

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
КРАСНОАРМІЙСЬКИЙ ІНДУСТРІАЛЬНИЙ ІНСТИТУТ
ДЕРЖАВНОГО ВИЩОГО НАВЧАЛЬНОГО ЗАКЛАДУ
«ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання контрольної роботи з дисципліни
«ХІМІЯ»**

Красноармійськ 2008

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
КРАСНОАРМІЙСЬКИЙ ІНДУСТРІАЛЬНИЙ ІНСТИТУТ
ДЕРЖАВНОГО ВИЩОГО НАВЧАЛЬНОГО ЗАКЛАДУ
«ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання контрольної роботи з дисципліни «ХІМІЯ»

теоретичні огляди і контрольні завдання для студентів заочної форми навчання за спеціальностями: 7.090301 – розробка родовищ корисних копалин;
7.092204 – електромеханічне обладнання електроємних виробництв.

Розглянуто на засіданні кафедри геотехнологій і охорони праці КП ДВНЗ ДонНТУ:
протокол № 5 від 21.12. 2007 р.

Затверджено навчально-видавничою радою ДВНЗ ДонНТУ:
протокол № 4 від 19.05.2008 р.

Методичні вказівки до виконання контрольної роботи з дисципліни «Хімія» (теоретичні огляди і контрольні завдання для студентів заочної форми навчання за спеціальностями: 7.090301 – розробка родовищ корисних копалин (РКК, ОПГ); 7.092204 – електромеханічне обладнання енергоємних виробництв (ЕМК, ЕМО) / Укладачі: С. П. Придятько, Л. Л. Бачурін. – Красноармійськ, КП ДонНТУ.

По кожній темі наведено короткі теоретичні відомості, методичні вказівки, основні вимоги щодо знань і умінь студентів з даної дисципліни, приклади розв'язування розрахункових задач. Мета даного методичного посібника – допомогти студентам організувати самостійну роботу, осмислено виконати контрольні завдання, а викладачеві – проконтролювати їх знання.

Укладачі:

С. П. Придятько
Л. Л. Бачурін

Відповідальний за випуск

Я. О. Ляшок

ВСТУП

Хімія є однією з фундаментальних природничих дисциплін, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, хімічну форму руху матерії. Важливість вивчення хімії у програмі підготовки фахівців гірничих спеціальностей визначається створенням науково фундаменту, необхідного для успішного засвоєння спеціальних дисциплін, творчої діяльності майбутніх інженерів.

Основною формою навчальної діяльності студентів заочної форми навчання є самостійна робота, яка потребує відповідного спрямування, керівництва і організації. Вивчення курсу хімії студентами-заочниками технічного університету включає: вивчення лекційного матеріалу і робота з підручниками та навчальними посібниками; виконання лабораторних і індивідуальних контрольних робіт.

Для розв'язання розрахункових задач чи отримання відповідей на теоретичні запитання необхідно знати числові константи, інформацію про які студент може отримати у розділі «Додатки».

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Варіант контрольного завдання, що повинен виконати студент, відповідає значенню двох останніх цифр номера студентського квитка. Наприклад, номер студентського квитка 1523**75**, дві останні цифри – **75**, тобто варіант контрольного завдання – **75**.

Основні вимоги до оформлення роботи:

- контрольну роботу виконують у зошиті (14 або 18 аркушів);
- повну умову і розв'язок кожної задачі записувати з нової сторінки;
- розв'язок розрахункових задач подавати з теоретичним обґрунтуванням і повним поясненням щодо використання констант і змінних величин;
- розмірності використовувати у системі СІ.

I. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ

Атомна одиниця маси (а. о. м.) – одиниця маси атомів (молекул) – 1/12 частина маси атома ізотопу карбону ^{12}C , $1 \text{ а.о.м} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Відносна атомна (A_r), молекулярна (M_r) маса – це середня алгебраїчна маса ізотопів атома (молекули) m_o , виражена в а.о.м.

$$M_r = \frac{m_o}{1,66 \cdot 10^{-24}}$$

Кількість речовини – це число структурних елементів речовини, що утворюють систему. За одиницю кількості речовини прийнято **моль**.

Моль (ν) – це кількість речовини, яка містить стільки структурних елементів, (атомів, молекул, йонів, еквівалентів, формульних одиниць), скільки атомів містить 0,012 кг ізотопу карбону ^{12}C , а саме $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів, молекул, йонів, еквівалентів, формульних одиниць (число Авогадро, N_A).

Мольна маса – маса речовини кількістю один моль, вимірюється в г/моль.

$$M = m_o(\nu) \cdot N_A \text{ (моль}^{-1}\text{)}; \quad M = \frac{m_o(\nu)}{\text{(моль)}}$$

Закон Авогадро. В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температура, тиск) міститься однакова кількість молекул.

За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає *мольний об'єм газу*

$$V_m = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 / \text{моль} = 22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль} = 22,4 \text{ л/моль}$$

Маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов *відносяться* між собою як їх мольні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D$$

Це відношення називають **відносною густиною газів D** . Досить часто відносну густину газів визначають за воднем ($M = 2 \text{ г/моль}$) або за повітрям ($M = 29 \text{ г/моль}$).

$$M = D(H_2) \cdot M(H_2); \quad \text{або} \quad M = D(\text{пов.}) \cdot M(\text{пов.})$$

Рівняння Менделєєва-Клапейрона дозволяє визначити маси (об'єми) речовин за реальних умов

$$PV = \nu RT, \quad \text{або} \quad PV = \frac{m}{M} RT$$

де **P** – тиск, у системі СІ вимірюють у паскалях (**Па**), **V** – об'єм у кубічних метрах (м^3), **T** – температура у кельвінах (**К**),

R – універсальна газова стала, **R = 8,314** Дж /моль · К.

T = $t^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}$, де $t^{\circ}\text{C}$ – температура у градусах Цельсія.

Нормальні умови (н.у.) характеризуються такими параметрами: **P** = 101325 Па (**10^5 Па**), **V₀** = $22,4 \cdot 10^{-3}$ м³/ моль = 22,4 дм³/ моль = 22,4 л/моль, **T₀** = **273,15 К**.

ЗАДАЧІ

1. Визначити кількість речовини (моль) кисню, що міститься в об'ємі: а) 100 дм³; б) 6,72 л - при температурі 25°C та тиску 100 кПа.
2. Визначити кількість речовини (моль) хлору, що міститься в об'ємі: а) 500 дм³; б) 13,44 л – при температурі 25°C та тиску 100 кПа.
3. Визначити кількість речовини(моль), що міститься: а) у 20 г натрій гідроксиду; б) у 11,2 дм³ кисню за н.у.
4. Визначити молекулярну масу газу 1,56 л якого при температурі 27°C та тиску $1,037 \cdot 10^5$ Па має масу 2,86 г.
5. Визначити кількість речовини (моль)водню, що міститься в об'ємі 5,6 л при температурі 25°C та тиску 100 кПа.
6. Визначити масу 10 л флуору при температурі 20°C та тиску 120 кПа.
7. Визначити масу 50 л флуору при температурі 20°C та тиску 80 кПа.
8. Визначити масу 100 л хлору при температурі 18°C та тиску 10 кПа.
9. Яка відносна густина: а) озону за повітрям; б) карбон (IV) оксиду за воднем ?
10. Яка відносна густина: а) нітроген (IV) оксиду за повітрям; б) карбон (IV) оксиду за азотом?
11. Яка відносна густина: а) метану за повітрям; б) карбон (IV) оксиду за киснем ?
12. Визначити масу (г) однієї молекули а) кисню; б) хлору.
13. Визначити кількість речовини (моль), що міститься у 49 г сульфатної кислоти.
14. Визначити кількість речовини (моль), що міститься у 19,6 г ортофосфатної кислоти.
15. Відносна густина пари арсену за воднем 150, а пари фосфору за повітрям 4,28. Визначити формули молекул арсену та фосфору у газуватому стані.
16. Який об'єм за н.у. займають: а) 1,6 г кисню; б) 8,8 г вуглекислого газу.
17. Визначити кількість речовини (моль), що міститься а) у 2,8 г калій гідроксиду; б) у 13,44 л водню за н.у.
18. Визначити кількість речовини (моль) кисню, що міститься в об'ємі 5,6 л при температурі 25°C та тиску 100 кПа.
19. Визначити кількість речовини (моль) і масу (г): а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул води; б) $3,01 \cdot 10^{21}$ молекул метану.
20. Визначити молекулярну масу газу 3,36 л якого при температурі 30°C та тиску $1,037 \cdot 10^5$ Па має масу 5,23 г.

II. БУДОВА АТОМІВ І СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Сучасні уявлення про будову атома пов'язані з виникненням і розвитком квантової механіки, в основі якої є квантовий постулат Планка, подвійна (корпускулярно-хвильова) природа мікросвіту. У відповідності до теоретичних основ квантової механіки, електрон здатен знаходитись у будь-якій точці простору навколо ядра атома, а не тільки на стаціонарних орбітах, як стверджує теорія Бора. Електрон характеризується як хвильовими властивостями (виявляє дифракцію і інтерференцію), так і властивостями частки (має масу спокою). За рівнянням Де Бройля довжина хвилі обернено пропорційна масі і швидкості частки. Так як електрон характеризується хвильовими властивостями, то для нього справедливим є рівняння Шредінгера, яке у квантовій механіці настільки ж важливе як і рівняння Ньютона у класичній механіці.

Порядковий номер елемента в періодичній системі не просто визначає його положення в таблиці, а *відображає* найважливішу властивість атома – *величину заряду його ядра*. Величина позитивного заряду атомного ядра визначає кількість протонів і електронів у атомі, яка зростає від елемента до елемента на одиницю.

Елементи того самого періоду мають однакову кількість електронних шарів. В одному періоді в міру збільшення заряду ядра зростає сила притягання електронів до ядра, що викликає зменшення величини радіуса атома.

Причиною періодичного повторення властивостей елементів є періодичне повторення електронних конфігурацій атомів.

Найбільше значення для хімічної характеристики елемента має будова зовнішнього шару, оскільки електрони саме цього шару (*валентні*) мають максимальний запас енергії і беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Номер групи, як правило, вказує на найвищу (позитивну) ступінь окиснення елемента за киснем. Нижчу (негативну) ступінь окиснення у сполуках проявляють лише неметали, її можна визначити за кількістю електронів, які здатен неметал приєднати до завершення стійкої восьми електронної конфігурації інертного газу.

Атоми металів у зовнішньому валентному шарі в більшості випадків мають від одного до трьох електронів, які при хімічних реакціях легко віддають. *Металічність* – *здатність втрачати* (віддавати) *електрони*, чим легше метал втрачає електрони, тим він активніше, енергійніше вступає у хімічні реакції.

Іонізаційний потенціал — найменша напруга електричного поля (у Вольтах), при якій із зовнішнього шару атома відривається один електрон.

Атоми неметалів у більшості випадків мають на зовнішньому електронному шарі від чотирьох до семи електронів. *Неметалічність* – *здатність приєднувати електрони*. Мірою виявлення неметалічних властивостей

є спорідненість до електрона – енергія, що виділяється внаслідок приєднання електрона до атома.

Приклад. Електронна формула елемента з порядковим номером 34 має вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Даний елемент міститься у четвертому періоді ($n_{\max} = 4$), у шостій групі (шість валентних електронів $\dots 4s^2 4p^4$ на зовнішньому енергетичному рівні), у головній підгрупі (валентні електрони розміщені на s і p підрівнях). Селен проявляє неметалічні властивості, так як знаходиться у головній підгрупі і над діагоналлю, проведеною з лівого верхнього у правий нижній кут періодичної таблиці, нижча ступінь окиснення - 2, воднева сполука H_2Se^{-2} . Вища ступінь окиснення дорівнює +6, вищий оксид $Se^{+6}O^{-2}_3$ проявляє кислотні властивості, гідроксид має форму кислоти H_2SeO_4 .

ЗАДАЧІ

21. За скороченою електронною формулою $\dots 3s^2 3p^5$ визначити: період, групу, підгрупу, хімічний елемент, його властивості (метал, неметал), кількість елементарних часток (протонів, нейтронів, електронів), що входять до складу атома, вищий і нижчий ступінь окиснення у сполуках. Скласти формули вищого оксиду і гідроксиду, вказати властивості (кислотні, основні, амфотерні). Написати можливі рівняння реакцій вищого оксиду і гідроксиду з такими речовинами: натрій оксид, цинк гідроксид, сульфатна кислота, барій гідроксид.

- 22* $3s^2 3p^2$
 23* $3s^2 3p^3$
 24* $3s^2 3p^4$
 25* $2s^2 2p^5$
 26* $2s^2 2p^3$
 27* $2s^2 2p^2$
 28* $2s^2 2p^1$
 29* $3s^2$
 30* $4s^1 3d^5$
 31* $4s^2 3d^8$
 32* $3s^2 3p^1$
 33* $4s^2 4p^5$
 34* $4s^2 4p^4$
 35* $4s^2 4p^3$
 36* $2s^1$
 37* $4s^1$
 38* $4s^2 3d^2$
 39* $4s^2 3d^5$
 40* $6s^2 5d^4$

* Див. умову задачі № 21

III. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Закон збереження маси речовини.

Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції. (Сума атомів кожного елемента в хімічних реакціях – величина стала).

Закон еквівалентів.

Маси (об'єми) речовин, що реагують одна з одною, пропорційні до мольних мас (об'ємів) їхніх еквівалентів.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m_1}}{E_{m_2}}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{E_{V_1}}{E_{V_2}}; \quad \frac{m_1}{V_2} = \frac{E_{m_1}}{E_{V_2}}.$$

Еквівалент – реальна або умовна частка речовини, яка в певній реакції йонного обміну рівноцінна (еквівалентна) одному йону гідрогену, або в окисно-відновній реакції – одному електрону.

Фактор еквівалентності ($f_{\text{екв}} \leq 1$) обернений еквівалентному числу ($z \geq 1$) речовини: $f_{\text{екв}} = 1/z$ (для простої речовини еквівалентне число дорівнює її валентності у відповідній реакції).

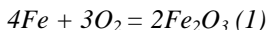
Кількість речовини еквівалента дорівнює кількості речовини молекул, поділених на фактор еквівалентності. Наприклад, один моль молекул ортофосфатної кислоти дорівнює трьом моль еквівалентів даної кислоти ($f_{\text{екв.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$).

Мольна маса еквівалента речовини E_m – маса одного моль еквівалента цієї речовини, що дорівнює добутку фактора еквівалентності на її мольну масу: $E_m = f_{\text{екв.}} \cdot M$. Наприклад, $E_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 32,6 \text{ г/моль еквівалентів}$.

Мольний об'єм еквівалента E_v – це об'єм (н.у.) одного моль еквівалента газу, що дорівнює добуткові фактора еквівалентності на мольний об'єм газу $E_v = f \cdot V_m$; E_v вимірюється у л/моль еквівалентів.

Фактор еквівалентності для оксидів R_xO_y дорівнює одиниці, поділеній на добуток валентності та кількості атомів елемента в молекулі оксиду.

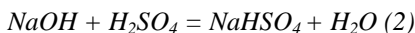
Мольна маса еквівалента оксиду дорівнює сумі мольних мас еквівалентів елемента та кисню. Наприклад, для реакції



$$E_m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot \frac{1}{23} = 26,6 \text{ г/моль, а}$$

$$E_m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = E_m(\text{Fe}) + E_m(\text{O}) = 18,6 + 8 = 26,6 \text{ г/моль}$$

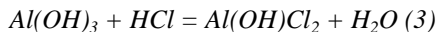
Фактор еквівалентності кислоти дорівнює одиниці поділеній на основність кислоти у відповідній реакції. Наприклад, у реакції



основність кислоти H_2SO_4 дорівнює одиниці, так як у молекулі сульфатної кислоти заміщується один атом гідрогену на метал.

Мольна маса еквівалента кислоти дорівнює сумі мольних мас еквівалентів гідрогену ($E_m(H) = 1 \text{ г/моль еквівалентів}$) та кислотного залишку.

Фактор еквівалентності основи дорівнює одиниці поділеній на кислотність основи у відповідній реакції. Наприклад, у реакції

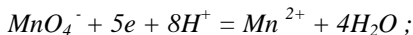


кислотність основи $Al(OH)_3$ у реакції (3) дорівнює двом, так як у молекулі алюміній гідроксиду заміщується дві гідроксильні групи на кислотний залишок (СГ).

Мольна маса еквівалента основи дорівнює сумі мольних мас еквівалентів металу та гідроксиду ($E_m(OH) = 17 \text{ г/моль еквівалентів}$)

Мольна маса еквівалента солі дорівнює сумі мольних мас еквівалентів металу та кислотного залишку.

Фактор еквівалентності окисника (відновника) в окисно-відновних реакціях дорівнює одиниці, поділеній на число, що показує, на скільки змінюється ступінь окиснення речовини (кількість електронів що беруть участь у окисно-відновному процесі). Наприклад, для напівреакції:



$$f_{\text{екв}}(MnO_4^-) = f_{\text{екв}}(Mn^{2+}) = \frac{1}{5}$$

Мольна маса еквівалента перманганат-аніону як окисника в кислому середовищі $E_m(MnO_4^-) = 119 \cdot \frac{1}{5} = 23,8 \text{ г/моль еквівалентів}$.

Закон сталості складу.

Хімічна сполука має сталий якісний та кількісний елементний склад незалежно від способу та умов її одержання.

Даний закон є підставою для вираження складу хімічних сполук за допомогою хімічних формул і розрахунків за ними.

Закон сталості складу має суттєві обмеження і справджується лише для тих сполук, які незалежно від агрегатного стану мають молекулярну структуру.

ЗАДАЧІ

41. Визначити молекулярну формулу сполуки у якій масові частки сульфуру та гідрогену відповідно дорівнюють 96,97% і 3,03 %. Відносна молекулярна маса речовини становить 66 а.о.м.
42. Визначити масу нітрогену, що міститься в 5 кг : а) калій нітрату; б) амоній нітрату; в) цинк нітрату.
43. Запишіть формулу кристалогідрату барій хлориду, знаючи, що 36,6 г солі внаслідок прожарювання втрачає у масі 5,6 г.

44. Визначити масову частку (%) : а) магній сульфату в кристалогідраті солі $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; б) купрум сульфату в кристалогідраті солі $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
45. Фактор еквівалентності берилію дорівнює $\frac{1}{2}$. Який об'єм водню (н.у.) витіснить із розчину хлоридної кислоти 1,8 г берилію ?
46. Визначити молекулярну формулу сполуки у якій масові частки нітрогену та гідрогену відповідно дорівнюють 82,35% та 17,65 %. Відносна молекулярна маса речовини становить 17 а.о.м.
47. Визначити валентність феруму в оксиді, і мольну масу еквівалента оксиду, якщо при згорянні 1,12 г заліза в кисні утворилось 1,6 г оксиду.
48. Визначити молекулярну формулу сполуки у якій масові частки сульфору та кисню відповідно дорівнюють 40% і 60 %. Відносна молекулярна маса речовини 80 а.о.м.
49. Визначити валентність мангану в оксиді, і мольну масу еквівалента оксиду, якщо 5,5 г мангану утворюють 8,7 г оксиду.
50. Фактор еквівалентності алюмінію дорівнює $\frac{1}{3}$. Який об'єм водню (н.у.) витіснить із розчину сульфатної кислоти 5,4 г алюмінію ?
51. На нейтралізацію 1 г основи витрачено 0,56 дм^3 гідроген хлориду (н.у.) Обчисліть мольну масу еквівалента основи.
52. Визначити валентність мангану в хлориді, і мольну масу еквівалента манган хлориду, якщо 16,5г мангану утворюють 37,8 г хлориду.
53. При взаємодії 0,75 г двовалентного металу з кислотою виділилось 420 см^3 водню (н.у.). Визначити мольну масу еквівалента металу і написати відповідну реакцію з хлоридною кислотою.
54. Визначити основність і мольну масу еквівалента ортофосфатної кислоти, якщо на нейтралізацію її масою 29,4 г затрачено 12,0 г натрій гідроксиду.
55. На нейтралізацію розчину фосфітної кислоти з масою H_3PO_3 8,2 г затратили розчин, у якому міститься 5,6 г калій гідроксиду. Знайти мольну масу еквівалента і основність кислоти. Написати відповідне рівняння реакції.
56. В результаті взаємодії 3,24 г тривалентного металу з кислотою утворилось 4,03 дм^3 водню за (н.у.). Визначити мольну масу еквівалента металу. Який це метал ?
57. Написати рівняння реакцій ферум(Ш)гідроксиду з хлоридною кислотою в результаті яких утворюються: а) ферум дигідроксохлорид; б) ферум гідроксохлорид; в) ферум трихлорид. Обчислити мольну масу еквівалента ферум(Ш)гідроксиду у кожній з реакцій.
58. При відновленні оксиду металу масою 1,2 г воднем утворилось 0,27 г води. обчислити мольну масу еквівалента металу і його оксиду.
59. В результаті взаємодії 5,4 г тривалентного металу з кислотою утворилось 6,72 дм^3 водню за (н.у.). Визначити мольну масу еквівалента металу. Який це метал ?
60. Одна і та ж маса металу реагує з 1,591 г галогену і утворює оксид з 70,2 см^3 кисню. Визначити мольну масу еквівалента галогену.

IV. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Стан будь-якої хімічної системи характеризується **термодинамічними параметрами** – *температурою, тиском, масою, об'ємом*. Зміна хоча б одного з них є причиною зміни стану системи. Для більшості *реальних* систем конкретний вид рівняння стану невідомий, тому для термодинамічного опису її використовують *функції стану*. До термодинамічних функцій стану відносяться: **ентальпія, ентропія, енергія Гіббса** – фізичні параметри, значення яких визначаються термодинамічними властивостями системи.

Ентальпія (*тепловміст*) H складається з суми внутрішньої енергії U системи та роботи розширення, виконаної проти зовнішніх сил $P \cdot V$, тобто $H = U + P \cdot V$

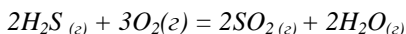
Ентальпія характеризує прагнення системи до впорядкування.

Стандартний стан у термохімії: **температура 25°C (298 К), тиск 101,325 кПа, концентрація 1 моль/дм³**. **Стандартна ентальпія утворення складної речовини Δn°_{298} , кДж/моль** – ентальпія утворення одного моля складної речовини з простих речовин, стабільних за стандартних умов.

Стандартна ентальпія реакції дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій утворення продуктів реакції та сумою стандартних ентальпій вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

$$\Delta n^{\circ} = \Delta n^{\circ}_{\text{прод.}} - \sum \Delta n^{\circ}_{\text{вих.}}$$

Наприклад, для реакції



$$\Delta n^{\circ}_{298} = 2 \cdot \Delta n^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) + 2 \cdot \Delta n^{\circ}_{298}(\text{SO}_2(г)) - 2 \cdot \Delta n^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{S}_{(г)}) - 3\Delta n^{\circ}_{298}(\text{O}_2(г)).$$

Закон Лавуазьє-Лапласа

Ентальпія прямої хімічної реакції дорівнює за абсолютним значенням і протилежна за знаком ентальпії зворотної реакції $\Delta n^{\circ}_{\text{прям}} = - \Delta n^{\circ}_{\text{звор.}}$

Закон Гесса.

Ентальпія хімічної реакції залежить лише від початкового і кінцевого станів речовин, що реагують, і не залежить від шляху перебігу реакції.

Ентропія S – це функція стану, що характеризується прагненням системи до розупорядкування та зниження стійкості, пропорційна термодинамічній ймовірності системи і визначається за формулою **Больцмана**:

$$S = k \cdot \ln W,$$

де k – стала Больцмана, $k = R/N_A$; $R=8,314$ Дж / моль · К; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ атомів; $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

Зміна ентропії Δs° хімічного процесу визначається натуральним логарифмом відношення величини термодинамічної ймовірності продуктів реа-

кції ($W_{\text{прод.}}$) до величини термодинамічної ймовірності вихідних речовин ($W_{\text{вих.}}$):

$$\Delta s^0 = R \ln W_{\text{прод.}} / W_{\text{вих.}}$$

Ентропію реакції можна визначити як різницю між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій вихідних речовин:

$$\Delta S = \Sigma S_{\text{прод.}} - \Sigma S_{\text{вих.}}$$

Рушійною силою хімічної реакції є та частина ентальпії, що перетворюється у інші форми енергії

Вільна енергія Гіббса – величина енергії, яку можна використати для здійснення максимальної роботи, визначена в ізобарно-ізотермічному процесі (*ізобарно-ізотермічний потенціал*, ΔG кДж/моль) дорівнює різниці між ентальпією системи та добутком ентропії на абсолютну температуру.

Енергія Гіббса враховує ентальпійний (енергетичний) і ентропійний (структурний) фактори хімічного процесу. Внесок ентропійного фактора в енергію Гіббса особливо вагомий при високих температурах.

Зміну вільної енергії хімічного процесу можна визначити як різницю між сумою вільних енергій продуктів реакції та вихідних речовин:

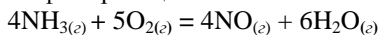
$$\Delta G = \Sigma \Delta G_{\text{прод.}} - \Sigma \Delta g_{\text{вих.}}$$

За зміною вільної енергії (її знаком) можна визначити принципову можливість перебігу хімічної реакції за стандартних умов:

$\Delta G < 0$ – реакція можлива і протікає у прямому напрямку $\Delta G = 0$ – система знаходиться у стані хімічної рівноваги $\Delta G > 0$ — реакція неможлива за стандартних умов, протікає у зворотному напрямку.

Стандартні ентальпії (ΔH^0_{298}), ентропії (S^0) та енергії Гіббса (ΔG^0_{298}) деяких речовин наведені в додатку (табл.)

Приклад. Визначити стандартну теплоту утворення аміаку, якщо тепловий ефект реакції



за стандартних умов дорівнює $\Delta H^0_{\text{x.p.}} = -907,44$ кДж.

Розв'язок: Використовуючи наслідок із закону Гесса, тепловий ефект реакції дорівнює

$$H^0_{\text{x.p.}} = 4\Delta H^0_{\text{NO}} + 6\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - 4\Delta H_{\text{NH}_3} \quad (1)$$

де $\Delta H^0_{\text{NH}_3}$ – теплота утворення аміаку, яку необхідно знайти.

$$\Delta H_{\text{NH}_3} = 4\Delta H^0_{\text{NO}} + 6\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - H^0_{\text{x.p.}} / 4 \quad (2)$$

У таблиці №9 додатків знаходимо значення стандартних ентальпій речовин $\Delta H^0_{\text{NO}} = 90,31$ кДж/моль; $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} = -241,98$ кДж/моль і підставляємо у рівняння (2)

$$\Delta H_{\text{NH}_3} = 4 \cdot 90,31 + 6(-241,98) - (-907,44) / 4 \quad \Delta H_{\text{NH}_3} = (361,24 - 1451,88 + 907,44) / 4 = 45,8.$$

Відповідь: $\Delta H_{\text{NH}_3} = -45,8$ (кДж/моль).

ЗАДАЧІ

61. Встановити можливість (неможливість) довільного протікання реакції $2\text{CuO}_{(к)} \leftrightarrow \text{Cu}_2\text{O}_{(к)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(г)}$ при 298 К. Відповідь підтвердити розрахунком.
62. Стандартний тепловий ефект реакції $\text{H}_2\text{O}_{2(р)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(р)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(г)}$ при 298 К дорівнює $-98,8$ кДж/моль. Розрахуйте стандартну теплоту утворення H_2O_2 (р).
63. Визначте температуру, при якій однаково ймовірні прямий і зворотний напрямки реакцій:
 - а) $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2_{(г)} \leftrightarrow \text{C}_{(р)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$;
 - б) $\text{Pcl}_{5(г)} \leftrightarrow \text{Pcl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$.
64. Визначте температуру при якій реакції : а) $\text{SO}_2_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(г)}$; б) $\text{CH}_4_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO} + 3\text{H}_2_{(г)}$ можуть відбуватись лише зліва направо.
65. Визначте, при якій мінімальній температурі можливий перебіг реакції: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)}$ в зворотному напрямку, якщо залежністю ΔH і ΔS від температури знехтувати.
66. Яка реакція термодинамічно можлива за нормальних умов: а) $\text{CaCl}_{2(к)} + \text{Br}_{2(р)} = \text{CaBr}_{2(к)} + \text{Cl}_{2(г)}$ б) $\text{CaBr}_{2(к)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{CaCl}_{2(к)} + \text{Br}_{2(р)}$
67. Визначте, які з оксидів ZnO , SnO , TiO_2 можуть бути відновлені карбоном до вільного металу при 298 К, якщо він окиснюється до карбон(II)оксиду.
68. Визначте, при якій мінімальній температурі можливий перебіг реакції: $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ в зворотному напрямку, якщо залежністю ΔH і ΔS від температури знехтувати.
69. Визначте, які з оксидів CuO , NiO , TiO_2 можуть бути відновлені карбоном до вільного металу при 298 К, якщо в результаті реакції утворюється карбон(II)оксид.
70. Визначте температуру при якій реакції:
 - а) $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 - б) $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)}$
 можуть відбуватись лише зліва направо.
71. Встановити можливість (неможливість) довільного протікання реакції $\text{CH}_4_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO} + 3\text{H}_2_{(г)}$ при 298 К. Відповідь підтвердити розрахунком.
72. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції $\text{PtCl}_{2((к))} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{PtCl}_{4(к)}$, яка протікає при 298 К.
73. Яка реакція термодинамічно можлива за нормальних умов:
 - а) $2\text{AlCl}_{3(к)} + 3\text{Br}_{2(р)} = 2\text{AlBr}_{3(к)} + 3\text{Cl}_{2(г)}$
 - б) $2\text{AlBr}_{3(к)} + 3\text{Cl}_{2(г)} = 2\text{AlCl}_{3(к)} + 3\text{Br}_{2(р)}$

74. Встановити можливість (неможливість) довільного протікання реакції $CH_4(g) + 2O_2(g) = CO_2(g) + 2H_2O(g)$ при 298К. Відповідь підтвердити розрахунком.
75. Визначте, при якій мінімальній температурі можливий перебіг реакції: $N_{2(r)} + 2O_{2(r)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$ в прямому напрямку, якщо залежністю ΔH і ΔS від температури знехтувати.
76. Стандартний тепловий ефект реакції $C_2H_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow C_2H_{4(g)}$ при 298 К дорівнює -168,47 кДж/моль. Розрахуйте стандартну теплоту утворення $C_2H_{2(g)}$.
77. Визначте температуру при якій реакції:
 а) $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} = 2SO_{3(p)}$;
 б) $2NO_{(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2NO_{(g)}$
 можуть відбуватись лише зліва направо.
78. Встановити можливість (неможливість) довільного протікання реакції $C_2H_4(g) + 3O_2(g) = 2CO_2(g) + 2H_2O(g)$ при 298К. Відповідь підтвердити розрахунком.
79. Яка з наведених реакцій термодинамічно має перевагу.
 а) $2H_2S_{(r)} + 3O_{2(r)} = 2SO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$;
 б) $2H_2S_{(r)} + O_{2(r)} = 2S_{(s)} + 2H_2O_{(g)}$
 Відповідь підтвердити розрахунками.
80. У якому напрямку має відбуватися процес $C_6H_{12(r)} = 3C_2H_{4(r)}$ при 725 К, якщо при вказаній температурі $\Delta G_{725}(C_6H_{12(r)}) = 402$ кДж/моль, $\Delta G_{725}(C_2H_{4(r)}) = 113$ кДж/моль.

V. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Розчини – гомогенні, термодинамічно стійкі рівноважні системи, що складають ся з двох або більше компонентів.

Розчинник – компонент системи, що переважає кількісно і зберігає свій агрегатний стан під час утворення розчину.

Розчинена речовина – змінює свій агрегатний стан відповідно до стану розчинника, її кількість менша.

Коефіцієнт розчинності – кількість одиниць маси безводної речовини, що розчиняється в 100 одиницях маси розчинника.

Мольна частка — відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовини у розчині

Масова частка — відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_1}{m_1 + m_2}.$$

Процентна концентрація (C%) = $\omega \cdot 100\%$.

Об'ємна частка (φ) – відношення об'єму розчиненої речовини до загального об'єму розчину:

$$\varphi = \frac{V_1}{V_1 + V_2}.$$

Молярна концентрація – відношення кількості розчиненої речовини (n) до об'єму розчину:

$$C_M = \frac{n_1}{V} = \frac{m_1}{M \cdot V} \text{ (моль/л або М)}$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину) – відношення еквівалентної кількості речовини ($n_{\text{екв}}$) до об'єму розчину (л):

$$C_E = \frac{m_1}{E_m \cdot V} \text{ (моль/л або N)},$$

де E_m — мольна маса еквівалента розчиненої речовини; **Титр** (г/мл) – відношення маси розчиненої речовини m_1 до об'єму розчину V . Титр також можна визначити за формулою:

$$T = \frac{C_E \cdot E_m}{1000},$$

де C_E — молярна концентрація еквівалента (нормальність), E_m – мольна маса еквівалента розчиненої речовини.

Розчин характеризується певною густиною ρ (г/мл, г/см³, кг/дм³, кг/л), яку беруть до уваги під час переходу від масових концентрацій до об'ємних.

ЗАДАЧІ

81. Визначити об'єм 96%-го розчину сульфатної кислоти (густи на якого $\rho = 1,84 \text{ г/мл}$), необхідний для приготування 0,5М розчину. Якою є нормальність і титр даного розчину ?
82. Який об'єм 15%-го розчину калій гідроксиду (густина якого $\rho = 10,8 \text{ г/мл}$) можна приготувати маючи 18 г КОН. Якою є нормальність і титр даного розчину ?
83. Визначити об'єм 96%-го розчину сульфатної кислоти (густина якого $\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) необхідний для приготування 5л 30%-го розчину.
84. Визначити масу мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$, необхідну для приготування 200 г 8%-го розчину купрум (II)сульфату.
85. Яку масу залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ треба розчинити в 430,5 г води, щоб одержати 7,6%-ний розчин ферум(II)сульфату ?
86. Яку масу 40%-го розчину натрій гідроксиду треба додати до 300 г води, щоб одержати 10%-ний розчин NaOH ?
87. Визначити процентну концентрацію ферум(II)сульфату у розчині, який одержано при розчиненні 208,5 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ (залізного купоросу) в 1291,5 мл води.
88. Визначити масу води, у якій необхідно розчинити 200 г 60%-го розчину сульфатної кислоти, щоб приготувати 20%-ний розчин сульфатної кислоти.
89. Визначити процентну концентрацію купрум(II)сульфату у розчині, який одержано при розчиненні 25 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ в 150 мл води.
90. Визначити молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти, одержаного при змішуванні 500 мл 10М розчину з 450 г води.
91. Визначити процентну концентрацію магній сульфату у розчині, який одержано при розчиненні 25 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ в 375 г води.
92. Який об'єм 20%-го розчину калій хлориду ($\rho = 1,14 \text{ г/мл}$) необхідно взяти для приготування 10 л 0,05М розчину. Визначте титр вихідного і одержаного розчинів.
93. Визначити масу натрій гідроксиду, необхідну для приготування 40 мл 10%-го розчину ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$). Якою є молярна концентрація і титр даного розчину ?
94. Яку масу 30%-го розчину калій гідроксиду треба додати до 700 г води, щоб одержати 20%-ний розчин калій гідроксиду?
95. Визначити масу натрій сульфату необхідну для приготування 10 л 8%-го розчину ($\rho = 1,075 \text{ г/мл}$). Якою є молярна і нормальна концентрація даного розчину ?
96. Визначити об'єм 96%-го розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) необхідний для приготування 5 л 30%-го розчину $\rho = 1,22 \text{ г/мл}$.
97. Визначити масу амоній хлориду необхідну для приготування 500 мл 0,2М розчину NH_4Cl . Якою є нормальність і титр даного розчину ?

98. Визначити титр і нормальну концентрацію 20%-го розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,15 \text{ г/мл}$)
99. Який об'єм 30%-го розчину натрій сульфату ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$) необхідно взяти для приготування 2 л 0,5М розчину. Визначте титр вихідного і одержаного розчинів.
100. Визначити проценту концентрацію розчину сульфатної кислоти, одержаного в результаті змішування 200 мл 96%-го розчину ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) і 500 мл 10%-го розчину цієї ж кислоти ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$)

VI. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Колігативні властивості розчинів неелектролітів залежать тільки від кількості частинок розчиненої речовини і не залежать від їхньої природи. Закони колігативних властивостей чинні лише для ідеальних розчинів і наближені для розведених.

Закон Генрі

визначає закономірності розчинення газів у рідинах:

Маса газу, що розчиняється при сталій температурі у певному об'ємі розчинника, пропорційна його тиску:

$$S = K \cdot p,$$

де S – розчинність; K – коефіцієнт абсорбції (розчинності); p – тиск газу над розчином.

Перший закон Рауля

При сталій температурі тиск пари розчинника над розчином (p) пропорційний мольній частці розчинника:

$$p = p^0 \cdot x$$

де p – тиск газу над розчином; p^0 – тиск пари над чистим розчинником; x – мольна частка розчинника.

відносне зниження тиску насиченої пари над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = x_1$$

де p^0 – тиск пари над чистим розчинником, p – тиск газу над розчином; x_1 – мольна частка розчиненої речовини.

При заданій температурі тиск насиченої пари над кожною рідиною – величина стала.

Другий закон Рауля

Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчину відносно чистого розчинника пропорційні мольній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_m ; \quad \Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m ,$$

де $\Delta t_{\text{кип.}}$ – підвищення температури кипіння; $\Delta t_{\text{зам.}}$ – зниження температури замерзання розчину відносно чистого розчинника; C_m – моляльна концентрація розчину E і K – ебуліоскопічна та криоскопічна сталі, які залежать від природи розчинника і є константами. Для води ебуліоскопічна стала $E = 0,512 \text{ K} \cdot \text{г/моль}$, а криоскопічна стала $K = 1,82 \text{ K} \cdot \text{г/моль}$.

Для розрахунку температур кипіння і кристалізації розчинів електролітів необхідно враховувати значення ізотонічного коефіцієнту i : $\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m$; $\Delta t_{\text{зсм.}} = i \cdot K \cdot C_m$

Використовуючи основні положення законів Рауля можна визначити молекулярні маси речовин:

$$M = \frac{Em_1 1000}{m_2 \Delta T_{\text{кип.}}}; M = \frac{Em_1 1000}{m_2 \Delta T_{\text{зсм.}}},$$

де m_1 – маса розчиненої речовини; m_2 – маса розчинника; M – мольна маса розчиненої речовини

Приклад. Розчин, який містить 11,04 г гліцерину у 800 г води, кристалізується при $-0,279^\circ\text{C}$. Визначити молекулярну масу гліцерину.

Розв'язок. Температура кристалізації чистої води 0°C , отже зниження температури кристалізації (замерзання) розчину

$$\Delta t = 0 - (-0,279) = 0,279.$$

За законом Рауля

$$\Delta t_{\text{зсм.}} = K \cdot C_m, \Delta t_{\text{зсм.}} = K \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}.$$

$$M = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{m_1} \cdot \frac{K \cdot m \cdot 1000}{m_1 \cdot \Delta t} = \frac{1,86 \cdot 11,04 \cdot 1000}{800 \cdot 0,279} = 92.$$

Відповідь: 92 г/моль.

ЗАДАЧІ

101. В 200 г бензолу розчинили 30 г оцтової кислоти. Температура кристалізації одержаного розчину склала $-7,25^\circ\text{C}$. Визначити криоскопічну сталу бензолу, якщо точка його плавлення $5,5^\circ\text{C}$.
102. У 500 г води розчинили 4,57 невідомої речовини, одержаний розчин кристалізується при $-0,279^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу розчиненої речовини.
103. Визначити температуру кристалізації розчину, одержаного розчиненням 3,4 г цинк хлориду в 500 г води, якщо ступінь дисоціації солі складає 78,5%.
104. Визначити температури кристалізації та кипіння 5%-го водного розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
105. В 500 мл води розчинили 66,3 г невідомого електроліту, температура кристалізації склала $-0,558^\circ\text{C}$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.

106. Визначити температури кристалізації та кипіння 10%-го водного розчину етанолу C_2H_5OH .
107. Визначити масу фенолу, яку необхідно розчинити у 75 мл води, для зниження температури кристалізації розчину на $0,465^{\circ}C$.
108. При розчиненні деякого неелектроліту масою 2,3 г у 125 мл води температура кристалізації знизилась на $0,372^{\circ}C$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
109. Визначити масову частку метанолу CH_3OH у водному розчині, якщо температура кристалізації складає $-2,79^{\circ}C$.
110. Визначити температури кристалізації та кипіння 15%-го водного розчину гліцерину, $C_3H_8O_3$.
111. Визначити масу аніліну $C_6H_5NH_2$, яку необхідно розчинити у 50 г етилового ефіру, щоб температура кипіння розчину підвищилась на $0,53^{\circ}C$.
112. Визначити температуру кристалізації розчину, одержаного розчиненням 1,7 г цинк хлориду в 250 мл води, якщо ступінь дисоціації солі складає 78,5%.
113. Визначити температури кристалізації та кипіння розчину електроліту молярна концентрація якого 0,2 моль/кг.
114. Визначити температуру кипіння 12%-го розчину нафталіну $C_{10}H_8$ у бензолі. Температура кипіння бензолу складає $80,2^{\circ}C$.
115. У 300 мл води розчинили 25,65 г деякого електроліту, температура кристалізації розчину склала $-0,465^{\circ}C$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
116. Визначити масову частку гліцерину $C_3H_8O_3$ у водному розчині, якщо температура його кипіння складає $100,30^{\circ}C$.
117. Визначити температури кристалізації та кипіння 2%-го водного розчину пропанолу, C_3H_8O .
118. У 500 мл води розчинили 66,3 г невідомого неелектроліту, температура кристалізації розчину склала $-0,558^{\circ}C$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
119. Визначити температури кристалізації та кипіння 3%-го водного розчину етиленгліколю, $C_2H_6O_2$.
120. Визначити масу ацетону, C_3H_6O , яку необхідно розчинити у 80 мл води, для зниження температури кристалізації розчину на $0,452^{\circ}C$.

VII. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

Дисоціація – процес розпаду молекул або кристалів електроліту на позитивно заряджені *катіони*, та негативно заряджені *аніони*.

Ступінь дисоціації (α) – кількісна характеристика перебігу електролітичної дисоціації – відношення числа частинок електроліту, що розпалися на йони $C_{\text{дис.}}$, до загального, вихідного числа частинок у розчині $C_{\text{заг.}}$.

$$\alpha = C_{\text{дис.}} / C_{\text{заг.}}$$

Залежно від значення α електроліти умовно поділяють на:

- сильні ($\alpha > 0,3$), при $C_E=0,1$ моль/л
- середньої сили ($0,03 < \alpha < 0,3$)
- слабкі ($\alpha < 0,03$)

Константа дисоціації ($K_{\text{дис.}}$) слабких електролітів пов'язана зі ступенем дисоціації та концентрацією слабких електролітів **законом розведення Оствальда**:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C}{1-\alpha}, \text{ якщо } \alpha \ll 1, \quad K_{\text{дис.}} = \alpha^2 \cdot C, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}}$$

Концентрація йонів слабого електроліту в розчині залежить від його константи дисоціації ($K_{\text{дис.}}$) та загальної концентрації ($C_{\text{заг.}}$): $KA \leftrightarrow K^+ + A^-$, для даного рівняння

$$[K^+] = [A^-] = \alpha C = C \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}} = \sqrt{K_{\text{дис.}} \times C}.$$

Вода – слабкий електроліт, частково дисоціює, процес дисоціації молекул води у спрощеній формі можна записати так:



$$\text{вираз константи дисоціації матиме вигляд: } K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]},$$

$$\text{звідки } K_{\text{дис.}} \cdot [H_2O] = [H^+][OH^-] = K_{H_2O},$$

де K_{H_2O} – йонний добуток води. При $25^{\circ}C$ $K_{H_2O} = 10^{-14}$, концентрація йонів гідрогену та гідроксилу однакові :

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Характеризуючи концентрацію йонів гідрогену $[H^+]$ в розчині, звичайно користуються **водневим показником рН** :

$$pH = -\lg[H^+].$$

У нейтральному розчині $pH = 7$; в кислому — $pH < 7$; в лужному — $pH > 7$.

Гідроліз солей – реакції йонного обміну солі з молекулами води. Гідролізують солі утворені:

- слабкою кислотою і сильною основою;
- слабкою основою і сильною кислотою;
- слабкою основою і слабкою кислотою.

Ступінь гідролізу h — відношення кількості солі, що гідролізувала $C_{г\text{ідр}}$, до загальної її кількості $C_{заг}$:

$$h = \frac{C_{г\text{ідр}}}{C_{заг}}; 0 \leq h \leq 1.$$

Константа гідролізу K_r - константа рівноваги реакції гідролізу (є константою при сталій температурі).

$$K_r = \frac{ch^2}{1-h}, \text{ якщо } h \ll 1, \text{ то } K_r = ch^2.$$

Ступінь гідролізу збільшується внаслідок розведення розчину.

Константу гідролізу можна визначити, знаючи йонний добуток води та константу дисоціації слабкої кислоти:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{кисл.}}$$

або слабкої основи:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{осн.}}$$

якщо сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою, то константу гідролізу можна визначити за формулою:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{кисл.} \cdot K_{осн.}}$$

Приклад. Визначити концентрацію йонів OH^- у 0,01 молярному розчині амоній гідроксиду. Яке значення pH має даний розчин ?

Розв'язок. Амоній гідроксид – слабкий електроліт і дисоціює за рівнянням $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$. У відповідності до закону розведення Оствальда ступінь дисоціації α такого електроліту дорівнює $\alpha = \sqrt{K_{дис.}/C}$. Підставляючи значення $K_{дис.}$ з таблиці 2 одержуємо:

$$\alpha = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} / 0,01} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4}} = 4,24 \cdot 10^{-2}$$

Рівноважна концентрація OH^- йонів дорівнює

$$C_{\text{OH}^-} = \alpha \cdot C = 4,24 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}$$

Водневий показник дорівнює

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = \text{pK}_b - \text{pOH}, \text{ де } \text{pK}_b = 14, \text{ а } \text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-}.$$

В розчині слабого електроліту активність дорівнює концентрації йонів,

$$\text{pOH} \approx -\lg C_{\text{OH}^-} \approx -\lg 4,24 \cdot 10^{-4} \approx 3,37.$$

відповідно

$$\text{pH} = 14 - 3,37 = 10,63.$$

Відповідь: $C_{\text{OH}^-} = 4,24 \cdot 10^{-4}$; $\text{pH} = 10,63$.

ЗАДАЧІ

121. Визначте pH 0,1 молярного розчину хлоридної кислоти.
122. Обчисліть pH розчину, в якому концентрація йонів гідрогену становить $2 \cdot 10^5$ моль/л.
123. Обчисліть pH 0,1%-го розчину хлоридної кислоти, густина якого ($\rho = 1,00$ г/мл).
124. Обчисліть pH 1,5%-го розчину суфатної кислоти, густина якого ($\rho = 1,01$ г/мл).
125. Обчисліть pH 0,001 молярного розчину ацетатної кислоти ($\alpha = 0,042$).
126. Визначити масу калій гідроксиду, що міститься у 500 мл розчину, pH якого дорівнює 12.
127. Визначити масу натрій гідроксиду, що міститься у 200 мл розчину, pH якого дорівнює 11.
128. Визначити ступінь гідролізу амоній хлориду у його сантимольярному розчині. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу даної солі, вказати pH ($>$ чи $<$ 7).
129. Визначити ступінь гідролізу натрій карбонату у його децимольярному розчині. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу даної солі, вказати pH розчину ($>$ чи $<$ 7).
130. Визначити ступінь гідролізу (в %) натрій гіпохлориту, NaClO , в сантинормальному розчині при 25°C .
131. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: калій ацетату; цинк сульфату; алюміній нітрату. Вказати pH розчину ($>$ чи $<$ 7).
132. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: калій карбонату; ферум(II)сульфату; алюміній хлориду. Вказати pH розчину ($>$ чи $<$ 7).
133. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: натрій ацетату; цинк хлориду; алюміній сульфату. Вказати pH розчину ($>$ чи $<$ 7).

134. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: калій сульфиду; плюмбум нітрату; ферум(III)хлориду. Вказати рН розчину (> чи < 7).
135. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: барій ацетату; купрум(II)сульфату; хром(III)хлориду. Вказати рН розчину (> чи < 7).
136. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: барій карбонату; купрум(II)нітрату; хром(III)сульфату. Вказати рН розчину (> чи < 7).
137. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: барій ацетату; купрум(II)сульфату; хром(III)хлориду. Вказати рН розчину (> чи < 7).
138. Визначте рН 0,01 молярного розчину сульфатної кислоти за умови, що $\alpha = 1$.
139. Визначте рН 0,001 молярного розчину ацетатної кислоти.
140. Визначте рН 0,02 молярного розчину калій гідроксиду за умови, що $\alpha = 1$.

VIII. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновні реакції – це реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагентів.

Ступінь окиснення – формальне число — умовний заряд елемента в сполуці, обчислений на підставі припущення, що молекула складається лише з йонів. Атом, що проявляє *найвищий* ступінь окиснення, не здатен його підвищити (віддати електрони) – є лише *окисником*, проявляючи нижчий ступінь окиснення, атом не може його понизити (прийняти електрони) – є лише *відновником*.

Окиснення – процес, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення відновника. **Відновлення** – процес зниження ступеня окиснення окисника. **Окиснення — відновлення** – *взаємопов'язаний процес*. Загальне число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати загальному числу електронів, які приймає окисник.

Визначення ступеня окиснення елементів в хімічній сполуці:

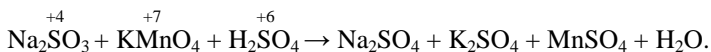
- ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю (Zn^0 , Cl_2^0 , S^0 , H_2^0);
- водень у сполуках з неметалами має ступінь окиснення **+1**, а в йонних гідрідах лужних і лужноземельних металів (NaH , CaH_2) проявляє ступінь окиснення **-1**;
- ступінь окиснення кисню у сполуках дорівнює **-2**, за винятком кисню флуориду (F_2O^{+2}) і пероксидів ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$);
- у сполуках неметалів негативний ступінь окиснення приписують атому, у якого електронегативність є більшою ($\text{N}^{+3}\text{Cl}^{-1}_3$, $\text{Cl}^{+1}_2\text{O}^{-2}$);
- найвищий ступінь окиснення в більшості випадків відповідає номеру групи, до якої належить елемент, за винятком *флуору (лише -1)* і *кисню (найчастіше -2)*;
- метали у сполуках проявляють лише позитивний ступінь окиснення;
- алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів у хімічній сполуці дорівнює нулю.

Метод електронного балансу

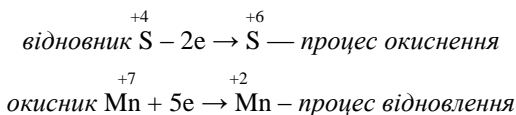
Послідовність дій:

1. Визначити ступені окиснення елементів, які змінюються в ході окисно-відновної реакції (далі **ОВР**) і позначити над символами відповідних елементів.

Наприклад, реакція окиснення натрій сульфїту калій перманганатом у кислому середовищі:



2. Скласти рівняння електронного балансу, вказати *окисник, відновник, назвати процеси*:

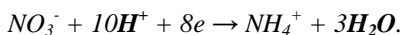


3. Кількість електронів, які віддає відновник (S^{+4}), має дорівнювати кількості електронів, які приєднує окисник (Mn^{+7}). Визначають найменше спільне кратне (**10**), обчислюють коефіцієнти, на які необхідно помножити кожне рівняння електронного балансу.
4. Одержані коефіцієнти переносять до сполук, у яких елементи змінюють ступені окиснення.
5. Зрівнюють кількість атомів вихідних сполук і продуктів у такому порядку: **метали, неметали, гідроген, окисген**. Після перевірки рівняння матиме такий вид:

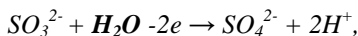


Метод напівреакцій (електроно-йонний) Електроно-йонні рівняння відображають процес переходу електронів від одних атомів до інших, з урахуванням середовища, в якому протікає процес (кисле, лужне, нейтральне). При складанні електроно-йонних рівнянь процесів, що протікають у *кислому* середовищі – додають молекули *води* або йони *гідрогену* до вихідних речовин, у лужному середовищі – молекули *води* або йони *гідроксилу* відповідно.

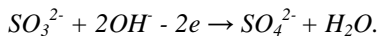
Якщо оксигеномісні йони окисника переходить в безоксигеномісні, то надлишкові атоми оксигену зв'язують у воду йонами H^+ .



Якщо безоксигеномісні (або такі, що мають менше атомів оксигену) йони відновника переходять в більш оксигеномісні, ($SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$), атоми оксигену доповнюють з молекул *води* (у *кислому* середовищі):



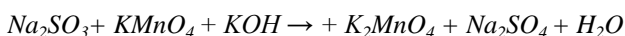
йони *гідроксилу* використовують у *лужному* середовищі:



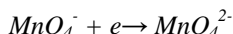
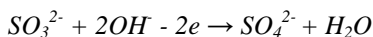
Окисно-відновні потенціали

Окисно-відновні потенціали дозволяють визначити окисно-відновну здатність речовин і залежать від концентрації, температури, реакції середовища.

Визначимо можливість окиснення натрій сульфїту калій перманганатом у лужному середовищі:

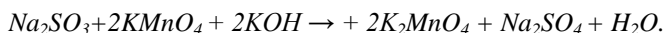


Складемо схеми окисно-відновних процесів, прирівнюючи заряди у лівій та правій частинах:



У таблиці 8 додатків знаходимо значення стандартних електродних потенціалів, обчислюємо електрорушійну силу (ЕРС) реакції, підсумовуючи стандартні електродні потенціали півреакцій: $\varphi_1^0 = +0,93$ В, $\varphi_2^0 = +0,56$ В. $E^0 = \varphi_1^0 + \varphi_2^0 = 1,49$ В.

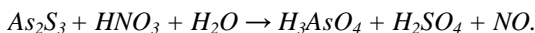
У молекулярній формі рівняння реакції матиме такий вид:



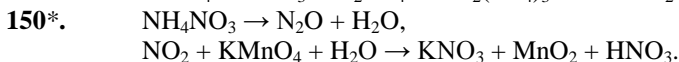
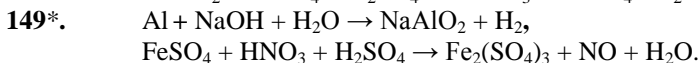
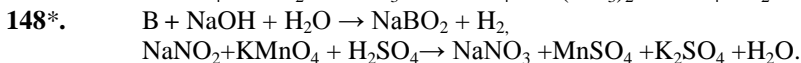
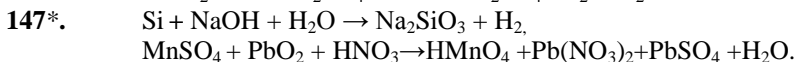
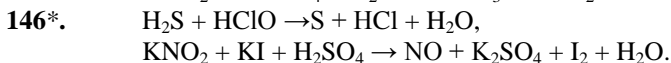
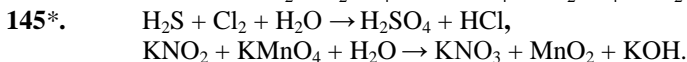
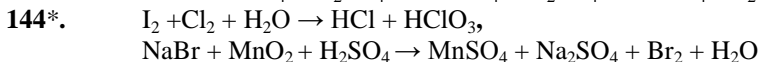
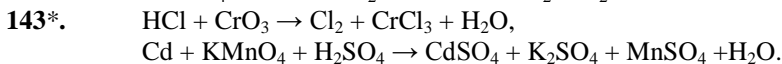
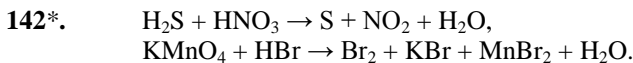
Константу рівноваги даної реакції за стандартних умов можна визначити за формулою $K = 10^{nE^0/0,059}$, її значення буде значно більшим від одиниці, отже рівновага зміщена в бік утворення продуктів реакції.

ЗАДАЧІ

141. Окисно-відновні реакції протікають за такими схемами:

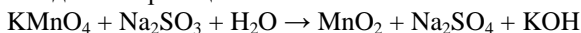


За одним із методів доберіть коефіцієнти, назвіть окисник і відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення.

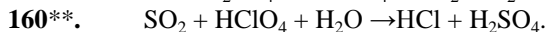
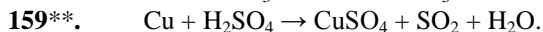
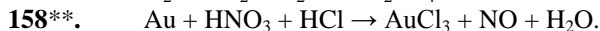
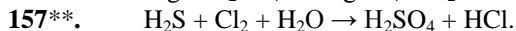
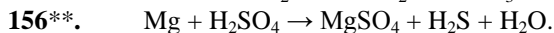
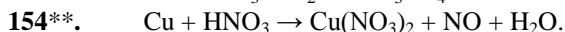
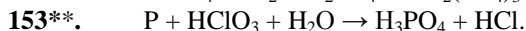
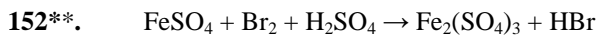


* Див. умову задачі № 141.

151. Для окисно-відновної реакції



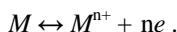
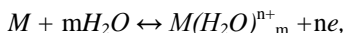
за одним із методів доберіть коефіцієнти, назвіть окисник і відновник, вкажіть процеси окиснення та відновлення, обчисліть значення електродної сили (E^0), та з'ясуйте можливість її перебігу за стандартних умов. Визначте мольну масу еквівалента окисника і відновника.



** Див. умову задачі № 151.

ІХ. ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Стандартний електродний потенціал металу виникає в результаті занурення металу в розчин власного катіона з концентрацією 1 моль/л – це різниця потенціалів, що виникає на межі поділу фаз: *метал* (провідник першого роду) та *розчин* (провідник другого роду). Рівновага, що настає у системі, є динамічною і залежить від активності металу і концентрації його йонів у розчині:



де n – кількість електронів, які беруть участь у процесі. Перехід йонів металу в розчин є процесом окиснення.

На межі поділу малоактивний метал – рідина виникає *подвійний електричний шар*, який характеризується відповідним стрибком потенціалу — *електродним потенціалом*.

Електродні потенціали металів визначають стосовно електродів порівняння, одним з яких є водневий електрод, потенціал якого приймають за нуль. Електродний потенціал позначають буквою ϕ і поряд записують йони, що визначають потенціал, потім матеріал електрода. Наприклад, електродний потенціал цинку, зануреного в розчин солі цинку ϕ_{Zn^{2+}/Zn^0} . Розміщення металів у ряд в залежності від величини стандартних електродних потенціалів (E^0) дає так званий «ряд напруг», або ряд активності металів Бекетова. Положення того чи іншого металу в даному ряді характеризує його відновну властивість, а також окисну властивість його йонів. Електродні потенціали металів вимірюють у приладах, які назвали *гальванічні елементи* (хімічні джерела струму).

Окисно-відновна реакція, що лежить в основі роботи гальванічного елемента протікає у напрямку електрорушійна сила (ЕРС) якого має позитивне значення, $ЕРС > 0$, у такому випадку

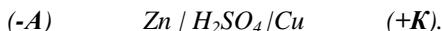
$$\Delta G^0 = -nFE^0, \Delta G^0 < 0.$$

Електрод, на якому протікає процес *окиснення*, називають *анодом (А)*, а електрод, на якому протікає процес *відновлення*, називають *катодом (К)*. Функцію анода у гальванічному елементі виконує електрод з меншим значенням величини окисно-відновного потенціалу.

При складанні схеми гальванічного елемента межі поділу між електродом і розчином позначають однією вертикальною смугою, а між розчинами електролітів – двома смугами, наприклад схема мідно-цинкового елемента Даніеля-Якобі має вид:



$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В} < \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +345 \text{ В}$, тому цинковий електрод є анодом (-А), а мідний – катодом (+К). Для роботи гальванічного елемента електроди достатньо занурити у один електроліт, наприклад, сульфатну кислоту. Схему такого гальванічного елемента можна записати так:



Електродний потенціал метала (Е) залежить від концентрації його йонів у розчині, визначається за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C,$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал (табличне значення); φ – реальне значення потенціалу при відповідній концентрації йонів у розчині; C – концентрація [моль/л], при точних розрахунках – активність гідратованих йонів металу в розчині.

Приклад. Магнієву пластинку занурили у розчин її солі, значення електродного потенціалу склало $-2,41 \text{ В}$. Обчислити концентрацію йонів магнію у розчині.

Розв'язок. Записуємо скорочену умову задачі.

$$\begin{aligned} \text{Дано:} \\ \varphi = -2,41 \text{ В} \\ \varphi^0 = -2,37 \text{ В} \end{aligned}$$

Для обчислення концентрації йонів магнію у розчині скористаємось рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

$$\begin{aligned} n = 2, \text{ так як } \text{Mg}^{2+}, \text{ підставляємо значення } \varphi \text{ і } \varphi^0: -2,41 = - \\ -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg C; \quad \frac{0,059}{2} \lg C = -2,41 + 2,37; \quad \frac{0,059}{2} \lg C = \\ -0,04; \quad 0,059 \lg C = -0,08; \quad \lg C = -1,36. \end{aligned}$$

Відповідь. $C_{\text{mg}^{2+}} = 4,15 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$

ЗАДАЧІ

161. Записати схему гальванічного елемента, складеного з мідного і свинцевого електродів, занурених відповідно у 0,1 і 0,001 молярні розчини їх сульфатів. Які процеси відбуваються на катоді і аноді? Визначити ЕРС (електрорушійну силу) даного елемента.
162. Визначте ЕРС гальванічного елемента, складеного з магнієвого та золотого електродів, занурених відповідно у 0,1 і 0,0001 молярні розчини їх нітратів. Напишіть рівняння окисно-відновних реакцій, що протікають у даному гальванічному елементі.
163. Записати схему гальванічного елемента, складеного з мідного і магнієвого електродів, занурених у відповідно 0,01 і 0,1 молярні розчини їх нітратів. Які процеси відбуваються на катоді і аноді? Визначити ЕРС (електрорушійну силу) даного елемента.

164. При якій концентрації йонів Zn^{2+} (моль/л) потенціал цинкового електрода буде на 0,063 В менше його стандартного електродного потенціалу?
165. Визначте ЕРС (електрорушійну силу) гальванічного елемента, складеного з магнієвого та мідного електродів, занурених у 0,001 молярні розчини їхніх нітратів. Напишіть окисно-відновні реакції, що протікають у даному гальванічному елементі.
166. Збільшиться, зменшиться чи залишиться незмінною маса кадмієвої пластинки при взаємодії її з розчинами: а) аргентум нітрату; б) нікель сульфату; в) цинк хлориду. Поясніть на основі значень величин стандартних електродних потенціалів, складіть відповідні електронні і молекулярні рівняння реакцій.
167. Потенціал срібного електрода в розчині аргентум нітрату склав 80% від величини його стандартного електродного потенціалу. Визначити концентрацію йонів Ag^+ у розчині.
168. Записати схему гальванічного елемента, складеного з цинкового і магнієвого електродів, занурених у відповідно у 0,1 і 0,001 молярні розчини їхніх хлоридів. Які процеси відбуваються на катоді і аноді? Визначити ЕРС (електрорушійну силу) даного елемента.
169. Визначити концентрацію йонів Cu^{2+} у розчині потенціал мідного електрода якого дорівнює стандартному потенціалу водневого електрода.
170. Збільшиться, зменшиться чи залишиться незмінною маса марганцевої пластинки при взаємодії її з розчинами: а) магній нітрату; б) плюмбум сульфату; в) цинк хлориду. Поясніть на основі значень величин стандартних електродних потенціалів, складіть відповідні електронні і молекулярні рівняння реакцій.
171. залізна і мідна пластинки з'єднані зовнішнім провідником і занурені у розчин сульфатної кислоти. Складіть схему даного гальванічного елемента, напишіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах, обчисліть ЕРС(електрорушійну силу).
172. Складіть схему, напишіть йонні рівняння електродних процесів, обчисліть ЕРС (електрорушійну силу) свинцево-магнієвого гальванічного елемента з концентрацією $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,001$ моль/л.
173. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких нікель є анодом, а в іншому – катодом, напишіть для кожного з даних елементів електронні рівняння реакцій, що протікають на електродах. Обчисліть стандартну ЕРС (електрорушійну силу).
174. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів обчисліть ЕРС (електрорушійну силу) гальванічного елемента у якому обидва електроди виготовлені з нікелю, один занурений у 0,1 М, а інший у 0,001 М розчини нікель сульфату.
175. Збільшиться, зменшиться чи залишиться незмінною маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а) аргентум нітрату; б) нікель сульфату; в) магній хлориду. Поясніть на основі значень величин ста-

ндартних електродних потенціалів, складіть відповідні електронні і молекулярні рівняння реакцій.

176. При якій концентрації йонів Cu^{2+} (моль/л) потенціал мідного електрода буде на 0,04 В менше його стандартного електродного потенціалу?
177. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів, обчисліть ЕРС (електрорушійну силу) гальванічного елемента у якому обидва електроди срібні, один занурений у децимолярний, а інший — у сантимольярний розчин аргентум нітрату.
178. При якій концентрації йонів Cu^{2+} (моль/л) потенціал мідного електрода буде дорівнювати потенціалу стандартного водневого електрода?
179. Титанова і нікелева пластинки з'єднані зовнішнім провідником і занурені у розчин сульфатної кислоти. Складіть схему даного гальванічного елемента, напишіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах, обчисліть ЕРС(електрорушійну силу).
180. Запишіть схему гальванічного елемента, складеного з кобальтового і мідного електродів, занурених відповідно в 0,01 і 0,1 молярні розчини їх нітратів. Які процеси відбуваються на катоді і аноді? Визначити ЕРС (електрорушійну силу) даного елемента.

Х. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електроліз – це сукупність окисно-відновних процесів, що відбувається на електродах, унаслідок пропускання постійного електричного струму через розплав або розчин електроліту, це один із способів одержання металів з руд.

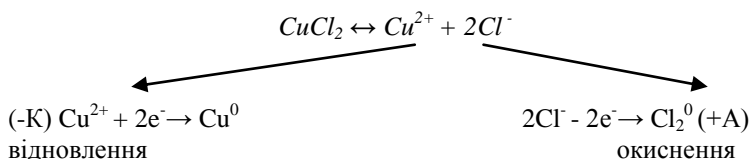
При електролізі відбувається безпосереднє перетворення електричної енергії у хімічну, що дозволяє здійснювати перетворення, які довільно не протікають за даних умов. Електрод, підключений до негативного полюса зовнішнього джерела струму є *катодом (-К)*, до позитивного — *анодом (+А)*. На *катоді* протікає процес *відновлення*, а на *аноді* – *окиснення*.

Порядок складання схеми електролізу: скласти рівняння дисоціації електроліту; показати рух йонів (катіонів до катоду, аніонів до аноду); скласти електронні рівняння електродних процесів і сумарне рівняння електролізу.

Приклад 1. Скласти схему, записати рівняння електродних реакцій і сумарне рівняння процесу електролізу розплаву купрум(II)хлориду з графітовими електродами.

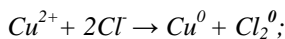
Розв'язок. У розплаві сіль $CuCl_2$ практично повністю дисоціює на йони: $CuCl_2 \leftrightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$. При зануренні в розплав електродів, приєднаних до зовнішнього джерела постійного струму, починається направлений рух йонів: *катіонів Cu^{2+}* до електроду, який приєднано до *негативного* полюса джерела струму (*-К*), а *аніонів Cl^-* - до *позитивного* (*+А*).

Схема електролізу:

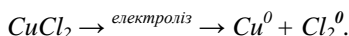


На обох електродах відбувається розрядження йонів: *на катоді – відновлення* ; *на аноді – окиснення*.

Сумарний процес у йонній формі:



у молекулярній формі:



Продуктами електролізу є металічна *мідь*, що осідає *на катоді*, і газо-подібний *хлор*, що виділяється *на аноді*.

Аналізуючи процеси електролізу розчинів, необхідно враховувати наявність молекул розчинника, або йонів, що утворюються в результаті його дисоціації. Розчин електроліту складається з декількох видів часток, що конкурують, і здатні до окиснення або відновлення. Критерієм оцінки здатності до таких процесів є величини окисно-відновних потенціалів.

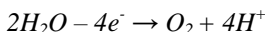
Катодні процеси при електролізі водних розчинів

Всі окисники — катіони металів, що беруть участь у катодному відновленні, можна поділити на *три групи*:

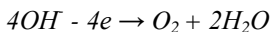
1. Катіони металів, стандартний потенціал яких значно нижчий, ніж потенціал води. Це катіони лужних, лужноземельних та інших металів, розміщених у ряду активності до алюмінію ($\varphi < -1,6 \text{ В}$). При електролізі водних розчинів, що мають у своєму складі катіони таких металів, *відбувається катодне відновлення водню*, а не металу.
2. Катіони металів, потенціал яких незначно відрізняється від потенціалу води, розміщених у ряду активності між алюмінієм і воднем ($-1,6 \text{ В} < \varphi < 0 \text{ В}$). Катодне відновлення залежить від умов перебігу електролізу, перш за все – густини струму. Найчастіше відбувається *одночасне відновлення катіонів металу і гідрогену*.
3. Катіони металів, потенціал яких значно вищий, ніж потенціал води ($\varphi > 0 \text{ В}$). До них відносяться катіони малоактивних металів, які є активнішими окисниками, ніж вода, тому відбувається *відновлення катіонів металу*.

Анодні процеси при електролізі водних розчинів

Анодні процеси при електролізі водних розчинів електролітів необхідно розглядати з урахуванням відновних властивостей води:



Процес окиснення води можна описати також рівнянням, яке враховує дисоціацію води з утворенням гідроксид-іонів, OH^- :



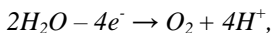
Обидві системи описують термодинамічно еквівалентні окисно-відновні системи. Окисно-відновний потенціал такої системи (кисневого електрода), характеризує відновлювальні властивості води і значно залежить від $p\text{H}$ середовища

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 - 0,059p\text{H}, \text{ при } P_{\text{O}_2} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

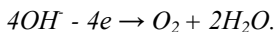
$p\text{H} = 0$, кисле середовище $\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,23 \text{ В}$ $p\text{H} = 7$, нейтральне середовище $\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 0,82 \text{ В}$ $p\text{H} = 14$, лужне середовище $\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 0,41 \text{ В}$

Значення $\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}$ у різних середовищах свідчать про зростання відновлювальних властивостей води з підвищенням $p\text{H}$ розчину.

Анодне утворення кисню при електролізі *кислих і нейтральних* розчинів ($p\text{H} \leq 7$) записують як окиснення молекул води:



а при електролізі лужних розчинів ($pH > 7$), як результат окиснення гідроксид-йонів:

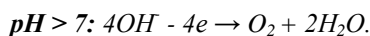
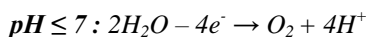


Порядок окиснення аніонів на інертному аноді

Порядок окиснення аніонів у водних розчинах визначається значенням окисно-відновного потенціалу (ОВП). Активніше окиснюються частки з нижчим значенням ОВП.

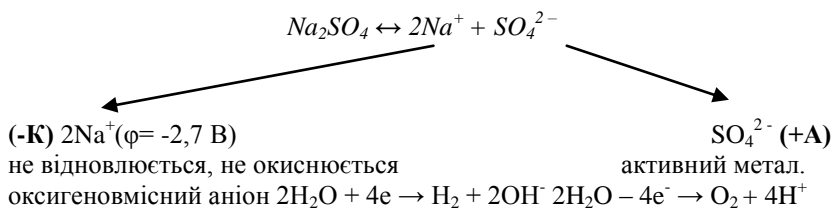
Якщо анод виготовлений з графіту (С), або з металу, що має досить високий потенціал (інертні електроди: С, Аи, Pt), у такому випадку окиснюються аніони електроліту. Інертні електроди не змінюються у процесі електролізу і є провідниками електронів.

1. У першу чергу окиснюються аніони кислот, що не мають у своєму складі атомів кисню (виняток F⁻);
2. Оксигеновмісні аніони не окиснюються, у процесі окиснення беруть участь молекули води, або йони OH⁻

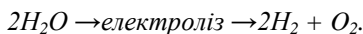


Приклад 2. Скласти схему, записати рівняння електродних реакцій і сумарне рівняння процесу електролізу розчину натрій сульфату з графітовими електродами. Чи змінюється концентрація солі у розчині?

Схема електролізу:



Сумарне рівняння електролізу водного розчину натрій сульфату зводиться до електролізу води:



Протягом електролізу у розчині зменшується кількість розчинника (H_2O) і підвищується концентрація натрій сульфату.

Електроліз з розчинним анодом

Якщо окисно-відновний потенціал металічного анода нижчий, ніж потенціал води і інших відновників, то *окиснюється метал анода*. Прикладом розчинних металічних електродів є мідь і срібло. Електроліз з розчинним анодом широко використовують у промисловості з метою одержання рафінованих металів.

Кількісні закони електролізу (Закони Фарадея)

1. *Маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна до кількості електрики, яка пройшла крізь електроліт:*

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F},$$

де M – мольна маса речовини, (*г/моль*) z — число електронів, що надходять від відновника до окисника, або еквівалентне число; F – число Фарадея (96500 К); I – сила струму, (A); t – час проходження струму, (c).

2. *Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні кількості різних речовин.*

Висновок. При проходженні крізь електроліт заряду 96500 Кулонів на електроді виділяється мольна маса еквівалента речовини.

ЗАДАЧІ

181. Скільки часу необхідно пропускати струм силою $20A$ через водний розчин натрій сульфату, щоб отримати 100м^3 кисню? Записати процеси, що протікають на графітових електродах.
182. Визначте масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок пропускання струму силою $5A$ через водний розчин натрій броміду. Записати процеси, що протікають на платинових електродах.
183. На скільки грамів зменшиться маса мідного анода, якщо під час рафінування міді, пропускали струм силою $10A$ через розчин купрум сульфату протягом 3 годин. Записати процеси, що протікають на інертних електродах.
184. При електролітичному рафінуванні нікелю струмом $15 A$ протягом 3 годин виділилося 50 г нікелю. Обчисліть вихід за струмом.
185. Протягом якого часу необхідно пропускати струм силою $10A$ через водний розчин натрій хлориду, щоб отримати $4,48\text{л}$ хлору (н.у.)? Записати процеси, що протікають на графітових електродах.
186. Визначте масу заліза, яку можна отримати, пропускаючи струм силою $120A$ протягом 7 годин через розплав FeCl_3 . Записати процеси, що протікають на інертних електродах.

187. При електролітичному рафінуванні міді струмом 10 А протягом 5 годин виділилося 57 г міді. Обчисліть вихід за струмом.
188. Визначте масу калій гідроксиду, що утвориться внаслідок пропускання струму силою 10А через водний розчин КСl. Записати процеси, що протікають на графітових електродах.
189. Як довго необхідно пропускати струм силою 7А через розчин натрій хлориду, щоб отримати 16 г натрій гідроксиду ? Записати процеси, що протікають на графітових електродах.
190. Якої сили струм необхідно пропускати крізь розчин натрій хлориду протягом 3 годин, щоб отримати 5,6 л хлору ?
191. Якої сили струм необхідно пропускати крізь розчин натрій хлориду протягом 3 годин, щоб отримати 5,6 л хлору ? Записати процеси, що протікають на інертних електродах
192. Визначте масу алюмінію, яку можна отримати, пропускаючи струм силою 1200 А протягом 3,5 годин через розплав алюміній оксиду.
193. Визначте масу нікелю, що виділиться внаслідок пропускання струму силою 5А крізь розплав нікель(II)хлориду протягом 10 годин. Записати процеси, що протікають на інертних електродах.
194. Визначте масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок пропускання струму силою 12А через водний розчин натрій хлориду. Записати процеси, що протікають на графітових електродах.
195. 195.Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі з платиновим анодом водного розчину цинк хлориду. Який об'єм хлору утворюється при пропусканні струму силою 25 А протягом 2 годин ?
196. Якої сили струм необхідно пропускати крізь розчин купрум хлориду протягом 2,5 годин, щоб отримати 6,72 л хлору ? Записати процеси, що протікають на електродах
197. Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі з графітовим анодом водного розчину цинк сульфату. Який об'єм кисню (м³) утворюється при пропусканні струму силою 150 А протягом 7,5 годин ?
198. Протягом якого часу необхідно пропускати струм силою 10А через водний розчин цинк сульфату, щоб отримати 56 л кисню. Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі з платиновим анодом.
199. Визначте масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок пропускання струму силою 25А через водний розчин натрій хлориду. Записати процеси, що протікають на інертних електродах.
200. Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі з графітовим анодом водного розчину купрум сульфату. Визначте масу міді, яку можна отримати, пропускаючи струм силою 150 А протягом 5,5 годин.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

Густина розчинів деяких речовин при 20°C

Густина г/см ³	Концентрація, С%				
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	KOH	NaOH
1,000	0,360	2,164	0,261	0,197	0,159
1,010	2,364	3,982	1,731	1,295	1,04
1,020	4,388	5,784	3,242	2,38	1,94
1,030	6,433	7,530	4,746	3,48	2,84
1,040	8,490	9,259	6,237	4,58	3,74
1,050	10,52	10,97	7,704	5,66	4,65
1,060	12,51	12,65	9,129	6,74	5,56
1,070	14,50	14,31	10,56	7,82	6,47
1,080	16,47	15,95	11,96	8,89	7,38
1,090	18,43	17,58	13,36	9,96	8,28
1,100	20,39	19,19	14,73	11,03	9,19
1,110	22,33	20,79	16,08	12,08	10,10
1,120	24,25	22,38	17,43	13,14	11,01
1,130	26,20	23,94	19,76	14,19	11,92
1,140	28,18	25,48	(20,13)	15,22	12,83
1,150	30,14	27,00	(21,38)	16,26	13,73
1,160	32,14	28,51	(22,62)	17,29	14,64
1,170	34,18	30,00	23,95	18,32	15,54
1,180	36,23	31,47	25,21	19,35	16,44
1,190	38,32	32,94	26,47	20,37	17,34
1,200	-	40,58	27,72	21,38	18,25
1,250	-	48,42	33,82	26,34	22,82
1,300	-	56,95	39,68	31,15	27,41
1,350	-	66,97	45,26	35,82	32,10
1,400	-	79,43	50,50	40,37	36,99
1,450	-	96,73	55,45	44,79	42,07
1,500	-	-	60,17	49,10	47,33
1,600	-	-	69,09	-	-
1,700	-	-	77,63	-	-
1,800	-	-	87,69	-	-

Константи дисоціації і величини рК деяких слабких електролітів

Електроліт		Константа дисоціації, K_d	$pK = -\lg K_d$
Кислоти			
нітритна	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
борна	H_3BO_3		
I-а ступінь		$5,70 \cdot 10^{-10}$	9,24
вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,74
йодновата	HJO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$	0,78
силікатна	H_2SiO_3		
I-а ступінь		$1,0 \cdot 10^{-10}$	10,00
II-а ступінь		$1,0 \cdot 10^{-12}$	12,00
арсенатна	H_3AsO_4		
I-а ступінь		$3,62 \cdot 10^{-3}$	2,25
II-а ступінь		$1,70 \cdot 10^{-7}$	6,77
III-а ступінь		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
арсенітна	H_3AsO_3		
I-а ступінь		$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
II-а ступінь		$3 \cdot 10^{-14}$	13,52
ортофосфатна	H_3PO_4		
I-а ступінь		$7,51 \cdot 10^{-3}$	2,12
II-а ступінь		$6,23 \cdot 10^{-8}$	7,21
III-а ступінь		$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,67
гідроген пероксид	H_2O_2	$2,4 \cdot 10^{-12}$	1,62
фторидна	HF	$7,4 \cdot 10^{-3}$	3,13
сульфітна	H_2SO_3		
I-а ступінь		$1,3 \cdot 10^{-2}$	1,89
II-а ступінь		$5 \cdot 10^{-6}$	5,30
сульфідна	H_2S		
I-а ступінь		$5,7 \cdot 10^{-8}$	7,24
II-а ступінь		$1,2 \cdot 10^{-15}$	14,92
ціанідна	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14
карбонатна	H_2CO_3		
I-а ступінь		$4,31 \cdot 10^{-7}$	6,37
II-а ступінь		$5,61 \cdot 10^{-11}$	10,35
хроматна	H_2CrO_4		
I-а ступінь		$1,8 \cdot 10^{-1}$	0,75
II-а ступінь		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
мурашина(метанова)	$HCOOH$	$1,77 \cdot 10^{-4}$	3,75
оцтова(етанова)	CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73

Електроліт		Константа дисоціації, K_d	$pK = -\lg K_d$
хлорноватиста	HClO	$3,2 \cdot 10^{-8}$	7,50
хлориста	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-8}$	1,96
щавелева	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$		
I-а ступінь		$5,9 \cdot 10^{-2}$	1,28
II-а ступінь		$6,4 \cdot 10^{-5}$	4,19
о с н о в и			
алюміній гідроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$		
I-а ступінь		$4,0 \cdot 10^{-13}$	12,40
амоній гідроксид	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
берилій гідроксид	$\text{Be}(\text{OH})_2$		
II-а ступінь		$5,0 \cdot 10^{-11}$	10,30
кальцій гідроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2$		
II-а ступінь		$3 \cdot 10^{-2}$	1,50
купрум(II)гідроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$		
II-а ступінь		$7,9 \cdot 10^{-14}$	13,10
станнум(II)гідроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_2$		
II-а ступінь		$1,0 \cdot 10^{-12}$	12,00
плюмбум(II)гідроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$		
I-а ступінь		$9,6 \cdot 10^{-4}$	3,02
II-а ступінь		$3 \cdot 10^{-8}$	7,62
аргентум(I)гідроксид	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$	3,96
цинк гідроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$		
I-а ступінь		$4,4 \cdot 10^{-5}$	4,36
II-а ступінь		$1,5 \cdot 10^{-9}$	8,82

Добутки розчинності малорозчинних речовин у воді при 25°C

Речовина	ПР	pПР= -lgПР
AlPO ₄	5,75·10 ⁻¹⁹	18,24
AuCl ₃	3,2·10 ⁻²⁵	24,5
AuJ ₃	1·10 ⁻⁴⁶	46
BaCO ₃	5,1·10 ⁻⁹	8,29
BaCrO ₄	1,2·10 ⁻¹⁰	9,93
BaF ₂	1,1·10 ⁻⁶	5,98
BaMnO ₄	2,5·10 ⁻¹⁰	9,60
Ba ₃ (PO ₄) ₂	6,03·10 ⁻³⁹	38,22
BaSO ₃	8,0·10 ⁻⁷	6,1
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	9,97
Be(OH) ₂	6,3·10 ⁻²²	21,3
Bi ₂ S ₃	1·10 ⁻⁹⁷	97
CaCO ₃	4,8·10 ⁻⁹	8,32
CaCrC ₄	7,1·10 ⁻⁴	3,15
CaF ₂	4,0·10 ⁻¹¹	10,40
Ca ₃ (PO ₄) ₂	2,0·10 ⁻²⁹	28,70
CaSO ₃	1,3·10 ⁻⁸	7,89
CaSO ₄	9,1·10 ⁻⁶	5,04
Cd(CN) ₂	1,0·10 ⁻⁸	8,0
Cd(OH) ₂	2,2·10 ⁻¹⁴	13,66
Cd(OH) ₂	5,9·10 ⁻¹⁵	14,23
CdS	7,9·10 ⁻²⁷	26,10
Cu(OH) ₂	2,2·10 ⁻²⁰	19,66
(CuOH) ₂ CO ₃	1,7·10 ⁻³⁴	33,78
CuS	6,3·10 ⁻³⁶	35,20
Cu ₂ S	2,5·10 ⁻⁴⁸	47,60
Fe(OH) ₂	1·10 ⁻¹⁵	15,0
Fe(OH) ₃	3,2·10 ⁻³⁸	37,50
FeS	5·10 ⁻¹⁸	17,3
GeS	3·10 ⁻³⁵	34,5
HgS(чорний)	1,6·10 ⁻⁵²	51,8
HgS(червоний)	4,0·10 ⁻⁵³	52,40
K ₃ [AlF ₆]	1,6·10 ⁻⁹	8,80
KClO ₄	1,1·10 ⁻²	1,97
K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	4,3·10 ⁻¹⁰	9,37
Li ₂ CO ₃	3,98·10 ⁻³	2,40
MgCO ₃	2,1·10 ⁻⁵	4,67
MgF ₂	6,5·10 ⁻⁹	8,19
Mg(OH) ₂	6,0·10 ⁻¹³	12,6
Mg ₃ (PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻¹³	13

Речовина	ПР	pПР= - lgПР
Mn(OH) ₂	1,9 · 10 ⁻¹³	12,72
MnS	2,5 · 10 ⁻¹⁰	9,60
Na ₃ AlF ₆	4,1 · 10 ⁻¹⁰	9,39
Ni(CN) ₂	3 · 10 ⁻²⁸	22,5
Ni(OH) ₂	2 · 10 ⁻¹⁵	14,70
NiS	1 · 10 ⁻²⁴	24,0
PbCO ₃	7,49 · 10 ⁻¹⁴	13,13
PbCl ₂	1,6 · 10 ⁻⁵	4,79
PbCrO ₄	1,8 · 10 ⁻¹⁴	13,75
PbF ₂	2,7 · 10 ⁻⁸	7,57
PbJ ₂	1,1 · 10 ⁻¹⁰	8,98
Pb(OH) ₂	1,1 · 10 ⁻²⁰	19,96
PbS	2,5 · 10 ⁻²⁷	26,60
PbSO ₄	1,6 · 10 ⁻⁸	7,80
PtCl ₄	8,0 · 10 ⁻²⁹	28,1
Sb ₂ S ₃	1,6 · 10 ⁻⁹³	92,8
Sn(OH) ₂	6,3 · 10 ⁻²⁷	26,20
SnS	1 · 10 ⁻²⁵	25,0
SrCO ₃	1,1 · 10 ⁻¹⁰	9,96
SrCrO ₄	3,6 · 10 ⁻⁵	4,44
SrF ₂	2,5 · 10 ⁻⁹	8,61
Zn(CN) ₂	2,6 · 10 ⁻¹³	12,59
Zn(OH) ₂	7,1 · 10 ⁻¹⁸	17,15
α-ZnS	1,6 · 10 ⁻²⁴	23,80
β-ZuS	2,5 · 10 ⁻²²	21,60

Таблиця 4

Ступінь гідролізу деяких солей у 0,1М розчинах при 25°С

Речовина	Ступінь гідролізу h,%	Речовина	Ступінь гідролізу h,%
NH ₄ Cl	0,07	NaH ₂ PO ₄	0,0004
CH ₃ COONH ₄	0,5	Na ₂ CO ₃	4,0
(NH ₄) ₂ S	99,0	NaHCO ₃	0,005
NH ₄ HS	7,0	Na ₂ S	9,9
Na ₂ B ₄ O ₇	0,5	NaHS	0,10
Na ₂ SO ₃	0,13	NaClO	0,18
NaHSO ₃	0,0002	KCN	1,2
CH ₃ COON _a	0,007	Al ₂ (SO ₄) ₃	3,5
Na ₃ PO ₄	3,4	Al(CH ₃ COO) ₃	40,0
Na ₂ HPO ₄	0,13	Fe(CH ₃ COO) ₃	32,0

Таблиця 5

Співвідношення між одиницями вимірювання деяких фізичних величин

1А = 0,1нм = 10 ⁻¹⁰ м	1Дж = 6,24146·10 ¹⁸ еВ
1мк = 1км = 1·10 ⁻⁶ м	1кал = 4,1840Дж
1атм = 1,01325·10 ⁵ Па	1еВ = 1,602·10 ⁻¹⁹ Дж
1Па = 0,986923·10 ⁻⁵ атм	1Д = 3,33564·10 ⁻³⁰ Кл·м
1бар = 1·10 ⁵ Па	1кар = 2·10 ⁻⁴ кг
1атм = 760мм.рт.ст.	⁰ К = - 273,15°С
1л = 1дм ³ = 10 ⁻³ м ³ = 10 ³ см ³	1фут = 0,3048м

Таблиця 6

Добутки розчинності деяких малорозчинних речовин при 298К

Речовина	ДР	Речовина	ДР
AgCl	1,8·10 ⁻¹⁰	CuS	6,0·10 ⁻³⁶
AgBr	5,3·10 ⁻¹³	Fe(OH) ₂	1,0·10 ⁻¹⁵
AgI	8,3·10 ⁻¹⁷	Fe(OH) ₃	3,8·10 ⁻³⁸
Ag ₂ S	6,0·10 ⁻⁵⁰	FeS	5,0·10 ⁻¹⁸
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	HgS	1,6·10 ⁻⁵²
CaCO ₃	5,0·10 ⁻⁹	MnS	2,5·10 ⁻¹⁰
CaC ₂ O ₄	2,0·10 ⁻⁹	PbI ₂	8,0·10 ⁻⁹
CaSO ₄	1,3·10 ⁻⁴	PbSO ₄	1,6·10 ⁻⁸
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻²⁹	ZnS	1,6·10 ⁻²⁴
CdS	7,9·10 ⁻²⁷	ZnCO ₃	1,45·10 ⁻¹¹

Таблиця 7

Найважливіші фізичні сталі

Стала	Символ	Значення
Швидкість світла у вакуумі	<i>c</i>	2,99792458·10 ⁸ м/с
Стала Планка	<i>h</i>	6,6260755·10 ⁻³⁴ Дж·с
Електрична сила	<i>ε₀</i>	8,85418782·10 ⁻¹² Ф/м
Магнітна сила	<i>μ₀</i>	1,256637061·10 ⁻⁶ Гн/м
Елементарний заряд	<i>e</i>	14,60217733·10 ⁻¹⁹ Кл
Маса спокою електрона	<i>m_e</i>	9,1093897·10 ⁻³¹ кг
Маса спокою протона	<i>m_p</i>	1,6726231·10 ⁻²⁷ кг
Маса спокою нейтрона	<i>m_n</i>	9,2740154·10 ⁻²⁴ Дж/Тл
Магнетон Бора	<i>μ_B</i>	6,0221367·10 ²³ моль ⁻¹
Число Авогадро	<i>N_A</i>	1,380658·10 ⁻²³ Дж/К
Стала Больцмана	<i>k</i>	9,6485309·10 ⁴ Кл/моль
Стала Фарадея	<i>F</i>	0,0820569дм ³ ·атм/К·моль
Універсальна газова стала	<i>R</i>	8,314510Дж/К·моль
Мольний об'єм ідеального газу за нормальних умов		22,41383·10 ⁻³ м ³ /мол

Таблиця 8

Стандартні відновні потенціали деяких окисно-
відновних систем у водних розчинах

Система	$\varphi, \text{В}$
$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}$	+0,222
$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,087
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,610
$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	+1,359
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,630
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,450
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,630
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^-$	-0,125
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e = \text{CrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,945
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,333
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0,158
$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	+2,870
$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0,356
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,700
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,000
$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}$	-2,251
$\text{H}_2\text{O}_2 - 2e = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	-0,682
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e = 2\text{OH}^-$	+0,880
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,776
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}$	+0,536
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e = \text{I} + \text{H}_2\text{O}$	+0,990
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I} + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,190
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I} + 6\text{OH}^-$	+0,260
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,228
$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+2,257
$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,507
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,692
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,940
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,838
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,772
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,004
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,957
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,240
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,880
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,490
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,075
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,890
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	+1,694

Система	$\varphi, \text{В}$
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,455
$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685
$\text{PtCl}_6^{2-} + 2\text{e} = \text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}$	+0,720
$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	+0,480
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	+0,144
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}$	-0,932
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0,170
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,357
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,149
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,310
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,010
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	+1,151
$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	+1,280
$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,255

ТЕРМОДИНАМІЧНІ КОНСТАНТИ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Таблиця містить дані про стандартні ентальпії (ΔH^0_{298}) і вільні енергії (ΔG^0_{298}) утворення речовин з простих речовин за стандартних умов (кДж/моль), а також абсолютні ентропії (S^0) речовин (Дж/К·моль).

Речовина	ΔH^0	ΔG^0	S^0	Речовина	ΔH^0	ΔG^0	S^0
AgCl	-127,2	-109,9	96,2	KCl	-435,9	-408,0	82,6
AlCl ₃	-704,6	-629,0	109,4	KBr	-392,2	-379,2	96,4
Al(OH) ₃	-1315,0	-1157,0	70,1	KI	-327,6	-322,3	104,3
Al ₂ O ₃	-1676,8	-1583,3	51,0	KClO ₃	-391,2	-289,9	143,0
Al ₂ S ₃	-509,0	-23,0	96,2	KMnO ₄	-813,4	-713,8	171,7
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3444,1	-3102,9	239,4	KNO ₃	-493,2	-393,1	132,9
BaCO ₃	-1217,1	-1137,2	113,0	K ₂ SO ₄	-1434	-1316	175,7
BaCl ₂	-859,1	-811,4	123,8	LiCl	-408,3	-384,0	59,3
BaO	-553,9	-525,4	70,5	MgCl ₂	-641,1	-591,6	89,8
BaSO ₄	-1474,2	-1363,2	132,3	MgO	-601,8	-569,6	26,9
C(алмаз)	+1,828	+2,834	2,37	N ₂	0	0	199,9
C(графіт)	0	0	5,74	NH ₄ Cl	-314,2	-203,2	94,6
C ₂ H ₂ (г)	+226,7	+116,8	200,8	NH ₃	-46,2	-16,7	192,6
COCl ₂ (г)	-219,5	-205,3	2283,6	NO	+90,3	+80,6	210,7
CO	-110,6	-137,2	197,7	NO ₂	+33,0	+51,5	240,2
CO ₂	-393,8	-394,6	213,8	NaCl	-411,1	-384,0	72,1
CS ₂ (р)	+88,7	+64,4	151,0	Na ₂ CO ₃	-1137	-1047	136,4
CaC ₂	-59,9	-64,9	70,0	Na ₂ SO ₄	-1385	-1267	149,5
CaCO ₃	-1207,7	-1129,6	91,6	O ₂	0	0	205,0
CaCl ₂	-796,3	-748,9	104,7	O ₃	142,3	162,7	238,8
CaO	-635,0	-603,6	39,7	P(біл.)	0	0	41,1
Ca(OH) ₂	-986,8	-899,2	83,4	P(черв.)	-17,6	12,1	22,8
Cl ₂	0	0	222,9	PCl ₃	-287,0	-260,5	311,7
CuCl ₂	-215,7	-171,5	108,2	PCl ₅	-374,9	-305,4	364,5
CH ₄	-75,0	-50,9	186,0	P ₄ O ₁₀	-3014	-2743	280,6
CuO	-156,0	-129,9	42,6	H ₃ PO ₄	-1267	-1134	200,8
CuSO ₄	-771,4	-662,2	109,3	SO ₃ (г)	-395,9	-317,2	256,7
Fe	0	0	27,2	SO ₂	-297,2	-300,4	248,2
FeCl ₃	-399,7	-334,2	142,4	SO ₂ Cl ₂	-391,2	-305,0	216,3
FeO	-265,0	-244,5	60,8	H ₂ S	-21,0	-33,8	205,7
FeSO ₄	-929,5	-825,5	121,0	H ₂ SO ₄	-814,2	-690,3	156,9
Fe ₂ O ₃	-822,7	-740,8	87,5	SiO ₂	-911,6	-857,2	41,9
Fe ₃ O ₄	-1117,9	-1014,8	146,3	SnO ₂	-580,8	-519,3	52,3
H ₂	0	0	130,7	TiO ₂	-943,9	-888,6	50,3
HCl(г)	-92,4	-94,5	186,9	NiO	-239,7	-211,6	38,0
H ₂ O(г)	-242,0	-228,8	188,9	Ni(OH) ₂	-538,7	-453,1	79,5
H ₂ O(к)	-286,4	-298,4	44,1	ZnS	-205,6	-200,9	57,8
H ₂ O(р)	-286,0	-237,4	70,0	ZnO	-348,0	-318,2	43,9
H ₂ O ₂ (р)	-187,9	-120,5	109,6	ZnSO ₄	-978,6	-871,6	124,7
HF(г)	-268,0	-270,7	173,5	ZnCl ₂	-415,3	-369,6	111,5

ВАРІАНТИ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

Варіант	Номери задач									
01	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181
02	2	22	42	62	82	102	122	142	162	182
03	3	23	43	63	83	103	123	143	163	183
04	4	24	44	63	84	104	124	144	164	184
05	5	25	45	65	85	105	125	145	165	185
06	6	26	46	66	86	106	126	146	166	186
07	7	27	47	67	87	107	127	147	167	187
08	8	28	48	68	88	108	128	148	168	188
09	9	29	49	69	89	109	129	149	169	189
10	10	30	50	70	90	110	130	150	170	190
11	11	31	51	71	91	111	131	151	171	191
12	12	32	52	72	92	112	132	152	172	192
13	13	33	53	73	93	113	133	153	173	193
14	14	34	54	74	94	114	134	154	174	194
15	15	35	55	75	95	115	135	155	175	195
16	16	36	56	76	96	116	136	156	176	196
17	17	37	57	77	97	117	137	157	177	197
18	18	38	58	78	98	118	138	158	178	198
19	19	39	59	79	99	119	139	159	179	199
20	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200
21	1	22	43	64	85	106	127	148	169	190
22	2	23	44	65	86	107	128	149	170	191
23	3	24	45	66	87	108	129	150	171	192
24	4	25	46	67	88	109	130	151	172	193
25	5	26	47	68	89	110	131	152	173	194
26	6	27	48	69	90	111	132	153	174	195
27	7	28	49	70	91	112	133	154	175	196
28	8	29	50	71	92	113	134	155	176	197
29	9	30	51	72	93	114	135	156	177	198
30	10	31	52	73	94	115	136	157	178	199
31	11	32	53	74	95	116	137	158	179	200
32	12	33	54	75	96	117	138	159	180	201
33	13	34	55	76	97	118	139	160	181	202
34	14	35	56	77	98	119	140	161	182	203
35	15	36	57	78	99	120	141	162	183	204
36	16	37	58	79	100	121	142	163	184	205
37	17	38	59	80	101	122	143	164	185	206
38	18	39	60	81	102	123	144	165	186	207
39	19	40	61	82	103	124	145	166	187	208
40	20	41	62	83	104	125	146	167	188	209
41	1	23	45	67	89	111	133	155	177	199

Варіант	Номери задач									
42	2	24	46	68	90	112	134	156	178	200
43	3	25	47	69	91	113	135	157	179	201
44	4	26	48	70	92	114	136	158	180	202
45	5	27	49	71	93	115	137	159	181	203
46	6	28	50	72	94	116	138	160	182	204
47	7	29	51	73	95	117	139	161	183	205
48	8	30	52	74	96	118	140	162	184	206
49	9	31	53	75	97	119	141	163	185	207
50	10	32	54	76	98	120	142	164	186	208
51	11	33	55	77	99	121	143	165	187	209
52	12	34	56	78	100	122	144	166	188	210
53	13	35	57	79	101	123	145	167	189	211
54	14	36	58	80	102	124	146	168	190	212
55	15	37	59	81	103	125	147	169	191	213
56	16	38	60	82	104	126	148	170	192	214
57	17	39	61	83	105	127	149	171	193	215
58	18	40	62	84	106	128	150	172	194	216
59	19	41	63	85	107	129	151	173	195	217
60	20	42	64	86	108	130	152	174	196	218
61	1	24	47	70	93	116	139	162	185	208
62	2	25	48	71	94	117	140	163	186	209
63	3	26	49	72	95	118	141	164	187	210
64	4	27	50	73	96	119	142	165	188	211
65	5	28	51	74	97	120	143	166	189	212
66	6	29	52	75	98	121	144	167	190	213
67	7	30	53	76	99	122	145	168	191	214
68	8	31	54	77	100	123	146	169	192	215
69	9	32	55	78	101	124	147	170	193	216
70	10	33	56	79	102	125	148	171	194	217
71	11	34	57	80	103	126	149	172	195	218
72	12	35	58	81	104	127	150	173	196	219
73	13	36	59	82	105	128	151	174	197	220
74	14	37	60	83	106	129	152	175	198	221
75	15	38	61	84	107	130	153	176	199	222
76	16	39	62	85	108	131	154	177	200	223
77	17	40	63	86	109	132	155	178	201	224
78	18	41	64	87	110	133	156	179	202	225
79	19	42	65	88	111	134	157	180	203	226
80	20	43	66	89	112	135	158	181	204	227
81	1	25	49	73	97	121	145	169	193	217
82	2	26	50	74	98	122	146	170	194	218
83	3	27	51	75	99	123	147	171	195	219

Варіант	Номери задач									
84	4	28	52	76	100	124	148	172	196	220
85	5	29	53	77	101	125	149	173	197	221
86	6	30	54	78	102	126	150	174	198	222
87	7	31	55	79	103	127	151	175	199	223
88	8	32	56	80	104	128	152	176	200	224
89	9	33	57	81	105	129	153	177	201	225
90	10	34	58	82	106	130	154	178	202	226
91	11	35	59	83	107	131	155	179	203	227
92	12	36	60	84	108	132	156	180	204	228
93	13	37	61	85	109	133	157	181	205	229
94	14	38	62	86	110	134	158	182	206	230
95	15	39	63	87	111	135	159	183	207	231
96	16	40	64	88	112	136	160	184	208	232
97	17	41	65	89	113	137	161	185	209	233
98	18	42	66	90	114	138	162	186	210	234
99	19	43	67	91	115	139	163	187	211	235
100	20	44	68	92	116	140	164	188	212	236

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

ПЕРІОДИ	ГРУ							
	I	II	III	IV	V			
1	H 1 1,0079 ГІДРОГЕН 1s ¹							
2	Li 3 6,941 ЛІТІЙ [He]2s ¹	Be 4 9,0122 БЕРИЛІЙ [He]2s ²	B 5 10,811 БОР [He]2s ² 2p ¹	C 6 12,011 КАРБОН [He]2s ² 2p ²	N 7 14,007 НІТРОГЕН [He]2s ² 2p ³			
3	Na 11 22,990 НАТРІЙ [Ne]3s ¹	Mg 12 24,305 МАГНІЙ [Ne]3s ²	Al 13 26,982 АЛЮМІНІЙ [Ne]3s ² 3p ¹	Si 14 28,086 СИЛІЦІЙ [Ne]3s ² 3p ²	P 15 30,974 ФОСФОР [Ne]3s ² 3p ³			
4	K 19 39,098 КАЛІЙ [Ar]4s ¹	Ca 20 40,078 КАЛЬЦІЙ [Ar]4s ²	Sc 21 44,956 СКАНДІЙ [Ar]3d ¹ 4s ²	Ti 22 47,88 ТИТАН [Ar]3d ² 4s ²	V 23 50,942 ВАНАДІЙ [Ar]3d ³ 4s ²			
	Cu 29 63,546 КУПРУМ [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹	Zn 30 65,39 ЦИНК [Ar]3d ¹⁰ 4s ²	Ga 31 69,723 ГАЛІЙ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	Ge 32 72,59 ГЕРМАНІЙ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	As 33 74,922 АРСЕН [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³			
5	Rb 37 85,468 РУБІДІЙ [Kr]5s ¹	Sr 38 87,62 СТРОНЦІЙ [Kr]5s ²	Y 39 88,906 ІТРИЙ [Kr]4d ¹ 5s ²	Zr 40 91,224 ЦИРКОНІЙ [Kr]4d ² 5s ²	Nb 41 92,906 НІОБІЙ [Kr]4d ⁴ 5s ¹			
	Ag 47 107,87 АРГЕНТУМ [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	Cd 48 112,41 КАДМІЙ [Kr]4d ¹⁰ 5s ²	In 49 114,82 ІНДІЙ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	Sn 50 118,71 СТАНОМ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	Sb 51 121,75 СТІБІЙ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³			
6	Cs 55 132,91 ЦЕЗІЙ [Xe]6s ¹	Ba 56 137,33 БАРІЙ [Xe]6s ²	* La 57 138,91 ЛАНТАН [Xe]5d ¹ 6s ²	Hf 72 178,49 ГАФНІЙ [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	Ta 73 180,95 ТАНТАЛ [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²			
	Au 79 196,97 АУРУМ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	Hg 80 200,59 МЕРКУРІЙ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	Tl 81 204,38 ТАЛІЙ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	Pb 82 207,2 ПЛЮМБУМ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	Bi 83 208,98 БІСМУТ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³			
7	Fr 87 [223] ФРАНЦІЙ [Rn]7s ¹	Ra 88 226,02 РАДІЙ [Rn]7s ²	** Ac 89 [227] АКТИНІЙ [Rn]6d ¹ 7s ²	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДІЙ [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	Db 105 [262] ДУБНІЙ [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²			
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅			
Леткі водневі сполуки				RH ₄	RH ₃			
* ЛАНТАНОЇД								
58	Ce 140,12 ЦЕРІЙ [Xe]4f ¹ 5d ⁰ 6s ²	59 Pr 140,91 ПРАЗЕОДИМ [Xe]4f ² 5d ⁰ 6s ²	60 Nd 144,24 НЕОДИМ [Xe]4f ³ 5d ⁰ 6s ²	61 Pm [147] ПРОМЕТИЙ [Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	62 Sm 150,36 САМАРІЙ [Xe]4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	63 Eu 151,96 ЄВРОПІЙ [Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	64 Gd 157,25 ГАДОЛІНІЙ [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 158,93 ТЕРБІЙ [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²
** АКТИНОЇД								
90	Th 232,04 ТОРІЙ [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	91 Pa [231] ПРОТАКТИНІЙ [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	92 U 238,03 УРАН [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np [237] НЕПУТІЙ [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	94 Pu [244] ПЛУТОНІЙ [Rn]5f ⁶ 6d ⁰ 7s ²	95 Am [243] АМЕРИЦІЙ [Rn]5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	96 Cm [247] КЮРІЙ [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk [247] БЕРКЕЛІЙ [Rn]5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²

ЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПИ

VI		VII		VIII	
				He 2 4,0026 1s ² ГЕЛІЙ	Порядковий номер Символ Назва елемента систематично Атомна маса Електронна конфігурація
O 8 15,999 [He]2s ² 2p ⁴ ОКСИГЕН	F 9 18,998 [He]2s ² 2p ⁵ ФЛУОР	Ne 10 20,179 [He]2s ² 2p ⁶ НЕОН	Fe 26 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ² ФЕРУМ		
S 16 32,066 [Ne]3s ² 3p ⁴ СУЛЬФУР	Cl 17 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵ ХЛОР	Ar 18 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶ АРГОН			
Cr 24 51,996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹ ХРОМ	Mn 25 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ² МАНГАН	Fe 26 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ² ФЕРУМ	Co 27 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ² КОБАЛЬТ	Ni 28 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ² НИКОЛ	
Se 34 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ СЕЛЕН	Br 35 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ БРОМ	Kr 36 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ КРИПТОН			
Mo 42 95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹ МОЛІБДЕН	Tc 43 [99] [Kr]4d ⁵ 5s ² ТЕХНЕЦІЙ	Ru 44 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹ РУТЕНІЙ	Rh 45 102,91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ РОДІЙ	Pd 46 106,42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ ПАЛАДІЙ	
Te 52 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ ТЕЛУР	I 53 126,90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ ІОД	Xe 54 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ КСЕНОН			
W 74 183,85 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,21 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² РЕНІЙ	Os 76 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² ОСМІЙ	Ir 77 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² ІРИДІЙ	Pt 78 195,08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ ПЛАТИНА	
Po 84 [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ ПОЛОНІЙ	At 85 [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ АСТАТ	Rn 86 [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ РАДОН			
Sg 106 [263] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² СИБОРГІЙ	Bh 107 [262] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² БОРІЙ	Hs 108 [265] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² ГАСІЙ	Mt 109 [266] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² МАЙТНЕРІЙ	Uun 110 [272] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² УНУНІЛІЙ	
RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄			
H ₂ R	HR				

И

Dy 66 162,5 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	Ho 67 164,93 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ГОЛЬМІЙ	Er 68 167,26 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ЕРБІЙ	Tm 69 168,93 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ТУЛІЙ	Yb 70 173,04 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ІТТЕРБІЙ	Lu 71 174,97 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² ЛОТЕЦІЙ
---	--	--	--	---	--

И

Cf 98 [251] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² КАЛІФОРНІЙ	Es 99 [252] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² ЕЙШТЕЙНІЙ	Fm 100 [257] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² ФЕРМІЙ	Md 101 [258] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² МЕНДЕЛІВІЙ	No 102 [259] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² НОБЕЛІЙ	Lr 103 [260] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ² ЛОУРЕНСІЙ
--	---	---	---	--	--

СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОНІ ПОТЕНЦІАЛИ МЕТАЛІВ
У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

Електродна пара, φ^0 , В		Електродна пара, φ^0 , В		Електродна пара, φ^0 , В	
Li ⁺ /Li	-3,045	Tl ²⁺ /Tl	-1,630	2H ⁺ /H ₂	0,000
Rb ⁺ /Rb	-2,925	Tl ³⁺ /Tl	-1,208	Sn ⁴⁺ /Sn	+0,130
K ⁺ /K	-2,924	Mn ²⁺ /Mn	-1,192	Sb ³⁺ /Sb	+0,240
Sc ³⁺ /Sc	-2,923	V ²⁺ /V	-1,175	Re ³⁺ /Re	+0,300
Ra ⁺ /Ra	-2,916	Nb ³⁺ /Nb	-1,100	Bi ³⁺ /Bi	+0,317
Ba ⁺ /Ba	-2,905	V ³⁺ /V	-0,868	Co ³⁺ /Co	+0,330
Sr ²⁺ /Sr	-2,888	Cr ²⁺ /Cr	-0,852	Cu ₂ ⁺ /Cu	+0,345
Ca ²⁺ /Ca	-2,864	Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Tc ₂ ⁺ /Tc	+0,400
Na ⁺ /Na	-2,711	Cr ³⁺ /Cr	-0,744	Ru ₂ ⁺ /Ru	+0,450
Ac ³⁺ /Ac	-2,600	Ga ³⁺ /Ga	-0,560	Cu ⁺ /Cu	+0,520
La ³⁺ /La	-2,522	Fe ²⁺ /Fe	-0,440	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,850
Ce ³⁺ /Ce	-2,483	Cd ²⁺ /Cd	-0,403	Ag ⁺ /Ag	+0,799
Y ³⁺ /Y	-2,372	In ³⁺ /In	-0,338	Rh ³⁺ /Rh	+0,800
Mg ²⁺ /Mg	-2,363	Tl ³⁺ /Tl	-0,368	Pb ⁴⁺ /Pb	+0,840
Sc ³⁺ /Sc	-2,077	Tl ⁺ /Tl	-0,336	Os ²⁺ /Os	+0,850
Th ⁴⁺ /Th	-1,899	Co ²⁺ /Co	-0,277	Hg ₂ ²⁺ /Hg	+0,852
Be ²⁺ /Be	-1,847	Ni ²⁺ /Ni	-0,234	Pd ²⁺ /Pd	+0,915
U ³⁺ /U	-1,798	Mo ³⁺ /Mo	-0,200	Pt ²⁺ /Pt	+0,963
Hf ⁴⁺ /Hf	-1,700	Sr ²⁺ /Sr	-0,136	Ir ³⁺ /Ir	+1,150
Al ³⁺ /Al	-1,663	Pb ²⁺ /Pb	-0,126	Au ³⁺ /Au	+1,498
		Fe ³⁺ /Fe	-0,037	Au ⁺ /Au	+1,691

Розчинність кислот, основ і солей у воді

Аніони	Катиони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cr ²⁺	Pb ²⁺	Su ²⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	—	Р	—	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка. Р — розчиняється, М — мало розчиняється, Н — практично не розчиняється, риска — сполука розкладається водою або не існує.

Світлана Павлівна Придятько
Леонід Леонідович Бачурін

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання контрольної роботи з дисципліни «ХІМІЯ»

теоретичні огляди і контрольні завдання для студентів заочної форми навчання за спеціальностями: 7.090301 – розробка родовищ корисних копалин;
7.092204 – електромеханічне обладнання електроємних виробництв.