

SEC V.	Rýchlosť chemickej reakcie
SEC V.3	Chemická kinetika

Cieľové požiadavky

Obsahový štandard: Rýchlosť chemickej reakcie. Zrážková teória, účinná zrážka. Aktivačná energia, aktivovaný komplex. Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemických reakcií (koncentrácia, reaktantov, teplota, katalyzátor, inhibítor, veľkosť povrchu tuhých látok). Homogénna a heterogénna katalýza.

Výkonový štandard:

- Definovať rýchlosť chemickej reakcie ako zmenu koncentrácie reaktantov alebo produktov za časový interval.
- Opísať podmienky nevyhnutné pre uskutočnenie chemickej reakcie.
- Vymenovať faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemických reakcií (koncentrácia, teplota, katalyzátor, veľkosť povrchu tuhých látok, tlak v prípade plynov).
- Vysvetliť vplyv zmeny teploty na rýchlosť chemickej reakcie.
- Vysvetliť vplyv zmeny koncentrácie reaktantov a produktov na rýchlosť chemickej reakcie.
- Vysvetliť vplyv katalyzátora (inhibítora) na rýchlosť chemickej reakcie.
- Načrtnúť grafickú závislosť zmeny energie sústavy počas nekatalyzovanej a katalyzovanej chemickej reakcie od času.
- Uviesť príklad katalyzátora z bežného života (napr. enzýmy).
- Vymenovať príklady homogénnej a heterogénnej katalýzy.
- Vymenovať príklady chemickej reakcie z bežného života, ktorá prebieha pomaly a ktorá rýchlo.
- Vysvetliť, prečo je dôležité poznať rýchlosť priebehu chemických reakcií a možnosti ich ovplyvňovania.
- Vymenovať príklady z bežného života, kde sa používa ovplyvňovanie rýchlosti chemickej reakcie niektorým z uvedených faktorov.
- Prakticky demonštrovať vplyv faktorov na rýchlosť chemickej reakcie

Chemická kinetika- vedná disciplína, ktorá skúma

1. rýchlosť chemickej reakcie
2. faktory, ovplyvňujúce rýchlosť chemickej reakcie
3. mechanizmus chemického deja

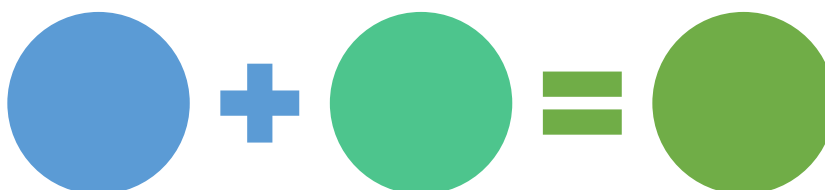
I.Zrážková teória- chemická reakcia prebieha medzi reaktantami ak dôjde k účinnej zrážke

Podmienky účinnej zrážky

1.Vhodná orientácia častíc	2.Aktivačná energia
----------------------------	---------------------

2.Aktivačná energia E_A

- Minimálna kinetická energia potrebná k **účinnej zrážke**
- Minimálna energia potrebná na prekonanie energetickej bariéry prechodu reaktantov na produkty
- Rovná sa rozdielu energie reaktantov a energie aktivovaného komplexu



II. Teória aktivovaného komplexu- pri účinnej zrážke reaktanty tvoria spolu aktivovaný komplex s určitou hodnotou aktivačnej energie

Aktivovaný (prechodový) komplex

- energetický bohatý medziprodukt vznikajúci pri zrážke častíc
- nestabilný- rýchlo sa rozpadá na produkty alebo reaktanty
- energetická bariéra medzi reaktantami a produktami

Energetické zmeny pri chemickej reakcii

Endotermické reakcie	Exotermické reakcie
<ul style="list-style-type: none"> • Produkty majú väčšiu energiu ako reaktanty • Energia sa musí stále dodávať • Dodaná energia umožní reaktantom získať aktivačnú energiu na uskutočnenie reakcie 	<ul style="list-style-type: none"> • Reaktanty majú väčšiu energiu ako produkty • Energia sa uvoľní • uvoľnená energia rozpadnutím komplexu sa využije na aktivačnú energiu ďalších molekúl

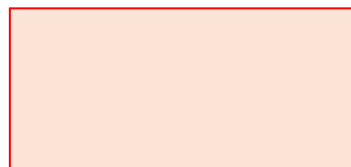
Rýchlosť chemickej reakcie

Spôsoby pozorovania

1. vznik plynného produktu
2. vznik málo rozpustného produktu
3. zmena intenzity alebo typu sfarbenia reaktantov
4. zmenšovanie objemu tuhých látok

Rýchlosť chemickej reakcie

- **Zmena koncentrácie reaktantov alebo produktov za určitý časový interval** (*nárast koncentrácie produktov a pokles koncentrácie reaktantov*)
- Závisí od:
 1. počtu účinných zrážok
 2. hodnoty aktivačnej energie (*čím vyššia tým reakcia pomalšia*)
 3. vhodnej orientácie častíc
- V priebehu reakcie dochádza k zmene koncentrácii látok (*pokles koncentrácie reaktantov a zvyšovanie koncentrácie produktov*)

Výpočet pre rýchlosť reakcie v - rýchlosť chemickej reakcie ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$) Δc - zmena koncentrácie reaktantov alebo produktov ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$) Δt - určitý časový interval (s^{-1})**Typy chemických reakcií z hľadiska rýchlosti**

1. pomalé	2. rýchle
Vysoká E_A	Nízka E_A

Kinetické zákony

1. Guldbergov- Waageho kinetický zákon (1867- C. M. Guldberg, P. Waage)- rýchlosť chemickej reakcie pri určitej teplote je priamo úmerná súčinu koncentrácií nezreagovaných reaktantov

- Rýchlostná(kinetická) rovnica**- vyjadruje matematickú závislosť reakčnej rýchlosti od koncentrácie reaktantov



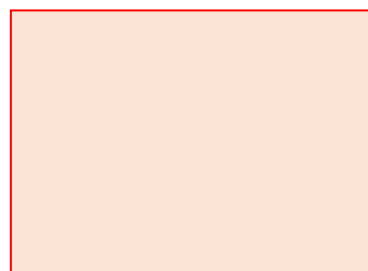
v	rýchlosť chemickej reakcie
$\alpha, \beta, \gamma, \delta$	indexy(mocnitatele)- (zistené experimentálne, nemusia byť totožné so stechiometrickými)
k	rýchlostná konštanta (závisí od teploty a E_A)
$c(A)$ a $c(B)$	okamžité koncentrácie reagujúcich látok

- Poriadok reakcie**- súčet indexov $\alpha, \beta, \gamma, \delta$ chemickej rovnici (pri jednoduchých reakciách je rovný súčtu stechiometrických koeficientov)
- Molekulovosť reakcie**- súčet stechiometrických koeficientov (počet navzájom reagujúcich častíc počas reakcie)
- Najpomalšia reakcia určuje rýchlosť reakcie!!!!!!**

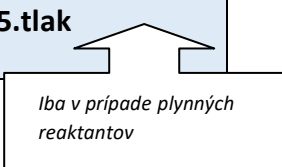
2. Arrheniov kinetický zákon- ak sa teplota zvýši o 10°C rýchlosť reakcie sa zvýši 2x až 4x

- Arrheniová rovnica** – vyjadruje matematickú závislosť rýchlosti reakcie od teploty

k	rýchlostná konštanta
A	faktor pravdepodobnosti
E_A	aktivačná energia (J/mol)
R	plynová konštanta ($8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)
T	absolútna teplota (K)
e	základ prirodzeného logaritmu ($e = 2,718$)



Faktory vplyvajúce na rýchlosť chemickej reakcie

1.koncentrácia reaktantov	2.teplota	3.Veľkosť povrchu látok	4.katalyzátor	5.tlak
				
				<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: auto;"> <i>Iba v prípade plynných reaktantov</i> </div>

1.koncentrácia - čím je vyššia koncentrácia reagujúcich látok v roztoku, tým je väčšia pravdepodobnosť účinných zrážok- **rýchlosť reakcie je väčšia**

- Vyplýva z 1.kinetického zákona

Využitie v praxi

- regulácia horenia paliva v kachliach
- hasenie požiaru (zamedzením prístupu kyslíka)
- vákuové balenie výrobku (znižuje sa hnitie vplyvom vzdušného kyslíka)
- pokovovanie, natieranie kovových predmetov (zabráni vzniku hrdze)

2.teplota- zvýšením teploty o 10°C sa rýchlosť reakcie zvýši 2-4x (viac energie častíc, viac častíc s vyššou E_A a väčšia pravdepodobnosť účinnej zrážky)

Využitie v praxi

- Umiestnenie potravín do chladničky, čím sa spomalí ich rozklad
- Príprava jedla v tlakových nádobách(využitie závislosti teploty varu od tlaku)- s vyšším tlakom teplota varu vody stúpa

3.katalyzátor- pridaním katalyzátora do reakčnej zmesi sa urýchli/ spomalí chemická reakcia

Katalyzátor

- Látka, ktorá reguluje rýchlosť chemickej reakcie
- Zúčastní sa reakcie , no po skončení sú v nezmenenom stave
- Znižujú hodnotu aktivačnej energie

Typy katalyzátorov

katalyzátor	inhibítor
<ul style="list-style-type: none"> • Pozitívne katalyzátory • Urýchľujú chemické reakcie • Znižujú aktivačnú energiu 	<ul style="list-style-type: none"> • negatívne katalyzátory • spomaľujú chemické reakcie • zvyšujú aktivačnú energiu

Mechanizmus pôsobenia katalyzátora

1. **nekatalyzovaná reakcia** : $A + B \rightarrow AB$
2. **katalyzovaná reakcia** : $A + K \rightarrow AK$
 $AK + B \rightarrow AB + K$

Aktivačná energia nekatalyzovanej reakcie je väčšia ako aktivačná energia čiastkových reakcií

Energetické zmeny látok pri reakciách

Typy katalýzy

homogénna	heterogénna
Katalyzátor má rovnaké skupenstvo ako reaktanty	Katalyzátor má odlišné skupenstvo ako reaktanty

Využitie v praxi

- Urýchlenie výrobných procesov v chemických závodoch
- Katalyzátory vo výfukových plynoch(paládium, ródium)
- Enzýmy- biokatalyzátory

Autokatalýza- produkt reakcie sa stáva jej katalyzátorom

Katalytické jedy- látky obsadzujúce aktívne centrum katalyzátora, čím znemožnia naviazanie katalyzátora na reaktant

Stabilizátor- látka reagujúca s medziproduktom reakcie a spôsobujúca ukončenie reakcie

4.velkosť povrchu častíc- čím väčší povrch reaktantov, tým väčšia rýchlosť chemickej reakcie (zvýši sa počet účinných zrážok, reaguje väčší počet častíc)

Využitie v praxi

- Drvenie reaktantov v chemickej výrobe
- rozhryzenie potravy zubami

5.tlak

- ovplyvňuje rýchlosť chemickej reakcie len u plynov
- zvýšenie tlaku spôsobí zmenšenie objemu, je väčšia pravdepodobnosť účinnej zrážky
- *Zvýšením tlaku väčšina rozkladných reakcií sa spomalí a skladných urýchli*

Využitie v praxi

- **Chemické výroby**(rovnováha enol/keto formy, polymerizácia)