

T É M A: CHEMICKÉ REAKCE

Vypracoval/a:

Třída:

Spolupracoval/a:

Datum:

ANOTACE:

Laboratorní práce je zaměřena na chemické reakce a jejich rychlost. Praktická část (úkol 1) je věnována srovnání různých druhů katalyzátorů použitých pro stejnou reakci. V teoretické části (úkol 2) žáci samostatně řeší úkoly týkající se ovlivnění rychlosti chemických reakcí a výpočtů s tím spojených.

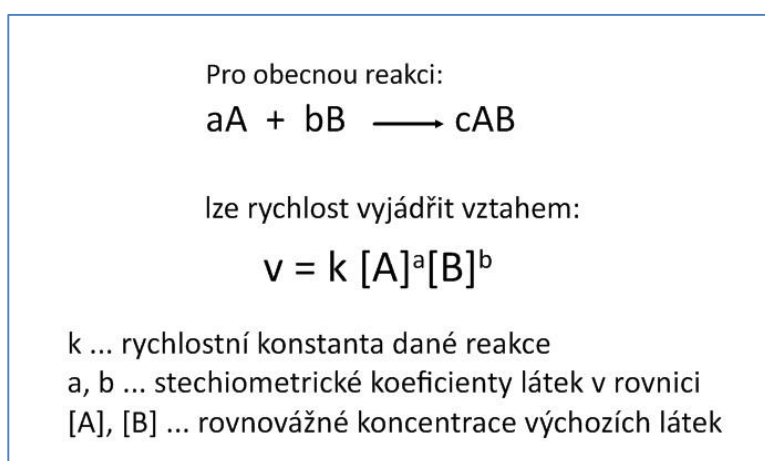
TEORIE:

Chemické reakce jsou děje, při kterých dochází ke změně struktury a složení látek. Z reaktantů (výchozích látek) reakcí vznikají produkty. Při reakci zanikají původní chemické vazby a vznikají vazby nové.



Obrázek 1: Chemická reakce

Chemické děje probíhají různou rychlostí. Rychlostí chemické reakce se zabývá obor chemie – **chemická kinetika**. Rychlost reakce se udává jako úbytek reaktantů za určitou dobu nebo naopak přírůstek produktu za určitou dobu. Matematické vyjádření rychlosti reakce se nazývá kinetická rovnice:



Obrázek 2: Kinetická rovnice

Rychlostní konstanta je závislá na teplotě. Matematickým vyjádřením tzv. Arrheniova rovnice.

závislosti je

- A ... předexponenciální faktor
- e ... základ přirozeného logaritmu ($e = 2,718$)
- E_A ... aktivační energie
- R ... univerzální plynová konstanta ($R = 8,314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$)
- T ... absolutní teplota (v kelvinech)

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{R \cdot T}}$$

Obrázek 3: Arrheniova rovnice

Pro vliv teploty platí: zvýšení teploty výchozích látek o 10°C má za důsledek dvojnásobné až čtyřnásobné zvýšení rychlosti reakce.

Rychlost reakce lze obecně ovlivnit těmito faktory:

- Teplota (bylo již zmíněno)
- Koncentrace reaktantů (viz kinetická rovnice)
- Katalyzátor
- Tlak – uplatní se pouze při reakci plyných látek
- Celkový povrch reaktantů

V chemické praxi a v chemických laboratořích se velmi často pro ovlivnění rychlosti reakce používá katalyzátor.

Katalyzátor je látka, která ovlivní rychlost a průběh reakce, ale sama se při reakci nemění a nespotřebuje. Není tedy ani výchozí látkou (reaktantem) ani produktem reakce, proto jej v rovnici zapisujeme nad reakční šipku. Reakci, při které se použije katalyzátor, nazýváme katalytická reakce (katalýza). Průběh reakce s katalyzátorem a bez katalyzátoru je jiný.

Nekatalyzovaná reakce látek A a B:



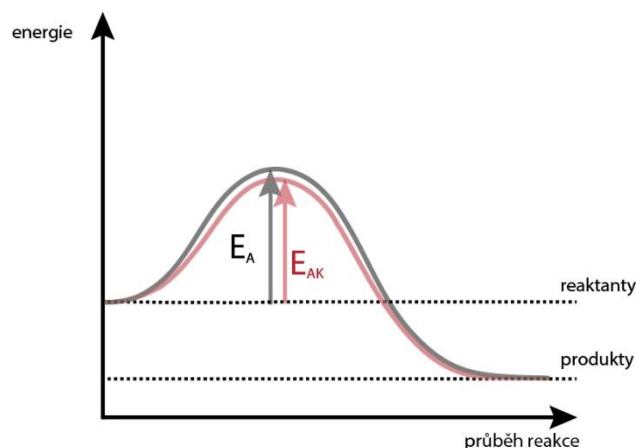
Použijeme-li katalyzátor - katalyzátor reaguje v první fázi s jedním z reaktantů - vzniká nestabilní meziprodukt:



Tento meziprodukt dále reaguje s druhou výchozí látkou - vzniká konečný produkt reakce a obnoví se katalyzátor:



$$E_{A1} + E_{A2} < E_A$$



E_A ... aktivační energie nekatalyzované reakce

E_{AK} ... aktivační energie reakce s katalyzátorem

Obrázek 4: Obecný průběh reakcí bez katalyzátoru a s katalyzátorem

Obrázek 5: Aktivační energie reakce

Katalyzátor (pozitivní) urychluje chemickou reakci tím, že snižuje aktivační energii potřebnou pro uskutečnění reakce.

Jako katalyzátory chemických reakcí se uplatňují např. některé kovy (platina, rhodium, nikl, železo, měď ...), ale také sloučeniny (oxidy, soli apod.). Většina reakcí v chemickém průmyslu je katalyzovaných. Důležité jsou katalyzátory např. při výrobě kyseliny sírové, kyseliny dusičné, ale i při výrobě plastů.

Katalyzátor může mít buď stejné skupenství jako reagující látky (potom se taková katalytická reakce označuje jako homogenní) nebo je skupenství katalyzátoru a reaktantů odlišné (heterogenní katalýza). V praxi se nejčastěji používá katalýza heterogenní, kdy na povrchu pevného katalyzátoru reagují látky plyné nebo kapalné.

Katalyzátory musí mít co největší povrch, aby reakce probíhala co nejrychleji.

Příklady heterogenní katalýzy:

- Katalyzátor v autě - jeho funkcí je přeměna látek škodlivých (vznikajících při spalování pohonných hmot) na méně škodlivé nebo neškodné.
- Výroba kyseliny sírové (tzv. kontaktní způsob) - k reakci dvou plyných látek (oxidace oxidu siřičitého kyslíkem) dochází na povrchu pevného katalyzátoru (oxid vanadičny).
- Výroba amoniaku - vodík se slučuje s dusíkem na povrchu kovu

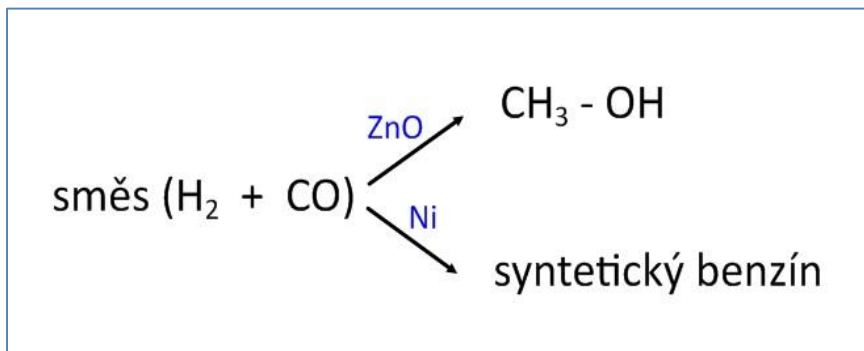
V některých případech katalyzátor při reakci vzniká, je tedy jedním z produktů reakce. Taková reakce se označuje jako **autokatalýza**.

Některé látky ruší účinky katalyzátorů. Takové látky označujeme jako **katalytické jedy**. Pro automobilové katalyzátory je jedem olovo (a jeho sloučeniny). Některé látky naopak katalyzátory aktivují - tzv. **aktivátory**, samy však jako katalyzátory nepůsobí.

Kromě katalyzátorů urychlujících reakce, se používají také katalyzátory, které reakce naopak zpomalují – tzv. **inhibitory**. Inhibitory používáme v tom případě, že probíhající reakce je nežádoucí, např. při korozi různých materiálů jsou inhibitory součástí nátěrů (kovy) nebo se přidávají přímo do směsi (při výrobě plastů). Mezi inhibitory patří i tzv. **stabilizátory**, látky zabraňující průběhu některých reakcí. Stabilizátory se přidávají do potravin pro prodloužení jejich trvanlivosti, tedy zdravotní nezávadnosti, chutě, vzhledu, barvy... Na obalech potravin se označují symbolem E a trojmístnou číslicí začínající číslem 4.

Některé katalyzátory ovlivňují pouze průběh určité reakce. Jedná se tedy o **katalyzátory specifické**. Volbou vhodného katalyzátoru potom ze stejných výchozích látek mohou vznikat odlišné reakční produkty.

Mezi specifické katalyzátory patří také tzv. **biokatalyzátory** – enzymy, vitaminy a hormony, které umožňují reakce nebo ovlivňují průběh reakcí v živých organismech.



Obrázek 6: Příklad použití specifického katalyzátoru

PŘÍPRAVA:

1. Zopakujte si učivo: chemická kinetika, rychlost reakce a její ovlivnění, peroxid vodíku, katalyzátory.
2. Prostuduj si teoretický úvod k práci.
3. V laboratoři budete dále potřebovat: plášť, kalkulačka, stopky nebo hodinky s vteřinovou ručičkou.

ÚKOL Č. 1: POROVNÁNÍ ÚČINNOSTI KATALYZÁTORU

1. Ověř vliv různých druhů katalyzátoru na průběh chemické reakce – rozklad peroxidu vodíku.
2. Z uvedených katalyzátorů (viz chemikálie) porovnej alespoň čtyři různé. Srovnej jejich účinnost navzájem a porovnej rychlosti katalyzovaných reakcí s průběhem reakce bez použití katalyzátoru.
3. Objem vzniklého kyslíku změř po daných časových intervalech a z naměřených výsledků sestav tabulku a vyvod závěry o účinnostech jednotlivých katalyzátorů.

POMŮCKY:

Kovový stojan 2 kusy, držák 2 kusy, frakční baňka (50 ml) se zátkou, ohnutá skleněná trubice, odměrný válec (20 – 30 ml) 2 kusy, skleněná vana, laboratorní lžička, váhy, navažovací lodička, stopky.

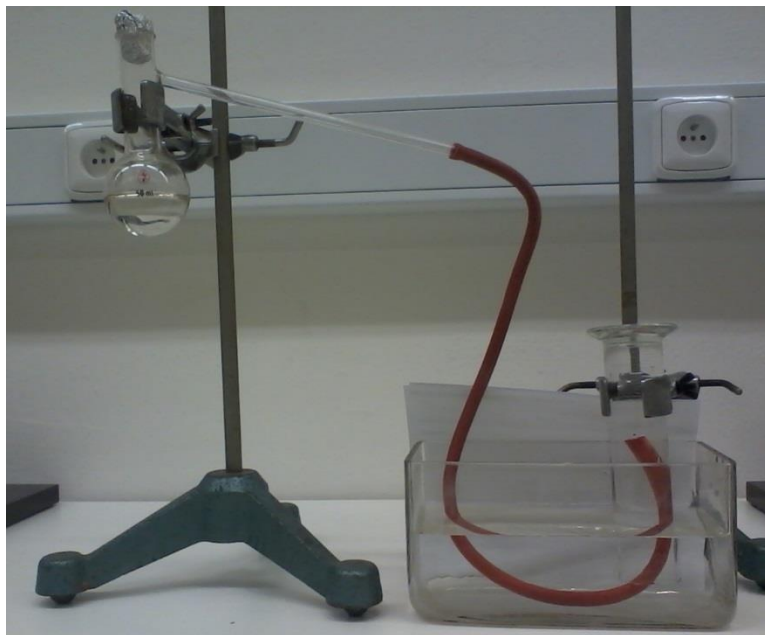
CHEMIKÁLIE:

3% peroxid vodíku, oxid manganičitý, oxid měďnatý, jodid draselný, chlorid železitý, železné piliny, práškové železo.

POSTUP:

1. Sestav aparaturu pro jímání plynů nad vodou.
2. Navaž si katalyzátor – 0,1 g.
3. Do frakční baňky odměř 20 ml 3% peroxidu vodíku, přidej navážku 0,1 g určitého katalyzátoru a baňku rychle uzavři. Jímej uvolněný kyslík do odměrného válce.
4. Po uvolnění první bubliny kyslíku začni měřit čas. Zapiš čas vždy při zvětšení objemu uvolněného kyslíku o 2 ml – až do objemu 14 ml (nebo případně do ukončení vývoje kyslíku).
5. Stejný postup proved' s ostatními katalyzátory. Je nutné vždy frakční baňku řádně vypláchnout a odměřit nový objem peroxidu vodíku.
6. Na závěr proved' rozklad peroxidu vodíku bez použití katalyzátoru.
7. Naměřené časy zapiš do tabulky a zanes do grafu.

VYPRACOVÁNÍ:



Popis aparatury:

Obrázek 7: Aparatura pro jímání plynů nad vodou

$V_{\text{kyslíku}} \text{ (ml)}$	$t \text{ (s)}$	$t \text{ (s)}$	$t \text{ (s)}$	$t \text{ (s)}$	$t \text{ (s)}$
	K =	K =	K =	K =	Bez katalyzátoru
2					
4					
6					
8					
10					
12					
14					

Tabulka 1: Naměřené hodnoty objemu kyslíku při použití různých katalyzátorů

K ... katalyzátor. Doplň do jednotlivých sloupců použitý druh katalyzátoru: oxid mangančitý, oxid měďnatý, jodid draselný, železné piliny, chlorid železitý, směs chlorid železitý + práškové železo.

ZÁVĚR:

Vyhodnoť rychlost vývinu kyslíku při použití různých druhů katalyzátorů. Srovnej katalyzované reakce s rozkladem probíhajícím bez použití katalyzátoru.

ÚKOL Č. 2: TEORETICKÁ ČÁST – REAKČNÍ KINETIKA

POMŮCKY:

kalkulačka

- 1) Převed' následující teploty vyjádřené ve stupních celsia na kelviny:
 $0^{\circ}\text{C} =$
 $20^{\circ}\text{C} =$
- 2) Zapiš vztahy pro výpočet rychlosti následujících reakcí:
a) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
b) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
- 3) Experimentálně bylo zjištěno, že při zvýšení teploty o 10°C vzroste rychlost reakce na dvojnásobek až čtyřnásobek. Jestliže předpokládáme čtyřnásobné zrychlení reakce, kolikrát bude reakce rychlejší při zvýšení teploty z 50°C na 100°C ?
- 4) Jestliže víš, že názvy enzymů jsou odvozeny podle substrátu a reakcí, které v organismech katalyzují, potom přiřaď následující enzymy k odpovídajícím substrátům nebo reakcím:
lipázy
peroxidázy
glykosidázy
proteázy
oxidoreduktázy
transferázy
izomerázy

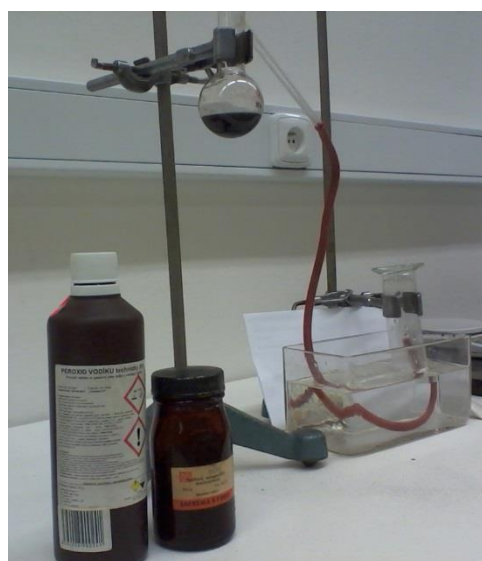
Děje: a) štěpení tuků, b) štěpení polysacharidů na disacharidy nebo monosacharidy, c) změny struktury v rámci jedné molekuly, d) přenos skupin nebo celých molekul z donoru na akceptor, e) reakce peroxidů, f) štěpení bílkovin na aminokyseliny, g) přenos vodíku nebo elektronů.

- 5) Závislost reakční rychlosti na koncentraci reagujících látek se označuje jako tzv. Gulderg – Waagův zákon (zákon definovali norští chemici v r. 1867). Uveď slovní znění tohoto zákona.

FOTODOKUMENTACE:



Obrázek 8: Rozklad peroxidu vodíku urychlený oxidem manganičitým



Obrázek 9: Kyslík vzniklý rozkladem peroxidu vodíku je vytlačen do odměrného válce

SHRNUTÍ:

1. Vysvětlí, proč je nutné uvádět u látky, která působí jako katalyzátor, také reakci, kterou látka katalyzuje.
2. Jestliže víme, že burel (MnO_2) rozklad peroxidu vodíku urychluje a kyselina trihydrogenfosforečná (H_3PO_4) nebo močovina ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) naopak zpomaluje, potom burel označujeme pro rozklad H_2O_2 jako katalyzátor a kyselinu trihydrogenfosforečnou nebo močovinu jako katalyzátor
3. Která z reakcí proběhne rychleji a proč?
 - a) Reakce Zn s 15% HCl
 - b) Reakce Zn s 5% HCl
4. Která reakce proběhne rychleji a proč?
 - a) Reakce kusového Zn s 15% HCl
 - b) Reakce práškového Zn s 15% HCl
5. Která reakce proběhne rychleji a proč?
 - a) Reakce dusíku s vodíkem za teploty 100°C
 - b) Reakce dusíku s vodíkem za teploty 500°C
6. Která reakce proběhne rychleji a proč?
 - a) Reakce kusového Zn s HCl při tlaku 10 MPa
 - b) Reakce kusového Zn s HCl při tlaku 1 MPa
7. Jakým způsobem (vzhledem k vlivu teploty na reakční rychlost) je možné zastavit průběh v podstatě jakékoliv reakce?

SEZNAM ZDROJŮ:

- [01] VACÍK, Jiří; BARTHOVÁ, Jana; PACÁK, Josef. *Přehled středoškolské chemie*. 2. vydání. Praha: SPN, 1999. 368 s. ISBN 80-7235-108-7
- [02] ŠKODA, Jiří; DOULÍK, Pavel. *Chemie 9. Učebnice pro ZŠ a víceletá gymnázia*. 1. vydání. Plzeň: Fraus, 2007. 128 s. ISBN 978-80-7238-584-3
- [03] BROWN, G. I. *Úvod do anorganické chemie*. 1. vydání. Praha: SNTL, 1982. 336 s. 04-611-82

METODICKÝ LIST

Název školy	Gymnázium a Jazyková škola s právem státní jazykové zkoušky Zlín
Autor	Mgr. Svatava Benešová
Vzdělávací oblast	Chemická kinetika, katalyzátory.
Vzdělávací obor	Chemie
Tematický okruh	Chemická reakce
Druh učebního materiálu	Laboratorní cvičení – žák
Cílová skupina	Žák, 17 – 19 let
Anotace	Pracovní list určen do výuky studentům, podklad pro vlastní práci ve cvičení, náplň: chemická reakce a její rychlost, katalýza a ovlivnění rychlosti reakce různými typy katalyzátorů. Práce studentů má část teoretickou a část praktickou.