

Zakres materiału obowiązujący na ćwiczeniach z chemii fizycznej

Ćwiczenie 1 – Wyznaczanie molowego ciepła rozpuszczenia i ciepła zubożenia

1. Pojęcie układu. Przekazywanie energii między układem i otoczeniem. I zasada termodynamiki. Pojęcie ciepła i pracy w termodynamice
 2. Reakcje egzotermiczne i endotermiczne. Ciepło reakcji dla przemian izochorycznej i izobarycznej.
 3. Pojęcie entalpii – entalpia reakcji. Entalpia, a energia wewnętrzna
 4. Standardowa entalpia tworzenia. Zależność entalpii od temperatury - Prawo Kirchhoffa
 5. Zasady pomiarów kalorymetrycznych. Na czym polega pomiar ciepła spalania w bombie kalorymetrycznej.
 6. Różnicowa kalorymetria skaningowa (DSC) - budowa i zasada działania kalorymetru skaningowego
 7. Entropia reakcji – samorzutność reakcji wg II zasady termodynamiki.
- *) Zadania na obliczenia związane ze zmianą entalpii i entropii reakcji, prawo Hessa. Obliczenia związane z I i II zasadą termodynamiki. Obliczanie ciepła reakcji na podstawie energii wiązań substratów i produktów

Ćwiczenie 4 – Wyznaczanie stałej równowagi dysocjacji – miareczkowanie potencjometryczne

1. Prawo działania mas.
2. Metody wyznaczania stałej równowagi chemicznej. Wpływ temperatury na stałą równowagi chemicznej.
3. Rodzaje elektrod: elektrody I i II rodzaju, elektrody redox, elektroda wodorowa, elektrody pomiarowe i elektrody odniesienia.
4. Zasada pomiaru pH. Miareczkowanie potencjometryczne słabego kwasu mocną zasadą.
5. Podstawniki elektroakceptorowe i elektronodonorowe oraz ich wpływ na stałą dysocjacji kwasu.
6. Wyznaczanie stałych dysocjacji kwasów metodą potencjometryczną, krzywa miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą, współczynnik Hammeta.
7. Obliczanie pH roztworu i zawartości jonów wodorowych w roztworze na podstawie wartości pH.

Ćwiczenie 5A – Pomiar siły elektromotorycznej ogniw (SEM) – termodynamika ogniw galwanicznych

1. Entalpia swobodna – entropia i entalpia układu.
2. Rodzaje elektrod: elektrody (półogniwa) I, II rodzaju. Elektrody redox.
3. Ogniwa galwaniczne chemiczne i stężeniowe, schemat zapisu ogniw
4. Równanie Nernsta dla ogniw galwanicznych. Siła elektromotoryczna (SEM) ogniwa galwanicznego
5. Termodynamika ogniw galwanicznych. Wyznaczanie współczynnika temperaturowego, siły elektromotorycznej i funkcji termodynamicznych reakcji biegnącej w ogniwie
6. Obliczanie siły elektromotorycznej (SEM) ogniw chemicznych i stężeniowych

Ćwiczenie 5AN - Potencjometryczne oznaczanie chlorków z wykorzystaniem elektrody jonoselektywnej

1. Elektrody (I, II rodzaju), ogniwa chemiczne, schemat zapisu ogniw
2. Wykorzystanie pomiaru potencjału ogniwa do określenia stężenia jonów – pomiar pH.
3. Elektrody jonoselektywne i ich zastosowanie.

Ćwiczenie 6 – Kinetyka reakcji – wyznaczanie kinetyki eliminacji leku i jego okresu półtrwania w modelu zawierającym sztuczną nerkę

1. Dializa i hemodializa
2. Szybkość reakcji chemicznej. Stała szybkości reakcji.
3. Kinetyczne typy reakcji chemicznych. Kinetyka reakcji I rzędu.
4. Pojęcie kompartmentu. Procesy I rzędu w modelu jednokompartamentowym.
5. Podstawowe parametry farmakokinetyczne: stała szybkości eliminacji, biologiczny okres półtrwania, objętość dystrybucji, klirens ogólnoustrojowy i klirensy narządowe.
6. Obliczanie parametrów farmakokinetycznych: stałej szybkości, czasu półtrwania, objętości dystrybucji i klirensu.

Ćwiczenie 7 – Wyznaczanie stałej reakcji chemicznej

1. Szybkość reakcji chemicznej. Kinetyczne typy reakcji chemicznych. Kinetyka reakcji 0 rzędu
2. Częsteczkowość i rzędowość reakcji.
3. Metody wyznaczania rzędu reakcji. Stała szybkości reakcji i okres półtrwania dla reakcji zerowego i I rzędu.
4. Wpływ temperatury na szybkość reakcji. Energia aktywacji.
5. Kataliza i autokataliza.
6. Pomiary kinetyki reakcji enzymatycznych - stała Michaelisa jako miara powinowactwa enzymu do substratu.
7. Obliczanie związane z stałą szybkości reakcji i okresu półtrwania reakcji rzędu zerowego i rzędu I, wyliczanie współczynnika temperaturowego i energii aktywacji

Ćwiczenie 9 – Równowagi fazowe.

1. Pojęcie fazy, składnika, liczby stopni swobody układu
2. Reguła faz Gibbsa

3. Trójkątny Diagram stężeń Gibbsa
4. Prawo Podziału Nersta
5. Ekstrakcja – izolowanie i rozdzielanie mieszanin substancji
6. Polarność rozpuszczalników i ich dobór w technikach ekstrakcyjnych

Ćwiczenie 11 – Pomiar absorpcji i emisji światła

1. Promieniowanie elektromagnetyczne (długość fali, mechanizm absorbowania energii, światło niekoherentne i koherentne – laserowe).
2. Zjawisko fotoelektryczne. Zjawisko Comptona
3. Promienista i bezpromienista dezaktywacja cząsteczek wzbudzonych, diagram Jabłońskiego
4. Fotoluminescencja. Pojęcia fluorescencji i fosforescencji. Fluorymetria
5. Wyznaczanie stężenia substancji za pomocą pomiarów spektrofluorometrycznych. Wygaszanie stężeniowe
6. Wykorzystanie barwników fluorescencyjnych do znakowania przeciwciał – wykorzystanie w diagnostyce

Ćwiczenie 17- Badanie selektywności adsorpcji

1. Pojęcie adsorpcji, rodzaje adsorpcji i ich charakterystyka.
2. Adsorpcja z roztworu. Selektwność adsorpcji. Czynniki wpływające na szybkość adsorpcji.
3. Zmiana funkcji stanu w procesie adsorpcji.
4. Teoria adsorpcji Langmuira, izoterma Langmuira, izoterma Freundlicha.
5. Praktyczne wykorzystanie zjawiska adsorpcji

Ćwiczenie 19 – Molowy współczynnik absorpcji

1. Prawo Lamberta-Beera. Molowy współczynnik absorpcji
2. Krzywa wzorcowa – wykorzystanie pomiarów absorpcji do celów analitycznych
3. Przyczyny absorpcji światła przez związki chemiczne – pojęcie chromoforu i auksochromu.
4. Zasady wykonywania pomiarów spektrofotometrycznych