

Zakres materiału obowiązujący na ćwiczeniach z chemii fizycznej

Ćwiczenie 1 – Wyznaczanie ciepła reakcji: kalorymetria

1. Pojęcie ciepła i pracy w termodynamice. Reakcje egzo- i endotermiczne.
2. I zasada termodynamiki dla reakcji przebiegających w stałej objętości i pod stałym ciśnieniem.
3. Ciepło reakcji dla przemian izochorycznej i izobarycznej. Entalpia reakcji.
4. Ogólne zasady prowadzenie pomiarów kalorymetrycznych.
5. Samorzutność procesów chemicznych. Entropia i entalpia swobodna.
6. Obliczenia związane z zmianą entalpii i entropii reakcji. Prawo Hessa.
7. Obliczenia związane z I i II zasadą termodynamiki.

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. Ogniwa galwaniczne i pomiar potencjału ogniwa (SEM).
4. Zasada pomiaru pH. Miareczkowanie potencjometryczne słabego kwasu mocną zasadą.
5. Podstawniki elektronoakceptorowe i elektronodonorowe i 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 5 – Pomiar siły elektromotorycznej ogni (SEM) i wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności

1. Rozpuszczalność ciała stałego. Pojęcie iloczynu rozpuszczalności.
2. Efekt wspólnego jonu na iloczyn rozpuszczalności. Efekt solny.
3. Rodzaje elektrod. Elektrody jonoselektywne i ich zastosowanie.
4. Ogniwa galwaniczne chemiczne i stężeniowe, schemat zapisu ogni.
5. Równanie Nernsta dla ogni galwanicznych. Obliczanie siły elektromotorycznej (SEM) ogni chemicznych i stężeniowych
6. Obliczanie iloczynu rozpuszczalności

Ćwiczenie 6 – Kinetyka reakcji. Wyznaczanie parametrów farmakokinetycznych

1. Szybkość reakcji chemicznej. Stała szybkości reakcji.
2. Cząsteczkowość i rzędowość reakcji. Kinetyka reakcji – reakcje zerowego, pierwszego i drugiego rzędu.
3. Pojęcie kompartmentu. Procesy I rzędu w modelu jednokompartamentowym.
4. Podstawowe parametry farmakokinetyczne: stała szybkości eliminacji, biologiczny okres półtrwania, objętość dystrybucji, klirens ogólnoustrojowy i klirensy narządowe.
5. Obliczanie parametrów farmakokinetycznych: stałej szybkości, czasu półtrwania, objętości dystrybucji i klirensu.

Ćwiczenie 7 – Wyznaczanie stałej reakcji chemicznej

1. Szybkość reakcji chemicznej.
2. Kinetyczne typy reakcji chemicznych. Cząsteczkowość i rzędowość reakcji.
3. Metody wyznaczania rzędu reakcji. Stała szybkości reakcji i okres półtrwania dla reakcji zerowego i I rzędu.
4. Wpływ temperatury i katalizatora na szybkość reakcji. Energia aktywacji. Kataliza i autokataliza.
5. Obliczanie związane z stałą szybkości reakcji i okresu półtrwania reakcji rzędu zerowego i rzędu I, wyliczanie współczynnika temperaturowego i energii aktywacji

Interakcja światła z materią

Ćwiczenie 10 – Absorpcja światła. Prawo Lamberta Beera

1. Promieniowanie elektromagnetyczne. Absorpcja i transmisja światła. Widma absorpcyjne UV i VIS.
2. Przyczyny absorpcji światła. Pojęcie chromoforów i auksochromów.
3. Prawo Lamberta – Beera. Molowy współczynnik absorpcji. Krzywa wzorcowa.
4. Zastosowanie spektrofotometrii do badań równowag kwasowo – zasadowych.
5. Obliczanie stężenia substancji na podstawie molowego współczynnika absorpcji

Ćwiczenie 11 – Pomiar absorpcji i fluorescencji światła

1. Promieniowanie elektromagnetyczne (długość fali, mechanizm absorbowania energii, światło niekoherentne i koherentne – laserowe).
2. Zjawisko fotoelektryczne. Zjawisko Comptona
3. Podstawowe prawa fotochemii: Prawo Grothosa – Drapera, Einsteina – Starka
4. Promienista i bezpromienista dezaktywacja cząsteczek wzbudzonych, diagram Jabłońskiego
5. Fotoluminescencja. Pojęcia fluorescencji i fosforescencji.
6. Pomiary fluorymetryczne, przesunięcie Stokesa, wygaszenie stężeniowe

Ćwiczenie 13/14 – Układy koloidalne. Emulsje

1. Klasyfikacja, metody otrzymywania i oczyszczania koloidów.
2. Budowa i stabilność cząstek koloidalnych. Trwałość układów koloidalnych (koagulacja, peptydyzacja, wysalanie i denaturacja). Działanie ochronne koloidów
3. Właściwości układów koloidalnych: ruchy Browna, dyfuzja, sedymentacja, ciśnienie osmotyczne, równowaga Donnana, elektroforeza, elektroosmoza.
4. Białka jako koloidy molekularne/cząsteczkowe. Znaczenie koloidów w życiu człowieka.
5. Budowa i typy emulsji. Emulgowanie: sposoby emulgowania, zjawisko koalescencji, emulgatory
6. Fizyczna trwałość emulsji. Koalescencja, śmietankowanie i łamanie emulsji. Pojęcia emulsji rozcieńczonej i stężonej oraz punktu krytycznego.

Ćwiczenie 16 – Napięcie powierzchniowe

1. Napięcie powierzchniowe. Metody wyznaczania napięcia powierzchniowego.
2. Związki powierzchniowo czynne: budowa, podział i działanie. Tenzydy, surfaktanty.
3. Micelle, krytyczne stężenie micelarne (CMC). Wyznaczanie CMC metodą stalagmometryczną.
4. Amfifilowy (hydrofilowo-hydrofobowy) charakter lipidów – tworzenie liposomów w środowisku wodnym.

Ćwiczenie 20 - Liposomy

1. Budowa liposomów. Liposomy naturalne, sztuczne (podział, metody otrzymywania)
2. Budowa błon biologicznych, amfifilowe właściwości fosfolipidów
3. Zastosowanie liposomów sztucznych w przemyśle kosmetycznym i farmaceutycznym
4. Substancje powierzchniowe czynne i ich wpływ na napięcie powierzchniowe