Wiadomości wstępne

1. Statystyczne opracowanie wyników (błędy w analizie ilościowej, średnia arytmetyczna, mediana, dominanta, przedział ufności, kryteria odrzucania wyników wątpliwych, porównanie precyzji i dokładności pomiarów).
2. Obliczenia analityczne związane z przygotowaniem roztworów (stężenia procentowe, stężenia molowe, przeliczanie stężeń).
3. Wagi analityczne, rodzaje wag analitycznych i technika ważenia.
4. Naczynia laboratoryjne i sprzęt używany w analizie ilościowej (rodzaje naczyń szklanych, mycie naczyń laboratoryjnych, kalibrowanie kolby i pipety miarowej, sprzęt metalowy: palniki, piece, suszarki, łaźnie wodne – obsługa i zastosowanie),
5. Punkt równoważnikowy i punkt końcowy miareczkowania, zasady analizy miareczkowej, roztwory mianowane, substancje podstawowe.

Alkacymetria

1. Metody miareczkowej analizy objętościowej. Podział ze względu na typ reakcji będącej podstawą oznaczenia, podział ze względu na sposób prowadzenia miareczkowania (miareczkowanie bezpośrednie, pośrednie, odwrotne), podział ze względu na sposób wyznaczania PK miareczkowania (metody wizualne i instrumentalne).

2. Podstawy teoretyczne alkacymetrii:
– dysocjacja elektrolityczna, stała i stopień dysocjacji,
– prawo rozcieńczeń Ostwalda,
– teorie elektrolitów mocnych i słabych,
– teorie kwasów i zasad (Arheniusa, Brønsteda - Lowry'ego, Lewisa),
– pojęcie pH i pOH, iloczyn jonowy wody, skala pH, obliczanie pH zadania rachunkowe,
– hydroliza, stała i stopień hydrolizy, hydroliza kationowa, anionowa, kationowo-anionowa,
– mieszaniny buforowe, rodzaje, mechanizm działania prostych buforów, zastosowanie, pojemność buforowa,
– krzywe miareczkowania alkacymetrycznego, analiza przebiegu krzywej miareczkowania (mocnego kwasu – mocną zasadą, mocnej zasady – mocnym kwasem, słabej zasady – mocnym kwasem, słabego kwasu – mocną zasadą, kwasu wieloprotonowego),
– wskaźniki barwne stosowane w alkacymetrii, mechanizm działania wskaźników (teoria Ostwalda), kryteria doboru wskaźnika w oznaczeniach alkacymetrycznych, najczęściej stosowane wskaźniki alkacymetryczne: oranż metylowy, błękit bromotymolowy, fenoloftaleina, czerwień metylowa (zakres zmiany pH, barwy skrajne).

3. Przykładowe oznaczenia alkacymetryczne:
– przygotowanie roztworów mianowanych HCl i NaOH oraz nastawianie ich miana,
– alkacymetryczne oznaczanie CH_3COOH
– obliczanie wyników analiz.

Potencjometria

1. Podstawy teoretyczne potencjometrii:
   - podział elektrod stosowanych w pomiarach potencjometrycznych: elektrody pierwszego, drugiego i trzeciego rodzaju, elektrody wskaźnikowe i porównawcze (elektroda szklana, elektroda wodorowa, antymonowa, chinhydronowa, chlorkosrebrowa, kalomelowa)
   - wzór Nernsta. Wyznaczanie stężenia substancji na podstawie pomiarów potencjometrycznych
   - typy miareczkowań potencjometrycznych: metoda klasyczna, miareczkowanie do punktu zerowego, miareczkowanie z dwumetalicznym układem elektrod, miareczkowanie
   z dwiema obojętnymi elektrodami polaryzowanymi
   - metody wyznaczania punktu końcowego w miareczkowaniu potencjometrycznym metodą klasyczną
   - potencjometryczne oznaczanie CH_3COOH
   - obliczanie wyniku analizy (zastosowanie metody Hahna).

Redoksymetria

1. Podstawy teoretyczne redoksymetrii:
– pojęcie utleniacza i reduktora,
– amfotery redoks (przykłady, równania reakcji),
– umiejętność uzgadniania reakcji redoks, reakcje dysproporcjonowania,
– potencjał oksydacyjno-redukcyjny i czynniki wpływające na jego zmianę, wzór Nernsta, potencjał formalny,
– krzywe miareczkowania redoks: wzory, obliczanie,
– wskaźniki stosowane w redoksymetrii: specyficzne i niespecyficzne, zasada doboru wskaźnika,
– właściwości roztworów: $KMnO_4$, J_2, $Na_2S_2O_3$,
– rodzaje i warunki miareczkowań jodometrycznych: miareczkowanie bezpośrednie (miareczkowanie roztworem jodu), miareczkowanie pośrednie (miareczkowanie roztworem $Na_2S_2O_3$,

2. Przykładowe oznaczenia manganometryczne i jodometryczne:
– przygotowanie i mianowanie roztworu KMnO4,
– manganometryczne oznaczanie: Fe3+, Mn2+, H2O2,
– przygotowanie i mianowanie roztworu J2 i Na2S2O3,
– jodometryczne oznaczanie Cu2+ i kwasu askorbowego,
– obliczanie wyników analiz.

Argentometria

1. Podstawy teoretyczne analizy strąceniowej:
   – iloczyn rozpuszczalności, kolejność wytracania osadów, czynniki wpływające na rozpuszczalność trudnorozpuszczalnych elektrolitów,
   – rodzaje i czystość osadów analitycznych,
   – wytrącanie osadów z roztworów homogenicznych,
   – argentometria i inne metody strąceniowe,
   – krzywe miareczkowania strąceniowego, analiza krzywych,
   – wskaźniki w analizie strąceniowej.
   2. Przykładowe oznaczenia kompleksometryczne:
   – przygotowanie i mianowanie AgNO3,
   – argentometryczne oznaczanie chlorków metodą Mohra, Volharda i Fajansa,
   – obliczanie wyników analiz.

Kompleksometria

1. Podstawy teoretyczne kompleksometrii:
– rodzaje ligandów i kompleksów (kompleksy proste i chelatowe), podział kompleksów ze względu na: ładunek sfery koordynacyjnej, efektywną liczbę atomowa, liczbę jonów centralnych, szybkość wymiany ligandów,
– budowa kompleksów chelatowych,
– trwałość związków kompleksowych (stałe trwałości i nietrwałości),
– krzywe miareczkowania kompleksometrycznego,
– rodzaje miareczkowań kompleksometrycznych: bezpośrednie, pośrednie, odwrotne i podstawieniowe,
– zastosowanie kompleksów w analizie chemicznej, reakcje maskowania,
– sposoby wyznaczania punktu równoważnikowego PR w kompleksometrii (metalowskaźniki – zasada działania, wskaźniki redoks – zasada działania)
– EDTA jako odczynnik analityczny, właściwości połączeń EDTA z jonami metali,
– twardość wody (przyczyny, rodzaje, sposoby usuwania) i jednostki twardości wody.
2. Przykładowe oznaczenia kompleksometryczne:
– przygotowanie i mianowanie roztworu EDTA,
– oznaczanie twardości wody (całkowitej i wapniowej),
– obliczanie wyników analiz.