

Reakcje utleniania i redukcji

Przeznaczone dla kierunku Inżynieria Bezpieczeństwa i Jakości

1. Wykonanie ćwiczenia

1.1. Redukcja przez metal.

- 1.1.1. Na blaszkę miedziową nanieść kroplę roztworu następujących soli: Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Zn^{2+} . Po kilku minutach blaszkę przemyć wodą destylowaną i zapisać wynik obserwacji. Po zakończonym ćwiczeniu płytki wyczyścić papierkiem ściernym nad zlewem.
- 1.1.2. Na blaszkę cynową nanieść kroplę roztworu następujących soli: Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Zn^{2+} . Po kilku minutach blaszkę przemyć wodą destylowaną i zapisać wynik obserwacji. Po zakończonym ćwiczeniu płytki wyczyścić papierkiem ściernym nad zlewem.
- 1.1.3. Na blaszkę glinową nanieść kroplę roztworu następujących soli: Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Zn^{2+} . Po kilku minutach blaszkę przemyć wodą destylowaną i zapisać wynik obserwacji. Po zakończonym ćwiczeniu płytki wyczyścić papierkiem ściernym nad zlewem.

1.2. Własności utleniające jonów wodorowych.

- 1.2.1. Do czterech probówek zawierających po **jednym !** opiłku: żelaza, glinu, cynku i magnezu dodać 1 – 2 cm³ stężonego kwasu solnego. W razie potrzeby należy probówkę podgrzać [**unikać przegrzania roztworu !!!** – probówkę należy trzymać za pomocą drewnianej łapki i równomiernie ogrzewać płomieniem – **wylot probówki zawsze kierować w stronę wnętrza dygestorium!!!**]. Obserwować wydzielanie się wodoru. Po zakończonej reakcji zawartość probówek **zlać** do specjalnie przygotowanego pojemnika znajdującego się w dygestorium !. **Unikać zlewania zawartości probówek do zlewu !!!**.
- 1.2.2. Identycznie wykonać próbę rozpuszczania wymienionych metali w **6 M NaOH** – w razie potrzeby należy probówkę podgrzać. Po zakończeniu obserwacji zawartość probówek **zlać** do specjalnie przygotowanego pojemnika znajdującego się w dygestorium !. **Unikać zlewania zawartości probówek do zlewu !!!**.

1.3. Moc utleniaczy i reduktorów – przewidywanie reakcji redoks.

- 1.3.1. Do probówki zawierającej 1 – 2 cm³ świeżo przygotowanego roztworu Na_2SO_3 dodać kilka kropeł 0,01 M jodu [butelka oznaczona jako : " J_2 "]
- 1.3.2. Do probówki zawierającej 1 – 2 cm³ świeżo przygotowanego roztworu NaNO_2 dodać kilka kropeł 2 M HCl oraz kilka kropeł **KJ**. Obecność jodu sprawdzić dodając kroplę roztworu skrobi.

1.4. Wpływ temperatury na kierunek reakcji redoks.

- 1.4.1. Do 1 – 2 cm³ roztworu 0,1 M szczawianu amonu [$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$] dodać kilka kropeł **2 M H_2SO_4** . Następnie dodać kilka kropeł **0,01 M KMnO_4** – w razie braku zmiany zabarwienia [1-2 minut] probówkę z roztworem delikatnie podgrzać
- 1.4.3. Do 0,5 – 1 cm³ 6% roztworu H_2O_2 dodać kilka kropeł **2 M NaOH** oraz kilka kropli soli Cr^{3+} . Roztwór wstrząsać przez chwilę, a następnie przelać połowę roztworu do oddzielnej probówki i dodać kilka kropeł roztworu soli Pb^{2+} w celu stwierdzenia obecności jonów chromianowych w próbce. Pozostałą część roztworu delikatnie ogrzewać przez minutę, następnie ostudzić roztwór i ponownie wykonać reakcję charakterystyczną na obecność jonów chromianowych przy pomocy jonów Pb^{2+} .



1.4.4. Do probówki wsypać odrobinę stałego PbO_2 , dodać 1 – 2 cm^3 roztworu 2 M HNO_3 oraz kilka kropel roztworu zawierającego jony Mn^{2+} - roztwór lekko podgrzać. Zaobserwować barwę roztworu po opadnięciu osadu.

1.5. Przewidywanie kierunku reakcji w zależności od pH.

1.5.1. Do 3 probówek dodać po ok. 1 cm^3 0,01 M KMnO_4 oraz kolejno:

- 1) 1 cm^3 2 M H_2SO_4 ,
- 2) 1 cm^3 2 M NaOH ,
- 3) zachować środowisko obojętne – brak dodatków.

Następnie do każdej z probówek dodać około 1 cm^3 0,1 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – zaobserwować ewentualną zmianę zabarwienia.

2. Opracowanie wyników

- Na podstawie zaobserwowanych zmian na powierzchni płytki metalowej uzasadnić zachodzące zmiany przez wypisanie potencjałów normalnych i ich porównanie.
- Napisać reakcje zachodzące podczas rozpuszczania metali w kwasach i zasadach. Uzasadnić wydzielanie się wodoru podczas reakcji metali w środowisku kwaśnym i zasadowym.
- Napisać bilans elektronowy dla wykonanych reakcji i uzasadnić kierunek reakcji na podstawie normalnych potencjałów redoks produktów i substratów.
- Zanotować zaobserwowane różnice w szybkości wykonywanych reakcji w temperaturze pokojowej oraz temperaturze kilkakrotnie wyższej. Napisać równania reakcji, bilans elektronowy oraz zaznaczyć pod równaniem chemicznym ewentualne zmiany barwy.
- Napisać reakcję, bilans elektronowy oraz potencjały normalne dla reagentów.
- Napisać równanie reakcji redoks w środowisku obojętnym, alkalicznym i kwaśnym z podaniem przybliżonych wartości pozornych potencjałów redoks dla utleniacza reagującego przy różnym pH (dla pkt.1.5.1.).

3. Wnioski

4. Zakres materiału

- Utleniacz, utlenianie.
- Reduktor, redukcja.
- Stopień utleniania.
- Potencjał normalny.
- Szereg napięciowy metali.
- Moc utleniacza i reduktora.
- Reakcje chemiczne i elektrochemiczne.
- Równanie Nernsta.
- Umiejętność pisanie reakcji redoks oraz przewidywanie kierunku na podstawie normalnych potencjałów redoks.

5. Literatura

- G. Charlot *Chemia nieorganiczna* PWN W-wa 1976
- J. Minczewski, Z. Marczenko *Chemia analityczna, t1*, PWN W-wa 1976
- M. K. Synder *Chemia, struktura i reakcje* WNT W-wa 1979
- J. Dobrowolski *Analiza chemiczna* PZWL W-wa 1979

