

Anyagi rendszerek

Homogén
Pl.: kútvíz,
hidrogén,
levegő.

Heterogén
Pl.: jeges víz,
talaj,
kristálycukor.

AJÁNLOTT IRODALOM

- Füleky György*: A talaj. Gondolat, Bp., 1988.
Juhász Árpád: A kőolaj nyomában. Gondolat, Bp., 1979.
Nyilasi János: A víz. Gondolat, Bp., 1976
Tasnádi Kubacska András-Tildy László: Színes ásványvilág. Bp., 1973.

FELHASZNÁLT IRODALOM

- A közoktatási törvény tervezete, 1991.
 A Nemzeti Alaptanterv (3. változat), 1992.
Dr. Szebenyi Péter (főszerkesztő): Az általános iskolai nevelés és oktatás terve – Kémia 7-8. osztály. Oktatási Minisztérium, 1978.
Kecskés Andrásné-Rozgonyi Jánosné: Kémia az általános iskola 7. osztálya számára. Tankönyvkiadó, Bp., 1985.
 Berzsényi Dániel Tanárképző Főiskola Kémia Tanszéke: Hogyan alapozzunk a kémia tanításában? Szombathely, 1992.
Nyilasi János: Általános kémia. Gondolat, Bp., 1975.
Varga Attila: „A fától nem látják az erdőt” (A kémiai ismeretek tanításának egy új koncepciója 7 és 8. osztályban.) Iskolakultúra, II. évfolyam, 5. szám.
Szent-Györgyi Albert: Az örült majom. Magvető Kiadó, Bp., 1989. 26. oldal
 Szép versek. Magvető Kiadó, Bp., 1982. 338. oldal.

VARGA ATTILA

A reakciósebesség és a kémiai egyensúly tanítása

Mérőkísérletek

Az I. osztályos gimnáziumi tananyag egyik legszebb és legnehezebb részét képezik a kémiai reakciók feltételeivel, a reakciósebességgel, a kémiai egyensúllyal és az egyensúly eltolódásával kapcsolatos fejezetek. Ráadásul az ehhez kapcsolódó tankönyvi anyag (1) nagyon sok buktatót tartalmaz: ilyenek például a reakciósebesség koncentrációfüggését leíró sebességi egyenlet származtatása a reakcióegyenletből, vagy az egyensúlyi állandó fogalmának bevezetése. Mivel a helyes kinetikai és egyensúlyi szemléletet csak mennyiségi alapon lehet kialakítani, ezért úgy döntöttem, hogy ezt a témakört mérőkísérletekre alapozva fogom tanítani.

A kémiai reakciók feltételeit egy nagyon egyszerű és szemléletes modellel, a *gyufa-modellel* (2) tanítottam. A „Hogyan magyaroznátok el a gyufagyújtás lépéseit?” kérdésre válaszolva jutottunk el a kémiai reakciók feltételeinek megfogalmazásához: a részecskéknak ütközniük kell egymással, mégpedig megfelelő térhelyzetben és megfelelő energiával. Az ütközés bekövetkezhet folyadék vagy gáz belsejében, és ekkor beszélünk *ho-*

mogén kémiai reakcióról, vagy két fázis határán, ezek a *heterogén* kémiai átalakulások. Az ütközések energiája kapcsán vezettem be az *aktiválási energia* fogalmát.

A *kémiai reakciók sebessége* témakört egy nagyon gyors (AgNO₃- és KI-oldatok reakciója) és egy lassú (KI-oldat és K₂S₂O₈-oldatok közötti jódképződéssel járó redoxireakció) kémiai átalakulás bemutatásával kezdtem.

A *reakciósebesség* fogalmának tanításakor hivatkoztam a fizikában tanult sebesség-definícióra. A tanultak elmélyítésére és gyakorlására *reakciókinetikai számtási feladatokat* (3) oldottunk meg. Ilyen feladat volt például a reakciósebességgel kapcsolatban a következő: „Mennyi lesz a jódképződés reakciósebessége a $2\text{KI} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 = \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ reakcióban, ha a KI fogyásának reakciósebessége $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$?”

A különböző tényezők (koncentráció, hőmérséklet, idegen anyagok) hatását a reakciósebességre a már ismert *jodid-perszulfát reakció* (4) sebességével kapcsolatos *mérések* során vizsgáltuk. Először azt mutattam be, hogy nátrium-tioszulfát jelenlétében a reakció során képződő jódot csak a tioszulfát teljes mennyiségének oxidációja után észleljük. Mivel a reakció indulásától a jódkeményítő kék színének hirtelen megjelenéséig eltelt időt pontosan tudjuk mérni, ezért ebből – a nátrium-tioszulfát koncentrációjának ismeretében – következtethetünk a reakció sebességére. Ebben az esetben tehát nem az időegység alatt átalakult anyagmennyiséget, hanem egy adott anyagmennyiség átalakulásához szükséges időt határozzuk meg, és ebből következtetünk a reakció sebességére. (Itt hivatkoztam arra a hétköznapi példára, hogy például a futóversenyeken sem úgy mérik a futók sebességét, hogy mondjuk 1 perc alatt ki fut messzebbre, hanem úgy, hogy megméri, ki mennyi idő alatt futja az adott távot.) Ha az egyes kísérletek során mindig azonos mennyiségű tioszulfátot adunk a reakcióelegyhez, akkor a kékülésig eltelt idő (az ún. Landolt-idő) és a reakciósebesség egymással fordított arányban állnak. (Megjegyzem, hogy az itt következő mérésorozat elvégzésére a „klasszikus” Landolt-reakció – a jodát-hidrogén-szulfid reakció – nem alkalmas, mivel abban a hidrogén-szulfid reakciós és jódot fogyasztó anyag is egyben.)

A reakciósebesség és a Landolt-idő kapcsolatának tisztázása után először azt vizsgáltuk meg, hogy miként befolyásolja a reagáló anyagok koncentrációja a reakciósebességet. Előzetesen összeállítottam az 1. táblázatban szereplő reakcióelegyeket.

A reakcióelegyek összetétele a jodid-perszulfát reakció kinetikájának tanulmányozásához

| Sorszám | A oldat* | | B oldat | |
|--------------------|--------------------|------------------------|--|--------------------------------------|
| | 0,2 M KI | 0,2 M KNO ₃ | 0,1 M K ₂ S ₂ O ₈ | 0,1 M K ₂ SO ₄ |
| 1. | 5 cm ³ | 10 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 2. | 10 cm ³ | 5 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 3. | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 4. | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 5 cm ³ | 10 cm ³ |
| 5. | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 10 cm ³ | 5 cm ³ |
| 6. | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 7. ^(a) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 8. ^(b) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 9. ^(c) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 10. ^(d) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 11. ^(e) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |
| 12. ^(f) | 15 cm ³ | 0 cm ³ | 15 cm ³ | 0 cm ³ |

* + 5 cm³ 0,005 M Na₂S₂O₃ + 5 csepp 1 %-os keményítő.

^(a) Jéges vízben; ^(b) szobahőmérsékleten; ^(c) meleg vízben.

^(d) + 0,2 cm³ 0,10 M Na₂SO₃; ^(e) + 0,2 cm³ víz; ^(f) + 0,2 cm³ 0,01 M CuSO₄.

1. táblázat

Az 1-3. reakciókban a kálium-jodid kezdeti koncentrációját változtattam, a kálium-peroxi-diszulfát koncentrációja állandó volt. A tanulókkal csak annyit közöltem, hogy az 1. oldatban a KI koncentrációja c , a 2. oldatban $2c$, a 3. oldatban pedig $3c$. Megadott jelre egy-egy tanuló indította el a reakciókat, a két oldat gyors összekeverésével. Az első padban ülők stopperórával mérték a jódkeményítő kék színének megjelenéséig eltelt időt. A mért reakcióidők a reakcióelegyek sorrendjében: 1. 128 s, 2. 62 s, 3. 41 s. Ezekből az adatokból megállapítottuk, hogy a reakciósebességek a reakcióelegyek sorrendjében: 1. v , 2. $2v$, 3. $3v$, tehát a reakciósebesség *egyenesen arányos* a kálium-jodid koncentrációjával. Hasonló módon vizsgáltuk a másik reaktáns, a kálium-peroxi-diszulfát koncentrációjának hatását is. A 4-6. reakciókban állandó kálium-jodid-koncentráció mellett változtattuk a kálium-peroxi-diszulfát koncentrációját: 4. c , 5. $2c$, 6. $3c$. A mért Landolt-idők: 4. 127 s, 5. 61 s, 6. 39 s. Ennek megfelelően a reakciósebességek: 4. v , 5. $2v$, 6. $3v$, tehát a reakciósebesség a kálium-peroxi-diszulfát koncentrációjával is *egyenesen arányos*. A tapasztalatok alapján írtuk fel a jodid-perszulfát reakció *sebesség* egyenletét: $v = k[\text{KI}][\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8]$. A jodid-perszulfát reakció példája is mutatja, de nem árt külön is hangsúlyozni, hogy a sebességi egyenletet *kísérleti úton* kell meghatározni, és általában nem lehet felírni a reakcióegyenlet alapján. Példaként bemutathatjuk, hogy a $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ reakció sebessége is egyenesen arányos a reagáló anyagok koncentrációjának szorzatával ($v = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$, ugyanakkor a $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ reakció sebessége már igen bonyolult

módon függ a kiindulási anyagok koncentrációjától: $v = \frac{k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{0,5}}{1 + [\text{HBr}]/(k[\text{Br}_2])}$

Fel kell hívnunk a tanulók figyelmét arra is, hogy a sebességi egyenletben nemcsak a reagáló anyagok koncentrációja tükröződik, hanem azok *anyag* minősége is, minthogy a k sebességi állandó minden reakcióra más és más. A tanulók gyakorlásaként a sebességi egyenlet megállapításával kapcsolatos számítási feladatokat készítettem a tanulók számára (3). Példaként bemutatok egyet:

| $[\text{NO}]_0$ mol/dm ³ | $[\text{Cl}_2]_0$ mol/dm ³ | A NOCl-képződés kezdeti sebessége mol/(dm ³ min) |
|--|--|---|
| 0,100 | 0,100 | 0,175 |
| 0,100 | 0,200 | 0,350 |
| 0,100 | 0,300 | 0,525 |
| 0,200 | 0,200 | 1,400 |
| 0,300 | 0,200 | 3,150 |

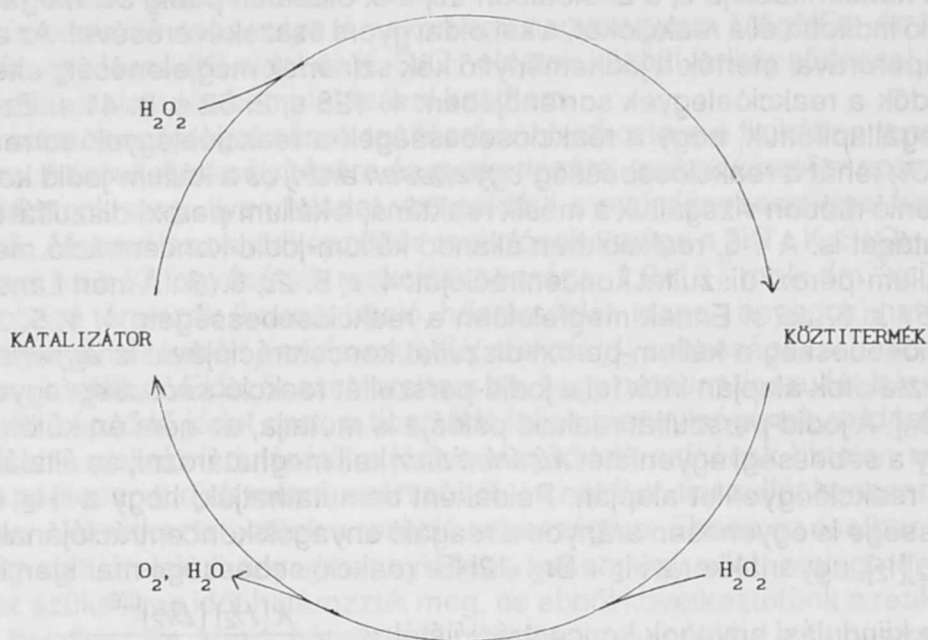
„A $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ reakciót -10°C -on tanulmányozva, a következő adatokat kapták:

- Adjuk meg a reakciósebesség koncentrációfüggését leíró kinetikai egyenletet!
- Számoljuk ki a reakció sebességi állandóját!
- Mennyi lenne a NOCl-képződés kezdeti sebessége, ha a NO kezdeti koncentrációja $0,150\text{ mol/dm}^3$, a Cl_2 kezdeti koncentrációja $0,250\text{ mol/dm}^3$ lenne?
- Számoljuk ki a klórfogyás reakciósebességét, ha NOCl-képződés sebessége $2,24\text{ mol/(dm}^3\text{ min)}$!”

A reakciósebesség hőmérsékletfüggését is a jodid-perszulfát reakció példáján tanítottam. Azonos összetétel mellett (7-9. kísérletek) három különböző hőmérsékleten (jeges vízben, szobahőmérsékleten, forró vízben) mértük meg a Landolt-időket és jutottunk arra a következtetésre, hogy a reakciósebesség *rohamosan nő* a hőmérséklet emelésével.

A reakciósebességet *idegen anyagok* is befolyásolhatják. A jodid-perszulfát reakció alkalmas a *katalízis* és az *inhibíció* szemléltetésére is. Réz-szulfát kis mennyiségének jelenlétében a Landolt-idő lényegesen csökken, a reakciósebesség nő (12. kísérlet). A katalizátorok működési mechanizmusát a *hidrogén-peroxid kobalt-tartarát komplexszel* katalizált reakciójának (5) bemutatásával és értelmezésével tanítottam. A hidrogén-peroxid hatására bekövetkező színváltozás (rózsaszín-zöld-rózsaszín) és gázfejlődés szemléletesen jelzi azt, hogy a katalizátor kémiai kölcsönhatásba lép az átalakítandó anyaggal, ezáltal minősége megváltozik, de a folyamat végén változatlan formában új-

raképződik. A katalitikus reakció lényegét jobban kifejező *körfolyamatot* is felrajzoltam a táblára (1. ábra).



1. ábra

A katalizátorok működését szemléltető körfolyamat sémája

A katalizátorok ipari és biológiai jelentőségének (enzimek) megbeszélése után röviden foglalkoztunk az inhibitorokkal is. A jodid-perszulfát reakciót nátrium-szulfit jelenlétében végrehajtva azt tapasztaltuk, hogy a Landolt-idő jelentősen megnőtt (10. kísérlet). A katalízis és az inhibíció alapvető jelentőségűek a bonyolult kémiai, biokémiai és biológiai folyamatok létrejöttében. Ennek példájára bemutattam egy látványos *oszcillációs reakciót* (6). A körülbelül 5 percen át periodikus színváltozást (színtelen-sárga-kék-színtelen-sárga-kék...) mutató reakció mindig biztos siker.

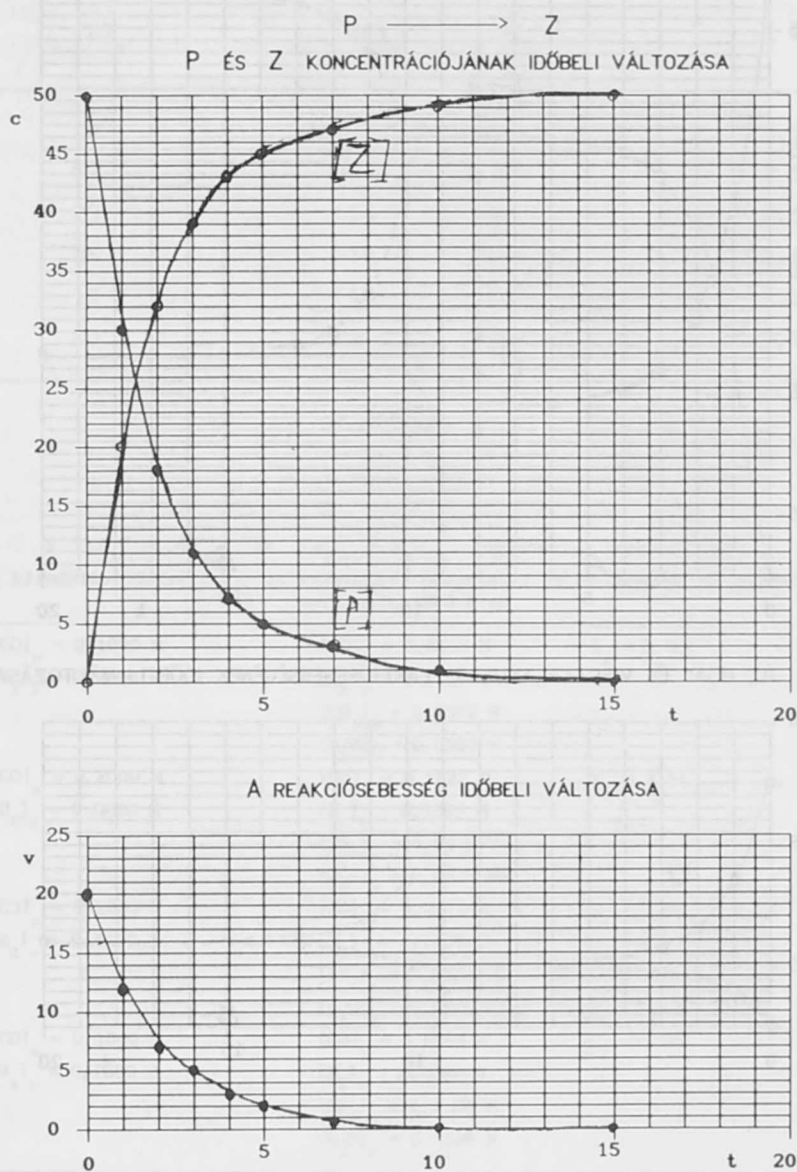
A *kémiai egyensúly* és az egyensúlyi állandó fogalmának kialakítására a *hidrodinamikai modellen* (7) végzett méréseket tartottam a legcélravezetőbbnek. A hidrodinamikai modell nagyon egyszerűen összeállítható. Két azonos térfogatú mérőhenger, két különböző keresztmetszet pipettaszerű üvegcső és színezett víz szükséges hozzá. A kémiai átalakulást a pipettával egyik mérőhengerből a másikba történő folyadékátvitel szimbolizálja. A modell bemutatása után először táblázatosan összefoglaltuk a *modell és valóság kapcsolatát* (2. táblázat).

2. táblázat

A hidrodinamikai modell, mint a kémiai átalakulások dinamikájának szemléltető eszköze

| Valóság | Modell |
|-------------------|---------------------------------|
| Kémiai átalakulás | Hidrodinamikai modell |
| Kiindulási anyag | Piros mérőhenger tartalma |
| Végtermék | Zöld mérőhenger tartalma |
| Koncentráció | Folyadékszint a mérőhengerekben |
| Reakciósebesség | Az átvitt folyadék térfogata |
| Időegység | Egy folyadékátvitel |
| Sebességi állandó | A pipetta keresztmetszete |

Ezután bemutattam, hogy miként változik a kiindulási anyag, a végtermék és az átalakulás sebessége egy egyszerű *egyirányú reakció* során. A modell tanulmányozásakor nyert adatokat előre elkészített diagramban ábrázoltuk, én írásvetítőn, a tanulók a saját diagram-papírjukon (2. ábra).

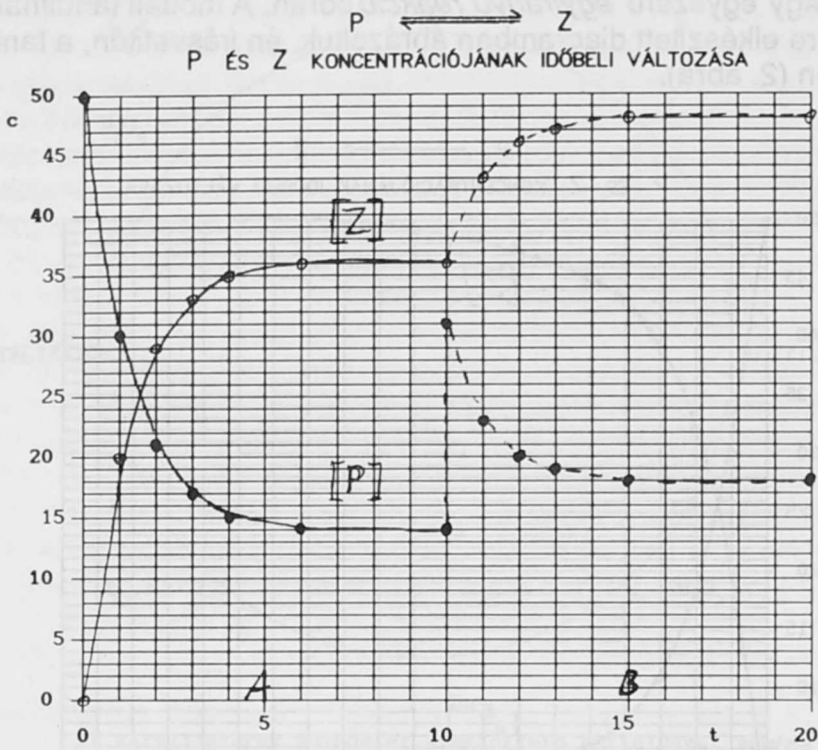


2. ábra

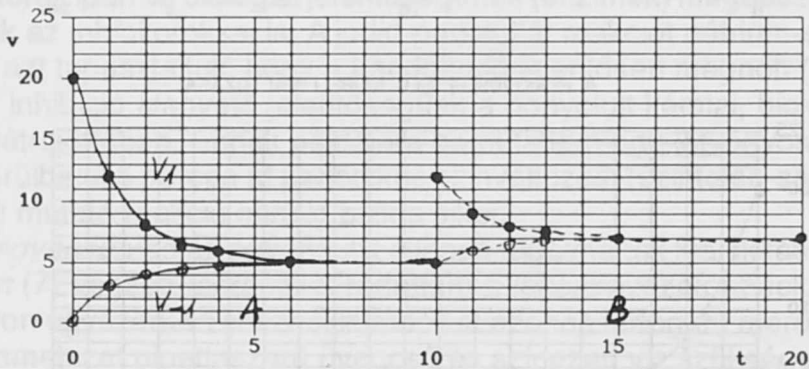
Egyirányú reakció hidrodinamikai modelljének tanulmányozásakor nyert adatok grafikus ábrázolása

Így jutottunk el a 2. ábrán látható görbékhez, és ezek alapján fogalmaztuk meg azt, hogy mi az egyirányú folyamat lényege, és miként változik a koncentráció és a reakciósebesség az egyirányú kémiai átalakulások során.

Ezt követően tanulmányoztuk az *egyensúlyra vezető kémiai folyamatok* dinamikáját. A mérések során nyert koncentráció-idő és reakciósebesség-idő értékpárokat a 3. ábrán látható módon (A) ábrázoltuk. A görbék elemzése után fogalmaztuk meg a kémiai egyensúly legfontosabb jellemzőit: a koncentrációk változatlanságát és a két ellentétes irányú reakció sebességének azonosságát. A különböző kiindulási feltételek esetén végzett mérések azonban azt mutatták (3. táblázat), hogy az egyes anyagok egyensúlyi koncentrációjával nem lehet egyértelműen jellemezni a kialakult egyensúlyt, de az egyensúlyi koncentrációk megfelelő hányadosával igen. Így jutottunk el az *egyensúlyi állandó* fogalmához. A hidrodinamikai modellen nyert tapasztalatokat célszerű egy konkrét kémiai reakció esetében is megvizsgálni. Erre alkalmas lehet például a szén-monoxid és



AZ ODA- ÉS VISSZAALAKULÁS REAKCIÓSEBESSÉGÉNEK IDŐBELI VÁLTOZÁSA



Egyensúlyra vezető reakció hidrodinamikai modelljének vizsgálatokor kapott adatok grafikus ábrázolása

3. ábra

a hidrogén közötti metánképződéssel járó egyensúlyra vezető gázreakció adatainak (8) tanulmányozása (4. táblázat). Az egyensúlyi állandó fogalmának elmélyítésére jól tudtam használni a *számítási feladatokat* (9) is.

A *kémiai egyensúly eltolása* a koncentrációváltozás hatására szintén jól szemléltethető a hidrodinamikai modellel. A korábban kialakult egyensúlyt (3. ábra, A) a kiindulási anyag „koncentrációjának” növelésével zavartuk meg, és vizsgáltuk, hogy milyen változások következnek be az állandó oda- és visszaalakulás sorári. A kapott adatok (3. ábra, B) jól mutatják, hogy a kiindulási anyag koncentrációjának növelése olyan új egyensúlyi állapotot eredményez, amelyben a termék koncentrációja az egyensúlyi helyzetéből kibillentett rendszer állapotához képest jelentősen megnőtt, a zavarás során megnövelt koncentráció pedig csökkent. Ezt úgy szoktuk megfogalmazni, hogy a kiindulási anyag koncentrációjának növelése a termék képződése, azaz a felső nyíl irányába tolja el az egyensúlyt. Ezek után bemutattam egy egyensúlyra vezető valódi kémiai reakciót, a *biz-*

Az egyensúlyra vezető kémiai reakció hidrodinamikai modelljének tanulmányozása során nyert kiindulási és egyensúlyi adatok
(P \rightleftharpoons Z)

| [P] _o | [Z] _o | [P] _e | [Z] _e | $K = \frac{[Z]_e}{[P]_e}$ |
|------------------|------------------|------------------|------------------|---------------------------|
| 50 | 0 | 14 | 36 | 2,57 |
| 0 | 50 | 14 | 36 | 2,57 |
| 25 | 25 | 14 | 36 | 2,57 |
| 30 | 36 | 18 | 48 | 2,67 |
| 50 | 19 | 19 | 50 | 2,63 |
| 20 | 20 | 11 | 29 | 2,64 |

3. táblázat

A $\text{CO}_{(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ egyensúlyi reakció adatai
A kiindulási összetétel, az egyensúlyi összetétel és az egyensúlyi állandó kapcsolata 1200 K-en

| | | |
|-------------------------------------|---|--------------|
| $[\text{CO}]_o = 0,1000 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,0613 \text{ M}$ | $K_c = 3,93$ |
| $[\text{H}_2]_o = 0,3000 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,1839 \text{ M}$ | |
| | $[\text{CH}_4]_e = 0,0387 \text{ M}$ | |
| | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0387 \text{ M}$ | |
| $[\text{CO}]_o = 0,2000 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,1522 \text{ M}$ | $K_c = 3,91$ |
| $[\text{H}_2]_o = 0,3000 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,1566 \text{ M}$ | |
| | $[\text{CH}_4]_e = 0,0478 \text{ M}$ | |
| | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0478 \text{ M}$ | |
| $[\text{CO}]_o = 0,1000 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,0479 \text{ M}$ | $K_c = 3,92$ |
| $[\text{H}_2]_o = 0,4000 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,2437 \text{ M}$ | |
| | $[\text{CH}_4]_e = 0,0521 \text{ M}$ | |
| | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0521 \text{ M}$ | |
| $[\text{CO}]_o = 0,1000 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,0894 \text{ M}$ | $K_c = 3,94$ |
| $[\text{H}_2]_o = 0,1000 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,0683 \text{ M}$ | |
| | $[\text{CH}_4]_e = 0,0106 \text{ M}$ | |
| | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0106 \text{ M}$ | |

A vízgőz eltávolításának hatása az egyensúlyra 1200 K-en

| Egyensúlyi összetétel: | Összetétel a vízgőz eltávolítása után: | Összetétel az új egyensúlyban: |
|---|--|---|
| $[\text{CO}]_e = 0,0613 \text{ M}$ | $[\text{CO}] = 0,0613 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,0491 \text{ M}$ |
| $[\text{H}_2]_e = 0,1839 \text{ M}$ | $[\text{H}_2] = 0,1839 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,1473 \text{ M}$ |
| $[\text{CH}_4]_e = 0,0387 \text{ M}$ | $[\text{CH}_4] = 0,0387 \text{ M}$ | $[\text{CH}_4]_e = 0,0509 \text{ M}$ |
| $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0387 \text{ M}$ | $[\text{H}_2\text{O}] = 0$ | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0122 \text{ M}$ |

Az egyensúlyi állandó hőmérsékletfüggése ($Q = -206,2 \text{ kJ/mol}$)

| | | | | |
|-------------------------------|---------------------|-------------------|------|------|
| Hőmérséklet K-ben: | 298 | 800 | 1000 | 1200 |
| Egyensúlyi állandó (K_c): | $4,9 \cdot 10^{27}$ | $1,38 \cdot 10^5$ | 254 | 3,92 |

A nyomás kétszerezésének hatása az egyensúlyi összetételre 1200 K-en

| Egyensúlyi összetétel p nyomáson: | Egyensúlyi összetétel 2p nyomáson: |
|---|---|
| $[\text{CO}]_e = 0,0613 \text{ M}$ | $[\text{CO}]_e = 0,0495 \text{ M}$ |
| $[\text{H}_2]_e = 0,1839 \text{ M}$ | $[\text{H}_2]_e = 0,1485 \text{ M}$ |
| $[\text{CH}_4]_e = 0,0387 \text{ M}$ | $[\text{CH}_4]_e = 0,0505 \text{ M}$ |
| $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0387 \text{ M}$ | $[\text{H}_2\text{O}]_e = 0,0505 \text{ M}$ |

4. táblázat

mut-klorid hidrolízisét (4). A látvány (a bizmut-oxiklorid csapadék kiválása majd feloldódása) és a reakcióegyenlet alapján a tanulók értelmezték a víz és a sósav hatását a bizmut-klorid hidrolízisére, alkalmazva a hidrodinamikai modell vizsgálata során nyert tapasztalatokat. A tanultak elmélyítésére itt is nagyon jól lehet használni a 4. táblázat adatait és a számítási feladatokat.

A hőmérséklet hatását a kémiai egyensúlyra a *kobalt-klorid vizes-alkoholos oldatának* reverzibilis színváltozásával (10) szemléltettem. A tapasztaltak alapján a tanulóknak kellett megválaszolniuk azt a kérdést, hogy melyik anyagnak nagyobb a belsőenergiája, a rózsaszín $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ -ionnak, vagy a kék színű $[\text{Co}(\text{alk})_2\text{Cl}_2]$ -nak? Az egyensúlyi állandó hőmérsékletfüggésének és a reakcióhőnek a kapcsolatát jól szemléltetik a 4. táblázat adatai is. A kémiai egyensúly nyomásfüggését *hétköznapi tapasztalatokra* (dugattyú, léggömb) és a 4. táblázat adataira hivatkozva tanítottam. A témakört a *Le Chatelier-elv* pontos megfogalmazásával (11) és iparilag is fontos folyamatokra (ammóniaszintézis, kéntrioxidgyártás, metánelőállítás hidrogénből és szén-monoxidból) való alkalmazásával zártam.

A reakciósebesség és a kémiai egyensúly témakörének itt bemutatott feldolgozását hét tanórán, két párhuzamos első osztályban, egy-egy alkalommal volt lehetőségem kipróbálni. Tapasztalataim azt mutatják, hogy ezt a feldolgozási módot a tanulók élvezetesnek tartották. Meggyőződésem, hogy az órákon elvégzett mérések, a mérési eredmények értékelése nagyban hozzájárult a tanulók mennyiségi szemléletének fejlesztéséhez, a tudományos megismerés alapjainak elsajátításához és nem utolsósorban a reakciókinetikai és egyensúlyi fogalmak mélyebb megértéséhez.

JEGYZETEK

- (1) Boksay Z., Török F., Pintér I.-né, Balázs L.-né: Kémia a gimnázium I. osztálya számára. Tankönyvkiadó, Budapest, 1982.
- (2) Beck M.: Magyar Kémikusok Lapja, 46, (1991) 96.
- (3) Tóth Z.: Számítási feladatok a reakciókinetika tanításához. „Módszerek és eljárások” (Szerk.: Dr. Kónya J.-né), 7. kötet, KLTE, Debrecen, 1992.
- (4) Tóth Z., Király R.: Demonstrációs kísérletek a fizikai kémia, valamint az általános és szervetlen kémia tanításához. „Demonstrációs kísérletek” (Szerk.: Dr. Patonay T.), KLTE, 1984.
- (5) Tóth Z., Gáspár V.: A kémia tanítása, 22 (1983) 178.
- (6) Gáspár V., Tóth Z.: A kémia tanítása, 21 (1982) 18.
- (7) Tóth Z., Grónásné Endrész M.: A kémia tanítása, 23 (1984) 57.
- (8) Ebbing D.D.: General Chemistry, Houghton Mifflin Co., Boston, 1984.
- (9) Villányi A.: Ötösöm lesz kémiából (Példatár), Novotrade, Budapest, 1990.
- (10) Tóth Z., Grónásné Endrész M.: A kémia tanítása, 21 (1982) 136.
- (11) Bányai I.: A kémia tanítása, 20 (1981) 141., 161.

TÓTH ZOLTÁN