



Національний університет
водного господарства та природокористування

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Кафедра хімії та фізики

05-06-30

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання контрольної та самостійної роботи з навчальної
дисципліни «**ХІМІЯ**» для студентів за напрямками підготовки
6.050202 «Автоматизація та комп'ютерно-інтегровані техно-
логії» та 6.050701 «Електротехніка та електротехнології»
денної та заочної форм навчання

Рекомендовано
методичними комісіями
за напрямками підготовки:
6.050202 „Автоматизація
та комп'ютерно інтегровані
технології”,
протокол № __ від __.__.2014 р.
6.050701 „Електротехніка та
електротехнології”,
протокол № __ від __.__.2014 р.

Рівне – 2014



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Методичні вказівки до виконання контрольної та самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» для студентів за напрямками підготовки 6.050202 «Автоматизація та комп'ютерно-інтегровані технології» та 6.050701 «Електротехніка та електротехнології» денної та заочної форм навчання/ Ф.М.Боднарюк, Н.М.Буденкова, Н.М.Корчик – Рівне: НУВГП, 2014.- 47 с.

Упорядники: Ф.М.Боднарюк, доцент кафедри хімії та фізики;
Н.М.Буденкова, доцент кафедри хімії та фізики
Н.М.Корчик, доцент кафедри хімії та фізики



Національний університет
водного господарства
та природокористування

Відповідальний за випуск: М.В.Яцков, канд. техн. наук,
завідувач кафедри хімії та фізики

© Ф.М.Боднарюк,
Н.М.Буденкова,
Н.М.Корчик, 2014
© НУВГП, 2014



ЗМІСТ

	Стор.
ПЕРЕДМОВА.....	4
1. Основні поняття та закони хімії.....	5
Контрольні завдання.....	7
2. Еквівалент речовини. Закон еквівалентів.....	10
Контрольні завдання.....	14
3. Будова атомів. Періодичний закон та Періодична система елементів.....	15
Контрольні завдання.....	18
4. Хімічний зв'язок та будова речовин.....	18
Контрольні завдання.....	22
5. Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій.....	23
Контрольні завдання.....	24
6. Загальна характеристика та склад розчинів.....	25
Контрольні завдання.....	29
7. Реакції обміну між електролітами в розчинах. Йонно- молекулярні рівняння.....	30
Контрольні завдання.....	30
8. Йонний добуток води. Водневий показник.....	33
Контрольні завдання.....	34
9. Гідроліз солей.....	35
Контрольні завдання.....	37
10. Окисно-відновні реакції.....	37
Контрольні завдання.....	38
11. Гальванічні елементи.....	39
Контрольні завдання.....	42
12. Корозія металів.....	42
Контрольні завдання.....	44
ЛІТЕРАТУРА.....	47



ПЕРЕДМОВА

Контрольну та самостійну роботу студентами денної форми навчання слід виконувати по мірі вивчення теоретичного матеріалу за наведеною нижче літературою та уважного розгляду розв'язання прикладів типових задач, наведених перед набором контрольних задач з кожної теми.

З 10 варіантів кожного завдання студент виконує варіант, номер якого збігається з останньою цифрою номера його залікової книжки. Робота, виконана за іншим варіантом, не рецензується і не зараховується.

Після вивчення відповідного розділу умову завдання переписати в звичайній учнівській зошит і дати на нього відповідь, залишаючи поля (≈ 2 см) для зауважень рецензента. Відповідати на поставлені питання треба стисло, *конкретно*, в повному обсязі, писати *виразно, чітко, акуратно, грамотно*. 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.: $V(\text{O}_2)$ – об'єм кисню; $m(\text{KCl})$ – маса калій хлориду; $c(\text{HNO}_3)$ – молярна концентрація HNO_3 . При позначенні величин, які стосуються **сумі-**



ші речовин, **ніяких** **індексів** або позначень в дужках писати не можна, тобто такі позначення, як „ $V_{p-ну}$ ”, „ $m(\text{розч})$ ” тощо, **не допускаються**. 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, $c_E(1)$ – молярна концентрація еквівалентів (нормальність) **1-го** розчину тощо.

В кінці контрольної роботи **обов'язково** навести перелік навчальної літератури, використаної при її виконанні, вказати рік та місце видання кожного посібника.

В період лабораторно-екзаменаційної сесії студенти виконують лабораторний практикум. До здачі екзамену (заліку) допускаються студенти, які мають зошити з **захищеними** звітами про виконання **всіх** передбачених навчальним планом лабораторних робіт та **зархованими** контрольними роботами. При захисті лабораторної роботи студент повинен вміти описати хід виконання дослідів, зробити висновки з їх результатів та пояснити їх, вміти написати рівняння відповідних реакцій, назвати реагенти та продукти реакцій.



1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Приклад

Для речовин, що утворюються при випалюванні 50 кг 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 $t = 927^{\circ}\text{C}$; д) відносну густину утвореного газу за повітрям; е) масу формульної одиниці негашеного вапна.

Випалювання вапняку описується рівнянням



Отже, скорочено умову задачі слід записати так:



Розв'язання

$$m(\text{CaCO}_3) = 50 \text{ кг};$$

а) $n(\text{CaO})$ -? $n(\text{CO}_2)$ -?

б) $m(\text{CaO})$ -? $m(\text{CO}_2)$ -?

в) $V_n(\text{CO}_2)$ -? $\rho_n(\text{CO}_2)$ -?

г) $V_t(\text{CO}_2)$ -?

д) $D_{\text{CO}_2/\text{нов}} = D_{\text{нов}}(\text{CO}_2)$ -?

е) $m_{\text{фО}}(\text{CaCO}_3)$ - ?

а) З рівняння (1) $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaO}) = n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = n$;

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ (а.о.м.)} \rightarrow M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль.}$$

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

б) За рівнянням $m(\text{реч}) = n(\text{реч}) \cdot M(\text{реч})$ маємо:

$$m(\text{CaO}) = n \cdot M(\text{CaO}) = 500 \text{ моль} \cdot (40 + 16) \text{ г/моль} = 28000 \text{ г} = 28 \text{ кг};$$

$$m(\text{CO}_2) = n \cdot M(\text{CO}_2) = 500 \text{ моль} \cdot (12 + 2 \cdot 16) \text{ г/моль} = 22000 \text{ г} = 22 \text{ кг.}$$

в) За рівнянням $V_n(z) = n(z) \cdot V_M$, де $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$, молярний об'єм газів за н.у., маємо: $V_n(\text{CO}_2) = n \cdot V_M = 500 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11200 \text{ л} = 11,2 \text{ м}^3$;

При розрахунку густини газів за н.у. в формулі $\rho = \frac{m}{V}$ можна

взяти молярні масу та об'єм. Тоді

$$\rho_i(\tilde{N}\hat{I}_2) = \frac{\hat{I}(\tilde{N}\hat{I}_2)}{V_M} = \frac{44 \text{ ă/îëü}}{22,4 \text{ ă/îëü}} = 1,96 \text{ г/л.}$$

г) За законом Гей-Люссака при сталому тиску

$$\frac{V_n(z)}{T_n} = \frac{V_T(z)}{T},$$

де $V_n(\text{г})$ і $V_t(\text{г})$ – об'єм газу за н.у. та при температурі

$$T = t + T_n = t + 273 \text{ (К).}$$



Звідси

$$V_T(CO_2) = \frac{V_i(\tilde{N}\hat{I}_2) \cdot \hat{O}}{\hat{O}_i} = \frac{11,2 \text{ м}^3 \cdot (927 + 273) \hat{E}}{273 \hat{E}} = 49,23 \text{ м}^3.$$

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

$$D_{CO_2/\text{п\`ов}} = \frac{\hat{I}(\tilde{N}\hat{I}_2)}{\hat{I}(\text{п\`ов})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$$

е) З $M(\text{реч}) = m(\Phi O) \cdot N_A$ маємо:

$$m_{\hat{O}\hat{I}}(\tilde{N}\hat{a}\tilde{N}\hat{I}_3) = \frac{\hat{I}(\tilde{N}\hat{a}\tilde{N}\hat{I}_3)}{N_A} = \frac{100 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,66 \cdot 10^{-22} \text{ г}.$$

Відповіді: а) $n(\text{CaO}) = n(\text{CO}_2) = 500$ моль;

б) $m(\text{CaO}) = 28$ кг; $m(\text{CO}_2) = 22$ кг;

в) $V_n(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ м}^3$; $\rho_n(\text{CO}_2) = 1,96$ г/л;

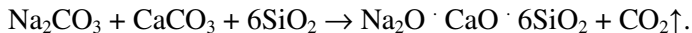
г) $V_f(\text{CO}_2) = 49,23 \text{ м}^3$;

д) $D_{CO_2/\text{п\`ов}} = 1,52$.

е) $m_{\Phi O}(\text{CaCO}_3) = 1,66 \cdot 10^{-22} \text{ г}$.

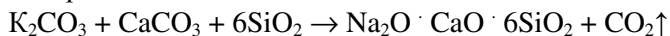
КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Звичайне (віконне) скло виробляють сплавленням суміші крейди (або вапняку) з содою та піском при $\approx 1500^\circ\text{C}$ за рівнянням:



Розрахувати *кількості речовини та маси* вихідних речовин, необхідні для виготовлення 95,6 кг скла, а також *кількість речовини, масу та об'єм* вуглекислого газу, що при цьому виділиться (за умов реакції та за нормальних умов).

2. В процесі виготовлення *спеціального тугоплавкого скла* сплавленням суміші крейди (або вапняку) з поташем та піском при $\approx 1500^\circ\text{C}$ за рівнянням



виділилось 2,64 кг вуглекислого газу. Визначити: а) *кількість речовини та об'єм* утвореного газу за нормальних умов та за умов реакції; б) *кількості речовини та маси* одержаного скла та вихідних ре-



човин; в) *масову частку* Силіцію в склі; г) *масу* (в г) одної формульної одиниці поташу.

3. При кип'ятінні природної води, в якій розчинений кальцій гідрогенкарбонат, останній розкладається за рівнянням:



Визначити: а) *масу* накипу та *об'єм* утвореного газу (зведений до нормальних умов), якщо в воді було розчинено 1,5 моль кальцій гідрогенкарбонату; б) *масову частку* Кальцію в накипі; в) *масу* 20%-ної хлоридної (соляної) кислоти, необхідну для розчинення накипу.

4. Процеси, що відбуваються при корозії виробів та конструкцій із чорних металів у вологому повітрі, описуються сумарним рівнянням:



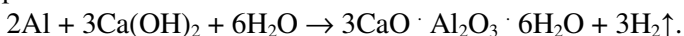
Після тривалого зберігання шматка листового заліза на вологому повітрі його *маса* зросла на 2,55 г. Розрахувати: а) *кількість речовини* та *масу* іржі, що утворилася; б) *кількість речовини* та *масу* окисненого заліза; в) *кількість речовини, масу* та *об'єм* кисню (за н.у.), що прореагував.

5. Будівельний гіпс (алебастр) виробляють випалюванням природного гіпсу при 160-170⁰С за рівнянням:



Розрахувати: а) *кількість речовини* та *масу* алебастру, який можна одержати із 25,8 кг природного гіпсу? б) *кількість речовини, масу* та *об'єм* (за умов реакції та за нормальних умов) води, що виділяється при цьому; в) *масову частку* води в природному гіпсі та в алебастрі; г) *масу* одної формульної одиниці алебастру (в г).

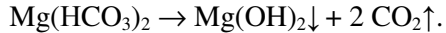
6. При виробництві *газобетонів* до вапняно-цементних будівельних розчинів додають алюмінієвий порошок, який реагує з вапном за рівнянням:



Водень, що при цьому виділяється, є причиною утворення пор і порожнин в процесі тужавіння таких будівельних розчинів, тобто утворення *газобетону*. Розрахувати: а) *кількість речовини, масу* та *об'єм* (за нормальних умов) водню, який виділиться при розчиненні 1,89 кг алюмінієвого порошку; б) *кількість речовини* та *масу* кальцій гідроксиду, який прореагував; в) *кількість речовини* та *масу* солі, яка при цьому утворилася; г) *масу* одної формульної одиниці утвореної солі (в г).

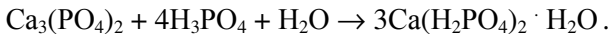


7. При кип'ятінні природної води, в якій розчинений магній гідрогенкарбонат, останній розкладається за рівнянням:



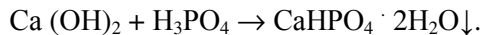
Визначити: а) *кількість речовини та масу розчиненої в воді солі*, якщо утворилося 145 г накипу; б) *кількість речовини та об'єм утвореного газу (зведений до нормальних умов)*; в) *масову частку Магнію в накипі*; г) *масу 30%-ної хлоридної (соляної) кислоти*, необхідну для розчинення накипу.

8. Для добування концентрованого фосфорного добрива – *подвійного суперфосфату* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ природні фосфати (фосфорит, апатит, кісткове борошно) обробляють концентрованою ортофосфатною кислотою відповідно до рівняння:



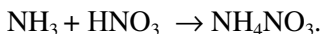
Розрахувати: а) *кількість речовини та масу 70%-ної ортофосфатної кислоти*, необхідної для перетворення в подвійний суперфосфат 13,5 кг фосфориту; б) *кількість речовини та масу утвореного подвійного суперфосфату*; в) *масову частку Фосфору та кристалізаційної води в одержаному добриві*; г) *масу одної формульної одиниці фосфориту* (в з).

9. Малорозчинне в воді, але ефективне на *кислих* ґрунтах фосфорне добриво – *преципітат* $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – добувають частковою нейтралізацією ортофосфатної кислоти гашеним вапном за рівнянням:



Розрахувати: а) *кількість речовини та масу 70%-ної ортофосфатної кислоти*, необхідної для реакції з 37 кг гашеного вапна; б) *кількість речовини та масу одержаного преципітату*; в) *масову частку Фосфору в преципітаті та в безводній солі кальцій дигідрогенфосфаті*; г) *масу одної формульної одиниці преципітату* (в з).

10. Найпоширеніше азотне добриво – *аміачну селітру* NH_4NO_3 – одержують пропусканням газу аміаку в 45-58%-ний розчин нітратної (азотної) кислоти, при цьому кислота нейтралізується за рівнянням:



Розрахувати: а) *кількість речовини HNO_3 та масу 50%-ної нітратної кислоти*, необхідної для одержання 24 кг *аміачної селітри*; б) *об'єм аміаку (зведений до нормальних умов)*, необхідний для



цього; в) *масову частку* Нітрогену в *аміачній селітрі*; г) *масу* одної формульної одиниці NH_4NO_3 .

2. ЕКВІВАЛЕНТ РЕЧОВИНИ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Приклади

1. Визначити еквівалент, молярну масу еквівалентів та молярний об'єм еквівалентів азоту в реакції синтезу амоніаку з простих речовин:

$$E(\text{N}_2) - ?;$$

$$M_E(\text{N}_2) - ?;$$

$$V_E(\text{N}_2) - ?;$$

Роз'язання

За визначенням *еквівалентом речовини називається частина формульної одиниці цієї речовини, яка в даній реакції еквівалентна (рівноцінна) одному атомові Гідрогену або (в окисно-відновній реакції) одному електрону*, тобто

$$E(\text{реч}) = \frac{1}{z} \Phi O(\text{реч}), \quad (2.1)$$

де z – *еквівалентне число*.

З формули NH_3 видно, що з одним атомом Нітрогену сполучається 3 атоми Гідрогену, отже, в реакції утворення аміаку одному атомові Гідрогену еквівалентна *третина* атома Нітрогену, тобто в цій реакції $E(\text{N}_2) = \frac{1}{3}\text{N}$. В загальному випадку *при визначенні E простої речовини за формулою (2.1) за ΦO беруть атом відповідного елемента, а z дорівнює його валентності в даній реакції*.

Молярна маса еквівалентів *складної* речовини є часткою від ділення молярної маси цієї речовини на еквівалентне число, а для *простих (елементарних)* речовин ця величина є часткою молярної маси відповідного хімічного *елемента*. Звідси

$$M_E(\text{N}_2) = \frac{1}{z} M(\text{N}) = \frac{1}{3} \cdot 14 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 4,67 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

(або точніше $\frac{\text{г}}{\text{мольекв}}$).

Молярний об'єм еквівалентів *простого* газу можна визначити за формулами



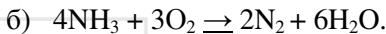
$$V_E(z) = V_M \frac{M_E(z)}{M(z)} \quad \text{або} \quad V_E(z) = \frac{V_M}{z \cdot x},$$

де $V_M = 22,4$ л/моль – молярний об'єм газів за нормальних умов;
 x – число атомів в молекулі *простого* газу. Отже, для азоту

$$V_E(N_2) = V_M \frac{M_E(N)}{M(N_2)} = 22,4 \cdot \frac{4,67}{14 \cdot 2} = 3,74 \text{ (л/мольекв),}$$

або
$$V_E(z) = \frac{22,4}{3 \cdot 2} = 3,74 \text{ (л/мольекв).}$$

2. Визначити еквівалент, молярну масу еквівалентів та молярний об'єм еквівалентів аміаку в реакціях синтезу амоніачної селітри (а) та горіння (б):



Розв'язання

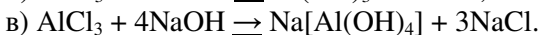
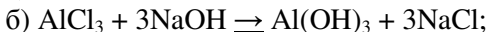
В реакції (а) одна молекула NH_3 *нейтралізує* 1 еквівалент кислоти, тобто $z(\text{NH}_3) = 1$, і $E(\text{NH}_3) = \text{NH}_3$, звідки: $M_E(\text{NH}_3) = M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$ $V_E(\text{NH}_3) = V_M = 22,4$ л/моль-екв.

Реакція (б) – *окисно-відновна*, в ній кожний атом Нітрогену втрачає три електрони за рівнянням: $2\text{N}^{-3} - 2 \cdot 3e^- \rightarrow \text{N}_2$. Отже, кожна молекула NH_3 в цій реакції еквівалентна трьом електронам, звідки:

$$E(\text{NH}_3) = \frac{1}{3} \text{NH}_3; M_E(\text{NH}_3) = \frac{1}{3} \text{NH}_3 = 17/3 = 5,67 \text{ (г/моль-екв);}$$

$$V_E(N_2) = V_M \frac{M_E(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = 22,4 \cdot \frac{5,67}{17} = 7,47 \text{ (л/моль-екв).}$$

3. Визначити еквіваленти алюміній хлориду в наступних реакціях:



В реакції (а) одна формульна одиниця (ФО) солі реагує з одним еквівалентом лугу, тобто в цій реакції $z_a(\text{AlCl}_3) = 1$, і

$$E_a(\text{AlCl}_3) = \text{AlCl}_3. \text{ Відповідно: } z_b(\text{AlCl}_3) = 3 \rightarrow E_b(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{3}\text{AlCl}_3;$$

$$z_6(\text{AlCl}_3) = 4 \rightarrow E_6(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{4}\text{AlCl}_3.$$



4. При розчиненні 0,45 г 3-валентного металу в хлоридній кислоті виділилось 560 мл водню, виміряного за нормальних умов. Визначити молярні маси еквівалентів металу та утвореної солі, а також встановити, який це був метал.

$$m(\text{Me}) = 0,45 \text{ г};$$

$$V_n(\text{H}_2) = 560 \text{ мл};$$

$$z(\text{Me}) = 3$$

$$M_E(\text{Me}) - ?;$$

$$M_E(\text{солі}) - ?$$

$$\text{Me} - ?$$

Розв'язання

За **законом еквівалентів** в хімічних реакціях речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях, тобто для даної реакції

$$n_E(\text{Me}) = n_E(\text{H}_2) \text{ або } \frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V_n(\text{H}_2)}{V_E(\text{H}_2)}$$

Звідси

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_E(\text{H}_2)}{V_n(\text{H}_2)} = \frac{0,45 \cdot 11,2}{0,56} = 9,0 \text{ г/моль-екв.}$$

З закону еквівалентів також випливає, що в реакціях обміну

$$M_E(\text{солі}) = M_E(\text{катіона}) + M_E(\text{аніона}).$$

Для даної реакції:

$$M_E(\text{MeCl}_3) = M_E(\text{Me}^{3+}) + M_E(\text{Cl}^-) = 9 + 35,5 = 44,5 \text{ (г/моль-екв.)}$$

За визначенням $M_E(\text{Me}) = \frac{1}{z} M(\text{Me})$, звідки

$$M(\text{Me}) = z(\text{Me}) \cdot M_E(\text{Me}) = 3 \cdot 9 = 27 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса елемента *чисельно* збігається з його молярною масою, звідки $A_r(\text{Me}) = 27$ а.о.м. Таку атомну масу має *Алюміній*.

5. При розчиненні в хлоридній кислоті 2,6 г цинку і 0,48 г іншого 2-валентного металу виділяється однаковий об'єм водню. Встановити, що це за метал.

$$m(\text{Me}) = 0,48 \text{ г};$$

$$m(\text{Zn}) = 2,6 \text{ г};$$

$$V_{\text{Me}}(\text{H}_2) = V_{\text{Zn}}(\text{H}_2);$$

$$\text{Me} - ?$$



Розв'язання

За **законом еквівалентів**

$$n_E(\text{Me}) = n_E(\text{Zn}) = n_E(\text{H}_2),$$

звідки

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{m(\text{Zn})}{M_E(\text{Zn})} \rightarrow M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_E(\text{Zn})}{m(\text{Zn})} = \frac{0,48 \cdot 65,4 / 2}{1,3} = 12,1,$$

г/ммоль-екв.

Тоді $M(\text{Me}) = z(\text{Me}) \cdot M_E(\text{Me}) = 2 \cdot 12,1 = 24,2$ (г/моль).

Молярна маса елемента *чисельно* збігається з його молярною масою, звідки $A_r(\text{Me}) = 24,2$ а.о.м. До розрахованого значення близька атомна маса *Магнію*.

6. *Масова частка* металу в його *гідроксиді* становить 57,5%.
Визначити *молярну масу еквівалентів* металу та його *оксиду*.

$$\omega(\text{Me}) = 57,5\% \text{ в } \text{Me}(\text{OH})_z$$

$$M_E(\text{Me}) - ?$$

$$M_E(\text{окс}) - ?$$

Розв'язання

Нехай маса гідроксиду металу $m(\text{Me}(\text{OH})_z) = 100$ г. Тоді за умовою

$$m(\text{Me}) = \frac{\omega(\text{Me}) \cdot m(\text{Me}(\text{OH})_z)}{100\%} = \frac{57,5\% \cdot 100 \text{ г}}{100\%} = 57,5 \text{ г.}$$

Маса ОН-груп становитиме:

$$m(\text{OH}) = m(\text{Me}(\text{OH})_z) - m(\text{Me}) = 100 \text{ г} - 57,5 \text{ г} = 42,5 \text{ г.}$$

За **законом еквівалентів**

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{m(\text{OH})}{M_E(\text{OH})},$$

звідки

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_E(\text{OH})}{m(\text{OH})} = \frac{57,5 \cdot 17}{42,5} = 23 \text{ г/моль-екв.}$$

$$M_E(\text{окс}) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{O}) = 23 + 8 = 31 \text{ г/моль-екв.}$$



7. 3,31 г нітрату металу утворюється 2,78 г його хлориду. Визначити молярну масу еквівалентів цього металу.

Розв'язання

$$m(\text{Me}(\text{NO}_3)_y) = 3,31 \text{ г};$$

$$m(\text{MeCl}_y) = 2,78 \text{ г};$$

$$M_E(\text{Me}) \text{ - ?}$$

За законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{m(\text{Cl})}{M_E(\text{Cl})} = \frac{m(\text{NO}_3)}{M_E(\text{NO}_3)}. \quad (1)$$

Нехай $m(\text{Me}) = x$, тоді $m(\text{Cl}) = m(\text{MeCl}_y) - m(\text{Me}) = (2,78 - x) \text{ г}$;
 $m(\text{NO}_3) = (3,31 - x) \text{ г}$.

Підставивши в праву частину рівняння (1) ці значення та $M_E(\text{Cl}) = 35,5 \text{ г/моль-екв}$ і $M_E(\text{NO}_3) = M(\text{NO}_3^-) = 14 + 16 \cdot 3 = 62 \text{ (г/моль-екв)}$, одержимо:
$$\frac{2,78 - x}{35,5} = \frac{3,31 - x}{62}.$$

$$\begin{aligned} \text{Звідси } x = m(\text{Me}) &= 2,07 \text{ г}; & m(\text{Cl}) &= (2,78 - 2,07) \text{ г} = 0,71 \text{ г}; \\ & & m(\text{NO}_3) &= (3,31 - 2,07) \text{ г} = 1,24 \text{ г}. \end{aligned}$$

З лівої частини рівняння (1) знаходимо:

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_E(\text{Cl})}{m(\text{Cl})} = \frac{2,07 \cdot 35,5}{0,71} = 103,5 \text{ г/моль-екв}.$$

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Виробництво мінеральних добрив амофосу та диамфосу нейтралізацією ортофосфатної кислоти амоніаком описується рівняннями:

1) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – амоній дигідрофосфат, амофос;

2) $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – амоній гідрофосфат, диамфос.

Визначити еквіваленти та молярні маси еквівалентів ортофосфатної кислоти в реакціях 1) і 2).



2. При спалюванні 16,74 г двовалентного металу утворилося 21,54 г оксиду. Знайти *молярну масу еквівалентів* металу, його оксиду та *відносну атомну масу металу*.

3. *Масова частка* Оксигену в оксиді металу становить 30,0%. Визначити *молярну масу еквівалентів* металу та його оксиду.

4. На спалювання 4,0 г простої речовини затрачено 2,8 л кисню (об'єм кисню зведено до нормальних умов). Знайти *молярну масу еквівалентів* простої речовини та утвореного оксиду.

5. Визначити об'єм кисню (за н.у.), необхідний для спалювання 6,73 г металу, молярна маса еквівалентів якого становить 12,15 г/моль-екв.

6. При розчиненні 3,4 г оксиду металу в хлоридній кислоті утворюється 8,9 г його хлориду. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

7. *Масова частка* Хлору в хлориді двовалентного металу становить 52,05%. Визначити *молярну масу еквівалентів* металу та його хлориду, *молярну та відносну атомну масу* металу, назвати метал.

8. На відновлення 0,9 г оксиду металу затрачено 280 мл водню (об'єм водню зведено до нормальних умов). Визначити *молярні маси еквівалентів* оксиду та металу.

9. *Масова частка* металу в його *гідроксиді* становить 57,5%. Визначити *молярні маси еквівалентів* металу та його оксиду.

10. При спалюванні 4,86 г двовалентного металу утворилося 8,06 г оксиду. Знайти *молярну масу еквівалентів* та *відносну атомну масу металу*. Яка *кількість* сульфатної кислоти ($n(H_2SO_4)$) необхідна для його розчинення?

3. БУДОВА АТОМІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

Приклад

Написати електронні формули елементів з атомними числами $Z_1 = 24$ та $Z_2 = 34$, підкреслити *валентні* електрони. Вказати *період, групу, підгрупу та електронну родину*, до яких належить кожен з них. Навести число протонів та числа нейтронів в ядрах ізотопів цих елементів з масовими числами, що дорівнюють закругленим значенням їх відносних атомних мас. Показати *графічно* розподіл



валентних електронів по атомних орбіталах (АО) в атомах елементів, що належать до **головної** підгрупи, пояснити, чому обидва елементи належать до *одної* групи. На підставі електронної будови атомів та їх положення в Періодичній системі елементів (ПСЕ) дати коротку (без довідкових даних про значення їх фізико-хімічних констант) порівняльну характеристику властивостей цих елементів та утворених ними *простих (елементарних)* речовин, а також їх *бінарних* сполук з Оксигеном та Гідроеном. Відповіді обґрунтувати.

Відповідь

Атомне число елемента Z дорівнює числу протонів в ядрі його атома, заряду ядра в е.о.з., числу електронів в його нейтральному атомі та *порядковому номеру* елемента в ПСЕ. Закруглені до цілих чисел значення відносних атомних мас Хрому та Селену становлять: $A_r(\text{Cr}) = 52$ а.о.м. і $A_r(\text{Se}) = 79$ а.о.м.

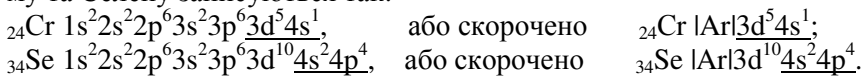
Такі масові числа мають ізотопи $^{52}_{24}\text{Cr}$ та $^{79}_{34}\text{Se}$.

Число нейтронів в ядрі атома $N = A - Z$, де A – масове число. Звідси:

$$N_1 = A_1 - Z_1 = 52 - 24 = 26;$$

$$N_2 = A_2 - Z_2 = 79 - 34 = 45.$$

Згідно відомих правил (*принцип мінімальної енергії, принцип Паулі, правила Клечковського*) електронні формули елементів Хрому та Селену записуються так:



В атомах обох елементів: а) є валентні електрони на 4-му енергетичному рівні, тому вони належать до 4-го періоду; б) є по 6 *валентних* електронів, тому вони належать до шостої групи. В атомі Хрому останній електрон поступає на d-підрівень, тому він належить до родини d-елементів, а, отже, до побічної (VIB) підгрупи, тоді як в атомі Селену – на p-підрівень, і тому Селен належить до р-елементів і головної (VIA) підгрупи. *Обидва* елементи належать до *одної* групи, тому що в їх атомах *однакове* число **валентних електронів**. Розподіл останніх по *атомних орбіталах* (АО) підкоряється *правилу Гунда*. Для атомів Селену він описується *енергетичною діаграмою, показаною* на рис. 3.1.

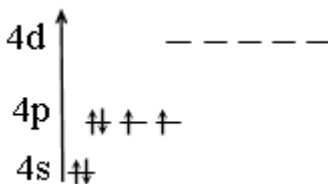
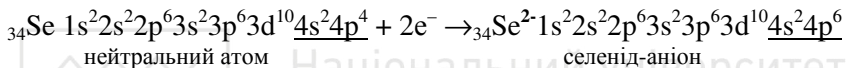


Рис. 3.1.

Атоми елементів VIA-підгрупи (підгрупи Оксигену), маючи на зовнішньому енергетичному рівні 6 електронів (ns^2np^4), легко приєднують два електрони (проявляють ступінь окиснення -2), набуваючи при цьому стабільну електронну оболонку найближчого благородного газу (ns^2np^6):



Тому утворені ними прості речовини є *неметалами* (окисниками), в хімічних сполуках їх атоми проявляють ступінь окиснення -2 . З ростом n поступово проявляються їх металічні властивості, тому в елементарному стані Селен існує як в неметалічній, так і в металічній модифікаціях, хоча за хімічними властивостями Селен ближчий до неметалів.

Сполуки Селену за властивостями дуже подібні до аналогічних сполук Сульфуру. Як і H_2S , *гідроген селенід* H_2Se – отруйний газ з неприємним запахом, сильний відновник. Водний розчин H_2Se^{-2} – кислота, сильніша від сульфідної (сірководневої) кислоти. При спалюванні селену утворюється кристалічний *селен(IV) оксид* Se^{+4}O_2 – *ангідрид*, при прямій гідратації якого утворюється *селенітна (селениста) кислота* H_2SeO_3 . Остання під дією сильних окисників перетворюється в сильну *селенатну (селенову) кислоту* $\text{H}_2\text{Se}^{+6}\text{O}_4$.

В атомах Хрому на зовнішньому енергетичному рівні є лише один s-електрон, тому елементарний хром – типовий метал, газоподібних *гідридів* не утворює. Найстійкіший ступінь окиснення Хрому – $+3$. Відновленням сполук Cr^{3+} воднем або дією на металічний хром газоподібних гідроген галогенідів (напр., $\text{HCl}(\text{г})$) одержують сполуки Cr^{2+} . Зміни в електронній оболонці атомів Хрому, які при цьому відбуваються, можна описати схемами:

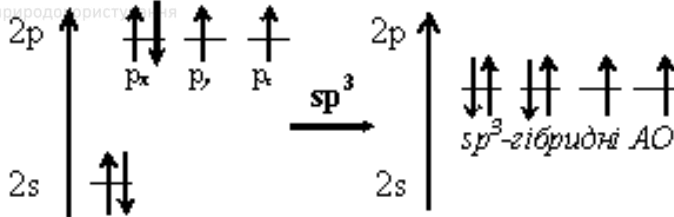


Рис. 4.1. Енергетичний стан валентних електронів атома Оксигену до і після гібридизації його валентних АО.

В sp^3 -гібризованому атомі **С** всі чотири гібридні орбіталі **одноелектронні**, тому кут між будь-якою парою таких орбіталей становить **$109^{\circ}28'$** . При взаємному перекриванні цих орбіталей з $1s$ -орбітальями атомів Н утворюється молекула CH_4 – **правильний** тетраедр з атомом Карбону в центрі і атомами Н по вершинах. В молекулі ж H_2O взаємне відштовхування між **одноелектронними** гібридними орбітальями слабкіше, ніж їх відштовхування від **двоелектронних** орбіталей, тому валентний кут в молекулі H_2O менший від $109^{\circ}28'$ (рис.4.2).

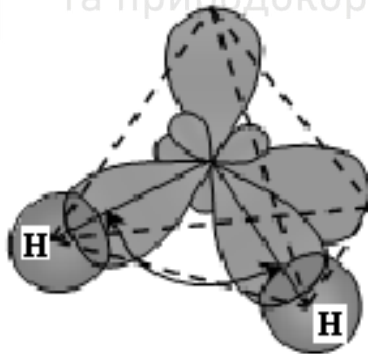
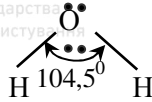


Рис. 4.2. Перекривання АО в молекулі H_2O

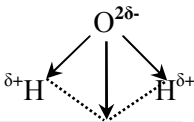
Крім того, електронна густина **зв'язуючих** пар зосереджена в просторі між ядрами, сильніше притягується ними і займає менший об'єм, ніж **незв'язуючі (неподілені)** електронні пари. Таким чином, молекула води має **кутову** будову, і її структурна формула буде:



крапками позначені *неподілені* електронні пари).

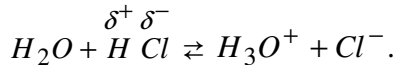
Електронегативність атома Оксигену значно вища, ніж Гідрогену, тому електронна густина *зв'язуючих* пар зміщена до *центрального* атома. Отже, в молекулі води – *ковалентні, полярні, σ -зв'язки*. Через кутову будову молекули *векторна сума* дипольних моментів обох зв'язків не дорівнює нулю, молекула в цілому полярна:

$$\vec{\mu}_{H_2O} = \vec{\mu}_{OH} + \vec{\mu}_{OH} = 6,1 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м} = 1,85\text{D}.$$



(тут стрілки показують напрям векторів $\vec{\mu}$, а не зміщення електронної густини).

Внаслідок високої полярності молекул вода є *сильно йонізуючим* розчинником, розчиняє йонні сполуки та полярні речовини і практично не розчиняє неполярні. Завдяки наявності *неподілених* електронних пар атом Оксигену в молекулі H_2O може бути *донором* при утворенні ковалентних зв'язків за *донорно-акцепторним* механізмом:



Внаслідок сильного зміщення електронної густини зв'язків O–H до Оксигену ядро атома Гідрогену (тобто протон) в молекулі H_2O майже позбавлене електронної густини, тому в кристалах льоду та в рідкій воді молекули зв'язані між собою *водневими зв'язками*. *Водневим називають зв'язок між позитивно поляризованим атомом Гідрогену одної молекули та негативно поляризованим атомом (F, O або N) іншої молекули*. Маючи значний позитивний заряд і розміри, на 5 порядків менші від розмірів атомних та молекулярних орбіталей, ядра атомів Гідрогену можуть не тільки *притягуватись* до негативно поляризованих атомів інших молекул, а і *проникати* в електронні хмари їх неподілених електронних пар. Інакше кажучи, *водневі зв'язки мають одночасно ознаки орієнтаційної та донорно-акцепторної взаємодії*. Тому водневі зв'язки міцніші, ніж сили Ван-дер-Ваальса, хоча і на порядок слабкіші від ковалентних. В криста-



лах льоду (4.3) кожна молекула зв'язана з чотирма сусідніми тетраедрично спрямованими водневими зв'язками.

Напрявленість водневих зв'язків, яка є доказом їх ковалентного (принаймні частково) характеру, перешкоджає максимально щільному пакуванню молекул води в кристалах, тому густина льоду ($0,917\text{г/см}^3$) значно менша від густини води. Під час плавлення льоду частина водневих зв'язків розривається, утворені при цьому асоціати $(\text{H}_2\text{O})_n$ та окремі молекули H_2O дістають змогу зблизитись щільніше, ніж в кристалах, чим і пояснюється зростання густини води при нагріванні від 0 до 4°C .

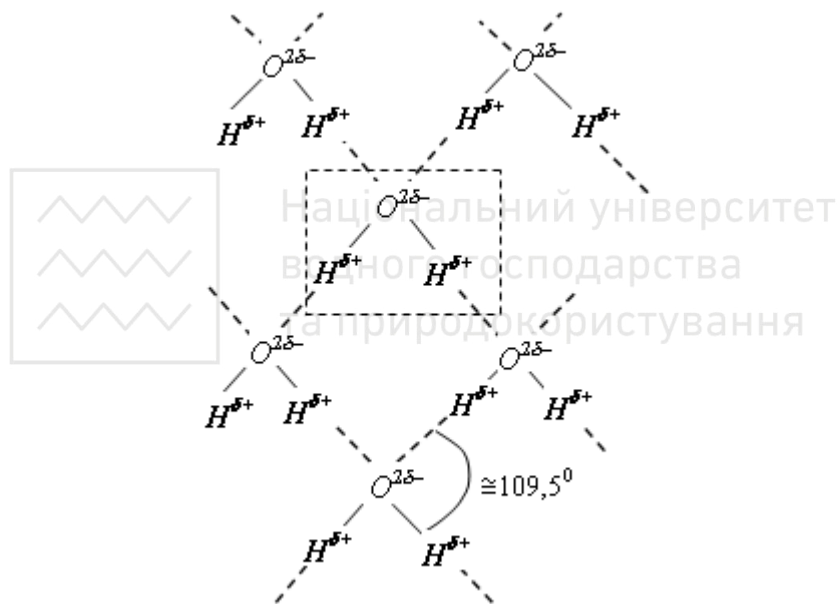


Рис 4.3. Схема утворення водневих зв'язків в кристалах льоду

Завдяки цій **аномальній** властивості води в зимовий період лід залишається на поверхні водоймищ і захищає їх від повного промерзання. З іншого боку, розширення води при замерзанні веде до розриву заповнених нею труб і апаратів, розширення тріщин в різних матеріалах та їх руйнування. Затрати енергії на розрив водневих зв'язків є також причиною **аномально високих теплоємності, температур плавлення та кипіння води**.



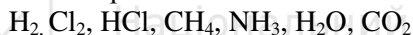
КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Який зв'язок називається ковалентним? Пояснити і показати графічно відомими Вам способами утворення σ - та π -зв'язків в молекулах азоту та вуглекислого газу.

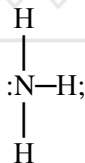
2. Навести відомі Вам способи утворення ковалентних зв'язків, вказати і обґрунтувати *максимальну* валентність елементів N, O, S. Чому атоми елементів Оксигену та Сульфуру, незважаючи на однакове число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, мають різні валентні можливості?

3. На прикладах утворення молекул H_2 , Cl_2 , HCl та CH_4 пояснити, в чому причина *направленості* та *насичуваності* ковалентних зв'язків? Описати гібридизацію валентних атомних орбіталей Карбону в молекулі метану.

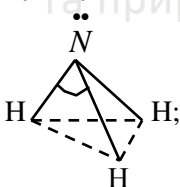
4. Навести структурні формули наведених нижче молекул, вибрати серед них: а) полярні; б) неполярні. Чому деякі з них неполярні, незважаючи на полярність зв'язків між їх атомами?



5. Дати характеристику хімічних зв'язків в молекулі аміаку. З наведених нижче варіантів вибрати структурну формулу, яка *найточніше* відображає будову цієї молекули. Відповідь обґрунтувати.

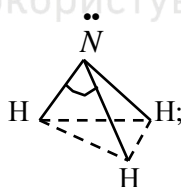


а)



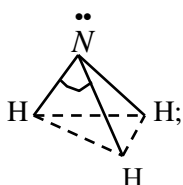
б)

$$\angle HNH = 90^\circ;$$



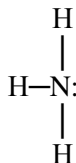
в)

$$\angle HNH = 109^\circ 28';$$



г)

$$\angle HNH = 107,3^\circ;$$



д)

$$\angle HNH = 120^\circ.$$



6. При змішуванні двох газів – HCl та NH_3 – утворюється безбарвна кристалічна речовина. Написати рівняння реакції, назвати продукт, дати детальну характеристику *всіх* хімічних зв'язків в утвореній речовині. Як і чому змінилася валентність Нітрогену в результаті реакції?

7. Дати коротку характеристику хімічних зв'язків в *карбон(IV) оксиді* та в *силіцій(IV) оксиді*, коротко описати властивості цих речовин. Чим пояснити величезну різницю у їх властивостях всупереч тому, що елементи Карбон та Силіцій є електронними аналогами і найближчими сусідами в IVA-підгрупі?

8. Написати рівняння реакції, що відбувається при пропусканні газу аміаку в розчин нітратної (азотної) кислоти, назвати продукт, навести *структурні формули* утворених при цьому *йонів*. Вказати валентність та ступені окиснення Нітрогену в кожній з вихідних речовин та в утворених йонах. Пояснити, чому валентність Нітрогену не може бути більшою, ніж IV.

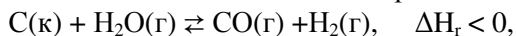
9. Дати коротку характеристику хімічних зв'язків в сполуках HCl та NaCl , коротко описати властивості цих речовин та пояснити причини відмінностей.

10. Пояснити (на прикладах Cl_2 , HCl та KCl), чому для ковалентних зв'язків властиві *насичуваність* та *напрявленість*, тоді як для йонних – навпаки. Як це проявляється у властивостях цих сполук?

5. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Приклад

Для системи, в якій встановилася хімічна рівновага



визначити, як і в скільки разів зміняться швидкості *прямої* та *зворотної* реакцій при: а) збільшенні тиску в системі вдвічі; б) при підвищенні температури на 40К, якщо *температурний коефіцієнт* Вант-Гоффа прямої реакції $\gamma_{пр} = 3$, а $\gamma_{зв} = 2$.

Написати математичний вираз константи хімічної рівноваги в даній системі, сформулювати його словами, вказати, як слід змінити умови (тиск, температуру, співвідношення реагентів) для зміщення рівноваги *вправо*.



Розв'язання

а) В рівняння швидкості *гетерогенних* реакцій концентрація твердої фази не входить, тому $v_{np} = k_{np} \cdot [H_2O, \Gamma]$.

Нехай при $p = p_1$ молярна концентрація водяної пари $[H_2O, \Gamma] = a$, тоді $v_1(np) = k_{np} \cdot a$.

Тоді при $p = 2p_1 [H_2O, \Gamma] = 2a$, і $v_2(np) = k_{np} \cdot 2a = 2 k_{np}a$.

$$\text{Звідси } \frac{v_2(np)}{v_1(np)} = 2.$$

Нехай при $p = p_1 [CO, \Gamma] = b$, а $[H_2, \Gamma] = c$.

Тоді $v_1(зв) = k_{зв} \cdot bc$;

При $p = 2p_1 [CO, \Gamma] = 2b$, а $[H_2, \Gamma] = 2c$.

$$\text{Тоді } v_2(зв) = k_{зв} \cdot 2b \cdot 2c = 4k_{зв} \cdot bc, \quad \text{і} \quad \frac{v_2(зв)}{v_1(зв)} = 4.$$

Таким чином, при збільшенні тиску в системі вдвічі швидкості обох реакцій зростають: прямої – вдвічі, а зворотної – в 4 рази.

б) За рівнянням Вант-Гоффа $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{T}}$. За умовою задачі, маємо:

$$v_2(np) = v_1 \cdot 3^{\frac{40}{10}} = v_1 \cdot 3^4 = 81v_1(np).$$

Аналогічно: $v_2(зв) = v_1(зв) \cdot 2^4 = 16v_1(зв)$.

В математичний вираз константи хімічної рівноваги в гетерогенній системі не входить концентрація твердої фази, тому для даної систем $K = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$.

Отже, константа даної рівноваги дорівнює відношенню добутку молярних концентрацій водню та карбон(II) оксиду до молярної концентрації водяної пари.

Згідно принципу Ле Шательє зміщенню такої рівноваги *вправо* сприятимуть: зниження загального тиску, підвищення температури, підвищення парціального тиску водяної пари.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Перед виконанням кожного варіанту навести визначення наступних понять та формулювання законів: *термохімічне рівняння реак-*

ції; швидкість хімічної реакції, константа швидкості реакції, закон діючих мас, хімічна рівновага, принцип Ле Шательє. Після цього відповісти на питання, поставлені в прикладі для системи, взятої із таблиці 5.1. згідно вашого варіанта.

Таблиця 5.1

Варіант	Система	ΔH_r
1	$\text{SiO}_2(\text{к}) + 4\text{HF}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SiF}_4(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$
2	$2 \text{CH}_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}),$	$\Delta H_r < 0$
3	$\text{CH}_4(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + 4 \text{H}_2(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$
4	$\text{TiO}_2(\text{к}) + 4\text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{TiCl}_4(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$
5	$\text{C}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$
6	$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}),$	$\Delta H_r < 0$
7	$2 \text{CO}(\text{г}) + 2 \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}),$	$\Delta H_r < 0$
8	$2\text{NO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}),$	$\Delta H_r < 0$
9	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$
10	$\text{Si}(\text{к}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{SiH}_4(\text{г}),$	$\Delta H_r > 0$

6. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ТА СКЛАД РОЗЧИНІВ

Приклади

1. Розчинність KOH в воді при 20⁰C становить 95,3 г/100 г. Визначити:

а) масову частку; б) молярну частку; в) моляльність лугу в насиченому розчині.

Розв'язання

$$k_s(\text{KOH}) = 95,3 \text{ г/100 г}$$

$$c_{\%}(\text{KOH}) - ? \quad x(\text{KOH}) - ?$$

$$c_m(\text{KOH}) - ?$$

а) За умовою задачі: $m(\text{KOH}) = 95,3 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г};$

Маса розчину $m = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 195,3 \text{ г}.$

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



б) За визначенням молярна частка речовини в системі

$$x(\text{реч}) = \frac{n(\text{реч})}{\sum n_i}$$

де $\sum n_i$ – сума кількостей речовини всіх компонентів системи.

$$M_r(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ (а.о.м.)} \rightarrow M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{95,3 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 1,7 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{100 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 5,56 \text{ моль.}$$

Тоді

$$x(\text{KOH}) = \frac{n(\text{KOH})}{n(\text{KOH}) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,7}{1,7 + 5,56} = 0,234;$$

$$x(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,234 = 0,766.$$

в) За визначенням молярність $c_m(\text{реч}) = \frac{m(\text{реч}) \cdot 1000}{M(\text{реч}) \cdot m_s}$,

де m_s – маса розчинника.

За умовою задачі:

$$c_m(\text{KOH}) = \frac{95,3 \cdot 1000}{(39 + 16 + 1) \cdot 100} = 17,02 \approx 17 \text{ моль/кг.}$$

Відповідь: а) $c_m(\text{KOH}) = 48,8\%$; б) $x(\text{KOH}) = 0,234$;

в) $c_m(\text{KOH}) = 17 \text{ моль/кг.}$

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

Розв'язання

$$V = 200 \text{ мл};$$

$$c(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,5 \text{ M}$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ?; \quad m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ? \quad c_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ?$$

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



$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = c(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,1 \text{ моль.}$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3(32 + 16 \cdot 4) = 342 \text{ (а.о.м.)},$$

звідки $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль.}$

$$\begin{aligned} z \cdot n(\text{реч}) &= \frac{m(\text{реч})}{M(\text{реч})} \Rightarrow m(\text{реч}) = n(\text{реч}) \cdot M(\text{реч}) = \\ &= 0,1 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 34,2 \text{ г.} \end{aligned}$$

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

$$z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 3 = 6, \text{ і } c_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 6 \cdot 0,5 = 3 \text{ (мольекв/л)} = 3 \text{ н.}$$

Відповідь: $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,1 \text{ моль; } m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 34,2 \text{ г; } c_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3 \text{ н.}$

3. Визначити об'єм міліномального розчину луку, необхідний для нейтралізації 20 мл 0,05-молярної сульфатної (сірчаної) кислоти.

Розв'язання

$$V(\kappa) = 20 \text{ мл;}$$

$$c_n(\text{л}) = c_E(\text{л}) = 0,001 \text{ н;}$$

$$c(\kappa) = 0,05 \text{ моль/л } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$V(\text{л}) = ?$$

За законом еквівалентів для розчинів $n_E(\kappa) = n_E(\text{л})$ або

$$V(\kappa) \cdot c_E(\kappa) = V(\text{л}) \cdot c_E(\text{л}), \text{ звідки } V(\text{л}) = \frac{V(\kappa) \cdot c_E(\kappa)}{c_E(\text{л})}.$$

З $c_E(\text{реч}) = z \cdot c(\text{реч})$ знаходимо: $c_E(\kappa) = z \cdot c(\kappa)$.

Тоді

$$V(\text{л}) = \frac{V(\kappa) \cdot z(\kappa) \cdot c(\kappa)}{z(\text{л}) \cdot c(\text{л})} = \frac{20 \text{ л} \cdot 2 \cdot 0,05 \text{ моль/л}}{0,001 \text{ мольекв/л}} = 2000 \text{ мл.}$$

Відповідь: $V(\text{луку}) = 2 \text{ л.}$

4. Визначити об'єм тридецимолярної сульфатної (сірчаної) кислоти, необхідний для повного розчинення 3,21 г ферум(III) гідроксиду.



Розв'язання

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3\text{M} = 0,3 \text{ моль/л};$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 5,35 \text{ г};$$

$V(\kappa) - ?$

За законом еквівалентів $n_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = n_E(\text{Fe}(\text{OH})_3)$.

З рівнянь $c_E(\kappa) = \frac{n_E(\kappa)}{V(\kappa)}$ та $c_E(\kappa) = z \cdot c(\kappa)$ маємо:

$$n_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = n_E(\kappa) = V(\kappa) \cdot z \cdot c(\kappa) = V(\kappa) \cdot 2 \cdot c(\kappa).$$

З рівнянь $n_E(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{m(\text{Fe}(\text{OH})_3)}{M_E(\text{Fe}(\text{OH})_3)}$ та

$M_E(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} M(\text{Fe}(\text{OH})_3)$ маємо:

$$n_E(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{3 \cdot m(\text{Fe}(\text{OH})_3)}{M(\text{Fe}(\text{OH})_3)}.$$

Підставивши отримані значення n_E обох речовин в рівняння, що виражає закон еквівалентів, одержимо:

$$V(\kappa) \cdot 2 \cdot c(\kappa) = \frac{3 \cdot m(\text{Fe}(\text{OH})_3)}{M(\text{Fe}(\text{OH})_3)}, \text{ звідки}$$

$$V(\hat{e}) = \frac{3m(\text{Fe}(\text{OH})_3)}{M(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot 2 \cdot c(\hat{e})} =$$

$$= \frac{3 \cdot 5,35 \text{ г}}{107 \text{ г/моль} \cdot 2 \cdot 0,3 \text{ моль/л}} = 0,25 \text{ л} = 250 \text{ мл}.$$

Відповідь: $V(\kappa) = 250 \text{ мл}$.

5. Визначити молярну концентрацію (молярність) та молярну концентрацію еквівалентів (нормальність) кальцій хлориду в 20%-му розчині густиною $1,178 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання

$$c\%(\text{CaCl}_2) = 20\%;$$

$$\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 111,2 \text{ г/моль}.$$

$$c(\text{CaCl}_2) - ? \quad c_E(\text{CaCl}_2) - ?$$



Молярність речовини в розчині зв'язана з її масовою часткою

співвідношенням:
$$c_M(\text{реч}) = \frac{10\rho \cdot c_{\%}(\text{реч})}{M(\text{реч})}$$

Тоді
$$c_M(\text{CaCl}_2) = \frac{10\rho \cdot c_{\%}(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{10 \cdot 1,178 \cdot 20}{111} = 2,12 \text{ (моль/л)}$$

$$c_E(\text{CaCl}_2) = z \cdot c(\text{CaCl}_2) = 2 \cdot 2,12 = 4,24 \text{ (моль-екв/л)} = 4,24 \text{ н.}$$

Відповідь: $c_M(\text{CaCl}_2) = 2,12$ (моль/л); $c_E(\text{CaCl}_2) = 4,24 \text{ н.}$

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Визначити масову частку та молярність розчиненої речовини в вапняній воді при 20°C (розчинність гашеного вапна в воді при 20°C становить 0,148 г/100 г). Який об'єм децимолярної хлоридної кислоти потрібний для нейтралізації 1л вапняної води, густину якої вважати ≈ 1 г/мл?

2. Визначити нормальність (молярну концентрацію еквівалентів) розчину лугу, на нейтралізацію 60 мл якого затрачено 10 мл 0,1М ортофосфатної кислоти.

3. Розчинність барій гідроксиду в воді при 20°C становить 1,65 г/100 г. Визначити: а) масову частку; б) молярну частку; в) молярність основи в насиченому розчині.

4. Які об'єми 0,5-молярних розчинів хлоридної (соляної) та сульфатної (сірчаної) кислот необхідні для розчинення 8,5 г алюміній оксиду?

5. Визначити масу осаду, який випаде при додаванні надлишку розчину натрій сульфіді до 50 мл децимолярного розчину купрум(II) хлориду.

6. Визначити об'єм децинормального розчину лугу, необхідний для перетворення купрум(II) хлориду, який міститься в 100 мл його 0,5М розчину, в: а) купрум(II) гідроксид; б) основну сіль?

7. Визначити масу осаду, який випаде при додаванні надлишку розчину кальцій хлориду до 500 мл сантимольярного розчину натрій ортофосфату.

8. Визначити молярність, молярну концентрацію (молярність) та молярну концентрацію еквівалентів (нормальність) алюміній хлориду в 16%-му розчині густиною 1,149 г/см³.



9. Визначити масу *осаду*, який утвориться при додаванні розчину *натрій сульфату* до 200 мл 0,5-молярного розчину барій хлориду.

10. Визначити *молярність* та *нормальність* (молярну концентрацію еквівалентів) розчину, в 200 мл якого міститься 6,6 г ортофосфорної кислоти.

7. РЕАКЦІЇ ОБМІНУ МІЖ ЕЛЕКТРОЛІТАМИ В РОЗЧИНАХ. ЙОННО-МОЛЕКУЛЯРНІ РІВНЯННЯ

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Користуючись даними таблиць 7.1 та 7.2, написати молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій А і В, вибраних з таблиці 7.3 відповідно до вашого варіанта. Назвати продукти.

Варіанти контрольних завдань

Таблиця 7.3.

Варіант	Реакція А	Реакція В
1	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaOH} \rightarrow$
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{NaOH} \rightarrow$
3	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow$
4	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{CO}_2 \rightarrow$
5	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
6	$\text{AlCl}_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH} \rightarrow$
7	$\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow$	$2 \text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow$
8	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9	$\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{HCl} \rightarrow$	$\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
10	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$

Таблиця 7.1.

Розчинність в воді основ та солей

Катіон	Аніон											
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
Mg ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	н	—	н	м
Cr ²⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	—	н	р
Mn ²⁺ , Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	—	р	м	н	н	н	р	—	н	н	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	—	р	—	—	н	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р

* В воді легкорозчинні всі гідроксиди лужних металів, всі солі амонію, всі кислі солі та нітрати. Малорозчинні або практично нерозчинні всі оснóвні солі.

Умовні позначення: **р** – $k_s > 1\text{г}/100\text{г}$; **м** – $0,1\text{г}/100\text{г} < k_s < 1\text{г}/100\text{г}$; **н** – $k_s < 0,1\text{г}/100\text{г}$;

— – речовина не існує або розкладається водою.

Таблиця 7.3.

Константи дисоціації деяких слабких електролітів в воді при 25⁰С

Електроліт	Рівняння дисоціації	K_0	$pK_0 = -\lg K_0$
Амоній гідроксид	$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Ацетатна кислота	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73
Вода	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,73
Гідроген пероксид	$H_2O_2 \rightleftharpoons H^+ + HO-O^- (HO_2^-)$	$d \cdot 10^{-12}$	d12
Карбонатна кислота	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,31 \cdot 10^{-7}$	6,37
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5,61 \cdot 10^{-11}$	10,25
Нітритна кислота	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Метасилікатна кислота	$H_2SiO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSiO_3^-$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	9,49
	$HSiO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SiO_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Сульфідна кислота	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$8,9 \cdot 10^{-8}$	7,05
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	12,89
Сульфітна кислота	$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	1,89
	$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
Ортофосфатна кислота	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,51 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,23 \cdot 10^{-8}$	7,21
	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
Фторидна кислота	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$7,40 \cdot 10^{-4}$	3,13
Ціанідна кислота	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14



8. ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Приклади

1. Визначити водневий та гідроксидний показники розчину, в 200 мл якого розчинено 0,73 г HCl.

Розв'язання

$$V = 200 \text{ мл};$$

$$m(\text{HCl}) = 0,73 \text{ г}$$

$$pH - ? \quad pOH - ?$$

Водневим показником називається десятковий логарифм **молярної** концентрації гідроген-катіонів, взятий з протилежним знаком:

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

Гідроксидний показник: $pOH = -\lg[OH^-]$.

В водному розчині газ HCl практично повністю йонізується за рівнянням: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, тобто утворюється розчин **сильної** кислоти, тому $[H^+] = c(\text{HCl})$.

За умовою задачі знаходимо молярну концентрацію HCl:

$$c_M(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V} = \frac{0,73 \text{ ґ}}{(1 + 35,5) \text{ ґ/моль} \cdot 200 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3} =$$

$$= \frac{0,73 \text{ ґ}}{36,5 \text{ ґ/моль} \cdot 0,2 \text{ м}^3} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

Отже, $pH = -\lg c(\text{HCl}) = -\lg 0,1 = 1$.

В водних середовищах $pH + pOH = 14$, звідси
 $pOH = 14 - pH = 14 - 1 = 13$.

Відповідь: $pH = 1$; $pOH = 13$.

2. Визначити pOH, pH та $[H^+]$ в розчині, в 300 мл якого розчинено 0,12 г натрій гідроксиду.

Розв'язання

$$V = 300 \text{ мл};$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,12 \text{ г}$$

$$pOH - ? \quad pH - ?$$

$$[H^+] - ?$$



За визначенням $pOH = -\lg[OH^-]$. В водному розчині NaOH практично повністю йонізується за рівнянням:



Отже, NaOH – сильна основа, тому $[OH^-] = c(NaOH)$. За умовою задачі знаходимо молярну концентрацію лугу:

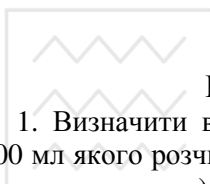
$$c_M(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH) \cdot V} = \frac{0,12 \text{ ґ}}{40 \text{ ґ/моль} \cdot 0,3 \text{ ґ}} = \frac{0,12}{12} \text{ моль/л} = 0,01 \text{ моль/л}.$$

Отже, $pOH = -\lg c(NaOH) = -\lg 0,01 = 2$. В водних середовищах за звичайних умов

$$pH + pOH = 14, \quad \text{звідси } pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12.$$

За визначенням $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-12}$ (моль/л).

Відповідь: $pOH = 2$; $pH = 12$. $[H^+] = 10^{-12}$ (моль/л).



КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Визначити водневий та гідроксидний показники розчину, в 500 мл якого розчинено 1,12 л газоподібного HCl (об'єм зведено до нормальних умов).

2. Визначити водневий та гідроксидний показники розчину, в 100 мл якого розчинено 2,24 л газоподібного HCl (об'єм зведено до нормальних умов).

3. Визначити pH: а) сантимольярного розчину нітратної кислоти; б) сантимольярного розчину їдкоґо калї (KOH); в) сумїші однакових об'ємів двох перших розчинів.

4. Визначити pH: а) одномольярного розчину нітратної кислоти; б) одномольярного розчину їдкоґо натру (NaOH); в) сумїші однакових об'ємів двох перших розчинів.

5. Визначити pH: а) сантимольярного розчину нітратної кислоти; б) децимольярного розчину їдкоґо калї (KOH); в) сумїші 100 мл розчину а) з 10 мл розчину б).

6. Визначити водневий та гідроксидний показники розчину, в 200 мл якого розчинено 0,8 г їдкоґо натру (NaOH) та 4,48 г їдкоґо калїю (KOH).

7. Водневий показник розчину нітратної кислоти дорівнює 3. В якому об'ємі такого розчину міститься 6,3 г HNO₃?



8. *Гідроксидний* показник розчину *їдкого натру* (NaOH) дорівнює 2. В якому об'ємі такого розчину міститься 2 г NaOH?
9. Який об'єм розчину з $\text{pH} = 2$ необхідний для нейтралізації 50 мл сантимольярної сульфатної кислоти?
10. Який об'єм розчину з $\text{pH} = 12$ необхідний для нейтралізації 20 мл сантимольярного розчину лугу?

9. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Приклади

При виконанні завдання керуватись даними з таблиць 7.1. та 7.2.

1. З солей а) CH_3COOK , б) KNO_3 та в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ вибрати солі, які в водних розчинах *гідролізуються*, підкреслити в їх формулах йони – залишки *слабких* кислоти або основи, після чого написати повні та *скорочені* йонно-молекулярні рівняння (ЙМР) їх *гідролізу*. Вказати pH їх розчинів ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$ або $\text{pH} = 7$). Що відбудеться при: змішуванні рівних об'ємів їх розчинів? додаванні до кожного кислоти або лугу?

Відповідь

В водних розчинах *гідролізуються* дві з наведених солей, до складу яких входять залишки *слабких* кислоти або основи:

а) CH_3COOK та в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Йонно-молекулярні рівноваги зміщуються в бік утворення *найслабкіших електrolітів* (у випадку *гідролізу* – в бік утворення *води*), тому *за звичайних умов*:

1) з водою реагує лише *незначна* частка розчиненої солі; 2) *гідроліз багатозарядних йонів* – залишків *слабких* кислот або основ – практично обмежується 1-им ступенем:

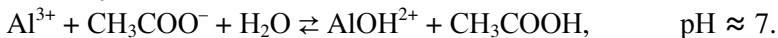
а) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}^+ + \text{OH}^-$ – повне ЙМР
гідролізу;

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, $\text{pH} > 7$ – скорочене
ЙМР.

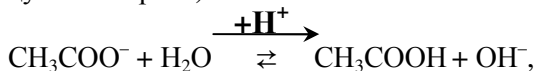
в) $\text{Al}^{3+} + 3 \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 3 \text{NO}_3^- + \text{H}^+$ – повне ЙМР,
1-ий ступінь;

$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$, $\text{pH} < 7$ – скорочене ЙМР.

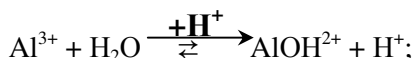
Відповідно до принципу Ле Шательє: при змішуванні розчинів рівновага гідролізу обох солей зміщується вправо, їх гідроліз взаємно підсилюється, стають помітними 2-ий та 3-ій ступені гідролізу Al^{3+} , але рН суміші не буде істотно відрізнятися від нейтрального (адже зв'язуються як H^+ , так і OH^- -йони):



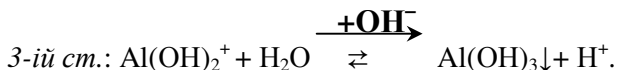
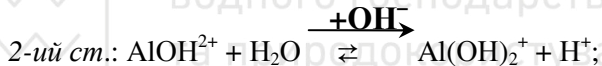
при додаванні кислоти гідроліз CH_3COOK підсилюється (рівновага гідролізу зміщується вправо):



а гідроліз $Al(NO_3)_3$ послаблюється:



при додаванні лугу гідроліз CH_3COOK пригнічується, (рівновага гідролізу зміщується вліво), а гідроліз $Al(NO_3)_3$ підсилюється (рівновага гідролізу зміщується вправо), і при достатній кількості лугу відбуваються 2-ий та 3-ій ступені гідролізу:

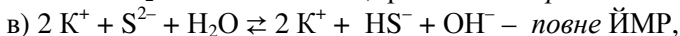
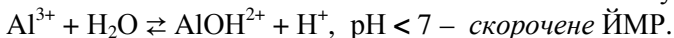
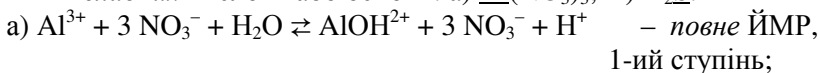


2. Завдання, сформульовані в прикладі 1, виконати щодо солей:

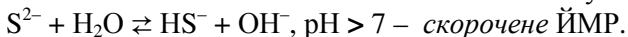
- а) $Al(NO_3)_3$; б) K_2SO_4 ; в) K_2S .

Відповідь

В водних розчинах гідролізуються солі, до складу яких входять залишки слабких кислоти або основи: а) $Al(NO_3)_3$; в) K_2S .

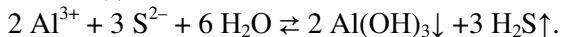


1-ий ступінь;





При змішуванні розчинів рівновага гідролізу обох солей, відповідно до принципу Ле Шательє, зміщується вправо, їх *гідроліз взаємно підсилюється, відбувається за всіма ступенями і стає необоротним* через те, що продукти повного гідролізу обох солей практично нерозчинні в воді:



КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання, сформульовані в прикладі 1, виконати щодо солей **а), б) та в),** взятих з таблиці 9.1. згідно вашого варіанта.

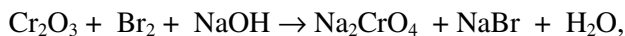
Таблиця 9.1

Солі	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	Na_2SO_3	FeCl_2	Na_2CO_3	KBr	FeCl_3	BaCl_2	ZnSO_4	NH_4NO_3	KCl	CH_3COOLi
б)	NaCl	NaNO_3	LiCl	ZnBr_2	K_2CO_3	Na_2CO_3	K_3PO_4	Na_2SO_4	Na_2S	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
в)	CrCl_3	Na_2S	CuCl_2	Li_2S	KI	NH_4Cl	KNO_3	Na_2SiO_3	FeCl_3	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

10. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Приклад

Для окисно-відновної реакції (ОВР), яка описується *схемою*

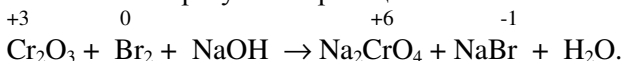




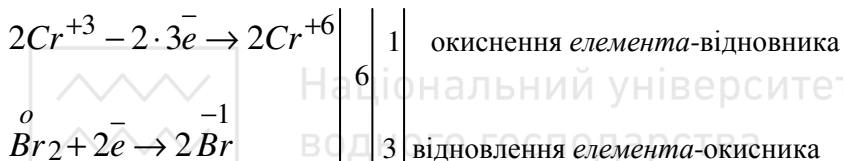
написати *електронні* рівняння процесів *окиснення* та *відновлення*, на їх основі визначити та розставити коефіцієнти в *рівнянні* ОВР, вказати еквіваленти *речовини-окисника* та *речовини-відновника*.

Відповідь

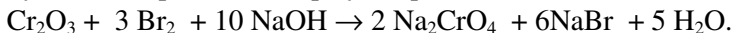
Встановлюємо ступені окиснення елементів, чий стан окиснення змінився в результаті реакції:



Складаємо *електронні* рівняння процесів *окиснення* та *відновлення* і через НСК чисел втрачених і приєднаних електронів встановлюємо коефіцієнти при окисникові, відновникові та продуктах їх перетворень:



Розставивши знайдені коефіцієнти, *підбираємо* коефіцієнти при інших учасниках реакції і одержуємо *рівняння* ОВР:



Еквіваленти речовини-окисника або *речовини-відновника* визначаються за загальною формулою $E(\text{реч}) = \frac{1}{z} \Phi O(\text{реч})$, де z – еквівалентне число, яке дорівнює числу електронів, приєднаних одною формульною одиницею речовини-окисника або втрачених одною ΦO речовини-відновника в **даній** реакції.

Отже, $E(\text{окисника}) = E(\text{Br}_2) = \frac{1}{2} \text{Br}_2$; $E(\text{відновника}) = \frac{1}{6} \text{Cr}_2\text{O}_3$.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Завдання, сформульовані в прикладі, виконати щодо схем окисно-відновних реакцій, взятих з таблиці 10.1 згідно вашого варіанта.



Вари- ант	Схема ОБР
1	$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$
2	$PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
3	$K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
4	$Fe(CrO_2)_2 + Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + Na_2CrO_4 + CO_2$
5	$P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
6	$KCl + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
7	$KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$
8	$CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
9	$Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
10	$NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

11. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

При виконанні завдання керуватись даними з таблиці 11.1.

Таблиця 11.1

Стандартні електродні потенціали деяких ОБС в
водних розчинах

Окисно – відновна система (ОБС, електрод) $Ox + z e \rightleftharpoons Red$ <i>Окиснена форма</i> <i>відновлена форма</i> речовини	$\phi^{\circ}(Ox/Red), V$
1	2
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,36
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Ti^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ti$	-1,63
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	-1,18



1	2
$\text{Cr}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,91
$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0
$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Au}^+ + e \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,51
$\text{F}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87

Приклад

Записати схему гальванічного елемента (ГЕ), що складається з металів А = Mn та В = Pb, занурених в розчини їх солей. Написати йонно-електронні рівняння напівреакцій, що відбуваються на поверхні кожного з них, та сумарне йонно-молекулярне рівняння струмоутворюючої окисно-відновної реакції (ОВР) в цьому ГЕ. Визначити електрорушійну силу (*е.р.с.*, *I*) з концентраціями катіонів: а) стандартними, тобто $c^0(\text{Mn}^{2+}) = c^0(\text{Pb}) = 1 \text{ моль/л} = 1\text{М}$; б) $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}$; $c(\text{Pb}) = c^0(\text{Pb}) = 1\text{М}$.

Відповідь

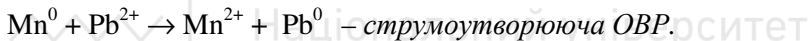
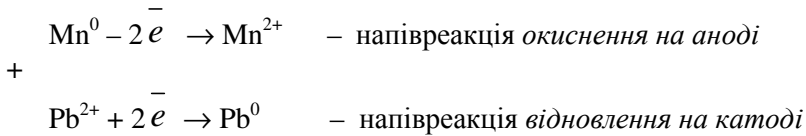
Гальванічним елементом (ГЕ) називається система з двох електродів, сполучених провідником та електролітичним ключем, в



якій хімічна енергія ОВР перетворюється в електричну. Електрод, в якому відбувається напівреакція окиснення, називається **анодом**, а електрод, в якому відбувається відновлення, називається **катодом**.

Хімічними символами свинцево-марганцевий ГЕ записується так: $(-)\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}(+)$, де вертикальна риска символізує поверхню розділу “метал | електроліт”, а подвійна риска – електrolітичний ключ.

В цьому ГЕ $\varphi^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) < \varphi^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})$, тобто марганець є *анодом*, а свинець – *катодом*. Реакції, що відбуваються, описуються рівняннями:



Електрорушійна сила ГЕ дорівнює його напрузі при **розімкненому** зовнішньому електричному колі і визначається відніманням потенціалу позитивного електрода (катада) від потенціалу негативного (анода): $\xi = \varphi(\text{катада}) - \varphi(\text{анода})$.

а) Різниця стандартних електродних потенціалів напівелементів називається *стандартною* напругою ξ^0 гальванічного елемента. Для даного ГЕ $\xi^0 = \varphi^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - \varphi^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -0,13 \text{ В} - (-1,18 \text{ В}) = 1,05 \text{ В}$.

б) За рівнянням Нернста знаходимо потенціал марганцевого електрода:

$$\begin{aligned} \varphi(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) &= \varphi^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) + \frac{0,059}{z} \lg c(\text{Mn}^{2+}) \rightarrow \\ &\rightarrow \varphi(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = \varphi^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) + \frac{0,059}{2} \lg c(\text{Mn}^{2+}). \end{aligned}$$

$$\text{За умовою: } \varphi(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -1,239(\text{В}).$$



Тоді $\xi = \varphi^0(Pb^{2+}/Pb) - \varphi(Mn^{2+}/Mn) = -0,13 - (-1,239) = 1,109 \approx 1,11$ (В).

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Виконати завдання, сформульовані в прикладі, взявши метали А і В та концентрації їх катіонів із таблиці 11.2 згідно вашого варіанта.

Таблиця 11.2

Умови	Варіанти									
	Mg	Cr	Zn	Al	Mn	Cd	Fe	Cu	Mg	Mn
А	Mg	Cr	Zn	Al	Mn	Cd	Fe	Cu	Mg	Mn
В	Sn	Ni	Pb	Cd	Ag	Zn	Mn	Cr	Cu	Sn
$c(A^{z+}),$ М	0,1	1	0,01	0,001	1	0,01	0,001	0,1	1	0,1
$c(B^{z+}),$ М	1	0,01	0,001	1	0,1	1	1	0,1	0,1	1



12. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

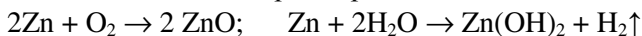
Приклади

1. Чим пояснюється висока ефективність захисту залізних виробів від корозії покриттям їх поверхні тонким шаром таких, набагато активніших металів, як *цинк* та *хром*? Навести схему *гальванічної пари*, яка утворюється при порушенні цілісності *цинкового* покриття поверхні *залізної* деталі, яка перебуває в вологій атмосфері.

Написати *йонно-електронні* рівняння *напівреакцій*, що відбуваються на аноді та на катоді такої *гальванопари*, а також *сумарне* рівняння окисно-відновної реакції (ОВР).

Відповідь

Ряд металів (Mg, Al, Cr, Zn, Ti), незважаючи на низькі значення їх φ^0 , відзначаються дуже високою стійкістю до корозії в вологій атмосфері та в нейтральних водних середовищах. За цих умов вони починають окиснюватись, напр., за рівняннями:



Практично нерозчинні в воді продукти цих реакцій покривають поверхню металів суцільною щільною, хоч і надзвичайно тонкою ($\approx 10^{-5}$ мм) плівкою, яка ізолює метал від води та розчиненого в ній



кисню і різко гальмує його окиснення. Це явище глибокого гальмування корозії металу внаслідок утворення на його поверхні захисної окисидної, гідроксидної або сольової плівки називається **пасивацією металу**.

Продукти корозії заліза та чорних металів – пористі речовини, які не затримують воду та розчинені в ній окисники і не гальмують корозії. Тому для захисту виробів із заліза та його сплавів їх поверхню покривають металами, здатними до пасивації.

Покриття металічного виробу для захисту від корозії **активнішим** металом, напр., покриття заліза шаром Zn або Cr, називається **анодним**. При порушенні цілісності **цинкового** покриття поверхні залізної деталі, яка перебуває в вологій атмосфері, утворюється **гальванічна пара**, схема якої показана на рис. 12.1.

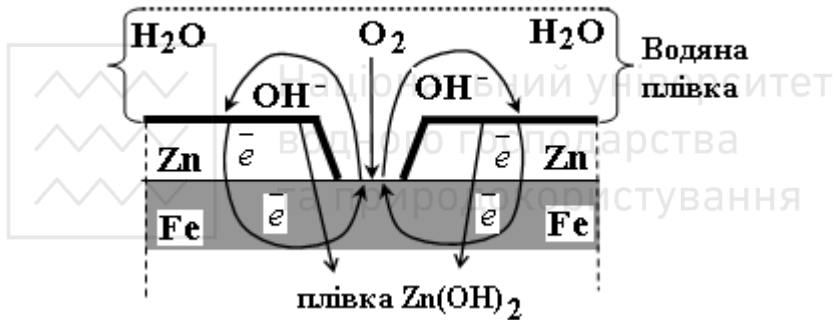
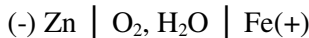
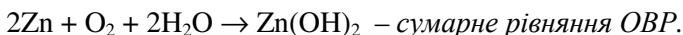
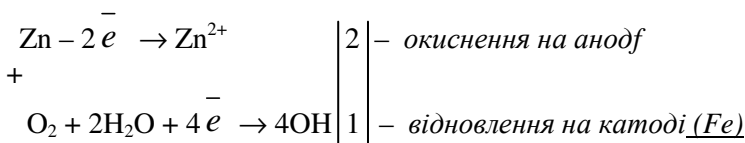


Рис. 12.1. Схема захисту заліза від корозії цинковим покриттям



Напівреакції:



Захисна дія анодного покриття не припиняється навіть після порушення його цілісності: оголена поверхня заліза залишається не-



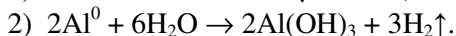
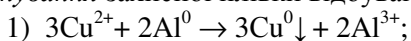
ушкодженню до повного окиснення анодного покриття, адже на поверхні заліза відбувається *напівреакція відновлення*. Утворені на поверхні заліза йони OH^- рухаються до покриття, де з катіонами Zn^{2+} утворюють захисну гідроксидну плівку.

2. Описати та пояснити явища, що відбуваються при внесенні *алюмінієвої* стружки в розчини: а) купрум(II) сульфату; б) купрум(II) хлориду. Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

Відповідь

а) Як видно з табл. 11.1, катіон Cu^{2+} є сильним окисником для металічного алюмінію, але в розчині CuSO_4 алюміній тривалий час залишатиметься без змін через те, що цей метал на повітрі *пасивується*, його поверхня завжди захищена оксидною або гідроксидною плівкою, практично непроникною для окисника Cu^{2+} .

б) В розчині CuCl_2 алюмінієва стружка досить швидко починає покриватися темним осадом, потім бульбашками газу, спливає на поверхню розчину і нарешті повністю розчиняється. При цьому різко послаблюється інтенсивність забарвлення розчину (зменшується концентрація Cu^{2+}). Ці явища пояснюються тим, що в розчині CuCl_2 , крім йонів окисника Cu^{2+} , є ще *хлорид-аніони* Cl^- . Ці йони, а також інші *галогенід-йони* (Br^- , I^-) називають **активаторами корозії**: самі вони не є окисниками, але, адсорбуючись на поверхні металів, вони *руйнують захисні плівки і перешкоджають їх утворенню*, що призводить до різкого прискорення корозії. В нашому випадку *після руйнування* захисної плівки відбуваються реакції:



Темний осад – це *пориста* мідь, яка утворюється за рівнянням 1). Водень, бульбашки якого адсорбуються на поверхні алюмінію, призводить до спливання стружки на поверхню розчину перед остаточним її розчиненням.

КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

При виконанні завдання керуватись даними з таблиці 11.1.

1. Чому вироби із хімічно чистого заліза набагато стійкіші до корозії в вологій атмосфері, ніж вироби з чавуну і сталі? Написати *йонно-електронні* рівняння *напівреакцій*, що відбуваються на анод-



них та катодних ділянках *мікрогальванічних пар*, що утворюються на поверхні виробів із чавуну і сталі, а також *сумарне* рівняння відповідної окисно-відновної реакції (ОВР).

2. В якій – *прісній* чи в *морській* воді – корозія металів відбувається з більшою швидкістю? Чому? Написати *йонно-електронні* рівняння *напівреакцій* *анодного* та *катодного* процесів, що відбуваються при електрохімічній корозії виробів із чавуну і сталі, а також *сумарне* рівняння відповідної окисно-відновної реакції (ОВР).

3. Чому слід уникати застосування в одній конструкції деталей, виготовлених з різних металів? Навести схему *гальванічної пари*, яка утворюється в місці контакту мідної деталі з залізною в вологій атмосфері, написати *йонно-електронні* рівняння *напівреакцій*, що відбуваються на її аноді та катоді, а також *сумарне* рівняння окисно-відновної реакції (ОВР).

4. В три пробірки з розчином купрум(II) сульфату та алюмінієвою стружкою додали: в 1-у – розчину *натрій нітрату*; в 2-у – *натрій хлориду*; в 3-ю – *натрій гідроксиду*. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

5. Яке з покриттів залізних виробів – *хромове* чи *нікелеве* – називається *катодним*? Яке з них ефективніше захищає залізо від корозії: а) *до* порушення його цілісності; б) *після* порушення його цілісності? Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій, що відбуваються в місці порушення цілісності покриття в вологій атмосфері.

6. При зануренні цинкової пластинки в розведену хлоридну або сульфатну кислоту починається інтенсивне виділення бульбашок газу, яке швидко майже припиняється. Якщо ж до кислоти додати розчину купрум(II) хлориду, виділення газу різко прискорюється. Чому? Відповідь обґрунтувати рівняннями: а) реакції, що відбувається за відсутності CuSO_4 ; б) реакції, в результаті якої на поверхні цинку утворюються *мікрогальванічні пари*; в) *напівреакцій*, що відбуваються на аноді та на катоді такої *мікрогальванопари*, та *сумарне* рівняння.

7. Написати *йонно-молекулярні* рівняння реакцій, що відбуваються на поверхні цинкової та залізної пластинок, занурених в розведену сульфатну кислоту. Які процеси відбуватимуться на поверхні кожної із пластинок, якщо їх зовнішні кінці з'єднати провідником? Відповідь обґрунтувати *йонно-електронними* рівняннями *напівреакцій* окиснення та відновлення.



8. Як змінюється швидкість корозії а) **заліза** та б) **цинку** при зростанні водневого показника (рН) середовища від 1 до 14. При яких значеннях рН швидкість корозії кожного з металів буде: а) мінімальна; б) максимальна. Відповідь обґрунтувати.

9. З металів – *алюмінію, цинку та магнію* вибрати найефективніший для *протекторного захисту* свинцевої оболонки кабеля від атмосферної корозії? Відповідь обґрунтувати. Написати *йонно-електронні* рівняння напівреакцій, що відбуватимуться на поверхні протектора та кабеля.

10. Яке з покриттів залізних виробів – *цинкове, олов'яне чи нікелеве* – називається *анодним*? Яке з них ефективніше захищає залізо від корозії: а) *до* порушення його цілісності; б) *після* порушення його цілісності? Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій, що відбуваються в місці порушення цілісності покриття в вологій атмосфері.





ЛІТЕРАТУРА:

1. Боднарюк Ф.М., Хімія. Частина I (загальнохімічна): Навч. посібник. Рівне: РДТУ, 1999.– 112с.
2. Боднарюк Ф.М., Хімія. Частина II (спеціальна): Навч. посібник. Рівне: РДТУ, 1999, 91 с.
3. Хомченко Г.П., Посібник з хімії для вступників до вузів: Пер. з рос. – К.: А.С.К., 2000. – 480с.
4. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г., Задачи по химии для поступающих в вузы: – М.: Высш. шк., 1987. – 238с.
5. Глинка Н. Л., Общая химия: – Л., Химия, 1988.
6. "Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Хімія" для студентів спеціальностей 6.130100, 6.100400 та 6.092500." / Ф. М. Боднарюк, – Рівне: РДТУ, 2002р.,– 40с., шифр **077-83**.
7. Степин Б.Д. Применение Международной системы единиц физических величин в химии, М., Высш. шк., 1990. – 96с.
8. Буденкова Н.М., Вербецька К.Ю., Хімія: Інтерактивній комплекс навчально-методичного забезпечення. - Рівне: НУВГП, 2006.– 62с.

Таблиця 7.1.

Розчинність в воді основ та солей

Катіон	Аніон											
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
Mg ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	н	—	н	м
Cr ²⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	—	н	р
Mn ²⁺ , Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	—	р	м	н	н	н	р	—	н	н	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	—	р	—	—	н	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р

* В воді легкорозчинні всі гідроксиди лужних металів, всі солі амонію, всі кислі солі та нітрати. Малорозчинні або практично нерозчинні всі основні солі.

Умовні позначення: **р** – $k_s > 1\text{г}/100\text{г}$; **м** – $0,1\text{г}/100\text{г} < k_s < 1\text{г}/100\text{г}$; **н** – $k_s < 0,1\text{г}/100\text{г}$;

— – речовина не існує або розкладається водою.

Таблиця 7.2.

Константи дисоціації деяких слабких електролітів в воді при 25⁰С

Електроліт	Рівняння дисоціації	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Амоній гідроксид	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Ацетатна кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73
Вода	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,73
Гідроген пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO-O}^- (\text{HO}_2^-)$	$d \cdot 10^{-12}$	d12
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,31 \cdot 10^{-7}$	6,37
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,61 \cdot 10^{-11}$	10,25
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Метасилікатна кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	9,49
	$\text{HSiO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Сульфідна кислота	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$8,9 \cdot 10^{-8}$	7,05
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	12,89
Сульфитна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	1,89
	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
Ортофосфатна кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,51 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,23 \cdot 10^{-8}$	7,21
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
Фторидна кислота	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,40 \cdot 10^{-4}$	3,13
Ціанідна кислота	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14



Національний університет
водного господарства
та природокористування



Національний університет
водного господарства
та природокористування