

1	2	3	4	5	6	7	8
4	$\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	60	25	25			
5	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	108	25				
6	NaOH	-42	50				
7	NH_4Cl	15	25				
8	KOH	-54	25				

Завдання для самоконтролю

1. Дайте визначення поняттям: розчин, розчинник, розчинена речовина. Які способи вираження складу багатовалентних систем Вам відомі? Які з них не залежать від температури?
2. Які розчини за своїми властивостями відносять до ідеальних? Розкрийте зміст терміна "колігати́в" властивості розчинів.
3. Через які стадії проходить процес розчинення кристалічної речовини в рідинках? У яких випадках розчинення є езо-, а в яких – ендотермічним процесом?
4. Що називають тепловим ефектом розчинення? Від висвітлення яких складників залежить його значення? Як змінюється ентальпія, ентропія системи під час розчинення різних речовин?
5. Що називають процесом солькати́в (гідратації)? Який вид взаємодії реалізується у сольватних (гідратних) сполуках?
6. Яку перу називають насиченою? Як змінюється тиск насиченої пари розчину зі збільшенням температури? Сформулюйте та поясніть зміст і закон Рауля.
7. Сформулюйте умови крипіння та кристалізації розчинів. Чому розчин нестатичної речовини кипить при більш високій, а замерзає при більш низькій температурі, ніж чисті розчинники? Як використовувати її закон Рауля можна розкриває зміни температури кипіння та кристалізації.
8. Як можна експериментально визначити і теоретично розрахувати об'ємкоefficientу та криоскопічну сталі розчинників? Розкрийте їх фізичний зміст.

Лабораторна робота 11

Процеси в розчинах електролітів

Мета роботи: ознайомлення з закономірними законами процесами проходження реакцій за участю електролітів та набуття вміння складання іонно-молекулярних рівнянь.

11.1. Короткі теоретичні відомості

При змішуванні розчинів різних електролітів стає можливою взаємодія іонів протилежного заряду, що може призвести до утворення таких продуктів:

- 1) потанорозчинна сполука (легкі солі та гідроксиди);
- 2) слабкий електроліт (NH_4OH , HClO , CH_3COOH , H_2S та інші);
- 3) газ (CO_2 , SO_2).

Хімічні процеси, в основі яких лежить обмін іонами між різними електролітами, називають *реакціями іонного обміну*. Такого типу реакції перебігають дуже швидко, оскільки реагенти вже знаходяться в активованому стані завдяки молекулам розчинника, які виконують роль допоміжного катализатора.

Окрему групу складають реакції, які перебігають у розчинах за участю електролітів кислотного й основного характеру і завжди завершуються утворенням малодисоційованої сполуки H_2O – води.

Опис процесів за участю електролітів здійснюють з використанням рівнянь хімічних реакцій у *молекулярному* та *іонно-молекулярному* вигляді.

Молекулярна форма рівняння містить формули всіх речовин у недисоційованому (молекулярному) вигляді. Окрім того, корисно відмічати вертикальним стрілкою ↓ формули потанорозчинних речовин, а формули легких речовин – стрілкою ↑.

Після визначення осадів і легких речовин під формулою кожної розчинної речовини необхідно зазначити, чи є вона сильним або слабким електролітом.

У наступному рядку після молекулярного рівняння наводять іонно-молекулярне рівняння. Останні складають за такими правилами:

1. Усі розчинні сильні електроліти наводять у дисоційованому (іонному) вигляді, тобто як окремі, розділені іони;
2. Малодисоційовані речовини, молекули неелектролітів та потанорозчинні сполуки наводять у недисоційованому (молекулярному) вигляді.

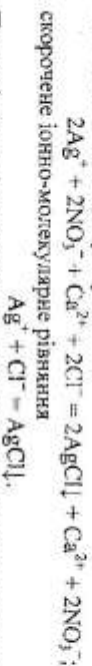
Наведемо декілька прикладів складання іонно-молекулярних рівнянь і проаналізуємо причину здійснення процесу у кожному випадку.

При взаємодії розчину аргентуму нітрату з розчином кальцію хлориду утворюється потанорозчинна сіль AgCl . Така реакція здійснюється як необоротна, тому що з двох розчинних сильних електролітів утворюється малорозчинна сполука AgCl , а концентрації у розчині нез'язаних іонів $[\text{Ag}^+]$ та $[\text{Cl}^-]$ стають значно меншими, ніж в насиченому розчині солі.

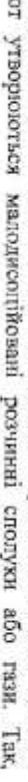
Молекулярне рівняння



повне іонно-молекулярне рівняння



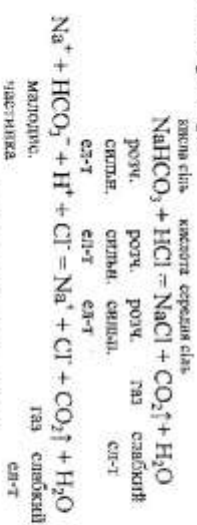
скорочене іонно-молекулярне рівняння



взаємодія розчину сульфатної кислоти з натрію ацетатом призводить до утворення слабого електроліту – ацетатної кислоти:



При взаємодії натрію гідроксиду з хлоридною кислотою утворюється нестійка карбонатна кислота (H_2CO_3), яка розкладається на газ-неелектроліт CO_2 та H_2O :



У наведеному прикладі у взаємодію вступає малодисоційована частинка HCO_3^- , а продукт реакції H_2O є те слабшим електролітом. Про це свідчать порівняння відповідних констант дисоціації:

$$K_a(\text{HCO}_3^-) = 4,8 \cdot 10^{-11} > K_a(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

11.2. Порядок виконання роботи

Дослід 1. Утворення потаннорозчинних електролітів в реакціях іонного обміну:

У дві пробірки внести по 0,5-1 мл розчину натрію сульфату Na_2SO_4 та натрію сульфату Na_2SO_4 . У кожну пробірку додайте по 2-3 краплі розчину солі барію хлориду. Спостерігайте утворення осадку на іонно-іонних солі барію. Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Розчинення осадів малорозчинних електролітів під час хімічної взаємодії.

До пробірок з потаннорозчинними солями барію додайте по 3-5 крапель розчину нітратної кислоти, інст пробірок перемішайте. Що спостерігаєте? Складіть рівняння взаємодії BaSO_4 з нітратною кислотою. Поясніть причину проходження цієї реакції.

Дослід 3. Напрямок зміщення рівноваги в розчинах електролітів.
Напишіть в пробірку 1 мл розчину гідроксиду (II) натрію $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і додайте такий самий об'єм розчину натрію хлориду NaCl . Спостерігайте

утворення осадку гідроксиду хлориду, віднайте колір. Додайте до якісної пробірки декілька крапель розчину калію йодиду KI . Поясніть, яка сполука утворилася при взаємодії KI з іонами, які містилися в насиченому розчині над осадом PbCl_2 .

До одержаного осадку додайте у пробірку розчин натрію сульфату Na_2S (якішня шафа!) і знову спостерігайте появу осадку з іншим забарвленням. Складіть відповідні рівняння реакцій взаємодії.

Використовуючи спостереження, порівняйте розчинність трьох утворених потаннорозчинних солей гідроксиду та сформулюйте загальну тенденцію зміцнення іонної рівноваги при здійсненні реакцій за участю потаннорозчинних сполук.

Лабораторна робота 12

Гідроліз солей

Мета роботи: вивчення деяких властивостей водних розчинів солей, пов'язаних з реакцією гідролізу.

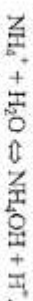
12.1. Короткі теоретичні відомості

Гідроліз солей – це обмінна взаємодія між водою та іонами солі, яка завершується утворенням малодисоційованих частінок (молекули чи іонів) і часто супроводжується зміною характеру середовища розчину.

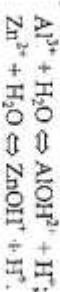
У гідролізі беруть участь солі, утворені:

- а) слабкими основами та сильними кислотами (CuSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 та ін.);
- б) сильними основами та слабкими кислотами (K_2CO_3 , Na_2PO_4 , KCN та ін.);
- в) слабкими основами та слабкими кислотами ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$).

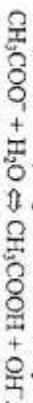
Якщо гідроліз перебігає по катіону, то гідроксид-іони води зв'язуються з малодисоційованими частинками – продуктами гідролізу (молекули основи чи гідроксокатіонів), а у розчині утворюється надлишок іонів гідрогену H^+ . Розчини таких солей мають кислотний характер середовища $\text{pH} < 7$.



Багатоарядні іони гідролізують практично за першим ступенем з утворенням найменш дисоційованого гідроксокатіону



Якщо гідроліз перебігає по аніону, то іони гідратовану води зв'язуються в магідисоційовану частинку, а у розчині утворюється надлишок іонів гідроксиду OH^- , тому середовище стає лужним, $\text{pH} > 7$:



Гідроліз багатокарбонних аніонів обмежується значущою першою стадією, оскільки саме на цій стадії є можливим утворення найменш дисоційованого продукту гідролізу – гідронію HA^- :



У випадку одночленного гідролізу солі і за катионом, і за аніоном (NH_4CN , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$) серед продуктів гідролізу з'являються два слабкі електроліти, а тому гідроліз таких солей відбувається більшою мірою порівняно з попередніми типами солей:



Характер середовища розчину у таких випадках адекватно порівнювати константи дисоціації утворених магідисоційованих частинок.

Так, з порівняння: $K_a(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} > K_a(\text{HCN}) = 7,9 \cdot 10^{-10}$ стає зрозумілим, що характер середовища у розчині є лужним ($\text{pH} > 7$), оскільки утворюваний електроліт NH_4OH краще дисоціює порівняно з HCN .

Для розчину $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$ з аналогічного порівняння констант дисоціації, які характеризують здатність частинок – продуктів гідролізу – до дисоціації:



стає зрозумілим, що середовище у розчині є кислим, $\text{pH} < 7$.

Гідроліз є оборотним процесом. Зайснення гідролізу супроводжується утворенням магідисоційованих частинок – продуктів гідролізу. Цей процес ендотермічний ($\Delta H_{\text{гид}} > 0$). Зворотна до гідролізу реакція обумовлена утворенням H_2O при взаємодії продуктів гідролізу, це фактично взаємодія речовин кислотного і основного характеру, яка супроводжується виділенням енергії ($\Delta H_{\text{взаємодія}} < 0$).

Про повноту зайснення процесу гідролізу солі за даних умов можна зрозуміти вивчаючи за *ступенем зайснення* β – величину, що визначається відношенням концентрації гідролізованих іонів до їх початкової концентрації в розчині:

$$\beta = \frac{c^*_{\text{гид}}}{c_0}$$

Сутність гідролізу залежить від різних факторів: 1) чим менша константа дисоціації слабкого електроліту, який утворюється при гідролізі, тим вище значення β ; 2) характерним є збільшення ступеню гідролізу при зменшенні

концентрації солі; 3) зростає β також при підвищенні температури, оскільки досягається зменшення рівноваги в бік ендотермічного гідролітичного процесу.

12.2. Порядок виконання роботи

Дослід 1. Визначення реакції середовища в розчинах солей.

У шість пробірок налити по 2-3 мл розчину лакмусу. У п'ять пробірок внести, користуючись склянкою палячково приблизно однакову кількість кристалів солей: в I – калію (натрію) ацетату; в II – амонію сульфату, в III – натрію карбонату, в IV – амонію карбонату, в V – натрію хлориду. В VI пробірку нічого не додавати, використовуючи її як контрольну. За зміною забарвлення лакмусу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі. Пояснити результати досліду і занести відповідні рівняння гідролізу солей.

Дослід 2. Дослідження факторів, які впливають на інтенсивність прохолодження гідролізу.

а) *Вплив сили кислоти та основи, що утворюють сіль, на ступінь айдролізу*

Солі, що айдрізуються силою кислот, якими вони айтворені, тобто натрію сульфат (Na_2SO_4) та натрію карбонат (Na_2CO_3) за допомогою скляної палячки в невеликій кількості перенести у дві пробірки і додати по 5-6 мл дистильованої води. У кожній розчин внести по 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. За інтенсивністю забарвлення індикатора зробити висновок про ступінь айдролізу цих солей.

Напишіть йонно-молекулярні рівняння айдролізу аніону кожної солі за першим ступенем. Для солей, що айдрізуються силою основи, якими вони айтворені, тобто аймонію сульфат ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) та магнію сульфат (MgSO_4), вивчайте, користуючись універсальним індикаторним папером, в якій розчинів солі конденсація іонів H^+ є більшою?

Складіть рівняння айдролізу катионів Al^{3+} та Mg^{2+} за першим ступенем. Пояснить, ступінь айдролізу якої солі повинен бути більшим за однакових концентрацій та температури.

Зробити загальний висновок щодо впливу сили кислоти та основи, які айворюють сіль, на ступінь айдролізу.

б) *Вплив температури на ступінь айдролізу солі.*

Налити в пробірку $\frac{1}{2}$ л об'єму дистильованої води та внести в неї за допомогою мікрошпатель натрій ацетат. Написати йонно-молекулярне рівняння айдролізу аніону солі. Яке значення буде мати рН розчину ацетату натрію: менше 7 чи більше 7?

Додайте в пробірку з розчином солі одну краплину розчину фенолфталеїну. Про яку реакцію середовища свідчать забарвлення індикатора?

Розділіть розчин солі на дві частини. Одну пробірку залиште для порівняння, іншу – нагрійте до кипіння на водяній бані. Який висновок про зміну концентрації іонів OH^- в розчині можна зробити на основі зміни забарвлення фенолфталеїну при нагріванні? В якому напрямку змінюється рівновага гідролізу при нагріванні розчину?

Охолодіть нагріту пробірку холодною водою. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатора? В якому напрямку змінюється рівновага гідролізу в цьому випадку?

Лабораторна робота 13

pH-метричне визначення ступеню та константи дисоціації слабкої кислоти

Мета роботи: навчитися з допомогою приладу вимірювати pH розчинів та експериментально дослідити вплив концентрації на значення ступеню дисоціації слабкого електроліту.

13.1. Короткі теоретичні відомості

При розчиненні електролітів (солей, кислот та основ) у воді відбувається їх *електролітична дисоціація* – розкладання на позитивні та негативні іони.

Сильні електроліти дисоціюють необоротно, повністю. Отже, в розчинних сильних електролітів немає молекул, а існують тільки іони. До сильних електролітів належать кислоти: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HCl та інші; гідроксиди лужних і лужноземельних металів NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 ; середні солі.

Слабкі електроліти дисоціюють частково. Число, яке показує, яка частка розчиненого електроліту прореагувала, називається *ступенем дисоціації* α . Чим більший ступінь дисоціації, тим сильніший електроліт; α сильного електроліту дорівнює одиниці. При нагріванні та розведенні α слабкого електроліту, відповідно до принципу Ле Шательє, збільшується.

Концентрація кожного утвореного при дисоціації іона $c_{\text{ион}} = \alpha \cdot c$, де c – концентрація електроліту, n – число іонів даного типу, утворених при дисоціації однієї молекули.

Процес дисоціації слабкого електроліту оборотний. У розчині молекули та іони перебувають у рівновазі: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$; $\text{MOH} \rightleftharpoons \text{M}^+ + \text{OH}^-$
слабка кислота слабка основа

Константи рівноваги процесу дисоціації слабкого електроліту називається *константою дисоціації* K .

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \text{ для слабкої основи } K = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$$

Для слабкої кислоти $K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$, для слабкої основи $K = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$.
Константи дисоціації змінюються при нагріванні і не залежать від концентрації.

Ступінь і константи дисоціації математично зв'язані залежністю, відомою як *закон розведення Освальда*:

$$K = \frac{1 - \alpha}{\alpha^2} \cdot c, \quad (13.1)$$

Для дуже слабких електролітів ($\alpha \ll 1$) закон розведення має вигляд:

$$K = \alpha^2 c. \quad (13.2)$$

Закон розведення описує дисоціацію слабких бінарних електролітів, тобто електролітів, які дисоціюють на два іони.

13.2. Прилади, посуда, реактиви

pH-метр, мірна колба місткістю 100 мл, бюретка, склянка місткістю 50мл, колба-промывалка, фільтрувальний папір, розчини хлоридної та оцтової кислот з концентрацією 0,01 моль/л, розчини оцтової кислоти для контрольного завдання.

13.3. Порядок виконання роботи

1. Опануйтеся з інструкцією до роботи з pH-метром.
2. Заміряйте з допомогою приладу pH розчинів хлоридної та оцтової кислот з концентрацією $c(\text{HCl}) = c(\text{HAc}) = 0,01$ моль/л. Для цього в склянку налийте відповідний розчин, помістіть в нього електроди. Дайте дійти за інструкцією. Показання приладу запишіть у таблицю.
3. Обчисліть об'єм $V_{\text{нас}}$ розчину оцтової кислоти ($c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,01$ моль/л), потрібний для приготування 100 мл розчину з концентрацією c_1 , моль/л, заданою вищезазначеною. Для розрахунку користуйтеся рівнянням:
 $V_{\text{нас}} \cdot 0,01 = c_1 \cdot 100$.

Налійте з бюретки в мірку колу розрахований об'єм вихідного розчину $V_{\text{нас}}$. Додайте дистильованої води до мітки, закрийте колбу пробкою і розчин перемішайте.

4. За допомогою приладу виміряйте pH приготованого розчину. Результат виміру запишіть у таблицю.

5. Отримайте у лаборанта розчин оттової кислоти невідомої концентрації c_x за номером загляння, яке дав викладач, і за допомогою приладу виміряйте його рН. Результати вимірів запишіть у таблицю.

13.4. Обробка результатів

1. Розрахуйте ступінь дисоціації α хлоридної (соляної) та оттової кислот у розчинах з концентрацією $c = 0,01$ моль/л, користуючись залежністю $[H^+] = \alpha \cdot c$.
2. Обчисліть ступінь дисоціації оттової кислоти в розчині з концентрацією c_1 .
3. Визначте константу дисоціації оттової кислоти в розчинах з концентраціями c та c_1 , виходячи з закону розведення

$$K = \frac{[H^+]_x}{1 - \alpha}$$

Знайдіть середнє арифметичне значення константи.

4. Розрахуйте концентрацію оттової кислоти c_x користуючись спрощеною формулою закону розведення $K = \alpha^2 c_x$, де, побудовуючись невідомого, виразьте α через вимірену концентрацію іонів гідрогену $[H^+]$. Тоді, оскільки

$$\alpha = \frac{[H^+]_x}{c_x}$$

концентрацію кислоти розраховують за формулою

$$c_x = \frac{[H^+]_x^2}{K}$$

Дані вимірювань і розрахунків внесіть до табл. 13.1.

Таблиця 13.1

Формула кислоти	c , моль/л	рН	рОН	$[H^+]$	$[OH^-]$	α	K

Висновок

Запишіть: рівняння дисоціації хлоридної і оттової кислот, врахувавши їх різну здатність до дисоціації; вираз константи дисоціації оттової кислоти; поясніть вплив розведення на ступінь дисоціації слабких електролітів.

Завдання для самоконтролю

1. Які речовини належать до електролітів і неелектролітів? Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.
2. Що таке електролітична дисоціація? Поясніть механізм дисоціації електролітів на іони у поліарних розчинах.
3. Поясніть зміст поняття "ступінь дисоціації". Від яких факторів він залежить? Яким значення набуває ступінь дисоціації для сильних та слабких електролітів? Як залежить вираз константи дисоціації слабких електролітів від яких факторів вони залежать? Поясніть, яку залежність виражає закон Оствальда, наведіть його математичний вираз.
4. Розгляньте класи неорганічних речовин з погляду теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.
5. Що називають іонним добутком солей? Які фактори впливають на його?
6. Як розрахувати водневий показник рН водного розчину? Чому дорівнює звичайний рН для нейтрального середовища? Як воно змінюється у кислому та лужному середовищі? У скільки разів змінюється концентрація іонів H^+ при збільшенні рН на одиницю?
7. В яких випадках можливі обидві реакції в розчинах електролітів?
8. Що називають гідролізом солей? Поясніть, які солі можуть гідролізуватися?
9. Що називають ступенем гідролізу, від яких факторів він залежить? Як можна дослідити (показати) гідроліз?

Лабораторна робота 14

Окисно-відновні реакції

Мета роботи: практично ознайомитися з процесом окисно-відновних реакцій та визначити, які речовини можуть бути учасниками окисно-відновної реакції.

14.1. Прилади, посуд, реактиви

Розчини солей калію перманганату; калію дихромату; етилобуму нітрату; калію йодиду; мангану сульфату; натрію сульфіді; кристалічний іпріро сульфід; розчин пероксиду гідрогену 3%; розчин сульфатної кислоти ($H_2SO_4 = 1,0$ моль/л; розчин крохмалю; пробірки; мікрошпатель.

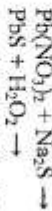
14.2. Порядок виконання роботи

Дослід 1. Окисні та відновні властивості пероксиду гідрогену.

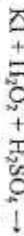
а) У пробірці внести 3-5 крапель розчину калію перманганату та 2-3 краплі розчину сульфатної кислоти, $c(H_2SO_4) = 1,0$ моль/л. Додати 3-4 краплі 3% розчину пероксиду гідрогену. Відмітити зміну забарвлення розчину. Який газ виділяється. Запишіть рівняння реакції



б) До 3-4 крапель розчину пиллобуму нітрату додати 1-2 краплі розчину натрію сульфідру Na_2S . Спостерігати утворення осаду PbS . Відмітити (записати) колір осаду. У що ж пробірці внести 3-4 краплі розчину пероксиду гідрогену та спостерігати за зміною забарвлення осаду. Внеси док пероходу пиллобуму сульфідру в пиллобуму сульфат. Записати рівняння реакції:

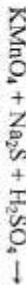


в) У пробірці внести 3-4 краплі розчину калію йодиду, 1 краплю розчину сульфатної кислоти, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0$ моль/л і 3 краплі 3% розчину пероксиду гідрогену. Спостерігати за зміною забарвлення розчину. Довести за допомогою розчину крохмалю виділення вільного йоду. Для цього в іншу пробірку, що містить 5-6 крапель розчину крохмалю, внести 1 краплю досліджуваного розчину. Записати рівняння реакції:



Дослід 2. Охисні властивості атомів елементів з максимальним ступенем окиснення.

а) Внести в пробірку 3-4 краплі розчину калію перманганату, 2 краплі розчину сульфатної кислоти, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0$ моль/л і 3 краплі розчину натрію сульфідру Na_2S . Записати рівняння реакції, враховуючи, що калію перманганат у кислому середовищі переходить у сіле марганцу (II). Помутніння розчину обумовлене утворенням вільної сірки S^0 внаслідок окиснення сульфід-іону S^{2-} . Записати рівняння реакції:



б) У пробірці внести 3-5 крапель розчину калію дихромуату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, додати декілька крапель розчину сульфатної кислоти, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0$ моль/л та 2-3 мікропипеткою натрію сульфідру до появи темно-зеленого забарвлення, характерного для іонів Cr^{3+} . Записати рівняння реакції:



в) Внести в пробірку 3-4 краплі розчину калію перманганату, додати 3-4 краплі мангану (II) сульфату. Спостерігати зникнення фіолетового забарвлення розчину та утворення бурого (чорно-коричневого) осаду. У пробірці занурити лакмусовий папірець. Яка реакція середовища у досліджуваному розчині? Записати рівняння реакції, яка відбулася за участю води (тобто у нейтральному середовищі) та з утворенням мангану діоксиду.

Висновки.

1. У рівняннях реакцій вказати атом-окисник та атом-відновник. Зрівняти рівняння реакцій методом електронного балансу.

2. Виходячи із ступеня окиснення елемента та його розташування у періодичній системі, пояснити, чому відповідні речовини проявляють властивості тільки окисника або тільки відновника.

3. Пояснити, чому пероксид гідрогену проявляє властивості як окисника, так і відновника.

Запитання для самоконтролю

1. Що таке окисно-відновна реакція? Обґрунтуйте, в якій з наведених речовин: NH_3 , N_2H_4 , N_2 , NH_4OH , ступінь окиснення нітрогену чисельно співпадає з валентністю атома нітрогену.
2. Перечисліть ступені окиснення, які проявляють окисген і гідроген у сполуках та у пиллобумі стани. Наведіть приклади.
3. Поясніть, як використовують електронну конфігурацію атома, визначити: а) вищий ступінь окиснення металу і неметалу; б) нижчий негативний ступінь окиснення неметалу.
4. Що таке окисник і відновник; процес окиснення і процес відновлення? Як здійснюється під час окисно-відновного процесу ступінь окиснення відновника та окисника?
5. Які типи ОВР ви знаєте? Розставте коефіцієнти в наведених рівняннях методом електронного балансу та вкажіть до якого типу у відповідності з класифікацією кожної віднесіть кожну ОВР.
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$
 $\text{NaNO}_2 = \text{O}_2 + \text{NaNO}$
6. Наведіть приклади речовин, які є: - виключно окисниками; - тільки відновниками; Серед наведених сполук сульфур та гідрогену визначте ті, які можуть виступити окисно-відновну двоїстість під час хімічної взаємодії: NH_3 , K_2SO_3 , HNO_3 , NO , H_2S , KNO_3 , H_2SO_4 .

Лабораторна робота 15

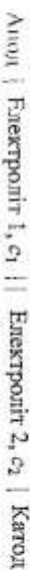
Визначення електродних потенціалів та електрорушійних сил гальванічних елементів

Мета роботи: навчитися вимірювати ЕРС різних типів гальванічних елементів; дослідити вплив концентрації іонів металів у розчинах електродів на значення потенціалів електродів.

15.1. Короткі теоретичні відомості

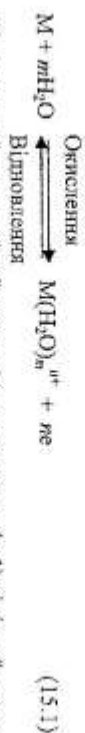
Гальванічний елемент (ГЕ) називають електрохімічну систему, яка складається з провідників першого та другого роду, що знаходяться в контакті один з одним.

Найпростіша схема ГЕ (внутрішнє коло):



Вертикальною рискою позначають поверхні поділу між провідниками першого й другого роду, двома рисками – електролітичний ключ (сольовий місток) – розчин солей (KCl, KNO₃) в якому рухомості катодна та анодна частинки, завдяки чому зявляється дифузійний потенціал на межі поділу двох розчинів.

На межі поділу електрод-електрод виникають стрибки потенціалів (різноважні електродні потенціали) за рахунок електродних процесів



Рівноважний електродний потенціал φ залежить від 1) хімічної природи електрода та електроліту; 2) концентрацій (активностей) реагентів і продуктів реакції; 3) температури.

Залежність виражається рівнянням Нернста, яке для металічних електродів має вигляд

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}] \quad (15.2)$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал, тобто потенціал електродного процесу (15.1) при $[Me^{n+}] = 1$ моль/л та температурі 298 К (дані довідника); n – заряд електродів, які беруть участь в електродному процесі (15.1); $[Me^{n+}]$ – рівноважна молярна концентрація іонів металу.

При замиканні зовнішнього ланцюга в гальванічному елементі процес (15.1) відбувається роздільно: на аноді – окиснення, на катоді – відновлення. При цьому хімічна енергія перетворюється на електричну. В ТЕ виникає електродви́йна сила (ЕРС, або E) – різниця рівноважних електродних потенціалів. E дорівнює максимальній різниці потенціалів між роз'єднаними електродами (U відсутності струму):

$$E = \varphi_K - \varphi_A \quad (15.3)$$

де φ_K , φ_A – рівноважні потенціали катода й анода відповідно. Якщо потенціал одного з електродів відомий (електрод порівняння), то потенціал іншого можна знайти з (15.3), вимірювши ЕРС елемента, складеного з досліджуваного електрода та електрода порівняння.

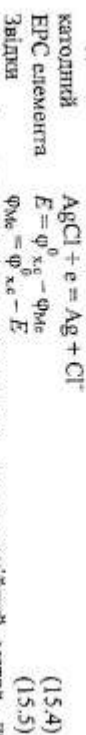
У лабораторному практикумі як електрод порівняння використовуються, як правило, хлорсрібний електрод Ag, AgCl_(тв) | KCl_(роз). Стандартний потенціал такого електрода $\varphi_{Ag,AgCl}^0$ при 298 К дорівнює 0,222В.

Для вимірювання потенціалу будь-якого металічного електрода складають ланцюг:



Якщо потенціал досліджуваного електрода менший за потенціал хлорсрібного, тобто $\varphi_{Me} < \varphi_{Ag,AgCl}^0$, то останній є катодом.

У досліджуваному ТЕ відбуваються електродні процеси:



Видли $\varphi_{Me} = \varphi_{Me}^0 - E$ (15.5)
Для вимірювання ЕРС використовують компенсаційний метод, при якому вимірюють напругу U ТЕ в момент компенсації її напругою зовнішнього джерела струму $U_{нап}$, тобто в момент відсутності струму в колі. Тоді вимірювана напруга є максимальною ($U = EРС$).

Визнавши експериментально електродний потенціал металу, можна розраховувати молярну концентрацію іонів металу в електроді, використовуючи (15.2), і навпаки.

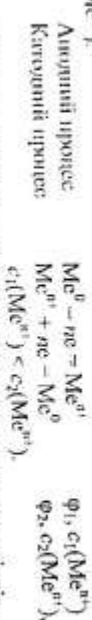
Концентраційні гальванічні елементи.

Концентраційні гальванічні елементи складаються з однакових електродів, що відрізняються концентраціями іонів у розчинах електролітів.

У концентраційному гальванічному елементі



анодом є електрод, закритий в розчин з меншою концентрацією іонів $c_1(Me^{n+})$.



ЕРС виникає за рахунок різниці електродних потенціалів, які неоднакові через різницю концентрацій іонів металу в розчинах.

ЕРС концентраційного елемента

$$E_K = \varphi_2 - \varphi_1 = \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_2(Me^{n+})}{c_1(Me^{n+})} \quad (15.6)$$

завязаний метал.

Приклад. Розрахувати ЕРС кола, складеного з алюмінієвих електродів, занурених у розчини їх солей з молярними концентраціями іонів алюмінію відповідно 10^{-2} моль/л (c_1) та 1 моль/л (c_2)

$$E_K = \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_2}{c_1} = \frac{0,059}{3} \lg \frac{1}{10^{-2}} = 0,04 \text{ В.}$$

15.2. Прилади, посуд, реактиви

Іономір ЕВ-74, дві пластини з одного й того ж самого металу, дві склянки місткістю 50 мл, колба - промишляк, фільтрувальний папір, керамічна склянка, досліджуваний розчин з відомою і невідомою концентраціями іонів металу.

15.3. Порядок виконання роботи

1. Отримайте у викладача завдання: а) назву досліджуваного металічного електроду; б) молярну концентрацію його іонів у розчині електроду; в) номер розчину контрольного електроду, в якому невдома молярна концентрація іонів металу.
2. Отримайте у лаборанта: а) дві металічні пластини (не викладув), б) розчин солі цього металу із заданою концентрацією його іонів, в) контрольний розчин цієї солі з невідомою концентрацією іонів металу.
3. Металічні електроди зачистіть наждачним папером, промийте дистильованою водою і помістіть у стакани з розчинами електродів.
4. Іонномір має з приладом (іонномір універсальний ЕВ-74), який використовують для вимірювання різних потенціалів у системі: досліджуваний електрод, електрод, електрод порівняння.

В основу роботи іономіра покладена компенсаційна схема. Електродом порівняння служить хлорсрібний електрод – скляний корпус з заданим срібним дріотом, вкритий шаром осаду хлориду срібла, занурений у насичений розчин хлориду калію.

Іонномір розуміють до роботи лаборанти: заземлюють, встановлюють в держак електрод порівняння, підключають до гнізда-кліми "Вот", на новорозтинний стіл під електрод встановлюють склянку з дистильованою водою так, щоб електрод був занурений у воду приблизно на 2 см, виймають пробку з отвору на скляному корпусі електроду і стежать за рівнем КСЛ, який повинен бути вищим від рівня води в склянці; вмикують прилад в електричну мережу (світяться індикаторні лампочки).

Отримайте (не торкаючись) вимірювальну шкалу і кнопки керування на передній панелі іономіра. Кнопки "аніони/катіони", " μm ", " cm " та " $1 - 19^\circ$ " повинні бути натиснуті. Показання шкал дають значення ЕРС в мілівольтах (після множення на 100).

5. Визначте потенціал металічного електроду в розчині електроду з зазначеною концентрацією іонів металу.
 - а) заберіть з-під хлорсрібного електроду склянку з водою (притримуючи її рукою поверніть повертливий стіл);
 - б) досліджуваний металічний електрод закріпіть у штативі та підключіть до гнізда "Вимір" іономіра;

в) підведіть під електрод склянку з досліджуваним розчином, зануривши електрод на глибину 2 см;

г) визначте наближене значення ЕРС в діапазоні вимірювань " $1 - 19^\circ$ ", натиснувши кнопку " mV ", при цьому відтиснеється кнопка (" 10^{cm} ");

д) натисніть кнопку діапазону точного вимірювання і визначте ЕРС з точністю до 0,02;

е) натисніть кнопку " $1 - 19^\circ$ ", заберіть з-під електроду склянку з досліджуваним розчином. Промийте електрод дистильованою водою за допомогою промиваки й обережно осушіть їх фільтрувальним папером.

6. Визначте потенціал металічного електроду в розчині контрольного електроду:

а) підведіть склянку з розчином контрольного електроду під електрод та виміряйте ЕРС;

б) закінчивши вимірювання, натисніть кнопку " $1 - 19^\circ$ ", заберіть з-під електроду склянку з розчином контрольного електроду, електрод промийте дистильованою водою, осушіть, вийміть від приладу та заберіть з штативу металічний електрод, підведіть під хлорсрібний електрод склянку з дистильованою водою. На панелі іономіра відтисніть кнопку " μm ", натисніть кнопку " 10^{cm} ";

7. Складіть концентраційний гальванічний елемент:

а) розчин контрольного електроду перелічите із склянки в керамічний пористий посуд;

б) керамічну пористу склянку з розчином поставте в другу склянку, яка містить розчин електроду з зазначеною концентрацією іонів металу;

в) опустіть у ковпачку (склянку) і внутрішню (керамічну) склянку електроду – дві пластинки досліджуваного металу, підключіть їх до гнізда " 200 mV " іономіра;

г) виміряйте ЕРС.

15.4. Обробка результатів

1. Запишіть електрохімічні ланцюги гальванічних елементів: а) з досліджуваного та хлорсрібного електродів; б) концентраційного.

2. Запишіть рівняння анодних і катодних процесів.

3. Розрахуйте електронні потенціали досліджуваного металічного електроду $\Phi_{\text{м.е}}$ та $\Phi_{\text{х.с.е}}$ використовуючи експериментальні значення ЕРС (E) та E_0 відповідних ГЕ, де $\Phi_{\text{х.с.е}}$ – електродний потенціал металу в розчині електроду з зазначеною концентрацією іонів металу; $\Phi_{\text{м.е}}$ – електродний потенціал металу в розчині контрольного електроду.

4. Розрахуйте електродний потенціал досліджуваного металічного електроду $\Phi_{\text{м.е}}$ за рівнянням Нернста. Значення стандартного електродного

потенціалу $\phi_{\text{ме}}$ візьміть з довідника. Обчисліть абсолютну та відносну похибку визначення електродного потенціалу.

5. Визначте за рівнянням Нернста мольну концентрацію іонів металу в розчині контрольного електроду, використовавши значення електродного потенціалу металу $\phi_{\text{к,св}}$ розраховане в п. 3.

6. Розрахуйте ЕРС концентраційного ГЕ ($E_{\text{к,роз}}$), використавши значення та обчислену в п. 5 мольну концентрацію іонів металу в розчині електродів. Порівняйте $E_{\text{к,роз}}$ з вимірним значенням $E_{\text{к,св}}$. Обчисліть абсолютну та відносну похибку визначення $E_{\text{к}}$.

Результати роботи подайте в формі табл. 15.1—15.3.

Таблиця 15.1

Вихідні дані

Метал	$c(\text{Me}^{n+})$, моль/л	ϕ_{Me}^0 , В	$-\phi_{\text{к,св}}^0$, В
-------	------------------------------	--------------------------	-----------------------------

Таблиця 15.2

ЕРС гальванічних елементів та потенціали металічних електродів

$E_{\text{к}}$	$\phi_{\text{к,св}}$	$\phi_{\text{к,роз}}$	Абсолютна похибка, Δ	Відносна похибка $\delta, \%$	$E_{\text{к}}$	$\phi_{\text{к,св}}$	$c(\text{Me}^{n+})$
В	В	В	В	В	В	В	моль/л

Таблиця 15.3

ЕРС концентраційного гальванічного елемента

$E_{\text{к,св}}$, В	$E_{\text{к,роз}}$, В	Δ	Відносна похибка $\delta, \%$
-----------------------	------------------------	----------	-------------------------------

Запитання для самоконтролю

1. Що таке електрохімічна система? Які види електрохімічних систем Ви знаєте?
2. Що таке гальванічний елемент? У чому полягає особливість проведення окисно-відновної реакції у гальванічних елементах? Що є умовно полярні електроди?
3. Як складові частини містяться в гальванічному елементі? Які процеси відбуваються на вихіді та ватоді?
4. Поясніть, буючу подвійного електричного шару на межі поділу фаз метал – розчин електроду та механізм виникнення електродного потенціалу. Наведіть приклади.
5. Як чого залежить рівноважний електрольний потенціал ϕ^0 ? Наведіть рівняння Нернста. Що таке стандартний електрольний потенціал ϕ^0 ?
6. Як побудувати металічний електрод I роду? Запишіть його умовну схему, процес на межі поділу фаз та рівняння Нернста для розрахунку потенціалу цього електрода.
7. Як побудувати металічний електрод II роду? Запишіть його умовну схему, процес на межі поділу фаз та рівняння Нернста для розрахунку потенціалу цього електрода.

8. Запишіть умовні схеми волюного і кислого електродів, наведіть їх рівноважні окисно-відновні реакції, та рівняння Нернста для розрахунку потенціалів цих електродів. Поясніть роль лігандної платини у роботі цих електродів.
9. Наведіть приклади окисно-відновних електродів, їх умовні схеми, запишіть рівняння рівноважних процесів та наведіть рівняння Нернста для розрахунку потенціалу обраних електродів.
10. Як розрахувати електрохімічну силу гальванічного елемента?
11. Як розрахувати корисну електричну роботу, яка виконується при здійсненні струмотворючої реакції у гальванічному елементі. Обґрунтуйте, яка формула може бути застосована для обчислення стандартної електрохімічної сили гальванічного елемента, якщо відомо $\Delta G_{\text{струмворч.р-р}}$.
12. Наведіть схеми гальванічних елементів для вимірювання стандартних електричних потенціалів магнієвого та мідного електродів. Запишіть електродні процеси.

Лабораторна робота 16

Корозія металів

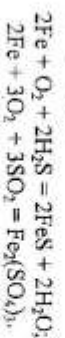
Мета роботи: вивчення умов виникнення корозійних гальванічних елементів та впливу різних факторів на швидкість електрохімічної корозії металів.

16.1. Короткі теоретичні відомості

Корозія металів – це процес доміцного руйнування металів під впливом середовища, в якому вони перебувають. За механізмом руйнування металу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

Хімічна корозія відбувається під час взаємодії металів з агресивними іонно-окисниками (F_2 , Cl_2 , O_2 , SO_2) при високих температурах, що викликає розшарування вологи на поверхні металу. При цьому здійснюється прямий, безсередній обмін електронами металу і окисника.

Хімічної корозії зазнають деталі та вузли двигунів внутрішнього зчеплення, газових турбін, печей, теплообмінників і т.д. Наведемо два приклади іонно-кислого хімічної корозії сталевих виробів у кисневмісному середовищі при підвищеній домішці сполук сульфур:



У багатьох випадках хімічна корозія металу уповільнюється внаслідок утворення захисних окисних плівок, які власне є продуктами корозії.

Іншим поширеним видом руйнування металів є електрохімічна корозія.

Електрохімічна корозія – доволіне руйнування металів у розчинах електролітів чи у вологому повітрі внаслідок виникнення та роботи гальванічних гальванічних елементів. Суттєвою відмінністю електрохімічної

корозії є просторове розділення ділянок, на яких окиснюється метал (анод) та ділянок, де здійснюється відновлення окисників (катод). Тому руйнування металів в такому випадку пов'язане з виникненням електричного струму між електродами корозійного гальванічного елементу.

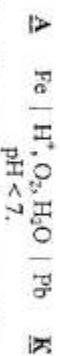
У випадку контакту двох металів з різною активністю виникає контактний корозійний гальванічний елемент:

Анод: метал більш активний | H_2O , електроліт | метал менш активний: **Катод**

Активність металу при контакті його з розчином електроліту визначають, користуючись значеннями стандартних потенціалів металічних електродів: чим активнішим є метал, тим меншим значенням характеризується його електродний потенціал. Наприклад, цинк є більш активним металом, ніж свинець, оскільки потенціал цинкового електрода є меншим, ніж потенціал свинцевого електрода:

$$\Phi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 \text{ В}, \Phi_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,13 \text{ В, отже } \Phi_{Pb^{2+}/Pb}^0 > \Phi_{Fe^{2+}/Fe}^0.$$

Якщо розглянути конструкцію, що утворена із спресованих цинка та свинцю у *кислотному середовищі при наявності кисню*, то схема корозійного гальванічного елемента буде такою:



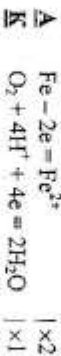
Корозійний процес при наявності кисню буде можливий, якщо потенціал катодної системи, на якій буде відновлюватися кисень, більший, ніж потенціал металу, який руйнується на анодних ділянках. Потенціал катодної системи у кисневмісних середовищах можна розрахувати, застосовуючи рівняння Нернста для кисневого електрода:

$$\Phi(O_2, Me/H_2O) = 1,23 - 0,059 \cdot pH.$$

Якщо застосувати для кислого розчину тиснене $pH = 5$, то:

$$\Phi(O_2, Me/H_2O) = 1,23 - 0,059 \cdot 5 = 0,935 \text{ В} > \Phi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 \text{ В.}$$

Отже, умова корозійного руйнування заліза задовольняється, тому під час роботи корозійного гальванічного елемента будуть протікати такі електрохімічні реакції:



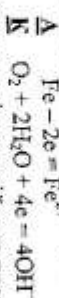
Поведуючи рівняння катодних та анодних процесів, можна скласти окисно-відновну реакцію, довільне проходження якої зумовлює корозію металу:



При зміні характеру середовища на нейтральне (водний розчин солей, які не гідролізують, наприклад, $KCl, NaNO_3, K_2SO_4$) виникає такий корозійний гальванічний елемент:



При його роботі перебігають такі електродні процеси:



Сумарна окисно-відновна реакція корозійного процесу має вигляд:



Утворений гідроксид феруму (II) зазнає подальшого окиснення



Таким чином, корозійні процеси у кисневмісних середовищах супроводжуються поглинанням молекулярного кисню O_2 .

Якщо кисень швидко використовується під час корозії або взагалі відсутній (наприклад, у закритих системах), корозія здійснюється з надійняєм водню H_2 .

У найбільш спрощеному вигляді електродні процеси в корозійних гальванічних елементах для *безкисневого середовища* можуть бути представлені рівняннями:



Корозія з надійняєм водню можлива, якщо потенціал металічного електрода анодний ділянки менший від потенціалу водневого електрода, який визначає потенціал катодних ділянок

$$\Phi_{Me^{n+}/Me}^0 < \Phi(H_2/2H^+, Me) = -0,059 \cdot pH.$$

Електрохімічна корозія відбувається і у відсутності контакту декількох металів.

Навіть у металі домішки хартів, нітридів, силіцидів, що є більш стійкими до окиснення, можуть виконувати роль катодів у мікрокорозійних гальванічних елементах, загалом схема яких має вигляд:



де R – домішка, неметалічне включення.

Утворенню мікрокорозійних гальванічних елементів сприяє внаслідок властивостей кристалів металу, а також різниці температур та інших фізичних умов різних ділянок металу, неоднорідність розчину, в якому відбувається корозія (нерівномірність аерації, різниця концентрацій іонів), неоднорідна механічна обробка різних ділянок одного й того ж металу. Спільна для великої кількості таких мікрокорозійних гальванічних елементів руйнує метал.

16.2. Дослідна частина.

Дослід 1. Вплив природи контактуючих металів на швидкість корозії

Приймади, посуд та реактиви

Залізні канцелярські скріпки, мідний дріт, цинкові та олов'яні гранули, пробірки, розчин $K_2[Fe(CN)_6]$ (червона кров'яна сіль), розчин сульфатної кислоти, $c(H_2SO_4) = 0,1$ моль/л.

Порядок виконання досліду

У три пробірки нашіть по кілька мілілітрів розчину H_2SO_4 і додайте по кілька крапель розчину $K_2[Fe(CN)_6]$. Червона кров'яна сіль – чутливий реактив на іони заліза Fe^{2+} . Продутком їх взаємодії є турнбулева синь – магікокопійована стоючка темно-синього кольору:



У першу пробірку внесіть залізну скріпку, в другу – скріпку, з'єднану з гранулою олова, в третю – скріпку, з'єднану з гранулою цинку. Всі зразки внесіть у кислоту одночасно.

Спостерігайте виділення бульбашок водню. На якому металі з двох, контактуючих у кожному зразку, відбувається цей процес? Порівняйте інтенсивність виділення водню в кожному випадку. Через дві хвилини порівняйте швидкість руйнування заліза в різних зразках за інтенсивністю забарвлення турнбулевої сині. Запишіть схеми корозійних гальванічних елементів і різниця електродних процесів під час корозії.

Зробіть висновок, який з металів при контакті з залізом забезпечує його захист від корозії.

Дослід 2. Вивчення атмосферної корозії сталі

Приймади, посуд та реактиви

Сталева пластинка, фільтрувальний папір, розчин складу: 1 л води, 10 г $K_2[Fe(CN)_6]$, 20 г $NaCl$, 10 г желатину, 1 мл розчину фенолфталейну.

$K_2[Fe(CN)_6]$ вводиться для виявлення анодних ділянок мікрокорозійних гальванічних елементів, фенолфталейн – для виявлення катодних ділянок, $NaCl$ додається для прискорення корозії.

Порядок виконання досліду

Змочте фільтрувальний папір запропонованим для дослідження розчином, притисніть його міцно до поверхні сталевій пластини (впередільно регулярно змачіть пластинку нажлецим папером). Через 3-5 хвилин зніміть папір та спостерігайте забарвлені від турнбулевої сині ділянки – аноди, а також рожево-магінової – катоди – вислідок зміни забарвлення фенолфталейну в дузлому середовищі.

Дослід 3. Інгібітори корозії (у кислому середовищі)

Приймади, посуд та реактиви

Канцелярські скріпки, пробірки з розчином формаліну (масова частка 40%), розчин хлоридної кислоти ($c(HCl) = 1$ моль/л), розчин $K_2[Fe(CN)_6]$, розчин ацетатної кислоти ($c(CH_3COOH) = 0,4$ моль/л), розчин калію йодиду, розчин уротропіну.

Порядок виконання досліду

а) У пробірку з розчином HCl внесіть залізну скріпку. Спостерігайте виділення газу – водню. Через деякий час додайте у досліджувану систему 1-2 мл розчину формаліну і зробіть висновок про його вплив на процес корозії. Такий самий дослід проведіть з участю *уротропіну*. Для порівняння ефективності дії інгібіторів у дві пробірки з розчином HCl і додавкою формаліну та уротропіну додайте по 1-2 краплі розчину $K_2[Fe(CN)_6]$, одночасно іншими залізи скріпки. Відмітьте час появи кольору турнбулевої сині в обох пробірках. Який інгібітор діє ефективніше? Навести схеми мікрокорозійних ГЕ та різниця електродних процесів під час їх роботи.

б) У дві пробірки налійте ~3-5 мл розчину ацетатної кислоти та додайте у кожену декілька крапель розчину калію йодиду. В першу пробірку внеси спинчену гранулу, а в іншу – таку ж гранулу свинцю, скріплену з цинком. Спостерігайте, у якій з пробірок швидше з'явиться жовте забарвлення.

Поясність, кимце, які спостерігатимось. Складіть схеми корозійних гальванічних системів і наведіть різниця анодних і катодних процесів під час перебуту корозії.

Запитання для самоконтролю

1. Дайте визначення поняття "корозія". Наведіть ірричну корозії металів та сплавів. Які види корозії ви знаєте?
2. На чому полягає особливість електрохімічної корозії? Що є основними причинами виникнення корозійних гальванічних елементів? Які ділянки створює катодними при залісненні корозійного процесу? Наведіть реакції відновлення типових окислювачів на катодних ділянках корозійних гальванічних елементів.
3. Наведіть умову руйнування металу при електрохімічній корозії: а) при контакті з розчином солі; б) при контакті його з водним розчином, за умови виділення H_2 .
4. Розкрийте основні методи захисту від корозії: лакування, антикорозійні докриття, електрохімічний захист, інгібітори корозії, обробка корозійно-активного середовища.

Лабораторна робота 17

Електроліз водних розчинів електролітів

17.1. Короткі теоретичні відомості

Електроліз – окисно-відновні реакції, що перебігають на електродах унаслідок проходження постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту.

Найчастіше електроліз здійснюють, використовуючи інертні електроди, виготовлені з платинових металів, графіту чи PbO_2 . Такі електроди не зазнають ніяких змін в процесі електролізу. При цьому на *катоді* (електроді, з'єднаному з *негативним* полюсом джерела струму) відбувається процес *відновлення* – приєднання окисника електронів з електричного кола, а на *аноді* (електроді, з'єднаному з *позитивним* полюсом джерела струму) – процес *окиснення* – перехід електронів від відновника в електричне коло.

При визначенні продуктів електролізу *водних розчинів електролітів* треба враховувати конкурентний характер електричних процесів: молекули води можуть відновлюватися на катоді так само, як і іони металів; водночас на водні можуть окиснюватися ті ж молекули води або аніони кислотних залишків.

Відомо, що відновлення води на катодах електролізерів може перебігати у межах потенціалів від $-1,6$ В до $-0,24$ В. Тому іони металів як окисники розділяють на три групи:

а) іони Me^{n+} , що є слабшими окисниками порівняно з водою, мають значення електричних потенціалів, значно менші від $-1,6$ В (нижча межа потенціалу відновлення H_2O). Тому при електролізі водних розчинів солей таких металів на катоді здійснюється відновлення молекул води як більш сильного окисника за схемою:



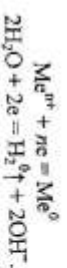
Продуктом катодного відновлення в цьому випадку буде газ (водень).

б) іони металів, що є більш сильними окисниками порівняно з молекулами H_2O , мають значення стандартних потенціалів, більші від $-0,24$ В (верхня межа потенціалу відновлення води). При електролізі водних розчинів солей цих металів відновлюється тільки іон металів за схемою:

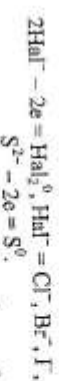


Продуктом катодного відновлення в цьому разі буде метал.

в) катіони металів, які мають окисну дію, порівнянну по силі з водою, характеризуються значеннями електричних потенціалів у межах від $-1,6$ В до $-0,24$ В. При електролізі водних розчинів солей таких металів на катоді відновлення здійснюється одночасно за двома схемами:



На аноді відновники – одноатомні аніони (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}) – більш сильні порівняно з H_2O . Тому в розчинах галогенідів і сульфідів ніколи не окиснюється вода, а перебігає окиснення аніонів солей у відповідності зі схемою:



Аніони кисневмісних кислот (ClO_4^- , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SO_4^{2-}) та іон F^- є значно слабшими відновниками порівняно з водою, тому при електролізі водних розчинів перхлоратів, нітратів, фосфатів, карбонатів, сульфатів і т.д. на аноді відбувається тільки окиснення води за схемою:



Якщо виготовити анод з металу, що є більш сильним відновником, ніж аніон солі чи молекули води, то під дією зовнішньої різниці потенціалів зазнавати окиснення буде саме матеріал анода:



Отже, здійснюється електроліз з *розчинним анодом*, іони металу переходять у розчин, а визначені електрони переміщуються від анода до джерела струму (інвертулятора).

На дію зовнішнього електричного поля катіони металів, що утворилися при ретриєнційній аноді, напрямлено переміщуються до катода, де відновлюються за схемою:



Унаслідок такого процесу на катоді утворюються електрохімічно очищені метали.

17.2. Дослідна частина.

Дослід 1. Електроліз водних розчинів з інертними електродами

Матеріали та обладнання

Прилад для електролізу розчинів з вугільними електродами, джерело постійного струму. Розчин: калію йодиду ($c(\text{KI}) = 0,1$ моль/л); купрум(II) сульфату ($c(\text{CuSO}_4) = 0,25$ моль/л); фенолфталеїну.

а) Електроліз розчину калію йодиду

Заповніть електролізер – Ц-коділку трубку – розчином калію йодиду. В обидва коліна електролізера додайте по 5-6 краплин фенолфталеїну. Завуруйте електроліз в розчин та приєднайте їх до джерела постійного струму з напругою 4-6 В. Пропускайте струм на проміжні декількох хвилин.

Повістіть, чому здійснюється забарвлення розчинів в катодному та анодному просторах. Напишіть рівняння анодного та катодного процесів і зробіть висновок, які речовини утворилися на катоді та аноді.

б) Електроліз розчину купрум сульфату

Залийте в електролізер розчин купрум сульфату з концентрацією 0,25 моль/л, занурте у нього графітні електроди та пропускайте через розчин електричний струм.

Спостерігайте виділення газу на одному з електродів, поясніть катодом чи анодом є цей електрод, складіть рівняння відповідного електродного процесу.

Через декілька хвилин відключіть струм, вийміть електроди з розчину та віднаште, на якому електроді утворився червоне покриття міді. Складіть рівняння відновлення іонів купрум.

Дослід 2. Електроліз водних розчинів солей з розчинним анодом

Графітовий електрод, вкритий шаром міді, та інший графітовий електрод занурте у розчин купрум сульфату, але змініть полюси при приєднанні до джерела струму (порівняно з умовами досліду 1б). У такому випадку графітовий електрод, що вкритий міддю, має стати анодом. Прочутивши деякий час струм через розчин, дулініть процес.

Поясніть, чому зникає шар міді з анода та який процес відбувається на катоді.

Запитання для самоконтролю

1. Дайте визначення поняття "електроліз". Перерахуйте умови необхідні для проведення електролізу.
2. Які матеріали застосовують для виготовлення інертних (нерозчинних) електродів? Поясніть, які продукти можуть утворюватись на інертних анодах і катодах при проведенні електролізу водних розчинів солей.
3. У чому полягає особливий процес відновлення електроду з розчинними електродами? Назвіть приклади.
4. Сформулюйте закон Фарадея, запишіть його математичний вираз та поясніть фізичний зміст всіх величин, які в ньому входять.
5. Застосовування електролізу.

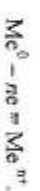
Лабораторна робота 18

Загальні властивості металів. Сплави

Мета роботи: дослідження хімічних властивостей металів та експериментальне визначення складу окремих сплавів.

18.1. Короткі теоретичні відомості

Під час хімічних реакцій атоми металів віддають електрони, перетворюючись у позитивні іони і проявляючи при цьому властивості відновників.



У ролі окисників виступають вода, розчинні лугів, кислоти і солей інших металів.

Кількісною характеристикою відновних властивостей металу служать стандартний окисно-відновний потенціал Φ^0 , чим менший потенціал, тим сильніший відновник-метал.

Метали взаємодіють з водою за схемою:

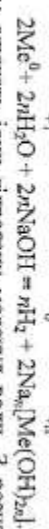


Роль окисника виконують іони гідрогену молекул води.

З водою реагують метали, гідроксиди яких розчинні у воді, а стандартні електродні потенціали менші за потенціал водневого електрода при pH = 7 ($\Phi(H_2O/H_2) = -0,41В$). Такі властивості мають лужні та лужноземельні метали.

Якщо $\Phi^0(Me^{n+}/Me) < -0,41В$, але утворюється малорозчинний гідроксид, взаємодія з водою практично не відбувається. Через це з водою не реагують, наприклад, алюміній та цинк.

З розчинами лугів метали реагують за схемою:

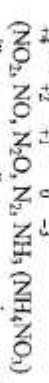


Окисником служать іони гідрогену молекул води. З розчинами лугів реагують метали, гідроксиди яких мають амфотерний характер, наприклад, Al, Cr, Pb, Sn, Zn, Be. Гідроксиди цих металів взаємодіють із лугами, утворюючи добре розчинні гідроксокомп.

Взаємодія металів з кислотами визначається наявністю декількох факторів. Метали, які мають від'ємне значення стандартного потенціалу, витісняють водень з кислот-неокисників (HCl, HBr, H₂PO₄, H₂SO₄ форм), (H₂CO₃). Окисником у цьому випадку виступає іон гідрогену H⁺:



При взаємодії металів з нітратною кислотою HNO₃ водень ніколи не виділяється. Функцією окисника виконують атоми нітрогену зі ступенем окиснення +5. Утворення продуктів відновлення нітрогену



залежить від концентрації кислоти й активності металу - чим менша концентрація кислоти і тим активніший метал, тим більше відбувається відновлення нітрогену. Активніший умовно вважають метали, стандартний потенціал яких менший за -0,70 В.

При взаємодії металів з концентрованою сульфатною кислотою H₂SO₄ функцією окисника виконує атом сульфору зі ступенем окиснення +6. Тому, як і при взаємодії з нітратною кислотою, водень не виділяється.

Малоктивні метали відновлюють концентрованою сульфатною кислотою до SO_2 , активні – до S або H_2S .

18.2. Прилади, посуд, реактиви

Пробірка, горючка, скляні палички, фільтрувальний папір. Металічне олово. Розчини FeCl_3 , CaSO_4 , NiSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnSO_4 , NH_4NCS , NH_4OH , Na_2S , $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$, диметилглюксим, алзарану, розчини нітратної кислоти $c(\text{HNO}_3) = 6 \text{ моль/л}$ та $c(\text{HNO}_3) = 1 \text{ моль/л}$, розчин луку $c(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль/л}$.

18.3. Порядок виконання роботи

Реакція на іон Fe^{3+} : до розчину феруму хлориду (III) додайте розчин амонію роданіду NH_4NCS .

Реакція на іон Cu^{2+} : до розчину купрум(II) сульфату додайте надлишок концентровано розчину амонію до розчинення утвореного спочатку осаду й утворення розчину аміаку, кип'яту.

Реакція на іон Ni^{2+} : до розчину солі нікелю додайте спочатку концентрований розчин амонію, а потім розчин диметилглюксиму.

Реакція на іон Al^{3+} : на смужку фільтрувального паперу нанесіть краплю розчину жовтої кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. У центр утвориться волога пляма помаранчево-красного кольору солі алюмінію. Якщо утвориться осад, його необхідно промити краплею дистильованої води. Наберіть у капіляр розчин алзарану і обведіть ним плямку по периферії. Спостерігайте появу рожевого кільця.

Реакція на іон Zn^{2+} : до розчину солі цинку додайте розчин сульфиду натрію Na_2S (випарована шара).

Реакція на олово: під тиском нагрійте в пробірці градулу олова з концентрованою нітратною кислотою $c(\text{HNO}_3) = 6 \text{ моль/л}$. Спостерігайте утворення білого осаду олов'яної кислоти H_2SnO_3 .

Спостереження й рівняння реакцій подайте у вигляді табл. 18.1.

Таблиця 18.1

Формула іона	Реагент	Рівняння реакції, умови перебігу	Спостереження
--------------	---------	----------------------------------	---------------

Визначення якісного складу сплаву. Отримайте у лаборанта сплав, який відновлює номеру виходу завдання, і розчиніть його у витяжній шафі при нагріванні у 3–4 мл нітратної кислоти $c(\text{HNO}_3) = 6 \text{ моль/л}$ до повного розчинення. Розчин розведіть удвічі дистильованою водою. Якщо утвориться осад, то склад містить олово. У цьому випадку необхідно відокремити осад фільтруванням і фільтрат використати для відкриття інших іонів металів, подрамаючись такої схеми:

а) з'ясуйте присутність у розчині іонів алюмінію (див. досвід 1);

б) додайте надлишок NaOH ($c(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль/л}$) до лужної реакції – це дасть змогу розділити іони, які є в розчині; утворений осад гідроксидів металів відокреміть фільтруванням, фільтрат зберіть і перевірте на можливість присутність у ньому іонів цинку;

в) осад на фільтрі промийте водою і розчиніть у 3–4 мл нітратної кислоти $c(\text{HNO}_3) = 1 \text{ моль/л}$, фільтрат зберіть у чисту пробірку і прованілюйте на іміт іони Fe^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} .

18.4. Обробка результатів

1. Складіть рівняння реакцій заліза, міді, нікелю, алюмінію, цинку, олова з концентрованою HNO_3 .
2. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються при дії надлишку розчину NaOH на іони Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Al^{3+} , що містяться в розчині.
3. Перевірте у вигляді таблиці визначення вами складу сплаву.

Заняття для самоконтролю

1. Поясніть залежність кількості і фізичних властивостей металів від електронної будови їх атомів.
2. У чому полягає ефект дезорганізації позитивна електрона в жовтій кров'яній реакції?
3. Сформулюйте умову чистоті металів з водою та розчинами луку. Наведіть приклади. Які іони є окисниками, а які – відновниками?
4. На прикладах поясніть відношення металів до кислот-неомовних (H_2SO_4 , HNO_3 , Cl_2COOH , H_2PO_4 та ін.).
5. Поясніть особливості катодної металів з кислотами-окисниками (H_2SO_4 , HNO_3). Наведіть приклади. Які фактори і як впливають при цьому на продукт відновлення?

Лабораторна робота 19

Дослідження природної води

Мета роботи: ознайомитися з методом визначення твердості води та якісними реакціями, які дозволяють визначити катіони та аніони, що присутні у воді.

19.1. Короткі теоретичні відомості

Природа води містить розчинні та нерозчинні домішки, які потрапляють у воду в процесі кругообігу, що відбувається в природі. Ці домішки іноді роблять воду непридатною для використання в багатьох технологічних процесах. Інтересність води починають розчинені у воді солі кальцію, магнію та феруму. Виділяють карбонатну та некарбонатну твердість.

Карбонатна твердість T_x зумовлена присутністю у воді добре розчинних гідрокARBОНАТІВ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. При приладному кип'ятінні такої води в результаті розкладання термічно нестійких гідрокARBОНАТІВ у ній виникає осад, який містить погандорозчинні карбонат кальцію та гідроксид магнію



Некарбонатна твердість T_m зумовлена присутністю у воді сульфатів і хлоридів кальцію та магнію CaCl_2 , CaSO_4 , MgCl_2 , MgSO_4 , тому її ще називають сульфатно-хлоридною. Солі, що зумовнюють цю твердість, при нагріванні зашипаються незмінними, а коли їх концентрації стають більшими, ніж їх розчинність, вони відкладаються у вигляді накипу в зоні випаровування на поверхні нагрівання.

Загальна твердість T_d дорівнює сумі карбонатної та некарбонатної твердості і вимірюється молярною концентрацією еквівалентів іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , ммоль/л:

$$T_d = T_{\text{Ca}^{2+}} + T_{\text{Mg}^{2+}} = n(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}) + n(\frac{1}{2}\text{Mg}^{2+}) \quad (19.1)$$

Кількість речовин еквівалентів (ммоль) можна розрахувати за рівнянням:

$$1 = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{z^*} = \frac{m(\text{X})}{M(\frac{1}{z^*}\text{X})} \quad (19.2)$$

де $m(\text{X})$ – маса відповідного іона, мг; $M(\frac{1}{z^*}\text{X})$ – молярна маса еквівалента іона, г/моль; z^* – число еквівалентності іона, що дорівнює його заряду.

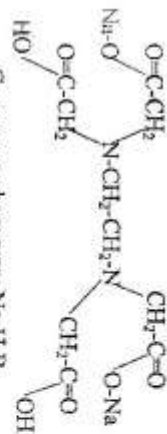
Підставляючи в (19.1) вираз (19.2), одержимо

$$T_d = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M(\frac{1}{2}\text{Mg}^{2+})} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16}$$

де $[\text{Ca}^{2+}]$; $[\text{Mg}^{2+}]$ – концентрації цих іонів, виражені в мг/л.

Кількісне визначення твердості ґрунтується на здатності органічної сполуки трилону Б утворювати з іонами кальцію й магнію міцні та добре розчинні комплекси.

Трилон Б – це двонагірцева сіль етилендіамінтетраацетової (ЕДТА) кислоти. Її молекулярна формула:



Скорочена формула: $\text{Na}_2\text{H}_2\text{R}$

У розчині трилон Б дисоціює за схемою:



Реакцію іонів магнію та кальцію з трилоном Б можна записати так:



Твердість води визначають титруванням проби води розчином трилону Б відомої концентрації в присутності індикатора еріохром чорного Т, який у присутності іонів кальцію та магнію забарвлює воду в червоний колір (серцевинце лужне, створене аміачним буфером, рН = 10), а у відсутності іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} – в синій.

При титруванні забарвлення індикатора змінюється в ту міру, коли всі іони солей твердості будуть зв'язані трилоном Б. Необхідну концентрацію іонів гідрогену підтримують додаванням до досліджуваної проби буферної суміші NH_4OH і NH_4Cl .

19.2. Прилади, посуд, реактиви

Буретка, шпатель на 25 мл, конічні колби для титрування місткістю 100 мл; мірний трилітр на 10 мл; буферний розчин з рН = 10 (суміш NH_4OH і NH_4Cl); порошок індикатора еріохром чорного Т; воронка; розчинні амонію оксиду, амонію гідроксиду, соляної кислоти, сульфатної кислоти, барію хлориду, аргентуму нітрату, спиртовий розчин мила; набір води різної твердості, розчин трилону Б ($c(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}\text{Na}_2\text{H}_2\text{R}) = 0,02$ ммоль/л).

19.3. Кількісне визначення загальної твердості води.

Порядок виконання роботи

Виборіть шпеткою місткістю 25 мл воду, вдану лаборантом і перенесіть її в чисту конічну колбу. Для створення рН = 10 додайте 2-3 мл сульфатного розчину і індикатор – еріохром чорний Т. Приготовлений розчин витруйте з бюретки розчином трилону Б до переколу червоного забарвлення в синє, яке відповідає точці еквівалентності. Запишіть об'єм розчину трилону Б, який витрачено на титрування (V_1).

Повторіть дослід ще два рази. При повторних титруваннях швидко починайте майже весь об'єм розчину трилону Б, витраченого при першому титруванні (на 1 мл менше), а потім додайте розчин трилону Б по одній

кращині до появи синього забарвлення. Запишіть об'єм розчину трийону В, витрачені на кожне титрування (V_2 і V_3).

19.4. Обробка результатів

- Обчисліть середнє значення об'єму трийону В, який витрачено на всі три титрування.

$$V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

- На основі закону еквівалентів розрахуйте кількість речовини еквівалента (моль) солей твердості Т, яка міститься в 1 літрі води і зумовлює її твердість:

$$nT = V_{\text{ср}} \cdot c \quad \text{або} \quad T = \frac{V_{\text{ср}} \cdot c}{V}$$

де V – об'єм води, мл, $V_{\text{ср}}$ – середнє значення об'єму розчину трийону В, c – молярна концентрація еквівалента трийону В у розчині (дорівнює 0,02 моль/л).

- Для розрахунку твердості в мілімолях еквівалентів солей кальцію та магнію знайдіть число T треба помножити на 1000. Одержані результати запишіть у табл. 19.1.

Таблиця 19.1

Номер проби	Об'єм трийону В, мл	Молярна концентрація еквівалента трийону В, моль/л	Об'єм твердості води, мг	Молярна концентрація еквівалентів солей твердості у воді, моль/л	Твердість води, ммоль/л
1		0,02	25		
2		0,02	25		
3		0,02	25		
$V_{\text{ср}} =$		0,02	25		

Якісна проба на твердість води

Заповніть одну пробірку на $\frac{1}{2}$ об'єму водопровідною водою, а другу – таким самим об'ємом дистильованої води. Додайте в обидві пробірки по 0,5 мл спиртового розчину мила. Щільно закрийте пробірки та збовтайте. Порівняйте кількість і стійкість піни, яка утворилася в них. Складіть рівняння реакції між розчинною сіллю кальцію (або магнію) і милом, наважуючи мило ствартом нагірю $C_{17}H_{35}COONa$.

Проба на присутність у воді солей кальцію
Налийте в пробірку 3-4 мл водопровідної води, додайте кілька крапель розчину лакму і 1-2 мл розчину оксалату амонію $(NH_4)_2C_2O_4$. Суміш накрийте по кавінію. Паралельно такий самий дослід проведіть з дистильованою водою. (Кудиїть рівняння реакцій.)

Проба на присутність у воді сульфатів

Налийте в пробірку 3-4 мл водопровідної води, додайте кілька крапель хлоридної кислоти (поясність, для чого?) та розчин хлориду барію. Паралельно такий самий дослід проведіть з дистильованою водою. Складіть рівняння реакцій.

Проба на присутність у воді хлоридів

Налийте в пробірку 3-4 мл водопровідної води, додайте кілька крапель нітратної кислоти (поясність, для чого?) та розчин аргентуму нітрату. Паралельно такий самий дослід проведіть з дистильованою водою. Складіть рівняння реакцій.

Запитання для самоконтролю

- Поясність зміст термінів: запашана, пірокарбонатна, постійна твердість. В яких одиницях її вимірюють?
- В чому виражається незначна для твердості природної води при її використання на промислових установках теплових станцій?
- Наведіть рівняння хімічних реакцій, які здійснюються при застосуванні напіжкового методу усунування пірокарбонатної твердості води.
- Поясність особливості використання іонітів при усунуванні твердості природної води. Чому використання іонітів дозволяє практично повністю видалити розчинні солі з води? Наведіть приклади застосування катіонітів та аніонітів.
- Обґрунтуйте переваги фізичних методів усунування твердості води (магнітно-індукційний електроліз, зворотний осмос, ультрафіолетовий) в порівнянні з хімічними.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

- Корольон Н.Д. Обща хімія: Учеб. для технічних навч. в спец. вузів. - М.: Восток-Схід, 2000. - 558с., ил.
- Методичні вказівки до організації самостійної роботи по хімії та фізиці індустр. заводів для студентів усіх спеціальностей/ Укл. А.М. Герасимович, О.М.Кавказька, В.Ш. Ткачова, А.В. Підгорний. - К.: НТУУ «КПІ», 2000. - 60с.
- Основи поняття та законні: Методичні вказівки до виконання самостійної роботи для студ. техн. спец./ Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Т.І. Дува, В.М. Шевченко. - К.: НТУУ «КПІ», 2006. - 28с.

Додаток 1

Розчинність солей та основ у воді

Кат./ ан.	Na^+	K^+	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Zn^{2+}	Al^{3+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	
OH^-	Р	Р	П	-	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
F ⁻	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
I ⁻	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	-	Р	Н	Р	Р	Р	
NO_2^-	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	-	-	Р	-	-	Р	-	Р	Р	Р	
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
S^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Н	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	
SO_3^{2-}	Р	Р	П	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
*Ac ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CN^-	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	М	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	-	Р	Н	Н
SCN ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	-	М	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р
SiO_3^{2-}	Р	Р	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
ClO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
MnO_4^-	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

*Ac⁻ – кислотний залишок CH_3COO^- ацетатної (овинової) кислоти (CH_3COOH)

Додаток 2

Константи дисоціації води та деяких слабких кислот і основ (K_1 , K_2 та K_3) у водних розчинах при 25°C

Назва	Формула	K_1	K_2	K_3
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$		
Азотиста (нітритна) к-та	HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$		
Азотистоводнева (азидна) к-та	HN_3	$1,9 \cdot 10^{-5}$		
Водорозлива кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{SOOH}$	$6,16 \cdot 10^{-5}$		
Бромоводниста кислота	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$		
Вугільна (карбонатна) к-та	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$	$4,69 \cdot 10^{-11}$	
Германієва (германатна) к-та	H_2GeO_3	$1,7 \cdot 10^{-9}$	$1,9 \cdot 10^{-13}$	
Йодноводниста к-та	HIO	$2,5 \cdot 10^{-11}$		
Милдгієва кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{SiO}_3\text{SOOH}$	$3,88 \cdot 10^{-4}$		
Милд ієвова (арсенатна) к-та	H_2AsO_4	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$1,05 \cdot 10^{-7}$	$3,8 \cdot 10^{-12}$
Муравлиня кислота	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$		
Ортовова (ацетатна) кислота	CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$		
Пропіонова кислота	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	$1,34 \cdot 10^{-5}$		
Саліцилова кислота	$\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$	$1,05 \cdot 10^{-3}$		
Сірководниста (сульфідна) к-та	H_2S	$5,7 \cdot 10^{-8}$	$1,2 \cdot 10^{-13}$	
Сірководниста (сульфатна) к-та	H_2SO_4	$1,72 \cdot 10^{-2}$	$6,43 \cdot 10^{-8}$	
Синильна (цианідна) к-та	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
Селеноводнища (селенідна) к-та	H_2Se	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Телуриова (телуратна) к-та	H_2TeO_4	$2,29 \cdot 10^{-8}$	$6,46 \cdot 10^{-12}$	
Фосфорна (фосфатна) к-та	H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$	$6,31 \cdot 10^{-8}$	$1,26 \cdot 10^{-12}$
Хлорноводнища кислота	HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
Алюмінію гідроксид	Al(OH)_3			$1,4 \cdot 10^{-9}$
Амонію гідроксид	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Кальцію гідроксид	Ca(OH)_2		$5,0 \cdot 10^{-3}$	
Купрум (II) гідроксид	Cu(OH)_2		$3,4 \cdot 10^{-7}$	
Магнію гідроксид	Mg(OH)_2		$2,5 \cdot 10^{-5}$	
Літєво гідроксид	Ni(OH)_2		$2,5 \cdot 10^{-5}$	
Лантанобуму (II) гідроксид	Pb(OH)_2		$9,6 \cdot 10^{-4}$	
Феруму (II) гідроксид	Fe(OH)_2		$1,3 \cdot 10^{-4}$	
Феруму (III) гідроксид	Fe(OH)_3		$1,82 \cdot 10^{-11}$	$1,35 \cdot 10^{-12}$
Хромум (III) гідроксид	Cr(OH)_3			$1,0 \cdot 10^{-10}$
Цинку гідроксид	Zn(OH)_2		$4,0 \cdot 10^{-5}$	

Густина розчинів деяких речовин при 25°C

Формула речовини	Молярна концентрація $c(x)$, моль/л	Густина розчину $d(x)$, г/л
HCl	1	1016
HCl	2	1033
H ₂ SO ₄	0,5	1030
H ₂ SO ₄	1	1061
NaOH	1	1041

ЗМІСТ

Вступ	3
Лабораторна робота 1. Визначення кількості луку в розчині.....	5
Лабораторна робота 2. Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей	8
Лабораторна робота 3. Добування середніх солей	9
Лабораторна робота 4. Добування кислих та основних солей, вивчення їх властивостей	11
Лабораторна робота 5. Якісний аналіз розчину солі	12
Лабораторна робота 6. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації	15
Лабораторна робота 7. Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин	18
Лабораторна робота 8. Хімічна кінетика. Вивчення впливу температури на швидкість реакції	21
Лабораторна робота 9. Хімічна рівновага. Визначення впливу концентрацій реагуючих речовин і продуктів реакції на стан хімічної рівноваги	24
Лабораторна робота 10. Теплові ефекти процесів. Визначення маси розчиненої речовини за тепловим ефектом розчинення	27
Лабораторна робота 11. Процеси в розчинах електrolітів	30
Лабораторна робота 12. Гідроліз солей	33
Лабораторна робота 13. рН – метричне визначення ступеню та константи дисоціації слабкої кислоти	36
Лабораторна робота 14. Окисно-відновні реакції	39
Лабораторна робота 15. Визначення електродних потенціалів та електрорушійних сил гальванічних елементів	41
Лабораторна робота 16. Корозія металів	47
Лабораторна робота 17. Електроліз водних розчинів електrolітів	52
Лабораторна робота 18. Загальні властивості металів. Сплави	54
Лабораторна робота 19. Дослідження природної води	57
Список рекомендованої літератури	61
Додатки	62