

NEKOVY

VZÁCNÉ PLYNY

1. Doplňte tabulku podle následujícího textu.

| | Sloučeniny | Výskyt | Použití | Zajímavosti |
|---------|------------|--------|---------|-------------|
| Helium | | | | |
| Neon | | | | |
| Argon | | | | |
| Krypton | | | | |
| Xenon | | | | |
| Radon | | | | |

Vzácné plyny jsou prvky 18 skupiny (VIII. A) periodické tabulky.

Mnemotechnická pomůcka: Helena Nechtěla Arogantního Krále Xenona Ranit

Byly objeveny v roce 1895 W. Ramsaye, který je izoloval frakční destilací kapalného vzduchu (Ne, Ar, Kr, Xe). Radon byl izolován a identifikován až v roce 1902 Rutherfordem a Soddyem. Helium bylo objeveno o něco dříve ve spektru slunečního záření (1868).

Elektronová konfigurace vzácných plynů je $ns^2 np^6$ (kromě He – $1s^2$). Mají zcela zaplněnou poslední valenční vrstvu elektronového obalu, a proto jsou mimořádně nereaktivní. Až do roku 1962 byly vzácné plyny považovány za naprosto nereaktivní. První připravené sloučeniny byly fluoridy xenonu a krypton. Nejlépe je zatím prostudována chemie xenonu.

Hélium bylo objeveno v roce 1868 a tvoří 25% vesmíru. Vzniká v nitrech hvězd jako produkt jaderné fúze atomů vodíku. Je také přítomen v zemním plynu odkud se získává zkapalněním. Jde o druhý nejlehčí prvek za normálních podmínek na Zemi hned po vodíku. Používá se k plnění balónků a vzducholodí, kde nahradil lehčí, ale nebezpečnější vodík. Hélium je také používáno ve výbojkách, kde produkuje oranžově-červenou barvu. Kapalné hélium je používáno jako chladicí médium

v kryotechnice. Hélium je pod -270°C supratekuté, což znamená, že může vytéct z jakékoli nádoby, která není uzavřená. <http://www.youtube.com/watch?v=2Z6UJbwxBZI&feature=related>

Neon je velmi vzácný plyn na Zemi, ale neplatí to pro vesmír. Jeho stopové množství může být nalezeno ve vzduchu, odkud se také izoluje. Používá se ve výbojkách, kde svítí červenou barvou. Je užívaný pro reklamní štíty.

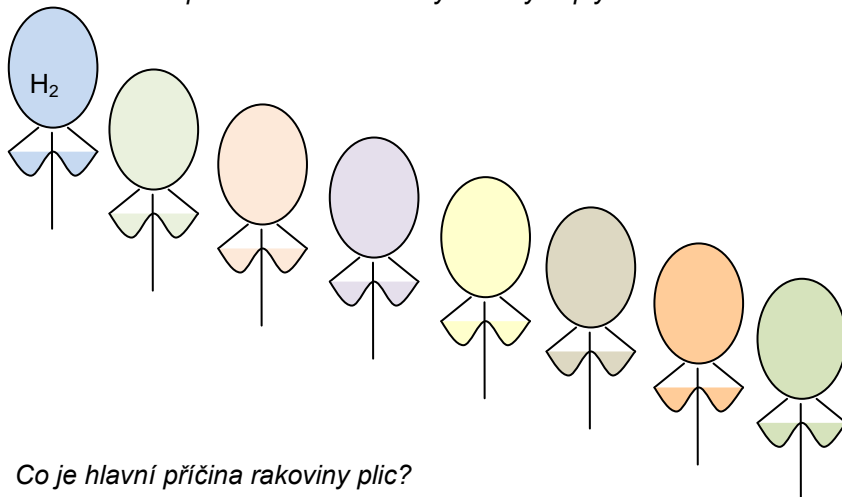
Argon je jedním z nejrozšířenějších vzácných plynů na Zemi. Tvoří necelé 1% atmosféry, odkud se získává stejně jako O_2 nebo N_2 několika násobnou frakční destilací zkapalněného vzduchu. Je docela levný a díky své netečnosti má mnoho využití. Tvoří ochranou atmosféru při svařování, plní se jím žárovky, některé hasicí přístroje. Argon, stejně jako další vzácné plyny, je používán ve výbojkách kde žhne v růžové barvě.

Stopy kryptonu se nacházejí ve vzduchu. Krypton společně s argonem je používán k plnění energeticky úsporných zářivek a žárovek. Ve výbojkách žhne bílé. Pestře malované skleněné trubice naplněné kryptonem jsou užívané pro reklamní štíty.

Xenon je použitý v laserech a radioaktivita $\text{Kr}-133$ je využívána v lékařství pro zobrazení srdce, plic, mozku a pro měření krevního toku.

Radon vzniká v zemi radioaktivním rozkladem radia. Je přítomen v horkých pramenech a v surové naftě. Uvolňuje se z hornin (např. žula) a může pronikat do budov, zde se hromadí a jeho inhalace způsobuje rakovinu plic, protože jde o prvek radioaktivní. Je druhou nejvýznamnější příčinou rakoviny plic. Využití radonu je velmi omezené, protože poločas rozpadu jeho nejstabilnějšího izotopu $\text{Rn}-222$ je velmi krátký (3,824 dne). Používá se v lékařství v silně zředěných roztocích a v defektoskopii.

2. Zkuste vysvětlit, proč je snadnější připravit fluoridy xenonu než argonu. Proč je nepravděpodobné připravit fluoridy hélia a neon?
3. Seřadte vzácné plyny podle rostoucí teploty varu.
4. Proč nemůžeme plnit žárovky vzduchem?
5. Do balónek dopište vzduch a značky vzácných plynů



6. Co je hlavní příčina rakoviny plic?

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

7. Navrhněte způsoby ochrany před expozicí radonem.
8. Přiřadte jména vzácných plynů s jejich významy:

| | |
|-------------|---------|
| NEREAGUJÍCÍ | HELIUM |
| NOVÉ | NEON |
| SKRYTÉ | ARGON |
| ZÁŘENÍ | KRYPTON |
| CIZÍ | XENON |
| SLUNCE | RADON |
9. Fluoridy se připravují přímou syntézou a vzniklý produkt, lze ovlivnit vzájemným poměr prvků, teplotou a tlakem. Napište rovnici pro vznik fluoridu xenonového a xenátého.
10. Oxid xenonový vzniká hydrolýzou fluoridů. Napište rovnici, je-li dalšími produkty i xenon, kyslík a kyselina fluorovodíková.
11. Co je příčinou malé reaktivnosti vzácných plynů?

SKUPINA VII. A – HALOVÉ PRVKY - HALOGENY

Název halogeny je odvozen od řeckého slova *hals* neboli sůl pro jejich schopnost tvořit celou řadu solí.



Properties of halogens: <http://www.youtube.com/watch?v=u2ogMUDBaf4>

1. Vyplňte následující tabulku

| Halogen | Značka | El. Konfigurace | Ox. Čísła | Barva | Skupenství | Struktura |
|---------|--------|---|--------------------|----------------------------|------------|----------------|
| Fluor | | | -I | | | |
| | Cl | | -I, I, III, V, VII | | | |
| | | [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ | | | Kapalina | |
| | | | | Tmavě šedý, kovový lesk | | I ₂ |

- Vysvětlete rozdíl mezi oxidačními čísly fluóru a ostatních halogenů.
- Vysvětlete, proč teploty varu halogenidů se zvyšují s rostoucím protonovým číslem?
- Zapište rámečkový diagram molekuly chloru.

Halogeny jsou typické nekovy, velmi reaktivní, jedovaté, dráždivé a leptají sliznice. Všechny halogeny jsou barevné a absorbují tedy elektromagnetické záření ve viditelné oblasti spektra.

Výskyt

Halogeny jsou *reaktivní/nereaktivní* a vyskytují se *volně / pouze ve sloučeninách*.

Jejich sloučeniny s kovy jsou známé minerály:

| | | |
|-------------------------|--|--------------------------|
| CaF ₂ | | |
| | Kryolit | Hexafluorohlinitan sodný |
| NaCl | | |
| KCl | | |
| KCl · MgCl ₂ | Karnalit | |
| NaIO ₃ | Součást čilského ledku (NaNO ₃ + KNO ₃) | |



Mnohé halogenidy jsou ve vodě, jejich ionty jsou přítomny v minerálních nebo v vodě.

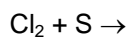
Jód je také součástí chaluh a důležitý prvek pro funkci štítné žlázy. Chlor v podobě kyseliny chlorovodíkové je součástí žaludeční šťávy.

Chemické vlastnosti

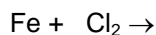
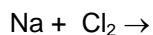
Halogeny patří k nejelektronegativnějším prvkům, jsou velmi reaktivní, silná činidla, jejich elektronegativity a oxidační schopnosti směrem dolů ve skupině, protože

Slučují se téměř se všemi prvky periodické soustavy

1. reakcí s nekovy → *iontové/molekulové* halogenidy



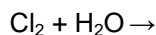
2. reakcí s kovy → nebo halogenidy



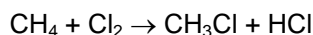
3. Vytěšňovací reakce: Halogen s atomovým číslem (..... elektronegativitou) vytěšní halogen s atomovým číslem (..... elektronegativitou) z jeho solí.



4. Disproporcionační reakce s vodou nebo hydroxidem:



5. Halogenace: substituční nebo adiční reakce v organické chemii



5. *Vysvětlete, proč se oxidační schopnosti snižují směrem dolů ve skupině.*

6. *Vysvětlete, co se stane, je plynným chlorem probubláván:*

- a. *vodným roztokem jodidu draselného*
- b. *vodným roztokem bromidu draselného*
- c. *vodným roztokem fluoridu draselného*

7. *Chlór je považovaný za oxidační činidlo*

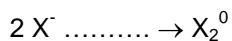
- a. *Vysvětlete tento pojem vzhledem k přenosu elektronů.*
- b. *Analyzujte reakci chloru s: i) $\text{Br}^-(\text{aq})$ ii) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$*

8. *Rozhodněte, která reakce proběhne a která ne:*

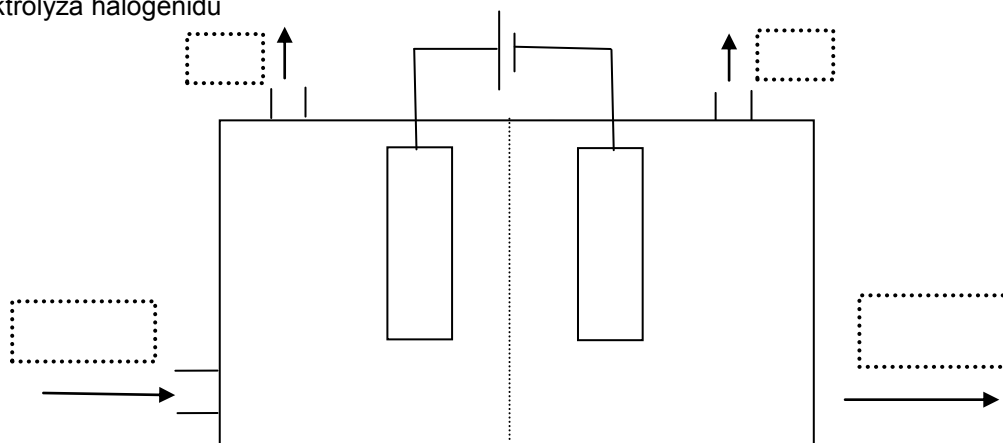
- a. $\text{I}_2 + \text{NaBr} \rightarrow$
- b. $\text{F}_2 + \text{KBr} \rightarrow$
- c. $\text{Br}_2 + \text{NaCl} \rightarrow$

Výroba halogenů

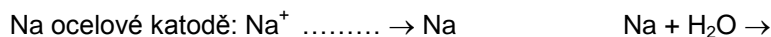
Je založen na *oxidace/redukci* halogenidů



1. elektrolýza halogenidů



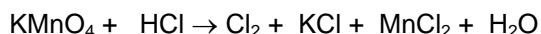
Výroba chloru: chlor je vyráběný elektrolýzou roztoku chloridu sodného (solanka) = NaCl. Používá se uhlíková anoda a ocelová katoda a prostor elektrod je oddělen.



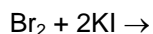
9. Proč musí být prostory anody a katody odděleny membránou?

2. oxidace halogenidu oxidačními činidly (MnO_2 , $KMnO_4$,...)

10. Vyčíslete tuto rovnici



3. vytěsňením ze svých solí halogenem s nižším Z



11. Vysvětlete, proč plynný chlor můžete být připravený z chloridů chemickými metodami ale plynný fluór musí být připravený elektrolýzou.

Využití

Přestože jsou halogeny dráždivé jedovaté látky, jsou součástí mnoha předmětů denní potřeby.

fluór:

chlor:

brom:

jód:

Možnost referátu: freony, dezinfekce vody, fotografie, PVC, teflon

12. *Opravte chybný text:*

Mezi halogeny patří fluor, chlor, kyslík, brom a vodík. Chlor je bezbarvý plyn štiplavého zápachu. Není jedovatá a užívá se k bělení a dezinfekci. Vyskytuje se společně s kyslíkem a dusíkem ve vzduchu a tvoří dvouatomové molekuly.

13. *Při chlorování vody se v 1 litru vody rozpustí asi 0,1 mg chlóru. Vypočítejte hmotnostní zlomek chlóru ve vodě.*

Periodická tabulka videí: jód: <http://www.youtube.com/watch?v=ARXSnu8ImqQ>

Halogenová píseň: <http://www.youtube.com/watch?v=qvs4ntb71uy&feature=related>

Významné sloučeniny halogenů

Halogeny tvoří rozmanité sloučeniny a to tím ochotněji, čím jsou od sebe v periodické tabulce více vzdáleny.

Bezokyslíkaté sloučeniny halogenů

1. halogenovodíky

HF,,, = dráždivé, štiplavě zapáchající plyny, rozpouští se ve a tvoří jejichž síla *roste/klesá* od HF - HI.

HF má *vyšší/nížší* teplotu varu než další halogenovodíky a kyselina fluorovodíková je *slabá/silná* kyselina zatímco další jsou *silné/slabé* kyseliny. Toto je způsobeno mezi molekulami fluorovodíku. HF se používá na zdobení skla, protože sklo. To je také důvod, proč se uchovává vlahvích.

HCl se používá v přípravcích na odstranění a je součástíšřáv. Dříve známá pod názvem kyselina solná.

HBr a HI jsou nestálé a rozkládají se naa

V prodeji je HF, HCl...%, HBr ...% a HI.....%

2. halogenidy

- iontové halogenidy:

iontovou vazbou se váže halogen s kovem s malou elektronegativitou (kovy I.A a II.A), př. NaCl, KCl

- kovalentní s atomovou strukturou:

kovalentní vazbou se váže halogen s kovy ze středu periodického tabulky, př. CdCl₂, CuCl₂

- molekulové halogenidy:

jednotlivé molekuly, tvoří je hlavně nekovy, většina polokovů a některé kovy s vysokou hodnotou oxidačního čísla, př. TiCl₄, PbCl₄

14. *Klasifikujte následující halogenidy podle jejich struktury: KCl, PCl₃, CCl₄, TiBr₄, VCl₅, NaCl, SnCl₄, CaF₂, PCl₅, TiCl₄, SCl₄, MgCl₂.*

Možnosti jak lze připravit halogenidy kovů:

1. přímá syntéza $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$
2. kyselina + kov $\text{HCl} + \text{Ca} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
3. kyselina + oxid kovu $\text{HCl} + \dots \rightarrow \text{CaCl}_2 +$
4. kyselina + hydroxid kovu $\text{HCl} + \dots \rightarrow \text{CaCl}_2 +$
5. kyselina + uhličitan kovu $\text{HCl} + \dots \rightarrow \text{CaCl}_2 +$

15. Napište 5 rovnic pro přípravu bromidu sodného.

3. Vzájemné sloučeniny halogenů - interhalogeny

Halový prvek s *nižší/vyšší* elektronegativitou oxiduje halogen s nižší elektronegativitou.

ClF fluorid chlorný, bezbarvý plyn

ClF_3 bezbarvý plyn

IF_7 bezbarvý plyn

BrF_3 zelená kapalina

Jde o těkavé nízkomolekulární látky, velmi reaktivní.

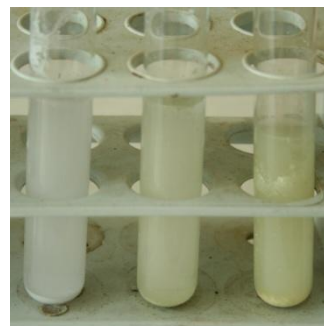
Test na přítomnost halogenidových iontů:

16. Přřadte zbarvení sraženiny jednotlivých halogenidů stříbra

$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ žlutá

$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$ bílá

$\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ nažloutlá



17. Navrhněte rozpustnou sloučeninu stříbra, kterou můžete použít pro výše uvedené reakce.

Významné sloučeniny halogenů

KI_3 – Lugolův roztok, analytická chemie

KI - jodometrie, přísada kuchyňské soli kvůli jódu

AgBr - fotografie

Kyslíkaté sloučeniny halogenidů

Oxidy: nestabilní, nejstálejší je I_2O_5

Pozor na sloučeninu kyslíku s fluorem. Fluor má *vyšší / nižší* elektronegativitu a proto má v této sloučenině +/- oxidační číslo.

18. Vytvořte vzorec a název dvouprvkové sloučeniny kyslíku a fluoru.

Kyslíkaté kyseliny

Všechny halogeny kromě fluoru tvoří kyslíkaté kyseliny. Nejběžnější oxidační čísla v nich mají: ..., ..., ..., Se zvyšujícím se oxidačním číslem síla kyselin *klesá/roste*, tepelná stabilita jejich aniontu *klesá / roste* a jejich oxidační účinek *klesá/ roste*.

19. Napište molekulový a strukturní vzorec:

kyselina chlorná

kyselina chloritá

kyselina chlorečná

kyselina chloristá

20. Vysvětlete, proč sílu kyselin chloru ovlivňuje počet atomů kyslíku v molekule.

21. Seřadte kyseliny podle rostoucí síly: HClO , HBrO a HIO

22. Vysvětlete proč chlor, brom a jód je znám v oxidačním čísle V, zatímco fluór ne.

Soli kyslíkatých kyselin:

NaClO sodný, tzv.SAVO, má a účinky

$\text{Ca}(\text{ClO})_2$, tzv. chlorové vápno, bělicí prostředek pro textile, papír

NaClO_2 sodný

NaClO_3 sodný, hubení plevelů

KClO_3 , příprava kyslíku, výroba třaskavin

KClO_4 draselný, oxidant v pyrotechnice

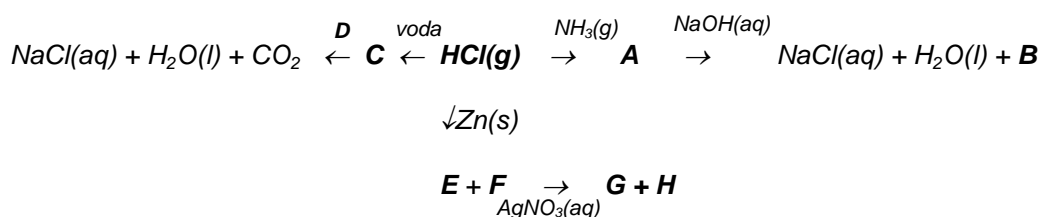
Otázky:

1. Vysvětlete proč pH vodného roztoku NaF je větší než 7 zatímco to NaCl je rovno 7.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

2. Popište, jaké změny byste pozorovali v následujících případech a zapište rovnice pozorovaných reakcí:
 - a. Krystaly manganistanu draselného se smíchají s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou.
 - b. Vodný roztok chloridu draselného smícháme s vodným roztokem dusičnanu stříbrného.
 - c. Roztok bromu smícháme s roztokem jodidu draselného.
3. Chlorečnan draselný zahřáním nad jeho bod tání uvolňuje kyslík jako jediný plynný produkt a pevný zbytek již kyslík neobsahuje.
 - a. Napište rovnici této reakce.
 - b. Zapište změnu oxidačních čísel draslíku, chloru a kyslíku.
 - c. Jak lze jednoduše dokázat anion pevného produktu pomocí experimentu?
4. Je-li chlorečnan draselný zahříván až k jeho bodu tání, probíhá následující reakce:

$$4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$$
 - a. Jaké je oxidační číslo chloru u: Cl^- a ClO_4^- .
 - b. O jaký typ reakce jde? Zdůvodněte.
 - c. Pojmenujte kyslíkatou sůl v produktu a napište rovnici jejího tepelného rozkladu.
5. Na základě vašich znalostí o halogenech odhadněte, co se stane v následujících situacích. Napište rovnice všech reakcí, které probíhají. (Ignorujte radioaktivní charakter astatu.)
 - a. Páry astatu smícháme s vodíkem při 100°C .
 - b. Astat přidáme k roztoku hydroxidu sodného.
 - c. Roztok dusičnanu stříbrného přidáme k roztoku astatidu sodného.
6. Určete sloučeniny A- H ve schématu:



7. Napište vzorec nebo název:

NaClO

kyselina chloristá

H_5IO_6

bromid jodný

TiCl_4

jodičnan hořečnatý

HBr

bromitan sodný

KIO

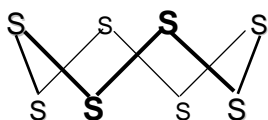
fluorid vápenatý

SÍRA S

- Zapište **elektronovou konfiguraci** síry.
- Zapište **rámečkové diagramy pro valenční elektrony síry v jejím:**
 - Základním stavu S:
 - Prvním excitovaném stavu S*:
 - Druhým excitovaném stavu S**:
- Nejčastější **oxidační čísla** síry jsou:.....,
 - Vysvětlete to na základě rámečkových diagramů v otázce 2.
 - Uvedte příklady sloučenin síry ke všem oxidačním číslům.

Allotropie síry

| | Tvar krystalů | | Struktura | Stabilita |
|----------------------|---------------|--------------|-------------------------|--------------------|
| Kosočtverečná | Krátké/dlouhé | Tlusté/tenké | S ₈ molekuly | Více/méně stabilní |
| Jednoklonná | Krátké/dlouhé | Tlusté/tenké | S ₈ molekuly | Více/méně stabilní |



- Proč není molekula S₈ rovinná, ale připomíná korunku?

Jak kosočtverečná, tak jednoklonná síra mají vysokou/nízkou hustotu, vysokou/nízkou teplotu tání a jsou rozpustné ve vodě/CS₂.

- Čím jsou způsobeny výše uvedené vlastnosti síry?
- Jak se nazývá CS₂?

Plastická síra = tmavá gumovitá hmota složená z různě dlouhých S_x. Může být připravena ochlazením síry ve

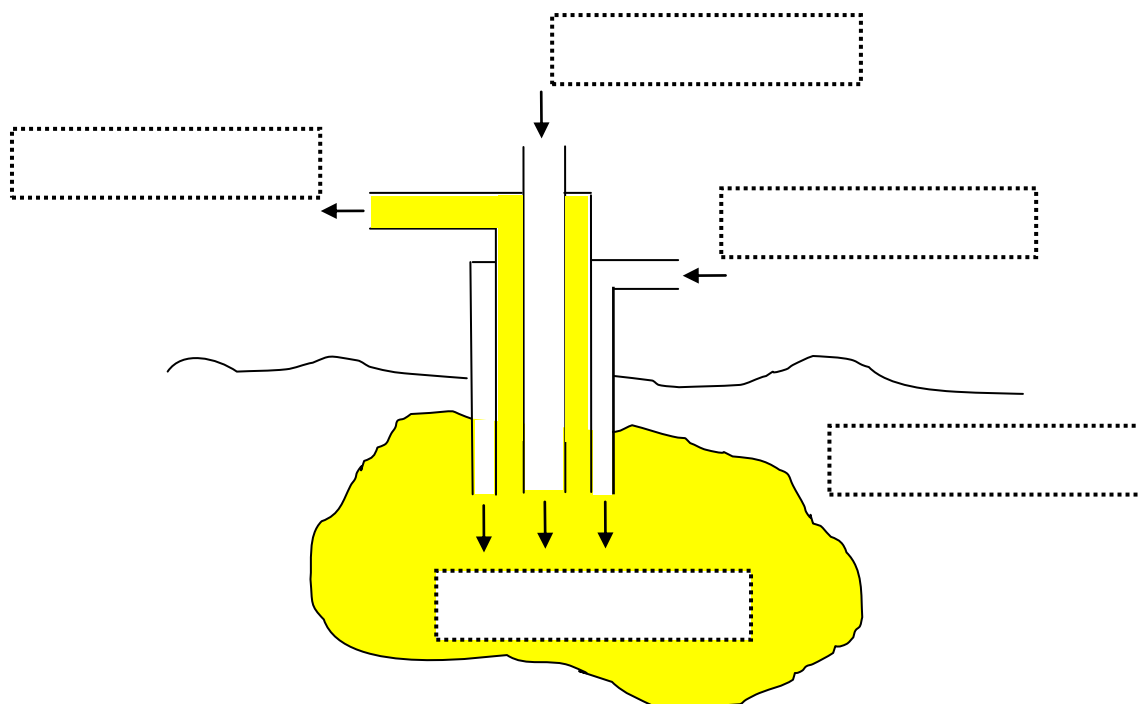


7. *Přiřaďte alotropie síry k jejím obrázkům.*

Výskyt

Volná: Mexiko, USA – získávána Frashevým způsobem: Přehřátá voda je čerpána dolů do ložiska síry a tavi síru. Stlačený vzduch je současně hnán dolů soustřednou trubicí a napěněná směs je tlačena na zemský povrch.

8. *Doplňte následující popisky na obrázku Frasheva způsobu. LOŽISKO SÍRY, VRSTVY HORNINY, ROZTAVENÁ SÍRA, PŘEHŘÁTÁ VODA, HORKÝ STLAČENÝ VZDUCH*



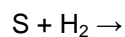
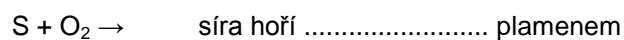
Ve sloučeninách – sulfidech nebo síranech:

| | | | | | |
|------------------|----------|-----------------|---------------------------------------|---------------|--|
| PbS | Galenit | | CaSO ₄ | Anhydrit | |
| ZnS | Sfalerit | | CaSO ₄ · 2H ₂ O | Sádrovec | |
| FeS ₂ | Pyrit | Disulfid železa | BaSO ₄ | Baryt | |
| H ₂ S | | | CuSO ₄ · 5H ₂ O | Skalice modrá | |



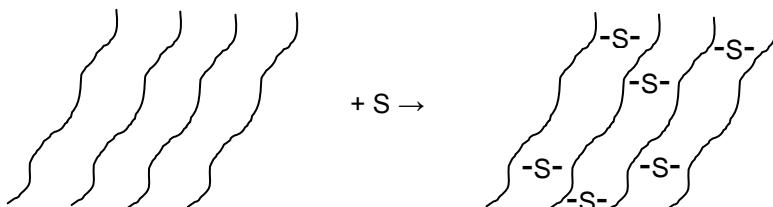
Chemické vlastnosti

Za vysoké teploty reaguje síra s většinou prvků:



Využití síry

- Výroba kyseliny
- Vulkanizace kaučuku – síra je použita ke tvorbě můstků mezi molekulami kaučuku.



Řetězce přírodního kaučuku drží pohromadě díky..... silám. Po vulkanizaci drží pohromadě díky vazbám, které jsou mnohem *slabší/silnější*. Vulkanizovaný kaučuk je *měkčí/tvrší* a používá se například na výrobu

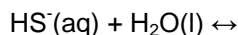
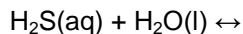
Sulfidy

H₂S:

= jedovatý plyn s odporným zápachem připomínajícím, rozpouští se ochotně ve vodě za vzniku roztoku slabé *kyseliny/zásady*.

Příprava: vytěsněním ze sulfidů: $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$

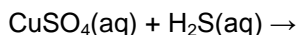
Reakce: H₂S reaguje jako *silná/slabá* dvojsytná kyselina poskytující hydrogensulfidy a sulfidy.



Sulfidy kovů

Mohou být připraveny:

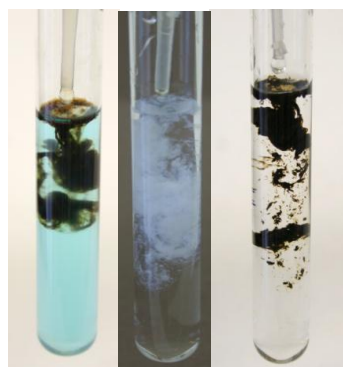
- Přímou syntézou z prvků $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow$
- Srážecími reakcemi (většina sulfidů je nerozpustná ve vodě)



9. Zapište dvě rovnice přípravy

a. *ZnS*

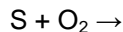
b. *PbS*



Kyslíkaté sloučeniny síry

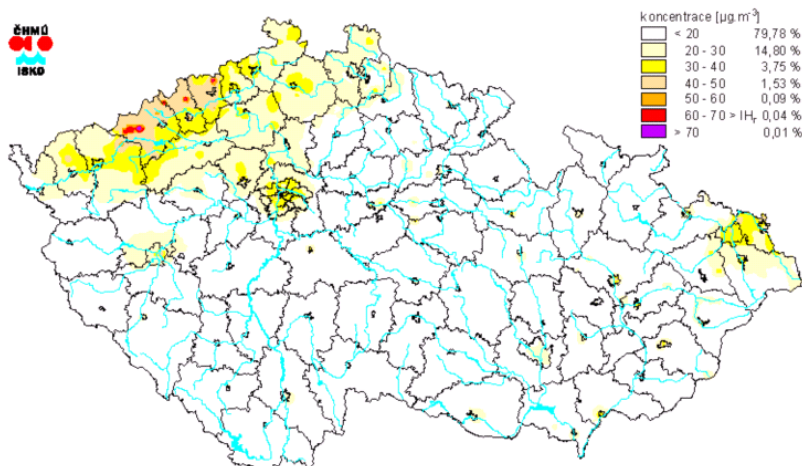
SO₂ oxid siřičitý

= bezbarvý jedovatý plyn s dusivým zápachem, tvoří se při spalování síry v kyslíkaté atmosféře:



je jedním z hlavních nečistot v ovzduší. Hlavním zdrojem tohoto znečištění je spalování fosilních paliv.

10. Ukažte na mapě průměrné koncentrace SO_2 v roce 1996 v následujících elektrárnách: Tisová (Sokolov), Tušimice (Chomutov), Pruněrov (Chomutov), Dětmarovice (Karviná), Třebovice (Ostrava), Chvaletice (Pardubice), Ledvice (Teplice), Počeradý (Louny), Mělník

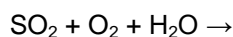
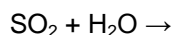


11. Navrhněte způsob, jakým se síra může dostat do fosilních paliv.

12. Jaké jsou další zdroje emisí SO_2 kromě tepelných elektráren?

SO_2 ve vzduchu způsobuje nemoci soustavy.

SO_2 také přispívá ke vzniku dešťů, protože reaguje s vodou a s kyslíkem:

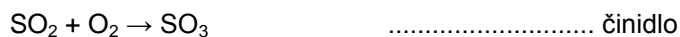


Jako kyselý oxid reaguje se zásadami za vzniku solí: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

Může být vytěsněn ze solí pomocí nějaké silnější kyseliny: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

Oxid siřičitý se neúčastní pouze acido-bazických reakcí, ale také redoxních reakcí.

13. Vysvětlete skutečnost, že SO_2 vystupuje jako oxidační, tak i redukční činidlo na základě následujících reakcí::



Využití SO_2 :

- Výroba vína – ochrana proti
- Redukční bělidlo na bělení,, atd.

14. Vysvětlete, proč siřičitany mohou vystupovat jako redukční činidla a upravte následující rovnice:



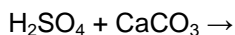
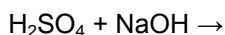
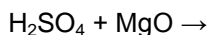
H_2SO_4 kyselina sírová

= silná dvojsytná kyselina, bezbarvá, viskózní kapalina, koncentrovaná je%, hustota: asi větší než voda.

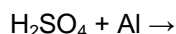
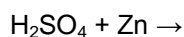
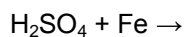
Chemické vlastnosti:

- kyselé: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \dots + \dots =$ hydrogensíranový anion
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \dots$ anion
 = vysoce exotermická reakce, voda může začít vřít, a proto přidáváme do a nikdy ne opačně.

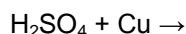
Reaguje s oxidy kovů, hydroxidy a solemi slabých kyselin:



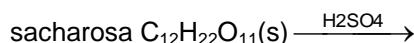
- oxidační činidlo: zředěná H_2SO_4 reaguje s reaktivními kovy za vzniku vodíku:



koncentrovaná H_2SO_4 je schopná rozpouštět měď, ale nereaguje s Fe a Pb

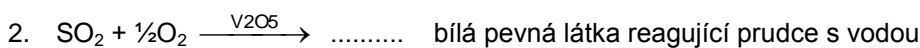
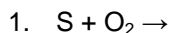


- dehydratační činidlo: konc. H_2SO_4 odnímá sloučeninám prvky, které tvoří vodu



15. H_2SO_4 vystupuje jako dehydratační činidlo např. HCOOH nebo H_3PO_4 . Napište a upravte rovnice těchto reakcí.

Výroba: kontaktní způsob



Využití:

-
-
-
-
-

Důkaz přítomnosti SO_4^{2-} : $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \dots$ bílá ↓



Ze zpráv Českého rozhlasu (citace)

Při výbuchu v areálu přerovské chemičky se zranili dva lidé

Výbuch vodíku v cisterně v areálu přerovské chemičky Precheza v pátek dopoledne popálil dva lidi. Podle policistů výbuch nastal ve chvíli, kdy zaměstnanci čistili vlakovou cisternu, ve které se převážela kyselina sírová. Jeden z mužů skončil s těžkým zraněním na popáleninovém centru v Ostravě, druhého záchranáři převezli do přerovské nemocnice. "Muži do cisterny napustili vodu, kterou poté odčerpávali přes horní víko čerpadlem do speciálně vytvořené kanalizace..."

16. Napište rovnici reakce, která zapříčinila explozi.
17. Odhadněte, z jakého materiálu byla cisterna.
18. Napište rovnici reakce mezi kovem cisterny a kyselinou sírovou.
19. Vysvětlete, proč neproběhla tato chemická reakce během přepravy.
20. 10 ml konc. H_2SO_4 ($w = 96\%$, $\rho = 1.83 \text{ g/cm}^3$) bylo naředěno na 1 litr. Jaké je pH tohoto roztoku? Popište pomůcky a postup, kterým byste provedli naředění roztoku.
21. Určete molekulový vzorec dvou kyselin síry, víte-li, že jejich složení je následující:
 - a. $w(H) = 1.75\%$, $w(S) = 56.14\%$, $w(O) = 42.11\%$
 - b. $w(H) = 1.75\%$, $w(S) = 28.07\%$, $w(O) = 70.18\%$
22. Napište vzorec nebo název:

| | |
|----------------------------|----------------------|
| hydrogensířičitan vápenatý | SO_3 |
| fluorid sírový | SF_4 |
| hydrogensulfid sodný | $K_2S_2O_7$ |
| kyselina disírová | $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ |
| kyselina siřičitá | K_2SO_3 |
23. Dokončete rovnice a pojmenujte všechny reaktanty a produkty:
 - a. $H_2SO_4 + NH_3 \rightarrow$
 - b. $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - c. $NaOH + SO_2 \rightarrow$
 - d. $Al + S \rightarrow$
 - e. $H_2SO_4 + Al_2O_3 \rightarrow$
 - f. $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow$
 - g. $K_2S + H_2SO_4 \rightarrow$
 - h. $H_2S + Cd(NO_3)_2 \rightarrow$

DUSÍK

1. Najděte dusík v periodické tabulce prvků, napište jeho elektronovou konfiguraci, zapište jeho valenční elektrony do rámečkových diagramů a znázorněte vazbu mezi dvěma atomy dusíku.
2. Najděte v textu *Dusík v přírodě* všechny anorganické sloučeniny dusíku a doplňte je do tabulky. Jaká jsou nejčastější oxidační čísla dusíku?

| Název | Vzorec | Ox.č. dusíku |
|-------|--------|-----------------|
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |

| Název | Vzorec | Ox.č. dusíku |
|-------|--------|-----------------|
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |

Dusík v přírodě

Dusík je důležitý biogenní prvek, obsahují ho sloučeniny nezbytné pro život – bílkoviny, aminokyseliny, nukleové kyseliny, vitamíny, hormony a enzymy.

Ačkoli je ho 78 % v atmosféře, není možné ho použít přímo k vytváření sloučenin, protože je velmi nereaktivní. Je třeba ho nejprve zafixovat do formy, kterou by přijaly živé organismy: například do amoniaku NH_3 , amonného kationtu NH_4^+ nebo dusičnanů NO_3^- .

Existují dvě základní cesty pro fixaci dusíku:

Atmosférická fixace způsobená bleskem – dusík se slučuje s kyslíkem účinkem elektrického výboje. Oxid dusnatý vytvořený tímto způsobem může být dále oxidován atmosférickým kyslíkem na oxid dusičitý a oxid dusičitý s vodou vytváří v atmosféře kyselinu dusičnou, která vytváří v půdě dusičnany.



Biologická fixace je způsobena bakteriemi žijícími na některých rostlinách (hrách, fazole, arašídý). Tyto bakterie umí dusík vázat do sloučenin. Tyto rostliny jsou potom velmi bohaté na bílkoviny. Rostliny jsou pak konzumovány býložravci a dusík je tak převeden do živočišné bílkoviny.



Výkaly zvířat a mrtvá těla rostlin nebo živočichů podléhají hnilobě díky bakteriím. Dusík se tak stává součástí půdy (ve formě amoniaku nebo dusičnanů) a je využíván jinými rostlinami. Přeměňuje se na N_2 nebo N_2O a dostává se opět do atmosféry.

Pro zvýšení výnosnosti plodin na polích se dusík dodává do půdy záměrně a to pomocí hnojiv. Hnojiva obsahující dusík jsou rozpustná ve vodě – dusičnan amonný, síran amonný, dusičnan sodný, dusičnan draselný.....

Vzhledem k vysoké rozpustnosti hnojiv se většina dostává do podzemních vod a odtud do řek a jezer. To má dva nepříjemné důsledky:

Zvýšená hladina dusičnanů v pitné vodě způsobuje rakovinu. Dusičnany sami o sobě nejsou nebezpečné, ale v těle se z nich stávají dusitany (NO_2^-) a ty tvoří součásti nitrosaminů (organických sloučenin obsahujících skupinu NO připojenou k uhlíku), které jsou také karcinogenní.

Druhý nepříjemný fakt je, že zvýšené množství dusičnanů v jezerech způsobuje rychlý růst vodních rostlin, jako jsou řasy a sinice. Když tyto rostliny odumrou, spotřebovávají na svůj rozklad kyslík. Tím pádem je ve vodě nedostatek kyslíku a umírají ryby i další vodní živočichové. Tento proces se nazývá eutrofizace vod.

3. Doplňte chybějící slova:

Dusík je(barva) a.....(zápachu)(skupenství).
Je hoobjemových % v atmosféře. Vyskytuje se vázaný také v minerálech, například v chilském ledku..... Je to biogenní prvek a je obsažen v nebo DNA.

Plynný dusík se vyrábí.....

Dusík je nereaktivní díky silné mezi atomy dusíku. Tvoří
.....* s reaktivními kovy například s Li nebo Mg. Oxidační číslo dusíku v
.....* je Dusík reaguje s H_2 za vysoké.....a a
v přítomnosti za vzniku Dusík reaguje také

s kyslíkem za extrémně..... teploty, například v nebo

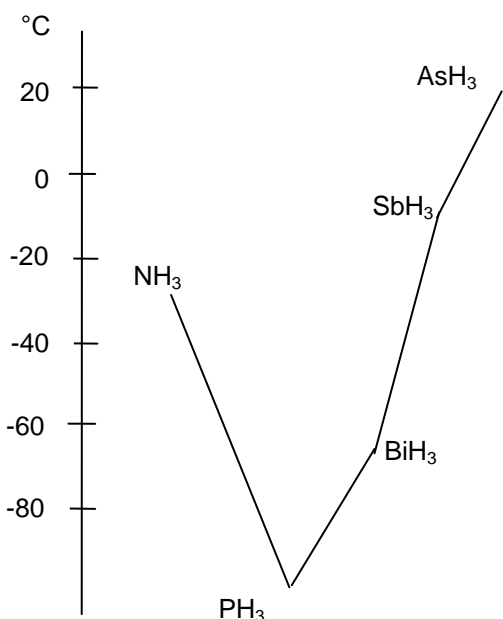
Dusík tvoří inertní atmosféru díky jeho nízké, například v potravinářském průmyslu k balení..... Kapalný dusík je užíván jako chladidlo, např. v medicíně ke kryokonzervování nebo Také se používá v kryoterapii například k odstraňování Kapalný dusík je také užíván v potravinářském průmyslu ke jídla jako masa nebo zeleniny.

4. Zapište reakce slovně popsané v textu chemickými rovnicemi.

Sloučeniny dusíku

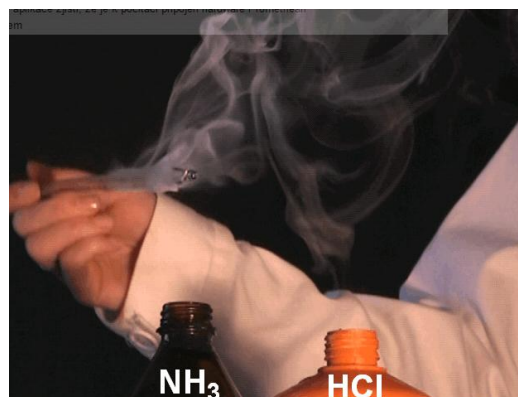
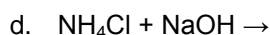
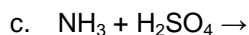
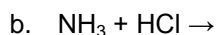
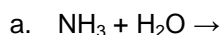
Amoniak NH_3

5. Nakreslete molekulu amoniaku. Jaké vazby tvoří tuto molekulu, je molekula polární nebo nepolární?
6. Doplňte slova nebo vyberte správná slova: „Amoniak je toxický/netoxický(barva) (skupenství). Páchne po zkažených vejcích/rozkládající se moči.“
7. Pomocí grafu vysvětlete rozdíly v bodu varu hydridů V. skupiny.



8. Nakreslete vodíkové vazby mezi dvěma molekulami amoniaku.

9. Amoniak je slabá báze. Na základě této vědomosti doplňte následující rovnice:



10. Uvedte jména produktů z reakcí v předcházejícím bodě.

11. Nakreslete rámečkový diagram NH_4^+ iontu. Jaký je typ vazby mezi NH_3 a H^+ ?

Amoniak se připravuje Haber – Boschovou syntézou z prvků. Tato reakce probíhá za velké teploty, velkého tlaku a Fe jako katalyzátoru.

12. Napište rovnici reakce i se všemi podmínkami.

Amoniak může být připraven:

- tepelným rozkladem chloridu amonného
- vytěsněním z amonné soli silným hydroxidem.

13. Napište rovnice oběma reakcím.

14. Uvedte alespoň dvě využití amoniaku.

Hydrazin N_2H_4

15. Napište strukturní vzorec hydrazinu.

16. Uvedte použití hydrazinu.

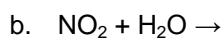
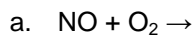
Oxidy dusíku

17. Doplňte následující tabulku.

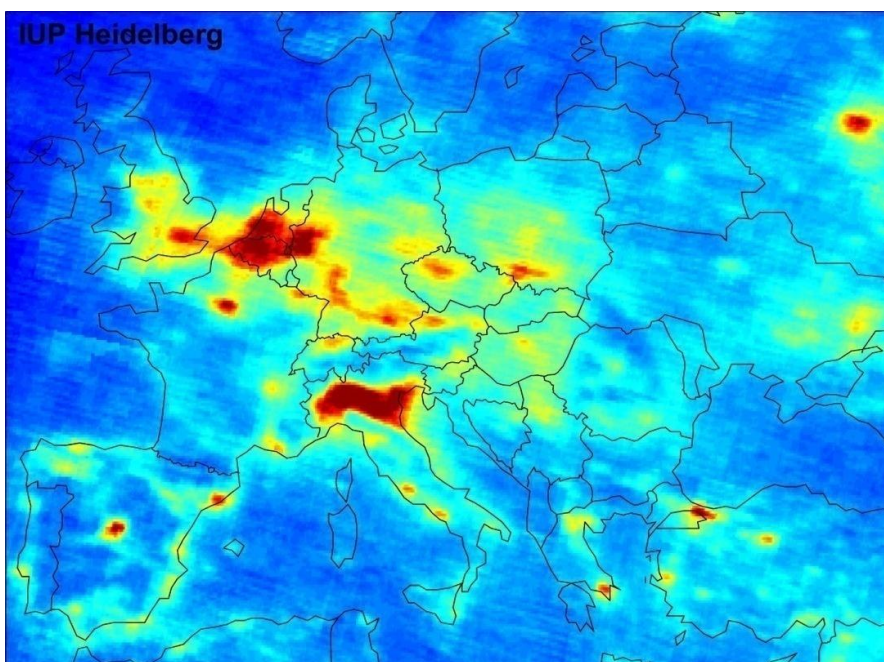
| | Jméno | Barva | Skupenství | Užití | Problémy životního prostředí |
|------------------|-------|-------|------------|-------|------------------------------|
| N ₂ O | | | | | |
| NO | | | | | |
| NO ₂ | | | | | |

18. Napište rovnici (i s podmínkami) slučování kyslíku a dusíku na oxid dusnatý.

19. Doplňte rovnice:



20. Najděte na mapě znečištění atmosféry oxidem dusičitým v Evropě v roce 2003 města: Londýn, Paříž, Madrid, Barcelona, Praha, Řím, Atény, Moskva.



21. Vysvětlíte velké hnědé skvrny na mapě Evropy.

Kyselina dusitá

- je středně silná kyselina, má oxidační i redukční účinky a je důležitou látkou při výrobě barviv

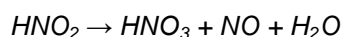
22. Napište molekulový a strukturní vzorec kyseliny dusité.

23. Odhadněte valenční úhly : O-N-O , N-O-H

24. DÚ: Pomocí internetu najděte látku E 250, zjistěte její český a anglický chemický název a vzorec.

Porovnejte výhody a potenciální nebezpečí spojené s jeho použitím.

25. Kyselina dusitá je nestálá a při pokojové teplotě dochází k její disproporcionaci



O jaký druh reakce jde? Napište dílčí reakce oxidace a redukce. Vyčíslete tuto reakci.

Jak se jmenují soli této kyseliny?

Kyselina dusičná

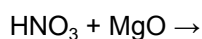
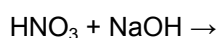
- je velmi silná jednosytná kyselina, jedovatá, žíravá, způsobuje žluté skvrny na kůži (důkaz bílkoviny). Na světle se rozkládá na oxid dusičitý, kyslík a vodu. Běžná komerční kyselina dusičná je 68%.

26. Výroba kyseliny dusičné se provádí ve čtyřech fázích. Pomocí následujícího popisu napište rovnice jednotlivých kroků výroby této kyseliny

1. Haber-Boschova metoda výroby amoniaku.
2. Oxidace amoniaku kyslíkem na oxid dusnatý za pomoci platinového katalyzátoru.
3. Oxidace oxidu dusnatého.
4. Reakce oxidu dusičitého s vodou.

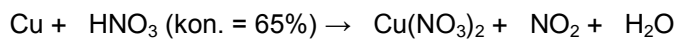
Kyselina dusičná se účastní tří druhů reakcí. Může vystupovat jako:

a. silná kyselina



- b. oxidační činidlo – koncentrovaná kyselina reaguje kromě s neušlechtilými kovy i s ušlechtilými kovy kromě Au, Pt, Rh, většina kovů nevytěsňuje vodík (jen Mg, Mn a Ca vytěsňují vodík ze studené zředěné kyseliny). Kyselina dusičná je redukována na oxidy dusíku

27. Upravte tyto rovnice.



28. Dokončete: $\text{Mn} + \text{HNO}_3$ (zřed.) \rightarrow

Lučavka královská = směs $\text{HNO}_3:\text{HCl} = 1:3$, která reaguje se zlatem i platinou

Dochází k reakci: $3 \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NOCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ a rozkladem NOCl se uvolňuje atomární chlór, který reaguje se Au i Pt

- c. nitrace v organické chemii

HNO_3 je užívána pro výrobu TNT.

29. Napiš vzorec toluenu? Co znamená zkratka TNT? K čemu se používá?

30. Napište 4 využití kyseliny dusičné

31. Vysvětlete, proč kyselina dusičná je silnější než kyselina dusitá.

FOSFOR

1. Najděte fosfor v periodické tabulce, napište jeho elektronovou konfiguraci a použijte rámečkové diagramy ke znázornění jeho valenčních elektronů.



2. Doplňte tabulku s alotropickými modifikacemi fosforu.

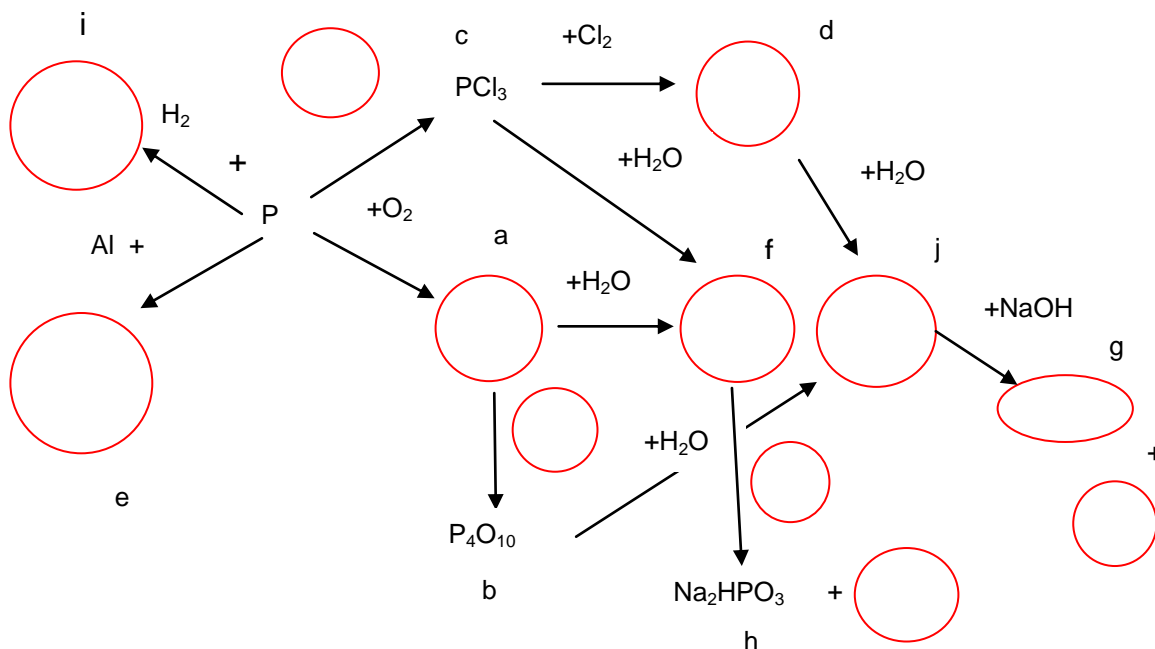
| Název | Struktura | Vlastnosti |
|-------|-----------|------------|
| | | |
| | | |
| | | |

3. Nakreslete molekulu P_4 víte-li, že atomy fosforu jsou umístěny v rozích pravidelného tetraedru, vypočítejte vazebné úhly a vysvětlete jeho vysokou reaktivitu.

Fosfor se vyskytuje v nerostech jako nebo v živých organismech jako součást biologicky významných sloučenin jako,, nebo ve formě fosforečnanů v nebo

4. Doplňte chybějící nebo vyberte správná slova nebo vzorce: „Fosfan (vzorec) je toxický/netoxický (skupenství), který zapáchá jako..... Podobně jako amoniak je slabou kyselinou/zásadou. Jeho konjugovaná kyselina má vzorec Je více/méně rozpustný ve vodě než amoniak, protože může/nemůže tvořit vodíkové vazby s molekulami vody.“

5. Doplňte chybějící vzorce v následujícím schématu vyjadřujícím reakce fosforu a jeho sloučenin:



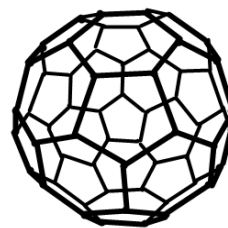
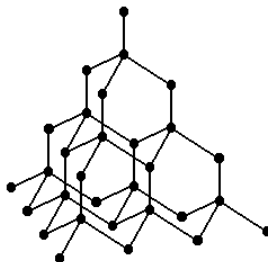
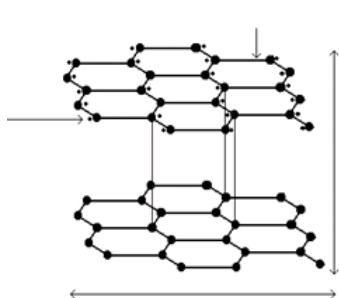
6. Pojmenujte látky a – e ve schématu.

7. Přiřadte látkám f-j následující jména: fosfan, kyselina fosforitá, kyselina fosforečná, fosforečnan sodný, hydrogenfosforitan sodný.

8. Jaká je barva a skupenství oxidů fosforu? Co to znamená, že jsou hygroskopické?
9. Popište vzhled kyseliny fosforečné.
10. Uveďte tři využití kyseliny fosforečné.

UHLÍK

1. Napište rámečkový diagram uhlík v:
 - a. základním stavu
 - b. v excitovaném stavu
2. Popište strukturu tří přírodních alotropií uhlíku:



3. Přiřadte následující vlastnosti a použití k diamantu a ke grafitu:

1. MĚKKÝ
2. OPAKNÍ
3. PRŮHLEDNÝ
4. ODLUPUJE SE PO VRSTVÁCH
5. TVRDÝ
6. LESKLÝ
7. EL. IZOLANT
8. TEPELNÝ IZOLANT
9. EL. VODIČ
10. TEPELNÝ VODIČ



- ELEKTRODY
- BRUSIVO
- NÁSTROJE NA ŘEZÁNÍ
- ŠPERKY
- TUHY
- LUBRIKANTY
- TYČE V JADERNÝCH REAKTORECH

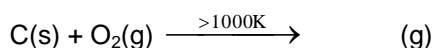
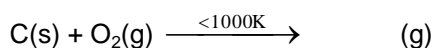
4. Určete, díky kterým vlastnostem jsou diamant a grafit vhodnými k výše uvedeným použitím.
5. Doplňte chybějící slova do následujícího textu o umělých formách uhlíku: „Když zahříváte dřevo bez přístupu kyslíku, vznikne To se často používá ke Jeden z produktů destilace uhlí je Ten se používá jako činidlo při výrobě,,, Aktivní uhlík má velký, může na něj některé látky. Je používán v nebo ve

Nespálené zbytky uhlíkatých paliva obsahují Ty jsou používány v
a jako

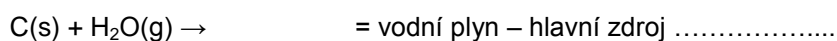
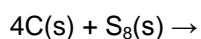


Chemické vlastnosti uhlíku

Uhlík reaguje jako činidlo.



Za vyšší teploty uhlík reaguje s ostatními nekovy a vodní párou:



6. Porovnejte vlastnosti **oxidu uhelnatého** a **oxidu uhličitého**:

| | CO | CO ₂ |
|---------------------|----|-----------------|
| Skupenství | | |
| Barva | | |
| Zápach | | |
| Struktura | | |
| Rozpustnost ve vodě | | |
| Kyselost | | |
| Toxicita | | |

7. Vysvětlete toxicitu CO.

8. Uveďte jedno využití CO₂.

9. Vysvětlete termín suchý led. K čemu se používá?

10. Uveďte:

a. biologický význam CO₂:

b. problém životního prostředí spojen s CO₂

Uhličitany

11. Většina uhličitánů je nerozpustná ve vodě. Výjimkou jsou: uhličitan amonný, uhličitan sodný a uhličitan draselný. *Zapište jejich vzorce.*
12. Stabilní hydrogenuhlíčitany jsou: hydrogenuhlíčitan sodný a hydrogenuhlíčitan draselný. Hydrogenuhlíčitan vápenatý a hydrogenuhlíčitan hořečnatý jsou známé pouze ve vodných roztocích. *Zapište jejich vzorce.*
13. Reakce uhličitánů a hydrogenuhlíčitánů:
- a. Tvorba krápníků: *Zapište rovnice pro následující procesy:*

Voda obsahující rozpuštěný oxid uhličitý protéká skrz anorganické minerály jako vápenec a rozpouští je.

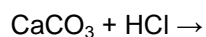
Hydrogenuhlíčitan vápenatý vzniklý v této vodě je nestálý a jak se voda vypařuje, rozkládá se za vzniku uhličitanu vápenatého, oxidu uhličitého a znovu vody. Usazeniny uhličitanu vápenatého jsou známé jako stalaktity.

b. Tepelný rozklad uhličitánů *Zapište rovnice následujících procesů:*

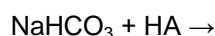
Nerozkládají se pouze hydrogenuhlíčitany vápenaté a hořečnaté, ale také hydrogenuhlíčitany sodné a draselné, když je zahříváme.

Tepelný rozklad vápence je používán při výrobě:.....

c. Reakce s kyselinami: *Dokončete následující rovnice:*



HCl může být obsažena v některých scale removers.



Šumivé tablety obsahují NaHCO_3 a kyselinu citronovou, prášek do pečiva obsahuje NaHCO_3 a některou slabou kyselinu.

KŘEMÍK

1. Jaká je jeho
- elektronová konfigurace a nejběžnější oxidační číslo
 - vzhled
 - struktura



2. Vyjmenujte materiály obsahující křemík používané v každodenním životě.

3. Jaká je surovina pro výrobu křemíku? Jak se křemík vyrábí?

4. Přiřadte barvy k nejčastějším odrůdám křemene (SiO_2):

Citrín

Růženín

Záhněda

Tygrí oko

Ametyst

růžová

zlatá až červenohnědá

hnědá až šedá

žlutá

fialová



5. Vysvětlíte rozdíl mezi fyzikálními vlastnostmi CO_2 a SiO_2 na základě jejich struktur.

6. Když okyselíme křemičitan sodný, vytváří kyselinu tetrahydrogenkřemičitou.....
(rovnice). Po dehydrataci(rovnice)
 vytváří druh oxidu křemičitého známého jako..... Ten má velký, který je
 schopen ochotně adsorbovat Používá se k udržení nízké relativní vlhkosti na příklad
 v čímž je chrání před znehodnocením. Takovým látkám, které jsou schopné
 adsorbovat vodu z ovzduší říkáme SiO_2 ve formě písku je používán ve směsi
 s hašeným vápnem a vodou ve průmyslu nebo při výrobě SiO_2 je
 míchán s a a zahříván v peci za vzniku plynu a směsi a
, což je chemicky

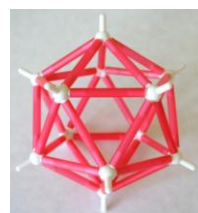
7. Najděte na internetu některé křemičité polymery a zjistěte, k čemu se používají.

BOR B

1. Znázorněte pomocí rámečkových diagramů valenční elektrony boru v:

a. zákl. stavu: B:

b. excit. stavu B^*



2. Jaké je nejčastější oxidační číslo boru ve sloučeninách?

3. Jakých dvou typů vazeb se účastní atom boru? (Nápověda: Vemte v úvahu prázdný 2p orbital)

- vazba
- vazba: bor se chová jako elektronového páru

Bor se vyskytuje v několika alotropiích, všechny jsou založeny na B..... ikosaedrech – mají vrcholů a stěn = rovnostranné Bor je tmavý, lesklý, (skupenství) polokov. Je/není velmi reaktivní. Za vysokých/nízkých teplot se účastní následujících reakcí:

$B + O_2 \rightarrow$ oxid boritý = (barva, skupenství), používá se na výrobu odolného borokřemičitého skla (laboratorní sklo,)

$B + S \rightarrow$

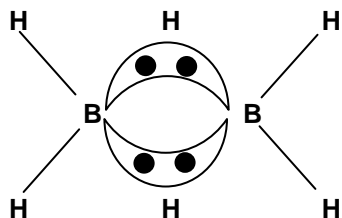
$B + Cl_2 \rightarrow$

Borany B_xH_y

4. Jaký je vzorec a tvar nejjednoduššího boranu?

Je znám pouze v skupenství a dimerizuje na diboran.

5. Napište rovnici dimerizace boranu.



tricentrická vazba

6. Boran je velmi reaktivní, reaguje s Lewisovými bázemi, např. s amoniakem za vzniku BH_3NH_3 . Znázorněte dativní vazbu mezi BH_3 a NH_3 .

Kyselina boritá H_3BO_3

= bílá krystalická látka, molekuly H_3BO_3 drží pohromadě pomocí, slabá/silná kyselina, ve vodě nedisociuje, je to Lewisova kyselina, odebírá vodě OH^- : $B(OH)_3 + OH^- \rightarrow$ Zředěný roztok H_3BO_3 = antiseptikum, borová voda používaná např. k výplachům očí.

Tetraboritan sodný $Na_2B_4O_7$

= minerál borax, zdroj boru, glazury