

DR. TÓTH ZOLTÁN  
egyetemi adjunktus,

Kossuth Lajos Tudományegyetem Fizikai-Kémiai Tanszéke, Debrecen

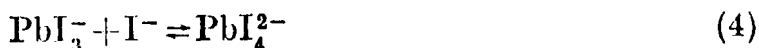
DR. GÁSPÁR VILMOS  
tudományos segédmunkatárs

## Látványos kémiai kísérletek

### 1. Csapadékkiválás hígítás hatására [1]

Készítsünk 0,1 M-os  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ -oldatot (10  $\text{cm}^3$  oldathoz mérjünk be 0,33 g ólom-nitrátot) és kb. ötször annyi mennyiségű 3 M-os KI-oldatot (pl. 50  $\text{cm}^3$  oldathoz mérjünk be 25 g KI-ot)! Töltsünk egy kémcsőbe kb. 1  $\text{cm}^3$   $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ -oldatot, majd fokozatosan annyi KI-oldatot, hogy az eleinte képződő sárga csapadék éppen feloldódjék (ez kb. 3  $\text{cm}^3$  oldat hatására következik be)! Ezután öntsünk az oldathoz kb. 2  $\text{cm}^3$  vizet; a sárga csapadék ismét kiválik! (Ha ezek után a csapadékos oldatot átöntjük egy nagy főzőpohárba, akkor további — kb. 800—900  $\text{cm}^3$  — víz hatására ismét feloldódik a csapadék.)

A jelenség értelmezéséhez tekintsük az ólom(II)ionok és a jodidionok között vizes közegben végbemenő komplexképződési reakciókat:



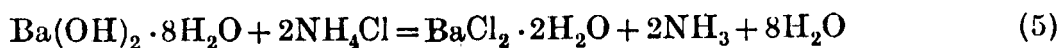
Ezen egyenleteknek megfelelően az ólom(II)ion—jodidion rendszerben az ólomionok ötféle komplex formájában fordulhatnak elő. Ezeknek a komplexeknek a teljes ólomion-koncentrációra vonatkozó relatív koncentrációja függ az oldat jodidion-koncentrációjától. Így a jodidion-koncentráció növelésével először az  $\text{PbI}^+$ , majd a vízben rosszul oldódó  $\text{PbI}_2$  relatív koncentrációja ér el maximumot. Tovább növelve a jodidion-koncentrációt a csapadék feloldódik, ugyanis ekkor a  $\text{PbI}_3^-$  és a  $\text{PbI}_4^{2-}$  vízben jól oldódó komplexek relatív koncentrációja nő meg. Hígítás hatására csökken a jodidion-koncentráció és az előbbivel ellentétes folyamat (az ólom-jodid-komplexek disszociációja) indul meg. Így ismét eljuthatunk egy olyan állapothoz, amikor megint a  $\text{PbI}_2$  relatív koncentrációja lesz maximális, s ez csapadékkiváltást okoz. Nagyon sok víz hatására az ólom-akva- és az  $\text{PbI}^-$ -komplexionok koncentrációja nő meg; a csapadék feloldódik.

## 2. Szilárd fázisú reakció [2]

Az oldat- és gázfázisú reakciókhoz képest viszonylag kisebb a szilárd fázisban végbemenő kémiai reakciók száma. Ezek többsége is általában lassan végbemenő szerkezeti átalakulás vagy bomlás (pl. heterogén katalizátorok „örege-dése”). A következőkben egy olyan egyszerű reakciót írunk le, amely két szilárd anyag között megy végbe, s a reakció végbemenetelének jól észlelhető jelei vannak.

Mérjünk egy pohárba 3,2 g  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ -ot, egy másikba pedig 1,1 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -ot (vagy 1,7 g  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ -ot, vagy 1,6 g  $\text{NH}_4\text{SCN}$ -ot)! Öntsük össze az előzetesen jól elporított anyagokat, és egy üvegbottal alaposan keverjük össze! Néhány másodperc múlva ammóniaszagot érzünk, és pár perc múlva a pohár jelentős mértékben lehűl.

Az összekeverés után a következő endoterm kémiai reakció játszódik le:



A 25 °C-ra vonatkozó reakcióhő értéke: +63,8 kJ, s ez okozza a nagy mértékű lehűlést (nagyobb anyagmennyiségekkel kb. 50 °C-os hőmérsékletcsökkenés is elérhető). A reakció ennek ellenére önként végbemegy, mert a nagy entrópia-növekedés (25 °C-on  $369 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ ) miatt a folyamat szabadentalpia-csökkenéssel jár (a standard szabadentalpia-változás:  $-47,5 \text{ kJ}$ ). A reakció nemcsak a szilárd fázisú reakciók szemléltetésére alkalmas, hanem egyik legszebb példája az önként végbemenő endoterm folyamatoknak is.

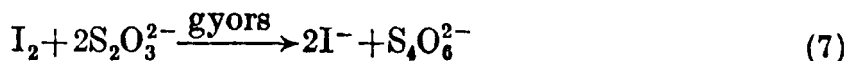
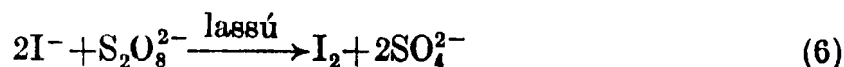
## 3. Jódképződés Landolt-reakcióban („órareakció”) [3]

Az egyszerű kémiai reakciókban a termékek koncentrációjának időbeni változása mindig monoton. Bonyolultabb reakciórendszerek esetén elérhető, hogy pl. az egyik termék koncentrációja az időben ugrásszerűen változzék.

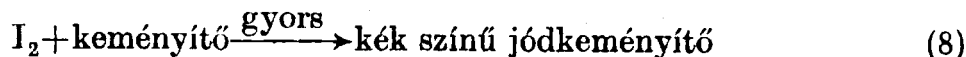
Ilyen jelenséget tapasztalunk akkor, ha a jodidionok és a peroxi-diszulfátionok közötti jódképződéssel járó redoxidreakciót úgy hajtjuk végre, hogy a reakcióelegyhez kis mennyiségű tioszulfátot adunk, ami gyorsan elfogyasztja a reakció elején képződő jódot.

Mérjünk egy 50 cm<sup>3</sup>-es főzőpohárba 20 cm<sup>3</sup> 0,1 M-os KI-oldatot, 3cm<sup>3</sup> 0,005 M-os Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-oldatot és 0,2 cm<sup>3</sup> 2 %-os keményítőoldatot! Öntsünk az elegyhez 20 cm<sup>3</sup> 0,1 M-os K<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>-oldatot és gyorsan keverjük össze a reakcióelegyet! Kb. 30 másodperc múlva az oldat pillanatszerűen kék színű lesz.

A végbemenő reakciók egyenlete:



majd a tioszulfát elfogyása után:



A kék szín megjelenéséhek ideje — egy adott, és minden kísérletben állandó tioszulfátkoncentráció esetén — fordítva arányos a (6) reakció sebességével, így annak meghatározására, valamint a reaktánsok (I<sup>-</sup>, S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>) és alkalmas katalizátorok (pl. Cu<sup>2+</sup>) koncentrációjától, illetve a hőmérséklettől való függésének vizsgálatára alkalmas [3].

#### 4. Periodikus színváltozás rázás hatására („kék-lombik reakció”) [4]

Oldjunk fel egy lombikban 50 cm<sup>3</sup> vízben 1 g NaOH-ot, 2 g glükózt és 1—2 mg metilénkék indikátort (vagy néhány tized cm<sup>3</sup> 1 %-os alkoholos metilénkék-oldatot) [5]. Oldódás után hagyjuk a kék színű oldatot nyugodni, amely így néhány másodperc múlva elszíntelenedik. Rázzuk össze ezután az oldatot — ismét kék színű lesz! Ezt a műveletet sokszor megismételhetjük.

Bár a reakció pontos mechanizmusa még ismeretlen, valószínű, hogy a következő folyamatok mennek végbe: A glükóz lúgos közegben oxidálódik, s ezt az oxidációt a metilénkék katalizálja azáltal, hogy oxidált (kék) formája oxidálja a glükózt és redukált (színtelen) metilénkék lesz, amely a vízben oldott oxigén hatására ismét kék színű formává alakul. Amikor az oldat nyugalomban van, akkor a metilénkék redukciója gyorsabb, mint az oxidációja, mivel az utóbbit az oxigénnek a nyugalomban levő oldatban történő lassú diffúziója szabja meg; s így az oldat színtelen lesz. Rázás hatására az oxigén oldódása, s ezzel együtt a metilénkék oxidációja meggyorsul, és gyorsabb lesz mint a metilénkék redukciója; az oldat színe kék lesz. A folyamat mindaddig megy, amíg a glükóz teljes mennyisége el nem oxidálódott.

#### 5. Katalizátorok működésének szemléltetése

Oldjunk fel 0,4 g C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O-ot 10 cm<sup>3</sup> vízben és 8 g kálium-nátrium-tartarátot (Seignette-féle só) 100 cm<sup>3</sup> vízben, majd az oldatokat keverjük össze egy kb. félliteres főzőpohárban és melegítsük fel kb. 60—70 °C-ra! A meleg, piros színű oldathoz öntsünk 50 cm<sup>3</sup> 6 %-os H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-oldatot! Néhány másodperc múlva az oldat színe pirosról szürkésbarnán keresztül zöldre változik, és intenzív gázfejlődés indul meg. Pár perc múlva a gázfejlődés megáll, és a reakcióelegy színe ismét piros lesz. Újabb néhány cm<sup>3</sup> H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>-oldat hatására ismét megindul a gázfejlődés és ezzel egyidőben zöld lesz az oldat, majd a gázfejlődés megszűnésekor megint visszakapjuk a piros színű oldatot.

A folyamatot, bonyolultsága és máig sem pontosan tisztázott volta ellenére is felfoghatjuk úgy, mint a  $\text{H}_2\text{O}_2$  kobalt(II)-tartarát-komplexekkel katalizált bomlását. A kísérletekből látható, hogy a hidrogén-peroxid bomlása (gázfejlődés) csak akkor indul meg, amikor az oldat színének változása (pirosról zöldre) jelzi, hogy a katalizátor és a hidrogén-peroxid egymással reakcióba léptek. A reakció végén — amikor a  $\text{H}_2\text{O}_2$  teljes mennyisége elbomlott — újra piros lesz az oldat jelezve azt, hogy a katalizátor változatlan formában újraképződött. Ezt — mármint a  $\text{H}_2\text{O}_2$  teljes mennyiségének elbomlását és a katalizátor újraképződését — bizonyítja a kísérlet második része, amikor is újabb  $\text{H}_2\text{O}_2$  hatására ismét kiváltható az előbbi jelenség.

Ez a kísérlet lehetővé teszi annak demonstrálását is, hogy a katalizátorok nem örök életűek, hanem a reakció közben, valamilyen melléreakció során előbb-utóbb elvesztik hatékonyságukat. Ha ugyanis az előbbi oldathoz kellően sok  $\text{H}_2\text{O}_2$ -ot adunk, akkor elérhetjük azt, hogy a gázfejlődés megszűnte után már nem lesz piros az oldat, azaz a katalizátor nem képződik újra. Ebben a rendszerben ugyanis a hidrogén-peroxid bomlásával párhuzamosan végbe megy a tartarát oxidációja is, ami a kobalt(II)-tartarát-komplex (a katalizátor) bomlásához vezet.

Ezt a reakciót már többen javasolták a katalízis szemléltetésére [6, 7, 8], egymásnak ellentmondó, alapjaiban hibás magyarázatokkal.