Všeobecná charakteristika p^1 prvkov

Do skupiny p^1 patria prvky III.A skupiny. Elektrónová konfigurácia valenčnej sféry je **ns^2 np^1**
S rastúcim protónovým číslom v skupine rastie aj kovový charakter prvkov.
Bór – nekov
Hliník – kov
Gálium – kov
Indium – kov
Tálium – kov

Bór

Výskyt bóru
Najznámejšou látkou v prírode je alotropická modifikácia bóru, **tertragonálny bór** - kryštalická látka sivočiernej farby s kovovým leskom. Za normálnych podmienok má malú elektrickú vodivosť, chemicky je takmer inertný.

Amorfný bór – je hnedý prášok, bez chuti a zápachu. Pri vyššej teplote je podstatne reaktívnejší. Ďalšie alotropické modifikácie sú chemicky inertné - nezlučujú sa.

Bór sa vyskytuje iba vo forme kyslíkatých zlúčenín, napríklad sasolín H_3BO_3, bórax, boracit, kernit.

Vlastnosti
konfigurácia valenčnej sféry je **$2s^2$ $2p^1$.**

Bór má vo valenčnej sfére 3 elektróny, na ich odtrhnutie je potrebná veľká energia - ionizačná energia, a to znamená, že bór nevytvára katióny B^{3+}. Bór je v elementárnom stave pevná, tmavá látka s kovovým leskom a je chemicky nereaktívna. Keďže bór nevytvára katióny, v zlúčeninách sa viaže kovalentnými väzbami.

Na základe konfigurácie valenčnej sféry vidíme, že bór by mal byť jednoväzbový pretože má jeden nespárený elektrón v orbitále p. Po dodaní energie však bór prechádza do vzbudeného - excitovaného stavu, kedy elektrón z s orbitálu prechádza do orbitálu p. Vznikajú 3 nespárené elektróny, z čoho vidíme, že bór sa väčšinou viaže troma väzbami. V tom prípade je v stave sp^2 hybridizácie.

Pevná, tvrdá, čierna látka s kovovým leskom. Polovodič. Svojimi chemickými vlastnosťami sa podobá na kremík. Málo reaktívny. Tvorí kovalentné väzby. Trojväzbový, niekedy štvorväzbový – v diboráne. Vysoká ionizačná energia (katióny B^{3+} sa nevyskytujú).

Výroba
Bór sa vyrába elektrolýzou roztavených boritanov alebo redukciou oxidu boritého silno elektropozitívnym kovom
$$\mathbf{B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 2\ B + 3\ MgO}$$

Použitie
Bór sa využíva v atómových reaktoroch – riadiace tyče

Zlúčeniny bóru
Borány
Borány sú zlúčeniny bóru s vodíkom. V ich štruktúre sú delokalizované elektróny – rozložené medzi väčším počtom atómov. Sú veľmi reaktívne látky, samozápalné a využívajú sa pri syntéze organických zlúčenín.

Boridy
Zlúčeniny bóru s kovmi. Majú zložitú štruktúru, sú chemicky inertné a niektoré sa vyznačujú dobrou elektrickou vodivosťou. Žiaruvzdorné látky. Vyrábajú sa z nich brúsne a žiaruvzdorné materiály. Vysoká tvrdosť, vysoká teplota topenia, elektricky vodivé látky.

Kyslíkaté zlúčeniny
H_3BO_3 - polymérna - slabá kyselina trihydrogenboritá, tvorí biele šupinkovité kryštály, ktoré sú málo rozpustné vo vode. Jej vodný roztok je veľmi slabá kyselina s antiseptickými účinkami – bórová voda, ktorá sa používa v medicíne.

Boritany
$Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$ - tetraboritan disodný (borax), tvorí bezfarebné kryštáliky, ktoré na vzduchu podliehajú zvetrávaniu a menia sa na prach. Iba boritany alkalických kovov sú vo vode rozpustné.

Oxidy
Oxid boritý B_2O_3 – bezfarebná sklovitá látka, vzniká horením bóru a z vodou vytvára kyselinu boritú.

Hliník

Elektrónová konfigurácia valenčnej sféry hliníka je **$3s^2\ 3p^1$.**

Výskyt
Hliník je tretí najrozšírenejší prvok v zemskej kôre. Vyskytuje sa len v zlúčeninách. Najrozšírenejší je vo forme kremičitanov (súčasť živca, sľudy, ílov). Hliník je súčasťou kaolínu, ktorý obsahuje minerál kaolinit – $Al_2(OH)_4Si_2O_5$ a súčasťou bauxitu – $Al_2O_3 \cdot H_2O$ (hydratovaný oxid hlinitý), nachádza sa aj v korunde Al_2O_3. Z kaolínu sa vyrábajú keramické výrobky. Zmesou kaolínu, rozomletého živca a kremeňa sa získava porcelán.

Fyzikálne vlastnosti hliníka
Hliník je striebrobiely kov, má malú hustotu, je kujný a ťažný a veľmi dobre vedie elektrický prúd a teplo. Je to ľahký a krehký kov.

Chemické vlastnosti
Vytvára v zlúčeninách silne polárne kovalentné väzby (aj napriek tomu, že je to kov)
Na vzduchu oxiduje a pokrýva sa kompaktnou vrstvičkou oxidu a hydroxidu, ktorá ho ochraňuje pred možnou koróziou. Vrstvu oxidov a hydroxidov je možné vytvoriť aj umelo anodickou oxidáciou – Eloxácia (eloxovanie).
Voči vzduchu a vode je stály.

Hliník reaguje aj s kyselinami aj so zásadami – **je amfotérny** – môže vystupovať aj ako kyselina aj ako zásada. **Amfotérny charakter:**

Reakcia s kyselinou

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

Reakcia so zásadou

$2Al + 2NaOH + 6\ H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$

$Na[Al(OH)_4]$ – tetrahydroxohlinitan sodný

Hliník má **redukčné vlastnosti** – viaže sa s kyslíkom.

$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$

Reakcia prebieha pri zahrievaní a je silne exotermická. Pri uvedenej reakcii nastáva redukcia a vzniká tekuté železo. Redukčná schopnosť hliníka sa využíva na získavanie niektorých kovov, ako napríklad železa z oxidov daných kovov pri teplote 3000 – 3500 °C. Uvedenú metódu nazývame **aluminotermia.**

Má redukčné vlastnosti. Na vzduchu horí intenzívnym svietivým plameňom za vzniku oxidu

$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$

Môže byť aj šesťväzbový, napríklad v hexafluorohlinitanovom ióne $[AlF_6]^{3-}$

Výroba

Elektrolýzou taveniny oxidu hlinitého a kryolitu pri teplote 950°C

Použitie

Hliník sa používa na výrobu zliatin (dural), fólií – alobalov, zrkadiel a na ochranu kovov proti korózii. Jeho redukčné vlastnosti sa využívajú na získavanie niektorých kovov – Mn, Mo, Cr z ich oxidov pri vysokých teplotách aluminotermiou. Ako mincový kov a podobne.

Zlúčeniny hliníka

$AlCl_3$ - chlorid hlinitý, AlF_3 – fluorid hlinitý

(Lewisova kyselina). Často využívaná ako katalyzátor v niektorých reakciách, ktorý na seba viaže látky, ktoré majú voľný elektrónový pár, napríklad alkoholy, ketóny, étery, amíny a ďalšie. Sú nereaktívne, nerozpustné

Al_2O_3 – oxid hlinitý

Je hlavnou surovinou pri výrobe hliníka. Je amfotérny a reaguje s vodnými roztokmi silných kyselín aj zásad. V prírode sa vyskytuje ako tvrdý minerál korund alebo ako jeho drahokamové odrody rubín a zafír. Dá sa pripraviť spaľovaním hliníka. Je nerozpustný vo vode.

$Al(OH)_3$ – hydroxid hlinitý

Je hydrátom oxidu hlinitého. Podobne ako oxid hlinitý je amfotérna látka a reaguje s vodnými roztokmi silných kyselín a zásad.

Reakcia s kyselinou

$3HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + 3\ H_2O$

Reakcia so zásadou

$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4$

Všeobecná charakteristika p^2 prvkov

Všeobecná konfigurácia valenčnej vrstvy je **ns^2 np^2**

Uhlík C – nekov (4 – väzbový, tvrdý, krehký) – jedine uhlík zo všetkých prvkov tejto skupiny sa v prírode vyskytuje v elementárnom stave.
Kremík Si – nekov (tvrdý, krehký)
Germánium Ge – polokov (tvrdý, krehký)
Cín Sn – kov (ťažný)
Olovo Pb – kov (má kovové vlastnosti)

Si, Ge, Sn, Pb – môžu byť až 6 – väzbové, pretože do väzieb môžu použiť aj svoje voľné nd orbitály.

Uhlík

Elektrónová konfigurácia: **$_6C$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$**

Výskyt uhlíka
Uhlík je základný **biogénny prvok**, je v prírode najrozšírenejší a nachádza sa v štruktúre sacharidov, tukov, bielkovín – je to biogénny prvok, a v mnohých organických zlúčeninách (ropa, zemný plyn, uhlie). Vyskytuje sa voľný aj viazaný v zlúčeninách. Má schopnosť tvoriť dlhé reťazce , kde sú jednotlivé uhlíky viazané jednoduchými väzbami, dvojitými väzbami alebo trojitými väzbami. Kvôli tejto vlastnosti existuje veľký počet organických zlúčenín. Z toho dôvodu tvorí základ organických zlúčenín a všetkých živých organizmov. Je súčasťou aj anorganických zlúčenín, ako napríklad CO_2 – oxid uhličitý (v atmosfére), CO – oxid uhoľnatý. Je súčasťou kalcitu – $CaCO_3$, magnezitu $MgCO_3$.

Fosílne palivá
Ropa, uhlie, zemný plyn
Medzi fosílne palivá zaraďujeme ropu, zemný plyn, uhlie. Fosílne palivá vznikli dlhodobým procesom anaeróbneho rozkladu organickej hmoty. Ropa a zemný plyn pochádzajú pravdepodobne zo živočíšnych tkanív živočíchov z pravekých morí, ktoré boli prekryté vrstvou hornín a počas miliónov rokov sa postupne rozložili za vzniku pestrej palety uhľovodíkových zlúčenín. Ropa, uhlie a zemný plyn tvoria v súčasnosti základ svetovej energetiky a veľkej časti chemického priemyslu. Najmä ropa je zdrojom energie pre dopravnú infraštruktúru. Ropa aj zemný plyn sa zvyčajne vyskytujú spoločne, ale zemný plyn sa vyskytuje aj samostatne.

Ropa – hnedá alebo čierna olejovitá kvapalná látka. Tvorí ju zmes alkánov, cykloalkánov a aromatických uhľovodíkov – arénov. Jej spracovanie prebieha procesom, ktorý nazývame **frakčná destilácia**. Produktmi frakcie sú:

1. Uhľovodíkové plyny – bután, propán, ktoré sa používajú ako chemické suroviny alebo ako palivá.
2. Benzínová frakcia – používame ju ako palivo do zážihových motorov, ako rozpúšťadlo alebo ako dôležitú chemickú surovinu. Kvalitu benzínu vyjadruje oktánové číslo.
3. Petrolejová frakcia – petrolej – použitie: na svietenie, ako palivo turbín, na rozpúšťanie nečistôt a podobne.

4. Plynový olej – motorová nafta – používa sa ako palivo do naftových motorov (dieslových motorov)
5. Destilačný zvyšok - mazut – použitie: kúrenie, vyrába sa z neho asfalt (destiláciou). Asfalt slúži na úpravu ciest.

Zemný plyn – zmes plynných uhľovodíkov, z ktorých najväčšie zastúpenie má metán, ale zemný plyn obsahuje aj vodnú paru, dusík alebo oxid uhličitý. Použitie: palivo, výroba organických zlúčenín a podobne.
Uhlie – horľavá hornina, ktorú tvorí zmes látok – uhlík + kyslík + dusík + vodík + síra a iné.
Uhlie delíme na:

1. **Lignit** – uhlie, ktoré má najmenší stupeň preuhoľnenia. Vyznačuje sa najnižšou výhrevnosťou, a tým že je to relatívne najmladšie uhlie.
2. **Hnedé uhlie** – má vyšší stupeň preuhoľnenia ako lignit.
3. **Čierne uhlie**
4. **Antracit**

Čierne uhlie a antracit sú najkvalitnejšie druhy uhlia.

Alotropické modifikácie uhlíka

Sú známe tri alotropické modifikácie uhlíka, a to: grafit, diamant a fulleren. Tieto alotropické modifikácie sa líšia kryštálovou štruktúrou, fyzikálnymi a chemickými vlastnosťami.

Tuha – grafit
Uhlík je viazaný v kryštalickej štruktúre – hexagonálna sústava (vrstevnatá štruktúra), jednotlivé roviny uhlíkov sú viazané len slabými Van der Waalsovými silami. Tuha je dobre štiepateľná, vedie teplo aj elektrický prúd. Má sivočierne sfarbenie, kovový lesk, je mäkká. Využíva sa na výrobu ceruziek, túh na písanie, maľovanie a v metalurgickom priemysle.

Diamant
Základnú jednotku v štruktúre tvorí tetraéder – kubická sústava. V tejto štruktúre je každý atóm uhlíka viazaný štyrmi susednými atómami pevnými nepolárnymi kovalentnými väzbami, a táto štruktúra spôsobuje nezvyčajnú tvrdosť diamantu – diamant je najtvrdšia látka v prírode – tvrdosť = 10 na Mohsovej stupnici. Diamant sa používa najmä v klenotníctve, kde sa používa prírodný vybrúsený číry diamant – briliant (prstene, náramky).

Ďalej sa používa na zhotovenie brúsnych a rezných zariadení kvôli svojej extrémnej tvrdosti. Nevedie elektrický prúd, chemicky je málo reaktívny. Vyskytuje sa v rôznych farebných modifikáciách od čírej priehľadnej až po čiernu. Náleziská s najkvalitnejšími diamantmi sa nachádzajú napríklad: v Afrike – v JAR, Namíbii, v Brazílii.

Fullereny
Fellereny tvoria skupinu alotropických modifikácii čistého uhlíka. Sú to sférické molekuly, ktoré sú zložené z päť alebo šesťčlenných kruhov atómov uhlíka (molekulová kryštálová štruktúra). Tieto molekuly sú v priestore usporiadané do guľovitého tvaru (6 – členné a 5 - členné cykly sa striedajú) alebo do tvaru deformovanej gule.
Sú mimoriadne odolné voči vonkajším fyzikálnym vplyvom a faktorom. Najstabilnejší známy fulleren je molekula, ktorá v štruktúre obsahuje 60 uhlíkových atómov.

Vlastnosti uhlíka
Je málo reaktívny, reaguje až pri vysokých teplotách. Nekov, nie je schopný tvoriť katióny
Má redukčné schopnosti, ktoré majú využitie v priemysle: **$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 3CO + 2Fe$**
Vlastnosti uhlíka sa využívajú na výrobu kovov a ich oxidov (aluminotermia).
Technické formy uhlíka – koks, uhlie. Má schopnosť vytvárať dlhé reťazce a vytvára násobné väzby – napríklad v organických zlúčeninách: alkány, alkény, alkíny a podobne.

Izotopy uhlíka : ^{12}C (cca 98,89%), ^{13}C(cca 1,11%) a stopy rádioaktívneho izotopu ^{14}C – žiarič beta žiarenia.

Využitie uhlíka
Pri výrobe elektród (uhlíková elektróda). V atómových reaktoroch. Z grafitu sa vyrábajú ceruzky, elektródy, taviace tégliky a používa sa ako mazadlo ložísk. Uhlík sa využíva na adsorpciu plynných látok (živočíšne uhlie pri tráviacich ťažkostiach). Diamant sa používa na obrábanie tvrdých materiálov, na výrobu šperkov, do vrtných hlavíc

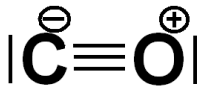
Bezkyslíkaté zlúčeniny uhlíka
Deriváty uhľovodíkov
Karbidy – zlúčeniny uhlíka s prvkom s menšou elektronegativitou (karbid vápenatý CaC_2).
Karbidy sú tvrdé, pevné, sú to zlúčeniny s vysokou teplotou topenia.
1. Iónové karbidy – uhlík + alkalický kov (kov alkalických zemín)
Napríklad karbid vápenatý (pre reakcii s vodou vzniká acetylén):
$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + CH{=}CH$
2. Kovalentné karbidy – atómy uhlíka a atómy druhého prvku sú navzájom viazané kovalentnými väzbami, sem patrí napríklad SiC, Be_2C, BC a podobne.

Halogenidy – zlúčeniny uhlíka a halového prvku (napríklad: **CCl_4 – chlorid uhličitý** (tetrachlormetán) – je bezfarebná kvapalina, má sladkastý zápach, vo vode nerozpustná, používa sa ako rozpúšťadlo nepolárnych alebo organických látok, má narkotické účinky)
Sírouhlík – CS_2 - nepolárne rozpúšťadlo, bezfarebná kvapalina, jedovatá, nerozpustná vo vode. Vzniká z uhlíka a síry pri zvýšenej teplote: **$2S + C \rightarrow CS_2$**
Kyanovodík HCN – bezfarebný, má kvapalné skupenstvo, jedovatý, je rozpustný vo vode. Spôsobuje ochrnutie dýchacieho systému.
Kyselina kyanovodíková – vodný roztok kyanovodíka – veľmi slabá kyselina. Soli kyseliny kyanovodíkovej: Kyanidy – všeobecný vzorec $M^{I}CN$ – napríklad kyanid draselný KCN – prudko jedovatý.

Kyslíkaté zlúčeniny uhlíka
CO – oxid uhoľnatý. Bezfarebný plyn, bez zápachu.
Vzniká horením uhlíka pri nedostatku kyslíka.
Podstata reakcie: redukcia oxidu uhličitého nadbytočným uhlíkom (horením vznikne najprv oxid uhličitý, ktorý sa redukuje nadbytočným uhlíkom):
$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$
$CO_2\ (g) + C \leftrightarrow 2\ CO\ (g)$
Vo vode je málo rozpustný.

Je veľmi reaktívny a má redukčné účinky: **$Fe_2CO_3 + CO \rightarrow 2\ Fe + 2\ CO_2$** (redukcia prebieha pri zvýšenej teplote)Vyznačuje sa schopnosťou viazať na hemoglobín – krvné farbivo, čím sa zabraňuje prenášaniu kyslíka a môže dôjsť k uduseniu. Je jedným z najsilnejších jedov, ktoré pôsobia na človeka a na všetky živočíchy, ktoré majú v krvi hemoglobín.

Molekula oxidu uhoľnatého má malý dipólový moment. Táto skutočnosť je vysvetlená silným posunom väzbových elektrónov smerom ku kyslíku (je elektronegatívnejší ako uhlík), a tým sú skoro kompenzované formálne náboje dané trojitou väzbou medzi atómom kyslíka a atómom uhlíka.



CO_2 – oxid uhličitý. Má slabé oxidačné účinky. Je bezfarebný a má slabo kyslý zápach a slabo kyslú chuť. Vzniká pri dokonalom spaľovaní uhlíka s dostatočným prístupom vzduchu: **$C + O_2 \rightarrow CO_2$.**
Používa sa pri výrobe nápojov, sódovej vody a skvapalnený sa používa do snehových hasiacich prístrojov. Pripravuje sa napríklad tepelným rozkladom $CaCO_3$ – uhličitan vápenatý.

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CO_2 + CaO$$

CaO – pálené vápno
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
$Ca(OH)_2$ – hasené vápno (hydroxid vápenatý)

Alebo sa pripravuje z uhličitanu vápenatého pôsobením HCl
$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow H_2O + CO_2 + CaCl_2$

H_2CO_3 – kyselina uhličitá. Vzniká rozpustením oxidu uhličitého vo vode, kde veľmi malé množstvo oxidu uhličitého reaguje s vodou:

$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
(Takmer celý roztok oxidu uhličitého vo vode je tvorený hydratovanými molekulami $CO_2.nH_2O$)

Je to slabá veľmi nestála dvojsýtna kyselina. Jej soli sú:
a.) **$M^{I}(HCO_3)^{-I}$** - hydrogenuhličitany (napríklad: $NaHCO_3$ – hydrogenuhličitan sodný, ktorý sa používa v potravinárskom priemysle a v lekárstve na potláčanie acidity) – vo vode rozpustné.
b.**) $M_2^{I}(CO_3)^{-II}$** – uhličitany ($CaCO_3$ – uhličitan vápenatý) - vo vode nerozpustné (s výnimkou uhličitanov alkalických kovov – okrem lítneho). K_2CO_3 – potaš, Na_2CO_3 sóda – používajú sa na výrobu pracích prostriedkov a skla.

Tepelným rozkladom pevných hydrogenuhličitanov alkalických kovov dochádza k vzniku uhličitanov: **$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$**
Rozklad uhličitanov (pri pôsobení kyselín a pri zahrievaní): $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
Podstatou krasových javov je vzájomná premena medzi uhličitanom vápenatým a hydrogenuhličitanom vápenatým: **$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \leftrightarrow Ca(HCO_3)_2$**. Vápenec sa vodou, ktorá je obohatená o oxid uhličitý, premieňa na rozpustný hydrogenuhličitan vápenatý.

Kremík

Elektrónová konfigurácia kremíka je: **$_{14}Si$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$**

Výskyt
Druhý najrozšírenejší prvok na Zemi, hneď po kyslíku. V prírode sa nachádza ako kremeň SiO_2, vo forme kremičitanov, napríklad granát, a vo forme hlinitokremičitanov napríklad živec, sľuda.

Vlastnosti
Tmavosivá kryštalická látka s kovovým leskom, je tvrdá.
Má štruktúru podobnú štruktúre diamantu, je však menej pevná, a z toho dôvodu je kremík krehkejší. Vystupuje ako štvorväzbový vo väčšine zlúčenín.
Jeho väzby majú kovalentný charakter. Netvorí vodíkové mostíky. Nie je príliš reaktívny
Je odolný voči kyselinám (výnimka je HF). Energia väzby Si – Si je približne polovičná v porovnaní s energiou väzby C - C (preto k štiepeniu väzby Si-Si dochádza ľahšie ako k štiepeniu väzby C-C). Kremík nemá schopnosť viazať sa dvojitou alebo trojitou väzbou.

Využitie
Kremík sa využíva ako polovodič v elektrotechnickom priemysle. Používa sa taktiež v slnečných batériách. Technický kremík sa používa v hutníctve na výrobu zliatin ako dezoxidačný prostriedok, na zvýšenie tvrdosti a pevnosti ocele.

Výroba
Kremík sa vyrába redukciou oxidu kremičitého karbidom vápenatým alebo uhlíkom v elektrických peciach:
$SiO_2 + CaC_2 \rightarrow Si + Ca + 2CO$
$SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO$

Zlúčeniny kremíka
Silicidy – silicidy sú zlúčeniny kremíka a kovu, napríklad: Li_3Si, $CaSi_2$.
Silány – silány sú zlúčeniny kremíka s vodíkom. Monosilán a disilán – plyny, trisilán, tetrasilán – kvapalné látky, ostatné silány sú tuhé látky. Sú veľmi reaktívne, samozápalné, reagujú s vodou za vzniku vodíka. Majú redukčné vlastnosti.
Monosilán – SiH_4
Disilán – Si_2H_6
Trisilán – Si_3H_8

Halogenidy kremičité – sú to prchavé látky. SiF_4 – fluorid kremičitý – s vodou vytvára kyselinu hexafluorokremičitú H_2SiF_6 – existuje iba v roztoku.

Oxidy – napríklad oxid kremičitý SiO_2. Oxid kremičitý – pevná látka, tvrdá, chemicky odolná, ťažko taviteľná stála látka. Je odolný voči vode a kyselinám okrem kyseliny fluorovodíkovej HF, ktorá leptá sklo. V prírode sa oxid kremičitý nachádza v podobe piesku. Piesok – kryštalický znečistený kremeň. Oxid kremičitý sa používa v stavebníctve, v sklárskom priemysle pri výrobe skla alebo v zlatníctve napríklad pri výrobe šperkov: ametyst, ruženín, číry bezfarebný kremeň – krištáľ. Sklo je homogénna amorfná látka, ktorá vzniká ochladením

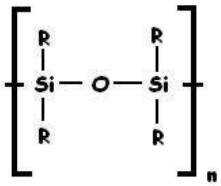
taveniny SiO_2, uhličitanov alkalických kovov, vápenca a iných prísad. Oxid kremičitý sa v prírode vyskytuje vo forme viacerých kryštalických modifikácií. Najznámejšie sú kremeň, tridymit a kristobolit.

S kyselinou fluorovodíkovou reaguje nasledovne a vzniká pri tom fluorid kremičitý:
SiO_2 (s) + 4 HF (aq) → SiF_4 (g) + 2 H_2O(l)

Kyselina kremičitá – vzniká okyslením vodných roztokov alkalických kremičitanov. Kyselina kremičitá sa zahriatím mení na rôsolovitý gél – jeho vysušením vzniká tvrdý silica gél.
Kremičitany – kremičitany vznikajú tavením oxidu kremičitého s hydroxidmi a uhličitanmi alkalických kovov.
SiO_2 + 2 NaOH→ Na_2SiO_3 + H_2O
Kremičitany sú v prírode veľmi rozšírené ako nerasty alebo ako súčasti hornín, napríklad živce, sľudy, kaolinity a tak ďalej. Kremičitany sa používajú na výrobu keramiky a cementu.

Silikóny – syntetické organokremičité polymérne zlúčeniny. Sú to tepelne odolné látky s hydrofóbnymi vlastnosťami (odpudzujú vodu). Použitie – mazacie oleje, izolačný materiál, náterové hmoty.

V štruktúre silikónov sa nachádza pravidelne sa opakujúca jednotka:



Kde R je uhľovodíkový zvyšok.

Cín

Oxidačné čísla v zlúčeninách, sú II, IV. **Elektrónová konfigurácia $_{50}Sn$: [Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^2$**

Výskyt
Elementárne sa cín vyskytuje ojedinele, vyskytuje sa hlavne ako súčasť zlúčenín, akou je napríklad kasiterit **SnO_2**, ktorý nazývame aj **cínovec.** Chemicky je to oxid ciničitý, ktorý obsahuje 78,62 % cínu.

Vlastnosti a chemické reakcie
Cín je striebrolesklý kov. Je veľmi ťažný a dá sa vyvalcovať na tenkú fóliu, ktorú poznáme pod menom staniol. Cín je odolný voči vode, a tak isto aj voči kyselinám a zásadám.

Výroba
Cín sa vyrába z oxidu ciničitého redukciou uhlím:
SnO_2 + 2 C → Sn + 2 CO

Použitie
Cín – upravujú sa ním povrchy niektorých kovov, ktoré sú menej odolné. Táto úprava sa nazýva pocínovanie. Cín sa používa na letovanie a aj na výrobu zliatin, akou je napríklad bronz, čo je zliatina medi a cínu.

Bronz – využíva sa napríklad na:
Výrobu bronzových medailí, ktoré sa udeľujú za získanie tretieho miesta v športových disciplínach. Výrobu potrubí a ventilov. Vyrábajú sa z neho zvony, sochy, nádoby a bronzové umelecké predmety

Olovo

Elektrónová konfigurácia $_{82}$Pb: (Xe)4f^{14} 5d^{10}6s^{2} p^{2}

Výskyt
Olovo sa elementárne vyskytuje len vzácne, väčšinou sa vyskytuje v podobe zlúčenín, napríklad galenit PbS (sulfid olovnatý).

Vlastnosti a reakcie
Mäkký, ťažký, lesklý modrosivý kov. Nepatrí medzi biogénne prvky. Vyskytuje sa len v kubickej forme. Kujný, dá sa ľahko valcovať, ľahko tvorí rôzne zliatiny. Na vzduchu oxiduje - pokrýva sa vrstvičkou oxidu alebo uhličitanu – toto ho chráni pred ďalšou oxidáciou.
V kyseline sírovej sa poťahuje vrstvičkou síranu olovnatého, ktorý je nerozpustný a chráni olovo pred ďalším pôsobením kyseliny - kyselina sírová ho pasivuje a olovo s ňou nereaguje.
Rozpustný v kyseline dusičnej HNO_3, rozpúšťa sa v nej na dusičnan olovnatý:
$3\ Pb + 8\ HNO_3 \rightarrow 3Pb(NO_3)_2 + 2\ NO + 4H_2O$

Olovo a jeho zlúčeniny sú pre živočíchy a rastliny toxické

Výroba
Olovo sa vyrába pražením galenitu. Vzniká tak oxid olovnatý, ktorého redukciou vzniká olovo.

Použitie
Obaly na káble, Elektródy, Ochranné obaly, ktoré chránia pred RTG lúčmi

Zlúčeniny
Zlúčeniny olova sú jedovaté.

Chlorid a bromid olovnatý $PbCl_2$ a PbF_2 – ich štruktúra je zložitá.
PbO – oxid olovnatý – vzniká oxidáciou roztaveného olova vzdušným kyslíkom – červená modifikácia. Jeho žltá modifikácia vzniká tepelným rozkladom uhličitanu alebo dusičnanu olovnatého.
Hydroxid olovnatý $Pb(OH)_2$ - biela práškovitá látka. Vo vode je málo rozpustná a v kyselinách sa rozpúšťa za vzniku olovnatých solí.
PbS - sulfid olovnatý – prírodný sulfid olovnatý – galenit - je kryštalický, má kovový lesk a rozpúšťa sa v horúcej kyseline dusičnej.
Pb_3O_4 – oxid olovnato olovičitý – keď je bezvodý má červenú farbu.
Pb_2O – oxid olovičitý – hnedá látka s oxidačnými vlastnosťami. Používa sa pri výrobe pyrotechnických materiálov. Účinné oxidačné činidlo, ktoré oxiduje kyselinu chlorovodíkovú na chlór.

Všeobecná charakteristika p^3 prvkov

V. A skupiny, teda prvky p^3 .

N – pri bežnej teplote je plynná látka,
P – je pri bežnej teplote nekovová pevná látka,
As a Sb sú polokovy a posledný prvok skupiny
bizmut je kov, teda s rastúcim protónovým číslom rastie kovový charakter prvkov.

Chemické vlastnosti
prvky tejto skupiny sa stabilizujú tvorbou troch kovalentných väzieb – teda majú v zlúčeninách oxidačné číslo +III. Vznik aniónov N^{3-} a P^{3-} je energeticky nevýhodný, pri nitridoch a fosfidoch prevažuje kovalentný charakter chemickej väzby. Maximálna väzbovosť dusíka je 4, ostatné prvky V.A skupiny môžu byť aj päťväzbové.
S rastúcim protónovým číslom klesá ich reaktivita.

Dusík

Elektrónová konfigurácia [He] $2s^2$ $2p^3$

Výskyt
Podstatná časť dusíka sa nachádza v atmosfére v podobe molekúl N_2 (78%). V prírode sa vyskytuje aj vo forme minerálov – napríklad dusičnan sodný $NaNO_3$ – nazývaný aj čílsky liadok alebo draselný liadok KNO_3. Dusík je dôležitým biogénnym prvkom – nachádza sa v bielkovinách.

Príprava
Dusík sa pripravuje rozkladom dusitanu amónneho: $\mathbf{NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O}$

Výroba
Dusík sa vyrába frakčnou destiláciou zo vzduchu, ktorý je skvapalnený. Je základom pri výrobe amoniaku a oxidu dusného. Dusík uskladňujeme a prepravujeme vo fľašiach z ocele, ktoré sú označené zeleným pruhom. Ak je dusík skvapalnený prepravuje sa v špeciálnych žltých nádobách.

Vlastnosti a reakcie dusíka
N_2 – bezfarebný plyn, bez chuti, bez zápachu, vo vode sa rozpúšťa len málo.
Vyskytuje sa vo forme dvojatómovej molekuly N_2 – vo všetkých skupenstvách.
Oxidačné čísla - **-III až V**. Môže byť maximálne štvorväzbový v zlúčeninách.
Je schopný tvoriť vodíkové väzby.
Nízka reaktivita dusíka N_2 vyplýva z prítomnosti trojitej väzby, ktorá je oveľa pevnejšia ako jednoduchá väzba. Kvôli tomu sa dusík nezlučuje ani s veľmi reaktívnymi prvkami.
Pri zvýšení tlaku a teploty dochádza k rozštiepeniu väzby a vznikajú dva atómy dusíka, ktoré sú veľmi reaktívne.

Použitie dusíka
Používa sa pri výrobe dôležitých zlúčenín, napríklad amoniaku, kyseliny dusičnej, či dusíkatých hnojív. Dusík sa používa ako ochranný plyn – kvôli svojej nízkej reaktivite vytvára inertnú atmosféru (bráni styku kyslíka s inými látkami napríklad pri výrobe výbušnín).

Zlúčeniny dusíka

Amoniak a amónne soli
Chemický vzorec amoniaku je **NH_3**. Amoniak je pri bežných podmienkach bezfarebný plyn. Charakteristický je štipľavým zápachom. Medzi molekulami amoniaku dochádza k vzniku vodíkovej väzby – vodíkových mostíkov. Rovnako sa molekuly amoniaku dokážu viazať vodíkovou väzbou aj s molekulami vody, preto sa amoniak vo vode veľmi dobre rozpúšťa. Amoniak je aj **dobrým rozpúšťadlom.**

Redukčné vlastnosti amoniaku:
$$3\ CuO + 2\ NH_3 \rightarrow 3\ Cu + 3H_2O + N_2$$
Reakcia amoniaku s kyslíkom – je veľmi významná reakcia, prebieha pri vyrábaní kyseliny dusičnej. Reakcia prebieha pri 700°C a za prítomnosti katalyzátora Pt – platina.

$$4NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$
Amoniak v chemických dejoch často vystupuje ako donor elektrónového páru – v komplexotvorných reakciách.

Laboratórne sa amoniak pripravuje rozkladom amónnych solí silnými zásadami: $NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3 + NaCl + H_2O$

Používa sa pri výrobe kyseliny dusičnej HNO_3, v kvapalnom skupenstve ako hnojivo, na výrobu farbív, pri chemických syntézach, ako chladiaca látka v chladiarenských prístrojoch – v kvapalnom skupenstve a podobne.

Amoniak má **zásaditý charakter** (spôsobuje ho voľný elektrónový pár na dusíku) – viaže protón H^+ za vzniku katiónu HN_4^+. Pri reakcii amoniaku s kyselinou vznikajú **amónne soli** – vo vode sa dobre rozpúšťajú, majú iónový charakter, ľahko sa rozkladajú za pôsobenia vyššej teploty. **Napríklad:**
$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

NH_4Cl – chlorid amónny - salmiak
Salmiak – používa sa v lekárstve, pri spájkovaní kovov.

<u>Amónne soli</u> – bezfarebné alebo biele. Sú vo vode nerozpustné, kryštalické.
Medzi bezkyslíkaté zlúčeniny dusíka tiež patria:
Amidy – NH_2^- , napríklad amid sodný $NaNH_2$
Imidy – NH^{2-} , napríklad imid sodný – Na_2NH
Nitridy – N^{3-}, napríklad nitrid sodný Na_3N

Kyslíkaté zlúčeniny dusíka
Oxidy
V oxidoch má atóm dusíka oxidačné číslo, ktorého hodnota sa pohybuje od I až po V. Oxidy sú vo väčšine prípadov málo stále, čo je vyvolané tým, že väzba N – O je málo polárna. Oxidy sú zložkou výfukových plynov, priemyselných exhalátov, sú jedovaté, sú medziproduktami výroby kyseliny dusičnej a vznikajú pri redoxných reakciách dusíkatých zlúčenín.

Oxid dusný N_2O
Nazývame ho aj rajský plyn. Bezfarebný. Má sladkastú chuť. Slabo sa rozpúšťa vo vode. Zmes s vodíkom pri styku s plameňom vybuchuje. Používa sa v lekárstve – narkózy.

Oxid dusnatý NO
Je veľmi reaktívny, na vzduchu reaguje s kyslíkom za vzniku oxidu dusičitého a v kombinácii s vodou sa tvorí kyselina dusičná. To v atmosfére prispieva k tvorbe kyslých dažďov (čiastočne je poškodzovaný aj ozón pôsobením NO).
NO sa uvoľňuje prirodzene z rastlín, ale len v malej miere. Do vzduchu sa dostáva hlavne z výfukov automobilov alebo z komínov tepelných elektrární.
Priemyselne sa vyrába oxidáciou amoniaku: $\mathbf{4NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O}$.Je medziproduktom pri výrobe kyseliny dusičnej. Dá sa pripraviť aj priamou syntézou (pri vysokej teplote):
$\mathbf{N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO}$

Oxid dusičitý NO_2
Jedovatý. Má červenohnedú farbu. Je to silné oxidačné činidlo.
Pri bežných podmienkach je dimérny – $\mathbf{2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4}$

Kyselina dusičná a jej soli - dusičnany
Kyselina dusičná má vzorec HNO_3, kde N má oxidačné číslo V. Čistá kyselina dusičná je bezfarebná kvapalina, silná kyselina so silnými oxidačnými vlastnosťami. Oxidačné vlastnosti sú závislé od koncentrácie kyseliny dusičnej, od charakteru oxidovanej látky, od teploty pri chemickej reakcii.

Kyselina dusičná sa na svetle rozkladá, a preto ju uchovávame v tmavých fľašiach na tmavom mieste. S vodou je miešateľná bez obmedzenia. Keďže kyselina dusičná je silné oxidovadlo, oxiduje takmer všetky kovy, okrem Au – zlata, Pt – platiny, Rh – ródia, Ir – irídia, Nb – nióbu, Ta – tantalu. Tieto uvedené kovy reagujú len s Lúčavkou kráľovskou (je to zmes HNO_3 a HCl v pomere 1 : 3).
Kovy ako železo – Fe, chróm – Cr, hliník – Al sa v koncentrovanej kyseline dusičnej pasivujú – čo znamená, že sa pokrývajú vrstvičkou oxidov, ktoré bránia ďalšej reakcii a reagujú potom iba so zriedenou kyselinou.Pôsobením kyseliny dusičnej dochádza k žltnutiu bielkovín.

Príprava:
Vzniká rozkladom dusičnanu sodného kyselinou sírovou:
$\mathbf{NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3}$

<u>Použitie</u>
Výroba organických farbív, liečiv, výbušnín, celulóznych lakov, dusičnanov.

Priemyselná výroba kyseliny dusičnej
Nepriamou katalytickou oxidáciou amoniaku, ktorá prebieha v štyroch krokoch:
Syntéza amoniaku: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
Oxidácia amoniaku: $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4\ NO + 6H_2O$
Oxidácia oxidu dusnatého: $2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$
Reakcia oxidu dusičitého s vodou: $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$

Soli kyseliny dusičnej nazývame **dusičnany. Ich všeobecný vzorec je $M^{I}NO_3$**. Sú rozpustné vo vode, pri vyššej teplote sa prejavujú ich oxidačné vlastnosti.
Dusičnany získavame reakciou kyseliny dusičnej s kovmi alebo ich oxidmi alebo uhličitanmi.
Napríklad: $CuO + 2\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$

Kyselina dusitá a jej soli - dusitany
HNO_2 – kyselina dusitá
Stredne silná kyselina. Používa sa pri výrobe farbív. Je veľmi nestála a ľahko podlieha oxidácii aj redukcii. Reakciou dusitanov s neoxidačnými kyselinami môžeme získať jej vodný roztok: $AgNO_2 + HCl \rightarrow HNO_2 + AgCl$

Soli kyseliny dusitej nazývame dusitany. Zapisujeme ich v tvare $M^{I}NO_2$. Sú vo vode dobre rozpustné.

Dusíkaté hnojivá
Medzi dusíkaté hnojivá patrí napríklad dusičnan amónny NH_4NO_3, dusíkaté vápno $CaCN_2$, síran amónny $(NH_4)_2\ SO_4$, močovina a podobne.

Fosfor

Elektrónová konfigurácia: **$[Ne]3s^2\ 3p^3$**
Výskyt
Fosfor sa v prírode vyskytuje viazaný v zlúčeninách. Napríklad v mineráli zvanom apatit – $Ca_3F(PO_4)_3$alebo vo forme fosfátov. Je to dôležitý biogénny prvok – v podobe fosforečnanu vápenatého je zložkou kostí a zubov. Je súčasťou nukleových kyselín, ATP, NAD, NADH, fosfolipidov a podobne.

Vlastnosti a reakcie fosforu
Svojimi fyzikálnymi vlastnosťami sa podobá na kovy.Netvorí vodíkové väzby. S kovmi i s nekovmi tvorí väčšinou kovalentné väzby.

Poznáme tri alotropické modifikácie fosforu:
1. Biely fosfor P_4 - je najreaktívnejšou modifikáciou fosforu, na vzduchu je nestály – samozápalný – z toho dôvodu sa uchováva pod vodou. Prudko jedovatý. Je mäkký ako vosk, nerozpúšťa sa vo vode, dá sa krájať a je veľmi reaktívny.
2. Červený fosfor – obsahuje reťazce **P_n**. Je menej reaktívny ako biely, vo vode sa nerozpúšťa, nie je jedovatý.
3. Čierny fosfor – vrstevnatá štruktúra. Je to tmavosivá kryštalická látka s kovovým leskom, vedie elektrický prúd, najstabilnejší zo všetkých modifikácií fosforu a je najmenej reaktívny.

Použitie fosforu
Na prípravu a výrobu zlúčenín akou je napríklad kyselina fosforečná, alebo rôzne fosfáty. Je súčasťou zliatin. Výroba zápaliek – červený fosfor. Príprava bômb, ničenie hmyzu – biely fosfor.

Bezkyslíkaté zlúčeniny fosforu

Sem patrí napríklad **fosfát PH_3**
Fosfát – pri bežných podmienkach je to bezfarebný plyn, prudko jedovatý, má nepríjemný zápach podobný cesnaku. V čistom stave je na vzduchu samozápalný. Má redukčné schopnosti.
Difosfán P_2H_4
Fosfidy – napríklad **fosfid vápenatý Ca_3P_2**

<u>Kyslíkaté zlúčeniny fosforu</u>
Oxidy – vznikajú pri horení bieleho fosforu – oxid fosforitý, oxid fosforečný.
P_4 → (podmienka: O_2)P_4O_6 → (podmienka: O_2) P_4O_{10}

Oxid foforitý P_4O_6:
Má bielu farbu a je jedovatý, ľahko sa topí, je kryštalický a podobá sa na vosk. Kyslý, s vodou vytvára roztok kyseliny fosforitej, oxid fosforitý ľahko oxiduje.

Oxid fosforečný P_4O_{10} – pevný, biely, snehu podobný. Pri 358,9 °C sublimuje. Je silne hygroskopický – používa sa na vysušovanie látok (má dehydratačné vlastnosti). Po osvetlení svetielkuje zelenkastou farbou.

Kyseliny
Kyselina fosforitá H_3PO_3 – je to kryštalická látka bez farby, ktorá sa vo vode veľmi dobre rozpúšťa. Je známa svojimi hygroskopickými účinkami a používame ju ako redukčné činidlo.

Kyselina trihydrogenfosforečná H_3PO_4 – stredne silná kyselina. Vzniká z oxidu fosforečného v styku s nadbytkom vody: **$P_4O_{10} + 6\ H_2O \rightarrow 4\ H_3PO_4$**

Nemá oxidačné vlastnosti. Je tuhá, číra a kryštalická. Väčšinu kovov nerozpúšťa, lebo pri reakcii sa na ich povrchu vytvára vrstvička nerozpustných fosforečnanov. Použitie – farmácia (pri pridaní do roztoku peroxidu vodíka spomaľuje jeho rozklad), pri výrobe liečiv, hnojív, pracích prostriedkov atď.

<u>Soli kyseliny fosforečnej</u>
Dihydrogenfosforečnany – $M^{I}H_2PO_4$ – rozpustné vo vode
Hydrogenfosforečnany –$M_2^{I}HPO_4$
Fosforečnany – $M_3^{I}PO_4$
Hydrogenfosforečnany a fosforečnany sú vo vode rozpustné len ako soli alkalických kovov. Fosforečnany sa používajú na zmäkčovanie vody v pracích práškoch. Ich produkovanie na tento účel sa však postupne začína obmedzovať, pretože pôsobia negatívne na životné prostredie.

Fosforečné hnojivá
Najdôležitejšie fosforečné hnojivo je **superfosfát**. Superfosfát je zmes dihydrogenfosforečnanu vápenatého a síranu vápenatého.

Používa sa aj dihydrogenfosforečnan draselný KH_2PO_4. Podstatou výroby fosforečných hnojív je premena nerozpustných fosforečnanov na rozpustné dihydrogenfosforečnany pôsobením silných kyselín. Východiskové suroviny pri tomto postupe sú napríklad apatit alebo fosforit.

$$\mathbf{Ca_2(PO_4)_2 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4) + 2\ CaSO_4}$$

Všeobecná charakteristika p^4 prvkov

Chalkogény sú prvky VI.A skupiny v periodickej sústave prvkov. Chalkogény – názov je odvodený z gréčtiny a znamená rudotvoré. Všeobecná elektrónová konfigurácia valenčnej sféry je $\mathbf{ns^2\ np^4}$

Čo sa týka skupenstva **chalkogénov, kyslík** ako jediný je za normálnych podmienok plyn, ostatné chalkogény sú za normálnych podmienok pevné tuhé látky a svojimi vlastnosťami sa podobajú. So zvyšujúcim sa protónovým číslom rastie aj kovový charakter prvkov v VI.A skupine.

Chemické vlastnosti
Chalkogény majú na valenčnej vrstve 6 elektrónov, z toho vyplýva, že do oktetu im chýbajú dva elektróny. Chýbajúce elektróny získavajú vytvorením iónovej väzby alebo kovalentnej väzby. V kovalentnej zlúčenine sú viazané dvoma jednoduchými alebo jednou dvojitou väzbou. Ak do väzby použijú aj d orbitály (kyslík d orbitály nemá, má len 4 valenčné orbitály, preto je v zlúčeninách maximálne štvorväzbový), väzbovosť sa môže zvýšiť až na šesť, ako napríklad v prípade síry. Teda oxidačné čísla sa pohybujú od –II po VI.

S rastúcim protónovým číslom stúpa kovový charakter chalkogénov – kyslík a síra patria medzi nekovy, selén a telúr patria medzi polokovy a polónium je kov. Pri normálnych podmienkach sú chalkogény pomerne stále, pri zvyšujúcej sa teplote reagujú s väčšinou prvkov. Po zapálení zhoria na oxidy YO_2. S väčšinou kovov po zahriatí reagujú za vzniku sulfidov, selenidov, teluridov. Polónium je rádioaktívny prvok.

Síra

Výskyt v prírode
V elementárnej forme (napríklad v sopečných kráteroch na Sicílii). Vo forme zlúčenín – sírany a sulfidy. Síra sa nachádza viazaná aj v bielkovinách, je biogénny prvok.

SULFIDY	**Pyrit** FeS_2	**Sfalerit** ZnS	**Galenit** PbS
SÍRANY	**Glauberova soľ** $Na_2SO_4 . 10\ H_2O$	**Sadrovec** $CaSO_4 . 2H_2O$	**Baryt** $BaSO_4$

Vlastnosti síry
Pevná látka, krehký nekov. Žlté sfarbenie. Zle vedie elektrický prúd. Zlý tepelný vodič. Dobrá rozpustnosť v nepolárnych rozpúšťadlách. Nerozpustná vo vode, rozpustná v sírouhlíku CS_2. Stredne reaktívna látka, ktorá sa zlučuje s takmer všetkými prvkami. S kovmi reaguje silne exotermicky. Ľahko sa zlučuje s meďou alebo striebrom.

Štruktúra síry
Základnou stavebnou jednotkou kryštálových štruktúry síry sú cyklické molekuly S_8 pri normálnej teplote. Kryštalizujú v kosoštvorcovej sústave. Pri teplote 95,5 °C sa kosoštvorcová síra mení na jednoklonnú. Ďalším zahrievaním tmavne a hustne.

Výroba, príprava síry
Získavanie síry: ťažbou, pražením sulfidov, z technických plynov, v ktorých sa nachádza vo forme H_2S.

Príklady výskytu síry: pyrit FeS_2, galenit PbS, chalkopyrit $CuFeS_2$, sfalerit ZnS a rumelka HgS, ropa (obsahuje 3% síry) a sírany, napríklad: sadrovec $CaSO_4.2H_2O$, baryt $BaSO_4$ a podobne.

Chalkopyrit

Použitie síry:
výroba kyseliny sírovej H_2SO_4
výroba sírouhlíka CS_2
výroba zápaliek a strelného prachu
výroba sulfidov a siričitanov
výroba pesticídov
ako vulkanizačná prísada v gumárenskom priemysle
výroba niektorých farbív
elementárna síra sa používa na výrobu kaučuku
takzvaná čistá síra sa používa v lekárstve

Síra reaguje s oxidujúcimi kyselinami:
$$\mathbf{4\ HNO_3 + 3S \rightarrow 3\ SO_2 + 4\ NO + 2\ H_2O}$$

Síra prejavuje oxidačné aj redukčné vlastnosti: Síra ako oxidovadlo: $S + Hg \rightarrow Hg^{II}S^{-II}$
Síra ako redukovadlo: $S + 3F_2 \rightarrow S^{VI}F^{-I}_6$

Významné zlúčeniny síry
Sulfán H_2S – niekedy sa nazýval aj sírovodík
Bezfarebná plynná látka, ktorá pôsobí toxicky a dráždi dýchacie cesty a sliznice (oči). Má charakteristický nepríjemný zápach, ktorý pripomína pokazené vajíčko. molekuly sulfánu sa navzájom neviažu vodíkovými väzbami. má redukčné vlastnosti (oxiduje sa na síru)

Ľahko sa oxiduje, napríklad:
halogénmi: $Cl_2 + H_2S \rightarrow 2\ HCl + S$
peroxidom vodíka : $H_2O_2 + H_2S \rightarrow 2H_2O + S$

Oxiduje sa aj kyslíkom a rôznymi ďalšími oxidovadlami. Väzby H-S sú slabo polárne, dipólový moment molekuly sulfánu je pomerne nízky. Vo vode je málo rozpustný – vzniká sulfánová voda. Kyselina sulfánová vytvára dva druhy solí, a to:

1. Sulfidy M_2S

2. Hydrogensulfidy MHS

Príprava sulfánu (priame zlučovanie vodíka so sírou)

Reakcia prípravy sulfánu: $\mathbf{H_2\ (g) + S\ (g) \leftrightarrow H_2S\ (g)}$

Sulfidy

Síra má oxidačné číslo –II. Sú zlúčeniny síry a prvku, ktorý ma menšiu elektronegativitu ako síra. Majú charakteristické sfarbenie. Pri pražení sa sulfidy väčšinou menia na oxidy príslušného kovu alebo na kov (významné pri získavaní kovov):

$\mathbf{2\ ZnS + 3O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2SO_2}$

$\mathbf{Ag_2S + O_2 \rightarrow 2\ Ag + SO_2}$

Sulfidy alkalických kovov a kovov alkalických zemín majú iónový charakter – dobre sa rozpúšťajú vo vode. Sulfidy ostatných prvkov majú kovalentný charakter a vo vode sú nerozpustné. Sulfidy kovov, ktoré sú málo rozpustné vo vode, získavame pôsobením sulfánu alebo sulfidu amónneho na roztoky rozpustných solí rôznych kovov:

$\mathbf{Pb(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow PbS + 2HNO_3}$

PbS - je čierna zrazenina

Kyslíkaté zlúčeniny

Oxid siričitý SO_2

Bezfarebná plynná látka. Jedovatý štipľavý plyn. Dobre rozpustný vo vode. Ľahko skvapalniteľný. Molekula SO_2 je polárna a má zalomený tvar.

Má redukčné aj oxidačné vlastnosti.

redukcia: $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$

oxidácia: $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

Vznik: $S\ (s) + O_2(g) \rightarrow SO_2\ (g)$ (spaľovanie síry)

Výroba: $4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$ (praženie sulfidov)

Príprava: $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O$ (reakcia rozkladu roztoku siričitanu s kyselinami)

$Cu + H_2SO_4$ (koncentrovaná) $\rightarrow CuO + H_2O + SO_2$ (redukcia koncentrovanej kyseliny sírovej zahrievaním s niektorými kovmi alebo nekovmi)

Kyselina siričitá H_2SO_3

Je to vodný roztok SO_2. Slabá kyselina. Má redukčné vlastnosti. Jej soli (siričitany M_2SO_3 a hydrogensiričitany $MHSO_3$) majú redukčné vlastnosti tak ako kyselina siričitá

Oxid sírový SO_3
Pevná látka v podobe $(SO_3)_3$ Plynná látka v podobe SO_3 . Má hygroskopické vlastnosti. Je oxidačným činidlom.

Výroba: $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$ (katalytická oxidácia, katalyzátor je V_2O_5)
Príprava: $Fe_2\ (SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3SO_3$ (termický rozklad síranu železitého)
$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (reaguje s vodou za vzniku kyseliny sírovej, chemická reakcia je veľmi prudká a niekedy môže mať až explozívny charakter)

Kyselina sírová H_2SO
Silná kyselina. Bezfarebná olejovitá kvapalina. Silná žieravina spôsobujúca ťažko hojace sa popáleniny. Z vodou miešateľná v každom pomere, pričom dochádza k uvoľňovaniu tepelnej energie. Koncentrovaná kyselina sírová (98,3%) je silné oxidačné činidlo, ktoré má korozívne a dehydratačné účinky. Pri styku s organickými látkami tieto organické látky uhoľnatejú.

Chemické reakcie:
$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuO + SO_2 + H_2O$ (koncentrovaná kyselina sírová reaguje takmer so všetkými kovmi okrem zlata, platiny a olova, reakcia s meďou prebieha pri zahriatí)

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$ (zriedená kyselina – v roztoku - stráca svoje oxidačné schopnosti, reaguje len s menej ušľachtilými kovmi ako je napríklad aj železo)

Od kyseliny sírovej odvodzujeme dva typy solí:
1. **Sírany (rozpustné vo vode) M_2SO_4**
2. **Hydrogensírany (vo vode rozpustné) $MHSO_4$**

Použitie kyseliny sírovej:
Výroba priemyselných hnojív. Plnenie akumulátorov. Výroba liečiv, plastov. Výroba farbív a výbušnín. Na rafináciu minerálnych olejov.

Selén, telúr

Selén a telúr sa v prírode vyskytujú pomerne vzácne, sprevádzajú síru v nepatrných množstvách, polónium sa vyskytuje v uránových rudách - je to veľmi vzácny kov.
Selén je polovodič a používa sa na výrobu fotočlánkov.
Telúr sa používa ako surovina pri výrobe zliatin.

Všeobecná charakteristika p^6 prvkov

Halogény nazývame aj prvky p5. Patria sem:
fluór F,
chlór Cl,
bróm Br,
jód I,
astát At.

Elektrónová konfigurácia
Halogény majú na valenčnej sfére 7 valenčných elektrónov. Elektrónová konfigurácia valenčnej sféry je **ns2 np5**.

Spôsob väzby
Snažia sa dosiahnuť stabilnú elektrónovú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu ak tomu môže dôjsť vznikom jednomocných halogenidových aniónov X- alebo vytvorením jednej kovalentnej väzby. Vtedy halogén prijme jeden elektrón a vystupuje s oxidačným číslom -I.

Vlastnosti
F - svetlozelený plyn
Cl - žltozelený plyn
Br - červenohnedá kvapalina
I - tmavosivá tuhá látka

Všetky halogény sú jedovaté, tvoria dvojatómové molekuly. V prírode sa nachádzajú vo forme zlúčenín. Najvyššiu elektronegativitu má fluór F a smerom k astátu At elektronegativita prvkov VII. A skupiny klesá.

Keďže F má najvyššiu elektronegativitu, má aj najvyššiu tendenciu vystupovať v podobe aniónu. Preto majú fluoridy často iónový charakter, kým ostatné halogenidy majú kovalentné väzby. Teda pre halogenidy je charakteristická silne polárna kovalentná väzba. Nepolárnu kovalentnú väzbu tvoria v dvojatómových molekulách F_2, Cl_2, Br_2.
Atómy halogénov môžu vytvárať vodíkové väzby. Napríklad: HF – fluorovodík

Halogény sú veľmi reaktívne prvky. Zlučujú sa s väčšinou kovov aj nekovov a tvoria s nimi halogenidy. S vodíkom vytvárajú halogénvodíky.

Zlúčeniny
Halogénvodíky
Halogénvodíky sú zlúčeniny halogénov a vodíka (HF, HCl, HBr, HI).
Sú to bezfarebné ostro zapáchajúce plyny, ktoré sa dajú ľahko skvapalniť. V štruktúre majú halogénvodíky jednu kovalentnú väzbu, ktorej polarita klesá smerom od fluorovodíku k jodovodíku. Majú vysoké teploty varu, čo je spôsobené polaritou ich molekúl. Vysoký bod varu pri fluorovodíku je spôsobený prítomnosťou vodíkových mostíkov. Halogénvodíky sa pripravujú priamou syntézou z prvkov alebo pôsobením kyselín na halogenidy.

Napríklad:
$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF$

Halogénvodíky sú veľmi dobre rozpustné vo vode. Vodné roztoky halogénvodíkov nazývame kyseliny halogénvodíkové. Všetky sú silné kyseliny okrem HF - slabá kyselina. V zriedenom vodnom roztoku ľahko disociujú.

HF - fluorovodík. Má leptavé účinky (leptá sklo).Vodný roztok HF je kyselina fluorovodíková a správa sa ako veľmi slabá kyselina.
Príprava: $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$
HCl - chlorovodík. Vodný roztok HCl je kyselina chlorovodíková. Kyselina chlorovodíková je veľmi dôležitá surovina v chemickom priemysle. Je zložkou žalúdočnej šťavy a v procese trávenia zohráva nezastupiteľnú úlohu.
Príprava : $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
HBr - bromovodík. Vodný roztok je kyselina bromovodíková.
HI - jodovodík. Vodný roztok je kyselina jodovodíková.

HBr a HI sa pripravujú hydrolýzou príslušných halogenidov fosforu.
Napríklad : $PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$

Halogenidy
Halogenidy sú zlúčeniny daného prvku, ktorý má menšiu elektronegativitu s halogénom. Podľa štruktúry a charakteru väzieb rozlišujeme**:**

1. iónové halogenidy - halogén (väčšinou chlór a fluór) sa viaže s kovom. Daný kov má menšiu elektronegativitu a medzi kovom a halogénom sa vytvára iónová väzba.
Napríklad : NaCl - chlorid sodný, KCl - chlorid draselný
2. atómové halogenidy - v ich štruktúre je kovalentná väzba, tvoria ich halogény s kovmi so strednej časti PSP. Napríklad: CuCl2 - chlorid meďnatý
3. molekulové halogenidy - tvoia ich halogény vo väzbe hlavne s nekovmi, polokovmi a niektorými kovmi. Napríklad: TiCl4 - chlorid titaničitý

Halogenidy sú dobre rozpustné vo vode a pripravujú sa priamou syntézou prvkov alebo reakciou kovu (jeho hydroxidu, oxidu alebo uhličitanu) s kyselinou halogénvodíkovou.
Napríklad: $Pb + 2Cl_2 \rightarrow PbCl4$ **- chlorid olovičitý**
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
$Cu + HCl \rightarrow CuCl + H_2$

Oxidy
Sú to veľmi nestále zlúčeniny a pri bežných teplotách sa rozkladajú. Najstálejší je I_2O_5.

Kyslíkaté kyseliny halogénov
Majú rôzny stupeň oxidačných účinkov, ktoré závisia od oxidačného čísel príslušného halogénu v oxokyseline.Napríklad ak si zoberieme nasledovné kyseliny:
HClO HClO2 HClO3 HClO4
Sila kyseliny rastie v smere od HClO po HClO4 a oxidačné účinky rastú v smere HClO4 ku HClO.

HClO - kyselina chlórna. Jej soli nazývame **chlórnany ClO^-**
Je to veľmi nestála kyselina. Zahrievaním sa rozkladá na kyslík, chlór a kyselinu chlorečnú. Je to veľmi silné oxidačné činidlo.
Príprava: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$

Chlórnany vznikajú reakciou chlóru vo vodnom roztoku s hydroxidom
$Cl_2 + 2OH^- \rightarrow ClO^- + Cl^- + H_2O$
$Cl_2 + 2\ NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
NaCl + NaClO tvoria bieliaci lúh - používa sa na bielenie vlákien
$2Cl + 2\ Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(ClO)_2 + H_2O$
$CaCl_2 + Ca(ClO)_2$ - chlórové vápno, ktoré sa používa ako dezinfekčný prostriedok.
HClO2 - kyselina chloritá. Jej soli voláme **chloritany ClO_2^-**

HClO3 - kyselina chlorečná. Jej soli nazývame **chlorečnany ClO_3^-**
Je to silné oxidovadlo.
Príprava: $Ba(ClO3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2HClO_3$

Chlorečnany vznikajú pri vysokých teplotách pri zlučovaní chlóru s hydroxidom alkalického kovu: $3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + H_2O$.
Chlorečnan draselný sa používa na výrobu zápaliek a výbušnín. Chlorečnany majú oxidačné účinky, ale slabšie ako chloritany a chlórnany. S horľavými látkami ako síra alebo uhlík tvoria prudko výbušné zmesi.

HClO4 - kyselina chloristá. Má najsilnejšie oxidačné vlastnosti a mieša sa s vodou v každom pomere. Tvorí soli **- chloristany ClO_4^-**. Príprava : $KclO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HClO_4$
Chloristany sú vo vode dobre rozpustné.

Výskyt a príprava halogénov
V prírode sa nevyskytujú voľne, ale len v zlúčeninách, F a Cl sú súčasťou minerálov.
F - fluór
Vyskytuje sa v mineráloch ako napríklad CaF_2 - kazivec, Na_3AlF_6 - kryolit.
Zlúčeniny fluóru sa nachádzajú najmä v kostiach, sú súčasťou zubnej skloviny.
Používa sa pri výrobe teflónu a plastických hmôt.
Cl - chlór
Najdôležitejším minerálom chlóru je NaCl - chlorid sodný (kuchynská soľ) alebo v KCl - draselné hnojivo. Nachádza sa v morskej vode, v ľudskom tele sa nachádza v krvi vo forme chloridu sodného.
Chlór sa používa na dezinfekciu, výrobu HCl, na bielenie celulózy, ľanu, bavlny a papiera.
Br - bróm a I - jód
Bróm sa vyskytuje vo forme bromidov a vyrába sa elektrolýzou HBr. používa sa na výrobu farbív. Jód vo forme jodičnanov, je to dezinfekčný prostriedok, vo vode sa nerozpúšťa.

Príprava
Fluór sa pripravuje elektrolitickou oxidáciou v bezvodom prostredí a elektrolýza sa uskutočňuje v oceľových nádobách.
Chlór sa pripravuje elektrolýzou vodného roztoku NaCl a chlór sa uvoľňuje na grafitovej anóde

Freóny
Tom Midgley vynašiel v marci roku 1930 **freóny - dichlórdifluórmetány**. Freóny sú kvapaliny - nehorľavé, nejedovaté, chemicky nereaktívne, s dlhou životnosťou. Používali sa ako náplň do chladničiek, hasiacich prístrojov a sprejov. Vďaka ich silnej prchavosti sa ich množstvo neustále zvyšuje v ovzduší a preniká až do stratosféry. Tu sa ich molekuly štiepia pôsobením ultrafialového žiarenia Slnka. Vzniká voľný chlór, ktorý sa v ozónovej vrstve zlučuje s kyslíkom na oxid chlórny, a tým klesá množstvo ozónu.

Všeobecná charakteristika p^6 prvkov

Prvky p^6 - valenčné orbitály vzácnych plynov sú plne obsadené elektrónmi. V atómovom stave sú vzácne plyny veľmi stabilné a nereaktívne (z dôvodu plne obsadenej valenčnej sféry). Všeobecná elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy **ns^2 np^6** . Pri bežných podmienkach sú to plynné látky, bezfarebné, sú bez chuti a bez zápachu, nie sú jedovaté a sú nezápalné.

Nevytvárajú molekuly. Atómy vzácnych plynov sú navzájom priťahované slabými van der Waalsovými silami (z toho vyplýva ich nízka teplota varu a tuhnutia). Vyznačujú sa vysokou ionizačnou energiou. Majú nízku teplotu varu – teplota varu stúpa so stúpajúcim protónovým číslom.

oxidačné stupne: Kr: II, IV, VI
oxidačné stupne Xe: II, IV, VI

Výskyt v prírode
Vzácne plyny sa v nepatrných množstvách vyskytujú v atmosfére, v hydrosfére a vo vrchnej vrstve zemskej kôry. Tvoria produkty rádioaktívnych rozpadov nerastov – najmä hélium He

Výroba
Ako vedľajšie produkty pri frakčnej destilácii kvapalného vzduchu. Hélium môžeme získať zo zemného plynu.

Zlúčeniny vzácnych plynov

Prvé zlúčeniny xenónu s prvkami s veľkou elektronegativitou boli pripravené v roku 1962, neskôr boli pripravené aj zlúčeniny kryptónu a radónu.
Fluoridy xenónu: XeF_2, XeF_4, XeF_6, a podobne
XeF_4, XeF_6 – pri pôsobení vody hydrolyzujú za vzniku oxidu xenónového
XeF_2 –tvorí bezfarebné kryštály, tak ako **XeF_4,** a **XeF_6**

Oxid xenónový XeO_3 – reaguje so silnými zásadami, tvorí bezfarebné kryštály. Je veľmi explozívny
XeO_4 – bezfarebný plyn, explozívny ale v menšej miere ako XeO_3
KrF_2 – vzniká zlúčením fluóru s kryptónom napríklad účinkom elektrického výboja

Hélium

Druhý najrozšírenejší prvok vo vesmíre (23%) Ľahký plyn, čo umožňuje jeho unikanie z horných vrstiev atmosféry zeme. Má najnižšiu teplotu topenia a varu čo sa vzácnych plynov týka.
Vyznačuje sa nízkou hustotou. Nie je horľavý. Použitie: chladiace médium pre supravodivé zariadenia, náplň do balónov