

PRVKY ČTVRTÉ SKUPINY

Do této skupiny patří **uhlík, křemík, germanium, cín a olovo**. Všechny tyto prvky mají čtyři valenční elektrony:

Obecná konfigurace: $ns^2 np^2$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow \uparrow \uparrow$

| Z | Značka | Název | Relativní atomová hmotnost | teplota | | X | Oxidační čísla |
|----|--------|-----------|----------------------------|---------|------|------|----------------|
| | | | | tání | varu | | |
| 6 | C | uhlík | 12,011 | 3550 | 4827 | 2,50 | (II), IV |
| 14 | Si | křemík | 28,086 | 1410 | 2355 | 1,90 | IV |
| 32 | Ge | germanium | 72,590 | 437 | 2830 | 2,00 | (II), IV |
| 50 | Sn | cín | 118,69 | 232 | 2270 | 1,90 | II, IV |
| 82 | Pb | olovo | 207,20 | 327 | 1744 | 1,80 | II, (IV) |

UHLÍK

Uhlík vytváří pouze kovalentní vazby, které mohou být podle povahy vazebního partnera v menší nebo ve větší míře polární. Většina sloučenin uhlíku je odvozena od excitovaného stavu atomu uhlíku. Uhlík má v tomto stavu 4 nespárované elektrony, a proto vytváří 4 kovalentní vazby. Ve sloučeninách může být uhlík v hybridním stavu sp^3 (methan), sp^2 (grafit, ethen) či v hybridním stavu sp (oxid uhličitý, ethyn).

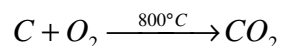
Atom uhlíku je ve většině sloučenin čtyřvazný, tj. vytváří čtyři kovalentní vazby.

Mimořádnou vlastností uhlíku je schopnost jeho atomů vytvářet pevné řetězce, kde mezi jednotlivými atomy uhlíku existují jednoduché nebo násobné vazby. Řetězce atomů uhlíku mohou být buď otevřené nebo uzavřené (cyklické sloučeniny).

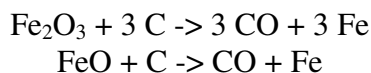
Čistý uhlík se v přírodě vyskytuje ve dvou alotropických modifikacích: diamant a grafit (tuha). V těchto modifikacích jsou atomy uhlíku navzájem vázány různými způsoby, a proto také diamant a grafit mají různou strukturu a tím i různé fyzikální a chemické vlastnosti:

| Vlastnost | Diamant | Grafit |
|----------------------|-----------|-------------|
| Barva | bezbarvý | šedý |
| Průhlednost | průhledný | neprůhledný |
| Hustota (g/cm^3) | 3,514 | 2,22 |
| Elektrický proud | nevede | vede |

Uhlík je poměrně málo reaktivní prvek. Většina jeho reakcí probíhá až za vyšších teplot:



Za vysoké teploty probíhají i redukce oxidů kovů uhlíkem (koks), což se v průmyslu používá při výrobě kovů:



Výskyt a použití uhlíku

Volný uhlík se vyskytuje v diamantu a grafitu, vázaný uhlík v anorganických sloučeninách (uhličitany – vápenec, vzduch – CO₂) a organické sloučeniny (uhlí, ropa, zemní plyn, asfalt, těla rostlin živočichů).

Použití uhlíku je mnohostranné. Diamanty se používají v klenotnictví, broušení, řezání a vrtání, z grafitu se zhotovují elektrody, tavící kelímky, tužky a moderátory v atomových reaktorech. Sloučeniny uhlíku také slouží jako významná paliva.

Sloučeniny uhlíku

Od uhlíku je známo více sloučenin než od kteréhokoliv jiného prvku (společně s vodíkem). Většina těchto sloučenin se klasifikuje jako organické sloučeniny.

Bezokyslíkaté sloučeniny

Karbidy jsou binární sloučeniny uhlíku s prvky o nižší hodnotě elektronegativity. Připravují se většinou za vysokých teplot.

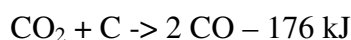
Halogenidy většinou patří do organické chemie. Nejvýznamnější z nich je chlorid uhličitý CCl₄, používaný jako nepolární rozpouštědlo.

Sirouhlík CS₂ se používá jako rozpouštědlo různých tuků, některých modifikací síry a fosforu.

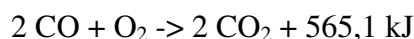
Kyanovodík HCN a jeho soli **kyanidy** jsou nejdůležitějšími anorganickými sloučeninami uhlíku s dusíkem. Kyanovodík je prudký jed, ve vodě se rozpouští za vzniku velmi slabé kyseliny kyanovodíkové. Kyanidy jsou všechny prudce jedovaté (KCN – cyankáli).

Oxidy a kyslíkaté kyseliny

Oxid uhelnatý CO vzniká při hoření uhlíku za nedostatečného přístupu kyslíku. Podstatou této reakce je redukce nejdříve vzniklého oxidu uhličitého uhlíkem:

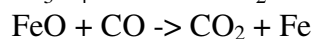
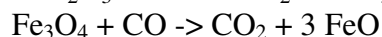
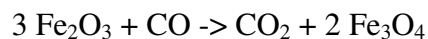


Oxid uhelnatý reaguje velmi ochotně s kyslíkem za vyšší teploty (700°C). Vzniká oxid uhličitý za značného uvolnění tepla:



Oxid uhelnatý je značně reaktivní látka, která má silné redukční vlastnosti.

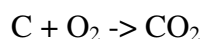
Redukční vlastnost CO se využívá při výrobě železa:



Oxid uhelnatý se slučuje s chlorem za vzniku chloridu karbonylu (fosgenu) COCl_2 , který se dříve používal jako bojový plyn.

Oxid uhelnatý je značně jedovatý plyn, protože se při vdechování váže na krevní barvivo, hemoglobin, a tím se zabraňuje rozvodu kyslíku v lidském těle.

Oxid uhličitý CO_2 vznikne při dokonalém spalování uhlíku:

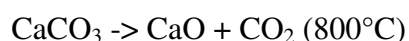


V oxidu uhličitém je uhlík čtyřvazný, molekula je lineární. Oxid uhličitý je stabilní látka.

V laboratoři se připravuje rozkladem uhličitanu vápenatého (mramoru) kyselinou chlorovodíkovou:

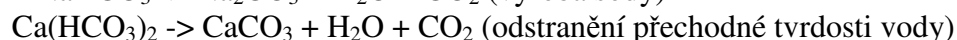
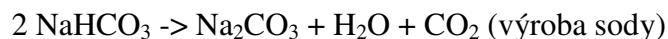


Průmyslově se oxid uhličitý připravuje jako vedlejší produkt při různých procesech, např. pálení vápna:



Kyselina uhličitá H_2CO_3 je nestálá dvojsytná kyselina, která vzniká reakcí oxidu uhličitého s vodou. Existuje pouze v roztoku, protože zahříváním se rozkládá za vzniku vody a oxidu uhličitého. Je to velmi slabá kyselina.

Uhličitany a **hydrogenuhličitany** odvozujeme od kyseliny uhličité. Hydrogenuhličitany jsou ve vodě rozpustné, uhličitany (s výjimkou uhličitanů alkalických kovů) jsou ve vodě nerozpustné. Technicky důležité jsou dvě reakce:



| vzorec | název | použití |
|-----------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Na ₂ CO ₃ NaHCO ₃ | uhličitan sodný hydrogenuhličitan sodný | výroba sodných solí kypřicí prášek do pečiva, neutralizace žaludečních kyselin, šumivé prášky – nápoje |
| K ₂ CO ₃ (NH ₄) ₂ CO ₃ | uhličitan draselný uhličitan amonný | výroba skla a mýdla kypřicí prášek do pečiva |

KŘEMÍK, GERMANIUM, CÍN, OLOVO

Křemík řadíme mezi nekovy, germanium mezi polokovy a cín a olovo mezi kovy. Tyto prvky jsou s výjimkou cínu málo reaktivní. Teprve při vysoké teplotě se slučují s mnoha prvky.

Se stoupajícím protonovým číslem prvku stoupá stálost jeho sloučenin s oxidačním číslem II a naopak klesá stálost sloučenin s oxidačním číslem IV.

Například při reakci s kyslíkem vzniká SiO₂ a GeO₂ a u olova převážně PbO.

V přírodě se **křemík** vyskytuje v různých kyslíkatých sloučeninách, jako v oxidu křemičitém, v křemičitanech a hlinitokřemičitanech. Zemská kůra obsahuje přibližně 27% křemíku. **Germanium** se vyskytuje zřídka v zinečnatých rudách. **Cín** se vyskytuje v cínovci (SnO₂) a **olovo** v galenitu (PbS).

Křemík se používá do slitin, na výrobu polovodičů, z **germania** se také vyrábějí polovodiče. **Cín** a **olovo** se používají jako přísady do slitin. **Cín** se používá na výrobu plechů. Z **olova** se vyrábějí akumulátory, roury, reakční nádoby, atd.

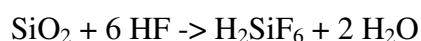
Sloučeniny křemíku

Hydridy

Obdobou nasycených uhlovodíků jsou **silany**, u nichž jednotlivé atomy křemíku jsou v hybridním stavu sp³. Obdobou methanu je **silan** SiH₄, ethanu **disilan** Si₂H₆.

Oxidy

Vazba Si – O je velmi pevná, proto je **oxid křemičitý** SiO₂ tuhá těžko tavitelná látka, protože atomy křemíku a kyslíku polymerují v prostorové útvary složené ze čtyřstěnů SiO₄. Oxid křemičitý existuje ve třech modifikacích, z nichž každá může existovat ve dvou formách, označených jako α a β – α-křemen, β-křemen, α-tridymit, β-tridymit, α-křystobalit, β-křystobalit. Oxid křemičitý je málo reaktivní, reaguje pouze s kyselinou fluorovodíkovou za vzniku plynného fluoridu křemičitého nebo kyseliny hexafluorokřemičité:



Ve vodě je nerozpustný, používá se k výrobě skla.