

RÓWNOWAGA I SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNEJ

Obowiązujące zagadnienia:

Kinetyka (szybkość) reakcji, czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych, reguła van't Hoffa, rzędowość reakcji, stan i stała równowagi, wyrażenie na stałą równowagi danej reakcji, reakcja endo i egzoenergetyczna, prawo działania mas, odwracalność reakcji chemicznych, czynniki wpływające na przesunięcie stanu równowagi reakcji chemicznej (reguła Le Chateliera-Brauna), efekt wspólnego jonu, iloczyn rozpuszczalności.

Zadania do wykonania:

Wykonanie ćwiczeń 1-8, zanotowanie obserwacji i wniosków płynących z doświadczeń, zapisanie równań reakcji zachodzących w ćwiczeniach, odpowiedź na zadane w opisie ćwiczeń pytania, wykonanie odpowiednich obliczeń.

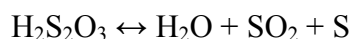
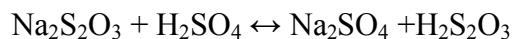
Wykonanie ćwiczenia:

1. Badanie wpływu stężenia substancji reagujących na szybkość reakcji chemicznej w układzie jednorodnym.

Odczynniki: tiosiarczan (VI) sodu, woda destylowana, 1M H₂SO₄

Sprzęt: cylinder miarowy 15-25 cm³, suche probówki, pipety, wkrapłacz, stoper, termometr, statyw na probówki

Cel ćwiczenia: Badanie wpływu stężenia tiosiarczanu (VI) sodu na szybkość następującej reakcji:



Za miarę szybkości reakcji przyjmuje się odwrotność czasu jej całkowitego przebiegu, tzn. od momentu zmieszania cieczy do chwili pojawienia się wyraźnej **opalescencji (zmętnienia)** od siarki elementarnej.

Sposób wykonania.

Ćwiczenie obejmuje trzy pomiary wykonywane w stałej temperaturze (pokojowej), przy stałej objętości roztworu i różnych stężeniach początkowych **tiosiarczanu (VI) sodu**. Przygotować trzy roztwory $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o różnym stężeniu. W tym celu odmierzyć do jednej probówki 9 cm^3 $0,5\text{M}$ roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, do drugiej 6 cm^3 tego roztworu i 3 cm^3 **wody** oraz do trzeciej 3 cm^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ i 6 cm^3 wody. Tak więc jednakowe objętości otrzymanych roztworów zawierają różną ilość moli $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Jeżeli stężenie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w próbce nr 3 oznaczymy przez c , to w probówce nr 2 będzie równe $2c$, a w probówce nr 1 – $3c$. Następnie do probówki nr 1 dodajemy 2 cm^3 1M H_2SO_4 i mierzymy czas od chwili dodania kwasu do wystąpienia wyraźnej opalescencji. To samo należy powtórzyć z probówkami nr 2 i nr 3. Zmierzyć temperaturę otoczenia przed i po reakcji. Po wykonaniu każdego pomiaru zanotować czas przebiegu reakcji, temperaturę i stężenia reagentów. Obliczyć szybkość reakcji jako odwrotność czasu jej przebiegu. Dane umieścić w **tabeli**:

Numer pomiaru	Ilość $0,5\text{M}$ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w $[\text{cm}^3]$	Ilość H_2O w $[\text{cm}^3]$	Ilość 1M H_2SO_4 w $[\text{cm}^3]$	Objętość roztworu w $[\text{cm}^3]$	Szybkość reakcji V w jedn. umow. $[1/t]$
1	9	-	2	11	
2	6	3	2	11	
3	3	6	2	11	

Sporządzić wykres ukazujący zależność szybkości reakcji od stężenia $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Na osi rzędnych umieścić szybkości reakcji, na osi odciętych odpowiadające im stężenia $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Punkty doświadczalne połączyć linią przechodzącą przez początek układu współrzędnych ($V = 0$, $c = 0$). Wyciągnąć wniosek dotyczący zależności szybkości reakcji od stężenia substratów.

2. Bufor amonowy.

Odczynniki: 1M roztwór amoniaku, 1M NH_4Cl , fenoloftaleina, woda destylowana

Sprzęt: probówki, pipety, wkraplacz, statyw na probówki

Do 2 probówek wlać po 0,5 ml 1M roztworu **amoniaku**, a następnie do jednej z nich dodać 10-cio krotny nadmiar roztworu 1M NH_4Cl , zaś do drugiej taką samą objętość wody destylowanej. Dodać do obu probówek po 2 krople roztworu **fenoloftaleiny**. Obserwować zachodzące zmiany barwy roztworów.

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{(\text{NH}_4^+)(\text{OH}^-)}{(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Wyciągnąć odpowiednie wnioski. Jak przesuwa się równowaga reakcji dysocjacji amoniaku po dodaniu chlorku amonu?

3. Reakcje strącania wodorotlenków.

Odczynniki: 0,5M roztwory rozpuszczalnych soli: Al^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} , 0,5M siarczan (VI) amonu, 0,5M azotan (V) amonu lub 0,5M chlorek amonu, rozcieńczony amoniak

Sprzęt: probówki, pipety, wkraplacz, statyw na probówki

W 6 probówkach umieścić po 0,5 ml 0,5M roztworów rozpuszczalnych soli: Al^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} . Do każdego roztworu dodać kroplami rozcieńzonego **amoniaku**, aż do chwili wytrącenia osadu.

(We wszystkich probówkach wytrącają się osady. Jak wynika z przeprowadzonego doświadczenia, stężenie jonów OH^- w roztworze amoniaku jest wystarczające do strącenia wodorotlenków wszystkich wymienionych wyżej kationów).

W kolejnych 6 probówkach umieścić po 0,5 ml roztworów wyżej wymienionych kationów. Do roztworów tych dodać roztwory amoniaku z dodatkiem 0,5M roztworów **siarczanu (VI) amonu**, **azotanu (V) amonu** lub **chlorku amonu** (najlepiej 0,5M roztwór jednej z tych soli i amoniaku zmieszanych w stosunku objętościowym 1:1). W obecności nadmiaru jonów amonowych zajdzie cofnięcie się dysocjacji amoniaku, a stężenie jonów wodorotlenowych znacznie się obniży. W tych warunkach zajdzie wytrącenie się tylko wodorotlenków najtrudniej rozpuszczalnych, a mianowicie: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ oraz $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Natomiast pozostałe, wymagające większego stężenia jonów OH^- w tych warunkach nie wytrącają się.

4. Bufor octanowy.

Odczynniki: 2M CH₃COOH, oranż metylowy, 10 % roztwór octanu sodu, woda destylowana

Sprzęt: probówki, pipety, wkraplacz, statyw na probówki

W dwóch probówkach umieścić po 0,5 ml 2M CH₃COOH. Do jednej dodać 5 ml **wody**, a do drugiej taką samą ilość 10 % roztworu **octanu sodu**. Do obydwu roztworów dodać po 2 krople **oranżu metylowego**.

Jak zabarwia się dodany wskaźnik w obu probówkach i dlaczego? Jak przesuwają się równowaga reakcji dysocjacji kwasu octowego po dodaniu octanu sodu?

5. Wpływ wspólnego jonu.

Odczynniki: nasycony roztwór NaCl, stężony HCl

Sprzęt: probówka, pipety, statyw na probówki

Uwaga! Ćwiczenie wykonać pod wyciągiem!

Do probówki wlać 2 ml nasyconego roztworu **chlorku sodu** i dodać 1 ml stężonego **HCl**. Obserwować zachodzące w probówce zmiany.

Objasnić zachodzące zmiany. Porównać stężenie jonów Cl⁻ w nasyconym roztworze NaCl i stężonym HCl, wiedząc, że rozpuszczalność NaCl w temp. pokojowej wynosi 35,8 g / 100g wody. Gęstość nasyconego roztworu NaCl w temp. pokojowej wynosi 1,2 g/ml. Czy stężenie Cl⁻ wzrasta, czy zmniejsza się po dodaniu stężonego HCl do nasyconego roztworu soli? Co nastąpiło po dodaniu kwasu do roztworu soli? Wyjaśnić to posługując się równaniem równowagi.

6. Wpływ wielkości powierzchni zetknięcia reagentów na szybkość reakcji chemicznej.

Odczynniki: kreda (CaCO₃), rozcieńczony roztwór HCl

Sprzęt: probówki, bagietka, pipeta, wkraplacz, statyw na probówki

Do dwóch probówek wrzucić po małym kawałku **kredey (CaCO₃)**, jednakowej wielkości. W jednej z nich za pomocą bagietki rozdrobnić kredę na drobny proszek. Następnie do obu probówek wprowadzić jednakową objętość rozcieńczonego **kwasu chlorowodorowego** (ok. 20 kropli). Obserwować szybkość rozpuszczenia się kredey w obu przypadkach.

Napisać cząsteczkowo i jonowo równania reakcji węglanu wapnia (kredy) z kwasem chlorowodorowym. Opisać wpływ rozdrobnienia kredy na szybkość reakcji.

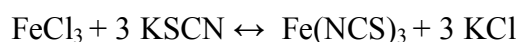
7. Wpływ stężenia reagentów na stan równowagi chemicznej reakcji.

Odczynniki: 0,1N roztwór chlorku żelaza (III), 0,1N roztwór tiocyjanianu potasu (KSCN), nasycony roztwór KCl, woda destylowana

Sprzęt: probówki, cylinder 25 ml, wkraplacz, pipety, statyw na probówki

Reakcja chlorku żelaza (III) (FeCl_3) z tiocyjanianem potasu (KSCN) prowadzi do stanu równowagi, w którym produktami reakcji są czerwonej barwy kompleksy o różnym składzie od $\text{Fe}(\text{NCS})^{2+}$ do $\text{Fe}(\text{NCS})_6^{3-}$ w tym m.in. związek $\text{Fe}(\text{NCS})_3$.

Ogólnie przebieg reakcji można przedstawić równaniem:



Sposób wykonania.

Do cylindra dodać 2 krople roztworu FeCl_3 i jedną kroplę roztworu KSCN , a następnie uzupełnić wodą destylowaną do objętości 10 ml i wymieszać. Tak przygotowany roztwór wlać po ok. 1 ml do trzech probówek, a następnie dodać:

- 1) do pierwszej probówki 10 kropli roztworu KSCN
- 2) do drugiej probówki 10 kropli nasyconego roztworu KCl
- 3) roztwór w trzeciej probówce stanowi próbę kontrolną

Porównać zabarwienie roztworów w probówkach i określić barwy roztworów. Wyjaśnić wpływ stężenia: substratu (KSCN) oraz produktu (KCl) na przesunięcie stanu równowagi reakcji.

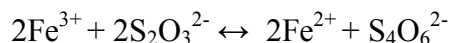
Uwaga! W kompleksach z jonem żelaza (III) występuje anion izotiocyjanianowy NCS^- .

8. Wpływ temperatury i katalizatora na szybkość reakcji.

Odczynniki: 1M roztwór tiosiarczanu sodu (z wody destylowanej!), 1M roztwór chlorku żelaza (III) (z wody destylowanej!), 0,1M roztwór CuSO_4

Sprzęt: probówki, pipety, wkraplacz, zlewka na łaźnię wodną, termometr, stoper, statyw, trójnóg, siatka ceramiczna, palnik

Po zmieszaniu roztworów chlorku żelaza (III) oraz tiosiarczanu sodu pojawia się intensywne czerwono-fioletowe zabarwienie, które utrzymuje się jakiś czas. Powodem zmian zabarwienia są następujące po sobie dwie reakcje chemiczne. Jedna prowadzi do otrzymania nietrwałego związku kompleksowego jonów Fe^{3+} z jonami $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (czerwono-fioletowy), a druga prowadzi do rozpadu tego kompleksu na skutek redukcji jonu centralnego przez ligandy:



Celem ćwiczenia jest zbadanie wpływu temperatury i katalizatora na szybkość powyższej reakcji. Za miarę szybkości reakcji przyjmiemy w tym przypadku odwrotność czasu jej całkowitego przebiegu. Wpływ temperatury określimy za pomocą reguły van't Hoffa, wyznaczając średni współczynnik temperaturowy reakcji (1).

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

gdzie V_1 i V_2 są szybkościami reakcji w temperaturach odpowiednio T_1 i T_2 ($^{\circ}\text{C}$),
 γ jest współczynnikiem temperaturowym reakcji, a $\Delta T = T_2 - T_1$

Sposób wykonania.

Ćwiczenie obejmuje 4 pomiary szybkości reakcji wykonane z tych samych ilości substratów w różnych temperaturach:

- a). 20°C b). 20°C + katalizator c). 30°C d). 40°C .

Pomiary należy wykonać w następujący sposób: do jednej probówki odmierzyć 3 ml 1M roztworu tiosiarczanu sodu, a do drugiej 2 ml 1M roztworu chlorku żelaza (III). Obie probówki umieścić w łaźni wodnej o odpowiedniej temperaturze, aż do uzyskania przez nie pożądanej temperatury (ok. 15 minut). Następnie zmieszać ze sobą oba roztwory, wlewając szybkim ruchem roztwór tiosiarczanu sodu do roztworu soli żelaza. Zmierzyć stoperem czas, który upłynął od chwili zmieszania roztworów do momentu zaniku czerwono-fioletowego zabarwienia. W czasie przebiegu reakcji probówka powinna pozostawać w łaźni wodnej, a roztwór należy wstrząsać. Po zakończeniu reakcji należy zmierzyć temperaturę roztworu (z dokładnością do $0,2^{\circ}\text{C}$). Pomiar b). należy wykonać inaczej niż pozostałe pomiary. Mianowicie, przed zmieszczeniem roztworów do probówki zawierającej chlorek żelaza (III) należy dodać 1 kroplę $0,1\text{M}$ roztworu CuSO_4 . Pozostałe czynności pozostają bez zmian.

Po wykonaniu każdego pomiaru dokładnie zanotować warunki reakcji (temperaturę i obecność katalizatora). Dla każdego pomiaru obliczyć szybkość reakcji (jako odwrotność

czasu jej trwania). Porównać szybkości reakcji zachodzącej w tych samych warunkach temperaturowych w obecności i bez użycia katalizatora. Spróbować wyjaśnić wpływ katalizatora w tej reakcji. Ze **wzoru 1** policzyć kolejne wartości współczynnika temperaturowego, a następnie jego wartość średnią.

Numer pomiaru	Temperatura T w [°C]	Katalizator	Czas reakcji t w [s]	Szybkość reakcji w jedn. umow. $V=1/t$ w [1/s]
1				
2				
3				
4				

Wartości współczynnika γ :

z pomiarów w temp. 20 i 30 °C

z pomiarów w temp. 30 i 40 °C

z pomiarów w temp. 20 i 40 °C

średnia arytmetyczna

Literatura:

- [1] M. J. Sienko, R. A. Plane, „Chemia podstawy i zastosowania”, WNT, Warszawa, 1997
- [2] A. Bielański, „Chemia ogólna i nieorganiczna”, PWN, Warszawa, 1979
- [3] A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, Warszawa, 2010
- [4] L. Pajdowski, „Chemia ogólna”, PWN, Warszawa, 1997
- [5] R. Bregier-Jarzębowska, R. Jastrząb, L. Łomozik, A. Gąsowska, „Podstawy chemii ogólnej ćwiczenia laboratoryjne”, Poznań 2004
- [6] Praca zbiorowa pod redakcją A. Rokosza, „Ćwiczenia laboratoryjne z chemii ogólnej i nieorganicznej”, PWN, Warszawa, 1974
- [7] Praca zbiorowa pod redakcją prof. dr hab. Justyna Ochockiego, „Ćwiczenia z chemii ogólnej z elementami chemii nieorganicznej i bioinorganiczej”, Skrypt dla studentów I-go roku Wydziału Farmaceutycznego Wydawnictwo Uniwersytetu Medycznego, Łódź, 2010