

DUM č. 14 v sadě

24. Ch-2 Anorganická chemie

Autor: Aleš Mareček

Datum: 26.09.2014

Ročník: 2A

Anotace DUMu: Materiál je určen pro druhý ročník čtyřletého a šestý ročník víceletého studia jako doprovodná prezentace pro výuku a vlastní studium celku kyslík.

Materiály jsou určeny pro bezplatné používání pro potřeby výuky a vzdělávání na všech typech škol a školských zařízení. Jakékoliv další využití podléhá autorskému zákonu.



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

KYSLÍK

historie: již Leonardo da Vinci zjistil, že vzduch má několik složek, ze kterých jedna podporuje hoření

1773-74 kyslík nezávisle na sobě objevili a připravili několika způsoby C.W. Scheele a J. Priestley

1775-77 A.L. Lavoisier zjistil, že kyslík je prvek, vytvořil moderní teorii hoření, která překonala flogistonovou teorii; zasloužil se i o název *oxygen* (tvořící kyselinu)

H.Cavendish roku 1781 zjistil, že voda je sloučenina vodíku a kyslíku

výskyt: kyslík je nejrozšířenější prvek na Zemi

volný se vyskytuje ve vzduchu jako dikyslík O_2 nebo ve vyšších vrstvách atmosféry jako druhá alotropická modifikace ozon O_3

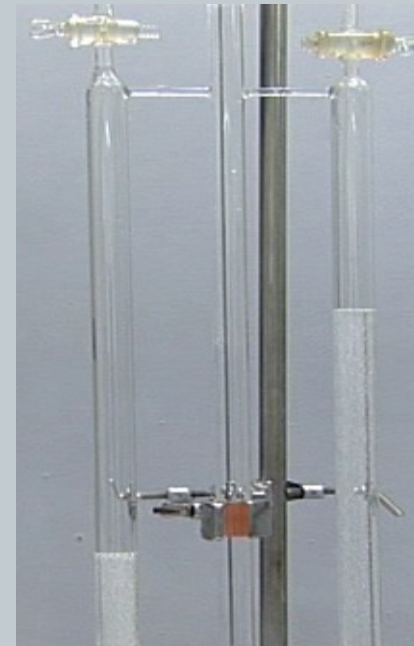
největší množství vázaného kyslíku je ve vodě

vázaný se v přírodě vyskytuje v oxidech a solích kyslíkatých kyselin

vzhledem k tomu, že patří mezi makrobiogenní prvky, je také součástí veškeré živé hmoty

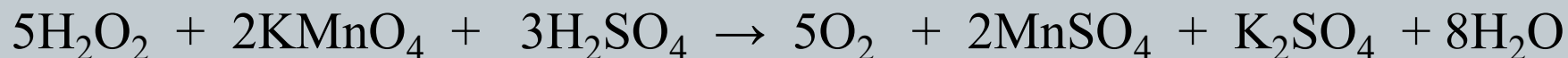
výroba: kyslík se vyrábí frakční destilací kapalného vzduchu

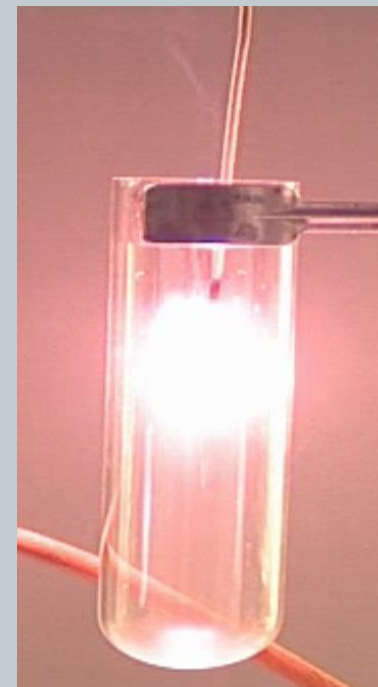
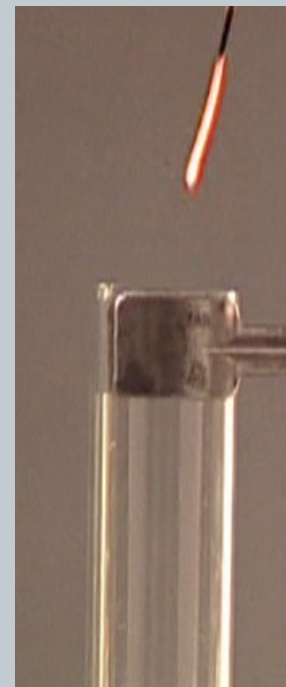
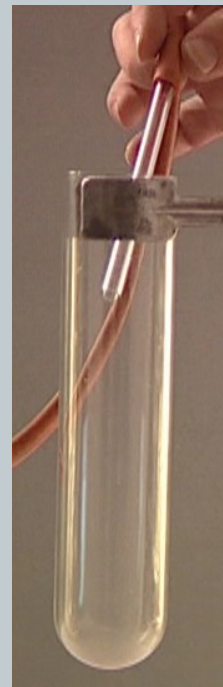
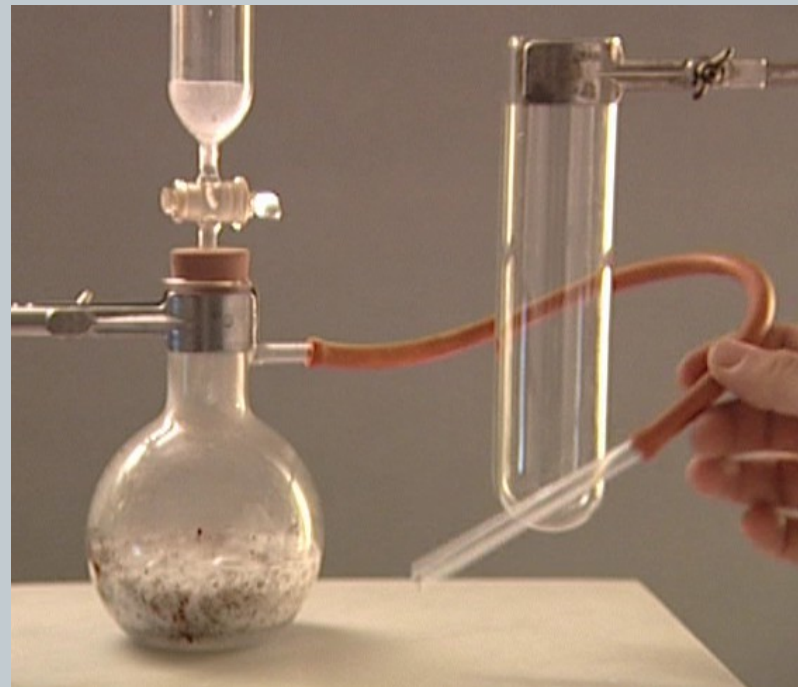
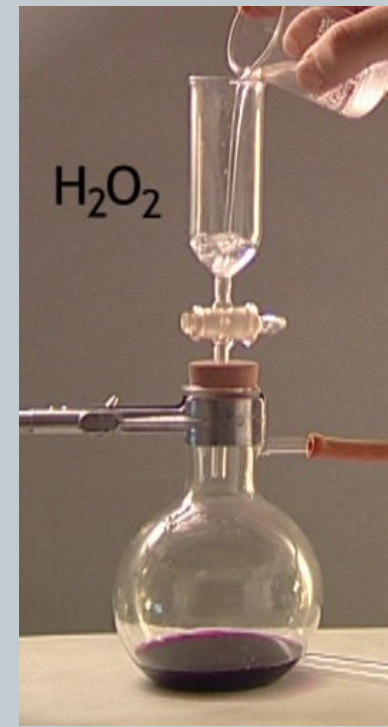
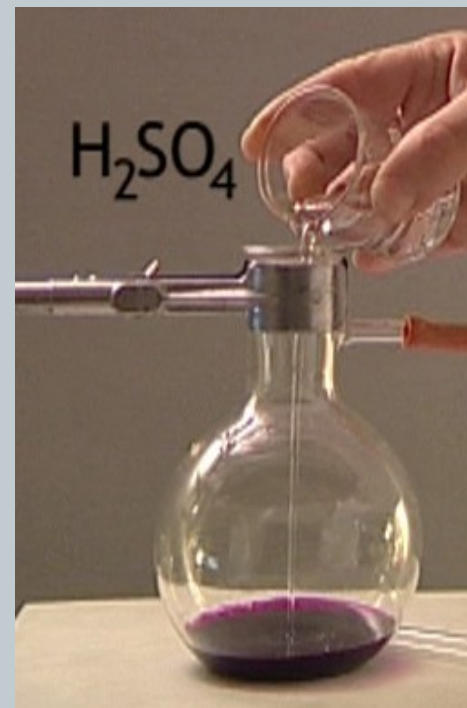
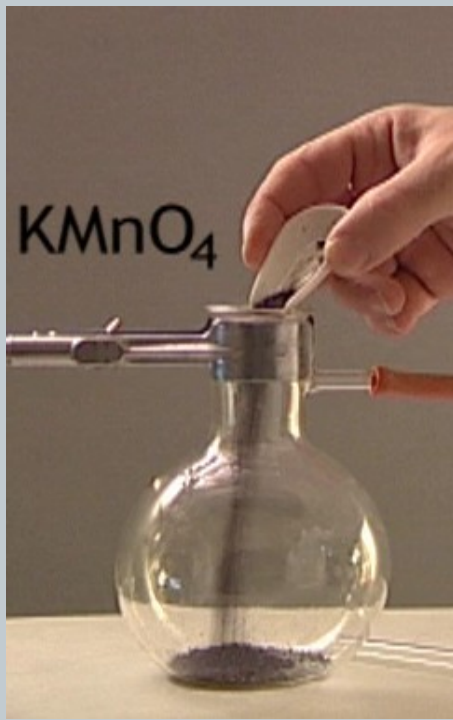
příprava: kyslík lze připravit elektrolýzou zředěného roztoku kyseliny sírové v Hoffmanově přístroji



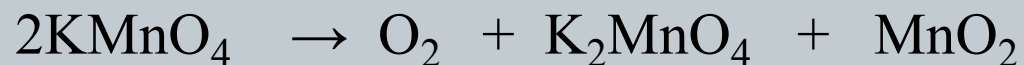
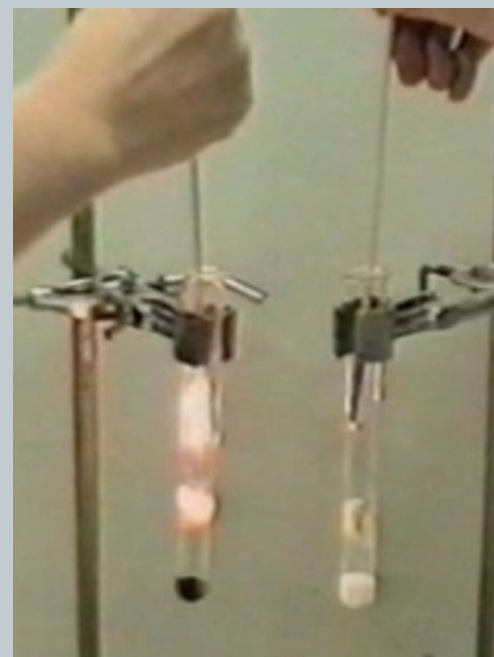
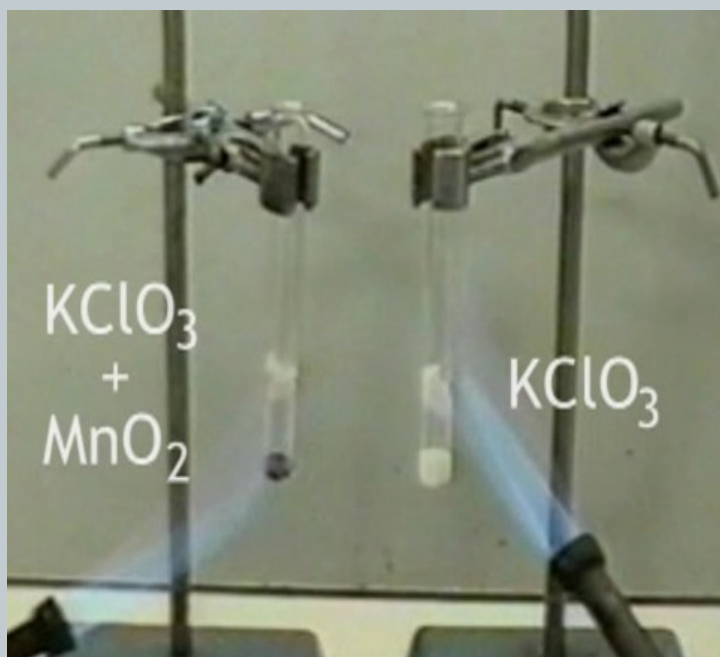
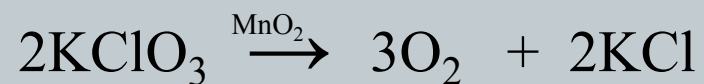
v laboratoři lze kyslík připravit celou řadou reakcí:

často je pro přípravu kyslíku využívána reakce peroxidu vodíku s manganistanem draselným v kyselém prostředí

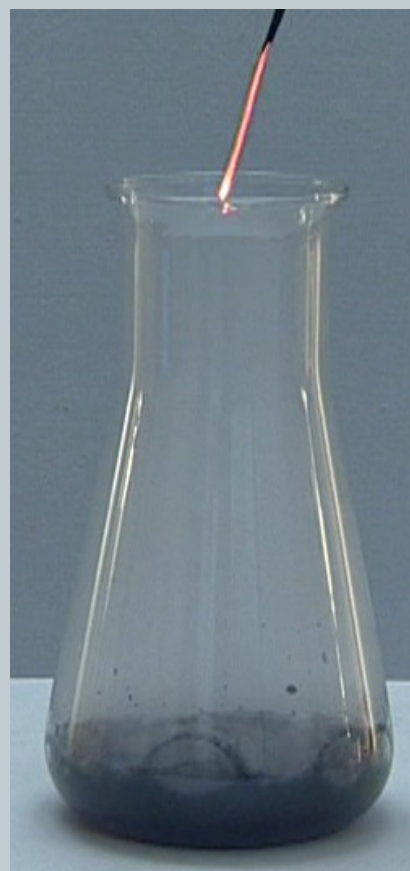
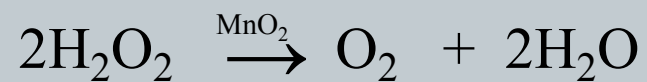




kyslík je možné připravit i celou řadou termických rozkladů sloučenin:



kyslík je možné připravit i rozkladem peroxidu vodíku za katalýzy oxidem mangančitým



vlastnosti: kyslík je prvním prvkem 16. skupiny periodické soustavy prvků

kyslík je po fluoru druhým nejelektronegativnějším prvkem

kyslík tvoří dvouatomové molekuly O_2 , v nichž jsou atomy kyslíku vzájemně poutány dvojnou vazbou

s většinou prvků se přímo slučuje na oxidy (přímo nereagují např. W, Pt a Au)

některé prvky, např. C, N, S a P, tvoří oxidů několik

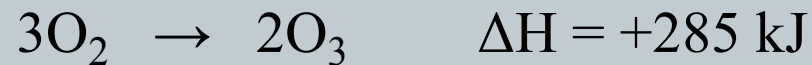
ve sloučeninách fluoru s kyslíkem je elektropozitivnější kyslík – má kladné oxidační číslo – tyto sloučeniny jsou proto fluoridy kyslíku

alotropickou modifikací kyslíku je ozon O_3 , který se vyskytuje ve vyšších vrstvách atmosféry (25 – 30 km nad zemským povrchem)

molekula ozonu je lomená a má neulový dipólmoment (je polární)

ozon silně absorbuje v ultrafialové oblasti a tím chrání zemský povrch před negativními účinky ultrafialového záření Slunce

ozon vzniká působením ultrafialového záření na kyslík



vznik ozonu je endotermickou reakcí

ozon se chová jako silné oxidační činidlo

sloučeniny kyslíku

oxidy:

oxidy jsou sloučeniny prvků s kyslíkem, ve kterých je kyslík elektronegativnější složkou

oxidy lze dělit podle různých kritérií:

a) podle chemického chování na kyselé, bazické, amfoterní a neutrální

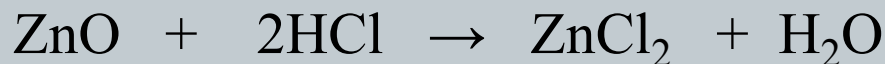
b) podle struktury

a) **kyselé oxidy:** většina oxidů nekovů a oxidy kovů s oxidačním číslem větším nebo rovným pěti

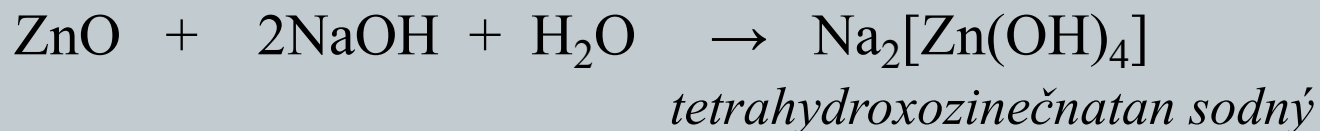
bazické oxidy: oxidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin, oxid hořečnatý a thallný, některé oxidy přechodných kovů a lanthanoidů a aktinoidů v nízkých oxidačních stupních

amfoterní oxidy: jsou oxidy kovů v nižších oxidačních stupních, které reagují s kyselinami i zásadami za vzniku solí

při reakci s kyselinami se kov vyskytuje v kationtu



při reakci s hydroxidy se kov vyskytuje v aniontu



neutrální oxidy: nereagují ani s kyselinami ani se zásadami např. oxid uhelnatý a oxid dusnatý

b) podle struktury, která ovlivňuje jejich reaktivitu, lze dělit oxidy na iontové, polymerní, molekulové a podvojně

iontové oxidy jsou sloučeniny kyslíku se silně elektropozitivními kovy, ve kterých se vyskytují převážně iontové vazby

do skupiny iontových oxidů patří oxidy alkalických kovů, kovů alkalických zemin, lanthanoidů, aktinoidů a některých přechodných kovů v nízkých oxidačních stupních – tedy zásadotvorné oxidy

polymerní oxidy se vyskytují v řetězovitých, planárních i trojrozměrných strukturách

tvorí je kovy se střední a vyšší elektronegativitou (nad 1,5), některé polokovy a nekovy

v této skupině se vyskytují oxidy kyselinotvorné, zásadotvorné i amfoterní

molekulové oxidy jsou tvořeny přesně definovanými molekulami, ve kterých jsou atomy kyslíku a příslušného prvku vázány kovalentními vazbami

tvoří je většinou nekovy (uhlík, dusík, fosfor, síra a další), polokovy (arsen, antimon), a některé kovy ve vysokých oxidačních stupních (mangan, osmium)

většina oxidů této skupiny je kyselinotvorná, některé však patří do skupiny oxidů neutrálních – např. oxid uhelnatý a dusnatý

podvojně oxidy jsou sloučeniny kyslíku s více než jedním kovem
podvojně oxidy mají trojrozměrné struktury

voda



voda je nejvýznamnějším oxidem

voda má lomenou molekulu

vazby kyslíku s vodíkem jsou polární a svírají úhel $104,5^\circ$

molekula vody je díky svému tvaru a polaritě vazeb polární

v kapalně vodě i v ledu jsou její molekuly vzájemně poutány vodíkovými můstky

voda je vázaná v řadě solí nazývaných krystalohydráty

počet molekul vody se zapisuje za vzorec soli

v mnoha solích vystupuje voda jako neutrální ligand

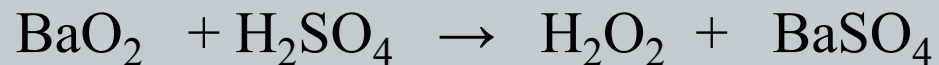
např. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ *kation tetraaquaměďnatý*

peroxid vodíku

peroxid vodíku je bezbarvá sirupovitá kapalina v níž se vodíkové můstky uplatňují více než ve vodě

peroxid vodíku má charakter slabé kyseliny

peroxid vodíku se připravuje reakcí peroxidu barnatého se zředěnou kyselinou sírovou



peroxid vodíku je termicky labilní a ještě před dosažením bodu varu se explozivně rozkládá

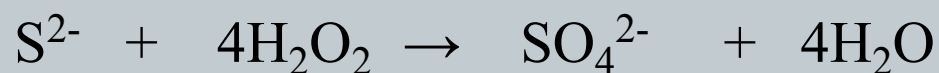


peroxid vodíku má silné oxidační účinky

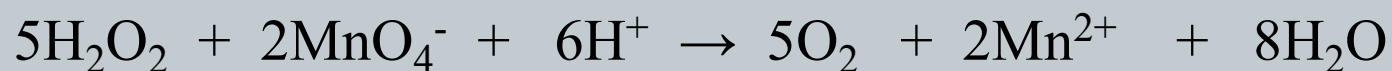
v kyselém prostředí je například schopen oxidovat jodidový anion na molekulární jod



peroxid vodíku je schopen oxidovat sulfidy na sírany



ve styku s některými silnými oxidačními činidly může peroxid vodíku působit jako činidlo redukční



touto reakcí se často v laboratoři připravuje kyslík, ale lze ji využít i k chemickému kouzlu

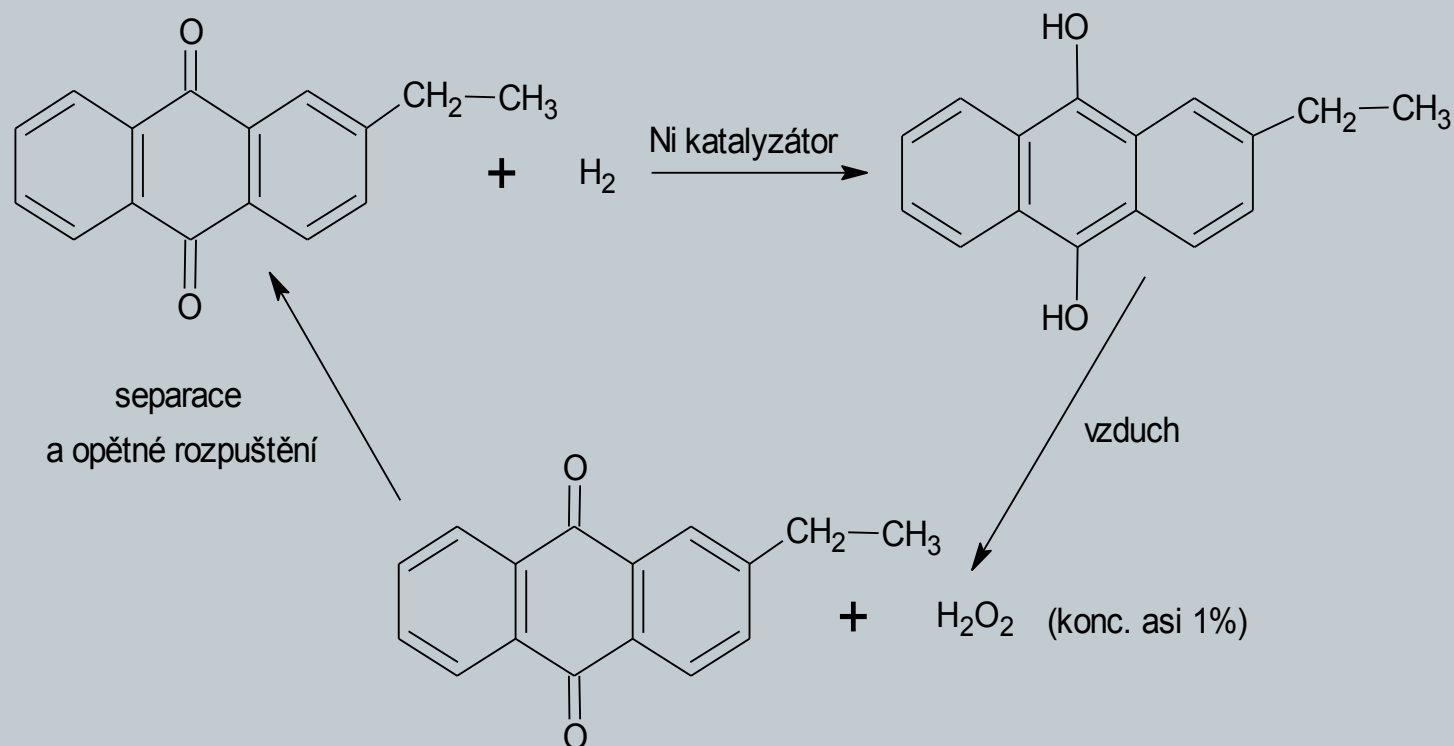




výroba: reakce se provádí ve směsném ether/uhlovodíkovém rozpouštědle
katalyzátor je odstraněn a chinol je znovu oxidován vzduchem bez katalyzátoru

vzniklý peroxid je extrahován vodou a vakuovou destilací je jeho koncentrace zvýšena na 30%

2-ethylantrachinon a rozpouštědla jsou regenerována



zdroje:

1. Greenwood N.N; Earnshaw A : Chemie prvků Informatorium
1993 Praha
2. Mareček A.; Honza J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl
Nakladatelství Olomouc 1998
3. Veškeré fotografie a obrázky jsou vlastní