

Uwaga! Masy molowe pierwiastków podano na końcu zestawu.

Zadanie 1 (11 pkt)

1. Wskaż zbiór substancji, z których każda może reagować z sodem:

- a) C_6H_5OH , $HCOOH$, KOH
b) CH_3COCH_3 , CH_3NH_2 , HCl
c) CH_3OH , CH_3COOH , H_2O 1 pkt
d) C_6H_5OH , $CO(NH_2)_2$, C_2H_5OH

2. Im dłuższy sprzężony układ wiązań podwójnych w cząsteczce, tym większa długość fali absorbowanej przez związek w zakresie nadfioletu. Który związek absorbuje przy najdłuższej fali:

- a) nona-1,3,5-trien 1 pkt
b) nona-1,3,7-trien
c) nona-1,3,8-trien
d) nona-1,7-dien

3. Elektroliza wodnego roztworu kwasu octowego prowadzi do wydzielenia:

- a) wodoru na katodzie, etanu na anodzie
b) wodoru na katodzie, metanu na anodzie
c) tlenku węgla(IV) na katodzie, wodoru na anodzie
d) wodoru na katodzie, tlenku węgla(IV) i etanu na anodzie 1 pkt

4. Do cukrów redukujących należą:

- a) glukoza, sacharoza, skrobia
b) mannoza, maltoza, galaktoza 1 pkt
c) celuloza, amyloza, amylopektyna
d) fruktoza, celobioza, glikogen

5. Zmieszano 100 cm^3 0,1M roztworu kwasu octowego z 100 cm^3 roztworu zawierającego 5 milimoli NaOH. Do tak otrzymanej mieszaniny dodawano kroplami 0,01 M roztwór HCl aż do momentu zaobserwowania zmiany pH badanego roztworu o jednostkę. Analogicznie wykonano pomiary dodając stopniowo 0,01 M roztwór NaOH. Doświadczenie miało na celu:

- a) wyznaczenie zakresu buforowania
b) wyznaczenie pojemności buforowej 1 pkt
c) wyznaczenie zakresu buforowania i pojemności buforowej
d) oznaczenie zawartości poszczególnych składników mieszaniny

6. Równowaga reakcji egzoenergetycznej $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ przesunie się w lewą stronę jeżeli:

- a) wprowadzi się O_2
 b) usunie się część SO_3
 c) ogrzeje się układ 0,5 pkt
 d) zmniejszy się ciśnienie 0,5 pkt

7. Zbilansować reakcje redoks w postaci jonowej po uprzednim dopisaniu odpowiednich produktów. 3 pkt

Równanie reakcji
..... MnO_4^- + SO_3^{2-} + H^+ = Mn^{2+} + + H_2O
$2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$
..... MnO_4^- + SO_3^{2-} + H_2O = + SO_4^{2-} +
$2\text{MnO}_4^- + 3\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$
..... MnO_4^- + SO_3^{2-} + = MnO_4^{2-} + +
$2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- = 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

8. Wskazać szereg z pierwiastkami ułożonymi według rosnącego promienia atomowego:

- a) Xe, Kr, Ar, Ne, He
 b) Be, Mg, Ca, Sr, Ba 1 pkt
 c) Cl, S, P, Si, Al, Mg
 d) Br, Se, As, Ge, Ga

9. Wskazać, który zapis (zapisy) odpowiada (odpowiadają) stwierdzeniu: „W jednakowych warunkach podane ilości substancji zawierają jednakową liczbę cząsteczek”:

- a) 1 g azotu i 1 g tlenu
 b) 1 mol wodoru i 1 mol bromu 0,5 pkt
 c) 1 cm^3 wodoru i 1 cm^3 azotu 0,5 pkt
 d) 1 g fluoru i 1 g chloru

Suma punktów: 11

Zadanie 2 (16 pkt)

Ester X poddano hydrolizie zasadowej i otrzymano sól sodową kwasu nasyconego monokarboksylowego A oraz nasycony monohydroksylowy alkohol B. Sól sodowa kwasu A zawiera 28% sodu. Alkohol B jest związkiem optycznie czynnym. Ilość atomów węgla w cząsteczce alkoholu B jest 2 razy większa od ilości atomów węgla w kwasie A. W wyniku dehydratacji alkoholu B powstaje mieszanina izomerycznych alkenów.

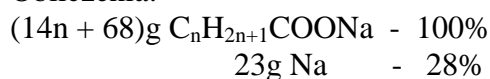
- Wykonaj odpowiednie obliczenia i podaj wzór półstrukturalny kwasu A, alkoholu B i estru X oraz ich nazwy systematyczne.
- Narysuj wzory półstrukturalne alkenów otrzymanych w wyniku dehydratacji alkoholu B (uwzględniając izomery geometryczne) i podaj nazwy systematyczne tych izomerów.

3. Podaj wzór sumaryczny alkenu otrzymanego w wyniku dehydratacji alkoholu B i narysuj wzory półstrukturalne wszystkich izomerów o takim samym wzorze sumarycznym oraz podaj ich nazwy systematyczne (nie rysuj izomerów, które przedstawiłeś w pkt 2).

Przykładowe rozwiązanie

ad.1.

Obliczenia:



$$n = 1$$

wzór soli: CH_3COONa

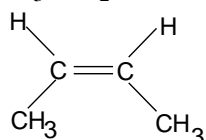
1pkt.

Ilość atomów węgla w cząsteczce alkoholu: $2 \times 2 = 4$. Ponieważ alkohol jest optycznie czynny, musi być to alkohol II-rzędowy. 1pkt.

Kwas A:	CH_3COOH	kwasy etanowy	1pkt+0,5pkt
Alkohol B:	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(OH)-CH}_3$	butan-2-ol	1pkt+0,5pkt
Ester X:	$\text{CH}_3\text{COOCH(CH}_3\text{)CH}_2\text{CH}_3$	etanian 2-butyłu	1pkt+0,5pkt

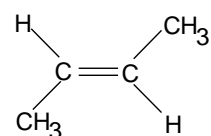
ad.2.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ but-1-en 1pkt+0,5pkt



cis-but-2-en

1pkt+0,5pkt



trans-but-2-en

1pkt+0,5pkt

dla wzoru w postaci: $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ but-2-en 0 pkt

ad.3.

wzór sumaryczny: C_4H_8

0,5pkt

$\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)=CH}_2$ metylopropen

1pkt+0,5pkt

$\triangle\text{-CH}_3$ metylocyklopropan

1pkt+0,5pkt

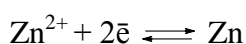
\square cyklobutan

1pkt+0,5pkt

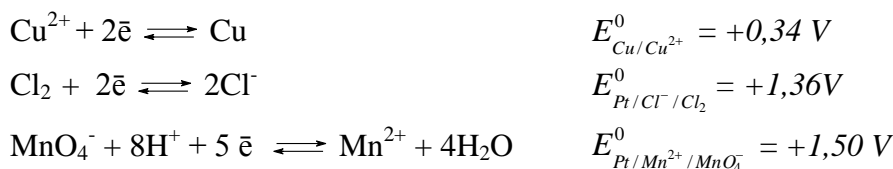
Suma punktów: 16

Zadanie 3 (12 pkt)

Ogniwo galwaniczne jest układem złożonym z dwóch półogniów w taki sposób, że po połączeniu elektrod przewodnikiem metalicznym na zewnątrz ogniwa następuje przepływ prądu elektrycznego. Mając do dyspozycji standardowe potencjały półogniów:



$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ V}$$



a). Zapisz zgodnie z Konwencją sztokholmską schemat ogniwa, którego SEM w warunkach standardowych wynosi 1,10 V (podaj nazwy elektrod i ich znaki).

b). Zaprojektuj ogniwo o najmniejszej wartości SEM w warunkach standardowych pisząc:

- (i) jego schemat zgodnie z Konwencją sztokholmską,
- (ii) równania jonowe reakcji zachodzących na obu elektrodach,
- (iii) sumaryczne równanie reakcji jonowej zachodzącej w ogniwie.

c). Rozwiąż zadanie: Zbudowano ogniwo cynkowo – miedziowe w ten sposób, że płytki cynkową i miedzianą zanurzono do 150 cm³ roztworu swoich jonów (ZnSO_{4(r-r)}, CuSO_{4(r-r)}) o stężeniu 0,10 mol/dm³. Naczynia z roztworami połączono kluczem elektrolitycznym i na pewien czas zamknięto obwód elektryczny wpinając w niego diodę elektroluminescencyjną. Po rozłączeniu obwodu wyjęto płytkę cynkową. Po opłukaniu, osuszeniu i zważeniu okazało się, że masa płytki zmalała o 327 mg. Zakładając, że proces przebiegał bez strat prądowych, oraz że objętości roztworów nie uległy zmianie oblicz stężenie roztworu CuSO₄ po otwarciu obwodu.

d).

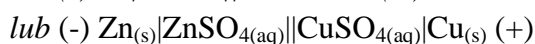
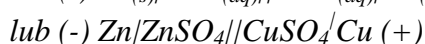
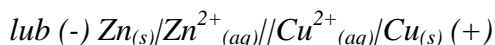
(i). Zapisz wzór na potencjał półogniwa redoks MnO₄⁻/Mn²⁺.

(ii). Oblicz pH (z dokładnością ±0,01) przy jakim wartości standardowego potencjału półogniwa MnO₄⁻/Mn²⁺ w temperaturze 25⁰C wyniesie +0,839 V.

Przykładowe rozwiązanie

ad.a.

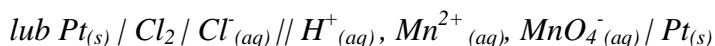
Schemat ogniwa zgodnie z Konwencją sztokholmską, podanie nazw i znaków elektrod: 2 pkt.



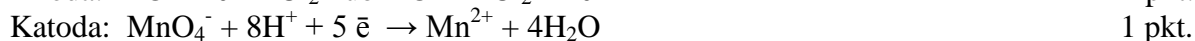
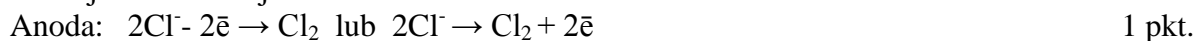
Anoda - elektroda cynkowa, Katoda - elektroda miedziowa lub inny jednoznaczny zapis.

ad.b.

(i). Schemat ogniwa zgodnie z Konwencją sztokholmską:

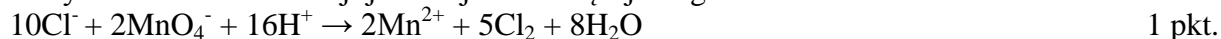


(ii). Równania jonowe reakcji:



(w przypadku zapisu odwracalności procesu nie przyznajemy punktów)

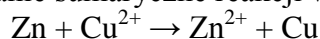
(iii). Sumaryczne równanie reakcji jonowej zachodzącej w ogniwie:



(w przypadku zapisu odwracalności procesu nie przyznajemy punktu)

ad.c.

Równanie sumaryczne reakcji w ogniwie:



Liczba moli Zn która przeszła z elektrody cynkowej do roztworu: $n_{\text{Zn}} = \frac{0,327 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,005 \text{ mol}$

Liczba moli jonów Cu^{2+} która z roztworu osadziła się na płycie miedzianej: $n_{\text{Cu}} = 0,005 \text{ mol}$

Liczba moli jonów Cu^{2+} , która pozostała w roztworze: $\Delta n_{\text{Cu}} = n_0 - n_{\text{Cu}}$

$$n_0 = c_M \cdot V_{r-r} = 0,10 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,150 \text{ dm}^3 = 0,015 \text{ mol}$$

$$\Delta n_{\text{Cu}} = 0,015 \text{ mol} - 0,005 \text{ mol} = 0,010 \text{ mol}$$

Stężenie molowe Cu po otwarciu ogniwa:

3 pkt.

$$c_m = \frac{0,010 \text{ mol}}{0,150 \text{ dm}^3} = 0,067 \text{ mol/dm}^3$$

ad.d.

(i). Wyrażenie na wartość potencjału półogniwa redoks zgodnie z reakcją na katodzie (pkt b(ii)):

$$E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}} = E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8} = E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \log \left(\frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} \right) \quad 1 \text{ pkt.}$$

(ii). Obliczenia.

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

- wartość zależności standardowego potencjału od pH przyjmuje postać:

$$E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}, \text{pH}}^0 = E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 - \frac{0,059 \text{ V}}{5} \cdot 8 \text{pH}$$

- stąd: $0,839 \text{ V} = 1,50 \text{ V} - 0,0944 \text{ V} \cdot \text{pH}$

- $\text{pH} = \frac{0,839 \text{ V} - 1,50 \text{ V}}{-0,0944 \text{ V}} = 7,00$

2pkt.

(Błędne zaokrąglenie należy uznać jako błąd rachunkowy, i odejmujemy 1 pkt)

Suma punktów: 12

Zadanie 4 (16 pkt)

- (i). Ustal wzór elementarny związku organicznego (A) o składzie procentowym: 62,07 % C; 10,34 % H i 27,59 % O.
(ii). Przyjmując, że wzór elementarny jest wzorem rzeczywistym, zapisz wzory strukturalne różnych izomerów tego związku (nie uwzględniaj izomerów geometrycznych).
- Ustal wzór strukturalny związku C oraz jego nazwę (systematyczną i zwyczajową) wiedząc, że jest on α -aminokwasem zawierającym asymetryczny atom węgla, a 0,445 g tego związku wytwarza w reakcji z kwasem azotowym(III) trzy produkty: 112 cm^3 azotu (w warunkach normalnych), α -hydroksykwas oraz wodę.
- Poniżej podano charakterystykę związku C. Zaznacz znakiem „+” poprawne lub błędne stwierdzenie.

Charakterystyka związku C	Tak	Nie
związek czynny optycznie		
dwa centra chiralności		
tworzy dwa jony obojnacze		

tworzy sole i estry		
ulega reakcji kondensacji		
tworzy sole i peptydy		
nie jest związkiem amfoterycznym		
jeżeli jest aminokwasem naturalnym wchodzącym w skład białka, konfiguracja względna wg Fischera: L		

Przykładowe rozwiązanie

Ad.1.

(i). **Związek organiczny (A):** $C_xH_yO_z$ – wzór ogólny

Liczba moli każdego z pierwiastków w 100 g związku:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C} - 12 \text{ g} \\ x \quad - 62,07 \text{ g}, \quad x = 5,17 \text{ mol C} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H} - 1 \text{ g} \\ y \quad - 10,34 \text{ g}, \quad y = 10,34 \text{ mol H} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol O} - 16 \text{ g} \\ z \quad - 27,59 \text{ g}, \quad z = 1,72 \text{ mol O} \end{array}$$

Stosunek molowy pierwiastków C, H, O w związku A:

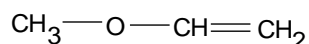
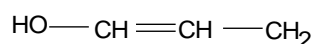
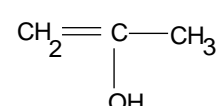
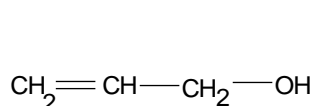
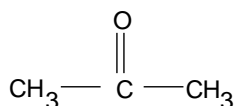
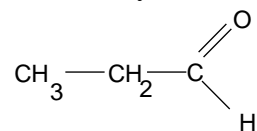
$$x : y : z = 5,17 : 10,34 : 1,72$$

$$x : y : z = 3 : 6 : 1$$

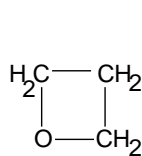
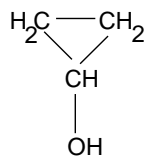
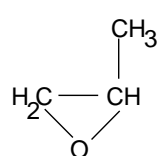
Wzór elementarny a zarazem rzeczywisty związku A: **C_3H_6O**

2 pkt

(ii). Wzory strukturalne izomerów związku organicznego:



6x0,5 pkt

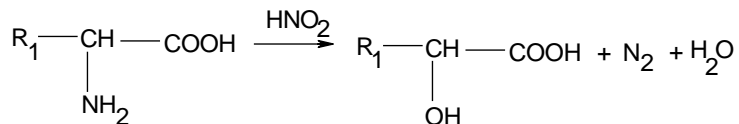


3x1 pkt

Ad.2.

Związek C (α -aminokwas, ustalenie wzoru)

Reakcja α -aminokwasu z HNO_2 :



$$R_1 = \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$$

Masa molowa związku C:

1 mol związku C - 1 mol N₂

0,445 g związku C - 0,112 dm³ N₂

x g związku C - 22,4 dm³ N₂ (1 mol N₂); x = 89 g; M_C = 89 g/mol

Liczba atomów węgla w reszcie alkilowej (R₁) aminokwasu (C_nH_{2n+1}CH(NH₂)COOH)

$$89 \text{ g} = (12n + 2n + 1 + 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 4 \cdot 1 + 14) \text{ g}; n = 1$$

lub

2 pkt

Masa molowa związku C: M_C = M_{R1} + M (CH(NH₂)COOH) = (14n + 75) g/mol

(14n + 75) g związku C - 22,4 dm³ N₂

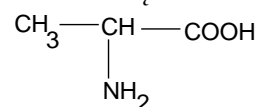
0,445 g związku C - 0,112 dm³ N₂

$$(14n + 75) \text{ g} \cdot 0,112 \text{ dm}^3 = 0,445 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3$$

$$n = 1$$

Wzór związku C:

1 pkt



kwasy 2-aminopropanowy, kwas α-aminopropanowy (alanina)

1 pkt

Ad.3.

Charakterystyka związku C	Tak	Nie
związek czynny optycznie	+	
dwa centra chiralności		+
tworzy dwa jony obojnacze		+
tworzy sole i estry	+	
ulega reakcji kondensacji	+	
tworzy sole i peptydy	+	
nie jest związkiem amfoterycznym		+
jeżeli jest aminokwasem naturalnym wchodzącym w skład białka, konfiguracja względna wg Fischera: L	+	

8x0,5=4 pkt

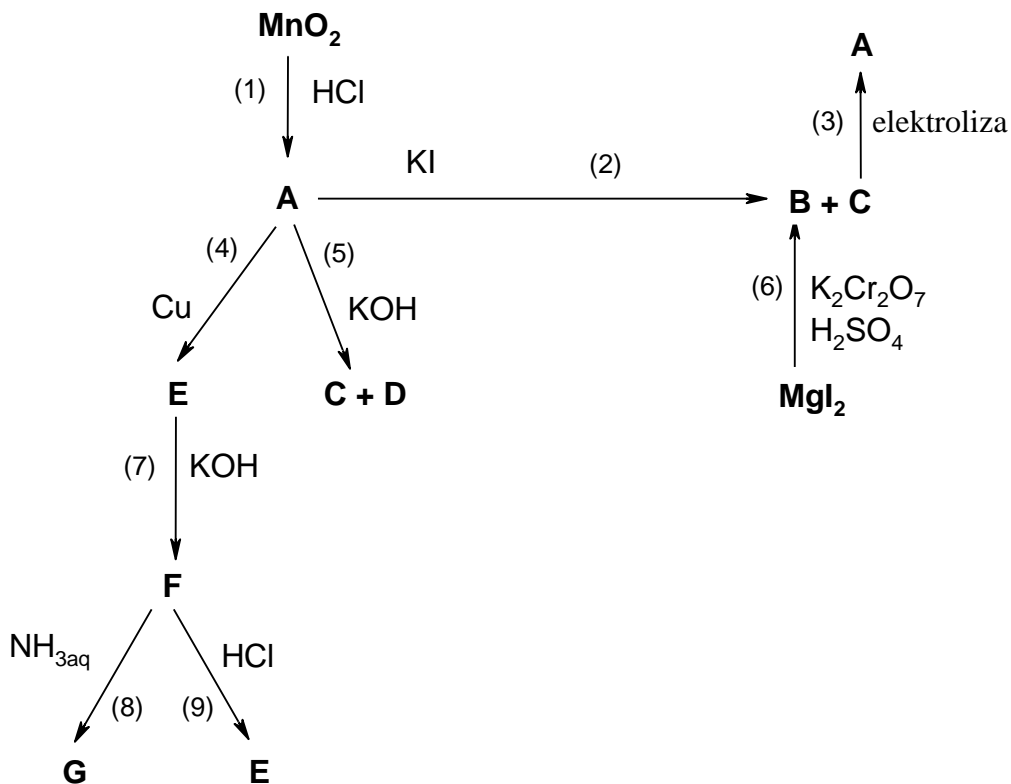
Suma punktów: 16

Zadanie 5 (28 pkt)

A. Podaj wzory i nazwy substancji kryjących się na poniższym schemacie pod literami **A – G**. Zapisz zbilansowane, cząsteczkowe równania reakcji pozwalających zrealizować poniższe przemiany (1-9).

Uwaga. (i) Jediną substancją, której można użyć (oprócz oznaczonych na diagramie) jest woda.

(ii) Substancje oznaczone literami A-G nie zawsze są jedynymi produktami reakcji.



B. W tabeli poniżej umieszczono wartości temperatury topnienia (t.t.) i temperatury wrzenia (t.w.) związków fluorowców i tlenowców z wodorem.

	t.t. ($^{\circ}\text{C}$)	t.w. ($^{\circ}\text{C}$)		t.t. ($^{\circ}\text{C}$)	t.w. ($^{\circ}\text{C}$)
HF	-83,6	19,5	H ₂ O	0,0	100,0
HCl	-114,2	-85,0	H ₂ S	-85,8	-60,3
HBr	-86,9	-66,8	H ₂ Se	-65,7	-41,4
I	-50,8	-35,4	H ₂ Te	-51,1	-2,1

I. Które z wymienionych w tabeli substancji są cieczami w temperaturze a) -25°C , b) 25°C .

II. Opierając się na prawie okresowości należałoby oczekiwać iż t.t. i t.w. HF i H₂O będą niższe od t.t. i t.w. odpowiednio HCl i H₂S – utrzymana zostałaby wtedy prawidłowość zmian w obrębie grupy. Wyjaśnij przyczyny, dla których t.t. i t.w. HF i H₂O mają „anomalne” wartości.

C. Po rozpuszczeniu w wodzie 1g gazowego fluorowodoru (w postaci cząsteczek monomerycznych) otrzymano 250 cm³ roztworu o pH=2.

a). Oblicz przybliżoną wartość [%] stopnia dysocjacji HF w otrzymanym roztworze.

b). Do roztworu uzyskanego w punkcie a) dodano 250 cm³ 0,2 molowego roztworu HCl. Oblicz przybliżoną wartość [%] stopnia dysocjacji HF w tak uzyskanym roztworze.

Przykładowe rozwiązanie

Ad. A.

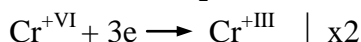
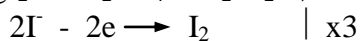
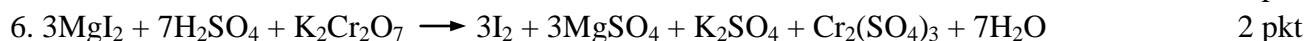
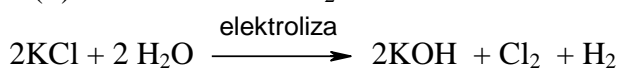
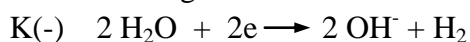
Nazwy i wzory:

A – Cl₂ (chlor), **B** – I₂ (jod), **C** – KCl (chlorek potasu), **D** – KClO chloran(I) potasu,
E – CuCl₂ (chlorek miedzi(II)), **F** - Cu(OH)₂ (wodorotlenek miedzi(II)), 6x0,5 pkt
G – [Cu(NH₃)₄](OH)₂ wodorotlenek tetraaminamiedzi(II). 1 pkt

Równania reakcji:



3. Elektroliza wodnego roztworu KCl 2 pkt



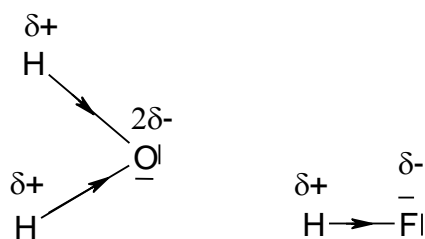
Ad. B.

Ia. W temperaturze -25 C cieczami są substancje: HF, H₂Te, 1 pkt

Ib. W temperaturze + 25°C cieczą jest H₂O. 1 pkt

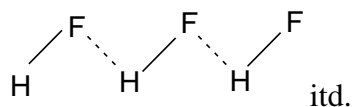
II. Duże różnice elektroujemności pomiędzy atomami wchodzącymi w skład cząsteczki H₂O i HF są przyczyną znacznej polaryzacji wiązań O-H i H-F w cząsteczkach H₂O i HF, i pojawienia się na poszczególnych atomach cząstkowych ładunków dodatnich lub ujemnych:

2 pkt



W konsekwencji cząsteczki HF i H₂O uzyskują trwałe momenty dipolowe. Opisany efekt w znacznie mniejszym stopniu dotyczy pozostałych połączeń tlenowców i fluorowców z wodorem (małeje różnica elektroujemności atomów wchodzących w skład danej cząsteczki).

Atomy wodoru (na których wytworzony został pewien cząstkowy ładunek dodatni) oddziałują odpowiednio z atomami tlenu bądź fluoru (na których został wytworzony cząstkowy ładunek ujemny) wykorzystując wolne pary elektronowe tych atomów. Takie oddziaływanie nazywa się wiązaniem wodorowym. Proces tworzenia wiązań wodorowych może być kontynuowany, w wyniku czego mogą powstać rozległe struktury związanych ze sobą cząsteczek, np.



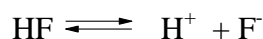
Energia wiązania wodorowego (charakterystycznego dla HF i H₂O) jest większa niż energia oddziaływań międzycząsteczkowych van der Waalsa (charakterystycznych dla połączeń z wodorem pozostałych tlenowców i fluorowców). W takim razie zrywanie wiązań wodorowych (które następuje stopniowo przy przechodzeniu ze stanu stałego przez ciekły do gazowego) będzie wymagało większego nakładu energii niż zrywanie oddziaływań van der Waalsa, więc HF i H₂O mają większe wartości t.t. i t.w.

Ad. C.

a). Stopień dysocjacji HF

$$\frac{1 \text{ mol HF} - 20 \text{ g}}{n_w - 1 \text{ g}}$$

$$n_w = 0,05 \text{ mol HF} \quad n_w - \text{liczba moli HF wprowadzonych do roztworu}$$



$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2,$$

stąd $[\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ ($[\text{H}^+]$ stężenie jonów wodorowych uzyskanych z dysocjacji HF).

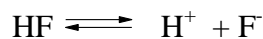
$$\frac{1 \text{ dm}^3 \text{ r-ru} - 0,01 \text{ mol H}^+}{0,25 \text{ dm}^3 - y, \quad y = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}^+} \quad 1 \text{ pkt}$$

Z równania reakcji dysocjacji HF: liczba jonów H⁺ jest równa liczbie cząsteczek zdysocjowanych (n_z), czyli n_z = 2,5 · 10⁻³ mol.

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} 100\%, \quad \alpha = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{0,05} 100\% = 5\% \quad 1 \text{ pkt}$$

Odp. Stopień dysocjacji HF w otrzymanym roztworze wyniesie 5 %.

b).



Stała dysocjacji: $K_{\text{HF}} = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$

Dla roztworu (a): $V_a = 250 \text{ cm}^3$, $n_{\text{HF}} = 0,05 \text{ mol}$, $c_0 = 0,05 \text{ mol}/0,25 \text{ dm}^3 = 0,2 \text{ mol/dm}^3$.

$$K_{\text{HF}} = \frac{\alpha \cdot c_0 \cdot \alpha \cdot c_0}{(1-\alpha) \cdot c_0} = 5,26 \cdot 10^{-4} \quad 2 \text{ pkt}$$

Dla roztworu (b): $V = V_a + V_{\text{HCl}} = 250 \text{ cm}^3 + 250 \text{ cm}^3 = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$.

Podczas mieszania roztworów następuje ich dwukrotne rozcieńczenie, tj.

$$c_{0,\text{HF}} = 0,2/2 \text{ mol/dm}^3 = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$c_{0,\text{HCl}} = 0,2/2 \text{ mol/dm}^3 = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

2 pkt

Stała dysocjacji: $K_{\text{HF}} = [\text{H}^+][\text{F}^-]/[\text{HF}] = [\text{H}^+][\text{F}^-]/(c_{0,\text{HF}} - [\text{F}^-])$

Ponieważ HCl (mocny kwas) cofa dysocjację HF (słaby kwas), zatem:

$$c_{0,\text{HF}} - [\text{F}^-] \approx c_{0,\text{HF}} \text{ oraz } [\text{H}^+] \approx [\text{H}^+]_{\text{HCl}}$$

$$K_{\text{HF}} = [\text{H}^+]_{\text{HCl}}[\text{F}^-]/c_{0,\text{HF}}$$

$$5,26 \cdot 10^{-4} = 0,1 \cdot [\text{F}^-]/0,1, \quad [\text{F}^-] = 5,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

2 pkt

Stopień dysocjacji fluorowodoru:

$$\alpha = [\text{F}^-]/c_{0,\text{HF}} = (5,26 \cdot 10^{-4}/0,1) \cdot 100\% = 0,53\%$$

1 pkt

Suma punktów: 28 pkt.

Masa molowa (g/mol): H - 1; C -12; O - 16; N - 14; Na - 23; Cu - 63,5; Zn - 65,4.