

СИБИРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ИНДУСТРИАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ



Институт фундаментального образования
Кафедра общей и аналитической химии

МЕТОД НЕЙТРАЛИЗАЦИИ. РАСЧЕТЫ В МЕТОДЕ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ПОНЯТИЕ PH.

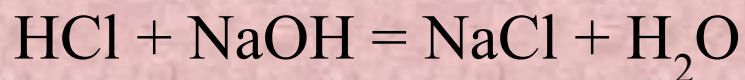
Лантаноиды и Actиноиды

Метод нейтрализации

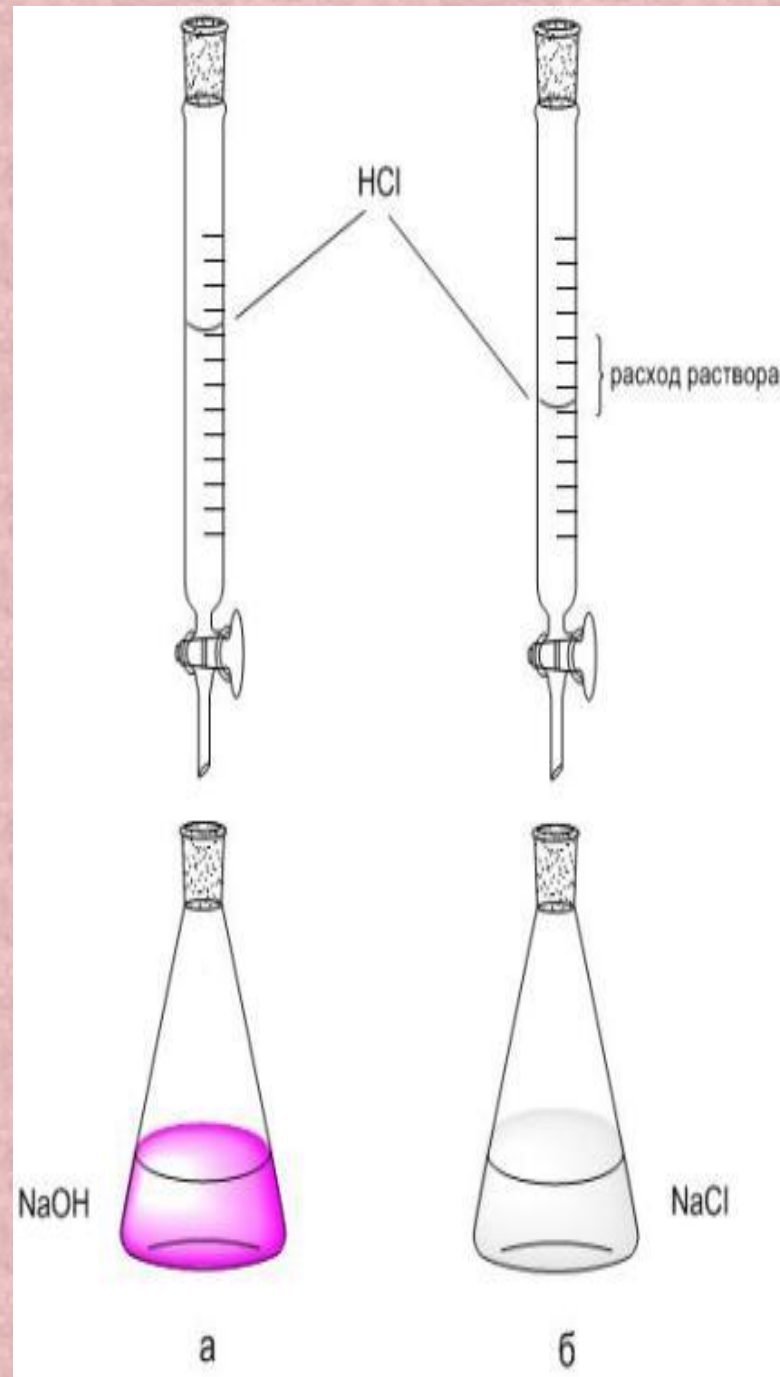
Метод нейтрализации — это один из видов титриметрического анализа, который широко используется в лабораториях различного медицинского и экологического профиля: клинических, диагностических, санитарно-гигиенических, судебно-экспертных, контроля состояния окружающей среды, стандартизации и контроля лекарственных форм.



Нейтрализация (от лат. neuter — ни тот, ни другой) — взаимодействие кислоты и основания (щелочи) между собой с образованием соли и малодиссоциирующего вещества (воды). В большинстве своем, реакции нейтрализации экзотермичны. К примеру, реакция гидроксида натрия и соляной кислоты:



В ионном виде уравнение записывают так:



Кислотно-основное титрование

Это метод, основанный на измерении объема рабочего раствора, пошедшего на взаимодействие с анализируемым веществом.

Титрование – процесс постепенного контролируемого добавления рабочего раствора к определенному объему анализируемого вещества.

Рабочим (стандартным, титрованным, титрантом) называют раствор точно известной концентрации.

Измерение объема рабочего раствора осуществляется титрованием.

Титрование анализируемого вещества заканчивают в точке эквивалентности (ТЭ). ТЭ – это момент в процессе титрования, когда вещества прореагируют в эквивалентных количествах.

Приемы титрования:

- 1) прямое титрование, когда анализируемое вещество титруется непосредственно рабочим раствором.
- 2) обратное титрование (титрование по остатку), когда к анализируемому веществу прибавляют вспомогательный стандартный раствор, избыток которого оттитровывают рабочим раствором.
- 3) косвенное титрование (титрование по заместителю), когда к анализируемому веществу добавляют вспомогательный стандартный раствор, продукт взаимодействия с которым оттитровывают рабочим раствором.

Расчеты в методе нейтрализации

Требуется рассчитать массу щелочи m_{NaOH} в растворе гидроксида натрия. В расчетах будем использовать выражение $C_{\text{H1}} \cdot V_1 = C_{\text{H2}} \cdot V_2$ закона эквивалентов для растворов: $C_{\text{H}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$, где NaOH – анализируемое вещество, а HCl – рабочее вещество. Подставим в это уравнение выражение нормальности NaOH:

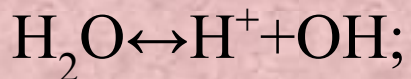
$$\frac{m(\text{NaOH}) \cdot 10^3}{M_{\text{э}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})} \cdot V(\text{NaOH}) = C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

Отсюда выразим массу щелочи:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{M_{\text{э}}(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{10^3} = M_{\text{э}}(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

Ионное произведение воды

Вода – слабый электролит. Запишем уравнение диссоциации воды и выражение константы равновесия K .



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}, (1)$$

где $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}_2\text{O}]$ – равновесные концентрации, моль/л;

$1,8 \cdot 10^{-16}$ – табличная величина константы равновесия воды при 20°C .



Так как K очень мала, то можно считать равновесную концентрацию воды величиной постоянной $[\text{H}_2\text{O}] \approx \text{const}$. Рассчитаем молярную концентрацию воды, зная, что один литр воды составляет 1000 миллиграммов, а молярная масса воды – 18г/моль.

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{10^3 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Произведение постоянных величин K и $[\text{H}_2\text{O}]$ есть величина постоянная и ее называют ионным произведением воды $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

В соответствии с уравнением (1) запишем:

$K_{\text{H}_2\text{O}} [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Поскольку один моль воды при диссоциации дает по одному молю ионов водорода и гидроксильной группы, то их равновесные концентрации равны:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель pH

Водородный показатель (pH) – это отрицательный десятичный логарифм равновесной концентрации ионов водорода

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]. \quad (2)$$

$$\text{pH} = -\lg[10^{-7}] = 7.$$

При $\text{pH} = 7$ – среда нейтральная. Если $\text{pH} > 7$, то среда щелочная, а при $\text{pH} < 7$ – среда кислая.



Ошибки метода нейтрализации

- Индикаторные ошибки относятся к систематическим ошибкам и возникают тогда, когда изменение окраски индикатора не соответствует точке эквивалентности реагирующих веществ.
- При титровании по методу нейтрализации индикаторные ошибки обусловлены несовпадением pH в точке эквивалентности с показателем титрования (pT) применяющегося индикатора. Различают водородную, гидроксильную, кислотную, щелочную и солевую ошибки титрования.

Особенности, достоинства и недостатки метода

- Достоинствами РН являются ее универсальность и высокая специфичность; недостатки — большая трудоемкость; необходимость строго соблюдать стерильность материалов, посуды и инструментов; высокая стоимость живых биологических систем; относительная длительность биопробы и необходимость проведения математических расчетов.

Примеры:

1. Рассчитать pH децинормального раствора HCl.

Решение: HCl диссоциирует на ионы: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ и значит

$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,1$ моль/л. Для HCl нормальная концентрация равна молярной, так как $M(\text{HCl}) = M_{\text{э}}(\text{HCl})$.

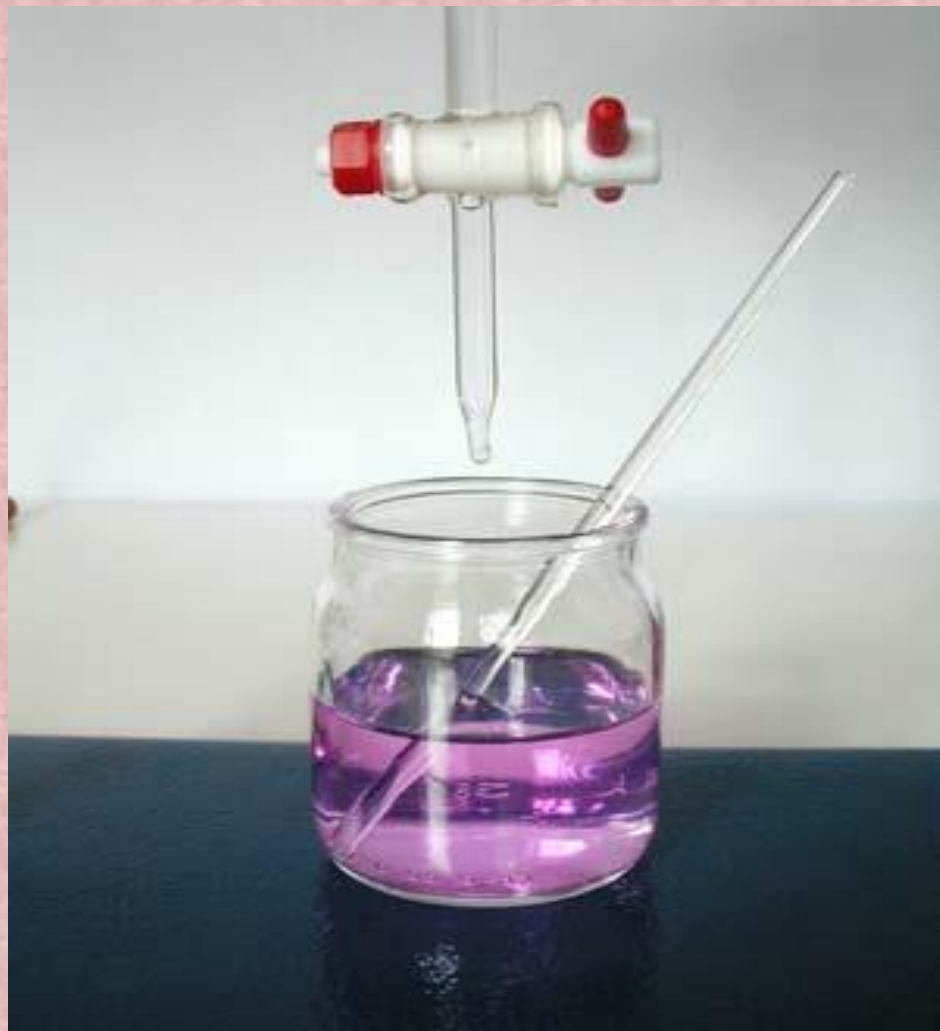
Рассчитываем pH по уравнению 2:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg[10^{-1}] = 1$$



Значение метода нейтрализации

Данный метод позволяет анализировать кислоты, гидроксиды, соли, оксиды, то есть любые вещества, способные взаимодействовать с кислотой и со щелочью. Этот способ получил широкое применение в гидро- и электрометаллургии. Точность метода приблизительно $0,1 \div 0,2\%$.



Список используемой литературы

- 1) Отто М. Современные методы аналитической химии: в 2 т.: пер. с нем. Т. 1/ М. Отто; под. ред. А.В. Тармаша. – М.: Техносфера, 2003, 2004. – 412, 281 с. : ил.
- 2) Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 кн. Кн. 2 : Физико-химические методы анализа : учеб. для студ. вузов, обучающихся по химико- технол. спец. / В.П. Васильев. – 5-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2005. –383 с.
- 3) 1) Основы аналитической химии: в 2 кн. Под ред. академика Ю.А. Золотова. – М. "Высшая школа", 2004. – 503 с.
- 4) 2) Васильев В.П. Аналитическая химия в 1 кн.: Кн. 2/ Физико-химические методы анализа. – М. "Дрофа", 2002. – 383 с.
- 5) Количественный анализ. Кислотно-основное титрование : лабораторный практикум по дисциплинам "Методы контроля и анализа веществ", "Аналитическая химия и физико-химические методы анализа" / Сост. : В.Д. Иванова, О.Р. Глухова, Р.М. Белкина, С.В. Зенцова: СибГИУ– Новокузнецк, 2010. – 11 с.
- 6) Ссылка на видео
<https://www.youtube.com/watch?v=CD30WHVBmu0>