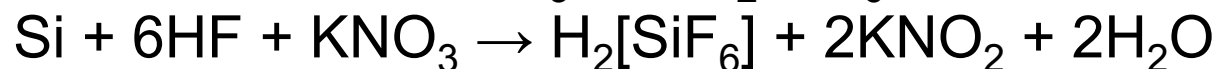
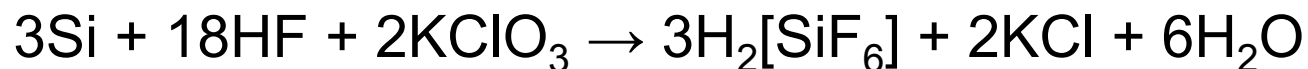
Modrošedá až černá křehká, značně tvrdá látka. Za vysokých teplot je křemík značně reaktivní prvek, který tvoří sloučeniny s 64 stabilními prvky periodické soustavy. Křemík se vyznačuje mimořádně vysokou afinitou ke kyslíku a je proto schopen redukovat některé kovy (např. chrom) z jejich oxidů. V kyslíku za vyšších teplot hoří.

Sloučeniny křemíku s kyslíkem jsou velmi stabilní, naopak sloučeniny křemíku s ostatními prvky jsou obvykle nestabilní a rychle se rozkládají.

S kyselinami (vyjma HF) nereaguje, dobře reaguje se směsí koncentrovaných kyselin fluorovodíkové a dusičné za vzniku komplexní kyseliny hexafluorokřemičité:



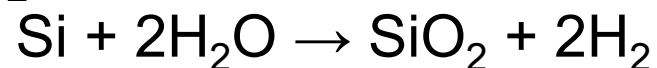
V přítomnosti silných oxidačních činidel reaguje obdobně se samotnou koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou:



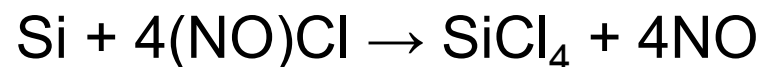
s hydroxidy za varu poskytuje křemičitany:



Při teplotě 400°C reaguje amorfni křemík s vodní párou za vzniku oxidu křemičitého SiO₂:



Již za laboratorní teploty prudce reaguje s halogenidy nitrosylu:



Podobně jako uhlík je i křemík schopen tvořit řetězce (**silany**). Křemíkové řetězce jsou méně stabilní, než uhlíkové. Křemík, na rozdíl od uhlíku, není schopen v řetězcích tvořit dvojně a trojně vazby.

Velmi stabilní řetězce naopak tvoří **siloxany**, pro které je charakteristická vazba Si-O-Si.

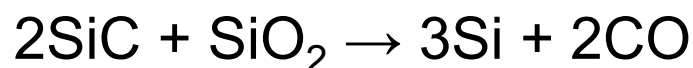
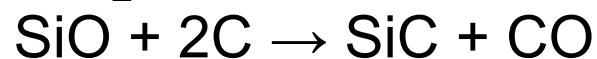
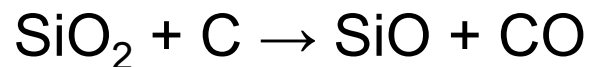
V přírodě se křemík vyskytuje výhradně ve sloučeninách, ve kterých vystupuje v oxidačním čísle IV, vzácně též II.

Přírodní křemík je směsí 3 stabilních izotopů (92,2% izotopu 28, 4,7% křemíku 29 a 3,1% křemíku 30). Uměle připraveno dalších sedm nestabilních izotopů křemíku.

Křemík je po kyslíku druhý nejrozšířenější chemický prvek na Zemi. Obsah křemíku v zemské kůře je 26 hm%. Nejdůležitějším minerálem křemíku je křemen - SiO₂.

Výroba křemíku

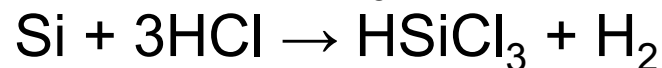
pro metalurgické použití spočívá v redukci taveniny oxidu křemičitého SiO_2 uhlíkem v elektrické obloukové peci při teplotě $2000\text{ }^\circ\text{C}$ za přítomnosti železa jako katalyzátoru. Termická redukce uhlíkem probíhá v několika stupních, průběh redukce oxidu křemičitého popisují rovnice:



pro výrobu polovodičů se provádí redukcí halogenidů křemíku pomocí hořčíku, zinku nebo hliníku. Pro výrobu polovodičů se křemík dále rafinuje na velmi vysokou čistotu.

Rafinace křemíku pro výrobu polovodičů

Siemensův postup: působení chlorovodíku na surový křemík ve fluidním reaktoru za vzniku trichlorsilanu HSiCl_3 :



Těkavý trichlorsilan se po rafinaci destilací termicky rozkládá v redukčním prostředí při teplotě okolo 1100°C a posléze krystalizuje.

Rafinace křemíku pro výrobu polovodičů

DuPontův postup: tepelný rozklad chloridu křemičitého na vysoce čistém zinku při teplotě 950 °C.

Destilace trisilanu Si_3H_8 .

Zonální tavení křemíkových ingotů pomocí vysokofrekvenčního ohřevu.

Využití

pro výrobu polovodičů. Volbou vhodných podmínek, je možné vyrobit monokrystalické, polykrystalické a amorfnní fotovoltaické křemíkové články. Amorfnní křemíkové FV články využívají zejména progresivní trubcové fotovoltaické panely.

Germanium

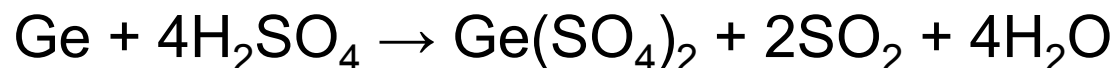
šedobílá, lesklá a křehká látka. Krystalizuje v krychlové soustavě, působením velmi vysokých tlaků vzniká čtverečná modifikace.

Na vzduchu je germanium za normální teploty stálé, s kyslíkem se pomalu slučuje za vzniku bílého oxidu germaničitého GeO_2 až při teplotě přes 250°C , při zahřátí na teplotu 700°C probíhá reakce s kyslíkem za vzniku plamene. S vodíkem a dusíkem se přímo neslučuje. Při teplotě 100°C hoří v atmosféře fluoru za vzniku fluoridu germaničitého GeF_4 , se sírou se přímo slučuje až za teplot nad 1000°C na sulfid germaničitý GeS_2 , ale se selenem reaguje již při teplotě 500°C za vzniku selenidu germanatého GeSe . Obdobně probíhá i reakce s tellurem.

Sloučeniny germania v oxidačním stupni II jsou nestabilní a snadno přecházejí na oxidační číslo IV. Výskyt kationu Ge^{4+} v roztocích není příliš obvyklý, obvykle se vyskytuje ve formě anionu $(\text{GeO}_3)^{2-}$. Vytváří i koordinační sloučeniny, např. kyselina hexafluorogermaničitá H_2GeF_6 a její soli hexafluorogermaničitany.

Zvláštností germania je záporné oxidační číslo -IV. Vyskytuje se v celé řadě těkavých germanů obecného vzorce $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$, od germanu GeH_4 se odvozují germanidy. Záporné oxidační číslo -IV má kromě germania v celé periodické soustavě již pouze uhlík a křemík.

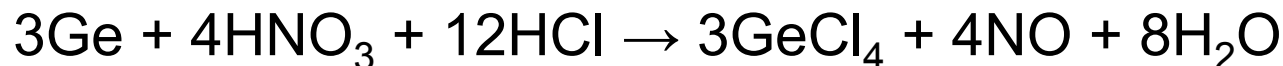
V běžných zředěných kyselinách se nerozpouští, dobře rozpustné je v horké koncentrované kyselině sírové za vzniku síranu germaničitého:



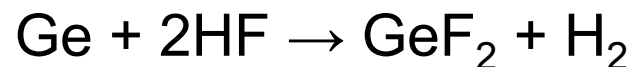
Reakce germania s koncentrovanou kyselinou dusičnou probíhá pomalu za vzniku oxidu germaničitého:



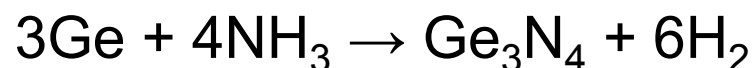
Reakce germania s lučavkou královskou probíhá za vzniku těkavého kapalného chloridu germaničitého:



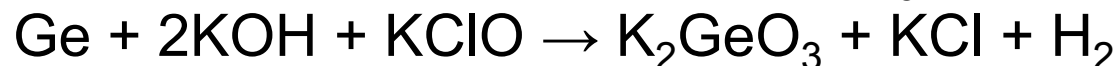
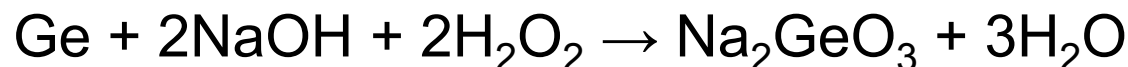
S kyselinou flurovodíkovou nereaguje, ale s kapalným flurovodíkem tvoří fluorid germanatý:



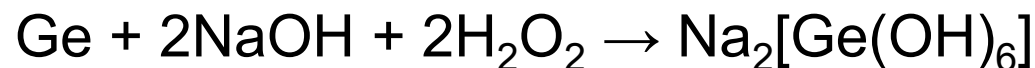
S amoniakem reaguje při teplotě přes 650°C za vzniku nitridu:



Za přítomnosti silných oxidačních činidel ochotně reaguje se zředěnými alkalickými hydroxidy za vzniku germaničitanů:



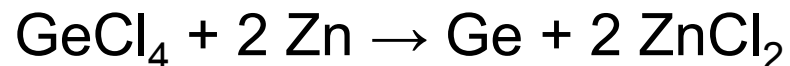
S koncentrovanými hydroxidy tvoří v přítomnosti oxidačních činidel hexahydroxogermaničitany:



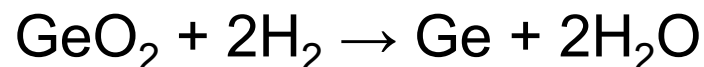
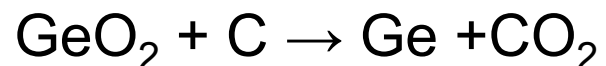
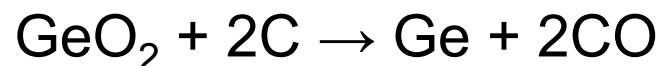
Výroba

zpracováním odpadních produktů z výroby zinku nebo z popela některých druhů uhlí.

Odpadní prach z pražení zinkových rud se louhuje kyselinou sírovou, germanium přejde do roztoku, ze kterého se cementací práškovým zinkem vysráží, sraženina se podrobí chloraci, germanium přejde na těkavý chlorid germaničitý GeCl_4 , který se redukuje zinkem na kovové germanium:



Při výrobě germania z popela se jemný popílek z elektrostatických odlučovačů nejprve přetaví v cyklonové peci a následně se destiluje v prostředí chlorovodíku za vzniku těkavého GeCl_4 . Chlorid germaničitý se několikanásobnou destilací zbaví příměsí arsenu a poté se podrobí hydrataci, při které vzniká oxid germaničitý GeO_2 . Kovové germanium se z bezvodého oxidu vyredukuje při teplotě 600-700°C vodíkem nebo uhlím v elektrické peci:



Surové kovové germanium se čistí zonální rafinací podobně jako křemík.

Využití

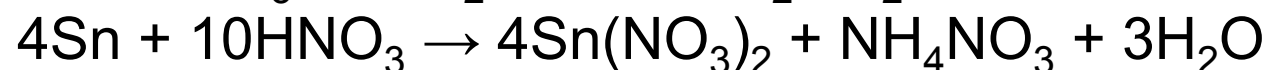
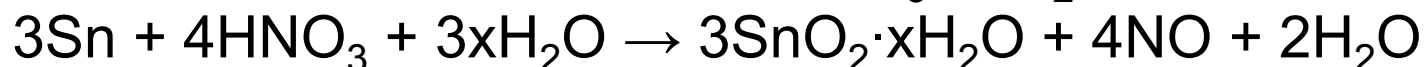
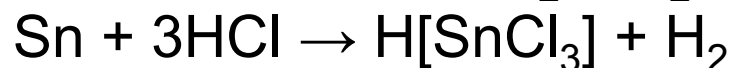
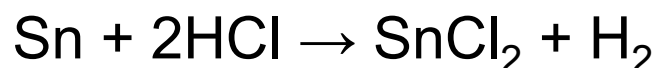
Germanium má vlastnosti polovodiče, díky tomu má značný význam v elektrotechnice.

Přírodní germanium je směsí pěti stabilních izotopů, v přírodě je s podílem 36,5 % nejrozšířenějším izotopem ^{74}Ge .

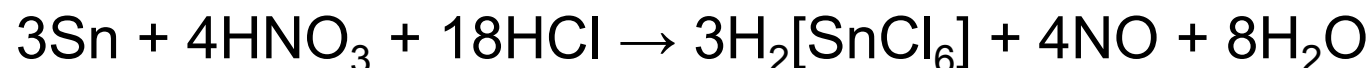
Cín

je stříbrně bílý, lesklý, tažný (folie - staniol) a velmi měkký kov. Existují dvě alotropické modifikace cínu, α -Sn krystaluje při teplotě pod 13 °C v kubické soustavě, při teplotě vyšší krystaluje β -Sn v soustavě tetragonální, nad 161 °C se objevuje třetí modifikace - cín kosočtverečný (γ -Sn).

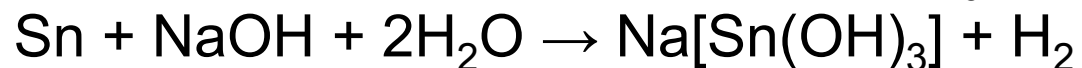
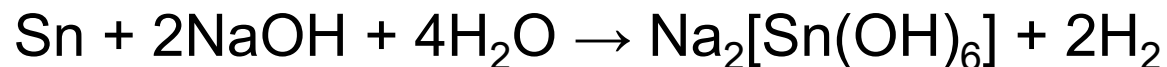
Na vzduchu i ve vodě je cín stálý. Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině chlorovodíkové za vzniku chloridu cínatého a vodíku, v koncentrované kyselině chlorovodíkové reaguje cín za vzniku kyseliny trichlorcínaté. V koncentrované kyselině dusičné se rozpouští za vzniku oxidu cíničitého, se zředěnou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku dusičnanu cínatého, v koncentrované kyselině sírové vzniká síran cínatý:



Reakce cínu s lučavkou královskou probíhá z vzniku komplexní kyseliny hexachlorocíničité:



Cín je amfoterní kov. Reakcí cínu s koncentrovanými alkalickými hydroxidy vznikají za horka alkalické hexahydroxocíničitany, za chladu trihydroxocínatany:

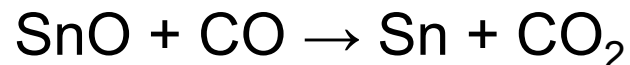
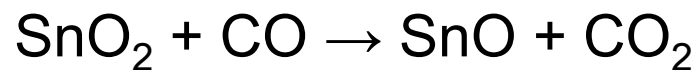


Již za normální teploty se slučuje s chlorem a bromem, s jodem reaguje až po zahřátí, s fluorem se při teplotě nad 100°C prudce slučuje za vzniku plamene. Za zvýšené teploty ochotně reaguje se sírou, selenem, tellurem a fosforem.

V oxidačním stupni II má cín amfoterní charakter, v ox. stupni IV má charakter kyselý. Dvoumocný cín se v roztocích vyskytuje jako kation cínatý Sn^{2+} i jako anion cínatanový $[\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$, čtyřmocný cín je v roztocích ve formě kationu cíničitého Sn^{4+} a ve formě anionu cíničitanového $(\text{SnO}_3)^{2-}$. Soli cínaté jsou silná redukční činidla. V záporném oxidačním stavu -IV vystupuje cín ve stannanu SnH_4 .

Výroba

redukci kassiteritu uhlím



Surový cín se rafinuje na vysokou čistotu elektrolyticky, anodou je blok surového cínu.

Využití

Cín slouží k přípravě celé řady slitin, k výrobě staniolu a k pokovování plechů, zejména pro výrobu plechovek na konzervy (vysoká odolnost proti korozi a zdravotní nezávadnost). Největší podíl cínu (*35% světové spotřeby*) se využívá k výrobě pájek. V minulosti se používal i k výrobě nádobí (talíře, korbele) a dalších užitkových předmětů (svícny, medaile, liturgické předměty)

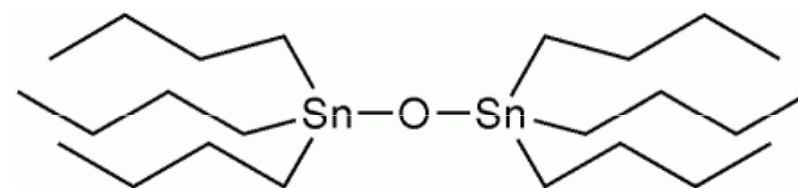
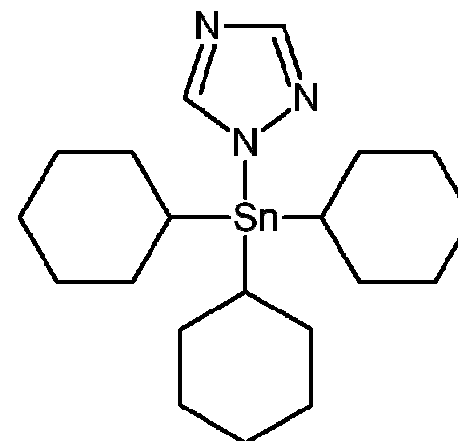
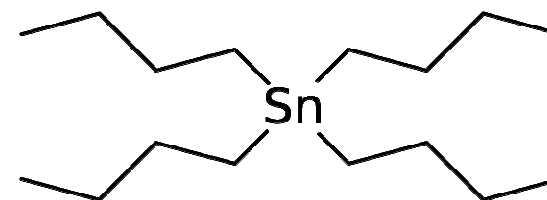
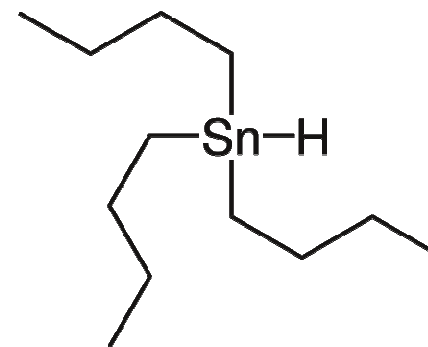
Přírodní cín je směsí 10 stabilních a dvou nestabilních izotopů, nejvyšší podíl (32,59 %) zaujímá izotop ^{120}Sn .

Organické sloučeniny cínu

Alkylované sloučeniny cínu: prekurzory pro velké množství organických sloučenin cínu, které se používají jako stabilizátory pro PVC, biocidy a fungicidy.

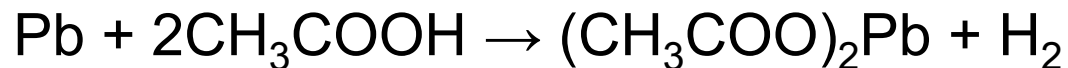
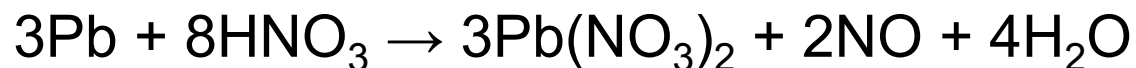
Azocyklotin je organocínová sloučenina používaná jako akaricid (proti svluškám).

Tributylcínoxid (TBTO, Lastanox): biocid (fungicid a moluskocid), zejména k ochraně dřeva.

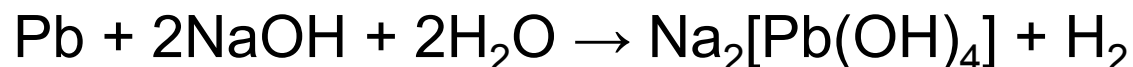


Olovo

je modrobílý, na čerstvém řezu lesklý, měkký kov. Povrch olova se na vzduchu rychle pokrývá vrstvičkou oxidu. V běžných minerálních kyselinách, s výjimkou horké zředěné kyseliny dusičné, se olovo nerozpouští, ale velice dobře je rozpustné v kyselině octové:



Olovo je amfoterní, produktem reakce olova s alkalickými hydroxidy jsou alkalické tetrahydroxolovnatany:



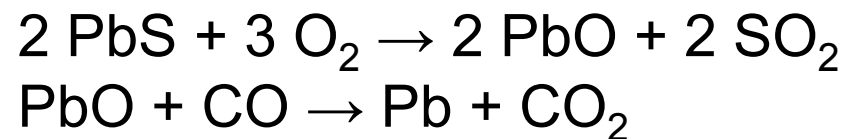
Za zvýšené teploty se přímo slučuje s halogeny a chalkogeny.

Ve sloučeninách má olovo nejčastěji oxidační číslo II, sloučeniny olova v oxidačním stupni IV. velmi snadno hydrolyzují, jsou nestálé a působí jako silná oxidační činidla.

V přírodě se ryzí olovo nalézá velice vzácně, nejdůležitějším zdrojem olova jsou olověné rudy **galenit** PbS , **cerusit** PbCO_3 , **anglesit** PbSO_4 , **jamesonit** $\text{Pb}_5\text{FeSb}_6\text{S}_{14}$ a **boulangerit** $\text{Pb}_5\text{Sb}_4\text{S}_{11}$.

Pro průmyslovou těžbu má rozhodující význam galenit, který se vyskytuje ve formě čoček ve vápencích, jako výplň krasových dutin i jako žíla nebo impregnační vrstva.

Výroba olova se nejčastěji provádí oxidací galenitu v konvertorech za vzniku PbO s jeho následnou redukcí pomocí oxidu uhelnatého v šachtové peci:



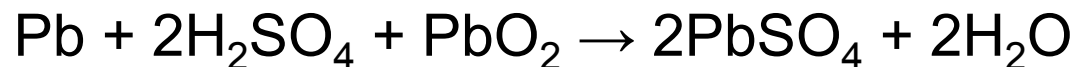
Olovo se např. používá k výrobě akumulátorů, jako konstrukční materiál v chemickém průmyslu, k výrobě krytů proti ionizujícímu záření a jako ochranný obal elektrických kabelů. Značný význam má olovo při výrobě munice a některých druhů nízkotavitelných pájek, ložiskových kovů i dalších slitin. V minulosti se olovo často používalo k výrobě vodovodního potrubí.

Olověný akumulátor

je sekundární galvanický článek s elektrodami na bázi olova, jehož elektrolytem je kyselina sírová.

V nabitém stavu aktivní hmotu záporné elektrody tvoří houbovitě olovo (Pb), u kladné elektrody je to oxid olovičitý (PbO₂). Elektrolytem v olověných akumulátorech je vodou zředěná kyselina sírová (H₂SO₄) o koncentraci přibližně 35 % obj. u plně nabitého akumulátoru. Tento roztok může být z technických důvodů nasáknutý do vaty ze skelných vláken (AGM) nebo ztužený do formy gelu.

Celková reakce vybíjení:



Na záporné elektrodě: $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$

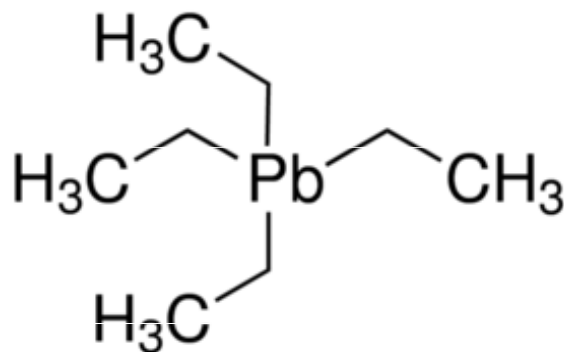
Na kladné elektrodě: $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Při nabíjení probíhají uvedené reakce opačným směrem. Vybíjení akumulátoru probíhá také samovolně bez připojení k elektrickému obvodu – samovybíjením. Rychlost samovybíjení je zhruba 3-20% kapacity za měsíc.



Organické sloučeniny olova

Tetraethylolovo je organokovová sloučenina, která se používala jako antidetonační přísada do motorových benzínů (zpomaluje hoření benzínu a zvyšuje jeho oktanové číslo).

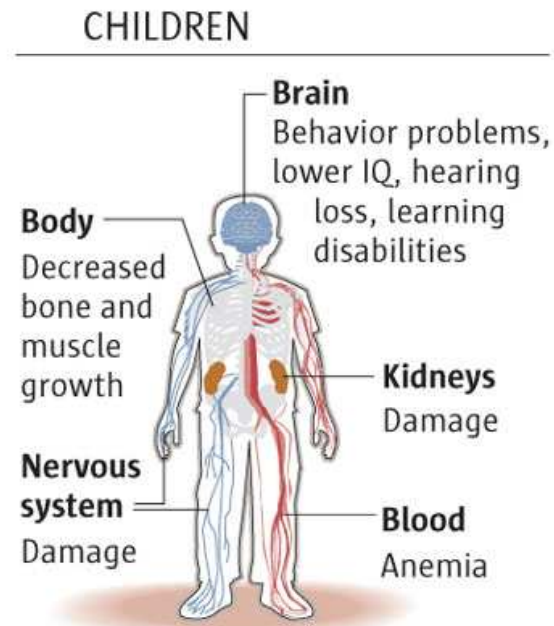
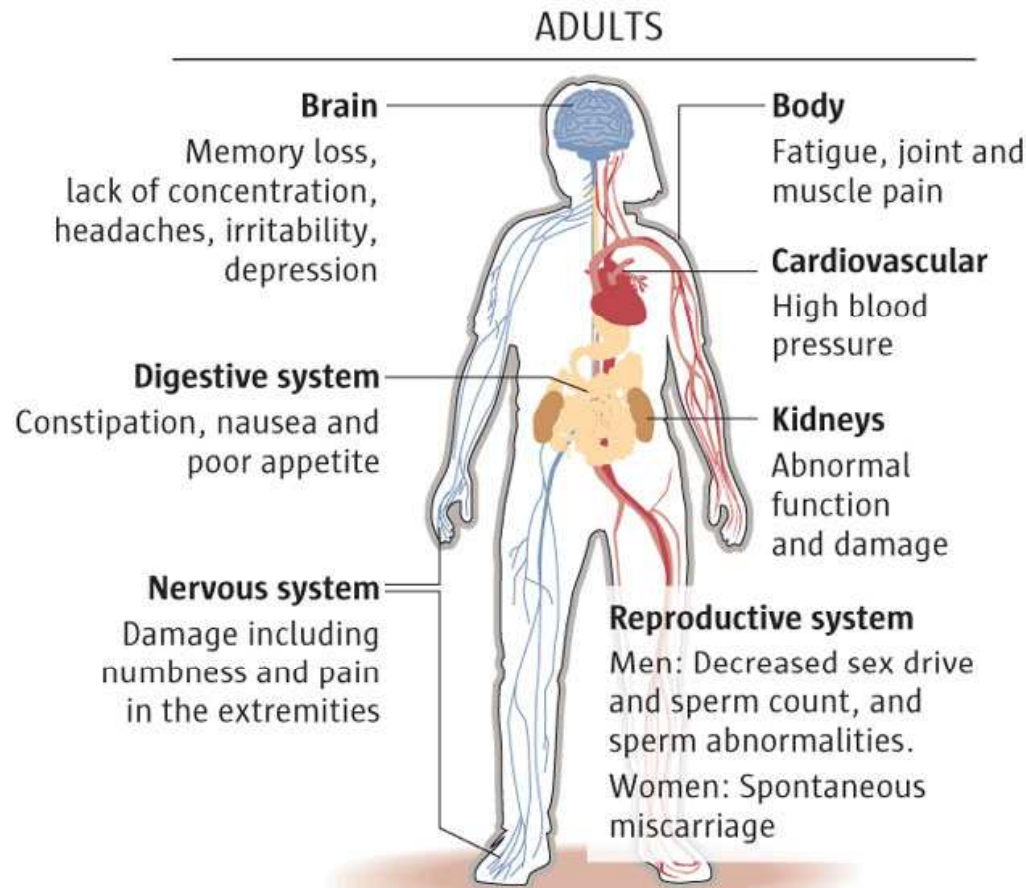


Lead Pollution: transport and cycle

In the atmosphere, lead exists in the particulate form.



Všechny rozpustné sloučeniny olova jsou jedovaté.



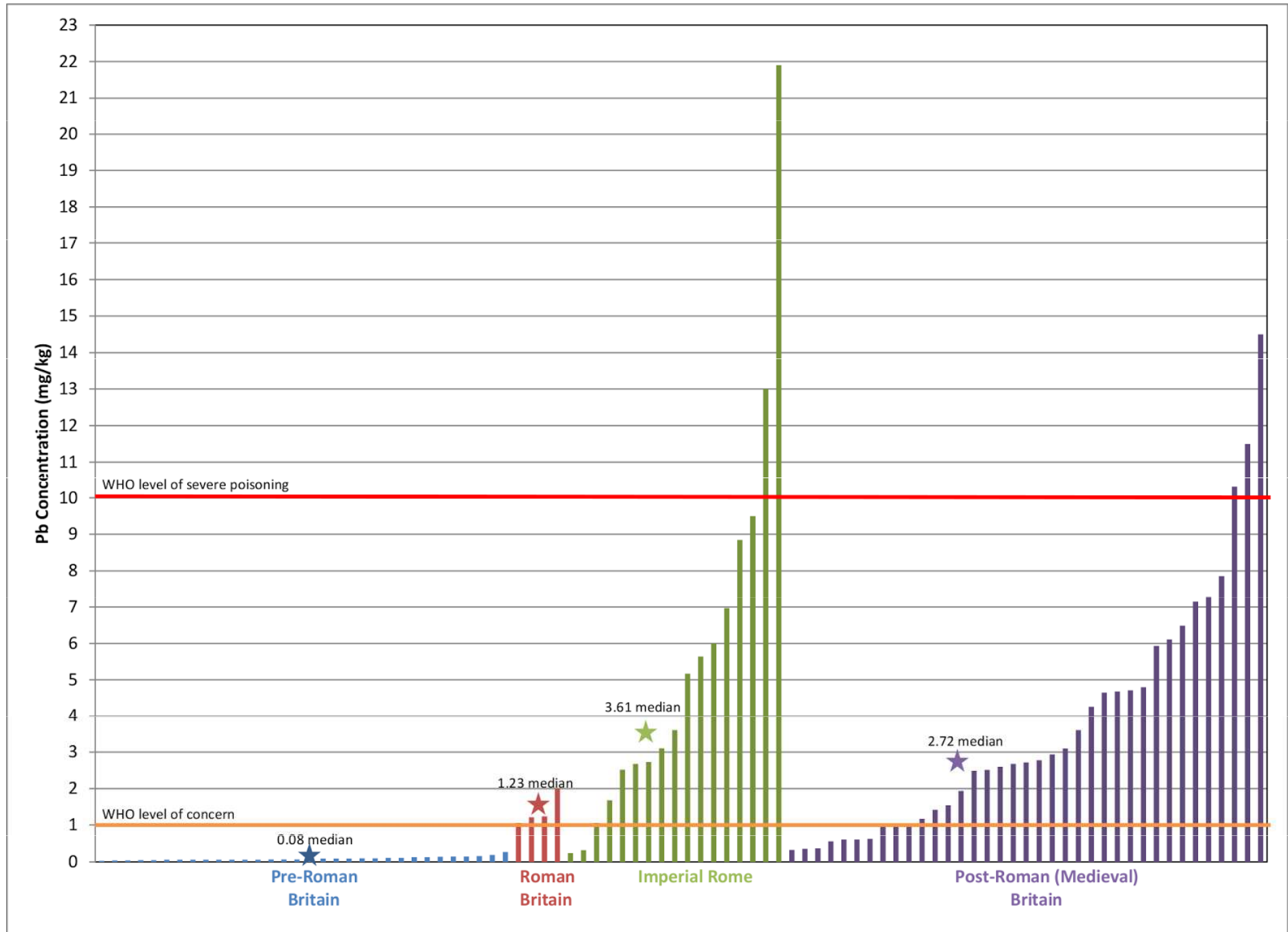
Kontaminace pitné vody olovem z olověných trubek souvisí s její tvrdostí.

Tvrdá voda: vnitřní část potrubí se pokryje vrstvou vodního kamene, ke kontaminaci vody olovem nedochází.

Měkká voda: vnitřní část potrubí je v přímém kontaktu s vodou, ke kontaminaci vody olovem dochází i díky rozpuštěnému CO_2 (kyselina uhličitá).

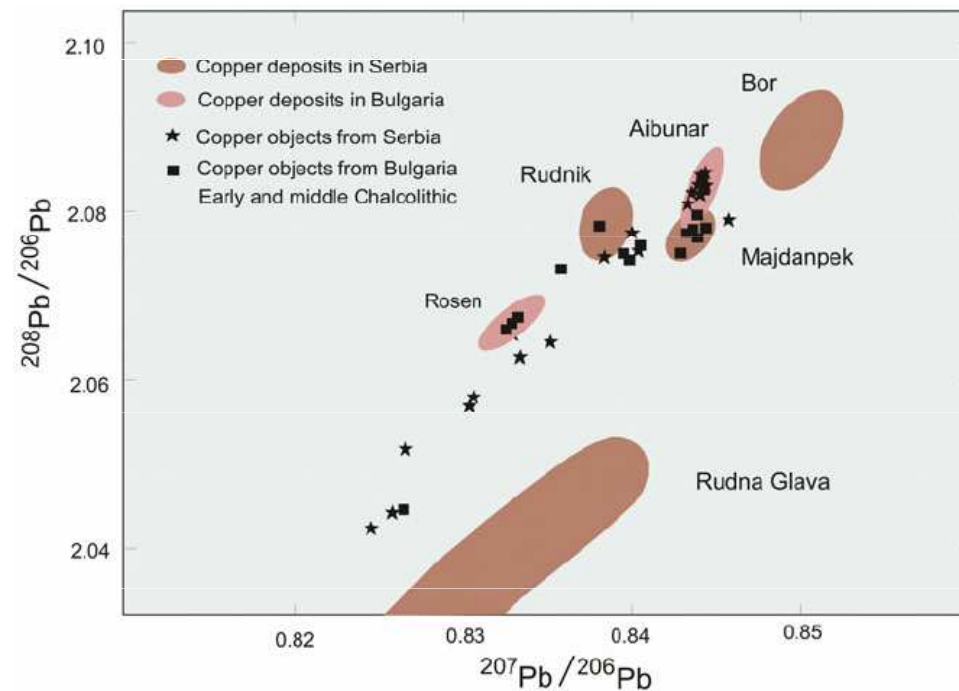
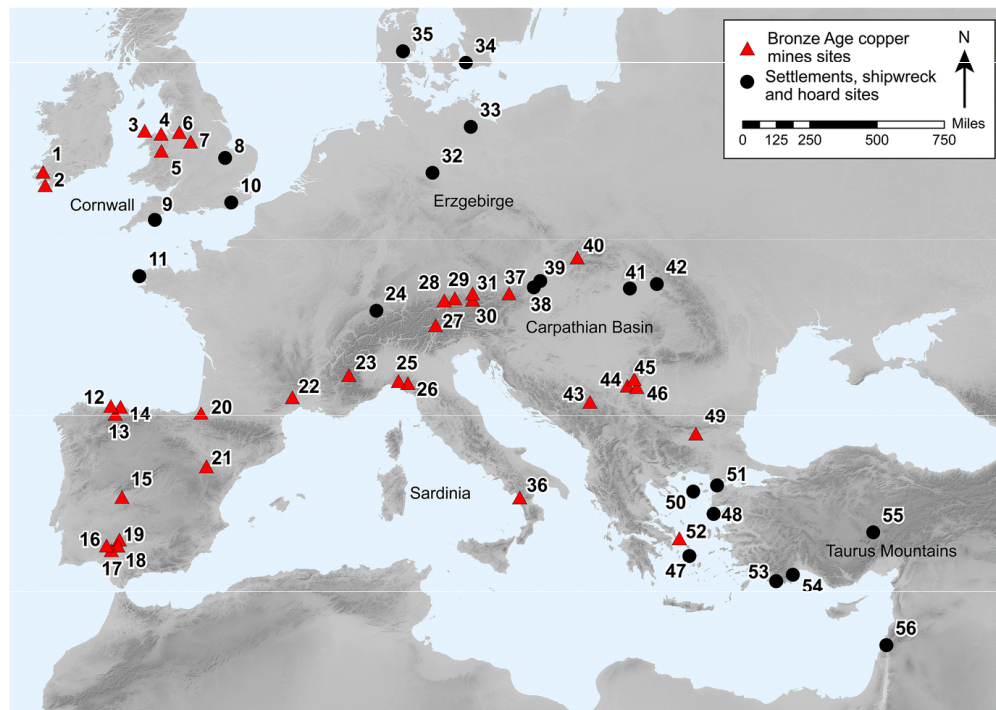


Olovo v kostech



Odhad provenience měděných artefaktů

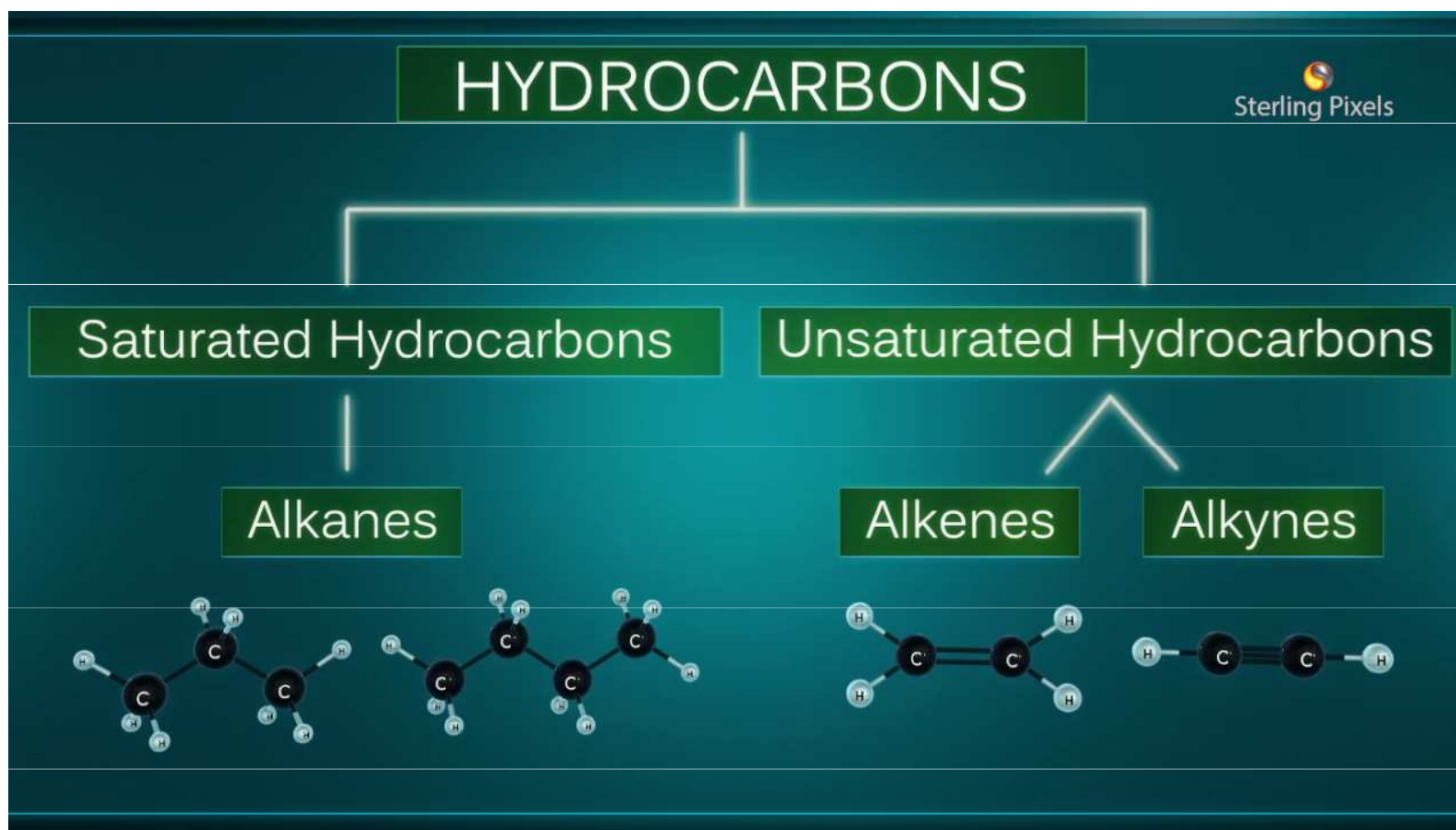
- na základě poměru izotopů olova



Hyridy

Uhlík:

Uhlovodíky a jejich deriváty studuje organická chemie.



REKTIFIKACE ROPY

FRAKČNÍ DESTILACE K ROZDĚLENÍ SMĚSI UHLOVODÍKŮ PODLE TEPLoty
VARU

DESTILACE: ATMOSFÉRICKÁ A VAKUOVÁ

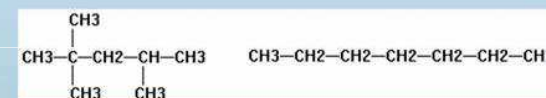
ZAŘÍZENÍ: REKTIFIKAČNÍ KOLONA

FRAKCE:				%
	BENZÍNOVÁ	40 – 180°C	C ₅ – C ₉	20 - 30
	PETROLEJOVÁ	180 – 250°C	C ₉ – C ₁₃	5 - 15
	PLYNOVÉ OLEJE (NAFTA)	250 – 320°C	C ₁₂ – C ₁₆	15 - 25
	MAZACÍ OLEJE	250 – 320°C	C ₁₅ – C ₃₀	
	DESTILAČNÍ ZBYTEK (MAZUT)	NAD 300°C	C ₃₀ – C ₄₀	40 - 50

Krakování ropy je tepelný rozklad uhlovodíků s delším řetězcem na uhlovodíky s kratším řetězcem. Dochází ke štěpení vazeb C-C a vznikají kapalné a plynné uhlovodíky s menším počtem atomů uhlíku v řetězci. Probíhá buď za vysoké teploty, nebo za zvýšené teploty a přítomnosti katalyzátoru.

Oktanová stupnice

100 oktanů 2,2,4-trimethylpentan
(isooktan)
0 oktanů n-heptan

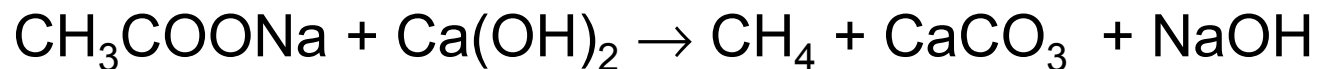


Methan CH₄,

plyn bez barvy a zápachu, v přírodě vzniká rozkladem rostlinných látek za nepřístupu vzduchu (bioplyn), důlní plyn v uhelných dolech (vzniká při samovolné přeměně hnědého uhlí v černé, byl příčinou mnoha důlních neštěstí).

Příprava methanu:

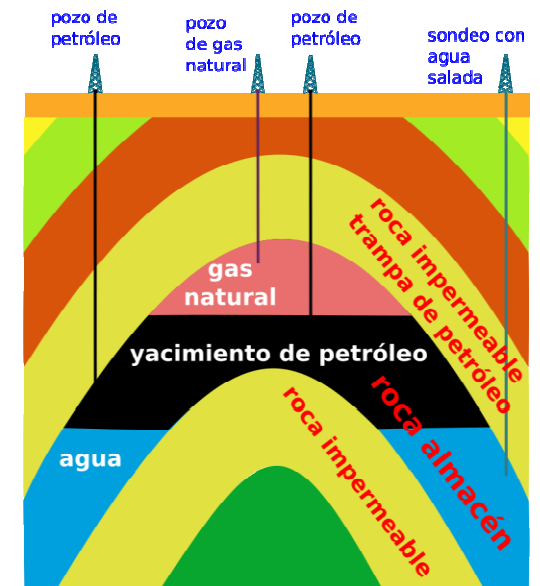
- zahříváním směsi



Zemní plyn je přírodní plynné fosilní palivo. Těží se z porézních sedimentárních hornin podobně jako ropa. Nachází se buď samostatně, společně s ropou nebo černým uhlím.

Složení zemního plynu		
Látka	Chem. vzorec	Podíl [%]
Metan	CH ₄	98,4
Etan	C ₂ H ₆	0,4
Propan	C ₃ H ₈	0,2
Butan	C ₄ H ₁₀	0,1
Kyslík	O ₂	0,006
Dusík	N ₂	0,81
Oxid uhličitý	CO ₂	0,1
Síra	S	0,2 mg.m ⁻³

Rusko



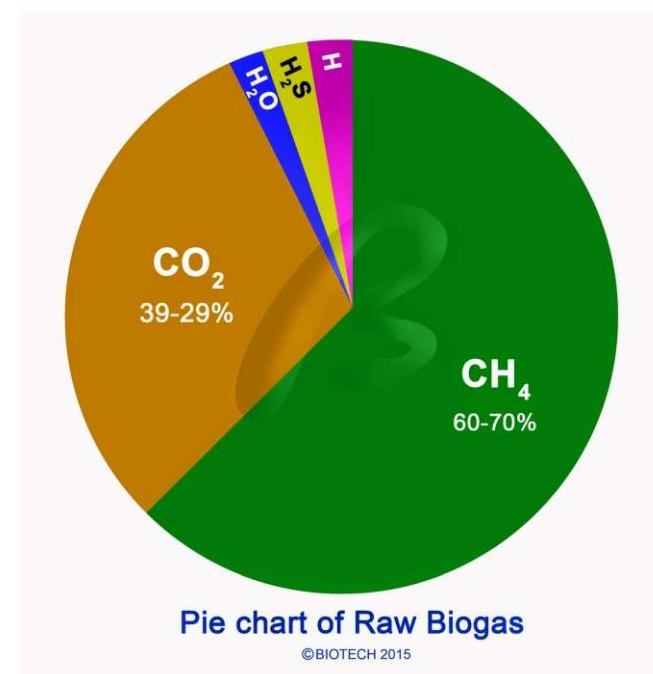
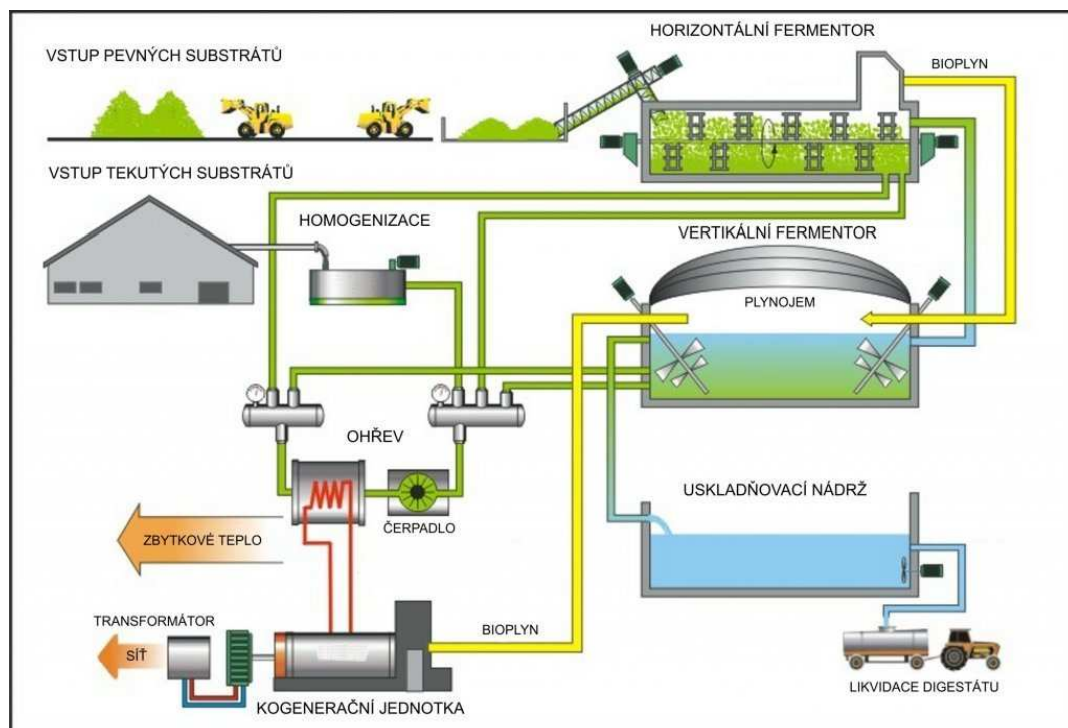
Karbonizační (koksárenský) plyn se zpracovává (odstraněním amoniaku NH_3 , benzenu C_6H_6 , naftalenu C_{10}H_8 aj.) na **svítiplyn**. Ten se dříve využíval pro svícení (odtud název, plynové osvětlení využívala mnohá města v 19. a 20. století) či pro vaření (plynové sporáky). Kvůli přítomnosti jedovatého oxidu uhelnatého CO ve svítiplynu (cca 5 %) byl nahrazen zemním plynem. Dnes se stále koksárenský plyn využívá v chemických provozech buď jako palivo, nebo se dále zpracovává na řadu základních chemických látek (methanol, methylamin, ethylen a další).

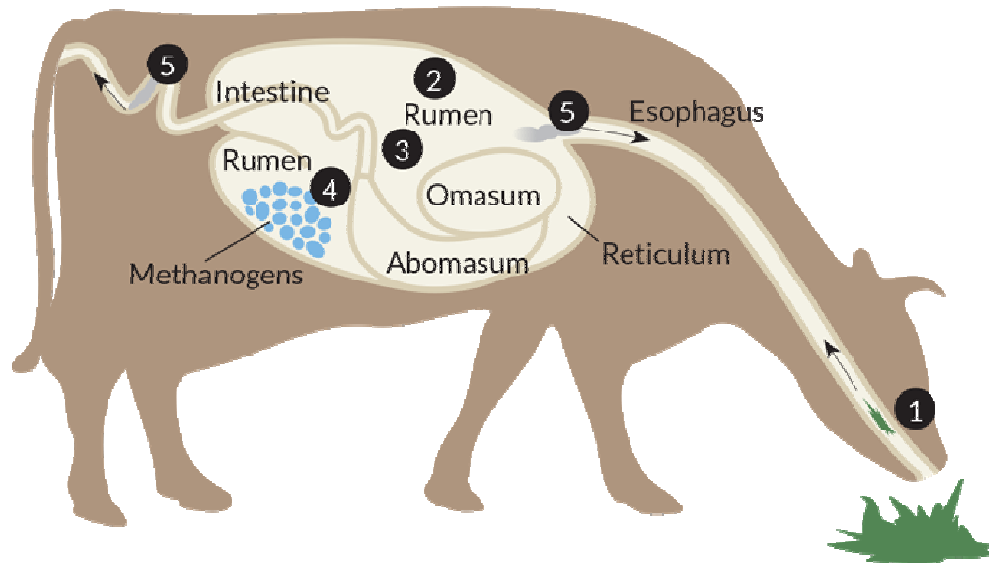


Bioplyn je plyn produkovaný během anaerobní digesce organických materiálů a skládající se zejména z methanu (CH_4) a oxidu uhličitého (CO_2).

Výskyt

- v přirozených prostředích (mokřady, sedimenty, trávicí ústrojí - zejména u přežvýkavců)
- v zemědělských prostředích (rýžová pole, uskladnění hnoje a kejdy)
- v odpadovém hospodářství (na skládkách odpadů - skládkový plyn, na anaerobních čistírnách odpadních vod (ČOV), v **bioplynových stanicích**).





① Plant material in → ② Bacterial digestion/fermentation → ③ H₂ CO₂ → ④ Methanogens → ⑤ CH₄ out



Pšoukající krávy vyhodily do povětří kravín. Stačila jedna jiskra



Německou vesničkou Rasdorf otřásl v pondělí výbuch. Viníkem bylo devadesát nadmutých krav, které kravín naplnily metanem. Dílo zkázy dokonil elektrický výboj.

Plyn se nahromadil v uzavřeném prostoru, což podle policie způsobilo výbuch, píše BBC. „Explozi vyvolal výboj statické elektřiny,“ cituje policejní prohlášení Reuters.

Kontroloři na farmě odebrali vzorky plynů, aby je otestovali a vyloučili tak možnost dalšího výbuchu, informují místní média. Při explozi byla poničena střecha kravína a jedna kráva utrpěla zranění.

Jedna kráva denně vyprodukuje přibližně 500 litrů metanu. Metan patří mezi skleníkové plyny a chov krav má tak podíl na znečišťování životního prostředí.

Skot kromě metanu produkuje i velké množství amoniaku, jehož reakce s vodou vede ke vzniku kyselého amoniového kationtu. To v důsledku vede k okyselení půdy. Vědci proto vymýšlí způsoby, jak plyny produkované skotem zužitkovat a vytvořit z nich ekologické palivo ([více čtěte zde](#)).

Zdroj: iDNES.cz

FLATULENCE TAX



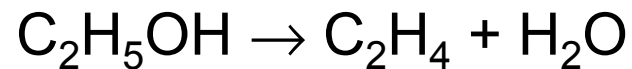
	COW	SHEEP
Example herd size	500	3,000
Methane produced*	63,875,000	21,900,000
CO ₂ produced*	273,750,000	82,125,000
Tax per litre	\$0.046	\$0.0003
Tax per farmer	\$300	\$300

*- Litres per year

Ethen (ethylen) C₂H₄

- bezbarvý plyn charakteristického zápachu, důležitá surovina chemického průmyslu, výroba dnes převážně z ropy (krakováním benzinových frakcí) nebo zemního plynu

Příprava: z etanolu zahříváním s konc. H₂SO₄:



= nejjednodušší rostlinný hormon (urychluje zrání ovoce a zeleniny)



Increase ethylene

Fruits

- Low soil N content
- High soil N content

Leaves

- Low leaf N content
- Leaf yellowing induced by N deficiency

Roots

- High or low N content
- Hypoxia and low N

Decrease ethylene

Flowers

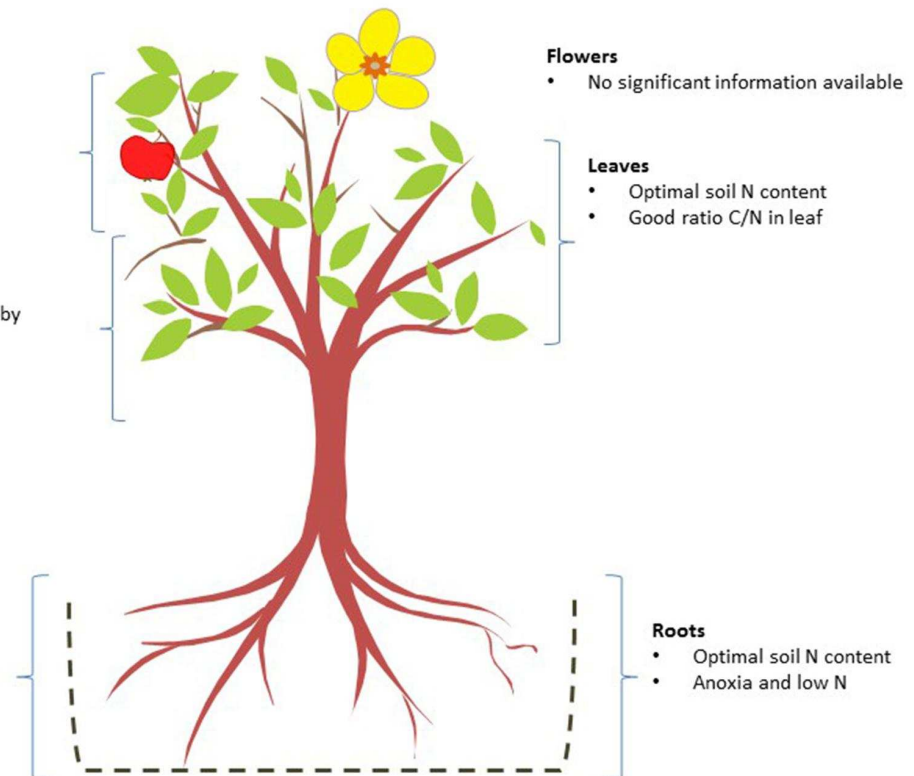
- No significant information available

Leaves

- Optimal soil N content
- Good ratio C/N in leaf

Roots

- Optimal soil N content
- Anoxia and low N

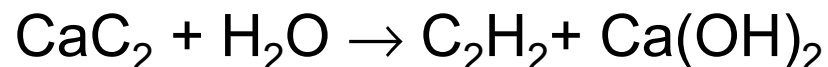


Ethin (acetylen) C₂H₂

- bezbarvý jedovatý plyn, vlivem nečistot má nepříjemný zápach; hoří svítivým plamenem

Příprava C₂H₂:

- reakcí CaC₂ s H₂O:



- krakováním uhlovodíků

- komerčně se dodává v tlakových lahvích (označené bílým pruhem) v nichž je pod tlakem 1,5 MPa rozpuštěn v acetonu adsorbovaném na křemelině (C₂H₂ stlačený, popř. zkapalněný exploduje často bez zjevné příčiny).

Použití:

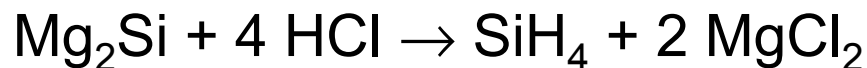
organická syntéza („Reppeho chemie“)

kyslíko-acetylenové autogenní svařování a řezání

Křemík

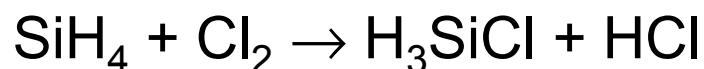
Silany $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ - analoga alkanů, avšak podstatně méně stálé, monosilan a disilan jsou plyny, trisilan a tetrasilan kapaliny, vyšší silany tuhé látky

Příprava, např.:

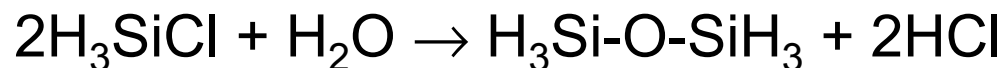


= silná reduk. činidla, na vzduchu silany samozápalné (výjimka je monosilan)

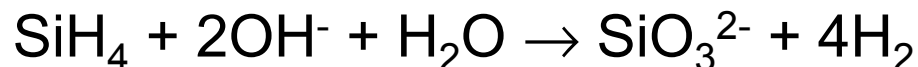
- s halogeny reagují explozivně, za katal. účinku AlCl_3 lze získat halogensilany:



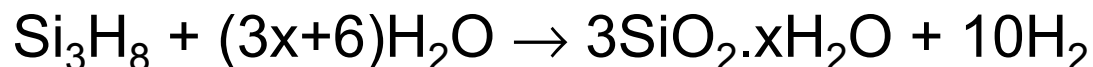
- halogensilany se vodou rozkládají na siloxany, látky podobné etherům:



- silany v alk. roztoku hydrolyzují:



- s vodou reagují za vzniku gelu kys. křemičité:



Germanium:

- existují germany (germanovodíky), látky složením i vlastnostmi podobné silanům, ale méně těkavé a méně stálé vůči zásaditým roztokům

Cín:

Stannan SnH_4 - nestálý, jedovatý plyn

Olovo:

Plumban PbH_4 - nestálý, jedovatý plyn

Karbidy

- binární sloučeniny uhlíku s elektropozitivními prvky, tuhé, netěkavé látky, podle charakteru vazby mezi uhlíkem a kovem.

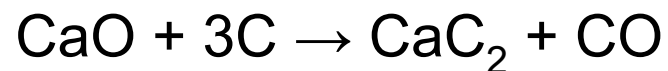
		Carbon affinity										Carbide type		Structure					
		A Strong		A Weak		Covalent		Saline		Metallic		Simple		Complex		Only under extreme conditions			
1	1	H	2											13	14	15	16	17	18
2	1	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	2	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	3	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	4	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	5	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

1) Karbidy iontové:

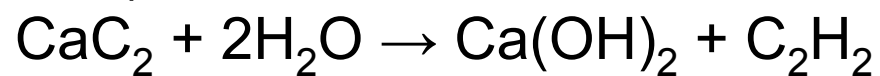
- pouze s nejvíce elektropozitivními kovy, v kryst. mřížce se vyskytuje acetylidová skupina C_2^{2-} . Lze je považovat za soli acetyleny C_2H_2 (acetylidy), hydrolyzují se za uvolnění acetyleny.

Acetylid vápenatý (karbid vápenatý)

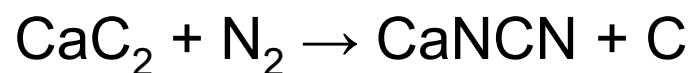
se průmyslově vyrábí z koksu, uhlí a oxidu vápenatého při vysoké teplotě (cca 2 000 °C) bez přístupu vzduchu v elektrické obloukové peci.



Výroba ethynu (acetylenu)

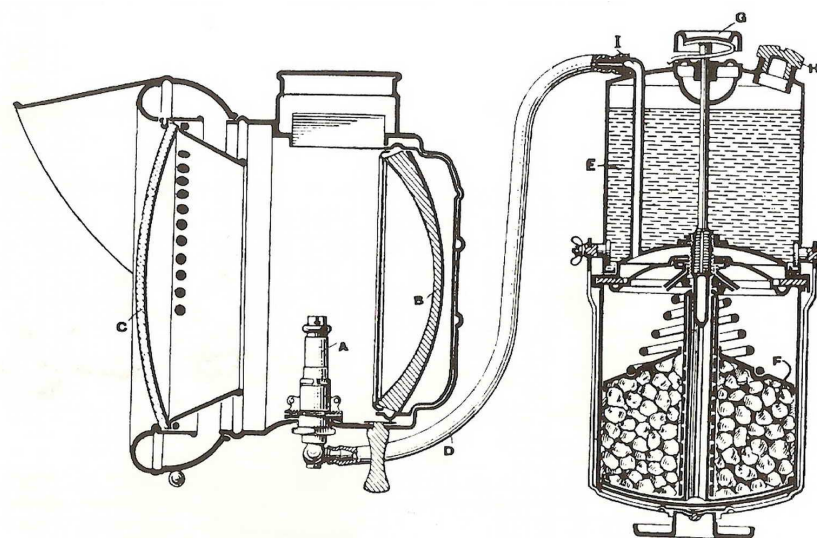


Výroba dusíkatého vápna



V ocelářství odsíření železa a jako redukční činidlo

Acetylenová lampa



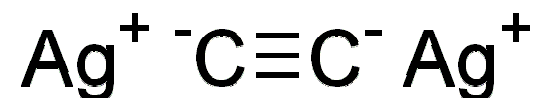
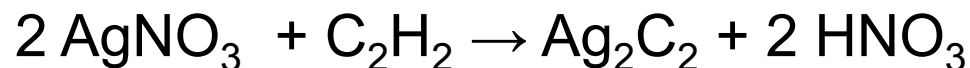
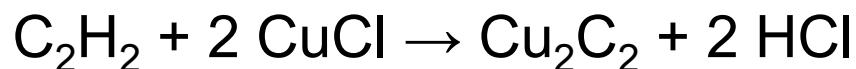
2) Karbidy kovalentní :

- např. Cu_2C_2 , Ag_2C_2 apod.
- karbidy nehydrolyzují, některé z nich jsou **explozivní**

Z tohoto důvodu se nedoporučuje pracovat s plynným acetylenem přítomnosti kovů jako jsou rtuť (Hg), stříbro (Ag) a měď (Cu) nebo jejich slitin (mosaz, bronz, slitiny stříbra). Z téhož důvodu by neměly být kohouty u tlakových nádob s acetylenem mosazné.

Příprava:

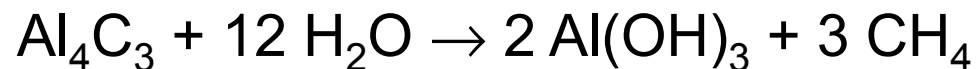
zaváděním acetylenu do roztoků solí (produkty jsou nerozpustné ve vodě)



3) Polymerní karbidy s tetraedricky koordinovaným atomem uhlíku C^{IV}:

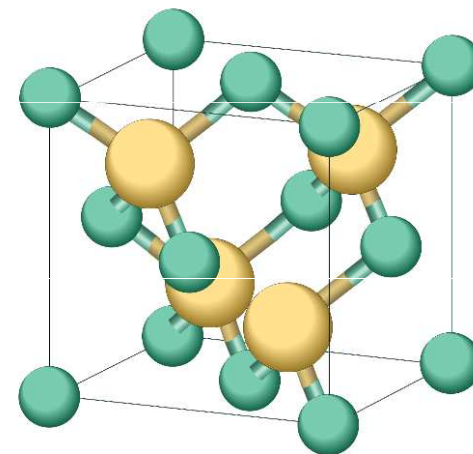
- prostorová síť vazeb
- formálně soli methanu s málo elektropoz. kovy
- neobyčejně tvrdé, těžkotavitelné a málo reaktivní.

Některé karbidy schopné se za horka hydrolyzovat:



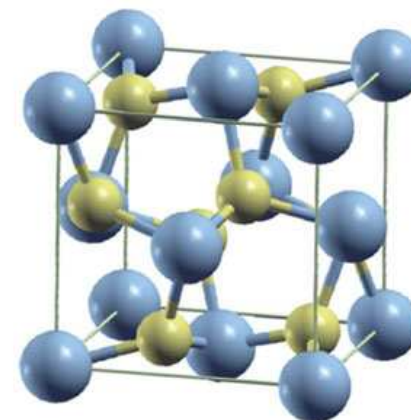
Karbid křemičitý (karborundum) SiC

- velmi tvrdý, brusný materiál: brousky, brusné kotouče, brusný (smirkový) papír.



Karbid wolframu WC

- velmi tvrdý, obráběcí a chirurgické nástroje.



4) **Karbidy s intersticiálními (vmezeřenými) atomy uhlíku:**

např. TiC, VC, MoC apod.

- krystalové mřížky těžších kovů schopné přijímat do meziatomových dutin malé atomy uhlíku
- většinou nestechiometické, těžkotavitelné, tvrdé látky.

Silicidy

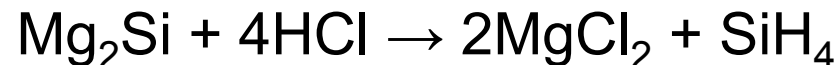
V silicidech se vyskytují různé vazby od vodivých kovových struktur po kovalentní či iontové. Atomy křemíků mají ve struktuře silicidů rozmanité postavení, a to jako:

1. *samostatné atomy křemíku*, které existují v elektricky vodivých silicidech mědi (Cu_5Si), vanadu, chromu a manganu ($(\text{V,Cr,Mn})_3\text{Si}$), železa (Fe_3Si), manganu (Mn_3Si), a v nevodivých silicidech $(\text{Mg,Ge,Sn,Pb})_2\text{Si}$, $(\text{Ca,Ru,Ce,Rh,Ir,Ni})_2\text{Si}$
2. *křemíkové dvojice Si_2* , které existují v silicidech uranu (U_3Si_2), hafnia a thoria

3. *křemíkové tetraedry* Si_4 , které existují v silicidech draslíku (KSi), rubidia (RbSi) a cesia (CsSi)
4. *křemíkové řetězce* Si_n , které existují v silicidech uranu (USi), titanu, zirkonia, hafnia, thoria, ceru a plutonia (Ti, Zr, Hf, Th, Ce, Pu)Si, vápníku (CaSi), stroncia (SrSi) a yttria (YSi)
5. *rovinné hexagonální grafitu podobné vrstvy atomů Si*, které existují u silicidu uranu β -USi₂ a u silicidů lanthanoidů a dalších aktinoidů a ve zvrásněné podobě u silicidu vápníku CaSi₂
6. *otevřené trojrozměrné skelety atomů Si*, které existují v silicidech stroncia SrSi₂, thoria ThSi₂ a uranu α -USi₂

Silicid hořečnatý Mg₂Si

- černá krystalická látka, s kyselinou chlorovodíkovou reaguje za vzniku silanu:



Používá se na laboratorní výrobu silanu a dá se používat i na výrobu jiných silicidů.

Halogenidy

Uhlík

- stálost, těžavost a energie vazby C-X halogenidů uhličitých, klesá od fluoridu k jodidu.
- halogenidy uhličitě nepodléhají hydrolytickému rozkladu

Tetrafluormethan (fluorid uhličitý) CF_4

- bezbarvý, velmi stálý plyn

Tetrachlormethan (chlorid uhličitý) CCl_4 ,

- nehořlavá kapalina, nepolární rozpouštědlo
- fotochemicky se snadno štěpí na radikály:



Freony (halony)

Hexafluorbenzen (C_6F_6) – standard pro NMR spektrometrii

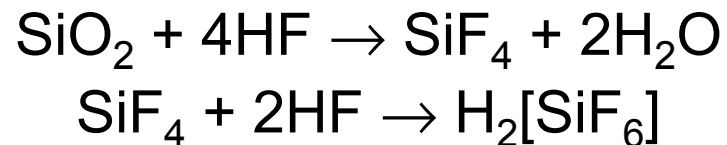
Hexabrombenzen (C_6Br_6) – retardant hoření

Hexachlorbenzen (C_6Cl_6) – jed, karcinogen

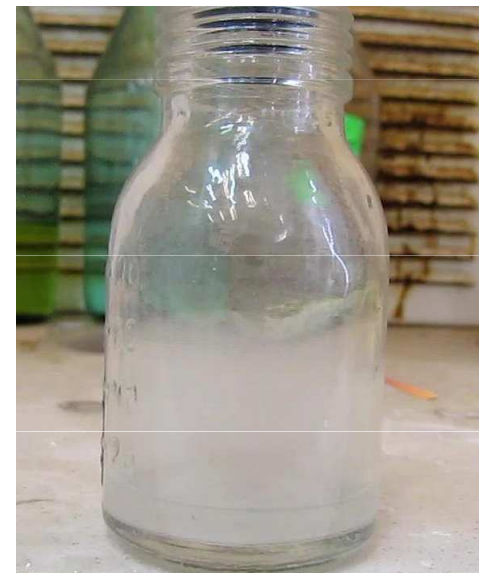
Křemík

- halogenidy křemičité a tetrahalogenidy dalších prvků skupiny podléhají hydrolýze SiX_4 (X = halogen)
- fluorid (plyn), chlorid a bromid (kapaliny), jodid (tuhá kryst. látka), všechny halogenidy bezbarvé, ve vodě hydrolyzují:
$$\text{SiX}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SiO}_2 + 4\text{HX}$$
- v nadbytku halogenidových aniontů výraz. tendence k tvorbě komplexů typu MX_6^{2-} (především u fluoridů)

Fluorid křemičitý SiF_4 a kys. hexafluorokřemičitá $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ vznikají např. při leptání skla :

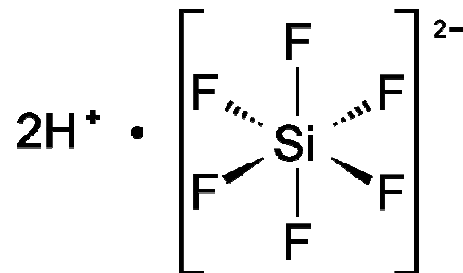


Z tohoto důvodu se kyselina fluorovodíková nesmí přechovávat ve skleněných či křemenných nádobách.

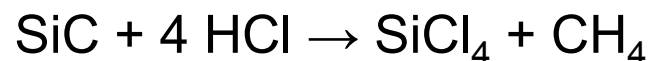


Kyselina hexafluorokřemičitá

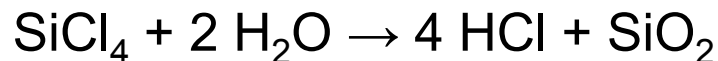
- silná kyselina, vylučuje se z vodných roztoků jako dihydrát
- soli, hexafluorokřemičitany mají antiseptické vlastnosti



Chlorid křemičitý (tetrachlorsilan) je bezbarvá těkavá kapalina. Připravuje se chlorací řady sloučenin křemíku, jako je například ferosilicium, karbid křemíku nebo směs oxidu křemičitého a uhlíku:



Chlorid křemičitý reaguje s vodou:

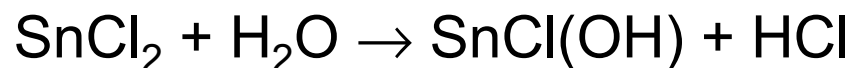


Velmi čistý chlorid křemičitý se používá na výrobu fotovoltaických článků.

Halogenidy germania, cínu a olova

- halogenidy typu MX_4 ale i MX_2 , dihalogenidy mají výrazný podíl iontové vazby a obecně jsou méně těkavé než tetrahalogenidy

Halogenidy **germanaté** a především **cínaté** jsou důležitá redukční činidla, podléhají hydrolyze, např. cínatá sůl hydrolyzuje:



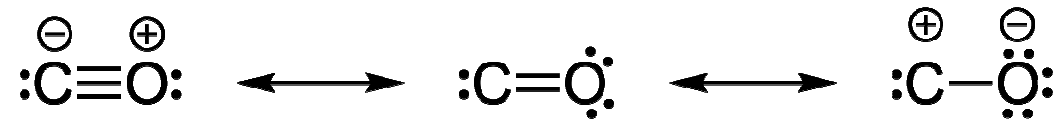
Halogenidy **olovičité** jsou oxidoredukčně nestálé, PbBr_4 a PbI_4 neexistují (oxidační působení Pb^{IV}), halogenidy **olovnaté** jsou stálé, krystalické, bezbarvé (kromě žlutého PbI_2) málo rozpustné látky

Oxosloučeniny

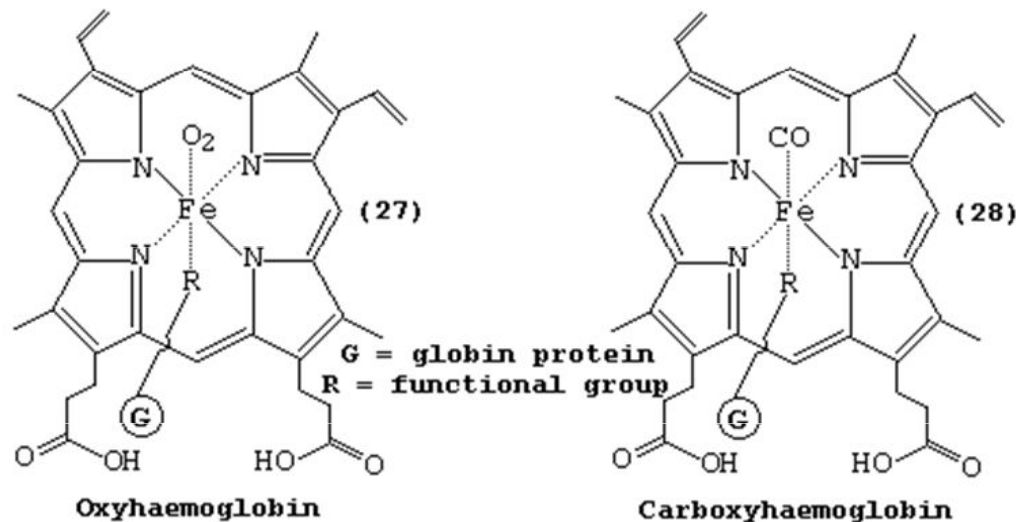
Uhlík:

Oxid uhelnatý CO

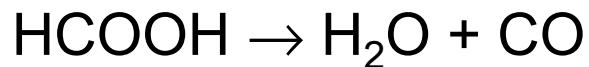
- jedovatý, bezbarvý plyn, bez zápachu, spalováním organických sloučenin v nedostatku kyslíku



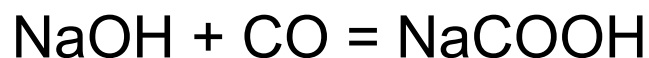
prudce jedovatý - pevně se koordinuje na Fe v protoporphyrinu IX (hemové skupině) hemoglobinu a blokuje přenos kyslíku (působení obdobné HCN)



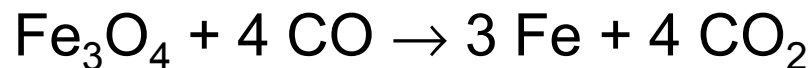
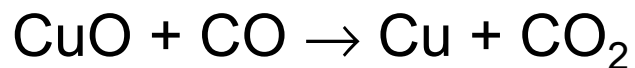
Příprava: přikapávání HCOOH do horké konc. H₂SO₄:



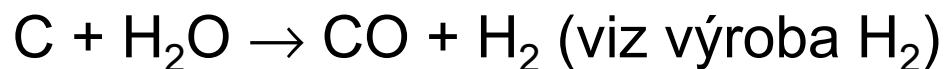
- ve vodě málo rozpustný, s roztoky hydroxidů reaguje za vzniku mravenčanů:



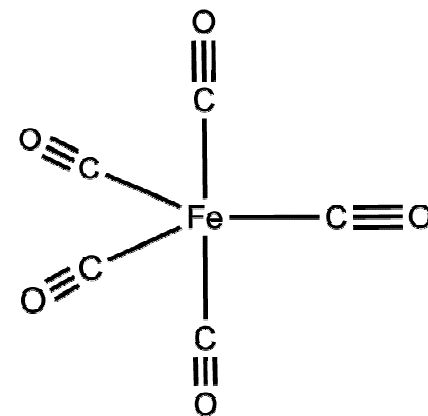
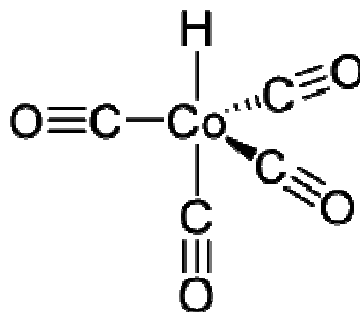
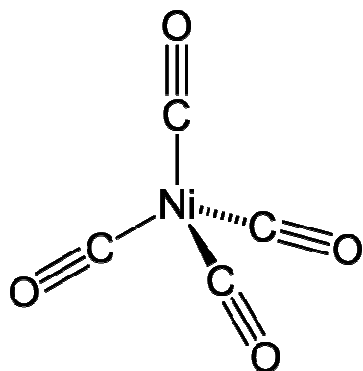
CO má výrazné reduk. vlastnosti:



- součást tzv. vodního plynu, vyrábí se vedením vodní páry přes rozžhavený koks:



- za zvýšené teploty reaguje s přechodnými kovy za vzniku karbonylů kovů M(CO)_x



Ďáblův hřbitov

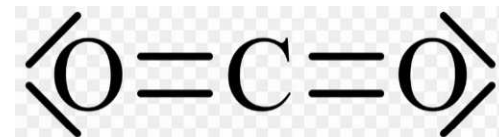
Objeven roku 1908, nachází se nedaleko vesnice Kova v Krasnojarské oblasti na Sibiři. Místo bylo prakticky bez vegetace, pokryto mrtvými těly ptáků a dalších živočichů, která se nerozkládala. Lidé kteří na toto místo vstoupili cítili závrať a žaludeční nevolnost. Měření prokázala nízké koncentrace kyslíku a především vyšoké koncentrace oxidu uhelnatého. Jde zřejmě o důsledek podzemního požáru uhelné sloje, iniciované nejspíš dopadem Tunguzského meteoritu.



Oxid uhličitý CO₂

- bezbarvý plyn nakyslého štiplavého zápachu a slabě kyselé chuti, těžší než vzduch

CO₂ je anhydridem H₂CO₃:



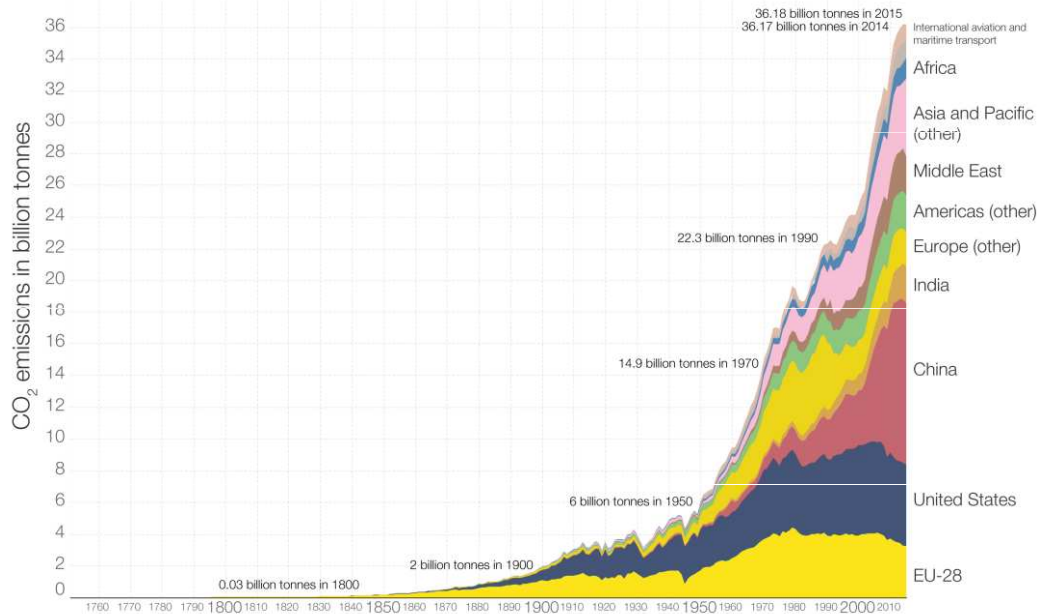
Lze jej snadno zkapalnit a převést do tuhého stavu
- tzv. **suchý led**.



Výskyt - v atmosféře a v minerál. vodách, hromadění v atmosféře jednou z příčin tzv. skleníkového efektu ("*greenhouse effect*"), tepelná kapacita oxidu uhličitého je 6× vyšší v porovnání se vzduchem samotným;

Global CO₂ emissions by world region, 1751 to 2015

Annual carbon dioxide emissions in billion tonnes (Gt).



Data source: Carbon Dioxide Information Analysis Center (CDIAC); aggregation by world region by Our World In Data. The interactive data visualization is available at OurWorldinData.org. There you find the raw data and more visualizations on this topic.

Licensed under CC-BY-SA.

World CO₂ emissions

Figure 1. CO₂ emissions by sector

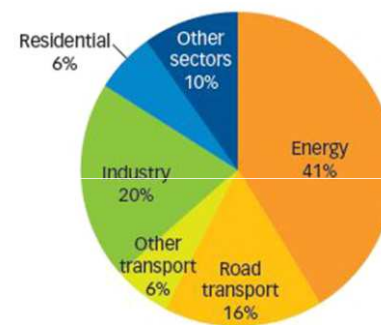
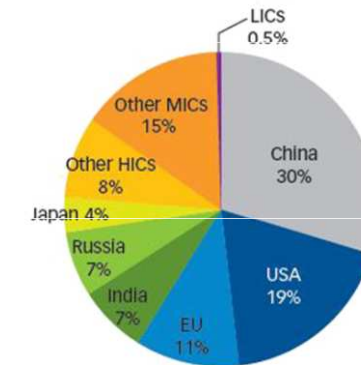


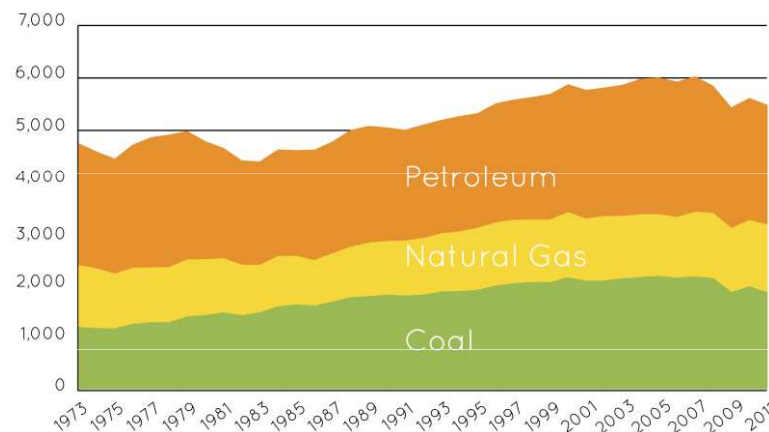
Figure 2. Energy-related CO₂ emissions by country



IEA 2012

Carbon Dioxide Emissions from Fossil Fuels

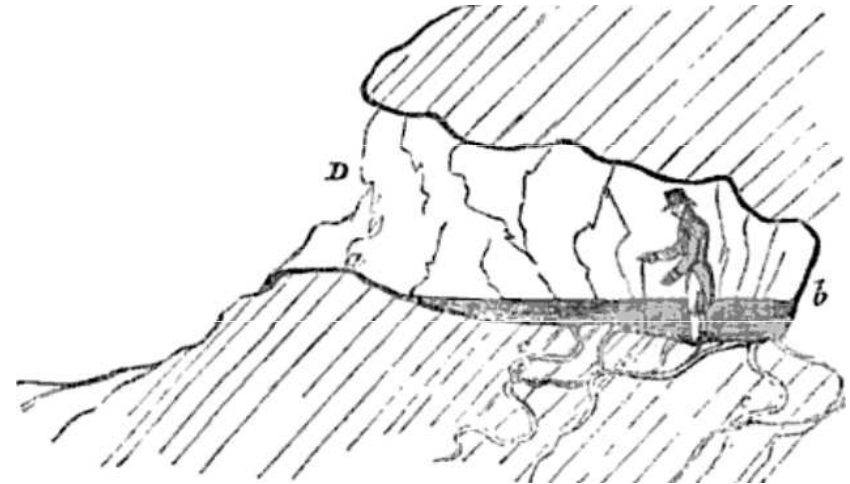
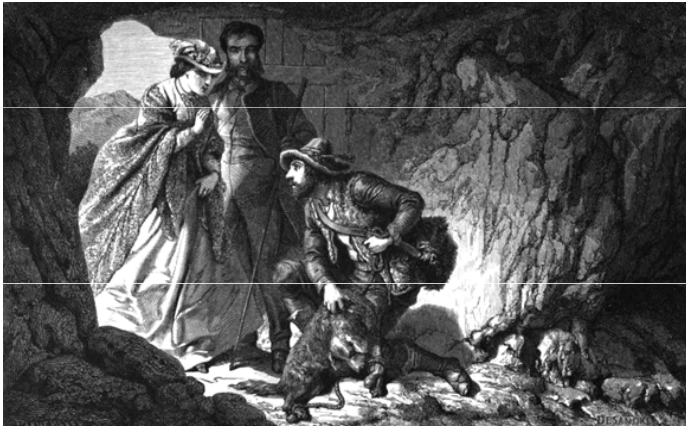
(million metric tons)



Source: Energy Information Administration, Monthly Energy Review, Table 12.1 http://www.eia.gov/totalenergy/data/monthly/pdf/sec12_3.pdf

Grotta del cane (Pozzuoli, Neapolsko)

- uvnitř jeskyně se nachází fumarola z níž se uvolňuje CO_2 vulkanického původu. CO_2 má vyšší hustotu než vzduch a proto se akumuluje v hlubších částech jeskyně. Proto v jeskyni hynou drobní živočichové.



Jezero Nyos (SZ Kamerun)

dne 21. 8. 1986 zde došlo k limnické erupci cca 100 000–300 000 t (uvádí se až 1.6M t) CO_2 . Plyn vytěsnil vzduch v okruhu cca 25 km od jezera. V okolních vesnicích zahynulo 1 746 lidí a 3 500 kusů dobytka.

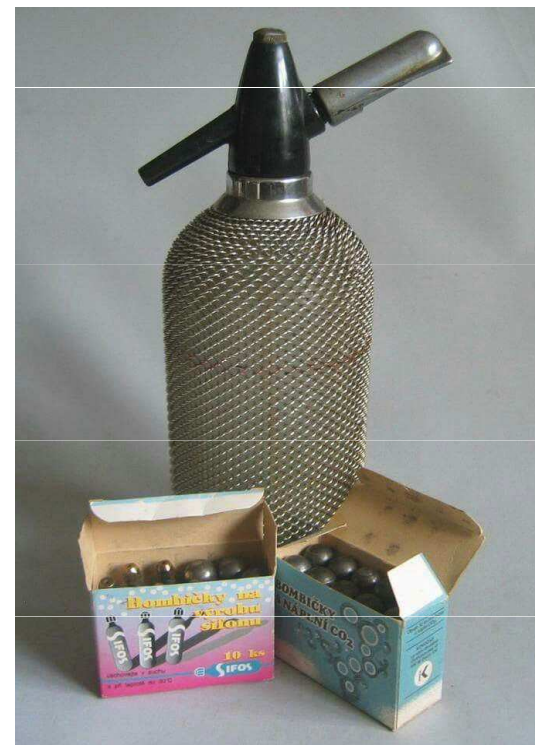
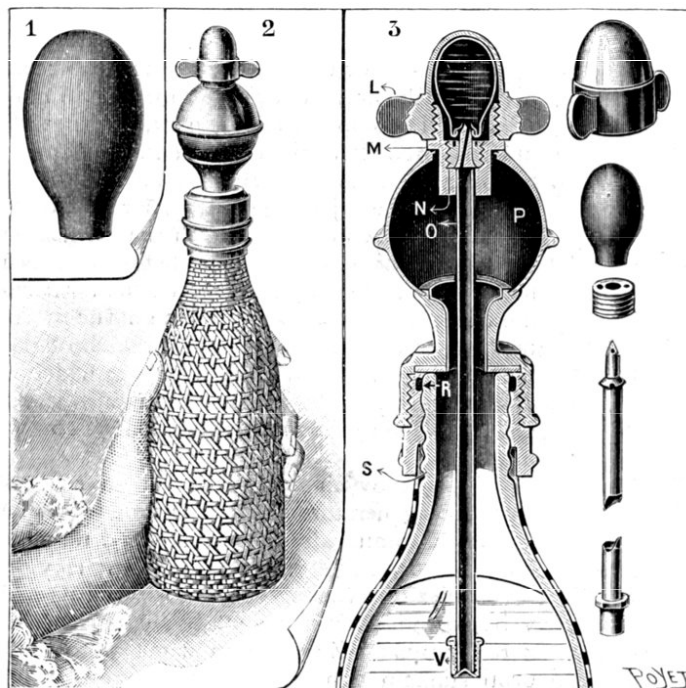


Výroba:
tepelným rozkladem vápence



Kyselina uhličitá H_2CO_3

- slabá kyselina; při rozpouštění CO_2 ve vodě pouze menší část CO_2 zreaguje na kyselinu, větší část molekul rozpuštěného CO_2 zůstane v roztoku ve formě hydratovaných molekul.



Uhličitany a hydrogenuhličitany

- uhličitany alkalických kovů kromě Li_2CO_3 dobře rozpustné ve vodě, ostatní uhličitany málo rozpustné.
- uhličitany alkalických kovů reagují ve vodě alkalicky v důsledku hydrolytické rovnováhy:
$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$
- připravují se zaváděním CO_2 do roztoků hydroxidů
- hydrogenuhličitany obecně rozpustnější, známy jen u nejelektropozitivnějších kovů

Uhličitan sodný Na_2CO_3

soda, soda na praní, kalcinovaná soda, = bílý prášek, ve vodě se snadno rozpouští za uvolnění hydratačního tepla. Krystalizací za laboratorní teploty lze získat tzv. krystalovou sodu ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Soda se používá při výrobě skla, papíru a detergentů. Časté je i použití jako prostředku pro vytvoření zásaditého prostředí.

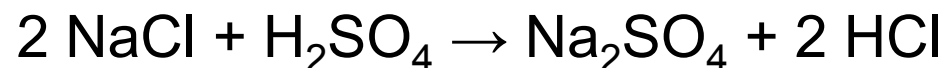
V domácnosti je soda používána jako změkčovač vody (váže ionty hořčíku a vápníku za vzniku nerozpustných uhličitanů).

Soda je také používána ve fotografických procesech jako pH regulátor k zajištění stabilního zásaditého prostředí nutného pro správnou funkci vývojek.

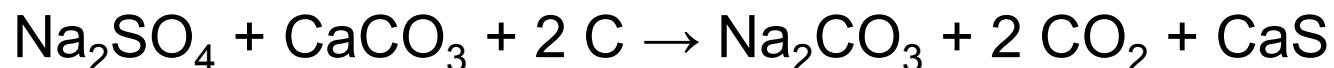
Výroba:

Leblancův postup

Na chlorid sodný se působí koncentrovanou kyselinou sírovou



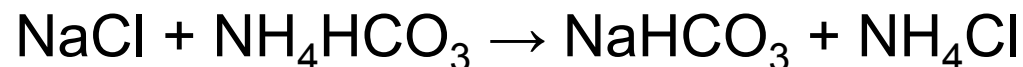
Síran sodný se poté smísí s vápencem a uhlím a taví se v peci:



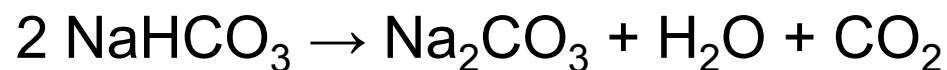
Z vychladlé taveniny je poté uhličitan sodný vyloužen vodou.

Solvayův postup

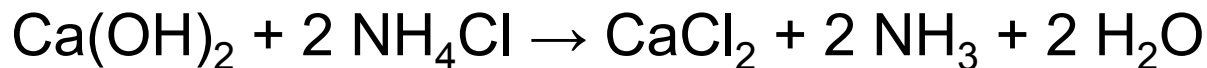
Reakcí hydrogenuhličitanu amonného a chloridu sodného ve vodném roztoku vzniká poměrně málo rozpustný hydrogenuhličitan sodný :



Technicky se postupuje tak, že se do téměř nasyceného roztoku NaCl zavádí nejprve amoniak a poté oxid uhličitý. Vzniklý hydrogenuhličitan sodný se odfiltruje a zahříváním (kalcinací) převede na uhličitan sodný (kalcinovanou sodu):



Takto získaný oxid uhličitý se znovu odvádí zpět do výroby. Vzniklý chlorid amonný je podroben reakci s hydroxidem vápenatým za vzniku odpadního chloridu vápenatého a uvolnění amoniaku který je znovu použit ve výrobě.



Výroba z trony

minerál trona, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, byl objeven r. 1937. Výroba z trony je ekologická, investičně málo náročná a poskytuje levný produkt. Výroba sody z trony kryje přibližně 30 % její celosvětové spotřeby.(USA, Keňa, Turecko). V USA jsou dnes v provozu jen čtyři Solvayovy jednotky a většina sody je vyráběna z trony. V Evropě, kde není trona k dispozici, se vyrábí soda stále Solvayovým postupem.



Natron obsahuje 4 % Na_2CO_3 a 25 % NaHCO_3 , vyskytuje se ve vyprahlých oblastech, obzvláště na místech vyschlých jezer v Egyptě. Soda z těchto zdrojů byla již v pradávných dobách používána v Egyptě k mumifikaci a k výrobě skla.

Hydrogenuhličitan sodný (NaHCO₃)

jedlá soda, soda bicarbona, je bílý prášek rozpustný ve vodě za vzniku roztoku se zásaditým pH.

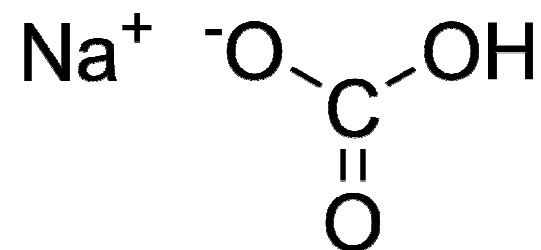
- součást kypřících prášků do pečiva a šumivých prášků do nápojů (E500).
- součást náplně práškových hasicích přístrojů.
- antacidum při překyselení žaludku („pálení žáhy“). Ze stejného důvodu bývá součástí krmných směsí pro zvířata. Zlepšuje bachorovou výkonnost, stabilizuje pH bachoru snížením kyselosti prostředí.

Hydrogenuhličitan sodný je prekurzorem pro výrobu sody (Na₂CO₃) tzv. Solvayovým procesem:



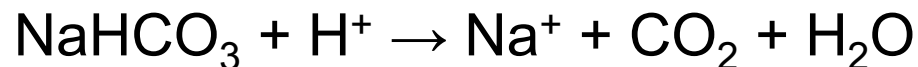
Dá se také použít pro bělení zubů, neutralizaci poleptání kyselinou, pro změkčení potravin vařených ve vodě, jako čistící prostředek v domácnosti, k pohlcení nežádoucích pachů, ...

Jeho tepelný rozklad probíhá podle reakce:



Kypřicí prášek (prášek do pečiva) funguje na principu uvolňování oxidu uhličitého do těsta acidobazickou reakcí, čímž vznikají v těstě bublinky a to se tak nakypřuje. Skládá ze zdroje oxidu uhličitého (typicky hydrogenuhličitan sodný), jedné nebo více kyselých solí a plnidla (škrob). Inertní škrob slouží k pohlcování vlhkosti a umožňuje také lepší sypání a promíšení s dalšími složkami těsta (prášek se také přesněji odměřuje, protože má větší objem).

Reakci lze popsat jako kyselinou aktivovaný rozklad hydrogenuhličitanu:



Kyselé složky v kypřicím prášku jsou

rychle účinkující (reaguje již při pokojové teplotě): hydrogenvinan draselný, dihydrogenfosforečnan vápenatý

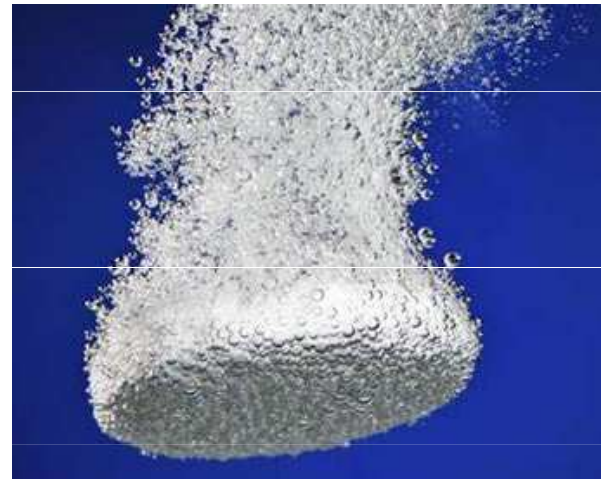
pomalou účinkující (reaguje až po zahřátí v troubě): síran hlinito-sodný, fosforečnan hlinito-sodný, dihydrogendifosforečnan sodný



Autorem současné formy kypřicího prášku je německý lékárník A. Oetker



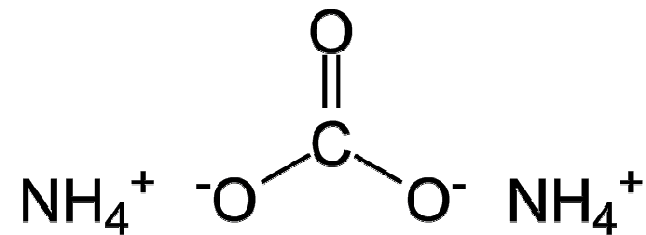
Šumivé tablety se rozpouštějí ve vodě za vzniku CO_2 . Obsahují zdroj CO_2 , nejčastěji NaHCO_3 , a kyselou složku, nejčastěji kyselinu citronovou nebo kyselinu vinnou. Suché komponenty jsou smíseny a slisovány do tablet. Tablety jsou uchovávány v pevně uzavřeném obalu se sušidlem. Ve vodě dochází k rozpuštění a k reakci obou složek za vzniku bublinek CO_2 .



Uhličitan amonný $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

bílá krystalická nebo práškovitá látka

- jako čichací sůl (pro křísení lidí, kteří omdleli)



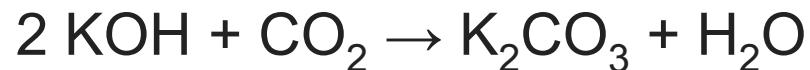
- v potravinářství se (společně s **hydrogenuhličitanem amonným**) označuje jako **E503**.

= kypřidlo, zvláště v severní Evropě a Skandinávii („amonium“, „cukrářské droždí“)

Uhličitan draselný K_2CO_3

potaš, je bílá, silně hygroskopická sůl kyseliny uhličitě. Vodné roztoky jsou silně alkalické. Používá se převážně při výrobě skla, v textilním a papírenském průmyslu, při výrobě mazlavých mýdel, je součástí pracích prášků, při výrobě pigmentů, v barvířství a běličství a při praní vlny, při výrobě léků, v analytické chemii, Používá se také pro přípravu kyanidu draselného a v zemědělství jako umělé hnojivo, také se používá ve vodních hasicích přístrojích.

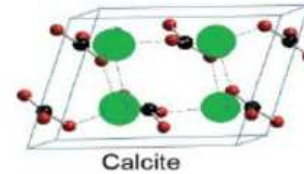
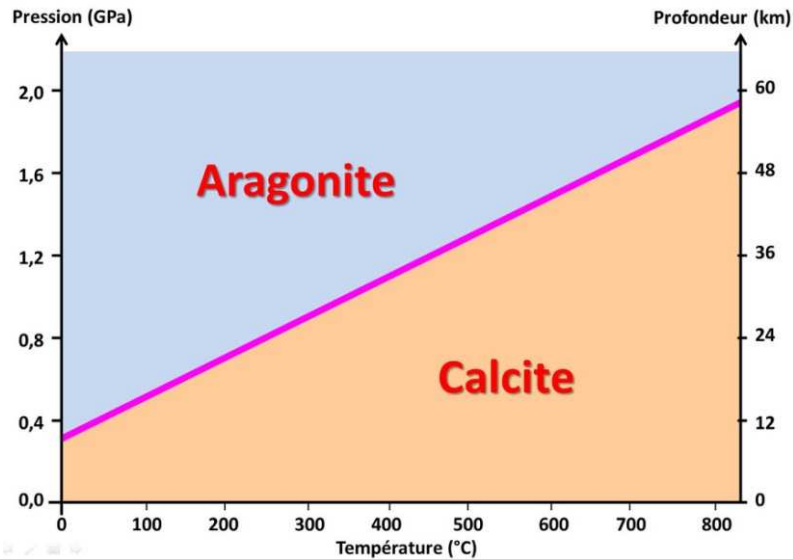
Vyrábí se reakcí hydroxidu draselného a oxidu uhličitého



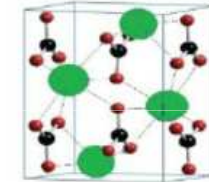
Dříve též loužením popela ze dřeva.

Uhličitan vápenatý CaCO_3

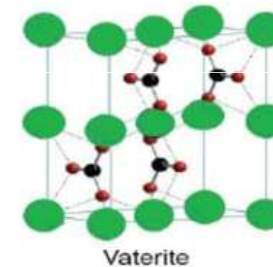
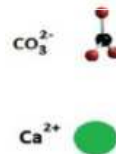
bílá krystalická látka, vyskytuje se v několika krystalických modifikacích



Calcite; occurs in the trigonal system



Aragonite; forms in the orthorhombic system

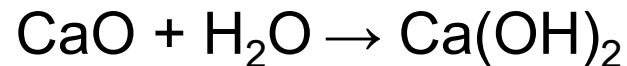


Vaterite; belongs to the hexagonal crystal system

Termickým rozkladem (zahříváním) se uhličitan vápenatý rozkládá za vzniku oxidu vápenatého a oxidu uhličitého (pálení vápna):

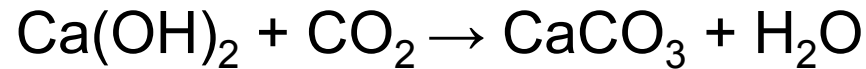


CaO (pálené vápno) reaguje s vodou za vzniku $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – hašeného vápna:

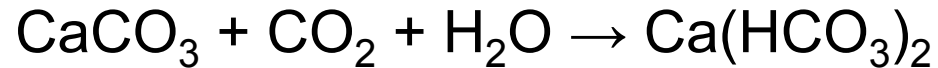


Hydroxid vápenatý je málo rozpustný ve vodě a jeho rozpustnost ve vodě s rostoucí teplotou na rozdíl od většiny pevných látek klesá.

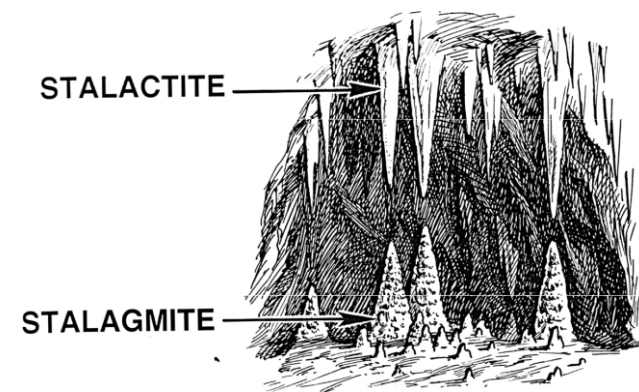
Při tuhnutí malty dochází k reakci hydroxidu vápenatého s oxidem uhličitým přítomným ve vzduchu:



V přírodě se CaCO_3 vyskytuje ve formě **vápence**. Je prakticky nerozpustný ve vodě. Pokud je ve vodě protékající přes vápencové skály rozpuštěn oxid uhličitý, dochází k přeměně nerozpustného uhličitanu vápenatého na rozpustný hydrogenuhličitan vápenatý:



Roztok hydrogenuhličitanu po malých kapkách dopadá na skálu a pomalu se z něj odpařuje voda a uvolňuje se oxid uhličitý. Při poklesu koncentrace oxidu uhličitého v roztoku dochází k rozkladu hydrogenuhličitanu zpět na uhličitan a dochází ke vzniku krápníků:

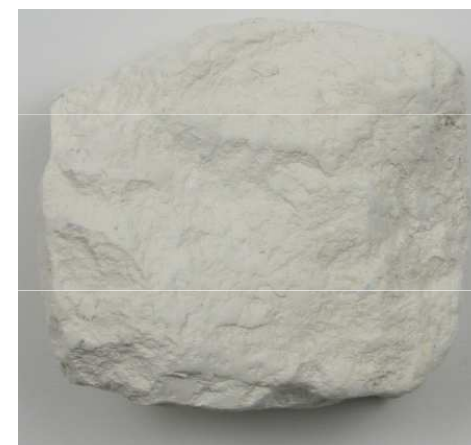


Islandský vápenec – čirý, chemicky čistý kalcit, při průchodu světelného paprsku dochází k dvojlomu. Tohoto jevu prý využívali Vikingové při navigaci lodí k určení polohy Slunce při zamračené obloze.



Křída = drobivá, pórovitá a slabě zpevněná hornina, vyznačuje se vysokým stupněm čistoty (obsahem uhličitanu vápenatého až nad 90 %). Vzniká rozpadem schránek mořských mikroorganismů (*Foraminifera*, *Coccolithophoridaea*). Tyto organismy měly původně kalcitovou (ne aragonitovou) schránku. Protože je kalcit stabilní a nepodléhá v běžných povrchových podmínkách přeměnám, nedošlo k její výraznější diagenetické přeměně a lithifikaci na vápenec. Používá se k neutralizaci kyselých půd, jako plnidlo v chemickém a farmaceutickém průmyslu.

Využívá se také k výrobě křídly jako psací potřeby (dnes je však převážná část křídly na tabuli vyráběna ze sádrovce) nebo k výrobě leštících prášků.



Hydrogenuhlíčan vápenatý a hořečnatý způsobují přechodnou tvrdost vody. Tu lze na rozdíl od tvrdosti trvalé (působena sírany obou prvků) odstranit varem. Hydrogenuhlíčitany se rozkládají a přecházejí na uhličitany.

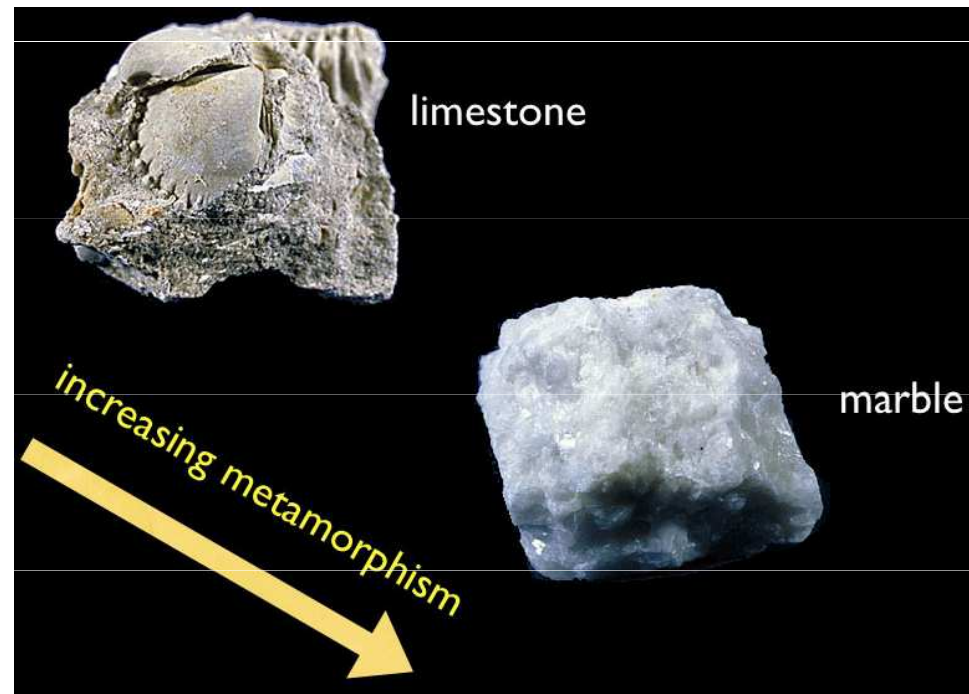
Dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ (uhlíčan vápenato-hořečnatý), používá se na výrobu speciálních druhů cementu ve stavebnictví, ohnivzdorných materiálů a jako hnojivo.

Vápenec je jemnozrnná až celistvá sedimentární hornina. V převážné míře (nad 80 %) je složena z uhličitanu vápenatého (CaCO_3) ať už ve formě kalcitu, nebo aragonitu. Jako příměsi se vyskytují dolomit, siderit, křemen, jílové minerály a úlomky zkamenělin. Vznikají biochemicky a biomechanicky. *Biochemicky* vzniklé vápence byly vytvořeny biochemickými procesy organismů, například korálové útesy. *Biomechanicky* vzniklé vápence vznikají nahromaděním skořápek a ulit měkkýšů.

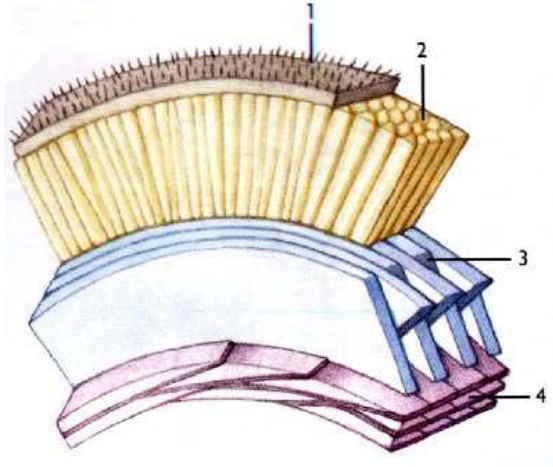
Vápence se používají se k výrobě páleného vápna, cementu, drceného kameniva i pro ušlechtilou kamenickou výrobu, v metalurgii, chemickém průmyslu, papírenství a v mnoha dalších oborech. Jemnozrnný vápenec se používá pro tiskovou techniku zvanou litografie.

Mramory (krystalické vápence) jsou přeměněné karbonátové horniny, které vznikly rekrystalizací původních vápenců nebo méně často dolomitů (krystalické dolomity). K přeměně dochází za vysoké teploty a tlaku. Mramory bývají hruběji zrnité než jemnozrnné vápence. Kalcitické mramory (krystalické vápence) obsahují více než 95 % kalcitu. Dolomitické mramory (krystalické dolomity) obsahují převážně dolomit. Kromě něj mohou obsahovat až 10% kalcitu.

Využití: zejm. sochařství a stavebnictví, mramorový prach se používá jako brusivo v brusných pastách (i v zubních), plnidlo při výrobě lesklého papíru (tzv. křídový papír), na výrobu „umělého mramoru“, přidává se do barev, plastických hmot.



Perleť je materiál, který vytvářejí někteří měkkýši uvnitř svých schránek. Obsahuje miniaturní aragonitové destičky, spojené s proteinovou složkou (konchiolinem). Používá se např. ve šperkařství



Skladba schránek.

Periostrakum z konchiolinu (1).

Ostrakum z kalcitu (2) a z aragonitu (3).

Hypostrakum (perleťová vrstva) z aragonitu a konchiolinu (4).

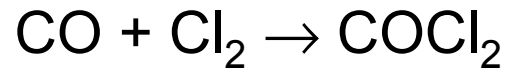


Perla vzniká z cizí částičky, která se dostane dovnitř schránky perlorodky nebo i jiného mlže (může to být zrníčko písku nebo malý cizopasník) a obalí se perleť. První vrstvu tvoří konchiolin, který drží pohromadě následující vrstvy perleti.

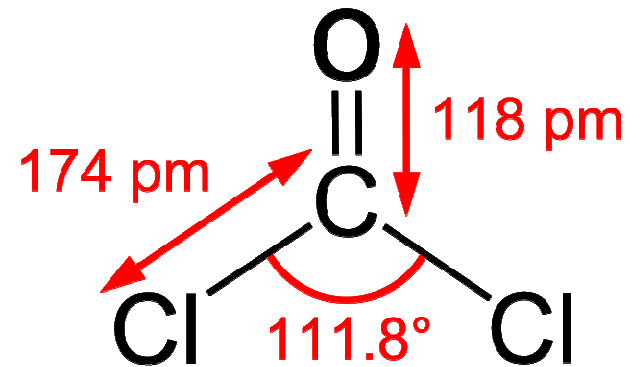


Fosgen COCl_2

- chlorid karbonylu, dichlorid kys. uhličitě (b. v. cca 8 °C):

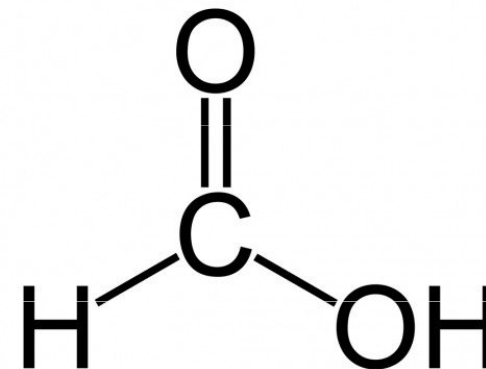


- prudce jedovatý, dusivý plyn (v 1.svět. válce použit jako bojová látka) páchnoucí po shnilém ovoci,
- používá se k syntézám v org. chemii.



Kyselina mravenčí HCOOH

- bezbarvá, štiplavě páchnoucí kapalina
- středně silná jednosytná kyselina, s vodou se mísí neomezeně
- teplem se rozkládá na CO a H_2O



Kyselina šťavelová (oxalová) (COOH)₂

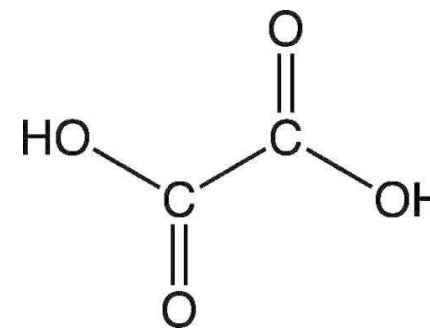
kryst. látka rozkládající se teplem či dehydrat. činidly:



- středně silná kyselina, jedovatá látka, z vod. roztoků krystalizuje jako dihydrát

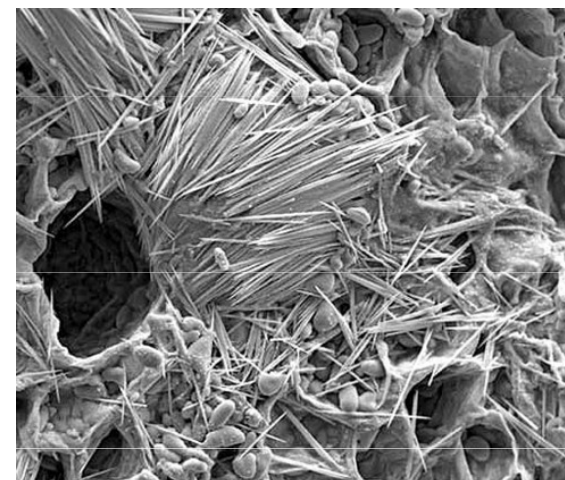
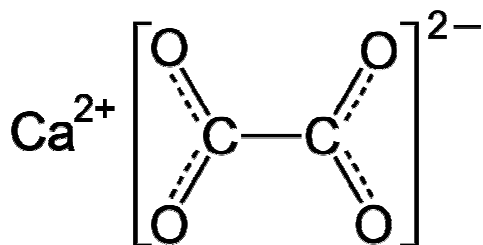
dobře definované krystaly

⇒ odměrný standard pro acidobazické titrace



šťavelany

- šťavelany alk. kovů ve vodě dobře rozpustné, ostatní nerozpustné



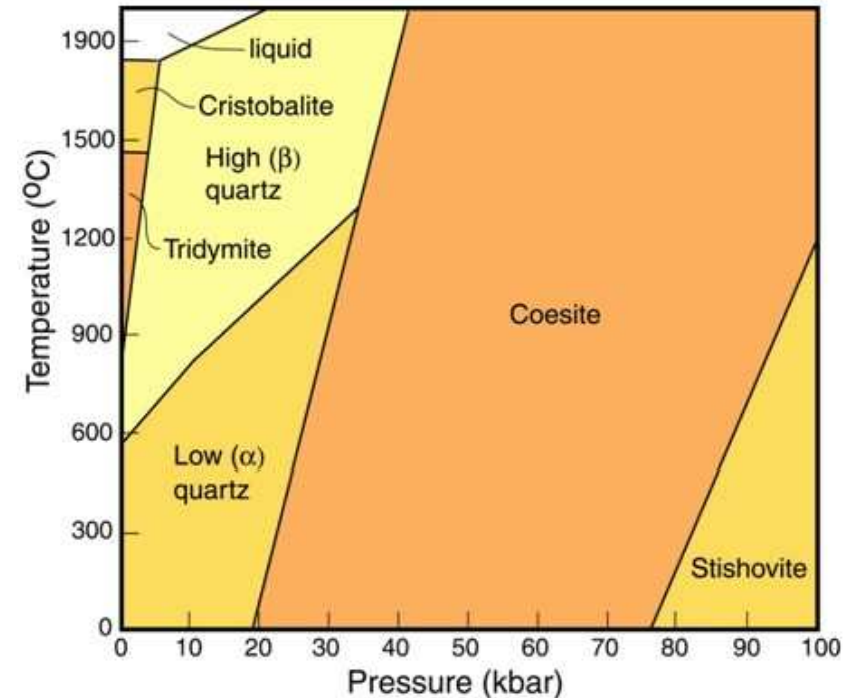
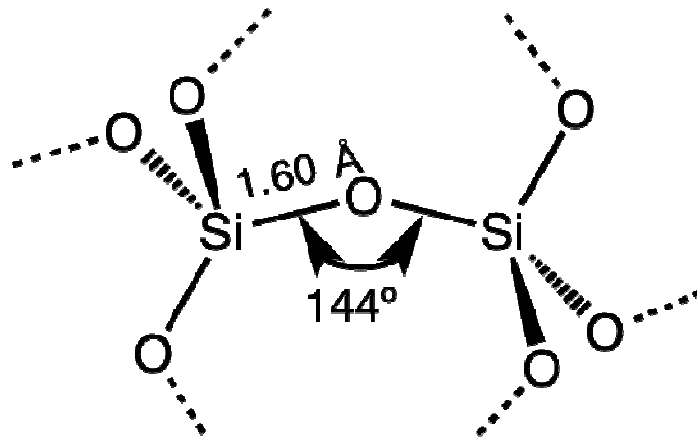
Diffenbachia maculata - stonek i jiné části rostliny obsahují krystaly šťavelanu vápenatého.

Křemík

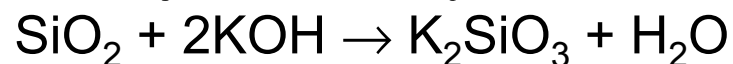
Oxid křemičitý SiO_2

- krystal. netěkavá, ve vodě nerozpustná látka, poskytuje řadu krystalových modifikací, chemicky velmi odolná látka (z kyselin se rozpouští jen v HF)

V přírodě jej nacházíme nejčastěji ve formě α -křemene, který je součástí např. žuly a pískovce.



- tavením s hydroxidy alk. kovů vznikají křemičitany:

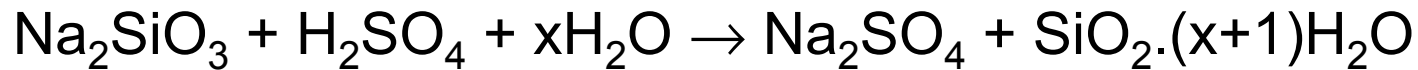


- křemičitany alk. kovů rozpustné ve vodě, ostatní nerozpustné, chemicky odolné látky

- křemičitany jsou soli velmi slabé **kyseliny křemičité** - $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

Kyselina křemičitá $\text{SiO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$

- vznikne vytěsněním z křemičitanů alk. kovů silnější kyselinou jako gelovitá sraženina:



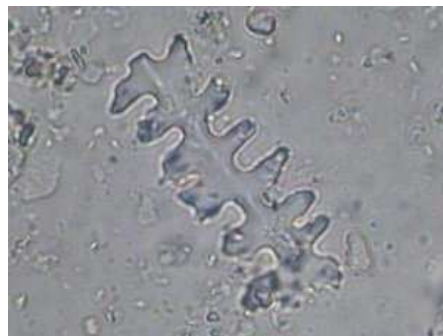
- dehydratací (zahřátím) gelu kyseliny křemičité vznikne

silikagel - univerzální sušidlo

- snadná regenerace \Rightarrow zahřátím na 180°C se voda uvolní

- impregnuje se CoCl_2 jako indikátorem: suchý je modrý, vlhký je růžový.

Fytolity jsou mikroskopická tělíska, která se vytvářejí v listech, stoncích, kořenech, květech nebo plodech rostlin. Nejčastěji se jedná o inkrustace vznikající vně nebo uvnitř buněk hromaděním oxidu křemičitého (tzv. silikátové **fyto**lity).



Rozsivky jsou jednobuněčné řasy s dvojdílnou křemičitou schránkou.



Křemelina (diatomit) je nezpevněná (syhká) hornina, která je tvořena většinou opálovými schránkami rozsivek, ty tvoří nejméně 40 % jejího objemu.

Jde o velice jemnozrnný, práškovitý až jílovitý sediment. Čistá, má bílou barvu, bývá i nazelenalá, šedá, hnědavá dle příměsí. Vysoce kvalitní křemelina obsahuje kolem 90 % oxidu křemičitého. Důležitou vlastností pro využití je pórovitost, dosahující u dobrých druhů až 80 %. Objemová hmotnost vysušené křemeliny je 0,3–0,5 g/cm³, takže výrobky z ní plavou na vodě. Dalšími ceněnými vlastnostmi jsou tepelně izolační, žáruvzdornost, vysoká absorpční schopnost, odolnost vůči kyselinám atd.



Zřejmě první průmyslové využití diatomitu představovala výroba **dynamitu**. Nitroglycerin smíchaný se zeminou bylo možné dále hníst a zpracovávat, aniž by hrozilo bezprostřední nebezpečí výbuchu.

V dnešní době slouží zejména k výrobě filtrů (na oleje, tuky, ale též pivo a víno), jako plnidlo, k výrobě abraziv, zvukových, tepelných izolátorů, jako speciální stavební materiál (lehčené tvárnice), používá se i v zemědělství.

Křemičitany (silikáty)

se vyskytují v přírodě ve velkém množství. Jsou tvořeny tetraedrickými jednotkami SiO_4 , které jsou mezi sebou různým způsobem vázány. Kromě křemičitanů s izolovanými tetraedry SiO_4^{4-} (např. olivín Mg_2SiO_4) existuje řada **polykřemičitanů**.

Spojováním SiO_4 vznikají různé struktury, ve všech strukturách platí, že dva sousedící tetraedry SiO_4 mají společný vrchol:

- křemičitany s **ostrůvkovitou** strukturou → spojením několika SiO_4 (obvykle 3 či 6) do cyklické struktury, SiO_4 jednotky mají 2 společné vrcholy, např. anionty $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$
- křemičitany s **řetězovitou** strukturou → spojením SiO_4 do dlouhých řetězců, SiO_4 jednotky mají 2 společné vrcholy, anionty $(\text{SiO}_3^{2-})_n$
- křemičitany s **vrstevnatou** strukturou → propojení SiO_4 v celé ploše, SiO_4 jednotky mají 3 společné vrcholy, anionty $(\text{Si}_4\text{O}_{11}^{6-})_n$
- křemičitany s **prostorovou** strukturou → SiO_4 jednotky mají 4 společné vrcholy, $(\text{SiO}_2)_n$
- křemičitany v nichž část atomů Si je nahrazena Al tvoří též *prostorové* sítě → hlinitokřemičitany s trojrozměrnou strukturou: např. živce (orthoklas KAlSi_3O_8)

Spolu s křemenem patří křemičitany k nejrozšířenějším nerostům zemské kůry. Podle způsobu sdružování čtyřstěnů (tetraedrů) rozlišujeme 7 skupin silikátových minerálů:

nesosilikáty (ostrůvkové křemičitany) – olivín, granát, zirkon, topaz

sorosilikáty (skupinkové křemičitany)

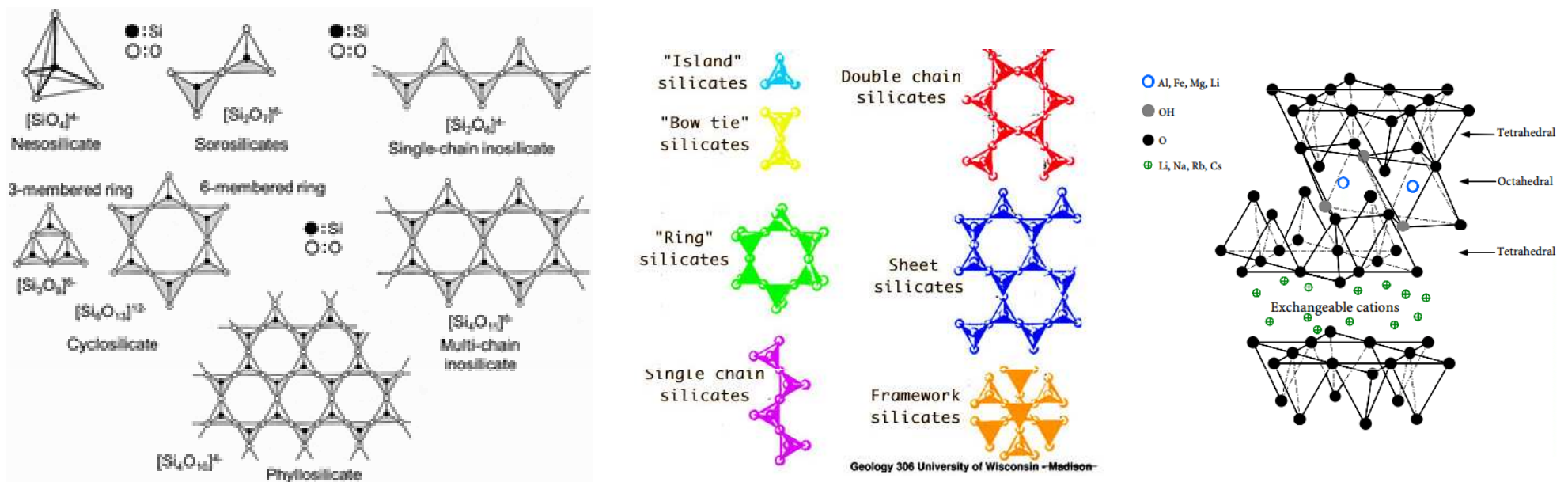
cyklosilikáty (kruhové křemičitany) – beryl, turmalín

inosilikáty (řetězcové křemičitany) s jednoduchým řetězcem

inosilikáty (řetězcové křemičitany) se zdvojeným řetězcem

fylosilikáty (vrstvodé křemičitany) – jílové, slídové a chloritové minerály

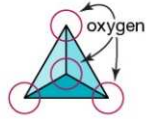
tekto-silikáty (skeletové křemičitany) – živce, zeolity, přírodní modifikace SiO_2 .



Structural linkage schemes among silicates

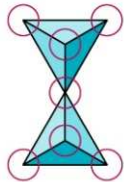
Nesosilicates

Unit composition: $(\text{SiO}_4)^{4-}$
 Example: olivine, $(\text{Mg, Fe})_2\text{SiO}_4$



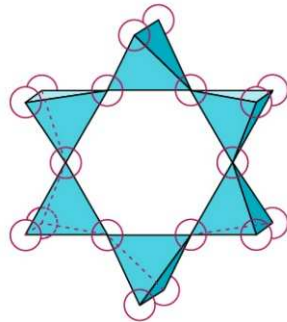
Sorosilicates

Unit composition: $(\text{Si}_2\text{O}_7)^{6-}$
 Example: hemimorphite, $\text{Zn}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$



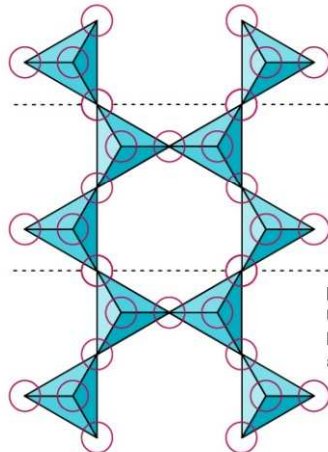
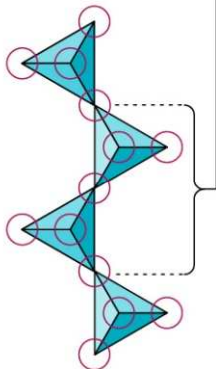
Cyclosilicates

Unit composition: $(\text{Si}_6\text{O}_{18})^{12-}$
 Example: beryl, $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$



Inosilicates (single chain)

Unit composition: $(\text{Si}_2\text{O}_6)^{4-}$
 Example: pyroxene—e.g., enstatite, MgSiO_3

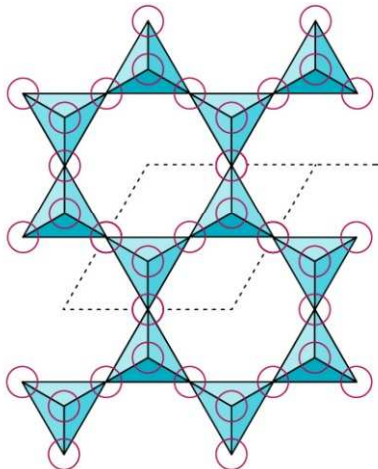


Inosilicates (double chain)

Unit composition: $(\text{Si}_4\text{O}_{11})^{6-}$
 Example: amphibole—e.g., anthophyllite, $\text{Mg}_7\text{Si}_8\text{O}_{22}(\text{OH})_2$

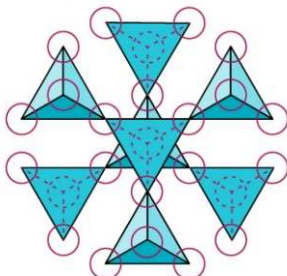
Phyllosilicates

Unit composition: $(\text{Si}_2\text{O}_5)^{2-}$
 Example: mica—e.g., phlogopite, $\text{KMg}_3(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2$



Tectosilicates

Unit composition: $(\text{SiO}_4)^{4-}$
 Example: high cristobalite, SiO_2



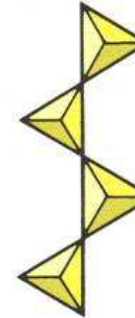
Isolated silicate structure



Example

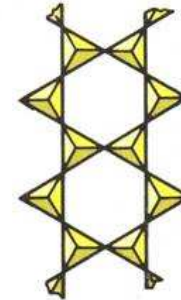
Olivine

Single chain structure



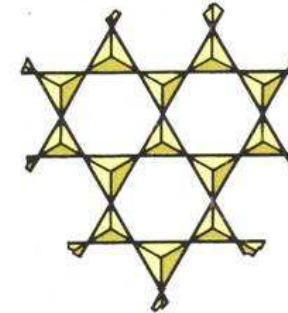
Pyroxene group

Double chain structure



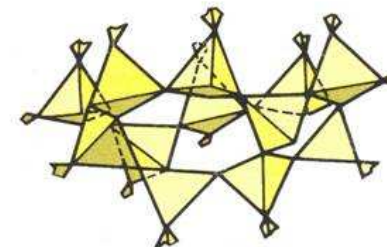
Amphibole group

Sheet silicate structure



Mica group
Clay group

Framework silicate structure



Quartz
Feldspar group


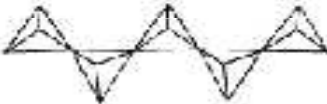
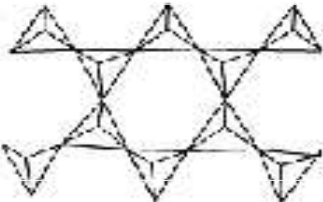
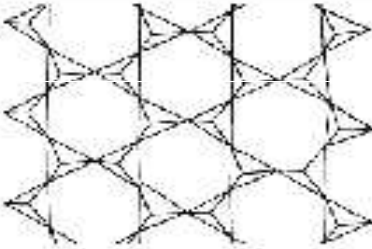




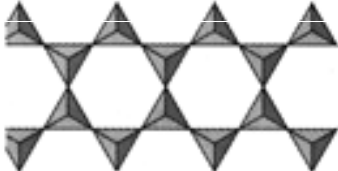
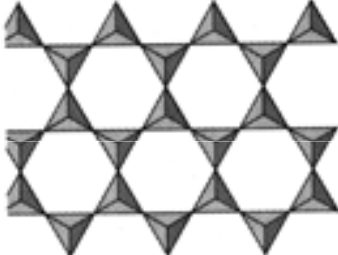
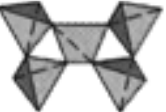
Espèce minérale		Formule chimique générale	Réseau cristallin	Schéma
Olivine		$(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$	Tétraèdres isolés	
Groupe des pyroxènes		$(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_3$	Chaînes simples	
Groupe des amphiboles		$(\text{Mg}, \text{Fe})_7\text{Si}_8\text{O}_{22}(\text{OH})_2$	Chaînes doubles	
Micas (argiles)	Muscovite	$\text{KAl}_2(\text{AlSi}_3)\text{O}_{10}(\text{OH})_2$	Couches	
	Biotite	$\text{K}(\text{Mg}, \text{Fe})_3\text{Si}_3\text{O}_{10}(\text{OH})_2$		
Feldspath	<u>Orthoclase</u>	KAlSi_3O_8		N/D
	<u>Plagioclase</u>	$(\text{Ca}, \text{Na})\text{AlSi}_3\text{O}_8$		N/D
Quartz		SiO_2	Réseau en trois dimensions	

TABLE 2.2

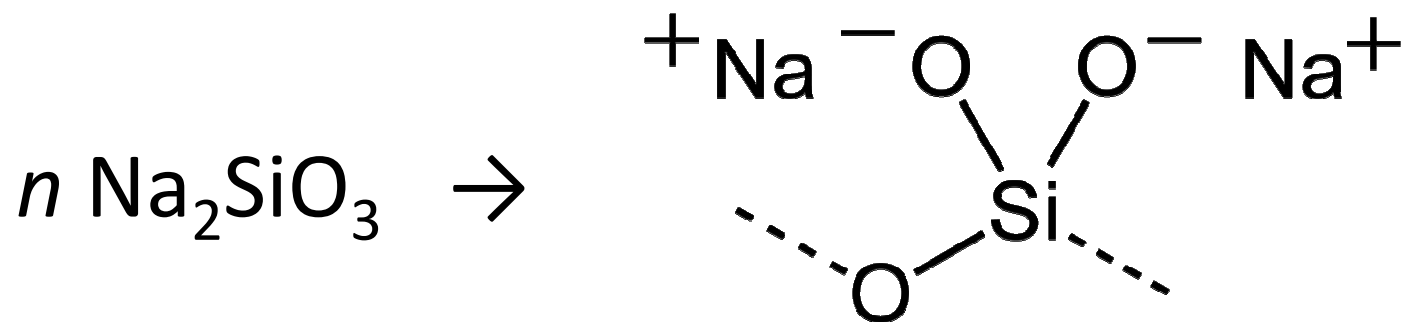
Major Silicate Structures

GEOMETRY OF LINKAGE OF SiO₄ TETRAHEDRA		EXAMPLE MINERAL	CHEMICAL COMPOSITION
<i>Isolated tetrahedra:</i> No sharing of oxygens between tetrahedra; individual tetrahedra linked to each other by bonding to cation between them		Olivine	Magnesium-iron silicate
<i>Rings of tetrahedra:</i> Joined by shared oxygens in three-, four-, or six-membered rings		Cordierite	Magnesium-iron-aluminum silicate
<i>Single chains:</i> Each tetrahedron linked to two others by shared oxygens; chains bonded by cations		Pyroxene	Magnesium-iron silicate
<i>Double chains:</i> Two parallel chains joined by shared oxygens between every other pair of tetrahedra; the other pairs of tetrahedra bond to cations that lie between the chains		Amphibole	Calcium-magnesium-iron silicate
<i>Sheets:</i> Each tetrahedron linked to three others by shared oxygens; sheets bonded by cations		Kaolinite Mica (muscovite)	Aluminum silicate Potassium-aluminum silicate
<i>Frameworks:</i> Each tetrahedron shares all its oxygens with other SiO ₄ tetrahedra (in quartz) or AlO ₄ tetrahedra		Feldspar (orthoclase) Quartz	Potassium-aluminum silicate Silicon dioxide

Vodní sklo

= vodný roztok křemičitanu sodného (Na_2SiO_3).

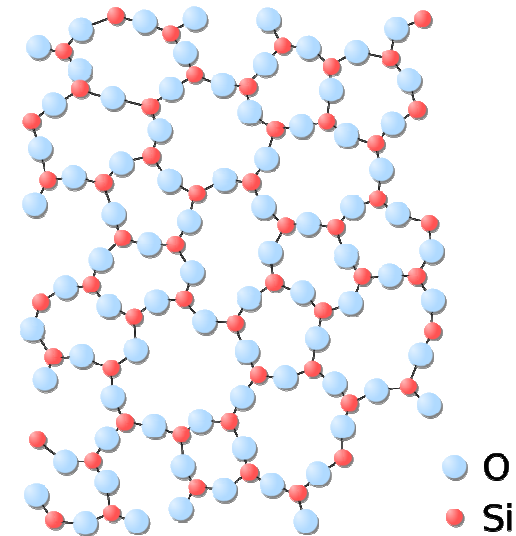
Ještě v druhé polovině dvacátého století, se používal ke konzervování vajec. Vejce se naskládala do láhve a zalila vodním sklem. Roztok ucpal póry ve skořápkách vajec a ta tak vydržela řadu měsíců.



Sloužilo také k impregnaci papírových tkanin a jako plnivo do mýdel, jako lepidlo na lepení šamotového obložení kamen (reaguje se vzdušným oxidem uhličitým a tvrdne), ve stavebnictví k urychlení tuhnutí cementových směsí a k mineralizaci dřevěných konstrukcí (ochrana proti požáru). Vlivem vody a oxidu uhličitého dochází k vyloučení gelu $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, který dřevo mineralizuje. Dále se vodní sklo dodnes používá ve slévárenství jako pojivo do slévárenských forem a jader. S ethanolem reaguje za vzniku silikonu.

Sklo je amorfní ztuhlá tavenina směsi křemičitanů - křemenné sklo.

Křemenné sklo je chemicky i tepelně velmi odolné a za lab. teploty je chemicky atakováno pouze HF, má minimální tepelnou roztažnost \Rightarrow vysoká tepelná odolnost (do červena rozžhavené křemenné sklo lze ponořit do studené vody bez popraskání)



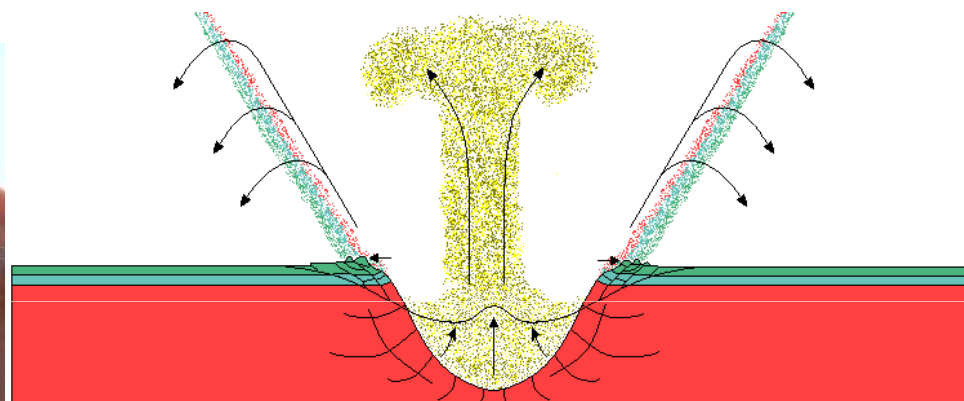
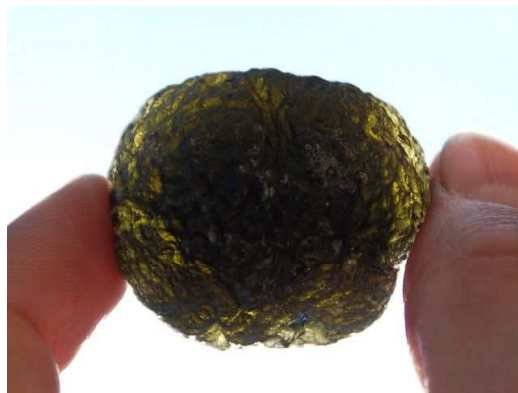
Obsidián vzniká následkem rychlého kontaktu žhavé kyselé a viskózní lávy s chladným prostředím a následnému rychlému utuhnutí. Hornina je velmi bohatá na sloučeniny SiO_2 a jedná se o přírodní formu skla.



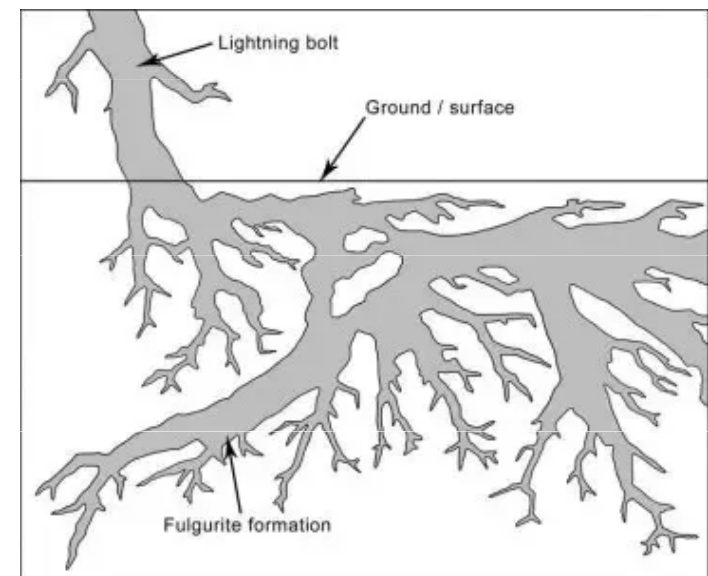
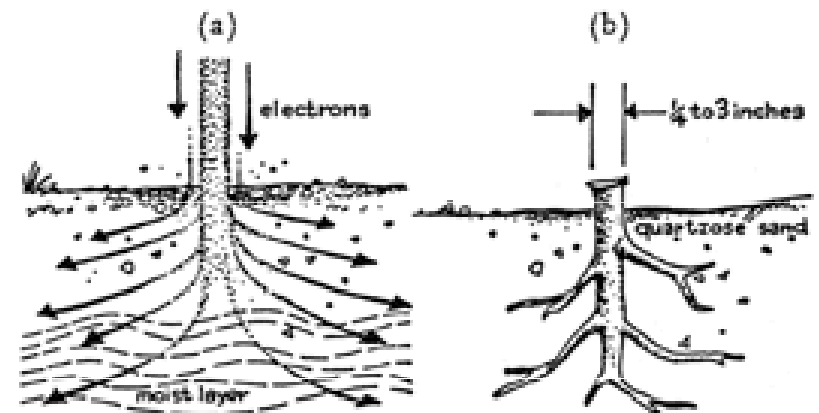
Tektit je hornina, která vzniká dopadem mimozemského tělesa na zemský povrch. Během dopadu se uvolňuje během krátké doby obrovské množství energie, která se přeměňuje na teplo, což má za následek proběhnutí metamorfních pochodů, během kterých se původní horniny přeměňují na novou horninu - tektit. Má převážně sklovitou strukturu a lze ho přirovnat k přírodnímu sklu.

Tektity se vyskytují především na lokalitách v jižních Čechách a na západní Moravě (= vltavíny), v Austrálii, v jihovýchodní Asii, na Pobřeží slonoviny, v Severní Americe (přesněji ve státech Texas a Georgie).

Vltavíny vznikly nejspíš společně se vznikem Rieského kráteru (mezi Norimberkem, Stuttgartem a Mnichovem, okolo městečka Nördlingen).



Fulgurit vzniká zásahem blesku do písku, případně půdy či pevných hornin s dostatečným množstvím křemičitých částic. Při úderu blesku dochází k roztavení až varu (2950 °C) křemičitých částic, které po opětovném ztuhnutí zůstanou stavené v kusový útvar o velikosti řádově milimetrů, vzácně až metrů. Mívá podobu nerovných rourkovitých (často dutých) útvarů, které kopírují kanál blesku. Fulgurity je rovněž možné nalézt na skalách (zvláště pískovcových), kde dostávají mírně odlišnou podobu.



Azbest (osinek)

Je souborné označení různých vláknitých silikátů, jejichž společným znakem je spřádatelnost vláken, žáruvzdornost a poměrná chemická stálost. Typickou vlastností pro azbest je vytváření dlouhé tenké vláknité struktury, vlákna mají tendenci odštěpovat se po délce. Azbest se dříve masivně využíval jako protihořlavý materiál. Vzhledem k prokázání karcinogenních vlastností bylo používání azbestu v mnoha zemích světa zakázáno.



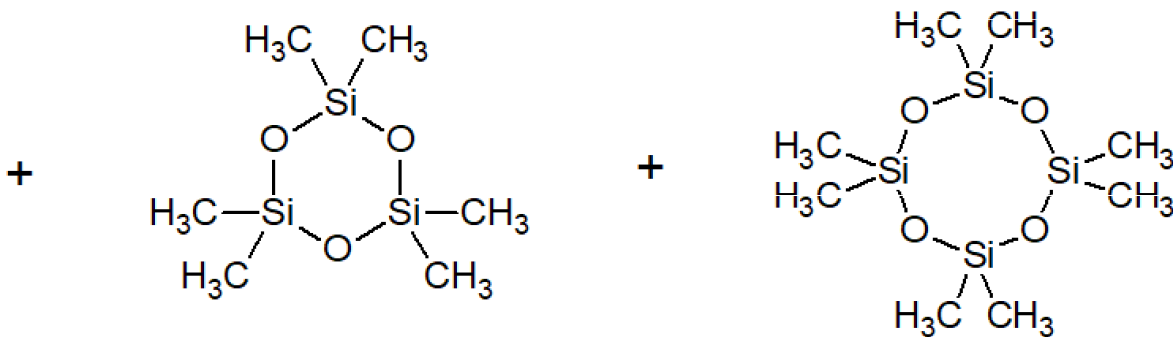
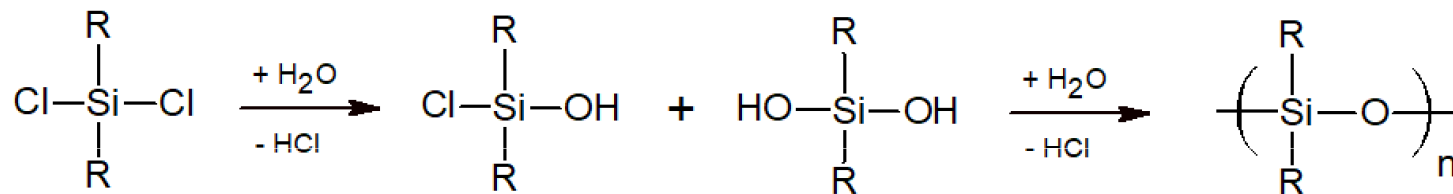
Eternit je stavební materiál tvořený cementem a vláknitým pojivem, nejčastěji azbestem (v množství 8 až 12 obj %). Nejčastějším využitím jsou eternitové střechy.



Problém azbestu tkví v malých rozměrech jeho vláken, která jsou schopna (podobně jako jiné mikroskopické pevné částice) pronikat se vzduchem do dýchacích cest a dále do plic. Zde se azbest zabodává do plicních sklípků a postupem času může vzniknout rakovinné bujení (mesotheliom). Způsobuje také onemocnění zvané azbestóza (zaprášení plic azbestem) – vdechováním azbestových vláken dochází ke zjizvení plic, projevuje se dušnost, příp. kašel a nakonec vede ke smrti.

Polysiloxany (silikony)

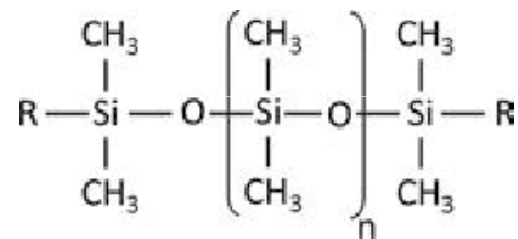
- připravují se kondenzací silanolů R_3SiOH , silandiolů $R_2Si(OH)_2$ a silantriolů $RSi(OH)_3$ (silanoly lze připravit hydrolyzou přísluš halogenidů) např.:



- tepelně i chemicky velmi stálé tzv. silikonové oleje

Vhodnými substituenty R (alkyly či aryly) lze dosáhnout požadovaných vlastností.

Silikonový kaučuk (Lukopren)

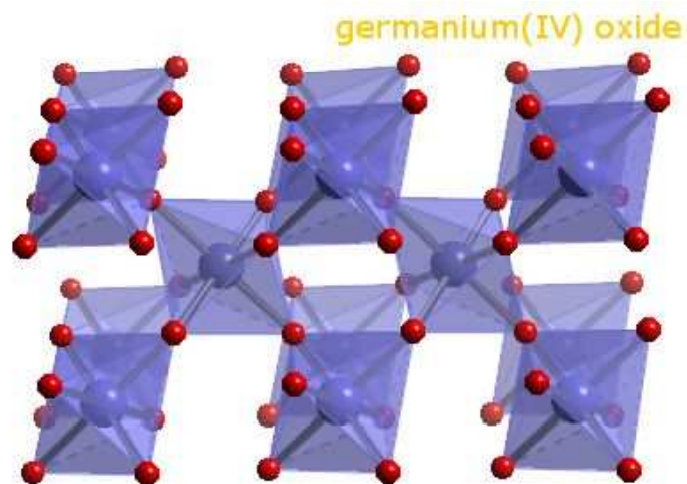


Germanium:

GeO - černá krys.látka, hydratovaný je žlutý, rozpouští se v roztocích alk.hydroxidů na **germanatany** $[\text{Ge}(\text{OH})_3]^-$



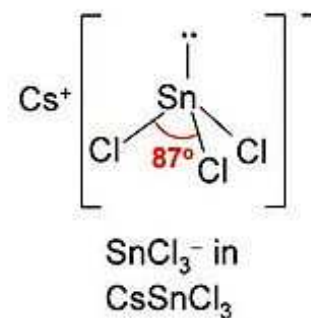
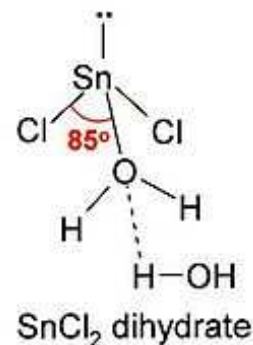
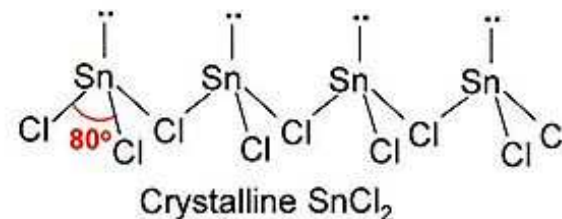
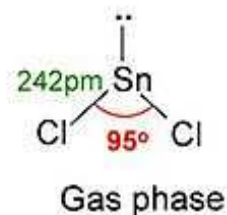
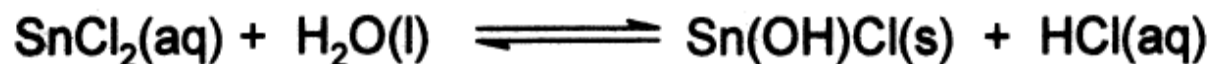
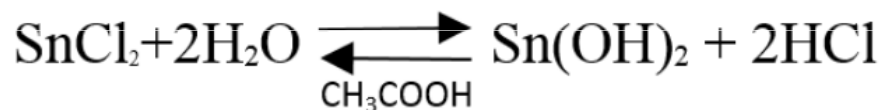
GeO₂ – bezbarvá látka podobná SiO₂, rozpouští se ale v roztocích alk. hydroxidů na **germaničitany** $[\text{Ge}(\text{OH})_6]^{2-}$



Cín:

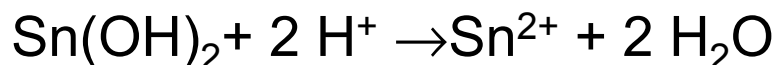
SnCl₂

Pocínování, součást zubních past.

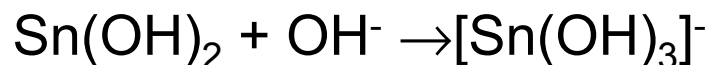


SnO -modrá kryst. látka, vznikající vysušením bílého nerozpustného Sn(OH)₂

Sn(OH)₂ - amfoterní povahu, v kyselinách se rozpouští za vzniku cínatých solí:

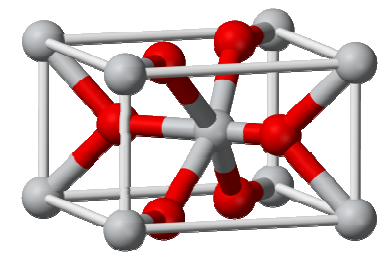


v roztocích hydroxidů za vzniku cínatanů:



SnO₂

- obdoba SiO₂, chemicky odolný, obtížně rozpustný ve vodě



- tavením s alk. hydroxidy vznikají **cíničitany** typu SnO₃²⁻, z vodných roztoků vznikají **cíničitany** typu [Sn(OH)₆]²⁻
- okyselením roztoků cíničitanů způsobuje vylučování gelovité **kyseliny cíničité** - tu lze považovat za hydratovaný oxid SnO₂·x H₂O
- minerál kassiterit = surovina pro výrobu Sn

Cínová glazura = bílá, netransparentní glazura, obsahující SnO₂ (bílý pigment), často slouží jako podklad pro nanášení dalších barev.

Majolika

Delftská fajáns

Habánská keramika

Holíčská fajáns

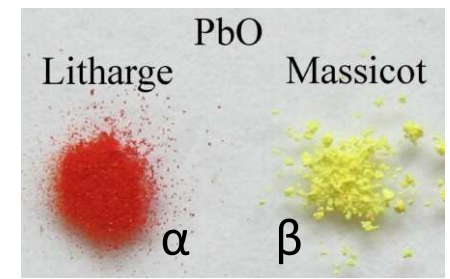
Tupeská keramika



Olovo

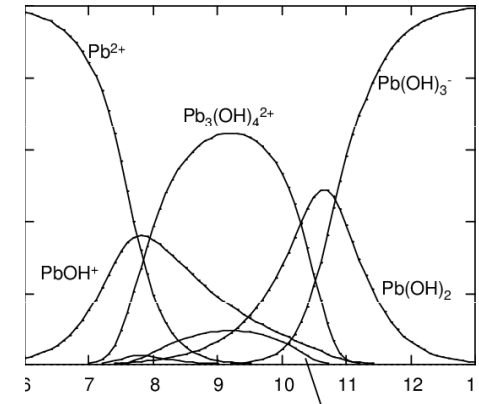
Oxid olovnatý PbO

- technický název klejt - vzniká oxidací olova vzdušným kyslíkem za zvýšené teploty (žlutý a červený PbO se liší způsobem přípravy)



Pb(OH)₂

- vzniká srážením olovnatých solí, bílá nerozpustná látka, stejně jako Sn(OH)₂ amfoterní charakter.

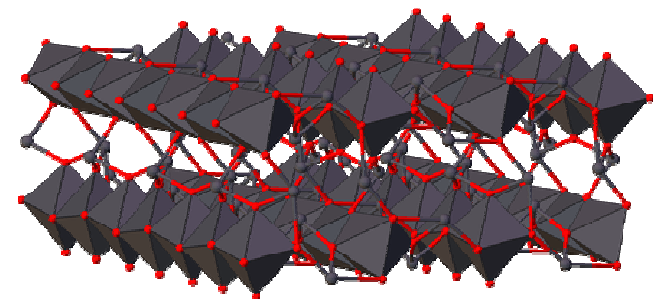
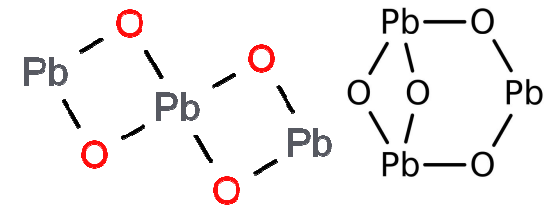


PbO₂

- hnědá, nerozpust. látka, amfoterní charakter, v kyselinách olovičité soli, v hydroxidech vznikají **olovičitany** typu: [PbO₃]²⁻ nebo [PbO₄]⁴⁻ (suchá cesta) nebo [Pb(OH)₆]²⁻ (z roztoků)

Minium (suřík)

- tetraoxoolovičitan olovnatý Pb₂[PbO₄], zkráceně Pb₃O₄ (ve starší literatuře se uvádí jako kysličník olovnato-olovičitý 2 PbO . PbO₂), pigment do základních nátěrů, chrání proti korozi



Olovnaté sklo (olovnatý křišťál) obsahuje cca 18–40 hm% PbO. Přídavek oxidu olovnatého zvýšil index lomu skla a snížil teplotu jeho zpracování a viskozitu. Bylo oblíbené pro své dekorativní vlastnosti.



Z obdobných důvodů byl PbO přidáván i do **glazur** (obsah cca 45-60 % PbO), od doby římské až po současnost.



Olovnatá běloba $2 \text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$

= světlostálý bílý pigment s vynikající krycí schopností, vhodný zejm. pro olejomalbu. Pro svou toxicitu byla olovnatá běloba postupně nahrazena nejprve barytovou nebo zinkovou a později titanovou bělobou.

Až do konce 20. století byla olovnatá běloba používána do základních nátěrů na dřevo a hlavně antikoročních nátěrů na čisté povrchy kovů.

Už od starověku byla používána i pro kosmetické účely.

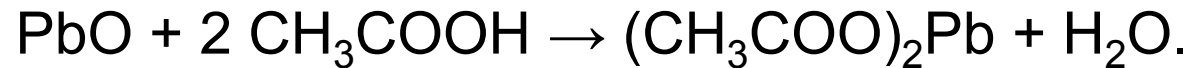
Připravuje se reakcí octanu olovnatého s oxidem uhličitým.



Alžběta I. Anglická

Octan olovnatý (CH₃COO)₂Pb

sladké olovo, olověný cukr = jedovatá sloučenina olova. Krystalizuje jako trihydrát a dekahydrát. Připravuje se rozpouštěním oxidu olovnatého v ledové kyselině octové



Starověcí Římané ho používali jako sladidlo a vyráběli ho vařením vinného moštu v olověných nádobách. Vzniklý sirup se nazýval *defrutum* a byl koncentrován na výsledný sirup zvaný *sapa*. Výhodou tohoto prvního syntetického sladidla byla také schopnost potravinu konzervovat.

Ve středověku na počátku novověku se používal k léčbě pohlavních chorob a déletrvajících průjmů.

Napouštěním rostlinných vláken roztokem octanu olovnatého vznikl doutnák, hořící rychlostí cca 10 cm/hod i ve vlhkém podnebí. Využíval jej doutnákový zámek u mušket a arkebuz.

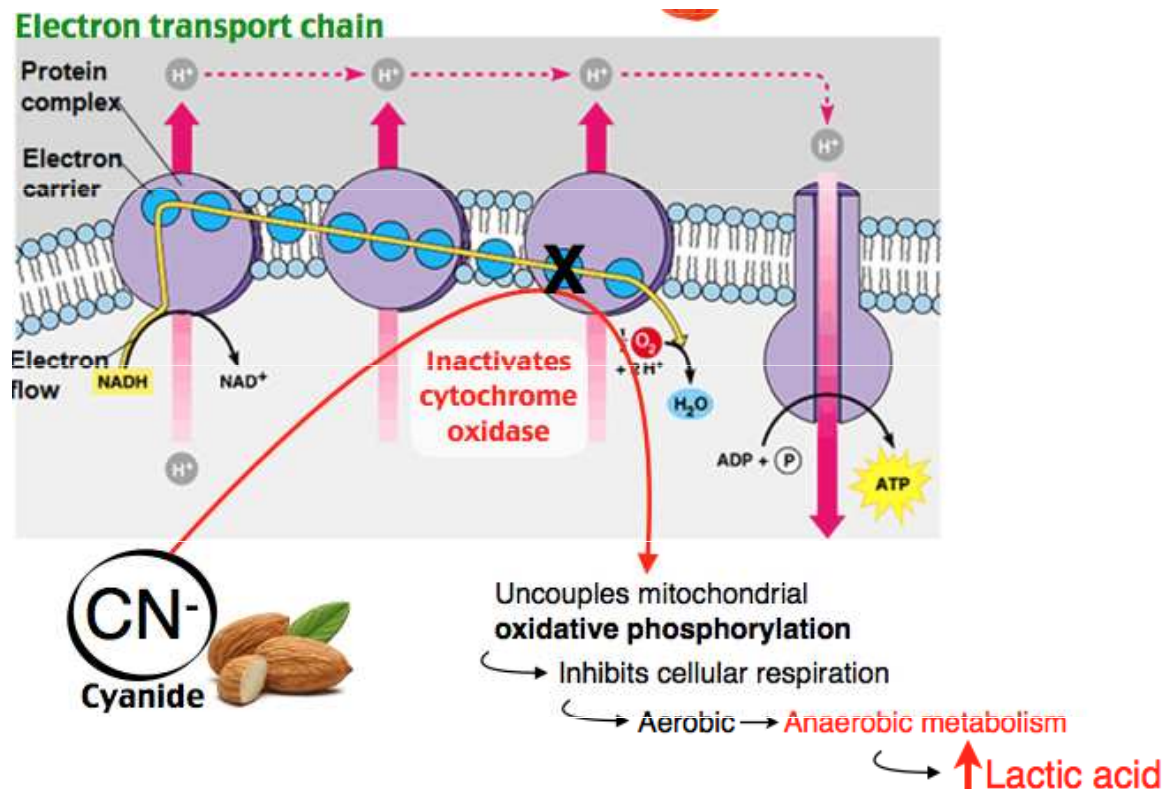
Na otravu sladkým olovem patrně zemřel papež Klement II. (+1047); nelze říci, zda šlo o travičství, nebo o nežádoucí důsledek léčby.

Sloučeniny s dusíkem

Kyanosloučeniny

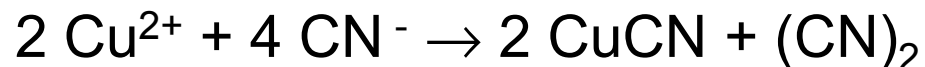
- obsahují skupinu $-C \equiv N$

Toxicita !!

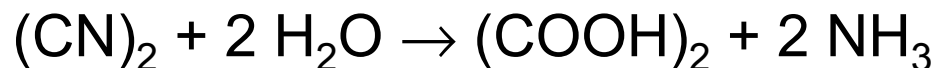


Dikyan (CN)₂

- bezbarvý, hořlavý, jedovatý plyn, lze připravit opatrnou oxidací kyanidového iontu:



- hydrolýzou vzniká kys. šťavelová:

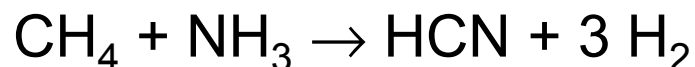
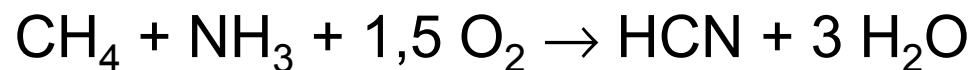


Kyanovodík HCN

- bezbarvá kapalina (b.v. 25,7 °C)
- prudce jedovatý, páchne po hořkých mandlích

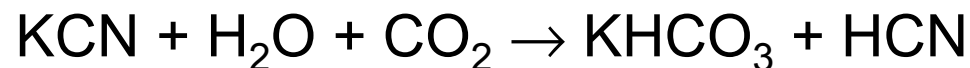


Výroba HCN:



(procesy probíhají za vysoké teploty v přítomnosti katalyzátoru (Pt))

HCN je ve vodě velmi slabá kyselina, slabší než kyselina uhličitá:



Kyanidy

kyanidy alkalických kovů a kovů alk. zemin jsou ve vodě rozpustné a jsou prudce jedovaté ! (kyanid draselný = cyankali)

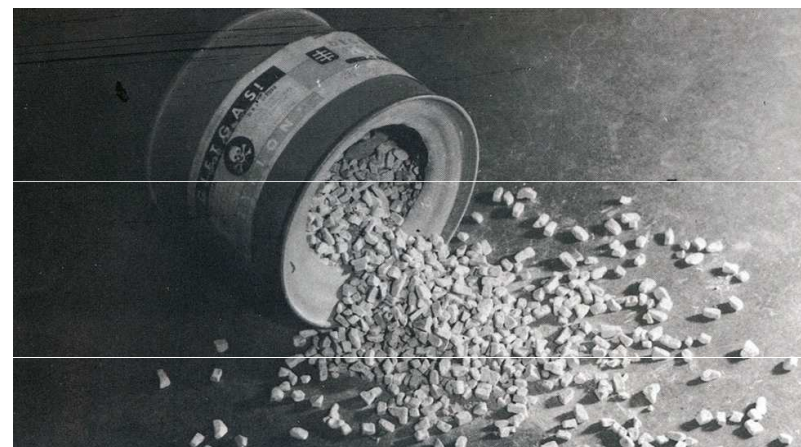
kyanidy přechodných kovů jsou nerozpustné, rozpustné jsou kyanokomplexy:



Cyklon B

(německy **Zyklon B**) byl obchodní název insekticidu německé firmy IG Farben. Je to granulovaná křemelina nasycená kyanovodíkem, ze které se po otevření obalu začal uvolňovat plynný kyanovodík (HCN).

Od roku 1941 začal být používán jako nástroj genocidy v plynových komorách koncentračních táborů během druhé světové války, především v táborech Osvětim a Majdanek.



V Lučebních závodech Draslovka v Kolíně je vyráběn analogický přípravek pod obchodním názvem **Uragan D2**. Používá se jako dezinfekční a deratizační prostředek při plynování (fumigaci) např. v zemědělství.

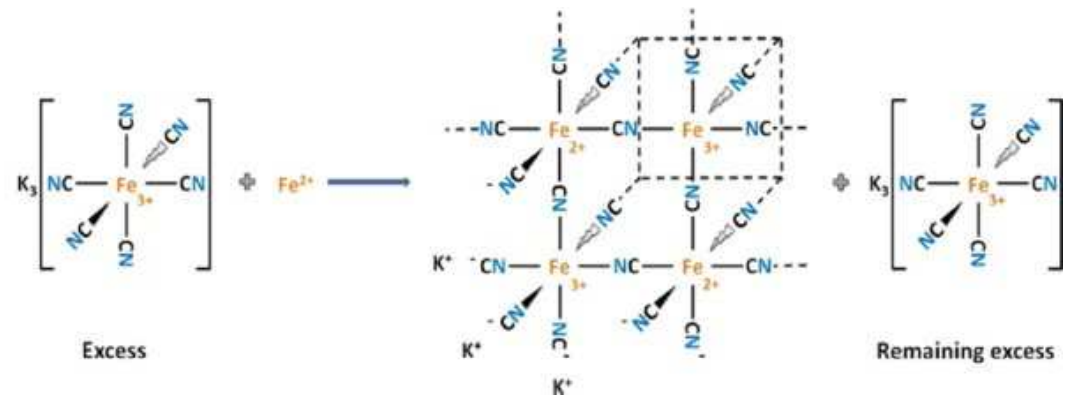
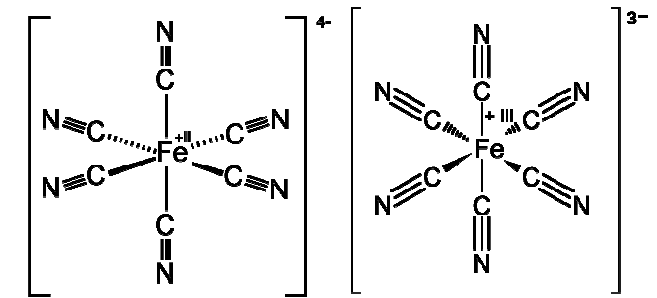
CN - velmi dobrý ligand (nukleofilní chování) \Rightarrow vytváří pevné komplexy s přechodnými i nepřechodnými kovy.

$K_4[Fe^{II}(CN)_6]$ - žlutá krevní sůl

$K_3[Fe^{III}(CN)_6]$ - červená krevní sůl

$Fe^{III}_4[Fe^{II}(CN)_6]_3$ - berlínská (pruská) modř

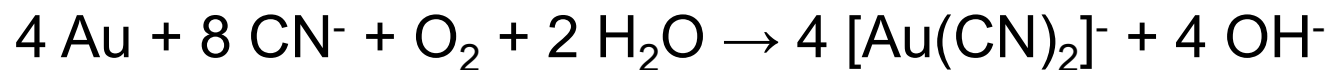
$Fe^{II}_3[Fe^{III}(CN)_6]_2$ - Turnbullova modř



Kyanidové loužení

= metoda těžby zlata, provádí se působením velmi zředěného (0,1-0,2%) roztoku KCN nebo NaCN a vzdušného kyslíku na jemně rozemletou zlatonosnou horninu.

Dochází k oxidaci a rozpuštění zlata:



Zlato ve formě komplexního kyanidu $[Au(CN)_2]^-$ přejde do roztoku, ze kterého se posléze vyloučí cementací práškovým zinkem.

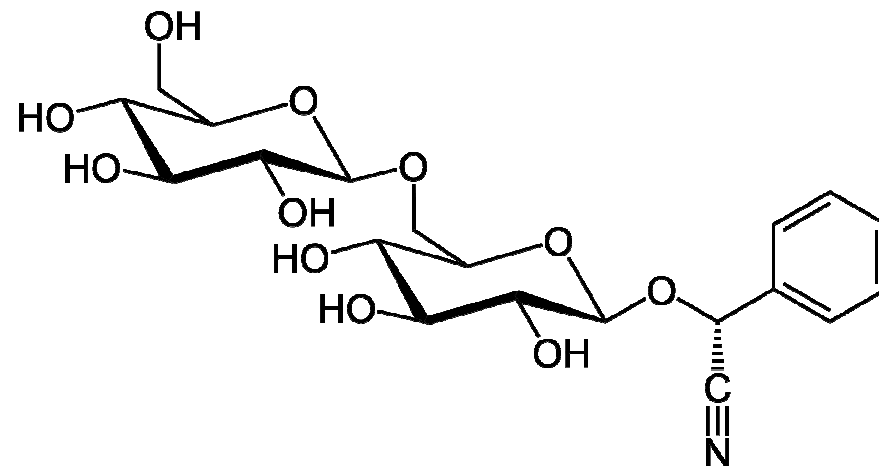
Únik kyanidu v Baia Mare

Zlatý důl Aurul v blízkosti rumunského města Baia Mare byl společným podnikem australské společnosti Esmeralda Exploration a rumunské vlády. Těžba zlata zde probíhala pomocí kyanidového loužení a odpad po těžbě, kontaminovaná voda, byla shromažďována v blízké přehradní nádrži. V noci 30. ledna 2020 se protrhla hráz přehradní nádrže a zhruba 300 000 kubických metrů vody obsahující asi 300 tun kyanidů uniklo do blízké říčky Craica, odkud se kontaminace šířila dále a postupně zasáhla řeky Lăpuș, Szamos, Tisa a nakonec Dunaj.

Koncentrace kyanidu v místě nehody dosáhla 7800 mg/l (přípustná koncentrace je 0,1 mg/l). Ve stovky kilometrů dlouhém maďarském úseku řeky Tisy uhynulo prakticky vše živé, bylo ohroženo zásobování pitnou vodou pro 2,5 milionu lidí a o práci přišlo 15 000 rybářů. V srbském úseku Tisy uhynulo asi 80 % vodních organismů. Celkově bylo z řeky vyloveno přes 2000 tun mrtvých ryb.

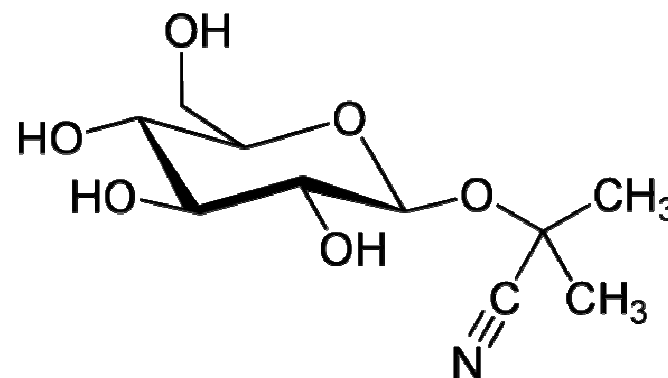


Amygdalin je přírodní kyanogenní glykosid vyskytující se např. v mandlích, jádrech slivoně americké, meruňky obecné, jabloně domácí, stěmchy pozdní a bobkovišně lékařské.



Při požití amygdalinu hrozí otrava kyanovodíkem, nebezpečná může být už dávka 10 hořkých mandlí nebo jádérka z dvou kilogramů jablek.

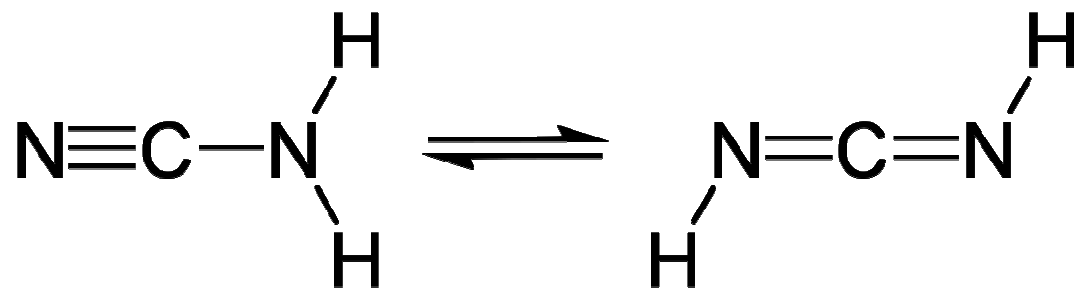
Linamarin je přírodní kyanogenní glykosid obsažený v manioku jedlém, fazolu měsíčním a lnu setém. Před konzumací musí být rostliny podrobeny tepelné úpravě.



Kyanamid NH_2CN

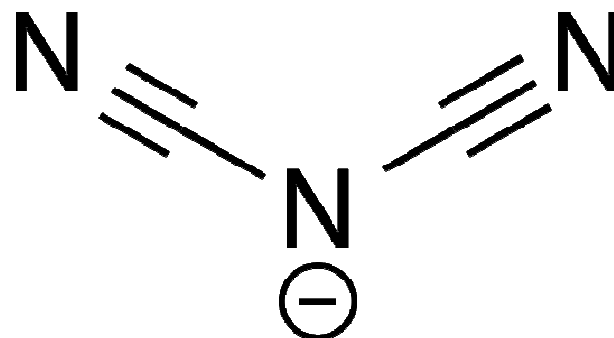
= bezbarvá krystalická látka, snadno dimerující na dikyandiamid. Kyanamid i jeho dimer se vyrábějí z kyanamidu vápenatého (dusíkatého vápna).

Používají se při výrobě heterocyklických sloučenin a umělých hmot. Používá se také jako antabus.

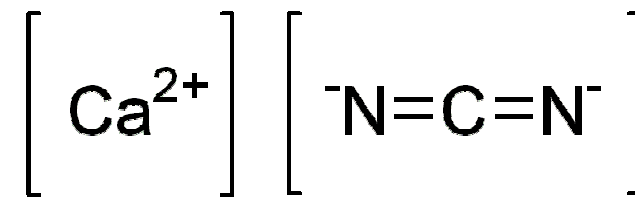


Dikyanamid C_2N^{3-}

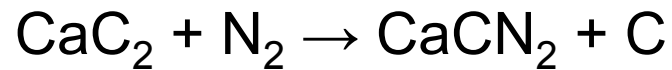
vzniká rozkladem 2-cyanoguanidinu. Používá se v organické syntéze.



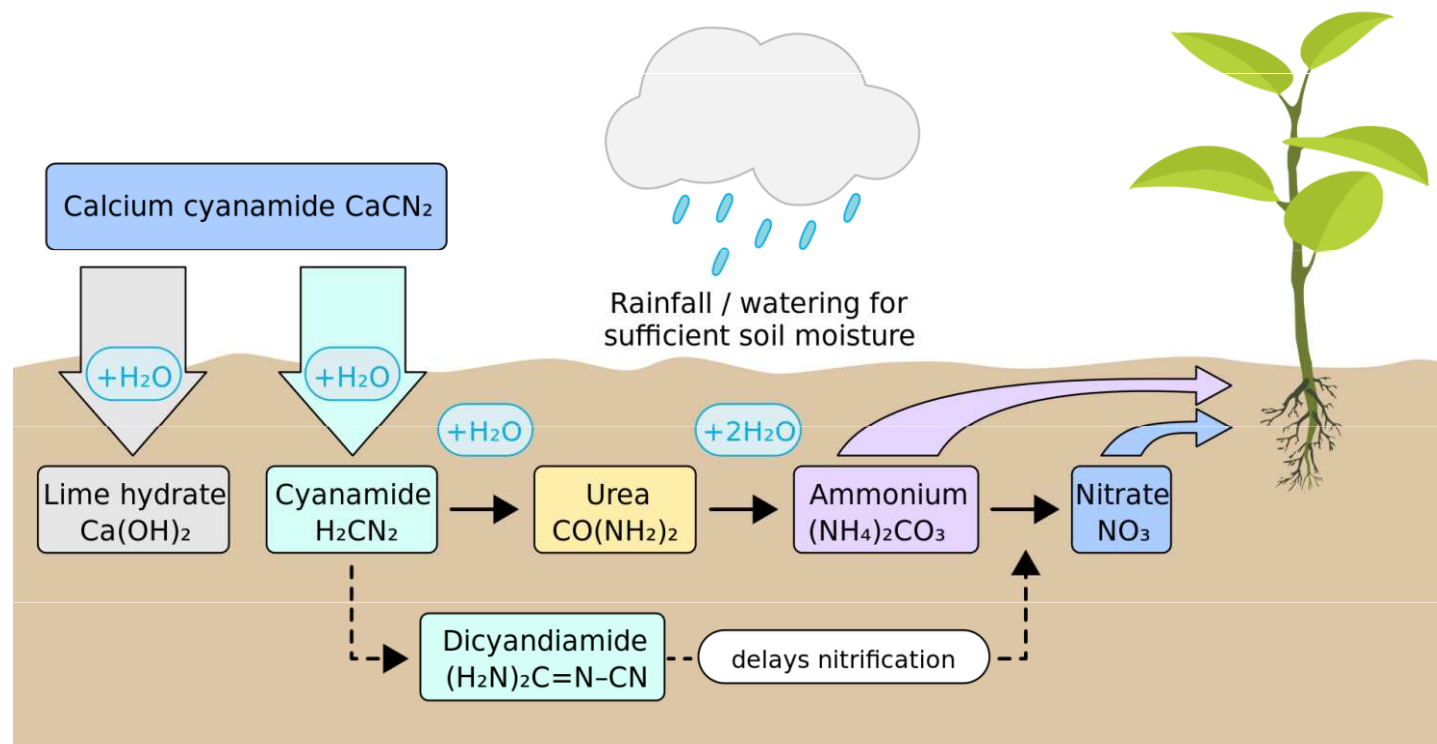
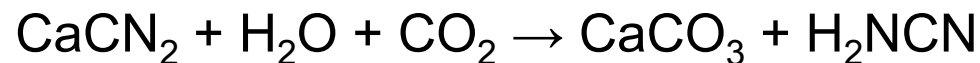
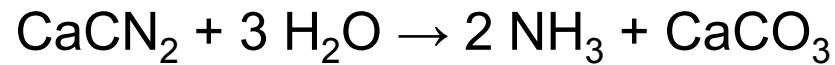
Kyanamid vápenatý (dusíkaté vápno)



- vzniká zahříváním CaC_2 elektrické peci (cca $1100\text{ }^\circ\text{C}$) kterou proudí dusík.

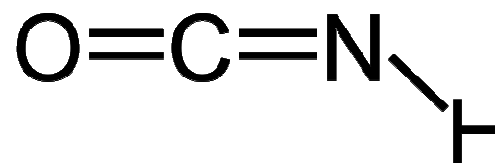
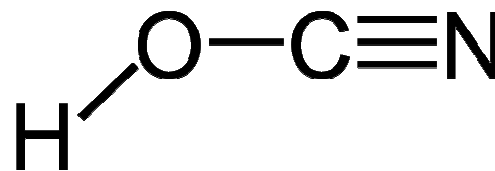


Používá se jako hnojivo.



Kyselina kyanatá - HOCN

- slabá kyselina, kapalina
- kyanatany vznikají oxidací kyanidů

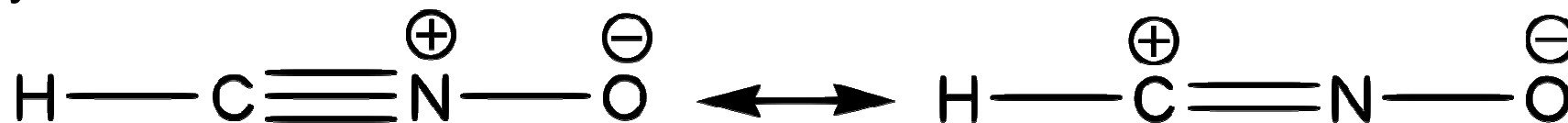


Kyseliny isokyanatá HNCO

- kapalina, nestálá a jedovatá
- = tautomer kyseliny kyanaté

Kyselina fulminová HCNO

- kys. třaskavá

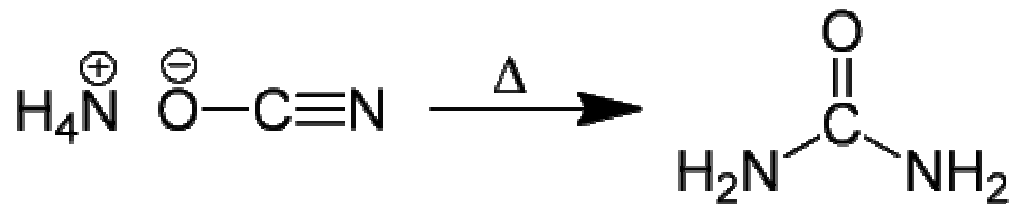


fulmináty jsou nestálé a snadno se explozivně rozkládají, využívají se jako třaskaviny nebo jako detonátory pro jiné explozivní materiály.

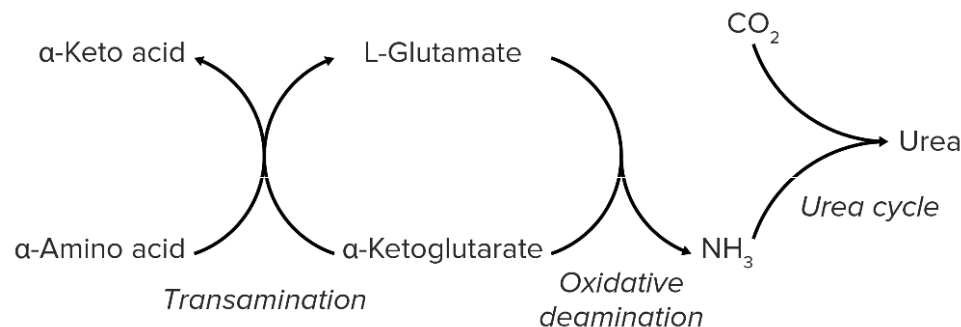
$\text{Hg}(\text{CNO})_2$, třaskavá rtuť – součást rozbušek

Močovina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

diamid kyseliny uhličitě, urea, karbamid. Močovina byla tak první organickou sloučeninou vyrobenou čistě z anorganických látek (F. Woehler 1828).



Močovina se nachází v moči savců, obojživelníků a některých ryb. Slouží jako odpadní látka, pomocí které se vylučuje z těla nadbytečný dusík.



Složka hnojiv a krmiv (zdroj dusíku), surovina pro výrobu plastických hmot a lepidel, přísada do kosmetiky a bělicích zubních past, součást náplně hasicích přístrojů. V uhelných elektrárnách (*SCR technologie*) a dieselových motorech (*AdBlue*) se používá pro redukci emisí NO_x .

Alternativa kamenné soli při rozmrazování silnic a přistávacích ploch (močovina nezpůsobuje korozi v takovém rozsahu jako sůl nevýhodou je přílišné bujení plevelné zeleně).

Chlorkyan je pseudohalogenid je za běžných podmínek snadno kondenzující bezbarvý plyn. Je rozpustný ve vodě, alkoholech a diethyletheru. Vyrábí se oxidací kyanidu sodného chlorem. Reakce probíhá přes meziprodukt dikyan $(\text{CN})_2$.



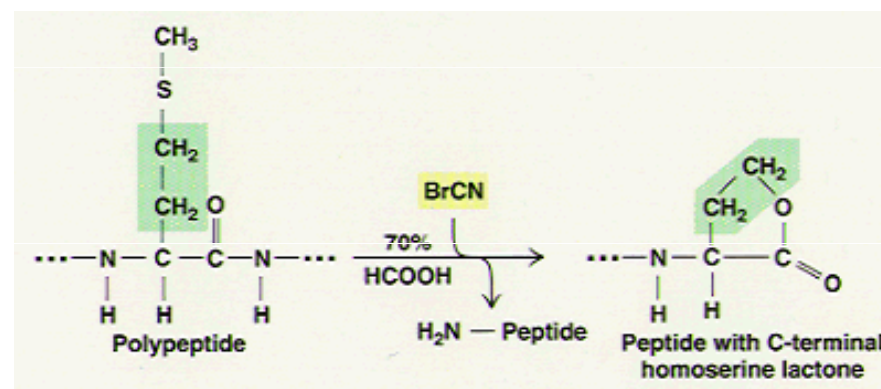
V přítomnosti kyselin trimerizuje na kyanurchlorid.

S vodou pomalu hydrolyzuje za uvolňování kyanovodíku:



Chlorkyan je vysoce toxickým krevním jedem, kdysi se uvažovalo o použití jako chemická zbraň.

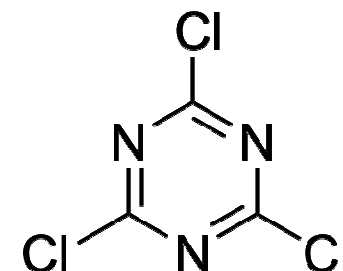
Bromkyan je za pokojové teploty tuhou látkou, používá se v analýze peptidů. Příprava a reakce bromkyanu jsou obdobné chlorkyanu.



Kyanurchlorid (2,4,6-trichlor-1,3,5-triazin) – trimer chlorkyanu. Vyrábí se ve dvou krocích z kyanovodíku přes meziprodukt chlorkyan, který se trimerizuje za zvýšené teploty na uhlíkovém katalyzátoru:



Je prekurzorem pro výrobu triazinových pesticidů, barviv a zesíťovacích činidel.



Kyselina kyanurová je cyklický trimer kyseliny isokyanaté (HOCN). Vyrábí se tepelným rozkladem močoviny:



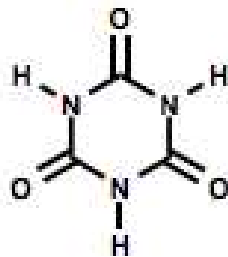
Kyselina kyanurová je netoxická, s melaminem poskytuje extrémně nerozpustné krystaly, vedoucí k tvorbě ledvinových kamenů a potenciálně k selhání ledvin a k smrti. To se stalo v případě psů a koček při kontaminaci krmiva v roce 2007 a u dětí při kontaminaci čínského mléka v roce 2008.

Melamin (2,4,6-triamino-1,3,5-triazin) se používá při výrobě umělých hmot a průmyslových hnojiv. Ve vodě se rozpouští jen velmi málo. Při hoření melaminu se uvolňuje N_2 , který tlumí oheň. Někdy je melamin nezákonně přidáván do potravin, aby maskoval nedostatečný obsah bílkovin. Melamin je sám o sobě v malých dávkách netoxický, v kombinaci s kyselinou kyanurovou však může vést ke vzniku ledvinových kamenů, protože s ní tvoří nerozpustný melamin kyanurát.

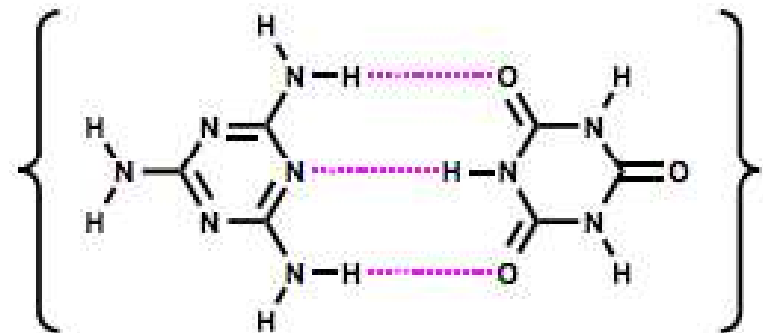


melamine
 $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6$
MW 126.12

+



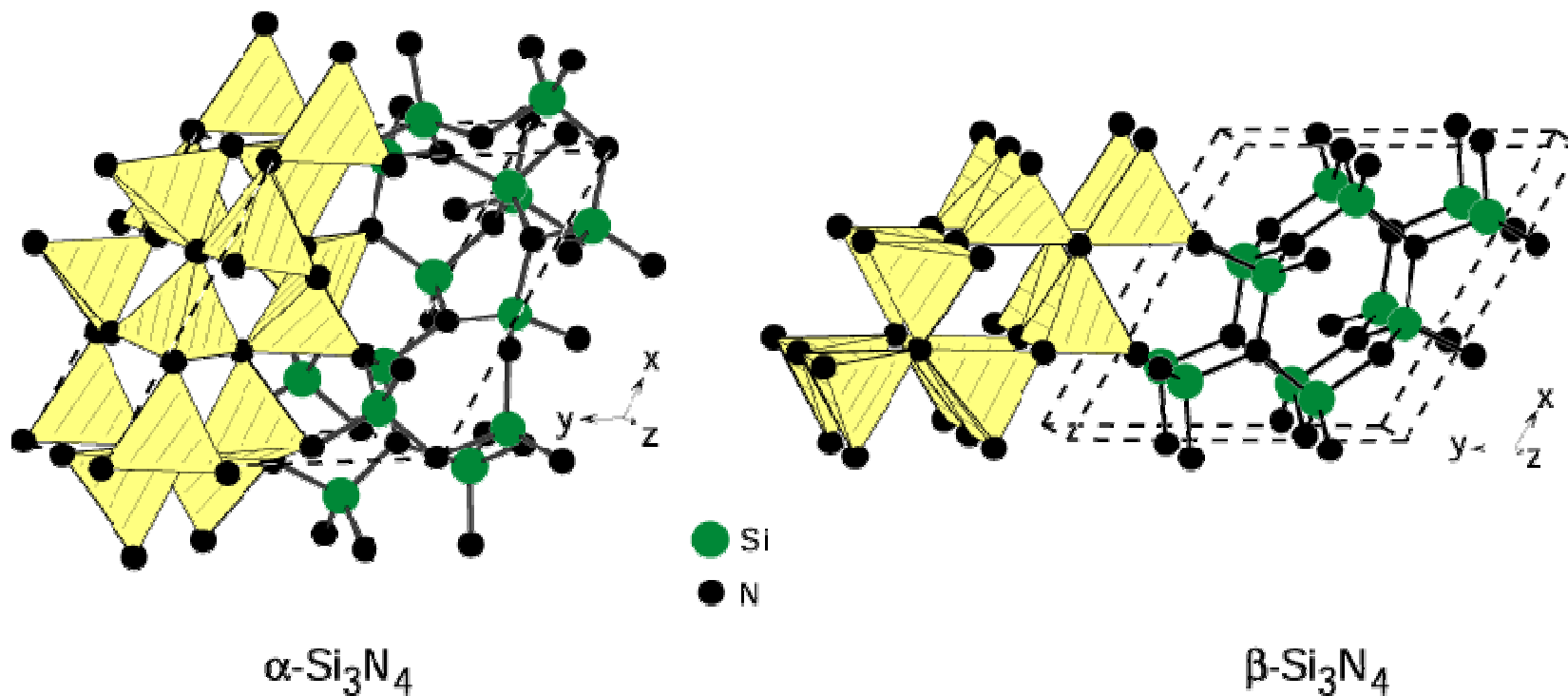
cyanuric acid
 $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_3$
MW 129.07



melamine cyanurate (9 H-bonds each)
MW 255.19 of (1:1) complex

Nitrid křemičitý Si_3N_4

= inertní, tvrdá pevná látka, rozpustná jen ve zředěné HF a horké H_2SO_4 .
Používá se k výrobě rezných nástrojů, automobilových svíček,
integrovaných obvodů.



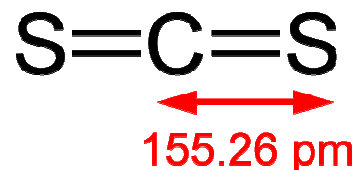
Nitrid germaničitý Ge_3N_4

= hnědý prášek.

Sloučeniny se sírou

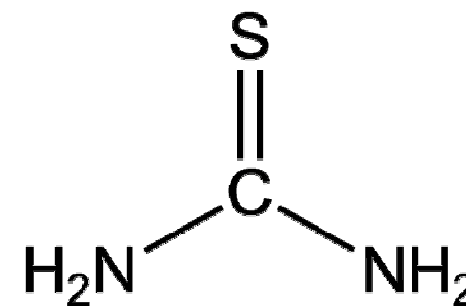
Sirouhlík CS_2

= toxická těkavá kapalina, využívá se při výrobě viskózy, celofánu, kaučuku apod. a jako rozpouštědlo.



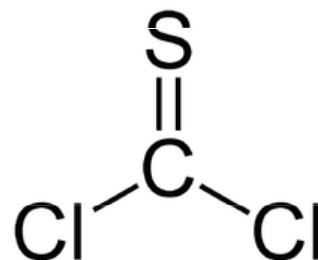
Thiomočovina

= činidlo v organické syntéze

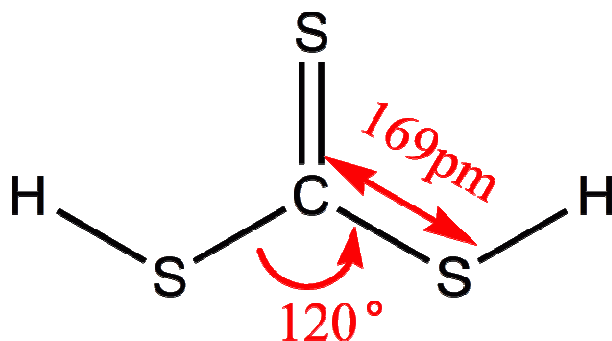


Thiofosgen

= činidlo v organické syntéze

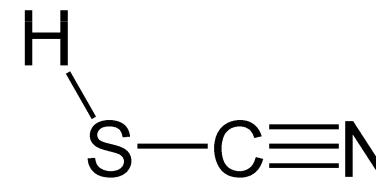


Kyselina thiouhličitá



Kyselina thiokyanatá (rhodanovodíková) HSCN

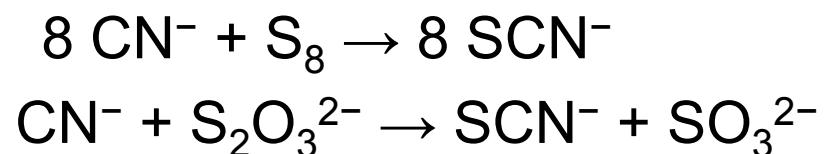
- bezbarvá, olejovitá kapalina
- silná kyselina, s vodou se mísí v každém poměru



soli thiokyanatany (rhodanidy)

- rhodanidy i rhodanokomplexy většinou dobře rozpustné ve vodě

Příprava:



- analyticky známý je komplex $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$
vykazující intenzivní purpurové zbarvení
činidlo je specifické pro Fe^{III} , s Fe^{II} zbarvení
neposkytuje.

