



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne
Reakcje utlenienia i redukcji w roztworach

Opracowali:
dr inż. Andrzej Kozłowski
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
dr Magdalena Ślęczka-Wilk
dr inż. Konrad Ćwirko
mgr inż. Czesław Wiznerowicz
Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
Kalbarczyk-Jedynak
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/25, 27 DiRMiUO/25, 27 EOUNiE/25, 27		
	Specjalność/ Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	DiRMiUO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
EOUNiE/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;	
2	Cel ćwiczenia: pogłębienie i rozszerzenie wiedzy chemicznej na temat procesów utleniania i redukcji jak również umiejętności bilansowania reakcji redoks oraz identyfikowania utleniacza i reduktora		
3	Wymagania wstępne: ogólna wiedza, wyniesiona ze szkoły średniej, dotycząca zasad ustalania stopni utlenienia pierwiastków, bilansowania reakcji redoks oraz zapisu reakcji połówkowych, znajomość zasad pracy w laboratorium chemicznym		
4	Opis stanowiska laboratoryjnego: zestaw szkła laboratoryjnego, zestaw odczynników do przeprowadzania reakcji redoks, indykatory		
5	Ocena ryzyka: prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z 0,2 M kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe, Końcowa ocena – ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE Wymagane środki zabezpieczenia: 1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne 2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe		
6	Przebieg ćwiczenia: 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową (załącznik 1) 2. Przeprowadzenie reakcji redoks w roztworze		
7	Sprawozdanie z ćwiczenia: 1. Opracować sprawozdanie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać polecane zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.		
8	Archiwizacja wyników badań: sprawozdanie z ćwiczeń, opracowane zgodnie z obowiązującymi w pracowni zasadami, należy złożyć w formie pisemnej prowadzącemu zajęcia na następnych zajęciach.		
9	Metoda i kryteria oceny: a) EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych		

	<p>dotyczących procesów utleniania i redukcji podczas zajęć,</p> <p>b) SEKP4 - szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/opracowania:</p> <ul style="list-style-type: none"> - ocena 2,0 – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą reakcji redoks w roztworze, albo nie potrafi jej wykorzystać w praktyce - ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą reakcji redoks w roztworze i potrafi wykorzystać ją w małym zakresie - ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną i dotyczącą reakcji redoks w roztworze i potrafi wykorzystać ją do rozwiązywania podstawowych potencjalnych problemów technicznych pojawiających się w jego specjalności, - ocena 4,5 – 5,0 – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy chemicznej dotyczącej procesów utleniania i redukcji i potrafi wykorzystać ją do rozwiązywania złożonych problemów technicznych
10	<p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Kozłowski A., Gabriel-Półrończak U., Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych <i>Reakcje redoks w roztworze</i>, AM Szczecin, 2013. 2. Stundis H., Trzeźniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. 3. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna, Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa 2004. 4. Bielański A., <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>, PWN, Warszawa, 1996. 5. Śliwa A., <i>Obliczenia chemiczne</i>, PWN, Warszawa 1987. 6. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane). 7. Prezentacja multimedialna „Reakcje redoks” z zasobów centrum e-learningu AGH w Krakowie: http://zasoby1.open.agh.edu.pl/dydaktyka/chemia/a_e_chemia/filmy/wmv/ 8. Cox P.A., <i>Krótkie wykłady. Chemia nieorganiczna</i>, PWN, Warszawa, 2006. 9. http://www.zmnch.pl/files/chlasts/Wykaz_niezgodnych_substancji_chemicznych.pdf
11	Uwagi

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

- reakcje utleniania i redukcji (definicja procesu utleniania i redukcji oraz utleniacza i reduktora, zasady ustalania stopnia utlenienia atomów w cząsteczkach i jonach),
- bilansowanie reakcji redoks (cząsteczkowo oraz jonowo), ustalanie utleniacza oraz reduktora,
- potencjał oksydacyjno-redukcyjny (definicja, wzór Nernsta),
- typowe utleniacze i reduktory oraz ich zastosowanie w życiu i technice.

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

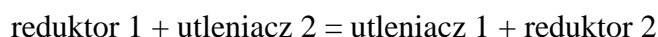
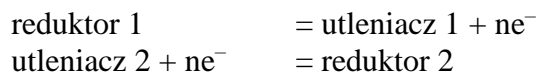
2.1. Reakcje utleniania i redukcji

Reakcje redoks, czyli reakcje oksydacyjno-redukcyjne, polegają na zmianie stopnia utlenienia pierwiastków, tworzących reagujące ze sobą substancje, na skutek wymiany elektronów pomiędzy substancją utleniającą, a substancją redukującą.

Terminem utleniania początkowo określano proces przyłączania tlenu, a redukcji – utratę tlenu przez daną substancję. Podobieństwa między reakcją łączenia się z tlenem, a reakcjami łączenia z halogenkami (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), siarką i innymi niemetalami spowodowały, że również te procesy zaczęto nazywać utlenianiem.

W nowym szerszym ujęciu utlenianie jest rozumiane jako proces, w którym występuje wzrost stopnia utlenienia pierwiastka (związany z oddawaniem elektronów), natomiast redukcja jako proces, w którym występuje obniżenie stopnia utlenienia pierwiastka (związana z pobieraniem elektronów). Utleniaczem nazywamy substancję, która ulega redukcji na skutek pobierania elektronów od substancji utlenianej. Reduktorem nazywamy substancję, która utlenia się w wyniku oddawania elektronów substancji redukowanej.

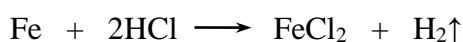
Procesowi utleniania jednej substancji musi zawsze towarzyszyć redukcja innej substancji i odwrotnie. Stąd reakcje utleniania i redukcji stanowią układ sprzężony, nazywany układem redoks, przy czym liczba elektronów przyłączanych przez utleniacz równa się liczbie elektronów oddawanych przez reduktor.



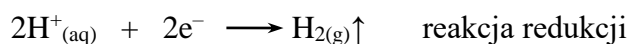
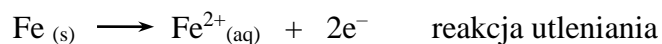
Substancje zawierające pierwiastki na pośrednich stopniach utlenienia mogą w obecności silniejszego reduktora wykazywać właściwości utleniające, a w obecności silniejszego utleniacza właściwości redukujące. Zatem właściwości redoks zależą nie tylko od charakteru samej substancji, ale też od środowiska i obecności w nim innych substancji w właściwościach oksydacyjno-redukcyjnych.

Reakcji utleniania zawsze towarzyszy reakcja redukcji, jednak dla wygody można zapisać odrębnie reakcję utleniania oraz redukcji za pomocą reakcji połówkowych utleniania i redukcji.

Na przykład reakcję:



można zapisać za pomocą reakcji połówkowych:



Prawidłowy zapis reakcji redoks wymaga zbilansowania zmian stopni utlenienia wszystkich pierwiastków (suma stopni utlenienia występujących po obu stronach reakcji musi być taka sama).

2.2. Stopień utlenienia

Stopniem utlenienia danego pierwiastka w związku chemicznym nazywa się hipotetyczny ładunek przyporządkowany atomowi pierwiastka, przy założeniu, że utworzone wiązania mają charakter jonowy. Podczas ustalania stopnia utlenienia stosuje się następujące reguły:

1. suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących cząsteczkę obojętną wynosi zero;
2. suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących jon równa się wartościowości jonu;
3. pierwiastki w stanie wolnym przyjmują stopień utlenienia 0, niezależnie od tego, czy substancja występuje w postaci pojedynczych atomów, czy w postaci cząsteczek, np. Fe^0 , N_2^0 , O^0 , O_2^0 , O_3^0 ;
4. fluor we wszystkich związkach występuje na stopniu utlenienia $-I$;
5. tlen w postaci związanej najczęściej występuje na stopniu utlenienia $-II$, z wyjątkiem nadtlenków, np. H_2O_2 , w których przyjmuje stopień utlenienia $-I$ oraz OF_2 , w którym tlen przyjmuje stopień utlenienia II ;
6. wodór zwykle przyjmuje w związkach stopień utlenienia I ; wyjątek stanowią wodorki litowców i berylowców, w których jego stopień utlenienia równy jest $-I$;
7. stopień utlenienia litowców wynosi I , a berylowców II .

2.3. Bilansowanie reakcji redoks

Bilansowanie reakcji redoks najłatwiej przeprowadzić posługując się reakcjami połówkowymi. Stosuje się przy tym następującą strategię:

1. równanie reakcji redoks zapisuje się w postaci szkieletowej (podając reagenty bez współczynników stechiometrycznych);
2. na podstawie równania szkieletowego w postaci cząsteczkowej zapisuje się jonowe równanie reakcji;
3. analizując zmiany stopnia utlenienia pierwiastków wyznacza się reduktor i utleniacz oraz zapisuje dla nich reakcje utleniania i redukcji;
4. bilansuje się liczbę elektronów wymienionych w obu reakcjach połówkowych poprzez pomnożenie ich przez współczynnik umożliwiający uzyskanie jednakowej liczby elektronów przenoszonych w reakcji utleniania i redukcji;
5. współczynniki z równań połówkowych przenosi się do cząsteczkowego równania szkieletowego reakcji;

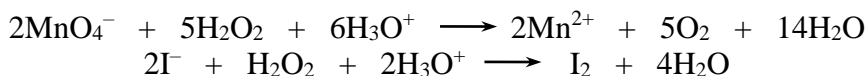
6. uzupełnia się współczynniki przy pozostałych reagentach, aby zbilansować liczbę atomów wszystkich pierwiastków występujących po obu stronach równanie; w razie potrzeby należy dopisać produkty utworzone z pierwiastków nie zmieniających stopnia utlenienia.

2.4. Utleniacze i reduktory

Utleniaczami są substancje, które pobierają elektrony z substancji utlenianej. Do grupy typowych utleniaczy należą pierwiastki najbardziej elektroujemne: fluor F_2 , chlor Cl_2 , brom Br_2 , oraz tlen O_2 . Rolę utleniaczy pełnią także takie związki, w których pierwiastki przyjmujące różne stopnie utlenienia występują na najwyższych stopniach utlenienia np. kwas azotowy(V) HNO_3 , azotan(V) potasu KNO_3 , manganian(VII) potasu $KMnO_4$, chromian(VI) potasu $K_2Cr_2O_7$, chlorek żelaza(III) $FeCl_3$, nadtlenek wodoru H_2O_2 .

Reduktorami są substancje posiadające zdolność oddawania elektronów substancji zredukowanej. Do grupy typowych reduktorów należą pierwiastki najbardziej elektrododatnie, np. metale I i II grupy układu okresowego takie jak sód Na lub magnez Mg, a także wódór i węgiel. W roli reduktorów często występują związki chemiczne zbudowane z metali lub niemetalu na niższym, z możliwych przyjmowanych przez dany pierwiastek, stopniu utlenienia, np. chlorek żelaza (II) $FeCl_2$, kwas siarkowy (IV) H_2SO_3 , azotan (III) sodu $NaNO_2$, jodek potasu KI, tlenek węgla CO.

Wiele związków chemicznych może pełnić rolę utleniacza lub reduktora, w zależności od tego, jakie substancje chemiczne znajdują się w jego otoczeniu. Przykładem może być nadtlenek wodoru H_2O_2 :



W pierwszej reakcji nadtlenek wodoru pełni rolę reduktora w stosunku do silniejszego utleniacza, jakim jest manganian (VII) potasu. W drugiej reakcji nadtlenek wodoru pełni rolę utleniacza, w stosunku do jonów jodkowych I^- . Wynika to z występowania w nadtlenu wodoru tlenu na stopniu utlenienia $-I$, który może się zredukować przechodząc na stopień utlenienia $-II$, albo utlenić się do tlenu cząsteczkowego, przechodząc na stopień utlenienia 0 . To jaką rolę przyjmie każdy z czynników występujących w reakcji zależy głównie od wartości potencjałów redoks (potencjałów oksydacyjno-redukcyjnych) obu czynników. Podobnie atomy niektórych pierwiastków, w zależności od stopnia utlenienia w danym związku mogą w reakcjach pełnić rolę tylko utleniacza, lub tylko reduktora, albo w jednych reakcjach być reduktorem, a w innych utleniaczem, co na przykładzie atomów siarki na różnych stopniach utlenienia przedstawiono.

W tabeli 1 podano przykłady typowych utleniaczy i reduktorów.

Tabela 1

Typowe utleniacze i reduktory

Utleniacze	Reduktory
Niemetale o wysokiej elektroujemności w stanie wolnym (F ₂ , O ₂ , O ₃ , Cl ₂ , Br ₂), PbO ₂ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄ stężony, HClO ₃ , HClO ₄ , KMnO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , nadtlenki metali, H ₂ O ₂ (w tym przypadku właściwości utleniająco-redukcyjne zależą od środowiska reakcji i pozostałych substratów)	metale o niskiej elektroujemności (Na, Mg), C, CO, wodór, niektóre jony (Cl ⁻ , Br ⁻ , SO ₃ ²⁻)

2.5. Potencjał oksydacyjno-redukcyjny (potencjał redoks)

Potencjał redoks jest miarą zdolności przyjmowania lub oddawania elektronów przez cząsteczki. Różnica potencjałów dwóch par redoks (składających się z postaci utlenionej i zredukowanej cząstki) decyduje o kierunku przebiegu reakcji redoks w roztworze. Potencjał redoks układu określony jest wzorem:

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{utl.}}{C_{red.}}$$

gdzie:

- E_0 – potencjał standardowy redoks układu,
- $C_{utl.}$ – stężenie formy utlenionej,
- $C_{red.}$ – stężenie formy zredukowanej,
- T – temperatura [K],
- R – stała gazowa: 8.31 [J/mol · K],
- F – stała Faradaya 96500 [C/mol].

W szerokim zakresie stężeń możemy z dużym przybliżeniem porównywać bezpośrednio potencjały standardowe redoks układu (pary utleniacz – reduktor). Ta para redoks, która ma niższy potencjał standardowy E_0 będzie się utleniała, czyli będzie pełniła rolę reduktora.

2.6. Znaczenie procesów redoks w życiu i technice

Procesy redoks możemy zaobserwować w życiu codziennym. Jedne z nich są niepożądane lub wręcz szkodliwe. Przykładem takich procesów jest korozja metali, czyli proces polegający na ich niszczeniu pod wpływem czynników zewnętrznych, albo jełczenie tłuszczów. Inne zaś są wręcz niezastąpione, bez których trudno sobie wyobrazić nasze codzienne życie – stanowią podstawę wielu procesów biochemicznych zachodzących w organizmach, np. fotosyntezy i oddychania. Do innych takich procesów należą reakcje spalania, np. gazu ziemnego, czy węgla, a także paliw płynnych. Procesy redoks mają szerokie zastosowanie i dają duże korzyści w technice oraz w przemyśle. Przykładem może być stosowanie środków utleniających (wybielających), oczyszczanie i dezynfekcja wód i ścieków i wiele innych. Jednym z zastosowań procesów redoks jest technika raketowa.

Do napędu silników raketowych mogą być wykorzystywane paliwa ciekłe lub stałe. Składnikami do produkcji paliw jest najczęściej: hydrazyna lub jej pochodne, kerozyna (nafta), ciekły tlen, ciekły wodór, nadtlenek wodoru (ignolina), kwas azotowy, borowodory i inne. Rakieta jest wypełniana paliwem (ciekłym lub stałym) oraz utleniaczem. Paliwo i utleniacz miesza się i spala się w komorze spalania. Podczas spalania paliwa zachodzi reakcja redoks. Środek utleniający jest konieczny w rakiecie po to, aby paliwo zostało najbardziej efektywnie spalane. Duża ilość gazów odlotowych generowanych podczas spalania wydostających się z dyszy silnika z prędkością ponad 2 000 m/s, zgodnie z prawem zachowania pędu, powoduje przyspieszanie i ruch rakiety w kierunku przeciwnym do wylotu gazów.

Innym przykładem jest wykorzystywanie do bielenie tkanin w przemyśle tekstylnym i papierniczym. Wybielanie jest procesem usuwania naturalnego koloru włókien tekstylnych, przędzy, tkanin, masy papierowej i innych produktów. Niektóre barwniki mogą być usuwane z użyciem środków utleniających jako wybielacz. Najpowszechniej stosowane do bielenia są związki chloru, nadtlenek wodoru, nadboran sodu i nadmanganian potasu. Większość tych barwników można usunąć za pomocą środka redukującego, takiego jak dwutlenek siarki.

Reakcje redoks są często stosowane w procesie oczyszczania ścieków. W miejscu obróbki ścieków poddawane są one kilku następującym po procesom w celu zmniejszenia zanieczyszczeń i substancji toksycznych. Usunięcie obecnych w ściekach substancji organicznych osiąga się przez przyspieszenie procesów biologicznych występujących w naturze w reakcjach biologicznego utleniania prowadzonego z wykorzystaniem tzw. „osadu czynnego”, który zawiera wiele bakterii tlenowych.

Procesy redoks wykorzystuje się także w uzdatnianiu wody celem usunięcia żelaza(II), manganu(II), siarkowodoru, siarczków, substancji odpowiedzialnych za barwę, smak i zapach wody, fito- i zooplanktonu, związków organicznych, zarówno pochodzenia antropogennego, jak i naturalnego. Dodatkowo, pozwalają na destabilizację koloidów czy też na wyeliminowanie zagrożenia skażeniem mikrobiologicznym poprzez dezynfekcję wody. Utlenianie może być stosowane na kilku etapach ciągu technologicznego jako utlenianie wstępne, pośrednie oraz końcowe. Do typowych utleniaczy stosowanych w uzdatnianiu wody zalicza się powietrze (a dokładniej tlen w nim zawarty), chlor (i związki chloru) oraz ozon.

Wolne rodniki są to bardzo reaktywne atomy lub grupy atomów zawierające nie sparowany elektron. Przypisuje się im istotną rolę w powstawaniu szeregu chorób, takich jak zapalenie stawów, choroby serca i in.. Wolne rodniki mogą uszkadzać żywe komórki, atakować tkankę tłuszczową, białka i kwasy nukleinowe. Aby zapobiec uszkodzeniom powodowanym przez wolne rodniki stosowane są przeciwutleniacze tzw. „antyoksydanty”. Jest to typ cząsteczek, które mogą neutralizować wolne rodniki, przez dostarczanie im elektronów (w procesie redoks). Przykładem powszechnie stosowanych przeciwutleniaczy jest witamina C (kwas askorbinowy), witaminę E i beta-karoten.

Przeciwutleniacze są także często stosowane w przemyśle celem zwiększenia terminu przydatności do spożycia. Należą do nich między innymi: BHT (butylowany hydroksytoluen) i BHA (butylowany hydroksyanizol), które jest dodawany do żywności w stężeniu poniżej 1%.

W aspekcie transportu i magazynowania substancji utleniających i redukujących należy pamiętać o tym, że połączenie reduktora i utleniacza może wywoływać reakcje o gwałtownym przebiegu, takie jak samozapłon, wytworzenie toksycznych gazów lub wybuch. W tym kontekście ważne jest uniemożliwienie kontaktu substancji wzajemnie niezgodnych poprzez ich oddzielenie i odpowiednie przechowywanie. Przykładem substancji niezgodnych, których przypadkowe zetknięcie może powodować samozapłon lub wybuch, to m.in. jod i amoniak, azotan(V)amonu i sproszkowane metale, stężony kwas azotowy(V) i siarczki lub metale, miedź i nadtlenek wodoru.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Materiały i odczynniki (do wszystkich doświadczeń 1 – 4):

Statyw z probówkami, mikro łopatką, wkraplacz, cylinder miarowy o poj. 50 cm³, roztwory: siarczan(VI) żelaza(II) (5% FeSO₄), nadtlenek wodoru (3% H₂O₂), manganian(VII) potasu (0,1M KMnO₄), bromek potasu (5% KBr), jodek potasu (5% KI), chlorek potasu (5% KCl), siarczek sodu (2M Na₂S), siarczan(VI) żelaza(III) (0,1M Fe₂(SO₄)₃), roztwór jodu w jodku potasu (I₂ w KI), kwas siarkowy(VI) (H₂SO₄) (1:3), wodorotlenek sodu (1M NaOH), chloroform (trichlorometan) (CHCl₃), substancje stałe: siarczan(IV) sodu (Na₂SO₃).

Doświadczenie 1 – Ustalanie utleniacza i reduktora reakcji redoks na podstawie charakterystycznych cech produktów reakcji

Wykonanie:

Do trzech probówek wlać kolejno po:

- probówka pierwsza – 4 cm³ manganianu(VII) potasu (0,1M KMnO₄) i zakwasić go rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) (H₂SO₄) (1:3),
- probówka druga – 4 cm³ roztworu jodu w jodku potasu (I₂ w KI),
- probówka trzecia – 4 cm³ roztworu jodku potasu (5% KI) zakwaszonego rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) (H₂SO₄) (1:3).

Następnie roztwory we wszystkich probówkach podzielić na dwie części.

Do pierwszej części (probówki z numerami 1, 2, 3) dodać kolejno po kilka kropli podanych niżej roztworów, do wyraźnego zajścia reakcji:

- do pierwszej – roztwór siarczanu(VI) żelaza(II) (5% FeSO₄),
- do drugiej – roztwór siarczku sodu (2M Na₂S),
- do trzeciej – roztwór nadtlenu wodoru (3% H₂O₂) (uwaga – 1 kropla).

Pozostałe równoległe probówki (1a, 2a, 3a) pozostawić jako wzorce odniesienia

Opracowanie wyników

- Napisać zbilansowane równania trzech przeprowadzonych reakcji redoks.
- W tabeli 2 przedstawić podstawowe informacje o przeprowadzonych reakcjach.

Tabela 2

Tabela wyników doświadczenia 1

	Probówka 1	Probówka 2	Probówka 3
Reagent I	KMnO ₄	I ₂ w KI	KI
Reagent II	FeSO ₄	Na ₂ S	H ₂ O ₂
Odczyn			
Barwa początkowa/ źródło barwy			
Barwa końcowa/ źródło barwy			
Utleniacz			
Reduktor			

Doświadczenie 2 – Badanie przebiegu reakcji redoks w zależności od odczynu środowiska

Wykonanie:

Do czterech probówek wlać ok. 4 cm³ manganianu(VII) potasu (0,1M KMnO₄). Do trzech kolejnych dodać:

- do pierwszej probówki – 1 cm³ wodorotlenku sodu (1M NaOH),
- do drugiej – 1 cm³ wody destylowanej,
- do trzeciej – 1 – 3 kropli kwasu siarkowego(VI) (H₂SO₄) (1 : 3),

Czwartą probówkę pozostawić jako wzorzec.

W pierwszej probówce roztwór jest alkaliczny, w drugiej – obojętny, a w trzeciej – kwaśny. Do sporządzonych roztworów (probówki 1, 2, 3) dodać po szczypcie stałego siarczynu(IV) sodu (Na₂SO₃). Po zajściu reakcji porównać barwę końcową z barwą probówki wzorcowej.

Opracowanie wyników

Napisać zbilansowane równania reakcji wiedząc, że w środowisku alkalicznym Mn⁷⁺ przechodzi w Mn⁶⁺, w obojętnym przechodzi w Mn⁴⁺, a w kwaśnym w Mn²⁺ oraz określić charakterystyczne barwy jonów manganu na poszczególnych stopniach utlenienia.

Doświadczenie 3 – Badanie wpływu potencjału oksydacyjno-redukcyjnego na przebieg reakcji redoks

Do dwóch probówek dodać kolejno po 4 cm³:

- do probówki 1 – roztworu manganianu(VII) potasu (0,1M KMnO₄),
- do probówki 2 – roztworu siarczynu(VI) żelaza(III) (0,1M Fe₂(SO₄)₃).

Następnie każdy z roztworów w probówce zakwasić rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) (H₂SO₄) (1 : 3) i podzielić na trzy części (3 dodatkowe probówki) i do każdej z nich kolejno dodawać roztwór: jodku potasu (5% KI), bromku potasu (5% KBr) oraz chlorku potasu (5% KCl), do momentu wyraźnej zmiany zabarwienia.

Opracowanie wyników

Napisać jonowe równanie reakcji redoks jeżeli wiadomo, że utleniacze redukują się do jonów Mn²⁺, Fe²⁺, a reduktory utleniają się do I₂, Br₂ i Cl₂.

Wyniki doświadczenia zestawić w tabeli wstawiając „+” tam, gdzie reakcja zachodzi i „-” tam, gdzie nie zachodzi:

Reagenty	KJ	KBr	KCl
KMnO ₄			
Fe ₂ (SO ₄) ₃			

$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}$	= 1,52 V	$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}$	= 1,40 V
$E_{\text{Br}_2/2\text{Br}^-}$	= 1,08 V	$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$	= 0,75 V
$E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}$	= 0,58 V		

Na podstawie podanych powyżej wartości potencjału oksydacyjno-redukcyjnego uzasadnić, dlaczego zaszły tylko niektóre reakcje.

Doświadczenie 4 – Badanie wpływu siły utleniacza na przebieg reakcji redoks

Wykonanie:

Wlać do probówki ok. 4 cm³ roztworu jodku potasu (5% KJ) i zakwasić rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) (H₂SO₄) (1 : 3) Następnie dodać jedną kroplę nadtlenku wodoru (3% H₂O₂) i około 3 cm³ chloroformu (CHCl₃). Potrzęsnać zawartością probówki tak, aby wydzielony jod przeszedł do warstwy chloroformowej.

Opracowanie wyników

1. Jaką rolę (utleniacza/reduktora) w powyższej reakcji spełnia nadtlenek wodoru H₂O₂?
2. Swój wniosek uzasadnić pisząc odpowiednią reakcję redoks.
3. W jakiej części probówki znajduje się warstwa chloroformu, o czym to świadczy?
4. Czym uzasadnić łatwe przechodzenie jodu do warstwy chloroformu (rozpuszczalność)?
5. Jak się nazywa zaobserwowany proces przechodzenia jodu z warstwy wodnej do chloroformu i gdzie ma on zastosowanie?

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

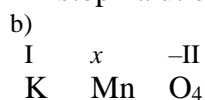
Przykład 1

Obliczyć stopień utlenienia poszczególnych pierwiastków:

- b) w cząsteczce KMnO_4
- c) w jonie HPO_4^{2-}

Rozwiązanie:

- a) Potas, zgodnie z regułą 7, będzie w analizowanym związku przyjmował stopień utlenienia I, a tlen, zgodnie z regułą 5, stopień utlenienia $-II$. Pozostaje nam obliczenie stopnia utlenienia manganu:

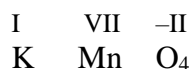


Ponieważ, zgodnie z regułą 1, suma stopni utlenienia atomów w cząsteczce obojętnej wynosi zero, wyznaczenie stopnia utlenienia manganu w analizowanej cząsteczce sprowadza się do rozwiązania równania:

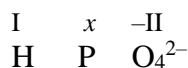
$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$x = 7,$$

czyli



- c) Wodór, zgodnie z regułą 6, będzie przyjmował stopień utlenienia I, a tlen, zgodnie z regułą 5, stopień utlenienia $-II$. Musimy zatem obliczyć stopień utlenienia fosforu:



Zapis „2-” w prawym górnym indeksie mówi o tym, że mamy do czynienia z jonem, którego sumaryczny ładunek wynosi -2 . Żeby wyznaczyć stopień utlenienia fosforu w tym jonie, musimy rozwiązać równanie:

$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -2$$

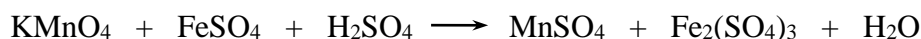
$$x = 5,$$

czyli



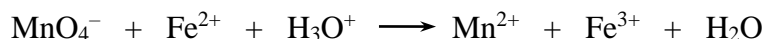
Przykład 2

Zbilansować reakcję:



Rozwiązanie

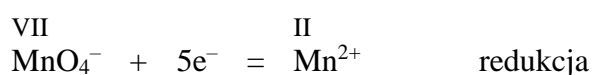
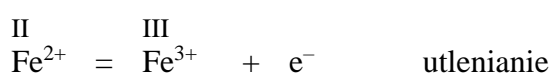
1. podana reakcja szkieletowa zapisana jest w formie cząsteczkowej; zapisujemy ją w formie jonowej:



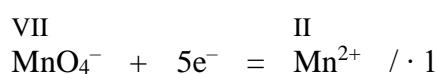
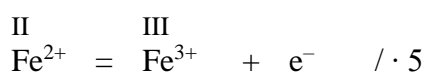
2. identyfikujemy reduktor oraz utleniacz. Są to odpowiednio Fe^{2+} oraz MnO_4^- .



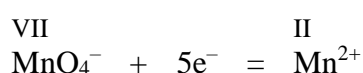
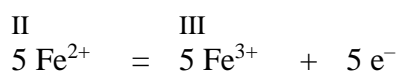
3. zapisujemy reakcje utleniania i redukcji:



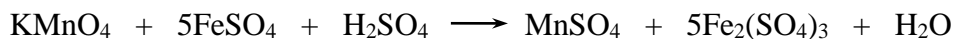
4. Mnożymy równania przez współczynnik, dający taką samą liczbę elektronów przeniesionych w reakcji utleniania i redukcji:



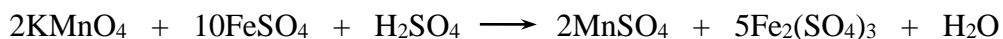
Otrzymujemy:



5. Wpisujemy obliczone współczynniki do reakcji cząsteczkowej



Ponieważ po wpisaniu współczynników po prawej stronie równania mamy 10 atomów żelaza (2 x więcej niż wyliczono w równaniach półkowych) pozostałe współczynniki obliczone w równaniach półkowych także mnożymy przez 2.



6. W otrzymanym równaniu cząsteczkowym musimy wśród produktów uwzględnić pozostałe jony nie zmieniające stopnia utlenienia, czyli K^+ i SO_4^{2-} , dopisując po prawej stronie reakcji K_2SO_4



7. Dobieramy współczynniki pozostałych reagentów tak, aby liczba atomów wszystkich pierwiastków była jednakowa po obu stronach



Przykład 3

Czy jony Fe^{3+} utlenią jony Br^- ?

Rozwiązanie

Standardowe potencjały redoks dla obu par redoks, wynoszą:

$$E_0 \text{ dla } \text{Br}_2/\text{Br}^- + 1,09\text{V}$$

$$E_0 \text{ dla } \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} + 0,77\text{V}$$

Zatem jony Fe^{3+} nie będą utleniać jonów Br^- ; natomiast Br_2 może być utleniaczem dla jonów Fe^{2+} .

II. ZADANIA DO SAMODZIELNEGO WYKONANIA PRZEZ STUDENTA

1. Obliczyć stopień utlenienia pierwiastków w związkach:

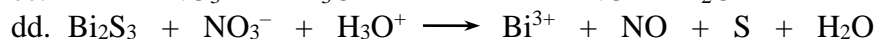
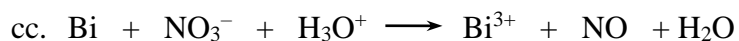
- $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HClO}, \text{HClO}_3$;
- $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{K}_2\text{SO}_3, \text{P}_2\text{O}_5, \text{Na}_2\text{S}, \text{KCl}, \text{HClO}_4, \text{NaClO}_3$;
- $\text{NH}_3, \text{N}_2\text{O}, \text{NO}, \text{SO}_2, \text{SO}_3, \text{P}_2\text{O}_3, \text{NH}_4\text{Cl}$;
- $\text{NaAlO}_2, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{NaOH}, \text{H}_2\text{O}, \text{HIO}_3, \text{Na}_2\text{HPO}_4$;
- $\text{MnO}_2, \text{KMnO}_4, \text{K}_2\text{CrO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{K}_2\text{MnO}_4, \text{Cr}_2\text{O}_3$;
- $\text{NaH}, \text{MgH}_2, \text{AlH}_3, \text{CH}_4, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{O}_2$.

2. Obliczyć stopień utlenienia pierwiastków w jonach:

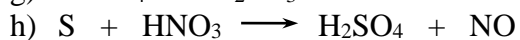
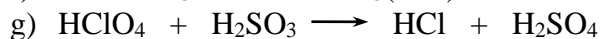
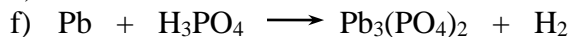
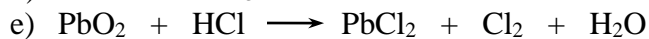
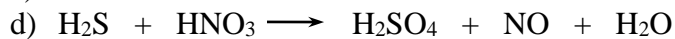
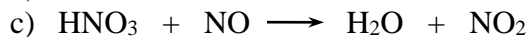
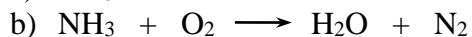
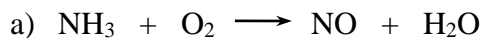
- $\text{SO}_4^{2-}, \text{MnO}_4^-, \text{PO}_4^{3-}, \text{ClO}_4^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{NO}_2^-$;
- $\text{AsO}_2^-, \text{AsO}_3^{3-}, \text{AsO}_4^{3-}, \text{MnO}_3^{2-}, \text{H}_2\text{PO}_4^-$;
- $\text{ClO}_3^-, \text{HPO}_4^{2-}, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{ClO}^-, \text{IO}_3^-$;
- $\text{CN}^-, \text{BO}_3^{3-}, \text{NO}_2^-, \text{SiO}_3^{2-}, \text{SCN}^-, \text{HSO}_3^-$.

3. Zbilansować następujące równania redoks zachodzące w roztworach; zapisać odpowiednie równania półokwowe. Wskazać utleniacz i reduktor.

- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- $\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- $\text{HNO}_3 + \text{NO} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- $\text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{AgNO}_3 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{NaNO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KOH} + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HClO}_3 \longrightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sn}^{2+} + \text{Hg}^{2+} \longrightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Hg}_2^{2+}$
- $\text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- + \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbS} + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsO}_3^{3-} + \text{ClO}^- \longrightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{Cl}^-$
- $\text{SO}_3^{2-} + \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{S} + \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsO}_4^{3-} + \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{AsO}_3^{3-} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsO}_3^{3-} + \text{BrO}_3^- \longrightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{Br}^-$



4. Dobrać współczynniki w niżej podanych równaniach chemicznych:



5. Dobrać współczynniki w niżej podanych reakcjach jonowych:

