

# LI OLIMPIADA CHEMICZNA

KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ (Warszawa)

## ETAP III

### ZADANIA LABORATORYJNE



### ZADANIE LABORATORYJNE 1

#### *Analiza mieszaniny węglowodanu i kwasu w produktach naturalnych*

W analizie produktów pochodzenia naturalnego, obok substancji takich jak węglowodany, oznacza się różne kwasy organiczne. Proces wydzielania kwasów z ekstraktów roślinnych polega na wiązaniu ich w trudno rozpuszczalne w wodzie sole wapniowe za pomocą nadmiaru węglanu wapnia. W naczynku wagowym opisanym literą **P** i numerem startowym, znajduje się mieszanina **GLUKOZY** i **SZCZAWIANU WAPNIA**, zanieczyszczona **WĘGLANEM WAPNIA**.

Dysponujesz następującymi roztworami:

1.  $\text{KMnO}_4$ , roztwór mianowany o stęż.  $0,02 \text{ mol/dm}^3$
2.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o stęż.  $2 \text{ mol/dm}^3$
3.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , roztwór mianowany o stęż.  $0,1000 \text{ mol/dm}^3$
4. kwas solny o stężeniu 25%
5. wodny roztwór skrobi o stęż. 1% (wskaźnik)
6. KI – wodny roztwór o stęż. 20%
7. Odczynnik Luffa-Schoorla, przygotowany przez zmieszanie w kolbie miarowej o pojemności  $1 \text{ dm}^3$ , roztworów zawierających ok. 0,1 mola siarczanu(VI) miedzi(II), 0,25 mola kwasu cytrynowego i 1,3 mola węglanu sodu i dopełnienie wodą do kreski.

Na Twoim stanowisku znajdują się ponadto: biureta, kolba miarowa o poj.  $250 \text{ cm}^3$ , dwie pipety jednomiarowe o poj. 25 i  $50 \text{ cm}^3$ , 2 kolby stożkowe, mały lejek, lejek ilościowy, sącdek średniej

gęstości, pipety wielomiarowe o poj. 10 i 25 cm<sup>3</sup>, tryskawka z wodą destylowaną, zlewka i bagietka szklana.

## **PRZEPISY WYKONAWCZE:**

### ***Oznaczanie cukrów prostych metodą Luffa-Schoorla***

Do kolby stożkowej o poj. 300 cm<sup>3</sup> dodać 25,00 cm<sup>3</sup> roztworu cukru i 25,00 cm<sup>3</sup> odczynnika Luffa-Schoorla. Wrzucić kamyki wrzenne, po czym u wylotu kolby umieścić mały lejek. Na płytce grzejnej ogrzać roztwór do wrzenia i gotować przez 10 min, po czym natychmiast ostudzić pod strumieniem zimnej wody.

Po całkowitym ostudzeniu dodać 10 cm<sup>3</sup> roztworu jodku potasu, a następnie ostrożnie (ze względu na pienie się roztworu) 25 cm<sup>3</sup> roztworu kwasu solnego. Odmiareczkować wydzielony jod mianowanym roztworem tiosiarczynu sodu, dodając pod koniec miareczkowania 2 cm<sup>3</sup> roztworu skrobi. Miareczkować do zaniku granatowego zabarwienia.

W praktyce analiza ta wymaga wykonania dodatkowo tzw. „próby odczynnikowej”, w której zamiast badanego roztworu cukru dodaje się 25 cm<sup>3</sup> wody destylowanej i z której oblicza się dokładne stężenie miedzi w odczynniku Luffa-Schoorla. Ze względów czasowych nie wykonujesz próby odczynnikowej, a w obliczeniach uwzględniasz PODANĄ wartość stężenia miedzi w odczynniku Luffa-Schoorla wynoszącą:

$$c_{\text{Cu(II)}} = 0,1000 \text{ mol/dm}^3$$

### **Oznaczanie kwasu szczawiowego (szczawianów)**

Próbkę zawierającą szczawian wapnia spłukać na dno zlewki niewielką ilością wody, dodać ok. 50 cm<sup>3</sup> gorącego kwasu siarkowego i ewentualnie ogrzać do rozpuszczenia osadu. Zawartość zlewki należy ochłodzić, rozcieńczyć wodą do 100 – 150 cm<sup>3</sup>, przenieść ilościowo do kolby miarowej i uzupełnić wodą do kreski. Pobrać odpowiednią część (50 cm<sup>3</sup>) do analizy. Próbkę ogrzać i miareczkować gorący roztwór kwasu szczawiowego mianowanym roztworem KMnO<sub>4</sub>,

dodając początkowo titrant po jednej kropli. Miareczkowanie zakończyć po uzyskaniu bladoróżowego zabarwienia.

**WAŻNA INFORMACJA!** Reakcja utlenienia cukrów nie przebiega w sposób stechiometryczny. Empiryczny przelicznik (wyznaczony doświadczalnie, różniący się od stechiometrycznego) liczby milimoli miedzi na miligramy cukru wynosi 22,6 (tzn. 1 mmol Cu(II) reaguje z 22,6 mg cukru).

**POLECENIA:**

1. Korzystając z przedstawionych przepisów, przedstaw plan analizy i opisz **krótko** czynności niezbędne do jej przeprowadzenia. Podaj równania przebiegających reakcji
2. Oznacz i podaj zawartą w próbce masę glukozy
3. Oznacz i podaj zawartą w próbce masę kwasu szczawiowego
4. Wyjaśnij, dlaczego jony miedzi, pozostałe w roztworze po utlenianiu cukrów nie reagują z jonami jodkowymi bez dodatku kwasu solnego? Potencjały standardowe:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^0 = 0,17 \text{ V}, \quad E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = 0,54 \text{ V}.$$

5. Odstaw na 10 minut roztwór po zmiareczkowaniu tiosiarczanem. Wyjaśnij, co jest przyczyną, że roztwór staje się ponownie granatowy.

## ZADANIE LABORATORYJNE 2

### *Analiza jakościowa składników stali stopowych*

W próbkach oznaczonych nr 1-7 znajdują się wodne roztwory pojedynczych substancji z podanej niżej listy:

**1. kwas askorbinowy**

**2. nadtlenuk wodoru**

**5. siarczan(VI) tytanu(IV)**

**6. sól zawierająca jony potasu**

**3. molibdenian amonu****7. sól zawierająca jony żelaza(III)****4. krzemian(IV) sodu**

Molibden, tytan i krzem stanowią domieszki stali (od ułamka procenta do kilku procent), nadając jej pożądane właściwości. Pozostałe substancje występują tu w charakterze odczynników analitycznych.

- ◇ Roztwór soli potasu ma stężenie  $1 \text{ mol/dm}^3$ . Stężenie pozostałych substancji w roztworach jest różne i nie przekracza wartości  $0,05 \text{ mol/dm}^3$ .
- ◇ Roztwory zawierające jony metali (poza roztworem zawierającym sól potasu) oraz roztwór molibdenianu amonu są zakwaszone kwasem siarkowym, aby zapobiec hydrolizie lub umożliwić oznaczanie danym zestawem odczynników.
- ◇ Roztwór krzemianu sodu ma stężenie bardzo małe (ok.  $10^{-4} \text{ g/cm}^3$ ), dzięki czemu **kwas krzemowy nie wypada z roztworu** mimo zakwaszenia.
- ◇ Aniony soli potasu i żelaza(III) są jednowojemne; jeden z nich zawiera m.in. azot, a drugi chlor.

Na stanowisku znajduje się 10 pustych probówek, 2 pipetki z polietylenu (lub pipety Pasteura) do odmierzania roztworów i tryskawka z wodą destylowaną. Masz także do dyspozycji uniwersalne papierki wskaźnikowe.

**WAŻNA INFORMACJA!** Tytan tworzy jony, które z nadtlaniem wodoru tworzą charakterystyczny, żółtopomarańczowy kompleks nadtlenny. Jony drugiego z metali, stosowanego jako dodatek do stali szybko tnących, tworzą z nadtlaniem wodoru żółtawe zabarwienie pochodzące od połączenia nadtlennego.

**POLECENIA:**

1. Podaj krótki plan analizy umożliwiający identyfikację substancji
2. Przeprowadź odpowiednie reakcje krzyżowe i zidentyfikuj substancje znajdujące się w oznaczonych numerami probówkach

3. Podaj uzasadnienie identyfikacji oraz równania reakcji (w postaci jonowej). Przy zapisie równań reakcji zaznacz, jakich probówek te reakcje dotyczą.

**Uwaga!** Gospodaruj oszczędnie wydanymi roztworami, bierz do badań niewielkie porcje roztworu. Pamiętaj, by identyfikacja przeprowadzona została w sposób jednoznaczny.

# LI OLIMPIADA CHEMICZNA

KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ (Warszawa)

## ETAP III



## Rozwiązania zadań laboratoryjnych

### ROZWIĄZANIE ZADANIA LABORATORYJNEGO 1

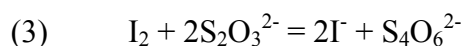
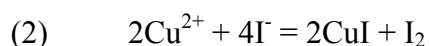
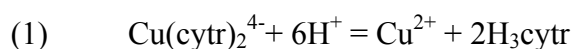
#### 1. Plan analizy

- a) Oddzielenie glukozy od szczawianu i węglanu wapnia.

Glukoza, w odróżnieniu od węglanu i szczawianu wapnia jest dobrze rozpuszczalna w wodzie. Oddzielenie glukozy należy wykonać przez rozmieszanie próbki z wodą, pozostawienie na pewien czas w celu sklarowania roztworu, przesączenie przez sącdek średniej gęstości i przemycie wodą. Na sączku pozostają węglan i szczawian wapnia, w przesączu jest roztwór glukozy.

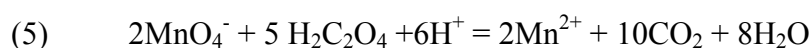
- b) Oznaczanie glukozy

Przesącz należy przenieść do kolby miarowej i uzupełnić do kreski wodą. Pobrać 25 cm<sup>3</sup> tego roztworu i oznaczyć glukozę zgodnie z podanym przepisem oznaczania cukrów prostych. Reakcja nie jest stechiometryczna, stąd konieczność wprowadzenia empirycznego przelicznika liczby milimoli miedzi na miligramy cukru. Nieprzereagowane z cukrami jony miedzi(II) reagują z jodkami po zakwaszeniu roztworu wydzielając jod, który odmiareczkowuje się tiosiarczanem wobec skrobi, zużywając  $V_{\text{tiosiarcz}}$  ml titranta. Z różnicy liczby moli miedzi(II) dodanej do próbki oraz oznaczonej w wyniku miareczkowania tiosiarczanem znajduje się tę ilość Cu(II), która przereagowała z glukożą. Zachodzą reakcje:



gdzie **cytr** – anion cytrynianowy

c) Oznaczenie kwasu szczawiowego. Osad z sącza można spłukać wodą do zlewki, w której rozpuszczano próbkę, sącze przemyć 50 ml gorącego kwasu siarkowego a następnie wodą. Mieszaninę ogrzać w celu rozpuszczenia osadu szczawianu wapnia. Roztwór przenieść do kolby miarowej, pobrać pipetą miarową odpowiednią porcję roztworu (np. 50,00 cm<sup>3</sup>) ogrzać do wrzenia i oznaczyć kwas szczawiowy zgodnie z podanym przepisem. W środowisku kwaśnym manganian(VII) potasu utlenia jony szczawianowe do CO<sub>2</sub>, redukując się do jonów Mn<sup>2+</sup>. Zachodzą reakcje:



2. Ze stechiometrii reakcji (2) i (3) wynika, że **liczba moli miedzi** oznaczanej w reakcji z jodkami jest równa liczbie moli tiosiarczanu, zużytego na zmiareczkowanie wydzielonego w reakcji (2) jodu. Natomiast reakcja utleniania 22,6 mg glukozy (INFORMACJA O NIESTECHIOMETRYCZNOŚCI REAKCJI) wymaga użycia 1 milimola miedzi. Można zapisać:

$$m_{\text{glu}} = n_{\text{Cu(II)zuż}}[\text{mmol}] \times 22,6[\text{mg/mmol}] = (n_{\text{Cu(II)wyjsc}} - n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3\text{cuk}}) \times 22,6$$

$$\text{ponieważ } n_{\text{Cu(II)wyjsc}} = 25 [\text{cm}^3] \cdot 0,1000 [\text{mol/dm}^3] = 2,5 [\text{mmol}]$$

$$m_{\text{glu}} [\text{mg}] = (2,5 - n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3\text{cuk}}) [\text{mmol}] \times 22,6 [\text{mg/mmol}]$$

$$m_{\text{glu}} [\text{mg}] = (2,5 [\text{mmol}] - c_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} [\text{mmol/cm}^3] \cdot V_{\text{tiosiarcz.}} [\text{cm}^3]) \times 22,6 [\text{mg/mmol}]$$

uwzględniając, że do oznaczania brano 1/10 część próbki, całkowita masa glukozy wyniesie

$$m_{\text{glu\_całk}} [\text{mg}] = 10 \cdot m_{\text{glu}} [\text{mg}]$$

3. Ze stechiometrii reakcji wynika, że z 1 mola **szczawianu wapnia** powstaje 1 mol kwasu szczawiowego, natomiast 5 moli kwasu szczawiowego reaguje z dwoma molami KMnO<sub>4</sub>.

$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} [\text{mmol}] = 5 \cdot V_{\text{KMnO}_4} [\text{cm}^3] \cdot c_{\text{KMnO}_4} [\text{mmol/cm}^3] / 2$$

$$m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} [\text{mg}] = n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} [\text{mmol}] \cdot M_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} [\text{mg/mmol}]$$

Uwzględniając fakt, że do oznaczania brano 1/5 część próbki, całkowita masa kwasu szczawiowego wyniesie

$$m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ calk}} [\text{mg}] = 12,5 \cdot V_{\text{KMnO}_4} [\text{cm}^3] \cdot c_{\text{KMnO}_4} [\text{mmol/cm}^3] \cdot M_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} [\text{mg/mmol}]$$

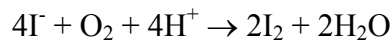
4. Z porównania potencjałów standardowych wynika, że miedź(II) nie powinna utleniać jonów jodkowych do jodu. Jednak w wyniku wytrącania trudno rozpuszczalnego CuI potencjał układu

$$E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^0 + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]}$$

ulega zwiększeniu i miedź(II) utlenia jodki do jodu. W roztworze po

utlenianiu cukru miedź(II) jest związana w kompleks cytrynianowy, co z kolei na tyle obniża potencjał utleniający miedzi, że reakcja z jonami jodkowymi nie zachodzi. Dodanie kwasu solnego powoduje rozpad kompleksu cytrynianowego miedzi, uwolnione jony  $\text{Cu}^{2+}$  utleniają jony jodkowe do jodu.

5. W roztworze po odmiareczkowaniu jodu jest dość znaczne stężenie kwasu oraz jonów jodkowych. W obecności jonów wodorowych tlen z powietrza utlenia jodki do jodu zgodnie z reakcją:



Jod ze skrobią tworzy granatowy kompleks, co przywraca niebieskie zabarwienie roztworu.

(Proces ten przed miareczkowaniem nie przebiega, gdyż wydzielający się w reakcji dwutlenek węgla, izoluje roztwór od kontaktu z tlenem)

### Przykład obliczeń:

#### Obliczanie zawartości glukozy ( $m_{\text{glu\_calk}}$ ) w próbce:

Na zmiareczkowanie  $25 \text{ cm}^3$  próbki ogrzewanej z  $25 \text{ cm}^3$  odczynnika miedziowego, po dodaniu jodków i kwasu solnego zużyto:  $15,4$  i  $15,55 \text{ cm}^3$  roztworu tiosiarczanu. Pamiętając, że stężenie Cu(II) w odczynniku Luffa-Schoorla wynosi  $0,1000 \text{ mol/dm}^3$  oblicza się masę glukozy w próbce:

$$V_{\text{tiosiarcz.}} = (15,4 + 15,55)/2 = 15,475 [\text{cm}^3]$$

$$m_{\text{glu\_calk}} = 10 \cdot \{ n_{\text{Cu(II)wyjsc}} - 0,1000 [\text{mmol/cm}^3] \cdot 15,475 [\text{cm}^3] \} \cdot 22,6 [\text{mg/mmol}]$$



$$n_{\text{Cu(II)wyjsc}} = 25 [\text{cm}^3] \cdot 0,1000 [\text{mol/dm}^3] = 2,5 [\text{mmol}]$$

$$m_{\text{glu\_calk}} = 10 \cdot \{2,5 [\text{mmol}] - 0,1000 [\text{mmol/cm}^3] \cdot 15,475 [\text{cm}^3]\} \cdot 22,6 [\text{mg/mmol}] = 217 [\text{mg}]$$

### Obliczanie zawartości kwasu szczawiowego $m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ calk}}$ w badanej próbce

Na zmiareczkowanie 50 cm<sup>3</sup> roztworu kwasu szczawiowego zużyto 15,1 oraz 15,05 cm<sup>3</sup> roztworu KMnO<sub>4</sub>, co daje wartość średnią:  $V_{\text{KMnO}_4} = (15,1 + 15,05)/2 = 15,075 \text{ cm}^3$

$$m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ calk}} = 12,5 \times 15,075 [\text{cm}^3] \times 0,02 [\text{mmol/cm}^3] \times 90 [\text{mg/mmol}] = 339,2 [\text{mg}]$$

## ROZWIĄZANIE ZADANIA LABORATORYJNEGO 2

### PRZYKŁADOWY ZESTAW SUBSTANCJI:

1. kwas askorbinowy
2. molibdenian(VI) amonu
3. siarczan(VI) tytanu(IV)
4. nadtlenuk wodoru
5. tiocyjanian potasu
6. krzemian sodu
7. chloran(VII) żelaza(III)

### 1. PLAN IDENTYFIKACJI

- a) sprawdzenie wyglądu zewnętrznego badanych roztworów, zbadanie odczynu i oznaczenie numerów probówek zawierających bądź wodę utlenioną bądź sól potasu.
- b) wykonanie reakcji oznaczonych roztworów (wody utlenionej bądź soli potasu) z pozostałymi roztworami i identyfikacja wody utlenionej oraz soli potasu i żelaza, a także anionów soli potasu i żelaza
- c) wykonanie reakcji identyfikujących obecność kwasu askorbinowego

- d) wykonanie reakcji krzyżowych między wykrytym kwasem askorbinowym i pozostałymi trzema niezidentyfikowanymi roztworami w celu wykrycia molibdenianu oraz tytanu.
- e) wykonanie reakcji między wykrytym molibdenianem i ostatnim niezidentyfikowanym roztworem potwierdzającej obecność w tym roztworze krzemianu sodu.

## 2. IDENTYFIKACJA SUBSTANCJI

Roztwory są bezbarwne, klarowne, nie mają zapachu. Bezbarwny roztwór soli żelaza wyklucza takie aniony jak azotany(V), chlorki, tiocyjaniany. Możliwe są aniony tlenowe chloru, np. chloran(VII). Aniony jednowartościowe, zawierające azot i związane z potasem, mogą zawierać tlen. Inne jony zawierające azot to tiocyjaniany i cyjanki (silnie trujące).

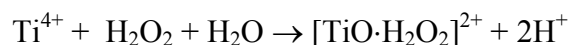
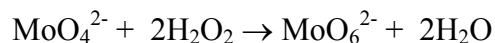
Żaden z roztworów nie ma odczynu alkalicznego. Odczyn kwaśny mają roztwory 1, 2, 3, 6 i 7. Roztwory 4 i 5 mają odczyn niemal obojętny, co wskazuje, że mogą tu być obecne:  $H_2O_2$  lub roztwór soli potasu.

Tabela wyników reakcji roztworu 4 i 5 z pozostałymi roztworami:

	1	2	3	6	7
4	-	roztwór żółty	roztwór żółto-pom.	-	-
5	-	-	roztwór żółty	-	roztwór czerwony, biały osad

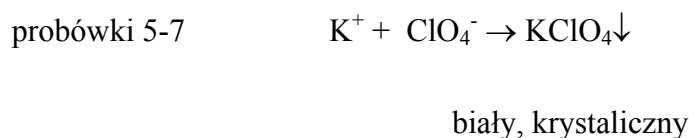
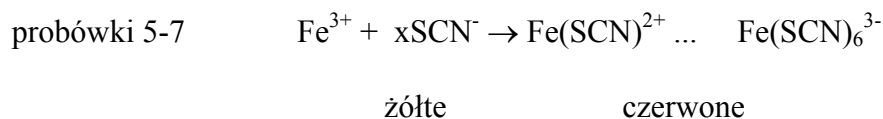
**Probówka 4.** Brak reakcji z roztworami z próbek 1, 6 i 7. W reakcjach krzyżowych z roztworami z próbek 2 i 3 powstaje (w obu przypadkach) żółte zabarwienie, co odpowiada barwom: nadtlenomolibdenianu oraz nadtlenkowego kompleksu tytanu. Dane te pozwalają jednoznacznie stwierdzić, że w próbce 4 znajduje się nadtlenek wodoru a także wnioskować o obecności w próbkach 2 i 3 bądź soli molibdenu, bądź soli tytanu

próbówki 4-2 lub 4-3



**WNIOSEK** w próbówce 4 jest nadtlenek wodoru

**Probówka 5.** Brak reakcji z roztworami 1, 2 i 6. W reakcji z probówką 3 powstaje bladożółte zabarwienie, co może wskazywać na tiocyjanianowy kompleks tytanu. Po zmieszaniu z zawartością próbówki 7 powstaje krwistoczerwone zabarwienie, charakterystyczne dla rodankowego kompleksu żelaza(III). Wydziela się również biały, krystaliczny osad charakterystyczny dla chloranu(VII) potasu. Osad ten jest dobrze widoczny po zdekantowaniu czerwono zabarwionego roztworu. Opisane wyniki, w połączeniu z informacjami podanymi w treści zadania (dotyczącymi anionów) i wstępnymi obserwacjami, wskazują jednoznacznie na obecność rodanku potasu w próbówce 5, a także chloranu(VII) żelaza(III) w próbówce 7.

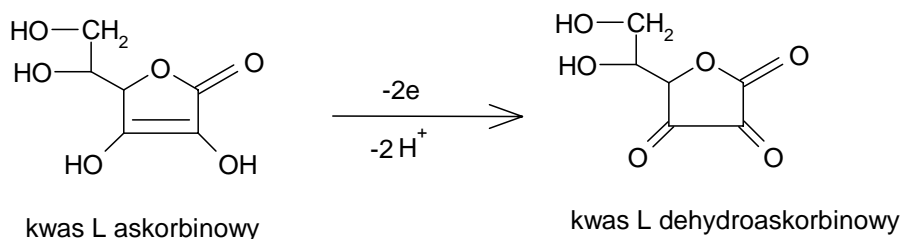


**WNIOSEK** w próbówce 5 jest tiocyjanian potasu.

**WNIOSEK** w próbówce 7 jest chloran(VII) żelaza(III).

Wykrycie kwasu askorbinowego jest możliwe dzięki jego właściwościom redukcyjnym. Po dodaniu kwasu askorbinowego do czerwonego roztworu rodankowego kompleksu żelaza(III) (otrzymanego po zmieszaniu zawartości probówek 5 i 7) następuje odbarwienie roztworu na skutek redukcji Fe(III) do Fe(II). Po wykonaniu reakcji krzyżowych kompleksu rodankowego z roztworami 1 i 6 można

stwierdzić, że odbarwienie roztworu zachodzi jedynie dla roztworu 1, co jednoznacznie identyfikuje kwas askorbinowy



próbówki 5-7-1



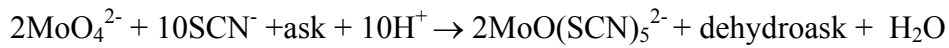
**ask** - kwas askorbinowy, **dask** – kwas dehydroaskorbinowy

**WNIOSEK** w próbówce 1 jest kwas askorbinowy.

Wykrycie molibdenianu(VI) amonu przeprowadza się jedynie w odniesieniu do próbek: 2 i 3, które – jak zostało wcześniej stwierdzone – zawierają jony molibdenu lub tytanu. Opiera się ono na powstawaniu niebieskiego zabarwienia anionów molibdenianowych(V) tworzących się w wyniku redukcji jonów molibdenianowych(VI) pod wpływem kwasu askorbinowego. Z kolei dodanie do roztworu jonów molibdenianowych(V) jonów rodankowych prowadzi do tworzenia się, po pewnym czasie, krwistoczerwonego zabarwienia pochodzącego od kompleksu jonów rodankowych z molibdenem(V). W tych warunkach czerwony kompleks powstaje jedynie dla molibdenu (w odróżnieniu od żelaza), co pozwala go jednoznacznie zidentyfikować w próbówce 2.

Oprócz tego obecność molibdenu (a także jonów krzemianowych) można potwierdzić w znanej reakcji z jonami krzemianowymi, które – na zasadzie eliminacji – muszą być obecne w ostatnim z badanych roztworów. Przeprowadzenie reakcji między roztworami 2 i 6 pozwala zaobserwować powstawanie charakterystycznego żółtego zabarwienia heteropolikwasu krzemo-molibdenowego (jony tytanu nie ulegają takiej reakcji z anionami krzemianowymi). Wyniki te pozwalają jednoznacznie stwierdzić, że w próbówce 6 znajduje się krzemian sodu, a w próbówce 3 – sól tytanu(IV).

próbówki 2-1-5 :



**WNIOSEK** w próbówce **2** jest molibdenian amonu.

**WNIOSEK** w próbówce **3** jest siarczan(VI) tytanu.

Dodatkowym potwierdzeniem obecności jonów krzemianowych w próbówce 6 może być reakcja między próbkami, 2, 6 i 1, w wyniku której powstaje niebieskie zabarwienie błękitu molibdeno-krzemowego.

**WNIOSEK** w próbówce **6** jest krzemian sodu.

*Autorem zadań laboratoryjnych jest Stanisław KUŚ*