

Zbiór zadań
Chemia ogólna
i nieorganiczna

zakres podstawowy

Joanna Olech
Tarnobrzeg
2022 rok

Wstęp.

„Zbiór zadań Chemia ogólna i nieorganiczna” powstał z myślą o uczniach, którzy pragną przyswoić poznany temat, przeanalizować zadania analogiczne do omawianych w trakcie lekcji oraz powtórzyć materiał przed zbliżającym się sprawdzianem z danego działu chemii ogólnej i nieorganicznej w zakresie podstawowym.

Joanna Olech

Spis treści:

Wstęp.....	2
1. Budowa substancji chemicznych.....	5
1.1. Budowa atomu.....	5
1.2. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów.....	6
1.3. Wiązania chemiczne.....	7
2. Systematyka związków nieorganicznych.....	9
2.1. Tlenki.....	9
2.2. Związki pierwiastków chemicznych z wodorem.....	11
2.3. Wodorotlenki.....	12
2.4. Kwasy.....	14
2.5. Sole.....	15
2.6. Hydraty.....	16
3. Stechiometria.....	17
3.1. Mol i liczba Avogadra.....	17
3.2. Masa cząsteczkowa i molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów.....	18
3.3. Wzory empiryczne i rzeczywiste związku chemicznego.....	19
3.4. Obliczenia stechiometryczne.....	20
4. Reakcje utleniania – redukcji. Elektrochemia.....	21
4.1. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.....	21
4.2. Reakcje utleniania – redukcji.....	21
4.2. Ogniwa galwaniczne.....	23
5. Roztwory.....	25
5.1. Rodzaje roztworów.....	25
5.2. Rozpuszczalność substancji.....	26
5.3. Stężenie procentowe roztworu.....	27
5.4. Stężenie molowe roztworu.....	28
5.5. Przeliczanie stężeń.....	29
5.6. Rozcieńczanie i zateżnianie roztworu.....	30
6. Reakcje chemiczne w roztworach wodnych.....	31
6.1. Dysocjacja elektrolityczna.....	31
6.2. Stopień dysocjacji elektrolitycznej.....	32

6.3.	Odczyn roztworu i jego pH.....	33
6.4.	Reakcje zobojętniania.....	34
6.5.	Reakcje strącania osadów.....	35
7.	Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych.....	36
7.1.	Efekty energetyczne reakcji chemicznych.....	36
7.2.	Szybkość reakcji chemicznych.....	37
8.	Tablice chemiczne.....	38
8.1.	Krzywa rozpuszczalności substancji stałych.....	38
8.2.	Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie.....	39

1. Budowa substancji chemicznych.

1.1. Budowa atomu.

Zadanie 1.

Ustal liczbę masową, atomową, protonów, elektronów, neutronów, nukleonów podanych pierwiastków chemicznych.

- a. C b. B c. Si d. N

Zadanie 2.

Ustal liczbę masową, atomową, protonów, elektronów, neutronów, nukleonów podanych jonów pierwiastków chemicznych.

- a. Ca^{2+} b. Na^+ c. S^{2-} d. N^{3-}

Zadanie 3.

Z spośród podanych atomów wybierz te, które są izotopami i podaj jakiego pierwiastka chemicznego.

- a. ${}_{12}^{25}\text{E}$ b. ${}_{6}^{12}\text{E}$ c. ${}_{12}^{24}\text{E}$ d. ${}_{11}^{25}\text{E}$ e. ${}_{25}^{11}\text{E}$

Zadanie 4.

Określ, z ilu protonów, elektronów i neutronów składa się atom pierwiastka chemicznego o liczbie atomowej 8 i liczbie masowej 16.

Zadanie 5.

Podaj liczby protonów, elektronów i neutronów w poniższych atomach i podaj ich nazwy.

- a. ${}_{12}^{24}\text{E}$ b. ${}_{9}^{19}\text{E}$ c. ${}_{37}^{85}\text{E}$ d. ${}_{27}^{59}\text{E}$

Zadanie 6.

Określ czy zdania są prawdziwe czy fałszywe. Jeśli zdanie jest fałszywe, podaj jak powinno brzmieć prawidłowo.

- Elektrony walencyjne wchodzą w skład rdzenia atomowego.
- Masa elektronu to $\frac{1}{1804}u$.
- Numer grupy, w której znajduje się pierwiastek, informuje o liczbie powłok elektronowych w atomie tego pierwiastka chemicznego.
- Odkrycie elektronu przypisuje się Ernestowi Thomsonowi.

Zadanie 7.

Dokończ poniższe zdania, używając słów *zmniejsza się*, *zwiększa się*.

- Promień atomowy atomu sodu w stosunku do atomu magnezu
- Aktywność wapnia w stosunku do magnezu.
- Energia jonizacji atomu krzemu w stosunku do atomu germanu
- Aktywność azotu w stosunku do tlenu

1.2. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów.

Zadanie 1.

Oblicz maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej K, L i M.

Zadanie 2.

Podaj ile elektronów niewalencyjnych ma atom:

- a. fluoru b. węgla c. siarki d. magnezu.

Zadanie 3.

Podaj po 4 przykłady jonów (2 kationów i 2 anionów), które mają konfigurację argonu.

Zadanie 4.

Zapisz konfigurację elektronową powłokową, podpowłokową i skróconą następujących atomów pierwiastków chemicznych:

- a. wapnia b. tlenu c. fosforu d. chloru.

Zadanie 5.

Ustal położenie (numer okresu, grupy i symbol bloku konfiguracyjnego) atomu pierwiastka chemicznego w układzie okresowym na podstawie podanych konfiguracji elektronowej ich atomów oraz podaj liczbę elektronów walencyjnych.

- a. $K^2L^8M^3$ b. $1s^22s^22p^2$ c. K^2L^7 d. $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

Zadanie 6.

Zapisz konfigurację elektronową powłokową, podpowłokową i skróconą następujących jonów pierwiastków chemicznych:

- a. Mg^{2+} b. Li^+ c. O^{2-} d. F^- .

Zadanie 7.

Na podstawie skróconej konfiguracji elektronowej odzyskaj w układzie okresowym pierwiastek oraz podaj jego pełną konfigurację elektronową.

- a. $[He]2s^2$ b. $[Ne]3s^22p^3$ c. $[Ne]3s^23p^5$ d. $[Ar]4s^1$.

Zadanie 8.

Zapisz równania elektronowe podanych przemian i podaj symbol chemiczny helowca o takiej samej konfiguracji, jaką ma jon.

- a. $Mg \rightarrow Mg^{2+}$
b. $F \rightarrow F^-$
c. $Al \rightarrow Al^{3+}$
d. $S \rightarrow S^{2-}$

1.3. Wiązania chemiczne.

Zadanie 1.

Co nazywamy elektroujemnością i jak zmienia się jej wartość w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.

Zadanie 2.

Przedstaw sposób tworzenia wiązania chemicznego w cząsteczce i podaj nazwę występującego wiązania w tym związku chemicznym.

- a. Cl₂ b. CO₂ c. H₂O d. HCl.

Zadanie 3.

Określ jaka jest różnica elektroujemności w cząsteczce i podaj jakie występuje w niej wiązanie chemiczne:

- a. HI b. SO₂ c. Br₂ d. MgCl₂.

Zadanie 4.

Określ rodzaj wiązania za pomocą wzorów kreskowych i kropkowych występującego w cząsteczce:

- a. N₂ b. NH₃ c. H₂S d. O₂.

Zadanie 5.

Wybierz związki, które zawierają wiązanie koordynacyjne.

- a. HNO₃
b. H₃O⁺
c. MgCl₂
d. H₂O

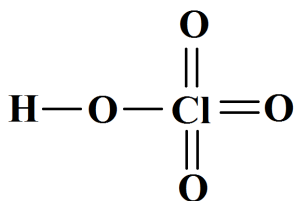
Zadanie 6.

Wiązanie wodorowe występuje w związkach chemicznych takich jak:

- a. H₂O
b. H₂SO₄
c. HF
d. NH₃

Zadanie 7.

Podaj liczbę wiązań δ i π w HClO₄.



Zadanie 8.

Chlorek sodu dobrze rozpuści się w:

- a. etanolu;
- b. benzynie;
- c. nafcie;
- d. wodzie.

Zadanie 9.

Wybierz prawdziwe informacje dotyczące grafitu:

- a. Wykazuje dużą wytrzymałość mechaniczną;
- b. Nie przewodzą prądu elektrycznego;
- c. Rozpuszczalne w rozpuszczalnikach polarnych;
- d. Tworzy kryształy atomowe.

Zadanie 10.

Najwięcej energii potrzebne jest do rozerwania wiązania:

- a. wiązanie atomowe polarne;
- b. wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane;
- c. wiązanie jonowe;
- d. koordynacyjne.

Zadanie 11.

Wybierz poprawne dokończenie zdania. Dipol

- a. ma tylko biegun ujemny;
- b. powstaje w skutek równomiernego rozmieszczenia ładunków elektrycznych wokół jąder atomowych;
- c. jest elektrycznie obojętny;
- d. powstaje w skutek nierównomiernego rozmieszczenia ładunków elektrycznych wokół ujemnie naładowanego jądra atomowego.

Zadanie 13.

W jaki sposób rodzaj wiązania chemicznego wpływa na stan skupienia substancji.

Zadanie 14.

Spośród podanych związków wybierz związki zawierające wiązania jonowe. Uzasadnij swój wybór obliczając różnicę elektroujemności dla każdej cząsteczki.

- a. $MgCl_2$ b. K_2O c. PH_3 d. CH_4 .

Zadanie 15.

Porównaj właściwości podanych cząsteczek $NaCl$ i Cl_2 ze względu na występujące wiązania w tych związkach chemicznych.

2. Systematyka związków nieorganicznych.

2.1. Tlenki.

Zadanie 1.

Na podstawie obejrzanego doświadczenia - *Otrzymywanie tlenku magnezu*. Napisz:

- schemat;
- wykorzystane odczynniki i szkło laboratoryjne;
- obserwacje;
- wnioski.

Zadanie 2.

Napisz równania reakcji chemicznych na podstawie poniższych zapisów słownych:

- magnez + tlen → tlenek magnezu
- potas + tlen → tlenek potasu
- żelazo + tlen → tlenek żelaza (III)
- miedź + tlen → tlenek miedzi (I)

Zadanie 3.

Napisz reakcje chemiczne stosując jedną z poznanych metod:

- tlenek litu
- tlenek baru
- tlenek miedzi
- tlenek azotu (II)

Zadanie 4.

Uzupełnij puste miejsca odpowiednimi związkami chemicznymi.

- $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots + \dots$
- $\text{Mg} + \dots \rightarrow \dots$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \dots + \dots$
- $\text{P}_4\text{O}_6 + \dots \rightarrow \dots$
- $\dots + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Zadanie 5.

Na podstawie obejrzanego doświadczenia - *Badanie działania wody na tlenki metali i niemetalu*. Napisz:

- schemat;
- wykorzystane odczynniki i szkło laboratoryjne;
- obserwacje;
- wnioski.

Zadanie 6.

Zaproponuj trzy metody otrzymywania i zapisz odpowiednie równania reakcji chemicznych:

- tlenku węgla (IV);
- tlenku miedzi (II).

Zadanie 7.

Na podstawie obejrzanego doświadczenia - *Badanie działania zasady i kwasu na tlenki metali i niemetalu*. Napisz:

- schemat;
- wykorzystane odczynniki i szkło laboratoryjne;
- obserwacje;
- wnioski.

Zadanie 8.

Napisz reakcje chemiczne pozwalające udowodnić charakter podanego tlenku:

- tlenek litu;
- tlenek azotu (II);
- tlenek węgla (IV);
- tlenek glinu.

Zadanie 9.

Napisz uzupełnij puste miejsca odpowiednimi związkami chemicznymi.

- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{MgO} + \dots\dots\dots \rightarrow \text{MgCl}_2 + \dots\dots\dots$
- $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots + \dots\dots\dots \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ga}(\text{OH})_6]$
- $\dots\dots\dots + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots\dots\dots$
- $\dots\dots\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2$
- $\text{BeO} + \text{HCl} \rightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
- $\text{P}_4\text{O}_{10} + \dots\dots\dots \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{SiO}_2 + \dots\dots\dots \rightarrow \text{SiF}_4 + \dots\dots\dots$

Zadanie 10.

Wyjaśnij dlaczego szkło nie ma ściśle określonej temperatury topnienia.

Zadanie 11.

Wymień rodzaje szkła, ich właściwości i zastosowania.

Zadanie 12.

Podaj właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu (IV).

Tlenek krzemu (IV)	
właściwości fizyczne	właściwości chemiczne

2.2. Związki pierwiastków chemicznych z wodorem.

Zadanie 1.

Ustal nazwy systematyczne podanych związków chemicznych:

- a. HCl b. KH c. AlH₃ d. CaH₂ e. NH₃

Zadanie 2.

Napisz wzory sumaryczne związków o podanych nazwach:

- wodorek fosforu;
- wodorek krzemu (IV);
- siarkowodór;
- bromowodór.

Zadanie 3.

Napisz równania reakcji chemicznych aby otrzymać wodorki niemetali o podanych nazwach:

- jodowodór;
- chlerek wodoru;
- fluorek wodoru;
- bromowodór;
- selenowodór.

Zadanie 4.

Napisz równania reakcji chemicznych aby otrzymać wodorki metali o podanych nazwach:

- wodorek wapnia;
- wodorek potasu;
- wodorek litu;
- wodorek sodu;
- wodorek magnezu.

Zadanie 5.

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, w którym udowodnisz charakter chemiczny podanych wodorków (a-c). Narysuj schemat, zapisz obserwacje i wnioski uwzględniając reakcje chemiczne.

- wodorek sodu;
- chlerek wodoru;
- wodorek azotu.

2.3. Wodorotlenki.

Zadanie 1.

Napisz wzory sumaryczne wodorotlenków o podanych nazwach:

- wodorotlenek litu;
- wodorotlenek berylu;
- wodorotlenek żelaza (III);
- wodorotlenek cyny.

Zadanie 2.

Napisz nazwy systematyczne wodorotlenków o podanych wzorach:

- a. $\text{Al}(\text{OH})_3$ b. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ c. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ d. $\text{Sn}(\text{OH})_2$

Zadanie 3.

Na podstawie obejrzanego doświadczenia - *Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą*. Napisz:

- schemat;
- wykorzystane odczynniki i szkło laboratoryjne;
- obserwacje;
- wnioski.

Zadanie 4.

Napisz reakcję chemiczną stosując metodę: metal aktywny + woda:

- lit;
- bar;
- miedź;
- żelazo.

Zadanie 5.

Uzupełnij puste miejsca odpowiednimi związkami chemicznymi.

- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \dots$
- $\text{MgH}_2 + \dots \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \dots$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- $\text{Rb}_2\text{O} + \dots \rightarrow \dots$

Zadanie 6.

Wodorotlenki metali grup 1 i 2 otrzymujemy dwoma sposobami – w reakcjach metali z wodą i tlenków metali z wodą. Napisz równania reakcji obydwoma sposobami otrzymując:

- wodorotlenek potasu;
- wodorotlenek wapnia;
- wodorotlenek magnezu;
- wodorotlenek litu.

Zadanie 7.

Napisz trzema różnymi sposobami metody otrzymywania następujących związków chemicznych:

- NaOH
- Ba(OH)₂
- RbOH
- Sr(OH)₂

Zadanie 8.

Spośród podanych wodorotlenków wybierz te które należą do zasad.

NaOH Ca(OH)₂ RbOH Mg(OH)₂ Sr(OH)₂

Zadanie 9.

Napisz reakcje wodorotlenków aromatycznych z kwasem chlorowodorowym i zasadą sodową:

- wodorotlenek glinu;
- wodorotlenek żelaza (II);
- wodorotlenek żelaza (III);
- wodorotlenek miedzi (II).

Zadanie 10.

Napisz reakcje analizy podanych wodorotlenków:

- wodorotlenek cynku;
- wodorotlenek kobaltu;
- wodorotlenek manganu (II);
- wodorotlenek chromu (III).

Zadanie 11.

Uzupełnij puste miejsca odpowiednimi związkami chemicznymi.

- $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \dots + \dots$
- $\text{BeO} + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ga(OH)}_6]$
- $\text{CuO} + \dots \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \dots$
- $\text{Fe(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\dots + \dots \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe(OH)}_6]$

2.4. Kwasy.

Zadanie 1.

Wskaż wzory sumaryczne kwasów tlenowych.

HI H₂SO₃ HClO₄ HCN H₂S HNO₃

Zadanie 2.

Zaznacz reszty kwasowe w podanych kwasach i podaj ich wartościowość.

- H₂SO₄
- H₂SiO₃
- HNO₃
- HBr
- H₂S

Zadanie 3.

Napisz reakcje otrzymywania następujących kwasów:

- kwas chlorowodorowy;
- kwas siarkowy (VI);
- kwas fosforowy (V);
- kwas chlorowy (III);
- kwas borowy;
- kwas bromowodorowy;
- kwas węglowy;
- kwas azotowy (III).

Zadanie 4.

Jak zmienia się moc w podanych kwasach (rośnie, maleje):

- HClO, HClO₂, HClO₃ ;
- HBr, HCl, HF
- HFO, HClO, HBrO
- H₃PO₄, H₂SO₄, HClO₄

Zadanie 5.

Uzupełnij puste miejsca odpowiednimi związkami chemicznymi.

- + H₂ → H₂S
- HCl_(g) $\xrightarrow{H_2O}$
- + H₂O → HNO₃
- + Cl₂ →
- Cl₂O₃ + →
- + H₂O → H₂SO₄
- + I₂ →
- $\xrightarrow{H_2O}$ HBr_(aq)
- + H₂O → HClO₄
- Br₂O + →
- + H₂O → H₃BrO₃

2.5. Sole.

Zadanie 1.

Napisz wzory sumaryczne soli o podanych nazwach.

- chlorek sodu;
- siarczan (IV) potasu;
- fosforan (III) magnezu;
- bromek amonu;
- krzemian baru;
- węglan wapnia;
- siarczan (VI) glinu;
- chloran (III) litu.

Zadanie 2.

Napisz nazwy systematyczne soli o podanych wzorach:

- KBr;
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
- $\text{Mg}(\text{ClO})_2$;
- CaSiO_3 ;
- Li_3BO_3 ;
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
- $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$;
- $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$.

Zadanie 3.

Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach wszystkimi możliwymi sposobami:

- fosforan (III) wapnia;
- siarczan (IV) sodu;
- azotan (III) żelaza (II);
- krzemian glinu;
- chloran (V) magnezu;
- węglan potasu;
- azotan (V) chromu (III);
- bromian (I) kobaltu (II).

Zadanie 4.

Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przebiegających z udziałem podanych substratów.

- $\text{K} + \text{H}_2\text{S}$
- $\text{MgO} + \text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{SiO}_2 + \text{NaOH}$
- $\text{Fe} + \text{Cl}_2$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{KOH}$
- $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HBr}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$

Zadanie 5.

Wybierz wzór tlenku, który reagując z wodą pozwoli otrzymać kwas zaś reagując z zasadą sodową otrzymamy sól. Napisz oba równania reakcji.

MgO, SO₃, N₂O, Al₂O₃

Zadanie 6.

Wybierz wzór tlenku, który reagując z wodą pozwoli otrzymać wodorotlenek zaś reagując z kwasem chlorowodorowym otrzymamy sól. Napisz oba równania reakcji.

N₂O₅, BeO, CaO, CO

Zadanie 7.

Napisz reakcje jakim ulegają skały wapienne.

Zadanie 8.

Opisz jakie jony zawierają wody mineralne i jaki jest ich wpływ na organizm.

Zadanie 9.

Co nazywamy wodą twardą oraz kamieniem kotłowym i zapisz odpowiednie reakcje chemiczne, które wówczas zachodzą.

Zadanie 10.

W jaki sposób można usunąć jony odpowiedzialne za twardość węglanową (przemijającą)?

Zadanie 11.

Opisz doświadczenie, w którym wykryjesz węglan wapnia. Narysuj schemat, zapisz obserwacje i wnioski, uwzględniając reakcje chemiczne.

2.6. Hydraty.

Zadanie 1.

Napisz nazwę systematyczną związku chemicznego o podanym wzorze sumarycznym:

- CaSO₄ · H₂O
- CoCl₂ · H₂O

Zadanie 2.

Napisz nazwę systematyczną związku chemicznego o podanym wzorze sumarycznym:

- siarczan (VI) wapnia – woda (2/1)
- azotan (V) niklu – woda (1/4)

Zadanie 3.

Oblicz zawartość procentową wody w MnSO₄ · H₂O.

Zadanie 4.

Jakie właściwości mają hydraty? Udowodnij podaną właściwość zapisując odpowiednią reakcję chemiczną.

Zadanie 5.

Zapisz reakcje sporządzania zaprawy gipsowej.

3. Stechiometria.

3.1. Mol i liczba Avogadra.

Zadanie 1.

Oblicz, ile cząsteczek stanowi:

- 2,5 mola wody
- 4 mole kwasu solnego

Zadanie 2.

Oblicz, ile moli atomów stanowi:

- 20 atomów potasu
- 1000 atomów węgla

Zadanie 3.

Oblicz, ile atomów znajduje się w:

- 2 mola miedzi
- 1,5 mola sodu

Zadanie 4.

Oblicz, ile moli stanowi:

- $3,01 \cdot 10^{23}$ atomów cynku
- 5 g wody

Zadanie 5.

Oblicz, ile atomów znajduje się w:

- 23 g sodu
- 14 g azotu

Zadanie 6.

Wskaż, która z próbek zawierają więcej atomów.

- 0,3 mola sodu czy 0,35 mola siarki
- 0,43 g żelaza czy 0,2 mola cynku
- 0,4 mola potasu czy $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów helu
- $3,01 \cdot 10^{23}$ atomów magnezu czy 4 g wapnia

Zadanie 7.

Oblicz, ile moli i ile cząsteczek zawiera próbka:

- 230 g glukozy
- 40 g wody

3.2. Masa cząsteczkowa i molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów.

Zadanie 1.

Oblicz masę cząsteczkową:

- tlenku krzemu (IV)
- kwasu azotowego (III)

Zadanie 2.

Oblicz masę molową:

- kwasu węglowego
- chlorku miedzi (II) – woda (1/5) $\text{CuCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Zadanie 3.

Oblicz, ile moli wody stanowi 50 g związku chemicznego.

Zadanie 4.

Oblicz masę 1,4 mola wodorotlenku magnezu.

Zadanie 5.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmują:

- 4 mole H_2S
- 0,6 mola wodoru

Zadanie 6.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmują:

- 100 g tlenku azotu (V)
- 58 g tlenku siarki (VI)

Zadanie 7.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych stanowią:

- $6,02 \cdot 10^{22}$ cząsteczek wodoru
- $3,01 \cdot 10^{24}$ cząsteczek wodorotlenku wapnia

Zadanie 8.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych stanowią:

- $3,01 \cdot 10^{23}$ atomów potasu
- $6,02 \cdot 10^{24}$ atomów glinu

Zadanie 9.

Oblicz zawartość procentową chloru w chlorku magnezu MgCl_2 .

Zadanie 10.

Oblicz zawartość procentową wody w hydracie $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

3.3. Wzory empiryczne i rzeczywiste związku chemicznego.

Zadanie 1.

Ustal stosunek atomowy pierwiastków chemicznych w:

- tlenku sodu
- tlenku glinu
- kwasic azotowym (V)
- kwasic siarkowym (VI)

Zadanie 2.

Ustal stosunek masowy pierwiastków chemicznych w:

- tlenku sodu
- tlenku glinu
- kwasic azotowym (V)
- kwasic siarkowym (VI)

Zadanie 3.

Ustal stosunek procentowy pierwiastków chemicznych w:

- tlenku sodu
- tlenku glinu
- kwasic azotowym (V)
- kwasic siarkowym (VI)

Zadanie 4.

Ustal nazwę pierwiastka chemicznego wchodzącego w skład bromku EBr_2 , jeśli stosunek masowy pierwiastka do bromu w tym związku chemicznym wynosi 1:4.

Zadanie 5.

Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty pewnego tlenku fosforu, wiedząc, że stosunek masowy fosforu do tlenu w tym związku chemicznym wynosi 31:40, a jego masa molowa to 284 g/mol.

Zadanie 6.

Oblicz skład procentowy:

- siarczanu (IV) sodu
- węglanu wapnia

Zadanie 7.

Napisz wzór empiryczny związku chemicznego zawierającego 25,93% azotu i 74,07% tlenu.

Zadanie 8.

Napisz wzór rzeczywisty tlenku fosforu zawierającego 43,64% tlenu i 56,36% fosforu, jeżeli masa molowa tego związku chemicznego wynosi 220 g/mol.

3.4. Obliczenia stechiometryczne.

Zadanie 1.

W reakcji 5,3 g magnezu z 10,2 g kwasu azotowego (V) otrzymano 13,4g azotanu (V) i wodór. Oblicz, ile gramów wodoru wydzielilo się w tej reakcji chemicznej.

Zadanie 2.

Oblicz liczbę moli wody, która powstaje w reakcji zobojętnienia 4 moli kwasu siarkowego (VI) z wodorotlenkiem sodu.

Zadanie 3.

Oblicz, jaka objętość wodoru powstanie w reakcji 2,20 g wapnia z wodą w warunkach normalnych.

Zadanie 4.

Oblicz, jaka liczba moli bromu przereaguje z $2 \cdot 10^{23}$ atomów potasem.

Zadanie 5.

Oblicz, ile gramów glinu należy użyć, aby w reakcji chemicznej z kwasem chlorowodorowym otrzymując 130 g chlorku glinu.

Zadanie 6.

Oblicz ile węglanu wapnia powstanie z 20,3 g kwasu węglowego.

Zadanie 7.

Podczas całkowitego rozkładu termicznego wodorotlenku żelaza (II) powstaje 5,12 g wody. Oblicz, jaką masę miał substrat.

Zadanie 8.

Oblicz, ile gramów tlenku azotu (V) zostało użyte do reakcji z wodą, w której otrzymano 34g kwasu azotowego (V).

Zadanie 9.

Oblicz, jaką objętość chloru użyto do reakcji z galem, jeśli otrzymano 4 mole chlorku galu w warunkach normalnych.

Zadanie 10.

W reakcji 5 g potasu z kwasem fosforowym (V) otrzymano fosforan (V) potasu i gaz. Oblicz masę otrzymanego gazu.

Zadanie 11.

Oblicz, ile moli tlenku magnezy powstanie w reakcji chemicznej, jeżeli zużyto $40,2 \text{ dm}^3$ tlenu w warunkach normalnych.

Zadanie 12.

W reakcji otrzymywania amoniaku NH_3 użyto 22 g azotu. Oblicz objętość otrzymanego produktu.

4. Reakcje utleniania – redukcji. Elektrochemia.

4.1. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.

Zadanie 1.

Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w podanych związkach chemicznych.

- H_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HNO_3 , NH_3
- CuO , K_3PO_4 , HBrO_3 , Fe_2S_3
- Na_2O , PH_3 , CO , AlBr_3
- SiO_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, K_2CO_3 , N_2
- PbO_2 , NaF , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, SrCO_3

Zadanie 2.

Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w podanych jonach.

- SO_3^{2-} , NH_4^+ , Fe^{3+} , ClO_4^-
- NO_3^- , PO_3^{3-} , OH^- , MnO_4^-
- Na^+ , S^{2-} , Zn^{2+} , HSO_3^-
- CO_3^{2-} , Cl^- , H^+ , BrO_3^-
- ClO_2^- , SiO_3^{2-} , FO^- , N^{3-}

4.2. Reakcje utleniania – redukcji.

Zadanie 1.

Określ, czy podana reakcja chemiczna jest reakcją utleniania – redukcji.

- $2 \text{Al} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$
- $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$

Zadanie 2.

Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych stosując metodę bilansu elektronowego. Wskaż reakcję utleniania i redukcji.

- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Zadanie 3. Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych stosując metodę bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor.

- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$
- $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2$

Zadanie 4. Napisz równania podanych reakcji chemicznych. Ustal współczynniki stechiometryczne, stosując metodę bilansu elektronowego.

- rozkład kwasu siarkowego (IV) na tlen i tlenek siarki (IV);
- synteza tlenku węgla (IV) i ołowiu z tlenku ołowiu (IV) i wody;
- łączenia amoniaku z azotu i wodoru;
- rozkład wodorotlenku żelaza (III) na tlenek żelaza (III) i wodę.

Zadanie 5.

Uzupełnij zdania.

- Wodór w większości związków chemicznych występuje na stopniu utlenienia, zaś w wodorkach litowców i berylowców przyjmuje stopień utlenienia.
- Pierwiastki chemiczne w stanie wolnym np. Cl_2 , Mg przyjmują stopień utlenienia.
- Gazy takie jak chlor w chlorkach czy brom w bromkach przyjmuje stopień utlenienia.
- Tlen w stanie wolnym ma, w tlenkach, zaś w nadtlenku wodoru H_2O_2 przyjmuje stopień utlenienia.

Zadanie 6.

Uzupełnij podaną tabelę określając rolę (wyłącznie reduktor, utleniacz i reduktor, wyłącznie utleniacz) podanych symboli i związków chemicznych w reakcji utleniania – redukcji wpisując je w odpowiednie kolumny.

NO , N_2O , N_2O_3 , N_2 , N_2O_5 , HNO_2 , HNO_3 , NO_2 , NH_3

wyłącznie reduktor	utleniacz i reduktor	wyłącznie utleniacz

Zadanie 7.

W reakcji kwasu azotowego (V) z chromem powstaje sól chromu (II) i wydziela się wodór. Zapisz równanie tej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego.

Zadanie 8.

W reakcji syntezy pewnego metalu i kwasu siarkowego (VI) produktami są sól i wodór. Metal będący substratem znajduje się w 3 okresie i w 2 grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych. Zapisz równanie tej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego.

4.2 Ogniwa galwaniczne.

Zadanie 1.

Podaj nazwę metalu, który ma większą aktywność chemiczną.

- kadm czy bizmut;
- sód czy srebro;
- potas czy chrom;
- wapń czy rubid;
- cynk czy antymon;
- bar czy mangan.

Zadanie 2.

Na podstawie obejrzanego doświadczenia - *Badanie działania ogniwa galwanicznego*. Napisz:

- schemat;
- obserwacje;
- wnioski.

Zadanie 3.

Na podstawie ogniwa Daniella zapisz:

- schemat ogniwa;
- reakcje zachodzące na anodzie i katodzie;
- reakcję sumaryczną;
- kierunek przepływu prądu;
- wartość SEM.

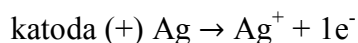
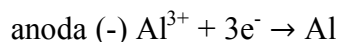
Zadanie 4.

Zbudowano następujące ogniwa. Zapisz ich schematy.

- cynkowo – miedziowe;
- manganowo – niklowe;
- sodowo – glinowe;
- magnezowo – srebrowe;
- ołowiowo – chromowe;
- bizmutowo – platynowe.

Zadanie 5.

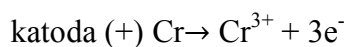
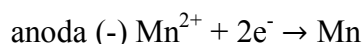
W pewnym ogniwie w półogniwach zachodzą reakcje chemiczne:



Zapisz schemat tego ogniwa, zapisz reakcję sumaryczną i oblicz jego SEM w warunkach standardowych.

Zadanie 6.

W pewnym ogniwie w półogniwach zachodzą reakcje chemiczne:



Zapisz schemat tego ogniwa, zapisz reakcję sumaryczną i oblicz jego SEM w warunkach standardowych.

Zadanie 7.

Ułóż równania reakcji elektrodowych zachodzących w ogniwach elektrochemicznych.

- $\text{A (-) Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb (+) K}$
- $\text{A (-) Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu (+) K}$
- $\text{A (-) Ba} \mid \text{Ba}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag (+) K}$
- $\text{A (-) Cr} \mid \text{Cr}^{3+} \parallel \text{Pd}^{2+} \mid \text{Pd (+) K}$
- $\text{A (-) Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Sb}^{3+} \mid \text{Sb (+) K}$
- $\text{A (-) Na} \mid \text{Na}^+ \parallel \text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg (+) K}$

Zadanie 8.

Zbudowano ogniwo

Siła elektromotoryczna SEM pewnego ogniwa w warunkach standardowych ma wartość 2,1 V.

Katodą jest półogniwo cynkowe. Ustal, które półogniwo pełni rolę anody.

Zadanie 9.

Napisz równania reakcji wymiany pojedynczej lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- $\text{Ca} + \text{CuCl}_2$
- $\text{Mg} + \text{NiSO}_4$
- $\text{Co} + \text{H}_2\text{S}$
- $\text{Al} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Pb} + \text{KBr}$
- $\text{Rb} + \text{Li}_3\text{PO}_4$

Zadanie 10.

W jaki sposób należy utylizować zużyte baterie i elektrośmieci?

Zadanie 11.

Jakie czynniki przyspieszają proces korozji elektrochemicznej?

Zadanie 12.

W jaki sposób chronimy metale przed korozją?

Zadanie 13.

Co nazywamy pasywacją i jakie metale jej ulegają?

Zadanie 14.

Wyjaśnij, dlaczego posypywanie solą dróg kiedy mamy zamarznąłą drogę źle wpływa na nasze samochody?

5. Roztwory.

5.1. Rodzaje roztworów.

Zadanie 1.

Zasugeruj metodę rozdzielania poniższych substancji / związków chemicznych:

- cukier + woda;
- mosiądz;
- cukier + mak;
- ryż + woda;
- pieprz czarny + woda;
- magnez + siarka;
- woda + chloroform;
- woda + ocet;
- trawa.

Zadanie 2.

Podaj przykłady mieszanin jednorodnych, które znajdziesz w swoim domu w kuchni.

Zadanie 3.

Do każdej z probówek dopisz przykład mieszaniny oraz metodę jej rozdzielania.



Zadanie 4.

Ropa naftowa jest mieszaniną (jednorodną, niejednorodną).
W celu wyodrębnienia jej składników należy zastosować (filtrację, destylację, ekstrakcję). W tej metodzie do rozdziału mieszaniny wykorzystuje się różnice (stanem skupienia i wielkością cząstek, temperatury wrzenia, rozpuszczalności) jej składników.

Zadanie 5.

Mieszanina zawiera tlenek miedzi (I) i tlenek miedzi (II) w stosunku molowym 1:1. Oblicz, ile procent masowych miedzi zawiera ta mieszanina. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 6.

Oblicz ile gramów tlenku żelaza (II) otrzymamy używając do reakcji 2 moli tlenu.

Zadanie 7.

Oblicz zawartość procentową magnezu w mieszaninie otrzymanej z 15g magnezu i 5g siarki.

Zadanie 8.

Wyjaśnij jak odróżnić roztwór właściwy od koloidu.

5.2. Rozpuszczalność substancji.

Zadanie 1.

Co wpływa na szybkość rozpuszczania się substancji?

Zadanie 2.

Co przedstawia krzywa rozpuszczalności.

Zadanie 3.

Dopasuj odpowiednie definicje (a-c) do podanych pojęć (I-III).

- roztwór powstaje po rozpuszczeniu substancji w ilości większej niż wynika to z jej rozpuszczalności.
- roztwór powstaje po rozpuszczeniu maksymalnej masy substancji w 100 g rozpuszczalnika w danych warunkach temperatury i ciśnienia.
- roztwór powstaje jeśli zostanie rozpuszczona mniejsza ilość substancji, niż wynika to z rozpuszczalności.

- roztwór nasycony
- roztwór nienasycony
- roztwór przesycony

Zadanie 4.

Oblicz, ile gramów siarczanu (VI) miedzi (II) należy rozpuścić w 40 g wody o temperaturze 50°C, aby otrzymać roztwór nasycony.

Zadanie 5.

Oblicz, ile gramów azotanu (V) ołowiu (II) i ile gramów wody należy użyć, aby otrzymać 2 kg roztworu nasyconego w temperaturze 20°C.

Zadanie 6.

Oblicz, ile gramów chloranu (V) potasu należy rozpuścić aby otrzymać 400 g roztworu, jeżeli rozpuszczalność tej substancji w temperaturze 50°C wynosi 10g.

Zadanie 7.

Rozpuszczalność azotanu (V) potasu KNO_3 w temperaturze 70°C wynosi 140g/100g wody. Oblicz:

- ile gramów wody należy rozpuścić 70 g KNO_3 , aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 70°C.
- ile gramów KNO_3 znajduje się w 44g roztworu nasyconego w temperaturze 70°C.
- ile powstanie roztworu jeżeli użyjemy 200 g wody.
- ile gramów KNO_3 w wodzie otrzymamy jeżeli użyliśmy 35 g substancji.

Zadanie 8.

Oblicz, ile gramów soli KCl i ile gramów rozpuszczalnika – wody znajduje się w 400 g nasyconego roztworu w temperaturze 50°C, jeżeli $R=44\text{g}/100\text{g}$ wody.

5.3. Stężenie procentowe roztworu.

Zadanie 1.

Rozpuszczalność azotanu (V) sodu w temperaturze 60°C wynosi 127g/100g wody. Oblicz stężenie procentowe tego roztworu.

Zadanie 2.

Stężenie procentowe roztworu nasyconego AgNO_3 w temperaturze 10°C wynosi 30%. Oblicz rozpuszczalność azotanu (V) srebra (I) w tej samej temperaturze. Wynik zaokrąglaj do dwóch liczb po przecinku.

Zadanie 3.

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu soli:

- a. K_2SO_4 w temperaturze 60°C.
- b. chlorku amonu w temperaturze 40°C.

Zadanie 4.

Oblicz stężenie procentowe roztworu, który otrzymano z 25 g substancji rozpuszczonej w 140 g wody.

Zadanie 5.

Oblicz stężenie procentowe roztworu chlorku sodu, który otrzymano z 36 g chlorku sodu a masa roztworu wynosiła wówczas 350g.

Zadanie 6.

Masa roztworu wynosi 58g, zaś masa substancji rozpuszczonej 24 g. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Wynik zaokrąglaj do liczb całkowitych.

Zadanie 7.

Oblicz rozpuszczalność KI w wodzie w temperaturze 14°C, jeżeli stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli wynosi 58%.

Zadanie 8.

Oblicz rozpuszczalność CuSO_4 w wodzie w temperaturze 80°C, jeżeli stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli wynosi 35%.

Zadanie 9.

Oblicz masę soli i masę wody, które są potrzebne do przygotowania 360 g roztworu o stężeniu procentowym równym 25%.

Zadanie 10.

Oblicz, ile gramów soli i ile gramów wody należy dodać aby otrzymać roztwór 5% o objętości 300 cm^3 i gęstości $d=1,02\text{g/cm}^3$.

Zadanie 11.

W 1 dm^3 benzyny o gęstości $0,67\text{g/cm}^3$ rozpuszczono substancję o masie 4,2g. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

5.4. Stężenie molowe roztworu.

Zadanie 1.

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 300 cm^3 , w którym rozpuszczono 3 mole substancji.

Zadanie 2.

Oblicz stężenie molowe kwasu solnego, w którym rozpuszczono 2,3 mola chlorowodoru $1,4 \text{ dm}^3$ wody.

Zadanie 3.

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 2300 cm^3 , w którym znajduje się 9,6g NaOH.

Zadanie 4.

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości $0,2 \text{ dm}^3$, w którym rozpuszczono 24g chlorku sodu NaCl.

Zadanie 5.

Zmieszano 230 cm^3 wody oraz 10 g wodorotlenku potasu. Otrzymano wówczas roztwór o gęstości $1,3 \text{ g/cm}^3$. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Wynik zaokrąglij do liczb całkowitych.

Wskazówka: Gęstość wody wynosi 1 g/cm^3 .

Zadanie 6.

Zmieszano $0,4 \text{ dm}^3$ wody oraz 7 g chlorku potasu. Otrzymano wówczas roztwór o gęstości $1,02 \text{ g/cm}^3$. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Wynik zaokrąglij do jednego miejsca po przecinku.

Zadanie 7.

Oblicz, ile moli substancji znajduje się w 3 dm^3 $0,2$ – molowego roztworu.

Zadanie 8.

Oblicz, ile gramów substancji należy rozpuścić aby otrzymać $0,3$ - molowy roztwór chlorku sodu o objętości 400 cm^3 .

Zadanie 9.

Oblicz, jaką objętość należy dodać aby otrzymać 3 – molowy roztwór Na_2SO_4 , w którym znajduje się $0,4$ mola substancji. Wynik podaj w centymetrach sześciennych.

Zadanie 10.

Oblicz, ile decymetrów sześciennych $0,45$ – molowego roztworu siarczku sodu można sporządzić mając 4 g tej substancji.

Zadanie 11.

Oblicz masę soli K_2S jaką należy odważyć, aby otrzymać $0,15 \text{ dm}^3$ $0,43$ – molowego roztworu tej substancji. Wynik podaj z dokładnością do liczb całkowitych.

5.5. Przeliczanie stężeń

Zadanie 1.

Oblicz stężenie procentowe 2 - molowego roztworu KCl, którego gęstość wynosi $1,98\text{g/cm}^3$.

Zadanie 2.

Stężenie molowe roztworu wodorotlenku sodu o gęstości $d=1,43\text{ g/cm}^3$ wynosi $4,3\text{mol/dm}^3$.
Oblicz stężenie procentowe tego roztworu.

Zadanie 3.

Oblicz stężenie molowe 25% roztworu NaBr o gęstości $1,05\text{g/cm}^3$.

Zadanie 3.

Stężenie procentowe chlorku potasu o gęstości $1,08\text{g/cm}^3$ wynosi 20%. Oblicz stężenie molowe.

Zadanie 4.

Oblicz gęstość 20-procentowego roztworu soli o stężeniu molowym równym $5,4\text{ mol/dm}^3$.

Zadanie 5.

Otrzymano roztwór 0,4 – molowy o stężeniu 15%. Oblicz jego gęstość i podaj jej wartość w centymetrach sześciennych.

Zadanie 6.

Oblicz masę molową związku o stężeniu procentowym równym 20% i stężeniu molowym równym 5 mol/dm^3 oraz gęstość $d = 1,4\text{g/cm}^3$.

Zadanie 7.

35% roztwór pewnego związku chemicznego ma gęstość $1,217\text{ g/cm}^3$ i stężenie molowe równe $6,8\text{ mol/dm}^3$.

- Oblicz masę molową tego związku chemicznego.
- Podaj wzór sumaryczny i nazwę systematyczną tego kwasu tlenowego, wiedząc, że zawiera jeden atom wodoru i 3 atomy tlenu.

Zadanie 8.

Oblicz, który z związków ma wyższe stężenie procentowe:

- 3 – molowego roztworu A o gęstości 1020 g/dm^3 .
- roztworu B o stężeniu molowym równym $2,3\text{ mol/dm}^3$ i $d = 1,233\text{ g/cm}^3$.

Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 9.

Oblicz, który z wodorotlenków ma wyższe stężenie molowe:

- roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 20% i gęstości $1,22\text{ g/cm}^3$.
- roztwór wodorotlenku potasu o stężeniu 40% i gęstości 1399 g/dm^3 .

5.6. Rozcieńczanie i zateżnianie roztworu.

Zadanie 1.

W jaki sposób można rozcieńczyć roztwór?

Zadanie 2.

W jaki sposób można zwiększyć stężenie roztworu?

Zadanie 3.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez dodanie 10 g substancji do 250 g roztworu 24%.

Zadanie 4.

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego przez dodanie 3 g NaCl do 3 – molowego roztworu o objętości 500 cm³.

Zadanie 5.

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu 100 cm³ wody do 600 cm³ 2 – molowego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 6.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 50 cm³ rozpuszczalnika z 700 g roztworu o stężeniu 40%.

Zadanie 7.

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 100 cm³ rozpuszczalnika z 1 dm³ 4 – molowego roztworu.

Zadanie 8.

Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu po zmieszaniu 350 g 20 – procentowego roztworu z 400 g 10% roztworu. Wynik podaj z dokładnością do liczb dziesiętnych.

Zadanie 9.

Oblicz, w jakim stosunku objętościowym należy mieszać 5 – molowy roztwór NaCl z 10 – molowym roztworem NaCl aby otrzymać roztwór 7 – molowy.

Zadanie 10.

Oblicz, w jakim stosunku masowym należy mieszać ze sobą 20% roztwór wodorotlenku potasu z 10% roztworem KOH, aby otrzymać roztwór 15%.

Zadanie 11.

Oblicz, ile gramów 10 – procentowego roztworu chlorku magnezu i ile gramów wody należy użyć, aby otrzymać 140 g 15 roztworu tej soli.

Zadanie 12.

Oblicz, ile gramów siarczanu (VI) sodu trzeba dodać do 300 g roztworu 2 – procentowego, aby otrzymać roztwór 4 – procentowy.

6. Reakcje chemiczne w roztworach wodnych.

6.1. Dysocjacja elektrolityczna.

Zadanie 1.

Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej podanych kwasów:

- a. chlorowodorowego
- b. siarkowego (VI)
- c. fosforowego (III)
- d. azotowego (V)
- e. fluorowodorowego
- f. bromowego (V)
- g. węglowego

Zadanie 2.

Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej podanych wodorotlenków:

- a. sodu
- b. magnezu
- c. glinu
- d. miedzi (I)
- e. cynku
- f. żelaza (III)
- g. chromu (II)

Zadanie 3.

Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej podanych soli:

- a. fosforanu (V) sodu
- b. siarczanu (IV) potasu
- c. bromku cyny (II)
- d. chloranu (I) chromu (II)
- e. węglanu magnezu
- f. krzemianu wapnia
- g. azotan (III) niklu (II)

Zadanie 4.

Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej podanych związków chemicznych:

- a. kwasu fosforowego (V)
- b. wodorotlenku galu
- c. siarczan (VI) rubidu
- d. kwasu azotowego (III)
- e. wodorotlenku żelaza (II)
- f. węglanu kobaltu (III)
- g. boranu wapnia

6.2. Stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadanie 1.

Wymień od czego zależy stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadanie 2.

Jakie właściwości wykazują mocne elektrolity.

Zadanie 3.

Wodny roztwór kwasu HR zawiera 1,2 mola kationów zdysocjowanych i 2,8 mola niezdisocjowanych cząsteczek tego kwasu. Oblicz ile wynosi wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej.

Zadanie 4.

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu HR o stężeniu $0,0045 \text{ mol/dm}^3$ a stężenie kationów wodoru wynosi $0,0004 \text{ mol/dm}^3$.

Zadanie 5.

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu siarkowego (VI) H_2SO_4 , używając 0,6 – molowego roztworu tego kwasu i znajduje się w nim $0,02 \text{ mol/dm}^3$ jonów H^+ .

Zadanie 6.

Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- w wodnym roztworze wodorotlenku sodu o stężeniu $0,45 \text{ mol/dm}^3$ i stężeniu dysocjacji 0,94 %.

Zadanie 7.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu metanowego o stężeniu $1,3 \text{ mol/dm}^3$ wynosi 0,6%. Oblicz liczbę moli kationów wodoru, które znajdują się w 230 cm^3 tego roztworu.

Zadanie 8.

Oblicz stężenie kationów wodoru w roztworze kwasu HR o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$ i stopniu dysocjacji elektrolitycznej $\alpha = 2,5\%$.

Zadanie 9.

Oblicz stężenie kationów wodoru w roztworze kwasu HR o stężeniu $0,75 \text{ mol/dm}^3$ i stopniu dysocjacji elektrolitycznej $\alpha = 10,5\%$.

Zadanie 10.

W roztworze wodorotlenku jednowartościowego metalu o stężeniu jonów OH^- wynosi $0,06 \text{ mol/dm}^3$, natomiast stężenie cząsteczek niezdisocjowanych wynosi $0,04 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz stężenie molowe tego wodorotlenku i jego stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadanie 11.

W roztworze wodorotlenku trzywartościowego metalu o stężeniu jonów OH^- wynosi $0,09 \text{ mol/dm}^3$, natomiast stężenie cząsteczek niezdisocjowanych wynosi $0,07 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz stężenie molowe tego wodorotlenku i jego stopień dysocjacji elektrolitycznej.

6.3. Odczyn roztworu i jego pH.

Zadanie 1.

Od czego zależy odczyn roztworu?

Zadanie 2.

Jakie pierwiastki, związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

Zadanie 3.

Jak są źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Zadanie 4.

Czym jest smog, jak powstaje i jakie wyróżniamy jego rodzaje?

Zadanie 5.

Oblicz stężenie jonów H^+ i OH^- w roztworze o:

- $pH = 3$
- $pH = 6$

Zadanie 6.

Oblicz pH i pOH roztworu, w którym stężenie jonów H^+ wynosi:

- 10^{-3} mol/dm^3
- 10^{-9} mol/dm^3

Zadanie 7.

Sok z pomidorów ma pH równe 4,4 zaś limonka 1,8. Który roztwór ma wyższe stężenie jonów OH^- . Zapisz obliczenia.

Zadanie 8.

Soki wykazują różne wartości pH. Uszereguj podane soki według wzrastającego charakteru kwasowego.

<i>Sok</i>	<i>pH</i>
jabłko	2,8
malina	3,2
brzoskwinia	3,6
cytryna	2,2
morela	4,1
banan	4,8

Zadanie 9.

Określ odczyn i zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego roztworu, w którym stężenie jonów H^+ wynosi:

- 10^{-8} mol/dm^3
- $10^{-11} \text{ mol/dm}^3$

6.4. Reakcje zobojętniania.

Zadanie 1.

Zapisz reakcje neutralizacji nadmiaru kwasu solnego w żołądku.

Zadanie 2.

Napisz równania reakcji zobojętniania między podanymi substratami, stosując zapis cząsteczkowy.

- kwas chlorowodorowy i wodorotlenek magnezu;
- kwas siarkowy (VI) i wodorotlenek litu;
- kwas azotowy (V) i wodorotlenek wapnia;
- kwas bromowodorowy i wodorotlenek potasu.

Zadanie 3.

Napisz równania reakcji zobojętniania podanych substratów stosując zapis cząsteczkowy:

- $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{LiOH} + \text{HNO}_2$
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HBr}$
- $\text{HNO}_3 + \text{RbOH}$
- $\text{HCl} + \text{NaOH}$
- $\text{HF} + \text{Sr}(\text{OH})_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

Zadanie 4.

Napisz równania reakcji zobojętniania stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy z wodorotlenkiem sodu a kwasem o podanym wzorze sumarycznym:

- H_3PO_4 ;
- H_2SO_4 ;
- HCl ;
- HNO_3 ;
- HBr ;
- H_2S ;
- H_2SO_3 .

Zadanie 5.

Ogólne równanie reakcji zobojętniania w formie jonowej skróconej ma postać:



Napisz odpowiednie równanie reakcji w formie cząsteczkowej.

6.5. Reakcje strącania osadów.

Zadanie 1.

Napisz równania reakcji strącania osadów między podanymi substratami, stosując zapis cząsteczkowy.

- kwasu siarkowodorowego i azotanu (V) magnezu;
- kwasy siarkowy (VI) i wodorotlenek wapnia;
- chlerek baru i siarczan (IV) potasu;
- fluorek srebra (I) i chlorek sodu;
- siarczek magnezu i bromek miedzi (II);
- siarczan (VI) bizmutu i fosforan (V) potasu;
- siarczan (IV) niklu (II) i azotan (V) żelaza (II)

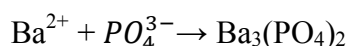
Zadanie 2.

Napisz równania reakcji stosując zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony otrzymując podane sole:

- węglan baru;
- fosforan (V) miedzi (II);
- krzemian magnezu;
- chromian (VI) żelaza (III);
- siarczek kobaltu (II);
- fluorek manganu (II);
- siarczan (IV) glinu.

Zadanie 3.

Ogólne równanie reakcji w formie jonowej skróconej ma postać:



Napisz trzy odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej.

Zadanie 4.

Zmieszano parami roztwory soli: Na_3PO_4 , CaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (istnieje 3 możliwe kombinacje).

Napisz równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.

Zadanie 5.

Napisz równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej kwasu siarkowego (VI) z solami o podanych wzorach sumarycznych:

- azotan (V) ołowiu (II);
- fluorek srebra (I);
- bromek strontu;
- siarczek baru.

7. Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych.

7.1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych.

Zadanie 1.

Przedstaw różnice między układem otwartym, zamkniętym i izolowanym.

Zadanie 2.

Wyjaśnij procesy:

- endoenergetyczne.
- egzoenergetyczne.

Zadanie 3.

Podaj po dwa przykłady procesów:

- endoenergetyczne.
- egzoenergetyczne.

Zadanie 4.

Do krystalizatora uczeń wlał wody destylowanej. Następnie dodał wskaźnik kwasowo-zasadowy fenoloftaleinę i sól. Roztwór zmienił barwę na malinową a krystalizator wyraźnie robił się ciepły.

Oceń jaki zaszedł proces – endoenergetyczny czy egzoenergetyczny. Uzasadnij swoją odpowiedź.

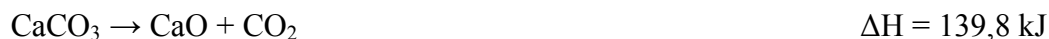
Zadanie 5.

Określ, jaki typ reakcji chemicznej (endoenergetyczna czy egzoenergetyczna) opisują podane warunki.

- energia substratów reakcji chemicznej > energia produktów reakcji chemicznej.
- energia substratów reakcji chemicznej < energia produktów reakcji chemicznej.

Zadanie 6.

Oceń, czy podana reakcja jest przemianą endoenergetyczną czy egzoenergetyczną. Uzasadnij swoją ocenę.



7.2. Szybkość reakcji chemicznych.

Zadanie 1.

Wyjaśnij pojęcia:

- energia aktywacji.
- szybkość reakcji.

Zadanie 2.

Jakie czynniki wpływają na szybkość reakcji chemicznej?

Zadanie 3.

Co nazywamy katalizatorem i jak wpływa on na szybkość reakcji chemicznej?

Zadanie 4.

Uszereguj podane roztwory według zwiększającej się szybkości reakcji chemicznej, które w nich zachodzą. Uzasadnij swoją odpowiedź.

- 1 g Fe (druć) + roztwór 1 – molowy HCl
- 1 g Fe(pył) + roztwór 1 - molowy HCl
- 1 g Fe (druć) + roztwór 0,1-molowy HCl
- 1 g Fe (druć) + roztwór 1 – molowy HCl ogrzany w płomieniu palnika.

Zadanie 5.

Grupa trzech uczniów sporządziła trzy różne roztwory:

- Bartek użył 10 cm³ wody destylowanej i 2 gramy wapnia,
- Franek użył 10 cm³ wody destylowanej i 2 gramy żelaza
- Janek użył 10 cm³ wody destylowanej i 2 gramy potasu.

Określ, któremu z uczniów reakcja przebiegła najszybciej. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Zadanie 6.

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, w którym przedstawiś wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej. Uwzględnij:

- schemat,
- obserwacje,
- wniosek.

Zadanie 7.

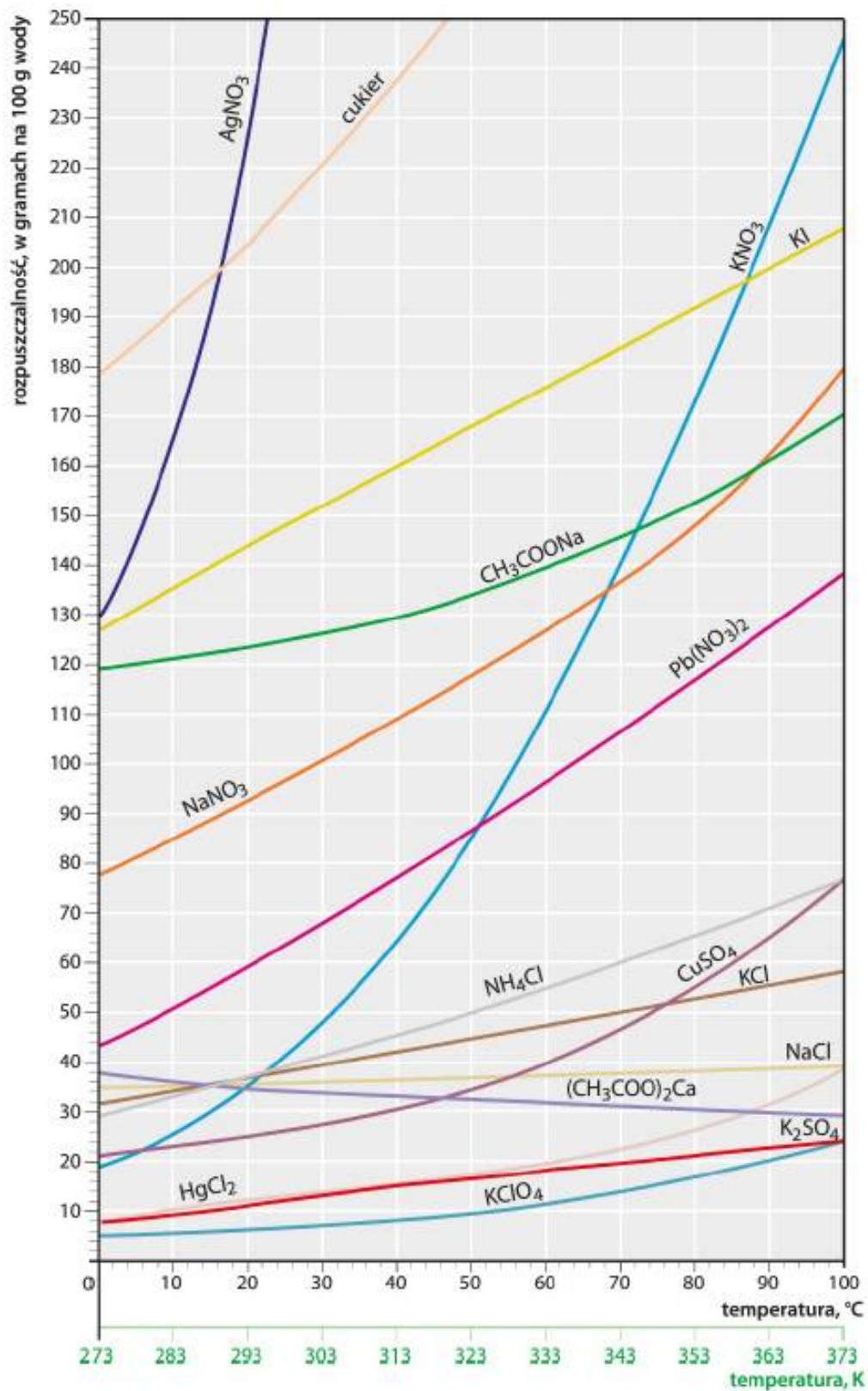
W pewnej reakcji chemicznej początkowe stężenie jonów wynosiło 0,03 mol/dm³ i zmalało do 0,003 mol/dm³ w czasie 10 minut. Oblicz średnią szybkość tej reakcji.

Zadanie 8.

W pewnej reakcji chemicznej początkowe stężenie jonów wynosiło 0,10 mol/dm³ i wzrosło do 1 mol/dm³ w czasie 15 minut. Oblicz średnią szybkość tej reakcji.

8. Tablice chemiczne.

8.1. Krzywa rozpuszczalności substancji stałych.



8.2. Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

ROZPUSZCZALNOŚĆ SOLI I WODOROTLENKÓW W WODZIE

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

Gdzie: R – substancja rozpuszczalna w wodzie; T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie;

N – substancja nierozpuszczalna w wodzie (rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana);