

Крива титрування та буферна ємність (з CobraSMARTsense)



Chemistry

Physical chemistry

Electrochemistry

pH & potential measurement

Chemistry

Analytical Chemistry

Titration



Рівень складності

середній



Розмір групи

-



Час підготовки

20 хвилини



Час виконання

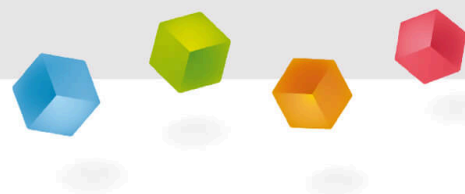
30 хвилини

This content can also be found online at:

<http://localhost:1337/c/64e905d1818d600002235e9f>

PHYWE

Загальна інформація



Опис

PHYWE



Експериментальна
установка

У хімії принцип титрування є важливим методом визначення невідомої концентрації речовини.

Буферні розчини відіграють важливу роль у титруванні, оскільки вони мають властивість поглинати кислоти або основи без зміни їхнього значення pH.

Кількість кислот або основ, яка може абсорбуватися буферним розчином до зміни значення pH, називається буферною ємністю.

У цьому експерименті титрування і отримані криві титрування спостерігаються саме з урахуванням ємності буфера.

Додаткова інформація (1/2)

PHYWE

Попередні знання



Студенти та учні мають добре розумітися на теорії кислотно-основних реакцій і пов'язані з нею поняття, такі як значення pH.

Науковий принцип



Значення pH можна виміряти за допомогою електрохімічних вимірювань і чутливих до протонів електродів (наприклад, скляних). Поєднання скляного електрода з електродом порівняння в одному корпусі створює однотрижневий скляний електрод, який підходить для кислотно-лужного титрування.

Криві титрування дозволяють точно визначити точку еквівалентності при титруванні сильних і слабких кислот і основ.

Додаткова інформація (2/2)

PHYWE

Мета навчання



Учні та студенти вчаться правильно інтерпретувати криві титрування та знайомляться з буферною ємністю буферних розчинів.

Завдання



1. Визначте криві титрування для різних реакцій нейтралізації.
2. Побудувати криву титрування амфоліту (гліцину).
3. Визначити буферну ємність різних водних сумішей оцтової кислоти / ацетату натрію при різних загальних концентраціях.

Інструкції з техніки безпеки

PHYWE

Для цього експерименту застосовуються загальні інструкції щодо безпечного проведення експериментів під час викладання природничих наук.

Правила роботи з небезпечними речовинами наведено у відповідних паспортах безпеки!

Утилізація

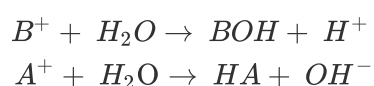
Кислоти і основи необхідно нейтралізувати і розбавити, перш ніж їх можна буде змити в каналізацію.

Теорія (1/3)

PHYWE

Сильні кислоти (HA) повністю перетворюються на воду та солі (BA), коли до них додають сильні основи (BOH), при цьому внутрішньою реакцією, однак, є утворення недисоційованої води. Якщо перетворюються еквівалентні кількості, то отримані розчини є нейтральними ($c(H^+) = c(OH^+) = 10^{-7}$ моль/л).

На противагу цьому, еквівалентні кількості сильних кислот (основ) і слабких основ (кислот) реагують, утворюючи розчини, які не є нейтральними, а скоріше кислими (основними/лужними), оскільки утворені солі підлягають рівновазі гідролізу в реакції з водою.



У цьому разі точка еквівалентності, тобто точка, в якій кількість основи (кислоти) дорівнює кількості основи (кислоти), не є нейтральною точкою ($pH = 7$), а скоріше зміщується ($pH \neq 7$). Це відхилення від нейтральної точки є функцією ступеня гідролізу.

Теорія (2/3)

PHYWE

Для практичного застосування часто важливо точно визначити точку еквівалентності під час титрування кислотно-основних реакцій. Оскільки рН розчину різко змінюється в точці еквівалентності, його легко визначити за допомогою електрохімічних вимірювань рН. Криві титрування кислотно-основного титрування легко зрозуміти, а невідомі концентрації [тобто $c(\text{H}^+)$, $c(\text{OH}^-)$, $c(\text{HA})$, $c(\text{A}^-)$, $c(\text{BOH})$ и $c(\text{B}^+)$] описуються такими рівняннями:

1. Закон діючих мас:

$$\begin{aligned}c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) &= K_{\text{W}} \\ \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} &= K_{\text{a}} \\ \frac{c(\text{B}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{BOH})} &= K_{\text{b}}\end{aligned}$$

Теорія (3/3)

PHYWE

2. Закон збереження заряду:

$$c(\text{H}^+) + c(\text{B}^+) = c(\text{OH}^-) + c(\text{A}^-)$$

3. Закон збереження маси:

$$\begin{aligned}c(\text{HA}) + c(\text{A}^-) &= c_{\text{A}} \\ c(\text{BOH}) + c(\text{B}^+) &= c_{\text{B}}\end{aligned}$$

Обладнання

PHYWE

Позиція	Матеріал	Пункт №.	Кількість
1	Cobra SMARTsense Dropcounter - Датчик для вимірювання крапель і pH під час титрування 0 ... ∞ / 0 ... 14 (Bluetooth + USB)	12923-00	1
2	Cobra SMARTsense Thermocouple - Датчик для вимірювання температури -200 ... +1200 °C (Bluetooth + USB)	12938-01	1
3	Програмне забезпечення "measureLAB"	14580-61	1
4	Магнітна мішалка без підігріву, для 3 л, 230 В	35761-99	1
5	Бюретка, з боковим краном, 50 мл	MAU-24022024	2
6	Тримач для датчиків, з опорним стрижнем	12680-00	2
7	Імерсійний датчик, NiCr-Ni, тефлон, 300°C	13615-05	1
8	USB зарядний пристрій	07938-99	2
9	Магнітна мішалка, циліндрична, 30 мм	46299-02	1
10	Підставка для штатива Бунзена, 210x130 мм, h=750 мм	37694-00	1
11	Універсальний затискач	37715-01	1

PHYWE



Підготовка та виконання роботи

Підготовка (1/5)

PHYWE

Приготуйте розчини, необхідні для експерименту, таким чином:

- 0,5 молярний розчин NaOH : Перенесіть піпеткою 125 мл 1 М розчину гідроксиду натрію в мірну колбу об'ємом 250 мл, а потім долийте до калібрувальної позначки дистильовану воду.
- 0,1 молярний розчин HCl : Перенесіть піпеткою 25 мл 1 М розчину соляної кислоти в мірну колбу об'ємом 250 мл, а потім долийте до калібрувальної позначки дистильовану воду.
- 0,333 молярний розчин H_3PO_4 : Перенесіть піпеткою 22,73 мл 85 % ортофосфорної кислоти в мірну колбу об'ємом 1000 мл, а потім долийте до калібрувальної позначки дистильовану воду.
- 0,033 молярний розчин H_3PO_4 : Перенесіть піпеткою 25 мл 0,333 М розчину ортофосфорної кислоти в мірну колбу об'ємом 250 мл, а потім долийте до калібрувальної позначки дистильовану воду.

Підготовка (2/5)

PHYWE

- 0,3 молярний розчин CH_3COOH : Перенесіть піпеткою 75 мл 1 М розчину оцтової кислоти в мірну колбу об'ємом 250 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 0,1 молярний розчин CH_3COOH : Перенесіть піпеткою 25 мл 1 М розчину оцтової кислоти в мірну колбу об'ємом 250 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 0,05 молярний розчин CH_3COOH : Перенесіть піпеткою 50 мл 1 М розчину оцтової кислоти в мірну колбу об'ємом 1000 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 1 молярний розчин CH_3COONa : Зважте 82,04 г безводного ацетату натрію в мірну колбу об'ємом 1000 мл, додайте трохи дистильованої води для її розчинення, а потім долийте до калібрувальної позначки дистильовану воду.

Підготовка (3/5)

PHYWE

- 0,1 молярний розчин CH_3COONa : Перенесіть піпеткою 25 мл 1 М розчину ацетату натрію в мірну колбу об'ємом 250 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 0,3 молярний розчин CH_3COONa : Перенесіть піпеткою 75 мл 1 М розчину ацетату натрію в мірну колбу об'ємом 250 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 0,05 молярний розчин CH_3COONa : Перенесіть піпеткою 50 мл 1 М розчину ацетату натрію в мірну колбу об'ємом 1000 мл і долийте до позначки дистильовану воду.
- 0,1 молярний розчин $\text{HCl}/\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$: Зважте 3,75 г гліцину в 50 мл склянці та перенесіть цю кількість у мірну колбу об'ємом 500 мл (кілька разів промийте склянку дистильованою водою). За допомогою піпетки на 50 мл додайте 50 мл 1 М розчину соляної кислоти і долийте в колбу дистильовану воду до позначки.

Підготовка (4/5)

PHYWE



Рис. 1: Експериментальна установка

Підготовка

1. Зберіть експериментальну установку, як показано на рис. 1.
2. Прикріпіть лічильник крапель Cobra SMARTSense (Cobra SMARTSense Dropcounter) до стійки реторти за допомогою тримачів для Cobra SMARTSense.
3. Запустіть програму measureLAB  Завантажте експеримент P3061667 "Крива титрування та буферна ємність (з CobraSMARTsense)".

Вимірювальний пристрій SMARTSense буде виявлено автоматично.

Підготовка (5/5)

PHYWE

Калібрування рН-електрода:

Для цього використовуйте буферні таблетки для двох значень рН, щоб виконати калібрування за двома точками.

Якщо електрод уже був нещодавно відкалібрований, нове калібрування не потрібне. Перейдіть у налаштування і виберіть "Датчик рН". Клацніть "Калібрування" і виконайте калібрування за двома точками, використовуючи два буферні розчини, наприклад, рН 4,0 і рН 10,0.

Виконання роботи (1/6)

PHYWE

1. Титрування кислот

- Піпеткою помістіть 50 мл 0,1 молярного розчину соляної кислоти в мензурку об'ємом 150 мл, вставте стрижень магнітної мішалки і додайте приблизно 50 мл дистильованої води.
- Помістіть мензурку на магнітну мішалку.
- Занурте однострижневий рН-електрод у розчин і встановіть бюретку об'ємом 10 мл, наповнену 1 М розчину натрій гідроксиду, на опорний стрижень магнітної мішалки.
- Почніть вимірювання.
- Повільно крапля за краплею додавайте з бюретки розчин гідроксиду натрію так, щоб лічильник крапель Cobra SMARTSense (Cobra SMARTSense Dropcounter) міг реєструвати кожну краплю.
- Після того, як буде додано загалом 10 мл, зупиніть вимірювання.

Виконання роботи (2/6)

PHYWE

- Збережіть експеримент за допомогою  на верхній панелі.
- Таким самим чином титруйте 50 мл 0,1М розчину оцтової кислоти і 50 мл 0,333 М розчину ортофосфорної кислоти. Після кожного титрування ретельно промивайте вимірювальну посудину й однотержневий вимірювальний електрод дистильованою водою.
- Для визначення точки еквівалентності, а також значення pK_a , використовуйте функцію  , яка знаходиться у верхній панелі під .

Виконання роботи (3/6)

PHYWE

2. Титрування амфотерного електроліту

Виконайте титрування, як описано вище, з такими налаштуваннями:

- Двічі внесіть піпеткою на 50 мл 100 мл розчину соляної кислоти/гліцину в мензурку об'ємом 250 мл, встановіть мішалку і помістіть мензурку на магнітну мішалку.
- Використовуйте бюретку на 25 мл для титрування 1 М розчину розчином гідроксиду натрію, як описано вище.

Виконання роботи (4/6)

PHYWE

3. Буферна ємність

- Для визначення буферної ємності необхідно провести три серії вимірювань із сумішами, приготованими з розчинів оцтової кислоти та ацетату натрію різної концентрації.
- Спочатку приготуйте наступні 5 сумішей з 0,05 молярних розчинів оцтової кислоти та 0,05 молярного розчину ацетату натрію, наливаючи обидва розчини в окремі бюретки та переносячи їх кількість, вказану для кожної з 5 сумішей, в окрему промарковану склянку об'ємом 150 мл.

Сильна кислота	Ацетат натрію
44 мл	6 мл
40 мл	10 мл
25 мл	25 мл
10 мл	40 мл
6 мл	44 мл

Виконання роботи (5/6)

PHYWE

- Тепер приготуйте 5 сумішей складу, зазначеного в таблиці, з 0,1 молярних розчинів оцтової кислоти та ацетату натрію, і ще 5 - з 0,3 молярних розчинів. У кожному випадку спочатку кілька разів промийте бюретки відповідним розчином вищої концентрації, який буде в них налито.
- Почніть вимірювання.
- Помістіть першу колбу з буферною сумішшю, приготованою з 0,05 молярних розчинів, на магнітну мішалку, вставте очищений стрижень магнітної мішалки і занурте рН-електрод у розчин. При безперервному перемішуванні виміряйте і запишіть значення рН за допомогою 
- Послідовно додайте 0,5 мл порції 0,5 молярного гідроксиду натрію до розчину в мензурці за допомогою мірної піпетки об'ємом 1 мл, визначте і запишіть значення рН за допомогою , відповідно 
- Зупиніть вимірювання.

Виконання роботи (6/6)

PHYWE

- Виконайте ту саму процедуру з рештою чотирьох розчинів із першої серії сумішей, а потім із двома іншими серіями сумішей, але з тією різницею, що для сумішей з 0,1 молярних розчинів треба додати 1 мл гідроксиду натрію, а для сумішей з 0,3 молярних розчинів - 2 мл гідроксиду натрію.

Оцінка (1/10)

PHYWE

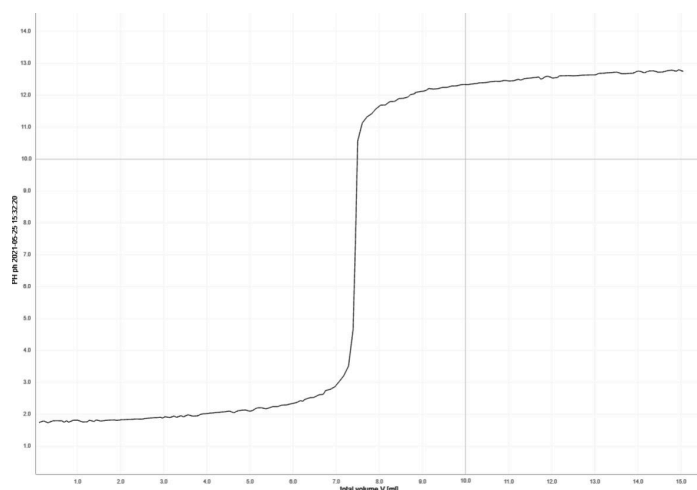


Рис. 2: Приклад кривої титрування 0,1 М соляної кислоти 1 М розчином гідроксиду натрію.

Оцінка (2/10)

PHYWE

З кривих титрування сильних кислот і основ видно, що точка еквівалентності і нейтральна точка збігаються (рис. 2).

Криві титрування слабких кислот сильними основами починаються за вищих значень рН і мають більш плавний перебіг (рис. 3). У таких системах точки еквівалентності та нейтральні точки не збігаються. Константу дисоціації оцтової кислоти можна визначити за допомогою рівняння Гендерсона-Хассельбаха:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

де $c(\text{A}^-)$ = концентрація аніонів

$c(\text{HA})$ = концентрація кислоти

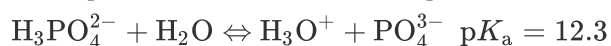
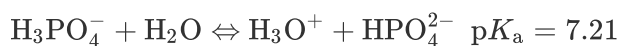
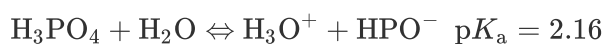
Оцінка (3/10)

PHYWE

Коли половина кислоти буде нейтралізована, $c(\text{A}^-) = c(\text{HA})$ і, таким чином, $\text{pH} = \text{p}K_a$. Значення $\text{p}K_a$ можна безпосередньо визначити з кривої титрування таким чином (для оцтової кислоти: $\text{p}K_a = 4.75$).

Приймаючи антилогарифм, отримуємо значення для оцтової кислоти: $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$.

Для багатоосновної фосфорної кислоти виходить низка еквівалентних точок відповідно до таких етапів дисоціації:

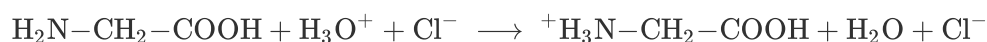


Оцінка (4/10)

PHYWE

Амфоліти:

Приготований розчин соляна кислота/гліцин містить гліцин і соляну кислоту у співвідношенні 1:1. Аміногрупа гліцину перетворюється кислотою в протоновану форму:



При додаванні гідроксиду натрію рН розчину постійно збільшується, а концентрація катіонів постійно зменшується.

У першій точці еквівалентності при титруванні додавання еквімолярної кількості основи кількісно відщеплює протони від карбоксильної групи. Гліцин тепер присутній у вигляді (зовні нейтрального) цвіттеріону, тобто амфотерного іона.

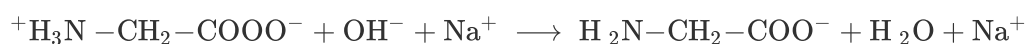
Оцінка (5/10)

PHYWE

Значення рН у цій точці називається ізоелектричною точкою (pI), оскільки кількість катіонів амінокислот тут дорівнює кількості аніонів амінокислот.



При подальшому титруванні, коли значення рН продовжує збільшуватися, концентрація цвіттер-іона зменшується, а концентрація аніонів амінокислот збільшується, доки в другій точці еквівалентності в розчині не будуть присутні тільки аніони амінокислот.



Катіон гліцину в принципі є двоосновною кислотою, і крива титрування показує дві точки перегину (точки еквівалентності).

Оцінка (6/10)

PHYWE

Буферна ємність:

Буферна ємність β була введена як міра ефективності буферних розчинів у підтримці постійних значень рН

$$\beta = \frac{d c_A}{d \text{pH}} = \frac{d c_B}{d \text{pH}}$$

У цьому контексті, $c(\text{HA})$ та $c(\text{BOH})$ являють собою концентрації доданих кислоти і основи, які змінюють співвідношення концентрацій кислоти і солі слабого електроліту, не впливаючи значною мірою на рН розчину.

Для слабких електролітів справедливе рівняння Гендерсона-Хассельбаха:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{c_{\text{кисл.}}}{c_{\text{розч.}}} - \log \frac{1}{f}$$

Оцінка (7/10)

PHYWE

Це рівняння показує, що рН буферного розчину є функцією константи дисоціації K_a і відношення кислоти до солі, а також від слабого ефекту, який викликається коефіцієнтом активності.

У першому наближенні, концентрація солі відповідає концентрації аніонів кислоти. Подальше додавання основи ВОН призведе до наступного значення рН:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{c_{\text{кисл}} - c_B}{c_B}$$

Диференціація дає таке:

$$\frac{d \text{pH}}{d c_B} = \frac{1}{\ln 10} \left(\frac{1}{c_B} + \frac{1}{c_{\text{кисл}} - c_B} \right)$$

Оцінка (8/10)

PHYWE

та

$$\beta = \frac{dc_B}{dpH} = \ln 10 \cdot (c_B(1 - \frac{c_B}{c_{\text{кисл}}}))$$

Чим більша сумарна концентрація слабких електролітів, тим більша буферна ємність. Повторне диференціювання показує, що β досягає свого максимуму, коли $c_B = c_{\text{заг.}}/2$.

Оцінка (9/10)

PHYWE

Крива буферної ємності буферних розчинів відповідає

$$\beta = \frac{\Delta c_B}{\Delta pH}$$

де

$$\Delta c_B = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{заг.}}}$$

Δc_B концентрація доданої кількості гідроксиду натрію в буферному розчині, а ΔpH - різниця значень pH до і після додавання розчину гідроксиду натрію.

Оцінка (10/10)

PHYWE

Табличні значення:



$pK_a = 4.75$

$K_{HA} = 1.78 \cdot 10^{-5}$



$pK_{HA_1} = 1.96$

$K_{HA_1} = 1.1 \cdot 10^{-2}$



$pK_{HA_2} = 7.12$

$K_{HA_2} = 7.59 \cdot 10^{-8}$



$pK_{HA_3} = 12.32$

$K_{HA_3} = 4.79 \cdot 10^{-13}$



$pK_{HA} = 2.34$

$pI = 6.13$