

## Zakres materiału do przygotowania się do ćwiczeń i kolokwium w Pracowni Chemii Fizycznej semestr zimowy - chemia

### I. Zagadnienia ogólne (do wszystkich ćwiczeń).

Rodzaje błędów wielkości fizykochemicznych. Błędy pojedynczego pomiaru. Odrzucanie wyniku wątpliwego (test Dixona). Graficzne przedstawianie wyników pomiarów. Interpolacja i ekstrapolacja graficzna. Wyznaczanie parametrów zależności prostoliniowej metodą graficzną i metodą najmniejszych kwadratów. Całkowanie i różniczkowanie graficzne. Statystyczna ocena wyników doświadczalnych.

### II. Zagadnienia szczegółowe.

**Ćwicz. 1.** I zasada termodynamiki, prawo Hessa, ciepła molowe. Efekt cieplny reakcji (przemiany), stała kalorymetru, metody jej wyznaczania. Entalpia rozcieńczania  $\Delta H_{rozcz.}$  i zobojętniania  $\Delta H_{zob.}$  silnych kwasów. Bieg zmian temperatury w procesie kalorymetrycznym, wyznaczanie  $\Delta T$  w danej przemianie, "poprawka na promieniowanie" (wyznaczanie metodą graficzną i rachunkową). Metody pomiaru temperatury.

**Ćwicz. 2.** 2. Zagadnienia ogólne – jak w 1. Procesy składające się na zobojętnianie słabego kwasu silną zasadą i towarzyszące im efekty cieplne. Ciepło zobojętniania słabych kwasów. Elementy budowy kalorymetru różnicowego, jego najważniejsze cechy, metodyka pomiarów.

**Ćwicz. 4.** Zjawisko będące podstawą pomiaru ebulliometrycznego. Prawo Raoult'a. Krzywa równowagi ciecz – para dla roztworu i czystego rozpuszczalnika. Podstawowe równanie ebulliometrii, stała ebulliometryczna. Wyznaczanie masy molowej, wpływ dysocjacji lub asocjacji na wynik pomiaru; wyznaczanie współczynnika osmotycznego. Budowa ebulliometru Świętosławskiego i opis jego działania, metodyka pomiarów. Termometr różnicowy Beckmanna.

**Ćwicz. 5.** Prawo podziału Nernsta, (układy których dotyczy). Wpływ dysocjacji lub asocjacji na postać tego równania. Ekstrakcja jedno- i wielostopniowa i jej zastosowanie.

**Ćwicz. 6.** Reguła faz Gibbsa. Układy skondensowane. Diagramy równowag fazowych dla przypadków powstawania: a) prostego eutektiku, b) związku chemicznego, c) kryształów mieszanych. Zależność temperatury topnienia składników od składu mieszaniny. Analiza termiczna, metodyka pomiarów. Typowe przebiegi zmian temperatury (krzywe ostygania) w układach typu a), b), c).

**Ćwicz. 7.** Wzajemna mieszalność trzech cieczy, możliwe przypadki. Równowagi fazowe w układzie trójskładnikowym (diagram fazowy) na tzw. trójkącie Gibbsa. Wyznaczanie w nim położenia: a) punktu – gdy znana jest zawartość dwóch składników, b) linii odpowiadającej stałej ilości jednego składnika, c) linii zmiany stężenia dwóch składników w stałych proporcjach. Doświadczalne wyznaczanie izotermy wzajemnej rozpuszczalności trzech cieczy (krzywa bimodalna) – metodyka pomiarów.

**Ćwicz. 9.** Adsorpcja fizyczna i chemiczna; podobieństwa i różnice. Wpływ temperatury; izotermy adsorpcji Freundlicha i Langmuira, wyznaczanie stałych tych równań. Adsorpcja substancji rozpuszczonej w roztworze na stałym adsorbencie, metodyka pracy.

**Ćwicz. 10.** Prawa Snelliusa, współczynnik załamania światła (czynniki wpływające na jego wielkość), pomiar za pomocą refraktometru Abbego (zasada jego działania). Polaryzacja dielektryczna, molowa polaryzacja elektronowa i refrakcja molowa (i właściwa). Zasada addytywności refrakcji w przypadku związków chemicznych i ich mieszanin (roztworów) i jej wykorzystanie. Zależność współczynnika załamania światła roztworów od stężenia substancji rozpuszczonej.

**Ćwicz. 11.** Pojęcie lepkości cieczy, jednostka, wymiar. Pomiar lepkości metodami: a) Stokesa, b) za pomocą wiskozymetru Ostwalda. Równanie Poiseuille'a - zastosowanie do metody Ostwalda. Opis urządzeń pomiarowych, metodyka pomiarów. Wpływ temperatury na lepkość gazów i cieczy. Zależność lepkości cieczy od temperatury – równanie Arrheniusa - Guzmanna, wyznaczanie jego stałych (metoda graficzna). Zależność lepkości roztworu od stężenia.

**Ćwicz. 16.** Budowa „elektrody chinhydronowej”, zależność jej potencjału od aktywności jonów wodorowych. Inne „elektrody” służące do oznaczenia pH roztworów i ich budowa. Równania opisujące zależność potencjału od aktywności jonów wodorowych i warunki zastosowania poszczególnych elektrod. Wyznaczanie wartości  $pK$  słabego kwasu z pomiarów EMF ogniw. Miareczkowanie pH-metryczne, wyznaczanie punktu równoważnikowego oraz wartości stałej równowagi ( $i\ pK$ ). Siła jonowa roztworu i jej związek z aktywnością i współczynnikami aktywności jonów. Wpływ siły jonowej roztworu na stałą dysocjacji słabego kwasu.