

Метод нейтралізації

В основі методу нейтралізації лежить реакція взаємодії іонів H^+ та OH^- . Метод застосовується для визначення кислот, основ та солей (які реагують з кислотами та основами).

Для визначення кислот використовують титровані розчини основ KOH , $NaOH$, для визначення основ – розчини кислот HCl , H_2SO_4 . Точку еквівалентності визначають за зміною кольору індикатора. Будь-яке аналітичне визначення складається з операцій:

- а) приготування стандартного розчину;
- б) вибір індикатора;
- в) встановлення титру та нормальної концентрації стандартного розчину;
- г) титрування розчину дослідної речовини стандартним розчином;
- д) розрахунки результатів аналізу.

Приготування стандартного розчину основи для визначення кислоти у розчині.

Для визначення вмісту кислоти готують 250 мл. 0,1н $NaOH$. Точний розчин $NaOH$ або KOH не можливо, так як луги поглинають із повітря пари води та CO_2 . Точну концентрацію $NaOH$ встановлюють за розчином щавелевої кислоти. Спочатку розраховують наважку $NaOH$, необхідну для приготування заданого об'єму розчину.

$E_{NaOH} = 40,01$. Підставляємо числові значення в формулу: $Q = N \cdot E \cdot V / 1000$
 $= 0,1 \cdot 40,01 \cdot 250 / 1000 = 1,0002$ г.

Так як $NaOH$ містить домішки, на технологічних терезах беруть наважку 1,5 або 2,0 г.

Приготування стандартного розчину кислоти для визначення лугу у розчині.

Для визначення вмісту лугу використовують титрований розчин хлоридної або сульфатної кислоти. Концентрована хлоридна кислота виділяє $HCl \uparrow$, концентрована H_2SO_4 поглинає пари води з повітря, тому розчини цих кислот готують приблизної концентрації, а потім титр на нормальну

концентрацію встановлюють за розчином бури. Для приготування 250 мл. 0,1н HCl спочатку розраховують наважку кислоти за формулою:

$$E_{\text{HCl}}=36,5 \quad Q=N \cdot E \cdot V/1000 =0,1 \cdot 36,5 \cdot 250 /1000=0,9125\text{г.}$$

Розбавлені розчини готують із більш концентрованих розчинів. Для цього спочатку за допомогою ареометра визначають густину розчину кислоти, по таблиці знаходять концентрацію кислоти, яка відповідає даній густині , і проводять розрахунки.

Розчин HCl має густину 1,050, по таблиці знаходим що такій густині відповідає 10,17% розчин. Розрахуємо , в скількох грамах цього розчину буде міститись 0,91 г HCl.

В 100 г розчина – 10,17 г HCl

X – 0,91 HCl

$$X= 0,91 \cdot 100/10,17= 8,94\text{г}$$

Використовуючи значення густини, розрахуємо об'єм 8,94 г. розчину HCl :

1,050 г HCl займає об'єм 1 мл

8,94г HCl – X

$$X= 8,94 \cdot 1 /1,050 =8,51\text{мл.}$$

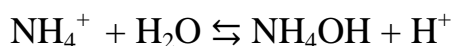
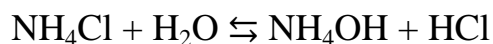
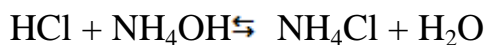
Одним із важких умов виконання об'ємного визначення є фіксування точки еквівалентності. Точка еквівалентності визначається за допомогою індикатора. Колір індикатора змінюється у визначеному інтервалі значень рН. Цей інтервал називається інтервалом переходу забарвлення індикатора.

Для фенолфталеїну він дорівнює **8,9 – 9,8** (з'являється малиновий колір у лужному середовищі) рН= 9 забарвлення інтенсивне.

Для лакмуса він дорівнює **5 – 8** (перехід від червоного – кисле середовище, до синього - лужне). рН= 7 найбільш чіткіший перехід забарвлення.

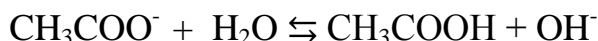
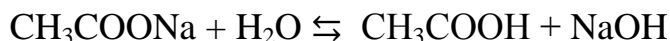
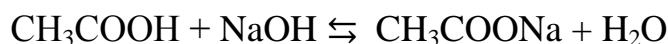
Приступаючи до визначення вмісту кислот або основ у розчині, треба заздалегідь знати, яка реакція буде у точці еквівалентності. Реакція розчину у точці еквівалентності не завжди буде нейтральною, так як у результаті взаємодії кислоти з основою утворюється сіль і вода. Солі у водному розчині гідролізуються , у результаті чого змінюється концентрація іонів H^+ та OH^- ,а

значить і реакція розчину. Тільки при нейтралізації сильної кислоти сильною основою реакція середовища у точці еквівалентності буде нейтральною т.я соль яка утворилась гідролізу не підлягає(NaCl ,Na₂SO₄). При титруванні сильної кислоти слабою основою утворюється сіль, яка піддається гідролізу:



реакція розчину кисла pH<7

При титруванні слабкої кислоти сильною основою (або навпаки) – реакція розчину буде лужною.



Для правильного вибору індикатора спочатку вивчають, як змінюється pH розчину у процесі титрування.

Встановлення титру та нормальної концентрації стандартного розчину складається:

1) Приготування розчину установчої речовини.

2) Обчислення титру та нормальної концентрації установчої речовини.

3) Обчислення титру та нормальної концентрації стандартного розчину.

Для визначення кислот використовують 0,1н NaOH титр(T) та нормальну концентрацію(N) якого встановлюють за 0,1н розчином щавелевої кислоти H₂C₂O₄ · 2H₂O.

Для визначення основ використовують 0,1н HCl, титр(T) та нормальну концентрацію(N) якого встановлюють за 0,1н розчином бури Na₂B₄O₇ · 10H₂O

Для встановлення титру та нормальної концентрації досить 100 мл 0,1н розчину установчої речовини.

Встановлення титру та нормальної концентрації розчину NaOH

Приготування 100мл. 0,1н розчину щавелевої кислоти H₂C₂O₄ · 2H₂O.

Щавелева кислота кристалізується з двома молекулами води:

$$E_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = M / 2 = 63,03$$

Для приготування розчину беруть наважку:

$$Q_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 0,1 \cdot 63,03 \cdot 100/1000 = 0,6303\text{г.}$$

Взяту наважку розчиняють у невеликому об'ємі води, потім об'єм розчину у колбі доводять до мітки дистильованою водою, закривають колбу пробкою і ретельно перемішують розчин. Для приготовленого розчину обчислюють титр та нормальну концентрацію.

$$T_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = Q / V = 0,6303/100 = 0,006298$$

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = T \cdot 1000/E = 0,006298 \cdot 1000/63,03 = 0,09992$$

За результатами титрування певного об'єму щавелевої кислоти стандартним розчином луѓи обчислюють титр та нормальну концентрацію стандартного розчину.

$$N_{\text{NaOH}} = V_{\text{K}} \cdot N_{\text{K}} / V_{\text{NaOH}} = 10 \cdot 0,9992/10,26 = 0,09737$$

Титрування	V_{K}	V_{NaOH}
1	10	10,25
2	10	10,28
3	10	10,26