

Państwowa Szkoła Wyższa
im. Papieża Jana Pawła II w Białej Podlaskiej

Materiały do ćwiczeń z chemii nieorganicznej dla studentów kierunku rolnictwo

Iwona Mystkowska
Anna Sikorska
Krystyna Zarzecka
Marek Gugąła



Wydawnictwo PSW JP II
Biała Podlaska 2019

Państwowa Szkoła Wyższa
im. Papieża Jana Pawła II w Białej Podlaskiej

**Iwona Mystkowska, Anna Sikorska
Krystyna Zarzecka, Marek Gugąła**

**Materiały do ćwiczeń
z chemii nieorganicznej
dla studentów kierunku rolnictwo**

Wydawnictwo PSW JP II
Biała Podlaska 2019

Wydawca

Państwowa Szkoła Wyższa
im. Papieża Jana Pawła II w Białej Podlaskiej

Recenzenci

dr hab. Beata Kuziemska
dr Przemysław Miecznik

© Copyright by Państwowa Szkoła Wyższa
im. Papieża Jana Pawła II w Białej Podlaskiej,
Iwona Mystkowska, Anna Sikorska, Krystyna Zarzecka, Marek Gugąła

ISBN 978-83-64881-51-0

Nakład: 150 egzemplarzy

Liczba arkuszy wydawniczych: 3



Wydawnictwo PSW JPII
ul. Sidorska 95/97, p. 334R
21-500 Biała Podlaska
www.pswbp.pl

Skład, druk i projekt okładki

Agencja Reklamowa TOP, ul. Toruńska 148, 87-800 Włocławek
tel.: 54 423 20 40, fax: 54 423 20 80, www.agencjatop.pl

Spis treści

Od Autorów	5
Regulamin pracowni chemicznej	6
Podstawowe zasady bezpieczeństwa i higieny pracy w laboratorium chemicznym ..	7
Szkło i technika pracy laboratoryjnej	8
I. TEORETYCZNE PODSTAWY ANALIZY CHEMICZNEJ	15
1.1. CHEMICZNE JEDNOSTKI MASY I STĘŻEŃ	15
1.2. PODSTAWOWE PRAWA CHEMICZNE	17
1.2.1. Skład procentowy i wagowy związków chemicznych	19
1.2.2. Obliczenia w oparciu o równania reakcji chemicznych	19
1.2.3. Obliczenia w oparciu o prawa gazowe	20
1.2.4. Zadania kontrolne	21
1.3. STĘŻENIA ROZTWORÓW	25
1.3.1. Charakterystyka roztworów	25
1.3.2. Sposoby wyrażania stężeń roztworów	25
1.3.3. Zadania kontrolne	30
1.4. DYSOCJACJA ELEKTROLITYCZNA	33
1.5. HYDROLIZA WODNYCH ROZTWORÓW SOLI	38
II. ANALIZA JAKOŚCIOWA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH	39
2.1. REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WYBRANYCH KATIONÓW	40
2.1.1. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów I grupy analizy	41
2.1.2. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów II grupy analizy	43
2.1.3. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów III grupy analizy	45
2.1.4. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów IV grupy analizy	48
2.1.5. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów V grupy analizy	49
2.2. REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WYBRANYCH ANIONÓW	50

III. ANALIZA ILOŚCIOWA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH	53
3.1. ANALIZA WAGOWA	54
3.2. ANALIZA OBJĘTOŚCIOWA (MIARECZKOWA)	56
3.2.1. Alkacymetria	59
3.2.2. Argentometria	62
3.2.3. Kompleksometria	63
3.2.4. Manganometria	64
3.2.5. Jodometria	67
IV. NORMY SPOŻYCIA WYBRANYCH SKŁADNIKÓW NIEORGANICZNYCH	69
Literatura	74

Od Autorów

Niniejszy skrypt jest przeznaczony dla studentów kierunku Rolnictwo. Treść skryptu uwzględnia wymagania podstawowego programu nauczania z zakresu ćwiczeń audytoryjnych i laboratoryjnych z chemii nieorganicznej.

Program ćwiczeń obejmuje obliczenia chemiczne ze stechiometrii i stężeń roztworów oraz metody analizy chemicznej klasycznej i instrumentalnej (ilościowej i jakościowej). W poszczególnych rozdziałach zamieszczono część teoretyczną, doświadczalną oraz przykłady zadań rachunkowych. W ostatnim rozdziale przedstawiono normy spożycia wybranych składników nieorganicznych.

Wyrażamy nadzieję, że opracowany materiał okaże się pomocny w nauce przedmiotu oraz przyczyni się do pogłębiania, zainteresowania i zrozumienia problemów chemii.

Autorzy

Regulamin pracowni chemicznej

1. W laboratorium chemicznym mogą przebywać studenci należący do grupy wykonującej ćwiczenia tylko w obecności osoby prowadzącej ćwiczenia.
2. Obowiązkiem każdego studenta jest utrzymanie porządku w pracowni.
3. Podczas wykonywania ćwiczeń należy unikać głośnych rozmów, krzyków, zbędnego gromadzenia się.
4. Ćwiczenia należy przeprowadzać z zachowaniem środków ostrożności.
5. Nie należy wykonywać oraz uruchamiać przyrządów bez uprzedniego polecenia osoby prowadzącej ćwiczenia.
6. Miejsce pracy musi być zawsze suche i czyste. Po zakończeniu pracy odczynniki, szkło i przyrządy powinny być zwrócone w stanie czystym na właściwe miejsce.
7. Każde uszkodzenie sprzętu lub przyrządu należy zgłosić prowadzącemu.
8. Butelki z odczynnikami należy po użyciu zamknąć właściwym korkiem i nie dopuszczać do ich zanieczyszczenia.
9. Nie należy wrzucać do kosza resztek niebezpiecznych substancji, lecz zbierać je do przeznaczonych na ten cel pojemników.
10. Nie należy wnosić odczynników chemicznych, roztworów, substancji poza teren laboratorium.
11. W razie nieszczęśliwego wypadku należy natychmiast zgłosić się do osoby prowadzącej ćwiczenia i podać okoliczności wypadku.
12. Zobowiązuje się wszystkich studentów do ścisłego przestrzegania przepisów BHP dotyczących wykonywania ćwiczeń.

Podstawowe zasady bezpieczeństwa i higieny pracy w laboratorium chemicznym

1. Przed rozpoczęciem ćwiczeń student zobowiązany jest założyć fartuch ochronny i zapoznać się z instrukcją dotyczącą wykonywania ćwiczeń i czynnościami, które powinny być realizowane pod nadzorem osoby prowadzącej.
2. Wszystkie substancje w pracowni chemicznej traktować, jako mniej lub bardziej trujące.
3. Butelki, w których przechowywane są roztwory, powinny być opisane z podaniem nazwy substancji i jej stężenia.
4. Pracować należy uważnie i ostrożnie, pamiętając przy tym, że niedokładność, nieuwaga, niedostateczne zaznajomienie się z przyrządami i właściwościami substancji, z którymi się pracuje, może spowodować nieszczęśliwy wypadek.
5. Szczególną ostrożność należy zachować przy pracy z substancjami żrącymi (np. mocne kwasy i ługi), aby zapobiec poparzeniu ciała i zniszczeniu odzieży. W razie wypadku polaną powierzchnię zmyć obficie silnym strumieniem wody i zgłosić osobie prowadzącej ćwiczenia.
6. Doświadczenia, w których wydzielają się trujące, żrące, o specyficznym zapachu gazy należy wykonywać pod wyciągiem.
7. Podczas pracy z palnikiem i substancjami łatwo palnymi zachować należy ostrożność. W razie jakiegokolwiek zapalenia materiałów palnych stosować się do poleceń osoby prowadzącej ćwiczenia.
8. Wylot próbówki, w której ogrzewany jest roztwór, kierować w stronę gdzie nikt się nie znajduje.
9. Nie pochylać się nad naczyniem, w którym coś wrze lub do którego wlewa się roztwór (zwłaszcza żrący).
10. Należy stosować się do instrukcji i poleceń osoby prowadzącej ćwiczenia.
11. W pracowni chemicznej obowiązuje zakaz spożywania posiłków oraz palenia tytoniu.
12. Po zakończeniu pracy w laboratorium należy umyć ręce.

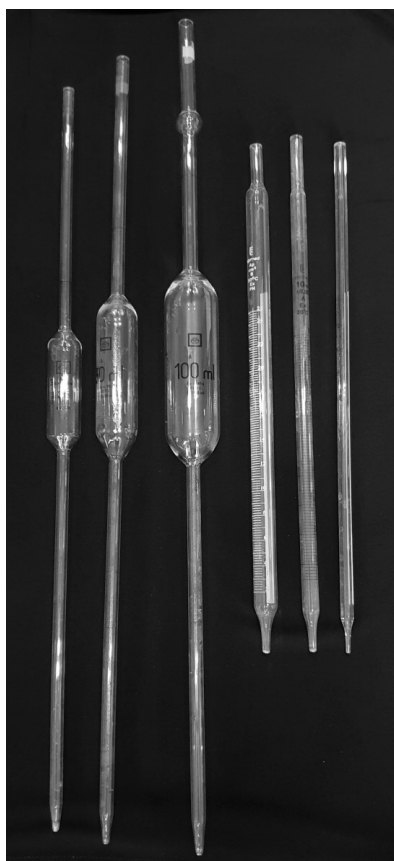
Przy rozcieńczaniu stężonych kwasów należy zawsze wlewać kwas do wody.

Do odmierzania i dozowania cieczy za pomocą pipet służą gumowe gruszki lub pipety zaopatrzone w urządzenia zasysające.

Szkło i technika pracy laboratoryjnej

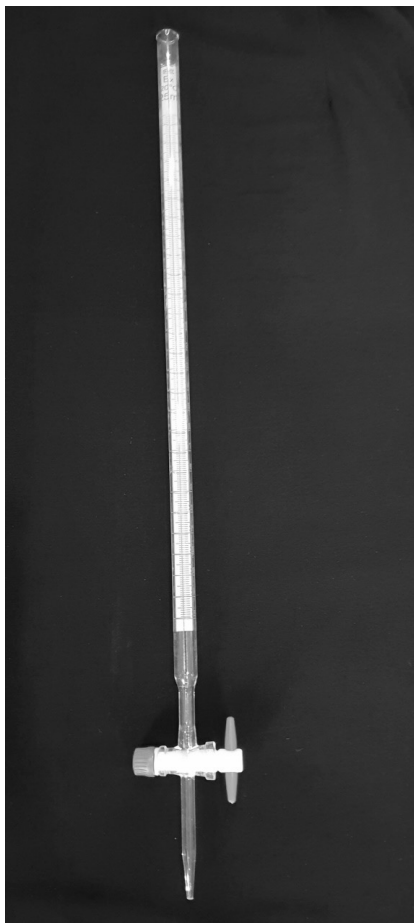
Pipeta – wąska szklana rurka z wykalibrowaną podziałką, która służy do pobierania i przenoszenia ściśle określonych objętości cieczy. Wyróżniamy pipety jednomiarowe oraz wielomiarowe (Fot. 1).

Technika pipetowania polega na ujmowaniu kciukiem i palcem środkowym przy jej górnym końcu. Dolny koniec pipety zanurza się w roztworze i pobiera za pomocą zasysacza. Za pomocą palca wskazującego dobywa się opróżnianie pipety. Pojemność pipety obliczona jest na jej swobodny wypływ dlatego nie wydychujemy cieczy znajdującej się w zwężonym końcu.



Fotografia 1. Piepety jednomiarowe i wielomiarowe

Biureta – długa, wąska rurka z wykalibrowaną podziałką, która zakończona jest od dołu kranikiem. Biureta w analizie ilościowej stosowana jest do miareczkowania (Fot. 2). Podczas napełniania biurety należy pamiętać, aby zwężony koniec biurety nie zawierał pęcherzyków powietrza. Miareczkowanie rozpoczynamy od ustalenia punktu zerowego.



Fotografia 2. Biureta

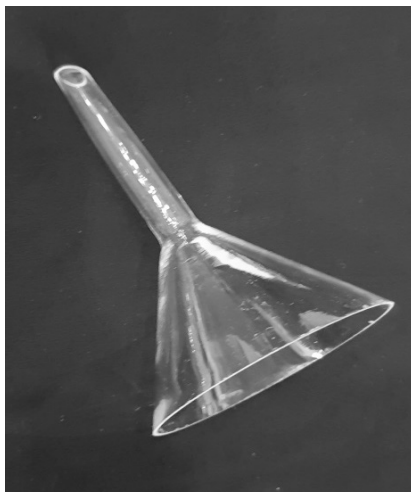
Kolba stożkowa zwana Erlenmajera – jest uniwersalnym szkłem laboratoryjnym służącym do ogrzewania, miareczkowania roztworów (Fot. 3).

Kolbę trzyma się w prawej dłoni, zaś lewą ręką przekręca się kurek biurety. Podczas miareczkowania należy obracać kolbę w celu mieszania reagujących ze sobą cieczy.



Fotografia 3. Kolba stożkowa (Erlenmajera)

Lejek – szkło laboratoryjne służące do przelewania, sączenia, przesypywania substancji chemicznych (Fot. 4).



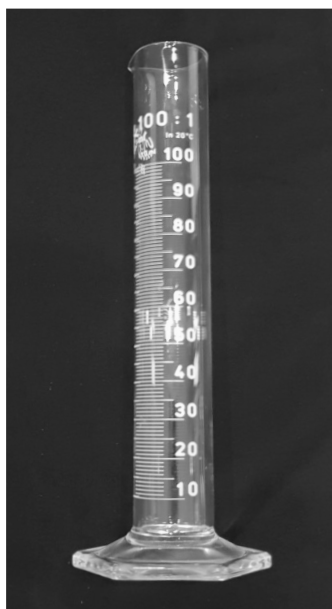
Fotografia 4. Lejek

Zlewka szklana – szkło laboratoryjne wykorzystywane w analizie miareczkowej do ustalania punktu zerowego (Fot. 5).



Fotografia 5. Zlewka

Cylinder miarowy – służy do odmierzania mniej dokładnej ilości cieczy. Ma kształt walca otwartego z jednej strony (Fot. 6).



Fotografia 6. Cylinder miarowy

Kolba miarowa – stosowana jest do sporządzania roztworów o ściśle określonym stężeniu. Posiada kreskę zaznaczoną na długiej, wąskiej szyjce, która wskazuje na jej objętość (Fot. 7). Najczęściej występują kolby o pojemności 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000, 2000 cm³.



Fotografia 7. Kolba miarowa

Wykonanie odważki substancji wzorcowej

Naczynko wagowe z pokrywką postawić na szalce wagi analitycznej, wyzerować wagę naciskając przycisk „tara”, nasypać do naczynka odpowiednią ilość substancji, zawartość naczynka przesypać przez lejek do kolby, pozostałą na ściankach substancję przenieść ilościowo do kolby miarowej.

Przygotowanie roztworów z odważonych substancji

Po dokładnym spłukaniu odważonej substancji z lejka, lejek wyjąć i napełnić kolbę wodą destylowaną maksymalnie do 2/3 pojemności. Rozpuścić substancję wprawiając ciecz w ruch wirowy. Nie należy mieszać roztworu po zamknięciu korkiem obracając kolbę dnem do góry. Po całkowitym rozpuszczeniu substancji dopełnić roztwór wodą destylowaną do kreski. Po zamknięciu kolby korkiem należy wymieszać roztwór odwracając kilkakrotnie kolbę dnem do góry.

Ogrzewanie

Probówkę wypełnioną roztworem należy ogrzewać bezpośrednio w płomieniu palnika używając drewnianej łąpy. Należy pamiętać, aby wylot próbówki był zwrócony w kierunku przeciwnym do ogrzewającego, ogrzewając należy lekko potrząsać próbką przez cały czas, aby uniknąć przegrzania. Ogrzewanie roztworu można również wykonać na łaźni wodnej.

Strącanie osadów

Strącanie osadów w analizie jakościowej przeprowadza się w próbkach. Ma ona na celu rozdzielanie mieszanin jonów. W trakcie rozdzielania stosuje się następujące warunki:

1. odczynnik strącający dodaje się kroplami przy jednoczesnym mieszaniu roztworu,
2. osad strąca się na gorąco w celu szybszego wytrącania i skoagulowania,
3. należy sprawdzić zupełność strącania dodając kilka kropel odczynnika strącającego do roztworu nad osadem.

Oddzielenie osadu od roztworu

Osad od roztworu można oddzielić przez dekantację (odstanie), odwirowanie, sączenie.

Masa molowa to masa jednego mola substancji, liczbowo równa masie atomowej (cząsteczkowej) substancji. Jednostką masy molowej jest **g/mol**. Na przykład:

- masa 1 mola atomów O = 16,00 g $M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol}$
- masa 1 mola cząsteczek $\text{O}_2 = 32,00 \text{ g}$ $M_{\text{O}_2} = 32,00 \text{ g/mol}$
- masa 1 mola jonów $\text{Na}^+ = 22,99 \text{ g}$ $M_{\text{Na}^+} = 22,99 \text{ g/mol}$

Równoważnik chemiczny substancji określa taką liczbę jego jednostek wagowych, która łączy się lub wypiera ze związku 1,008 jednostek masy atomowej (u) wodoru, lub 8 jednostek masy atomowej (u) tlenu. Jest to część mola, która przypada na jedną wartościowość.

Gramorównoważnik (g/val) substancji jest to taka jej ilość wyrażona w gramach, która w danej reakcji chemicznej jest równoważna 1 gramoatomowi wodoru lub $\frac{1}{2}$ gramoatomu tlenu. Gramorównoważnik pierwiastków oblicza się dzieląc masę molową danego pierwiastka przez jego wartościowość.

Zasada obliczania gramorównoważników wymaga podzielenia związków chemicznych na: kwasy, zasady, sole oraz substancje pełniące rolę utleniaczy i reduktorów.

Gramorównoważnik kwasu oblicza się dzieląc masę molową kwasu przez liczbę atomów wodoru (protonów) zawartych w cząsteczce kwasu. Jednostką jest g/val. Na przykład:

$$R_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2}$$

$$R_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3}$$

Dla kwasów jednoprotonowych gramorównoważnik równa się masie molowej kwasu, w przypadku dwuprotonowych masa molowa podzielona na dwa, zaś w przypadku trójprotonowych podzielona na trzy.

Gramorównoważnik zasady oblicza się dzieląc masę molową zasady przez liczbę grup OH^- zawartych w cząsteczce zasady. Na przykład:

$$R_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1}$$

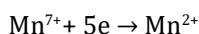
$$R_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{2}$$

Gramorównoważnik soli oblicza się dzieląc masę molową soli przez iloczyn atomów metalu i wartościowość metalu. Na przykład:

$$R_{CaSO_4} = \frac{M_{CaSO_4}}{2 \cdot 1}$$

$$R_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{2 \cdot 3}$$

Gramorównoważnik utleniaczy i reduktorów oblicza się dzieląc masę molową soli przez ilość moli biorących udział w procesie utleniania lub redukcji. Na przykład:



$$R_{Mn^{7+}} = \frac{M_{Mn^{2+}}}{5}$$

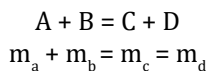
1.2. PODSTAWOWE PRAWA CHEMICZNE

Obliczenia stechiometryczne są przeprowadzane za pomocą znajomości wzorów i równań chemicznych. Równanie chemiczne przedstawia jakościowy i ilościowy charakter zmian zachodzących podczas reakcji chemicznej, zapisany przy pomocy symboli pierwiastków i wzorów związków chemicznych. W obliczeniach stosujemy masy molowe substancji zaokrąglone do jedności.

Obliczenia stechiometryczne oparte są o podstawowe prawa chemii takich jak:

PRAWO ZACHOWANIA MASY

W każdej przemianie chemicznej suma mas substancji reagujących nie ulega zmianie.



gdzie:

A, B, C, D - substancje biorące udział w reakcji

m_a, m_b, m_c, m_d - masy substancji odpowiednio A, B, C i D

PRAWO STOSUNKÓW STAŁYCH (PRAWO STAŁOŚCI SKŁADU CHEMICZNEGO)

Pierwiastki tworzące związek chemiczny łączą się ze sobą w ściśle określonych, stałych stosunkach wagowych. Stosunek wagowy pierwiastków w dowolnej ilości związku jest taki sam jak w jednej cząsteczce tego związku. Na przykład w CO₂:

$$\begin{aligned} m_c : m_o \\ 12 : 2 \cdot 16 \\ 12 : 32 \\ 3 : 8 \end{aligned}$$

PRAWO STOSUNKÓW WIELOKROTNYCH

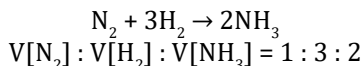
Jeżeli pierwiastki tworzą ze sobą kilka związków, to masy jednego pierwiastka przypadające na tą samą masę drugiego pierwiastka tworzą szereg liczb całkowitych. Na przykład w tlenkach azotu:

N ₂ O	28 : 16	1
NO	28 : 32	2
N ₂ O ₃	28 : 48	3
NO ₂	28 : 64	4
N ₂ O ₅	28 : 80	5

Ilości wagowe tlenu przypadające na stałą ilość wagową azotu (28 g) tworzą szereg prostych liczb całkowitych 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

PRAWO STOSUNKÓW OBJĘTOŚCIOWYCH GAY-LUSSACA

Objętości reagujących ze sobą gazów oraz gazowych produktów ich reakcji, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, pozostają do siebie w stosunkach niewielkich liczb całkowitych.



PRAWO AVOGADRO

Równe objętości różnych gazów, w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, zawierają jednakowe liczby cząsteczek.

Jeden mol dowolnego gazu w warunkach normalnych zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.

Warunki normalne:

$$p = 1 \text{ Atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$$

$$V = 22,4 \text{ dm}^3$$

1.2.1. Skład procentowy i wagowy związków chemicznych

Wzór chemiczny opisuje skład jakościowy i ilościowy związku chemicznego.

Na przykład cząsteczka siarczanu (VI) żelaza (III) o wzorze $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ składa się z dwóch atomów żelaza, trzech atomów siarki i dwunastu atomów tlenu.

Symbole i wzory chemiczne oznaczają nie tylko atomy i cząsteczki, lecz także ilości wagowe substancji liczbowo równe ich masom atomowym lub molowym.

Jedna cząsteczka siarczanu (VI) żelaza (III) posiada masę równą sumie mas atomowych pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki, czyli wynosi $2 \cdot 56 \text{ u} + 3(32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u}) = 400 \text{ u}$ (u – jednostka masy atomowej).

Jeden mol siarczanu (VI) żelaza (III) zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tej soli i posiada masę 400 g. Na podstawie wzorów chemicznych można zatem obliczyć skład procentowy związku chemicznego.

Przykład 1. Obliczyć zawartość procentową żelaza w tlenku żelaza (III).

Rozwiązanie

Masa cząsteczkowa tlenku żelaza (Fe_2O_3) jest równa: $2 \cdot 56 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 160 \text{ u}$.

W jednym molu Fe_2O_3 czyli w 160 g zawarte jest 112 g żelaza.

Stąd zawartość procentowa żelaza wynosi: 70%

Przykład 2. Obliczyć zawartość procentową wody hydratacyjnej w 1 kg gipsu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Rozwiązanie

Masa cząsteczkowa gipsu wynosi: $40 \text{ u} + 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} + 2(2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u}) = 172 \text{ u}$.

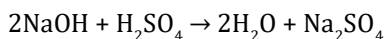
W jednym molu, czyli w 172 g gipsu zawarte jest 36 g wody.

Stąd w 1 kg tj. 1000 g gipsu zawartość wody wynosi: 209 g

Procentowa zawartość wody hydratacyjnej w 1 kg gipsu wynosi: 20,9%

1.2.2. Obliczenia w oparciu o równania reakcji chemicznych

Zapis przebiegu reakcji przy pomocy równania chemicznego informuje o przemianach jakościowych i ilościowych zachodzących w przestrzeni reakcyjnej. Z równania reakcji:



wynika, że wodorotlenek sodu zubożętnia kwas siarkowy (VI) tworząc siarczan (VI) sodu i wodę.

Dwie cząsteczki wodorotlenku sodu reagują z jedną cząsteczką kwasu siarkowego (VI) tworząc cząsteczkę siarczanu (VI) sodu i dwie cząsteczki wody.

W obliczeniach stechiometrycznych częściej korzysta się z interpretacji molarnej, która te same zależności podaje w molach reagentów. Pozwala to prowadzić obliczenia właściwych proporcji reagentów, wydajności reakcji, końcowego składu mieszaniny reakcyjnej.

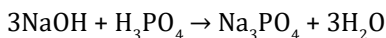
Podstawą obliczeń jest prawidłowy zapis równania reakcji chemicznej.

Błąd w zapisie reakcji spowodowany złym uzgodnieniem współczynników stechiometrycznych lub niewłaściwym wzorem reagentów, wpływa na uzyskanie nieprawdziwego wyniku obliczenia.

Przykład 1. Obliczyć, ile gramów i ile moli wodorotlenku sodu potrzeba do uzyskania 82 g fosforanu (V) sodu.

Rozwiązanie

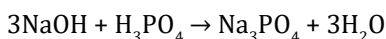
Obliczenie stechiometryczne należy przeprowadzić w oparciu o dowolną reakcję otrzymywania fosforanu (V) sodu z udziałem wodorotlenku sodu. Jedną z takich reakcji jest neutralizacja kwasu fosforowego (V) wodorotlenkiem sodu:



Z zapisu reakcji wynika, że z trzech moli wodorotlenku sodu otrzymuje się jeden mol soli.

Przedstawiając zapis: 3 mole NaOH + 1 mol Na₃PO₄ w postaci mas molowych, otrzymuje się postać dogodniejszą do obliczeń przeprowadzonych zgodnie z regułami proporcji:

xg 82 g



120 g/mol 164 g/mol

$$n = \frac{ms}{M} = \frac{60 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

1.2.3. Obliczenia w oparciu o prawa gazowe

Z prawa Boyle'a - Mariotte'a, Charlesa i Gay Lussaca wynika następujący związek pomiędzy

objętością V, ciśnieniem p i temperaturą bezwzględną T danej masy gazu:

$$\frac{p_0 v_0}{T_0} = \frac{p_1 v_1}{T_1} = \frac{p_2 v_2}{T_2}$$

gdzie:

p_0, v_0, T_0 - określają parametry gazu w warunkach normalnych

p_1, v_1, T_1 - określają parametry gazu w stanie 1

p_2, v_2, T_2 - określają parametry gazu w stanie 2.

Jeżeli wyrazimy masę gazu za pomocą liczby moli (n) i uwzględnimy prawo Avogadry, to otrzymamy zależność zwaną równaniem stanu gazu doskonałego lub równaniem Clapeyrona.

$$pV = nRT$$

gdzie:

p - ciśnienie [Pa]

V - objętość [dm³]

n - ilość moli substancji gazowej [mol]

R - stała gazowa = 8,31 [J/mol K]

T - temperatura w skali bezwzględnej [K]

1.2.4. Zadania kontrolne

Zadanie 1. Obliczyć procentową zawartość żelaza w następujących jego związkach:

a) hematyt Fe_2O_3

b) magnetyt Fe_3O_4

c) wucstyt FeO

d) piryt FeS_2

e) limonit $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Zadanie 2. Obliczyć procentową zawartość siarki w następujących związkach:

a) siarczek żelaza (III) - Fe_2S_3

b) wodorosiarczan (IV) żelaza(II) - $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$

c) siarczan (IV) hydroksożelaza(II) - $(\text{FeOH})_2\text{SO}_3$

d) siarczan (VI) żelaza(III) - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Zadanie 3. Obliczyć zawartość procentową wody w następujących solach uwodnionych:

a) $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

b) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

c) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

d) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Zadanie 4. Obliczyć, ile gramów i ile moli Al znajduje się w:

a) 1 kg siarczanu (VI) glinu - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- b) 200 g wodorotlenku glinu - $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c) 0,15 kg tlenku glinu - Al_2O_3

Zadanie 5. Obliczyć, ile gramów i ile moli siarki znajduje się w:

- a) 2 kg siarczanu (VI) cynku - ZnSO_4
- b) 0,2 kg siarczku cynku - ZnS

Zadanie 6. Obliczyć ile gramów rtęci należy użyć, aby otrzymać 5 moli HgO .

Zadanie 7. Podczas rozpuszczania magnezu w kwasie siarkowym(VI) utworzyło się 36 g siarczanu (VI) magnezu. Ile ważył użyty w reakcji magnez? Ile gramów kwasu zużyto na jego rozpuszczenie?

Zadanie 8. Obliczyć, ile moli wodoru potrzeba do całkowitej redukcji 80 g Fe_2O_3 do żelaza?

Zadanie 9. Obliczyć, ile moli wody otrzyma się podczas redukcji 200 g Cu_2O do miedzi metalicznej.

Zadanie 10. Spalono w tlenie 20 g metalicznego magnezu. Ile gramów i ile moli tlenku magnezu powstało w reakcji?

Zadanie 11. Podczas rozkładu tlenku srebra otrzymano 43,2 g srebra oraz 3,2 g tlenu. Obliczyć, ile gramów i ile moli Ag_2O uległo rozkładowi.

Zadanie 12. Obliczyć, ile gramów i ile moli magnezu potrzeba do otrzymania 52,4 g fosforanu (V) magnezu - $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

Zadanie 13. Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do przeprowadzenia 100 g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ w $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Zadanie 14. Obliczyć, ile gramów i ile moli H_3PO_4 należy zużyć do zobojętnienia 50 g KOH .

Zadanie 15. Obliczyć, ile gramów wodorotlenku potasu trzeba zużyć do przeprowadzenia 70 g kwasu siarkowego (VI) w $\text{Na}(\text{HSO}_4)_2$, a ile w Na_2SO_4 .

Zadanie 16. Obliczyć, ile gramów i ile moli chlorku srebra AgCl powstanie w wyniku reakcji 24 g AgNO_3 z nadmiarem kwasu solnego.

Zadanie 17. Obliczyć, ile gramów i ile moli wapnia znajduje się w 3 kg naturalnego wapienia zawierającego 90% CaCO_3 .

Zadanie 18. Obliczyć, ile gramów ile moli żelaza znajduje się w 1,5 kg rudy hematytowej (Fe_2O_3) zawierającej 8% zanieczyszczeń.

Zadanie 19. Jedna z rud zawiera 90% pirytu - FeS_2 i 10% arsenopirytu - FeAsS . Ile kilogramów siarki zawarte jest w 1 tonie rudy?

Zadanie 20. Ile ton rudy zawierającej 30% tlenku żelaza (III) należy użyć, aby otrzymać 1 tonę czystego metalu.

Zadanie 21. Podczas prażenia 100 kg siarczku cynku otrzymano w warunkach normalnych 18 m^3 tlenku siarki (IV). Obliczyć i wyrazić w procentach wagowych ilość zanieczyszczeń w użytym ZnS .

Zadanie 22. Obliczyć, ile dm^3 wodoru (w warunkach normalnych) można otrzymać w reakcji wody z 1 molem atomów:

- a) sodu;
- b) wapnia.

Zadanie 23. Spalono w tlenie 2 dm^3 CO . Obliczyć (w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury) objętość:

- a) CO_2 otrzymanego w wyniku reakcji
- b) tlenu zużytego do spalania CO .

Odpowiedzi do zadań – obliczenia stechiometryczne

1. a) 69,92%, b) 72,34%, c) 77,71%, d) 46,57%, e) 48,18%
2. a) 46,24%, b) 29,38%, c) 14,18%, d) 24,02%
3. a) 53,46%, b) 49,54%, c) 20,09%, d) 40,14%
4. a) 157,9 g, 5,84 mola, b) 64 g, 2,66 mola, c) 79,4 g, 2,94 mola
5. a) 1614 g, 24,84 mola, b) 65,97 g, 2,06 mola
6. 1005 g Hg
7. 7,2 g Mg, 29,4 g H₂SO₄
8. 1,5 mola H₂
9. 2,5 mola H₂O
10. 33,16 g, 0,83 mola Mg
11. 46,4 g, 0,2 mola Ag₂O
12. 14,53 g, 0,6 mola Mg
13. 49,59 g NaOH
14. 29,16 g, 0,3 mola H₃PO₄
18. 996 g, 17,25 mola Fe
19. ok. 500 kg S
20. 4,76 t rudy
21. 19,65%
22. a) 11,2 dm³ H₂ b) 22,4 dm³ H₂
23. a) 2 dm³ CO₂ b) 1 dm³ O₂

1.3. STĘŻENIA ROZTWORÓW

1.3.1. Charakterystyka roztworów

Najprostsza mieszanina składa się co najmniej z dwóch substancji, z których jedna jest substancją rozproszoną, a druga substancją rozpraszającą.

Wszystkie mieszaniny dzielą się, ze względu na stopień rozdrobnienia (rozproszenia) jednej substancji w drugiej, na następujące rodzaje:

- mieszaniny makroskopowe o rozmiarach cząstek substancji rozproszonej do 10^{-4} cm
- mieszaniny koloidalne o wielkości cząstek substancji rozproszonej w granicach 10^{-4} , 10^{-7} cm, zwane również roztworami koloidalnymi,
- mieszaniny o wielkości cząstek substancji rozproszonej 10^{-8} cm odpowiadającej wielkości,
- cząsteczki lub atomu, zwane roztworami rzeczywistymi.

Terminem „rozpuszczalnik” określa się zwykle ten składnik, którego jest więcej w roztworze. Na przykład w przypadku stężonych roztworów kwasu siarkowego (VI), możemy w równym stopniu uważać, że są to roztwory H_2SO_4 w wodzie lub roztwory wody w kwasie siarkowym.

Pod pojęciem „roztwór” rozumie się zwykle ciało stałe, ciecz lub gaz rozpuszczone w cieczy. Znane są również roztwory ciała stałego w ciele stałym (np. stopy metali), cieczy w ciele stałym (np. amalgamaty rtęci z metalami) lub gazu w ciele stałym (np. roztwór stały gazowego wodoru w metalicznym palladzie).

1.3.2. Sposoby wyrażania stężeń roztworów

Ilościowo skład roztworu określa się za pomocą wielkości zwanej stężeniem poszczególnych składników, czyli przez podanie ich zawartości w jednostce masy lub objętości.

Stężenie roztworu jest to stosunek ilości substancji rozpuszczonej do ilości rozpuszczalnika lub roztworu. Zależnie od tego, jak wyrażona jest ilość substancji rozpuszczonej (w jednostkach masy, objętości lub liczności moli) i ilości roztworu lub rozpuszczalnika, stężenia noszą różne nazwy.

Stężenie procentowe jest to liczba jednostek masy, objętości lub moli substancji, przypadająca na 100 takich samych jednostek roztworu. Zależnie od tego, jakie wielkości fizyczne porównujemy, rozróżnia się stężenie procentowe, masowe, objętościowe.

$$Cp = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

gdzie:

m_s - masa substancji (g)

m_r - masa roztworu (g)

Stężenie procentowe masowe jest równe liczbie gramów danego składnika w 100 g roztworu.

Na przykład 10% wodny roztwór soli kuchennej (NaCl) jest to roztwór zawierający 10 g soli w 100 g roztworu.

Przykład 1. Ile gramów substancji znajduje się w 80 g 10% roztworu?

Roztwór 10%: w 100 g roztworu – 10 g substancji
w 80 g roztworu – x g substancji

Odpowiedź: W 80 g 10% roztworu znajduje się 8 g substancji.

Przykład 2. Zmieszano 30 g 10% roztworu z 20 g 20% roztworu. Jakie jest stężenie procentowe otrzymanego roztworu?

Roztwór 10%: w 100 g roztworu – 10 g substancji
w 30 g roztworu – x g substancji

Roztwór 20% w 100 g roztworu – 20 g substancji
w 20 g roztworu – x g substancji

Masa roztworu po zmieszaniu: 30 g + 20 g = 50 g

Masa substancji po zmieszaniu: 3 g + 4 g = 7g
w 50 g roztworu – 7 g substancji
w 100 g roztworu – x g substancji

Odpowiedź: Otrzymano 14% roztwór.

Stężenie molowe (C_m) dowolnego składnika w danym roztworze jest to stosunek liczby moli tego składnika (n) do objętości (V) roztworu. Jednostką stężenia molowego jest mol/dm³ lub odpowiednie wielokrotności (mmol/cm³, kmol/m³). Stężenie molowe wyraża zależność:

$$C_m = \frac{n}{V_r} = \frac{m_s}{M_s \cdot V_r}$$

gdzie:

m_s - masa substancji rozpuszczonej (g),

M_s - masa molowa substancji (g/mol),

V_r - objętość roztworu (dm³)

n - liczba moli danego składnika (liczność)

$$n = \frac{m_s}{M_s}$$

Stężenie normalne (C_N) określa liczbę gramorównoważnika substancji rozpuszczonej w 1000 cm³. Jednostką stężenia normalnego jest val·dm⁻³ lub odpowiednio mval·cm⁻³.

$$C_N = \frac{m_s}{R \cdot V}$$

gdzie:

m_s - masa substancji rozpuszczonej (mg),

R - gramorównoważnik (mg/mval),

V - objętość roztworu (cm³)

Miano roztworu (T) - oznacza liczbę gramów substancji rozpuszczonej zawartej w 1 cm³ roztworu. Jednostką stężenia normalnego jest (val·dm⁻³, mval·cm⁻³). Jednostką miana jest g·cm⁻³.

$$T = \frac{m_s}{V_r}$$

gdzie:

m_s - masa substancji rozpuszczonej (g),

V - objętość roztworu (cm³)

Rozcieńczanie roztworów

Zakładamy, że mamy dwa roztwory o znanym stężeniu procentowym C_{p_1} i C_{p_2} , przy czym spełniona jest zależność:

$$C_{p_1} > C_{p_2}$$

Gdy zmieszamy oba roztwory w dowolnych proporcjach otrzymamy roztwór o stężeniu końcowym C_{p_x} spełniającym warunek:

$$C_{p_1} > C_{p_x} > C_{p_2}$$

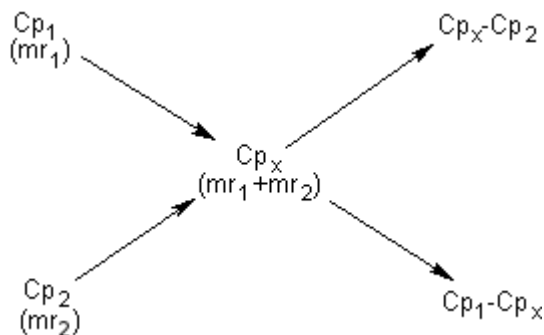
Masa roztworu mr_x będzie się składać z masy poszczególnych roztworów składowych mr_1 i mr_2 :

$$mr_x = mr_1 + mr_2$$

Podobnie jest z masą substancji rozpuszczonej ms_x w roztworze końcowym:

$$ms_x = ms_1 + ms_2$$

Po przyjęciu odpowiednich założeń możemy przedstawić graficznie kwadrat rozcieńczeń:



$$\frac{mr_1}{mr_2} = \frac{Cp_x - Cp_2}{Cp_1 - Cp_x}$$

Stosunek mas zmieszanych roztworów jest odwrotnie proporcjonalny do różnicy stężeń roztworu początkowego i końcowego.

Przykłady obliczeń stężeń roztworów

Przykład 1. Wyrazić w % wagowych stężenie roztworu zawierającego 280 g wody i 40 g soli.

Rozwiązanie:

I sposób:

korzystamy z definicji roztworu procentowego

320 g roztworu zawiera 40 g soli

100 g ----- x_g

$$x = 12,5 \text{ g}$$

12,5 g soli w 100 g roztworu stanowi 12,5%

II sposób:

$$Cp = \frac{ms}{mr} \cdot 100\%$$

$$Cp = \frac{40}{320} \cdot 100\% = 12,5 \%$$

Odpowiedź: Roztwór jest 12,5 %-owy.

Przykład 2. W 1,5 dm³ roztworu znajduje się 425 g chlorku sodu. Obliczyć stężenie molowe tego roztworu.

Rozwiązanie:

Stężenie molowe określa liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu.

Obliczamy masę molową NaCl:

$$M_{\text{NaCl}} = 23 \text{ g/mol} + 35,5 \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$Cm = \frac{ms}{Ms \cdot Vr} = \frac{425 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,5 \text{ dm}^3} = 4,84 \text{ mol/dm}^3$$

Odpowiedź: Roztwór jest 4,84 molowy.

Przykład 3. Obliczyć stężenie molowe 20% roztworu H₂SO₄, jeżeli jego gęstość wynosi 1,14 g/cm³.

Rozwiązanie:

1 cm³ roztworu waży 1,14 g i zawiera 1,14 × 0,2 = 0,228 g czystego H₂SO₄

1000 cm³ roztworu waży 1140 g i zawiera 1140 × 0,2 = 228 g czystego H₂SO₄

Masa molowa H₂SO₄ = 98 g/mol.

Obliczamy następnie ile moli stanowi 228 g kwasu: 228:98 = 2,32 mola.

2,32 mola H₂SO₄ zawarte jest w 1 dm³ roztworu.

Odpowiedź: 20% roztwór H₂SO₄ jest 2,32 molowy.

1.3.3. Zadania kontrolne

Zadanie 1. Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu:

- a) 10 g substancji w 200 g wody
- b) 75 g substancji w 125 g wody.

Zadanie 2. Obliczyć, ile gramów substancji rozpuszczono w:

- a) 200 g roztworu o stężeniu 15%
- b) 180 g roztworu o stężeniu 28%

Zadanie 3. Obliczyć, w ilu gramach i w ilu dm^3 wody należy rozpuścić 30 g cukru, aby otrzymać roztwór 10%, gęstość wody wynosi 1000 g/dm^3

Zadanie 4. Ile gramów wodorotlenku wapnia Ca(OH)_2 trzeba wziąć do przygotowania 2 dm^3 :

- a) roztworu 0,2 molowego
- b) roztworu 0,1 normalnego

Zadanie 5. Ile gramów siarczanu (VI) żelaza (III) - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ znajduje się w:

- a) $0,3 \text{ dm}^3$ roztworu 0,1 molowego
- b) $0,8 \text{ dm}^3$ roztworu 2 normalnego
- c) 200 g 15% roztworu.

Zadanie 6. Obliczyć ile cm^3 0,2 molowego kwasu azotowego (V) trzeba zużyć do zobojętnienia 7,8 g wodorotlenku glinu.

Zadanie 7. Ile moli i ile gramów NaOH potrzeba do sporządzenia 200 cm^3 roztworu tego związku o stężeniu $0,5 \text{ mol/dm}^3$.

Zadanie 8. Który z wodnych roztworów KOH jest bardziej stężony:

- a) zawierający 0,05 mola KOH w 10 cm^3 czy
- b) zawierający 5,6 g KOH w 100 cm^3 roztworu

Zadanie 9. Do zobojętnienia 50 g roztworu kwasu fosforowego(V) użyto 8 g wodorotlenku sodu. Jakie było stężenie procentowe kwasu?

Zadanie 10. Ile gramów soli glauberskiej $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ należy użyć do przygotowania 2 dm^3 roztworu o stężeniu 1 mol/dm^3 ?

Zadanie 11. Do 30 g 30% -owego roztworu dodano 300 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Zadanie 12. Z 400 g wodnego roztworu NaCl odparowano wodę i otrzymano 5 g NaCl. Jakie było stężenie procentowe roztworu?

Zadanie 13. Z 200 g 20%-owego roztworu cukru odparowano 50 g wody, a następnie rozpuszczono dodatkowo 50 g cukru. Jakie jest stężenie procentowe otrzymanego roztworu?

Zadanie 14. Ile gramów i ile cm^3 wody należy dodać do 300 g 10%-owego roztworu soli, aby otrzymać 6%-owy roztwór?

Zadanie 15. Do zobojętnienia 250 cm^3 roztworu HCl zużyto 0,8 g wodorotlenku sodu. Jakie było stężenie molowe kwasu solnego?

Zadanie 16. Jaką objętość wody należy dodać do 100 cm^3 20%-owego roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,14 \text{ g/cm}^3$ aby otrzymać roztwór 5%-owy?

Zadanie 17. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 500 cm^3 20%-owego roztworu NaCl o gęstości $1,152 \text{ g/cm}^3$, aby otrzymać 4,5%-owy roztwór o gęstości $1,029 \text{ g/cm}^3$?

Zadanie 18. Jaką objętość wody należy dodać do 100 cm^3 1 molowego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$?

Zadanie 19. Jakie masy 98% roztworu kwasu siarkowego (VI) i wody potrzebne są do otrzymania 500 g 10%-owego roztworu H_2SO_4 .

Zadanie 20. Ile gramów SO_3 należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 1 dm^3 1 molowego kwasu siarkowego (VI)?

Zadanie 21. W $0,5 \text{ dm}^3$ wody rozpuszczono $67,2 \text{ dm}^3$ SO_2 zmierzonego w warunkach normalnych i uzupełniono wodą do objętości 1 dm^3 . Jakie jest stężenie molowe powstałego H_2SO_3 ?

Zadanie 22. W jakiej objętości 25% roztworu kwasu solnego o gęstości $1,125 \text{ g/cm}^3$ znajduje się 1 mol HCl?

Zadanie 23. Obliczyć, jakie jest stężenie molowe stężonego kwasu solnego o gęstości $1,18 \text{ g/cm}^3$ zawierającego 36,5% HCl.

Odpowiedzi do zadań - stężenia roztworów

- | | |
|----------------------------------|--|
| 1. a) 5%, b) 37,5% | 13. 45 % |
| 2. a) 30 g, b) 50,4 g | 14. 200 g, 200 cm ³ |
| 3. 270 g, 0,27 dm ³ | 15. 0,08 mol/dm ³ |
| 4. a) 29,6 g, b) 7,4 g | 16. 342 cm ³ |
| 5. a) 12 g, b) 106,56 g, c) 30 g | 17. 2488 cm ³ |
| 6. 1500 cm ³ | 18. 1900 cm ³ |
| 7. 0,1 mola, 4 g NaOH | 19. 51,02 g H ₂ SO ₄ , 448,92 g H ₂ O |
| 8. roztwór a | 20. 80 g |
| 9. 13,06% | 21. 3 mol/dm ³ |
| 10. 161 g | 22. 129,8 cm ³ |
| 11. 2,73 % | 23. 11,8 mol/dm ³ |
| 12. 1,25% | |

1.4. DYSOCJACJA ELEKTROLITYCZNA

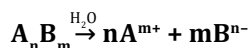
Elektrolitami nazywamy związki (kwasy, zasady, sole), które rozpuszczone w rozpuszczalnikach polarnych (tzn. takich, których cząsteczki mają charakter dipoli elektrycznych, np. H_2O) rozpadają się na jony, czyli ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

Dysocjacja elektrolityczna jest to rozpad cząsteczek związków chemicznych będących elektrolitami na jony (dodatnie nazwane kationami i ujemne nazywane anionami) pod wpływem wody.

Dysocjacji ulegają: sole, wodorotlenki i kwasy. W grupie nieelektrolitów, czyli substancji, które nie ulegają dysocjacji, znajduje się większość związków organicznych oraz tlenki i wodoroki niereagujące z wodą.

Właściwości fizyczne i chemiczne jonów są inne niż odpowiednich elektroodpornych atomów i cząsteczek. Właściwości te są niezależne od rodzaju jonów przeciwnego znaku, znajdujących się w roztworze.

Dysocjacja elektrolityczna przebiega według schematu:



Przy czym spełniony jest warunek:

$$n \cdot |m| = m \cdot |n|$$

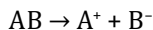
liczba ładunków dodatnich = liczba ładunków ujemnych

Jony w roztworze wodnym poruszają się chaotycznie, podobnie jak cząsteczki wody: zderzają się ze sobą, z cząsteczkami wody i ze ściankami naczynia. Wodne roztwory elektrolitów przewodzą prąd elektryczny.

Elektrolity mogą ulegać dysocjacji całkowicie lub częściowo. W zależności od rodzaju elektrolitu, rodzaju rozpuszczalnika, temperatury, stężenia roztworu i obecności w roztworze innych elektrolitów dany elektrolit może mieć różny **stopień dysocjacji elektrolitycznej α** .

$$\alpha = \frac{\text{liczba cząsteczek zdysocjowanych } [c]}{\text{liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu } [c_0]}$$

Elektrolitami mocnymi nazywamy substancję, które w roztworze wodnym są całkowicie zdysocjowane na jony lub w stanie równowagi jest mało cząstek niezdysocjowanych.



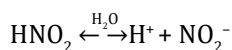
Do elektrolitów mocnych należą prawie wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie, kwasy (HI , HBr , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_3$, $HClO_4$, $HMnO_4$), zasady ($NaOH$, KOH , $RiOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$). Stopień dysocjacji mocnych elektrolitów jest równy jeden.

Elektrolitami słabymi nazywamy substancje, które w roztworze wodnym dysocjują tylko częściowo na jony i w roztworze zawierają również cząstki niezdysoncjowane.

Słabe elektrolity: H_2SO_3 , H_2CO_3 , HNO_2 , H_2S , H_3PO_4 , CH_3COOH ; zasady: NH_4OH , $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$.

Stopień dysocjacji słabego elektrolitu zależy m.in. od stężenia tego elektrolitu. Wraz z rozcieńczaniem roztworu stopień dysocjacji rośnie. Dzieje się tak dlatego, że gdy do roztworu dodajemy wodę, to te dodatkowo wprowadzone dipole wody angażują się w rozrywanie cząsteczek, a powstające jony są lepiej izolowane. Ma to taki skutek, że w roztworze o mniejszym stężeniu elektrolitu względna ilość jonów jest większa, a cząsteczek mniejsza. Zawsze między jonami a cząsteczkami istnieje stan równowagi dynamicznej. Dodanie do tego roztworu następnych porcji wody lub słabego elektrolitu spowoduje przesunięcie stanu równowagi. Zmieniając stężenie możemy dowolnie zmieniać stopień dysocjacji oraz możemy wywołać przesunięcie stanu równowagi, lecz jest pewna wartość na którą stężenia nie mają żadnego wpływu. Tą wartością jest **stała dysocjacji** K_{dys} (wyrażona liczbą bezwymiarową), której stałość wynika że w stanie równowagi szybkość dysocjacji na jony oraz szybkość rekombinacji (odtworzenia cząsteczek z jonów) są jednakowe.

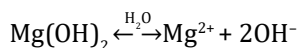
Dysocjacja słabego kwasu azotowego (III)



$$K_0 = \frac{[H^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

Stała dysocjacji: jeżeli w roztworze zapanował stan równowagi to po pomnożeniu wartości stężeń poszczególnych jonów i po podzieleniu otrzymanego iloczynu przez wartość stężenia niezdysoncjowanych cząsteczek otrzymamy pewną wartość, która jest charakterystyczna dla tego elektrolitu i temperatury roztworu, lecz niezależna od jego stężenia.

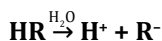
Reakcja dysocjacji słabej zasady:



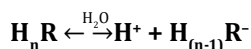
$$K_{dys} = \frac{[Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2}{[Mg(OH)_2]}$$

Nawiasy kwadratowe oznaczają, że stężenia poszczególnych jonów i cząsteczek należy podać jako liczbę moli w 1 dm³ roztworu.

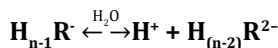
Kwasy jednoprotone dysocjują na protony (kationy wodorowe) i aniony reszt kwasowych:



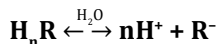
Kwasy wieloprotone ulegają dysocjacji wielostopniowej. W pierwszym etapie odłącza się tylko jeden jon H^+ :



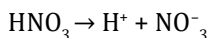
W kolejnych etapach oddysocjują następujące jony H^+ :



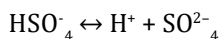
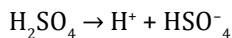
Ogólnie dysocjacje kwasów można zapisać, jako:



Przykład 1. Kwas azotowy (V) dysocjuje zgodnie z równaniem:



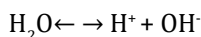
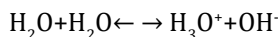
Kwas siarkowy (VI):



Wodorotlenki dysocjują na kationy metali (a w przypadku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ na kationy amonowe) i aniony wodorotlenowe.

pH wodnych roztworów mocnych kwasów i zasad

Porównując kwasowość roztworów możemy posługiwać się wartościami liczbowymi stężeń jonów H^+ , lecz jest to niewygodne, bo już bardzo małe stężenia jonów H^+ powodują, że roztwór ma odczyn kwaśny. W celu wprowadzenia kwasowości zapiszemy reakcję dysocjacji elektrolitycznej wody:



Stała dysocjacji tej reakcji w temp. 22°C wynosi $1,8 \cdot 10^{-16}$ i przedstawiona jest wzorem:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Stężenie czystej wody wynosi:

1 dm³ H₂O ma masę 1000 g

1 mol H₂O ma masę 18 g

Zatem stężenie molowe wynosi 55,55 mol/dm³

Po uwzględnieniu, że stężenie niezdisocjowanych cząsteczek wody w czystej wodzie wynosi 55,55 mol/dm³ otrzymujemy:

$$\frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,55} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

a po przekształceniu mamy:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55$$

Otrzymane w ten sposób wyrażenie $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ nazywane jest iloczynem jonowym wody (K_w) i wynosi ono $99,99 \cdot 10^{-16} = (1 \cdot 10^{-14})$.

Zatem w chemicznie czystej wodzie są obecne jony H⁺ i jony OH⁻, a iloczyn wartości stężenia tych jonów wynosi:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Ta zależność jest podstawą wprowadzenia jednostki kwasowości roztworu. Po zlogarytmowaniu wyrażenia otrzymujemy:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14$$

aby uniknąć operowania wartościami ujemnymi, mnożymy wyrażenie przez -1 i otrzymujemy:

$$-\lg[\text{H}^+] + (-\lg[\text{OH}^-]) = 14$$

Podstawiając zamiast $-\lg[\text{H}^+]$ symbol pH, zamiast $-\lg[\text{OH}^-]$ symbol pOH otrzymujemy następującą zależność:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

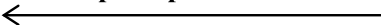
Jednostką określającą stężenie jonów H⁺, a więc kwasowość roztworu jest pH.

$$\mathbf{pH = -\lg[\text{H}^+]}$$

pH jest ujemnym logarytmem dziesiętnym ze stężenia jonów wodorowych w roztworze. Stężenie musi być podane, jako liczba moli H^+ w objętości 1 dm^3 roztworu. pH przybiera wartości w zakresie $0 < \text{pH} < 14$. Jednostkę tę stosuje się do roztworów kwasów lub zasad o stężeniach mniejszych lub równych 1 mol/dm^3 .

Zależność odczynu roztworu od stężenia jonów wodorowych przedstawiono poniżej:

$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$

 wzrost kwasowości

Odczyn roztworów można wyznaczyć za pomocą barwnych wskaźników pH lub metodą potencjometryczną - pehametrem. Oznaczanie pH za pomocą wskaźników polega na określeniu zmiany barwy dodanego do badanej próbki odpowiedniego wskaźnika. Wskaźnikami pH są **słabe kwasy lub zasady organiczne, których barwa zależy od stężenia jonów wodorowych w roztworze. Przygotowuje się je w postaci papierków wskaźnikowych. Przykłady wskaźników i zakres zmian ich barwy podano w Tabeli 1.**

Tabela 1. Przykładowe wskaźniki alkacymetryczne (Minczewski i Marczenko, 2009)

Wskaźniki	Barwy skrajne		Zakres pH zmiany barwy
	środkowisko kwaśne	środkowisko zasadowe	
Błękit tymolowy	czerwona	żółta	1,2-2,8
Oranż metylowy	czerwona	pomarańczowa	3,1-4,4
Czerwień metylowa	czerwona	żółta	4,2-6,2
Błękit bromofenolowy	żółta	niebiesko-fioletowa	3,4-4,6
Fenoloftaleina	bezbarna	czerwona	8,1-10,0

Zadanie 1. Oblicz pH roztworu kwasu solnego o stężeniu $0,18 \text{ mol/dm}^3$.

Kwas solny jest mocnym kwasem, w roztworze istnieją tylko jego jony. Stężenie jonów H^+ wynosi:

$$[H^+] = C_{\text{kw.}} = 0,18 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\lg[H^+]$$

$$\text{pH} = -\lg(0,18) = -\lg(1,8 \cdot 10^{-1}) = -(\lg 10^{-1} + \lg 1,8)$$

$$\text{pH} = -(-1 + 0,25)$$

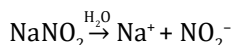
$$\text{pH} = -(-0,75)$$

$$\text{pH} = 0,75$$

Odpowiedź. Roztwór ma $\text{pH} = 0,75$.

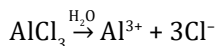
1.5. HYDROLIZA WODNYCH ROZTWORÓW SOLI

Hydroliza jest reakcją jaką obserwujemy podczas rozpuszczania niektórych soli w wodzie. Słowo hydroliza pochodzi od dwóch greckich słów oznaczających „woda” i „rozkład”. Przyczyną reakcji hydrolizy jest dążność jonów (tylko tych, które pochodzą od słabego kwasu lub słabej zasady) do odtwarzania swojej cząsteczki. Proces dysocjacji azotanu (III) sodu NaNO_2 w wodzie przedstawia się równaniem:

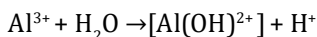


Zgodnie z dysocjacją elektrolityczną powstające jony są zhydratowane. Jon Na^+ pochodzi od mocnej zasady i nie odtworzy niezdisocjowanych cząsteczek NaOH . Jon NO_2^- pochodzi od słabego kwasu azotowego (III) i w wyniku reakcji z wodą odtworzy swój kwas, odbierze jon wodorowy od jednej z cząsteczek wody. Zatem w roztworze wodnym NaNO_2 mamy następujące składniki: jony Na^+ , NO_2^- , OH^- oraz cząsteczki kwasu HNO_2 . Stężenie jonów OH^- jest równe stężeniu odtworzonych i niezdisocjowanych cząsteczek HNO_2 . Utworzone jony OH^- zadecydują o tym, że roztwór będzie miał taki odczyn zasadowy, jest to przykład hydrolizy soli pochodzącej od mocnej zasady i słabego kwasu.

Hydroliza soli AlCl_3 pochodzącej od słabej zasady lecz mocnego kwasu przebiega następująco:

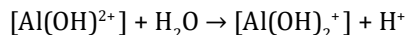


Jon pochodzący od słabej zasady zacznie odtwarzać swoją cząsteczkę.

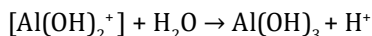


Jest to pierwszy stopień hydrolizy jonu Al^{3+} .

Drugi stopień hydrolizy przedstawia równanie:



Trzeci stopień hydrolizy:



Roztwór ma odczyn kwaśny.

II. ANALIZA JAKOŚCIOWA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

Chemia analityczna jest nauką, której celem jest opracowanie metod oznaczania składu chemicznego substancji. Chemia analityczna ma dwa cele: praktyczny i podstawowy. Cel praktyczny to ustalenie składu obiektów materialnych. Cel podstawowy to badania nad opracowaniem nowych metod analitycznych. Cel praktyczny chemii analitycznej dokonuje się poprzez: analizę chemiczną i analizę instrumentalną.

Metody analizy chemicznej i instrumentalnej stosuje się do: identyfikacji składników badanej substancji, czyli co znajduje się w danej próbce (**analiza jakościowa**) i określenie składu ilościowego badanej substancji, czyli ile badanego składnika znajduje się w próbce (**analiza ilościowa**).

Chemiczna analiza instrumentalna obejmuje metody pomiaru własności fizycznych lub fizykochemicznych badanej próbki, określające np.: własności elektryczne i elektrochemiczne (polarografia, konduktometria), własności optyczne (absorpcyjna spektrometria atomowa, refraktometria, polarymetria), własności rozdzielania międzyfazowego (chromatografia), promieniotwórczość (neutronowa analiza aktywacyjna, spektrometria Mössbauera) i inne (jądrowy rezonans magnetyczny, elektronowy rezonans paramagnetyczny, spektrometria masowa). Metody instrumentalne charakteryzują się dużą czułością i pozwalają na oznaczenie badanych składników w bardzo małych ilościach, rzędu 10-5%.

Metody analizy chemicznej zwane także klasycznymi wykorzystują odpowiednie reakcje chemiczne, które pozwalają wykryć i oznaczyć ilościowo badany składnik.

Metody analizy instrumentalnej wykorzystują charakterystyczne właściwości fizyczne lub fizykochemiczne substancji do jej identyfikacji i ilościowego oznaczenia. Do metod instrumentalnych analizy należą metody spektroskopowe, elektrochemiczne, chromatograficzne, radiometryczne i analizy termicznej. Metody chemiczne są często pomocne w analizie instrumentalnej i tylko umiejętnie posługiwanie się metodami klasycznymi, jak i instrumentalnymi zapewnia prawidłowe wykonanie zadań analitycznych. Wśród chemicznych metod analizy jakościowej istnieje podział na:

- analizę przeprowadzaną „na sucho”, polegającą na badaniu substancji bez przeprowadzania jej do roztworu (np. charakterystyczne barwienie płomienia, stapianie z sodą, zachowanie podczas prażenia),
- analizę przeprowadzaną „na mokro”, w której badane składniki (jony) znajdują się w toku analizy w roztworze.

W analizie „na mokro” wykorzystuje się reakcje chemiczne o czułości od 50 do 0,001 g/cm³. Przebiegają one między składnikami badanymi (jonami) a stosowanymi odczynnikami.

Odczynniki stosowane w analizie chemicznej dzieli się na:

- **specyficzne**, dające w określonych warunkach reakcję tylko z danym jonem (tzn. umożliwiające wykrycie go w obecności innych); jest ich bardzo niewiele,
- **selektywne**, reagujące podobnie z pewną grupą jonów,
- **maskujące**, wiążące w trwałe związki jon uboczny (przeszkadzający) i wyłączające go z udziału w roztworze,
- **grupowe**, wykazujące zdolność wytrącania określonej kategorii jonów z roztworu w określonych warunkach i pozwalają na rozdział jonów na grupy analityczne,
- **charakterystyczne**, za pomocą, których dokonuje się identyfikacji jonów wewnątrz grupy.

Podział analizy jakościowej na analizę kationów i anionów, a tych - na grupy analityczne, stanowi duże ułatwienie w przebiegu analizy. Przebieg analiz chemicznych można ująć w następujący schemat:

- przeprowadzenie próbki do roztworu,
- oddzielenie jonów od siebie,
- wykrycie każdego z jonów za pomocą reakcji charakterystycznych.

2.1. REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WYBRANYCH KATIONÓW

Właściwości analityczne jonów są odbiciem ogólnych właściwości pierwiastków i ich budowy elektronowej. Jony o tym samym ładunku i podobnej konfiguracji elektronów dają podobne reakcje, mimo że należą do różnych grup układu okresowego.

Klasyczny podział kationów na 5 grup analitycznych według C. R. Freseniusa przedstawia Tabela 2.

Tabela 2. Podział kationów na grupy analityczne według Freseniusa (Badowska-Olendelek i in., 2006)

Grupa	Odczynnik grupowy	Jony wykrywane	Skład osadu	Uwagi
I	2 N HCl	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}	AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2	chlorki nierozpuszczalne w wodzie i w rozcieńczonym HCl
II	H_2S lub AKT* w rozcieńczonym HCl	Hg^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , As^{3+} , As^{5+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} ,	HgS , PbS , Bi_2S_3 , CuS , CdS , As_2S_3 , As_2S_5 , Sb_2S_3 , Sb_2S_5 , SnS , SnS_2	siarczki nierozpuszczalne w rozcieńczonych kwasach mineralnych

III	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ lub AKT wobec NH_4OH i NH_4Cl	Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+}	CoS , NiS , FeS , Fe_2S_3 , MnS , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnS	siarczki i wodorotlenki rozpuszczalne w roz- cieńczonych kwasach mineralnych
IV	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ wobec NH_4OH i NH_4Cl	Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+}	BaCO_3 , CaCO_3 , SrCO_3	węglany rozpuszczalne w rozcieńczonych kwa- sach mineralnych
V	brak odczynnika grupowego	Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , NH_4^+	-	grupowe odczynniki I, II, III i IV; grupy nie wy- trącają osadów

*amid kwasu tiooctowego, zwany tioacetamidem (AKT)

Podstawą klasyfikacji analitycznej kationów jest podział kationów na odpowiednie grupy analityczne, który umożliwia systematyczny tok analizy kationów.

Podstawą podziału są reakcje tworzenia trudno rozpuszczalnych osadów oznaczanych kationów z odczynnikiem grupowym takimi jak kwas solny, siarkowódór, siarczki amonu, węglan amonu. Głównym celem stosowania tych odczynników jest dokładne oddzielenie analitycznych grup kationów z mieszaniny kationów. Zastosowanie właściwego odczynnika grupowego pozwala szybko wykazać obecność lub brak jonów danej grupy w badanej próbce roztworu.

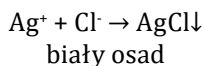
2.1.1. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów I grupy analitycznej

I GRUPA ANALITYCZNA

Do tej grupy zaliczamy jony Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , które w reakcji z **2 mol/dm³ (2 M) kwasem chlorowodorowym HCl**, tworzą w roztworze trudno rozpuszczalne chlorki. Chlorki są nierozpuszczalne w wodzie i rozcieńczonych kwasach mineralnych z wyjątkiem chlorku ołowiu (II) PbCl_2 , który rozpuszcza się w gorącej wodzie. Siarczki tych kationów nie rozpuszczają się w rozcieńczonych kwasach.

Reakcje jonu srebra Ag^+

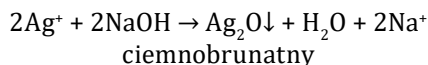
1. HCl wytrąca serowaty osad chlorku srebra AgCl



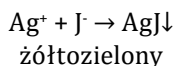
Jest to osad ciemniejący na świetle, nierozpuszczalny w 2N HNO_3 , rozpuszczalny w amoniaku z utworzeniem kompleksowego związku – chlorku diaminasrebra



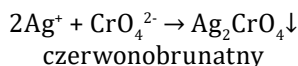
2. NaOH, KOH wytrącają nietrwały wodorotlenek srebra rozkładający się na tlenek srebra i wodę



3. KJ wytrąca osad jodku srebra



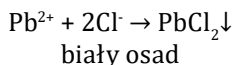
4. K_2CrO_4 wytrąca osad chromianu (VI) srebra



Osad ten rozpuszcza się w rozcieńczonym HNO_3 i w $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

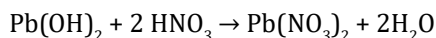
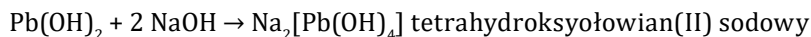
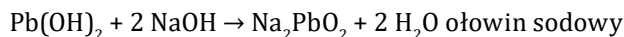
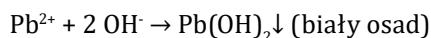
Reakcje jonu ołowiu (II) Pb^{2+}

1. Roztwór 2 M kwasu chlorowodorowego HCl wytrąca osad chlorku ołowiu(II)

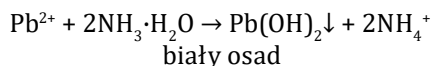


Osad chlorku ołowiu (II) rozpuszcza się w gorącej wodzie, a po oziębieniu krystalizuje w postaci drobnych igieł.

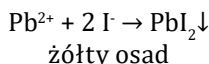
2. NaOH, KOH wytrącają osad wodorotlenku ołowiu (II) o właściwościach amfoterycznych, rozpuszczalny jest w nadmiarze odczynnika i w kwasach



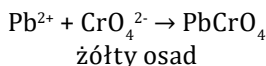
3. Roztwór amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca biały osad mieszaniny wodorotlenku ołowiu (II) i zasadowej soli nierozpuszczalnej w nadmiarze odczynnika



4. Roztwór jodku potasu KJ wytrąca osad jodku ołowiu (II)



5. Roztwór chromianu (VI) potasowego K_2CrO_4 wytrąca żółty osad chromianu ołowiu (II), który jest nierozpuszczalny rozcieńczonych kwasach, ale rozpuszcza się w zasadach.

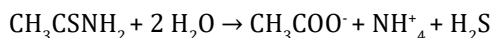


2.1.2. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów II grupy analitycznej

II GRUPA ANALITYCZNA

Do tej grupy należą kationy: **rtęci (II) Hg^{2+} , miedzi (II), Cu^{2+} , bizmutu (II) Bi^{3+} , kadmu (II) Cd^{2+} , arsenu (III) As^{3+} , arsenu (V) As^{5+} , antymonu (III) Sb^{3+} , antymonu (V) Sb^{5+} , cyny (II) Sn^{2+} i cyny (IV) Sn^{4+}** wytrącane w roztworze przez siarkowodór H_2S z kwaśnego roztworu (0,2-0,3 M HCl pH~0,53) lub AKT.

Odczynnikiem grupowym dla II i III grupy kationów jest siarkowodór, woda siarkowodorowa lub siarczek amonu. Zamiast wymienionych odczynników stosuje się 0,5 molowy roztwór amidu kwasu tiooctowego (AKT) o wzorze CH_3CSNH_2 . Związek ten rozpuszcza się dobrze w wodzie i jest trwały w roztworze w temperaturze pokojowej. Ogrzany (około 80°C) w środowisku kwaśnym (gr II) lub zasadowym (gr III) hydrolizuje stopniowo z wydzieleniem siarkowodoru według reakcji:

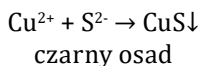


Do przeprowadzenia reakcji wykorzystuje się łąźnię wodną. Wodę należy utrzymywać w temperaturze wrzenia, roztwór ogrzewamy 5-15 minut. Dzięki zastosowaniu AKT unikamy szkodliwego dla zdrowia działania siarkowodoru o charakterystycznym przykrym zapachu.

Tioacetamid hydrolizuje w środowisku kwaśnym lub alkalicznym, podczas ogrzewania, z utworzeniem siarkowodoru, który w chwili powstania wytrąca osady odpowiednich siarczków. Ten sposób wytrącania siarczków z roztworów homogenicznych daje siarczki o zwartej, grubokrystalicznej strukturze, łatwe do sączenia i przemywania, co ułatwia analizę. Pomimo, mniejszej toksyczności prace z tiacetamidem powinny być wykonywane ostrożnie i pod wyciągiem, ponieważ tiacetamid jest klasyfikowany, jako substancja niebezpieczna o potencjalnym działaniu rakotwórczym.

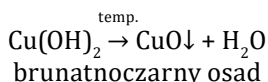
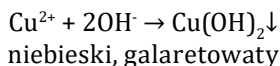
Reakcje jonu miedzi Cu^{2+}

1. Siarkowódór H_2S lub (AKT) – odczynnik grupowy wytrąca osad siarczku miedzi (II).

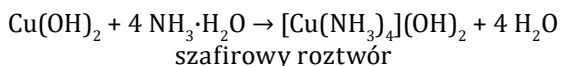
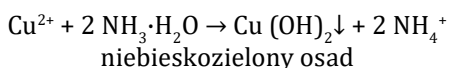


Siarczek miedzi (II) nie rozpuszcza się w rozcieńczonych kwasach mineralnych a rozpuszcza się w gorącym 2 N roztworze HNO_3 .

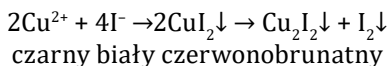
2. NaOH lub KOH wytrącają osad wodorotlenku miedzi (II), który przy podgrzaniu ulega rozkładowi tlenek miedzi (II).



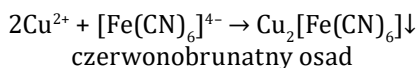
3. Roztwór amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca osad wodorotlenku miedzi (II), rozpuszczalny w nadmiarze amoniaku z utworzeniem związku kompleksowego wodorotlenku tetraaminomiedzi (II). Jest to jedna z najbardziej charakterystycznych reakcji Cu^{2+} .



4. Roztwór jodku potasu KJ wytrąca czarny osad jodku miedzi (II), który rozkłada się na czerwono-brunatny jodek miedzi (I) z równoczesnym wydzieleniem jodu.



Roztwór heksacyjanożelazianu (II) potasowego $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ wytrąca osad heksacyjanożelazianu miedzi (II).



Jest to reakcja bardzo czuła. W roztworach rozcieńczonych powstaje tylko czerwone zabarwienie.

2.1.3. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów III grupy analitycznej

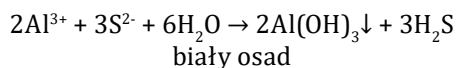
III GRUPA ANALITYCZNA

Grupa obejmuje kationy: **glinu** Al^{3+} , **chromu (III)** Cr^{3+} , **żelaza (III)** Fe^{3+} , **żelaza (II)** Fe^{2+} , **kobaltu (II)** Co^{2+} , **niklu (II)** Ni^{2+} , **manganu (II)** Mn^{2+} , **cynku (II)** Zn^{2+} , których siarczki są trudno rozpuszczalne w wodzie, ale łatwo rozpuszczalne w rozcieńczonych kwasach, dlatego siarczki tej grupy nie mogą być wytrącone razem z kationami I i II grupy. Jony Al^{3+} i Cr^{3+} pod wpływem odczynnika grupowego tworzą, zamiast siarczków, trudno rozpuszczalne wodorotlenki. **Odczynnikiem grupowym III grupy jest siarczek amonowy $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, w środowisku alkalicznym, w obecności buforu amonowego $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$, lub AKT, który wytrąca odpowiednie siarczki lub wodorotlenki $\text{Al}(\text{OH})_3$ i $\text{Cr}(\text{OH})_3$.**

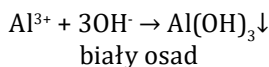
Siarczek amonu $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ to sól w dość znacznym stopniu zdysocjowana, dlatego stężenie jonów siarczkowych S^{2-} jest wystarczające do przekroczenia iloczynów rozpuszczalności siarczków kationów III grupy i wytrącenia osadów. Iloczyn rozpuszczalności tych siarczków są znacznie większe od iloczynów rozpuszczalności siarczków II grupy (np. $\text{Ir}_{\text{CuS}}=8.0 \cdot 10^{-36}$; $\text{Ir}_{\text{MnS}}=1.0 \cdot 10^{-11}$). Aby zapobiec hydrolizie siarczku amonowego, stosuje się dodatek roztworu amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (przesunięcie równowagi reakcji hydrolizy w lewo). Oprócz roztworu amoniaku należy dodać do roztworu kationów III grupy chlorku amonu, NH_4Cl . Z jednej strony zapobiega to strącaniu się wodorotlenku magnezu, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ pod wpływem amoniaku, a z drugiej przeszkadza w powstawaniu koloidalnych roztworów siarczków i wodorotlenków III grupy, pod warunkiem, że proces strącania prowadzony jest z roztworu ogrzanego uprzednio do wrzenia. Powstaje czerwono-fioletowe zabarwienie.

Reakcje jonu glinu Al^{3+}

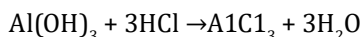
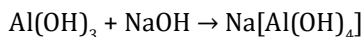
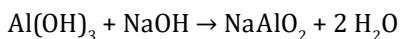
1. Roztwór $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ wytrąca galaretowaty osad wodorotlenku glinu (III)



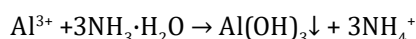
2. NaOH, KOH wytrącają galaretowaty osad wodorotlenku glinu



Wodorotlenek glinu (III) jest amfoteryczny. Rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika i kwasach.



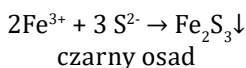
3. Wodny roztwór amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca galaretowaty osad wodorotlenku glinu, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.



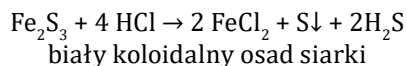
4. Aluminon - sól amonowa kwasu aurynotrikarboksyłowego, tworzy z jonami Al^{3+} w środowisku zbuforowanym octanem amonu (optymalne $\text{pH}=5,3$) związek wewnątrz kompleksowy o różowoczerwonym zabarwieniu. Jest to czuła reakcja, wykorzystywana w analizie wody do oznaczania glinu.

Reakcje jonu żelaza Fe^{3+}

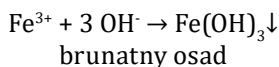
1. Roztwór $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ wytrąca czarny osad siarczku żelaza (III).



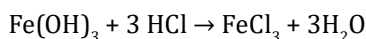
Osad łatwo rozpuszcza się w kwasach, np. w 2N HCl.



2. NaOH lub KOH wytrącają osad wodorotlenku żelaza (III).

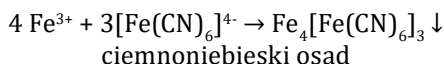


Osad ten rozpuszcza się w kwasach:

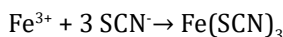
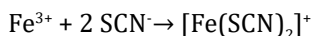
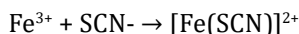


3. Roztwór amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca osad brunatny wodorotlenku żelaza (III) jak w reakcji z NaOH.

4. Roztwór heksacyjanożelazianu (II) potasu $K_4[Fe(CN)_6]$ wytrąca osad heksacyjanożelazianu żelaza(III), tzw. błękit pruski.

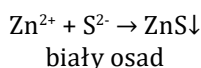


5. Roztwór tiocyjanianu (rodanku) potasu KSCN tworzy rozpuszczalne związki kompleksowe o zabarwieniu krwistoczerwonym.

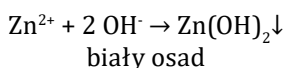


Reakcje jonu cynku(II) Zn^{2+}

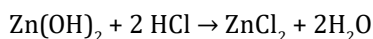
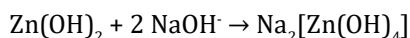
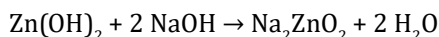
1. Roztwór $(NH_4)_2S$ wytrąca koloidalny osad siarczku cynku (II).



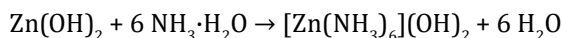
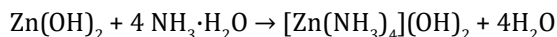
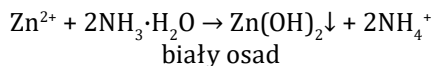
2. NaOH lub KOH wytrącają osad wodorotlenku cynku (II).



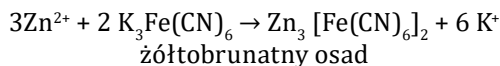
Wodorotlenek cynku (II) jest amfoteryczny; rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika i kwasach.



3. Roztwór wodny amoniaku $NH_3 \cdot H_2O$ wytrąca osad wodorotlenku cynku (II), rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika na skutek tworzenia kompleksowych związków.



4. Roztwór $K_3[Fe(CN)_6]$ wytrąca osad heksacyjanożelazianu (III) cynku (II).

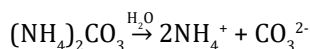


2.1.4. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów IV grupy analitycznej

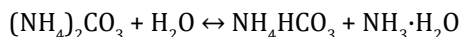
IV GRUPA ANALITYCZNA

W tej grupie występują jony: **wapnia Ca^{2+}** , **strontu Sr^{2+}** , **baru Ba^{2+}** są wytrącane przez $(NH_4)_2CO_3$ w **obecności buforu amonowego ($NH_3 \cdot H_2O + NH_4Cl$)** w postaci trudno rozpuszczalnych węglanów.

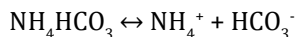
Węglan amonu, jako sól w roztworach wodnych jest całkowicie zdysocjowana:



Jako sól słabej zasady i słabego kwasu ulega reakcji hydrolizy.



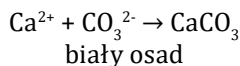
Powstający w tej reakcji kwaśny węglan amonu dysocjuje dalej:



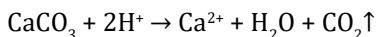
W roztworze wodnym węglanu amonu obok jonów CO_3^{2-} są więc jony HCO_3^- , które z kationami IV grupy dają łatwo rozpuszczalne węglowodany. Utrudnia to całkowite wytrącenie i oddzielenie kationów IV grupy. W celu przeciwdziałania powstawaniu dodaje się węglowodany do roztworu węglanu amonu roztwór amoniaku.

Reakcje jonu wapnia Ca^{2+}

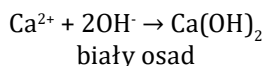
1. Roztwór węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$ wytrąca biały osad węglanu wapnia.



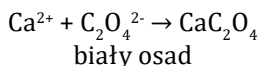
Węglan wapnia rozpuszcza się w rozcieńczonych kwasach z wydzieleniem dwutlenku węgla.



2. NaOH i KOH wytrącają biały osad wodorotlenku ze stężonych roztworów soli wapnia.



3. Roztwór szczawianu amonowego $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ wytrąca osad szczawianu wapnia.



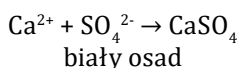
4. Roztwór wodorofosforanu (V) sodu Na_2HPO_4 w obecności $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca biały osad fosforanu (V) wapnia.

5. Roztwór chromianu (VI) potasu K_2CrO_4 nie wytrąca osadu.

6. Roztwór dichromianu (VI) potasu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nie wytrąca osadu.

7. Zabarwienie płomienia - sole wapnia zabarwiają płomień palnika gazowego na kolor ceglasto-czerwony.

8. H_2SO_4 rozcieńczony i rozpuszczalne siarczany (VI) wytrącają ze stężonych roztworów osad siarczanu (VI) wapnia.



Siarczan wapnia rozpuszcza się dość dobrze w wodzie, w kwasach mineralnych i octowym oraz w gorącym, stężonym $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

2.1.5. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów V grupy analitycznej

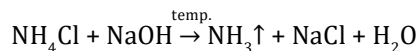
V GRUPA ANALITYCZNA

Do tej grupy kationów należą: kationy magnezu Mg^{2+} , amonu NH_4^+ , potasu K^+ i sodu Na^+ . Chlorki, siarczki i węglany tych kationów są rozpuszczalne w wodzie i dlatego nie wytrącają się w żadnej z poprzednich grup analitycznych.

Jony tej grupy nie mają odczynnika grupowego. Do wykrywania kationów tej grupy przystępujemy po stwierdzeniu braku kationów z czterech poprzednich grup analitycznych.

Reakcja jonu amonu NH_4^+

1. NaOH lub KOH wypierają z soli amonowych przy podgrzaniu lotny NH_3 .



Wydzielający się amoniak można poznać po zapachu lub zmianie zabarwienia wilgotnego, różowego papierka uniwersalnego umieszczonego u wylotu próbówki z mieszaniną reagującą, na kolor niebieski.

2. Odczynnik Nesslera - alkaliczny roztwór jodortęcianu (II) potasu wytrąca osad jodku tlenoaminortęci (II).

W przypadku bardzo małej liczby jonów NH_4^+ osad nie wydziela się, a jedynie występuje żółte, pomarańczowe lub brązowe zabarwienie roztworu w zależności od ich stężenia.

CZĘŚĆ PRAKTYCZNA ANALIZY KATIONÓW

Część I: Należy zapoznać się ze wszystkimi reakcjami kationów tej grupy wykonując samodzielnie reakcję grupową i reakcje charakterystyczne tych kationów.

Część II: W 3 próbkach należy zidentyfikować znajdujące się w nich kationy. Do próbek wlewać po kilka kropli badanego roztworu i kroplami dodawać roztwory poszczególnych odczynników.

2.2. REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WYBRANYCH ANIONÓW

Na podstawie systematyki Bunsena najczęściej występujące **aniony** podzielono na **7 grup analitycznych**. Podział ten uwarunkowany jest różnicami w zachowaniu się poszczególnych anionów względem **azotanu (V) srebra (AgNO_3)** i **chlorku baru (BaCl_2)** oraz różną rozpuszczalnością powstających w tych reakcjach osadów w rozcieńczonym **kwasie azotowym (V)**. Program przewiduje opanowanie umiejętności identyfikowania anionów: Cl^- , S^{2-} , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , NO_2^- .

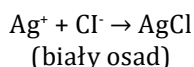
Tabela 3. Podział anionów na grupy analityczne według Bunsena (Badowska-Olendelerek i in., 2006)

Grupa analityczna	Aniony	AgNO ₃	BaCl ₂
		0,1 N	0,5 N
I	Cl ⁻ , Br ⁻ , J ⁻ , CN ⁻ , SCN ⁻ , ClO ⁻	biały lub żółty osad nierozpuszczalny w 2N HNO ₃	brak osadu
II	S ²⁻ , NO ₂ ⁻ , CH ₃ COO ⁻	czarny lub biały osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃	brak osadu

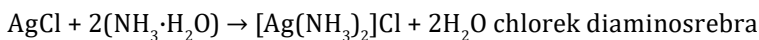
III	SO ₃ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ , C ₂ O ₄ ²⁻ , BO ₂ ⁻ , MnO ₄ ²⁻	biały osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃	biały osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃
IV	S ₂ O ₃ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , AsO ₄ ³⁻ , AsO ₃ ³⁻ , V ₂ O ₇ ⁴⁻	barwny osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃	biały osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃
V	NO ₃ ⁻ , ClO ₃ ⁻ , ClO ₄ ⁻ , MnO ₄ ⁻ , MnO ₄ ²⁻	brak osadu	brak osadu
VI	F ⁻ , SO ₄ ²⁻ , SiF ₆ ²⁻	brak osadu	żółty osad nierozpuszczalny w 2N HNO ₃
VII	SiO ₃ ²⁻ , WO ₄ ²⁻	żółty osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃	biały osad rozpuszczalny w 2N HNO ₃

Reakcje jonu chlorkowego Cl⁻

1. Roztwór azotanu (V) srebra AgNO₃ wytrąca serowaty osad chlorku srebra ciemniejący na świetle dziennym (rozkład na srebro i chlor).



Chlorek srebra jest nierozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach mineralnych, rozpuszczalny w NH₃·H₂O.



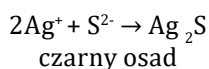
Po zakwaszeniu otrzymanego roztworu wytrąca się ponownie osad.



Roztwór BaCl₂ nie wytrąca osadu.

Reakcje jonu S²⁻

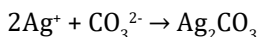
1. Roztwór azotanu srebra wytrąca osad, rozpuszczalny w 2 N HNO₃ (na gorąco), wytrąca się koloidalna siarka.



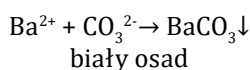
2. Roztwór BaCl₂ nie wytrąca osadu.

Reakcje jonu węglowego CO_3^{2-}

1. Roztwór azotanu (V) srebra AgNO_3 wytrąca biały osad (żółty w stężonych roztworach węglanów), rozpuszczalny w HNO_3 , rozkłada się po ogrzaniu i powstaje brunatny osad Ag_2O .

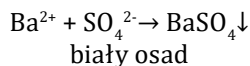


2. Roztwór BaCl_2 wytrąca osad rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach.

**Reakcje jonu siarczanowego (VI) SO_4^{2-}**

1. Roztwór azotanu(V) srebra AgNO_3 nie wytrąca osadu.

2. Roztwór chlorku baru BaCl_2 wytrąca krystaliczny osad siarczanu(VI) baru, nierozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach mineralnych, rozpuszczalny w stężonym kwasie siarkowym(VI) na gorąco.

**Reakcje jonu azotanowego (V) NO_3^-**

1. Roztwór azotanu (V) srebra AgNO_3 nie wytrąca osadu.

2. Roztwór chlorku baru BaCl_2 nie wytrąca osadu.

CZĘŚĆ PRAKTYCZNA ANALIZY ANIONÓW

Zadanie kontrolne z analizy anionów polega na zidentyfikowaniu trzech anionów należących do poszczególnych grup analitycznych. Do 2 kropli badanego roztworu należy dodać 2 krople roztworu AgNO_3 i BaCl_2 . Należy zbadać rozpuszczalność otrzymanych osadów w 2N HNO_3 .

III. ANALIZA ILOŚCIOWA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

Zadaniem analizy ilościowej jest oznaczenie zawartości określonego składnika w badanym materiale. Metody stosowane w analizie ilościowej dzieli się na chemiczne i instrumentalne. Metody chemiczne jako starsze zwane klasycznymi obejmują metody:

- analizy wagowej,
- analizy miareczkowej.

Należy w tym miejscu podkreślić błędność przekonania, że metody instrumentalne jako bardziej nowoczesne są doskonalszym narzędziem analizy. Metody chemiczne cechuje ciągle jeszcze najlepsza dokładność i są to metody absolutne w odróżnieniu od większości metod instrumentalnych, które są metodami porównawczymi. Wzorce niezbędne w analizie instrumentalnej analizuje się z reguły metodami klasycznymi. Ponadto liczne metody klasyczne, szczególnie metody analizy miareczkowej, cechuje duża szybkość wykonania co czyni je bardzo użytecznymi w przemyśle. Trzeba więc stwierdzić, że tylko umiejętne posługiwanie się metodami klasycznymi jak i instrumentalnymi może zapewnić prawidłowe wykonanie różnych zadań analitycznych. O wyborze odpowiedniej metody do wykonania konkretnej analizy decyduje wyposażenie laboratorium i względy ekonomiczne oraz cel jakiego ma służyć wynik analizy.

Innym kryterium podziału metod analitycznych może być ilość substancji badanej czyli skala metody analitycznej. W tym przypadku metody analityczne dzieli się na :

- metody makro (decygramowe), w których masa próbki wynosi 1-0,1 g,
- metody półmikro (centygramowe), w których masa próbki wynosi od 0,01-0,1 g,
- metody mikro (miligramowe), w których masa próbki wynosi od 0,001-0,01 g,
- metody ultramikro (mikrogramowe) w których masa próbki zawarta jest w przedziale od 0,0001 - 0.000001 g.

Nazwy tych metod odpowiadają wielkości próbki pobieranej przeciętnie do analizy. Metody te nie różnią się między sobą specyfiką chemiczną lecz skalą i techniką wykonania.

Otrzymywane w rezultacie przeprowadzonej analizy wyniki różnią się zwykle od prawdziwej zawartości składnika o wielkość zwaną błędem wyniku. Przyczyny powstawania błędów mogą wynikać np. z niecałkowitego przebiegu reakcji na której opiera się przepis analityczny, z obecności innych składników, które także mogą reagować ze stosowanym odczynnikiem strącającym, ze strat oznaczanego składnika w trakcie jego wydzielania oraz niedoskonałości stosowanych przyrząd-

dów pomiarowych lub niewłaściwego stosowania przepisu analitycznego przez wykonującego analizę.

Wszystkie błędy popełnione w toku analizy dzieli się na:

- błędy przypadkowe,
- błędy systematyczne.

Błędy przypadkowe są to błędy różne co do znaku (może on być ujemny lub dodatni). Przyczynę ich powstawania jest zwykle trudno ustalić a często są związane z osobą wykonującą analizę. Wyniki obarczone tylko błędami przypadkowymi oscylują wokół wartości prawdziwej i ich średnia arytmetyczna jest bliska wartości rzeczywistej.

Błędy systematyczne są w większości tego samego znaku (albo ujemnego albo dodatniego) a spowodowane są wymienionymi wcześniej przyczynami. Średnia arytmetyczna wyników obarczonych błędami systematycznymi różni się zawsze od wartości prawdziwej. Źródło tych błędów można ustalić i usunąć je poprawiając przepis analityczny. W przypadku gdy niemożliwe jest jego zniwelowanie można wprowadzić poprawkę likwidującą błąd systematyczny.

Najprostszym sposobem wyrażenia błędu oznaczenia jest podanie absolutnej różnicy między otrzymanym wynikiem a wartością prawdziwą czyli tzw. błędem bezwzględnym.

3.1. ANALIZA WAGOWA

Analiza wagowa polega ona na dokładnym określeniu zawartości (masy) oznaczanego składnika w próbce na podstawie masy trudno rozpuszczalnego związku tego składnika strąconego z badanego roztworu za pomocą odpowiedniego odczynnika strącającego.

Do analizy wagowej należą też metody określania zawartości substancji na podstawie masy produktu pozostałego po usunięciu oznaczanego składnika w wyniku ogrzewania lub prażenia próbki. Jest to tak zwana różnicowa analiza wagowa. Analizą wagową można posługiwać się tylko wówczas, gdy zostaną spełnione następujące warunki:

- oznaczany składnik występuje w analizowanej próbce w makro ilościach tzn. ilościach dających się zważyć,
- składnik można wytrącić z roztworu pod postacią trudno rozpuszczalnego osadu o dokładnie znanym składzie, niezmiennym podczas suszenia i prażenia,
- osad oznaczanego składnika uzyskany po wyprażeniu posiada dokładnie znany, stały skład ilościowy.

W analizie ilościowej stosuje się często pośrednie metody oznaczania składników mieszaniny. Postępuje się tak wówczas, gdy oddzielenie dwu lub więcej składników sprawia duże trudności i praktycznie uniemożliwia oznaczenie bezpośrednio. Istota pośredniej analizy sprowadza się do tego, że pierwotną próbkę

przeprowadza się drogą odpowiednich reakcji chemicznych w nowo trudno rozpuszczalne związki i oznacza ich łączną masę. Z masy pierwotnej mieszaniny i sumarycznej masy otrzymanych nowych związków oblicza się zawartość poszczególnych składników w analizowanej próbce.

Wagowe metody oznaczania charakteryzują się dużą dokładnością. Ich ujemną stroną jest to, że wymagają one stosunkowo długiego czasu na wykonanie oznaczenia oraz fakt, że oznaczany składnik musi występować w badanej próbce w stosunkowo dużej ilości. To do jakiej zawartości oznaczanego składnika w próbce można jeszcze stosować metody wagowe zależy od ciężaru cząsteczkowego odczynnika strącającego stosowanego w danej metodzie. Gdy ten ciężar cząsteczkowy jest duży, a oznaczany składnik stanowi małą część masy strącanego osadu metodę można stosować do oznaczania stosunkowo niewielkich ilości substancji. Dokładność oznaczenia wagowego zależy od własności i jakości osadu strąconego w toku wykonywania analizy wagowej. W związku z tym osad uzyskiwany przy wykonywaniu analizy metodą wagową powinien spełniać następujące wymagania:

- iloczyn rozpuszczalności związku przeprowadzanego w trudno rozpuszczalny osad musi być dostatecznie mały, tak aby ilość składnika pozostająca w roztworze po oddzieleniu osadu nie przekraczała 0,1-0,2 mg, a więc najmniejszej masy, na którą reaguje waga analityczna,
- osad musi mieć stały, ściśle określony skład chemiczny o znanej procentowej zawartości oznaczanego składnika,
- Osad musi mieć postać umożliwiającą szybkie i łatwe odsączenie i przemycie. Pożądane jest aby strącony osad miał duży ciężar cząsteczkowy, w którym ciężar oznaczanego składnika stanowi tylko małą część. W ten sposób zmniejsza się błąd podczas ważenia, a ewentualne straty osadu w mniejszym stopniu wpływają na wynik oznaczenia.

Można więc stwierdzić, że optymalne warunki do strącania osadów krystalicznych w analizie wagowej są następujące:

- osad należy strącać z dostatecznie rozcieńczonego roztworu,
- odczynnik strącający dodaje się powoli, niekiedy po kropli,
- roztwór w czasie strącania miesza się,
- osad strąca się z gorącego roztworu za pomocą gorącego roztworu odczynnika strącającego,
- odczynnik wprowadza się w odpowiednim nadmiarze (zwykle ponad 10-50%),
- przed sączeniem przeprowadza się starzenie osadów krystalicznych.

Po wytrąceniu osadu przeprowadza się próbę na całkowite wytrącenie. W tym celu do klarownej cieczy nad osadem (po opadnięciu wytrąconego osadu na dno zlewki) wkrapla się nieco roztworu odczynnika strącającego i obserwuje, czy nie pojawi się jeszcze zmętnienie roztworu. Jeśli tak to dodaje się więcej odczynnika, miesza roztwór a po odstaniu osadu ponownie przeprowadza próbę na całkowitość wytrącenia. Podstawową czynnością w analizie wagowej jest określenie

masy badanej próbki i otrzymanego osadu, gdyż dane te są podstawą do obliczenia zawartości oznaczanego składnika. Dlatego też odpowiednio czuła i dokładna waga stanowi podstawowe narzędzie pracy w laboratorium analitycznym.

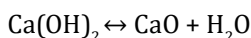
Zależnie od czułości i dokładności rozróżnia się następujące typy wag:

- wagi techniczne o nośności od 100 g do 1 kg i czułości około 10 mg,
- wagi analityczne o nośności do 100 g i czułości 0,01 mg.

Materiały stałe mogą zawierać wodę, która związana jest z nimi w różny sposób. Najslabiej związana jest tzw. wilgoć czyli woda, którą materiał zatrzymuje wskutek higroskopijności. Nieco mocniej związana jest woda zaadsorbowana na powierzchni ciał stałych oraz woda zaokludowana wewnątrz kryształu. Wszystkie te rodzaje wody uważane są za wodę niestechiometryczną.

Wiele soli krystalizuje z cząsteczkami wody tworząc tzw. hydraty. Zawierają one tzw. wodę krystalizacyjną, która jest związana z substancją siłami działającymi w sieci krystalicznej. Jest to woda stechiometryczna.

Dotatkowo niektóre materiały posiadają wodę konstytucyjną, która nie występuje w substancji w postaci cząsteczkowej, lecz tworzy się w czasie jej termicznego rozkładu z zawartych w niej grup wodorotlenowych. Ma to na przykład miejsce przy ogrzewaniu wodorotlenków i tak:



Te różne postacie wody można oznaczyć w sposób pośredni przez ważenie próbki przed i po usunięciu wody. Podstawową zasadą jest suszenie próbki do stałej masy, czyli do momentu gdy różnica między dwoma kolejnymi ważeniami jest nie większa niż 0,0004 g. Sposób ten może być stosowany gdy woda jest jedynym lotnym składnikiem próbki i gdy pozostałość nie zmienia swej masy podczas usuwania wody (np. na skutek utleniania). Podczas suszenia próbki w temperaturach nieco ponad 100°C usuwa się na ogół całą wodę higroskopijną i krystaliczną (dla materiałów organicznych w temp. 105°C, dla nieorganicznych 110-130°C). Usunięcie wody konstytucyjnej wymaga prażenia próbki, przy czym proces ten może zachodzić w różnych temperaturach zależnie od rodzaju badanego materiału. Wszystkie obliczenia w analizie wagowej opierają się na prawach stechiometrii.

3.2. ANALIZA OBJĘTOŚCIOWA (MIARECZKOWA)

W metodach miareczkowych ilość oznaczanego składnika wyznacza się na podstawie przeprowadzanego miareczkowania. Miareczkowanie polega na dodawaniu do roztworu badanego roztworu miareczkującego (tzw. titranta) o znanym stężeniu, odmierzanego za pomocą biurety. Dodawanie titranta prowadzi się do momentu osiągnięcia punktu równoważnikowego reakcji.

Analiza miareczkowa, zwana niekiedy analizą objętościową, opiera się na tych samych prawach chemicznych co analiza wagowa, a więc na prawie zachowania

masy i prawie stosunków stałych. Aby poprawnie wykonać analizę próbki metodą miareczkowania trzeba zdobyć wiadomości praktyczne i teoretyczne na temat:

- sporządzania roztworów o odpowiednim i ściśle znanym stężeniu,
- sposobów umożliwiających uchwycenie momentu w którym została dodana taka objętość roztworu miareczkującego jaka jest potrzebna aby przereagowała cała ilość substancji oznaczanej zawarta w badanej próbce,
- warunków jakim ma odpowiadać reakcja chemiczna, aby mogła być zastosowana w analizie miareczkowej,
- metod obliczania wyników.

Roztwory mianowane są to roztwory o znanym stężeniu (mianie) stosowane do miareczkowania. Stężenie tych roztworów wyraża się najczęściej podając:

- miano roztworu,
- molowość roztworu.

Należy jednak taki roztwór zmianować, tzn. dokładnie oznaczyć jego miano lub stężenie molowe.

Do określenia dokładnego miana lub stężenia molowego roztworów używamy tzw. substancji podstawowych czyli wzorcowych (standardowych). Substancje takie muszą odpowiadać następującym warunkom:

- substancje te muszą być łatwe do otrzymania w stanie czystym i suchym. Ilość zanieczyszczeń nie może przekraczać 0,01 - 0,02%,
- skład substancji nie powinien się zmieniać w czasie przechowywania. Zatem substancja nie może być higroskopijna ani też pochłaniać CO_2 z powietrza,
- przy pracy w zwyczajnych warunkach już niewielka ilość oznaczeń (2-5) powinna wystarczyć do ustalenia miana z dobrą dokładnością,
- korzystanie z wzorca nie może wymagać ani skomplikowanej aparatury ani trudnych operacji,
- substancja taka winna mieć dużą masę cząsteczkową, gdyż wówczas błąd względny popełniony przy odważaniu jest mały.

W analizie miareczkowej wykorzystuje się reakcje które:

- przebiegają stechiometrycznie bez jakichkolwiek reakcji ubocznych co umożliwia obliczanie wyników analizy,
- inne substancje obecne w roztworze nie reagują z odczynnikiem miareczkującym,
- przebiegają z dużą szybkością,
- odznaczają się tym, że biorą w nich udział związki chemiczne dające trwałe roztwory w warunkach miareczkowania,
- w punkcie równoważnikowym dają widoczne zmiany w roztworze lub istnieją wskaźniki umożliwiające uchwycenie tego punktu.

Metody miareczkowe są mniej dokładne od metod wagowych, jednak przewyższają je prostotą i szybkością wykonania oraz możliwością wykorzystania znacznie większej ilości reakcji.

Miareczkowanie polega na dodawaniu z biurety małymi porcjami roztworu mianowanego do roztworu badanego o nieznannej zawartości oznaczanej substancji aż do momentu, gdy zajdzie odpowiednia zmiana (wystąpienie zabarwienia lub powstanie osadu) świadcząca o osiągnięciu punktu końcowego miareczkowania.

Celem analizy miareczkowej jest uchwycenie punktu równoważnikowego miareczkowania czyli teoretycznego punktu końcowego miareczkowania.

Punkt równoważnikowy jest to punkt miareczkowania w którym oznaczany składnik przereagował ilościowo z dodawanym z biurety odczynnikiem miareczkującym. Inaczej jest to moment w którym w roztworze miareczkowanym znajduje się równoważna ilość odczynnika miareczkującego i substancji oznaczanej. Istnieją różne sposoby pozwalające ustalić ten punkt. Bardzo często określa się go wizualnie korzystając z barwnych wskaźników. Tak wyznaczony punkt nazywa się punktem końcowym miareczkowania. Punkt końcowy miareczkowania jest to moment w którym w roztworze miareczkowanym zachodzi zmiana świadcząca o osiągnięciu punktu równoważnikowego miareczkowania. Zwykle punkt końcowy miareczkowania PK nieco różni się od punktu równoważnikowego PR miareczkowania. Zadaniem chemika analityka jest dobranie takiej metody oznaczania danego składnika i takiego wskaźnika końca miareczkowania aby różnica między tymi dwoma punktami była jak najmniejsza. Idealne dobranie sposobu oznaczania, aby $PR = PK$ jest zwykle dość trudne. Istnieje między tymi punktami pewna różnica stanowiąca błąd miareczkowania. Punkt równoważnikowy miareczkowania często określa się wizualnie korzystając z barwnych wskaźników.

Typy metod analizy miareczkowej:

- **miareczkowanie bezpośrednie** – przeprowadza się wtedy, gdy oznaczana substancja reaguje szybko i stechiometrycznie z odczynnikiem miareczkującym oraz istnieje wskaźnik do uchwycenia końcowego punktu miareczkowania,
- **miareczkowanie odwrotne** – wykonuje się wówczas, gdy reakcja zachodzi wolno lub gdy konieczny jest nadmiar odczynnika miareczkującego do uchwycenia PR miareczkowania. W miareczkowaniu odwrotnym daje się do badanego roztworu nadmiar odczynnika miareczkującego, który następnie odmiareczkuje się pomocniczym roztworem o znanym stężeniu. W tym drugim miareczkowaniu reakcja przebiega szybko i stechiometrycznie oraz istnieje dla niej odpowiedni wskaźnik punktu końcowego,
- **miareczkowanie pośrednie** – przeprowadza się wtedy, gdy stosowane substancje nie reagują ze sobą bezpośrednio. Miareczkowanie pośrednie polega na tym, że dobiera się taką trzecią substancję, które reaguje stechiometrycznie z oznaczanym składnikiem tworząc ilościowo nowy związek. Ten nowo powstały związek reaguje następnie ilościowo i szybko z odczynnikiem miareczkującym.

Inny podział metod miareczkowych opiera się na typach reakcji chemicznych wykorzystywanych w analizie miareczkowej. W analizie takiej wykorzystuje się w zasadzie cztery podstawowe typy reakcji chemicznych. Są to metody:

- oparte na reakcji łączenia się jonów - są to reakcje typu kwas-zasada. Metody te nazywamy acydymetrią i alkalimetrią (alkacymetria),
- oparte na tworzeniu się trudno rozpuszczalnych związków - metody strąceniowe,
- oparte na zmianie stopnia utlenienia - metody oksydacyjno-redukcyjne (redoksometryczne),
- oparte na tworzeniu związków kompleksowych - metody kompleksometryczne.

3.2.1. Alkacymetria

Alkacymetria obejmuje:

- **alkalimetrię**, tj. oznaczanie zawartości kwasów za pomocą miareczkowania mianowanym roztworem zasady,
- **acydymetrię**, tj. oznaczanie zawartości zasad za pomocą miareczkowania mianowanym roztworem kwasu.

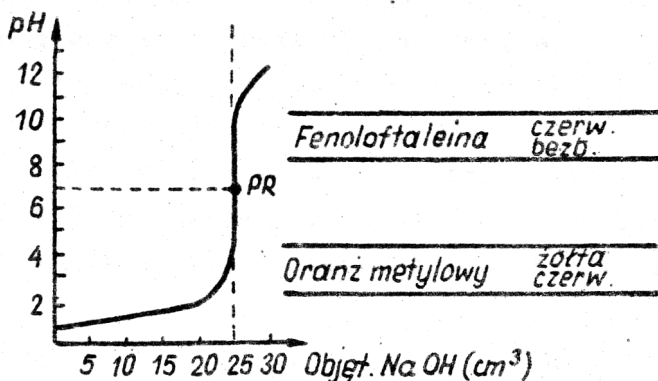
Metody alkalimetryczne i acydymetryczne opierają się na reakcjach zobojętniania.

W praktyce alkacymetrii rozróżnia się trzy typy miareczkowań:

- miareczkowanie mocnych kwasów i mocnych zasad,
- miareczkowanie słabych kwasów i słabych zasad,
- miareczkowanie mieszanin kwasów lub zasad o różnej mocy.

We wszystkich przypadkach przyjmuje się, że czynnikiem miareczkującym jest roztwór mocnej zasady lub mocnego kwasu. W praktyce analitycznej nie stosuje się bowiem miareczkowania roztworami słabych kwasów lub słabych zasad. W praktyce analitycznej odczynnikami miareczkującymi stosowanymi w alkacymetrii są jedynie roztwory mocnych kwasów i zasad, oznaczane zaś mogą być mocne oraz słabe kwasy i zasady.

W alkacymetrii jako wskaźniki punktu końcowego miareczkowania stosuje się substancje, które zmieniają zabarwienie odpowiednio do zmian pH zachodzących w roztworze miareczkowanym. Wybór wskaźnika dla każdego rodzaju miareczkowania uzależniony jest od zmian stężenia jonów H^+ zachodzących podczas miareczkowania. Zmiany te najlepiej prześledzić na tzw. krzywych miareczkowania czyli wykresach podających zależność Ph roztworu miareczkowanego od ilości cm^3 dodanego odczynnika miareczkującego. Miareczkowanie mocnego kwasu (mocnej zasady) mocną zasadą (mocnym kwasem).



Rysunek 1. Krzywa miareczkowania mocnego kwasu (HCl) roztworem mocnej zasady (NaOH) (Minczewski i Marczenko, 2009)

WYKONANIE OZNACZENIA:

Przygotowanie mianowanych roztworów HCl i NaOH. Nastawianie miana tych roztworów

0,1 N HCl

Do kolby miarowej o pojemności 250 cm³ należy dodać 2,1 cm³ stężonego kwasu solnego (d=1,19 g·cm⁻³, Cp = 37,2%, miano T = 0,443 g·cm⁻³). Po wymieszaniu otrzymanego roztworu, w celu dokładnego określenia jego stężenia, nastawia się jego miano na substancję podstawową, którą jest Na₂CO₃.

Nastawianie miana HCl na Na₂CO₃

Odważkę (około 70-100 mg) wysuszonego w 383 K (110°C) węglanu sodu lub odpowiednio 7-10 cm³ oznaczonego roztworu Na₂CO₃ o stężeniu 1 cm³ - 10 mg Na₂CO₃ umieścić w kolbce stożkowej, dopełnić wodą destylowaną do około 100 cm³, dodać 1-2 krople oranżu metylowego i miareczkować roztworem kwasu solnego o stężeniu około 0,1 N do zmiany zabarwienia roztworu miareczkowanego z żółtego na żółtopomarańczowe.

Stężenie normalne roztworu kwasu solnego obliczyć ze wzoru:

$$C_N = \frac{m_s}{R \cdot V}$$

gdzie:

m_s - odważka Na₂CO₃ [mg]

V - objętość kwasu [cm³]

R - gramorównoważnik Na₂CO₃ [mg·mval⁻¹]

0,1 N NaOH

Wodorotlenek sodu to substancja higroskopijna i zawsze zanieczyszczona węglanem sodu. W celu przygotowania około 0,1 N NaOH na wadze technicznej należy odważyć nieco więcej niż 1 gram NaOH, szybko obmyć go na lejku wodą destylowaną, usuwając w ten sposób warstwę węglanów i rozpuścić w kolbie miarowej o pojemności 250 cm³, dopełniając wodą destylowaną do kreski. Po wymieszaniu nastawić miano roztworu.

Nastawianie miana roztworu NaOH na mianowany roztwór HCl

Do kolby stożkowej należy pobrać 10 cm³ roztworu NaOH, dopełnić wodą destylowaną do około 100 cm³, dodać 2 krople oranżu metylowego i miareczkować mianowanym 0,1 N roztworem HCl. Zmiana barwy miareczkowanego roztworu z żółtej na żółtopomarańczową wskazuje punkt końcowy miareczkowania. Normalność roztworu NaOH się ze wzoru:

$$C_N = \frac{V_{HCl} \cdot C_{N HCl}}{V_{NaOH}}$$

gdzie:

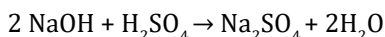
V_{HCl} - objętość kwasu [cm³]

C_{N} - stężenie normalne kwasu [mval⁻¹·cm³]

V_{NaOH} - objętość roztworu NaOH [cm³]

Oznaczenie zawartości H₂SO₄

Alkalimetryczne oznaczanie zawartości H₂SO₄ jest przykładem miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą. Jako wskaźnik może być stosowany oranż metylowy. Do roztworu zawierającego kwas siarkowy (VI) należy dodać wskaźnik i miareczkować mianowanym roztworem NaOH. W roztworze zachodzi reakcja zobojętniania:



Otrzymaną w kolbie miarowej o pojemności 100 cm³ ilość H₂SO₄ rozcieńczyć wodą destylowaną do kreski i wymieszać. Pobrać do kolby stożkowej 25 cm³ tego roztworu, dodać około 75 cm³ wody destylowanej, 2 krople oranżu metylowego i miareczkować mianowanym 0,1N roztworem NaOH, do zmiany barwy z różowej na żółtą. Obliczyć zawartość według wzoru:

$$m_{H_2SO_4} = C_{N NaOH} \cdot V_{NaOH} \cdot R_{H_2SO_4} \cdot a$$

gdzie:

V_{NaOH} - objętość roztworu NaOH [cm³]

$C_{N NaOH}$ - stężenie normalne roztworu NaOH [mval⁻¹·cm³]

$R_{H_2SO_4}$ - miligramorównoważnik H₂SO₄ [mg·mval⁻¹]

a - współmierność kolby i pipety (stosunek rzeczywistej pojemności kolby do pojemności pipety po skalibrowaniu).

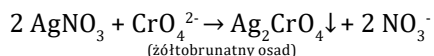
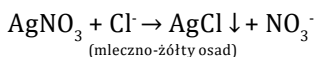
3.2.2. Argentometria

Argentometria opiera się na reakcjach strącania. Podstawą argentometrycznych metod oznaczania jest powstawanie podczas miareczkowania trudno rozpuszczalnych związków srebra.

W praktyce analitycznej najczęściej oznacza się argentometrycznie jony: Cl⁻, Br⁻; J⁻; CN⁻. Oznaczenie to można przeprowadzić według metody Mohra lub Volharda (Minczewski i Marczenko 2009).

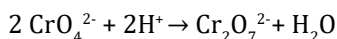
Metoda Mohra

Roztwór zawierający chlorki miareczkuje się mianowanym roztworem azotanu (V) srebra, wobec wskaźnika - chromianu (VI) potasu. Nadmiar roztworu azotanu srebra w stosunku do chlorków wytrąca czerwonobrunatny osad chromianu (VI) srebra, który powoduje zmianę barwy roztworu z mlecznożółtej na żółtobrunatną, wskazując punkt końcowy miareczkowania.



Metodą Mohra można oznaczać zawartość chlorków jedynie w roztworach obojętnych lub słabo alkalicznych (pH = 7,0-10,0).

W środowisku kwaśnym osad chromianu (VI) srebra ma dużą rozpuszczalność, na skutek przejścia jonów chromianowych (VI) CrO₄²⁻ w jony dichromianowe Cr₂O₇²⁻ i może się nie wtrącić:



W środowisku silnie zasadowym (pH > 10,5) może nastąpić wytrącanie się tlenku srebra i związane z tym zawyżenie wyników miareczkowania



WYKONANIE OZNACZENIA:

Nastawianie miana roztworu AgNO₃ na NaCl

Do kolby stożkowej należy wprowadzić od 4-6 cm³ roztworu NaCl o stężeniu 10 mg/cm³ NaCl, rozcieńczyć do około 100 cm³ wodą destylowaną, dodać 1 cm³ 10% roztworu K₂CrO₄, następnie wymieszać i miareczkować roztworem AgNO₃, do pojawienia się pierwszej, nie znikającej zmiany zabarwienia zawiesiny.

$$C_{N AgNO_3} = \frac{m_{NaCl}}{R_{NaCl} \cdot V_{AgNO_3}}$$

gdzie:

m_{NaCl} - odważka NaCl [mg]

R_{NaCl} - gramorównoważnik NaCl [mg·mval⁻¹]

V_{AgNO_3} - objętość odczynnika miareczkującego [cm³]

Oznaczanie chlorków metodą Mohra

Badany roztwór zawierający chlorki rozcieńczyć w kolbie miarowej o pojemności 100 cm³ wodą destylowaną do kreski i wymieszać. Pobrać 25 cm³ tego roztworu do kolby stożkowej, rozcieńczyć do około 100 cm³ wodą destylowaną, dodać 1 cm³ 10% K₂CrO₄, dobrze wymieszać i miareczkować mianowanym roztworem 0,05 N AgNO₃ do pierwszej zmiany zabarwienia zawiesiny. Podać zawartość NaCl oraz jonów chlorkowych w otrzymanej próbce dokonując obliczeń według wzorów:

$$m_{NaCl} = C_{N AgNO_3} \cdot V_{AgNO_3} \cdot R_{NaCl} \cdot a$$

$$m_{Cl^-} = C_{N AgNO_3} \cdot V_{AgNO_3} \cdot R_{Cl^-} \cdot a$$

gdzie:

$C_{N AgNO_3}$ - stężenie normalne roztworu AgNO₃ [mval·cm⁻³]

V_{AgNO_3} - objętość roztworu AgNO₃ [cm³]

R_{NaCl} - miligramorównoważnik NaCl [mg·mval⁻¹]

R_{Cl^-} - miligramorównoważnik Cl⁻ [mg·mval⁻¹]

a - współmierność kolby i pipety (stosunek rzeczywistej pojemności kolby do pojemności pipety po skalibrowaniu).

3.2.3. Kompleksometria

Kompleksometria jest działem analizy miareczkowej zajmująca się oznaczaniem pierwiastków na podstawie tworzenia trwałych związków kompleksowych.

W metodzie wykorzystuje się kompleksotwórcze właściwości kwasu etylenodiaminotetraoctowego (wersenowego). Kwas znany jest pod innymi nazwami: EDTA, Komplekson II, Chelaton II.

Ze względu na słabą rozpuszczalność w praktyce stosuje się jego dobrze rozpuszczalną sól sodową - wersenian (Komplekson III).

Właściwości EDTA

1. Z większością jonów metali, bez względu na ich wartościowość tworzy związki kompleksowe.

2. Trwałość kompleksów EDTA z jonami metali zależy od wartości pH roztworu
3. Kompleksy wielu metali z EDTA są na ogół dobrze rozpuszczalne w wodzie.
4. Z bezbarwnymi kationami metali EDTA tworzy kompleksy bezbarwne, z barwnymi - o barwie głębszej niż barwa jonu pierwotnego.
5. EDTA jest odczynnikiem mało selektywnym, tworzy związki kompleksowe z około 40 kationami. Wzrost selektywności miareczkowania osiąga się stosując właściwy dobór pH roztworu lub maskując jony przeszkadzające

WYKONANIE OZNACZENIA:

Oznaczanie jonów Ca^{2+} i Mg^{2+}

Roztwór zawierający jony wapnia i magnezu rozcieńczyć w kolbie miarowej o pojemności 100 cm^3 wodą destylowaną do kreski i dobrze wymieszać. Do kolby stożkowej wprowadzić 25 cm^3 roztworu rozcieńczyć do około 50 cm^3 , dodać 5 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu 44 g/dm^3 , szczyptę (soli amonowej kwasu purpurowego) wymieszać i zmiareczkować $0,01 \text{ N}$ EDTA do zmiany barwy miareczkowanego roztworu z różowego na fioletowe.

Zanotować ilość cm^3 EDTA zużytego na oznaczanie jonów Ca^{2+} .

Do tego samego roztworu dodać 4 cm^3 4 N HCl, wymieszać i pozostawić do odbarwienia. Do bezbarwnego roztworu dodać odmierzone cylindrem 7 cm^3 25% $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i szczyptę czerni eriochromowej T, wymieszać i zmiareczkować $0,01 \text{ N}$ EDTA do zmiany barwy badanego roztworu z winnoczerwonej na niebieską.

Zanotować ilość cm^3 EDTA zużytego na oznaczanie jonów Mg^{2+} .

$$m_{\text{Ca}^{2+}} = C_{m \text{ EDTA}} \cdot V_{\text{EDTA}} \cdot M_{\text{Ca}^{2+}} \cdot a$$

$$m_{\text{Mg}^{2+}} = C_{m \text{ EDTA}} \cdot V_{\text{EDTA}} \cdot M_{\text{Mg}^{2+}} \cdot a$$

gdzie:

$C_{m \text{ EDTA}}$ - stężenie molowe EDTA [$\text{mmol} \cdot \text{cm}^{-3}$]

V_{EDTA} - objętość EDTA [cm^3]

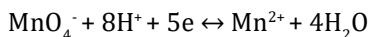
$M_{\text{Mg}^{2+}}$ - masa molowa [$\text{mg} \cdot \text{mmol}^{-1}$]

$M_{\text{Ca}^{2+}}$ - masa molowa [$\text{mg} \cdot \text{mmol}^{-1}$]

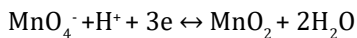
3.2.4. Manganometria

Podstawą manganometrycznych oznaczeń jest mianowany roztwór manganianu (VII) potasu. Związek ten należy do najsilniejszych utleniaczy spośród stosowanych w metodach oksydometrycznych. Reakcje utleniania manganianem (VII) potasu są dobrym przykładem zależności przebiegu reakcji od stężenia jonów wodorowych.

W środowisku kwaśnym manganian (VII) redukuje się do kationu manganu (II)

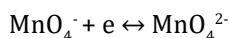


w reakcji tej bierze udział 5 moli. Powstający jon manganu (II) jest bezbarwny. W środowisku od słabo kwaśnego do słabo alkalicznego manganian (VII) ulega redukcji do tlenku manganu (IV)



Powstający dwutlenek manganu (IV) ma kolor brunatny.

W roztworze silnie alkalicznym jon manganianu (VII) redukuje się do zielonego jonu manganianu (VI)



W analizie chemicznej najczęściej wykorzystuje się reakcję utleniania manganianem (VII) potasu w środowisku kwaśnym.

W manganometrii na ogół nie korzysta się ze wskaźników redoks, lecz wykorzystuje się intensywne zabarwienie jonu MnO_4^- . Już kropla nadmiaru 0,1M roztworu KMnO_4 zabarwia wyraźnie miareczkowany roztwór na różowo. Stosując do miareczkowania roztwór manganianu (VII) potasu o takim stężeniu błąd z powodu wprowadzenia w trakcie miareczkowania nadmiaru odczynnika miareczkującego jest bez znaczenia.

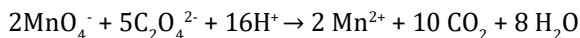
Najodpowiedniejszym kwasem w środowisku którego przeprowadza się miareczkowania manganometryczne jest kwas siarkowy (VI). W manganometrii, gdzie roztworem miareczkującym jest manganian (VII) potasu wskaźnikiem jest sam jon MnO_4^- . Już bardzo niewielki jego nadmiar w miareczkowanym roztworze zabarwia ten roztwór na kolor różowo fioletowy.

WYKONANIE OZNACZENIA:

Zdolność utleniająca manganianu potasu MnO_4^- (VII) zależy od pH roztworu: w środowisku kwaśnym wykazuje najsilniejsze właściwości utleniające, redukując się do jonu manganu (II) Mn^{2+} , w środowisku obojętnym - do tlenku manganu (IV) MnO_2 , a w środowisku zasadowym - do jonu manganianowego (VI) MnO_4^{2-} .

Nastawianie miana KMnO_4 na $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Szczawian sodu ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) jako bezwodna, niehigroskopijna sól jest doskonałą substancją podstawową. Z KMnO_4 reaguje według równania:



Do kolby stożkowej należy wprowadzić od 4-6 cm^3 roztworu szczawianu sodu o stężeniu 1 cm^3 -10 mg $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (przeliczając jego objętość na masę szczawianu), dodać się 5 cm^3 H_2SO_4 o stężeniu 1+3 i rozcieńczyć wodą destylowaną do około 100 cm^3 . Następnie zawartość kolbki podgrzewa się do temperatury około 333 K (60 °C) i miareczkuje się na gorąco roztworem KMnO_4 , którego miano ma być oznaczone.

Ogrzewanie przyspiesza reakcję, której szybkość w temperaturze 293 K jest bardzo mała i która w tych warunkach nie przebiega ilościowo. Zbyt duże jednak podwyższenie temperatury powyżej 333 K jest niewskazane ze względu na możliwość rozkładu powstającego w silnie kwaśnym roztworze $H_2C_2O_4$.

Roztwór $KMnO_4$ dodaje się początkowo wolno (reakcja przebiega powoli, a jej szybkość wzrasta w trakcie miareczkowania, w miarę wzrostu stężenia jonów Mn^{2+} , które katalizują ten proces-reakcja autokatalityczna). Miareczkować należy do momentu, gdy roztwór przybierze lekko różowe zabarwienie, nie znikające w ciągu 30 sekund.

$$C_{N\ KMnO_4} = \frac{m_{Na_2C_2O_4}}{R_{Na_2C_2O_4} \cdot V_{KMnO_4}}$$

gdzie:

$C_{N\ KMnO_4}$ - stężenie normalne roztworu $KMnO_4$ [$mval \cdot cm^{-3}$]

$M_{Na_2C_2O_4}$ - masa $Na_2C_2O_4$ [mg]

V_{KMnO_4} - objętość roztworu $KMnO_4$ [cm^3]

$R_{Na_2C_2O_4}$ - miligramorównoważnik $Na_2C_2O_4$ [$mg \cdot mval^{-1}$]

Oznaczanie jonów Fe^{2+} w badanym roztworze soli Mohra

Roztwór podwójnej soli - siarczanu żelaza (II) i amonu $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$ tzw. soli Mohra, zawierający jony Fe^{2+} miareczkuje się mianowanym roztworem $KMnO_4$ w środowisku kwaśnym.

Początkowo reakcja przebiega bardzo powoli, dopiero gdy w roztworze pojawi się większa ilość jonów Mn^{2+} działających katalitycznie, szybkość reakcji wzrasta.

Roztwór otrzymany jako zadanie rozcieńczyć w kolbie miarowej o pojemności $100\ cm^3$ wodą destylowaną do kreski i wymieszać. Do kolby stożkowej odmierzyć $25\ cm^3$ tego roztworu, rozcieńczyć wodą destylowaną do objętości około $50\ cm^3$, dodać $5\ cm^3$ kwasu siarkowego H_2SO_4 (1+3), wymieszać i miareczkować roztworem $KMnO_4$ do lekko różowego zabarwienia.

Obliczyć zawartość jonów Fe^{2+} ze wzoru:

$$m_{Fe^{2+}} = C_{N\ KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} \cdot R_{Fe^{2+}} \cdot a$$

gdzie:

$C_{N\ KMnO_4}$ - stężenie normalne roztworu $KMnO_4$ [$mval^{-1} \cdot cm^{-3}$]

V_{KMnO_4} - objętość roztworu $KMnO_4$ [cm^3]

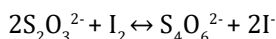
$R_{Fe^{2+}}$ - miligramorównoważnik Fe^{2+} [$mg \cdot mval^{-1}$]

a - współmierność kolby i pipety (stosunek rzeczywistej pojemności kolby do pojemności pipety po skalibrowaniu).

3.2.5. Jodometria

W jodometrii, czyli miareczkowaniu w którym pojawia się lub znika wolny jod jako wskaźnik stosuje się skrobię. Skrobia tworzy z jodem addycyjny związek o intensywnym granatowym zabarwieniu. Jest to wskaźnik specyficzny, bardzo czuły. Jodometria zaliczana jest do najważniejszych metod analizy miareczkowej ze względu na szerokie zastosowanie praktyczne oraz możliwość dokładnego ustalenia PK miareczkowania. Jod jest stosunkowo słabym utleniaczem, gdyż potencjał normalny układu $I_2/2I^-$ wynosi $E^0=0,535$ V. Oznaczenia, w których wykorzystuje się własności redoks tego układu dzieli się na dwie grupy:

- substancje, których potencjał utleniający jest niższy od potencjału układu $I_2/2I^-$ można miareczkować bezpośrednio mianowanym roztworem jodu. W ten sposób oznacza się wiele substancji redukujących jak np. siarczki, tiosiarczany(II). Ten dział jodometrii nazywa się jodymetrią,
- substancje o potencjale utleniającym wyższym niż potencjał układu $I_2/2I^-$ utleniają jony jodkowe do wolnego jodu. Wydzielony w równoważnej ilości jod odmiareczkuje się mianowanym roztworem tiosiarczynu(II) sodu, który jest przy tym utleniany do tetratioanu.



W ten pośredni sposób jodometrycznie oznacza się liczne substancje utleniające jak np. dichromiany(VI), miedź(II). Bezpośrednia reakcja jonów tiosiarczynowych(II) z wymienionymi substancjami tworzyłaby obok tetratioanu inne produkty utleniania najczęściej siarczany(VI).

Należy tu zaznaczyć, że potencjał utleniający układu $I_2/2I^-$ nie zależy od odczynu środowiska do pH około 8, a więc taki przebieg reakcji ma miejsce tylko w środowisku kwaśnym i obojętnym. W roztworach silnie alkalicznych reakcja przebiega inaczej. Tak więc najczęściej stosowaną metodą reduktometryczną jest jodometria, w której mianowanym roztworem tiosiarczynu(II) sodu odmiareczkuje się jod, wydzielony w równoważnej ilości w reakcji między oznaczaną substancją utleniającą a jonami jodkowymi.

Przykładowy wzór sprawozdania:

Wydział:			
Nazwa przedmiotu:			
Imię i nazwisko:		Data wykonania ćwiczenia:	
Kierunek:			
Tytuł ćwiczenia:			
Prowadzący:		Ocena:	
Część teoretyczna (wstęp, cel ćwiczenia):			
Część praktyczna (opis ćwiczenia, wyniki, wnioski, obserwacje, reakcje):			

IV. NORMY SPOŻYCIA WYBRANYCH SKŁADNIKÓW NIEORGANICZNYCH

Rozdział ten powstał w niniejszym skrypcie ponieważ istnieje ustawowy obowiązek umieszczania informacji na przetworzonych i pakowanych produktach żywnościowych o tym, jaki procent zalecanego dziennego spożycia podstawowych składników żywnościowych jest zawarty w określonej porcji produktu. Ustalenia te przybierają postać norm żywieniowych oraz rozporządzeń, a ich celem jest regulowanie rynku żywności w danych krajach pod kątem bezpieczeństwa żywności. Zalecane dzienne spożycie jest wartością opartą na statystycznych danych z populacji kraju lub regionu dotyczących: rozkładu realnego spożycia danego składnika w populacji w zależności od wieku, aktywności fizycznej i płci mieszkańców; stwierdzanych niedoborów składników odżywczych i stanu zdrowotnego populacji; ustaleń naukowych co do maksymalnych dopuszczalnych wartości składników odżywczych, które są uznane za bezpieczne dla osób zdrowych. Ponieważ nie jest możliwe obiektywne ustalenie jednej normy dla całej populacji, ustalone wartości mają jedynie charakter odniesienia.

Normy żywieniowe określają jakie ilości energii i składników mineralnych są wystarczające do zaspokojenia potrzeb żywieniowych. Spożycie zgodne z normami ma zapobiegać chorobom z niedoborem energii i składników mineralnych.

Składniki mineralne to pierwiastki pozostające po mineralizacji tkanek, tzn. po pozbyciu się z nich wody i substancji organicznych, które są niezbędne do prawidłowego rozwoju naszego organizmu i muszą być dostarczane wraz z pożywieniem, ponieważ nie są wytwarzane przez organizm. Składniki mineralne występują w organizmie człowieka w postaci prostych lub złożonych soli. Pełnią one różne funkcje: stanowią materiał budulcowy kości, zębów, skóry i włosów, regulują gospodarkę wodno-elektrolitową, utrzymują równowagę kwasowo-zasadową, mają działanie regulujące. W skład składników mineralnych wchodzi: **makroskładniki** występujące w większych ilościach w organizmie, np. wapń, fosfor, magnez i **mikroskładniki**, których jest mniej w organizmie człowieka, tj. żelazo, cynk, jod, selen, miedź, fluor. Ilość i skład składników mineralnych znajdujących się w produktach żywnościowych są zróżnicowane i zależą od rodzaju produktu, procesu produkcyjnego, sposobu przechowywania i stopnia zanieczyszczenia środowiska naturalnego. Przedstawione dla wymienionych składników mineralnych normy żywieniowe odpowiadają wartościom podanym w „Normach żywienia człowieka” z lat 2008 i 2012.

W ustalaniu zapotrzebowania na wapń określana jest ilość wapnia w diecie niezbędna do pokrycia potrzeb organizmu związanych z rozwojem i kształtowaniem kośćca, utrzymaniem prawidłowej masy kostnej oraz zachowaniem prawidłowej retencji wapnia w organizmie. Niedobory wapnia powodują zwiększenie pobudli-

wości organizmu, zaburzenia neurologiczne, wzrost ciśnienia tętniczego, u dzieci krzywicę, a u dorosłych osteoporozę. Nadmierne spożycie wapnia może być skutkiem niepożądanych efektów powodujących uszkodzenie struktury narządów, choroby nerek, oraz zaburzenia wchłaniania innych składników mineralnych.

Normy podają zalecenia na wapń (Tab. 4) na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla niemowląt, na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) oraz zalecanego spożycia (RDA) dla pozostałych grup.

Fosfor występuje w żywności, szczególnie dużo zawierają fosforu sery podpuszczkowe, kasza gryczana, konserwy rybne, ryby, ciemne pieczywo i jajka. Stąd na ogół nie stwierdza się niedoborów tego składnika. Jedynie mogą wystąpić u osób nadmiernie spożywających alkohol, żywnością pozajelitowo i przy długotrwałym leczeniu nadkwaśności wodorotlenkiem glinu. Niedobory fosforu powodują spadek syntezy bogato energetycznych związków i trudność w przekazywaniu tlenu tkankom, osłabienie mięśni, kości oraz zwiększoną wrażliwość na infekcje. Duża zawartość fosforu w diecie może mieć niekorzystny wpływ na przyswajanie innych składników mineralnych, może nastąpić kalcyfikacja tkanek miękkich oraz wzrost porowatości kości. Niepożądane reakcje organizmu człowieka na nadmiar fosforu z suplementów diety to biegunka, nudności i wymioty. Normy spożycia na fosfor ustalone zostały na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA), a dla niemowląt na poziomie wystarczającego spożycia (AI).

Magnez jest najważniejszym kationem wewnątrz-komórkowym aktywującym ponad 300 enzymów. Bierze udział w biosyntezie białka, przewodnictwie nerwowym, procesach termoregulacji, regulacji ciśnienia. Na przyrost kilograma ciała potrzeba 300 mg magnezu, a na kilogram mięśni 200 mg. W czasie ciąży i karmienia zapotrzebowanie na magnez wzrasta. Niedobory magnezu są przyczyną zaburzeń układu nerwowo-mięśniowego i sercowo-naczyniowego, depresji, osłabienia organizmu i apatii. Magnez w ilościach naturalnie występujących w produktach spożywczych nie wywołuje niepożądanych skutków dla organizmu człowieka. Wysoka dawka magnezu może wywołać zatrucie, oraz biegunki. Normy spożycia na magnez ustalone zostały na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA), jedynie dla niemowląt na poziomie wystarczającego spożycia (AI) (Tab. 4).

Żelazo występuje w hemoglobinie, mioglobinie i enzymach tkankowych. Rola żelaza związana jest głównie z procesami oddychania tkankowego. Żelazo jest wykorzystywane w procesie tworzenia krwinek czerwonych, uczestniczy w syntezie DNA, wpływa na mechanizm cholesterolu oraz odgrywa ważną rolę w zwalczaniu bakterii i wirusów przez system immunologiczny, sprzyja detoksykacji szkodliwych substancji w wątrobie.

Spożycie żelaza z dietą powinno pokrywać potrzeby związane ze wzrostem organizmu, pokryciem strat menstruacyjnych, zwiększeniem objętości krwi i stężenia hemoglobiny. Niedobory żelaza są powodowane niską zawartością przyswajalnych form tego pierwiastka w pożywieniu, krwawieniami, stanami zapalnymi, infekcjami, chorobami nowotworowymi. Często niedobory żelaza prowadzą do niedokrwistości, której objawami są bladość śluzówek i spojówek, szorstkość skóry, łamliwość włosów i paznokci oraz obniżona sprawność fizyczna, zdolność

koncentracji i odporność na infekcje. Na skutek przedawkowania żelaza z preparatów farmaceutycznych, zaobserwowano ostre zatrucia, biegunki, wymioty. Normy spożycia na żelazo ustalone zostały na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla niemowląt, a dla pozostałych grup na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA). Są one zgodne z normami z roku 2008 (Tab. 4).

Cynk w organizmie pełni funkcje katalityczne, regulacyjne i strukturalne. Wchodzi w skład enzymów, bierze udział w przemianach białek, tłuszczów i węglowodanów oraz przemianach energetycznych. Zapotrzebowanie na cynk zależy od przyswajalności z diety oraz od szybkości wzrostu organizmu w różnych okresach dzieciństwa i młodości. Zapotrzebowanie na cynk wzrasta w okresie ciąży. Niedobory cynku prowadzą do zmian skórnych, utraty apetytu, wypadania włosów, opóźnienia rozwoju, zaburzeń smaku i węchu, a nawet do rozwoju choroby Alzheimera. Normy spożycia na cynk ustalone zostały na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA), jedynie dla niemowląt na poziomie wystarczającego spożycia (AI) (Tab. 4).

Miedź jest niezbędna do metabolizmu żelaza i syntezy hemu w organizmie, jest składnikiem wielu enzymów biorących udział w przemianach tlenu. Miedź jest niezbędna do prawidłowego funkcjonowania systemu nerwowego. W ciąży zapotrzebowanie na miedź wzrasta, natomiast brak jest bezpośrednich wskaźników określających zapotrzebowanie człowieka na miedź. Niedobory miedzi występują rzadko, a jak są stwierdzone to mają niekorzystny wpływ na układ kostny i naczyniowy, oraz układ nerwowy. Przemiany miedzi w organizmie związane są z przemianami żelaza, spadek miedzi w organizmie towarzyszy spadkowi hemoglobiny. Nadmierne spożycie miedzi występuje rzadko, a jeżeli wystąpi to głównie z wody zawierającej duże zawartości miedzi. Objawami nadmiernego stężenia miedzi są podrażnienia przewodu pokarmowego, uszkodzenie wątroby, mózgu i rogówki oka, metaliczny posmak, biegunka i wymioty. Normy spożycia na miedź ustalone zostały na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla niemowląt, a dla pozostałych grup na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA). Są one zgodne z normami z roku 2008 (Tab. 4).

Jod jest niezbędny do produkcji hormonów tarczycy: tyroksyny (T4) i trijodotyroniny (T3), od których zależy prawidłowe funkcjonowanie układu nerwowego, mózgu, przysadki mózgowej, mięśni, serca i nerek. Dużą zawartością jodu charakteryzują się produkty morskie (ryby, skorupiaki, mięczaki). Niedostateczne spożycie jodu z dietą prowadzi do szeregu zaburzeń min. niedoczynności tarczycy, powiększenia gruczołu tarczowego. Niedobory jodu obniżają odporność immunologiczną organizmu. Duże spożycie jodu prowadzi do nadczynności tarczycy, co powoduje wzmożoną pobudliwość nerwową, biegunki, chudnięcie.

Normy spożycia na jod ustalone zostały na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla niemowląt, a dla pozostałych grup na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA). Nie są zgodne z normami z roku 2008 (Tab. 4), a zmiana dotyczy spożycia jodu dla kobiet karmiących w wieku powyżej 19 lat.

Selen bierze udział w procesach metabolicznych komórek. Wpływa na zwiększenie odporności organizmu. Zawartość selenu jest skorelowana z wielkością jego spożycia. Niedobór selenu wiąże się z tarczycą. Objawem zatrucia selenem

jest łamliwość i utrata paznokci, wypadanie włosów, depresja, nerwowość, niestabilność emocjonalna, nudności, wymioty i pocenie się. Normy spożycia na selen ustalone zostały na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla niemowląt, a dla pozostałych grup na poziomie średniego zapotrzebowania (EAR) i zalecanego spożycia (RDA). Są one zgodne z normami z roku 2008 (Tab. 4).

Fluor jest niezbędny do przemiany fosforanu wapnia kości do apatytu, stymuluje tworzenie nowej tkanki kostnej, zapobiega próchnicy zębów. Źródłem fluoru jest woda pitna w której występuje w postaci fluorków, herbata, ryby, sery. Niskie spożycie fluoru prowadzi do zmniejszenia twardości szkliwa zębów, oraz obniżenia wytrzymałości kości. Duże dawki fluoru hamują oddychanie tkankowe, przemianę węglowodanów. Normy spożycia na fluor ustalone zostały na poziomie wystarczającego spożycia (AI) dla wszystkich grup ludności i są zgodne z normami z roku 2008 (Tab. 4).

Tabela 4. Normy spożycia składników nieorganicznych (Wojtasik A., Bułhak-Jachymczyk B., 2008)

Grupa (płeć, wiek, lata) / składniki mineralne	Dzieci			Chłopcy			Dziewczęta			Mężczyźni			Kobiety		Ciaża	
	1-3	4-6	7-9	10-12	13-18	10-12	13-18	10-12	13-18	19-65	66-75	19-50	51-75	<19	>19	
Wapń (mg)	EAR	500	800	1100	1100	1100	1100	1100	1100	800	1000	800	1000	800	1100	800
	RDA	700	1000	1000	1300	1300	1300	1300	1300	1000	1200	1000	1200	1000	1300	1000
Fosfor (mg)	EAR	380	410	500	1050	1050	1050	1050	1050	580	580	580	580	580	1050	580
	RDA	460	500	600	1250	1250	1250	1250	1250	700	700	700	700	700	1250	700
Magnez (mg)	EAR	65	110	110	200	340	200	200	300	350	350	265	265	335	300	300
	RDA	80	130	130	240	410	240	240	360	420	420	320	320	400	360	360
Żelazo (mg)	EAR	3	4	4	7	8	8	8	8	6	6	8	6	23	23	23
	RDA	7	10	10	10	12	15	15	15	10	10	18	10	27	27	27
Cynk (mg)	EAR	2,5	4	4	7	8,5	7	7,3	9,4	9,4	9,4	6,8	6,8	10,5	9,5	9,5
	RDA	3,0	5	5	8	11	8	9	11	11	11	8	8	12,0	11,0	11,0
Miedź (mg)	EAR	0,25	0,3	0,5	0,5	0,7	0,5	0,7	0,7	0,7	0,7	0,7	0,7	0,8	0,8	0,8
	RDA	0,3	0,4	0,7	0,7	0,9	0,7	0,9	0,9	0,9	0,9	0,9	0,9	1	1	1
Jod (mg)	EAR	65	65	70	75	95	75	95	95	95	95	95	95	160	160	160
	RDA	90	90	100	120	150	120	150	150	150	150	150	150	220	220	220
Selen (mg)	EAR	17	23	23	35	45	35	45	45	45	45	45	45	50	50	50
	RDA	20	30	30	40	55	40	55	55	55	55	55	55	60	60	60
Fluor (mg)	AI	0,7	1	1,2	2	3	2	3	3	4	4	3	3	3	3	3

Literatura

1. Badowska-Olendelerek K., Czyżewski J., Naumczyk J., 2006. Laboratorium podstaw chemii. Oficyna Wydawnicza Politechniki Warszawskiej. Warszawa.
2. Barycka I., Skudlarski K., 2002. Podstawy chemii. PWM. Warszawa.
3. Bielański A., 2019. Podstawy chemii nieorganicznej, Tom 1. Wydawnictwo PWN. Warszawa.
4. Friedrich M. (red.), 2002. Składniki mineralne w żywieniu ludzi i zwierząt. Wyd. Akademii Rolniczej w Szczecinie. Szczecin.
5. Jarosz M. (red.), 2012. Normy żywienia dla populacji polskiej – nowelizacja. Wyd. Instytut Żywności i Żywienia. Warszawa.
6. Katafias A., 2008. Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej i koordynacyjnej. Wydawnictwo Naukowe UMK. Toruń.
7. Kunachowicz H., Nadolna I., Przygoda B., Iwanow K., 2005. Tabele składu i wartości odżywczej żywności. Wydawnictwo Lekarskie PZWL. Warszawa.
8. Minczewski J., Marczenko Z., 2009. Chemia analityczna, tom 1,2,3. PWN. Warszawa.
9. Mizerski W., 2004. Tablice chemiczne. Wydawnictwo Adamantan. Warszawa.
10. Pazdro K.M., Rola-Noworyta A., 2013. Akademicki zbiór zadań z chemii ogólnej, Wydanie I. Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro. Warszawa.
11. Podręczny słownik chemiczny. Videograf. Chorzów. 2007.
12. Sikorski Z.E. (red.), 2007. Chemia żywności. Wyd. 5. WNT. Warszawa.
13. Turlejska H., 2003. Zasady GHP/GMP oraz system HACCP jako narzędzia zapewnienia bezpieczeństwa zdrowotnego żywności. Poradnik dla przedsiębiorcy. Fundacja Programów Pomocy dla Rolnictwa. Warszawa.
14. Wojtasik A., Bułhak-Jachymczyk B., 2008. Składniki mineralne, [w:] Normy żywienia człowieka. (red.) M. Jarosz, B. Bułhak-Jachymczyk, IŻŻ. Wydawnictwo Lekarskie PZWL. Warszawa.
15. Ziemiański Ś. (red.), 2001. Normy żywienia człowieka. Fizjologiczne podstawy. Wydawnictwo Lekarskie PZWL. Warszawa.

UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄTKÓW

18

I

¹ H Wodór 1,01											² He Hel 4,00				
³ Li Lit 6,94	⁴ Be Beryl 9,01											⁹ F Fluor 19,00			
¹¹ Na Sód 23,00	¹² Mg Magnez 24,31											¹⁷ Cl Chlor 35,45			
¹⁹ K Potas 39,10	²⁰ Ca Wapń 40,08	²³ V Wanad 50,94	²⁴ Cr Chrom 52,00	²⁵ Mn Mangan 54,94	²⁶ Fe Żelazo 55,85	²⁷ Co Kobalt 58,93	²⁸ Ni Nikiel 58,69	²⁹ Cu Miedź 63,55	³⁰ Zn Cynk 65,39	³¹ Ga Gall 69,72	³² Ge German 72,61	³³ As Arsen 74,92	³⁴ Se Selen 78,96	³⁵ Br Brom 79,90	³⁶ Kr Krypton 83,80
³⁷ Rb Rubid 85,47	³⁸ Sr Stront 87,62	⁴⁰ Zr Cyrkon 91,22	⁴¹ Nb Niob 92,91	⁴² Mo Molibden 95,94	⁴⁴ Ru Ruten 101,07	⁴⁵ Rh Ród 102,91	⁴⁶ Pd Pallad 106,42	⁴⁷ Ag Srebro 107,87	⁴⁸ Cd Kadm 112,41	⁴⁹ In Ind 114,82	⁵⁰ Sn Cyna 118,71	⁵¹ Sb Antymon 121,76	⁵² Te Tellur 127,60	⁵³ I Jod 126,90	⁵⁴ Xe Ksenon 131,29
⁵⁵ Cs Cezj 132,91	⁵⁶ Ba Baryt 137,33	⁷² Hf Hafn 178,49	⁷³ Ta Tantal 180,95	⁷⁴ W Wolfram 183,84	⁷⁶ Os Osm 190,23	⁷⁷ Ir Iryd 192,22	⁷⁸ Pt Platyna 195,08	⁷⁹ Au Złoto 196,97	⁸⁰ Hg Rtęć 200,59	⁸¹ Tl Tali 204,38	⁸² Pb Ołów 207,20	⁸³ Bi Bizmut 208,98	⁸⁴ Po Polon 208,98	⁸⁵ At Astat 209,99	⁸⁶ Rn Radon 222,02
⁸⁷ Fr Francj 223,02	⁸⁸ Ra Radium 226,03	¹⁰⁴ Rf Ruterford 261,11	¹⁰⁵ Db Dubn 263,11	¹⁰⁶ Sg Seaborg 265,12	¹⁰⁸ Hs Hass 269,10	¹⁰⁹ Mt Meitner 268,10	¹¹⁰ Ds Darmstadt 281,10	¹¹¹ Uuu Uutan 280	¹¹² Uub Uamb 285	¹¹³ Uut Utamin 284	¹¹⁴ Uuq Unstkal 289	¹¹⁵ Uup Unupent 288	¹¹⁶ Uuh Uniheds 292	¹¹⁷ Uus Unusept 294	¹¹⁸ Uuo Unnokt 294
⁵⁸ Ce Cerj 140,12	⁵⁹ Pr Praseodym 140,91	⁶⁰ Nd Nedyum 144,24	⁶¹ Pm Prometj 144,91	⁶² Sm Samarj 150,36	⁶³ Eu Europj 151,96	⁶⁴ Gd Gadolijn 157,25	⁶⁵ Tb Terb 158,93	⁶⁶ Dy Dysprozj 162,50	⁶⁷ Ho Holm 164,93	⁶⁸ Er Erbj 167,26	⁶⁹ Tm Terbj 168,93	⁷⁰ Yb Itebj 173,04	⁷¹ Lu Luterj 174,97		
⁹⁰ Th Torj 232,04	⁹¹ Pa Protaktynj 231,04	⁹² U Uranj 238,03	⁹³ Np Neptunj 237,05	⁹⁴ Pu Plutonj 244,06	⁹⁵ Am Ameryk 243,06	⁹⁶ Cm Klurj 247,07	⁹⁷ Bk Berkelej 247,07	⁹⁸ Cf Kalifornj 251,08	⁹⁹ Es Einsteinj 252,09	¹⁰⁰ Fm Fermj 257,10	¹⁰¹ Md Mendelew 258,10	¹⁰² No Nobelj 259,10	¹⁰³ Lr Lawrencj 262,11		

*1)

**)

ROZPUSCALNOŚĆ SOLI WODOROTLENKÓW W WODZIE W TEMP. 25°C

	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Cu ²⁺	R	R	-	R	R	R	-	R	-	R	R	R	R
Ag ⁺	N	N	N	R	R	N	N	T	N	N	N	N	-
Mg ²⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N
Ca ²⁺	R	R	R	R	R	T	N	T	N	N	T	N	T
Ba ²⁺	R	R	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	R
Zn ²⁺	R	R	R	R	R	N	T	R	N	N	T	N	N
Al ³⁺	R	R	R	R	R	-	R	-	-	N	N	N	N
Sn ²⁺	R	R	R	R	R	N	-	R	-	N	N	N	N
Pb ²⁺	T	T	N	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N
Mn ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	N	N	N
Fe ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	-	N	N
Fe ³⁺	R	R	-	R	R	N	-	R	-	N	N	N	N

R- substancja rozpuszczalna; T- substancja trudno rozpuszczalna (strąca się ze stęż. rozтворów); N- substancja nierozpuszczalna; - oznacza, że dana substancja albo rozkłada się w wodzie, albo nie została otrzymana

Źródło: W. Mizerski, *Tablice Chemiczne*, Adamantan, 2004

SZEREG ELEKTROCHEMICZNY METALI

Elektroda	E ⁰ [V]
Li/Li ⁺	-3,04
Cd/Cd ²⁺	-2,86
Mg/Mg ²⁺	-2,36
Al/Al ³⁺	-1,69
Mn/Mn ²⁺	-1,18
Zn/Zn ²⁺	-0,76
Cr/Cr ³⁺	-0,74
Fe/Fe ²⁺	-0,44
Cd/Cd ²⁺	-0,40
Co/Co ²⁺	-0,28
Ni/Ni ²⁺	-0,26
Sn/Sn ²⁺	-0,14
Pb/Pb ²⁺	-0,14
Fe/Fe ³⁺	-0,04
H ₂ /2H ⁺	0,00
Bi/Bi ³⁺	+0,32
Cu/Cu ²⁺	+0,34
Ag/Ag ⁺	+0,80
Hg/Hg ²⁺	+0,85
Au/Au ³⁺	+1,52

STALE DYSOCYACJI WYBRANYCH KWASÓW W ROZTWORACH WODNYCH

kwasy	stała dysocjacji K _a , lub K _{a1}
HF	6,3 · 10 ⁻⁴
HCl	1 · 10 ⁷
HBr	3 · 10 ⁹
HI	1 · 10 ¹⁰
H ₂ S	1,02 · 10 ⁻⁷
H ₂ Se	1,9 · 10 ⁻⁴
H ₂ Te	2,5 · 10 ⁻³
HClO	5,0 · 10 ⁻³
HClO ₂	1 · 10 ⁻²
HClO ₃	10
HNO ₂	2 · 10 ⁻⁴
HNO ₃	25
H ₂ SO ₃	1,54 · 10 ⁻²
H ₂ BO ₃	5,8 · 10 ⁻¹⁰
H ₃ AsO ₃	6 · 10 ⁻¹⁰
H ₃ AsO ₄	5,62 · 10 ⁻³
H ₃ PO ₄	7,52 · 10 ⁻³
H ₂ SiO ₄	2,2 · 10 ⁻¹⁰

ELEKTROUJEMNOŚĆ WG PAULINGA NA PODSTAWIE UKŁADU OKRESOWEGO PIERWIASTKÓW

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1H	2He											3B	4C	5N	6O	7F	8Ne
3Li	4Be											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
11Na	12Mg											13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,0	1,9	1,6	1,6	1,6	1,8	2,0	2,2	2,4	2,8		
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
0,8	1,0	1,3	1,4	1,6	1,9	2,2	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
55Cs	56Ba	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	2,0	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2	
87Fr	88Ra																
0,7	0,9																

PSWIPiI
WYDAWNICTWO

ISBN 978-83-64881-51-0