

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12

ТЕМА: Теорія електролітичної дисоціації.

МЕТА: засвоїти основні поняття теорії електролітичної дисоціації, оволодіти навичками дослідження властивостей розчинів електролітів.

Контрольні запитання і вправи.

1. Які фактори визначають розпад речовин в розчині на іони? При відповіді розгляньте взаємозв'язок константи іонізації речовин у розчині і енергії Гіббса цього процесу. Як впливає природа розчиненої речовини і природа розчинника на глибину процесу іонізації речовини у розчині?
2. Сформулюйте поняття “активність іона” і поясніть його необхідність для пояснення властивостей сильних електролітів.
 - а) Як активність іона залежить від його аналітичної (загальної) концентрації?
 - б) В яких випадках коефіцієнт активності іона близький до одиниці і замість значення активності в розрахунках можна використовувати концентрацію іона?
3. Для кисневмісних кислот спостерігається залежність їх сили від числа периферійних (не зв'язаних у радикал OH) атомів кисню, наприклад:

	$(\text{HO})_n\text{E}$	$(\text{HO})_n\text{EO}$	$(\text{HO})_n\text{EO}_2$	$(\text{HO})_n\text{EO}_3$
K₁, a	$10^{-8} - 10^{-11}$	$10^{-2} - 10^{-4}$	велике	дуже велике
pK₁, a	8-11	2-4	-1-(-3)	-10
Сила кислоти	слабкі	серед. сили	сильні	дуже сильні

Як можна пояснити вказану закономірність?

4. Як класифікують по силі наступні кислоти: HNO_3 , HClO , H_2SO_3 , H_6TeO_6 , H_2SO_4 ? В підтвердження відповіді наведіть значення констант іонізації цих кислот.
5. Напишіть вираз констант ступенів іонізації фосфатної (V) кислоти. Наведіть значення K_{1a} , K_{2a} , K_{3a} .
 - а) Яке співвідношення між значеннями K_{1a} , K_{2a} , K_{3a} і чим це пояснюється?
 - б) Присутність яких іонів найбільш ймовірна в розчині фосфатної (V) кислоти і чим це пояснюється?
6. Як впливає на стан рівноваги іонізації слабого електроліту в розчині додавання до розчину однойменних іонів?

При відповіді напишіть рівняння іонізації і вираз константи іонізації оцтової кислоти і покажіть, як впливає на стан рівноваги іонізації оцтової кислоти додавання до розчину натрію ацетату.
7. а) Покажіть як взаємозв'язані pH, pOH, VpK_w .
 б) Розрахуйте концентрацію іонів H^+ і pH середовища, якщо концентрація OH^- - іонів рівна:
 - 1). 10^{-8} моль/л;
 - 2) 10^{-2} моль/л.
8. Яка концентрація (моль/л) H^+ і OH^- - іонів розчину, якщо його pH 4,3?
9. Розрахуйте концентрацію (моль/л) OH^- - іонів розчину з pH 9,4.
10. Розчин, що містить 0,636 г Na_2CO_3 в 120 г води, кристалізується при $-0,225^\circ\text{C}$. Розрахуйте ступінь дисоціації (іонізації) Na_2CO_3 у розчині.
11. Нижче наведені інтервали pH – переходу забарвлення деяких кислотно-основних індикаторів:

Метиловий жовтий	червоне-жовте	2,9-4,0
Метиловий оранжевий	червоне-жовте	3,1-4,4

Метиловий червоний	червоне-жовте	4,4-6,3
Лакмус	червоне-синє	5,0-8,0
Фенолфталеїн	безбарвне-червоне	8,0-9,8

а) В якому середовищі – кислому, нейтральному чи лужному – знаходяться інтервали переходу забарвлення метилового оранжевого, метилового червоного, лакмусу, фенолфталеїну?

б) Чи можна за допомогою метилового оранжевого відрізнити: 1) помірно кисле середовище ($\text{pH} \approx 3$) від слабо кислого ($\text{pH} \approx 5,6$); 2) слабо кисле середовище від нейтрального; 3) нейтральне середовище від лужного?

в) Чи можна за допомогою фенолфталеїну відрізнити: 1) кисле середовище від нейтрального; 2) нейтральне від слабо лужного ($\text{pH} \approx 8$); 3) слабо лужне від лужного ($\text{pH} \approx 11$)?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Електропровідність розчинів.

Використовуючи установку, схема якої наведена на рис.5, порівняйте електропровідність 0,1м водних і спиртових розчинів калію гідроксиду та калію нітрату .

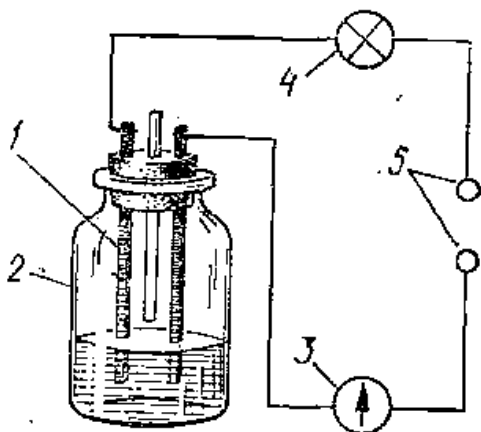


Рис. 5 Прилад для вимірювання електропровідності розчинів.

Прилад складається з графітових електродів 1, посудини для досліджуваного розчину 2, амперметра 3, електричної лампочки 4 і штепсельної вилки 5. Електроди, амперметр і лампа вмикаються послідовно.

В стакан ємністю 100 мл налейте 50 мл досліджуваного розчину і опустіть графітові електроди. Перед опусканням електродів в розчин їх слід кожного разу добре промити дистильованою водою. Після включення струму перевірте покази амперметра та ступінь розжарювання електролампи, яка хоч і грубо, але характеризує електропровідність розчину. Електроди опускайте у всі досліджувані розчини на однакову глибину. Поясніть різницю електропровідності водного і спиртового розчинів однієї і тієї ж речовини.

Дослід 2. Електропровідність розчинів кислот.

Налейте у 3 сухих стакани однаковий об'єм 1М розчинів хлоридної, оцтової та сульфатної (VI) кислот. Використовуючи прилад, зображений на рис. 5, перевірте чи проводять вони електричний струм. Запишіть показання амперметра і зверніть увагу на інтенсивність розжарювання електролампи. За результатами проведених дослідів розмістіть кислоти у ряд по їх активності.

Дослід 3. Дія кислот однакової концентрації на метал.

Налейте у 3 пробірки по 10 мл 1М розчинів хлоридної, сульфатної і оцтової кислот. Однакові за розміром та вагою (не більше 0,2 г) кусочки магнію (або цинку) одночасно внесіть у пробірки з кислотами. Дослідіть, в якій кислоті метал розчиняється швидше і поясніть чому.

Дослід 4. Визначення рН і забарвлення індикаторів в залежності від рН.

Визначити за допомогою рН-метра значення рН нейтрального, кислого і лужного розчинів. Для цього у три стакани налейте відповідно дистильовану воду, 0,1М розчин хлоридної кислоти і 0,1М розчин лугу і виміряйте рН середовища.

Перенесіть 2-3 мл розчинів із стаканів у три пробірки. Визначте забарвлення індикаторів. Для цього додайте у три пробірки по одній краплі лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну.

Для визначення рН розчину використовують кольорову шкалу універсального індикаторного паперу. Для цього скляною паличкою перенесіть 2-3 краплі досліджуваного розчину на універсальний індикаторний папір. Порівняйте забарвлення ще мокрої плями з кольоровою шкалою. Зробіть висновок про приблизне значення рН досліджуваних розчинів.

Результати спостережень оформіть у вигляді таблиці:

Індикатор	Інтервал переходу індикатора	Середовище		
		нейтральне	кисле	лужне
Лакмус рН, Забарвлення	5,0-8,0			
	Червоне-синє			
Метилловий оранжевий рН, забарвлення	3,1-4,4			
	Червоне-жовте			
Фенолфталеїн рН, забарвлення	8,0-9,8			
	Безбарвне-червоне			
Універсальний папір рН, забарвлення	0-10			
	Червоне-синє			

Дослід 5. Залежність ступеню дисоціації (іонізації) від розведення кислоти.

Приготуйте у чотирьох стаканах по 100-150 мл оцтової кислоти: в першу – концентрованої (льодяної), а в інших – розбавленої дистильованою водою у 10, 50 і 250 разів. Послідовно дослідіть електропровідність усіх чотирьох розчинів (див. дослід 2, 3). Запишіть покази амперметра і зверніть увагу на інтенсивність розжарювання електролампочки.

Поясніть результати дослідів і зробіть висновок про характер залежності ступен дисоціації (іонізації) кислоти від розведення.

Дослід 6. Електропровідність водних розчинів амоніаку і гідроксидів металів.

Перевірте і поясніть електропровідність 1М розчинів гідроксидів натрію, калію і розчину амоніаку (див. дослід 2, 3).

Дослід 7. Вплив однойменних іонів на дисоціацію слабого електроліту.

У дві пробірки з 0,1М оцтовою кислотою додайте індикатора метилового оранжевого. Одну з пробірок залиште як контрольну, а в другу долийте натрію ацетату. Поясніть зміну забарвлення індикатора в цій пробірці.