МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ,

МОЛОДІ ТА СПОРТУ

Національний авіаційний університет

**ХІМІЯ**

Збірник контрольних завдань та методичні рекомендації до їх виконання для студентів технічних спеціальностей

заочної форми навчання

Київ 2012

УДК 54 (076.5)

ББК Г-я7

Х156

Автори: В.В. Єфименко, В.В. Трачевський, О.С. Тітова

Рецензент Ф.Г. Фабуляк

Затверджено на засіданні науково-методичної редакційної ради Інституту екологічної безпеки НАУ 6 березня 2012 року.

Хімія: Збірник контрольних завдань та методичні рекомен- дації до їх виконання для студентів технічних спеціальностей

заочної форми навчання /

X156 В.В. Єфименко, В.В. Трачевський, О.С. Тітова. – К.: НАУ, 2012.– 72 с.

Містить контрольні завдання та методичні рекомендації до їх виконання щодо самостійного вивчення дисципліни "Хімія".

Призначений для студентів Інституту заочного та дистанцій­ного навчання.

**І. ЗАГАЛЬНІ МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ**

**1.1. Мета викладання дисципліни**

Хімія – одна з фундаментальних природничих наук, знання якої необхідне для плідної, творчої діяльності сучасного інженера будь – якої спеціальності.

Хімія є не лише загальнотеоретичною, але й загально-технічною дисципліною. Вона дає майбутнім фахівцям сучасне уявлення про матерію і форми її руху, про склад, будову і властивості речо­вин, а також про механізми їх перетворення.

Навчання хімії у Національному авіаційному університеті пе­реслідує дві основні мети. Перша – загальноосвітня і розвиваюча, яка полягає у формуванні наукового світогляду майбутнього інже­нера, розвитку у нього логічного мислення. Друга – конкретно-практична, яка полягає у надбанні студентами знань, які вони змо­жуть активно використовувати у майбутній практичній інженерній діяльності, зокрема, при обґрунтуванні вибору та використанні но­вих конструкційних матеріалів, експлуатації сучасної техніки, хімі­чних джерел електричної енергії, вибору методів захисту від корозії, підвищенні надійності техніки та обладнання.

Знання та розуміння хімічних законів допоможе сучасному спеціалісту вирішувати складні технічні та екологічні проблеми сьогодення.

**1.2. Задачі вивчення дисципліни**

У результаті вивчення курсу хімії студенти повинні **знати:**

* роль хімії у створенні матеріально-технічної бази всіх галузей промисловості;
* основні хімічні закони, методи їх застосування для вирішення прикладних задач; ;
* будову атомів, молекул, кристалів, залежність властивостей речо­вин від їх складу і будови;
* основні закономірності хімічних процесів;
* хімічні властивості металів, які складають основу сплавів, що за­стосовуються у сучасній техніці і технології;
* властивості розчинів, їх роль в фізико-хімічних процесах;
* принцип дії та основні характеристики хімічних джерел струму (елементів і акумуляторів), які застосовуються у сучасній техніці і технології;
* механізм корозії металів, вплив корозії на надійність техніки;
* техніку безпеки при роботі з хімічними речовинами.

На основі отриманих знань студенти повинні **вміти:**

* використовувати теоретичні знання для пояснення сутності виро­бничих хімічних процесів, які відбуваються при експлуатації техні­ки;
* взаємопов'язувати знання з хімії із знаннями профілюючих дис­циплін з метою розв'язку комплексних прикладних задач;
* застосовувати комплекс знань про фізико-хімічні явища у при­кладній діяльності;
* застосовувати отримані знання при виборі і експлуатації нових конструкційних матеріалів, методів захисту техніки від корозії;
* виконувати необхідні стехіометричні розрахунки;
* розуміти перспективи розвитку хімічної науки в області створен­ня нових високоефективних матеріалів із заданими властивостями.

**1.3. Особливості вивчення курсу хімії. Рекомендації щодо роботи над навчальним матеріалом**

Навчальний процес студента-заочника складається з таких ви­дів занять:

– самостійна робота з підручником;

– лекції на встановочній сесії;

– контрольна робота;

– лабораторні заняття;

– залік, консультації;

– екзамен.

Самостійне вивчення дисципліни є основною формою роботи. Лекції і лабораторні заняття проводяться на лабораторно-екзамена­ційних сесіях. Контрольна робота виконується самостійно між сесі­ями. Консультації проводяться на кожній сесії як індивідуально, так і у складі групи.

Самостійну роботу з підручником рекомендується органі­зовувати наступним чином:

* ознайомитися з питаннями і змістом програмних тем з хімії;
* прочитати параграфи підручника, які відносяться до даної теми;
* повторно прочитати матеріал, законспектувати закони, визначен­ня, формули, реакції;
* розібрати розв'язок типових прикладів у методичному посібнику;
* розв'язати задачі з даної теми з контрольної роботи;
* закінчивши вивчення однієї теми, перейти до вивчення наступної у тому ж порядку.

Лекції з основних розділів навчальної програми читаються студентам-заочникам у період лабораторно-екзаменаційної сесії.

Студент-заочник повинен виконати одну контрольну ро­боту з хімії і здати її методисту не пізніше, ніж за тиждень до другої сесії. Контрольна робота складається із 14 задач, які охоплюють най­важливіші розділи дисципліни. До виконання контрольної роботи потрібно приступати лише після старанного вивчення відповідної теми за підручником. Контрольна робота акуратно оформлюється у зошиті, де вказується тема, номер задачі, переписується її умова і приводиться детальний розв'язок з усіма обгрунтуван­нями і розрахунками. Для нотаток рецензента необхідно залишати у зошиті поля. Наприкінці виконаної роботи повинна сто­яти дата, підпис студента.

Виконана робота здається методисту ІЗДН, який передає її на рецензування викладачу.

Якщо у роботі є помилки і вона не зарахована, потрібно вико­нати її повторно, помістивши всі виправлення у кінці зошита у роз­ділі "Робота над помилками". Робота, виконана за чужим варіантом, не рецензується.

Якщо контрольна робота виконана задовільно, студент усно захищає її у співбесіді з викладачем.

Студенти, які не захистили контрольну роботу, не допуска­ються до екзамену.

Кожен студент має власний варіант контрольного завдання, який визначається за двома останніми цифрами номеру залікової книжки. Наприклад, якщо номер залікової книжки 010129, то номер варіанту буде 29. Варіант із чотирнадцяти задач знаходять за таблицею (див. **Додаток 1**).

Лабораторні заняття проводяться за тематикою лекцій і мають мету закріпити знання теоретичних основ дисципліни.

Зміст і порядок проведення лабораторних занять повідомля­ється студентам на сесії.

Виконані лабораторні роботи оформляються у зошитах у ви­гляді звітів, в яких наводиться короткий опис експеременту, рівнян­ня реакцій і необхідні розрахунки, спостереження і висновки до ко­жного досліду.

Виконані і оформлені у вигляді звітів лабораторні роботи повинні бути усно захищені. Студенти, які не виконали і не захисти­ли лабораторні роботи, до екзамену не допускаються.

До складання екзамену з хімії допускаються тільки ті сту­денти, які виконали і захистили контрольну роботу і здали залік з лабораторного практикуму.

**II. ЗАВДАННЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ**

**2.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ**

Література: [1, с. 18 – 30].

Приклад 1. 1 літр якої речовини вміщує найбільшу кількість молекул за нормальних умов: хлороводню, сірководню, водню чи води?

Розв'язання. Хлороводень, сірководень, водень – гази. Н2O – рідина, ρ = 1 г/см3;

= ρ · V = 1 · 1000 = 1000 (г)

Отже, 1 літр води вміщує найбільшу кількість молекул.

Приклад 2. При прожарюванні карбонату кальцію масою 25 г виділилося 5,6 л (н.у.) оксиду вуглецю (IV) і отримано оксид кальцію масою 14 г. Чи узгоджується це з законом збереження маси?

Розв'язання. Згідно з законом збереження маси, маса речовин, які вступили до реакції, дорівнює масі речовин, що отримано вна­слідок реакції. Знайдемо масу оксиду вуглецю, що отримано при прожарюванні карбонату кальцію.

CaCO3 CaO + CO2; m = ν∙M; ν = ;

М(СO2) = 44 г/моль; ν(СO2) = = 0,25 (моль)

М(СO2) = 0,25 44 = 11 (г); 11 + 14 = 25 (г).

Отже, після реакції отримано 25 г речовини, до реакції всту­пило 25 г речовини. Це узгоджується з законом узгодження маси.

Приклад 3. Змішали 22,4 літри оксиду вуглецю (II) та 12,4 літ­ри кисню (н.у.). Чи спалахне жевріюча скіпочка, яку вмістили до су­міші продуктів реакції цих газів, якщо припустити, що вихід проду­ктів реакції 100%?

*Розв'язання.*

2СО + O2 = 2СO2;

ν(СО) = = 1 (моль); ν(O2) = = 0,554 (моль)

На 2 моль СО потрібно 1 моль O2, на 1 моль СО потрібно 0,5

моль O2.

Кисень у надлишку, тобто, суміш продуктів реакції містить кисень, тому жевріюча скалка спалахне.

1. Яка речовина за нормальних умов вміщує найбільшу кіль­кість молекул в 1 м3: етан, етилен, етанол (d = 0,8), ацетилен?
2. Підчас прожарювання СаСО3 масою 1 г отримано СаО ма­сою 0,56 г і СО2 об'ємом 224 мл (н.у.). Чи підтверджують ці дані за­кон збереження маси?
3. Визначте густину суміші оксиду вуглецю (II) та оксиду вуглецю (IV) за азотом, якщо відомо, що об'ємна частка оксиду вугле­цю (ІІ) складає 30%?
4. Крізь озонатор пропустили 20 л кисню, 10 % якого перетво­рилося на озон. Знайдіть об'ємну частку в % озону в кисні.
5. В якому об'ємному співвідношенні треба змішати метан і водень, щоб для повного згоряння цієї суміші необхідно було взяти такий самий об'єм кисню за тих самих умов?
6. Лінійний розмір молекули води 1,38 10-10 м. В ланцюжок якої довжини (в км) розтягнуться молекули води, що містяться в 9 г води?
7. Знайдіть масу 1 л газової суміші, яка містить водень і азот, якщо масова частка азоту дорівнює 65%.
8. Які гази легші за повітря: озон, аміак, метан, ацетилен, хлор, неон?
9. Який об'єм кисню потрібно взяти для взаємодії з 10 л сумі­ші водню і оксиду азоту (II)?
10. Відносна густина газу за киснем дорівнює 1,5. Знайдіть йо­го відносну густину за: повітрям, воднем, хлором, азотом. У відпові­ді наведіть газ, за яким густина найменша.
11. У якої сполуки маса найбільша, якщо в усіх випадках взяти 2,2 1023 молекул: NО, NO2, N2O?
12. Знайдіть масу 5 л газової суміші, яка знаходиться при тем­пературі 20°С під тиском 90 кПа, якщо об'ємні частини газів у ній такі: 30% водню, 30% оксиду вуглецю (IV), 20% азоту і 20% оксиду вуглецю (II).
13. Тверду речовину масою 25,4 г вмістили до посудини об'ємом 5 л, з якої попередньо викачали повітря і підігріли до 200°С. Після того, як тверда речовина перетворилась на газ, тиск у посудині дорівнював 78,6 кПа. Знайдіть молярну масу речо­вини.
14. У балоні об'ємом 20л знаходиться кисень під тиском 1 1010 Па при температурі 10°С. Який об'єм (м3) матиме газ за нор­мальних умов?
15. При певній температурі відносна густина пари сірки за по­вітрям дорівнює 6,62. Скільки атомів має молекула сірки в вигляді пари за цих умов?
16. При певній температурі відносна густина пари фосфору за повітрям дорівнює 4,28. Скільки атомів має молекула фосфору в ви­гляді пари за цих умов?
17. Знайдіть масу 1 л суміші газів з точністю до тисячних, яка містить однакові маси хлору, азоту та аргону.
18. Ароматичний вуглеводень масою 0,305 г у вигляді пари при температурі 97°С займає об'єм 100 мл, створюючи тиск 1,2 105 Па? Визначте його молекулярну формулу.
19. Скільки років потрібно для того, щоб перерахувати усі мо­лекули в воді об'ємом 9 мл, якщо щосекунди відраховувати 1000 молекул?
20. Взято нові посудини однакового об'єму. В одну з них вміс­тили аміак, в іншу – хлор. Маси газів однакові, тиск також однако­вий. Чи однакова температура в посудинах?

**2.2. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ**

Література: [ 1, с. 31 – 53 ].

Як відомо, масу, об'єм, кількість речовини реагентів і продук­тів реакцій визначають за допомогою стехіометричних розрахунків, їх первинною основою є закон збереження маси речовини. Для здій­снення стехіометричних розрахунків треба знати хімічний склад ре­агентів і продуктів реакцій.

Одиницею виміру кількості речовини є моль. Один моль ато­мів, молекул, іонів містить 6,02 1023 часточок (число Авогадро).

Маса 1 моль та молярна маса М чисельно дорівнюють віднос­ним атомній, молекулярній або формульній масам і виражаються відповідно в грамах та грамах на моль.

Відношення кількості речовини реагентів і продуктів реакцій відповідають відношенню відповідних коефіцієнтів у хімічних рівняннях.

У багатьох хімічних реакціях беруть участь гази. Об'єми реа­гуючих газів та газів-продуктів реакцій, згідно з законом об'ємних відношень, відносяться як невеликі цілі числа. Ці числа дорівнюють відповідним коефіцієнтам у рівняннях реакцій.

Закон об'ємних від­ношень можна розглядати як наслідок закону Авогадро: в різних об'ємах різних газів за однакових умов (температура, тиск) містить­ся однакова кількість молекул. Розрахунки проводять припускаючи, що гази є ідеальними, тобто, міжмолекулярна взаємодія в них відсу­тня.

Зміна зовнішніх умов призводить до зміни об'єму газу. Відпо­відні розрахунки грунтуються на об'єднаному газовому законі, або об'єднаному законі газового стану:

=

(для певної маси газу). Обчислення, пов'язані з перерахунком маси газу на його об'єм і навпаки, здійснюємо з використанням формули Клапейрона-Мєндєлєєва:

PV =

де Р – тиск (Па), V – об'єм (м3), m – маса (кг), R – універсальна газо­ва стала (R = 8,31 Дж/моль К).

В 1 моль будь-якого газу міститься однакова кількість моле­кул, а одна й та сама кількість молекул будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. Отже, за однакових умов 1 моль будь-якого газу займає один і той самий об'єм. Цей об'єм газу (молярний об'єм газу) за нормальних умов (температура 0°С, або 273 К, тиск 101,3 кПа) дорівнює 22,4 л.

При багатьох стехіометричних розрахунках використовують поняття еквіваленту та молярної маси еквіваленту.

Хімічним еквівалентом речовини (еквівалент) називають умовну частинку речовини, яка в хімічних реакціях сполучається з одним атомом водню, або заміщує його в хімічних реакціях.

Наприклад, у реакції

2HCl + Nі(ОН)2 = NіCl2 + 2Н2О

два атоми водню молекули соляної кислоти реагують з однією молекулою Nі(ОН)2. Отже, можна вважати, що з одним атомом водню реагує умовна частка, яка дорівнює 1/2 молекули Nі(ОН)2. Цю умовну частку називають еквівалентом Nі(ОН)2 (z = 1/2).

Основою багатьох розрахунків є закон еквівалентів, який фо­рмулюють так: один еквівалент однієї речовини завжди реагує з од­ним еквівалентом іншої.

Цей закон можна сформулювати і так: маса реагуючих речовин пропорційна молярним масам їх еквівалентів. Молярна маса еквівалентів дорівнює 1/z частині молярної маси ре­човини. Молярні маси еквівалентів солей, оксидів, гідроксидів, кис­лот, що беруть участь у реакціях обміну, можна обчислити діленням молярних мас на відповідні еквівалентні числа речовин. Молярна маса еквіваленту іона для обмінних реакцій дорівнює молярній масі іона, поділеній на його заряд. В окислювально-відновних реакціях еквівалентне число окисника (відновника) визначається числом еле­ктронів, які приєднуються (віддаються) однією формульною одини­цею речовини.

Деякі задачі передбачають обчислення молярних мас газопо­дібних речовин з використанням так званої відносної густини газу. Відносна густина газу за іншим газом (D) – це число, що показує, в скільки разів перший газ важчий за другий, і дорівнює відношенню мас різних об'ємів газів. Якщо взяти молярні об'єми (за однакових умов вони рівні), то відношення мас цих порцій газів дорівнюватиме відношенню молярних мас речовин:

D = М1 / М2,

де M1 – молярна маса першого газу, М2 – маса газу "порівняння".

Приклад 1. Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу при температурі 27°С та тиску 150 кПа?

Розв'язання. 1. Моль водню (2 г) займає за н.у. об'єм 22,4 л. Розрахуємо масу водню за пропорцією:

2г – 22,4 л

х г – 4л,

звідки

*x* = = 0,357 (г)

Отже, маса водню дорівнює 0,357 г.

2. Обчислюємо об'єм газу при температурі 27°С (300 К) та ти­ску 150 кПа:

V = = = 2,97 (л).

Об'єм водню при 27°С та 150 кПа дорівнює 2,97 л.

Приклад 2. Який об'єм займають 1,2 1024 молекул вуглекислого газу за нормальних умов?

Розв'язання. Використовуємо формулу

ν = = =

і розрахуємо об'єм газу:

ν = = = 44,7 (л).

Отже об'єм газу дорівнює 44,7 л.

Приклад 3. Метал масою 1 г реагує з 1,78 г сірки. Обчислити молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента сірки дорівнює 16 г/моль.

Розв'язання. Відповідно закону еквівалентів, маси реагуючих речовин пропорційні молярним масам їх еквівалентів.

= ;

= = 9 (г/моль).

Отже, молярна маса еквівалента метала 9 г/моль.

1. Яка кількість речовини міститься в 20 г оксиду міді, в 32 г гідриду літію, в 14 г силіцію, в 0,9 г води?
2. Де кількість речовини є найменшою: в 4,5 г берилію, в 6 г вуглецю чи в 8 г гідриду натрію?
3. Де міститься більше атомів: а) в 1 г вуглецю чи в 1г фос­фору; б) в 15 г сірки чи в 10г кисню; в) в 16г метану чи в 16г кис­ню?
4. Обчислити, скільки молекул міститься у краплі води об'ємом 0,02 мл.
5. Який об'єм займатиме кисень за н.у., якщо при 20°С та 110 кПа його об'єм становить 2,5 літри?
6. Обчислити маси 1 л водню та аміаку за н.у.
7. Скільки всього молекул міститься у суміші з 14 л азоту та 8,4 л кисню за н.у.?
8. За однакових умов змішали 5 л азоту та 1 л кисню. Скільки молекул азоту припадає на одну молекулу кисню?
9. Скільки років треба для того, щоб із посудини місткістю 1 мл, заповненої деяким газом за н.у., випустити газ із швидкістю 10 молекул за секунду?
10. У двох однакових балонах містяться рівні маси водню та кисню за однакової температури. В якому балоні тиск більший та у скільки разів?
11. Змішали 8 г водню, 4 г метану та 24 г кисню. Визначити об'ємні частки газів у суміші.
12. Змішали рівні маси водню та метану. Яке буде співвідно­шення об'ємів цих газів у суміші.
13. Однакова маса металу реагує з 0,4 г кисню або 6,346 г галогена. Визначте молярну масу еквіваленту галогена.
14. Обчисліть молярні маси еквівалентів перелічених нижче сполук, виходячи з їхніх молярних мас: Н4Р2О7; А12(SO4)3; NaНСO3; [Fе(OН)2]2SO4.
15. Визначте молярну масу еквівалента основи, якщо на нейт­ралізацію зразка сполуки масою 3 г витрачено 4,52 г кислоти НСI.
16. Обчисліть молярну масу речовини, якщо маса її молекули дорівнює 2 10-22 г.
17. Газ масою 0,865 г при 42 °С та 102,9 кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу?
18. Відносна густина газу за воднeм дорівнює 8,5. У скільки разів цей газ важчий (чи легший) за повітря?
19. Для дихання водолази використовують „гелієве повітря" - суміш гелію та кисню. Визначте об'ємні частки газів у цій суміші, якщо відносна густина її за воднем дорівнює 4,8, а гелій складається з атомів, а не з молекул.
20. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тискам 10 МПа при температурі 20 °С. Обчисліть масу газу.

**2.3. БУДОВА АТОМА**

Література: [ 1, с. 54 – 89 ].

Приклад. Дати повну характеристику валентному електрону атома калію.

Розв'язання. Дискретні та квантові стани електрона в атомі проявляються у відмінності форм орбіталей і відсутності проміжних форм між ними, у визначеному розміщенні орбіталей у просторі, ко­ли деякі з них заповнюються електронами, тоді як інші спустошені.

Стан електрона в атомі визначається системою квантових ха­рактеристик, тобто квантовими числами. Головне квантове число п характеризує розмір електронних орбіталей та сумарний запас енер­гії електронів що знаходяться на даному енергетичному рівні.

Орбітальне квантове число *l* характеризує форму орбіталей та енергію електронів на енергетичному підрівні.

Магнітне квантове число т характеризує положення електро­нних орбіталей у просторі по відношенню до напрямку зовнішнього магнітного поля.

Спінове квантове число тs характеризує власний момент кіль­кості руху електрона.

В атомі не може бути двох електронів, у яких були б однако­вими всі чотири квантових числа (принцип Паулі). На кожному рівні й підрівні атома є визначене максимальне число електронів.

Розглянемо характеристику валентного електрона атома ка­лію. Оскільки калій знаходиться у четвертому періоді, у головній підгрупі І групи, валентним електроном є 4s1 електрон. Для IV енер­гетичного рівня п = 4, а орбітальне квантове число може мати чоти­ри значення: *l* = 0, *l* = 1, *l* = 2, *l* = 3. Враховуючи, що електрон знахо­диться на 5-підрівні, то для валентного електрона калію *l* = 0. Магні­тне квантове число може приймати різні значення від -*l* до +*l*. Оскі­льки 1 = 0, то магнітне квантове число теж дорівнює нулю. Спінове квантове число може мати два значення, незалежно від значень ін­ших квантових чисел: +1/2 і -1/2.

Отже у природі існують атоми калію, в яких валентний елект­рон характеризується таким складом квантових чисел:

n = 3, *l* = 0, *m* = 0, *ms* = 1/2 та

n = 3, *l* = 0, *m* = 0, *ms* = –1/2.

1. Який набір квантових чисел потрібний для опису стану електрона в атомі?
2. Сформулюйте принцип Паулі, наведіть приклади та пояс­ніть його значення для створення теоретичної моделі електронної будови атома.
3. Сформулюйте правило Хунда. Яка його роль при визна­ченні електронної конфігурації атомів?
4. Які елементи називаються *s*-, р-, d- та *f*- елементами?
5. В якого елемента вперше починає заповнюватись d-, а в якого *f*- підрівень?
6. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: 1s2, 3р6, 2*f1*, 3d5, 3*s1*, 4*f16*, 3d11, 2р7 Відповідь обґрунтуйте.
7. Напишіть електронні формули елементів із порядковими номерами 19, 30, 37, 55. В яких періодах, групах та підгрупах розта­шовані ці елементи ?
8. Чому в атомі хрому на зовнішньому 4*s*- підрівні знаходить­ся лише один електрон, а в атомів сусідніх із ним елементів – вана­дію та мангану – по два електрони?
9. Напишіть електронні конфігурації атомів хрому, молібдену та вольфраму. Поясніть, чому лише атом вольфраму має на зовніш­ньому електронному шарі два електрони?
10. Назвіть елементи, в яких закінчується заповнення 3d-, 4 d та 5*d*- орбіталей. Напишіть електронні формули цих елементів.
11. У чому полягає відмінність електронної будови у нормаль­ному та збудженому станах? Покажіть це на прикладі атомів вугле­цю, сірки та брому.
12. Чим відрізняються електронна будова атома від електро­нної будови відповідних іонів? Поясніть це на прикладах:

Na – Na+, O – O2-, Mn – Mn2+ - Mn4+ – Mn7+.

1. Напишіть формули електронної структури атомів срібла, лантану, європію, гадолінію, цезію.
2. Скільки вільних 4*d*- орбіталей мають збуджені атоми бро­му, ніобію.
3. Якими квантовими числами характеризуються електрони, що знаходяться на зовнішніх і передостанніх рівнях атомів цинку й свинцю?
4. Будова зовнішніх і передостанніх рівнів атомів елементів виражається формулами: а) ...4*s2*4*р5*; б) ...3*s2*; в) ...3р63d54s2.

В яких періодах, групах і підгрупах знаходяться ці елементи? До яких елек­тронних родин вони належать?

1. Які значення приймають квантові числа п, l, т, ms для неспареного електрона атома галію?
2. Структура валентних електронних шарів атомів елементів виражається формулами: а) ...5*s2*5*р4*; б) ...3*d3*4*s2*. Виявити, в яких пе­ріодах, групах і підгрупах знаходяться ці елементи і назвати їх.
3. На основі принципу Паулі і значень квантових чисел роз­рахувати максимально можливу кількість електронів на четвертому енергетичному рівні.
4. Яка з перерахованих атомних орбіталей має найбільше зна­чення енергії (3*d*, 4*s*, 4*р*, 4*f*)?

**2.4. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН**

Література. [ 1, с. 92 – 120].

Приклад. Порівняти металічну активність атомів міді та сріб­ла, використовуючи данні про будову атомів цих елементів.

Розв'язання. Мідь та срібло знаходяться у побічній підгрупі першої групи. Заряд ядра атома срібла значно більший від заряду ядра атома міді.

Радіус атома срібла незначною мірою відрізняється від радіуса атома міді внаслідок стиснення електронних орбіталей, яке виявля­ється у періодах при збільшенні зарядів ядер, тому енергія іонізації для атома срібла більша, ніж для атома міді.

Оскільки енергія іонізації є кількісною мірою металічної акти­вності (відновлювальної здатності) атомів, то срібло є менш актив­ним металом, ніж мідь.

1. За яким принципом елементи поєднують у періоди та гру­пи? Яка підгрупа називається головною, а яка – побічною? Як змі­нюються радіуси елементів у періодах та групах?
2. Дайте визначення енергії спорідненості до електрона. Чому спорідненість до електрона збільшується при переході від азоту до кисню й фтору, але різко зменшується при переході від фтору до не­ону?
3. На основі даних про будову атомів порівняйте металічну активність кальцію та барію, калію та цезію.
4. В якого елемента більша енергія іонізації – у цинку чи ка­дмію? Відповідь мотивувати, використовуючи данні про будову ато­мів. В яких одиницях вимірюється енергія іонізації?
5. Який з елементів є більш сильним окисником – хлор чи йод? Чому? Що таке спорідненість атомів до електрона?
6. Який з елементів є більш сильним окисником – сірка чи селен? Відповідь мотивувати, використовуючи данні про будову атомів
7. Що таке електронегативність? Як змінюється електронега­тивність *p-* елементів у періоді, у групі періодичної системи із збіль­шенням порядкового номера?
8. Який з елементів четвертого періоду VI групи – селен чи хром – має більш виявлені металічні властивості? У кого з них ви­ща електронегативність? Чому?
9. Порівняти електронегативність та окисно-відновну актив­ність елементів VII групи хлору та мангану. Відповідь обгрунтувати будовою атомів цих елементів. Написати формули їх оксидів та від­повідних їм гідроксидів.
10. До яких родин належать елементи, в атомах яких останній електрон заповнює 4*s-* s 5*d*- орбіталі? Скільки елементів включає ко­жна з них? Які їх властивості?
11. Чому атомні маси елементів періодичної системи із збіль­шенням порядкового номера збільшуються безперервно, а властиво­сті елементів змінюються періодично?
12. Дати початкове та сучасне формулювання періодичного закону. Чому у періодичній системі елементи аргон, кобальт, телур і торій розміщені перед калієм, нікелем, йодом та протактинієм від­повідно, хоч і мають більшу атомну масу?
13. Скільки неспарених електронів мають атоми з порядкови­ми номерами 9, 18, 47, та 59?
14. Які формули вищих оксидів і гідроксидів відповідають елементу, який має *ns2(n-1)d4* – валентні електрони?
15. Скільки з електронних конфігурацій: … 4*d1*5*s2*, …3*s2*3*p1*, ...3*d10*4s*2*4*р2*, ...3*d3*4*s2* відповідають елементам побічних підгруп? На­звіть ці елементи.
16. В якій групі та підгрупі періодичної системи знаходяться

елементи, яким відповідає електронна конфігурація *ns*2(*n* – 1)*d*5?

1. Поясніть, як змінюється характер оксидів у ряду Р2O5 –SіO2 – А12O3 – МgO? Чому? Напишіть формули гідроксидів цих еле­ментів.
2. Які орбіталі заповнюються електронами в першу чергу за наявності у елемента Зd-, 4*s,* 4р-, 3*p*- підрівнів?
3. Які орбіталі заповнюються електронами у першу чергу за наявності у елемента 5*d*,7*s*-,6*p*-,4*f*- підрівнів?
4. Як змінюється окисна активність неметалів у головній під­групі VI групи періодичної системи із збільшенням порядкового номера елементу? Як змінюється електронегативність, спорідненість до електрона для цих елементів?

**2.5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ**

Література: [ 1, с.124 – 179].

Приклад. Як метод валентних зв'язків пояснює лінійну будову молекули СаF2? Чи є полярним зв'язок у молекулі та сама молекула? Чому?

Розв'язання. Кальцій у нормальному стані не має неспарених електронів, проте у сполуці СаF2 він виявляє валентність, яка дорів­нює двом. Це можна пояснити тим, що при утворенні хімічного зв'язку атом кальцію переходить у збуджений стан і валентними стають 4*s*1- та 4р1-електрони. Зв'язки атома кальцію у збудженому стані з атомом фтору характеризуються однаковою енергією та дов­жиною. Це пояснюється тим, що в утворенні зв'язків беруть участь *s*- та *р*- електрони, які знаходяться не у чистому, а у гібридному (змішаному) стані. Гібридизація призводить до зменшення вільної енергії системи, тобто до зміцнення зв'язку. Кількість гібридних орбіталей відповідає кількості неспарених валентних електронів. Гіб­ридизація одної *s*- та одної *p*- орбіталей призводить до появи двох *sp*- орбіталей (*sp*- гібридизація). Кут між цими двома гібридними орбіталями дорівнює 180°, молекула має лінійну форму. Обидва зв'язки Са – F рівноцінні.

Оскільки електронегативність фтору набагато більша, ніж еле­ктронегативність кальцію, зв'язок Са – F є полярним, а сумарний дипольний момент молекули рівний нулю, тобто, молекула не полярна.

1. Поясніть який тип хімічного зв'язку називається іонним, а який – ковалентним? Які основні ознаки характеризують кожний тип хімічного зв'язку? Наведіть приклади.
2. Пояснити, який тип хімічного зв'язку наявний у молекулах таких речовин: КСI, Н2O, NH3, НСI, SO2, PbO2, ВаO2?
3. Чим відрізняються поняття "ступінь окиснення" та "вален­тність"? Як визначити ці величини? Наведіть приклади.
4. Яка сполука має більш іонний зв'язок: NaН, HF, HI, NaF, Ка2S, АI2S3? Чому?
5. Як і чому змінюється характер хімічного зв'язку в ряду: NaСI, MgСI2, А1СІ3, SiCI4, РСІ5, SСI2, СI2?
6. Визначте ступінь окиснення та валентність азоту у сполу­ках: HNO3, HNO2, N2, N2H4, NH2ОН?
7. Запишіть у порядку зростання ступеня іонності зв'язки: В – СI, Nа – СІ, Са – СІ, Ве – I,Zn – С1, Н – СI, Р – СI.
8. У бік якого атома буде зміщена електронна пара в таких сполуках:Н2O, SO2, F2O, СаН2, СН4, SіН4, NаН?
9. Чи матимуть дипольний момент молекули N2 O2, СН4, NF3, NO, НСI? Чи обов'язково поляризація зв'язку зумовлює наяв­ність у молекулі дипольного моменту? Наведіть приклади.
10. Дипольні моменти молекул Н2O та Н2S відповідно дорів­нюють 6,15∙10-30 та 3,11∙10-30 Кл∙м. В якій молекулі зв'язок є більш полярним? Чому?
11. Поясніть, чому температура кипіння HF вища, ніж НСI (відповідно 20°С та – 85°С)? Що таке водневий зв'язок?
12. Яка природа сил Ван-дер-Ваальса? Назвіть три основні ти­пи цих сил. Поясніть механізм їх дії?
13. Пояснити, чому температура кипіння благородних газів за­кономірно збільшується від гелію до радону?
14. У рамках теорії валентних зв'язків поясніть, чому у біль­шості *p*- елементів, які мають змінну валентність, її значення відріз­няється на два?
15. Чому для бору, азоту та скандію, що мають різні електро­нні конфігурації атомів, характерні однакові валентні можливості?
16. За рахунок яких зв'язків може здійснюватися взаємодія між молекулами Н2 та Н2O, Н2O та NН3, NH3 та NF3, НСI та НСI, HFта HF?
17. Як впливає характер міжмолекулярної взаємодії на фізичні властивості речовин?
18. Чи однакову геометричну конфігурацію мають молекули хлоридів: ВСІ3, NСI3, РСI3, АIСI3, ТіСI3, СгСI3? Відповідь обґрунтува­ти.
19. Як і чому змінюються температури плавлeння та кипіння у ряду інертних газів? Яка речовина і чому має найнижчу температуру кипіння та плавлeння?
20. Як можна пояснити, що багато твердих органічних речо­вин мають запах, а неорганічні частіше запаху не мають?

**2.6. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ**

Література: [1,с.234 – 248].

Приклад. Надати повну характеристику комплексної сполуки [Со(NН3)6]СI3 та написати реакцію взаємодії цієї сполуки з нітратом срібла.

Розв'язання. У кожній комплексній сполуці є комплексний складний іон ( внутрішня сфера) та іон, пов'язаний з ним (зовнішня сфера). У наведеній сполуці комплексним іоном є [Со(NН3)6] , за­ряд цього іона дорівнює заряду зовнішньої сфери із протилежним знаком, тобто заряд комплексного іона рівний 3+. До складу ком­плексного іона входить центральний іон Со3+ – комплексоутворю- вач, навколо якого знаходяться молекули NН3 (можуть бути іони), які називаються лігандами.

Сумарний заряд комплексоутворювача та лігандів рівний за­ряду комплексного іона.

У даному випадку ці заряди співпадають, оскільки лігандами є нейтральні молекули NH3.

У розчині комплексна сполука буде дисоціювати таким чином: [Со(NН3)6]СI = [Со(NH3)6]3+ + 3CI–.

Реакція взаємодії з нітратом срібла:

[Со(NH3)6]СI3 + 3АgСI = [Со(NHз)6](NO3)3 + 3AgCI .

Комплексний іон дисоціює ступінчасто. Процес вторинної ди­соціації характеризується константою стійкості:

Kct =

1. Які сполуки називають координаційними? Реалізація яко­го типу хімічного зв'язку для них є обов'язковою? Чому координа­ційні сполуки називають також комплексними?
2. Який атом (іон) називають центральним? Що таке ліганд та координаційна сфера?
3. Атоми (іони) яких елементів найчастіше бувають комплексоутворювачами? Які іони та молекули виявляють властивості лі­гандів? Відповідь обґрунтуйте.
4. Чи можна вважати, що координаційне число дорівнює кі­лькості лігандів у координаційній сфері? Обґрунтуйте відповідь та наведіть приклади.
5. Визначте заряд комплексного іона, ступінь окиснення та координаційне число центрального атома (комплексоутворювача) в таких сполуках: К[Ag(CN)2]; [Сu(NH3)4]SO4; [Со(NН3)5С1]С12, Na3[А1(ОН)6]. Дайте назву цим сполукам і напишіть рівняння їх ди­соціації.
6. Напишіть координаційні формули таких сполук: тетрагідроксоцинкат натрію; нітрат пентааміносульфатокобальту (III); хло­рид аквадиамінохлоропаладію (II); хлоропента-гідроксоплатинат (IV) калію; триамінотрихлоркобальт. Які з цих сполук є електролітами?
7. Визначте ступені окиснення і валентність елементів у сполуках К3[А1(ОН)6]; К2[РtС16]; [Сг(NH3)6]С13; Сг[(NH3)4(Н2O)2]С13.
8. Напишіть рівняння реакцій обміну за участю комплекс­них сполук:

а) К4[Fе(СN)6] + СuSO4 =

б) К4[Fе(СN)6] + АgNO3 =

в) [Аg(NН3)2]С1 + НNО3 =

г) К3[Fе(СN)6] + FеСI2 =

1. Яке місце у періодичній системі займають елементи з якостями типових комплексоутворювачів? Чим це обумовлено?
2. Для наступних комплексних сполук вказати комплексо- утворювач, визначити його координаційне число та ступінь окис­нення, вказати назву сполук: К4[Мо(СN)8]; [Рt(NН3)4]С14; К2[РtС16]; [Сu(NH3)4]SO4; К2[Со(СNS)4]; К3[Со(NO2)6].
3. Скласти молекулярне та іонне рівняння реакції взаємодії гідроксиду цинку з розчином аміаку за умови, що утворюється ком­плексна сполука цинку. Координаційне число цинку – 4.
4. Написати вираз для констант стійкості комплексних іонів: [Аg(NH3)2]+; [Fe(CN)6]4-; [РCl6]2-. Знайти ступінь окиснення та ко­ординаційні числа комплексоутворювачів цих іонів.
5. До розчину кожної із солей: К3[Ре(СN)6] та NН4Fе(SO4)2 долили розчин лугу. В якому випадку випаде осад гідроксиду заліза? Написати молекулярне та іонне рівняння реакцій. Які сполуки нази­ваються подвійними солями?
6. Скласти молекулярне та іонне рівняння реакцій взаємодії К4[Fе(СN)6] та ZnSO4, в результаті якої утворюється нерозчинна комплексна сіль.
7. Координаційне число іона Рt4+ дорівнює 6. Написати мо­жливі комплекси, які містять іони Рt4+ як комплексоутворювачі, молекули NH3 та іони СI- як ліганди.
8. Напишіть рівняння первинної дисоціації комплексних спо­лук: [Рt(NH3)4]С1; [Сu(NH3)4]SO4; К2[Со(CNS)4]; К4[Мо(СN)8]; К3[Fе(СN)6]; [Сг(NH3)6]С13.
9. Визначте заряд комплексного іона, ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача. Розчин якої сполуки буде мати рН<7?
10. Константи нестійкості іонів [Со(NH3)6]3+ [Fе(СN)6]4-, [Fе(СN)6]3- рівні відповідно 1,6∙1035;2∙1036; 9∙1043. Який з цих іонів найстійкіший?
11. Написати рівняння первинної дисоціації комплексних сполук: К2[Zn(ОН)4]; [Сг(NH3)2(Н2O)4](OН)3; [Рt(NH3)4(OН)2]С12; [Сг(Н2O)5OН]SO4. Розчин якої сполуки буде мати рН > 7?
12. Написати формули таких комплексних сполук: триакват- рифторхром; диамінотетраціаноферат (III) калію; гідроксид тетрааквадіамінохрому (III)

**2.7. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ**

Література [ 1,с. 265-278].

Приклад 1. На основі стандартних теплот утворення та абсо-

лютних стандартних ентропій речовин (наведені у додатку) розраху­вати зміну енергії Гіббса реакції СО(г) + Н2O(р) = СO2(г) + Н2(г).

Розв'язання. Для розв'язання задачі застосовуємо закон Гесса, згідно з яким тепловий ефект реакції (Н°) дорівнює сумі теплот утворення продуктів реакції за вийнятком суми теплот утворення (Н°утв) початкових речовин з урахуванням коефіцієнтів перед фор­мулами цих речовин (стехіометричних коефіцієнтів).

ΔH° = –

Зміна ентропії хімічної реакції обчислюється за аналогічною формулою:

ΔS° = -

Зміна енергії Гіббса Дв0 реакції обчислюється за формулою:

ΔGо = ΔHо - T∙ΔS

Критерієм можливості мимовільного перебігу реакції за стан­дартних умов є негативне значення величини Gо.

Зробимо розрахунки за відповідними формулами, користую­чись табл. 2.

ΔН° = (-393,61+) - (-110,52 - 285,84) = 2,85 кДж.

ΔS = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = 76,39 Дж/(моль∙К) = 0,07639 кДж/(моль∙К).

ΔG = ΔН° - ТΔS = 2,85 - 298∙0,07639 = -19,91 кДж.

Оскільки ΔG < 0, дана реакція може перебігати мимовільно за стандартних умов.

При розв'язанні задач необхідно враховувати, що за стандарт­ну температуру прийнята температура 298 К, а теплоти утворення простих речовин умовно прийняті рівними нулю.

Приклад 2. Що має більшу ентропію: 1 моль кристалічної ре­човини чи 1 моль її пари при однаковій температурі?

Розв'язання. Ентропія є мірою невпорядкованого стану речо­вини. У кристалі частки (атоми, іони) мають упорядковане розташу­вання і своє місце, а для газу характерний їх хаотичний рух.

1 моль газу має набагато більший об'єм, ніж 1 моль кристалу. Оскільки ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то ентропія 1 моля пари

речовини більша за ентропію моля його кристалів при однаковій те­мпературі.

121. Стандартна теплота згоряння бензолу до кінцевих проду­ктів дорівнює 3270 кДж/моль. Використовуючи стандартні теплоти утворення води та діоксиду вуглецю (див. додаток), обчислити теп­лоту утворення бензолу за стандартних умов.

1. Обчислити зміну ентропії реакції за стандартних умов:

СН4(г) + 2O2(г) = СO2(г) + 2Н2O(р),

використавши дані, вміщені у додатку.

1. Обчислити температуру, вище якої починається розкла­дання карбонату кальцію, враховуючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.
2. Визначити тепловий ефект реакції:

2СаО(т) + Р2O5(т) + 5Н2O(р) = 2[СаНРO4∙ 2Н2O](т)

(за стандартних умов). Теплота утворення дигідрату гідрофосфату кальцію дорівнює 2397,4 кДж/моль.

1. Визначити теплоту утворення рідкого пероксиду водню, якщо теплота його розкладання до рідкої води становить 98,1 кДж/моль.
2. Теплота згоряння пропану за стандартних умов дорівнює 2220 кДж/моль. Знайдіть теплоту утворення пропану.
3. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння водяного газу (еквімолярної суміші оксиду вуглецю (II) та водню):

СО(г) + Н2(г) + O2(г) = СО2(г) + Н2О(г).

1. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 1000 л во­дяного газу, взятого за нормальних умов?
2. Теплота утворення октану дорівнює 208,8 кДж/моль. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 1 кг октану? Вважати, що продуктом реакції є рідка вода.
3. Теплота утворення гідроксиду кальцію з оксидів CaO(т) та Н2O(р) становить 65,1 кДж/моль. Визначте теплоту утворення оксиду кальцію.
4. Стійкість сполуки залежить від ентальпії її утворення. Прокоментуйте це твердження. Як воно узгоджується з тим, що су­льфід алюмінію (ΔН°(А12Sз) = – 724 кДж/моль) легко розкладається водою, а сульфід вісмуту (III) (ΔH°(Bi2S3) = – 155,6 кДж/моль) нею не розкладається?
5. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції:

РbS(т) + 2РbO(т) = ЗРb(т) + SO2(г).

1. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції термічного розкладання:

2FeSO4(т) = Fе2О3(т) + 2SO2(г) + (1/2)O2(г).

1. Що таке ентропія? При перетворенні розчиненні твердої речовини у воді та газу у воді?
2. Користуючись додатком, визначте ΔH° для реакцій:

а) FеО(т) + СО(г) = Fе(т) + СO2(г);

б) МgСO3(т) = МgO(т) + СO2(г);

в) СO2(г) + Са(ОН)2(т) = СuСO3(т) + Н2O(р).

1. Що таке енергія Гіббса? Який існує зв'язок цієї величини з ентальпією та ентропією?
2. Проаналізуйте рівняння ΔG = ΔН – ТΔS, визначте можли­вість самовільного перебігу реакції за таких умов:

а) ΔН > 0, ΔS > 0;

б) ΔН < 0, ΔS < 0;

в) ΔН > 0, ΔS < 0;

г) ΔН < 0, ΔS > 0.

1. Виконавши необхідні обчислення, з'ясуйте, яка реакція (пряма чи зворотна), має відбуватися в системі 2NО(г) + O2(г) =2NO2(г) за стандартних умов? Визначте температуру, при якій встановлю­ється рівновага. Залежністю ентальпії та ентропії від температури знехтуйте.
2. Яка речовина – СаО чи ВаО – активніше реагує з водою? Відповідь підтвердіть розрахунками.
3. За допомогою розрахунків визначте можливість перебігу реакцій за стандартних умов:

a) 2С12(г) + 2Н2O(г) = 4НС1(г) + O2(г); \

б) 2F2(г) + 2Н2O(г) = 4НF(Г) + O2{г).

**2.8. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА**

Література: [1, с.289 – 314].

Приклад 1. Константа рівноваги гомогенної системи:

СO(г) + Н2O(г) – СO2(г) + Н2(г)

при температурі 850°С рівна 1. Вирахувати концентрації всіх речо­вин при рівновазі, якщо початкові концентрації [СО] = 7 моль/л, [Н2O] = 5 моль/л.

Розв'язання. При рівновазі швидкості прямої і зворотної реак­ції рівні. Відношення констант цих швидкостей є також величина постійна, яка називається константою рівноваги даної системи:

Vпр = K1[CO]∙[H2O];

Vзв = k2[CO2]∙[H2];

Kрівн = = .

В умові задачі дано вихідні концентрації, а у вираз Кріви входять ли­ше рівноважні концентрації всіх речовин. Приймемо, що у момент рівноваги концентрація СO2 рівна х моль/л. Згідно з рівнянням число молей водню буде також х моль/л. При цьому витрачається по х моль/л речовин СО і Н2O. Отже, рівноважні концентрації чотирьох речовин будуть рівні:

[СO2]рівн = [Н2]рівн = *x* моль/л;

[СО]рівн = (7 – х)моль/л;

[Н2O]рівн = (5 – *х*) моль/л.

Знаючи константу рівноваги, знаходимо величину х, а потім вихідні концентрації всіх речовин:

= 1;

*x*2 = 35 – 5*x* – 7*x* + *x*2

звідки

35 = 12*х*, отже х = 2,9 (моль/л).

Тоді рівноважні концентрації речовин дорівнюють:

[СO2]рівн = 2,9 моль/л;

[Н2]рівн = 2,9 моль/л;

[СО]рівн = 7 - 2,9 = 4,1 моль/л;

[Н2O]рівн= 5 - 2,9 = 2,1 моль/л.

Приклад 2. У скільки разів зменшиться швидкість реакції, яка перебігає у газовій фазі, при зниженні температури від 60°С до 20°С, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює двом?

Розв'язання. Залежність швидкості хімічної реакції від темпе­ратури визначається емпіричним правилом Вант-Гоффа за форму­лою:

= .

де γ – температурний коефіцієнт.

= = 2-4 =

Отже, швидкість реакції, яка перебігає при 20°С, зменшилась порі­вняно зі швидкістю реакції при 60°С у 16 разів.

1. Сформулюйте закон діючих мас. Що таке константа швидкості реакції та який її фізичний зміст? Від чого залежить конс­танта швидкості реакції?
2. У скільки разів треба підвищити тиск у газовій суміші, щоб швидкість реакції

2А+В = С

збільшилася у 27 разів?

1. У скільки разів слід збільшити концентрацію кисню, щоб при зменшенні втричі концентрації сірчистого ангідриду швидкість реакції утворення сірчаного ангідриду залишилася незмінною?
2. Як зміниться швидкість реакції:

2NO + O2 = 2NO2

при збільшенні концентрації оксиду азоту (II) вдвічі, концентрації кисню втричі, та одночасному підвищенні тиску вдвічі?

1. У певний момент перебігу реакції

А2 + ЗВ2 = 2АВ3

у замкненому об'ємі концентрації А2, В2 та АВ3 відповідно станови­ли 2; 0,5 та 4 моль/л. Визначте вихідні концентрації реагентів.

1. Дві реакції відбуваються при 20°С з однаковою швидкіс­тю. Чому буде дорівнювати співвідношення швидкостей цих реакцій при 70°С, якщо температурний коефіцієнт швидкості однієї з них дорівнює 2, а іншої – 3?
2. Виведіть математичні вирази для констант рівноваги у

кожній з наведених нижче реакційних систем:

а) 2NO(г) + О2(г) = 2NО2(г);

б) Н2(г) + І2(г) = 2HI(г);

в) 2NH3(г) = N2(г) + 3H2(г);

г) FeO(т) + CO(г) = Fe(т) + CО2(г);

д) СаСО3(т) = СаО(т) + СО2(г).

148. Які фактори впливають на зміну значення константи рів­новаги: зміна тиску, температури або концентрацій реагентів та про­дуктів реакції, заміна каталізатора?

149. Реакція

СО(г) + С12(г) = СОС12(г)

відбувається у закритій посудині місткістю 40 л. У рівноважній су­міші міститься 56 г СО, 142 г С12 та 198 г СОС12. Визначте константу рівноваги.

1. Константа рівноваги реакції

N2(г) + 3H2(г) = 2NH3(г)

при 400°С дорівнює 0,1 л/моль. Рівноважні концентрації водню та аміаку становлять 0,2 та 0,08 моль/л відповідно. Визначте вихідну концентрацію азоту, якщо перетворення відбувається у закритому реакторі.

1. Вихідні концентрації оксиду азоту (II) та хлору дорівню­ють 0,5 та 0,3 моль/л відповідно. Обчислити константу рівноваги ре­акції

2NO(г) + Cl2(г) = 2NOCl(г),

якщо до моменту досягнення рівноваги прореагувало 25% оксиду азоту (II). Реакція відбувається у замкненому просторі.

1. Як впливає на наведені хімічні рівноваги:

2HI(г) = Н2(г) + І2(г); ΔH0 = – 53,2 кДж

С(т) + Н2O(г) = СО(г) + Н2(г); ΔН0 = 132 кДж

2SO2(г) + O2(г) = 2SO3(г); ΔН° = – 198 кДж

СO2(г) + С(т) = 2СО(г); ΔН° = 172 кДж

NH4C1(т) = NH3(г) + НС1(Г); ΔH = – 176кДж.

а) підвищення температури? б) підвищення тиску?

1. Як зміниться швидкість реакції, яка перебігає у газовій фазі, при зміні температури від 100°С до 70°С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?
2. При температурі 444°С відбувається реакція:

Н2 + I2 = 2НІ.

Склад рівноважних концентрацій: [НI]рівн = 5,64 моль/л; [Н2]рівн = 5,28 моль/л; [І2]рівн = 0,2 моль/л. Знайти константу рівноваги і вихідні концентрації реагентів.

1. При певній температурі рівновага гомогенної реакції

2NO + O2 = 2NO2

встановилась при таких концентраціях реагентів: [NO] = 0,2 моль/л; [O2] = 0,1 моль/л; [NO2] = 0,1 моль/л. Чому дорівнюють константа рівноваги та вихідні концентрації реагентів?

1. Гомогенна реакція перебігає за рівнянням:

СО(г) + С12(г) = СОС12(г).

Чому дорівнює вихідна концентрація хлору у системі, якщо рівно­важні концентрації становлять [С12] = 0,3 моль/л; [СО] = 0,3 моль/л; [СОС12] = 1,5 моль/л?

1. Реакція перебігає за рівнянням:

2NO(г) + O2(г) = 2NO2(г).

Концентрації вихідних речовин дорівнюють: [NO] = 0,03 моль/л; [O2] = 0,05 моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,1 моль/л, а концентрацію оксиду азоту (II) до 0,06 моль/л?

1. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5. На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб шви­дкість цієї реакції зросла у 39 разів?
2. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реа­кції, якщо при збільшенні температури на 40°С швидкість реакції зросла у 28 разів?
3. Вихідні концентрації оксиду вуглецю (II) та водяної пари становлять 3 та 2 моль/л відповідно. Константа рівноваги реакції:

СО(г) + Н2O(г) = СО2(г) + Н2(г)

при 850°С дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації речовин.

**2.9. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНІВ**

Література: [ 1, с. 326 – 336].

Приклад 1. У 282 г води розчинили 18 г фосфорної кислоти. Визначити:

* 1. масову долю фосфорної кислоти в розчині;
  2. масову концентрацію;
  3. молярну концентрацію;
  4. моляльність розчину кислоти;
  5. молярну концентрацію еквіваленту Н3РO4 в розчині. Густина розчину ρ = 1,081 г/мл.

*Розв'язання.*

1) Масова доля – це відношення маси компоненту В, який мі­ститься у розчині, до маси розчину:

=

Масова доля виражається в долях одиниці, або у відсотках. Маса розчину складається з маси розчинника m(Н2O) і маси розчиненої речовини m(Н3Р04):

m(розчину)= m(Н2O) + m(Н3РO4);

m(розчину) = 282 г + 18 г = 300 г;

w(Н3Р04 = = 0,06 = 6%;

w(Н3РO4) = 6%.

Концентрація розчиненої речовини – це відношення маси або кількості цієї речовини до об'єму розчину.

Масова концентрація – це відношення маси розчиненої речо­вини В до об'єму розчину:

C(B) = .

У міжнародній системі одиниць СІ одиницею масової концентрації є кг/м3. На практиці для виразу масової концентрації зазвичай викори­стовуються також грам на літр та грам на кубічний дециметр ( г/л, г/дм3).

За відомою масою та густиною розчину фосфорної кислоти знаходимо його об'єм:

m = ρ∙V;

V = = = 291 мл.

Потім, розділивши масу кислоти на об'єм розчину, знайдемо масову концентрацію розчину:

с = = = 0,062 г/мл = 62 г/л;

с(Н3РO4) = 62 г/л.

3) Молярна концентрація – це відношення кількості розчине­ної речовини В до об'єму розчину:

C(B) =

Одиницею СІ молярної концентрації є моль/м3. На практиці найчастіше використовуються одиниці моль/л або моль/дм3. Молярна кон­центрація позначається с(В) наприклад с(Н3РO4) = 0,1 моль/л. Моля­рна маса фосфорної кислоти М(H3РO4) = 98 г/моль. Молярну конце­нтрацію розчину фосфорної кислоти отримаємо, розділивши масу Н3РO4 в 1 літрі розчину на її молярну масу:

c(H3PO4) =

с(Н3РO4) = = 0,63 моль/л.

* + - 1. Моляльність розчину – це кількість розчиненої речовини В, яка знаходиться в 1 кг розчинника:

cm(B) = =

Одиницею СІ моляльності є моль/кг.

сm(В) = = 0,65 моль/кг;

сm(В) = 0,65 моль/кг.

* + - 1. Молярна концентрація еквіваленту.

Перед тим, як дати визначення цього способу вираження кон­центрації розчинів, дамо визначення еквіваленту і фізичних вели­чин, які належать до еквівалентів.

У деяких реакціях (нейтралізації, окиснення-відновлення то­що) бере участь не ціла частка речовини, а певна її частина, яка на­зивається еквівалентом ("еквівалент" у перекладі означає "рівноцін­ний"). Еквівалент є частина частки (атома, молекули), де Z називається "числом еквівалентності". При Z=1 еквівалент рівний самій частці.

Еквівалентом речовини називається умовна частка цієї речо­вини, яка при перебігу даної реакції з'єднується з одним атомом во­дню або заміщує його у сполуці.

Наприклад, у реакції

2НС1 + Са(ОН)2 = СаС12 + 2НгО

двом атомам водню кислоти відповідає молекула Са(ОН)2. Таким чином, одному атому водню еквівалентна частка, яка дорівнює Са(ОН)2. В цьому прикладі Z = 2.

Потрібно вміти знаходити число еквівалентності Z для кислот, основ і солей.

Для кислот Z рівне величині основності (числу іонів водню, які заміщуються на метал):

Z(кислоти) = N(H+)

Для основ число еквівалентності рівне величині кислотності (числу іонів ОН", які заміщуються на кислотний залишок):

Z(основи) = N(OH-).

Число еквівалентності для солей рівне добутку числа катіонів на їх заряд:

Z(cолі) = N(Men+)∙n.

Поняття "кількість речовини", "молярна маса" і "молярна кон­центрація" речовини є прийнятними і для хімічного еквівалента.

Кількість речовини еквівалента дорівнює добутку числа екві­валентності на кількість речовини В:

n(B) = Z∙n(В).

Одиницею СІ є моль, наприклад:

n(Ca2+) = 3 моль; n( К2Сг2O7) = 4 моль.

Молярна маса еквівалента речовини В дорівнює відношенню молярної маси М речовини В до числа еквівалентності Z:

M(B) =

Одиницею молярної маси еквівалента, у системі СІ є кг/моль, на практиці частіше використовується г/моль:

М(Н2СrO4) = 59 г/моль.

Молярна концентрація еквіваленту дорівнює відношенню кі­лькості речовини еквіваленту до об'єму розчину:

c( B) = = ;

одиниця СІ – моль/м3, часто використовують кратні одиниці моль/л або моль/дм3.

Для фосфорної кислоти Н3РО4 число еквівалентності Z = 3. Вирахуємо молярну масу еквіваленту Н3РO4:

М( Н3РO4) = = = 32,66 г/моль.

Молярну концентрацію еквіваленту Н3Р04, яка дорівнює кількості речовини еквіваленту в 1 літрі розчину, знайдемо, поділивши масу фосфорної кислоти в 1 літрі розчину на молярну масу її еквіваленту:

c( H3PO4) = = = 1,9 моль/л.

Приклад 2. Необхідно приготувати 200 мл розчину з масовою долею сірчаної кислоти 6% (густина розчину ρ = 1,04 г/мл). Який об'єм розчину з масовою долею Н2SO4 60% (густина ρ = 1,5 г/мл) потрібний для цього?

Розв'язання.

1. Знайдемо масу розчину, який необхідно приготувати:

m = ρ · V = 1,04 · 200 = 208 г.

1. Знайдемо масу безводної кислоти, необхідної для приготу­вання 208 г 6% розчину:

w = ;

m(H2SO4) = w∙m(розчину) = 208∙0,06 = 12,5 г.

3. Знайдемо масу 60%-го розчину сірчаної кислоти, який міс­тить 12,5 г Н2SO4:

w' = ;

т’(розчину) = = = 20,8 г.

4. Знайдемо об'єм 60%-го розчину кислоти:

m = ρ ∙ V;

m = = = 13,9 мл;

V = 13,9 мл.

Приклад 3. На нейтралізацію 20 мл розчину сірчаної кислоти використано 24 мл розчину гідроксиду калію з молярною концент­рацією еквівалента c(KOH)= 0,1 моль/л. Розрахувати молярну концен­трацію розчину сірчаної кислоти і молярну концентрацію еквівален­та Н2SO4 у цьому розчині.

Розв'язання. Згідно закону еквівалентів речовини реагують між собою у кількостях, які дорівнюють кількостям еквівалентів. Якщо взаємодіють речовини А і В:

n( A) = n( B)

Використовуючи визначення молярної концентрації еквівалента:

c( B) =

отримаємо формулу:

c( A) ∙V(A) = c( B) ∙ V(B),

звідки:

=

де V(В) і V(А) — об'єми розчинів речовини В і речовини А.

Якщо відома молярна концентрація еквіваленту однієї з реа­гуючих речовин і об'єми розчинів обох речовин, можна обрахувати молярну концентрацію еквіваленту другої речовини:

c( H2SO4) = = = 0,12 моль/л;

с( Н2SO4) = 0,12 моль/л.

Число еквівалентності сірчаної кислоти дорівнює 2. Знаючи число еквівалентності, можна від молярної концентрації еквіваленту перейти до молярної концентрації розчину:

с(В) = с( B)∙( )B;

c(Н2SO4) = c( H2SO4) ∙ ( );

с(Н2SO4) = 0,12 ∙ ( ) = 0,06 моль/л.

Приклад 4. До 1 літру 10% розчину КОН (густина ρ = 1,092 г/мл) додали 0,5 літра 5% розчину КОН (густина ρ = 1,045 г/мл). Об'єм суміші довели до 2 літрів. Обрахувати молярну концентрацію отриманого розчину.

Розв'язання.

* 1. Знайдемо масу 1 літра 10%-го розчину:

m = ρ ∙ V = 1,092 ∙ 1000 = 1092 г.

* 1. Знайдемо масу КОН, яка міститься у першому розчині:

w = ;

m(КОН) = w ∙ m(розчину) = 0,1 ∙ 1092 = 109,2 г.

* 1. Знайдемо масу 0,5 л 5%-го розчину:

m' = ρ' ∙ V' = 1,045 ∙ 500 = 522,5 г.

* 1. Знайдемо масу КОН, яка отримується в другому розчині:

m'(КОН) = w' ∙ m'(розчину) = 0,05-522,5 = 26,125 г.

* 1. Знайдемо масу КОН в обох розчинах:

m(КОН) = 109,2 + 26,125 = 135,325 г.

* 1. Знайдемо кількість КОН в обох розчинах:

n(КОН) = = 135,325/56 = 2,4 моль.

7. Визначимо молярну концентрацію отриманого розчину:

c(КОН) = = = 1,2 моль/л.

161. Визначити молярну концентрацію та молярну концентра­цію еквівалентів розчину сірчаної кислоти, якщо масова частка H2SO4 в ньому дорівнює 13%, а густина розчину 1,09 г/см3.

1. Який об'єм розчину з концентрацією 0,1 моль/л сірчаної кислоти потрібно взяти для повної нейтралізації розчину 1 г аміаку у 50 мл води? Густину розчину аміаку вважати рівною густині води.
2. Визначити масову частку розчиненої речовини у розчині, одержаному при розчиненні 20 г хлориду натрію у 180 г води.
3. Скільки грамів гідроксиду натрію міститься у 50 см3 20%-го розчину, якщо його густина дорівнює 1,21 г/см3?
4. В якому об'ємі розчину з концентрацією 0,3 моль/л суль­фату калію міститься 18 г розчиненої речовини?
5. Обчислити молярну концентрацію 30%-го розчину FeSO4, густина якого дорівнює 1,32 г/см3.
6. Чому дорівнює моляльна маса речовини, якщо при розчи­ненні 8 г її у 200 г розчинника утворюється розчин, моляльна концентрація якого дорівнює 0,25 моль/кг?
7. Визначити молярну концентрацію еквівалента 15% роз­чину сірчаної кислоти, густина якого дорівнює 1,06 г/см3.
8. Який об'єм 50%-го розчину азотної кислоти, густина яко­го дорівнює 1,32 г/см3, потрібен для приготування 2 дм3 3%-го роз­чину з густиною 1,05 г/см3?
9. В якій масі води необхідно розчинити 200 мл сірчаної ки­слоти з масовою часткою H2SO4 98% і густиною 1,84 г/см3, щоб оде­ржати розчин з масовою часткою H2SO4 10%?
10. Чому дорівнює моляльна концентрація розчину, що міс­тить 18 г пропанолу С3Н7ОН у 400 см3 водного розчину?
11. Чому дорівнює молярна концентрація розчину, що міс­тить 4 г метанолу СН3ОН у 500 см3 водного розчину?
12. Який об'єм розчину сірчаної кислоти з масовою часткою

H2SO4 88% і густиною 1,8 г/см3 необхідно взяти, щоб приготувати 300 мл розчину кислоти, густиною 1,3 г/см3 з масовою часткою H2SO4 40% ?

1. Чому дорівнює молярна концентрація еквівалентів розчи­ну сульфату натрію густиною 1,12 г/см3, одержаного при розчиненні 42,6 г цієї солі у 300 г води?
2. Чому дорівнює масова частка гідроксиду натрію у розчині з молярною концентрацією еквівалента NaOH 2 моль/дм3 та густи­ною 1,087 г/см3 ?
3. Чому дорівнюють моляльність, молярна концентрація та молярна концентрація еквівалента сірчаної кислоти у розчині з ма­совою часткою H2S04 15%, якщо густина розчину 1,1 г/см3 ?
4. Чому дорівнює масова частка розчину з концентрацією 8 моль/л сірчаної кислоти, густина якого складає 1,44 г/см3 ?
5. Чому дорівнює масова частка розчину з концентрацією 6,3 моль/л оцтової кислоти, густина якого складає 1,045 г/см3 ?
6. Змішали 500 мл розчину КОН з молярною концентрацією 0,2 моль/л і 2 л розчину з молярною концентрацією 0,1 моль/л. Ви­значити молярну концентрацію еквіваленту КОН в отриманому розчині.
7. Який об'єм розчину з масовою часткою w(H2SO4) 10% (густина ρ = 1,07 г/мл) необхідний для нейтралізації розчину, який містить 16 г NaOH?

**2.10. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ І НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ**

Література: [1, с. 341 – 390].

Приклад 1. Обчислити температуру кристалізації і кипіння во­дного розчину глюкози з масовою часткою С6Н12O6, рівною 2%.

Розв'язання. За законом Рауля підвищення температури ки­піння і зниження температури кристалізації розведених розчинів неелектролітів (t) порівняно з температурою кипіння і кристалізації розчинника пропорційна моляльній концентрації розчину і виража­ється наступною формулою:

Δt = K∙cm

де К – ебуліоскопічна (Кеб) або кріоскопічна (Ккр) константа роз­чинника. Для води Ккр = 1,86 К∙кг/моль, Кеб = 0,52 К∙кг/моль, ст – моляльна концентрація розчину. Для розв'язання задач зручно cкористатися розгорнутою формулою:

Δt = K

де m1 і М – маса і молярна маса розчиненої речовини відповідно, m1 – маса розчинника.

Молярна маса глюкози М = 180 г/моль.

Масова частка 2% означає, що в 100 г розчину міститься 2 г глюкози на 98 г води.

Знаходимо зниження температури кристалізації 2%-го розчину глюкози:

Δt = = 0,21 K.

Вода кристалізується при 273,15 К, отже, температура криста­лізації розчину буде:

tкp = tкр(Н2О) – Δt = 273,15 – 0,21 = 272,94 К.

Знайдемо підвищення температури кипіння 2%-го розчину глюкози:

Δt = = 0,06 K.

Вода кипить при 373,15 К, отже, температура кипіння розчину буде дорівнювати:

tкип = tкип(Н2O) + Δt = 273,15 + 0,06 = 373,21 К.

Приклад 2. Розчин, що містить 8 г неелектроліту у 100 г діети­лового ефіру, кипить при температурі 309,86 К. Чистий ефір кипить при 308,6 К. Визначити молярну масу розчиненої речовини, якщо ебуліоскопічна константа діетилового ефіру дорівнює 2,02 К·кг/моль.

Розв'язання. Знайдемо підвищення температури кипіння роз­чину:

Δt = 309,86 – 308,6 = 1,26 К.

Враховуючи, що

Δtкип = Кеб ∙ сm

знайдемо моляльну концентрацію розчину:

ст = = = 0,624 моль.

0,624 моль речовини приходиться на 1000 г ефіру. З умови за­дачі випливає, що на 1000 г ефіру приходиться 80 г речовини. Знай­демо молярну масу речовини:

М = = = 128,2 г/моль.

Молярна маса речовини дорівнює 128,2 г/моль.

Приклад 3. Визначити масову частку карбаміду СО(NН2)2 у водному розчині, якщо температура кристалізації цього розчину до­рівнює 272,535 К.

Розв'язання. Знайдемо зниження температури кристалізації розчину:

Δtкр= 273,15 – 272,535 = 0,615 К.

Молярна маса карбаміду дорівнює 60 г/моль. Знайдемо масу розчиненої речовини, що приходиться на 1000 г води:

mв = = = 19,8 г.

Маса розчину складає:

m(розчину) = 1000 + 19,8 = 1019,8 г.

Знайдемо масову частку карбаміду:

w = ∙ 100% = = 1,94 %.

Масова частка карбаміду у розчині дорівнює 1,94%.

Приклад 4. Обчислити молярну концентрацію іонів водню і гідроксид-іонів у розчині, рН якого дорівнює 10.

Розв'язання. Водневий показник (рН) – це десятковий лога­рифм молярної концентрації іонів водню [Н+], взятій зі зворотним знаком (квадратними дужками позначають молярну концентрацію речовини). рН = – lg[Н+].

За умовою рН = – lg[Н+] = 10, отже, молярна концентрація іонів водню в розчині дорівнює:

[Н+] = 1010 моль/л.

З іонного добутку води ( Кw ) величина якого при 22°С дорів­нює 10–14, знаходимо молярну концентрацію іонів ОН–:

Кw = [Н+][ОH–] = 10–14

[ОН–] = = = 10–4 моль/л.

Приклад 5. Розрахувати рН розчину з молярною концентраці­єю гідроксиду калію 0,001 моль/л.

Розв'язання. Оскільки гідроксид калію є сильним електролі­том, він дисоціює повністю, тому [ОН–] = [К+] = [КОН] = 10–3 моль/л.

Визначимо гідроксильний показник рОН:

рОН = – lg[OH–] = – lg10–3 = 3.

Для водних розчинів сума водневого і гідроксильного показ­ників завжди дорівнює 14:

рН + рОН = 14,

звідки

рН = 14 – рОН, а рН = 14 – 3 = 11.

рН розчину КОН дорівнює 11.

Приклад 6. Визначити молярну концентрацію гідроксид-іонів у розчині з молярною концентрацією NН4ОН, рівною 0,01 моль/л. Розрахувати рН цього розчину при 22°С. Константа дисоціації NН4ОН дорівнює 1,8∙10–5.

Розв'язання. Гідроксид амонію – це слабкий електроліт, який дисоціює на іони:

NH4ОН = + ОН–

Відповідно до закону розведення Оствальда ступінь дисоціації α такого розчину дорівнює:

α = ,

де Кдис – константа дисоціації, с – концентрація розчину. Обчислимо ступінь дисоціації гідроксиду амонію:

α = = 4,24∙10–2.

Рівноважна молярна концентрація гідроксид-іонів дорівнює: [ОH-] = α∙с = 4,24∙10–2 ∙ 10–2 = 4,24·10–4 моль/л.

рОН = – lg[OH–] = –lg 4,24·10–4 = 3,37.

рН = 14 – рОН,звідки

рОН = 14 – 3,37 = 10,63.

рН розчину гідроксиду амонію 10,63.

1. Обчислити температуру кипіння розчину 18 г цукру С12Н22О11 у 200 г води.
2. Розчин, що містить 4,6 г гліцерину С3Н5(ОН)3 та 200 г ацетону, кипить при 56,73°С. Чистий ацетон кипить при 56,3°С. Об­числити ебуліоскопічну константу ацетону.
3. Визначте молярну масу неелектроліту, якщо розчин 8 г його у 142 мл бензолу (густина бензолу 0,88 г/см ) кипить при тем­пературі, яка на 1,285°С вища, ніж температура кипіння чистого бен­золу. Ебуліоскопічна константа бензолу дорівнює 2,57 К∙кг/моль.
4. Скільки атомів містить молекула жовтого фосфору, якщо температура кипіння розчину 0,36 г речовини в 60 г сірковуглецю на 0,12°С вища за температуру кипіння чистого розчинника. Ебуліо­скопічна константа сірковуглецю дорівнює 2,4 К∙кг/моль.
5. При якій температурі почне замерзати розчин 500 мл гліцерину (густина 1,26 г/см ) у 4 л води?
6. Яку масу метанолу було розчинено в 800 г води, якщо розчин почав замерзати при -9°С?
7. У 50 г бензолу розчинили 2,41 г полімеру з емпіричною формулою (С2Н4)n. Температура початку замерзання розчину вияви­лася на 0,44°С нижчою, ніж температура замерзання чистого роз­чинника. Визначити п, якщо кріоскопічна константа бензолу дорів­нює 5,12 К∙кг/моль.
8. Чому дорівнює константа дисоціації оцтової кислоти, як­що відомо, що у розчині з молярною концентрацією 0,1 моль/л ступінь її дисоціації дорівнює 1,32%?
9. Чому дорівнює ступінь дисоціації HCN (синильна кисло­та) у розчині з молярною концентрацією 0,05 моль/л, якщо констан­

та дисоціації НСN становить 7 ∙ 10–10?

1. Чому дорівнює концентрація іонів водню у розчині з мо­лярною концентрацією 0,1 моль/л азотистої кислоти, константа ди­соціації якої становить 5∙10–4?
2. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації азотис­тої кислоти буде дорівнювати 20%, якщо її константа дисоціації ста­новить 5∙10–4?
3. Чому дорівнює при 18°С ступінь дисоціації мурашиної кислоти у розчині з молярною концентрацією 0,3 моль/л, якщо конс­танта її дисоціації дорівнює 2,1∙10–4?
4. Чому дорівнює молярна концентрація одноосновної кис­лоти в розчині, якщо рН розчину дорівнює 4, а ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,01?
5. Чому дорівнює ступінь дисоціації гідроксиду амонію МН4ОН у розчині з молярною концентрацією 0,05 моль/л, якщо кон­станта дисоціації основи становить 1,8∙10–3?
6. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації азотис­тої кислоти НNO2 дорівнює 0,2? Константа дисоціації НNO2 дорів­нює 4∙10–4.
7. Знайти молярну концентрацію іонів водню [Н+] у водних розчинах, в яких молярна концентрація гідроксид-іонів дорівнює: а) 10–4 моль/л; б) 3,2∙10–6 моль/л; в) 7,4∙10–11 моль/л.
8. Знайти молярну концентрацію гідроксид-іонів [ОН-] у водних розчинах, в яких молярна концентрація іонів водню дорів­нює: а) 10–3 моль/л; б) 6,5∙10–3 моль/л; в) 1,4∙10–12 моль/л.

198. Обчислити рН розчинів, в яких молярна концентрація гі­дроксид-іонів [ОН] дорівнює: а) 4,6∙10–4 моль/л; б) 5∙10–6 моль/л; в) 9,3∙10–9 моль/л.

199. Обчислити рН розчинів слабких електролітів з молярни­ми концентраціями: а) [NН4ОН] = 0,02 моль/л; б) [НСN] = 0,1 моль/л; в) [НСООН] = 0,05 моль/л; г) [СН3СООН] = 0,01 моль/л. Константи дисоціації цих електролітів становлять 1,8∙10–5; 7,9∙10–10; 1,8∙10–4; 1,8∙10–5 відповідно.

200. Розташувати наведені розчини у порядку зменшення їх кислотності: 1) [Н+] = 10–6 моль/л; 2) [Н+] = 10–4 моль/л; 3) [ОН–] = 10–6 моль/л; 4) [ОН–] = 10–4 моль/л; 5) рН = 4,6; 6) рН = 9,4; 7) рН = 7; 8) рОН = 4,5; 9) рОН = 9,4; 10) рОН = 7,0.

**2.11. ОКИСНО-ВІДНОВНІ** ПРОЦЕСИ

Література: [ 1, с. 487 – 507].

Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжують ся зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до скла­ду реагуючих речовин.

Елемент, атоми якого віддають електрони, називається відно­вником. При перебігу реакції він окислюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називається окисником. При перебігу реакції він відновлюється.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій потрібно чіт­ко розуміти, які речовини можуть бути окисниками, а які – віднов­никами, як змінюватимуться ступені окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин. Окисниками можуть бути:

* 1. елементарні речовини, атоми яких легко приєднують елект­рони, наприклад: Р2, С12, Вг2, O2, O3;
  2. позитивно заряджені іони металів з високими ступенями окислення, наприклад: Бп4+, Fе3+, Сu2+, тощо, а також іони вод­ню Н+. Залежно від умов перебігу реакції ці іони можуть відновлю­ватися як до іонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до ві­льного стану;
  3. кисневмісні сполуки, що містять атоми металів або немета­лів з високими ступенями окиснення: НNО3, Н2SO4, Н2SеО4, КМnO4, К2Сг2O7, КСIO3, НСIO4, НВrO4 тощо.

Відновниками можуть бути:

* + 1. елементані речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони, наприклад: метали, водень, вуглець та інші;
    2. негативно заряджені атоми неметалів, наприклад: Н2S, Н2Sе, H2Tе, HI, НВr та їх солі, а також АsН3, РН3, NН3, NaН, СаН2 та інші.
    3. деякі іони металів з низькими ступенями окиснення: Sn2+, Fe2+, Hg2+, Сг3+ та інші.

Якщо елемент, який входить до складу хімічної сполуки або простої речовини, має проміжний ступінь окиснення, то він може як приєднувати, так і віддавати електрони. У першому випадку речови­на є окисником, у другому – відновником, наприклад: І2, S, Н2O2, HNO2, Н2SO3 та солі цих кислот, МnO2 та інші.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій – процес досить складний, особливо розставляння коефіцієнтів для реакцій.

Тому, при складанні таких рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

* + - 1. скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
      2. записати рівняння електронного балансу;
      3. підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;
      4. повністю розставити коефіцієнти у рівнянні реакції;
      5. перевірити правильність балансу підраховуванням кількості атомів кисню в обох частинах рівняння.

У кожній реакції загальне число електронів, які віддає віднов­ник, завжди дорівнює числу електронів, які приєднує окисник. Це використовують для визначення так званих основних стехіометрич­них коефіцієнтів. Вони забезпечують електронний баланс окисно- відновної реакції, тому змінювати їх вже не можна. Решту коефіціє­нтів добирають за законом збереження маси.

Окисно-відновні реакції поділяють на таки типи:

* + - * 1. міжмолекулярні;
        2. внутрішньомолекулярні;
        3. реакції диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення);
        4. складні окисно-відновні реакції.

Приклад 1. Реакція міжмолекулярного окиснення-відновлення. Відновник та окисник – це різні прості або складні речовини.

0 +5 +2 +2

Сu + HNO3 → Сu(NO3)2 + NO + Н2O

0 +2

3 Сu – 2е = Сu ― відновник

+5 +2

2 N + 3е = N ― окисник

У рівняннях таких реакцій коефіцієнти треба починати розставляти у правій частині рівняння.

0 +5 +2 +2

3Сu + 8НNO3 → 3Сu(NО3)2 + 2NO + 4Н2O.

Після розставлення основних коефіцієнтів у правій частині рівняння визначають загальне число вихідних молекул НNO3, яка використовується як на окиснення, так і на утворення солей з іонами металів. Перевірка за кількістю атомів кисню у правій та лівій частинах рів­няння: 24 = 24.

Приклад 2. Реакція внутрішньо молекулярного окислення-відновлення.

У реакціях цього типу віддають і приєднують електрони атоми різних елементів однієї й тієї ж самої складної речовини.

-3 +6 0 +3

(NН4)2СгO7 → N2 + Сг2O3 + Н2O

-3 0

1 2N – 6е = N2 – відновник

+6 +3

1 2Сr + 6е = 2Сг – окисник

Обидва коефіцієнти скорочуються і дорівнюють одиниці, тому:

-3 +6 0 +3

(NН4)2СгO7 → N2 + Сг2O3 + 4Н2O.

Приклад 3. Реакція диспропорціювання.

У таких реакціях віддають та приєднують електрони атоми одного й того ж самого елемента, що мають однакові ступені окис­нення і входять до складу однієї й тієї ж самої речовини. Перебіг ре­акцій диспропорціювання супроводжується одночасним підвищен­ням і зниженням ступеня окиснення одного й того ж самого елемен­та та утворенням різних продуктів реакції. Вони характерні для ато­мів елементів з проміжними ступенями окиснення.

Диспропорціювання хлору в лужних розчинах підчас нагрі­вання відбувається за рівнянням:

0 +5 -1

СI2 + КОН → КCIO3 + КСI + Н2O.

У процесі реакції частина атомів хлору як відновники віддають еле­ктрони, а інша частина атомів хлору як окисники приєднують елект­рони:

0 -1

5 3СІ + е = СІ – окисник

0 +5

1 СІ – 5е = СІ – відновник

0 +5 -1

3СI2 + 6КOН → КСIO3 + 5КСI + 3Н2О.

Приклад 4. Складні окисно-відновні реакції.

Поряд з розглянутими вище відносно простими прикладами окисно-відновних реакцій є й складніші, у яких окислюються відра­зу 2 чи більше елементів. Наприклад, молекула Р2S3 містить атоми двох елементів, які віддають електрони: фосфор підвищує ступінь окиснення від +3 до +5, та сірка підвищує ступінь окиснення від –2 до +6. Окисником є азот, він приєднує електрони від атомів фосфору і сірки, понижаючи свою ступінь окиснення від +5 до +2.

+3 -2 +5 +5 +6 +2

Р2S3 + HNО3 → Н3РO4 +Н2SO4 + NO

+3  +5

3 2Р – 4е = 2Р

-2 +6 – 28e

3S – 24е = 3S

+5 +2

28 N +3e = N

+3 -2 +5 +5 +6 +2

3Р2S3 + 28НNO3 → 6Н3РO4 + 9Н2SO4 + 28NO

При балансі по водню не вистачає 8 атомів водню у лівій частині рі­вняння, отже слід додати 4 молекули води:

+3 -2 +5 +5 +6 +2

3Р2S3 + 28HNOз + 4Н2O = 6Н3РO4 + 9Н2SO4 +28NO

Розставляти основні коефіцієнти необхідно починати перед вихід­ними речовинами, оскільки окислюються відразу 2 елементи (фос­фор та сірка).

201. Які хімічні реакції називаються окисно-відновними? Який процес називається окисненням, а який – відновленням? Які з наведених нижче реакцій і чому є окисно-відновними:

а) Н2 + С12 →

б) СаСO3

в) (NH4)2Сг2O7

г) Мg + O2

ґ) NаОН + Н3РO4

д) FеS + НСI

Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких окисниками є сірчана або азотна концентровані кислоти:

а) Ag + HNO3

б) Н2S + Н2SO4

в) Р + HNO3

г) КВг + Н2SO4

Ґ) Аu + НNO3 + НС1

д) Мg + Н2SO4

203. Напишіть рівняння реакцій, в яких окисниками є перман­ганат калію та дихромат калію:

а) КМnO4 + FeS + Н2SO4

б) КМnO4 + НС1

в) КМnO4 + Zn + Н2SO4

г) К2Сг2O7 + НВг

ґ) К2Сг2O7 + KI + Н2SO4

д) К2Сг2O7 + FеSO4 + Н2SO4

1. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких одна й та са­ма речовина є окисником і відновником:

а) KNO2 + К2SO4 + Н2SO4

б) КNO2 + О + СН3СООН

в) МnO2 + HI

г) МnO2 + КNO3 + КОН

ґ) Н2O2 + РbS

д) Н2О2 + HCIO

1. Напишіть рівняння окисно-відновних реакцій і вкажіть міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні та реакції диспропорціювання:

а) КCIO3

б) KCIO3 КСIO4 + …

в) NO2 + Н2O

г) КМnO4

ґ) С12 + КОН

д) КNО3

206. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких відновник містить два відновлюючих елементи:

а) FеS2 + O2

б) Сu2S + HNO3

в) FеS2 + Н2SO4(конц)

г) FеSO3 + К2Сг2O7+ Н2SO4

207. Напишіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити таки перетворення:

а) SO2 Na2SO3 Nа2SO4

б) FeCI2 Рe2(SO4)3 Fе(ОН)3

в) Сu Сu(NO3)2  Сu(ОН)2 СuО и

г) КМnO4 МnO2 МnСI2 МnS

Які реакції відносяться до окисно-відновних?

1. За допомогою метода електронного балансу напишіть рі­вняння окисно-відновних реакцій:

а) NaNO2 + КМnO4 + Н2SO4

б) Na2SO3 + К2Сг2O7 + Н2SO4

в) РbO2 + НСI

г) NaNO2 + КМnO4 + Н2O

209. За допомогою метода електронного балансу знайдіть ко­ефіцієнти у схемах реакцій диспропорціонування:

а) К2МnO4 + СO2 = КМnO4 + МnO2 + К2СO3

б) КСIO3 = КСIO4 + КС1

в) КСIO = КСI + КСIO3

г) S + КОН = К2S + К2SO3 + Н2O

1. За допомогою метода електронного балансу знайдіть ко­ефіцієнти у схемах реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:

а) Сu(NO3)2

б) NH4NO2

в) КСIO3

г) КNO3

1. За допомогою метода електронного балансу знайдіть ко­ефіцієнти у схемах реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення:

а) НС1 + КМnO4

б) Сr2O3 + Вг2 + NаОН

в) КВг + КМnO4 + H2SO4

г) Н2S + HNO3

1. Які з реакцій, схеми яких наведені нижче, є окисно-відновними:

а) СаСО3 + СO2 + Н2O

б) К2Сг2O7 + HCI

в) Н2S + НNO3

Складіть електронні рівняння, знайдіть коефіцієнти.

1. В яких з наведених схем окисно-відновних реакцій пероксиди є окислювачами:

а) СгСІ3 + Н2O2 + NаОН

б) КМnO4 + Н2O2 + Н2SO4

в) Na2O2 + КІ + Н2SO4

г) ВаO2 + НNО3

Складіть електронні рівняння, знайдіть коефіцієнти для цих реакцій.

1. В яких з наведених переходів перебігають процеси окиснення:

а) FеSO4 Fе2(SO4)3

б) Fe2O3 Fе

в) ИН3 NO

г) НС1 СI2

ґ) НС1 HCIO4

Відповідь обгрунтувати.

1. В якій з наведених схем реакцій сполука заліза (ІIІ) є від­новником:

а) Fе(ОН)3 + KI

б) FеСІ3 + Н2S

в) Fe2(SO4)3 + КОН

г) FеСІ3 + Вг2 + NаОН

Складіть електронні рівняння, знайдіть коефіцієнти для цих реакцій.

1. В яких з наведених переходів перебігають процеси відно­влення:

а) СrSO4  Сr2(SO4)3

б) Fе2O3 Fе

в) NO2  НNО3

г) HCI НСIO4

д) HСІ СI2

Відповідь обгрунтувати.

217. Які з наведених елементів можут виявляти у сполуках по­зитивні і негативни ступені окиснення? Навести приклади реакцій.

а) натрій;

б) хлор;

в) кисень;

г) сірка;

ґ) фосфор;

218. Які з наведених сполук містять елементи з найвищим для них ступенем окиснення:

а) SіО2;

б) МnO2;

в) К2Сг2O7;

г) Са(НSO4)2;

ґ) АIOН(СIO4)2?

1. Які з наведених реакцій є реакціями диспропорціювання:

а) КСIO3 = КСIO4 + КСI

б) КСIO = КСI + КСIO3

в) СI2 + Н2O = НС1 + HCIO

г) КNO3 = КNO2 + O2

ґ) Nа2SO3 = Nа2SO4 + Nа2S

1. Які з наведених реакцій є реакціями внутрішньо-молекулярного окиснення-відновлення?

а) С12 + Н2O = НСI + НСIO

б) КСIO3 = КСІ + O2

в) КNO3 = КNО2 + O2

г) КСIO = КС1 + O2 .

ґ) (NН4)2Сг2O7 = N2 + Сг2O3 + Н2O.

**2.12. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОЇ ЕНЕРГІЇ**

Література: [1,с.433 – 462].

Приклад 1. Скласти електрохімічну схему елемента, електро­дами якого є магнієва пластинка, занурена у розчин хлориду магнію з молярною концентрацією 0,01 моль/л, і мідна пластинка, занурена в розчин хлориду міді (II) з молярною концентрацією 0,001 моль/л.

Написати рівняння процесів, що перебігають на електродах при ро­зімкнутому і замкнутому зовнішньому колі, вирахувати ЕРС елеме­нта.

Розв'язання. Застосувавши рівняння Нернста, вирахуємо рів­новажні електродні потенціали магнію і міді:

= + ∙ lg[Men+],

де Е° – стандартний потенціал металу, п – кількість електронів, що беруть участь в електродному процесі, n+ – заряд катіона металу, [Меп+] – молярна концентрація катіонів металу у розчині.

Оскільки = – 2,36 В, = 0,34 В, то

= – 2,36 + lg 0,01 = – 2,36 +0,03∙( – 2) = – 2,42 B

= 0,34 + lg 0,001 = 0,34 + 0,03∙( – 3) = 0,25 B

Розглянемо процеси на електродах при розімкнутому зовніш­ньому колі.

Оскільки магній – це активний метал (його стандартний еле­ктродний потенціал має велике від'ємне значення), енергія, яка не­обхідна для руйнування його кристалічної ґратки, менша, ніж енер­гія, що виділяється при гідратації його катіонів. Рівень енергії гідра- тованих катіонів у розчині менший, ніж катіонів, що знаходяться у поверхневому шарі його кристалічної решітки. Тому при зануренні магнію у розчин власної солі енергетично вигідним є перехід йоґо катіонів з металу у розчин з одночасною їхньою гідратацією. На границі метал-розчин встановлюється динамічна рівновага:

Мg + nН2O = Мg2+ ∙ nН2O + 2e.

Мідь – це неактивний метал (його стандартний електродний потенціал має додатне значення), енергія, необхідна для руйнування її кристалічної решітки, більша, ніж енергія, що виділяється при гід­ратації її катіонів, а рівень енергії гідратованих катіонів у розчині більший, ніж катіонів, що знаходяться на поверхні кристалічної ре­шітки. Тому при зануренні міді у розчин власної солі енергетично вигідним є перехід її катіонів з розчину на метал з одночасною дегі­дратацією. На границі мідь – розчин встановлюється динамічна рів­новага:

Сu2+ ∙ mН2O + 2е = Сu + mН2O.

Оскільки магній має менше значення потенціалу порівняно з міддю, він є негативним полюсом елемента, а мідь – позитивним.

Електрохімічна схема елемента має наступний вигляд:

(–) Мg | MgCI2 || СuСI2 | Сu (+)

Знаходимо ЕРС елемента:

ЕРС = = +0,25 – (– 2,42) = 2,67 В.

Розглянемо процеси на електродах при замкнутому зовніш­ньому колі. Електрони переходять від негативного полюса елемента до позитивного. На магнії відбувається процес окиснення:

Mg – 2е = Mg2+,

тому він називається анодом, на міді – процес відновлення:

Сu2+ *+* 2е = Сu,

тому вона є катодом.

У гальванічному елементі катодом є позитивно заряджений електрод, а анодом – негативно заряджений електрод. Електрору­шійна сила такого елемента дорівнює різниці потенціалів катоду й аноду: ЕРС = Ек – ЕА.

221. Визначити ЕРС гальванічного елемента, що складається зі свинцю, зануреного у розчин нітрату свинцю з молярною концент­рацією 0,01 моль/л, і магнію, зануреного у розчин нітрату магнію з молярною концентрацією 1 моль/л. Вкажіть напрямок руху електро­нів у зовнішньому колі. Складіть рівняння електродних процесів, що відбуваються при розряді елементу.

222. Є гальванічний елемент, електродами якого є магній, за­нурений у розчини своєї солі різної концентрації (1 моль/л і 0,01 моль/л відповідно). Вирахувати ЕРС цього елементу, вказати напрям струму у зовнішньому колі.

223. Вирахувати ЕРС мідно-срібного елементу, в якому мід­ний електрод занурений у розчин нітрату міді (її) з молярною кон­центрацією 1 моль/л, а срібний електрод – у розчин нітрату срібла з молярною концентрацією 0,01 моль/л. Написати рівняння електро­дних процесів при розряді акумулятора.

224. Визначити ЕРС елементу, що складається з міді, зануре­ної у розчин сульфату міді (II) з молярною концентрацією 0,001 моль/л і цинку, зануреного у розчин сульфату цинку з молярною концентрацією 1 моль/л.

Скласти рівняння електродних процесів, які відбуваються при роботі елементу. Вказати напрямок руху електро­нів в зовнішньому колі.

225. Гальванічний елемент складений із нікелю, зануреного у розчин нітрату нікелю з молярною концентрацією 0,1 моль/л і срібла зануреного у розчин нітрату срібла з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Вирахувати ЕРС елементу, вказати напрям струму у зовніш­ньому колі.

1. Які окисно-відновні реакції будуть перебігати на залізній і цинковій пластинках при їх зануренні у розчин сірчаної кислоти, якщо зовнішні кінці пластинок з'єднати дротом? Написати рівняння реакцій.

227. Вирахувати ЕРС гальванічного елементу, електродами якого є кадмій і ртуть, занурені у розчини своїх солей (нітратів), якщо концентрації іонів Сd2+ та Нg2+ дорівнюють 1 моль/л та 0,01 моль/л відповідно. Скласти схему гальванічного елементу, написати рівняння електродних процесів і вказати направлення струму у зовнішньому колі.

228. Залізна та срібна пластини з'єднані зовнішнім провідни­ком і занурені у розчин Н2SO4. Напишіть електронні рівняння про­цесів на електродах даного гальванічного елемента.

1. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких кадмій є анодом, в іншому – катодом. Напишіть електронні рівняння електродних процесів.

230. Вирахувати ЕРС гальванічного елементу, який складаєть­ся з цинкової та нікелевої пластин, занурених у розчини своїх солей (сульфатів). Концентрація іонів Zn2+ дорівнює 0,01 моль/л, а іонів Nі2+ – 0,001 моль/л. Вказати напрям струму в зовнішньому колі.

231. Вирахувати ЕРС гальванічного елементу, що складається із залізного електрода, зануреного у розчин сульфату заліза (II) з мо­лярною концентрацією 0,01 моль/л, і срібного електроду, що знахо­диться у розчині нітрату срібла з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Вкажіть катод і анод. Складіть рівняння електродних проце­сів.

232. Срібло не витісняє водень із кислот. Чому? Однак, якщо до срібної пластинки, зануреної у кислоту доторкнутися залізним дротом, на сріблі починається інтенсивне виділення водню. Дати по­яснення цьому явищу. Скласти рівняння реакцій.

233. Вирахувати ЕРС гальванічного елементу, що складається з нікелю, зануреного у розчин нітрату нікелю з молярною концент­рацією 1 моль/л, і свинцю, зануреного у розчин нітрату свинцю з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Вказати напрям руху електронів у зовнішньому колі. Скласти рівняння реакцій, які перебігають на електродах елементу.

234. Скласти електрохімічні схеми сухих манган-цинкового й ртутно-цинкового елементів. Написати рівняння, електродних проце­сів, які перебігають при їх розряді. Вказати їх недоліки та переваги.

235. Скласти електрохімічну схему елементу Вольта. Написа­ти рівняння процесів, які відбуваються на електродах при його роз­ряді. Яку роль відіграє при розряді цього елементу перенапруга для виділення водню? Чому цей елемент не може працювати протягом довгого часу?

1. Скласти електрохімічну схему воднево-кисневого палив­ного елементу. Написати рівняння процесів, які перебігають на його електродах при розряді. Описати конструкцію двошарових електро­дів, а також переваги паливних елементів і перспективи їх викорис­тання у техніці.

237. Скласти електрохімічну схему кадмієво-нікелевого аку­мулятора. Написати рівняння електродних процесів при його розря­дженні й зарядженні. Чому можна герметизувати цей акумулятор?

238. Якщо олов'яну пластинку занурити у соляну кислоту, при цьому виділяється водень. Якщо занурити у соляну кислоту алюмі­нієву пластинку і з'єднати її з олов'яною, то водень продовжує виді­лятися на олов'яній пластинці, але більш інтенсивно. Пояснити це явище. Скласти електронні рівняння процесів, які відбуваються.

1. Якщо цинкову і магнієву пластинки занурити у розчин сі­рчаної кислоти, обидві пластинки при цьому розчиняються з виді- ленням водню. Чи будуть пластинки розчинятися, якщо з'єднати їх кінці металевим провідником? На поверхні якої пластинки буде ви­ділятися водень? Обґрунтувати відповідь.

240. Скласти електрохімічну схему срібно-кадмієвого акуму­лятора. Написати рівняння процесів, які перебігають на електродах при його розрядженні і зарядженні. Вказати переваги і недоліки цьо­го акумулятора.

**2.13. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.**

Література: [1,с. 473 – 487].

Електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається при проходженні крізь розчин або розплав електроліту постійного електричного струму.

Якщо занурені у розчин електроди приєднати до джерела по­стійного електричного струму, то рух іонів у розчині стає направле­ним : катіони рухаються до катода, а аніони до анода. На катоді від­новлюються катіони, а на аноді – окислюються аніони. Катод, який е постачальником електронів, є відновником (–), а анод, який при­ймає електрони, є окисником (+).

Механізми процесів відновлення та окиснення залежать від природи електродів та стану електроліту (розчин або розплав).

Електроди поділяються на активні (або розчинні) та інертні. Активними електродами є метали, які посилають свої іони у розчин, тобто розчиняються. Інертні, або нерозчинні електроди це метали та неметали (графіт, вуглець,платина, золото), які можуть лише пере­давати електрони та не зазнають окиснення під час електролізу.

Розглядаючи електроліз водних розчинів, необхідно врахову­вати той факт, що вода може брати участь в окисно-відновних про­цесах, тому крім іонів електроліту у водному розчині можуть відно­влюватися та окислюватися молекули води. Це залежить від співвід­ношення електродних потенціалів води та електроліту.

Для визначення процесів, які відбуваються на катоді, необхід­но врахувати значення потенціалу відновлення молекул води. У ви­падку нейтральних розчинів (рН = 7), згідно з рівнянням Нернста, він дорівнює:

Е = Е° + 0,059 lg [Н+] = – 0,059 ∙ 7 = – 0,41 В.

Отже, якщо катіоном солі є метал, електродний потенціал яко­го більш позитивний, ніж – 0,41 В, то на катоді виділятиметься метал (у ряді напруг починаючи з олова).

Якщо катіоном солі є метал, електродний потенціал якого менший за – 0,41 В,, на катоді виділятиметься водень (з початку ряду напруг, включаючи алюміній).

Якщо потенціал катіону електроліту близький до – 0,41 В (від алюмінію до олова), залежно від умов електролізу може відбуватися відновлення металу та водню.

Якщо анод є активним, відбувається електрохімічне окиснення

металу аноду (розчинення аноду). Якщо анод є інертним, відбува­ється електрохімічне окиснення води з виділенням кисню.

У випадку електролізу безкисневих кислот та їх солей (за ви­нятком НF) на аноді розряджаються аніони кислоти (СI-, Вг-, I-, S2-).

Маси речовин, які виділяються на електродах, можна визначи­ти за законом Фарадея, згідно з яким маса речовини, що виділяється на електродах, прямо пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин або розплав електроліту, та хімічному еквіваленту ре­човини:

m = .

Приклад. Написати рівняння електродних процесів, які відбу­ваються при електролізі водного розчину хлориду міді (II) з вугіль­ним анодом. Визначити масу металу та об'єм газу (умови нормаль­ні), які виділилися на електродах при проходженні крізь цей розчин струму силою 2 А протягом 2 годин.

Розв'язання. На катоді відбувається відновлення іонів міді, а не молекул води, оскільки для цього процесу потрібне більше зна­чення потенціалу, ніж для відновлення молекул води:

(–) К: Сu2+ + 2е = Сu°

На нерозчинному вугільному аноді окиснюються хлорид- аніони, а не молекули води, оскільки для цього процесу потрібне менше значення потенціалу, ніж для окиснення молекул води.

(+) А: 2СI- – 2е = СI2.

Для визначення маси міді, що виділилася на катоді, викорис­товуємо рівняння закону Фарадея:

m =

де т – маса речовини, яка виділилася на електроді; М( В) – молярна маса його еквіваленту; І – сила струму; τ – час, F – число Фара­дея (96500 Кл/моль), тобто кількість електрики, необхідної для виді­лення на електроді 1 моля еквівалентів речовини.

При визначення об'єму хлору, що виділяється на аноді, пред­

ставляємо рівняння закону Фарадея у такій формі:

V =

де V – об'єм газу, V( В) – молярний об'єм його еквіваленту.

Беручи до уваги, що 2 год = 7200 с, молярна маса еквіваленту міді М( Сu) = 31,77 г/моль, молярний об'єм еквіваленту хлору за нормальних умов V( С12) = = 11,2 л/моль, отримаємо:

m(Cu) = = 4,74 г;

V(CI2) = = 1,67 л.

241. Крізь розчин сірчаної кислоти було пропущено струм си­лою 2 А протягом 2 годин. Скільки літрів водню за нормальних умов виділилося на катоді?

242. Складіть електронні рівняння процесів, які перебігають на електродах при електролізі розчинів сульфату нікелю, хлориду нікелю. В обох випадках анод вугільний.

243. При електролізі розчину сульфату міді (II) на аноді виді­лилось 420 мл кисню, виміряного за нормальних умов. Яка кількість міді виділилося на катоді?

244. Скільки грамів води розклалося при електролізі, якщо крізь розчин сульфату калію пропускали струм силою 4 А протягом З годин?

245. Крізь розчин нітрату срібла пропускався струм силою 2 А протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилося на катоді?

246. Крізь розчин сульфату натрію пропускався струм протя­гом 2 годин, внаслідок чого виділилося 2 л кисню, виміряного за но­рмальних умов. Обрахувати силу струму.

247. Скільки часу пропускали струм силою 2 А крізь розчин хлориду натрію, якщо при цьому утворилось 80 г гідроксиду на­трію?

248. Крізь розчини сульфату нікелю і нітрату свинцю було пропущено одну і ту ж кількість електрики. На одному із катодів ви­ділилося 25,9 г свинцю. Скільки грамів нікелю виділилося на друго­му катоді? Скільки літрів кисню, виміряного за нормальних умов, виділилося на кожному із анодів?

249. Крізь розчин хлориду натрію було пропущено струм си­лою 15 А протягом 16 хв 5 сек. Скільки літрів водню, виміряного за нормальних умов, виділилося на катоді? Скільки грамів гідроксиду натрію утворилося поблизу катода?

250. Струм силою 10 А пропустили протягом 20 хв крізь роз­чин сульфату міді за наявності мідного аноду. На скільки грамів зменшилася маса анода? Скласти рівняння процесів, які відбувають­ся на електродах.

251. Скільки часу крізь розчин сульфату нікелю пропускали струм силою 8 А, якщо Маса нікелевого аноду при цьому зменши­лась на 0,8805 г?

252. Складіть електронні рівняння процесів, які відбуваються на електродах при електролізі розчину хлориду магнію (анод вугіль­ний). Які речовини і в якій кількості виділяться з розчину, якщо пропустити крізь нього струм силою 5 А протягом 32 хв. 10 сек.?

253. Скільки часу пропускали крізь розчин лугу струм силою З А, якщо при цьому виділилося 2,24 л кисню, виміряного за нормаль­них умов? Скласти рівняння електродних процесів.

254. Яку кількість електрики затрачено на електроліз розчину сульфату натрію, якщо на аноді виділилося 5,6 л кисню? Скласти рі­вняння електродних процесів.

255. Які речовини і в якій кількості виділились на електродах при електролізі водного розчину хлориду алюмінію протягом 1 год. при силі струму 2 А? Написати рівняння реакцій, які відбуваються на електродах.

256. При електролізі водних розчинів яких з наведених солей: KNO3, ZnSO4, KCl, MgCI2, Mg(NO3)2 буде відбуватись розкладання води? Відповідь обґрунтувати. Чи однакова кількість електрики ви­трачається у випадку кожної з солей для виділення 11,2 л водню?

257. У чому різниця процесів електролізу розплавленого хло­риду кальцію і електролізу його водного розчину? Які речовини і в якій кількості виділяються на електродах, якщо крізь розплавлений хлорид кальцію пропускати струм силою 2 А протягом 2 годин 10 хвилин?

258. Крізь розчин сульфату калію було пропущено струм си­лою 2 А протягом 2 годин. Які гази і в якому об'ємі виділились на електродах? Навести рівняння реакцій електродних процесів.

259. Яку кількість електрики потрібно пропустити крізь роз­чин сульфату міді, щоб виділити на катоді 6,42 г міді? Скласти рів­няння реакцій електродних процесів при електролізі на вугільному і мідному аноді.

260. Які хімічні процеси відбуваються на електродах при елек­тролізі розчину сульфату нікелю на вугільному і нікелевому аноді. Яка кількість нікелю виділиться на катоді при проходженні крізь електроліт 4825 Кл електрики?

**2.14. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ**

Література: [1, с. 462 – 473].

Корозія – це мимовільне руйнування металів і сплавів під ді­єю навколишнього середовища. Залежно від розмірів електродних ділянок електрохімічна корозія умовно поділяється на макрокорозію і мікрокорозію.

Прикладом мікрокорозії є корозія чавуну і сталі у вологому повітрі, коли залізо вкривається іржею внаслідок утворення мікрогальванічних елементів. Мікрокорозія характерна для сплавів, в яких стикаються зерна кристалів різних металів з різними електродними потенціалами.

Локальну, місцеву корозію також викликає будь-яка хімічна неоднорідність поверхні, наявність пор, тріщин внаслідок дії меха­нічних напруг.

Найхарактернішим випадком макрокорозії є контактна коро­зія, коли в електроліті дотикаються два різнорідних метали, які утворюють замкнутий гальванічний елемент. При цьому метали по­ляризують один одного: метал з меншим потенціалом поляризується одного, і швидкість його корозії різко зростає.

Приклад. Які процеси перебігають При корозії лужного і оцин­кованого заліза, при порушенні цілісності покриття у кислому і ней­тральному середовищах?

Розв'язання. При порушенні цілісності покриття утворюються коротко замкнуті гальванічні елементи: залізо – олово і залізо – цинк.

Стандартні електродні потенціали заліза, олова і цинку дорів­нюють – 0,44 В, – 0,14 В, – 0,76 В відповідно.

У парі залізо – олово від'ємним полюсом елемента (анодом) ви­ступає залізо, в парі залізо – цинк від'ємним полюсом виступає цинк, тому у парі залізо-олово електрони від заліза переходять до олова, а у парі залізо – цинк електрони переходять від цинку до заліза.

У першому випадку залізо окислюється і являється анодом:

(–) А: Fе – 2е = Fе2+.

Покриття з олова при порушенні його цілісності не захищає залізо від корозії, а прискорює процес корозії внаслідок утворення коротко замкнутого гальванічного елементу. Оскільки площа анодної ділянки невелика, густина струму і швидкість анодного процесу ве­лика.

У парі залізо – цинк електрони від цинку переходять до заліза, тобто цинк окислюється і є анодом:

(–) А:Zn – 2е = 2Zn2+.

Електрони, які перейшли від цинку до заліза, утворюють на поверхні заліза електронний бар'єр, який запобігає окисненню залі­за. Цинкове (анодне) покриття захищає залізо від корозії навіть при руйнуванні його цілісності.

Катодними процесами у розглянутих випадках будуть такі:

у кислому середовищі (+) К: 2Н+ + 2е = Н2;

у нейтральному середовищі (+) К: 2Н2O + O2 + 4е= 4OН–.

1. Яке покриття металу називають анодним, катодним? На­ведіть приклад анодного і катодного покриття заліза. Складіть рів­няння процесів, які перебігають у випадку порушення цілісності анодного, катодного покриття.
2. У розчин хлориду натрію занурені залізна пластина, а та­кож залізна пластина, склепана з цинковою. В якому випадку коро­зія заліза буде відбуватись інтенсивніше? Відповідь мотивуйте. Складіть рівняння процесів, які відбуваються.
3. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії порівняно з технічним залізом? Складіть рівняння процесу корозії технічного заліза у морській воді.
4. У розчин хлориду натрію занурені залізна пластина, а також залізна пластина, склепана з мідною. В якому випадку корозія заліза відбувається інтенсивніше? Складіть рівняння процесів, які перебігають.

265. Складіть рівняння процесів, які відбуваються при атмос­ферній корозії лудженого заліза і лудженої міді у випадку порушен­ня цілісності покриття.

266. Які процеси будуть перебігати на цинковій і залізній пла­стинах, якщо занурити кожну окремо у розчин сульфату міді (II)? Які процеси будуть відбуватися, якщо зовнішні кінці пластин, які знаходяться у розчині, з'єднати провідником? Складіть рівняння Процесів.

267. Чому технічний цинк взаємодіє з розчиненими кислотами більш інтенсивно, ніж хімічно чистий цинк? Складіть рівняння про­цесів, які перебігають при розчиненні цинку у соляній кислоті (чис­того і технічного).

268. Нікелева і кадмієва пластини занурені у розчин сірчаної кислоти. Якщо з'єднати кінці пластин провідником, то на нікелевій пластині буде спостерігатись виділення водню. Дати пояснення цьому явищу. Який метал розчиняється? Складіть рівняння проце­сів.

269. Як впливає рН середовища на корозію заліза, цинку. Складіть рівняння реакцій.

270. На поверхню залізної пластинки нанесли шар кадмію. Яке це покриття - анодне чи катодне? Відповідь мотивуйте. Який метал буде кородувати при пошкодженні захисного покриття? Складіть електронні рівняння відповідних процесів (середовище нейтральне).

271. У розчин електроліту занурені цинкова пластина, а також цинкова пластина, частково покрита міддю. В якому випадку процес корозії відбуватиметься інтенсивніше? Відповідь мотивуйте.

272. У чому полягає суть протекторного захисту металу від корозії? Наведіть приклади. Складіть рівняння відповідних процесів (середовище нейтральне).

273. У розчин електроліту занурені цинкова пластина, а також цинкова пластина, частково вкрита оловом. В якому випадку процес корозії цинку відбуватиметься інтенсивніше? Відповідь мотивуйте.

1. Дві залізні пластини, частково покриті одна – оловом, друга – міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих плас­тин швидше виникне іржа? Відповідь мотивуйте.

275. Які процеси і чому перебігають при корозії мідного дро­ту, покритого золотом, при пошкодженні цілісності покриття у роз­чині соляної кислоти. Складіть рівняння процесів, які відбуваються.

276. Цинкова і магнієва пластини занурені у розчин сірчаної кислоти. Обидві пластини при цьому розчиняються з виділенням во­дню. Чи будуть пластини розчинятися, якщо з'єднати їх кінці мета­лічним провідником? Біля поверхні якої пластини буде виділятись водень? Обґрунтуйте відповіді.

277. Дві залізні пластини, частково покриті одна - кадмієм, друга - нікелем, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих плас­тин виникне іржа? Відповідь обґрунтуйте. Складіть рівняння відпо­відних процесів.

278. Які з наведених металів: Zn, Sn, Mg, Сd, Ag, Аu бу­дуть служити анодним покриттям відносно заліза? Чи продовжує покриття захищати залізний виріб від руйнування при його ушко­дженні? Складіть рівняння відповідних процесів.

279. Які з наведених металів будуть служити для заліза катод­ним покриттям: Zn, Mg Сd, Сu, Аg Ni Чи продовжує покриття за­хищати залізний виріб при порушенні його цілісності? Складіть рів­няння відповідних процесів.

280. Що таке анодний, катодний процеси в явищах електрохі­мічної корозії? Наведіть приклад, складіть рівняння відповідних процесів.

**Список літератури**

1. Степаненко О.М., Рейтер JI.Г., Ледовских В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1. – К.: Педагогічна преса, 2002. – 518 с.

2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич A.M. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.

3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 2001. – 487 с.

4. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.

5. Загальна хімія: Методичні вказівки до виконання лаборатор­них робіт для студентів усіх спеціальностей. – К.: НАУ, 2000. – 10

**ДОДАТОК 1**

**III. ТАБЛИЦЯ ВАРІАНТІВ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| варі­- |  |  |  |  |  |  | Номери задач | |  |  |  |  |  |  |
| анта |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 1 | 1 | 21 | 41 | 61 | 81 | 101 | 121 | 141 | 161 | 181 | 201 | 221 | 241 | 261 |
| 2 | 2 | 22 | 42 | 62 | 82 | 102 | 122 | 142 | 162 | 182 | 202 | 222 | 242 | 262 |
| 3 | 3 | 23 | 43 | 63 | 83 | 103 | 123 | 143 | 163 | 183 | 203 | 223 | 243 | 263 |
| 4 | 4 | 24 | 44 | 64 | 84 | 104 | 124 | 144 | 164 | 184 | 204 | 224 | 244 | 264 |
| 5 | 5 | 25 | 45 | 65 | 85 | 105 | 125 | 145 | 165 | 185 | 205 | 225 | 245 | 265 |
| 6 | 6 | 26 | 46 | 66 | 86 | 106 | 126 | 146 | 166 | 186 | 206 | 226 | 246 | 266 |
| 7 | 7 | 27 | 47 | 67 | 87 | 107 | 127 | 147 | 167 | 187 | 207 | 227 | 247 | 267 |
| 8 | 8 | 28 | 48 | 68 | 88 | 108 | 128 | 148 | 168 | 188 | 208 | 228 | 248 | 268 |
| 9 | 9 | 29 | 49 | 69 | 89 | 109 | 129 | 149 | 169 | 189 | 209 | 229 | 249 | 269 |
| 10 | 10 | 30 | 50 | 70 | 90 | 110 | 130 | 150 | 170 | 190 | 210 | 230 | 250 | 270 |
| 11 | 11 | 31 | 51 | 71 | 91 | 111 | 131 | 151 | 171 | 191 | 211 | 231 | 251 | 271 |
| 12 | 12 | 32 | 52 | 72 | 92 | 112 | 132 | 152 | 172 | 192 | 212 | 232 | 252 | 272 |
| 13 | 13 | 33 | 53 | 73 | 93 | 113 | 133 | 153 | 173 | 193 | 213 | 233 | 253 | 273 |
| 14 | 14 | 34 | 54 | 74 | 94 | 114 | 134 | 154 | 174 | 194 | 214 | 234 | 254 | 274 |
| 15 | 15 | 35 | 55 | 75 | 95 | 115 | 135 | 155 | 175 | 195 | 215 | 235 | 255 | 275 |

Продовження таблиці

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 16 | 16 | 36 | 56 | 76 | 96 | 116 | 136 | 156 | 176 | 196 | 216 | 236 | 256 | 276 |
| 17 | 17 | 37 | 57 | 77 | 97 | 117 | 137 | 157 | 177 | 197 | 217 | 237 | 257 | 277 |
| 18 | 18 | 38 | 58 | 78 | 98 | 118 | 138 | 158 | 178 | 198 | 218 | 238 | 258 | 278 |
| 19 | 19 | 39 | 59 | 79 | 99 | 119 | 139 | 159 | 179 | 199 | 219 | 239 | 259 | 279 |
| 20 | 20 | 40 | 60 | 80 | 100 | 120 | 140 | 160 | 180 | 200 | 220 | 240 | 260 | 280 |
| 21 | 1 | 22 | 43 | 64 | 85 | 106 | 127 | 148 | 169 | 190 | 211 | 231 | 251 | 271 |
| 22 | 2 | 23 | 44 | 65 | 86 | 107 | 128 | 149 | 170 | 191 | 212 | 232 | 252 | 272 |
| 23 | 3 | 24 | 45 | 66 | 87 | 108 | 129 | 150 | 171 | 192 | 213 | 233 | 253 | 273 |
| 24 | 4 | 25 | 46 | 67 | 88 | 109 | 130 | 151 | 172 | 193 | 214 | 234 | 254 | 274 |
| 25 | 5 | 26 | 47 | 68 | 89 | 110 | 131 | 152 | 173 | 194 | 215 | 235 | 255 | 275 |
| 26 | 6 | 27 | 48 | 69 | 90 | 111 | 132 | 153 | 174 | 195 | 216 | 236 | 256 | 276 |
| 27 | 7 | 28 | 49 | 70 | 91 | 112 | 133 | 154 | 175 | 196 | 217 | 237 | 257 | 277 |
| 28 | 8 | 29 | 50 | 71 | 92 | 113 | 134 | 155 | 176 | 197 | 218 | 238 | 258 | 278 |
| 29 | 9 | З0 | 51 | 72 | 93 | 114 | 135 | 156 | 177 | 198 | 219 | 239 | 259 | 279 |
| З0 | 10 | 31 | 52 | 73 | 94 | 115 | 136 | 157 | 178 | 199 | 220 | 240 | 260 | 280 |
| 31 | 11 | 32 | 53 | 74 | 95 | 116 | 137 | 158 | 179 | 200 | 221 | 241 | 261 | 271 |
| 32 | 12 | 33 | 54 | 75 | 96 | 117 | 138 | 159 | 180 | 181 | 202 | 222 | 242 | 262 |
| 33 | 13 | 34 | 55 | 76 | 97 | 118 | 139 | 160 | 161 | 182 | 203 | 223 | 243 | 263 |
| 34 | 14 | 35 | 56 | 77 | 98 | 119 | 140 | 141 | 162 | 183 | 204 | 224 | 244 | 264 |
| 35 | 15 | 36 | 57 | 78 | 99 | 120 | 121 | 142 | 163 | 184 | 205 | 225 | 245 | 265 |
| 36 | 16 | 37 | 58 | 79 | 100 | 101 | 122 | 143 | 164 | 185 | 206 | 226 | 246 | 266 |
| 37 | 17 | 38 | 59 | 80 | 81 | 102 | 123 | 144 | 165 | 186 | 207 | 227 | 247 | 267 |
| 38 | 18 | 39 | 60 | 65 | 86 | 107 | 128 | 145 | 166 | 187 | 208 | 228 | 248 | 268 |
| 39 | 19 | 40 | 44 | 66 | 87 | 108 | 129 | 146 | 167 | 188 | 209 | 229 | 249 | 269 |
| 40 | 20 | 23 | 45 | 67 | 88 | 109 | 130 | 147 | 168 | 189 | 210 | 230 | 250 | 270 |
| 41 | 2 | 24 | 46 | 68 | 89 | 110 | 131 | 148 | 170 | 190 | 201 | 231 | 251 | 271 |

Продовження таблиці

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 42 | 3 | 25 | 47 | 69 | 90 | 111 | 132 | 149 | 171 | 191 | 202 | 232 | 252 | 272 |
| 43 | 4 | 26 | 48 | 70 | 91 | 112 | 133 | 150 | 172 | 192 | 203 | 233 | 253 | 273 |
| 44 | 5 | 27 | 49 | 71 | 92 | 113 | 134 | 151 | 173 | 193 | 204 | 234 | 254 | 274 |
| 45 | 6 | 28 | 50 | 72 | 93 | 114 | 135 | 152 | 174 | 194 | 205 | 235 | 255 | 275 |
| 46 | 7 | 29 | 51 | 73 | 94 | 115 | 136 | 153 | 175 | 195 | 206 | 236 | 256 | 276 |
| 47 | 8 | 30 | 52 | 74 | 95 | 116 | 137 | 154 | 176 | 196 | 207 | 237 | 257 | 277 |
| 48 | 9 | 31 | 53 | 75 | 96 | 117 | 138 | 155 | 177 | 197 | 208 | 238 | 258 | 278 |
| 49 | 10 | 32 | 54 | 76 | 97 | 118 | 139 | 156 | 178 | 198 | 209 | 239 | 259 | 279 |
| 50 | И | 33 | 55 | 77 | 98 | 119 | 140 | 157 | 179 | 199 | 210 | 240 | 260 | 280 |
| 51 | 12 | 34 | 56 | 78 | 99 | 120 | 122 | 158 | 180 | 200 | 211 | 231 | 251 | 271 |
| 52 | 13 | 35 | 57 | 79 | 100 | 103 | 121 | 159 | 169 | 182 | 212 | 232 | 252 | 272 |
| 53 | 14 | 36 | 58 | 80 | 85 | 104 | 123 | 160 | 161 | 183 | 213 | 233 | 253 | 273 |
| 54 | 15 | 37 | 59 | 61 | 84 | 105 | 124 | 141 | 162 | 184 | 214 | 234 | 254 | 274 |
| 55 | 16 | '38 | 60 | 62 | 83 | 106 | 125 | 143 | 163 | 185 | 215 | 235 | 255 | 275 |
| 56 | 17 | 39 | 41 | 63 | 82 | 101 | 126 | 142 | 164 | 186 | 216 | 236 | 256 | 276 |
| 57 | 18 | 40 | 42 | 61 | 81 | 102 | 127 | 144 | 165 | 187 | 217 | 237 | 257 | 277 |
| 58 | 19 | 21 | 43 | 62 | 87 | 103 | 128 | 145 | 166 | 188 | 218 | 238 | 258 | 278 |
| 59 | 20 | 22 | 41 | 63 | 88 | 104 | 129 | 146 | 167 | 189 | 219 | 239 | 259 | 279 |
| 60 | 1 | 23 | 42 | 64 | 89 | 105 | 130 | 147 | 168 | 190 | 220 | 240 | 260 | 280 |
| 61 | 36 | 24 | 43 | 65 | 90 | 106 | 131 | 148 | 169 | 191 | 201 | 221 | 241 | 261 |

Продовження таблиці

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 62 | 4 | 25 | 44 | 66 | 91 | 107 | 132 | 149 | 170 | 192 | 202 | 222 | 242 | 262 |
| 63 | 5 | 26 | 45 | 67 | 92 | 108 | 133 | 150 | 171 | 193 | 203 | 223 | 243 | 263 |
| 64 | 6 | 27 | 46 | 68 | 93 | 109 | 134 | 151 | 172 | 194 | 204 | 224 | 244 | 264 |
| 65 | 7 | 29 | 47 | 69 | 94 | 110 | 135 | 152 | 173 | 195 | 205 | 225 | 245 | 265 |
| 66 | 8 | 30 | 48 | 70 | 95 | 111 | 136 | 153 | 174 | 196 | 206 | 226 | 246 | 266 |
| 67 | 9 | 31 | 49 | 71 | 86 | 112 | 137 | 154 | 175 | 197 | 207 | 227 | 247 | 267 |
| 68 | 10 | 32 | 50 | 72 | 87 | 113 | 138 | 155 | 176 | 198 | 208 | 228 | 248 | 268 |
| 69 | 11 | 33 | 51 | 73 | 88 | 114 | 139 | 156 | 177 | 199 | 209 | 229 | 249 | 269 |
| 71 | 13 | 35 | 53 | 75 | 100 | 116 | 121 | 158 | 178 | 181 | 211 | 231 | 251 | 271 |
| 72 | 14 | 36 | 54 | 76 | 86 | 117 | 122 | 159 | 180 | 182 | 212 | 232 | 252 | 272 |
| 73 | 15 | 37 | 55 | 77 | 85 | 118 | 123 | 160 | 162 | 183 | 213 | 233 | 253 | 273 |
| 74 | 16 | 38 | 56 | 78 | 84 | 119 | 124 | 142 | 161 | 184 | 214 | 234 | 254 | 274 |
| 75 | 17 | 39 | 57 | 79 | 83 | 120 | 125 | 141 | 163 | 185 | 215 | 235 | 255 | 275 |
| 76 | 18 | 40 | 58 | 80 | 82 | 101 | 126 | 143 | 164 | 186 | 216 | 236 | 256 | 276 |
| 77 | 19 | 23 | 59 | 61 | 81 | 102 | 127 | 144 | 165 | 187 | 217 | 237 | 257 | 277 |
| 78 | 20 | 21 | 60 | 62 | 100 | 103 | 128 | 145 | 166 | 188 | 218 | 238 | 258 | 278 |
| 79 | 4 | 22 | 51 | 63 | 99 | 104 | 129 | 146 | 167 | 189 | 219 | 239 | 259 | 279 |
| 80 | 5 | 23 | 52 | 64 | 98 | 105 | 130 | 147 | 168 | 190 | 220 | 240 | 260 | 280 |
| 81 | 6 | 24 | 33 | 65 | 97 | 106 | 131 | 148 | 169 | 191 | 211 | 231 | 251 | 271 |

Продовження таблиці

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 82 | 7 | 25 | 54 | 66 | 96 | 107 | 132 | 149 | 170 | 192 | 212 | 232 | 252 | 272 |
| 83 | 8 | 26 | 55 | 67 | 95 | 108 | 133 | 150 | 171 | 193 | 213 | 233 | 253 | 273 |
| 84 | 9 | 27 | 56 | 68 | 94 | 109 | 134 | 151 | 172 | 194 | 214 | 234 | 254 | 274 |
| 85 | 10 | 28 | 57 | 69 | 93 | 110 | 135 | 152 | 173 | 195 | 215 | 235 | 255 | 275 |
| 86 | 11 | 29 | 58 | 70 | 92 | 111 | 136 | 153 | 174 | 196 | 216 | 236 | 256 | 276 |
| 87 | 12 | 30 | 59 | 71 | 91 | 112 | 137 | 154 | 175 | 197 | 217 | 237 | 257 | 277 |
| 88 | 13 | 31 | 60 | 72 | 90 | 113 | 138 | 155 | 176 | 198 | 218 | 238 | 258 | 278 |
| 89 | 14 | 32 | 41 | 73 | 89 | 114 | 139 | 156 | 177 | 199 | 219 | 239 | 259 | 279 |
| 90 | 15 | 33 | 42 | 74 | 88 | 115 | 140 | 157 | 178 | 200 | 220 | 240 | 260 | 280 |
| 91 | 16 | 34 | 43 | 75 | 87 | 116 | 131 | 158 | 179 | 181 | 201 | 221 | 241 | 261 |
| 92 | 17 | 35 | 44 | 76 | 86 | 117 | 132 | 159 | 180 | 182 | 202 | 222 | 242 | 262 |
| 93 | 18 | 36 | 45 | 77 | 85 | 118 | 133 | 160 | 161 | 183 | 203 | 223 | 243 | 263 |
| 94 | 19 | 37 | 46 | 78 | 84 | 119 | 134 | 141 | 162 | 184 | 204 | 224 | 244 | 264 |
| 95 | 20 | 38 | 47 | 79 | 83 | 120 | 135 | 142 | 163 | 185 | 205 | 225 | 245 | 265 |
| 96 | 1 | 39 | 48 | 80 | 82 | 110 | 136 | 143 | 164 | 186 | 206 | 226 | 246 | 266 |
| 97 | 2 | 40 | 49 | 61 | 81 | 111 | 137 | 144 | 165 | 187 | 207 | 227 | 247 | 267 |
| 98 | 3 | 24 | 50 | 62 | 100 | 112 | 138 | 145 | 166 | 188 | 208 | 228 | 248 | 268 |
| 99 | 4 | 25 | 51 | 63 | 99 | 113 | 139 | 146 | 167 | 189 | 209 | 229 | 249 | 269 |
| 100 | 5 | 26 | 52 | 64 | 98 | 114 | 140 | 147 | 168 | 190 | 210 | 230 | 250 | 270 |

**ДОДАТОК 2**

*Таблиця 1*

**Стандартні електродні потенціали електродів у водних розчинах при температурі 25˚С**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Електрод | Електродний процес | | Е0 (В) |
| Lі/Lі+ | Lі = | Li+ + е | -3,05 |
| К/К+ | К = | К+ + е | -2,92 |
| Ва/Ва2+ | Ва = | Ва2+ + 2e | -2,91 |
| Са/Са2+ | Са = | Са2+ + 2е | -2,87 |
| Nа/Nа | Nа = | Nа+ + е | -2,71 |
| Mg/Mg2+ | Mg = | Mg2+ + 2е | -2,27 |
| Ве/Ве2+ | Ве = | Ве2+ + 2е | -1,85 |
| А1/А13+ | А1 = | АI3+ + 3е | -1,66 |
| Ті/Ті2+ | Ті = | Ті2+ + 2е | -1,63 |
| Мn/Мn2+ | Мn = | Мn2+ + 2е | -1,18 |
| Zn/Zn2+ | Zn = | Zn2+ + 2е | -0,76 |
| Сг/Сг3+ | Сг = | Сг3+ + 3е | -0,71 |
| Н2/2Н+ | Н2 = 2Н+ + 2е, [H+] = 10-7 | | -0,41 |
| Fе/Fе2+ | Fe | Fе2+ + 2е | -44 |
| Сd/Сd2+ | Сd = | Сd2+ + 2е | -0,4 |
| Со/Со2+ | Со = | Со2+ + 2е | -0,28 |
| Ni/Ni2+ | Ni = | Ni2+ + 2е | -0,25 |
| Sn/Sn2+ | Sn = | Sn2+ + 2е | -0,14 |
| Рb/Рb2+ | Рb = | Рb2+ ***+*** 2е | -0,13 |
| Fе/Fе3+ | Fе = | Fе3+ + 3е | 0,036 |
| **Н2/2H+** | **Н2 =** | **2H+ + 2е** | **0,0** |
| Gе/Gе2+ | Gе = | Gе2+ + 2е | +0,01 |
| Ві/Ві3+ | Ві = | Ві3+ + 3е | +0,2 |
| Сu/Сu2+ | Сu = | Сu2+ + 2е | +0,34 |
| Ag/Ag+ | Аg = | Ag+ + е | +0,78 |
| Нg/Нg2+ | Hg = | Hg + 2е | +0,85 |
| Рt/Рt2+ | Рt = | Pt2+ + 2е | +1,19 |
| Аu/Аu3+ | Аu = | Аu3+ + 3е | +1,42 |

*Таблиця 2*

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Речовина | , кДж/моль | , Дж/моль∙К | , кДж/моль |
| АІ(к) | 0 | 28,31 | 0 |
| А12O3(К) | -1676,0 | 50,9 | -1580,0 |
| Вг2(г) | 30,92 | 245,35 | 3,14 |
| Вг2(р) | 0 | 152,3 | 0 |
| С(алмаз) | 1,897 | 2,38 | 2,866 |
| С(графіт) | 0 | 5,74 | 0 |
| СH4(г) | -74,9 | 186,2 | -50,8 |
| С2Н4(г) | 52,3 | 219,4 | 68,1 |
| С2Н6(г) | -84,7 | 229,5 | -32,9 |
| С2Н2(г) | 226,8 | 200,8 | 209,2 |
| С6Н6(р) | 82,9 | 269,2 | 129,7 |
| СН3ОН(р) | -238,6 | 126,8 | -166,1 |
| С2Н5ОН(р) | -277,6 | 160,7 | -174,8 |
| СО(г) | -110,5 | 197,5 - | -137,1 |
| СO2(г) | -393,5 | 213,7 | -394,4 |
| СS2(г) | 115,3 | 237,8 | 65,06 |
| СаО(к) | -635,1 | 39,7 | -604,2 |
| Са(ОН)2(к) | -986,2 | 76,98 | -896,8 |
| СаСО3(к) | -1206,8 | 92,9 | -1128,8 |
| С12(г) | 0 | 223,0 | 0 |
| F2(г) | 0 | 202,9 | 0 |
| FеО(к) | -264,8 | 60,8 | -244,3 |
| Fе2O3(к) | -822,2 | 87,4 | -740,3 |
| Fе3O4(к) | -1117,1 | 146,2 | -1014,2 |
| H2(г) | 0 | 130,5 | 0 |
| НВг(г) | -36,3 | 198,6 | -53,3 |
| НС1(г) | -92,3 | 186,8 | -95,2 |
| HF(г) | -270,7 | 178,7 | -272,8 |
| HI(г) | 26,6 | 206,5 | 1,8 |
| Н2O(г) | -241,8 | 188,7 | -228,6 |

**Стандартні ентальпії утворення Δ, стандартні ентропії і стандартні ізобарні потенціали утворення деяких речовин.**

*Закінчення табл.2*

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Речовина | ΔН298, кДж/моль | S298, Дж/моль∙К | Δg298, кДж/моль |
| Н2O(р) | -285,8 | 70,1 | -237,3 |
| Н2S(г) | -21,0 | 205,7 | -33,8 |
| І2(г) | 62,24 | 260,6 | 19,4 |
| І2(к) | 0 | 116,7 | 0 |
| КС1(к) | -435,9 | 82,6 | -408,0 |
| КСIO3(к) | -391,2 | 143,0 | -289,9 |
| N2(г) | 0 | 200,0 | 0 |
| NН3(г) | -46,2 | 192,6 | -16,7 |
| N2О(г) | 82,0 | 219,9 | 104,1 |
| NO(г) | 90,3 | 210,6 | 86,6 |
| NO2(г) | 33,5 | 240,2 | 51,5 |
| O2(г) | 0 | 205,5 | 0 |
| O3(г) | 142,3 | 238,8 | 163,4 |
| РН3(г) | 13,37 | 210,0 | 12,5 |
| Р2O5(к) | -1492,0 | 114,5 | -1348,8 |
| SO2(г) | -296,9 | 248,1 | -300,2 |
| SO3(г) | -395,8 | 256,7 | -371,2 |
| НNO3(р) | -173,2 | 156,2 | -110,4 |
| Н3РO4(р) | -1283,6 | 176,2 | -1119 |
| Н2SO4(р) | -805,0 | 156,9 | -690,3 |

*Таблиця 3*

**Відносна електронегативність деяких елементів**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Н |  |  |  |  |  |  |
| 2,1 |  |  |  |  |  |  |
| Li | Ве | В | С | N | О | F |
| 0,98 | 1,5 | 2,0 | 2,5 | 3,07 | 3,5 | 4,0 |
| Nа | Mg | АI | Sі | Р | S | СІ |
| 0,93 | 1,2 | 1,6 | 1,9 | 2,2 | 2,6 | 3,0 |
| К | Са | Gа | Gе | As | Sе | Вг |
| 0,91 | 1,04 | 1,8 | 2,0 | 2,1 | 2,5 | 2,8 |
| Rb | Sг | Іn | Sn | Sb | Те | І |
| 0,89 | 0,99 | 1,5 | 1,7 | 1,8 | 2,1 | 2,6 |

Навчально-методичне видання

**ХІМІЯ**

Збірник контрольних завдань та методичні рекомендації до їх виконання для студентів технічних спеціальностей

заочної форми навчання

Автори: Єфименко Валерій Володимирович,

Трачевський Вячеслав Васильович,

Тітова Ольга Самуїлівна