Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-150М

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», за освітньо-професійною програмою «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», за освітньо-професійною програмою «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)», за освітньо-професійною програмою «Створення та експлуатація машин і обладнання» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної, заочної та дистанційної форм навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННМІ
Протокол № 3 від 19.12.2024 р.

Рівне – 2024

Методичні вказівки до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», за освітньо-професійною програмою «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», за освітньо-професійною програмою «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)», за освітньо-професійною програмою «Створення та експлуатація машин і обладнання» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної, заочної та дистанційної форм навчання. [Електронне видання] / Буденкова Н. М., Мисіна О. І., Селезень А. О. – Рівне : НУВГП, 2024. – 58 с.

Укладачі: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики;
Мисіна О. І., ст. викладачка кафедри хімії та фізики;
Селезень А. О., доктор філософії в галузі хімії, ст. викладач кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення
спеціальності 274 «Автомобільний транспорт» Марчук М. М.
Керівник групи забезпечення
спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» Хітров І. О.
Керівник групи забезпечення
спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» Тхорук Є. І.
Керівник групи забезпечення
спеціальності 184 «Гірництво» Васильчук О. Ю.

Попередня версія МВ: 05-06-126М

© Н. М. Буденкова,
О. І. Мисіна,
А. О. Селезень, 2024
© НУВГП, 2024

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА.....4
1. **Основні хімічні поняття та закони** хімії……....6
1.1. Приклади розв'язку типових задач.....7
1.2. Контрольні завдання.....12
2. **Електронна будова атомів**…….....14
2.1. Приклади розв'язку типових задач.....16
2.2. Контрольні завдання.....18
3. **Періодичний закон і періодична система хімічних елементів** ……..18
3.1. Приклади розв'язку типових задач.....19
3.2. Контрольні завдання.....20
4. **Хімічний зв'язок і будова молекул**..... 22
4.1. Приклади розв'язку типових задач.....22
4.2. Контрольні завдання.....24
5. **Закономірності перебігу хімічних реакцій**.....26
5.1. Приклади розв'язку типових задач.....28
5.2. Контрольні завдання.....29
6. **Способи вираження концентрації розчиненої речовини**.30
6.1. Приклади розв'язку типових задач.....31
6.2. Контрольні завдання.....35
7. **Реакції обміну в розчинах електролітів** …… 36
7.1. Приклади розв'язку типових задач.....38
7.2. Контрольні завдання.....39
8. **Йонний добуток води, водневий показник (*pH*) розчинів. Гідроліз солей**.....41
8.1. Приклади розв'язку типових задач.....44
8.2. Контрольні завдання.....45
9**. Окисно-відновні реакції**.....46
9.1. Приклади розв'язку типових задач.....49
9.2. Контрольні завдання.....49
10. **Електрохімія**.....50
10.1. Приклади розв'язку типових задач.....55
10.2. Контрольні завдання.....56
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....58

ПЕРЕДМОВА

Кредитно-трансферна система організації навчального процесу включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Самостійна робота з навчальної дисципліни “Хімія” для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою “Гірництво” спеціальності 184 “Гірництво”, за освітньо-професійною програмою “Автомобільний транспорт” спеціальності 274 “Автомобільний транспорт”, за освітньо-професійною програмою “Транспортні технології (на автомобільному транспорті)” спеціальності 275 “Транспортні технології (на автомобільному транспорті)”, за освітньо-професійною програмою “Створення та експлуатація машин і обладнання” спеціальності 133 “Галузеве машинобудування” денної та заочної форм навчання максимально наближені до майбутніх спеціальностей студентів, охоплює основні розділи дисципліни “Хімія” і спрямована на більш поглиблене засвоєння знань.

В процесі виконання самостійної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися розв’язувати контрольні завдання по алгоритму рішення прикладів. Самостійна робота вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов’язані контрольні завдання, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи.

Самостійну роботу здобувачам вищої освіти навчання слід виконувати по мірі вивчення теоретичного матеріалу за наведеною нижче літературою та уважного розгляду розв’язання прикладів типових задач, наведених з кожної теми.

Після вивчення відповідного розділу переписати умову завдання і дати на нього відповідь. Відповідати на поставлені питання треба стисло, конкретно, в повному обсязі, писати виразно, чітко, акуратно. Особливо старанно слід писати формули хімічних сполук та рівняння реакцій.

При розв'язанні розрахункових задач слід дотримуватись наступних правил:

1. Переписати *повністю* умову задачі.
2. Записати *скорочено* умову задачі за стандартними правилами з застосуванням позначень фізичних величин відповідно до вимог Міжнародної системи одиниць фізичних величин та Міжнародної спілки теоретичної та прикладної хімії (IUPAC).
3. Аналізуючи умову задачі, визначити і записати математичні вирази законів або інших співвідношень, які зв'язують величини, дані в умові задачі, з тими величинами, які треба знайти.
4. В одержаний вираз підставити числові значення величин ***з їх одиницями***, виконати необхідні математичні дії і вказати результат також *у відповідних одиницях* (якщо це не безрозмірна величина). При виконанні розрахунків за формулами переходу від одного способу вираження концентрації речовини в розчині до іншого всі величини записуються без їх одиниць, але результату обов'язково присвоюється (і береться в дужки) відповідна одиниця.

При позначенні величин, які стосуються ***одної речовини***, в дужках обов'язково вказується ***формула*** цієї речовини, напр.: $V(H_2)$ – об'єм водню; $m(NaNO_3)$ – маса натрій нітрату; $C_м(HCl)$ – молярна концентрація хлоридної кислоти. Величини, що стосуються ***сумішей*** та ***розчинів*** (m, V, ρ тощо) можуть мати індекси 1,2...., якщо стосуються ***різних*** систем, напр.: m_1 – маса ***1-го*** розчину; V_2 – об'єм ***2-го*** розчину, Сн(1) – молярна концентрація еквівалентів (нормальність) ***1-го*** розчину тощо.

1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Моль – кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, йонів або інших), скільки міститься атомів в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C.

Число структурних одиниць в одному моль – $6{,}02 \cdot 10^{23}$, яке називається **сталою Авогадро.**

Стала Авогадро N_A дорівнює відношенню числа структурних одиниць будь-якої системи N до кількості речовини системи n:

$$N_A = \frac{N}{n}.$$

Молярна маса речовини *M(x)* – відношення маси m речовини до її кількості:

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \text{ [г/моль].}$$

Молярний об'єм V_m – відношення об'єму речовини до кількості речовини n в цьому об'ємі:

$$V_m(x) = \frac{V(x)}{n(x)} \text{ [л/моль].}$$

За нормальних умов (p = 101325 Па, T = 273 К) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л або V_m = 22,4 л/моль.

Відносна густина газу – це відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових температури і тиску:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

Еквівалентом речовини називається така частка структурної одиниці (x), яка рівноцінна одному йону Гідрогену в кислотно-основних або йонообмінних або одному електрону в окисно-відновних реакціях:

$$E(x) = f_{EKB.}x,$$

де $f_{ЕКВ}$ – чинник еквівалентності.

Чинник еквівалентності – число, яке дорівнює тій частці частинки (x), яка є еквівалентом речовини в даній реакції:

$$f_{ЕКВ} = \frac{1}{z},$$

де z – еквівалентне число.

Молярна маса еквівалентів – добуток чинника еквівалентності на молярну масу речовини:

$$M_E(x) = f_{ЕКВ} \cdot M(x) = \frac{1}{z} \cdot M(x) \text{ [г/моль-екв].}$$

займає об'єм 22,4 л або V_m = 22,4 л/моль.

Відносна густина газу – це відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових температури і тиску:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

1.1. Приклади розв'язку типових задач

1.1.1. Знайти молярну масу бензену, якщо 600 мл його пари при $87\,°C$ та тиску 83,2 кПа мають масу 1,3 г.

Розв'язок

За рівнянням стану ідеального газу $p \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T$

знаходимо:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{1{,}3 \cdot 10^{-3} кг \cdot 8{,}31 Дж/(моль \cdot к) \cdot 360 К}{83{,}2 \cdot 10^3 Па \cdot 6 \cdot 10^{-4} м^3} =$$

$$= 78{,}0 \cdot 10^{-3} кг/моль = 78 г/моль.$$

1.1.2. Маса 260 мл газу за нормальних умов дорівнює 0,824 г. Знайти молярну масу газу та густину цього газу відносно повітря.

Розв'язок

За нормальних умов

$$n(газу) = \frac{V_O(газу)}{V_M(газу)},$$

де: V_M - молярний об'єм газу.

Знаючи, що $n(газу) = \frac{V_O(газу)}{V_M(газу)}$, можна записати

$$M(газу) = \frac{m(газу) \cdot V_M(газу)}{V_O(газу)}.$$

$$M(газу) = \frac{0{,}824г \cdot 22{,}4л/моль}{0{,}260л} = 71{,}0г/моль.$$

Густина газу відносно повітря

$$D_{(ПОВ)} = \frac{M(газу)}{M(повітря)} = \frac{71{,}0г/моль}{29г/моль} = 2{,}45.$$

1.1.3. Який об'єм займає при температурі 20^0 С і тиску 250 кПа амоніак масою 51 г?

Розв'язок

Визначаємо кількість речовини амоніаку:

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} = \frac{51г}{17г/моль} = 3моль.$$

Об'єм NH_3 за нормальних умов становить:

$V_H(NH_3) = V_m \cdot n(NH_3) = 22{,}4$ *л/моль* $\cdot$ *3 моль* $= 67{,}2$ *л.*

Використовуючи об'єднаний газовий закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_H \cdot V_H}{T_H}$$

приводимо об'єм NH_3 до даних умов (T = 273 +20 = 293 К):

$$V(NH_3) = \frac{P_H \cdot TV_H(NH_3)}{P \cdot T_H} = \frac{101{,}325 кПа \cdot 293 K \cdot 67{,}2\ л}{250 кПа \cdot 273 K} = 29{,}2\ л.$$

Відповідь: Амоніак займе 29,2 л.

1.1.4. Для речовин, що утворюються при випалюванні 50кг чистого вапняку, розрахувати: а) кількість речовини; б) масу; в) об'єм та густину утвореного газу за нормальних умов (н.у.); г) об'єм утвореного газу при нормальному тиску і температурі t = 927^0C; д) відносну густину утвореного газу за повітрям.

Випалювання вапняку описується рівнянням

$$CaCO_3 \xrightarrow{1000 \pm 100^0 C} CaO + CO_2\uparrow$$

Отже, скорочено умову задачі слід записати так:

Розв'язок

m(CaCO₃) = 50 кг;

а) *n(CaO)-? n(CO₂) -?*
б) *m(CaO)-? m(CO₂)-?*
в) $V_н(CO_2)$*-? *$\rho_н(CO_2)$*-?*
г) $V_t(CO_2)$*-?*
д) $D_{CO_2/пов}$ *=$D_{пов}(CO_2)$ -?*

а) З рівняння (1) $n(CaCO_3) = n(CaO) = n(CO_2) = \frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)} = n;$

$M_r(CaCO_3)=40+12+16 \cdot 3 =100$ *(а.о.м.)* →
$M(CaCO_3)=100$ г/моль.

Тоді $n = \frac{50 \cdot 10^3 г}{100 г / моль} = 500 моль.$

б) За рівнянням $m(реч) = n(реч) \cdot M(реч)$ маємо:
$m(CaO)=n \cdot M(CaO)=500$ моль $\cdot (40+16)$ г/моль $=28000$ г = 28 кг;

$m(CO_2) = n \cdot M(CO_2) = 500$ моль $\cdot (12+2\cdot 16)$ г/моль $= 22000$ г $= 22$ кг.

в) За рівнянням $V_н(г) = n(г) \cdot V_M$, де $V_M = 22{,}4$ л/моль, *молярний* об'єм газів за н.у., маємо: $V_н(CO_2) = n \cdot V_M = 500$ моль$\cdot 22{,}4$ л/моль $= 11200$ л $= 11{,}2$ м^3;

При розрахунку густини *газів за н.у.* в формулі $\rho = \frac{m}{V}$ можна взяти *молярні* масу та об'єм. Тоді

$$\rho(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{V_M} = \frac{44 г/моль}{22{,}4 л/моль} = 1{,}96 \text{ г/л}.$$

г) За законом Гей-Люссака за сталого тиску $\frac{V_н(г)}{T_н} = \frac{V_T(г)}{T}$, де $V_н$(г) і V_t(г) – об'єм газу за н.у. та при температурі $T = t + T_н = t + 273$ (К).

Звідси

$$V_T(CO_2) = \frac{V_н \cdot T}{T_н} = \frac{11{,}2 м^3 (927+273) K}{273 K} = 49{,}23 м^3.$$

д) З закону Авогадро випливає, що *відносна густина одного газу за іншим дорівнює відношенню їх молярних мас.* Середня молярна маса атмосферного повітря становить ≈ 29 г/моль. Звідси

$$D(CO_2 / повітря) = \frac{M(CO_2)}{M(повітря)} = \frac{44 г/моль}{29 г/моль} - 1{,}52$$

Відповіді: а) $n(CaO) = n(CO_2) = 500$ моль;

б) $m(CaO) = 28$ кг; $m(CO_2) = 22$ кг;

в) $V_н(CO_2) = 11{,}2$ м^3; $\rho_н(CO_2) = 1{,}96$ г/л;

г) $V_t(CO_2) = 49{,}23$ м^3;

д) $D_{CO_2/пов} = 1{,}52$.

1.1.5. Визначити молекулярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,824 г його займають об`єм 0,26 л.

Розв'язок

0,824 г газу займають об`єм 0,26 л

x г 22,4 л

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,824}{0,260} = 71$$

Отже М = 71 г/моль; $M_r = 71$.

1.1.6. Який об'єм займає при температурі 20^0 С і тиску 250 кПа амоніак масою 51 г?

Розв'язок

Визначаємо кількість речовини амоніаку:

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} = \frac{51г}{17г/моль} = 3моль.$$

Об'єм NH_3 за нормальних умов становить:

$V_H(NH_3) = V_m \cdot n(NH_3)$ = 22,4 л/моль · 3 моль = 67,2 л.

Використовуючи об'єднаний газовий закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_H \cdot V_H}{T_H}$$

приводимо об'єм NH_3 до даних умов (T = 273 +20 = 293 К):

$$V(NH_3) = \frac{P_H \cdot TV_H(NH_3)}{P \cdot T_H} = \frac{101,325кПа \cdot 293K \cdot 67,2л}{250кПа \cdot 273K} = 29,2л.$$

Відповідь: Амоніак займе 29,2 л.

1.1.7. При розчиненні 16,25 г двовалентного металу в хлоридній кислоті виділилось 5,6 $дм^3$ газу (н.у.). Що це за метал? Визначте молярну масу його еквіваленту.

Розв'язок

За законом еквівалентів:

$$\frac{m(Me)}{M_E(Me)} = \frac{V_H(газу)}{V_E(газу)}.$$

При розчиненні металу у *HC1* виділяється водень, тому можемо записати:

$$\frac{m(Me)}{M_E(Me)} = \frac{V_H(H_2)}{V_E(H_2)}.$$

$$V_E(H_2) = \frac{V_M}{2 \cdot z} = \frac{22{,}4\,л/моль}{2 \cdot 1} = 11{,}2 \text{ [л/моль-екв].}$$

Звідси

$$M_E(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_E(H_2)}{V_H(H_2)} = \frac{16{,}25\,г \cdot 11{,}2\,л/моль-екв}{5{,}6\,л} = 32{,}5 \text{ [г/моль-екв]}$$

Знаючи валентність металу знаходимо:

$$M(Me) = z \cdot M_E(Me) = 2 \cdot 32{,}5\,г/моль = 65\,г/моль.$$

Отже, *Me* – цинк (*Zn*).

Відповідь: $M_E(Me)$ = 32,5 [г/моль-екв], *Zn*.

1.2. Контрольні завдання

1.2.1. Маса 2 л (н.у.) озону становить 4,286 г. Розрахуйте його молярну масу та відносну густину за повітрям.

1.2.2. Суміш газів за нормальних умов містить $6{,}02 \cdot 10^{22}$ молекул азоту та $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул карбон(IV) оксиду. Обчисліть: а) масу суміші; б) об'єм суміші (н.у.).

1.2.3. Визначте об'єм, який займає за нормальних умов газова суміш, що містить водень масою 1,4 г та азот масою 5,6 г.

1.2.4. Для визначення масової частки кальцій оксиду зразок суміші масою 0,8 г обробили надлишком розчину хлоридної кислоти. В результаті виділився газ об'ємом 112 мл (н.у.). Визначте масову частку кальцій оксиду в суміші.

1.2.5. Який об'єм сульфур(IV) оксиду потрібно взяти для реакції окиснення киснем, щоб добути сульфур(VI) оксид масою 20 г, якщо вихід продукту дорівнює 80 %.

1.2.6. Який об'єм кисню при температурі 20° С та тиску 1200 гПа (1 гПа = 10^2 Па) можна отримати при прожарюванні калій перманганату $KMnO_4$ масою 2,45 кг, в якому масова частка домішок складає 2,5 %.

1.2.7. Яка температура у посудині об'ємом 10 л, що містить водень масою 2,5 г під тиском 400 гПа?

1.2.8. Знайти масу газу у посудині місткістю 10 л при 17° С та тиску 2532,5 гПа, якщо густина його за воднем дорівнює 40.

1.2.9. Пісок масою 2 кг сплавили з надлишком калій гідроксиду, добувши внаслідок реакції калій силікат масою 3,82 кг. Визначте вихід продукту реакції, якщо масова частка силіцій(IV) оксиду у піску складає 90 %.

1.2.10. Невідомий метал масою 19,2 г розчинили в нітратній кислоті, одержавши при цьому 56,4 г солі. Визначте молярну масу еквівалентів металу.

1.2.11. У стальному балоні об'ємом 5 л знаходиться амоніак при 22° С і тиску 620 кПа. Яку масу амоній гідрогенсульфату можна добути, якщо весь амоніак пропустити крізь надлишок розчину сульфатної кислоти.

1.2.12. При спалюванні 12 г металу у надлишку кисню одержали 22,67 г його оксиду. Визначте молярну масу еквіваленту металу.

1.2.13. Визначити масу в грамах: а) одного атома Алюмінію; б) однієї молекули хром(VI) оксиду.

1.2.14. Однакова маса металу сполучається з 0,4 г кисню та 3,1 г кислотного залишку. Визначте молярну масу еквіваленту кислоти.

1.2.15. Який об'єм кисню при температурі 60° С і тиску 96 кПа потрібен для реакції з фосфором масою 6,2 г?

1.2.16. При прожарюванні 1 г оксиду невідомого металу в струмені водню виділилась така кількість води, яку можна одержати при повному окиснені 280 мл водню (н.у.). Визначте молярні маси еквіваленту металу та його оксиду.

1.2.17. Визначте молярну масу еквіваленту металу, для відновлення оксиду якого масою 17 г потрібно використати

стільки водню, скільки його виділяється при повній взаємодії цинку масою 32,5 г з хлоридною кислотою.

1.2.18. При взаємодії ортофосфатної кислоти з розчином натрій гідроксиду одержали натрій дигідрогенфосфат. Визначте молярну масу еквіваленту ортофосфатної кислоти.

1.2.19. Для розчинення 320 г невідомого металу потрібно використати 300 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 90 % та густиною 1,815 г/см^3. Визначте молярну масу еквіваленту металу та об'єм газу, який утворився під час реакції (н.у.).

1.2.20. Визначити молярну масу еквіваленту металу масою 2,74 г, який витісняє з кислоти 1 л водню при 18^o С і тиску 101,3 кПа.

2. ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ

Атом – найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Хімічні властивості атомів визначаються їх будовою.

Відповідно до сучасної теорії атом складається з ядра й електронів, що рухаються навколо нього. Заряд ядра атома визначається кількістю протонів, що втримуються в ядрі. Кількість електронів (кількість протонів) у атомі дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі.

Електрон – елементарна частинка, яка має найменший негативний електричний заряд, що існує в природі – $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ Кл. Положення електрона в просторі є невизначеним. Для визначення положення електрона навколо атома вводиться поняття електронної орбіталі. Уявлення про електронну орбіталь замінюється в хвильовій механіці уявленням про електронну хмару.

Електронна хмара – це область простору навколо ядра атома, в якій зосереджено приблизно 90 % маси і заряду електрона і де ймовірність знаходження електрона є максимальною.

Енергія і положення електрона в атомі визначається чотирма квантовими числами. Можливі енергетичні стани електрона в атомі визначаються величиною головного квантового числа n. Із збільшенням n енергія електрона зростає.

Таблиця 2.1

Розподілення електронів по енергетичних рівнях і підрівнях

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Значення магнітного квантового числа	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
			у підрівні	в рівні	на підрівні	на рівні
K (n=1)	s (l=0)	0	1	1	2	2
L (n=2)	s (l=0)	0	1	4	2	8
	p(l=1)	-1, 0, +1	3		6	
M (n=3)	s (l=0)	0	1	9	2	18
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
N (n=4)	s (l=0)	0	1	16	2	32
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	f (l=3)	-3, -2, -1,0, +1,+2, +3	7		14	

Не тільки розмір, але й форма електронної хмари в атомі не може бути довільною. Вона визначається орбітальним квантовим числом l. Стан електрона, який характеризується певним значенням l, називають енергетичним підрівнем електрона в атомі.

Орієнтація електронної хмари в електричному полі не може бути довільною. Вона визначається значенням третього квантового числа – магнітного m_e. Магнітне квантове число характеризує число енергетичних станів електрона на підрівні.

Електрон характеризується ще однією квантовою величиною, яка визначає власний його стан – власний момент імпульсу, який характеризує обертання електрона навколо своєї осі. Ця величина одержала назву спінового квантового числа і позначається m_s.

Чотири квантових числа n, l, m_e та m_s повністю визначають енергетичний стан електрона в атомі.

В багатоелектронному атомі для визначення стану електрона важливе значення має положення, сформульоване в 1925 р. швейцарським фізиком Паулі **(принцип Паулі)**: в атомі не може бути двох електронів, які б мали чотири однакових квантових числа.

З цього випливає, що кожна атомна орбіталь може бути зайнята не більше, ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки (антипаралельні).

Число електронів на енергетичному рівні обчислюють за формулою, запропонованою датським вченим Нільсом Бором:

$$x_n = 2n^2,$$

де n – порядковий номер рівня, який дорівнює головному квантовому числу.

2.1. Приклад розв'язку типової задачі

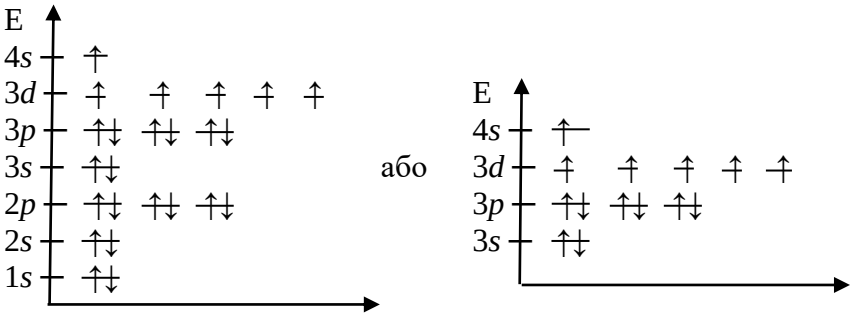
Написати електронну формулу елемента з порядковим номером 24. Вказати період, групу, підгрупу та електронну родину, до якої належить елемент. Показати графічно розподіл валентних електронів по атомних орбіталях. На основі електронної будови атома та положення в Періодичний системі елементів вказати формули бінарних сполук з Оксигеном та Гідрогеном, їх хімічні властивості.

Розв'язок

Елемент з порядковим номером в ПСЕ 24 – це Хром, який знаходиться в 4 періоді, VI групі, побічній (*B*) підгрупи. Його електронна формула:

$$_{24}Cr\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5 4s^1}\ .$$

В атомі на 3 енергетичному рівні на *d* – підрівні знаходиться п'ять неспарених електронів, отже він належить до родини *d* – елементів. Розподіл електронів по атомних орбіталях має вигляд:



Оскільки елемент знаходиться в VI групі ПСЕ , то вищий ступінь окиснення, який він виявляє +6. В цьому ступені окиснення він утворює з Оксигеном оксид CrO_3, який проявляє кислотні властивості і є ангідридом кислоти H_2CrO_4:

$$CrO_3 + 2\ NaOH \rightarrow\ Na_2CrO_4 + H_2O.$$

У сполуках CrO та $Cr(OH)_2$, Хром виявляє ступінь окиснення +2, і відповідно ці сполуки мають основні властивості:

$$CrO + 2HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_2 + H_2O.$$

Сполуки Хрому зі ступенем окиснення +3 (Cr_2O_3, $Cr(OH)_3$) виявляють амфотерні властивості:

$$Cr_2O_3 + 6HNO_3 \rightarrow 2Cr(NO_3)_3 + 3H_2O;$$

$$Cr_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} 2NaCrO_2 + H_2O\uparrow .$$

2.2. Контрольні завдання

Дати відповіді на питання, поставлені в типовому завданні, взявши значення з таблиці 2.2 відповідно до вашого варіанта.

Таблиця 2.2

Варіант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Порядковий номер елемент	11 17	12 35	13 18	14 15	17 24	14 34	6 23	7 26	8 30	9 34	3 29	12 30	7 21	16 31	22 32	19 33	33 25	11 15	13 16	25 35

3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

В середині XIX ст. сформульовано періодичний закон: властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.

Порядковий номер елемента z відповідає величині заряду ядра атома (числу протонів) і числу електронів.

Сучасне формулювання періодичного закону: властивості елементів і їх сполук знаходяться в періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів або порядкових номерів елементів.

Період – це ряд елементів, який починається елементом з електронною конфігурацією s^1 і закінчується елементом з електронною конфігурацією s^2p^6.

Група – сукупність елементів, яка має однакове число валентних електронів.

Енергія йонізації – це енергія, необхідна для того, щоб відірвати електрон від незбудженого атома.

Вона зменшується всередині однієї підгрупи і збільшується в межах одного періоду із збільшенням

порядкового номера елемента. Чим менша енергія йонізації, тим типовіші металічні властивості виявляє елемент.

Електронегативність – здатність атомів притягувати до себе валентні електрони.

У межах періодів електронегативність елементів збільшується, у підгрупах зменшується із зростанням порядкового номеру елемента.

3.1. Приклади розв'язку типових задач

3.1.1. Який з елементів – Магній чи Кальцій – виявляє більш виражені металічні властивості.

Розв'язок

Електронні формули елементів:

$_{12}Mg\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$_{20}Ca\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Обидва елементи належать до II-ої групи (мають по два валентних електрони). У атома Кальцію зовнішні електрони розміщені далі від ядра (на четвертому енергетичному рівні, а Магнію – на третьому) і, отже, легше відриваються. Оскільки металічні властивості зумовлені здатністю віддавати електрони, вони сильніше виражені у Кальцію.

3.1.2. Чому Хлор і Манган знаходяться в одній групі, але в різних підгрупах періодичної системи елементів.

Розв'язок

Електронні конфігурації атомів:

$_{17}Cl\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$_{25}Mn\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

Валентні електрони Хлору – $3s^2 3p^5$, а Мангану – $3d^5 4s^2$. Таким чином, ці елементі не є електронними аналогами і не повинні знаходитись в одній підгрупі. Але на валентних орбіталях атомів цих елементів знаходиться однакове число

валентних електронів – 7. Тому ці елементи розміщують в одну і ту ж саму групу періодичної системи, але в різні підгрупи.

3.2. Контрольні завдання

3.2.1. Який елемент четвертого періоду періодичної системи є найтиповішим металом? Відповідь пояснити.

3.2.2. Які сполуки з Гідрогеном утворюють елементи головної підгрупи VI групи? Назвіть найбільш і найменш міцну з них.

3.2.3. Напишіть формули гідрогенових, вищих оксигенових сполук *p*-елементів IV групи періодичної системи. Відповідь обґрунтувати.

3.2.4. Який з елементів – Натрій чи Рубідій – виявляє більш виражені металічні властивості?

3.2.5. На основі положення Кальцію в періодичній системі елементів напишіть формули його вищого оксиду та гідроксиду. Напишіть рівняння реакцій, які підтверджують хімічний характер цих сполук.

3.2.6. У якого з *p*-елементів п'ятої групи періодичної системи – Нітрогену чи Стибію – сильніше виражені неметалічні властивості? Яка з гідрогенових сполук цих елементів є сильнішим відновником?

3.2.7. Який з елементів четвертого періоду – Хром чи Селен – має сильніше виражені металічні властивості? Який з цих елементів утворює газоподібну сполуку з Гідрогеном? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів даних елементів.

3.2.8. Чому для атомів Сульфуру, Хлору та Фосфору валентність співпадає з номером групи, а для атомів Нітрогену, Оксигену та Флуору вона менша від номеру групи?

3.2.9. Чому Хром і Сульфур розміщені в одній групі періодичної системи, але в різних підгрупах? Відповідь пояснити будовою атомів.

3.2.10. Чому Фосфор і Ванадій розміщені в одній групі, але в різних підгрупах періодичної системи? Відповідь пояснити будовою атомів.

3.2.11. Як пояснити, що атоми Оксигену та Сульфуру, маючи аналогічну електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, виявляють різні валентні стани? Вкажіть, які саме.

3.2.12. Елемент утворює з Гідрогеном сполуку складу EH_3, масова частка Гідрогену в якій становить 8,82 %. Назвіть елемент *E* та напишіть формули оксигеновмісних кислот цього елемента з найвищим ступенем окиснення елемента.

3.2.13. Елемент, вищий оксид якого має формулу E_2O_7, утворює з Гідрогеном газоподібну сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 2,74 %. Визначте, що це за елемент, напишіть його електронну формулу, позначте його можливі валентні стани.

3.2.14. Складіть формули гідроксидів елементів, ядра атомів яких мають такі заряди: +11, +4, +13, +16. Чи розчиняються ці гідроксиди у воді? Чи можливі хімічні реакції між ними? Відповідь обґрунтуйте написанням відповідних рівнянь хімічних реакцій.

3.2.15. Хром утворює сполуки, в яких він проявляє ступінь окиснення +2, +3, +6. Складіть формули його оксидів та гідроксидів, які відповідають цим степеням окиснення. Напишіть рівняння реакцій, які підтверджують амфотерність хром(III) гідроксиду.

3.2.16. Атоми яких елементів четвертого періоду періодичної системи утворюють оксид, який відповідає їх вищому ступеню окиснення EO_3? Складіть формули кислот, які відповідають цим оксидам. Який з цих елементів утворює газоподібну сполуку з Гідрогеном? Складіть її формулу.

3.2.17. Манган утворює сполуки, в яких він проявляє ступінь окиснення +2, +3, +4, +6, +7. Складіть формули його оксидів та гідроксидів. Напишіть рівняння реакцій, які підтверджують амфотерність манган(IV) гідроксиду.

3.2.18. Чому Карбон у більшості своїх сполук чотиривалентний? Відповідь пояснити будовою атома.

3.2.19. Який нижчий ступінь окиснення виявляють Флуор, Сульфур та Нітроген? Чому? Складіть формули сполук

алюмінію з даними елементами в цьому ступені окиснення. Назвіть ці сполуки.

3.2.20. Атоми яких елементів четвертого періоду періодичної системи утворюють оксид, який відповідає їх вищому ступеню окиснення EO_2? Складіть формули кислот, які відповідають цим оксидам. Який з цих елементів утворює газоподібну сполуку з Гідрогеном? Складіть її формулу.

4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

Зв'язок, що здійснюється спільними для зв'язаних атомів електронами, називається **ковалентним** (H_2, Cl_2, HCl, H_2O, CO_2 та інші).

Ковалентному зв'язку характерні певна напрямленість та насичуваність.

Йонним називається зв'язок, утворений за рахунок електростатичного притягання між протилежно зарядженими йонами ($NaCl$, CaF_2, $CsBr$ та інші).

Йонний зв'язок не має певної напрямленості та йому не властива насичуваність.

Зв'язок між позитивно поляризованим атомом Гідрогену однієї молекули та негативнополяризованим високоелектронегативним атомом (O, F, N) іншої молекули називається **водневим** (виникає між молекулами води, спиртів).

4.1. Приклади розв'язування типових задач

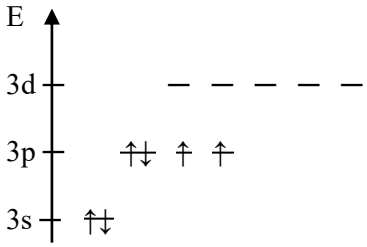
4.1.1. Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом Сульфуру в нормальному та збудженому станах?

Розв'язок

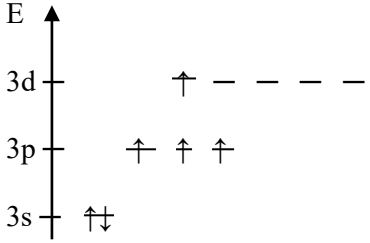
Електронна формула атома Сульфуру:

$_{16}S\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

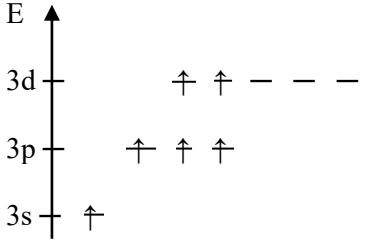
В атома Сульфуру в нормальному (незбудженому) стані розподіл валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня по атомних орбіталях має вигляд:



Атоми Сульфуру мають вільні *3d*-орбіталі, тому у збудженому стані можливий перехід спочатку одного *3p*-електрона в *3d*-стан:
$_{16}S^{*}$ *...3s²3p³3d¹*.



Також відбувається перехід електрона з *3s* в *3d*-стан:
$_{16}S^{**}$ *...3s¹3p³3d²*.



Отже, валентність Сульфуру в нормальному стані – II, в збудженому – IV та VI.

4.1.2. Визначити як змінюється міцність сполук у ряді: *HF, HCl, HBr, HI.*

Відповідь: У цих двохатомних молекул міцність зв'язку залежить від довжини зв'язку. Оскільки радіус атома при переході від Флуора до Йоду зростає, то довжина зв'язку Гідроген – галоген у цьому напрямку збільшується, тобто міцність сполук при переході від Флуора до Йоду зменшується.

4.2. Контрольні завдання

4.2.1. Вкажіть типи хімічного зв'язку в молекулах *HBr, O_2, KCl, NH_3, SiO_2*. Дайте їх коротку характеристику. Зобразіть у вигляді валентних схем будову молекул з ковалентним зв'язком.

4.2.2. Який хімічний зв'язок називається донорно-акцепторним? Наведіть приклади сполук, в яких атоми зв'язані цим зв'язком.

4.2.3. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах: *N_2, HCl, CO_2, $BaCl_2$*. Зобразіть у вигляді валентних схем будову молекул з ковалентним зв'язком та вкажіть напрямок зміщення електронної густини в сполуках з ковалентним полярним зв'язком.

4.2.4. Дипольний момент молекули CO_2 дорівнює нулю, а молекули SO_2 - $5{,}4 \cdot 10^{-30}$ кл.м. Чим це пояснити?

4.2.5. Який механізм утворення йонного зв'язку? Наведіть приклади типових йонних сполук. Напишіть рівняння перетворення відповідних йонів в нейтральні атоми. Які властивості йонного зв'язку відрізняють його від ковалентного.

4.2.6. Які типи гібридних орбіталей можливі для атомів, які мають електрони на *s*- і *p*- валентних орбіталях? Наведіть приклади.

4.2.7. Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється. Наведіть приклади. Як впливає утворення водневого зв'язку на фізичні властивості речовин?

4.2.8. Який водневий зв'язок називається міжмолекулярним, внутрішньомолекулярним? Наведіть відповідні приклади.

4.2.9. Чому температура кипіння *HF* вища, ніж *HCl* (20 і – 65^0 С відповідно).

4.2.10. Які хімічні зв'язки є в йоні гідроксонію H_3O^+? Вкажіть схему утворення H_3O^+.

4.2.11. Пояснити утворення σ- та π-зв'язків в молекулах NH_3 та C_2H_4.

4.2.12. Пояснити утворення σ- та π-зв'язків в молекулах CO_2 та C_2H_2.

4.2.13. Який тип зв'язку в молекулах *HCl, HBr, HI*? Яка з цих молекул має найбільший дипольний момент?

4.2.14. Який хімічний зв'язок називається ковалентним? Пояснити в чому полягає напрямленість та насиченість ковалентних зв'язків.

4.2.15. Описати гібридизацію валентних атомних орбіталей Карбону в молекулі метану CH_4 та пояснити будову молекули.

4.2.16. Описати гібридизацію валентних атомних орбіталей Карбону в молекулі етилену C_2H_4 та пояснити будову молекули.

4.2.17. Які з наведених нижче молекул: а) полярні; б) неполярні? Чому деякі з них неполярні, незважаючи на полярність зв'язків між атомами *(H_2, O_2, HCl, NH_3, CO_2, H_2O, C_2H_4.)*?

4.2.18. При змішування двох газів NH_3 та *HCl* утворилась безбарвна кристалічна речовина. Яка сполука утворилась? Дати детальну характеристику хімічних зв'язків у всіх трьох речовинах.

4.2.19. Між молекулами яких речовин може утворюватись водневий зв'язок: *HF*, H_2O, NH_3, H_2Te, CH_4, SiH_4, *HCOOH*, PH_3?

4.2.20. Які типи хімічного зв'язку в молекулах *HBr*, $ZnCl_2$, O_2, CO_2, Na_2S? Покажіть у вигляді валентних схем будову молекул з ковалентним зв'язком.

5. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Швидкістю гомогенної реакції називають кількість речовини, що вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи:

$$v_{гом} = \Delta n / V\Delta\tau; \;\; \Delta C_M = \Delta n / V, \text{ тоді } v_{гом.} = \Delta C_M / \Delta\tau,$$

n – кількість речовини; C_M – молярна концентрація; V – об'єм системи; $\Delta\tau$ – проміжок часу.

Швидкістю гетерогенної реакції називають кількість речовини, що вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції за одиницю часу на одиниці площі поверхні фази:

$$v_{гет.} = \Delta n / S\Delta\tau \;\;,$$

де S – площа поверхні фази.

До важливих чинників, які впливають на швидкість реакції, належать такі: природа реагуючих речовин, їх концентрація, температура, присутність каталізаторів.

Необхідною умовою хімічної взаємодії речовин є зіткнення частинок (молекул, йонів), тому швидкість пропорційна кількості співударів частинок реагуючих речовин.

В 1867 році норвезькі вчені К. Гульдберг і П. Вааге відкрили **закон діючих мас**: при сталій температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степенів, які дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам.

Наприклад, $2A + B = A_2B$ – гомогенна реакція.

Тоді:

$$v = k[A]^2 \cdot [B],$$

де $[A]$, $[B]$ – молярні концентрації реагуючих речовин, k – константа швидкості реакції, яка залежить від природи реагуючих речовин, від температури і від присутності каталізаторів, але не залежить від концентрацій речовин.

У випадку гетерогенних реакцій в рівняння закону діючих мас входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в

газовій фазі або в розчині. Концентрація речовини в твердій фазі – стала величина і тому не входить в константу швидкості.

Наприклад, $2A(к) + B(г) \rightleftarrows A_2B(г)$ - гетерогенна реакція.

Закон діючих мас запишеться так: $v = k' \cdot const[B] = k[B]$, де $k = k' \cdot const$.

Всі хімічні реакції можна поділити на дві групи: необоротні і оборотні. Необоротні реакції проходять до кінця, а оборотні - не до кінця, тому що вони можуть відбуватись як в прямому, так і в зворотному напрямку. Реакцію, яка відбувається зліва направо, називають **прямою**, а справа наліво – **зворотною**.

Розглянемо на прикладі $2A + B \rightleftarrows A_2B$ - гомогенної реакції.

Швидкість прямої і зворотної реакції виражається рівняннями:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^2 \cdot [B]; \qquad v_2 = k_2 \cdot [A_2B].$$

При рівновазі $v_1 = v_2$, звідки $k_1 \cdot [A]^2 \cdot [B] = k_2[A_2B]$,

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[A_2B]}{[A^2][B]} = K,$$

де K – константа рівноваги (відношення констант швидкості прямої і зворотної реакцій), стала величина при сталій температурі.

Рівняння константи рівноваги показує, що в умовах рівноваги концентрації всіх речовин, які беруть участь в реакції, зв'язані між собою. Зміна концентрації будь-якої з цих речовин спричиняє зміну концентрацій усіх інших речовин. В результаті встановлюються нові концентрації, але співвідношення між ними знову відповідає константі рівноваги.

У випадку гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газовій або рідкій фазі.

Система знаходиться в стані рівноваги доти, доки умови залишаються сталими. Якщо змінити одну з умов, за яких встановилась рівновага (концентрацію, температуру або тиск), то відбувається зсув рівноваги в напрямку процесу, який протидіє цій зміні. Це положення має назву – **принцип Ле Шательє**.

5.1. Приклад розв'язку типової задачі

Для системи, яка знаходиться в рівновазі

$$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)};\ \Delta H<0$$

визначити як і в скільки разів зміниться швидкість прямої і зворотної реакцій при підвищенні концентрації всіх реагуючих речовин в 3 рази.

Як зміститься хімічна рівновага в системі при:

а) підвищенні температури;

б) зниженні тиску системи.

Написати математичний вираз константи хімічної рівноваги в даній системі.

Розв'язок

Дана система є гомогенною. Швидкість прямої реакції згідно закону діючих мас дорівнює: $V_{пр}=k_1\cdot[HCl]^4\cdot[O_2]$.

При збільшенні концентрації HCl і O_2 в 3 рази, швидкість прямої реакції буде дорівнювати:

$$V'_{ПР}=k_1\cdot[3HCl]^4\cdot[3O_2]=243\ k_1\cdot[HCl]^4\cdot[O_2];$$

$$\frac{V'_{ПР}}{V_{ПР}}=\frac{243k_1[HCl]^4\cdot[O_2]}{k_1[HCl]^4\cdot[O_2]}=243.$$

Отже, швидкість прямої реакції зросте в 243 разів.

Швидкість зворотної реакції дорівнює: $V_{зв}=k_2[Cl_2]^2\cdot[H_2O]^2$.

При підвищенні концентрації Cl_2 та H_2O в 3 рази, швидкість зворотної реакції дорівнюватиме:

$$V'_{зв}=k_2\cdot[3Cl_2]^2\cdot[3O_2]^2=81\ k_2\cdot[CH_4]\,[H_2].$$

Отже, $\frac{V'_{зв.}}{V_{зв.}} = \frac{81k_2[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{k_2[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2} = 81.$

При збільшенні концентрації продуктів реакції, швидкість зворотної реакції зросте у 81 раз.

При підвищенні температури, згідно принципу Ле Шательє, рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції, оскільки пряма реакція є екзотермічною ($\Delta H<0$), то хімічна рівновага зміщується вліво. При зменшенні тиску в системі хімічна рівновага зміщується в сторону більшого числа моль газів учасників реакції, отже, рівновага зміститься вліво. Математичний вираз константи рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}.$$

5.2. Контрольні завдання

Дати відповідь на питання, поставлені в розв'язку типової задачі для системи, взятої з таблиці 5.1 згідно вашого варіанту.

Таблиця 5.1

Варіант	Система	
1	$CH_4(г) + 2H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + 4H_2(г)$:	$\Delta H>0$
2	$N_2(г) + 3H_2(г) \rightleftarrows 2NH_3(г)$:	$\Delta H<0$
3	$4NH_3(г) + 3O_2(г) \rightleftarrows 2N_2(г) + 6H_2O(г)$:	$\Delta H>0$
4	$C_2H_4(г) + 3O_2(г) \rightleftarrows 2CO_2(г) + 2H_2O(г)$:	$\Delta H<0$
5	$FeO(к) + H_2(г) \rightleftarrows Fe(к) + H_2O(р)$:	$\Delta H>0$
6	$2CO(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2CO_2(г)$:	$\Delta H<0$
7	$Fe_3O_4(к) + 4H_2(г) \rightleftarrows 3Fe(к) + 4H_2O(г)$:	$\Delta H>0$
8	$2PH_3(г) + 4O_2(г) \rightleftarrows P_2O_5(к) + 3H_2O(р)$:	$\Delta H<0$
9	$2N_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2N_2O(г)$:	$\Delta H>0$

продовження табл. 5.1

10	$2CO(г) + 2H_2(г) \rightleftarrows CH_4(г) + CO_2(г)$:	$\Delta H<0$
11	$SO_3(г) + C(к) \rightleftarrows SO_2(г) + CO(г)$:	$\Delta H<0$
12	$8NH_3(г) + 3Br_2(р) \rightleftarrows 6NH_4Br(к) + N_2(г)$:	$\Delta H<0$
13	$TiO_2(к) + 4HCl(г) \rightleftarrows TiCl_2(г) + 2H_2O(г)$:	$\Delta H>0$
14	$CO(г) + 2H_2(г) \rightleftarrows CH_3OH(г)$:	$\Delta H<0$
15	$2H_2S(г) + 3O_2(г) \rightleftarrows 2SO_2(к) + 2H_2O(р)$:	$\Delta H<0$
16	$SiO_2(к) + 4HF(г) \rightleftarrows SiF_4(г) + 2H_2O(г)$:	$\Delta H>0$
17	$2CH_4(г) \rightleftarrows C_2H_2(г) + 3H_2(г)$:	$\Delta H>0$
18	$Fe_2O_3(к) + CO(г) \rightleftarrows 2FeO(к) + CO_2(г)$:	$\Delta H>0$
19	$2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г)$:	$\Delta H<0$
20	$NO(г) + NO_2(г) \rightleftarrows N_2O_3(к)$:	$\Delta H<0$

6. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ

Концентрація – величина, що вказує відносний вміст певного компоненту у розчині.

Способи вираження вмісту розчиненої речовини:

Масова частка – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину; у разі її виразу в % кількісно дорівнює масі (у грамах) розчиненої речовини у 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{Р.Р.}}{m_{Р-НУ}} \text{ [безрозм]} \qquad \text{або} \qquad \omega = \frac{m_{Р.Р.}}{m_{Р-НУ}} \cdot 100\% \text{ [\%]}.$$

Молярна концентрація (молярність) – відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_M = \frac{m_{Р.Р.}}{M_{Р.Р.} \cdot V_{Р-НУ}} \text{ [моль/л або М]}.$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_H = \frac{m_{P.P.}}{M_{E(P.P.)} \cdot V_{P-HУ}} \text{ [моль-екв/л або н.].}$$

Моляльна концентрація (моляльність) – відношення числа моль розчиненої речовини до маси розчинника (в кг):

$$m = \frac{m_{P.P.} \cdot 1000}{M_{P.P.} \cdot m_{P-KA}} \text{ [моль/кг].}$$

Мольна частка: $X = \frac{n_{P.P.}}{n_{P.P.} + n_{P-KA}}$.

6.1. Приклади розв'язку типових задач

6.1.1. Розчинність КОН в воді при 20^0С становить 95,3 г/100 г. Визначити масову частку лугу.

Розв'язок

$k_s(KOH)$ = 95,3 г/*100* г

$c_{\%}(KOH)$ – ?

За умовою задачі: *$m(KOH)$ = 95,3* г; *$m(H_2O)$ = 100* г;
Маса розчину *$m = m(KOH) + m(H_2O)$ = 195,3* г.

Тоді $C_{\%}(KOH) = \frac{m(KOH)}{m} \cdot 100\% = \frac{95,3г}{195,3г} = 48,8\%$

6.1.2. Визначити масу та кількість речовини *алюміній сульфату*, що міститься в 200 мл його 0,5-молярного розчину. Яка нормальність цього розчину?

Розв'язок

V = 200 мл;
c $(Al_2(SO_4)_3)$ = 0,5M

$n(Al_2(SO_4)_3)$ -?; $m(Al_2(SO_4)_3)$ –? $c_E(Al_2(SO_4)_3)$ –?

За визначенням $c(реч) = \frac{n(реч)}{V} \Rightarrow n(реч) = c(реч) \cdot V.$

$n(Al_2(SO_4)_3) = c\ (Al_2(SO_4)_3) \cdot V = 0{,}5$ моль/л $\cdot\ 0{,}2$ л $= 0{,}1$ моль.

$M_r(Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3(32 + 16 \cdot 4) = 342$ *(а.о.м.),*

звідки $M(Al_2(SO_4)_3) = 342$ г/моль.

з $n(реч) = \frac{m(реч)}{M(реч)} \Rightarrow m(реч) = n(реч) \cdot M(реч) =$

$= 0{,}1$ моль $\cdot\ 342$ г/моль $= 34{,}2$ г.

Нормальність речовини в розчині зв'язана з її молярністю рівнянням $c_E(реч) = z \cdot c(реч),$ де z – *еквівалентне* число розчиненої речовини.

$z\ (Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 3 = 6,$ і $c_E(Al_2(SO_4)_3) = 6 \cdot 0{,}5 = 3$(мольекв/л) = 3н.

Відповідь: $n(Al_2(SO_4)_3) = 0{,}1$ моль.

6.1.3. Визначити об'єм *мілінормального* розчину лугу, необхідний для нейтралізації 20 мл 0,05-*нормальної* сульфатної кислоти.

Розв'язок

$V(к) = 20$ мл;

$C_{н(л)} = 0{,}001$м;

$C_н(к) = 0{,}05$ моль/л H_2SO_4

$V(л) - ?$

За законом еквівалентів для розчинів

$$V_л = \frac{V(к) \cdot C_н(к)}{C_н(л)} = \frac{20мл \cdot 0{,}05м}{0{,}001м} = 1000мл = 1л$$

Відповідь: $V(лугу) = 2$ л.

6.1.4. Обчисліть масову частку розчиненої речовини у 200 г розчину, утвореному при розчиненні 40 г речовини у воді.

Розв'язок

Масова частка $W = \frac{m(речовини)}{m(розчину)} = \frac{40г}{200г} = 0,2$

Відповідь: W=0,2.

6.1.5. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині, якщо при нагріванні із 100 грамів водного розчину з масовою часткою солі 0,2 випарили 20 г води.

Розв'язок

m(розчину)=100 г
W = 0,2
m(води) =20 г
W_1 -?

m_1(розчину) = 100 г-20 г =80 г.

m (речовини) = $100г \cdot 0,2 = 20г$

$$W_1 = \frac{20г}{80г} = 0,25$$

Відповідь: W=0,25.

6.1.6. Скільки кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ і води треба взяти для приготування 700 г 10 %-го розчину натрій сульфату?

Розв'язок

З визначення терміну „масова частка" знаходимо масу натрій сульфату, що повинен бути в отриманому розчині (стільки ж його має бути в кристалогідраті):

$m(Na_2SO_4) = m_{Р\text{-}НУ}(Na_2SO_4) \cdot \omega$ = 700 г · 0,1 = 70 г.

Виходячи з молярних мас натрій сульфату та його кристалогідрату, визначаємо масу $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, що містить необхідну кількість Na_2SO_4:

$M(Na_2SO_4)$ = 142 г/моль; $M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O)$ = 322 г/моль;

У 322 г кристалогідрату міститься 142 г Na_2SO_4

У m_1 – 70 г Na_2SO_4

$$m = m_{(КРИСТАЛОГІДРАТУ)} = \frac{70г \cdot 322г/моль}{142г/моль} = 158{,}7 \text{ г.}$$

Оскільки загальна маса розчину дорівнює 700 г, то решту повинна становити вода:

$m(H_2O) = m_{Р\text{-}НУ} - m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 700$ г – 158,7 г = 541,3 г.

6.1.7. Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 9,3 % (ρ = 1,05 г/мл) потрібно взяти, щоб приготувати 0,35М розчин H_2SO_4 об'ємом 40 мл?

Розв'язок

Визначаємо кількість речовини H_2SO_4, необхідну для приготування розчину 0,35М H_2SO_4, об'ємом 40 мл.

$n = C_M \cdot M = 0{,}35$ моль/л · 0,04 л = 0,014 (моль).

Знаходимо масу розчиненої речовини:

$$m = n \cdot M_{H_2SO_4} = 0{,}014 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 1{,}372 \text{ (г).}$$

Визначаємо масу 9,3 % розчину сульфатної кислоти, в якому міститься 1,372 г H_2SO_4:

$$m_{Р-НУ} = \frac{m_{H_2SO_4}}{\omega_{H_2SO_4}} = \frac{1{,}372г}{0{,}093} = 14{,}75 \text{ (г).}$$

Обчислюємо об'єм розчину:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{14{,}75г}{1{,}05г/мл} = 14{,}05 \text{ (мл).}$$

6.2. Контрольні завдання

6.2.1. Яка масова частка розчину, отриманого розчиненням 10 г натрій гідроксиду в 120 г його 5 %-ного розчину?

6.2.2. Який об'єм амоніаку (н.у.) треба розчинити в 200 г 10 %-го розчину амоніаку (утворенням гідроксиду знехтувати), щоб отримати 15 %-й розчин.

6.2.3. Який об'єм води треба додати до 35 г $FeCl_3 \cdot 6H_2O$, щоб отримати 8 %-ий розчин ферум(III) хлориду.

6.2.4. Визначити концентрацію розчину (масову частку), отриманого розчиненням 12 г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ у 200 г 10 %-го розчину натрій сульфату.

6.2.5. Знайти концентрацію (масову частку) розчину, отриманого розчиненням 12,5 г мідного купоросу в 250 г води.

6.2.6. У 100 мл води розчинено 224 мл (н.у.) сірководню. Яка масова частка отриманого розчину.

6.2.7. Який об'єм мл H_2S (н.у.) можна отримати при повному виділенні його з 200 г 0,5 %-ного розчину?

6.2.8. Яка маса натрій нітрату міститься в 300 г його насиченого при 20^0 С розчину, якщо розчинність цієї солі при даній температурі становить 88 г/100 г води?

6.2.9. Визначити молярну концентрацію 47,7 %-го розчину фосфатної кислоти, густина розчину 1,315 г/мл.

6.2.10. Який об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою *NaOH* 20 % і густиною 1,22 г/мл потрібний для приготування 500 мл 0,6М розчину.

6.2.11. В одному об'ємі води розчиняється 700 об'ємів амоніаку (н.у.). Знайдіть масову частку та молярну концентрацію амоніаку в отриманому розчині, густина якого 0,88 г/мл.

6.2.12. Визначити, який об'єм 96 %-го розчину сульфатної кислоти (густина розчину 1,836 г/мл) необхідно взяти для того, щоб приготувати 0,2М розчин.

6.2.13. Визначте об'ємну і масову частки етилового спирту у водному розчині 11М C_2H_5OH, густина якого становить 0,9 г/мл. Густина етилового спирту дорівнює 0,79 г/мл, води – 1 г/мл.

6.2.14. До 80 мл 3,5М розчину амоній хлориду (густина розчину 1,05 г/мл) долили 40 мл води. Визначіть масову частку солі в добутому розчині.

6.2.15. Для нейтралізації 20 мл 0,1 н. розчину кислоти витрачено 8 мл розчину *NaOH*. Яка маса *NaOH* міститься 1 л цього розчину?

6.2.16. Розрахуйте нормальність концентрованої хлоридної кислоти (густина 1,18 г/мл), яка містить 36,5 % (мас.) *HC1.*

6.2.17. Який об'єм концентрованої хлоридної кислоти (ρ = 1,19 г/мл), яка містить 38 % (мас.) *HC1*, треба взяти для приготування 2 н. розчину?

6.2.18. До 100 мл 96 %-ної H_2SO_4 (ρ = 1,84 г/мл) додали 400 мл води. Одержали розчин густиною 1,220 г/мл. Розрахувати його нормальність та масову частку H_2SO_4.

6.2.19. Яку масу кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ можна добути з розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою натрій сульфату 15 %, густина якого становить 1,14 г/мл?

6.2.20. Яку масу розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 % слід добавити до 40 мл води для того, щоб добути розчин з масовою часткою солі 6 %.

7. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

Електролітична дисоціація – розпад структурних одиниць речовини на йони під дією розчинника.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами.**

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами.**

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул ($N_{дис.}$) до загального числа молекул електроліту ($N_{заг.}$) в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{ДИС.}}{N_{ЗАГ.}}.$$

Електроліти

С И Л Ь Н І:	**С Л А Б К І:**
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: **HNO_3, $HClO_4$, HCl, HBr, HJ, H_2SO_4** (за І ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: **LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$** (за І ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот **(CH_3COOH)**; 3. **H_2CO_3, H_2SiO_3, H_2S, HCN, H_2SO_3**; 4. **NH_4OH** та малорозчинні у воді гідроксиди металів: **$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$**

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфітної кислоти відбувається таким чином:

І ступінь: $H_2SO_3 \rightleftarrows H^+ + HSO_3^-$;

ІІ ступінь: $HSO_3^- \rightleftarrows H^+ + SO_3^{2-}$.

Константа рівноваги слабкого електроліту *К* називається константою дисоціації $K_{ДИС.}$ Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфітної кислоти, яка дисоціює за І ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{ДИС.1} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]};\ K_1 = 4{,}5 \cdot 10^{-7},$$

а за ІІ ступенем:

$$K_{ДИС.2} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]};\ K_2 = 4{,}8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення $K_{ДИС.}$, тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розведення Оствальда:

$$K_{ДИС.} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки $\alpha = \sqrt{\frac{K_{ДИС.}}{C_M}}$.

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду. ина, або вода, або інший слабкий електроліт (слабкі кислоти H_2S, CH_3COOH). Якщо під час змішування розчинів електролітів не виконується жодна з перелічених умов, то реакція є оборотною.

Складання йонних рівнянь:

а) скласти молекулярне рівняння реакції;

б) представити його у вигляді повного йонного рівняння, зображаючи нерозчинні, малодисоційовані або газоподібні сполуки в молекулярній формі, а дисоційовані – в йонній;

в) виключити йони, що не беруть участь в реакції.

7.1. Приклади розв'язку типових задач

7.1.1. Написати йонно-молекулярне рівняння взаємодії алюміній гідроксиду та хлоридної кислоти.

Розв'язок

Складаємо молекулярне рівняння взаємодії:

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O.$$

Користуючись таблицею розчинності, сильні електроліти записуємо в йонній формі, а слабкі – в молекулярній формі: $Al(OH)_3 + 3H^+ + 3Cl^- = Al^{3+} + 3Cl^- + 3H_2O$. Однойменні йони в лівій і правій частині рівняння скорочуємо і записуємо скорочене йонно-молекулярне рівняння

$$Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O.$$

7.1.2. На основі скороченого йонно-молекулярного рівняння написати молекулярне рівняння взаємодії:

$$HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O.$$

Розв'язок

Користуючись таблицею розчинності, до даних аніонів підбираємо відповідно катіони металів, нейтралізуючи таким чином заряди аніонів:

$$HCO_3^- + Na^+ + OH^- + Na^+ = CO_3^{2-} + 2Na^+ + H_2O$$

і записуємо рівняння в молекулярній формі:

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O.$$

7.2. Контрольні завдання

7.2.1. До кожної речовини $Fe(OH)_3$, H_2SO_4, $Al(OH)_3$ додали натрій гідроксид. В яких випадках реакція відбулась? Рівняння записати в йонно-молекулярній формі.

7.2.2. Написати йонно-молекулярні рівняння можливих реакцій:

а) $K_3PO_4 + 3HCl \rightarrow$;

б) $(CuOH)_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow$;

в) $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow$.

7.2.3. На основі скороченого йонного рівняння написати повне молекулярне:

а) $H^+ + OH^- = H_2O$;

б) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$;

в) $HSO_4^- + OH^- = SO_4^{2-} + H_2O$.

7.2.4. Скласти йонно-молекулярне рівняння взаємодії між:

а) алюміній хлоридом і натрій гідроксидом;

б) кальцій гідроксидом і фосфатною кислотою.

в) аргентум нітратом і калій йодидом.

7.2.5. Скласти молекулярні рівняння реакцій, які можна виразити скороченими йонними рівняннями:

а) $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$;

б) $Pb(OH)_2 + 2OH^- = PbO_2^{2-} + 2H_2O$;

в) $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$.

7.2.6. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакції нейтралізації:

а) $HCl + Ba(OH)_2$;

б) $HF + KOH;$

в) $CH_3COOH + NH_4OH.$

7.2.7. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які відбуваються з утворенням осаду або газу:

а) $Pb(NO_3)_2 + KI;$

б) $K_2CO_3 + HCl;$

в) $CuSO_4 + NaOH.$

7.2.8. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами таких речовин:

а) $NaHCO_3$ і $HC1$;

б) $FeCl_2$ і KOH;

в) $Pb(CH_3COO)_2$ і $Na_2S.$

7.2.9. Написати рівняння реакції, які підтверджують амфотерність алюміній гідроксиду. Рівняння записати в йонно-молекулярній формі.

7.2.10. Написати в йонно-молекулярній формі рівняння взаємодії між водними розчинами:

а) $Zn(NO_3)_2$ і $KOH(надл.);$

б) $Ca(OH)_2$ і $CO_2;$

в) $Ca(OH)_2 + CO_2$ *(надл.).*

7.2.11. Написати рівняння ступінчастої електролітичної дисоціації для таких кислот: карбонатна; ортофосфатна; сульфідна та записати вираз константи дисоціації для цих кислот ($K_{Д1}$).

7.2.12. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються такими йонно-молекулярними рівняннями:

а) $NO_2^- + H^+ = HNO_2;$

б) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow;$

в) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow.$

7.2.13. Написати рівняння електролітичної дисоціації цинк гідроксиду в кислому та лужному середовищі.

7.2.1.4. Написати йонно-молекулярні рівняння взаємодії:

а) $(CuOH)_2SO_4 + NaOH;$

б) $Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4;$

в) $Zn(OH)_2 + KOH(надл.).$

7.2.15. Скласти йонно-молекулярні рівняння взаємодії водного розчину хром(III) гідроксиду з натрій гідроксидом.

7.2.16. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються такими йонно-молекулярними рівняннями:

а) $H^+ + OH^- = H_2O$;

б) $Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$;

в) $HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$.

7.2.17. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються такими йонно-молекулярними рівняннями:

а) $Zn(OH)_2 + 2H^+ = Zn^{2+} + 2H_2O$;

б) $HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O$;

в) $HSiO_3^- + OH^- = SiO_3^{2-} + H_2O$.

7.2.18. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій, які підтверджують амфотерність $Be(OH)_2$.

7.2.19. З якими з вказаних речовин буде реагувати сульфатна кислота: HBr, $Mg(OH)_2$, CH_3COONa, Na_2S? Рівняння реакцій написати в йонно-молекулярній формі.

7.2.20. З якими з вказаних речовин буде взаємодіяти натрій гідроксид: $Cu(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $FeCl_3$, $ZnSO_4$? Рівняння реакцій написати в йонно-молекулярній формі.

8. ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (*pH*) РОЗЧИНІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Вода – слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22° С $\alpha_{H_2O} = 1{,}8 \cdot 10^{-9}$. Це означає, що у воді об'ємом 1л при цій температурі тільки 10^{-7} моль дисоціюють на йони:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Внаслідок цього утворюється 10^{-7} моль $[H^+]$ і 10^{-7} моль $[OH^-]$.

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води (K_{H_2O}) і при 22° С становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Речовини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають **нейтральними.**

Речовини, в яких концентрація $[H^+]$ перевищує концентрацію $[OH^-]$ називають **кислими.**

Речовини, де концентрація $[H^+]$ менша ніж $[OH^-]$ є **лужними.**

Кислотність розчину виражають через концентрацію H^+. Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник *pH.*

Водневий показник *pH* – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів.

$pH = -lg[H^+]$, а $pOH = -lg[OH^-]$, $pH + pOH = 14$.

В нейтральних розчинах $pH = 7$, в кислих – $pH < 7$, а в лужних – $pH > 7$.

В розчинах сильних одноосновних кислот *pH* визначається за формулою:

$$pH = -lgC_M(кислоти).$$

В розчинах слабких одноосновних кислот $pH = 1/2pK(кисл.) - 1/2lgC_M(кисл.)$, де *pK* – показник константи дисоціації кислоти.

Гідроліз солей – це обмінні реакції солей з водою, в результаті яких утворюються малодисоційовані або малорозчинні сполуки.

Гідролізуються солі утворені: а) сильною кислотою та слабкою основою; б) сильною основою та слабкою кислотою; в) слабкою кислотою та слабкою основою. Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабкого електроліту, наприклад NH_4Cl:

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+,$$

$$NH_4Cl + HOH \rightleftarrows NH_4OH + HCl.$$

В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа NH_4OH і сильна кислота *HCl*, реакція цього розчину буде кислою ($pH < 7$).

Таким чином, гідроліз солей відбувається лише тоді, коли до складу солі входить катіон слабкої основи або аніон слабкої кислоти (чи одночасно обидва).

Солі утворені багатоосновними слабкими кислотами і багато- кислотними слабкими основами гідролізуються ступінчасто. Наприклад:

I ст. $Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH;$

$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$, $pH > 7$.

II ст. $NaHCO_3 + HOH \xleftrightarrow{H^+} H_2O + NaOH + CO_2$.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад CH_3COONH_4:

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-,$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+,$$

$$CH_3COONH_4 + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH.$$

Реакція такої солі залежить від відносної сили відповідних кислоти і основи. В амоній ацетату – майже нейтральна.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу (*h*) солі** називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{гідрол.}}{C_{Мзаг.}}.$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабкого електроліту, що утворюється в результаті гідролізу.

$$K_Г = \frac{K_{H_2O}}{K_Д\ (слабк.електр.)}.$$

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_Г}{C_M}}.$$

8.1. Приклади розв'язування типових задач

8.1.1. Визначити *pH* 0,001М розчину хлоридної кислоти.

Розв'язок

Для розчинів сильних одноосновних кислот *pH* визначається $pH = -lgC_M$*(к-ти)*, оскільки $C_M(HCl) = 0{,}001$М тоді $pH = -lg0{,}001 = 3$. Отже, *pH* 0,001М хлоридної кислоти дорівнює 3.

8.1.2. Визначити ступінь гідролізу 0,5М розчину натрій ацетату.

Розв'язок

Натрій ацетат є гідролітично лужною сіллю, яка гідролізується за схемою:

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-;$$

$$CH_3COONa + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NaOH;\ pH > 7.$$

Константа гідролізу цієї солі дорівнює:

$$K_Г = \frac{K_{H_2O}}{K_Д(CH_3COOH)} = \frac{1\cdot10^{-14}}{1{,}8\cdot10^{-5}} = 0{,}55\cdot10^{-9} = 5{,}5\cdot10^{-10}.$$

Ступінь гідролізу цієї солі дорівнює:

$$h = \sqrt{\frac{K_Г}{C_M}} = \sqrt{\frac{5{,}5\cdot10^{-10}}{0{,}5}} = 3{,}3\cdot10^{-5}.$$

Ступінь гідролізу 0,5М розчину CH_3COONa дорівнює $3{,}3\cdot10^{-5}$.

8.2. Контрольні завдання

8.2.1. Визначити водневий та гідроксильний показники розчину в 500 мл якого розчинено 2,0 г натрій гідроксиду.

8.2.2. Водневий показник розчину натрій гідроксиду дорівнює 12. Визначити молярність цього розчину та масу натрій гідроксиду, що міститься в 1 л цього розчину.

8.2.3. Які з даних солей є гідролітично кислими: Na_2SO_4, $MgSO_4$, $NaNO_2$, $Al(NO_3)_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

8.2.4. Які з даних солей є гідролітично лужними: K_2CO_3, KNO_3, $Cu(NO_3)_2$, Na_2S? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

8.2.5. Визначити *pH* та *pOH* розчину калій гідроксиду, якщо в 100 мл цього розчину міститься 5,6 г *KOH.*

8.2.6. Визначити водневий показник розчину, в 1 л якого знаходиться 3,5 г амоній гідроксиду.

8.2.7. Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$, $CaCl_2$? Яке значення *pH* (більше чи менше) мають розчини цих солей?

8.2.8. Написати рівняння спільного гідролізу солей натрій карбонату та ферум(III) хлориду.

8.2.9. Визначити *pH* 0,01М розчину амоній хлориду в результаті гідролізу цієї солі.

8.2.10. Визначити *pH* та *pOH* 0,01М розчину нітратної кислоти.

8.2.11. Чому алюміній сульфат використовують при очищенні природних та стічних вод.

8.2.12. Яким чином можна посилити гідроліз солей ферум(III) хлориду та натрій фосфату. Відповідь обґрунтувати.

8.2.13. Визначити *pH* 0,5М розчину натрій ацетату в результаті гідролізу цієї солі.

8.2.14. Концентрація йонів H^+ в розчині нітратної кислоти дорівнює $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначити концентрацію гідроксид-йонів в цьому розчині, *pH* та *pOH* цього розчину.

8.2.15. Визначити *pH* та *pOH* розчину калій гідроксиду, якщо концентрація йонів H^+ в цьому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

8.2.16. Написати рівняння гідролізу солей $ZnSO_4$, KNO_3, $Al(NO_3)_3$ та $FeCl_3$.

8.2.17. Написати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей алюміній сульфату та натрій силікату.

8.2.18. *pH* розчину амоній гідроксиду дорівнює 11,12. Визначити масу амоній гідроксиду, що міститься в 100 мл цього розчину.

8.2.19. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу калій нітриту та визначити ступінь гідролізу цієї солі?

8.2.20. Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1л розчину, *pH* якого дорівнює 2. *pH* розчину амоній гідроксиду дорівнює 11,12. Визначити масу амоній гідроксиду, що міститься в 100 мл цього розчину.

8.2.19. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу калій нітриту та визначити ступінь гідролізу цієї солі?

8.2.20. Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1л розчину, *pH* якого дорівнює 2.

9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними.**

Ступінь окиснення (с.о.) – умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.

У загальному випадку величину і знак с.о. атомів визначають, порівнюючи електронегативність елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний с.о., а атом з меншою електронегативністю – позитивний с.о. Оскільки величини електронегативностей атомів простих речовин однакові, то їх с.о. у цьому разі дорівнюють нулю (N_2, H_2, Cl_2, F_2). С.о. йонів у йонних сполуках дорівнюють величинам їх зарядів. Сума с.о. всіх атомів у молекулі має дорівнювати нулю. Так с.о. Карбону в наведених сполуках дорівнюють: $\overset{-4}{C}H_4$, $\overset{-3}{C}_2H_6$, $\overset{-2}{C}H_3OH$, $\overset{-1}{C}H_3COH$, $H\overset{0}{C}OH$, $\overset{+2}{C}O$, $H_2\overset{+3}{C}_2O_4$, $\overset{+4}{C}O_2$.

Процес віддачі електронів – це **окиснення**, приєднання електронів – **відновлення.**

Для складання окисно-відновних реакцій (ОВР) застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. При цьому слід дотримуватися такої послідовності. Спочатку записують у молекулярній формі реагуючі речовини та визначають с.о. елементів, які можуть змінювати с.о. за певних умов, наприклад:

$$K\overset{+7}{M}nO_4 + K\overset{+3}{N}O_2 + H_2SO_4 = ...$$

Потім визначають, яка сполука в реакції є окисником, а яка відновником. До **окисників** належать речовини, що мають здатність до приєднання електронів.

У наведеному прикладі $KMnO_4$ містить Манган зі ступенем окиснення +7, і тому він може бути лише окисником. До **відновників** належать речовини, здатні віддавати електрони. Сполука KNO_2, в якій Нітроген має проміжний с.о. +3, може бути як відновником так і окисником. Отже, у наведеній реакції $KMnO_4$ – окисник, а KNO_2 – відновник. KNO_2 може окиснюватися лише до KNO_3, а $KMnO_4$ в кислому середовищі відновлюється до $MnSO_4$:

$$K\overset{+7}{M}nO_4 + K\overset{+3}{N}O_2 + H_2SO_4 = \overset{+2}{M}nSO_3 + K\overset{+5}{N}O_3 + H_2O.$$

Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник KNO_2 та кількість електронів, які приєднує окисник $KMnO_4$. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між с.о. окисника і відновника до реакції і після неї:

$$\begin{array}{l} \overset{+7}{M}n + 5\bar{e} = \overset{+2}{M}n \\ \overset{+3}{N} - 2\bar{e} = \overset{+5}{N} \end{array} \left| \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array} \right.$$

Отже, відновлення Мангану $\overset{+7}{M}n \rightarrow \overset{+2}{M}n$ відповідає приєднанню п’яти електронів, а окиснення Нітрогену $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$ –

віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається $10\bar{e}$) потрібно, щоб відновлення двох $\overset{+7}{Mn}$ у реакції витрачалося п'ять $\overset{+3}{N}$, тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + H_2O.$$

Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім H^+), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість йонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула K_2SO_4, а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули H_2SO_4:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

На основі балансу атомів гідрогену визначають кількість молекул води:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 =$$
$$= 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

Кількість атомів Оксигену в ОВР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

9.1. Приклад розв'язку типової задачі

Підібрати коефіцієнти методом електронного балансу в ОВР і вказати окисник і відновник. Знайти *Ме* окисника та *Ме* відновника.

$KI + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$

Розв'язок

Визначаємо ступені окиснення елементів до реакції і після реакції:

$$\overset{+\ -}{KI} + \overset{+3\ -2}{NaNO_2} + \overset{+\ 6\ -2}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{+2\ -2}{NO} + \overset{+\ 6\ -2}{Na_2SO_4} + \overset{+\ 6\ -2}{K_2SO_4} + \overset{+\ -2}{H_2O}.$$

Виписуємо електронні рівняння та складаємо електронний баланс:

$$\begin{array}{l|l|l} 1 & & 2I^- + 2\bar{e} \rightarrow I_2^0 \text{ – окиснення, відновник} \\ & 2 & \\ 2 & & N^{+3} + \bar{e} \rightarrow N^{+2} \text{ – відновлення, окисник.} \end{array}$$

Урівнюємо рівняння реакції на основі коефіцієнтів:

$$2KI + 2NaNO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2NO + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O.$$

В даній реакції KI є відновник, а $NaNO_2$ – окисник.

$$M_E(Ox) = M_E(NaNO_2) = \frac{1}{z} \cdot M(NaNO_2) = \frac{1}{1} \cdot 69 = 69 \text{ г/моль-екв.}$$

$$M_E(\mathrm{Re}\,d) = M_E(KJ) = \frac{1}{z} \cdot M(KJ) = \frac{1}{1} \cdot 166 = 166 \text{ г/моль-екв.}$$

9.2. Контрольні завдання

Підібрати коефіцієнти в даних ОВР методом електронного балансу і вказати окисник та відновник. Дані приведені в таблиці 9.1.

Таблиця 9.1

Варіант	Реакція (А)	Реакція (В)
1	$Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow$ $\rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + H_2O$	$H_2S + H_2SO_3 \rightarrow$ $\rightarrow S + H_2O$

2	$NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$	$MnO_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow$ $\rightarrow HMnO_4 + BiONO_3 +$ $+ NaNO_3 + H_2O$
3	$Cu(NO_3)_2 \rightarrow$ $\rightarrow CuO + NO_2 + O_2$	$H_2S + HNO_3 \rightarrow$ $\rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
4	$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$	$MnO_2 + O_2 + KOH \rightarrow$ $\rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$
5	$H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$ $+ + H_2O$	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow$ $\rightarrow Al_2O_3 + Fe$
6	$KClO_3 + S \rightarrow KCl + SO_2$	$NaI + NaIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
7	$KNO_2 + KClO_3 \rightarrow$ $\rightarrow KCl + KNO_3$	$Mn_2O_3 + Si \rightarrow$ $\rightarrow SiO_2 + Mn$
8	$SO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow H_2SO_4 + NO$	$P_2O_5 + C \rightarrow P + CO$
9	$Na_2S_2O_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow$ $\rightarrow NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$	$Mg + HNO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
10	$Na_2SO_3 + KMnO_4 + KOH$ $\rightarrow$ $\rightarrow Na_2SO_4 + K_2MnO_4 +$ H_2O	$S + KClO_3 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
11	$CuS + HNO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Cu(NO_3)_2 + S + NO +$ $+ H_2O$	$Cr_2O_3 + NaNO_3 + KOH \rightarrow$ $\rightarrow K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$
12	$Mn(NO_3)_2 + H_2O_2 + KOH$ $\rightarrow$ $\rightarrow MnO_2 + KNO_3 + H_2O$	$Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$ $+ + H_2O$

Продовження табл.10.1

13	$Cr(NO_3)_3 + NaBiO_3 +$ $+ HNO_3 \rightarrow H_2Cr_2O_7 +$ $+ Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 +$ H_2O	$SnCl_4 + FeCl_2 \rightarrow$ $\rightarrow SnCl_2 + FeCl_3$
14	$Zn + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow ZnSO_4 + S + H_2O$	$NaCl + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $\rightarrow FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$
15	$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$	$NaNO_2 + H_2SO_4 + KMnO_4 \rightarrow$

	→ S + $MnSO_4$ + K_2SO_4 + + H_2O	→ $NaNO_3$ + $MnSO_4$ + K_2SO_4 + + H_2O
16	NaI + $NaNO_2$ + H_2SO_4 + + H_2SO_4 → I_2 + NO + + Na_2SO_4 + H_2O	$FeCl_2$ + H_2O_2 + NaOH → → $Fe(OH)_3$ + NaCl
17	$KCrO_2$ + H_2O_2 + KOH → → K_2CrO_4 + H_2O	$FeSO_4$ + H_2SO_4 + $KMnO_4$ → → $Fe_2(SO_4)_3$ + $MnSO_4$ + K_2SO_4 + + H_2O
18	Zn + H_2SO_4 → →$ZnSO_4$ + H_2S + H_2O	$H_2C_2O_4$ + $KMnO_4$ + H_2SO_4 → → CO_2 + $MnSO_4$ + K_2SO_4 + H_2O
19	$FeSO_4$ + $K_2Cr_2O_7$ + + H_2SO_4 → $Fe_2(SO_4)_3$ + + $Cr_2(SO_4)_3$ + K_2SO_4 + H_2O	$Fe(OH)_2$ + O_2 + H_2O → → $Fe(OH)_3$
20	$Cr(NO_3)_3$ + Br_2 + NaOH → → Na_2CrO_4 + NaBr + + H_2O + $NaNO_3$	MnO_2 + $KClO_3$ + KOH → → K_2MnO_4 + KCl + H_2O
18	Zn + H_2SO_4 → →$ZnSO_4$ + H_2S + H_2O	$H_2C_2O_4$ + $KMnO_4$ + H_2SO_4 → → CO_2 + $MnSO_4$ + K_2SO_4 + H_2O
19	$FeSO_4$ + $K_2Cr_2O_7$ + + H_2SO_4 → $Fe_2(SO_4)_3$ + + $Cr_2(SO_4)_3$ + K_2SO_4 + H_2O	$Fe(OH)_2$ + O_2 + H_2O → → $Fe(OH)_3$
20	$Cr(NO_3)_3$ + Br_2 + NaOH → → Na_2CrO_4 + NaBr + + H_2O + $NaNO_3$	MnO_2 + $KClO_3$ + KOH → → K_2MnO_4 + KCl + H_2O

10. ЕЛЕКТРОХІМІЯ

Електрохімія – це галузь хімії, яка охоплює хімічні процеси, що супроводжуються виникненням електричного струму або які спричинені дією електричного струму.

Розглянемо процеси, які відбуваються при зануренні металу – провідника першого роду – в розчин електроліта.

Такий провідник 1-го роду, занурений в розчин електроліта в умовах проходження через нього струму, називають електродом. На межі електрод – розчин електроліта виникає стрибок електричного потенціалу, який називають **електродним потенціалом**. Це пояснюється таким чином.

В металі встановлюється рухлива рівновага:

$$Me \rightleftarrows Me^{n+} + n\bar{e} \qquad (1)$$

Перехід йонів металу в розчин виражається рівнянням:

$$Me^{n+} + mH_2O \rightleftarrows Me^{n+}_{ГІДР.} \qquad (2)$$

Можна об'єднати рівняння (1) і (2):

$$Me + mH_2O \rightleftarrows Me^{n+}_{ГІДР.} + n\bar{e} \qquad (3)$$

Цей процес супроводжується втратою електронів, тобто - це окиснення. Зворотний процес – відновлення.

Електродний потенціал металу залежить від властивостей металу, концентрації, або точніше, від активності його йонів і температури.

Ця залежність виражається формулою Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0{}_{Me^{n+}/Me} + \frac{RT}{nF}\ln[Me^{n+}], \qquad (4)$$

де $[Me^{n+}]$ – концентрація йонів металу, моль/л; $\varphi^0{}_{Me^{n+}/Me^-}$ – електродний потенціал при $[Me^{n+}]$ =1 моль/л; R – універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/(мольК); T – температура, К; n – число електронів, що беруть участь в процесі; F – стала Фарадея – 96494 Кл/моль.

Підставимо в формулу (4) числові значення R і F і замінимо натуральний логарифм десятковим, помноживши на 2,3, тоді одержимо для температури 25° С:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0{}_{Me^{n+}/Me} + \frac{0{,}059}{n}\lg[Me^{n+}]. \qquad (5)$$

Електродний потенціал є сталою величиною при певній температурі, якщо пластинка металу занурена в розчин його солі

з концентрацією (або активністю) йонів металу, що дорівнює одиниці. Такий потенціал називають **стандартним електродним потенціалом**.

Якщо $[Me^{n+}] = 1$, з рівняння (5) одержимо:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0{}_{Me^{n+}/Me} \ .$$

В окисно-відновних реакціях електрони безпосередньо переходять від відновника до окисника. Однак, якщо процеси окиснення і відновлення просторово розділити, а електрони направити по металічному провіднику, то така система буде являти собою **гальванічний елемент**.

Отже, **гальванічними елементами** називають пристрої, в яких хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється в електричну.

Гальванічний елемент складається з двох електродів, занурених в розчини (або розплави) електролітів. На межі кожного електрода з розчином електроліта існує електродний потенціал. Потенціали електродів неоднакові, саме тому при з'єднанні їх провідником по ньому протікає електричний струм.

Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається **анодом**, а електрод, на якому відбувається процес відновлення – **катодом**.

Анод – негативно заряджений електрод. **Катод** – позитивно заряджений.

Якщо концентрації йонів металів в розчинах солей стандартні, тобто дорівнюють 1 моль/л, то електрорушійна сила гальванічного елемента обчислюється за формулою:

$$E = \varphi^0{}_{ОКИСНИКА} - \varphi^0{}_{ВІДНОВНИКА},$$

де E – е.р.с. гальванічного елемента; $\varphi^0{}_{ОКИСНИКА}$ і $\varphi^0{}_{ВІДНОВНИКА}$ – стандартні електродні потенціали металів – окисника і відновника.

Якщо умови нестандартні, то спочатку за формулою Нернста обчислюють електродні потенціали металів за заданими концентраціями солей, а потім знаходять їх різницю, віднімаючи від потенціалу окисника потенціал відновника.

Електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається при пропусканні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту. При цьому електрична енергія перетворюється в хімічну.

Електрод, на якому відбувається реакція відновлення, називається **катодом**. Він підключений до від'ємного полюсу зовнішнього джерела струму.

Електрод, на якому відбувається реакція окиснення, називається **анодом**. Він підключений до додатного полюсу джерела струму.

Кількісно процес електролізу вперше вивчав з 30-х роках XIX ст. англійський фізик Фарадей, який установив закони електролізу.

1. Маса речовини, що утворюється під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин.

2. Однакові кількості електрики утворюють під час електролізу різних хімічних сполук еквівалентні кількості речовин.

Математичний вираз обох законів електролізу:

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

де m – маса речовини, відновленої на катоді або окисненої на аноді, або маса речовини, яка підлягає електролізу; M_E – молярна маса еквівалента речовини, г/моль · екв.; I – сила струму, А; t – час, с; F – стала Фарадея (96494 Кл/моль).

При обчисленні об'ємів газів, що утворюються при електролізі, можна використати рівняння, що виражає закони Фарадея, в іншій формі:

$$V = \frac{V_E \cdot I \cdot t}{F},$$

де V – об'єм газу, що виділився, л; V_E – молярний об'єм еквівалентів газу, л/моль· екв.

10.1 Приклади розв'язування типових задач

10.1.1. Визначити електрорушійну силу (ЕРС) гальванічного елемента, зображеного схемою:

$$(-)Zn\left|ZnSO_4\right\|CuSO_4\left|Cu(+)\right.$$

а) при стандартних умовах:

$$C_M(Zn^{2+}) = C_M(Cu^{2+}) = 1 \text{ моль/л};$$

б) якщо $C_M(Zn^{2+}) = 0{,}01$ моль/л, $C_M(Cu^{2+}) = 0{,}1$ моль/л.

Розв'язок

Якщо умови стандартні, то ЕРС гальванічного елемента дорівнює різниці стандартних електродних потенціалів: від потенціала окисника віднімають потенціал відновника.

В запропонованому гальванічному елементі Zn є відновником, а йон Cu^{2+} – окисником.

Отже, за стандартних умов е.р.с буде дорівнювати:

$$\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0{,}34B - (-0{,}76B) = 1{,}1B.$$

За нестандартних умов необхідно спочатку за формулою Нернста обчислити електродні потенціали металів для заданих концентрацій солей, а потім знайти їх різницю.

Формула Нернста має такий вигляд:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0{,}059}{n}\lg[Me^{n+}].$$

Визначимо $\varphi_{Zn^{2+}/Zn}$ і $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}$:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76 + \frac{0{,}059}{2}\lg 10^{-2} = -0{,}76 - 0{,}059 = -0{,}819\,(\text{В}).$$

$$\varphi_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34 + \frac{0{,}059}{2}\lg 10^{-1} = 0{,}34 - 0{,}029 = 0{,}311\,(\text{В}).$$

$$EPC = \varphi_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi_{Zn^{2+}/Zn} = 0{,}311 - (-0{,}819) = 1{,}13\,B.$$

10.1.2. При електролізі розчину $CuSO_4$ на аноді виділилось 350мл кисню при температурі 0° С та 101,3 кПа. Визначити скільки грамів міді виділилось на катоді.

Розв'язок

Моль еквівалентів кисню займає об'єм 5,6 л при температурі 0° С та тиску 101,3 кПа.

Відповідно, 350мл кисню становлять $n_E = \frac{0{,}35}{5{,}6} = 0{,}0625 моль.$ Стільки ж моль еквівалентів міді виділиться на катоді.

Звідси маса міді буде становити:

$$m(Cu) = \frac{63{,}54}{2} \cdot 0{,}0625 = 1{,}98 г.$$

10.2. Контрольні завдання

10.2.1. Визначити ЕРС срібно-кадмієвого гальванічного елемента, в якому активність йона Ag^+ та Cd^{2+} відповідно дорівнюють 0,1 та 0,05.

10.2.2. Потенціал марганцевого електрода, зануреного в розчин його солі, становить 1,1В. Визначити активність йона Mn^{2+}.

10.2.3. Визначити потенціал міді в розчині $Cu(NO_3)_2$ з активністю йону Cu^{2+} рівною 0,12.

10.2.4. За якої активності Cu^{2+} потенціал мідного електрода буде дорівнювати стандартному потенціалу водневого електрода.

10.2.5. Визначити потенціал срібного електрода, зануреного в насичений розчин *AgI*. За якої концентрації Ag^+ потенціал електрода буде рівний 0?

10.2.6. Визначити ЕРС гальванічних елементів, якщо елементи, що їх утворюють, занурені в розчини солей з однаковою активністю:

а) $(-)Mn/MnSO_4 \| NiSO_4/Ni(+);$

б) $(-)Zn/Zn(NO_3)_2 \| Pb(NO_3)_2/Pb(+);$

в) $(-)Fe/FeSO_4 \| CuSO_4/Cu(+).$

10.2.7. Визначити ЕРС срібно-цинкового гальванічного елемента за умови, що електроди занурені в розчини з активністю катіона 0,01.

10.2.8. Визначити силу струму при електролізі, якщо за 50 хвилин виділилась вся мідь з 120 мл 0,1н. розчину $CuSO_4$.

10.2.9. В ході електролізу розчину $CuSO_4$ на аноді виділилось 350 мл кисню при 0° С та 101,3 кПа. Яка маса міді виділилось на катоді?

10.2.10. Яка маса міді виділилось при електролізі $CuSO_4$ протягом 40 хвилин при силі струму 1,2А?

10.2.11. Скільки хвилин необхідно пропускати струм силою 0,5А крізь розчин $AgNO_3$ для того, щоб на катоді виділилось 0,27 г срібла?

10.2.12. Для виділення 1,75 г деякого металу з розчину його солі потрібно пропустити струм силою 1,8А протягом 1,5 години. Визначити еквівалент металу.

10.2.13. Скільки хвилин необхідно для виділення всієї міді з 40 мл 0,25 н. розчину $CuSO_4$? Сила струму становить 1,93А.

10.2.14. Визначити силу струму необхідну для отримання 0,5 г *Ni* в ході електролізу розчину $NiSO_4$ протягом 25 хвилин?

10.2.15. За якої сили струму протягом 15 хвилин можна виділити всю мідь з 120 мл 0,2 н. розчину $Cu(NO_3)_2$?

10.2.16. При використанні електричного осадження всього заліза з 200 мл розчину $FeSO_4$ на аноді виділилось 2712 мл кисню. Кисень був виміряний при – 3° С і 103,4 кПа. Визначити молярність розчину $FeSO_4$.

10.2.17. При електролізі водного розчину $NiSO_4$ виділилось 3,8 л кисню, виміряного при 27° С і 100 кПа. Яка маса *Ni* виділилось на катоді?

10.2.18. Струм силою 2,5А виділив протягом 15 хвилин 0,72 г міді з розчину $CuSO_4$. Визначити коефіцієнт корисної дії струму.

10.2.19. Визначити потенціал срібного електрода, зануреного в насичений розчин Ag_2S. У скільки разів необхідно

змінити активність йона Ag^+ (збільшити чи зменшити), щоб потенціал електрода став рівний 0.

10.2.20. Визначити силу струму при електролізі, якщо за 15 хвилин виділилась вся мідь з 20 мл 0,2 н. розчину $CuSO_4$.

ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335

2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина І. : навч. посб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802.

3. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина ІІ. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834.

4. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : інтеракт. комплекс навч.-метод. забезп. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825.

5. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047.

6. Манековська І. Є., Яцков М. В. Лабораторний практикум «Гідрохімія водойм» : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 93 с. URL: http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2163.