

1. HITROST KEMIJSKE REAKCIJE

1.2 Kako merimo hitrost kemijske reakcije

- b) Po 300 sekundah od začetka reakcije.
c) Hitrost nastajanja joda in vodika se med reakcijo ves čas zmanjšuje.
č) manjša

- *2. a) $\Delta[\text{HI}]$ pomeni spremembo koncentracije vodikovega jodida.
 Δt pomeni časovni interval v katerem se spremeni koncentracija produkta ali reaktanta, oziroma smo izmerili spremembo koncentracije reaktantov ali produktov.

b)

t/s	$[\text{HI}]/\text{mol L}^{-1}$	$\Delta t/\text{s}$	$\Delta[\text{HI}]/\text{mol L}^{-1}$
0	0,10		
100	0,056	100	-0,044
200	0,038	100	-0,018
300	0,030	100	-0,008
400	0,026	100	-0,004

- Enačba ima negativni predznak zato, ker se koncentracija vodikovega jodida manjša.
- po 100 s $4,4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
med 100. in 200. s $1,8 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
med 200. in 300. s $8,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
med 300. in 400. s $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
- $1,85 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
- $1,55 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

1.3 Kako lahko vplivamo na hitrost kemijske reakcije?

- Hitrost reakcije je večja pri večji koncentraciji reaktantov.
- Hitrost reakcije se zmanjša.
- Vsi reaktanti so v plinastem ali tekočem ali trdnem agregatnem stanju.
- Na hitrost heterogene reakcije vpliva temperatura in površina trdne snovi ali tekočine.
- Magnezij se bo hitreje raztopil v čaši, kjer je magnezij v prahu.
- Katalizatorji so snovi, ki spremenijo hitrost kemijske reakcije in se pri tem kemijsko ne spremenijo.
- Pri homogeni katalizi so katalizator, reaktanti in produkti v istem agregatnem stanju. Pri heterogeni katalizi je katalizator v drugem agregatnem stanju kot so reaktanti in produkti. Navadno je katalizator trdna snov.
- Na hitrost kemijske reakcije vplivajo koncentracija reaktantov, temperatura in katalizator, pri heterogenih reakcijah pa tudi površina reaktantov.

1.4 Teorija trkov

- *1. Pri višji temperaturi se gibljejo delci snovi hitreje.
- *2. Vsi delci se ne gibljejo z enako hitrostjo.
- *3. Povprečna kinetična energija 1 mol plina se zmanjša pri nižji temperaturi.
- *4. Na ravni delcev si nastanek produktov predstavljamo kot posledico trkov delcev reaktantov, pri čemer nastanejo delci produktov. Pri višji temperaturi se poveča povprečna hitrost delcev reaktantov in s tem tudi kinetična energija delcev reaktantov. Eden od pogojev za uspešen trk je dovolj velika kinetična energija delcev, ki trčijo. Pri višji temperaturi je večje število uspešnih trkov, zato je hitrost reakcije pri višji temperaturi večja. Tudi povečanje koncentracije reaktantov praviloma poveča hitrost kemijske reakcije, saj je verjetnost, da trčita delca z dovolj veliko energijo v pravi smeri v reakcijskih zmesih z večjo koncentracijo večja.
- *5. Aktivacijska energija je najmanjša energija, ki jo morajo imeti delci reaktantov, da je trk lahko uspešen in vodi do nastanka produktov.
- *6. Katalizator spremeni mehanizem reakcije tako, da je potrebna nižja aktivacijska energija. Ker je število delcev reaktantov pri določeni temperaturi z dovolj veliko energijo večje, reakcija poteka hitreje.
- *7. a) V reakcijski zmesi bo po dodatku katalizatorja večje število delcev, ki bo imelo enako ali večjo energijo kot je aktivacijska energija.
b) Kadar poteka reakcija brez katalizatorja, je aktivacijska energija večja.

Utrdimo

1. c) v prvih 20 sekundah
č) da
d) v prvih 20 sekundah
e) Ker nastajata enaki množini produktov.
f) v prvih 20 sekundah
*g) $1,7 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
*h) $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
2. Nariši graf podobno kot je narisano na sliki 5.
3. Graf predstavlja spreminjanje koncentracije produktov.
4. Pozorno preberi nalogo, rešitev ni težka.
5. a) z 2,5 M HCl
b) z 1,0 M HCl
6. B
7. Pri odčitavanju podatkov iz grafa bodi natančen.

8. Hitrost reakcije je največja pri 50 °C.

9.

[HI] / mol L⁻¹	Hitrost / mol L⁻¹s⁻¹	Sprememba hitrosti razpada HI
0,010	$8,2 \times 10^{-3}$	4-krat
0,020	* $3,3 \times 10^{-2}$	
0,040	0,13	4-krat

*V 1. natisu učbenika je napačna vrednost $3,3 \times 10^{-3}$.

11. Ustrezno razlago najdeš v poglavju 1.4.

12. MnO₂

*13. a in b

*14. Povprečna hitrost nastajanja NO₂ v prvih 20 minutah je $5,6 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
Povprečna hitrost nastajanja O₂ v prvih 20 minutah je $1,4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.