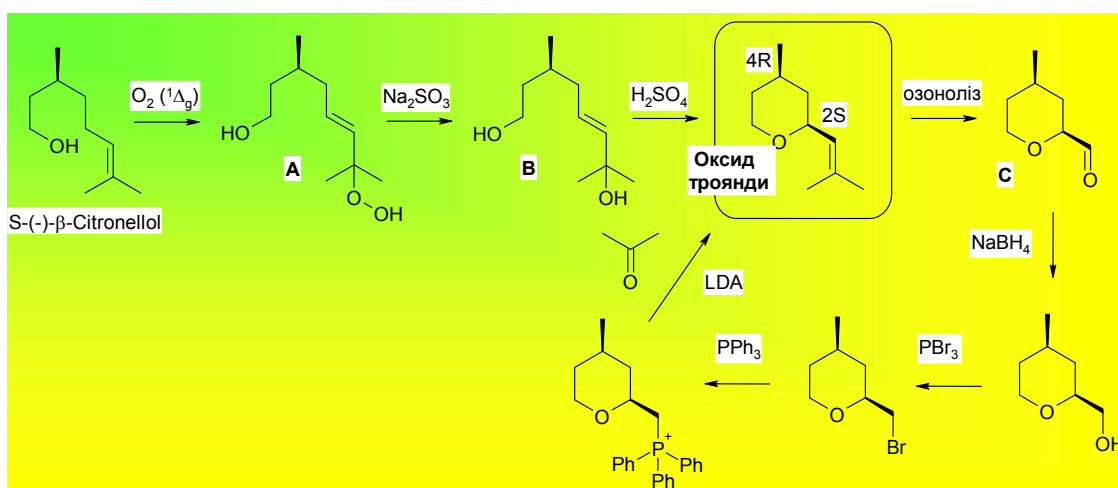


*Міжнародному року хімії
присвячується*



**Завдання і розв'язки
теоретичних турів IV етапу**

48 Всеукраїнської олімпіади з хімії



Луганськ

2011

Голова журі

Ю. В. Холін

Заступники голови журі

К.С. Гавриленко
С.А. Неділько

Куратори класів і турів

Д.М. Волочнюк
К.С. Гавриленко
М.О. Колосов
С.В. Колотілов
О. Ю. Усенко

Експерт олімпіади

І. В. Комаров

**Представник Міністерства
освіти і науки України, заступник
голови оргкомітету**

Г. І. Мальченко

Комплект теоретичних завдань підготовлено на основі
авторських задач, ідей та пропозицій

Михайла **Виборного**
Олега **Виборного**
Дмитра **Волочнюка**
Костянтина **Гавриленка**
Олександра **Григоренка**
Ігоря **Довганя**
Вікторії **Дорофєєвої**
Євгена **Калініченка**
Дмитра **Кандаскалова**
Олени **Коваленко**
Максима **Колосова**
Сергія **Колотілова**
Івана **Кондратова**
Олександра **Корсуна**

Володимира **Кубишкіна**
Олександра **Ляпунова**
Павла **Михайлюка**
Євгена **Остапчука**
Руслана **Полуніна**
Павла **Попеля**
Сергія **Пуніна**
Дмитра **Радченка**
Антоніа **Ткаченка**
Артема **Синіцина**
Василя **Стецика**
Олександра **Усенка**
Юрія **Холіна**

© 2011 Автори завдань 48
Всеукраїнської олімпіади
з хімії

Web-сайт українських хімічних олімпіад
<http://www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm>

При розміщенні матеріалів на Web-сайтах обов'язковим є посилання на джерело інформації. Передрук матеріалів без дозволу журі олімпіади не дозволяється.

ЗМІСТ

Журі 48-ї Всеукраїнської олімпіади з хімії

Завдання і розв'язки теоретичних турів 48-ї Всеукраїнської олімпіади з хімії

Рекомендації з підготовки до IV етапу Всеукраїнської олімпіади з хімії

До викладачів, науковців, учителів, студентів, аспірантів

Журі 48-ї Всеукраїнської олімпіади з хімії

- ХОЛІН Ю.В. проректор Харківського національного університету імені В.Н.Каразіна, професор, доктор хімічних наук (голова)
- ГАВРИЛЕНКО К.С. старший науковий співробітник Науково-виробничого хіміко-біологічного центру Київського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат хімічних наук (заступник голови)
- НЕДІЛЬКО С.А. професор Київського національного університету імені Тараса Шевченка, доктор хімічних наук (заступник голови)
- ЧУЙКО Ю.І. методист комунального вищого навчального закладу „Харківська академія неперервної освіти” (секретар)
- БЕРЕЗАН О.В. вчитель Нововолинського обласного ліцею-інтернату Волинської області, кандидат педагогічних наук
- БЕСПАЛЬКО Ю.М. науковий співробітник Донецького національного університету
- ВАРГАЛЮК В.Ф. декан Дніпропетровського національного університету імені О. Гончара, професор, доктор хімічних наук
- ВЕСТ С.О. заступник директора ліцею № 100 „Поділ” м.Києва
- ВЛАДИКА А.Ю. студент Київського національного університету імені Тараса Шевченка
- ВОЛОЧНЮК Д.М. старший науковий співробітник Інституту органічної хімії НАН України, кандидат хімічних наук
- ГРИГОРЕНКО О.О. асистент Київського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат хімічних наук
- ГРУЗНОВА С.В. доцент Чернігівського національного педагогічного університету ім. Т.Г. Шевченка, кандидат хімічних наук
- ДОВГИЙ І.І. завідувач кафедри Севастопольського національного університету ядерної енергетики та промисловості, кандидат хімічних наук
- ДОЦЕНКО В.В. старший науковий співробітник Східноукраїнського національного університету імені Володимира Даля, кандидат хімічних наук
- ДЯЧЕНКО В.Д. декан Луганського національного університету імені Тараса Шевченка, професор, доктор хімічних наук
- ЖИКОЛ О.А. науковий співробітник НТК „Інститут монокристалів” НАН України, кандидат хімічних наук
- ЗІЛЬБЕРМАН А.А. старший викладач Одеського інституту удосконалення вчителів
- КАЛІНІЧЕНКО Є.О. аспірант Донецького національного університету
- КАНДАСКАЛОВ Д.В. аспірант університету Тулузи, Франція

КОВАЛЕНКО О.О.	вчитель комунального закладу „Луганський навчально-виховний комплекс: спеціалізована школа І ступеня-гімназія № 60 імені 200-річчя м. Луганська ”
КОЛОСОВ М.О.	доцент Харківського національного університету імені В.Н. Каразіна, кандидат хімічних наук
КОЛОТІЛОВ С.В.	старший науковий співробітник Інституту фізичної хімії НАН України, кандидат хімічних наук
КОНДРАТОВ І.С.	науковий співробітник Інституту біоорганічної хімії та нафтохімії НАН України, кандидат хімічних наук
КОРСУН О.М.	викладач Харківського національного університету імені В.Н.Каразіна
КРЮЧОК Л.М.	доцент Луганського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат педагогічних наук
ЛИСТВАН В.В.	доцент Житомирського державного університету імені Івана Франка, кандидат хімічних наук
ЛОГІНОВА Л.П.	завідувач кафедри Харківського національного університету імені В.Н.Каразіна, професор, доктор хімічних наук
ЛЯВИНЕЦЬ О.С.	декан Чернівецького національного університету імені Юрія Федьковича, професор, доктор хімічних наук
ЛЯПУНОВ О.Ю.	старший науковий співробітник Інституту фізико-органічної хімії ім. О.В. Богатського НАН України, кандидат хімічних наук
МАНЖОС О.П.	доцент Сумського державного університету, кандидат хімічних наук
МАРТИНЮК Г.В.	доцент Рівненського державного гуманітарного університету, кандидат хімічних наук
МАТІЙЧУК В.С.	доцент Львівського національного університету імені Івана Франка
МИХАЙЛЮК П.К.	асистент Київського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат хімічних наук
МАЩЕНКО В. В.	доцент Національного університету кораблебудування ім. адмірала С.О. Макарова, кандидат хімічних наук
ОСТАПЧУК Є.О.	науковий співробітник НВП ТОВ „Єнамін”
ОМЕЛЯНЧИК Л.О.	декан Запорізького національного університету, професор, доктор фармацевтичних наук
ПОПЕЛЬ П.П.	доцент Київського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат хімічних наук
ПРОЦ Д.І.	доцент Волинського національного університету імені Лесі Українки, кандидат хімічних наук
ПУНІН С.В.	науковий співробітник НВП „Укроргсинтез”
РАДЧЕНКО Д.С.	молодший науковий співробітник НВП „Єнамін”
РЯБУХІН С.В.	старший науковий співробітник НВП ТОВ „Єнамін”, кандидат хімічних наук
РЕШЕТНЯК О.В.	доцент Львівського національного університету імені Івана Франка, кандидат хімічних наук

СОМОВ В.М.	старший викладач Волинського національного університету імені Лесі Українки
СТАРОСТА В.І.	професор Ужгородського національного університету, доктор педагогічних наук, кандидат хімічних наук
СТЕПАНЕНКО І.О.	студент Львівського національного медичного університету імені Данила Галицького
СУГАТОВ О.П.	вчитель загальноосвітньої школи І-ІІІ ступенів № 10 м. Керчі Автономної Республіки Крим
СУХОВЕСВ В.В.	професор Ніжинського державного університету імені Миколи Гоголя, доктор хімічних наук
ТИМОФЕЄВ М.О.	студент Національного фармацевтичного університету
ТКАЧЕНКО А.М.	студент Київського національного університету імені Тараса Шевченка
УСЕНКО О.Ю.	директор ТОВ „Сігмафарм”
ХОМЕНЧУК В.О.	доцент Тернопільського національного педагогічного університету імені Володимира Гнатюка, кандидат хімічних наук
ХОРОШИЛОВ Г.Є.	доцент Луганського національного університету імені Тараса Шевченка, кандидат хімічних наук

**Теоретичні тури
48-ї Всеукраїнської
олімпіади з хімії**

Завдання і розв'язки

Шановні учасники олімпіади!

1. При виконанні завдань дозволяється користуватися лише зошитом, ручкою, таблицею Періодичної системи елементів і довідковими матеріалами, виданими організаторами. Дозволяється користуватися власними олівцями, лінійками і непрограмованими калькуляторами. Користуватися шпаргалками, мобільними телефонами, додатковими довідковими матеріалами, консультуватися з будь-якими особами, окрім кураторів класів, **ЗАБОРОНЕНО**. ПОРУШЕННЯ ЦИХ ПРАВИЛ МОЖЕ ПРИВЕСТИ ДО СКАСУВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ТУРУ.

2. З питаннями щодо правильного розуміння змісту завдань звертайтеся до куратора, якого до класу запросить черговий.

3. На розв'язання завдань відводиться 4 години. Час закінчення туру вказується на дошці. Затримка зі здачею зошиту з розв'язками на 5 хвилин чи більше веде до скасування результатів туру.

4. Повно та аргументовано відповідайте на **питання, поставлені в умові задачі**. Правильні твердження, що не мають відношення до поставлених у задачі питань, не оцінюються. Правильна відповідь, не підкріплена логічними аргументами чи розрахунками, оцінюється лише мінімальною кількістю балів.

5. Розв'язання кожної задачі розпочинайте з нової сторінки. Чітко позначайте номер задачі, що розв'язується. Якщо до розв'язування певної задачі ви поверталися декілька разів, наприкінці кожного з фрагментів розв'язку пишеть: "Продовження розв'язку див. після задачі ___".

6. Якщо для відповіді на питання задачі вам видано АРКУШ ВІДПОВІДЕЙ, всі свої відповіді записуйте лише у спеціально відведених для цього місцях на АРКУШІ ВІДПОВІДЕЙ.

7. Для чернетки виділяється друга половина зошиту. Записи в чернетці не перевіряються і не оцінюються.

8. При нестачі паперу звертайтеся до чергового в класі.

9. Викладайте розв'язки завдань зручною для вас мовою. Граматичні помилки не впливають на оцінку роботи.

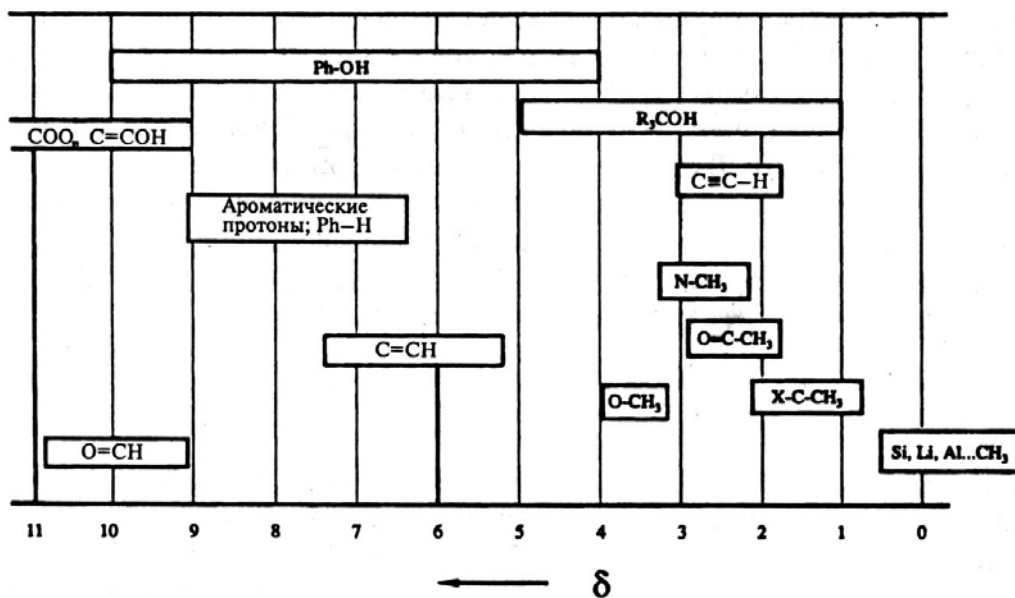
Корисна інформація

стала Авогадро $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹	нормальні умови: 0°C, 1 атм.
заряд електрона $1.6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл	мольний об'єм ідеального газу за н.у. 22.4 л·моль ⁻¹ .
універсальна газова стала $R = 8.314$ Дж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹	рівняння стану ідеального газу (Менделєєва-Клапейрона) $PV = nRT$
стала Планка $h = 6.63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с	формула Планка $E = hv$
швидкість світла у вакуумі $c = 3 \cdot 10^8$ м·с ⁻¹	закон Бера-Бугера-Ламберта $A = \epsilon cl$
стала Фарадея $1 F = 96485$ Кл·моль ⁻¹	$\Delta_r G^\circ = -RT \ln K = -nFE_{cell}^\circ$
нормальні умови (н.у.): температура 0 °C, тиск 1 атм.	рівняння Нернста $E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{\Pi(Ox_i)^{v_i}}{\Pi(Red_i)^{v_i}}$
стандартний тиск 1 Бар = 10 ⁵ Па 1 атм = 1,01325 Бар = 1,01325·10 ⁵ Па = = 760 мм рт. ст.	рівняння Арреніуса $k = A \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$
об'єм сфери $V = \frac{4}{3}\pi r^3$	іонний добуток води $K_w = 10^{-14}$

Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

1 H 1.008	2 He 4.003																
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

Хімічні зсуви ядер в спектрах ^1H ЯМР

I теоретичний тур
8 клас

Задача 1. Чудові гази

Елементи **A** і **B** утворюють один з одним низку бінарних сполук № 1–7. Вміст **A** у цих сполуках наведено у таблиці:

№ сполуки	1	2	3	4	5	6	7
Масова частка A , %	36,4	53,3	63,1	69,6	69,6	74,1	63,1*

* Існування сполуки 7 теоретично передбачено у 1993 р.; синтезована у 2010 р., стійка при -40°C .

За н.у. сполуки 1, 2, 4 – гази, 3 у значній мірі розкладається, 5 – рідина, 6 – тверда речовина, прості сполуки, утворені елементами **A** і **B**, – гази. Молярна маса сполуки 7 вдвічі перевищує молярну масу сполуки 3.

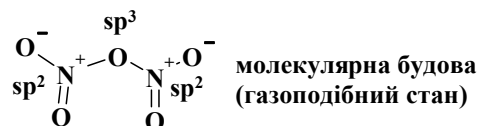
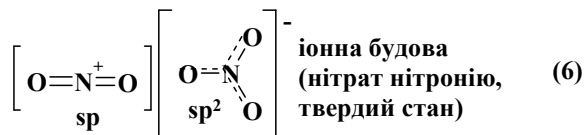
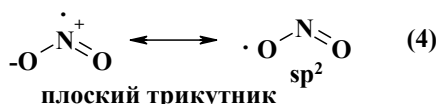
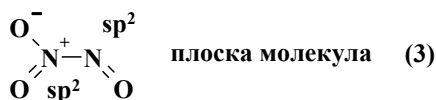
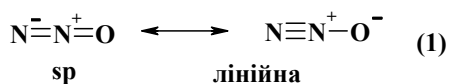
- Встановіть невідомі елементи **A** та **B**. Відповідь підтвердіть розрахунками.
- Запишіть структурні формули сполук №1–6 за н.у. Вкажіть тип гібридизації некінцевих атомів та геометрію частинок.
- Порівняйте (якісно) розчинність у воді сполук №1–6, у разі протікання хімічних реакцій запишіть їхні рівняння.
- Вкажіть, чи отруйні речовини 1–6 («так» чи «ні»), зазначте колір зашифрованих сполук.
- Запропонуйте можливу будову молекули сполуки 7, якщо відомо, що вона містить 2 типи атомів елементу **B**, а дипольний момент молекули дорівнює нулю.

Розв'язок

1. Оскільки прості речовини, утворені елементами **A** і **B** за н.у. гази, цими елементами можуть бути H, N, O, F, Cl. Виходячи з масових часток елемента **A** у сполуках, водень можна відкинути. Флуор з N, O чи Cl не утворює 6 сполук, тому його теж відкидаємо. Тепер вже легко дійти до висновку, що елемент **A** – кисень. Хлор не підходить, оскільки утворює з киснем лише 5 сполук: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_4 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 . Отже, **A** – O, **B** – N.

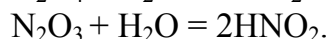
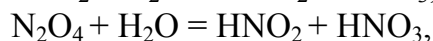
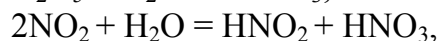
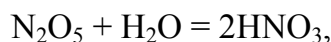
2.

№ сполуки	1	2	3	4	5	6	7
Масова частка N, мас. %	36,4	53,3	63,1	69,6	69,6	74,1	63,1
Сполука	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_4	N_2O_5	N_4O_6



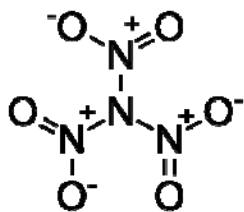
3. NO та N₂O не реагують з водою. Найгірше розчиняється NO, розчинність N₂O більша за рахунок полярності молекули.

Сполуки 3–6 з водою реагують, їхня розчинність значно вища. За спаданням розчинності:



4. Сполуки 2-6 отруйні, NO, N₂O, N₂O₄, N₂O₅ – безбарвні, N₂O₃ – блакитний.

5. Сполука 7 – N(NO₂)₃.



Задача 2. Закон Генрі, або газы теж розчиняються

«...Истинная теория есть вывод опыта, соображение, на опыте построенное, что и составляет сущность практики...»

Д.І.Менделєєв

Протягом тривалої еволюції живі організми пристосувалися до різних умов існування. Одним з найцікавіших та найменш досліджених на даний момент середовищ існування залишається водний світ. У воді присутні ті ж газы, що й у повітрі, але в іншому співвідношенні. Розчинність газів у воді та їх тиск над розчином пов'язані між собою законом Генрі: концентрація розчиненого газу прямо пропорційна його парціальному тиску. Саме наявність розчинених газів у воді і дозволяє існувати живим організмам у водному середовищі.

Дані щодо розчинності основних компонентів повітря у воді при парціальному тиску даного газу 1 Бар та температурі навколишнього середовища 0°C наведено нижче (вказано об'єм газу в мл, який поглинається 1 л дистильованої води):

Таблиця 1

Газ	Розчинність
Азот	42
Аргон	102
Вуглекислий газ	1712
Кисень	53

1. Розрахуйте вміст вуглекислого газу в атмосфері (в мольних та масових частках), якщо за нормальних умов масова частка розчиненого вуглекислого газу становить 0.0001%.

2. Запропонуйте склад газової суміші (в мольних та масових частках), яка складається з чотирьох основних компонентів повітря, якщо при її розчиненні у чистій воді утворюється розчин, в якому масові частки цих газів рівні між собою.

Розчин, насичений повітрям певного лабораторного приміщення за н.у., нагріли. Газ, що виділився, мав склад (в об'ємних частках):

Таблиця 2

Газ	Об'ємна частка
Азот	0,62
Аргон	0,015
Вуглекислий газ	0,015
Кисень	0,35

3. Розрахуйте склад (в масових частках) газової суміші, що виділилася з цього розчину.

4. Розрахуйте склад повітря (в об'ємних частках), яким був насичений даний розчин.

5. Дією сухого льоду вдалося різко охолодити насичений водний розчин аргону (об'єм розчину складає 1 л, а тиск газу над розчином приблизно 1 Бар). В результаті отримали приблизно 650 мг безбарвних кристалів, що містять весь аргон з розчину. Вкажіть найпростішу формулу отриманих кристалів (у сполуці міститься 1 атом аргону). Яка валентність аргону в даній сполуці?

Середню молярну масу повітря вважати рівною 29 г/моль.

Розв'язок

1. Вважаючи, що масова частка вуглекислого газу в розчині дуже мала, можна припустити, що у 1 л води (або в 1000 г розчину) міститься $1000 \times 0,0001/100 = 0,001$ (г) CO_2 . При парціальному тиску 1 Бар розчиняється $1712/22400 = 0,0764$ (моль) газу. У нашому випадку розчинено лише $0,001/44,01 = 2,27 \cdot 10^{-5}$ (моль), тобто парціальний тиск CO_2 складає $2,27 \times 10^{-5}/0,0764 = 2,97 \cdot 10^{-4}$ (Бар). Отже, мольна частка CO_2 в атмосфері складає $3 \cdot 10^{-4}$ (0,03%), масова частка – $0,000297 \times 44,01/29 = 4,5 \cdot 10^{-4}$ (0,045%).

2. Припустимо, що в розчині міститься по 1 г кожного газу. Проведемо необхідні розрахунки (на прикладі азоту N_2): кількість речовини $n(\text{N}_2) = m/M = 1/28,02 = 0,0357$ (моль). За парціального тиску 1 Бар розчиняється приблизно

$42/22400 = 0,001875$ (моль) азоту. Для розчинення необхідної кількості азоту потрібно створити його тиск $0,0357/0,001875 = 19,04$ (Бар).

Для інших газів тиски будуть становити: кисень – 13,21 Бар, аргон – 5,49 Бар, вуглекислий газ – 0,30 Бар. Отже, склад газової суміші:

мольні частки: $x(\text{N}_2) = 0,501$, $x(\text{O}_2) = 0,347$, $x(\text{Ar}) = 0,144$, $x(\text{CO}_2) = 0,0080$.

масові частки: $w(\text{N}_2) = 0,449$, $w(\text{O}_2) = 35,6$, $w(\text{CO}_2) = 0,011\%$, $w(\text{Ar}) = 0,184$.

3. $w(\text{N}_2) = 0,582$, $w(\text{O}_2) = 0,376$, $w(\text{CO}_2) = 0,022$, $w(\text{Ar}) = 0,020$.

4. Склад газу, що виділився, відповідає складу розчину. Тому з розрахунків, аналогічних наведеному у п. 2, отримаємо:

$x(\text{N}_2) = 0,685$, $x(\text{O}_2) = 0,307$, $x(\text{Ar}) = 0,0068$, $x(\text{CO}_2) = 0,0004$.

5. Розрахуємо масу аргону, що містився в насиченому розчині:

$m = 102/22400 \times 40 = 0,182$ (г). Залишок маси кристалів припадає на воду, яка кристалізувалась разом з аргонном. Її маса $650 - 182 = 468$ (мг). Мольне співвідношення аргону та води $\sim 5,7:1$. Отже, формула сполуки $\text{Ar} \times 5,7\text{H}_2\text{O}$. Ця речовина є клатратом. В ній аргон знаходиться у клітці з молекул води. Отже, валентність аргону в цій сполуці 0.

Задача 3. Розчинність

У таблиці наведено розчинність оксиду барію у воді:

Температура, °С	0	20	50	80
Розчинність ВаО, г/100г води	1,5	3,84	11,75	90,8

При охолодженні насиченого при 80°C розчину до більш низької температури в осад випадає лише продукт **X** (масові частки $w(\text{Ba}) = 43,49\%$, $w(\text{O}) = 50,79\%$).

1. Розшифруйте **X**.

2. Розрахуйте розчинність $\text{Ba}(\text{OH})_2$ та **X** при 0°C, 20°C, 50°C, 80°C.

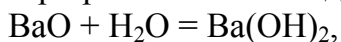
3. Яка маса **X** утвориться при охолодженні 100 г насиченого розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$ від 70°C до 10°C?

Вважайте температурну залежність розчинності $\text{Ba}(\text{OH})_2$ лінійною від 0°C до 30°C та від 50°C до 90°C. При розрахунках використовуйте значення молярних мас атомів, округлені до цілих чисел.

Розв'язок

1. $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

2. При розчиненні оксиду барію у воді утворюється гідроксид:



тому частина води переходить до складу гідроксиду барію. Результати:

Температура, °С	0	20	50	80
Розчинність $\text{Ba}(\text{OH})_2$, г/100г води	1,68	4,31	13,31	113,6

Температура, °С	0	20	50	80
Розчинність $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, г/100г води	3,14	8,24	27,6	>200 (не можна встановити точно)

3. Скористаємося лінійністю залежності розчинності $\text{Ba}(\text{OH})_2$ від 0°C до 30°C та від 50°C до 90°C:

$$S(10^{\circ}\text{C}) = (1,68 + 4,31)/2 = 3,0 \text{ г/100 г води,}$$

$$S(70^{\circ}\text{C}) = 113,6 - (113,6 - 13,31) / 3 = 80,2 \text{ г/100 г води.}$$

Масові частки дорівнюють: $w(10^{\circ}\text{C}) = 0,0291$, $w(70^{\circ}\text{C}) = 0,458$.

Для 100 г вихідного розчину складемо вираз для масової частки $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$\frac{m(\text{Ba}(\text{OH})_2)_{70} - w(\text{Ba}(\text{OH})_2)_x \times m}{100 - m} = w(10^{\circ}\text{C}) \text{ або } \frac{45,8 - 0,543 \times m}{100 - m} = 0,0291,$$

де m – маса осаду $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, звідки $m(\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}) = 80,9 \text{ г}$

Задача 4. Дефект маси

Утворення ядра з елементарних частинок пов'язано з помітним зменшенням маси (так званий дефект маси). Це означає, що розглянутий процес повинний супроводжуватися колосальним енергетичним ефектом. Одній атомній одиниці у дефекті маси відповідає енергія в 931 МеВ. Якщо загальну енергію утворення ядра з елементарних часток поділити на його масу, то отримують величину "ядерної енергії зв'язку".

1. Визначте склад природної міді, що складається з двох нуклідів (^{63}Cu та ^{65}Cu).

2. Відомо, що «однойменні заряди відштовхуються». Чому протони не полишають ядро, відштовхуючись один від одного?

Для міді відома низка нестійких радіоактивних нуклідів. Наприклад, для нукліду ^{64}Cu одночасно перебігають процеси К-захвату, β -розпаду та β^+ -розпаду (позитронний розпад).

3. Напишіть рівняння ядерних реакцій, за якими відбувається розпад нукліду ^{64}Cu .

Для довідки: $m_p = 1,0073$ а.о.м., $m_n = 1,0087$ а.о.м., $m_e = 5,4858 \times 10^{-4}$ а.о.м., «ядерна енергія зв'язку» для природної міді дорівнює 8,6 МеВ/а.о.м, середня атомна маса купруму в природній міді 63,546 а.о.м.

Розв'язок

1. Знайдемо масу ядер нуклідів без дефекту маси:

$$\text{Для } ^{63}\text{Cu} : m(63) = 29 \cdot 1,0073 + (63 - 29) \cdot 1,0087 = 63,5075 \text{ (а.о.м.),}$$

$$\text{Для } ^{65}\text{Cu} : m(65) = 29 \cdot 1,0073 + (65 - 29) \cdot 1,0087 = 65,5249 \text{ (а.о.м.).}$$

Знайдемо загальну енергію утворення з елементарних частинок:

$$E(^{63}\text{Cu}) = 63,5075 \cdot 8,6 = 546,16 \text{ (МеВ),}$$

$$E(^{65}\text{Cu}) = 65,5249 \cdot 8,6 = 563,51 \text{ (МеВ).}$$

Знайдемо дефект маси:

$$\Delta m(^{63}\text{Cu}) = 546,16 \text{ МеВ} \cdot 1 \text{ а.о.м.} / 931 \text{ МеВ} = 0,5866 \text{ а.о.м.,}$$

$$\Delta m(^{65}\text{Cu}) = 563,51 \text{ МеВ} \cdot 1 \text{ а.о.м.} / 931 \text{ МеВ} = 0,6053 \text{ а.о.м.}$$

Знайдемо масу ядер нуклідів з урахуванням дефекту маси:

$$m_i(^{63}\text{Cu}) = 63,5075 - 0,5866 = 62,9209 \text{ (а.о.м.),}$$

$$m_i(^{65}\text{Cu}) = 65,5249 - 0,6053 = 64,9196 \text{ (а.о.м.).}$$

Знайдемо масу атомів нуклідів з урахуванням дефекту маси:

$$m(^{63}\text{Cu}) = 62,9209 + 29 \cdot 5,4858 \cdot 10^{-4} = 62,9368 \text{ (а.о.м.),}$$

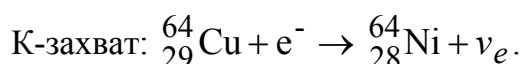
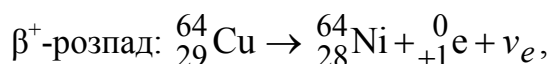
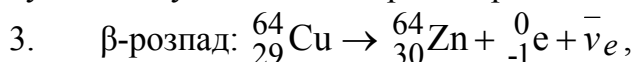
$$m(^{65}\text{Cu}) = 64,9196 + 29 \cdot 5,4858 \cdot 10^{-4} = 64,9355 \text{ (а.о.м.)}$$

Визначимо мольні частки нуклідів у природній міді (x – мольна частка нукліду ^{63}Cu):

$$62,9368 \cdot x + 64,9355 \cdot (1-x) = 63,546, 1,3895 = 1,9987 \cdot x, x = 0,6952.$$

Отже, природна мідь містить 69,52% ^{63}Cu і 30,48% ^{65}Cu .

2. Стабільність ядер обумовлена так званою сильною взаємодією. На відстанях близько 10^{-15} м (що відповідає відстаням між нуклонами в ядрі) енергія взаємодії протонів настільки велика, що її величина дозволяє навіть не враховувати кулонівську взаємодію зарядів протонів.



Задача 5. Хімічна історія

Той, хто не знає історії, не готовий пізнати майбутнє...

“Прості” питання

Бал

Астрономія

1 Назва цього елемента співзвучна з назвою супутника Сатурну, хоча походження назви пов'язане з міфологією.

2 Ці елементи отримали свої назви на честь **трьох** найбільш віддалених планет Сонячної системи.

3 Два елементи, названі на честь астероїдів.

Географія

4 Відразу 4 елементи отримали свої назви на честь маленького містечка у Швеції поблизу Стокгольма.

5 А цей елемент отримав назву на честь самої столиці Швеції.

6 Ці 2 елементи назвали на честь Франції.

7 А цей елемент – на честь її столиці.

8 Елемент, названий на честь Росії.

Що приховують назви елементів? (Поясніть походження назв)

9 Гелій _____ Криптон _____
 Неон _____ Ксенон _____
 Аргон _____ Радон _____

10 Самарій _____
 Тулій _____
 Індій _____
 Фосфор _____
 Цезій _____
 Іридій _____

“Складні” питання

Зніставляє формули і назви речовин:

11 **Сода:** NaOH, Na₂CO₃, Na₂CO₃·10H₂O, NaHCO₃

Кристалічна _____ Питна _____

Каустична _____ Кальцинована _____

12 **Купорос:** Fe₂(SO₄)₃·9H₂O, FeSO₄·7H₂O, ZnSO₄·7H₂O, CuSO₄·5H₂O

Мідний _____ Цинковий _____

Залізний _____ Взагалі _____ не
 купорос _____

13 **Селітра:** Ca(NO₃)₂, NaNO₃, KNO₃, NH₄NO₃

Норвезька _____ Аміачна _____

Чилійська _____ Індійська _____

14 **Кислота:** HCl, H₂SO₅, HNO₃, H₂SO₄

Купоросна _____ Каро _____

Мурієва _____ Селітряна _____

15 **Сіль:** NH₄Fe(SO₄)₂·12H₂O, Fe(NH₄)₂(SO₄)₂·6H₂O, K₃[Fe(CN)₆], K₄[Fe(CN)₆]

Жовта кров'яна сіль

Червона кров'яна сіль

Залізоамонійні
галуни_____

Сіль Мора_____

Загальні питання

- 16 Яке дерево можна виростити за 1 день (оливкове, бонсай, сатурнове, залізне)? Напишіть рівняння реакції.

- 17 Цей елемент відомий людині з давнини, проте за відкриття однієї з його модифікацій була присуджена Нобелівська премія по хімії в 1996 році, а за дослідження властивостей іншої – по фізиці в 2010 році. Назвіть елемент і ці модифікації.

- 18 В давнину люди не вміли добувати цей метал. Тому доводилося чекати, коли впаде з неба. Що це за метал?

- 19 Єдиний з шести металів платинової групи, який розчиняється в нітратній кислоті.

- 20 У 1825 р. цей метал коштував набагато дорожче за золото і в 1500 разів дорожче ніж залізо, а зараз з нього перестали виготовляти навіть ложки.

Розв'язок “Прості” питання

Астрономія

- 1 Назва цього елемента співзвучна з назвою супутника Сатурну, хоча походження назви пов'язане з міфологією.

Титан **Ti**, на честь давньогрецьких богів другого покоління

- 2 Ці елементи отримали свої назви на честь **трьох** найбільш віддалених планет Сонячної системи.

Уран **U**, Нептуній **Np**, Плутоній **Pu**

- 3 Два елементи, названі на честь астероїдів.

Паладій **Pd** (від *Палада, Pallas*) і Церій **Ce** (від *Церера, Ceres*)

Географія

- 4 Відразу 4 елементи отримали свої назви на честь маленького містечка у Швеції поблизу Стокгольма.

Тербій **Tb**, Ітербій **Yb**, Ербій **Er**, Ітрій **Y**

- 5 А цей елемент отримав назву на честь самої столиці Швеції.

Гольмій **Ho** (від лат. *Holmia*), на честь Стокгольма

- 6 Ці 2 елементи назвали на честь Франції.

	Францій Fr і Галій Ga (від лат. <i>Gallia</i>)	<input type="checkbox"/>
7	А цей елемент – на честь її столиці. Лютецій Lu (від <i>Lutetia Parisorum</i> , латинської назви Парижу)	<input type="checkbox"/>
8	Елемент, названий на честь Росії. Рутеній Ru (від лат. <i>Ruthenia</i>)	<input type="checkbox"/>
	<i>Що приховують назви елементів? (поясніть походження назв)</i>	
9	Гелій hēlios Сонце Криптон kryptós Прихований	<input type="checkbox"/>
	Неон néos Новий Ксенон xénos Чужий	<input type="checkbox"/>
	Аргон argos Недіяльний Радон “народжений Радієм”, “ Radium emanation ”	<input type="checkbox"/>
10	Самарій – від мінералу самарскіту, що названий на честь Самарського-Биховця	<input type="checkbox"/>
	Тулій – Thúlē, «край землі», римська назва Скандинавії	<input type="checkbox"/>
	Індій – за кольором синіх ліній (кольору індиго) в його спектрі	<input type="checkbox"/>
	Фосфор – від грецької Phōsphógos (світлоносний)	<input type="checkbox"/>
	Цезій від лат. <i>Caesius</i> (небесно-блакитний) – за кольором ліній в його спектрі	<input type="checkbox"/>
	Іридій від грецької <i>Iris, Iridos</i> (веселка) через кольорову гаму сполук	<input type="checkbox"/>

“Складні” питання

Знівіть формули і назви речовин:

11	Сода: NaOH, Na ₂ CO ₃ , Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O, NaHCO ₃	
	Кристалічна Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	Питна NaHCO ₃
	Каустична NaOH	Кальцинована Na ₂ CO ₃
12	Купорос: Fe ₂ (SO ₄) ₃ ·9H ₂ O, FeSO ₄ ·7H ₂ O, ZnSO ₄ ·7H ₂ O, CuSO ₄ ·5H ₂ O	
	Мідний CuSO ₄ ·5H ₂ O	Цинковий ZnSO ₄ ·7H ₂ O
	Залізний FeSO ₄ ·7H ₂ O	Взагалі не купорос Fe ₂ (SO ₄) ₃ ·9H ₂ O
13	Селітра: Ca(NO ₃) ₂ , NaNO ₃ , KNO ₃ , NH ₄ NO ₃	
	Норвезька Ca(NO ₃) ₂	Аміачна NH ₄ NO ₃
	Чилійська NaNO ₃	Індійська KNO ₃
14	Кислота: HCl, H ₂ SO ₅ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄	
	Купоросна H ₂ SO ₄	Каро H ₂ SO ₅
	Мурієва HCl	Селітряна HNO ₃

15 Сіль: $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Жовта кров'яна сіль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Червона кров'яна сіль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Залізоамонійний галун $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Сіль Мора $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Загальні питання

16 Яке дерево можна виростити за 1 день (оливкове, бонсай, сатурнове, залізне)? Напишіть рівняння реакції.

Сатурнове дерево: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb} \downarrow$

17 Цей елемент відомий людині з давнини, проте, за відкриття однієї з його модифікацій була присуджена Нобелівська премія по хімії в 1996 році, а за дослідження властивостей іншої – по фізиці в 2010 році. Назвіть елемент і ці модифікації.

Карбон **C**, Фулерени, Графен

18 В давнину люди не вмiли добувати цей метал. Тому доводилося чекати, коли впаде з неба. Що це за метал?

Залізо **Fe** метеоритного походження

19 Єдиний з шести металів платинової групи, який розчиняється в нітратній кислоті.

Паладій **Pd**

20 У 1825 р. цей метал коштував набагато дорожче за золото і в 1500 разів дорожче ніж залізо, а зараз з нього перестали виготовляти навіть ложки.

Алюміній **Al**

Задача 6. Тверда речовина

На сіль MBr_2 масою 8,64 г подіяли надлишком хлору. Утворилося два продукти реакції, серед яких – одна тверда речовина масою 6,5 г. Після розчинення цієї речовини у воді й додавання надлишку HI розчин набув темно-коричневого забарвлення.

1. Визначте елемент **M**.

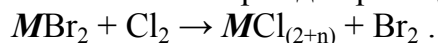
2. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

3. Чому концентровані водні розчини йодоводню швидко набувають забарвлення? Чи можливий подібний процес з водним розчином HBr ? З газоподібним HBr на повітрі? Напишіть рівняння реакцій.

4. Уявіть, що вам необхідний кристалічний йод, а в лабораторії з йодовмісних речовин є тільки концентрований водний розчин HI . Запропонуйте швидкий та кількісний метод отримання йоду з концентрованого водного розчину HI . Запишіть рівняння реакцій.

Розв'язок

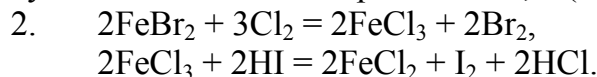
1. Загальний вираз для реакції MBr_2 з хлором:



При $n = 0$ ступінь окиснення не змінилася, при $n = 1-6$ елемент M зазнав додаткового окиснення. Вираз для знаходження молярної маси атомів $A(M)$ має вигляд:

$$\frac{8,64}{A(M)+160} = \frac{6,5}{A(M)+71+35,45 \cdot n},$$

причому підходить єдиний варіант: $n = 1$, $A(M) = 56$ г/моль, $M \equiv \text{Fe}$.



3. HI окиснюється киснем повітря: $4\text{HI} + \text{O}_2 = 2\text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Розчини HBr майже не набувають забарвлення при зберіганні, а газоподібний HBr швидко набуває бурого забарвлення завдяки подібній реакції: $4\text{HBr} + \text{O}_2 = 2\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

4. Наприклад, окиснення HI сильними окисниками:

$6\text{HI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$. Йод завдяки низькій розчинності у воді випадає в осад, його фільтрують та промивають надлишком води від вихідних речовин та інших продуктів реакції.

9 клас

Задача 1. Сіль Шліппе

Кип'ятіння суміші, що містить взяті у стехіометричному співвідношенні 2,34 г бінарної солі **A** (масова частка сульфору 41,08%), 0,64 г дрібнодисперсної сірки та 3,40 г бінарного сульфідів **B**, призводить до утворення лише осаду світло-жовтих кристалів солі Шліппе тетраедричної форми масою 9,62 г (вихід 100%), в солі Шліппе масова частка сульфору 26,65%.

1. Встановіть формулу сполук **A** та **B** і солі Шліппе, якщо відомо, що молярні маси солей **A** і **B** співвідносяться як $M_A:M_B = 0,2297$.
2. Запишіть рівняння реакції, що відбувається при утворенні солі Шліппе. Поясніть роль кожного компонента в реакційній суміші.
3. Запишіть рівняння взаємодії солі Шліппе з:
 - а) концентрованою нітратною кислотою;
 - б) концентрованою хлоридною кислотою при нагріванні.

При розрахунках використовуйте значення атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі елементів.

Розв'язок

1. З масової частки сульфору в солі **A** знаходимо молярну масу еквівалентів другого елемента **X**: $M_e(X) = 16,03 \cdot (100 - 41,08) / 41,08 = 22,99$ (г/моль). Отже, елемент **X** – натрій, сіль **A** – Na_2S .

Молярна маса солі **B** $M_B = M_{\text{Na}_2\text{S}} / 0,2297 = 78,04 / 0,2297 = 339,7$ (г/моль).

До складу сульфідів **B** входять сульфур та елемент **Y**, позначимо склад сульфідів Y_mS_n . Маємо рівняння з трьома невідомими:

$$32,06 \cdot n + M(Y) \cdot m = 339,7.$$

Розв'язуємо рівняння методом підбору:

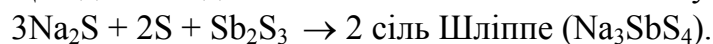
n	m	M(Y), г/моль	Елемент Y	Сульфід
1	1	307,6	–	–
1	2	153,8	–	–
1	3	102,5	Rh	$\text{Rh}_3\text{S}_3?$
2	1	275,6	–	–
2	2	137,8	Ba	$\text{Ba}_2\text{S}_2?$
2	3	91,9	Zr	$\text{Zr}_3\text{S}_2?$
3	1	243,5	–	–
3	2	121,8	Sb	Sb_2S_3
3	3	81,2	–	–

Отже, єдиний розв'язок, прийнятний з хімічної точки зору, такий: елемент **Y** – **Sb**, сульфід **B** – Sb_2S_3 .

Кількості речовини реагентів становлять:

$$n(\text{Na}_2\text{S}) = 0,03 \text{ моль}, n(\text{S}) = 0,02 \text{ моль}, n(\text{Sb}_2\text{S}_3) = 0,01 \text{ моль}.$$

Ці відомості дають можливість записати схему реакції утворення солі Шліппе:

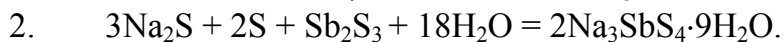


Але масова частка сульфору в сполуці Na_3SbS_4 становить 40,20%, що значно перевищує 26,61%. Беручи до уваги, що синтез проводили у водному середовищі, можна припустити, що сіль Шліппе – кристалогідрат $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot z\text{H}_2\text{O}$.

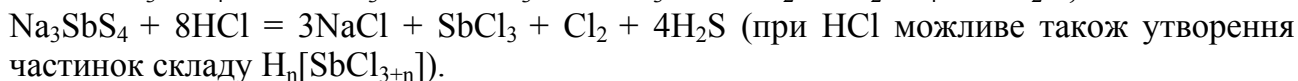
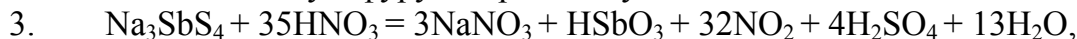
З масової частки сульфуру в солі Шліппе

$$w(S) = \frac{4 \cdot 32,06}{3 \cdot 22,99 + 121,76 + 4 \cdot 32,06 + z \cdot (2 \cdot 1,008 + 16)} = 0,2665$$

Знаходимо: $z = 9$, сіль Шліппе – $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.



Сірка – окисник, стибій сульфід – відновник, натрій сульфід – джерело додаткових атомів сульфуру та протийону.



Задача 2. Вуглеводень

Для визначення складу газуватого (за н.у.) нециклічного вуглеводню **A** його певну кількість розділили на дві рівні частини. Одну вичерпно прогідрували, що призвело до утворення сполуки **B**, другу пробромували під дією розчину бром у CCl_4 при -10°C в темряві й отримали речовину **C**. Співвідношення мас сполук **C** і **B** склало 3,724.

1. Визначте речовини **A**, **B**, **C**.

2. Зобразіть будову всіх можливих ізомерів зашифрованих сполук. Чи всі вони задовольняють умові задачі? Обґрунтуйте відповідь.

3. Наведіть реакцію приєднання HCl до **A**. Зобразіть будову продуктів реакції.

4. Після проведення дослідження речовини **A** речовини **B** та **C** змішали і перевели в газоподібний стан. Визначте середню молярну масу отриманої суміші та масові частки компонентів у суміші.

При розрахунках використовуйте значення молярних мас атомів, округлені до цілих чисел.

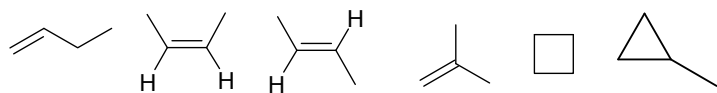
Розв'язок

1. Після бромовання та гідрування утворюються рівні кількості речовини насичених сполук із загальними формулами $\text{C}_n\text{H}_{2n+2-x}\text{Br}_x$ та $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Маємо рівняння:

$$\frac{12n + 2n + 0 - x + 80x}{12n + 2n + 2} = 3,724, \text{ звідки } n = 2,07x - 0,14. \text{ При } x = 2 \text{ знаходимо: } n = 4.$$

Отже, формули продуктів гідрування та бромовання – $\text{C}_4\text{H}_8\text{Br}_2$ та C_4H_{10} , а формула вихідного вуглеводню C_4H_8 .

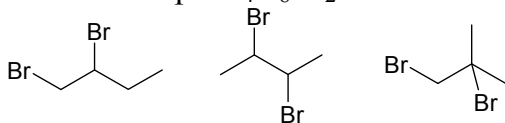
2. Ізомери C_4H_8



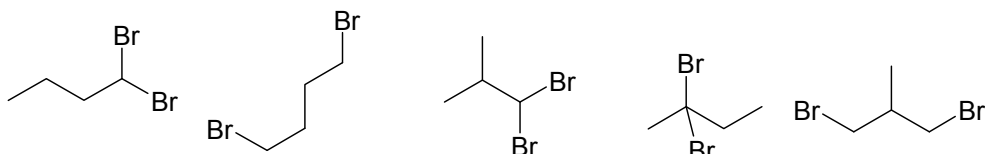
(циклічні сполуки не задовольняють

умові).

Ізомери $\text{C}_4\text{H}_8\text{Br}_2$:

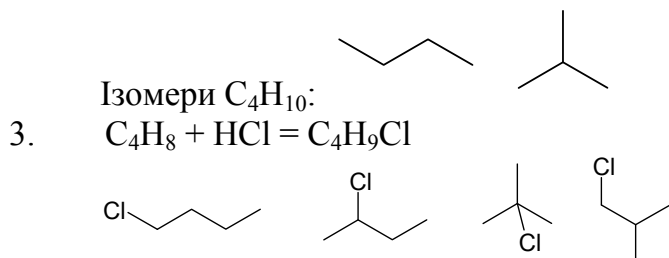


(задовольняють умові)



(не задовольняють

умові)



(останній варіант суперечить правилу Марковнікова)

$$4. \quad n(C_4H_8Br_2) = n(C_4H_{10}),$$

$$M(C_4H_8Br_2) = 216 \text{ г/моль},$$

$$M(C_4H_{10}) = 58 \text{ г/моль},$$

$$w(C_4H_8Br_2) = 216 / (216 + 58) = 78,8\%,$$

$$w(C_4H_{10}) = 100 - 78,8 = 21,2\%,$$

$$M_{\text{суміш}} = (216 + 58) / 2 = 137 \text{ г/моль}.$$

Задача 3. Неорганічна кислота

У водному розчині бінарної неорганічної кислоти НА встановлюються дві основні рівноваги:



1. Встановіть формулу кислоти, якщо відомо, що масова частка гідрогену в ній складає 5%.
2. В газовій фазі НА існує у формі циклічного гексамеру. Наведіть його структуру.
3. Запишіть вирази для констант рівноваги K_1 та K_2 та наведіть їх розмірність.
4. Розрахуйте рН розчину НА з концентрацією 1 моль/л, не враховуючи рівновагу гомосупряження.
5. Поясніть, як розраховане вами в п. 4 значення рН співвідноситься з істинним значенням (збігається, є меншим, є більшим).

Розв'язок

1. HF.
2. Гексамер є дванадцятичленним циклом, утвореним за рахунок водневих зв'язків.
3. $K_1 = [H^+] \cdot [F^-] / [HF]$; $K_2 = [HF_2^-] / ([HF] \cdot [F^-])$, обидві константи мають розмірність моль/л.
4. $K_1 = [H^+] \cdot [F^-] / [HF] = C\alpha^2 / (1-\alpha)$, де C – молярна концентрація кислоти, α – ступінь дисоціації.
 $7 \cdot 10^{-4} = \alpha^2 / (1-\alpha)$, звідки $\alpha = 0,026$, $[H^+] = 0,026$ моль/л, рН = 1,58.
5. З виразу для константи дисоціації маємо: $[H^+] = K_1 \times \frac{[HF]}{[F^-]}$. При проходженні реакції гомосупряження зв'язується по x моль/л HF і F^- ($0 < x < 0,026$). Тоді

$[H^+]_{new} = K_1 \times \frac{[HF - x]}{[F^- - x]} = K_1 \times \frac{[0,97 - x]}{[0,026 - x]}$. За рахунок реакції гомосупряження відносна зміна чисельника менше, ніж знаменника, й очевидно, що при всіх можливих значеннях $x \frac{[0,97 - x]}{[0,026 - x]} > \frac{[0,97]}{[0,026]}$. Отже $[H^+]$ збільшиться, рН зменшиться.

Задача 4. АБВГД...

Лаборант знайшов закриту банку з напівстертим надписом: "водний розчин...". Вирішивши з'ясувати, яка речовина знаходиться у розчині (сполука **A**), він провів ряд дослідів.

Дія цього розчину на лакмусовий папірець призводила до почервоніння останнього. При стоянні на повітрі розчин поступово набирал бурого кольору. При дії на розчин **A** концентрованим розчином сильної кислоти **B** відбувається виділення бурого газу **B** та утворення прозорого розчину, обережне випаровування якого призводить до одержання безбарвних кристалів сполуки **Г**, які при помірному нагріванні розкладаються з виділенням парів речовини **Д** та твердої речовини **Е** (оксид з масовою часткою кисню 23,95%). Нагрівання **Е** до 300°C призводить до утворення газової суміші сполук **Ж** та **З** фіолетового кольору, яка при охолодженні до -20°C знебарвлюється. При цьому відбувається осадження темної кристалічної сполуки **Ж**.

1. Розшифруйте речовини **A** - **З**. Де використовуються речовини **Ж** та **З**?
2. Напишіть рівняння всіх реакцій, згаданих в умові.
3. Чому розчин **A**, залишений в пробірці, стає бурим?
4. Наведіть три принципово різних методи отримання **A**.
5. Відомо, що газ **B** при охолодженні знебарвлюється. Чому?

Розв'язок

1. Нехай формула **E** X_2O_y . Масова частка кисню $w(O) = 16y / (2M_x + 16y)$; молярна маса атомів X $M_x = 16y \cdot (1 - w) / (2 \cdot w)$.

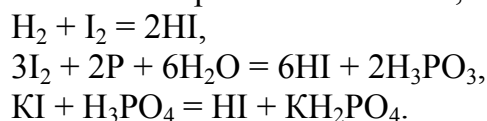
При $y = 5$ $M_x = 127$ г/моль, що відповідає йоду. Таким чином, **A** – HI , **B** – HNO_3 , **B** – NO_2 , **Г** – $HI O_3$, **Д** – H_2O , **Е** – I_2O_5 , **Ж** – I_2 , **З** – O_2 .

2. Йод та кисень використовуються в медицині, промисловості (наприклад, для очищення деяких металів), органічному синтезі тощо.

3. $2HI = H_2 + I_2$, $4HI + O_2 = 2H_2O + 2I_2$, $HI + I_2 = HI_3$;
 $HI + 6HNO_3 = HI O_3 + NO_2 + 3H_2O$,
 $2HI O_3 = I_2O_5 + H_2O$, $2I_2O_5 = 2I_2 + 5O_2$.

4. Йде утворення вільного йоду, який з надлишком йодоводневої кислоти дає сполуку HI_3 , розчин якої забарвлений в бурій колір.

5. HI можна отримати за такими, наприклад, реакціями:



6. При сильному охолодженні NO_2 димеризується. Мономер – забарвлений, а димер – ні. При зниженні температури частка димеру зростає, що веде до знебарвлення.

Задача 5. Бінарні сполуки

Елемент **X** утворює низку бінарних сполук **A – G**, молекули яких складаються з чотирьох атомів.

Сполука	A	B	C	D	E	F	G
Масова частка W_X (%)	90,64	74,74	88,38	71,72	45,81	52,59	38,38
Тип гібридизації центрального атома	?	?	?	?	?	?	?
Просторова будова молекули	?	?	?	?	?	?	?

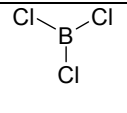
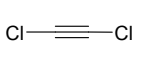
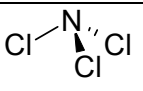
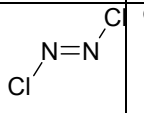
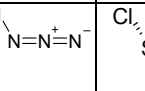
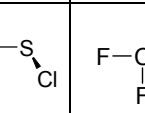
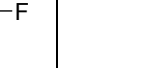
- Визначте сполуки **A – G**, якщо відомо, що сполуки **C**, **D** та **E** складаються з однакових елементів.
- Визначте тип гібридизації центрального атома в молекулах сполук **A – G**.
- Наведіть просторову будову молекул сполук **A – G**.
- Наведіть рівняння реакцій отримання сполук **A – G**.

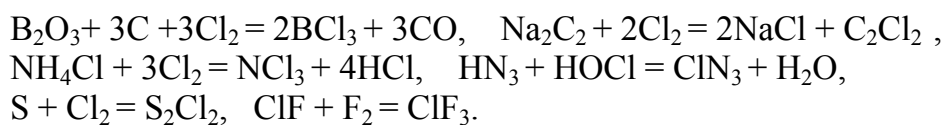
При розрахунках використовуйте значення молярних мас атомів, округлені до цілих чисел, для хлору – 35, 5 г/моль.

Розв'язок

Можливі варіанти бінарних молекул з чотирьох атомів – YX_3 , Y_2X_2 , Y_3X . З умови випливає, що існує елемент, для якого разом з елементом **X** всі можливі варіанти бінарних молекул з чотирьох атомів реалізовані, причому сполука **C** (з найбільшим вмістом **X**) – YX_3 . Для цієї сполуки $\frac{88,38}{M(X)} : \frac{11,62}{M(Y)} = 3 : 1$, звідки $M(Y) = 0,395 \cdot M(X)$.

Єдиний прийнятний варіант (**X** – одновалентний, **Y** – тривалентний) для сполуки **C** – це NCl_3 , тобто елемент **X** – хлор. Тоді маємо:

Сполука	A	B	C	D	E	F	G
		BCl_3	C_2Cl_2	NCl_3	N_2Cl_2	ClN_3	S_2Cl_2
W_{Cl} (%)	90,64	74,74	88,38	71,72	45,81	52,59	38,38
Тип гібридизації центрального атома	sp^2	sp	sp^3	sp^2	sp	sp^3	sp^3d^2
Просторова будова молекули	 трикутна	 лінійна	 пірамідальна	 кутова	 лінійна	 кутова	 Т-подібна



Задача 6. Електроліз

Через дві послідовно з'єднані електролітичні комірки 5 хвилин пропускали електричний струм силою 2 А. У першій комірці знаходився 1 л води, підкисленої розчином сульфатної кислоти, а в другій – 1 л розчину, підкисленого сульфатною кислотою до рН 1. Цей розчин містив 528,1 мг еквімолярної суміші хлоридів **X** (масова частка хлору 52,73%) та **Y**.

1. Визначте **X** та **Y**, якщо вони є бінарними, а співвідношення молярних мас **X/Y** складає 1,0375.
2. Напишіть рівняння електрохімічних реакцій, які відбувалися під час електролізу, та розрахуйте маси речовин, що виділилися на електродах (вихід за струмом 100%, перенапрягою на електродах знехтуйте).
3. З якого матеріалу могли бути виготовлені електроди для проведення описаних процесів?
4. Складіть **дві** схеми гальванічних елементів, в одній з яких елемент, що входить до складу **Y**, був би катодом, а в іншій – анодом.

Розв'язок

1. Нехай формула хлориду **X** – ACl_q . Розрахуємо молярну масу еквівалентів **A**:
 $M_e(\text{A}) = 47,27 \cdot 35,45 / 52,73 = 31,78$ (г/моль).

q	M(елемент), г/моль	Елемент
1	31,78	–
2	63,56	Cu
3	95,34	–
4	127,12	Te?
5	158,90	Tb?
6	190,68	–

Отже, елемент **A** – купрум, хлорид **X** – CuCl_2 .

Молярна маса хлориду **Y**

$$M(\text{Y}) = M(\text{CuCl}_2) / 1,0375 = 134,45 / 1,0375 = 129,59 \text{ (г/моль)}.$$

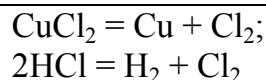
Нехай формула хлориду **Y** – BCl_p .

p	M(B), г/моль	Елемент
1	94,14	–
2	58,69	Ni
3	23,24	–

Таким чином, хлорид **Y** – NiCl_2 .

2. Рівняння реакцій, що відбувалися в розчинах при проходженні електричного струму:

Комірка 1 Катод: $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$ Анод: $2\text{OH}^- - 2\text{e} = 0,5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + 0,5\text{O}_2$	Комірка 2 Катод: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$; $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$ Анод: $2\text{Cl}^- - 2\text{e} = \text{Cl}_2$;
--	--



Кількість струму, що пройшла через комірки

$$Q = I \cdot t = 2 \cdot 300 = 600 \text{ (Кл)}.$$

Кількість еквівалентів речовини, що виділилася на електродах,

$$n_e = Q / F, \text{ де } F - \text{число Фарадея, } n = 600 \text{ Кл} / 96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1} = 6,22 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

В комірки 1 виділося:

$$\text{катод: } m(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 6,22 \cdot 10^{-3} = 6,27 \cdot 10^{-3} \text{ (г)},$$

$$\text{анод: } m(\text{O}_2) = 8,00 \cdot 6,22 \cdot 10^{-3} = 49,8 \cdot 10^{-3} \text{ (г)}.$$

Розглянемо процеси, що відбувалися в комірки 2.

Кількості речовини CuCl_2 та NiCl_2 в розчині

$$n = 0,5281 / (129,59 + 134,45) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ (моль)}.$$

На катоді комірки 2 спочатку іони Cu^{2+} повністю відновлюються до металічної міді. Маса $m(\text{Cu}) = 2,00 \cdot 10^{-3} \cdot 63,55 = 0,1271 \text{ (г)}$, кількість речовини еквівалентів $n_e(\text{Cu}) = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$.

Оскільки середовище розчину сильно кисле, після відновлення іонів Cu^{2+} будуть відновлюватися іони H^+ . Кількість їх речовини становить

$$n_e(\text{H}^+) = n_e - n_e(\text{Cu}) = 6,22 \cdot 10^{-3} - 4,00 \cdot 10^{-3} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ (моль)}.$$

$$\text{Маса водню, що утворився на катоді } m(\text{H}_2) = 2,22 \cdot 10^{-3} \cdot 1,008 = 2,224 \cdot 10^{-3} \text{ (г)}.$$

На аноді окиснилося $6,22 \cdot 10^{-3}$ моль іонів Cl^- . Маса хлору, що утворився на аноді $m(\text{Cl}_2) = 6,22 \cdot 10^{-3} \cdot 35,45 = 0,2205 \text{ (г)}$.

3. Для проведення електролізу в першій комірки можна використати електроди, виготовлені з платини, сталі, багатьох інших металів. Електроди для проведення електролізу у другій комірки повинні бути інертними по відношенню до хлору. Це, наприклад, графітові електроди.

4. Користуючись рядом напруг металів, можна запропонувати такі схеми:



Задача 7. Що? Де? Коли?

ООН та ЮНЕСКО оголосили 2011 рік Роком хімії, у зв'язку з чим одну з передач „Що? Де? Коли?” присвятили хімічній тематиці. „Знавці” з тріском програли глядачам, оскільки не змогли правильно відповісти на наведені нижче питання. Тепер ви спробуйте надати правильні відповіді.

1. Яку (які) з наведених речовин можна використовувати як індикатори при йодометричному титрування: а) ЕДТА, б) калію бромід, в) фенолфталеїн, г) крохмаль? Чому?

2. Яка (які) з наведених частинок не є нуклеофілом: а) H_2O , б) HO^- , в) H_3O^+ , г) HO^\cdot , д) $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{H})=\text{O}$, е) Vg^+ , ж) Vg^- ?

3. Яка (які) з формул можуть відповідати вуглеводням, в яких всі атоми карбону знаходяться в стані sp^3 гібридизації: а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, б) C_nH_{2n} , в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$? Наведіть по одному прикладу відповідних речовин.

4. Каталізатор змінює: а) стан рівноваги, б) швидкість прямої і зворотної реакцій. в) швидкість лише прямої реакції, г) енергію Гіббса, д) ентальпію, е) механізм реакції.

5. Яка (які) з солей при нагріванні не виділяють аміак? а) NH_4Cl , б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в) NH_4NO_3 , г) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$?

6. Швидкість реакції між газами А та В з підвищенням температури збільшується, оскільки а) збільшується концентрація молекул; б) підвищується тиск у реакційній суміші, в) зменшується енергія активації, г) збільшується частка активних молекул, що володіють надлишковою енергією.

Розв'язок

1. г). 2. в), е). 3. б), в). 4. б), е). 5. в). 6. г).

10 клас

Задача 1. Борани

Газ **A** містить три елементи. При спалюванні 1,000 г **A** утворюється 0,624 г твердого залишку бінарної речовини **X**, 1,204 л (за н.у.) безбарвного газу **Y**, що не знебарвлює підкислений розчин перманганату калію, але поглинається розчином лугу, а на стінках посудини сконденсувалося приблизно 1,45 мл води.

1. Встановіть молекулярну формулу **A**, якщо 1,26 г цього газу при температурі 300 К та тиску $2 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 281,6 мл.
2. Запишіть рівняння хімічної реакції згорання **A**.
3. Наведіть структурні формули усіх можливих ізомерів **A**.
4. Запропонуйте спосіб отримання одного (будь-якого) з ізомерів **A**.

Розв'язок

1. Розрахуємо молярну масу газу **A** за рівнянням Менделєєва – Клайперона :

$$nRT = PV, \quad m/M = PV/RT, \quad M = mRT/PV = 55,8 \text{ (г/моль)}.$$

При спалюванні **A**, окрім **X** (скоріш за все, оксид), утворюється CO_2 (**Y**) та вода в мольному співвідношенні

$$(1,204\text{л}/22,4\text{л/моль}) / (1,45\text{г}/18\text{г/моль}) = 0,667,$$

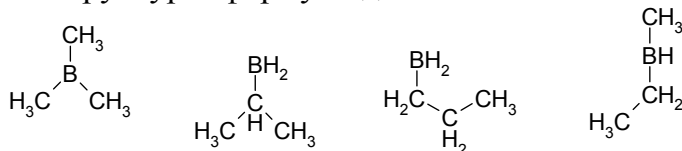
а мольне співвідношення Н:С для газу **A** складає 3:1, тому маса третього елементу в цій речовині $1,000 - 1,204/22,4 \cdot 12 - 1,45/18 \cdot 2 = 0,194$ (г). Сполука **X** – оксид, тому за законом еквівалентів:

$$M_e = 0,194 \cdot 8 / (0,624 - 0,194) = 3,61 \text{ г/моль, що відповідає В (+3)}.$$

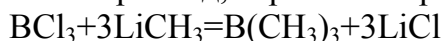
Формула сполуки: BC_3H_9 .

$$2\text{BC}_3\text{H}_9 + 12\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 6\text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}.$$

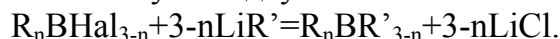
3. Чотири можливі структурні формули для **A** :



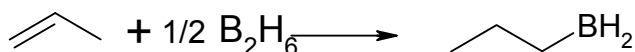
4. Наприклад, отримання триметилборану:



або у загальному випадку



Отримання *n*-пропілборану також можливе за схемою



Задача 2. Рідкий аміак

При внесенні будь-якого лужного металу у рідкий аміак розчин моментально забарвлюється у блакитний колір. При обережному випаровуванні даного розчину залишається метал у незмінному стані. Відомо, що забарвлення розчину майже не залежить від природи лужного металу (воно змінюється від блакитного до сріблястого), проте суттєво залежить від концентрації лужного металу. Густина утвореного розчину менша за густину чистого аміаку, а електропровідність концентрованих розчинів (більше 3 моль/л) майже не відрізняється від електропровідності чистого металу, який використали для експерименту. При

введенні каталізатора до такого розчину починає виділяється газ X, і після цього виділити метал вже не вдається.

1. Запишіть рівняння автопротолітичної рівноваги чистого аміаку.
2. Які типи міжмолекулярної взаємодії можливі у рідкому аміаку?
3. Наведіть приклад основи й кислоти в рідкому аміаку. Наведіть приклад реакції нейтралізації у даному розчиннику.
4. Порівняйте силу синільної кислоти в наступних розчинниках: H_2SO_4 , NH_3 , H_2O ?
5. Поясніть принципову відмінність між протонним і апротонним розчинником.
6. Поясніть, чому концентровані розчини з умови задачі проводять електричний струм. Як ви вважаєте, як буде змінюватися електропровідність при зменшенні концентрації металу?
7. Як змінюється провідність чистого металу при зростанні температури?
8. Як буде змінюватися провідність розчину лужного металу невисокої концентрації зі зростанням температури?
9. При внесенні золота до одного з блакитних розчинів, згаданих в умові задачі, утворюється бінарна сполука з масовою часткою золота 59,7%. Наведіть формулу цієї сполуки.
10. Запишіть рівняння утворення газу X.

Розв'язок

1. $2\text{NH}_3 = \text{NH}_2^- + \text{NH}_4^+$.
2. Водневий, іонний, ван-дер-Ваальсів.
3. Основа – NaNH_2 , кислота – NH_4Cl .
4. В рідкому аміаці синільна кислота буде досить сильною кислотою, в воді дуже слабкою, в сірчаній кислоті її кислотні властивості взагалі не будуть проявлятися.
5. При дисоціації молекул протонних розчинників утворюються іони H^+ .
6. При розчиненні у рідкому аміаку виникає контактна пара $\text{M}^+(\text{NH}_3)_x\text{e}^-$, тобто у середовищі з'являються електрони, при низьких концентраціях розчин практично не проводить струм, а при збільшенні концентрації обмін електронами стає ймовірнішим, і провідність зростає.
7. Знижується.
8. Зростає суттєво, через збільшення рухливості іонних пар та полегшення відриву електрону від неї.
9. Утворюється Cs^+Au^- .
10. $2\text{Na} + 2\text{NH}_3 = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$.

Задача 3. Бромовання

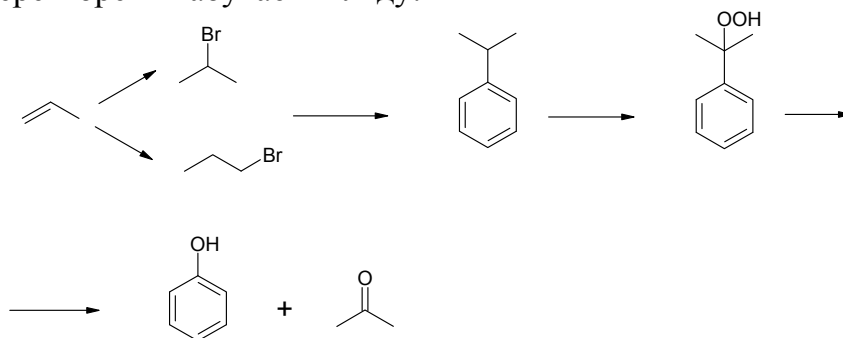
При дії на деякий алкен X бромоводною переважно утворюється продукт Y_1 . Якщо ж реакція відбувається в присутності молекулярного кисню на світлі, можна отримати продукт Y_2 . Y_1 та Y_2 легко реагують з бензолом (в присутності хлориду алюмінію), утворюючи в обох випадках однаковий вуглеводень Z (т. кип 158 °C), який має важливе промислове значення. Нагрітий до кипіння Z вступає у каталітичну реакцію з киснем, а при обробці утвореного продукту розведеною кислотою отримують дві важливі рідини A та B, які легко розділюються. Рідина B може бути отримана з Y_1 послідовною дією водного розчину луку та суміші CrO_3 і піридином.

1. Встановіть структури невідомих речовин, якщо $M_{\text{Y}_1}/M_X = 2,93$.

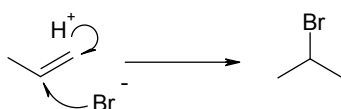
- Поясніть результати реакції алкену з бромоводнем в залежності від умов проведення реакції. Чи відрізняються при цьому механізми?
- Чому при реакції Y_1 та Y_2 з бензолом утворюється єдиний продукт?
- Який механізм гідролізу проміжного продукту (масова частка кисню 21,05%) окиснення Z ?

Розв'язок

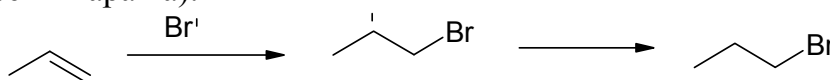
При реакції C_nH_{2n} з бромоводнем утворюється лише $C_nH_{2n+1}Br$. Отримуємо, що $n = 3$. Схема перетворень набуває вигляду:



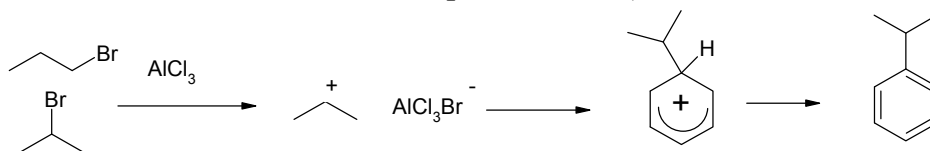
Звичайне приєднання бромоводню дає лише 2-бром пропан (за механізмом електрофільного приєднання):



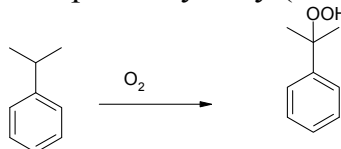
В присутності кисню механізм змінюється і переходить на радикальний (перекисний ефект Хараши):



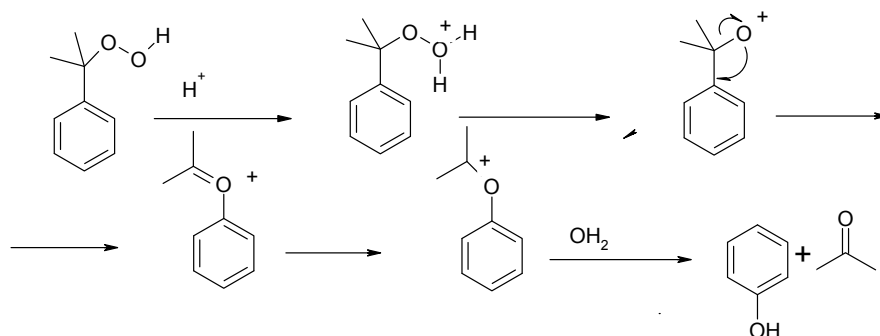
В реакції Фріделя – Крафтса (саме таку назву носять реакції між арилами та галогеналкілами) утворюються лише ізопропілбензол, що впливає з механізму (ізопропіл-катион набагато стійкіший за пропіл-катион):



Каталітичне окиснення дає перекис кумолу (ізопропіл бензолу):

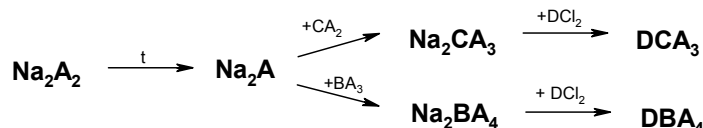
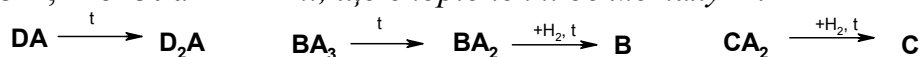


Механізм перегрупування :



Задача 4. 4 елементи

Чотири елементи **A**, **B**, **C** та **D** мають атомні маси, які відносяться як 1:2:3:4 (відповідність у співвідношеннях – необов'язкова). Два з цих елементи – неметали, які знаходяться в одній групі (за короткою формою Періодичної системи елементів), переклад назви, якої з латині – *ті*, що спорідненні до металу **D**.



DA	чорна, тверда речовина
D ₂ A	нерозчинна у воді, переводиться в розчин дією водного розчину аміаку
B	тверда речовина, розчинна в розчині лугу
Na ₂ BA ₄	біла сіль
C	сплав простої речовини цього елемента з залізом – промислово важливий

1. Розшифруйте елементи.
2. Напишіть рівняння всіх згаданих перетворень.
3. Чи існують ще бінарні сполуки з Na_xA_y крім Na₂A₂ та Na₂A?

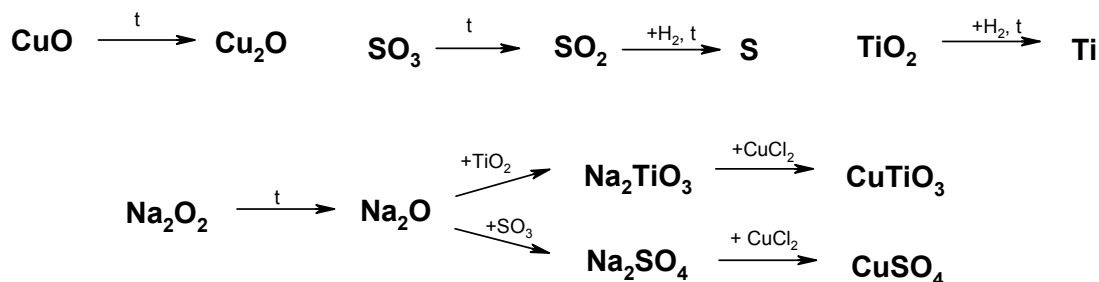
Розв'язок

Два елементи входять до однієї групи. Є декілька підходів до розв'язання задачі.

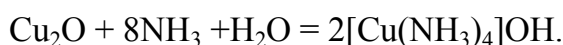
Можна згадати, що назва групи халькогени переводиться як ті, що споріднені до купрум, і зразу стає зрозумілим, дивлячись на кратність атомних мас, що 2 неметали – це кисень та сульфур, а третій елемент, тоді має атомну масу 48. Це титан.

Інший метод полягає в тому, що можна зрозуміти, що **A** – неметал, його ступінь окиснення (див. на сполуку Na₂A) може бути -2, тоді **C** має ступінь окиснення +4, а **B** – ступені окиснення +4 та +6. З умови випливає, що **A** – тверда і розчинна у лузі речовина. Отже, **A** – неметал причому 6-ї групи, як і **A**. Тому логічним виявляється висновок про те, що **A** – O, а **B** – S (кратність 1:2). Отже, ряд атомних мас може бути 8:16:24:32 (елемента з молярною масою атомів 8 г/моль не існує) або 16:32:48:64, тоді

інші невідомі елементи – це титан та купрум. Зі схем видно, що **C** – титан, а **D** – купрум:



Остаточна перевірка за даними таблиці: CuO – чорний. Cu₂O – розчинний в розчинні аміаку та нерозчинний у воді:

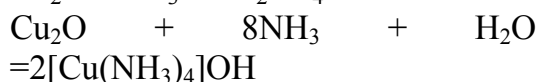
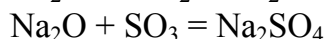
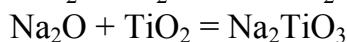
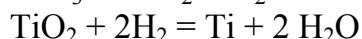
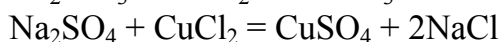
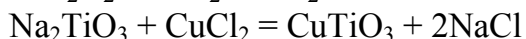
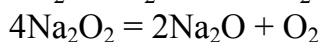
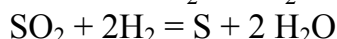


S – тверда, розчинна в розчинні луку:



Na₂SO₄ – біла сіль, Ti – додають в сплав для міцності.

2.



3. NaO₂

Задача 5. Кінетика окиснення

Вода з природних джерел часто містить солі феруму(II) або мангану(II), які є причиною утворення забарвлених осадів при стоянні такої води на повітрі. Для дослідження таких процесів було проведено модельне окиснення іонів Fe²⁺ в карбонатному буфері. Перебіг реакції контролювали шляхом зважування осаду, який утворювався при стоянні відкритого розчину на повітрі. Результати вимірювання наведено в таблиці. Об'єм розчину дорівнює 1 л, а вихідна концентрація іонів Fe²⁺ становила 6,0·10⁻⁴ моль/л. Протягом експерименту об'єм розчину, його рН, склад осаду, що випадає та інші істотні параметри залишаються або підтримуються незмінними.

Час, діб	1	2	3	4	25
m(осаду), мг	35,6	57,9	71,8	80,5	95,0

- Визначте порядок реакції та розрахуйте константу швидкості. Запишіть кінетичне рівняння реакції окиснення Fe²⁺.
- Чи може змінитися кінетичне рівняння, якщо реакцію проводити в закритому контейнері? Чому і як?

3. Який склад може мати осад, що утворюється?

Розв'язок

1. З умови невідоме співвідношення між кількістю осаду і концентрацією Fe^{2+} в розчині, але буде логічним припустити, що через 25 діб реакція майже закінчиться. Нехай 95 мг осаду відповідатимуть витраті $6,0 \cdot 10^{-4}$ моль/л іонів Fe^{2+} . Тоді можна скласти таку таблицю (третій рядок розрахуємо за співвідношенням

$$n(t) = 6 \cdot m(t)/m(\text{max}),$$

а четвертий – за співвідношенням $n_{\text{розчин}} = 6 - n_{\text{осад}}$:

Час, діб	0	1	2	3	4	25
m(осаду), мг	0	35,6	57,9	71,8	80,5	95,0
n(Fe^{2+}) в осаді, 10^{-4} моль	0	2,25	3,66	4,53	5,08	6
n(Fe^{2+}) в розчині, 10^{-4} моль	6	3,75	2,34	1,47	0,92	0

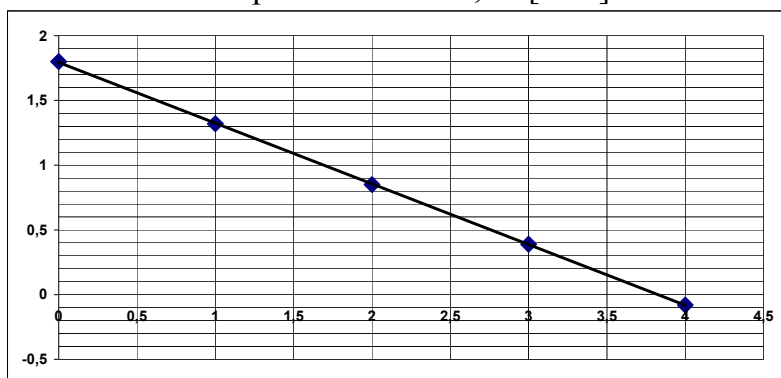
Перевіримо, чи відповідає залежність реакції першого порядку.

Якщо це реакція першого порядку, $c = c_0 e^{-kt}$; $\ln(c) = \ln(c_0) - kt$, і в координатах $\ln(c)$ від t маємо отримати пряму, тангенс куту нахилу якої дорівнює k .

Час, діб	0	1	2	3	4	25
n(Fe^{2+}) в розчині, 10^{-4} моль	6	3,75	2,34	1,47	0,92	0
$\ln(c(\text{Fe}^{2+}))$ n = c, оскільки V = 1 л	1,80	1,32	0,85	0,39	-0,08	–

Залежність $\ln(c(\text{Fe}^{2+}))$ від часу є прямою, $k = 0,47$ діб $^{-1}$.

Кінетичне рівняння: $v = 0,47 \cdot [\text{Fe}^{2+}]$.



2. Окиснення феруму(II) відбувається під дією кисня повітря. Коли контейнер відкритий, концентрація кисня залишається сталою. Фактично, реакція описується рівнянням псевдопершого порядку, а константа швидкості в неявній формі включає концентрацію кисню: $k = k'c[\text{O}_2]^m$. Якщо реакцію проводити в закритому контейнері, кисень буде витрачатися, і рівняння матиме вигляд $v = k'[\text{Fe}^{2+}][\text{O}_2]^m$. Зрозуміло, що m може бути визначено лише експериментальним шляхом.

3. Наприклад, $\text{Fe}(\text{OH})_3 \cdot 2,85\text{H}_2\text{O}$. Можливе утворення основних карбонатів з молярною масою 158 г/моль.

Задача 6. Солі

Солі **A** та **B** забарвлюють полум'я пальника в фіолетовий колір.

Чорно-фіолетові кристали солі **A** добре розчиняються в воді з утворенням фіолетового розчину. При нагріванні 0,158 г **A** виділяється 11,2 мл газу **X**. Тверда речовина **C** – один з продуктів розкладу **A** – є каталізатором розкладу солі **B**. Якщо нагрівати 0,245 г солі **B** за наявності сполуки **C**, то утворюється 0,149 г солі **D** та 67,2 мл газу **X** (н.у.). Якщо сіль **B** піддати розкладу без сполуки **C**, то газ **X** виділяється не буде.

Солі **A** та **B** реагують з хлоридною кислотою при цьому в обох випадках виділяється газ **Y** та утворюється сіль **D**.

1. Розшифруйте сполуки **A** – **D** та гази **X** и **Y**.
2. Складіть рівняння реакцій, про які йдеться мова.
3. Складіть рівняння реакцій взаємодії сполуки **C** з хлоридною кислотою.
4. Розрахуйте, яку сіль – **A** чи **B** – більш вигідно використовувати для добування 6 л газу **X**, якщо його вихід складає 89,3%.
5. Які ще способи добування газу **X** в лабораторії вам відомі?
6. Наведіть структурну формулу аніону з складу солі **B**, вкажіть гібридизацію центрального атома і кратність зв'язків. Наведіть структурну формулу речовини **C**.

Розв'язок

1. Сіль **A**, що забарвлює полум'я в фіолетовий колір, містить іон калію. При розчиненні цієї солі утворюється фіолетовий розчин. Це дає підставу припустити, що сіль **A** – це калій перманганат або калій феррат, якщо прийняти перший варіант, тоді газ **X** – це кисень. Перевіримо розрахунками:



$$n(\text{O}_2) = V/V_m = 0,0112/22,4 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ моль,}$$

$$n(\text{KMnO}_4) = 2\nu(\text{O}_2) = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 0,001 \text{ моль,}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = M \cdot n = 158 \cdot 0,001 = 0,158 \text{ г – що відповідає умові задачі.}$$

Знаходимо сполуки **B** та **D**:

Для розрахунків доцільно скористатись законом еквівалентів

$$m(\text{D})/V(\text{O}_2) = M_{\text{екв}}(\text{D})/V_{\text{екв}}(\text{O}_2), \text{ звідки } M_{\text{екв}}(\text{D}) = m(\text{D}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{O}_2)/V(\text{O}_2),$$

$$M_{\text{екв}}(\text{D}) = (0,149 \cdot 5,6)/0,0672 = 12,4 \text{ г/моль}$$

Оскільки реакція окисно-відновна, підставляючи кількість переданих електронів, знаходимо молярну масу солі **D**.

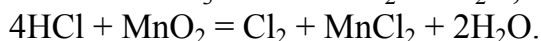
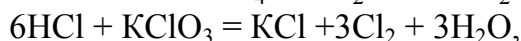
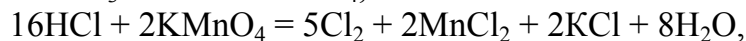
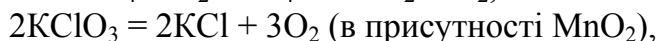
Кількість переданих електронів	1	2	3	4	5	6	7	8
Молярна маса	12,4	28,8	37,2 5	49,7	62,1	74,5	87	99
Формула солі						KCl		

Співвідношення кількостей речовини калій хлориду та кисню

$$n(\text{KCl}) : n(\text{O}_2) = 1,49/74,5 : 0,672/22,4 = 0,02 : 0,03 = 2 : 3$$

дає підставу вважати, що сіль **B** – калій хлорат KClO_3 (бертолетова сіль). Як відомо, бертолетова сіль розкладається з виділенням кисню в присутності MnO_2 . Отже, сполука **C** – MnO_2 .

При взаємодії сильних окисників з хлоридною кислотою виділяється хлор (Y),
2 – 3. Рівняння реакцій:



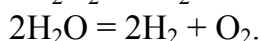
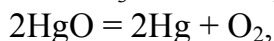
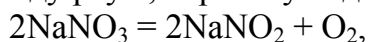
4. Об'єм кисню (теоретичний вихід) дорівнює: $V_{\text{теор}} = 6/0,893 = 6,72$ л, що складає $n(\text{O}_2) = 6,72/22,4 = 0,3$ моль.

Для добування 0,3 моль кисню потрібно 0,2 моль KClO_3 або 0,6 моль KMnO_4 . знаходимо маси солей:

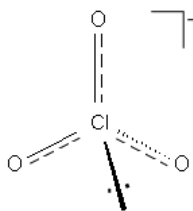
$$m(\text{KClO}_3) = M \cdot n = 122,5 \cdot 0,2 = 24,5 \text{ г},$$

$$m(\text{KMnO}_4) = M \cdot n = 158 \cdot 0,6 = 94,8 \text{ г}.$$

5. В лабораторії кисень можна добути розкладанням нітратів лужних металів, оксиду ртуті, перекису водню, електролізом води, тощо.



6.



Аніон з солі В: ClO_4^- , sp^3 гібридизація, кратність зв'язків 5/3.

Сполука С – іонна, вона не має структурної формули.

Задача 7. Електроліз

Через дві послідовно з'єднані електролітичні комірки 5 хвилин пропускали електричний струм силою 2 А. У першій комірці знаходився 1 л води, підкисленої розчином сульфатної кислоти, а в другій – 1 л розчину, підкисленого сульфатною кислотою до рН 1. Цей розчин містив 528,1 мг еквімолярної суміші хлоридів X (масова частка хлору 52,73%) та Y.

1. Визначте X та Y, якщо вони є бінарними, а співвідношення молярних мас M_X/M_Y складає 1,0375.
2. Напишіть рівняння електрохімічних реакцій, які відбувалися під час електролізу, та розрахуйте маси речовин, що виділилися на електродах (вихід за струмом 100%, перенапрягою на електродах знехтуйте).
3. З якого матеріалу могли бути виготовлені електроди для проведення описаних процесів?
4. Складіть **дві** схеми гальванічних елементів, в одній з яких елемент, що входить до складу Y, був би катодом, а в іншій – анодом. Запишіть рівняння для розрахунку ЕРС запропонованих вами гальванічних елементів.

Розв'язок

5. Нехай формула хлориду **X** – ACl_q . Розрахуємо молярну масу еквівалентів **A**:
 $M_e(\text{A}) = 47,27 \cdot 35,45 / 52,73 = 31,78$ (г/моль).

q	M(елемент), г/моль	Елемент
1	31,78	–
2	63,56	Cu
3	95,34	–
4	127,12	Te?
5	158,90	Tb?
6	190,68	–

Отже, елемент **A** – купрум, хлорид **X** – CuCl_2 .

Молярна маса хлориду **Y**

$$M(\text{Y}) = M(\text{CuCl}_2) / 1,0375 = 134,45 / 1,0375 = 129,59 \text{ (г/моль)}.$$

Нехай формула хлориду **Y** – BCl_p .

p	M(B), г/моль	Елемент
1	94,14	–
2	58,69	Ni
3	23,24	–

Таким чином, хлорид **Y** – NiCl_2 .

6. Рівняння реакцій, що відбувалися в розчинах при проходженні електричного струму:

Комірка 1 Катод: $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ Анод: $2\text{OH}^- - 2e = 0,5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + 0,5\text{O}_2$	Комірка 2 Катод: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$; $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ Анод: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$; $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$; $2\text{HCl} = \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
--	--

Кількість струму, що пройшла через комірки

$$Q = I \cdot t = 2 \cdot 300 = 600 \text{ (Кл)}.$$

Кількість еквівалентів речовини, що виділилася на електродах,

$$n_e = Q / F, \text{ де } F - \text{число Фарадея, } n = 600 \text{ Кл} / 96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1} = 6,22 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

В **комірці 1** виділося:

$$\text{катод: } m(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 6,22 \cdot 10^{-3} = 6,27 \cdot 10^{-3} \text{ (г)},$$

$$\text{анод: } m(\text{O}_2) = 8,00 \cdot 6,22 \cdot 10^{-3} = 49,8 \cdot 10^{-3} \text{ (г)}.$$

Розглянемо процеси, що відбувалися в **комірці 2**.

Кількості речовини CuCl_2 та NiCl_2 в розчині

$$n = 0,5281 / (129,59 + 134,45) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ (моль)}.$$

На катоді **комірки 2** спочатку іони Cu^{2+} повністю відновлюються до металічної міді. Маса $m(\text{Cu}) = 2,00 \cdot 10^{-3} \cdot 63,55 = 0,1271$ (г), кількість речовини еквівалентів $n_e(\text{Cu}) = 4,00 \cdot 10^{-3}$ моль.

Оскільки середовище розчину сильно кисле, після відновлення іонів Cu^{2+} будуть відновлюватися іони H^+ . Кількість їх речовини становить

$$n_e(\text{H}^+) = n_e - n_e(\text{Cu}) = 6,22 \cdot 10^{-3} - 4,00 \cdot 10^{-3} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ (моль)}.$$

$$\text{Маса водню, що утворився на катоді } m(\text{H}_2) = 2,22 \cdot 10^{-3} \cdot 1,008 = 2,224 \cdot 10^{-3} \text{ (г)}.$$

На аноді окиснилося $6,22 \cdot 10^{-3}$ моль іонів Cl^- . Маса хлору, що утворився на аноді $m(\text{Cl}_2) = 6,22 \cdot 10^{-3} \cdot 35,45 = 0,2205$ (г).

7. Для проведення електролізу в першій комірці можна використати електроди, виготовлені з платини, сталі, багатьох інших металів. Електроди для проведення електролізу у другій комірці повинні бути інертними по відношенню до хлору. Це, наприклад, графітові електроди.

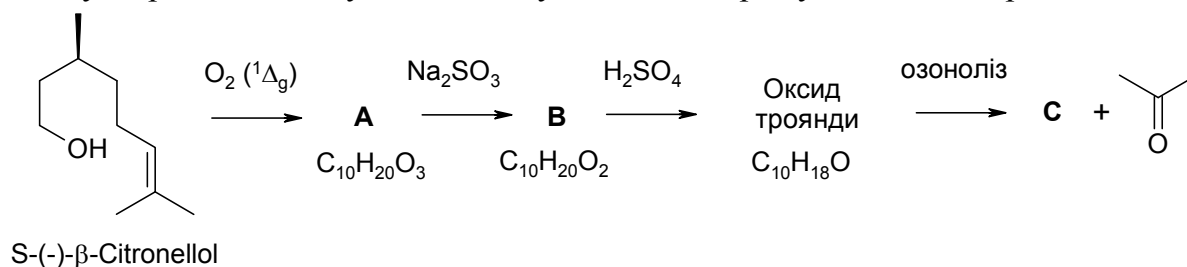
8. Користуючись рядом напруг металів, можна запропонувати такі схеми:



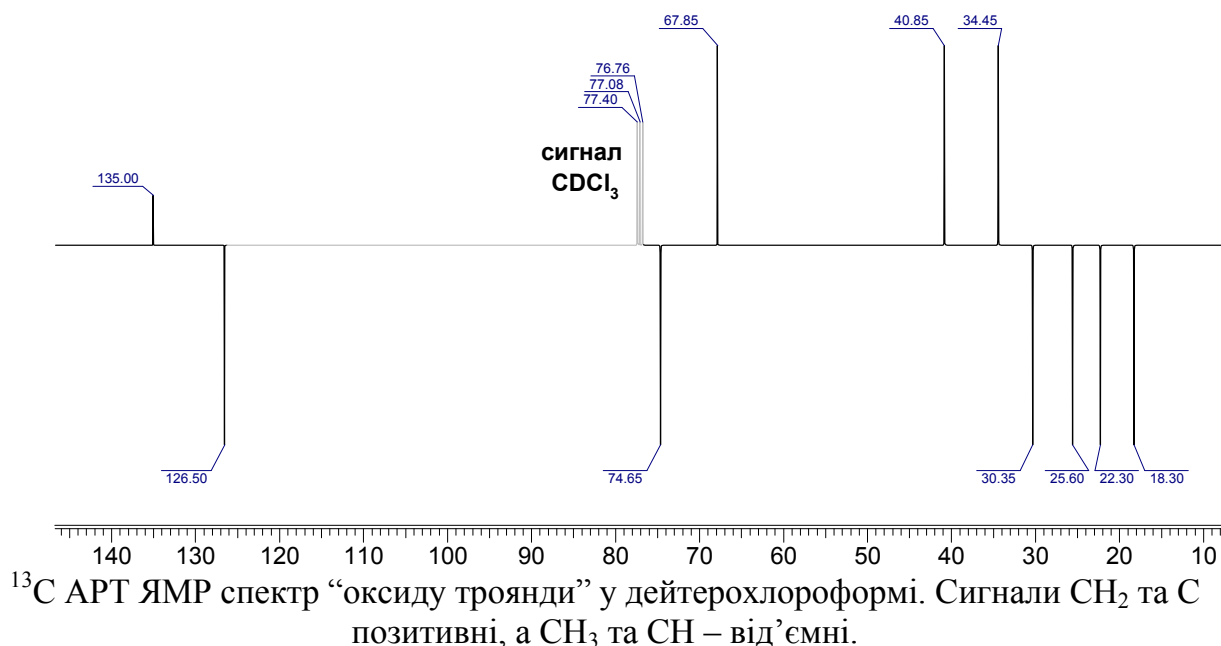
11 клас

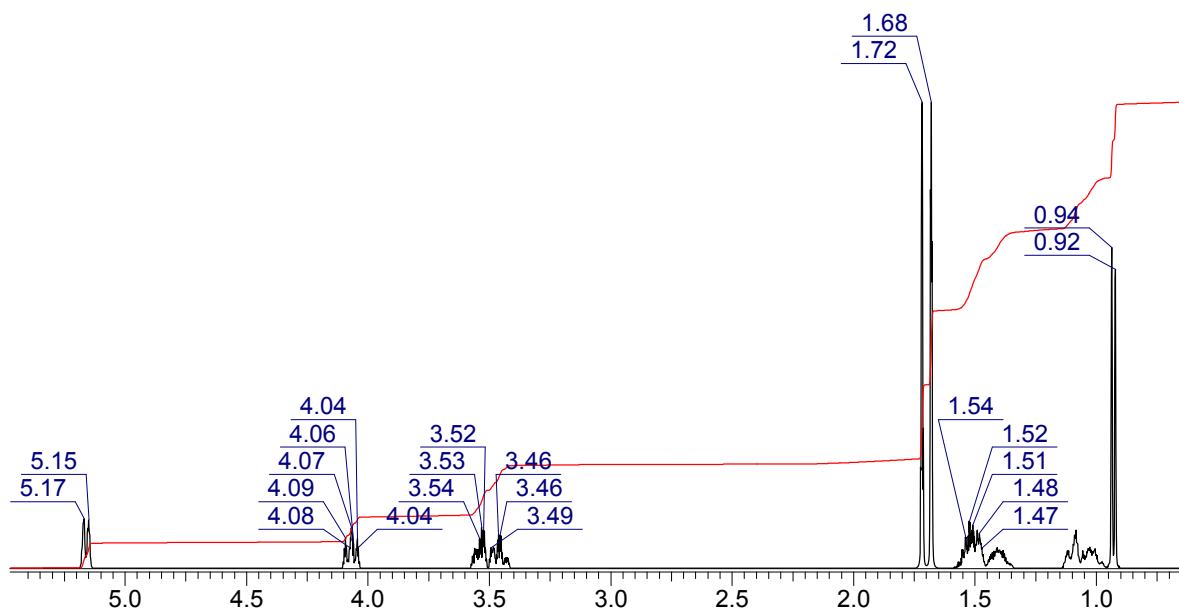
Задача 1. Історія оксиду троянди

Існують історичні свідчення щодо відкриття трояндової олії індійською імператрицею монгольського походження Нур Джихан у XVII ст. Склад трояндової олії був досліджений німецьким хіміком Гюнтером Охлофом у 70-х рр. XX ст. Основним компонентом олії є S-(-)- β -Citronellol, масова частка якого в ній складає до 40%. Але запах олії обумовлюють інші речовини. Одна із них називають “оксидом троянди”, її масова частка в олії не перевищує 0,5%. У 2010 р. хіміки фірми DSM розробили промисловий метод синтезу цієї сполуки із S-(-)- β -Citronellol. Цей метод спрощено описує подана нижче схема. При реакції S-(-)- β -Citronellol із синглетним киснем утворюється сполука А, з якої у дві стадії отримують “оксид троянди”.



1. Розшифруйте формулу “оксиду троянди”, якщо він має *цис*(-) $2S;4R$ -конфігурацію, та при озонолізі дає ацетон та речовину С. Спектри “оксиду троянди” наведено нижче.



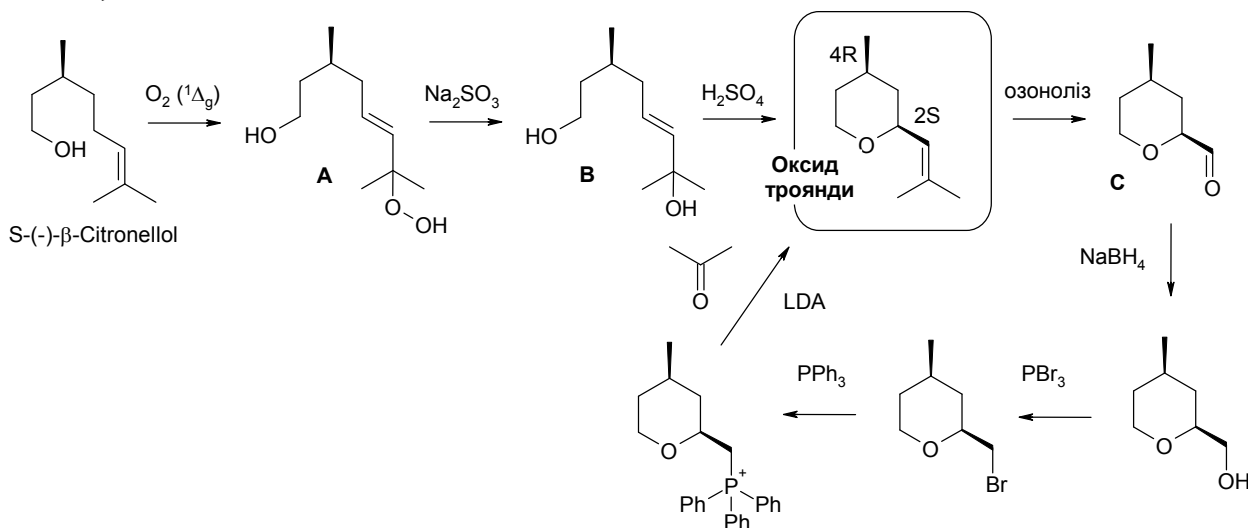


^1H ЯМР спектр “оксида троянди” у дейтерохлороформі.

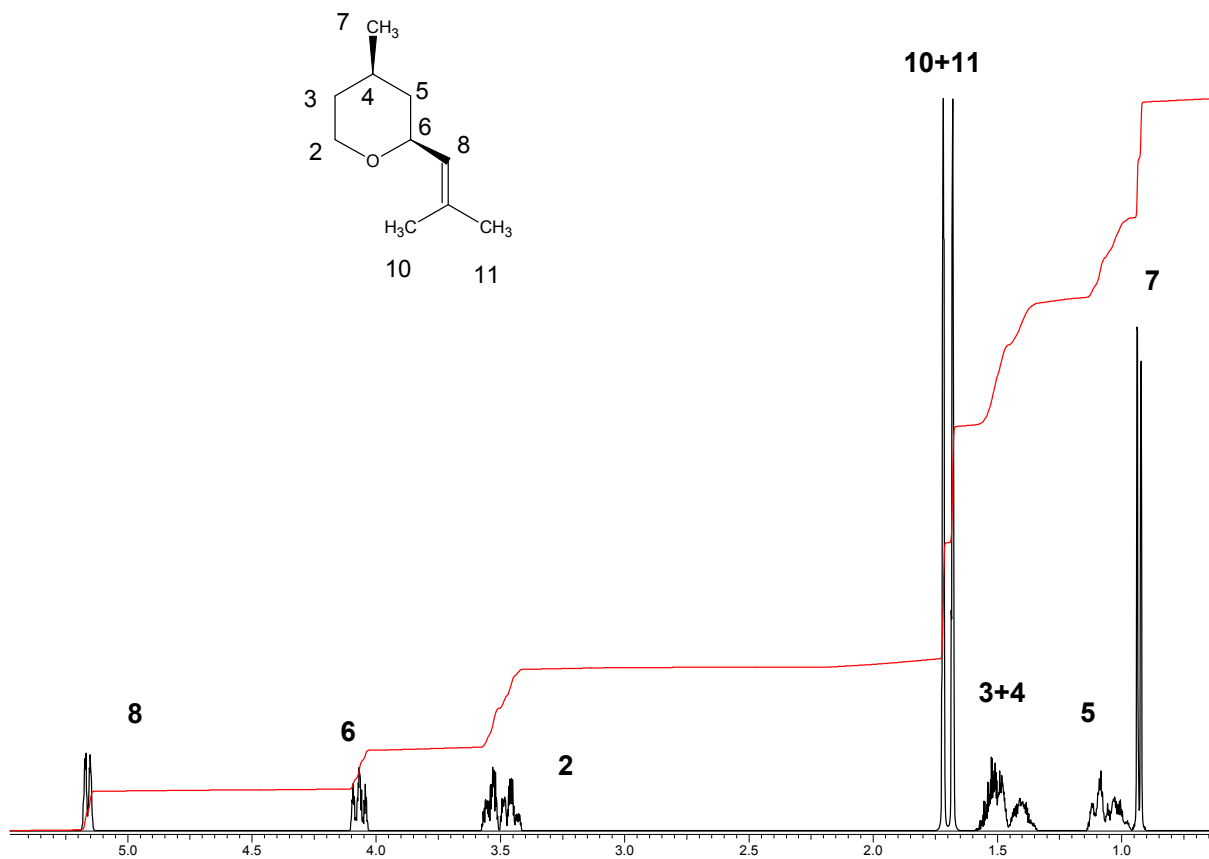
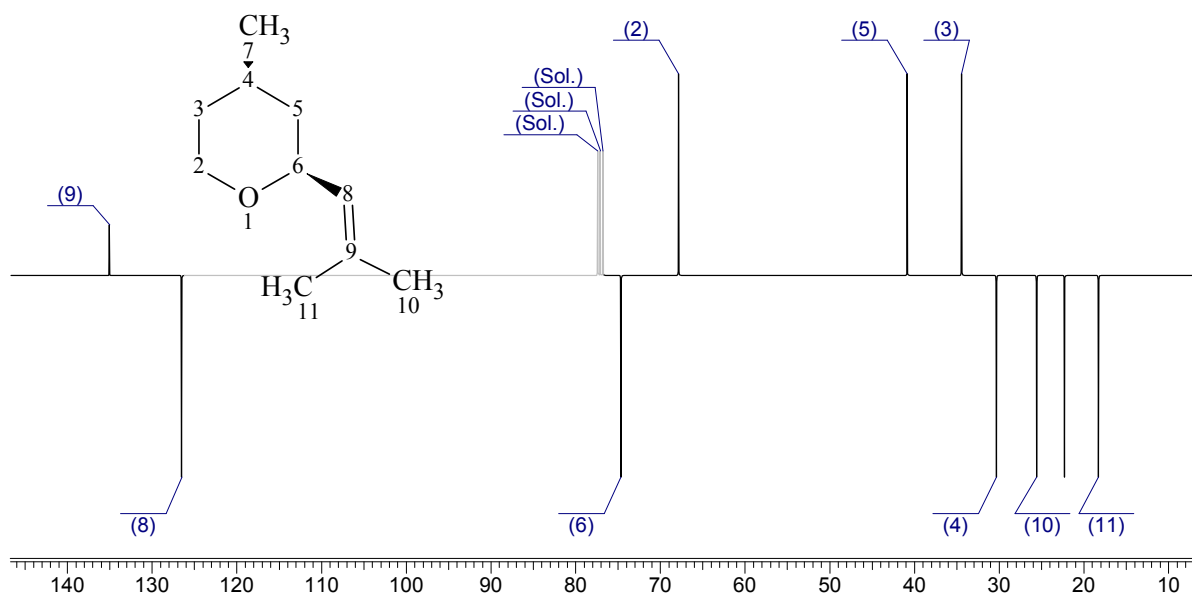
2. Розшифруйте сполуки **A** та **B**, якщо відомо, що обидві мають тільки по одному хіральному центру.
3. Розшифруйте структуру сполуки **C**. Запропонуйте схему синтезу “оксида троянди” з **C**.
4. Співвіднесіть сигнали у спектрах ^1H та ^{13}C ЯМР “оксида троянди”.
5. Наведіть механізм перетворення **B** в “оксид троянди”.
6. Зобразіть діаграму молекулярних орбіталей для триплетної та синглетної молекули кисню, запропонуйте методи генерування синглетного кисню.

Розв'язок

1, 2 та 3:



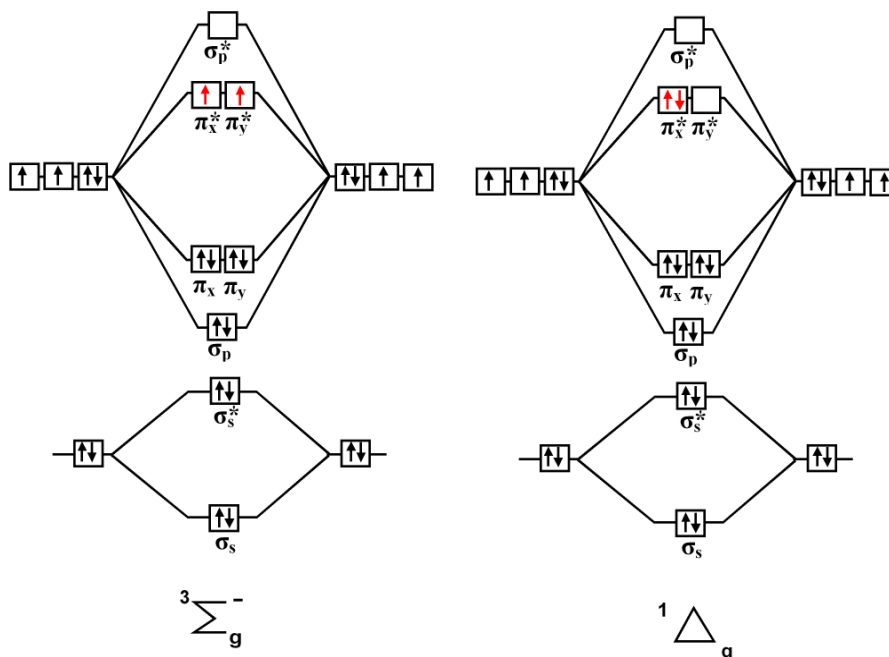
4.



Складна спектральна картина пояснюється наявністю хіральності у молекулі, а отже діастереотопності всіх метиленових груп.

5. Механізм є таким: протонування спиртової групи – елімінування води з утворенням резонансно-стабілізованого карбокатиону – циклізація за участю карбокатиону та первинної спиртової групи.

6. Відповідні діаграми наведені нижче:



Синглетний кисень можна генерувати фотохімічним опроміненням триплетного кисню у присутності сенсibilізатора або при розкладі гідроген пероксиду за наявності каталізатора (наприклад Na_2MoO_4).

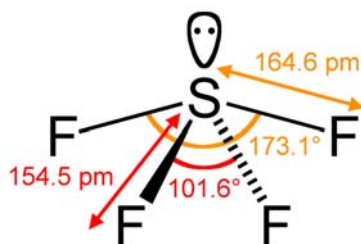
Задача 2. Фторуючі агенти

Майже 20% сучасних медичних засобів є флуоровмісними органічними сполуками. Тому розробка нових методів введення атомів флуору в молекули органічних сполук є актуальною як з наукової так і з практичної точки зору. Неорганічну сполуку **A** (масова частка флуору в ній 70,33% F) широко використовують в органічному синтезі як фторуючий агент. За її участю можна здійснити перетворення карбонових кислот, кетонів та спиртів на відповідні трифторо-, дифторо- та монофтопохідні.

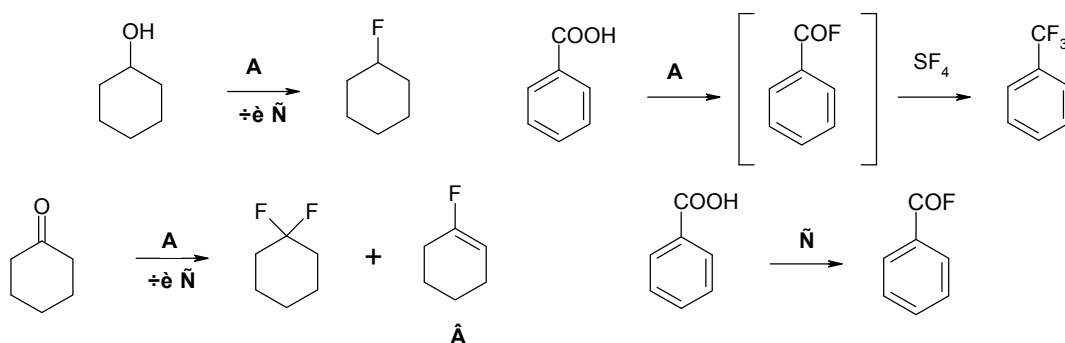
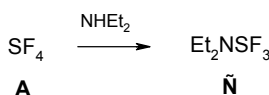
1. Визначте сполуку **A**. Запропонуйте просторову будову її молекули.
2. Наведіть по одному прикладу реакцій сполуки **A** з карбоновими кислотами, кетонами та спиртами.
3. Під час реакції сполуки **A** з циклогексаноном поряд із основним продуктом утворюється побічна сполука **B**. Яку будову має молекула сполуки **B**, якщо ця сполука реагує з водним розчином KMnO_4 ?
4. Іншим фторуючим агентом є сполука **C** (масова частка флуору в ній 35,36%). Вона утворюється внаслідок реакції сполуки **A** з діетиламіном. Визначте сполуку **C**.
5. Яка сполука є більш активним фторуючим агентом: **A** чи **C**? Чому?
6. Наведіть по одному прикладу реакцій сполуки **C** з карбоновими кислотами, кетонами та спиртами.

Розв'язок

1. Сполука **A** – SF_4 . Форма молекули – викривлена тетрагональна піраміда:



2,3,4,6.



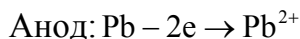
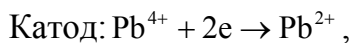
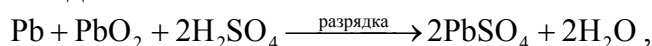
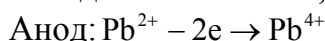
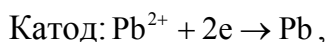
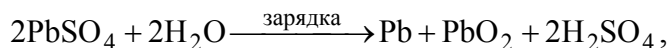
5. Сполука **C** (Et_2NSF_3 , DAST) є менш активною ніж **A** (SF_4) внаслідок (+)-*M*-ефекту атома нітрогену. Реакція сполуки **C** з карбоновими кислотами зупиняється на стадії утворення фтороангідриду, а реакція сполуки **A** з карбоновими кислотами призводить до утворення трифторометилзаміщених сполук.

Задача 3. Акумулятор

Петро допоміг батьку зарядити новий свинцевий акумулятор струмом у 10 А впродовж 10 годин (вихід за струмом становив 95%). Як електроліт вони використали 2 кг розчину сульфатної кислоти з її масовою часткою 20%. Після того, як акумулятор було заряджено, Петро підключив його до електролітичної ванни із розчином масою 1 кг, який містив 3,55 г солі **A**. Під час проходження крізь нього струму силою 0,100 мА впродовж 160 хв. виділилося 0,83 г простої речовини **B**.

1. Визначте всі зашифровані речовини, напишіть рівняння хімічних реакцій та схеми електродних процесів, якщо відомо, що аніон солі **A** входить до складу чорного порошу.
2. Визначте масову частку сульфатної кислоти в електроліті після заряджання акумулятора.
3. Вважаючи, що вихід за струмом в електролітичній ванні дорівнює 77%, оцініть витрати електрики при утворенні простої речовини **B** (в Кл/г).
4. Обчисліть абсолютні та відносні похибки при титруванні 2,5 мл електроліту після завершення електролізу, розведених водою до 50 мл, у присутності а) фенолфталеїну ($pK_{\text{інд}} = 9,4$), б) метилового оранжевого ($pK_{\text{інд}} = 3,40$). Густина електроліту становить 1,245 г/мл, концентрація NaOH – 0,25 моль/л. Для сірчаної кислоти $pK_{a1} = -3$, $pK_{a2} = 1,9$.

Розв'язок



За час заряджання утворилося $2 \cdot \frac{10 \cdot 10 \cdot 3600}{2 \cdot 96485} \cdot 98 = 365,7$ (г) сульфатної кислоти

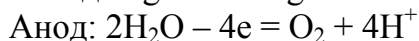
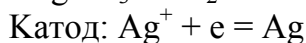
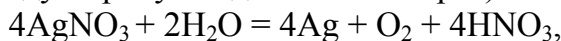
та витратилось 67,2 г води. Таким чином, після зарядки

$$w_1 = \frac{2000 \cdot 0,2 + 365,7}{2000 + 365,7 - 67,2} = 0,333.$$

Знайдемо молярну масу еквівалентів елемента **B**

$$M_e(\text{B}) = \frac{0,83 \cdot 1 \cdot 96485}{0,1 \cdot 160 \cdot 60 \cdot 0,77} = 108 \text{ (г/моль)}, \text{ B} - \text{Ag}, \text{ а сіль A} - \text{AgNO}_3 \text{ (вразовуємо, що}$$

до складу порошу входить калій нітрат).



Розраховуємо витрати електрики: $g = \frac{Q}{m_{\text{Ag}}} = \frac{1 \cdot 96485}{107,9 \cdot 0,95 \cdot 0,77} = 1222$ (Кл/г).

Знаходимо масову частку сульфатної кислоти після електролізу: За час заряджання витратилося $2 \cdot \frac{0,1 \cdot 160 \cdot 60}{2 \cdot 96485} \cdot 98 = 1,0$ (г) сульфатної кислоти та утворилося

0,2 г води. Таким чином, $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 765$ г, $m_{\text{розчин}} = 2299,3$ г. В аліквоті міститься

$$\frac{2,5 \cdot 1,245 \cdot 765}{2299,3 \cdot 98} = 0,0106 \text{ (моль) сульфатної кислоти, значить, необхідно}$$

$$V = \frac{2 \cdot 0,0106}{0,25} = 84,80 \text{ (мл) розчину лугу на титрування до точки еквівалентності.}$$

В присутності фенолфталеїну при рН 9,4 в розчині знаходиться натрій сульфат і луг.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4,6} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_{\text{NaOH}} \cdot V_1}{V_0 + V + V_1},$$

де V_1 – надлишок лугу.

$$V_1 = 0,014 \text{ мл, відносна похибка } \delta_1 = \frac{0,014}{84,80} \cdot 100\% = 0,02\%.$$

В присутності метилового оранжевого при рН 3,4 мольні частки частинок становлять:

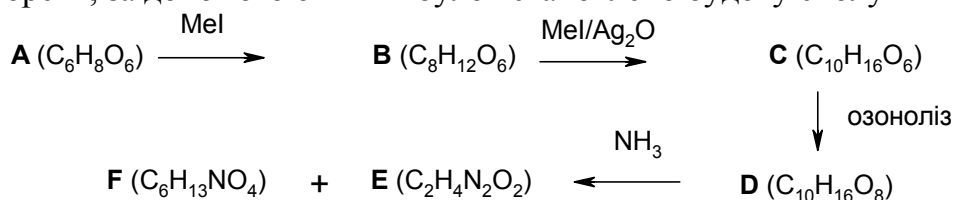
$$\alpha_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{K_1 \cdot K_2}{[\text{H}^+]^2 + K_1 \cdot [\text{H}^+] + K_1 \cdot K_2}, \alpha_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,969, \alpha_{\text{HSO}_4^-} = 0,031.$$

Кількість речовини титранта

$n_{\text{NaOH}} = (2 \cdot 0,969 + 0,031) \cdot 0,0106 = 0,0209$ (моль), що відповідає витраті на титрування до кінцевої точки титрування 83,49 мл розчину лугу. При цьому до досягнення точки еквівалентності необхідно ще $V_2 = 1,31$ мл. Виходячи з цього, відносна похибка $\delta_2 = \frac{1,31}{84,80} \cdot 100\% = 1,54\%$.

Задача 4. Вітамін

Сполука **A** ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) є органічною кислотою, сильнішою за оцтову. Це активний відновник, здатний обернено окиснюватися йодом, а також невід'ємна частина харчового раціону людини. Будову молекули кислоти **A** встановив У. Хеурт, який, зокрема, й за це в 1937 році отримав Нобелівську премію з хімії. Нижче наведено схему перетворень, за допомогою яких і було встановлено будову сполуки **A**.

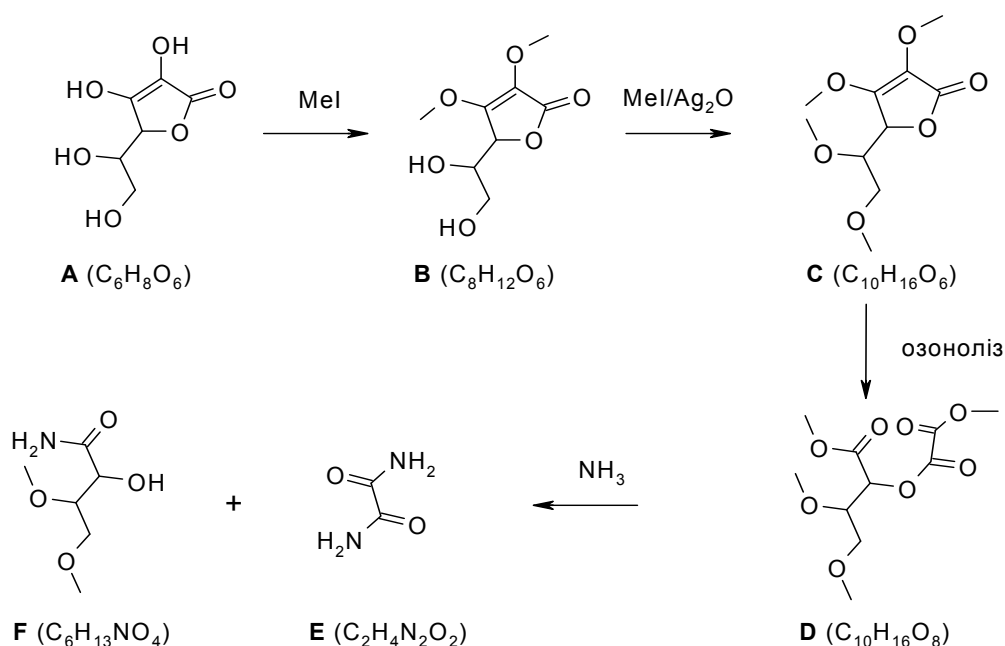


Відомо, що **F** та **E** є амідами кислот, причому при обробці **F** натрій гіпохлоритом та подальшому гідролізі (реакція Веєрмана) утворюється 2,3-диметоксипропаналь. Із УФ спектру сполуки **A** Хеурт зробив висновок про наявність у її молекулі кето-групи, що здатна енолізуватися, та спряженого подвійного зв'язку.

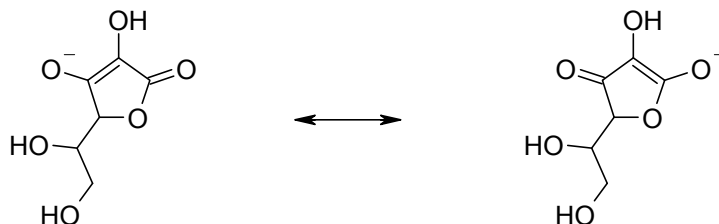
1. Зобразіть структурні формули молекул сполук **A** - **F**.
2. Чому **A** є більш сильною кислотою, ніж оцтова? Зобразіть структурну формулу аніона.
3. Чому кислота **A** є такою важливою? Що відбувається в організмі людини при її нестачі?

Розв'язок

1.



2. Від'ємний заряд в аніоні А делокалізований в значно більшій мірі, ніж в аніоні оцтової кислоти.



3. Сполука А – вітамін С, аскорбінова кислота. Її нестача в організмі приводить до хвороби – цинги. Вітамін С – сильний антиоксидант.

Задача 5. Термодинамічні розрахунки

Частина А

Для реакції $2I_{(г)} = I_{2(г)}$ температурну залежність константи рівноваги K_p у діапазоні температур 298 – 1000 К можна виразити рівнянням:

$$\lg K_p = -3,815 + 7823/T - 0,5 \cdot \lg T \quad (K_p \text{ виражена в Бар}).$$

1. Знайдіть рівняння залежності ентальпії даної реакції від температури. Розрахуйте значення ентальпії реакції при температурах 300, 700 та 1000 К. Чи змінюється ентальпія з температурою? Чому?

2. Як змінюється константа рівноваги та вихід продукту для цієї реакції а) при збільшенні температури; б) при збільшенні зовнішнього тиску?

3. Розрахуйте концентрацію атомарного йоду (атомів/л) у контейнері об'ємом 2,00 л при $T = 300$ К, якщо до нього внесли кристали йоду (рівноважний тиск йоду над твердою фазою за цих умов становить $4,04 \cdot 10^{-4}$ Бар). Якої інформації не вистачає в умові цього пункту для того, щоб розв'язок був однозначним?

4. Розрахуйте ступінь дисоціації молекулярного йоду при 1000 К, якщо зовнішній тиск становить а) 2 Бар; б) 100 Бар.

5. Запропонуйте імовірний механізм реакції дисоціації йоду. Чи однаковим і яким саме є порядок реакції дисоціації за високого та за низького тиску в газовій фазі? Рішення обґрунтуйте за допомогою виведення відповідного кінетичного рівняння, користуючись методом стаціонарних концентрацій. Який вигляд має кінетичне рівняння за присутності в реакційній суміші молекул деякого інертного газу?

Частина Б

Відомо, що:

ентальпія сублимації натрію $\Delta_{\text{субл}}H^0(\text{Na})$ становить 108,4 кДж/моль,

ентальпія сублимації йоду $\Delta_{\text{субл}}H^0(\text{I}_2) = 66,24$ кДж/моль,

ентальпія йонізації натрію $\Delta_{\text{йон}}H^0(\text{Na}) = 495,8$ кДж/моль,

ентальпія приєднання електрона до атому йоду становить $\Delta_{\text{спорідн}}H^0(\text{I}) = -295,3$ кДж/моль,

ентальпія утворення йодиду натрію $\Delta_{\text{утв}}H^0(\text{NaI}) = -402$ кДж/моль.

6. Що називається енергією кристалічної ґратки йонної сполуки?

7. Запишіть термохімічні рівняння всіх наведених процесів (використовуйте термодинамічну систему знаків для теплоти процесу).
8. За наведеними даними оцініть значення енергії кристалічної ґратки NaI.

$$\text{Для довідки: } d \ln K_p / dT = \Delta_r H^0 / RT^2$$

Розв'язок

Частина А

$$1. \quad d \ln K_p / dT = \Delta_r H^0 / RT^2, \text{ звідси}$$

$$\Delta_r H^0 = (d \ln K_p / dT) \cdot RT^2.$$

$$\ln K_p = 2,303 \cdot \lg K_p,$$

$$d \ln K_p / dT = -2,303 \cdot 7823 / T^2 - 0,5 / T,$$

$$\Delta_r H^0 = R(-18016 - 0,5T) = -149713 - 4,155T \text{ (Дж)},$$

Дана реакція екзотермічна, тому що ентальпія її при будь-якій температурі менше 0. З отриманого вище виразу маємо: $\Delta_r H_{300}^0 = -151,0$ кДж, $\Delta_r H_{700}^0 = -152,6$ кДж, $\Delta_r H_{1000}^0 = -153,9$ кДж.

Екзотермічний ефект реакції незначно зростає із зростанням температури, що означає, що теплоємності продуктів і реагентів не дорівнюють одна одній, існує певна різниця теплоємностей продуктів і реагентів в даній реакції, яку можна визначити з рівняння для $\Delta_r H^0$ реакції: $\Delta C_p = C_p(I_2) - 2 \cdot C_p(I) = -0,5R$.

2. В екзотермічних реакціях величина $d \ln K_p / dT < 0$. Звідси випливає, що зі зростанням температури константа рівноваги зменшується (у відповідності з принципом Ле-Шательє), тому вихід продукту також зменшується.

Збільшення тиску не вплине на константу рівноваги K_p , але згідно з принципом Ле-Шательє при підвищенні тиску в реакційної суміші збільшується вихід продукту.

$$3. \lg K_p = -3,815 + 7823 / 300 - 0,5 \cdot \lg 300 = 21,02,$$

$$K_{p,300} = \frac{P_{I_2}}{P_I^2} = 1,05 \cdot 10^{21},$$

$$\text{звідки } P_I = (P_{I_2} / K_{p,300})^{1/2} = (4,04 \cdot 10^{-4} / 1,05 \cdot 10^{21})^{1/2} = 6,2 \cdot 10^{-13} \text{ (Бар)}.$$

З рівняння Менделєєва – Клайперона

$$N/V = N_A P / (RT) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ Па} / (8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} \cdot 300 \text{ К}) = 1,5 \cdot 10^{13} \text{ атомів/м}^3 = 1,5 \cdot 10^{10} \text{ атомів/л}.$$

В умові задачі не вказано кількість твердого йоду, внесеного у контейнер. Можливо що йоду недостатньо, щоб створити тиск насичення, і йод весь сублимується, тому результат буде завищений.

4. Розглянемо зворотню до даної реакцію дисоціації молекулярного газоподібного йоду $I_2 = 2I$.



Початкова кількість речовини, моль	1	0
Прореагувало, моль	α	
Утворилося, моль		2α
Залишилось, моль	$1-\alpha$	
Загальна кількість речовини у газоподібній суміші, моль	$1+\alpha$	
Мольні частки	$(1-\alpha)/(1+\alpha)$	$2\alpha/(1+\alpha)$
Парціальні тиски	$(1-\alpha)/(1+\alpha) \cdot P_{\text{загальн}}$	$2\alpha/(1+\alpha) \cdot P_{\text{загальн}}$

Вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K_p' = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_{\text{загальн}}$$

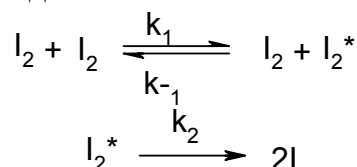
Значення $K_p',_{1000}$ для реакції дисоціації знаходимо як $1/K_p$.

$K_p',_{1000} = 0,0031$ Бар, звідки $\alpha = 0,0197$ (1,97%) при тиску 2 Бар

та $\alpha = 0,0028$ (0,28%) при тиску 100 Бар.

Зі зростанням тиску дисоціація молекулярного йоду зменшується.

5. Для того щоб молекула йоду могла продисоціювати на атоми, вона повинна перейти в активований стан. Тож, механізм дисоціації молекулярного йоду можна описати такою послідовністю стадій:



Концентрація активних частинок I_2^* в реакційній суміші буде весь час малою і майже постійною. Тож, можна вважати, що швидкість їх утворення на стадії (1) дорівнює швидкості їх витрачання на стадіях (-1) та (2).

Застосуємо метод стаціонарних концентрацій для інтермедіата I_2^* :

$$k_1[I_2]^2 = k_{-1}[I_2][I_2^*] + k_2[I_2^*];$$

$$[I_2^*] = k_1[I_2]^2 / (k_{-1}[I_2] + k_2)$$

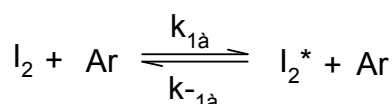
Загальне кінетичне рівняння для швидкості утворення атомів йоду:

$$d[I]/dt = 2k_2[I_2^*] = 2k_1k_2[I_2]^2 / (k_{-1}[I_2] + k_2)$$

При великому тиску $k_{-1}[I_2] \gg k_2$, тому реакція перебігає за першим порядком.

При малих тисках в реакційній суміші $k_{-1}[I_2] \ll k_2$, реакція має другий порядок.

Введення у систему інертного газу (наприклад, аргону) призведе до появи ще однієї стадії:



Концентрацію $[I_2^*]$ в цьому випадку можна виразити з наведеного нижче рівняння:

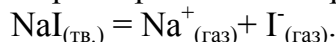
$$k_1[I_2]^2 + k_{1a}[I_2][Ar] = k_{-1}[I_2][I_2^*] + k_{-1a}[I_2^*][Ar] + k_2[I_2^*];$$

Загальне кінетичне рівняння для швидкості утворення атомів йоду:

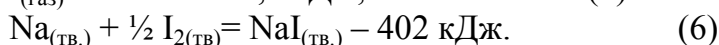
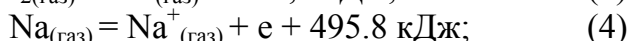
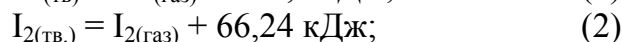
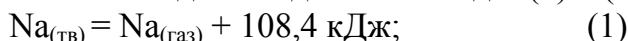
$$d[I]/dt = 2k_2 [I_2^*] = \\ = 2k_2 (k_1 [I_2]^2 + k_{1a} [I_2][Ar]) / (k_{-1} [I_2] + k_{-1a} [Ar] + k_2)$$

Частина Б

6. Енергія кристалічної ґратки – це стандартна ентальпія реакції



7. Схематично процес утворення кристалічної ґратки можна представити у вигляді послідовності стадій (1) – (6)



8. Енергію кристалічної ґратки можна оцінити, побудувавши відповідний цикл Борна-Габера.

$$\Delta U_{\text{реш}}^0 = \Delta H_1 + \frac{1}{2} \Delta H_2 + \frac{1}{2} \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 - \Delta H_6 = \\ = 108,4 + 33,12 + 75,5 + 495,8 - 295,3 + 402 = 819,5 \text{ (кДж)}$$

Задача 6. Трохи про рН

Карбонові кислоти – сполуки, що містять карбоксильну групу:



В таблиці наведено значення pK_a для серії деяких карбонових кислот:

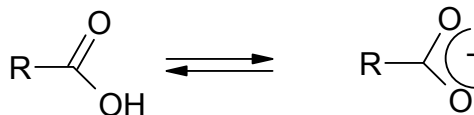
R	CF ₃	H	Ph	CH ₂ OH
pK_a	0,23	3,75	4,20	3,83

1. Поясніть зміну кислотності наведених сполук залежно від природи замісника **R**.
2. Розрахуйте рН розчинів цих кислот з концентраціями 0,01 моль/л.
3. До 20 мл розчину NaHCOO з концентрацією 0,1 моль/л долили 2 мл розчину CF₃COOH з концентрацією 0,5 моль/л. Запишіть рівняння балансу зарядів для утвореного розчину. Розрахуйте рН утвореного розчину.
4. Чому дорівнює рН розчину, що містить дві карбонові кислоти (R = Ph, CH₂OH) у рівних концентраціях 0,1 моль/л?

При розв'язуванні даної задачі прийняти активності частинок рівними їх концентраціям.

Розв'язок

1. При дисоціації кислота втрачає іон H⁺, перетворюючись на аніон відповідної карбонової кислоти, в якій негативний заряд делокалізовано між двома атомами кисню в карбоксигрупі:



Електроноакцепторні групи суттєво збільшують стійкість утворених аніонів, відтягуючи на себе електронну густину від карбоксильної групи по системі σ -зв'язків до більш електроноакцепторних атомів. Відповідні ефекти послаблюються у ряду $\text{CF}_3 > \text{H} > \text{CH}_2\text{OH} > \text{Ph}$.

2. Значення рН для розчинів даних кислот наведено у таблиці:

R	CF ₃	H	Ph	CH ₂ OH
pH	2,01	2,90	3,12	2,94

3. Рівняння балансу зарядів:

$$[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{HCOO}^-] + [\text{CF}_3\text{COO}^-]$$

Концентрації сполук у розчині змінюються:

$$c(\text{NaHCOO}) = \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2} = 9,09 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/л)},$$

$$c(\text{CF}_3\text{COOH}) = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2} = 4,55 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/л)}.$$

В утвореному розчині концентрації частинок HCOOH та HCOO^- однакові, CF_3COOH повністю нейтралізована. Таким чином, $\text{pH} = \text{pK}_a(\text{HCOOH}) = 3,75$.

4. Рівняння балансу зарядів::

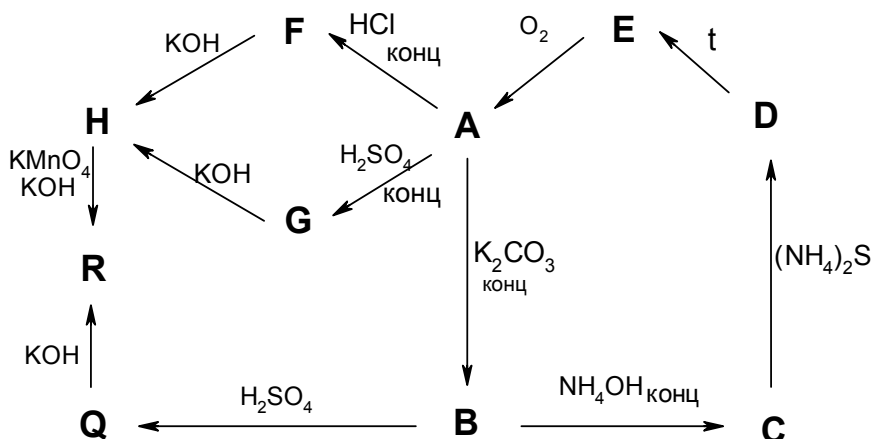
$$[\text{H}^+] = [\text{PhCOO}^-] + [\text{CH}_2\text{OHCOO}^-],$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{a1} \cdot c}{[\text{H}^+]} + \frac{K_{a2} \cdot c}{[\text{H}^+]}, \text{ звідки } [\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1}c + K_{a2}c},$$

$$[\text{H}^+] = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л, pH} = 2,34.$$

Задача 7. Ланцюжок

Мабуть, не існує іншого металічного елемента, який дає таке розмаїття сполук, як елемент **X**. Нижче наведено схему перетворень сполук цього елемента. Речовини **A** та **E** є бінарними сполуками. При спалюванні 1,0000 г речовини **E** утворюється 0,6947 г **A**. Солі **F** та **G** дисоціюють з утворенням двозарядного катіона, а солі **R**, **Q** та **B** мають однаковий якісний склад і містять елемент **X** в однаковому ступені окиснення. До складу аніонів сполук **R** та **B** входить лише один атом **X**, а $M(\mathbf{R}) > M(\mathbf{B})$. $M(\mathbf{Q}) = 1192$ г/моль, а співвідношення молярних мас аніона і сполученого з ним катіона становить 4,094. Молярна маса **C** менша за молярну масу **B** на 21 а.о.м. Після нагрівання солі **D** (масова частка $w(\mathbf{X}) = 21,89\%$), що не містить кисню, при 60 °С в струмені азоту в твердому залишку міститься лише сполука **E**.



Розшифруйте невідомі речовини та напишіть рівняння всіх згаданих реакцій.

При розрахунках використовуйте значення молярних мас атомів, округлені до цілих чисел.

Розв'язок

Логічно припустити, що речовина А – оксид, а Е – сульфід. Знайдемо молярну масу еквівалентів Х:

$$\frac{M_e(X)+8}{M_e(X)+16} = 0,6947, \text{ звідки } M_e(X) = 10,21 \text{ (г/моль).}$$

У разі ступеня окиснення елемента +5 умову задачі задовольняє ванадій (Х). Тоді А – V_2O_5 , Е – V_2S_5 .

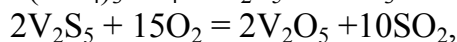
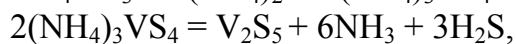
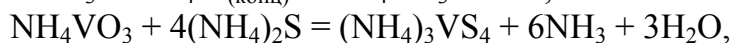
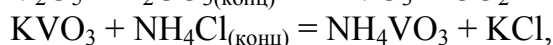
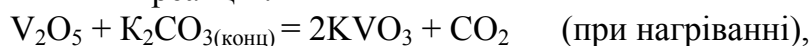
Речовини **F** та **G** – це хлорид та сульфат ванадилу – $VOCl_2$ та $VOSO_4$, відповідно. Вони дисоціюють з утворенням катіона VO^{2+} . Речовина **H** – це гідроксид ванадилу $VO(OH)_2$. Солі **R**, **Q** та **B** – це калій ванадати. При чому, оскільки $M(R) > M(B)$ і солі **R** та **B** містять лише один атом ванадію на аніон, то **R** – K_3VO_4 , **B** – KVO_3 .

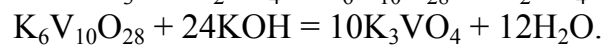
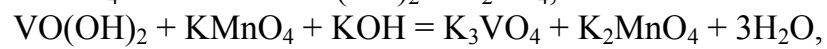
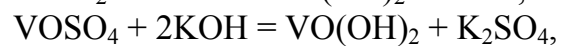
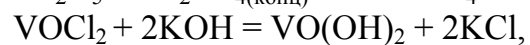
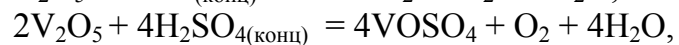
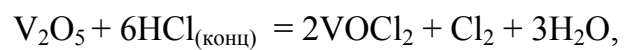
Сіль **Q** має велику молярну масу й містить К, V та О. Логічно припустити, що це – калій поліванадат $K_xV_yO_z$. Знаючи молярну масу солі, використавши баланс електронейтральності та співвідношення молярних мас аніону та катіону, складемо систему рівнянь:

$$\begin{cases} 39x + 51y + 16z = 1192 \\ x + 5y - 2z = 0 \\ \frac{51y + 16z}{39x} = 4,094 \end{cases}, \text{ звідки } x = 6, y = 10, z = 28. \text{ Отже, речовина } Q - K_6V_{10}O_{28}.$$

Речовина **C** – NH_4VO_3 . Оскільки розклад **D** в інертній атмосфері призводить до утворення в твердому залишку лише V_2S_5 , а сіль **D** не містить кисню, то це амоній тіованадат – NH_4VS_3 або $(NH_4)_3VS_4$ (значенню масової частки ванадію задовольняє лише $(NH_4)_3VS_4$).

Рівняння реакцій:



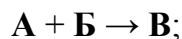


II тур

8 клас

Задача 1. Твердий, життєдайний, смертельний, шипучий

Між чотирма речовинами **A**, **B**, **B** та **Г** можливі такі перетворення (коефіцієнти у схемах реакцій не вказано):



Відомо, що три з перелічених речовин – гази, а їхні молярні маси відносяться як 1,57 : 1,14 : 1.

1. Встановіть **A–Г**.
2. Запишіть рівняння відповідних реакцій.
3. Які з речовин **A–Г** небезпечні для людського організму? Чому?
4. Які з наведених реакцій переважно відбуваються при: а) 500 К; б) 1300 К за умови наявності всіх речовин?

Розв'язок

1. Логічно припустити, що однією зі сполук (вірогідно, **A** чи **B**) є кисень. Розрахунки за молярними масами доводять, що **A** – C , **B** – O_2 , **B** – CO_2 , **Г** – CO .
2. $C + O_2 = CO_2$ (1), $CO_2 + C = 2CO$ (2), $2CO + O_2 = 2CO_2$ (3).
3. Небезпечний тільки CO , бо блокує перенос кисню у людському організмі.
4. При 500 К переважно відбуватимуться реакції (1) та (3), а при 1300 К переважає реакція (2).

Задача 2. Підробка

Одного разу в Німеччині затримали групу злочинців, які підробляли алмази, що використовуються для технічних цілей. Візуально підробку було неможливо відрізнити ні по кольору, ні по міцності. Навіть хімічно вона була більш інертна за алмаз.

На підпільному складі знайшли дві речовини – скловидну речовину **A** та темно-сіру просту речовину **B** з металічним блиском. Ці дві речовини і використовувалися безпосередньо для синтезу «псевдо-алмазу» спіканням.

Якщо взяти стехіометричні кількості речовин: 3,08 г **A** та 1,848 г **B**, то їх взаємодія приводить до утворення 1,232 г «псевдо-алмазу», а як побічний продукт виділяється газ **C** об'ємом 2,957 л (н.у.). При 800°C утворений «псевдо-алмаз» реагує з хлором, при цьому утворюється 10,34 г хлориду **D** та речовина **B**.

1. Яке технічне використання знаходить алмаз?
2. Визначте формули «псевдо-алмазу» та речовин **A–D**, якщо молекула газу **C** має дипольний момент.
3. Які ще алотропні модифікації карбону ви знаєте?
4. Поясніть причину того, що алмаз набагато твердіший за графіт.

Розв'язок

1. Твердість алмазу знаходить своє використання в промисловості, його використовують для виготовлення ножів, різців, сверدل, як абразив для виготовлення ріжучих та точильних дисків тощо.

2. По першій реакції, використовуючи закон збереження маси, можемо розрахувати масу газу і, знаючи його об'єм, – молярну масу.

$$m(\text{газ}) = 3,08 + 1,848 - 1,232 = 3,696 \text{ (г)},$$

$$M(\text{газ}) = \rho \cdot V_M = \frac{3,696}{2,957} \cdot 22,4 = 28 \text{ (г/моль)}$$

Така молярна маса відповідає N_2 , CO , C_2H_4 , B_2H_6 . Полярною є молекула CO . Тоді проста речовина – алотропна модифікація карбону, А – оксид. Можна зробити висновок, що карбон також входить до складу «псевдо-алмазу», адже при хлоруванні утворюється речовина алотропна модифікація карбону В (графіт).

Знаючи масу кисню в CO та масу оксиду, можемо розрахувати молярну масу еквівалентів невідомого елемента в оксиді. Отже,

$$\frac{3,08}{\frac{16}{28} \cdot 3,696} = \frac{M_e + 8}{8} \Rightarrow M_e = 3,67 \text{ г/моль}$$

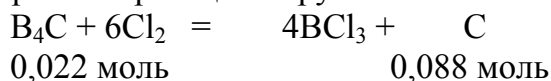
Ступінь окиснення	M_e , г/моль	Елемент
1	3,67	-
2	7,33	-
3	11	В
4	14,67	-
5	18,33	-
6	22	-

Таким чином, А – B_2O_3 , В – С, С – CO .

Знаючи кількості речовин реагентів, можемо скласти рівняння реакції

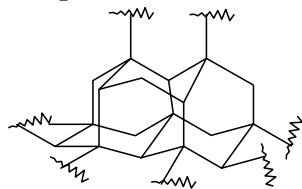


Формула псевдо-алмазу V_4C . Правильність виведеної формули можна перевірити по реакції хлорування:



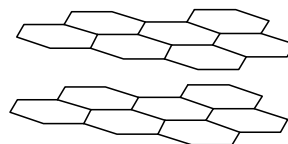
3. Карбін, фуллерен тощо.

4. В молекулі алмазу всі атоми карбону з'єднані міцними σ -зв'язками, графіт має шарову структуру з порівняно слабкою взаємодією між шарами.



sp^3

Алмаз



sp^2

Графіт

Задача 3. Таблиця Менделєєва

У Періодичній системі елементів знайдено багато залежностей. Випробуйте і ви свої сили.

1. Розшифруйте заковдані позначення:

а) F, Cl, Br, **X1**.

б) Ar, Ca, Ti, Cr, Fe, **X2**.

в) H, He, Ne, Cl, O, F, Ar, Kr, Xe, Rn, **X3**.

г) Be, Al, Ge, **X4**, Po.

д) K–Ar, Ni–Co, Te–**X5**.

е) за н.у. серед усіх простих речовин рідкими є лише **X6** та **X7**.

Відповіді поясніть.

2. Напишіть, які сполуки може утворювати **X1** з флуором? Вкажіть геометрію молекул та тип гібридизації центральних атомів.

3. Гідроген знаходиться в 1-й групі Періодичної системи, але сильно походить і на елементи 17-ї групи. Заповніть таблицю, вказавши необхідні величини.

	Гідроген	Елементи 1-ї групи	Елементи 17-ї групи
Електронна будова			
Найбільш притаманна валентність			
Найбільш притаманний ступінь окиснення			
Тип зв'язку у простій речовині та агрегатний стан простої речовини за н.у.			

4. Чому інертні гази названі «інертними»? Чи можуть вони утворювати хімічні сполуки з іншими елементами? Якщо так, наведіть 2 приклади.

Розв'язок

1. а) I (галогени); б) Ni (послідовність через один елемент); в) N (прості речовини цих елементів є газами); г) Sb (діагональна подібність); д) I (лише для трьох пар природних нерадіоактивних елементів, що розташовані один за одним, атомна маса елемента, що має менший порядковий номер, більша за наступний); е) Hg, Br₂.

2. IF; IF₃ (Т-подібна, sp³d); IF₅ (викривлена квадратна піраміда (квадратна біпіраміда, в одній з вершин якої замість атому флуору знаходиться електронна пара), sp³d²); IF₇ (пентагональна біпіраміда, sp³d³).

Здатність віддавати один електрон (s¹ → s⁰, гідроген та елементи 1-ї групи)

	Гідроген	Елементи 1-ї групи; чи є подібність до гідрогену	Елементи 17-ї групи; чи є подібність до гідрогену
Електронна будова	s ¹	s ¹	s ² p ⁵
Найбільш характерна валентність	I	I	I
Найбільш характерний ступінь окиснення	+1	+1	-1
Тип зв'язку у простій	Ковалентний,	Металічний,	Ковалентний.

речовині, агрегатний стан простої речовини за н.у.	газоподібний	твердий	Газоподібний (F ₂ , Cl ₂), рідина (Br ₂), твердий (I ₂)
--	--------------	---------	--

забезпечує стабільну електронну будову частинки; здатність приймати електрон (для гідрогену $s^1 \rightarrow s^2$, для галогенів $s^2p^5 \rightarrow s^2p^6$) також забезпечує стабільну електронну будову.

4. Інертні гази мають повністю завершені електронні оболонки (s^2 для Ne, s^2p^6 для Ne–Rn), що, загалом, обумовлює енергетичну невідповідність утворення будь-яких сполук. Відомі сполуки криптону, ксенону та радону з найбільш електронегативними елементами, наприклад: KrF₂, XeO₃, RnF₂.

Задача 4. Прості перетворення

При підвищеній температурі проста речовина **A** (за н.у. газ) реагує з простою речовиною **B** бурого кольору (за н.у. рідина), утворюючи безбарвну сполуку **B** (за н.у. газ). При взаємодії **B** з газом **Г** утворюються безбарвна сіль **D**. При розчиненні металу **E** у гарячому концентрованому водному розчині речовини **D** поступово виділяється 10,08 л (н.у.) газової фази, що містить гази **A** та **Г**, а маса розчину зменшується на 1,77 г.

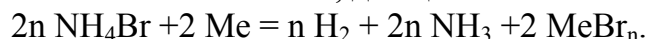
1. Розшифруйте невідомі речовини та напишіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються, якщо відомо, що густина газу **B** за газом **B** близька до 2.
2. Як у промисловості отримують речовини **A–Г**, **E**? Наведіть по одному рівнянню реакцій.
3. Наведіть будову молекули **Г** та складного іону у сполуці **D**. Вкажіть геометрію частинок та тип гібридизації центрального атома.

Розв'язок

1. Співвідношення $M(B) / M(A) \approx 2$ виконується за умови, якщо газ **A** дуже легкий (як водень) у порівнянні з газом **B**. Проста летка рідина бурого кольору може бути лише бромом. Тобто **A** – H₂, **B** – Br₂, **B** – HBr.

Якщо сіль **D** утворюється з бромоводню, який є кислотою, то **Г** – газувата за н.у. основа. Найперше, що спадає на думку – аміак. Тоді **Г** – NH₃, **D** – NH₄Br.

Залишилося знайти метал **E**, для цього запишемо рівняння реакції розчинення:



За цим рівнянням, $n(\text{H}_2) = (1/3) \cdot (10,08/22,4) = 0,15$ (моль), тому молярна маса атомів $M(\text{Me}) = (n/2) \cdot \{m(\text{Me})/0,15\}$.

Залишилося знайти масу металу. Маса розчину зменшується за рахунок виділення газу, але це частково компенсується за рахунок введення металу, тому:

$$m(\text{Me}) = m(\text{газ}) - 1,77 \text{ г},$$

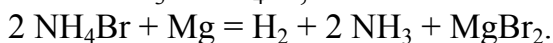
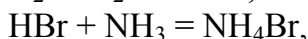
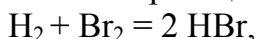
$$m(\text{газ}) = 0,15 \times 2,016 + 0,3 \times 17,034 = 5,413 \text{ (г)},$$

$$m(\text{Me}) = 3,643 \text{ г}.$$

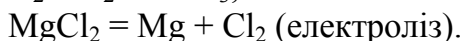
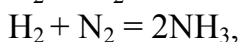
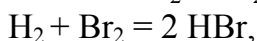
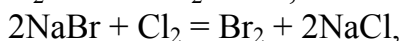
n	M(Me), г/моль	Me
1	12	C?
2	24	Mg
3	36	Cl?
4	48	Ti (не підходить з хімічних причин)

Отже, E – Mg.

Рівняння реакцій:



2. $\text{H}_2\text{O} + \text{C} = \text{H}_2 + \text{CO},$



3. Г – рівностороння трикутна піраміда, sp^3 ; NH_4^+ (Д) – тетраedr, sp^3 .

Задача 5. Кислота

Двохосновна кислота X є сполукою карбону. Масова частка кальцію в середній солі цієї кислоти становить 50,0 %.

1. Визначте формулу кислоти X.

2. Зобразіть графічні формули молекули X і молекули сполуки Y, яка має таку саму хімічну формулу, але іншу, так звану «симетричну» будову (сполуки X та Y є ізомерами). В обох сполуках карбон виявляє свою найбільш притаманну валентність.

3. Складіть рівняння реакції кальцієвої солі кислоти X із водою, якщо вона не є окисно-відновною, а одним із її продуктів є газ.

При розрахунках використовуйте значення молярних мас атомів, округлені до цілих чисел.

Розв'язок

1. Формула солі — CaZ . Молярна маса кислотного залишку Z — 40 г/моль, з яких 12 г/моль – карбон. Добором визначаємо, що формула Z — CN_2 . Хімічна формула кислоти — H_2CN_2 .

2. Графічні формули: X — $\text{H}_2\text{N}-\text{C}\equiv\text{N}$; Y — $\text{HN}=\text{C}=\text{NH}$.

3. $\text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3$.

Задача 6. Мінерал

Природний мінерал ферроантофіліт містить (масові частки) 0,201% гідрогену, 38,34% кисню, а також елементи Fe та Si. Внаслідок близькості іонних радіусів та відповідних хімічних властивостей деяка кількість іонів Fe^{2+} в кристалічній гратці ферроантофіліту може заміщуватись на іони Mg^{2+} без суттєвої зміни параметрів кристалічної ґратки (так зване ізоморфне заміщення). При рівномірному заміщенні в кристалічній гратці частини іонів Fe^{2+} на Mg^{2+} утворився антофіліт, що містить 16,0% (мас.) магнею.

1. Виведіть найпростішу формулу мінералу ферроантофіліту, а також формулу вказаного зразку магнезійного антофіліту. Останню формулу представити у виді $(\text{Mg}_{1-a}\text{Fe}_a)_n\text{Si}_m\text{O}_k\text{H}_t$, де чотири нижні індекси – цілі числа.

2. Для виготовлення хімічних приладів, прозорих для ультрафіолетового випромінювання, а також стійких до високих температур, використовують певний мінерал. Скло, виготовлене з цього мінералу, може бути прозорим чи матовим. Як зветься цей мінерал та яка його формула? З чим пов'язана непрозорість скла, що з нього виготовляється? Чи впливає вона на хімічну стійкість скла?

3. Відомо, що силікати є нестійкими до плавикової кислоти та ще до дії деяких хімічних агентів, внаслідок чого скло стає непрозорим та менш стійким механічно. Запишіть рівняння реакції діоксиду силіцію з плавиковою кислотою. Які ще розповсюджені реагенти призводять до суттєвого псування скла? Наведіть 2 приклади.

При розрахунках використовуйте значення атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі елементів.

Розв'язок

1. Для 100 г ферроантофіліту ($\text{Fe}_n\text{Si}_m\text{O}_k\text{H}_t$): $k = 2,4$, $t = 0,2$.

З умови електронейтральності (рівняння (1)) та масових часток (рівняння (2)), маса ферроантофіліту 100 г) складемо систему рівнянь:

$$2n + 4m + 0,2 = 2 \times 2,4 \quad (1),$$

$$55,85 \cdot n + 28,09 \cdot m = 61,5 \quad (2),$$

звідки $n = 0,7$, $m = 0,8$. Отже, формула ферроантофіліту: $\text{Fe}_7\text{Si}_8\text{O}_{24}\text{H}_2$.

З виразу для масової частки Mg визначимо індекс а ($y = 7a$):

$[24,3 \cdot (7 - y)] / [24,3 \cdot (7 - y) + 55,85y + 610,74] = 0,16$, $a = 0,22$, отже, формула магнієзаміщеного ферроантофіліту ($\text{Mg}_{0,78}\text{Fe}_{0,22}$) $_7\text{Si}_8\text{O}_{24}\text{H}_2$.

2. Кварц (SiO_2). Непрозорість матового кварцового скла, що не впливає на його хімічну стійкість, пов'язана з наявністю в масі дуже дрібних бульбашок повітря, що не видаляються через високу в'язкість розплаву кварцу.

3. $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Скло, що найчастіше вживається у лабораторії, нестійке до тривалої дії лугів, ортофосфатної кислоти, розтоплених лужних металів тощо.

Задача 7. Про хімію

1. Вкажіть, які з перелічених нижче явищ є хімічними: а) плавлення снігу та льоду на дорогах, посипаних сіллю; б) зміна кольору листя на деревах восени; в) гасіння соди оцтом при приготуванні тіста; г) поява на небі райдуги; д) іржавіння Заліза; е) розклад води під дією електричного струму; ж) бродіння соку; з) плавлення сала на гарячій сковороді.

2. Запишіть формули натрій сульфату, кальцій сульфід, магній сульфату та вкажіть ступені окиснення сульфуру в цих сполуках.

3. Скільки атомів гідрогену міститься в 380 г водного розчину з масовою часткою $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ 6,0%?

4. Розрахуйте масову частку купруму в сполуці $\text{Bi}_2\text{Sr}_2\text{Ca}(\text{Cu}_{1-x}\text{Ni}_x)_2\text{O}_8$, де $x = 0,022$.

Розв'язок

1. б), в), д), е), ж).

2. $\overset{+4}{\text{Na}}_2 \overset{-2}{\text{S}} \text{O}_3$, $\text{Ca} \overset{-2}{\text{S}}$, $\overset{+6}{\text{Mg}} \text{S} \text{O}_4$.

3. $m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 380 \cdot 0,06 = 22,8$ (г),

$n((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 22,8 \text{ г} / 132 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1} = 0,173$ моль,

$m(\text{H}_2\text{O}) = 380 - 22,8 = 357$ (г),

$n(\text{H}_2\text{O}) = 357,2 \text{ г} \cdot 18 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1} = 19,8$ моль,

$N(\text{H}) = (19,8 \times 2 + 0,173 \times 9) \times 6,02 \cdot 10^{23} = 2,5 \cdot 10^{25}$ (атомів).

4. $M(\text{Bi}_2\text{Sr}_2\text{Ca}(\text{Cu}_{1-x}\text{Ni}_x)_2\text{O}_8) = \{2 \times 209 + 2 \times 87,6 + 1 \times 40,1 + 2 \times [(1 - 0,022) \times 63,55 + 0,022 \times 58,7] + 8 \times 16\} = 888,1$ (г·моль⁻¹),

$$w(\text{Cu}) = [2 \times (1 - 0,022) \times 63,55] / 888,1 = 0,14 \text{ (14\%)}$$

9 клас

Задача 1. Радіуси

Як відомо, радіуси атомів та іонів значною мірою визначають їх хімічну поведінку. Часто для пояснення тих чи інших властивостей цих частинок зовсім не обов'язково знати точне значення їх радіусів. Користуючись гарним знанням Періодичного закону, хімікам вдається розібратися в багатьох питаннях. Давайте і ми спробуємо відповісти на деякі з них.

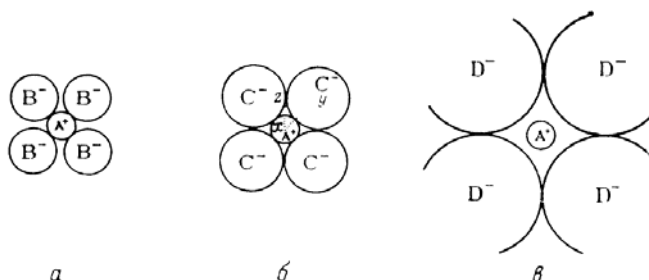
В таблиці наведені значення іонних радіусів металів першої групи:

Іон	Li ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
R, пм	60	133	148	169

- Оцініть значення радіуса Na⁺. Побудуйте та поясніть залежність іонних радіусів катіонів лужних металів від номера періоду. Чому ця залежність не є лінійною?
- Як змінюються атомні радіуси в ряду Li – Ne? Яка причина цих змін?
- Розрахуйте іонний радіус Ca²⁺, якщо відомо, що між'ядерна відстань для KF становить 266 пм, а для CaF₂ – 232 пм.
- Радіуси яких частинок більше? Чому?
 - Na⁺ і Mg²⁺,
 - Cl і Cl⁻,
 - Ba і Ba²⁺.

На рисунку наведені можливі варіанти октаєдричного оточення (для спрощення аксіальні йони не показані) катіона A⁺ аніонами з різними радіусами.

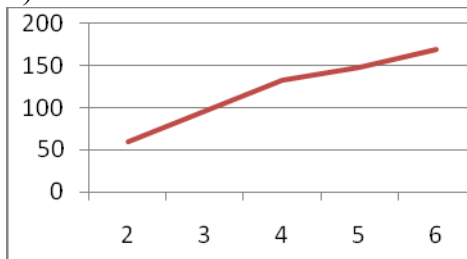
- Яка з наведених структур найбільш стійка? Розрахуйте граничне значення відношення радіуса катіона до радіуса аніона (R₊/R₋), при якому ще можлива октаєдрична координація. Спираючись на свої розрахунки, передбачте, чи можливе координаційне число Ti⁴⁺ шість у TiO₂. R(Ti⁴⁺) = 68 пм, R(O²⁻) = 140 пм.



- Чи існують бінарні іонні сполуки з різними координаційними числами катіона та аніона? Чим це зумовлено?

Розв'язок

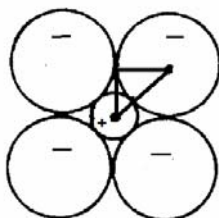
- Радіус Na⁺ розраховуємо як середнє арифметичне радіусів Li⁺ і K⁺.
R(Na⁺) = (60+133)/2 = 97 (пм).



На графіку спостерігається надлом через d-стиснення.

- В ряду Li – Ne радіуси атомів зменшуються, що пов'язано зі збільшенням заряду ядра.
- R(F⁻) = 266 - 133 = 133 (пм), R(Ca²⁺) = 232 - 133 = 99 (пм).

4. а) $R(\text{Na}^+) > R(\text{Mg}^{2+})$. Частинки ізоелектронні, але у Mg^{2+} більший заряд ядра
 б) $R(\text{Cl}) < R(\text{Cl}^-)$. В аніоні більший екрануючий ефект ядра.
 в) $R(\text{Ba}) > R(\text{Ba}^{2+})$. В катіоні менший екрануючий ефект ядра.
5. Найбільш стійка структура *a*, оскільки однойменні іони віддалені один від одного. Структура *б* являє собою граничний випадок, при якому ще можлива подібна координація. Відношення радіусів легко знайти з відповідного прямокутного рівнобедреного трикутника.



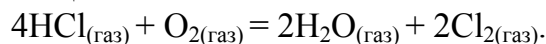
$\sin 45^\circ = R(\text{аніон}) / \{R(\text{аніон}) + R(\text{катіон})\}$, звідки $R(\text{катіон}) / R(\text{аніон}) = 2^{1/2} - 1 = 0,414$.

Для TiO_2 можливе КЧ = 6, оскільки $R(\text{Ti}^{4+}) / R(\text{O}^{2-}) = 0,486 > 0,414$.

6. Координаційні числа катіона та аніона відрізняються у всіх сполуках $A_m B_n$ в яких $m \neq n$, виходячи з стехіометричних міркувань та електронейтральності елементарної комірки.

Задача 2. Рівновага

До герметичного термостатованого при температурі 625°C реактору ввели 0,8 моль HCl та 0,2 моль O_2 . Початковий тиск у реакторі становив 1 Бар. З часом встановилася рівновага реакції



За умов рівноваги парціальний тиск кисню становить 0,077 Бар.

1. Запишіть вирази для констант рівноваги даної реакції K_p (через парціальні тиски), K_x (через мольні частки) та для стандартної константи рівноваги K_a . Вкажіть розмірності констант.
2. Розрахуйте мольні частки та парціальні тиски газів за умов рівноваги.
3. Розрахуйте значення K_p , K_x та K_a даної реакції.
4. Розрахуйте термодинамічні параметри $\Delta_r G^0$, $\Delta_r H^0$ та $\Delta_r S^0$ реакції, якщо відомо, що стандартні ентальпії утворення (вважайте їх незалежними від температури) складають: $\Delta H_f^0(\text{HCl}_{(\text{газ})}) = -91,6$ кДж/моль, $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}) = -216,3$ кДж/моль.
5. Як вплине на вихід продуктів:
 - а) зменшення об'єму реактору;
 - б) підвищення температури;
 - в) введення каталізатора?

Розв'язок

1. Вирази для констант рівноваги:

$$K_p = \frac{p(\text{H}_2\text{O})^2 \cdot p(\text{Cl}_2)^2}{p(\text{HCl})^4 \cdot p(\text{O}_2)}, \text{ має розмірність тиск}^{-1} \text{ (Бар}^{-1} \text{ або Па}^{-1}\text{)},$$

$$K_x = \frac{x(\text{H}_2\text{O})^2 \cdot x(\text{Cl}_2)^2}{x(\text{HCl})^4 \cdot x(\text{O}_2)}, \text{ безрозмірна,}$$

$$K_a = \frac{\{p(\text{H}_2\text{O})/P_0\}^2 \cdot \{p(\text{Cl}_2)/P_0\}^2}{\{p(\text{HCl})/P_0\}^4 \cdot \{p(\text{O}_2)/P_0\}} = K_p \cdot P_0, \text{ де } P_0 - \text{стандартний тиск (1 Бар =}$$

$10^5 \text{ Па})$.

2. Позначимо кількості речовини (моль): n_0 – початкові; Δn – зміни під час реакції; n_{\square} – рівноважні, n_{Σ} – загальна (сумарна). Позначимо парціальні тиски (Бар) p_i , загальні тиски (Бар) – P_{Σ} .

	4HCl	+	O ₂	=	2H ₂ O	+	2Cl ₂
n_0	0,8		0,2		0		0
Δn	-4x		-x		+2x		+2x
$[n]$	0,8-4x		0,2-x		2x		2x

Загальна кількість речовини за умов рівноваги

$$n_{\Sigma}^{\text{рівн}} = \{0,8-4x\} + \{0,2-x\} + 2x + 2x = 1 - x \text{ (моль).}$$

Рівноважна кількість речовини O₂ за умов рівноваги $[n_{\text{O}_2}]^{\text{рівн}} = 0,2 - x$ (моль),

Мольна частка O₂ за умов рівноваги

$$x_{\text{O}_2}^{\text{рівн}} = (0,2 - x) / (1 - x).$$

Загальний тиск за умов рівноваги

$$P_{\Sigma}^{\text{рівн}} = P_{\Sigma}^{\text{початковий}} \times \{(1 - x) / (0,8 + 0,2)\} = P_{\Sigma}^{\text{початковий}} \times (1 - x).$$

Парціальний тиск O₂ за умов рівноваги

$$p_{\text{O}_2}^{\text{рівн}} = P_{\Sigma}^{\text{початковий}} \times (1 - x) \times \{(0,2 - x) / (1 - x)\} = P_{\Sigma}^{\text{початковий}} \times (0,2 - x).$$

Підставляючи числові значення, маємо:

$$0,077 = 1 \times (0,2 - x), \text{ звідки } x = 0,123 \text{ (моль),}$$

$$n_{\Sigma}^{\text{рівн}} = 1 - 0,123 = 0,877 \text{ (моль).}$$

Тепер легко знайти мольні частки та парціальні тиски учасників реакції:

$$x_{\text{O}_2}^{\text{рівн}} = (0,2 - x) / (1 - x) = 0,088,$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{рівн}} = x_{\text{Cl}_2}^{\text{рівн}} = 2x / (1 - x) = 0,281,$$

$$x_{\text{HCl}}^{\text{рівн}} = 1 - (x_{\text{O}_2}^{\text{рівн}} + x_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{рівн}} + x_{\text{Cl}_2}^{\text{рівн}}) = 0,350.$$

Загальний тиск за умов рівноваги

$$P_{\Sigma}^{\text{рівн}} = 1 \cdot (1 - 0,123) = 0,877 \text{ (Бар),}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{рівн}} = p_{\text{Cl}_2}^{\text{рівн}} = P_{\Sigma}^{\text{рівн}} \times x_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{рівн}} = 0,877 \cdot 0,281 = 0,246 \text{ (Бар),}$$

$$p_{\text{HCl}}^{\text{рівн}} = P_{\Sigma}^{\text{рівн}} - (p_{\text{O}_2}^{\text{рівн}} + p_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{рівн}} + p_{\text{Cl}_2}^{\text{рівн}}) = 0,308 \text{ (Бар).}$$

3. Підставляючи числові значення у вирази для констант, знаходимо:

$$K_x = \frac{0,281^2 \cdot 0,281^2}{0,350^4 \cdot 0,088} = 4,72,$$

$$K_p = \frac{0,246^2 \cdot 0,246^2}{0,308^4 \cdot 0,077} = 5,29 \text{ (Бар}^{-1}\text{),}$$

$$K_a = K_p \cdot P_0 = 5,29.$$

4. $\Delta_r G^0 = -RT \ln K_a = -12439 \text{ Дж/моль,}$

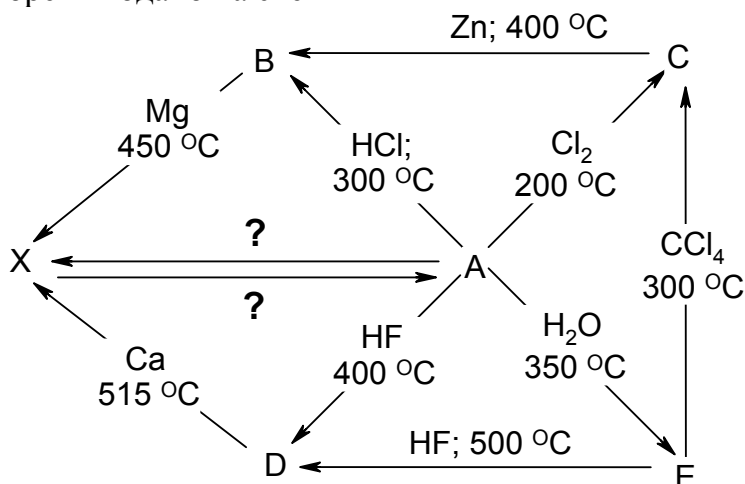
$$\Delta_r H^0 = 2 \cdot \Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}) - 4 \cdot \Delta_f H^0(\text{HCl}_{(\text{газ})}) = -66.2 \text{ кДж/моль.}$$

$$\Delta_r S^0 = (\Delta_r H^0 - \Delta_r G^0)/T = (-66200 + 12439) / 898,15 = -59,9 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\text{K}^{-1}.$$

5. а) збільшить б) зменшить в) не змінить.

Задача 3. Бінарні речовини

Речовина А є ключовою сполукою для синтезу багатьох похідних елемента Х. Деякі з цих перетворень подано на схемі



Відомо, що сполуки А – Е є бінарними, масова частка Х в А складає 98,7455%, а співвідношення молярних мас $M_C : M_B = 1,103$.

- Розшифруйте схему, якщо Х має однакові ступені окиснення в Е та С, а при відновленні еквімолярної суміші сполук В та D маса утвореної простої речовини Х менше маси вихідної суміші на 27,70%.
- Наведіть рівняння реакцій, наведених на схемі, та умови перетворень, позначені знаками питання.

При розрахунках використовуйте значення атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі елементів.

Розв'язок

- Сполука А може бути лише гідридом оскільки в інших випадках молярна маса Х перевищуватиме атомну масу будь-якого з відомих елементів. Тоді:

$$98,7455/M_e(X) = 1,254/1,008, \text{ де } M_e(X) - \text{молярна маса еквівалентів } X,$$

$$M_e(X) = 79.34 \text{ (г/моль)},$$

що відповідає при ступеня окиснення +3 урану. Таким чином, Х – уран U, а А – гідрид UH₃.

Відповідно до схеми, сполуки С та В є хлоридами урану, причому молярна маса С більша. Можна припустити, що В – це UCl₃, а С – UCl₄. Молярні маси: M(UCl₃) = 344,38 г/моль, M(UCl₄) = 379,83 г/моль, M(UCl₄) / M(UCl₃) = 1,103, що відповідає даним, наведеним в умові. Тоді Е – оксид UO₂, D – UF₄. Перевірка розрахунком підтверджує, що втрата маси при відновленні еквімолярної суміші UCl₃ та UF₄ складає 27,70%.

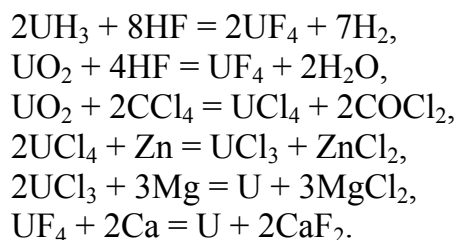
- $$2\text{U} + 3\text{H}_2 = 2\text{UH}_3 \text{ (нагрівання в атмосфері водню),}$$

$$2\text{UH}_3 = 2\text{U} + 3\text{H}_2 \text{ (нагрівання у вакуумі),}$$

$$\text{UH}_3 + 3\text{HCl} = \text{UCl}_3 + 3\text{H}_2,$$

$$2\text{UH}_3 + 7\text{Cl}_2 = 2\text{UCl}_4 + 6\text{HCl},$$

$$\text{UH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{UO}_2 + \text{H}_2,$$



Задача 4. Дзеркальна бінарність

Бінарні речовини **X** і **Z** мають однаковий якісний, але «дзеркальний» кількісний склад. При взаємодії з хлороводнем газу **X** утворюється біла кристалічна речовина, що покриває нальотом скло витяжних шаф в багатьох хімічних лабораторіях. Розчин надзвичайно вибухонебезпечної речовини **Z** може бути отриманий обережним окисненням нітритом натрію в кислому середовищі бінарної речовини **Y**. Водні розчини **Y** отримують в промисловості окисненням гіпохлоритом натрію речовини **X**. Відомо також, що концентрований розчин хлоридної кислоти та **Z** подібний до "царської горілки", а найважливішу роль у вивченні сполуки **Z** відіграв Т. Курциус.

1. Розшифруйте речовини **X**, **Y** і **Z**, приведіть рівняння згаданих хімічних реакцій. Які хімічні перетворення відбуваються у підкисленому водному розчині нітриту натрію? у водному розчині речовини **Y**?
2. Наведіть структурні формули молекул речовин **X**, **Y** і **Z**, вкажіть тип гібридизації некінцевих атомів.
3. Що таке "царська водка"? Чим обумовлена її надзвичайно висока хімічна активність? Запропонуйте рівняння для реакції, що відбувається у концентрованому розчині хлоридної кислоти та речовини **Z**, що пояснює схожість цієї суміші з "царською водкою".

Розв'язок

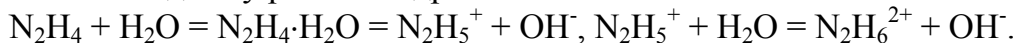
1. Білий наліт на склі витяжних шаф у хімічних лабораторіях зумовлений NH_4Cl , що утворюється у результаті взаємодії з хлороводнем аміаку – речовини **X**: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.

Речовина **Z**, що має «дзеркальний» склад відносно NH_3 , – це HN_3 . Тоді якісний склад **Y**, вірогідно, аналогічний складу **X** та **Y**, причому нітроген знаходиться у проміжному ступені окиснення (між -3 та $-1/3$).

Окисненням аміаку гіпохлоритом натрію у промисловості отримують гідразин – речовину **Y** (метод Рашіга):



У водному розчині гідразин виявляє слабкі основні властивості:

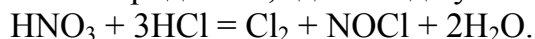


При помірному підкисленні розчину нітриту натрію утворюється слабка нітритна кислота: $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- = \text{HNO}_2$, здатна до м'якого окиснення гідразину до азидоводню: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 = \text{HN}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

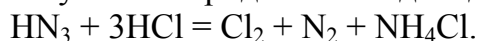
X	Y	Z
NH ₃	N ₂ H ₄	HN ₃
N – sp ³	N – sp ³	N _(NH) – sp ² , N _(NN) – sp

2.

3. «Царська водка» – це суміш концентрованих нітратної та хлоридної кислот в об'ємному співвідношенні 1:3. Висока хімічна активність даного розчину обумовлена присутністю хлору, що визначає окислювальні властивості «водки», а також наявністю хлорид-іонів, здатних до участі у комплексоутворенні:



У суміші хлоридної та азидоводневої кислот хлор також присутній:



Задача 5. Переможці надр

У відомому романі «Победители недр» фантаста Григорія Адамова (1886-1945) розповідається про експедицію науковців, які відправилися у надра землі для побудови підземної теплової станції. Під час експедиції у них виникла проблема утікання газу **В** в кабіні. От деякі уривки цієї події:

«... Володя захопав в ладоши.

– Вот это – работа!

Он не мог усидеть на месте. Что-то подмывало его, вызывало желание прыгать, скакать, кричать, петь, смеяться.

– Я буду учёным! – кричал он в каком-то упоении. – Я буду геологом! Я буду учёным-геологом! Во что бы то ни стало! Нина, слышишь? Это будет очень весело!

Он пустился в пляс, вскрикивая и размахивая руками. Малевская громко смеялась. Щеки у неё порозовели, глаза вспыхивали.....

.... Волна веселья захватила и Брускова. Забыв про свою болезнь, с покрасневшими ушами и блестящими глазами, он схватил оказавшуюся под рукой стеклянную колбу и, стуча по ней изо всех сил ложкой, заорал диким голосом что-то, отдалённо напоминающее боевую ирокезскую песню. Его неудержимо тянуло присоединиться к пляске.....».

Існує чимало методів добування газу **В**. Газ **В** можна отримати з оксигеновмісної солі **А**. 0,24 г солі **А** при нагріванні утворює 0,0672 л (н.у.) газу **В** та іншу речовину **С** у мольному співвідношенні 1:2. Масова частка водню в солі в сім разів менша, ніж одного з елементів. При взаємодії солі **А** з хлоридною кислотою утворюється речовина **Д**, яка в чистому виді є відомим сильним окисником, який при розкладі утворює газ **В**. Речовина **С** активно реагує з галогенами. Газ **В** безбарвний і важчий за повітря.

1. Визначте невідомий газ **В** та інші зашифровані речовини, якщо молекула **В** не має дипольного моменту.

2. Напишіть рівняння реакцій.
3. Напишіть ще 4 реакції отримання газу В.

Розв'язок

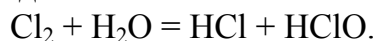
1-2. Сіль А складається з трьох елементів – кисню, водню та невідомого елемента, атомна маса якого за умовою задачі є кратною 7. Це можуть бути Li, N, Si ... Важливо зазначити, що якщо сіль містить водень – це кисла сіль або сіль амонію. Третій елемент може бути нітрогеном. Катіон амонію містить 4 атоми водню, тому в формулі солі мають бути 2 атоми нітрогену. Оскільки газ В може веселити людей, зразу спадає на думку, що газ В – N_2O , сіль А – NH_4NO_3 , речовина С – вода. Треба перевірити це.



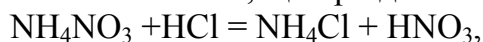
Кількість речовини $n(NH_4NO_3) = \frac{0,24}{80} = 0,003$ (моль), що відповідає

кількості речовини газу $V(N_2O) = 0,003 \cdot 22,4 = 0,0672$ (л).

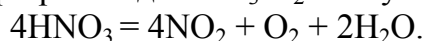
Проаналізуємо інші дані умови. Вода дійсно активно реагує в фтором і взаємодіє з іншими галогенами, наприклад



Можна вважати, що при дії соляної кислоти на NH_4NO_3 утворюється HNO_3



але при розкладі HNO_3 N_2O не утворюється:



Крім того, молекула N_2O має дипольний момент, що суперечить умові задачі. Отже, N_2O не може бути газом В.

Передивимось знову дані про сіль А.

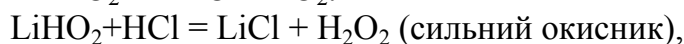
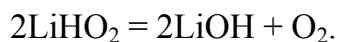
Сіль А складається з трьох елементів – кисню, водню та невідомого елемента атомна маса якого є кратною 7, за умовою задачі. Тобто це може бути Li, N, Si...

Оскільки це сіль, то вона містить метал. Тоді це сіль, до формули якої входить атом літію, один атом водню та кисень. Перевіримо варіанти $LiHO$, $LiHO_2$, $LiHO_3$. Перша речовина не є сіллю, друга – це сіль пероксиду водню.

$M(LiHO_2) = 40$ г/моль – це важлива ознака достовірності припущення, молярна маса даної солі має бути кратною 80 г/моль (тобто $M(NH_4NO_3)$), щоб отримати нормальне значення кількості речовини.

Отже, кількість речовини солі $n(LiHO_2) = \frac{0,24}{40} = 0,006$ (моль),

кількість речовини газу $n(B) = \frac{0,0672}{22,4} = 0,003$ (моль), мольне співвідношення 2:1:



молекула O_2 не має дипольного моменту.

Витікання кисню призводить до того, що його частка в повітрі збільшується, внаслідок чого людина стає більш активною.

Отже **A** – LiHO_2 , **B** – O_2 , **C** – LiOH , **D** – H_2O_2 .

- $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$,
- $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$,
- $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2$,
- $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$.

Задача 6. Солі бувають різні

Неорганічна сіль **A** – безбарвні кристали, що забарвлюють полум'я пальника у фіолетовий колір. Наважку **A** масою 2,000 г обробили надлишком сильноокислого розчину речовини **B**. При цьому утворилося 1,097 л (за н.у) забарвленого газу **C** (проста речовина) з дуже різким запахом. При нагріванні до 500°C у присутності каталізатора сіль **A** повністю розкладається, при цьому утворюється сіль **F** (маса **F** менше маси **A** на 39,17%) та газ **D**.

- Розшифруйте речовини **A** – **F**, якщо відомо, що відношення молярних мас $M_C / M_D = 2,216$.
- Запишіть рівняння згаданих в умові реакцій.
- При нагріванні солі **A** без каталізатора втрата маси менша, ніж 39,17%. Поясніть, чому.
- Де використовуються солі **A** та **F**?
- Яка тривіальна назва **A**?
- Як реагує **A** з концентрованим розчином H_2SO_4 ; S ; P_2O_3 ? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

При розрахунках використовуйте значення атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі елементів.

Розв'язок

- A** – KClO_3 , **B** – HCl , **C** – Cl_2 , **D** – O_2 , **F** – KCl .
- $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.
- KClO_3 розкладається паралельно за реакцією, що проходить без втрати маси:
 $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$.
- Сіль **A** використовується для виготовлення різноманітних вибухівок, запалювальних сумішей. Хлорид калію – добриво, лікарський засіб, харчова добавка (емульгатор), використовується при виробництві KOH .
- Бертолетова сіль.
- $3\text{KClO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{KHSO}_4 + 2\text{ClO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{KClO}_3 + 3\text{S} = \text{KCl} + 3\text{SO}_2$,
 $2\text{KClO}_3 + \text{P}_2\text{O}_3 = 2\text{KCl} + \text{P}_2\text{O}_5$.

10 клас

Задача 1. Електрофільне заміщення

Ароматичні вуглеводні (арени) порівняно легко вступають у реакції електрофільного заміщення (S_EAr), але такі реакції потребують тривалого нагрівання та дуже часто відбуваються неселективно. Наприклад, при дії на толуол суміші HNO_3/H_2SO_4 (активним компонентом цієї суміші є частинка I_1 , в якій масова частка кисню 69,56%), утворюються три ізомерні речовини: X_1 (58,4%), X_2 (37,2%), X_3 (4,4%).

1. Встановіть молекулярну формулу речовин X , якщо відомо, що масова частка карбону в них 61,31%.
2. Запропонуйте структурні формули $X_1 - X_3$ та поясніть відповідні виходи цих сполук.
3. Розшифруйте структурну та молекулярну формулу частинки I_1 та запропонуйте механізм утворення X .
4. Запишіть рівняння утворення I_1 та поясніть роль HNO_3 та H_2SO_4 у цій суміші.

При взаємодії толуолу з сумішшю неорганічної кислоти Y та H_2SO_4 (під час реакції в даній суміші генерується частинка I_2 , подібна за складом до I_1 , але вміст кисню в ній 38,55%) утворюються переважно вуглеводень Y_1 .

5. Встановіть формулу кислоти Y та частинки I_2 . Запишіть рівняння її утворення.
6. Яку структуру має Y_1 (молекулярна формула $C_{14}H_{14}$, у ПМР спектрі є сигнали: синглет 2,09 м.ч. (3H), синглет 3,8 м.ч. (2H), мультиплет 7,05 – 7,12 м.ч. (5H), дублет 7,25 м.ч. (2H), дублет 7,35 м.ч. (2H))? Який можливий механізм її утворення?

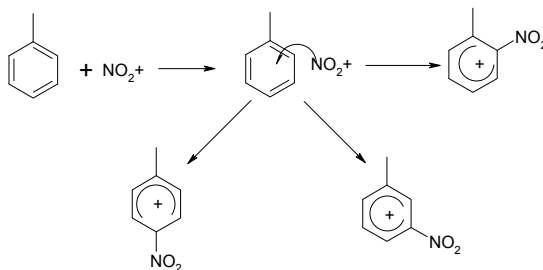
Розв'язок

1. $C_7H_7NO_2$

2-4. В суміші нітратної та сульфатної кислоти встановлюється рівновага:

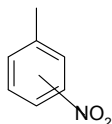


В даній реакції H_2SO_4 виконує донора протонів, а нітратна кислота – акцептора протонів. Активним компонентом цієї суміші є нітроній-катион: NO_2^+ (частинка I_1), який виступає в реакції в ролі електрофіла, атакуючи молекулу толуола з утворенням π -комплекса, який перегрупується у відповідні σ -комплекси по трьом можливим



положенням ароматичного кільця:

Відповідні перехідні стани нестійкі, тому втратою протону утворюються *орто*-, *мета*-



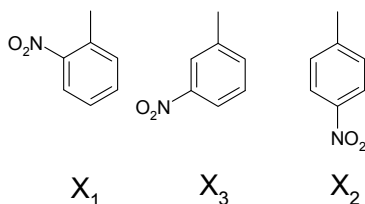
та *пара*-нітротолуоли:

Сполука X_1 – *о*-ізомер, що можна пояснити його найбільшим вмістом, ґрунтуючись на стабільності перехідного стану (**термодинамічний контроль**): метильна група, маючи +I ефект, стабілізує позитивний заряд, створений нітрогрупою на атомі C_1 в найбільшій мірі.

Кінетичний контроль: в молекулі толуолу є два *o*-положення, по яким можливе приєднання нітрогрупи.

Найменший вміст буде у ізомера, утвореного з перехідного стану з найбільшою енергією, тобто найменш стабільного. Це – *m*-ізомер.

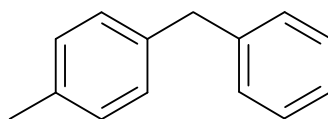
Відповідні сполуки:



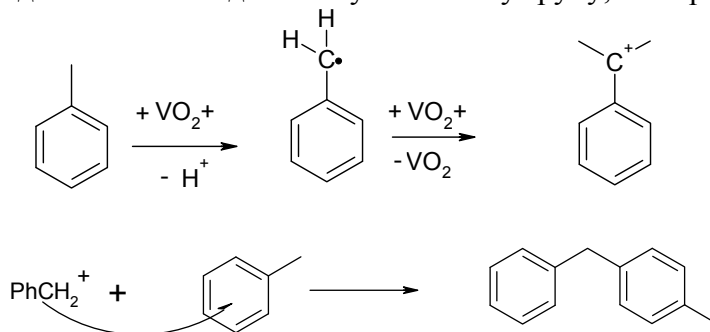
5. $Y - HVO_3, I_2 - VO_2^+$,



7. Судячи з ПМР спектру, вуглеводень Y_1 має таку структуру:



Утворення даної сполуки свідчить про те, в процесі реакції генерується безилій-катион $PhCH_2^+$. Тобто ванадил-катион швидше атакує метильну групу, ніж ароматичне кільце:



Задача 2. Вуглеводень

При спалюванні 0,26 г вуглеводню X , пара якого в 52,03 рази важча за гелій, утворюється 448 мл (н.у.) діоксиду карбону та 0,18 г води. Єдиним продуктом окиснення вуглеводню X кислим розчином біхромату натрію є органічна кислота Y із загальною формулою $R(CO_2H)_n$ (R – вуглеводневий залишок). Для нейтралізації 33,2 мг цієї кислоти потрібно 4,00 мл розчину $NaOH$ з концентрацією 0,10 моль/л. За даними спектроскопії ЯМР в молекулах як вихідного вуглеводню, так і кислоти містяться лише два структурно нееквівалентні протони.

- Визначте емпіричні формули (брутто-формули) X та Y і запропонуйте будову зашифрованих сполук.
- Скільки стереоізомерів матиме монобромпохідна X , якщо бромовання проводити в умовах реакції електрофільного заміщення? Чому? Зобразіть ці ізомери.

Розв'язок

1. Відповідно до співвідношення кількостей води та CO_2
 $(0,448/22,4) : (0,18 \cdot 2/18) = 1 : 1$,

найпростіша формула $X - (CH)_x$.

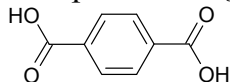
$M(X) = 7,17 \cdot 29 = 208$ (г/моль). Тому $X - C_{16}H_{16}$.

За результатами титрування молярна маса еквівалентів кислоти

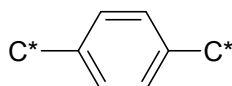
$$M_c(Y) = \frac{33.2 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{0.1 \cdot 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль}} = 83 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса карбоксильної групи COOH складає 45 г/моль, тому при $n = 1$ маса вуглеводневого залишку $M(R) = 83 - 45 = 38$ (г/моль), і рішення не існує.

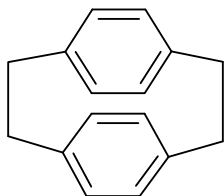
При $n = 2$ $M(R) = 83 \cdot 2 - 90 = 76$ (г/моль), $R - C_6H_4$. Залишок є ненасиченим, але стійким до окиснення – це залишок ароматичного ядра. Тоді кислота Y (з умови двох сигналів в спектрі ПМР) 1,4-бензолдикарбонова $C_8H_6O_4$:



Звідки вихідний вуглеводень X є похідним залишку

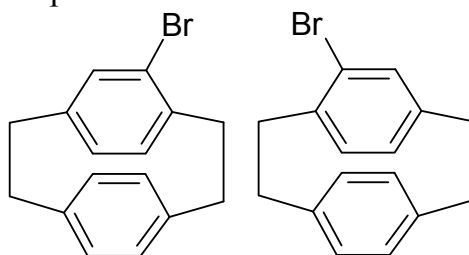


та, відповідно до його молярної маси, димером:



– парациклофан.

2. Монобромпохідна буде мати два енантіомери, оскільки ароматичні ядра парациклофану не можуть обертатися навколо осі:



Задача 3. Сірководень

Залежність концентрації розчиненого в воді H_2S ($c(H_2S)$) від парціального тиску цієї речовини в газовій фазі ($p(H_2S)$) описує закон Генрі

$c(H_2S) = K \cdot p(H_2S)$. Вода з деякого природного джерела, насичена сірководнем при тиску 5 Бар під землею, "закипає" при виділенні на поверхню за рахунок різкого виділення H_2S . Цей газ можна було б використовувати як паливо, але згорання H_2S супроводжується виділенням шкідливого і небезпечного продукту – SO_2 . Проте в деяких умовах можливе "екологічно-безпечне" згорання H_2S , що дає виділення 264,8 кДж на 1 моль цієї речовини.

1. Розрахуйте, скільки тепла може виділитися при "екологічно-небезпечному" і "екологічно-безпечному" згоранні H_2S , що спонтанно виділяється при "закипанні" 1 л джерельної води, якщо $K = 0,15$ моль/(л·Бар).

2. Напишіть рівняння реакції "екологічно-безпечного" згорання H_2S і підтвердіть свою думку розрахунком.

Для довідки

	S	H_2	H_2O	H_2S	SO_2
--	---	-------	--------	--------	--------

$\Delta_f H_{295}^0$, кДж/моль	0	0	-285,8 (р)	-21,0	-296,9
S_{295}^0 , Дж/(моль·К)	31,9	130,52	70,1	205,7	248,1

Вважайте, що термодинамічні характеристики не залежать від температури, а теплові ефекти приводяться для стану, коли вода конденсується в рідку фазу. Вважайте, що густина усіх розчинів однакова.

Розв'язок

1. Розрахуємо концентрацію H_2S в воді. $c(H_2S) = K \cdot p(H_2S)$

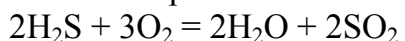
При тиску 5 Бар $c(H_2S) = 0,15 \cdot 5 = 0,75$ (моль/л),

При тиску 1 Бар $c(H_2S) = 0,15 \cdot 1 = 0,15$ (моль/л).

З 1 літру води виділяється $0,75 - 0,15 = 0,6$ (моль) H_2S .

При "екологічно-безпечному" згоранні цієї кількості H_2S виділиться $0,6 \cdot 264,8 = 158,9$ (кДж) теплоти.

Запишемо рівняння "екологічно-небезпечного" згорання H_2S :



Розрахуємо $\Delta_r H^0$ цієї реакції:

$$\Delta_r H^0 = 2 \cdot (-285,8) + 2 \cdot (-296,9) - 2 \cdot (-21,0) = -1123,4 \text{ кДж,}$$

а при окисненні 1 моль H_2S $\Delta_r H^0 = -561,7$ кДж/моль.

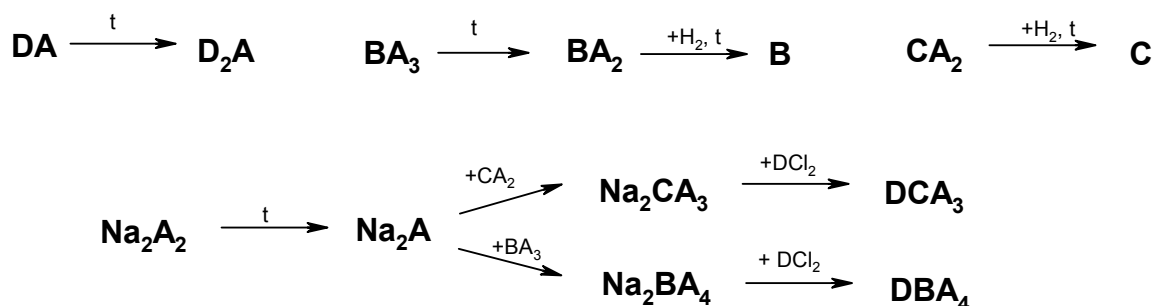
Відповідно, при "екологічно-небезпечному" згоранні 0,6 моль H_2S виділиться $0,6 \cdot 561,7 = 337,0$ (кДж) теплоти.

2. $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$.

Утворюється сірка в твердому стані, що не потрапляє до атмосфери.

Задача 4. Ще 4 елементи

Чотири елементи **A**, **B**, **C** та **D** мають атомні маси, які відносяться як 1:2:3:4 (відповідність у співвідношеннях – необов'язкова). Два з цих елементи – неметали, які знаходяться в одній групі (за короткою формою Періодичної системи елементів), переклад назви, якої з латині – *ті*, що спорідненні до металу **D**.

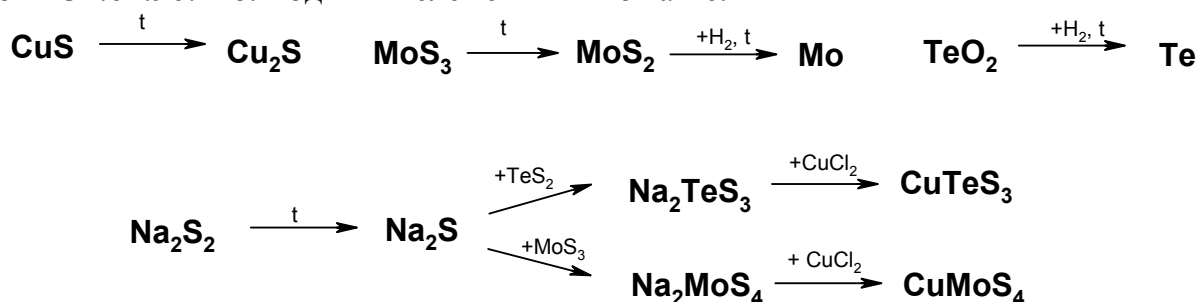


DA	чорна, тверда речовина
D_2A	нерозчинна у воді, переводиться в розчин дією водного розчину аміаку
B	тверда речовина, розчинна в розчині лугу
Na_2BA_4	червона сіль
C	сплав простої речовини цього елемента з залізом – промислово важливий

1. Розшифруйте елементи.
2. Напишіть рівняння всіх згаданих перетворень.
3. Чи існують ще бінарні сполуки з Na_xA_y , крім Na_2A_2 та Na_2A ?

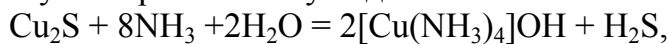
Розв'язок

Дивно, що сіль натрію Na_2BA_4 є червоною. Те що два елементи належать до однієї групи, яка називається „ті, що спорідненні до металу D”. Це халькогени, а D – Cu. Якщо припустити, що зашифровані елементи – O, S, Ti, Cu, виходить, що Na_2BA_4 – Na_2SO_4 , який білий. Тоді треба повернутися до схеми перетворень. Подивимось на Na_2A_2 . Такі сполуки утворюють сульфур та селен. В інших сполуках A має ступінь окиснення -2. Отже, сульфур більше підходить, ніж селен (адже його атомна маса відноситься до атомної маси купруму як 1:2). Тоді атомні маси елементів співвідносяться як 16:32:48:64 (на I турі ми вже з'ясували, що це неможливо може) або як 32:64:96:128. Тоді інші елементи – Mo та Te.

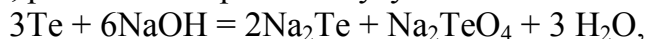


Отже, A – S; B – Mo; C – Te; D – Cu.

Остаточна перевірка за даними таблиці: CuS – чорний, Cu_2S – розчинний в розчинні аміаку та нерозчинний у воді:



Te – твердий, розчинний в розчині лугу:



Na_2MoS_4 – червона сіль, Te – додають до сплаву для підвищення міцності,

2. $2\text{CuS} = \text{Cu}_2\text{S} + \text{S},$
 $\text{MoS}_3 = \text{MoS}_2 + \text{S},$
 $\text{MoS}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Mo} + 2\text{H}_2\text{S},$
 $\text{TeS}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{S},$
 $2\text{Na}_2\text{S}_2 = \text{Na}_2\text{S} + \text{S},$
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{TeS}_2 = \text{Na}_2\text{TeS}_3,$
 $\text{Na}_2\text{TeS}_3 + \text{CuCl}_2 = \text{CuTeS}_3 + 2\text{NaCl},$
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{MoS}_3 = \text{Na}_2\text{MoS}_4,$
 $\text{Na}_2\text{MoS}_4 + \text{CuCl}_2 = \text{CuMoS}_4 + 2\text{NaCl},$
 $\text{Cu}_2\text{S} + 8\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{OH} + \text{H}_2\text{S},$
 $3\text{Te} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{Te} + \text{Na}_2\text{TeO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$

3. $\text{Na}_2\text{S}_n, n = 3-9.$

Задача 5. Добуток розчинності

Юний Хімік задумав отримати фотографічний папір, для чого вирішив покрити шматочок фільтрувального паперу тонким шаром AgCl . Він приготував рівно 2 л розчину AgNO_3 , розділив цей розчин на дві точно однакові частини і додав до однієї з

них 1 мл розчину з масовою часткою NaCl 0,1 % (дослід А), а до другої – 1 мл розчину з масовою часткою KCl 0,1 % (дослід В). Проте лише в досліді А утворився осад. Цей осад Юний Хімік відфільтрував, а прозорий фільтрат з досліду А разом з прозорим розчином з досліду В відніс до хімічної лабораторії, де з'ясували, що в фільтраті з досліду А концентрація іонів Ag^+ становить $1,16 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а в розчині з досліду В – $1,32 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

1. Виходячи з даних задачі розрахуйте добуток розчинності $K_{\text{so}}(\text{AgCl})$. Вважайте, що густина усіх розчинів дорівнює 1 г/мл.

2. Чому осад AgCl випав в досліді А, і не випав в досліді В? Відповідь підтвердить розрахунком.

3. Чи може фільтрувальний папір з осадом AgCl використовуватися як фотопапір для звичайної фотографії? Відповідь обґрунтуйте.

Розв'язок

1. Фільтрат з досліду А відповідає насиченому розчину, тому добуток $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ для цього розчину буде дорівнювати $K_{\text{so}}(\text{AgCl})$.

Розрахуємо ці концентрації. 1 л вихідного розчину AgNO_3 містить $1,32 \cdot 10^{-5}$ моль/л Ag^+ . До цієї кількості додали $(0,001 \text{ г}) / (58,5 \text{ г/моль}) = 1,71 \cdot 10^{-5}$ моль NaCl. Оскільки в фільтраті досліду А міститься $1,16 \cdot 10^{-5}$ моль/л іонів Ag^+ , в осад випало $1,32 \cdot 10^{-5} - 1,16 \cdot 10^{-5} = 0,16 \cdot 10^{-5}$ (моль) AgCl. Таким чином, $[\text{Cl}^-]$ в фільтраті дорівнює $1,71 \cdot 10^{-5} - 0,16 \cdot 10^{-5} = 1,55 \cdot 10^{-5}$ (моль/л), а

$$K_{\text{so}}(\text{AgCl}) = 1,55 \cdot 10^{-5} \times 1,16 \cdot 10^{-5} = 1,80 \cdot 10^{-10} \text{ (моль/л)}^2.$$

2. Осад випав в досліді А, оскільки добуток концентрацій іонів Ag^+ і Cl^- більший за добуток розчинності AgCl. Оскільки молярна маса атомів калію більше, ніж натрію, концентрація $[\text{Cl}^-]$ в досліді В нижче і дорівнює $1,34 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а добуток $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,34 \cdot 10^{-5} \times 1,32 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-10} < K_{\text{so}}(\text{AgCl})$, тому осад в досліді В не випав.

3. Ні, фільтрувальний папір з осадом AgCl не може використовуватися для звичайної фотографії, оскільки AgCl майже не має світлочутливості до видимого світла. Такий фотопапір є чутливим до УФ випромінювання.

Задача 6. Чадний газ

Чадний газ завжди вважали отрутою. Але нещодавно з'ясувалося, що дуже малі домішки його у повітрі, яким дихає людина, можуть попереджати чи навіть лікувати інсульт головного мозку. Дослідники визначили, що миші, які до інсульту дихали повітрям, що містило CO в концентрації 225 ppm (за об'ємом), отримали набагато менше пошкоджень нервових клітин, аніж ті, що дихали чистим повітрям.

Чадний газ у концентраціях, більших 800 ppm, викликає задуху й отрує людину.

1. Розрахуйте, яка концентрація чадного газу буде в лабораторії загальним об'ємом 80 м^3 , якщо дослідники одержували чадний газ нагріванням $135,5 \text{ г}$ жовтої кров'яної солі з надлишком сірчаної кислоти у відкритій колбі при виключених витяжних шафах.

2. Напишіть рівняння реакцій розведеної і концентрованої сірчаної кислоти з жовтою кров'яною сіллю. Відомо, що в першому випадку утворюється сіль X (молярна маса 132 г/моль) і CO, у другому – деяка дуже отруйна кислота Y. Решта продуктів реакції ідентична.

3. Запропонуйте механізм гідролізу Y.
4. Чи перевищить концентрація CO в лабораторії небезпечно?
5. Яким методом можна виявити чадний газ у повітрі? Яким методом можна визначити його кількісно?
6. Чи порушили правила техніки безпеки дослідники в ході цього експерименту?
7. Чи знаєте ви ще методи отримання CO в лабораторії і промисловості?

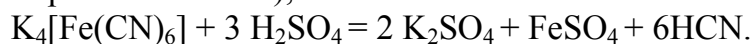
Для довідки: 1 ppm – мільйонна частка (0,0001%), всі умови нормальні.

Розв'язок

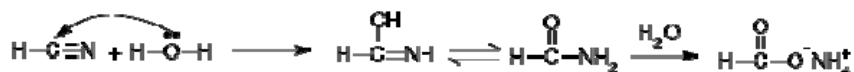
1. Утворилося 2,2 моль CO, концентрація якого становитиме 610 ppm.

2. Припустивши, що сіль X містить аніон сірчаної кислоти (інших сильних кислот немає), знаходимо за молярною масою, що це сульфат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Кислота Y – HCN. Рівняння реакцій:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6\text{CO}$
(концентрована кислота),



3.



4. Утворилося 2,2 моль CO, концентрація якого становитиме 6,1 ppm.

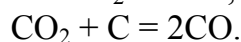
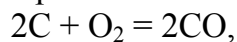
5. Виявити CO у повітрі можна за допомогою паперу, змоченою розчином PdCl_2 . Кількісно визначити можна титруванням з I_2O_5 .

6. Порушили, тому що усі операції з CO мають проводитися при увімкнених витяжних шафах.

7. Лабораторні методи:



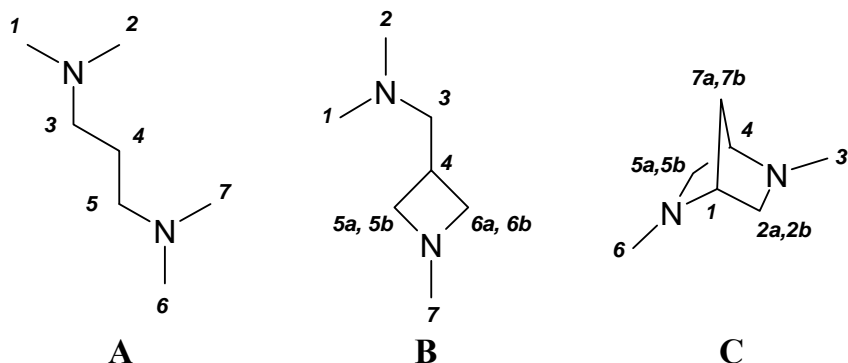
Промислові методи:



11 клас

Задача 1. Амінокислоти

Нижче наведено ^1H ЯМР спектри трьох діамінів А – С. Встановіть, який зі спектрів відповідає кожному з діамінів. Проведіть також якомога повніше співвіднесення та вкажіть мультиплетність сигналів у спектрах. Для відповіді використовуйте форму, що додається, та нумерацію груп протонів, наведену нижче.



Примітка: При співвіднесенні сигналів враховуйте той факт, що деякі з пронумерованих груп протонів можуть бути еквівалентними.

Форма для відповідей

Спектр № 1

Сполука: _____

Хімічний зсув	3,15	2,85	2,48	2,31	2,22	1,92
Мультиплетність						
Номер(и) протонів						

Спектр № 2

Сполука: _____

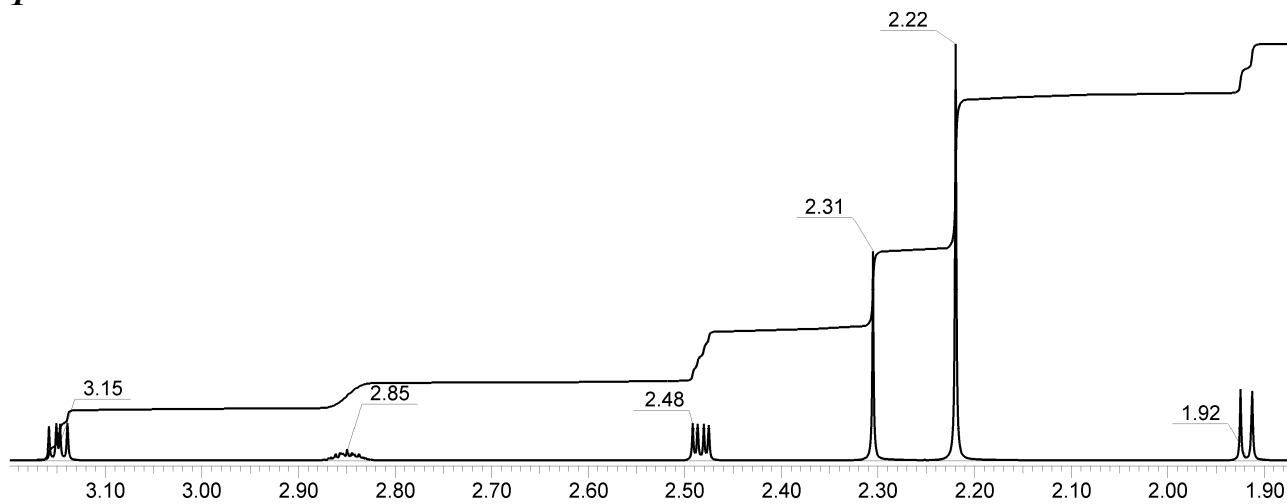
Хімічний зсув	3,02	2,56	2,34	1,80	1,40
Мультиплетність					
Номер(и) протонів					

Спектр № 3

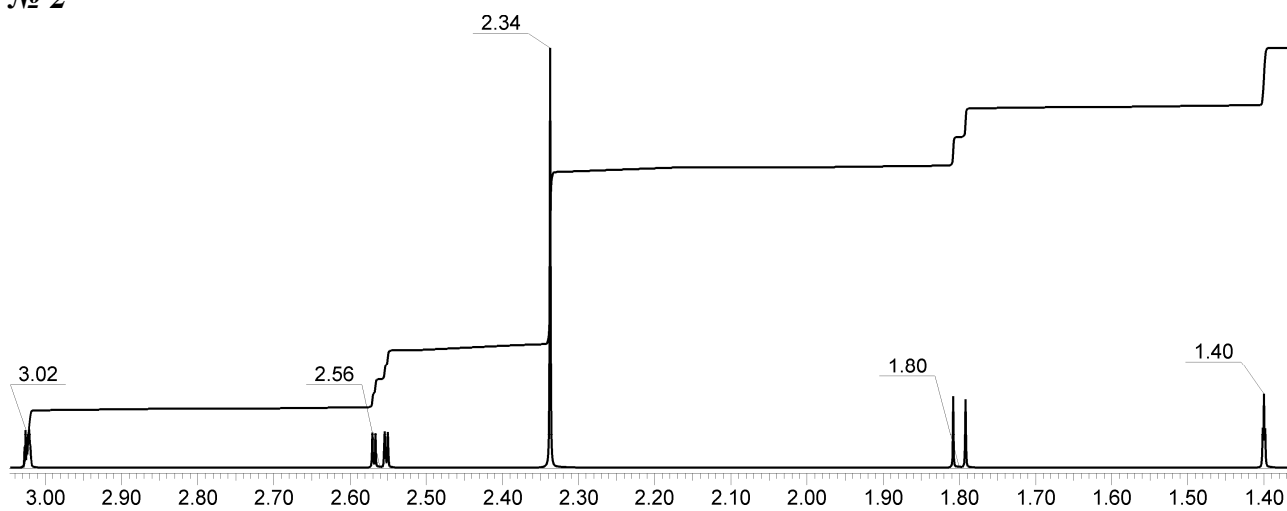
Сполука: _____

Хімічний зсув	2,30	2,29	1,92
Мультиплетність			
Номер(и) протонів			

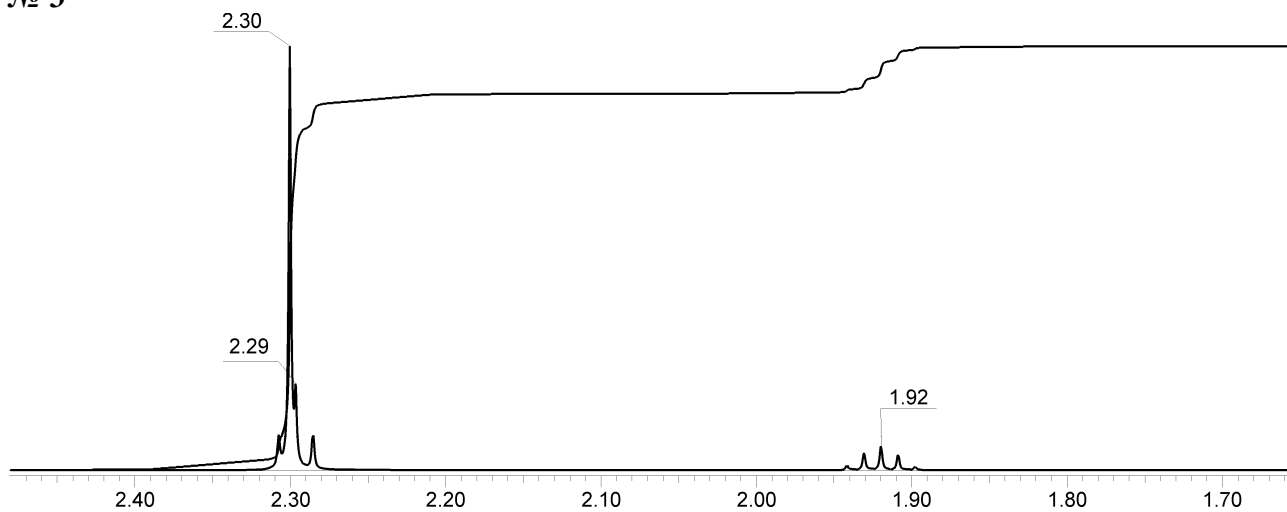
№ 1



№ 2



№ 3



Розв'язок

Спектр № 1

Сполука: В

Сигнал	3,15	2,85	2,48	2,31	2,22	1,92
Мультиплетність	дублет дублетів	мультиплет	дублет дублетів	синглет	синглет	дублет
Номер(и) протонів	5a, 6a	4	5b, 6b	7	1, 2	3

Спектр № 2

Сполука: С

Сигнал	3,02	2,56	2,34	1,80	1,40
Мультиплетність	мультиплет (або дублет триплетів)	дублет дублеті в	синглет	дублет	триплет
Номер(и) протонів	1, 4	2a, 5a	3, 6	2b, 5b	7a, 7b

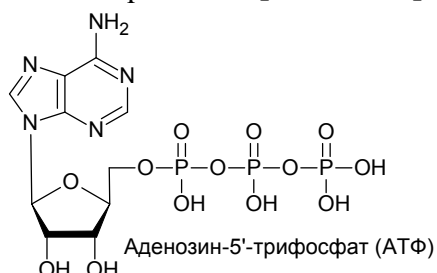
Спектр № 3

Сполука: А

Сигнал	2,30	2,29	1,92
Мультиплетність	синглет	триплет	квінтет
Номер(и) протонів	1, 2, 6, 7	3, 5	4

Задача 2. АТФ

60 років тому Фріц Альберт Ліпман показав, що основним переносником енергії у клітині є АТФ. Енергія, що виділяється при аеробному окисненні 1 молекули глюкози до вуглекислого газу (ентальпії утворення та абсолютні ентропії речовин, що приймають участь у відповідній реакції наведені в таблиці), акумулюється 38 молекулами АТФ. $\Delta_r G^0$ для реакції гідролізу АТФ становить -50 кДж/моль.



Відомо також, що здорова людина масою 70 кг повинна отримувати з їжею в середньому 2800 ккал на добу.

1. Наведіть лінійну та циклічні таутомірні форми глюкози, вкажіть хіральні атоми та кількість оптичних ізомерів.

2. Оцініть порядок константи рівноваги реакції окиснення глюкози. Чому глюкоза може протягом тривалого часу зберігатися на повітрі?

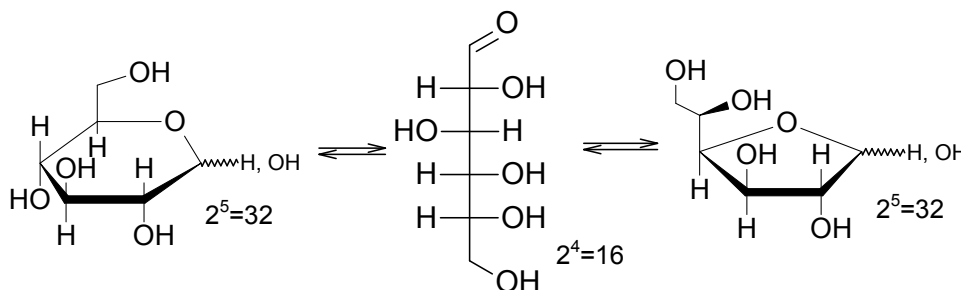
3. Розрахуйте ефективність метаболічних процесів, тобто ККД акумулювання енергії у АТФ. Чому виділяється багато енергії при гідролізі АТФ? Наведіть механізм гідролізу АТФ до АДФ.

4. Скільки грамів АТФ синтезується щоденно в організмі середньостатистичної людини? Як пояснити отримане значення, якщо в організмі реально міститься лише 50 г АТФ?

5. Визначте мінімальну концентрацію розчину глюкози, що має температуру 20°C, яка забезпечить компенсацію витрат організму на нагрів цього розчину до температури тіла (36,6°C). Теплоємність розчину вважати рівною 4190 Дж/(кг·К).

	Глюкоза	CO ₂ (г)	O ₂ (г)	H ₂ O(р)
$\Delta_f H^0$, кДж/моль	-1273,3	-393,5	0	-285,8
S^0 , Дж/(моль·К)	212,1	213,8	205,2	69,95

Розв'язок



$$\Delta_r H^0 = 6 \cdot (-285,8) + 6 \cdot (-393,5) - (-1273,3) = -2802,5 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta_r S^0 = 6 \cdot 69,95 + 6 \cdot 213,8 - 212,1 - 6 \cdot 205,2 = 259,2 \text{ Дж/(моль·К)},$$

$$\Delta_r G^0 = -2802,5 - 310 \cdot 0,2592 \approx -2883 \text{ кДж/моль},$$

$$K = e^{-\Delta_r G^0 / RT} = e^{2883000 / 8.314 \cdot 310} \approx e^{1119} \approx 10^{485},$$

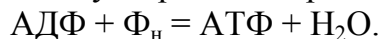
тобто реакція необоротна. Однак спонтанний перебіг процесу обмежено кінетичним фактором – високою енергією активації.

Ефективність метаболічних процесів складає

$$(38 \text{ моль} \cdot 50 \text{ кДж/моль} / 2877 \text{ кДж}) \cdot 100\% = 66\%.$$

При гідролізі АТФ виділяється багато енергії, оскільки відбувається гідроліз ангідридного зв'язку P–O–P. Молекула води атакує атом фосфору (sp³-гібридація) з утворенням п'ятикоординатного інтермедіату з наступним відщепленням фосфат-аніону.

АТФ утворюється при взаємодії АДФ та фосфату:



В клітині енергія, що поглинається у цій реакції, складає 50 кДж/моль. Оскільки ККД складає 66%, то за добу синтезується:

$$2800 \text{ ккал} \cdot 4,2 \text{ кДж/ккал} \cdot 0,66 / (50 \text{ кДж/моль}) \approx 155 \text{ моль або } 78,6 \text{ кг АТФ}$$

(емпірична формула АТФ C₁₀N₅O₁₃P₃H₁₆, M_r=507 г/моль).

Таким чином, маса АТФ, що синтезується за добу, більша за масу самої людини! Те, що в організмі реально міститься лише 50 г АТФ, пояснюється тим фактом, що АТФ не накопичується, а безперервно розпадається на АДФ та фосфат.

Оцінимо характерну кількість циклів синтезу/розпаду молекули АТФ:

$$N \approx (78,6 \text{ кг/доба}) / 50 \text{ г} \approx 1570 \text{ разів за добу.}$$

Для визначення мінімальної молярної концентрації глюкози (**C**) розрахунок зробимо для 1 л розчину. Кількість енергії, яка потрібна для нагріву 1 л розчину до температури тіла становить:

$$Q = 1 \text{ кг} \cdot 4190 \text{ Дж/(кг} \cdot \text{K)} \times (309,8 - 293,2) \text{ K} = 69554 \text{ Дж.}$$

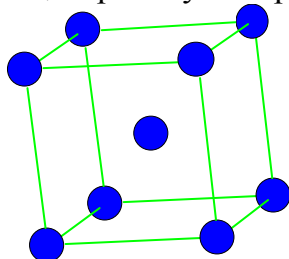
Таку ж кількість енергії можна отримати при окисненні

$$69554 \text{ Дж} / 2883000 \text{ Дж/моль} = 0,024 \text{ моль глюкози,}$$

тобто **C** = 0,024 моль/л, або 4,3 г/л, або ~ 0.4 %.

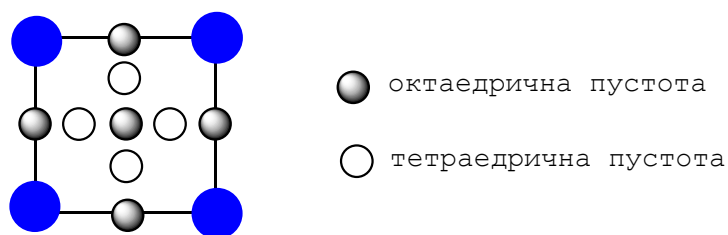
Задача 3. Комірка

Деякий метал **M** має об'ємноцентровану комірку.



Параметр елементарної комірки $a_0 = 3,15 \text{ \AA}$.

Така комірка має два види міжвузельних позицій (пустот) – тетраедричну та октаедричну.



сторона елементарної комірки

При дифузії неметалу **A** в комірку металу **M** він займає лише тетраедричні пустоти, а неметал **B** займає лише октаедричні пустоти. Густина зразку, в якому атоми **A** займають 5% тетраедричних пустот дорівнює 10232 кг/м^3 , а зразку, в якому неметал **B** займає 1,8% октаедричних пустот дорівнює 10269 кг/м^3 .

- Скільки на одну елементарну комірку припадає: а) атомів металу **M**, б) октаедричних, в) тетраедричних пустот?
- Розрахуйте відстані в одиницях елементарної комірки (a_0) між центром пустоти та центрами атомів, які її оточують, для октаедричної та тетраедричної пустоти.
- Знайдіть невідомий метал **M** та невідомі неметали **A** та **B** вважаючи, що при проникненні цих елементів в порожнини кристалічної ґратки металу параметр елементарної комірки не змінюється. Врахуйте, що **A** і **B** – неметали I-III періодів Періодичної системи. Врахуйте, що відбувається проникнення не молекул, а атомів.
- Поясніть, чому для атомів **A** характерне проникнення саме в тетраедричні пустоти, а для атомів **B** – в октаедричні пустоти.

Деякі величини неможливо визначити експериментально або досить часто експерименти дають різні результати. Така проблема виникає при визначенні енергії проникнення атомів в метал. На допомогу стають квантово-хімічні розрахунки. За допомогою розрахунків ab initio широкоживаною Віденською програмою VASP були розраховані енергії матриці металу, ізольованих атомів А та В, а також енергії системи – атом А чи В в матриці металу в позиції окта та тетра. Данні розрахунків дивіться у таблиці:

	E, eV
Матриця металу М	-344,51
Ізольований атом А	-1,23
Ізольований атом В	-0,42
Атом А в тетраедричній пустоті в матриці М	-350,22
Атом В в тетраедричній пустоті в матриці М	-355,91
Атом А в октаедричній пустоті в матриці М	-349,93
Атом В в октаедричній пустоті в матриці М	-356,89

5. Розрахуйте енергії проникнення атомів **А** та **В** в тетраедричні та октаедричні пустоти.

При розрахунках використовуйте значення атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі елементів.

Розв'язок

1-2. Елементарна комірка містить 8 атомів у вершинах комірки, елементарній комірці належить 1/8 частина таких атомів, отже, загалом один атом. Також один атом знаходиться в центрі комірки. Отже, одній елементарній комірці належать два атоми металу.

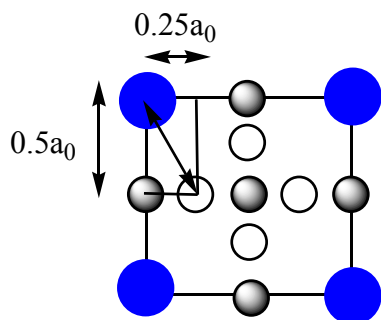
На одній стороні елементарної комірки чотири тетраедричні пустоти. Таких сторін шість. Отже, враховуючи, що кожна така пустота належить двом коміркам, маємо 12 тетраедричних пустот на одну елементарну комірку.

На грані елементарної комірки знаходиться по одній октаедричній пустоті. Всього граней 12, і такі пустоти належать одразу чотирьом елементарним коміркам. Отже, на одну елементарну комірку припадає три октаедричні пустоти, що знаходиться на гранях. В центрі кожної сторони знаходиться по октаедричній пустоті, яка належить двом коміркам одночасно, тобто три пустоти такого типу припадають на одну комірку. Всього одну елементарну комірку припадає шість октаедричних пустот.

Октаедрична пустота оточена чотирма атомами, що знаходяться на однакової відстані. Ця відстань дорівнює половині довжини діагоналі квадрату, тобто $\frac{\sqrt{2}}{2} \cdot a_0$.

Інші два атоми знаходяться на відстані, рівній половині параметра елементарної комірки, тобто $0,5 a_0$.

Для тетраедричної пустоти:



Чотири атоми, що формують тетраедр, рівновіддалені від тетраедричної пустоти. Відстань від кожного з них до центру пустоти становить

$$b = \sqrt{(0,5 \cdot a_0^2) + (0,25 \cdot a_0^2)} = 0,56a_0.$$

3. Визначимо сумарну молярну масу атомів, що припадають на елементарну комірку в кожному з двох випадків дифузії:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{N \cdot A_r}{N_a \cdot a^3},$$

$$N \cdot A_r = M = \rho \cdot N_a \cdot a^3,$$

$$M_{M+A} = 10232 \cdot 10^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot (3,15 \cdot 10^{-10})^3 = 192,52 \text{ (г/моль)},$$

$$M_{M+B} = 10269 \cdot 10^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot (3,15 \cdot 10^{-10})^3 = 193,22 \text{ (г/моль)}.$$

З іншого боку, для сумарних молярних мас атомів, що припадають на одну елементарну комірку, можна записати:

$$M_{M+A} = 2x + 12 \cdot 0,05 \cdot a = 2x + 0,6 \cdot a = 192,52 \text{ (г/моль)},$$

$$M_{M+B} = 2x + 6 \cdot 0,018 \cdot b = 2x + 0,108 \cdot b = 193,22 \text{ (г/моль)},$$

де x – молярна маса атомів металу M , a – молярна маса атомів A , b – молярна маса атомів B .

Можна зробити висновок, що $0,108 \cdot b > 0,6 \cdot a$, тобто $b > 5,55a$. Оскільки неметали A і B належать до I-III періодів Періодичної системи елементів, молярні маси атомів цих елементів не перевищують 40 г/моль, з цього випливає, що молярна маса атомів елемента A менше $40 / 5,55 \approx 7,3$, тобто елементами A можуть бути водень або гелій. Розрахуємо молярну масу атомів металу M , припускаючи, що неметал A – гелій.

$$M_1 = 2x + 12 \cdot 0,05 \cdot a = 2x + 0,6 \cdot a = 192,52 \text{ (г/моль)},$$

$$x = \frac{192,52 - 0,6 \cdot 4}{2} = 95,06 \text{ (г/моль)}.$$

Такого металу немає.

Перевіримо варіант з воднем:

$$x = \frac{192,52 - 0,6 \cdot 1}{2} = 95,96 \text{ (г/моль)}, \text{ що відповідає молібдену.}$$

Визначимо другий неметал:

$$2 \cdot 95,96 + 0,108 \cdot b = 193,22, \quad b = 12,0 \text{ (г/моль)}.$$

Отже, неметал B – карбон.

4. З першого пункту ми можемо оцінити відносний об'єм тетраедричної та октаедричної вакансій і побачити, що октаедрична вакансія є більшою. Тому логічно припустити, що важливим є стеричний фактор: атом гідрогену маленький і міцніше тримається в меншій тетраедричній вакансії, а з октаедричної вакансії «випадає». Атом карбону, навпаки, надає перевагу більшій вакансії – октаедричній.

5.

$$E_{A-tetr} = E_{M-A-tetr} - (E_M + E_A) = -350,22 - (-344,51 - 0,42) = -5,29 \text{ (eV)},$$

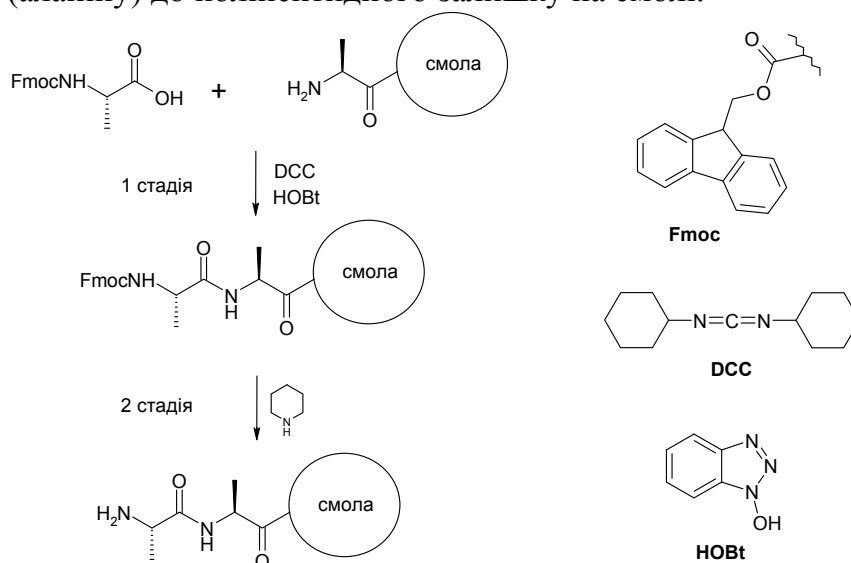
$$E_{A-octa} = E_{M-A-octa} - (E_M + E_A) = -349,93 - (-344,51 - 0,42) = -5,00 \text{ (eV)},$$

$$E_{B-tetr} = E_{M-B-tetr} - (E_M + E_B) = -355,91 - (-344,51 - 1,23) = -10,17 \text{ (eV)},$$

$$E_{B-octa} = E_{M-B-octa} - (E_M + E_B) = -356,89 - (-344,51 - 1,23) = -11,15 \text{ (eV)}.$$

Задача 4. Меріфілд

У 1984 році Роберт Меріфілд (Robert Merrifield) отримав Нобелівську премію по хімії за розробку пептидного синтезу на полімерній основі (“смолі”). Цей метод дає змогу легко синтезувати пептиди, що містять до 100 амінокислотних залишків. Нижче наведено схему елементарного акту пептидного синтезу: введення однієї амінокислоти (аланіну) до поліпептидного залишку на смолі.



1 стадія

До розчину Fmoc-захищеної амінокислоти (3 екв) в диметилформаміді (ДМФ: розчинник) додають HOBT (3 екв) та DCC (3 екв). Утворену реакційну суміш перемішують за кімнатної температури 15-20 хв. Утворений осад відфільтровують, а фільтрат додають до смоли (1 екв) з вільними аміногрупами. Реакційна суміш перемішують протягом 2-х годин. Перебіг реакції контролюють за допомогою тесту Кайзера.

Тест Кайзера

Кілька зерняток смоли вносять до розчину нінгідрину в етанолі. Утворена суспензія витримують при 100 °С протягом 5 хв.

Синє забарвлення (позитивний тест) означає, що 1 стадія відбулася не повністю.

Світло-жовте забарвлення (негативний тест) означає, що 1 стадія відбулася повністю.

У разі позитивного тесту реакційну суміш перемішують ще 2 години, а в разі негативного тесту смолу відфільтровують, промивають ДМФ та проводять наступну стадію.

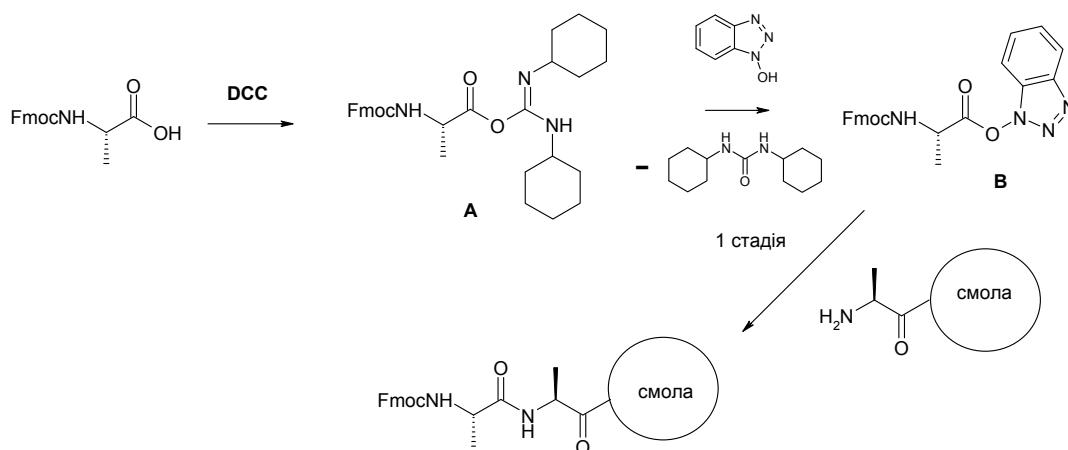
2 стадія

До смоли додають розчин 20% піперидину в ДМФ та утворену суспензію перемішують 15 хв. Смолу відфільтровують та промивають ДМФ.

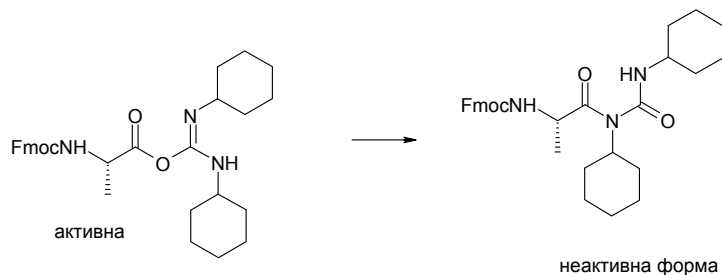
1. Поясніть, для чого на 1-й стадії синтезу до реакційної суміші додають DCC?
2. Розчин Fmoc-захищеної амінокислоти, HOBT, DCC в ДМФ не можна довго зберігати. Кожного разу потрібно готувати новий розчин і одразу ж його використовувати. Поясніть чому?
3. HOBT використовують для запобігання рацемізації амінокислоти. Поясніть механізм, за яким може відбуватися рацемізація амінокислот в процесі пептидного синтезу?
4. Який зміст тесту Кайзера? Чим обумовлене синє забарвлення у випадку позитивного тесту. Наведіть структурну формулу молекули відповідної сполуки.
5. Поясніть, чому добавляння піперидину до смоли (2-я стадія) призводить до розщеплення зв'язку Fmoc-NH в пептидному залишку? Наведіть механізм, за яким відбувається таке розщеплення.

Розв'язок

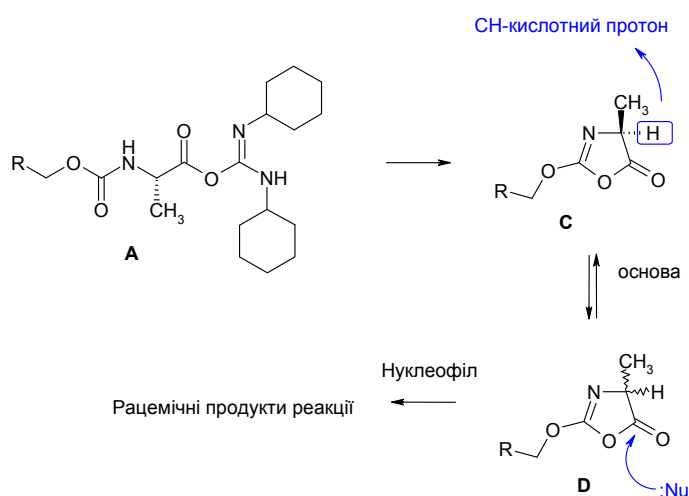
1. У присутності DCC відбувається активація амінокислоти з утворенням реакційноздатної сполуки **A**, яка потім перетворюється у іншу реакційно здатну сполуку **B**, яка в свою чергу реагує з аміногрупою полімеру з утворенням пептидного зв'язку.



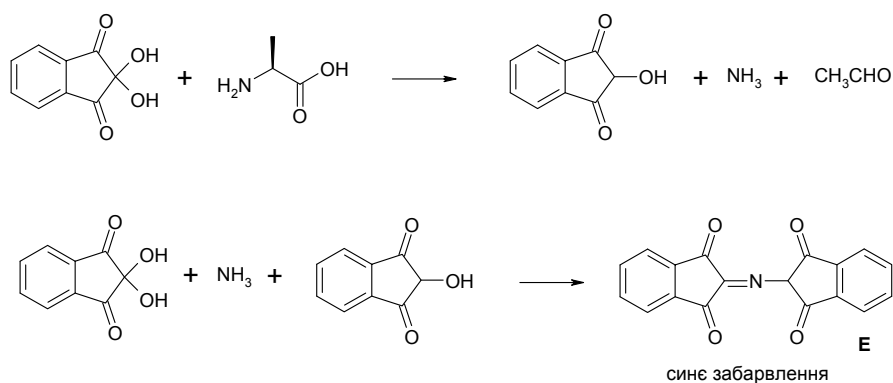
2. З часом відповідна «активована» амінокислота переходить у відповідну неактивну форму.



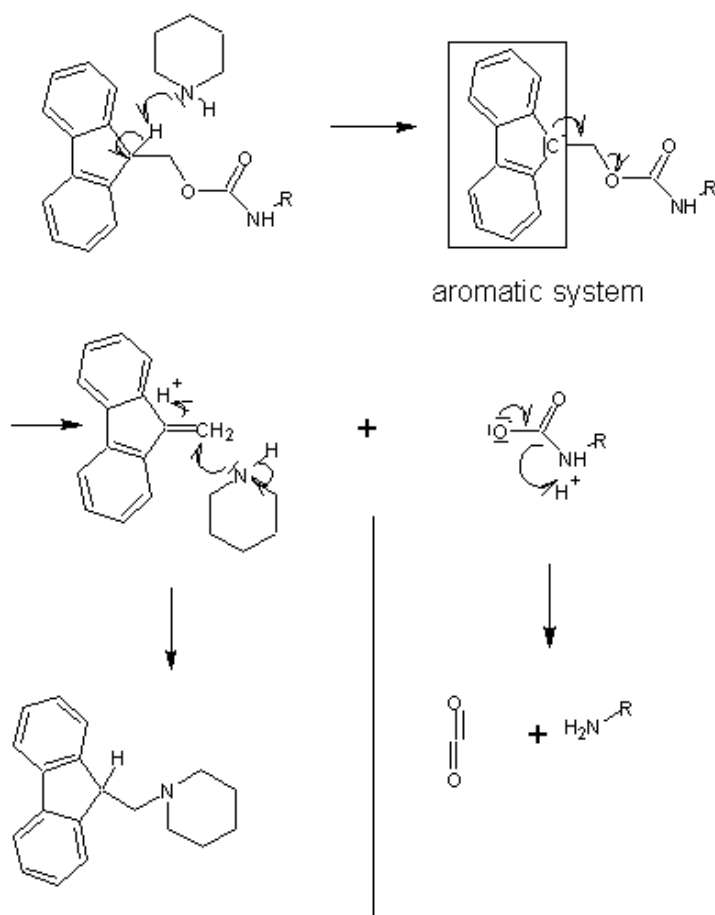
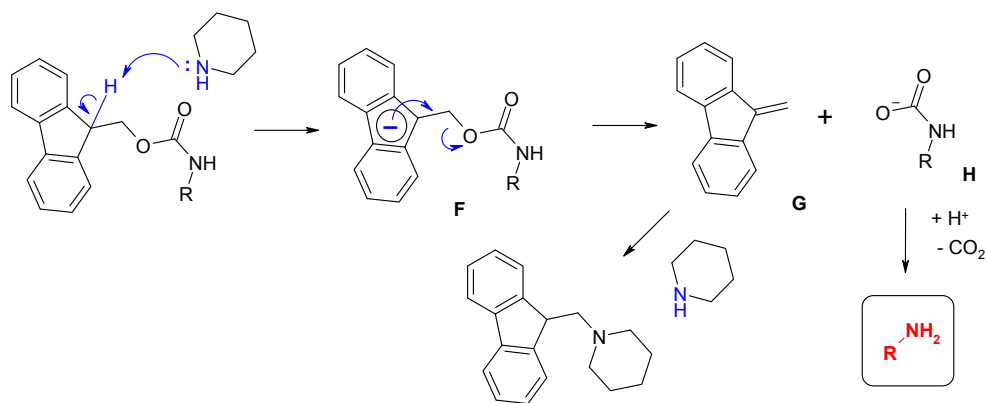
3. На відміну від інтермедіатів типу **B** (що утворюються у присутності HOBT), які швидко реагують з аміногрупами полімеру, інтермедіати типу **A** можуть циклізуватись з утворенням оксазолідонів **C**, які містять СН-кислотний протон і рацемізуються. Відповідні рацемічні оксазолідони **D** легко можуть розкриватись під дією нуклеofilів. У якості нуклеofilу може бути аміногрупи полімеру.



4. Реакція з нінгідрином є характерною для первинних амінокислот з утворенням сполуки **E**, яка має синє забарвлення.

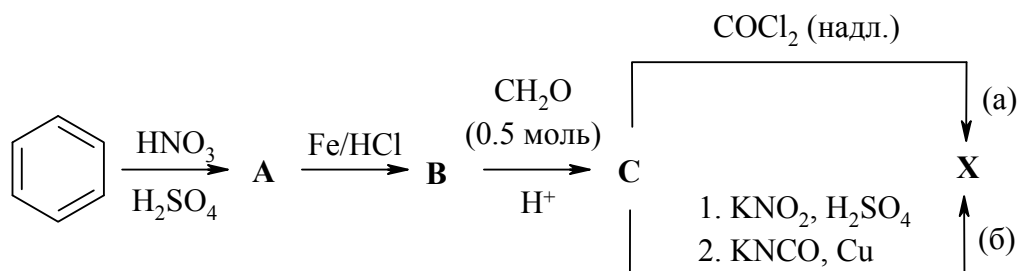


5. Піперидин відіграє роль основи, яка відщеплює СН-кислотний протон флуоренонового фрагменту, чим ініціює зняття захисної групи за наведеною нижче схемою.



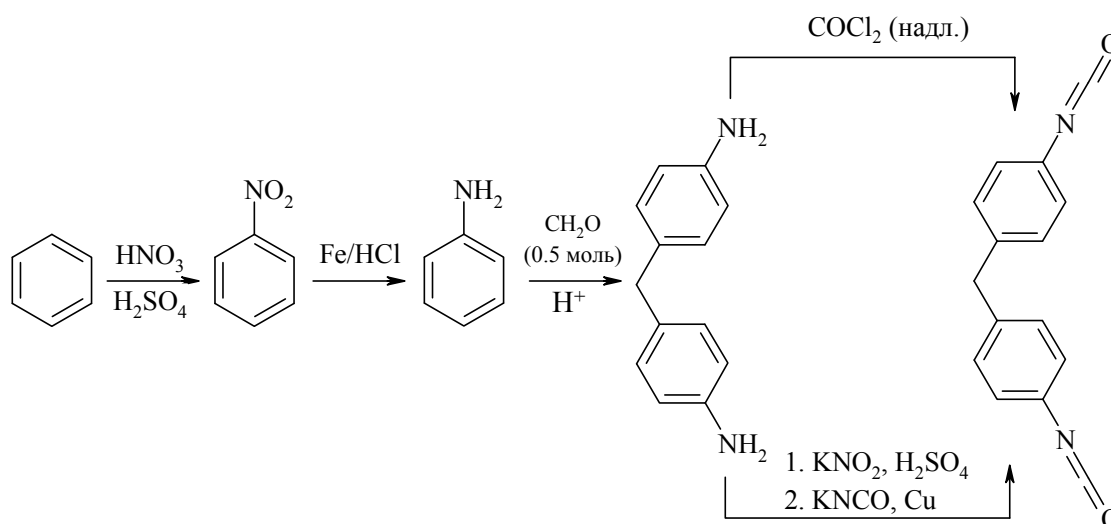
Задача 5. Піна

Бурхливий розвиток хімії високомолекулярних сполук на початку ХХ сторіччя призвів до появи нових типів будівельних матеріалів. Нині кількість мономерів, що знаходять використання, швидко зростає, постійно з'являються нові полімерні композиції. Речовина **X** є основою однокомпонентної поліуретанової монтажної піни. Її добувають двома способами:



1. Встановіть будову молекул речовин, позначених літерами, якщо в ПМР-спектрі X наявні лише три сигнали.
2. Який з наведених методів є промисловим, а який лабораторним? Поясніть свій вибір.
3. Опишіть хімічні процеси, що протікають при твердненні піни (робочі поверхні попередньо рекомендують змочити).
4. Наскільки вірне вживання назви "поліуретанова..." до затверділої піни?

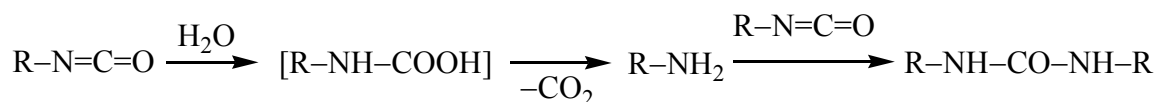
Розв'язок



1. Конденсація аніліну з формальдегідом протікає виключно в *n*-положення, про що свідчить характерна для симетричних молекул невелика кількість магнітно нееквівалентних протонів. Діазотування 4,4'-діамінодифенілметану в присутності калій ізоціанату в неводному середовищі однозначно призводить до утворення 4,4'-дифенілметандіізоціанату.

2. Метод (б) дає змогу добувати невеликі кількості чистого ізоціанату з високим виходом в лабораторних умовах. Взаємодія 4,4'-діамінодифенілметану з фосгеном може призводити до утворення різних продуктів, але за певних умов дозволяє добути цільовий ізоціанат з мінімальною кількістю домішок у промислових масштабах.

3. При взаємодії ізоціанатів з водою утворюється нестійка карбамінова кислота, що швидко декарбоксилюється з утворенням аміну, який реагує з іншою молекулою ізоціанату. Оскільки кожна молекула має по дві функціональні групи, утворюється лінійний полімер. Вуглекислий газ, що виділяється, спінує масу. Надлишок ізоціанату може приєднуватися по амідним групам, утворюючи просторово зшитий полімер:



4. Термін «поліуретани» застосовують щодо поліестерів карбамінових кислот, які містять групи $-\text{NHCOOR}-$. Полімер на основі **X** включає групи $-\text{NHCONH}-$ і його точніше називати "полісечовиною". Термін "поліуретани" застосовують як більш зручний і такий об'єднує всі полімери, які містять групу $-\text{NHCO(N,O)}-$.

Задача 6. Рацемізація

Одним з інструментів енантіомерного збагачення сумішей є так звана *хімічна деградація рацемату*: процес, у якому один з енантіомерів перетворюється на продукти швидше за інший. Цей метод, зокрема, є дуже потужним у випадку ензиматичних процесів.

Енантіомерний надлишок (en) енантіомерної суміші – це величина переваги енантіомеру у суміші з рацематом, який у випадку надлишку (R)-ізомеру визначається рівнянням:

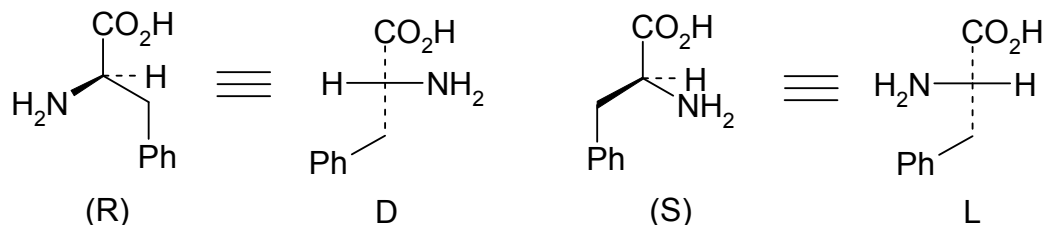
$$en = \frac{[R] - [S]}{[R] + [S]}$$

де $[R]$ і $[S]$ – мольні частки енантіомерів.

1. Зобразіть у проєкціях Фішера та у вигляді (R) та (S)-ізомерів молекулу амінокислоти фенілаланіну.
2. Запропонуйте три зручних способа визначення *en* у суміші енантіомерів фенілаланіну.

Розв'язок

1. Фенілаланін:

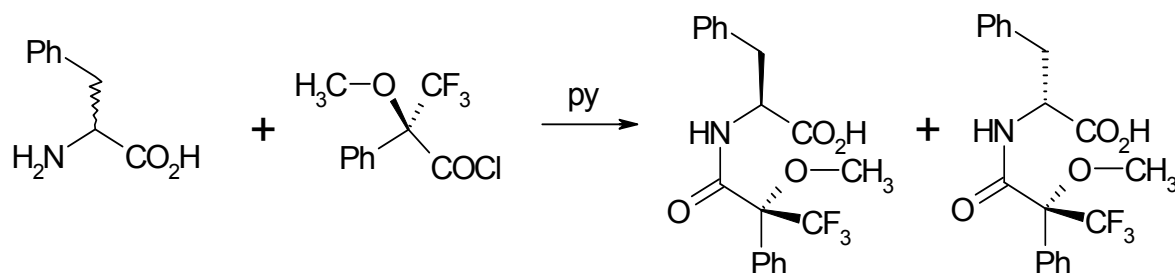


2. Енантіомерний надлишок можна знайти:
 - за значенням оптичної чистоти (оч):

$$en \equiv оч = \frac{[\alpha]_{\text{суміш}}}{[\alpha]_{\text{чистий енантіомер}}} \cdot 100\%$$

де $[\alpha]$ – питомий кут обертання розчину (визначається експериментально);

- за різними властивостями діастереомерів, похідних від різних енетіомерів (класичним методом є ацилювання хлорангідридом кислоти Мошера; замість неї можна використати будь-яку іншу похідну оптично активної речовини):



Два діастереомера легко визначаються за інтегральними інтенсивностями синглетів метоксильної групи в ПМР-спектрі або за сигналами синглетів трифторметильної групи в спектрі ^{19}F ЯМР.

Також можна розділити два енантіомера за допомогою колонкової хроматографії на хіральному носії (наприклад, целюлозі), визначити кількості обох ізомерів та розрахувати ен за вказаною вище формулою.

Задача 7. Новий електроліт

В якості електролітів у літій-іонних хімічних джерелах струму широко використовуються гексафтороарсенат, гексафторофосфат, перхлорат і тетрафтороборат літію. Оскільки гексафтороарсенати високотоксичні, гексафторофосфати чутливі до слідів води, перхлорати вибухонебезпечні, а тетрафтороборати мають низьку провідність, то високо актуальною задачею є пошук нових електролітів. Ці речовини повинні бути хімічно інертними, добре розчинними у неводних розчинниках, термічно стабільними, а також нетоксичними і вибухобезпечними.

Для синтезу однієї з таких речовин взяли 55,8 г ортоборної кислоти, 37,8 г літій гідроксиду моногідрату і 226,8 г дигідрату шавелевої кислоти. Після поетапного змішування водних розчинів реагентів, упарювання розчину і нагріву сухого залишку було отримано речовину **X** білого кольору. Продукт синтезу розділили на три рівні частини, які були перекристалізовані з ацетонітрилу, ацетону і 1,2-діметоксітану. При тривалому висушуванні під вакуумом маси перекристалізованих зразків зменшилися на 30,75 г, 23,19 г і 27,01 г, відповідно.

1. Поясніть чутливість гексафторофосфат-іонів до присутності слідів вологи. Запишіть відповідне рівняння хімічної реакції.

2. Визначте речовину **X**. Наведіть рівняння хімічних реакцій, що лежать в основі синтезу, відобразіть його стадійність. Обчисліть масу продукту **X** (вважати, що реакція перебігає кількісно).

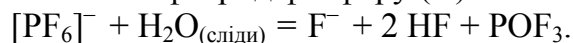
3. Опишіть геометричні властивості аніона, що входить до складу речовини **X**, вкажіть тип гібридизації некінцевих атомів.

4. Вкажіть тип гібридизації некінцевих атомів у складі молекул розчинників, використаних для перекристалізації.

5. Встановіть якісний та кількісний склад перекристалізованих зразків до висушування під вакуумом і після.

Розв'язок

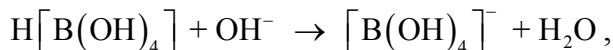
1. В присутності слідів вологи гексафторофосфат-іон гідролізується, утворюючи оксофторид фосфору (V)



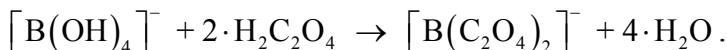
2. У водному розчині ортоборна кислота необоротно піддається гідролізу з утворенням слабкої одноосновної кислоти



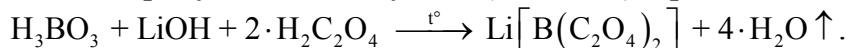
яка в присутності лугів повністю переходить в тетрагідроксоборат-йон



який реагує зі щавелевою кислотою, утворюючи біс(оксалато)борат-йон



Таким чином, продуктом синтезу є біс(оксалато)борат літію



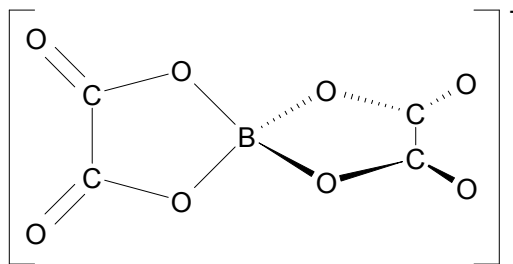
Вихідні реагенти були взяті в співвідношенні

$$\begin{aligned} n(\text{H}_3\text{BO}_3) : n(\text{LiOH}) : n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) &= \frac{m(\text{H}_3\text{BO}_3)}{M(\text{H}_3\text{BO}_3)} : \frac{m(\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O})}{M(\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O})} : \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} = \\ &= 0.9 : 0.9 : 1.8 = 1 : 1 : 2. \end{aligned}$$

Тоді маса продукту синтезу

$$m(\text{Li} \left[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \right]) = n(\text{H}_3\text{BO}_3) \cdot M(\text{Li} \left[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \right]) = 0.90 \cdot 194 = 174.6 \text{ (г)}.$$

3. Комплексний біс(оксалато)борат-йон має таку геометрію:



Типи гібридизації некінцевих атомів в йоні: B – sp^3 , O – sp^3 , C – sp^2 .

Бідентатні ліганди – оксалат-йони – мають пласку будову внаслідок π -електронного спряження. Координація лігандів здійснюється шляхом утворення п'ятичленних циклів, енергетично більш вигідних, ніж чотиричленні цикли. Координовані атоми кисню утворюють навколо атома бору тетраedr. Таким чином, площини лігандів в комплексі розташовані перпендикулярно.

4. Молекули органічних розчинників, використаних для перекристалізації, мають такий тип гібридизації некінцевих атомів в їх складі:

Ацетонітрил (AN)

Ацетон (AC)

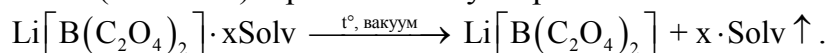
1,2-діметоксиетан (DME)

$C_{(\text{CH})} - sp^3$, $C_{(\text{CN})} - sp$

$C_{(\text{CH})} - sp^3$, $C_{(\text{CO})} - sp^2$

C, O – sp^3

5. Втрата маси зразків при висушуванні під вакуумом обумовлена руйнуванням кристалосольватів біс(оксалато)бората літію з утворенням чистої солі:



Результати розрахунку кількості речовини розчинників (Solv) у перекристалізованих зразках до висушування наведені в таблиці.

Solv	AN	AC	DME
------	----	----	-----

$n(\text{Solv}) = \frac{m(\text{Solv})}{M(\text{Solv})}$	$\frac{30.75}{41} = 0.75$	$\frac{23.19}{58} = 0.40$	$\frac{27.01}{90} = 0.30$
$x(\text{Solv}) = \frac{n(\text{Solv})}{\left(\frac{n(\text{Li}[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2])}{3} \right)}$	$\frac{0.75}{0.30} = 2.5$	$\frac{0.40}{0.30} = 1.3(3)$	$\frac{0.30}{0.30} = 1$

Кристалосольвати, отримані після перекристалізації, мають такий склад:
 $\text{Li}[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2] \cdot \frac{5}{2} \text{AN}$, $\text{Li}[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2] \cdot \frac{4}{3} \text{AC}$ и $\text{Li}[\text{B}(\text{C}_2\text{O}_4)_2] \cdot \text{DME}$.

Рекомендації з підготовки до IV етапу Всеукраїнської олімпіади з хімії

Опубліковано в газеті „Хімія. Шкільний світ”, № 32 (608), листопад 2009 р.

Рекомендації розроблено з урахуванням змісту програми для загальноосвітніх навчальних закладів із поглибленим вивченням хімії та силабусу Міжнародних хімічних олімпіад.

Перелік основних питань, у відповідності з якими готуються комплекти завдань IV етапу олімпіади, списки рекомендованої літератури та корисних веб-джерел сприятимуть самостійному навчанню майбутніх учасників олімпіад і допоможуть учителям належним чином організувати позакласні заняття.

Задачі, що стосуються питань, включених до програми для молодших класів, можуть входити до комплекту задач і для старших класів.

Загальна та неорганічна хімія

8 клас

1. Фізичні й хімічні процеси. Прості і складні речовини. Гетерогенні й гомогенні суміші. Розчини. Способи розділення сумішей (седиментація, флотація, просіювання, екстракція, магнітна сепарація, декантація, центрифугування, дистиляція, фільтрування, сорбція). Кількісний склад сумішей (масові, мольні, об'ємні частки).

2. Будова атома. Субатомні частинки. Іони. Типи радіоактивного випромінювання. Нуклонне число і нукліди. Ізотопи стабільні та радіоактивні. Радіоактивний розпад хімічних елементів. Ядерні реакції і період напіврозпаду. Дефект маси. Біологічна дія радіоактивного випромінювання.

3. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і Періодична таблиця елементів. Залежність властивостей елементів від їх розташування в періодичній таблиці. Розміри атомів та іонів. Енергії іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність. Взаємодія світла з речовиною. Будова електронної оболонки атома. Енергетичні рівні й підрівні, послідовність їх заповнення електронами. Принцип мінімальної енергії. Правило Клечковського, принцип Паулі, правило Хунда.

4. Хімічний зв'язок, його характеристики. Ковалентний та іонний типи зв'язку. Орбіталі та їх гібридизація. Просторова будова молекул та іонів. Модель Гіллеспі. Будова речовини у конденсованому стані. Кристалічні ґратки – молекулярні, атомні, іонні, металічні. Координаційне число, елементарна ячейка. Залежність властивостей речовин від типів кристалічних ґраток.

5. Кількість речовини, моль. Розрахунки з використанням сталої Авогадро. Масові частки елементів у сполуках. Визначення хімічної формули речовини за даними про його кількісний елементний склад. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій. Розрахунки за рівняннями реакцій, якщо реагенти містять домішки. Розрахунки за рівняннями паралельних реакцій. Розрахунки за рівняннями послідовних реакцій.

6. Молярний об'єм ідеального газу. Закон Дальтона. Закон об'ємних відношень, закон Гей-Люссака, рівняння Менделєєва-Клапейрона. Розрахунки складу газових сумішей, в яких відбуваються хімічні реакції.

7. Основні класи неорганічних сполук та генетичний зв'язок між ними. Уявлення про координаційні сполуки, кристалогідрати.

8. Хімія елементів першого, другого та третього періодів. Хімія гідрогену, карбону, нітрогену, кисню, лужних та лужноземельних металів, галогенів, халькогенів, типових представників перехідних елементів. Фізичні і хімічні властивості води. Водневий зв'язок.

9. Хімічний посуд. Основні операції хімічного синтезу та аналізу.

10. Основи аналітичної хімії. Гравіметрія. Якісний аналіз катіонів і аніонів у розчинах.

Загальна, неорганічна, фізична та аналітична хімія

9 клас

1. Поняття про еквівалент. Розрахунки із застосуванням закону еквівалентних відношень.

2. Ступінь окиснення. Окисники, відновники. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

3. Поняття про енергетику хімічних реакцій. Закон збереження енергії. Перетворення енергії під час хімічних реакцій. Внутрішня енергія і тепловий ефект, ентальпія. Екзо- та ендотермічні реакції. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Теплоти утворення та горіння речовин, наслідки із закону Гесса. Розрахунки за термохімічними рівняннями. Тепловий ефект розчинення.

4. Початкові поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Закон діючих мас. Залежність швидкості реакції від температури і природи реагуючих речовин. Поняття про енергетичний бар'єр, активований комплекс, енергію активації. Залежність швидкості реакції від наявності каталізатора і від площі поверхні зіткнення реагуючих речовин. Поняття про ланцюгові реакції. Каталіз. Каталізатори та інгібітори. Теорія проміжних сполук. Загальні відомості про гомогенний і гетерогенний каталіз.

5. Початкові поняття про хімічні рівноваги. Оборотні (рівноважні) та необоротні (нерівноважні, спонтанні) процеси. Константа хімічної рівноваги. Порушення рівноваги внаслідок зміни концентрації будь-якої з речовин, що беруть участь у реакції, тиску і температури. Принцип Ле Шательє. Констан-

та рівноваги, виражена через парціальні тиски (K_p). Розрахунки рівноваг у газовій фазі.

6. Розчини. Способи вираження концентрації розчину. Масова частка розчиненої речовини. Молярна концентрація розчиненої речовини. Молярна концентрація еквівалентів речовини. Розчинність газів та твердих речовин. Закон Генрі. Розв'язування розрахункових задач, пов'язаних з розчинністю речовин і складом розчинів. Закон Генрі. Закон Рауля.

7. Електролітична дисоціація кислот, лугів, солей. Електроліти і неелектроліти. Механізми дисоціації речовин з іонним і полярним ковалентними зв'язками. Хімічні властивості кислот, основ, амфотерних сполук, солей у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію. Іонні реакції у розчинах. Іонні рівняння реакцій. Поняття про ступінчасту дисоціацію. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Гідроліз. Константа рівноваги, виражена через молярні концентрації (K_c). Іонний добуток води. Константи дисоціації кислот та протонування основ. рН розчину. Визначення рН розчину за допомогою індикаторів. Буферні розчини. Комплексоутворення у розчинах. Константи рівноваги реакцій комплексоутворення. Добуток розчинності. Розрахунки рівноваг у розчинах. Теорії кислот та основ Бренстеда-Лоурі та Льюїса.

8. Початки електрохімії. Електрохімічні процеси. Поняття про електродний потенціал. Гальванічний елемент. Запис схеми гальванічного елемента. Визначення рН розчину електрометричним методом. Електроліз. Закони Фарадея. Електрохімічний еквівалент речовини. Розрахунки на основі використання законів Фарадея.

6. Хімія металічних елементів. Хімія неметалічних елементів.

7. Основи титриметричного аналізу. Обладнання для здійснення титриметричного аналізу. Кислотно-основне титрування. Вибір індикатора для встановлення кінцевої точки титрування. Пряме й обернене титрування.

10-11 класи

1. Теорія хімічного зв'язку. Основи квантово-хімічного опису хімічного зв'язку. Резонанс та резонансні структури. Делокалізація електронів, хімічний зв'язок у полієнах та ароматичних сполуках. Електронна та просторова будова і властивості координаційних сполук. Класифікація, номенклатура, ізомерія, забарвлення й магнітні властивості комплексів. Використання методів валентних схем та молекулярних орбіталей для опису електронної будови. Кислоти та основи Льюїса. Жорсткі і м'які основи за Пірсоном.

2. Основи термодинаміки. Система та її стани. Термодинамічні компоненти системи. Внутрішня енергія системи. Теплота та робота. Ентальпія, ентропія, енергія Гіббса. Ізохорний, ізотермічний, ізобарний, адіабатичний, процеси. Критерії самочинного перебігу спонтанних процесів. Термодинаміка фазових переходів. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса. Фазові діаграми стану. Правило фаз Гіббса, умови рівноваги між фазами. Константа

рівноваги, виражена через мольні частки (K_x). Стандартна константа рівноваги (K^0). Зв'язок між константами рівноваги K^0 , K_p , K_x , K_c . Ізотерма хімічної реакції Вант-Гоффа. Залежність констант рівноваги від температури. Розрахунки рівноважного складу. Методи визначення молекулярних мас: криоскопія, ебуліоскопія, осмометрія.

3. Розподіл речовини між двома рідкими фазами, що не змішуються. Константа і коефіцієнт розподілу. Екстракція. Рівноваги в екстракційних системах.

4. Поверхневі явища та наноситеми. Вплив розмірів частинок на особливості їхніх хімічних властивостей та реакційну здатність. Колоїдні розчини. Поверхнево активні речовини. Міцели.

Явище адсорбції. Адсорбційна рівновага. Ізотерма Ленгмюра.

Наночастинки, наноструктури, наноматеріали. Засоби стабілізації наночастинок та їх асоціатів.

Фулерени. Їхні будова та хімічні властивості.

5. Електрохімія. Термодинамічні параметри хімічної реакції, що відбувається в гальванічному елементі. Робота гальванічного елемента. Класифікація електродів (I та II роду, газові, окисно-відновні) та електрохімічних кіл (хімічні, концентраційні). Залежність електрорушійної сили та потенціалів електродів від концентрації (активності) потенціаловизначаючих іонів, рівняння Нернста.

6. Хімічна кінетика. Механізм реакції, прості та складні реакції. Кінетичні криві, кінетичні рівняння. Порядок реакції та методи його визначення. Константа швидкості реакції, період напівперетворення. Молекулярність елементарних реакцій та її зв'язок із порядком реакції. Інтегрування кінетичних рівнянь для реакцій різних порядків. Складні реакції. Паралельні реакції. Послідовні реакції. Оборотної реакції. Аналіз механізмів реакцій із використанням квазістаціонарного наближення.

Ферменти, їх склад і механізм дії. Кінетичні схеми і механізми ферментативних реакцій. Багатосубстратні реакції. Вплив температури і рН на швидкість ферментативної реакції. Індуктори й інгібітори; інактивація ферментів. Використання іммобілізованих ферментів.

7. Фізичні і фізико-хімічні методи дослідження й аналізу.

Електрохімічні методи аналізу: потенціометрія, кондуктометрія, амперметрія.

Оптичні методи аналізу.

Принципи і види хроматографії.

Інфрачервона спектроскопія, інтерпретація ІЧ-спектрів.

Спектроскопія магнітного резонансу. Поняття про ЕПР-спектри. ЯМР-спектроскопія: причини виникнення сигналу, інтенсивність та хімічний зсув, тонка структура ЯМР-спектрів; спин-спінова взаємодія (константи спин-спінової взаємодії та мультиплетність сигналу).

Мас-спектрометрія (принцип методу, молекулярні іони, фрагментація).

Рентгеноструктурний аналіз. Закон Брегга.

8. Принципи функціонування хімічних виробництв. Хімічна та металургійна промисловість. Виробництво сірчаної, фосфорної, азотної кислот, лугів, содових продуктів, металів, добрив. Основні поняття та принципи „зеленої хімії”.

9. Окисно-відновне титрування. Осаджувальне титрування. рН-метричне титрування. Закон Ламберта-Бера. Колориметричний та спектрофотометричний аналіз.

10. Значущі цифри, похибки при аналітичних визначеннях та їх оцінка, перенос похибок при непрямим вимірюваннях. Побудова графіків.

Органічна хімія

9-10 класи

1. Будова органічних сполук. Основні типи зв'язків в органічних сполуках; σ - та π -зв'язки. Взаємодія валентних електронів. Полярність зв'язків. Індуктивний та мезомерний взаємний вплив атомів та груп атомів у молекулах органічних сполук.

2. Ізомерія. Типи ізомерії органічних сполук. Поняття про конфігурацію та конформацію. Хіральність. Типи хіральності органічних сполук. Енантіомери й діастереомери. Поняття про оптичну активність органічних сполук. Номенклатура органічних сполук, в тому числі *цис*-, *транс*- та оптичних ізомерів (*R,S*-номенклатура).

3. Механізми органічних реакцій. Реакції заміщення. Нуклеофільне заміщення біля насиченого атома вуглецю. Механізми S_N1 та S_N2 . Електрофільне приєднання до кратного зв'язку. Електрофільне приєднання до спряжених дієнів. Механізм нуклеофільного приєднання до кратного зв'язку.

Радикали та їх реакції. Методи утворення вільних радикалів. Просторова будова й стабільність радикалів. Реакції, що контролюються симетрією. Реакції циклоприєднання. Реакція Дільса-Альдера. Реакції 1,3-біполярного приєднання. Сигматропні перегрупування.

4. Вуглеводні. Насичені вуглеводні (алкани). Гомологічний ряд та ізомерія алканів. Властивості алканів. Добування та застосування алканів. Циклоалкани. Стереохімія циклоалканів C_3 - C_7 . Поліциклічні насичені вуглеводні – декалін і адамантан, їх стереохімія та хімічні властивості. Ненасичені вуглеводні. Етилен та його гомологи (алкени). Фізичні та хімічні властивості, електронна будова алкенів. Утворення та стабільність карбокатионів. Дієнові вуглеводні та полієни. Бутадієн, ізопрен, аллен. Взаємодія електронів π -зв'язків у дієнах (кон'югація), зміщення електронної густини в кон'югованих системах атомів, вплив на хімічні властивості дієнів. 1,2- та 1,4-приєднання електрофілів. Ацетилен та його гомологи (алкіни). Електронна будова і хімічні властивості алкінів.

5. Галогенопохідні вуглеводнів. Будова галогенопохідних вуглеводнів; полярність зв'язку карбон – галоген. Добування, хімічні властивості галогенопохідних вуглеводнів. Нуклеофільне заміщення при sp^3 -гібридизованому атомі карбону. Застосування галогенопохідних вуглеводнів у побуті та в органічних синтезах. Добування та застосування металоорганічних сполук.

6. Спирти. Гомологічний ряд і номенклатура спиртів. Водневі зв'язки у спиртах. Синтез, хімічні властивості й застосування спиртів. Багатоатомні спирти. Етери, їх добування, хімічні властивості.

7. Уявлення про високомолекулярні органічні сполуки. Поняття мономеру та елементарної ланки полімеру. Добування полімерів методом полімеризації.

Органічна хімія та біохімія

11 клас

1. Ароматичні вуглеводні (арени). Бензол та його гомологи. Поняття ароматичності та антиароматичності. Небензоїдні ароматичні системи. Номенклатура ароматичних вуглеводнів. Хімічні властивості аренів. Нуклеофільне та електрофільне заміщення в ароматичних сполуках. Добування та застосування ароматичних вуглеводнів. Взаємоперетворення насичених, ненасичених та ароматичних вуглеводнів.

2. Феноли. Взаємний вплив атомів у молекулі фенолу і пов'язані з цим його хімічні властивості. Кислотність фенолів. Добування фенолів.

3. Альдегіди та кетони. Номенклатура альдегідів та кетонів, будова їх молекул. Хімічні властивості альдегідів та кетонів. Синтез і застосування альдегідів і кетонів.

4. Карбонові кислоти та їх похідні. Номенклатура карбонових кислот, будова їх молекул; карбоксильна група. Хімічні властивості карбонових кислот. Мурашина, оцтова, стеаринова, бензойна, щавлева, янтарна та лимонна кислоти. Синтез і застосування карбонових кислот. Аспірин.

Похідні карбонових кислот: ангідриди, хлорангідриди, естери та аміді, їх добування й хімічні властивості. Солі карбонових кислот. Мила та мийні засоби.

5. Нітрогеновмісні органічні сполуки.

Аміни, поширеність у природі, номенклатура. Будова молекул амінів. Метиламін, триетиламін та анілін. Хімічні властивості амінів: реакції з кислотами (зіставлення з аміаком) та ангідридами кислот, галогеналканами. Четвертинні амонійні солі. Синтез та застосування амінів.

Нітроалкани та нітроарени, їх хімічні властивості та застосування. Оксими, гідрозони, нітрили, гідроксамові кислоти, азиди та гідразиди.

6. Сульфуровмісні органічні сполуки. Тіоли і меркаптани, їх хімічні властивості й добування. Алкіл- і арилсульфофосфати та їх естери. Хімічні властивості й добування.

7. Гетероциклічні сполуки. Поширеність гетероциклічних сполук у природі, їх застосування. Ароматичні п'яти- та шестичленні гетероцикли з одним гетероатомом. Їх синтез та хімічні властивості. Порівняння їх електронної будови і хімічних властивостей з бензолом.

8. Макроцикли: порфірини, краун-етери, криптанди, карцеранди, каліксарени, катенани, ротоксани тощо. Принципи темплатного синтезу.

9. Синтетичні та природні барвники, їх основні класи та застосування. Індиго, метилоранж, флуоресцеїн, флавоноли й халкони. Ціанінові барвники. Принципи залежності кольору органічної сполуки від її будови.

10. Ціанетилювання. Реакція Міхаеля. Реакції по карбонільній групі. Приклади приєднання до карбонільної групи спиртів, тіолів, ціановодню, HSO_3 , гідрид-іону. Реакція Мейервейна-Понндорфа. Реакція Канніцаро. Ацилоїнова конденсація. Приклади реакцій приєднання-відщеплення. Реакції з похідними аміаку. Гідроліз естерів. Приєднання нуклеофілів із вуглецевим центром. Взаємодія з металоорганічними сполуками. Приєднання ацетилід-іонів. Альдольна конденсація. Реакція Перкіна. Реакція Кневенагеля та Штоббе. Естерна конденсація Кляйзена. Бензоїнова конденсація. Бензилове перегрупування. Реакція Віттіга. Стереоселективність реакцій приєднання до карбонільної групи.

Реакції елімінації та їх механізми. Стереохімія процесів елімінації. Правила Зайцева та Гофмана. Стабільність, структура й перегрупування карбокатионів. Секстетні перегрупування. Реакції карбаніонів. Тавтомерні перетворення. Реакції приєднання та елімінації: карбоксилювання і декарбоксилювання. Приклади реакцій заміщення: дейтеро-водневий обмін, реакція Раймера-Тімана. Реакції окиснення.

11. Основні класи природних органічних сполук. Амінокислоти, пептиди, білки, склад їх молекул. Структури двадцяти природних амінокислот. Поширеність у природі. Хроматографія та електрофорез амінокислот. Взаємозв'язок будови молекул із фізичними властивостями. Хімічні властивості амінокислот. Синтез L-амінокислот та пептидів. Аналіз амінокислотної послідовності в пептидах. Структурні рівні організації білкових молекул. Денатурація і ренатурація білків. Методи виділення білків. Метаболізм білків. Чотири шляхи перетворення амінокислот у живих організмах. Практичне застосування амінокислот, пептидів та білків. Аспартам. Желатин. Роль АТФ у механізмах дії ферментів.

Вуглеводи. Поширеність у природі та застосування. Основні принципи процесу фотосинтезу вуглеводів, стадії темнова та світлова. Шляхи перетворення вуглеводів в організмі до молочної кислоти та етанолу. АТФ-баланс. Моносахариди, олігосахариди, полісахариди. α -D- і β -D-Глюкопіранози. Фруктоза. Три типи проєкцій моносахаридів: Фішера, Хеурта і сучасний тип. Дисахариди: мальтоза, целобіоза, лактоза й сахароза, склад їх молекул. Крохмаль і целюлоза.

Нуклеїнові кислоти. ДНК, РНК та їх складові. Рибоза та дезоксирибоза. Піримідинові та пуринові основи. Компліментарність основ і будова молекули ДНК. Будова й склад хромосоми. Реплікація ДНК, транскрипція генів, механізм синтезу білка. Мутації генів. Генна інженерія.

Жири та ліпіди. Тригліцериди, фосфоліпіди, гліколіпіди. Гліцери- та сфінголіпіди. Хімічний синтез і біосинтез ліпідів. Метаболізм ліпідів. Ліпосоми й ліпопротеїни. Будова клітинної мембрани. Транспорт речовин через мембрану.

Вітаміни А-Е, Р та їх роль у життєдіяльності організмів. Стероїди: статеві гормони, жовчні кислоти, преднізолон. Терпени: камфора, ментол, валідол. Складові парфум. Антибіотики: пеніциліни, тетрацикліни. Алкалоїди груп хініну, кофеїну та нікотину. Їх практичне використання. Простагландини і їх практичне значення. Інсектициди та гербіциди. Репеленти й аттрактанти. Регулятори росту рослин.

12. Високомолекулярні сполуки. Синтетичні, природні та штучні полімери. Полімеризація і поліконденсація – основні методи синтезу полімерів. Регулярні та нерегулярні полімери. Типові представники полімерів різних класів. Синтетичні волокна. Проблеми утилізації відпрацьованих полімерних матеріалів та відходів.

13. Промислове виробництво органічних сполук. Природні джерела органічної сировини. Нафта, її склад, переробка та застосування нафтопродуктів. Паливно-мастильні матеріали. Природний та супутній нафтовий газ, їх склад, переробка та застосування продуктів переробки. Синтез-газ. Вугілля та його хімічне використання. Кокс.

Рослинна сировина в хімічних виробництвах. Біотехнології у виробництві хімічних сполук. Біосинтези етанолу, сахарози, фруктози та пеніциліну.

14. Якісний елементний аналіз. Реакції на функціональні групи. Визначення температури плавлення. Використання тонкошарової хроматографії, вибір елюентів.

Вибрана література для підготовки до IV етапу Всеукраїнської олімпіади з хімії

Підручники і навчальні посібники

Загальна і неорганічна хімія

1. Кузьменко Н.Е., Еремін В.В. Химия. 8-11 классы. Пособие для средней школы. М.: Экзамен, 2002.
2. Еремін В.В., Кузьменко Н.Е., Луїнін В.В., Дроздов А.А., Теренін В.И. Химия. 10 класс (профильный уровень). М.: Дрофа, 2008.

3. Кузьменко Н.Е., Еремін В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. В 2 т. 14-е изд. М.: Экзамен, 2008 (або попередні видання).
4. Браун Т., Лемей Г. Химия в центре наук. – М.: Мир, 1983.
5. Крестов Г.А., Березин Б.Д. Основные понятия современной химии. Л.: Химия, 1986.
6. Попель П.П. Складання рівнянь хімічних реакцій. К.: Рута, 2000.
7. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. 7-е изд. М.: Высшая школа, 2009 (або попередні видання).
8. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Химия, 2000.
9. Турова Н.Я. Таблицы-схемы по неорганической химии: учебно-справочное издание. М.: МЦНМО, 2009; Турова Н.Я. Неорганическая химия в таблицах. М., 1997.
10. Дей М. К., Селбин Дж. Теоретическая неорганическая химия. 3-е изд. М.: Химия, 1976.
11. Коулсон Ч. Валентность. М.: Мир, 1965
12. Кэмпбелл Дж. Современная общая химия. В 3 т. М.: Мир, 1975.
13. Шрайвер Д., Эткінс П. Неорганическая химия. В 2 т. М.: Мир, 2009.
14. Реми Г. Курс неорганической химии. В 2 т. М.: Мир, 1972.
15. Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2 т. 4-е изд. М.: (або 3-тє вид., 1973).
16. Фиалков Ю.Я. Не только в воде. Л.: Химия, 1976.
17. Холин Ю.В., Слета Л.А. Репетитор по химии. Харьков: Фолио, 1998.

Фізична і колоїдна хімія

18. Физическая химия. В 2 кн.: Учебное пособие для вузов / К.С. Краснов, Н.К. Воробьев, И.Н. Годнев и др. М.: Высшая школа, 1995.
19. Яцимирський В.К. Фізична хімія. Підручник для вищих навчальних закладів. Київ; Ірпінь: Перун, 2007.
20. Эткінс П., де Паула Дж. Физическая химия. В трех частях. М.: Мир, 2007.
21. Даниэльс Ф., Олберти Р. Физическая химия. М.: Мир, 1978.
22. Полтораки О.М. Термодинамика в физической химии. М.: Высшая школа, 1991.
23. Грей Г. Электроны и химическая связь. М.: Мир, 1967.
24. Драго Р. Физические методы в химии. В 2 т. М.: Мир, 1981.
25. Еремін В.В. Теоретическая и математическая химия для школьников. М.: МЦНМО, 2007.
26. Жданов В.П. Скорость химической реакции. Новосибирск: Наука, 1986.
27. Ферми Э. Термодинамика. Харьков: Изд-во Харьковского ун-та, 1973.
28. Голиков Г.А. Руководство по физической химии. М.: Высшая школа, 1988.

29. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы. 2-е изд. М.:Химия, 1989.

Аналітична хімія

30. Скуг Д., Уэст Д. Основы аналитической химии. В 2-х т. М.: Мир, 1979.
31. Лайтинен Г.А., Харрис В.Е. Химический анализ. М.: Химия, 1979.
32. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 т. 3-е изд. М.: Дрофа, 2005 (або попередні видання).
33. Мейтис Л. Введение в курс химического равновесия и кинетики. М.: Мир, 1984.
34. Фритц Дж., Шенк Г. Количественный анализ. М.: Мир, 1978.
35. Батлер Дж. Ионные равновесия. М.: Химия, 1973. 446 с.

Органічна хімія і біохімія

36. Петров А.А., Бальян Х.В., Троценко, А.Т.; Органическая химия. Учебник для ВУЗов. СПб: Иван Федоров, 2003 (або попередні видання).
37. Робертс Дж., Касерио М. Основы органической химии. В 2 т. 2-е изд. М.: Мир, 1978.
38. Шабаров Ю. С. Органическая химия. М., 1996. Т. 1, 2.
39. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Львів: Центр Європи, 2001.
40. Нейланд О.Я. Органическая химия. М.: Высшая школа, 1990.
41. Моррисон Р., Бойд Р. Органическая химия. М.: Мир, 1974.
42. Сайкс П. Механизмы реакций в органической химии. 4-е изд. М.: Химия, 1991 (або попередні видання).
43. Ингольд К. Теоретические основы органической химии. М.: Мир, 1973.
44. Марч Д. Органическая химия: реакции, механизмы и структура. Углубленный курс. В 4-х т. М.: Мир, 1987-1988.
45. Кери Ф., Сандберг Р. Углубленный курс органической химии. В 2 т. М., 1981.
46. Потапов В.М. Стереохимия. М.: Химия, 1988.
47. Ковтуненко В.О. Загальна стереохімія. Київ: Невтес, 2001,
48. Сергеев Н. М. Спектроскопия ЯМР (для химиков-органиков). М., 1981.
49. Пивоваренко В.Г. Основы біоорганічної хімії. Підручник для 11 класу загальноосвітньої школи з поглибленим вивченням хімії. 2-ге вид. К.: Освіта, 1998 (або 1-ше вид., 1995).
50. Мецлер Д. Биохимия. Химические реакции в живой клетке. в 3-х т. М.: Мир, 1980.

Збірники задач

51. Айлетт Б., Смит Б. Задачи и упражнения по неорганической химии. М.: Мир, 1967.
52. Будруджак П. Задачи по химии. М.: Мир, 1989.

53. Неділько С. А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія: Задачі та вправи. К.: Либідь, 2001.
54. Адамович Т.П., Васильева Г.И., Попкович Г.А., Улазова А.Р. Сборник упражнений и усложненных задач с решениями по химии. Минск: Высшая школа, 1979.
55. Гольдфарб Я.Л., Ходаков Ю.В. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Просвещение, 1979.
56. Николаенко В.К. Сборник задач по химии повышенной трудности. М.: МИРОС, 1996.
57. Свитанько И.В. Нестандартные задачи по химии. М.: МИРОС, 1995.
58. Олимпиады по химии. Сборник задач / И.И. Кочерга, Ю.В. Холин, Л.А. Слета, О.А. Жикол, В.Д. Орлов и С.А. Комыхов. Харьков: Ранок, 2002; Олімпіади з хімії. Збірник задач всеукраїнських, обласних, районних олімпіад з розв'язаннями, вказівками, відповідями / І.І. Кочерга, Ю.В. Холін, Л.О. Слета та ін. Харків: Ранок, Веста, 2004.
59. Слета Л.А., Холин Ю.В. 2002 задачи по химии. 2-е изд. Ростов-на-Дону, Феникс, 2006 (або 1-ше вид. Харьков: Фолио, 2003).
60. Лунин В. В., Ненайденко В. Г., Рыжова О. Н., Кузьменко Н. Е. Химия XXI века в задачах Международных Менделеевских олимпиад, М.: Изд-во Моск. ун-та: Наука, 2006.
61. Еремин В.В. Задачи международных химических олимпиад (2001-2003). М.: Экзамен, 2004.
62. Задачи всероссийских олимпиад по химии. Под ред. В.В. Лунина. М.: Экзамен, 2003.
63. Всероссийская химическая олимпиада школьников. Под ред. Г.В. Лисичкина. М.: Просвещение, Учебная литература, 1996.
64. Слета Л.О., Чорний А.В., Холін Ю.В. 1001 задача з хімії з відповідями, вказівками, розв'язками. Харків: Ранок, 2000; Слета Л.А., Черный А.В., Холин Ю.В. 1001 задача по химии с ответами, указаниями, решениями. М.: Илекса, 2004.
65. Польские химические олимпиады / Э. Квапневский, Т. Шаршаневич, Р. Киешковский и др. М.: Мир, 1980.
66. Сорокин В.В., Загорский В.В., Свитанько И.В. Задачи химических олимпиад. Принципы и алгоритмы решений. М.: Изд-во МГУ, 1989.
67. Хвалюк В.Н., Головки Ю.С., Кананович Д.Г.. Олимпиады школьников по химии: теоретические задания с решениями. Ч. 1., 2007; Ч. 2, 2008. Минск: Нар. асвета.
68. Середа И.П. Конкурсные задачи по химии. К.: Вища школа (всі видання).
69. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Задачі з хімії для вступників до вузів: Навчальний посібник. К.: Вища школа (всі видання).

70. Хомченко И.Г. Общая химия. Сборник задач и упражнений. М.: Новая волна, 2007 (або попередні видання). Хомченко И.Г. Збірник задач і вправ з хімії. К.: Вища школа, 1992.
71. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. 2500 задач по химии с решениями (для поступающих в вузы). М.: ОНИКС 21 век, Мир и образование, 2002.

Інтернет-ресурси

- Хімічні олімпіади в Україні <http://www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm>;
- хімічні олімпіади Білорусі <http://superhimiki.at.tut.by/>;
- хімічні наука й освіта в Росії. Шкільні олімпіади з хімії <http://www.chem.msu.su/rus/olimp/>;
- міжнародні хімічні олімпіади:
 - 2011, Туреччина <http://icho43.metu.edu.tr/>
 - 2010, Японія <http://www.icho2010.org/>,
 - 2009, Великобританія <http://www.icho2009.co.uk/>,
 - 2008, Угорщина <http://icho.hu/>,
 - 2007, Росія <http://www.icho39.chem.msu.ru/>,
 - 2006, Корея <http://icho2006.kcsnet.or.kr/>;
- електронна бібліотека навчальних матеріалів з хімії хімічного факультету Московського державного університету ім. М.В. Ломоносова <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>;
- електронна бібліотека з хімії та техніки <http://rushim.ru/books/books.htm>;
- хімічний розділ Нової наукової бібліотеки <http://www.newlibrary.ru/genre/nauka/himija/>.

Рекомендації та список рекомендованої літератури підготували проф. Ю. В. Холін, к.х.н. Д. М. Волочнюк, к.х.н. К.С. Гавриленко, к.х.н. О. А. Жикол, к.х.н. М.О. Колосов, проф. І. В. Комаров, проф. С. А. Неділько, проф. В. Г. Пивоваренко, к.х.н. Л. О. Слета, О. Ю. Усенко, проф. В. К. Яцимирський (2004-2011 рр.).

Шановні викладачі, науковці, вчителі, студенти, аспіранти!

Запрошуємо до співробітництва. Візьміть участь у підготовці оригінальних і творчих завдань для наступних олімпіад!

Свої авторські завдання надсилайте електронною поштою на адресу **kholin@univer.kharkov.ua** до **15 жовтня 2011 року**.

З прикладами завдань минулих років і програмою олімпіади можна ознайомитись на веб-сторінці Всеукраїнських хімічних олімпіад
<http://www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm>

При укладанні завдань урахуйте, будь ласка, такі поради й побажання.

1. Не слід сподіватися, що учасники олімпіади знайомі з вузькоспеціальною інформацією чи деталями хімічної поведінки малопоширених елементів та сполук. У разі потреби необхідні дані слід ввести до умови задачі.

2. До одержання відповіді має вести ланцюжок логічних міркувань та/або математичних розрахунків; слід пам'ятати, що учні не зобов'язані відтворювати інтуїтивні припущення автора. В той же час, нестандартність умови, постановка таких питань, що стимулюють прояв учасниками олімпіади творчих здібностей, стануть запорукою того, що ваша задача увійде до комплекту завдань.

3. До умови слід включати декілька питань, формулюючи їх таким чином, щоб помилка, зроблена учнем на першому кроці розв'язку, не позбавляла його можливості одержати певну кількість балів на наступних етапах.

4. Слід чітко формулювати всі спрощення, які ви робите при укладанні задачі (наприклад, про перебіг реакцій до кінця; можливість використовувати округлені значення атомних мас; нехтувати розчинністю малорозчинних речовин тощо).

5. Треба пам'ятати, що талант – брат стислості, а занадто довгі умови погано сприймаються школярами.

6. Зміст завдань має узгоджуватися з Питаннями для підготовки до IV етапу Всеукраїнської олімпіади з хімії, оприлюдненими на веб-сайті олімпіад.

7. Український текст умов і розв'язків слід готувати за допомогою текстового процесору MS Word. Будь-які рисунки та формули в жодному разі не можна ставити "поверх тексту". Графічні об'єкти, які вставляються в документ Word із зовнішніх програм, слід належним чином конвертувати у формат "рисунок Microsoft Word".

З повагою,
голова журі Всеукраїнської
олімпіади з хімії



Ю. Холін