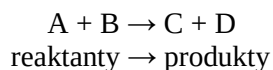


Chemické reakce – poznámky 4.A GVN

Martin Konhefr, GVN

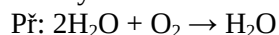
7. června 2006

Chemickou reakcí se rozumí **děj**, při kterém v molekulách reagujících látek dochází k **zániku některých vazeb** a **vzniku nových vazeb**. Z původních látek **vznikají látky nové** s **jinými chemickými a fyzikálními vlastnostmi**. **Vstupující** látky jsou **reaktanty**, **vystupující** jsou **produkty**.

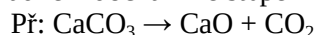


Klasifikace chemických reakcí dle vnějších změn

a/ skladné – syntéza – vedou ke vzniku složitějších molekul z jednodušších molekul



b/ rozkladné – dochází ke štěpení složitějších látek na látky jednodušší

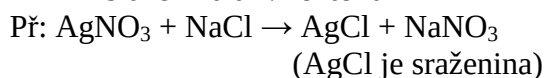


c/ substituční – vytěsňování – jeden atom či skupina atomů je nahrazena jiným atomem nebo skupinou atomů

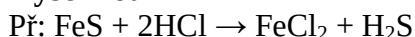


d/ podvojně záměny – konverze – dochází k výměně atomů či skupin atomů mezi složitějšími molekulami: **a/ neutralizace** – zásada + kyselina $\rightarrow$ sůl + voda

b/ rce srážecí – produktem je málo rozpustná sloučenina – sraženina a v roztoku

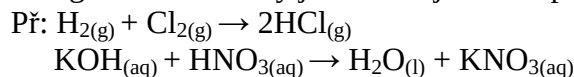


c/ vytěsňování slabší kyseliny z její soli silnější kyselinou

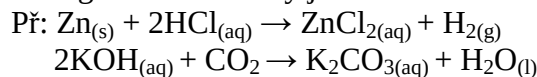


Klasifikace chem. rcí podle skupenství reaktantů

a/ rce homogenní – reaktanty jsou ve stejném skupenství



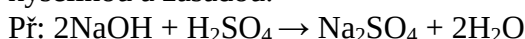
b/ rce heterogenní – reaktanty jsou v různém skupenství



Klasifikace dle přenášených částic

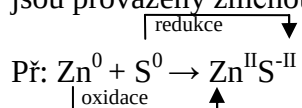
a/ acidobazické rce – mezi kyselinami a zásadami

Rce je založena na výměně vodíkového kationtu H^+ mezi kyselinou a zásadou.

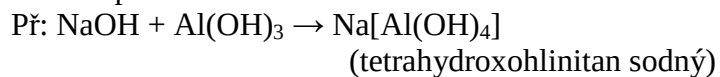


CHEMIE

b/ oxidačně redukční rce – dochází k přenosu e^- mezi reagujícími látkami. Tyto děje jsou provázeny změnou ox. čísel některých atomů.



c/ komplexotvorné rce – dochází při nich ke tvorbě koordinačně kovalentní vazby



Klasifikace chem. rcí dle tepelného zabarvení

a/ rce endotermické – rce, které energii ve formě tepla spotřebovávají – musí se jim dodat

b/ rce exotermické – rce, které uvolňují energii ve formě tepla

↓další látka

Chemické rovnice – poznámky 4.A GVN

Martin Konhefr, GVN

9. června 2006

Průběh chem. rce je možné vyjádřit pomocí chem. rovnice. Platí při tom zákon zachování hmotnosti. Proto se musí rovnice vyčíslit stechiometrickými koeficienty.

vyčíslí: $\text{CaCO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$



$$\text{Ca} : 1a = 1c$$

$$\text{S} : 1a = 1d$$

$$\text{O} : 4a = 1c + 2d + 2e$$

$$\text{C} : 1b = 1e$$

zvolím $a = 1$

dopočítám c: $1a = 1c$

$$\underline{c = 1}$$

dopočítám d: $1a = 1d$

$$\underline{d = 1}$$

dopočítám e: $4a = 1c + 2d + 2e$

$$4 = 1 + 2 + 2e$$

$$2e = 4 - 3$$

$$\underline{e = 0,5}$$

dopočítám b: $1b = 1e$

$$\underline{b = 0,5}$$

vynásobím čísla tak, abych dostal celá čísla: $a = 2, b = 1, c = 2, d = 2, e = 1$.

dopíšu koeficienty: $2\text{CaCO}_3 + \text{C} \rightarrow 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2$

Vyčíslování oxidačně redukčních rovnic

ox. číslo – náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom e^- všech vazeb, které z něj vycházejí, přidělili vždy elektronegativnějšímu z vázaných atomů.

ox. číslo u samostatných prvků v nesloučeném stavu je 0.

Oxidace je děj, při kterém dochází ke zvyšování ox. čísla prvku.

Redukce je děj, při kterém dochází ke snižování ox. čísla prvku.

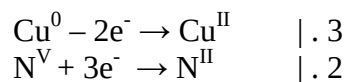
CHEMIE

Oxidace i redukce musí probíhat současně. $-IV \rightarrow +VIII$ (oxidace), $-IV \leftarrow +VIII$ (redukce)

Oxidační činidlo je látka, která dokáže jiné látce odebrat e^- a tím ji oxidovat.

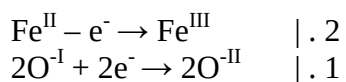
Redukční činidlo dodává do systému elektrony, kterými se některá z přítomných látek redukuje.

vyčíslí: $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$



pak doplníme: $3Cu + HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$ a dopočítáme zbytek rovnice:

$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ tak, aby na každé straně byl stejný počet atomů prvků.



↓další látka

5.A

Homogenní a heterogenní směsi – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

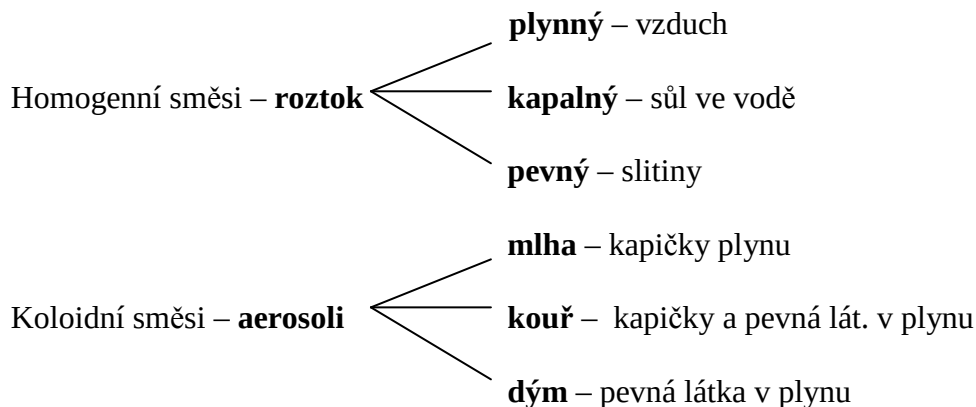
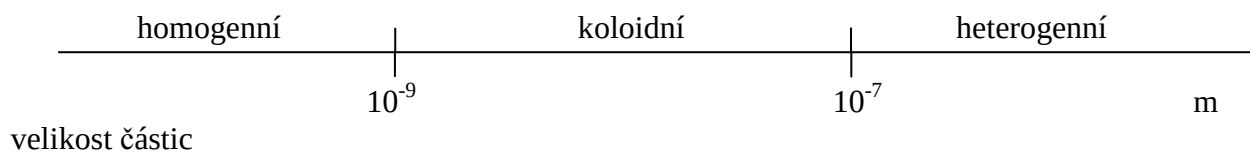
7. září 2006

Směs: Látka obsahující minimálně **dvě složky**, které je možno od sebe **oddělit** fyzikálně chemickými metodami.

Smísením látek se jejich **chemická podstata nemění**. Látky tvořící směs **nejsou chemicky vázány** a poměr jednotlivých složek ve směsi lze měnit.

- Směs může být: **HOMOGENNÍ**
- např. směs plynů,..
 - velikost směsných částic homogenních směsí je **menší než 10^{-9} m**
 - homogenní směs má ve všech částech **stejně vlastnosti** nebo se vlastnosti spojitě mění
- KOLOIDNÍ**
- velikost částic je **v rozmezí 10^{-9} m – 10^{-7} m**
 - např. vaječný bílek ve vodě
- HETEROGENNÍ**
- velikost částic je **větší než 10^{-7} m**
 - např. voda znečištěná pískem
 - heterogenní **směs se skládá ze dvou**, případně více **homogenních oblastí**. Fáze – oblast – je homogenní část soustavy, oddělená od ostatních částí **rozhraním**, na němž se vlastnosti mění skokem.

shrnutí:



CHEMIE

- **koloidní roztoky** – bílkoviny ve vodě
- **emulze** – olej ve vodě
- **gel** – bubliny plynu rozptýlené v pevné látce

Heterogenní směsi – **pěna** – bubliny plynu rozptýlené v kapalině
– **suspenze** – částice pevné látky v kapalině

↓další látka

Roztoky – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

14. září 2006

Roztokem rozumíme **homogenní směs dvou nebo více látek**. **Děj**, při kterém roztoky vznikají se nazývá **rozpouštění** a dochází při něm k **promíchání látek na molekulární úrovni**.

Rozpouštědlo – bývá za něj považována **ta látka, která je v soustavě v nadbytku**.
V roztoku vzniklém smísením látky kapalné s látkou pevnou, případně plynou, je **rozpouštědlem kapalina**. Pokud je účastna **voda**, považuje se automaticky za **rozpouštědlo**.

Dělení roztoků – I. podle skupenství – plyný
– pevný
– kapalný

– II. **podle vlastností** – roztoky **neelektrolytů** – roztoky **nevedou** elektrický proud (glukoza rozpuštěná ve vodě)
– roztoky **elektrolytů** – roztoky **vedou** elektrický proud (sůl rozpuštěná ve vodě)

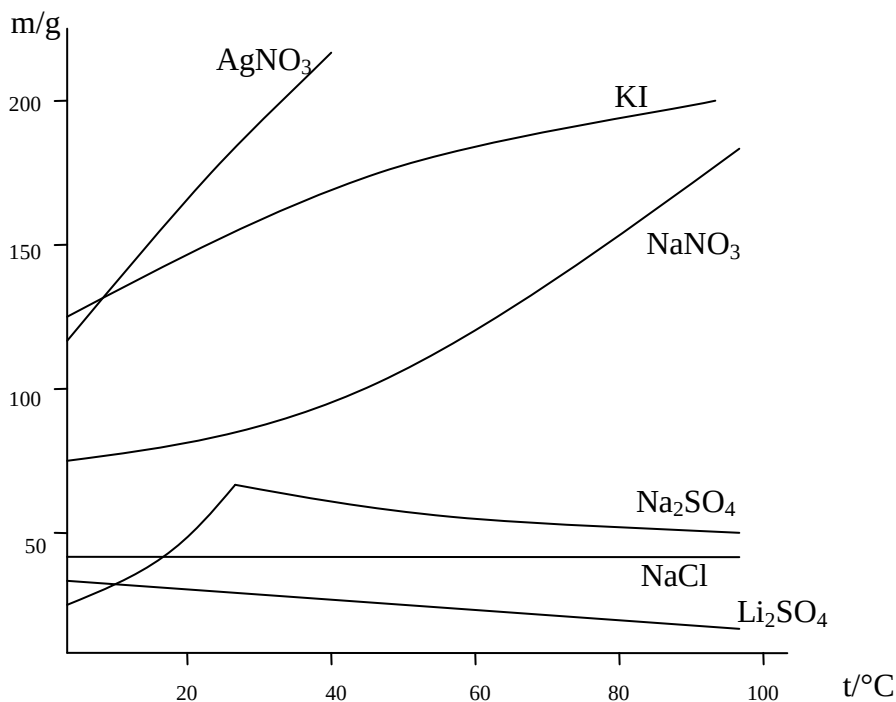
Složení roztoků – neomezeně mísitelné látky – vytvářejí homogenní směs bez ohledu na to, v jakém poměru je mísíme (př. plyny, ethanol + voda)
– **omezeně mísitelné látky** – tvoří homogenní směs, **jen v určitém rozsahu vzájemných poměrů**. Patří sem většina soustav, které vznikají mísením pevných a kapalných látek

vzniklé roztoky jsou – **nasycené** – za daných podmínek se již **další množství** dané látky **nerozpustí**
– **nenasycené** – za daných podmínek se může rozpustit další množství dané látky

Rozpustnost – určité látky v daném rozpouštědle se většinou udává **hmotností látky, která se za daných podmínek rozpustí v určitém váhovém nebo objemovém množství rozpouštědla za vzniku nenasyčeného roztoku**

– **nemísitelné** – látky vzájemně nerozpustné (př. voda a olej)

CHEMIE



Rozpustnost některých látek v závislosti na podmínkách

Koncentrace roztoků – vyjadřuje, jaké množství rozpuštěné látky je **v roztoku obsaženo**

Hmotnostní zlomek – **w** – hmotnostní zlomek látky A v roztoku je definován jako **podíl hmotnosti látky A ku hmotnosti roztoku**

$$w_a = m_a / m_R$$

$$m_R = m_a + m_r$$

w_a – hm. zlomek

m_a – hm. látky A

m_r – hm. rozpouštědla

m_R – hm. roztoku

Hmotnostní procento – určité látky v roztoku získáme **vynásobením** hm. zlomku –
w . 100

Př. Jaký je hm. zlomek KNO₃ v roztoku, který vznikl rozpuštěním 26g KNO₃ a 90g H₂O?

$$w(\text{KNO}_3) = m_{\text{KNO}_3} / m_r + m_{\text{KNO}_3}$$

$$w(\text{KNO}_3) = 26\text{g} / 116\text{g}$$

$$\underline{w(\text{KNO}_3) = 0,22}$$

Další příklady si najdete vyřešené v učebnici chemie.

CHEMIE

Objemové procento – Ch poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. ledna 2007

$$\text{objem\%} = V_A / V_R \times 100$$

V_A – látka – objem látky A

V_R – roztok – objem celého roztoku

Pro reálné roztoky platí, že součet objemu procent všech složek tvořících roztok, **není roven 100 %**.

Př: 500 cm³ vodného roztoku ethylalkoholu obsahuje 200 cm³ ethanolu. Jaká je koncentrace ethanolu v roztoku vyjádřená v obj.%?

voda + ethanol → vodný roztok

200 cm³ x %

500 cm³ 100%

$$x = 100 \cdot 200 / 500$$

$$\underline{x = 40 \%}$$

Roztok obsahuje 40% ethanolu.

Molární koncentrace – Ch poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. ledna 2007

- počet molů určité látky rozpuštěné v 1 dm³ roztoku.

$$c_A = n_A / V_R \quad \text{mol/dm}^3$$

c_A – mol. koncentrace látky A

n_A – počet molů látky A

V_R – celkový objem roztoku

Př: Jaká je mol. koncentrace roztoku NaCl, který obsahuje v 1 dm³ 125 g NaCl ?

$$M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g / mol}$$

CHEMIE

$$n = m / M$$

$$n = 125 / 58,44$$

$$\underline{n = 2,14 \text{ mol}}$$

$$c_A = n_A / V_R$$

$$c_A = 2,14 / 1$$

$$\underline{c_A = 2,14 \text{ mol} / \text{dm}^3}$$

Mol. koncentrace roztoku je $2,14 \text{ mol} / \text{dm}^3$.

Další příklady jsou v učebnici.

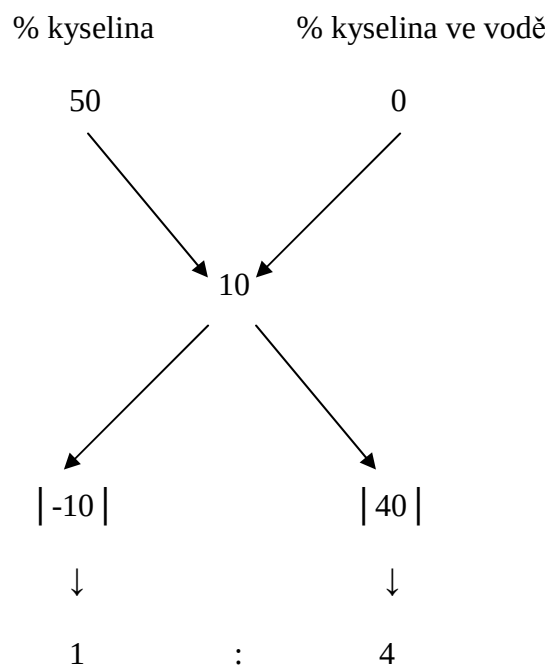
Ředění roztoků – Ch poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. ledna 2007

Př: Kolik cm^3 50% HNO_3 o hustotě $1,310 \text{ g} / \text{cm}^3$ je třeba pro přípravu 450 cm^3 jejího 10% roztoku p hustotě $1,054 \text{ g} / \text{cm}^3$?

1) přes poměr a hmotnost



$$m (10\% \text{HNO}_3) = ? \text{ g}$$

$$V = 450 \text{ cm}^3$$

$$\underline{\text{hustota} = 1,054 \text{ g} / \text{cm}^3}$$

$$\rho = m / V$$

$$m = V \cdot \rho$$

$$m = 450 \cdot 1,054 = \underline{\underline{474,3 \text{ g}}}$$

CHEMIE

Rozdělíme m ($10\% \text{HNO}_3$) v poměru 1:4

$$m(50\% \text{HNO}_3) = 1 \cdot 474,3 / 5 = \underline{9,86 \text{ g}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot 474,3 / 5 = \underline{379,44 \text{ g}}$$

$$V(50\% \text{HNO}_3) = m / \rho = 9,86 / 1,31 = \underline{72,4 \text{ cm}^3}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m / \rho = 379,44 / 1 = \underline{379,44 \text{ cm}^3}$$

Na přípravu 10% roztoku HNO_3 je třeba $72,4 \text{ cm}^3$ 50% roztoku HNO_3 a $379,44 \text{ cm}^3$ vody.

Při výpočtu je třeba počítat s hmotnostmi, protože výsledný objem roztoku není dán součtem objemů roztoků, ze kterých vznikl. Při ředění **dochází k objemové kontrakci**.

2) zředovací rovnice

$$m_1 c_1 + m_2 c_2 = (m_1 + m_2) c$$

m_n – hmotnosti látek 1 a 2

c_n – koncentrace látek 1 a 2

c – výsledná koncentrace

$$c = 10 \%$$

$$m = 474,3 \text{ g}$$

$$c_1 = 50 \%$$

$$c_2 = 0 \% \text{ (voda)}$$

$$m_1(50\% \text{HNO}_3) = ? \text{ g}$$

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = ? \text{ g}$$

$$m_1 c_1 + m_2 c_2 = (m_1 + m_2) c$$

$$m_1 50 + m_2 0 = (m_1 + m_2) 10$$

$$50 m_1 = 10 m$$

$$50 m_1 = 474,3 \cdot 10$$

$$50 m_1 = 4743$$

$$\underline{m_1 = 94,86 \text{ g}}$$

$$V = m / \rho = 94,86 / 1,31 = \underline{72,4 \text{ cm}^3}$$

$$m_2 = m - m_1$$

$$m_2 = 474,3 - 94,86$$

$$\underline{m_2 = 379,44 \text{ g}}$$

Odpověď stejná.

Termodynamika – Ch poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. ledna 2007

je vědní obor zabývající se studiem fyzikálních a chemických dějů spojených s energetickými změnami.

soustava – část prostoru s jeho hmotnou náplní (př. baňka s chlorem, zkumavka s látkami,...)
– od okolí je oddělena skutečnými nebo pomyslnými stěnami

Dle toho, jakým způsobem stěny dovolují výměnu hmoty i energie mezi soustavou a okolím rozlišujeme:

- a) soustava **otevřená** – dochází k výměně hmoty i energie s okolím
- b) soustava **uzavřená** – dochází k výměně pouze energie s okolím
- c) soustava **izolovaná** – nedochází k výměně hmoty ani energie

znázornění – v učebnici

Stavové veličiny – Při chem. rci dojde v soustavě ke změně některých vlastností, tedy ke změně stavu soustavy.

– Veličiny popisující aktuální stav soustavy se označují jako stavové.

– jsou závislé pouze na počátečním a konečném stavu soustavy

– dělíme na **extenzivní**
intenzivní

extenzivní – stavové veličiny závisí na velikosti systému (hmotnost, objem, látkové množství)

intenzivní – stavové veličiny nezávisí na velikosti systému, nemění se při změně (teplota, tlak, hustota)

Chemické rce bývají často prováděny tak, aby některá a proměnných, nejčastěji tlak nebo teplota zůstávala **konstantní**.

Děj probíhající za konstantního tlaku se nazývá **izobarický**.

Děj probíhající za konstantní teploty se nazývá **izotermický**.

Termochemie – Ch poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

6. ledna 2007

Termochemie je oblast termodynamiky zabývající se studiem tepelného zabarvení chem. rcí.

Rce, při kterých systém **teplo uvolňuje** se nazývá **exotermní**. Průběh těchto rcí bývá prudký a může být i provázen světelnými efekty – hořením.

Rce, při kterých systém **teplo spotřebovává** se nazývá **endotermní**. Teplo se musí systému dodat. (pomůcka – DOdat, enDOtermní)

Izobarický děj – děj který probíhá za konstantního tlaku. U těchto dějů popisujeme výměnu tepla s okolím pomocí **entalpie**.

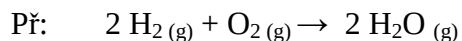
Entalpie je extenzivní stavová veličina – závisí na velikosti systému

Absolutní hodnota entalpie nelze změřit, je možné stanovit změnu entalpie vztaženou na určitý předem dohodnutý stav – standardní stav.

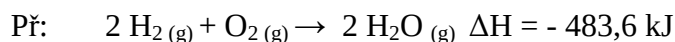
Standardní stav – se volí stav látky, ve kterém je při teplotě 298,15 K a tlaku 1013,25 hPa látka nejstálější.

Termochemická rovnice musí obsahovat informaci o skupenství všech zúčastněných látek, protože změna skupenství je spojena s výměnou tepla.

skupenství – pevné.....s
kapalné.....l
plynné.....g
vodný roztok....aq



Množství tepla, které soustava během rce probíhající za konstantního tlaku a v rozsahu jednoho molu základních reakčních přeměn s okolím vymění, se nazývá **REAKČNÍ TEPL**O a značíme jej ΔH .



Při exotermních dějích je ΔH záporná – systém odevzdal teplo do okolí.
Při endotermních dějích je ΔH kladná – systém teplo přijal z okolí.

Grafické znázornění je v učebnici.

CHEMIE

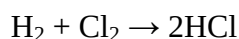
Změny energie při chem. reakcích:

Při chemických reakcích dochází ke štěpení vazeb ve výchozích látkách a ke vzniku nových vazeb v produktu.

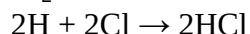
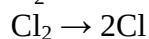
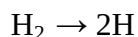
Na **štěpení** vazeb je třeba energii dodat, při **vzniku** vazeb se energie uvolňuje.

Chemické reakce jsou obvykle doprovázeny **energetickými změnami**.

Př: Vypočítejte, jakou energii je třeba dodat na rozštěpení látek ve výchozích látkách (H_2 , Cl_2) a jaká se uvolní energie při vzniku produktu. HCl při rci.



Předpokládejme, že dochází k následujícím dílčím reakcím:



Energie, která se musí dodat k rozštěpení vazeb reaktantů:

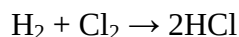
$$H \text{ -- } H + Cl \text{ -- } Cl \rightarrow 1,724 \cdot 10^{-19} + 1,402 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \underline{11,26 \cdot 10^{-19}}$$

celková energie, která se musí dodat k rozštěpení vazeb

Energie, která se uvolní při vzniku nových vazeb produktů:

$$(2 \cdot 7,16 \cdot 10^{-19}) \text{ J} = \underline{14,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

Celková energetická bilance:



$$X = \text{energie dodaná} - \text{energie uvolněná}$$

$$X = 11,26 \cdot 10^{-19} - 14,32 \cdot 10^{-19}$$

$$\underline{X = -3,06 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

energie se uvolní

Jestliže budeme číst danou reakci v jednotkovém rozsahu **pomocí látkového množství**, pak na rozštěpení jednoho molu H_2 a jednoho molu Cl_2 se spotřebuje

$$\begin{aligned} 11,26 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ J/mol} &= 67,81 \cdot 10^4 \text{ J/mol} \\ &= 678,1 \cdot 10^3 \text{ J/mol} \\ &= \underline{678,1 \text{ kJ/mol}} \end{aligned}$$

CHEMIE

Při vzniku 2 molů HCl se uvolní:

$$\begin{aligned} 14,32 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ J / mol} &= 86,24 \cdot 10^4 \text{ J / mol} \\ &= \underline{862,4 \text{ kJ / mol}} \end{aligned}$$

Celková energetická bilance:

$$\begin{aligned} X &= \text{energie dodaná} - \text{energie uvolněná} \\ X &= 11,26 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} - 14,32 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \\ X &= - 3,06 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ J} \\ X &= \underline{- 184,3 \text{ kJ / mol}} \end{aligned}$$

Celkově se uvolní při reakci energie 184,3 kJ / mol.

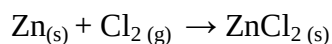
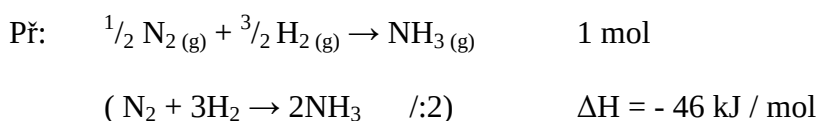
Ještě jednou **definice reakčního tepla:**

RT (reakční teplo) vyjádřené změnou entalpie ΔH je teplo, které soustava přijme nebo uvolní, jestliže se v ní izobaricky uskuteční chem. rce v rozsahu jednoho molu základních reakčních přeměn.

jednotka RT je **J / mol**

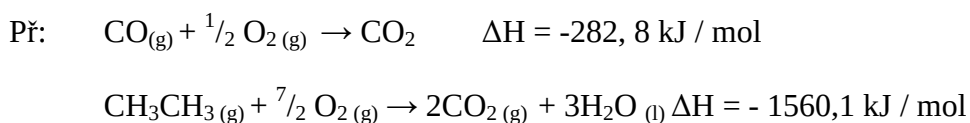
Druhy reakčních tepel:

1) slučovací teplo:



Při uvedených reakcích vzniká jeden mol sloučenin z prvků. RT rcí, při kterých vzniká jeden mol sloučenin z prvků se nazývá slučovací teplo.

2) spalné teplo:



CHEMIE

Při uvedených reakcích se spaluje jeden mol výchozích látek za vzniku stabilních konečných oxidačních produktů. RT reakcí, při kterých se spaluje jeden mol výchozích látek za vzniku stabilních konečných oxidačních produktů, se nazývá spalné teplo.

Jsou-li látky ve standardním stavu $\rightarrow 298,15 \text{ K}$
 $\rightarrow 1013,25 \text{ hPa}$, mluvíme o **standardním slučovacím** nebo **spalném teple**.

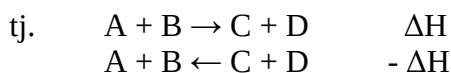
značíme – ΔH_{sl} a ΔH_{sp}

význam – vypočítávají se z nich RT rcí, které nelze přímo experimentálně změřit.
– v MFCHT stačí uvést pouze hodnoty spalných a slučovacích tepel, ze kterých je možno vypočítat rční tepla většiny chemických rcí.

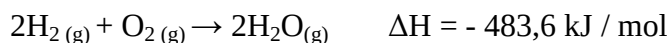
Výpočty provádíme na základě dvou termochemických zákonů:

1. termochemický zákon – Teplo, které je třeba dodat k rozložení sloučeniny na prvky je stejné jako teplo, které se uvolní při vzniku téže sloučeniny z prvků.

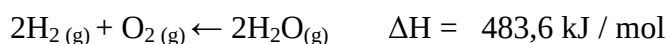
zobecnění – RT přímé a zpětné rce jsou až na znaménka stejná.



Př: Vznik vody z prvků.



pak RT rce zpětné je



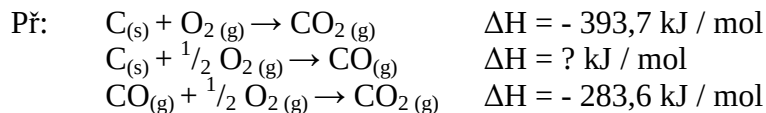
RT zpětné rce je $483,6 \text{ kJ / mol}$.

(graf je v učebnici)

2. termochemický zákon – Hessův
– RT výsledné kterékoliv chem. reakce nezávisí na způsobu přeměny výchozích látek v produkty, ale pouze na počátečním a koncovém stavu soustavy.

CHEMIE

2.TZ je možné využít k výpočtu těžko dostupného reakčního tepla některé z vícestupňových rcí, jestliže známe rční tepla ostatních rčních kroků dané vícestupňové rce.



Zjisti RT rce $C + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$

$$\begin{aligned}\Delta H_1 &= \Delta H_2 - \Delta H_3 \\ \Delta H_2 &= \Delta H_1 - \Delta H_3 \\ \Delta H_2 &= - 393,7 + 283,6 \text{ kJ / mol} \\ \Delta H_2 &= \underline{-110,1 \text{ kJ / mol}}\end{aligned}$$

Druhá rce má RT – 110,1 kJ / mol

Standardní slučovací teplo pro výpočet reakčního tepla –

Standardní sluč. tepla prvků jsou nulová.
Standardní sluč. tepla sloučenin jsou tabelizována.

Výpočet rčního tepla pomocí $\Delta H_{\text{sluč.}}$. – a) Standardní slučovací tepla produktů vynásobíme stechiometrickými (stech.) koeficienty z rovnice reakce a získané hodnoty sečteme. $\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}}$ (produktů)

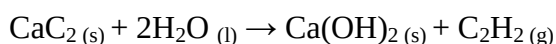
b) Standardní slučovací tepla reaktantů vynásobíme stechiometrickými (stech.) koeficienty z rovnice reakce a získané hodnoty sečteme. $\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}}$ (reaktantů)

c) RT celé rce.

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{produktů}) - \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{reaktantů})$$

graf - v učebnici

Př: Vypočítej RT rce.



CaC_2 – karbid vápenatý

$$\begin{aligned}\text{známe} - \Delta H_{\text{sluč.}} CaC_2 &= 62,7 \text{ kJ / mol} \\ \Delta H_{\text{sluč.}} H_2O &= - 285,1 \text{ kJ / mol} \\ \Delta H_{\text{sluč.}} Ca(OH)_2 &= 986,2 \text{ kJ / mol}\end{aligned}$$

CHEMIE

$$\Delta H_{\text{sluč.}} \text{ C}_2\text{H}_2 = 226,7 \text{ kJ / mol}$$

$$62,7 + 2 \cdot (-285,1) \rightarrow 986,2 + 226,7$$

$$\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{produktů}) = 1212,9 \text{ kJ / mol}$$

$$\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{reaktantů}) = -507,5 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} = \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{pr.}) - \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{re.})$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} = 1212,9 + 507,5$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} = 1720,4 \text{ kJ / mol}$$

Změna entalpie je 1720,4 kJ / mol.

Standardní spalné teplo pro výpočet reakčního tepla –

Standardní spal. tepla prvků nejsou nulová.
Standardní spal. tepla jsou tabelizována.

Výpočet reakčního tepla pomocí $\Delta H_{\text{spal.}}$ – a) Standardní spalná tepla reaktantů
vynásobíme stechiometrickými (stech.)
koeficienty z rovnice reakce a získané
hodnoty sečteme. $\Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{reaktantů})$

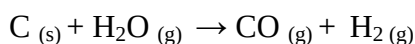
b) Standardní spalná tepla produktů
vynásobíme stechiometrickými (stech.)
koeficienty z rovnice reakce a získané
hodnoty sečteme. $\Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{produktů})$

c) RT celé rce.

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{reaktantů}) - \Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{produktů})$$

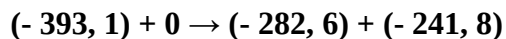
graf - v učebnici

Př: Vypočítej RT rce.



známe – $\Delta H_{\text{spal.}} \text{ C} = -393,1 \text{ kJ / mol}$
 $\Delta H_{\text{spal.}} \text{ H}_2\text{O} = 0 \text{ kJ / mol}$
 $\Delta H_{\text{spal.}} \text{ CO} = -282,6 \text{ kJ / mol}$
 $\Delta H_{\text{spal.}} \text{ H}_2 = -241,8 \text{ kJ / mol}$

CHEMIE



$$\Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{reaktantů}) = - 393, 1 \text{ kJ / mol}$$

$$\Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{produktů}) = - 524, 4 \text{ kJ / mol}$$

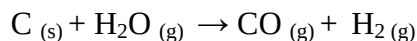
$$\Delta H_{\text{spal.}} = \Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{re.}) - \Sigma \Delta H_{\text{spal.}} (\text{pr.})$$

$$\Delta H_{\text{spal.}} = - 393, 1 + 524, 4$$

$$\underline{\Delta H_{\text{spal.}} = 131, 3 \text{ kJ / mol}}$$

Změna entalpie je 131, 3 kJ / mol (endotermie).

Vypočítej ten samý příklad pomocí slučovacích tepel:

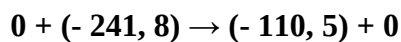


$$\text{známe} - \Delta H_{\text{sluč.}} \text{C} = 0 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} \text{H}_2\text{O} = - 241, 8 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} \text{CO} = - 110, 5 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} \text{H}_2 = 0 \text{ kJ / mol}$$



$$\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{produktů}) = - 110, 5 \text{ kJ / mol}$$

$$\Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{reaktantů}) = - 241, 8 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} = \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{pr.}) - \Sigma \Delta H_{\text{sluč.}} (\text{re.})$$

$$\Delta H_{\text{sluč.}} = (- 110, 5) - (- 241, 8)$$

$$\underline{\Delta H_{\text{sluč.}} = 131, 3 \text{ kJ / mol}}$$

Změna entalpie je 131, 3 kJ / mol. Je to stejně jako při výpočtu přes spalná tepla.

další látka



Reakční kinetika – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

17. ledna 2007

– je část fyzikální chemie, zabývající se rychlostí a **mechanismem chemických reakcí** za různých podmínek

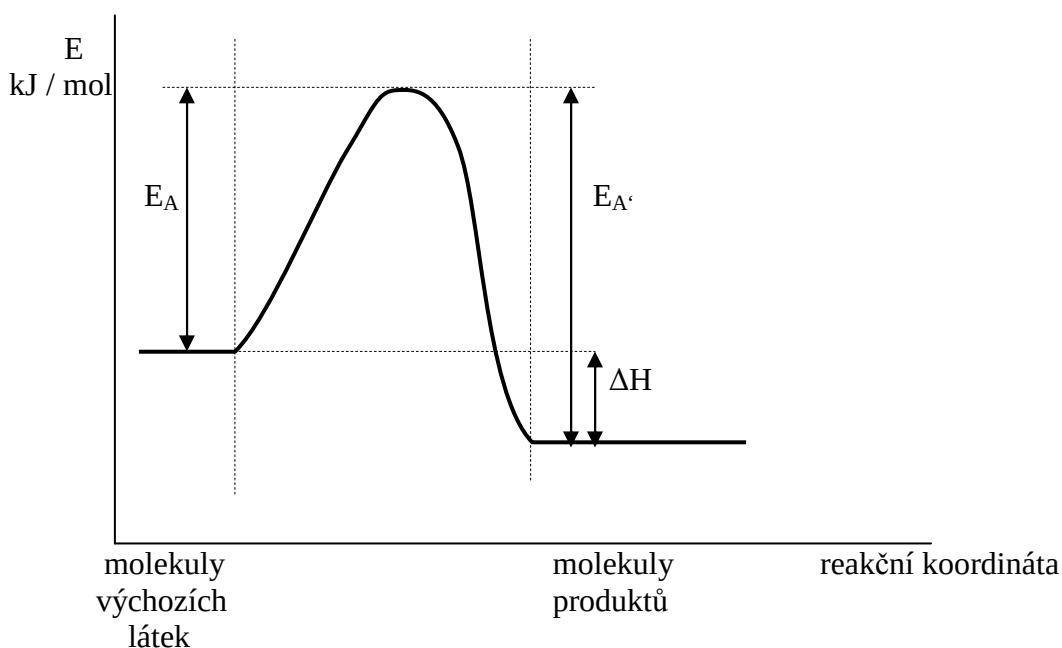
Rychlosti rcí jsou velmi rozdílné – od prakticky **okamžitých** (exploze směsi v motoru) až po tak **pomalé**, že jejich produkty by se daly zjistit až po mnoho tisíciletí (přeměna organických látek na ropu)

Chemická reakce – děj, jehož podstata jsou srážky molekul, po nichž následuje rozpad starých vazeb a vznik nových vazeb

1) Srážková teorie – vychází z předpokladu, že částice (molekuly nebo ionty) mají-li spolu zreagovat, musí se nejprve srazit.

Aby byla srážka účinná, tedy vedla k reakci, musí mít částice v okamžiku srážky určitou minimální energii – **aktivační energii**

↓
ta odpovídá energii, která je nutná k zániku
zanikajících vazeb v původních molekulách



E_A – akt. energie

$E_{A\prime}$ – akt. energie při zpětné rcí

CHEMIE

$$\Delta H - RT$$

Rozdíl mezi akt. energií přímé a zpětné = ΔH

$$\Delta H = E_A - E_A'$$

Vliv teploty soustavy na počet aktivních srážek:

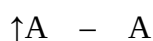
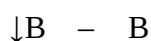
Za vyšších teplot se maximum molekul dostává do vyšších energií. S růstem teploty se zvyšuje počet molekul, které dosáhnou aktivační energie. Dostatečným snížením teploty lze zastavit průběh jakékoli reakce.

Vliv prostorové orientace na počet aktivních srážek:

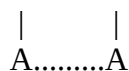
Aby byla srážka účinná, musí se částice **srazit vhodnými konci**. Musí být vhodně orientovány.

2) Teorie aktivovaného komplexu – přesnější

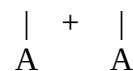
- Při uskutečnění účinné srážky vytvoří reagující částice celek zvaný **aktivovaný komplex**.
- Tento celek je nestálý a velice rychle se rozpadá buď zpět na původní částice, nebo na produkty.



výchozí látky



aktivovaný
komplex



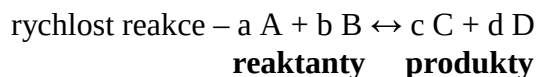
produkty



Dochází k oslabení některých vazeb v molekulách reaktantu, současně ke tvorbě nových vazeb.

Z energetické stránky se při **štěpení** vazeb energie **spotřebovává**, při **vzniku** nových vazeb se energie **uvolňuje**. Během aktivovaného komplexu **probíhají dva protichůdné děje**. Souhrnně však **aktivační energie nutná k vytvoření akt. komplexu je mnohem nižší** než akt. energie potřebná k úplné disociaci molekul reaktantů.

Vliv koncentrace na průběh chemické reakce:



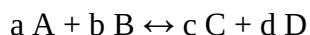
Rychlost reakce je definovaná jako **časový úbytek** molární koncentrace určitého z reaktantů nebo přírůstek molární koncentrace libovolného produktu dělený jeho stech. koeficientem.

$$v = \frac{\Delta [C]}{c \cdot \Delta t}$$

v – rychlost reakce
 $\Delta [C]$ – změna mol. koncentrace látky C
 c – stech. koeficient
 Δt – časová změna

jednotka – $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$

Bylo zjištěno, že rychlost reakce je funkcí okamžitých koncentrací reaktantů.



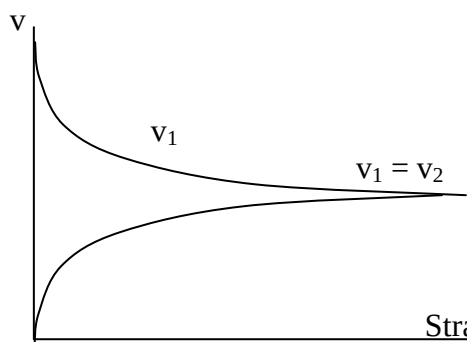
$$v_1 (\rightarrow) = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 (\leftarrow) = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

[A, B, C, D] – molární koncentrace látek

k_1, k_2 – rychlostní konstanty závislé na teplotě a typu soustavy.
 Vyjadřují rychlost reakce při jednotkových koncentracích výchozích látek.

V průběhu chem. rce **ubývá výchozích látek** a **přibývá produktů**. Rce postupně zpomaluje, až se zcela **zastaví**. Obecná rce probíhá nejen zleva doprava, ale také zprava doleva, tedy **oběma směry**. S klesající koncentrací výchozích látek A a B rychlost rce v_1 klesá, s rostoucí koncentrací látek C a D roste rychlost v_2 .



CHEMIE

v_2

Po určité době dospěje soustava do stavu **dynamické rovnováhy**, kdy se rychlosti obou **rychlostí rovnají**. Dále – po dosažení rovnováhy se celkové koncentrace látek A, B, C, D v systému nemění, ale obě **rce probíhají neustále**.

Pro rovnováhu platí –

$$\begin{aligned} v_1 &= v_2 \\ k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b &= k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \\ k_1 / k_2 &= [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b = K \end{aligned}$$

Je-li $K > 1$, rovnováha je posunuta k produktům.

Je-li $K < 1$, rovnováha je posunuta k reaktantům.

Př. Vypočti rovnovážnou konstantu reakce

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, jestliže po dosažení rovnovážného stavu byly stanoveny tyto koncentrace

$$\begin{aligned} [H_2] &= 0,575 \text{ mol / dm}^3 \\ [N_2] &= 0,425 \text{ mol / dm}^3 \\ [NH_3] &= 0,15 \text{ mol / dm}^3 \end{aligned}$$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]} = \underline{0,278}$$

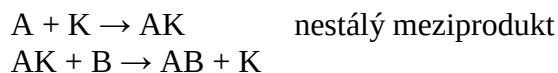
Vliv katalyzátorů na průběh reakce:

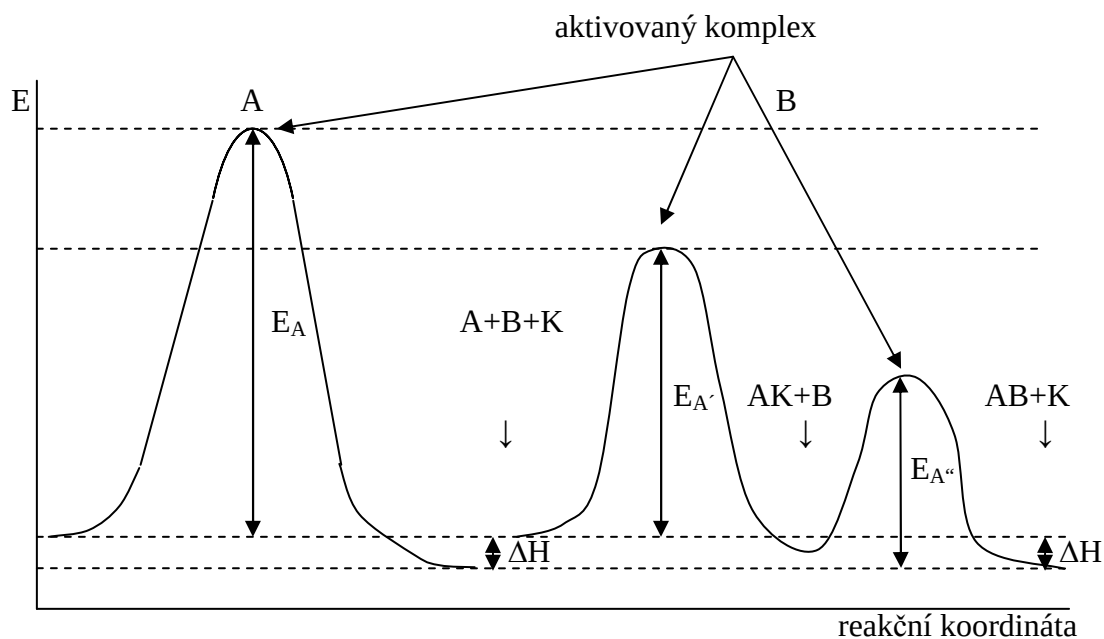
Katalyzátory jsou látky, které umožňují vést reakční systém cestou, která je energeticky méně náročná. Katalyzátory pouze snižují aktivační energii, při reakci se nespotřebovávají, nemohou ani posunout chemickou rovnováhu ani změnit složení systému.

podstata katalýzy – $A + B \rightarrow AB$ pomalý průběh

↓

přidáme katalyzátor K





porovnání katalyzované reakce (A) a nekatalyzované reakce (B)

Pozor! RT ΔH v obou reakcích jsou stejná!!

homogenní katalýza – reaktanty s katalyzátorem jsou ve stejné fázi a tvoří spolu homogenní směs

heterogenní katalýza – reaktanty a katalyzátor jsou v různých fázích a tvoří spolu heterogenní směs

kontaktní katalýza – katalyzátor bývá pevná látka a reaktanty ve skupenství kapalném nebo plynném. Reakce probíhá na povrchu katalyzátoru

inhibitory – negativní katalyzátory – jsou látky, které snižují rychlost reakce

katalytické jedy – látky zabraňující působení katalyzátorů
– obsadí reakční centra katalyzátoru a znemožní další reagování katalyzátoru na reaktant (otráví katalyzátor)

Vodík – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

15. února 2007

– **zařazení do PTP** – 1. perioda, 1. skupina, nekov– **elektronová konfigurace** – $1\text{H}: 1s^1$

– **izotopy** – 1^1H – lehký vodík (protium)
 1^2H – těžký vodík (deuterium)
 1^3H – tritium (radioaktivní)

zastoupení
 99 %
 0,02 %
 stopy

– **výskyt** – **volný** H_2 – v sopečném plynu, zemním plynu

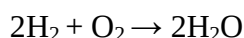
– v plynném obalu Slunce a hvězd

– nejrozšířenější prvek ve vesmíru

– **vázaný** H_2 – součástí všech organických sloučenin – biogenní prvek

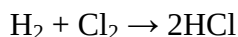
– v anorganických sloučeninách – voda, kyseliny, hydroxidy,...

– **vlastnosti** – za normálních podmínek bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch, je hořlavý a jeho směs s kyslíkem (vzduchem) je silně výbušná (iniciace jiskrou, zvýšenou teplotou)



– rci vodíku a kyslíku či chloru lze provést i bez exploze tak, že vodík v kyslíku či chloru spalujeme. Slučování probíhá pouze na povrchu kužele.

Toho se využívá – speciální hořáky pro svařování kyslíkovodíkovým plamenem nebo při výrobě HCl.



↑
 H_2

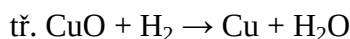
– nekov, elektronegativita 2,2; tvoří vazby polární (HCl) nebo nepolární (H_2)– molekulový H_2 je poměrně stabilní, málo reaktivní

↑

vysoká hodnota vazebné energie (736 kJ/mol)

– za zvýšené teploty nebo v přítomnosti katalyzátoru reaguje vodík s většinou prvků

– redukční schopnosti vodíku – má schopnost se slučovat s kyslíkem vázaným v oxidech

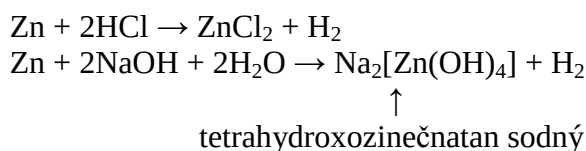


CHEMIE

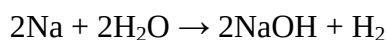
- získání **stabilnější el. konf. $1s^2$** ve vodíku – vytvořením kovalentní nepolární vazby H – H
 - vytvořením kovalentní polární vazby H $\blacktriangleleft$ Cl
 - přijme e^- od atomu s malou elektronegativitou ↓
 - vznik iontových hydridů (Na^+H^-)
 - odštěpením e^- vzniká kationt H^+ , který se váže s látkou obsahující volný el. pár.



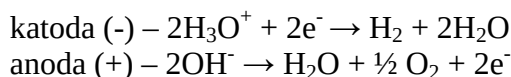
- **vznik vodíkových můstků** – je-li vodík spojen s atomy s vysokou elektronegativitou, (F, O, N) může tvořit vodíkové můstky
- **laboratorní příprava vodíku** – reakcí kovů (méně ušlechtilých) s vodnými roztoky kyselin či hydroxidů



- reakcí alkalických kovů a kovů alkalických zemin s vodou



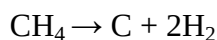
- elektrolýzou vody – vodík vzniká na katodě



- **výroba vodíku** – přeháněním vodní páry přes rozžhavený koks

1. fáze – $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$ ($t = 1000^\circ C$, vzniká vodní plyn $CO + H_2$)
2. fáze – $H_2O + CO \rightarrow CO_2 + H_2$ ($t = 500^\circ C$, CO_2 se odstraní vypíráním vodou)

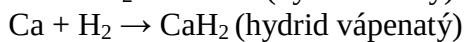
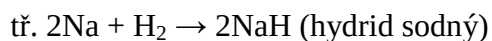
- elektrolýzou vodného roztoku NaCl – vodík vzniká na katodě
- rozkladem nasycených uhlovodíků – termické štěpení methanu



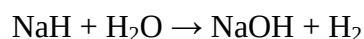
- **použití vodíku** – dodává se v ocelových lahvích s **červeným pruhem**
 - kyslíkovodíkový plamen – pro svařování a tavení kovů
 - redukční činidlo při vyredukovávání kovů a jejich sloučenin
 - při syntézách v organické chemii
 - surovina při výrobě HCl, NH_3 ,...

CHEMIE

– **sloučeniny vodíku** – **Hydridy** – binární (dvouprvkové) sloučeniny vodíku často vznikají přímou syntézou



– rozdělení hydridů – **iontové** hydridy – s alkalickými kovy a kovy alkalických zemin
– jsou to pevné látky
s vysokou teplotou tání
Při rci těchto hydridů s vodou vzniká H_2

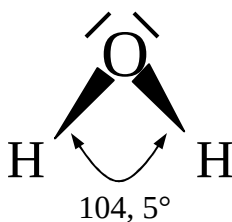


– **kovalentní** hydridy – s prvky 4 - 7 skupiny
– většinou plynné těkavé látky (H_2S , HCl ,...)

– **kovové** hydridy – s přechodnými a vnitřně přechodnými kovy (Fe , Cu , Ti ,...)
– jsou křehké, pevné, vodivé či polovodivé

– **Voda** – nejběžnější a nejpoužívanější sloučenina

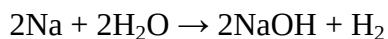
- 97, 2 % voda slaná
- 2, 7 % voda sladká
- 0, 1 % voda vázaná v hydrátech, ...



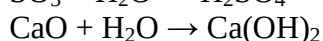
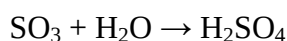
- 3 skupenství – **vodní pára, voda, led**
- za běžných podmínek bezbarvá kapalina bez chuti a zápachu
 - vysoké teploty tání a varu způsobené vodíkovými můstky

CHEMIE

Voda je dobrým **polárním rozpouštědlem**, dobře rozpouští iontové a polární sloučeniny, které vytváří ve vodě **hydratované ionty** (ionty obklopeny molekulami vody). Voda je stálá sloučenina. Za normálních podmínek reaguje s alkalickými kovy a kovy alkalických zemin.



S kyselinotvornými oxidy dává voda vznik kyselinám, se zásadotvornými hydroxidům.



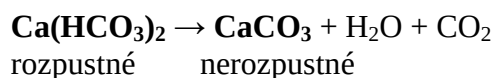
Voda může být **reaktantem** ($\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$)

produktem ($\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$)

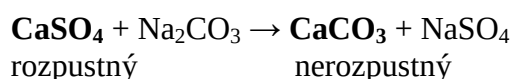
ředním prostředím ($\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$)

– **tvrdost vody** – způsobují rozpustné soli vápníku nebo hořčíku

přechodná tvrdost – způsobená hydrogenuhličitaný



trvalá tvrdost – způsobena především sírany, je ji možné odstranit přidáním sody (Na_2CO_3)



– **anomálie vody** – anomální změna hustoty v závislosti na teplotě. Největší hustotu má při 4 °C.

– **pitná voda** – se sterilizuje chlorem nebo ozonem

– **destilovaná voda** – je voda chemicky čistá

– **hydráty** – látky, které obsahují ve svých krystalických strukturách vázané molekuly vody ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

– látky **hydrofobické** – látky pohlcující vodu

– látky **hydrofóbní** – látky schopné odpuzovat vodu

další látka



Kyslík – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

8. března 2007

- umístění v **PTP** – 2. perioda, VI.A skupina
- **elektronegativita** – 3,5
- **el. konfigurace** – $1s^2 2s^2 2p^2$
- **el. konfigurace zkráceně** – $[_2\text{He}] 2s^2 2p^4$

↓
6 valenčních elektronů
↓
snaha získat **oktet**

- **možnosti získání oktetu** – 1. $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{-II}$ (CaO)

↑
oxidový anion

2. vytvořením dvou jednoduchých nebo jedné dvojné kovalentní vazby



3. vytvořením jednoduché vazby a přijmutím jednoho elektronu
- vznik OH^-

- **výskyt v přírodě** – **nejrozšířenější prvek** na Zemi
– **49, 4 % hmotnostních**, atmosféra 21 % obj.

- **izotopy** – $^{16}_8\text{O}$ – tvoří asi 99, 76 % přírodních atomů kyslíku
 - $^{17}_8\text{O}$ – (0, 04 %)
 - $^{18}_8\text{O}$ – (0, 2 %)

- **modifikace** – dikyslík – O_2 $\text{O} = \text{O}$
– ozon – O_3

- O_2 – volný kyslík v atmosféře, biogenní prvek potřebný k dýchání, vzniká při fotosyntéze



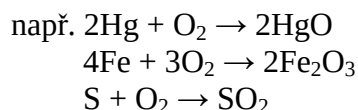
- O_3 – ozon – výskyt ve vyšších vrstvách atmosféry – asi 25 km nad povrchem, jedovatý, bezbarvý, v silné vrstvě namodralý plyn
 - vytváří ozonovou vrstvu – chrání před UV zářením
 - lze jej uměle připravit v **ozonizátoru**

CHEMIE

1. $O_2 \rightarrow O + O$ rozštěpení el. výbojem některých molekul na atomy
2. $O_2 + O \rightarrow O_3$ rce atomu kyslíku s dalšími molekulami O_2

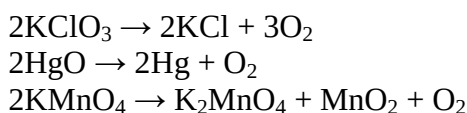
Uměle připravený ozon se používá ke sterilizaci vody.

- **vázaný kyslík** – ve sloučeninách anorg. O^{-II} – voda
 - oxidy
 - hydroxidy
 - kyslíkaté kyseliny a jejich soli
- ve sloučeninách organických
- **vlastnosti** – za normálních podmínek bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, těžší než vzduch, omezeně rozpustný ve vodě, vzhledem k nestabilní konfiguraci vytváří kyslík sloučeniny téměř se všemi prvky

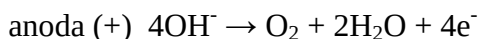


Molekulový kyslík za vyšších teplot oxiduje přímo většinu prvků, přičemž tyto rce jsou silně exotermní. Silnější oxidační činidlo je ozon.

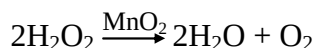
- **laboratorní příprava** – 1. termický rozklad kyslíkatých sloučenin



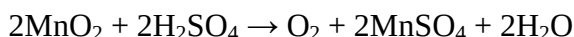
- 2. elektrolýzou vody



- 3. katalytický rozklad H_2O_2



- 4. rcí burelu s H_2SO_4



- **výroba kyslíku** – frakční destilací zkapalněného vzduchu
 - elektrolýzou vody

CHEMIE

- **použití kyslíku** – stlačený kyslík je dodáváný v ocelových lahvích označených **modrým** pruhem
 - v hutnictví při výrobě železa
 - při sváření a řezání kovů (kyslíkovodíkový plamen)
 - dýchací přístroje využívané v lékařství, ..
 - ozón k dezinfekci pitné vody
 - surovina chemického průmyslu

Směs ozónu se vzduchem (70% O₃ + 30% vzduch) je **výbušná**.

- **sloučeniny kyslíku** – **oxidy** – dvouprvkové sloučeniny s elektropozitivnějšími prvky

- **O^{-II}** (výjimka OF₂...difluor kyslíku)
- oxidy přechodných prvků jsou **barevné** (Cr₂O₃ – zelená, Cu₂O – červená, ...)
- oxidy se připravují většinou **syntézou**, tř. $C + O_2 \rightarrow CO_2$
 $S + O_2 \rightarrow SO_2$

nebo rcí prvku s vodní parou, tř. $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$

- **rozdělení oxidů** – dle vazby – **iontové** – s prvky s malou elektroneg., jejich vazba je převážně iontová, jsou to pevné látky s vysokou teplotou tání (tř. CaO), rozpustné ve vodě

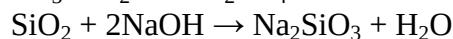
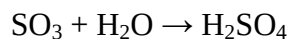
- **molekulové** – většinou s nekovy s velkou elektroneg., (C, N, S,..), jejich vazba je kovalentní, jsou těkavé, často plynné nebo kapalné

- **polymerní** – většinou s kovy ze střední části PT, jejich vazba je polárně kovalentní, jsou tvrdé, mají obvykle vysoké teploty tání (tř. B₂O₃)

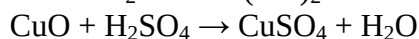
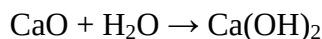
- dle jejich rce s vodou –

- **oxidy kyselinotvorné** – molekulové oxidy a oxidy s vyšším ox. č. než V., které s vodou poskytují kyseliny, nebo reagují s hydroxidy za vzniku solí.

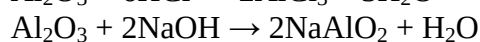
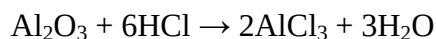
CHEMIE



- **oxidy zásadotvorné** – iontové oxidy a oxidy kovů s ox. č. menším než IV., které s vodou poskytují zásady nebo reagují s kyselinami za vzniku solí.

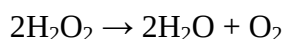
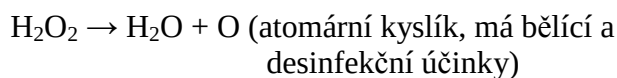


- **oxidy amfoterní** – oxidy, které reagují s kyselinami i se zásadami za vzniku solí.



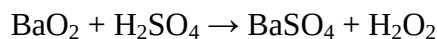
- **peroxid vodíku** – $\text{H}_2\text{O}_2^{-\text{I}}$

- kapalná látka, bezbarvá, sirupovitá kapalina, ve které se uplatňují vodíkové můstky
- za normálních podmínek se velmi pomalu rozkládá

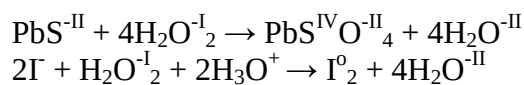


Rozklad lze urychlit přidáním katalyzátoru (tř. MnO_2) nebo zastavit přidáním inhibitoru (tř. H_2SO_4).

- **příprava peroxidu vodíku** – rcí peroxidu barnatého se zředěnou kys. sírovou

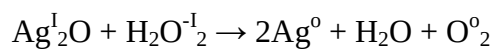


Peroxid vodíku má většinou **oxidační účinky**.

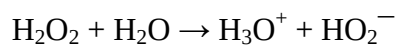


Peroxid vodíku se silnými oxidačními činidly působí jako redukovadlo.

CHEMIE



Peroxid vodíku je **ve vodě** rozpustný a chová se jako kyselina



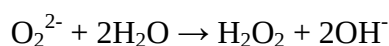
Peroxid vodíku vytváří **dvě řady solí**.

– **peroxydy** – M_2O_2



– peroxydy alk. kovů a kovů alk.
zemin jsou **iontové sloučeniny**

– Peroxidový anion je extrémně
silnou bází – je schopen odejmout
proton molekule vody



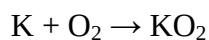
– **hydrogenperoxydy** – $\text{MHO}^{-\text{I}}_2$

– NaHO_2 – hydrogenperoxid sodný

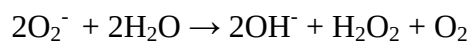
– **hyperoxydy** – superoxydy

– $\text{M}^{\text{I}}\text{O}_2$ – obsahují hyperoxidový anion O_2^-

– tř. $\text{K}^{\text{I}}\text{O}^{-\text{I}}_2$ hyperoxid draselný



O_2^- je podobně jako peroxidový anion silnou bází.



další látka



Vzácné plyny – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

26. března 2007

- prvky **VIII.A skupiny**
- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- **valenční vrstva** – $ns^2 np^2$; n je číslo periody
- **výskyt** – **ve vzduchu** v malém množství, ze kterého je můžeme získat frakční destilací
- **Helium** – mimořádně nereaktivní – (inertní) – (netečný) plyn
 - dříve se používal k plnění balónů a vzducholodí
- **Neon, Argon, Krypton, Xenon** – používají se k **plnění žárovek** a osvětlovacích trubic
- **Argon** – používá se k vytvoření **inertní atmosféry** pro svařování (Mg, Al,...)
- **Radon** – radioaktivní – dříve se používal v medicíně k léčení rakoviny
- **sloučeniny** – dříve byly vzácné plyny považovány za naprosto nereaktivní
 - dnes známe sloučeniny Kr, Xe, Rn.
 - **oxid xenonový** – v pevném stavu velmi explozivní
 - jeho vodný roztok je silným ox. činidlem
 - XeO_3
 - **hydrogenxenonany** – vznikají rcí roztoku XeO_3 se zásadami

$$XeO_3 + OH^- \rightarrow HXeO_4^-$$

$$2HXeO_4^- + 2OH^- \rightarrow XeO_6^{4-} + Xe + O_2 + 2H_2O$$

$\uparrow$
 xenoničelany
- další sloučeniny – XeO_4 , XeF_2 , XeF_4 , XeF_6

další látka

↓

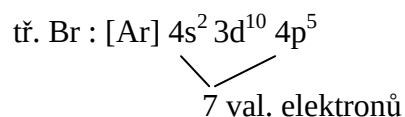
Halogeny – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

13. dubna 2007

- prvky **VII.A skupiny**
- F, Cl, Br, I, At

- valenční vrstva – $ns^2 np^5$ ($n = \text{č. periody}$)



- **7 val. elektronů** → **nestálá konfigurace** → velmi **reaktivní**
→ **snaha získat oktet**
- **elektronegativita** – klesá s rostoucím Z – **nejvyšší elektroneg. má fluor** – ta má za následek nízkou energii vazby v molekule F_2 , ale vysokou energii vazby ve sloučeninách F s jinými prvky
 - s klesající hodnotou elektroneg. klesá u halogenů jejich reaktivita
- všechny halogeny tvoří **dvouatomové molekuly X_2**
- chlor a brom jsou tvořeny více izotopy
- **výskyt** – volné se nevyskytují
 - **vázané – fluor – fluorit** – CaF_2
 - **kryolit** – Na_3AlF_6
 - **apatit** – $Ca_5(PO_4)_3F$
 - fluor je také složkou kostí a zubní skloviny
 - **chlor – halit** – $NaCl$
 - **sylvín** – KCl
 - **karnalit** – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (směs)
 - chlor je obsažen v krevní plazmě a žaludečních šťávách
 - **brom** – v malém množství doprovází sloučeniny chloru, je obsažen v mořské vodě, chaluhách, slaných jezerech
 - **jód** – obsažen v mořské vodě, tvoří součást hormonu štítné žlázy

CHEMIE

- **vlastnosti** – Cl_2 , F_2 – jedovaté žlutozelené těkavé plyny
 - Br_2 – červenohnědá kapalina
 - I_2 – fialovočerná pevná látka, snadno sublimuje

Všechny halogeny jsou **jedovaté**, mají **dráždivé účinky**, dobře se **rozpouští v nepolárních rozpouštědlech**. Kromě jodu se rozpouští halogeny **ve vodě** (I_2 se rozpouští v roztoku KI)

jodová tinktura = 5% roztok I_2 v ethanolu

Teploty tání a varu stoupají od $\text{F}_2 \rightarrow \text{I}_2$
Halogeny jsou velmi reaktivní a mají ox. účinky.

- **jak získat oktet?** – 1/ **přijetím elektronu** od vazebného partnera $\rightarrow$ vznik halogenidového aniontu

2/ **vytvořením** jedné kovalentní **vazby** (Cl_2)

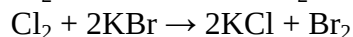
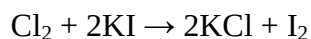
Prázdných *nd* orbitalů mohou využít Cl, Br, I a tak **vytvářet více vazeb**

$\rightarrow$ **fluor** má ve svých sloučeninách **pouze ox. číslo -I**

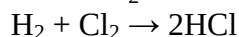
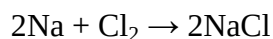
$\rightarrow$ chlor, jód, brom mohou mít ox. číslo od -I do VII

Všechny halogeny se mohou **podílet na tvorbě vodíkových můstků**
(nejvíce F, méně Cl, Br, I)

Halogen s nižším Z vytěsňuje z halogenidu halogen s vyšším Z.

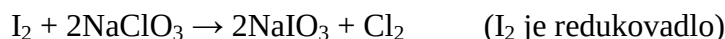


Za normálních podmínek reagují halogeny s mnoha prvky a sloučeninami, s kovy a některými nekovy tvoří halogenidy, s vodíkem halogenovodíky, reagují s vodou.



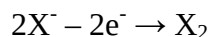
$\downarrow$
desinfekce vody
atomárním kyslíkem

Halogen s vyšším Z dokáže redukovat halogen s nižším Z z jeho kyslíkatých solí



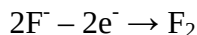
– **příprava a výroba halogenů**

- halogeny se vyrábějí oxidací halogenidů
- pomocí ox. činidel MnO_2 , KMnO_4

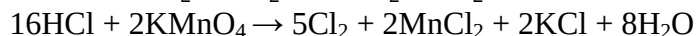
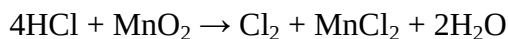


CHEMIE

- **F₂** – vyrábí se elektrolýzou taveniny KF . n HF (n = 1, 2, 3)
 - fluor se vylučuje na anodě



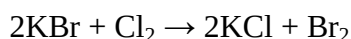
- **Cl₂** – příprava



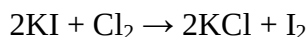
obecně – $\text{HCl} + \text{ox. činidlo} \rightarrow \text{chlor} + \text{chlorid} + \text{voda}$

- Cl₂ vyrábíme elektrolýzou roztoku NaCl, chlor se vylučuje na anodě

- **Br₂** – připravíme oxidací bromidů chlorem



- **I₂** – připravíme oxidací jodidů chlorem



- **použití** – F – výroba freonů – difluordichlor metan (CCl₂F₂)
 - ekologie

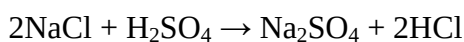
- Cl – výroba plastů (PVC)
 - výroba HCl
 - bělící a desinfekční účinky

- Br – výroba léčiv, barev, fotografického materiálu

- I – výroba léčiv, barev

- **sloučeniny** – **halogenovodíky** – dvouprvkové sloučeniny halogenů s vodíkem, HX
 - bezbarvé, ostře páchnoucí, snadno zkapalnitelné plyny
 - vazba **polární** H ◄ X, polarita se snižuje F → I
 - vysoké teploty tání a varu u HF jsou způsobené silnými vodíkovými můstky

- **výroba** – **syntézou** $\text{H}_2 + \text{X}_2 \rightarrow 2\text{HX}$
 - rcí silných netěkavých kyselin s některými halogenidy kovů za tepla



- halogenovodíky se ve vodě **dobře rozpouštějí** a jejich roztoky se označují jako halogenovodíkové kyseliny
- síla kyselin roste od HCl k HI

CHEMIE

- nejstabilnější je HF díky vodíkovým můstkům
- **HF** – středně silná kyselina, **leptá sklo**, proto ji musíme uchovávat v plastu (koncentrovaná je asi 40%)
- **HCl** – silná kyselina, základní chemikálie, složka žaludečních šťáv (koncentrovaná je asi 38%)
 - výroba – $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$, $\text{HCl} \rightarrow$ zavést do vody
- **HBr, HI** – na vzduchu nestálé a uvolňují Br_2 a I_2
- **halogenidy** – soli halogenovodíkových kyselin
 - halogenidy jsou většinou dobře rozpustné ve vodě
 - **příprava** – syntézou – $\text{S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$
 $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
 - rcí halogenovodíkových kyselin s neušlechtilými kovy, oxidy, hydroxidy kovů a některými dalšími slouč.
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Ca} + 2\text{HBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{H}_2$
....
 - h. dělíme na – **iontové** – hal. + prvky s nízkou elektroneg.
 - NaCl , KBr , KCl , ..
 - **polymerní** – s prvky ze střední části PTP
 - kovalentní vazby
 - CrCl_2 , AlCl_3 + CuBr_2
 - **molekulové** – s nekovy a polokovy
 - kovalentní vazby
 - PCl_5
- analytické důkaz Cl^- , Br^- , I^- pomocí AgNO_3

$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl}$	(bílá)
$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgBr}$	(nažloutlá)
$\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgI}$	(žlutá)
- **oxidy** – velmi reaktivní, nestálé
 - **F** – OF_2 – difluorid kyslíku plyn
 - O_2F_2 – difluorid dikyslíku plyn

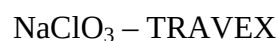
CHEMIE

- **Cl** – Cl_2O plyn
- ClO_2 plyn
- Cl_2O_6 kapalina
- Cl_2O_7 kapalina (při zahřátí vybuchuje)
- **Br** – Br_2O nestálý
- BrO_2 nestálý
- **I** – I_2O_5 bílá krystalická látka mající silné ox. účinky

- **oxokyseliny** – k. chlorná – **HClO** – slabá, nestálá kys.
 - silné ox. činidlo
 - bělicí účinky
- **solí** – **chlornany** – silná oxidovadla
 - **bělicí louh** – směs NaCl a NaClO
 - chlorové vápno – $\text{CaCl} \cdot \text{Ca}(\text{ClO})_2$



- k. chlorečná – **HClO₃** – silná, nestálá kys.
 - silné ox. účinky
- **solí** – **chlorečnany** – výroba výbušnin



- k. chloristá – **HClO₄** – velmi silná kys.
 - **solí** – **chloristany** – využití v pyrotechnice



- k. jodičná – **HIO₃** – za normálních podmínek v pevném stavu
 - dobře rozpustná ve vodě
- **solí** – **jodičnany**

další látka



Chalkogeny – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. května 2007

- prvky VI. A skupiny
- O, S, Se, Te, Po

O, S – nekovy
 Se, Te – polokovy
 Po – radioaktivní, kov

– **el. konfigurace** – $ns^2 np^4 \rightarrow 6$ valenčních elektronů

- kyslík – nekov, plyn – ox. č. -II, -I, (I, II s F), dále viz Kyslík – 8.3.2007
- ostatní chalkogeny – pevné látky – ox. č. -II $\rightarrow$ VI

- chalkogeny tvoří valenční **excitované stavy** – např.

S	– [Ne]3s ² 3p ⁴	2 vazby – H ₂ S
S*	– [Ne]3s ² 3p ³ 3d ¹	4 vazby – SO ₂
S**	– [Ne]3s ¹ 3p ³ 3d ²	6 vazeb – SF ₆

		s	p	d
– rámečky –	S –	↓↑	↓↑ ↑ ↑	□ □ □ □ □
	S* –	↓↑	↑ ↑ ↑	↑ □ □ □ □
	S** –	↑	↑ ↑ ↑	↑ ↑ □ □ □

S rostoucím Z klesá elektronegativita a stoupá kovový charakter.

- **výskyt** – síra – **volná** – v blízkosti sopek (doly v Polsku, na Sicilii)
- **vázaná** – v podobě síranů a sulfidů
- vázaná v bílkovinách (je biogenní)

- | | |
|------------------|--|
| – Glauberova sůl | – Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O |
| – sádrovec | – CaSO ₄ · 2 H ₂ O |
| – pyrit | – FeS ₂ |
| – chalkopyrit | – CuFeS ₂ |
| – sfalerit | – ZnS |
| – galenit | – PbS |
| – rumělka | – HgS |
| – baryt | – BaSO ₄ |

- **Se, Te** – v nepatrném množství provází síru v jejich sloučeninách, Se, Te a jejich sloučeniny jsou jedovaté
- **Po** – vyskytuje se v uranových rudách – objeveno Marií Curii Sklodowskou
 – pojmenovala ho podle Polska

Síra – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

5. května 2007

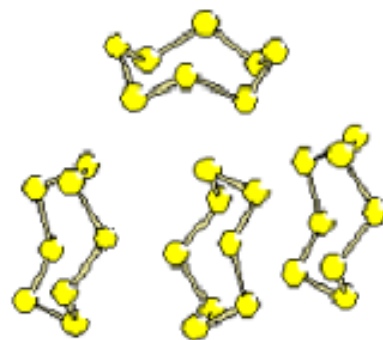
– žlutá, pevná látka, nerozpustná ve vodě, rozpustná v nepolárních rozpouštědlech (CS₂ – sirouhlík)

– **modifikace** –

krystalická síra $\begin{cases} \nearrow \textbf{kosočtverečná} (\alpha\text{-síra}) \\ \searrow \textbf{jednoklonná} (\beta\text{-síra}) \end{cases}$

α-síra → β-síra	– se mění při zahřátí nad 95°C
β-síra → kapalná síra	– se mění při zahřátí nad 160°C
kapalná síra → amorfní síra	– vzniká při prudkém zchlazení

α-síra a β-síra jsou tvořeny **cyklickými molekulami S₈**



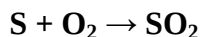
– **amorfní síra** – plastická síra – polymerní řetězec S_n
 – vzniká prudkým ochlazením kapalně síry
 – po určité době se plastická síra přemění na krystalickou

– **sírný květ** – vzniká prudkým ochlazením sírných par
 – (sírné páry obsahují molekuly S₂, S₄, S₆, S₈)

– získání **stabilní konfigurace** – a) vytvořením S²⁻ (tř. Na₂S)
 – b) vytvořením jedné dvojně nebo dvou jednoduchých vazeb

– **vlastnosti** – středně reaktivní látka, slučuje se téměř se všemi prvky přímo, ale některé rce probíhají jen za vyšších teplot.

– **spalování** síry –



– obdobně Se, Te (SeO₂, TeO₂)

CHEMIE

Rce **síry s většinou kovů** dává vznik **sulfidům**. (Se, Te → selenidy, telluridy)

Se, Te díky malé elektroneg. **nemohou tvořit vodíkové můstky**.

– **oxidační** účinky – $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
 $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$

– **redukční** účinky – $2\text{HNO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

– **výroba** – těžba Frashovou metodou ↓

Do ložiska se zavádí systémem trubek horká vodní pára a stlačený vzduch, který vytlačuje roztavenou síru na povrch. Získává se velmi čistá (99,6%).

Se, Te se získávají z odpadů při výrobě síry.

– **použití** – S – výroba **H₂SO₄**

– **sírouhlík**, střelný prach, lékařství, pesticidy, **vulkanizace** kaučuku

↓

makromolekuly se zesítňují sirnými
můstky a pak se získávají pryže, gumy

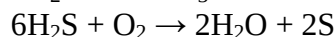
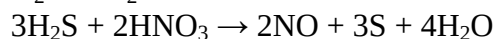
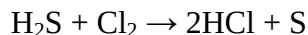
– Se – polovodič

– Te – přídavek do slitin

– **sloučeniny** – **sulfan** – H₂S

– bezbarvý, nepříjemně páchnoucí, jedovatý plyn

– **redukční** účinky –



– **příprava** – $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

– zaváděním H₂S do vody vzniká kys. sirovodíková (→ řada solí)

– **sulfidy** – M₂S

– **hydrogensulfidy** – MHS

Sulfidy alk. kovů a kovů alk. zemin jsou ve vodě rozpustné. (iontový charakter)

– **ostatní** – sulfidy s kovalentní vazbou ve vodě nerozpustné

– **užití** – v analytické chemii (charakteristické sraženiny) – CdS – žlutý
Ag₂S – černý

Hydrogensulfidy jsou ve vodě rozpustné.

– **pražení** sulfidů – $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$

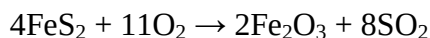
CHEMIE

– **oxidy** – SO_2 – **oxid siřičitý**

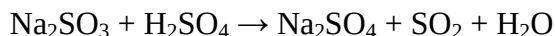
– bezbarvý, jedovatý, štiplavý plyn, dráždí sliznici, zkapalnitelný

– **vznik** – $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

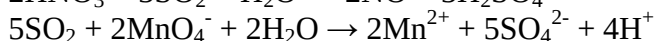
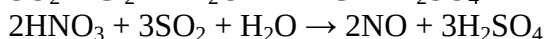
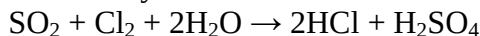
– **výroba** – pražením pyritu



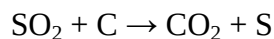
– **příprava** –



– **redukční účinky** –



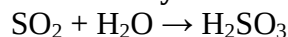
– **oxidační účinky** – v přítomnosti silných redukovadel



– **využití** – výroba H_2SO_4

– využití bělících účinků

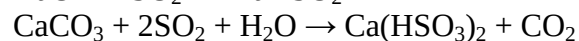
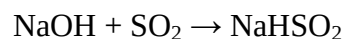
– při reakci SO_2 s vodou vzniká **kys. siřičitá**



– molekuly H_2SO_3 jsou zastoupeny jen málo, většinou zůstává v hydratované formě **$\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$**

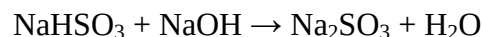
– **solí H_2SO_3 – hydrogensiřičitany**

– vznikají zaváděním SO_2 do roztoků hydroxidů, uhličitů,..



↓
používá se k získávání
celulózy ze dřeva

– **siřičitany** alk. kovů – připravují se rcí MHSO_3 a hydroxidů



Alkalické siřičitany a hydrogensiřičitany jsou dobře rozpustné ve vodě, ostatní málo.

Kys. siřičitá a siřičitany mají bělící účinky.

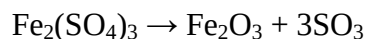
CHEMIE

- SO_3 – **oxid sírový**
- **vznik** – $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ (katalyz. V_2O_5)
= průmyslová výroba
- jako monomér – obsahuje jednoduché SO_3 – plynné skupenství
– tvar Δ
- za běžných podmínek – pevná látka
– obsahuje cyklické molekuly $(\text{SO}_3)_3$
- **vlastnosti** – silně hyroskopický



- silné oxidační účinky

- **příprava** – termickým rozkladem některých síranů



- **kys. sírová** – H_2SO_4
 - silná **dvojsytná** kyselina
 - viskózní kapalina, ochotně se mísí s vodou
za uvolnění tepla
(**KV – kyselina do vody!**)

- koncentrovaná asi **98,3%** má **silné ox. úč.**

↓

reaguje se všemi kovy mimo Pb, Au, Pt

↓

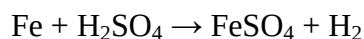
Pb se pokrývá nerozpustnou
vrstvičkou PbSO_4 , která chrání před
další reakcí.

- koncentrovaná má dehydratační účinky

- **rce s Cu**



- zředěná H_2SO_4 své ox. účinky ztrácí a
proto reaguje jen s méně ušlechtilými kovy



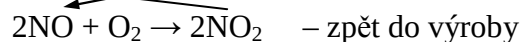
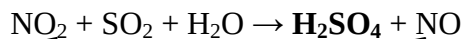
- **výroba** – nejčastěji kontaktním způsobem

1. fáze – výroba SO_2
2. fáze – výroba SO_3
3. fáze – SO_3 zaváděn do roztoku
 H_2SO_4 za vzniku olea
4. fáze – vznik H_2SO_4

CHEMIE

- ad 1 – $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
ad 2 – $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
ad 3 – $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (kys. disírová)
ad 4 – $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \underline{2\text{H}_2\text{SO}_4}$

– 2. způsob – **nitrozní způsob** – dnes málo používán



– oxidy dusíku slouží jako přenašeč kyslíku

- **použití** H_2SO_4 – základní surovina chem. průmyslu
– výroba hnojiv, léčiv, barviv, plastů
– výbušniny, elektrolyt v olověných akumulátorech

- **solí** H_2SO_4 – **sírany** – $\text{M}_2^{\text{I}}\text{SO}_4$ ($\text{M}^{\text{II}}\text{SO}_4$)
– **hydrogensírany** – MHSO_4 (alk. kovy)

– většina síranů (mimo BaSO_4 , PbSO_4)
a většina hydrogensíranů jsou ve vodě
rozpustné

– významné **hydráty síranů** –

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – modrá skalice (ne kamenec:)

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – zelená skalice

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – bílá skalice

- **kamenec** – podvojný síran –
– získáme **společnou krystalizací**
jednoduchých síranů z vodního roztoku

– **$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$**
(dodekahydrát síranu draselno-hlinitého)

další látka



Prvky V.A skupiny – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

12. června 2007

– N, P, As, Sb, Bi
↓ {
plyn pevné látky

– N, P – nekovy
– As, Sb – polokovy
– Bi – kov

– **el. konfigurace** – $ns^2 np^3$ → chybí 3 e^- do oktetu

– **stabilní** el. konf. – tvorbou tří kovalentních vazeb → ox. č. –III
– mohou však odevzdat až 5 val. e^- → ox. č. V

- S rostoucím Z **roste stabilita sloučenin** s ox. č. III a klesá stabilita sloučenin s ox. č. V.
- S rostoucím Z klesá elektroneg. a reaktivita prvků.
- **As, Sb, Bi** jsou v přírodě **málo rozšířené**, doprovází rudy síry a používají se při výrobě slitin.
- Rozpustné sloučeniny arsenu jsou **jedovaté** a používají se k hubení hlodavců
– **arsenik** (As_4O_6 oxid arsenitý – dimér)

další látka
dusík – patří k prvkům V.A sk.
↓

Dusík – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

12. června 2007

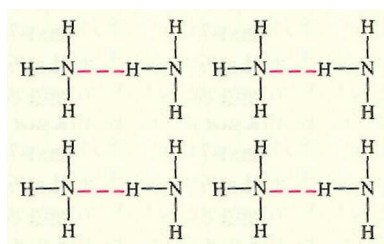
- elektroneg. – 3,1
- el. konf. – ${}_7\text{N} : [\text{He}] 2s^2 2p^3$
- **výskyt** – volný – **78% obj. vzduchu** – vzduch je také surovinou při výrobě dusíku frakční destilací zkapalněného vzduchu
 - vázaný – v **anorg. sloučeninách** – chilský ledek – NaNO_3
 - draselný ledek – KNO_3
 - amonné soli
 - dusitany
 - v **org. sloučeninách** – bílkoviny → biogenní prvek
- **vlastnosti** – bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, málo rozpustný ve vodě, lehčí než vzduch
 - molekula N_2 $\text{N}\equiv\text{N}$
 - maximálně je **čtyřvazný** (má ve valenční sféře jen orbitály s, p)
 - molekulový N_2 obsahující trojnou vazbu je **velmi stabilní** – trojná vazba se štěpí až za vysokých teplot (4000°C)
 - **molekulový N_2 je velmi málo reaktivní**, atomový dusík naopak velmi reaktivní
 - za vysoké teploty reaguje dusík tř.:

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$

$$\text{N}_2 + 3\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$$

$$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$$
 - pokud má dusík ve sloučeninách volný el. pár, pak se může účastnit **donor-akceptorové vazby**

$$\text{:NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$$
- **příprava** – $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- **výroba** – frakční **destilací** zkapalněného vzduchu
 - dodává se v ocelových lahvích se **zeleným** pruhem
- **použití** – surovina k výrobě amoniaku, kys. dusičné, jako inertní atmosféra,..
- **sloučeniny** – **amoniak** – NH_3
 - bezbarvý plyn, štiplavého zápachu, leptá sliznice
 - molekuly tvoří **vodíkové můstky**



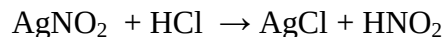
CHEMIE

- amoniak má mimořádně **velkou rozpustnost** ve vodě
$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- (\text{NH}_4\text{OH})$$
 - v přírodě vzniká **rozkladem** organických sloučenin obsahujících dusík
 - volný el. pár na NH_3 způsobuje **zásaditý charakter**
 - schopnost vázat H^+
$$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$$
 - reaguje s kyselinou za vzniku **amonných solí**
$$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$
$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$$
 - NH_3 má **redukční vlastnosti**
$$2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$$
 - **příprava** – $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - **výroba** – vysokotlaká katalytická syntéza
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ za přít. Fe, 450°C a 20 MPa
 - **využití** – amonné soli, hnojiva, chladicí médium
-
- **amonné soli** – většinou bezbarvé, krystalické látky ve vodě rozpustné
 - **salmiak** – NH_4Cl , suché články
 - NH_4NO_3 – průmyslové hnojivo
 - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – hnojivo
 - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – kypřicí prášky
 - **oxidy** dusíku – dusný – **N_2O** – rajský plyn
 - užívá se při narkózách
 - dusnatý – **NO** – $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$
 - bezbarvý plyn, snadno oxiduje na NO_2
 - dusičitý – **NO_2** – červenohnědý jedovatý plyn
 - za normálních podmínek je **dimér** → tím dochází k odbarvování
$$2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$$
 - dusičný – **N_2O_5** – anhydrid kyseliny dusičné
 - pevná krystalická látka, bezbarvý
 - **kyseliny** – k. dusitá – **HNO_2** – slabá až středně silná kyselina
 - stálá ve zředěných roztocích
 - zahříváním se rozkládá
 - $3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

CHEMIE

- soli – **dusitany** – NH_4NO_2
 - KNO_2
 - NaNO_2všechny rozpustné ve vodě

- **příprava** – z dusitanů pomocí neoxidujících kyselin



- k. dusičná – **HNO₃** – silná kyselina (koncentrovaná – 68%)
 - uchovává se v tmavých lahvích, protože **světlem se rozkládá**



- HNO_3 je **silné oxidovadlo**, oxiduje skoro všechny kovy mimo Au, Pt, Rh, Ir, Nb, Ta

↓

ty reagují jen s **lučavkou královskou**, což je **směs HNO_3 : HCl**

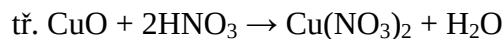
1 : 3

pozn.: vznik atomárního Cl → reakce

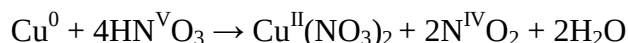
- Fe, Cl (Cr?), Al v koncentrované HNO_3 **pasivují** a reagují jen se zředěnou HNO_3 , protože na povrchu je vytvořena souvislá vrstvička oxidů.

- **výroba** – 1. **syntéza NH_3** – $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
2. **oxidace NH_3** – $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
3. **oxidace NO** – $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
4. **rc NO s H_2O** – $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$

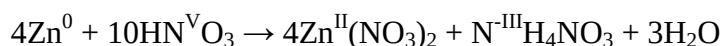
- **soli** – dusičnany – MNO_3
 - rozpustný ve vodě, termicky se rozkládají na dusitany až oxidy, mají oxidační účinky
 - lze je získat rcí HNO_3 s kovy, oxidy kovů nebo uhličitany kovů.



- **reakce** – **koncentrovaná HNO_3 s Cu**



- **zředěná HNO_3 se Zn**



↓

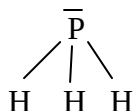
Fosfor – poznámky 5.A GVN

Martin Konhefr, GVN

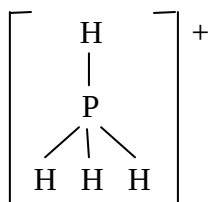
9. září 2007

$_{15}\text{P}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

– trojvazný

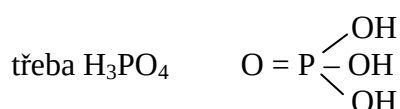


– čtyřvazný



fosfoniový kationt

– **maximálně pětivazný** – $_{15}\text{P}^*$: $[\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^1$



Narozdíl od dusíku **netvoří** fosfor **vodíkové můstky** (malá elektroneg.)

– **výskyt** – ve formě sloučenin

– **anorg. sloučeniny** – minerály – **apatit** – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (Cl, F)

– **fosforit** – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$

– $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ je stavební materiál kostí a zubů

– **org. sloučeniny** – nukleové kyseliny

– koenzymy

– fosfolipidy

– biogenní prvek

– **modifikace** – **bílý** – P_4 – voskově měkký, lehce se krájí, **ve vodě nerozpustný**, rozpustný v CS a org. rozpouštědlech (třeba benzen)

– je **prudce jedovatý**, na vzduchu samozápalný, značně reaktivní

– uchovává se pod vodou

– **červený** – P_n – řetězec

– méně reaktivní, méně jedovatý, ve vodě a org. rozpouštědlech je nerozpustný

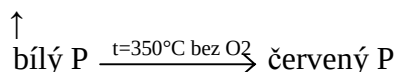
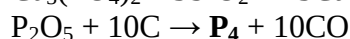
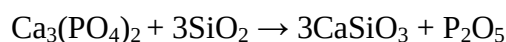
– červený fosfor **vzniká zahříváním bílého P bez přístupu O_2**

– má **tmavočervenou** až hnědou či fialovou **barvu**

CHEMIE

- **černý** – krystalický, vrstevnatá struktura
 - tmavě šedá látka s kovovým leskem
 - dobře vede el. proud a teplo
 - je nerozpustný ve vodě a org. rozpouštědlech
 - je nejméně reaktivní
 - není jedovatý

- **výroba** – redukcí fosforečnanů pískem a koksem v elektrické peci



- **použití** – výroba H_3PO_4
 - červený P – při výrobě zápalek a pyrotechniky
 - bílý P – při výrobě zápalných bomb

- **sloučeniny** – **fosfan** – PH_3
 - za běžných podmínek **bezbarvý**, prudce jedovatý plyn, zapáchající po česneku
 - čistý je na vzduchu **samozápalný**
 - má **redukční vlastnosti**
$$\text{PH}_3 + 4\text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5 + 3\text{HCl}$$
 - je rozpustný ve vodě, ale je slabší zásadou než NH_3
 - PH_4^+ – fosfoniový kation
 - **fosfoniové soli** – tř. $\text{PH}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{PH}_4\text{I}$ jodid fosfonia

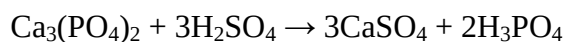
- **oxid fosforitý** – P_4O_6 – dimér
 - bílá krystalická látka, jedovatá, vzniká spalováním fosforu za nedostatku O_2
 - kyselý oxid – s vodou dává vznik H_3PO_4

- **oxid fosforečný** – P_4O_{10} – dimér
 - bílá, sněhu podobná látka
 - vzniká při úplném spalování fosforu na vzduchu, je hyroskopický, s vodou reaguje na H_3PO_4

- **kyseliny** – k. **fosforná** – H_3PO_2
 - **jednosytná** kyselina
 - bílá krystalická látka
 - (k. dihydridohydrogenfosforečná)
- k. **fosforitá** – H_3PO_3
 - bezbarvá krystalická látka, ve vodě rozpustná
 - hyroskopická, používá se jako **redukční činidlo**
 - ve vodných roztocích **dvojsytná**
 - (k. hydridodihydrogenfosforečná)

CHEMIE

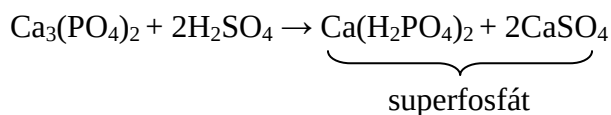
- k. **fosforečná** – H_3PO_4 (trihydrogenfosforečná)
 - trojsytná, středně silná kyselina
 - stálá, čirá, krystalická látka
 - **výroba** – rozkladem fosforečnanů kys. sírovou (zředěná)



- **využití** – při výrobě průmyslových hnojiv, léčiv, pracích prostředků
 - povrchová protikorozní úprava kovů, potravinářství

- **solí** – **dihydrogenfosforečnany** – MH_2PO_4 (ve vodě rozpustné)
 - **hydrogenfosforečnany** – M_2HPO_4 (rozpustné jen jako soli alk. kovů)
 - **fosforečnany** – M_3PO_4 (rozpustné jen jako soli alk. kovů)

- **významné sloučeniny** – KH_2PO_4 – hnojivo
 - $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – hnojivo
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – výroba superfosfátu (rozpustný ve vodě)



Další ročník je v jiném souboru.

vysvětlivky:

rce – zkráceně reakce a její další tvary

PT – periodická tabulka

ox. č. – oxidační číslo

elektroneg. – elektronegativita