



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



**Кафедра биологии растений и химии**

# **ХИМИЯ**

**Теоретический раздел  
Лекция  
Количественный анализ  
Титриметрический анализ**



## ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

### 1. Сущность и основные понятия титриметрического анализа.

Титриметрический анализ заключается в измерении объема раствора реагента, затраченного на взаимодействие с определяемым компонентом. При этом концентрация реагента должна быть предварительно установлена. Зная объем прибавленного раствора и концентрацию реагирующего вещества в нем, нетрудно рассчитать количество анализируемого компонента в пробе. Расчёт в данном методе анализа основан на **законе эквивалентов**: массы реагирующих веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

$$C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2 ; \quad (C_{\text{экв}} = C(1/z(x)))$$

**Титр (Т)** – это число граммов растворённого вещества в 1 мл раствора.

**Титрованный (стандартный)** раствор – это раствор, концентрация которого известна с высокой точностью. Раствор с известной концентрацией реагента называется **рабочим** или **титрантом**.

**Титрованием** – это процесс прибавления рабочего (титрованного) раствора к анализируемой пробе. Титрование необходимо продолжать до **точки эквивалентности**, т. е. до того момента, когда реагирующие между собой вещества окажутся в эквивалентных количествах. Точку эквивалентности устанавливают с помощью химических индикаторов – веществ, способных изменять свою окраску в точке эквивалентности, или с помощью специальных приборов. В титриметрическом анализе **не может быть** использована **любая** химическая реакция.

**Реакций, применяемые в титриметрии, должны удовлетворять следующим требованиям:**

1. реакция должна протекать количественно;
2. реакция должна идти с большой скоростью;
3. реакция не должна осложняться протеканием побочных реакций;
4. должен существовать способ определения окончания реакций.

Если реакция не удовлетворяет хотя бы одному из этих требований, она не может быть использована в титриметрическом анализе.

### 14.2. Состав растворов и посуда в титриметрическом анализе

В титриметрическом анализе для выражения состава растворов используют молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента, а также готовят заданные растворы из растворов с массовой долей.



Свойства растворов определяются качественным и количественным составом раствора. Содержание компонентов в растворе может непрерывно изменяться в некоторых пределах. Количественной характеристикой растворов является концентрация.

**Концентрация** – это количество растворенного вещества, содержащееся в единице массы или объема раствора. Ее можно выразить в таких единицах, как, например, г/л (число граммов вещества в литре раствора).

**Массовая доля вещества ( $\omega$ )**- отношение массы данного вещества  $m(x)$  в растворе к массе всего раствора  $m(p-pa)$ :

$$\omega(x) = m(x) / m(p-pa).$$

Массовая доля - безразмерная величина. Ее выражают в долях или в %.

**Объемная доля вещества ( $\varphi$ )** выражается в долях единицы или % и численно равна отношению объема жидкого или газообразного вещества к общему объему раствора или смеси.

$$\varphi(x) = V(x) / V(p-pa)$$

Иногда концентрацию измеряют в процентах. При этом необходимо указывать, какие проценты имеются в виду: весовые или объемные. Например, 10%-ный раствор спирта в воде – это раствор, содержащий 10 объемов спирта и 90 объемов воды (объемные проценты 10%), а 10%-ный раствор хлорида натрия в воде – раствор, в котором на 10 массовых единиц вещества приходится 90 массовых единиц воды (массовые %).

**Молярная доля растворенного вещества ( $\chi$ )** численно равна отношению химического количества растворенного вещества к суммарному числу моль всех компонентов раствора или смеси.

$$\chi(x) = n(x) / \Sigma n_i$$

**Молярная концентрация  $C(x)$**  показывает химическое количество растворенного вещества в молях, которое содержится в 1л раствора, и выражается в моль/л:  $C(x) = n(x) / V(p-pa)$ .

**Молярная концентрация эквивалента  $C(1/z(x))$**  (нормальность) показывает химическое количество эквивалента растворенного вещества в молях, которое содержится в 1л раствора, и выражается в моль/л:

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x)) / V(p-pa).$$

Для систем, в которые входят кислоты, основания и соли, эквивалент – это количество вещества, которое расходуется при взаимодействии с 1 моль ионов водорода  $H^+$ . Титр и молярная концентрация эквивалента связаны между собой уравнением:

$$C(1/z(x)) = T * 1000 / M(1/z(x))$$

Все растворы с заданной концентрацией в титриметрическом анализе готовят в мерных колбах определенного объема. В зависимости от спо-



способа приготовления титранты (рабочие растворы) бывают *стандартные* или приготовленные и *стандартизированные* или установленные. Стандартные растворы готовят точной концентрации из фиксаналов или растворением точной навески чистого вещества в определённом объёме воды (рис.14.1).

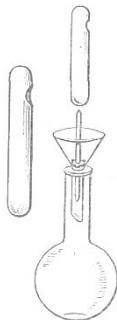


Рис.14.1. Приготовление рабочего раствора из фиксанала

Но многие растворы (например,  $\text{HCl}$ ) приготовить таким способом нельзя. Поэтому готовят раствор титранта приблизительной концентрации, а затем его стандартизируют, т. е. устанавливают точную концентрацию по стандартному раствору.

Иногда для выражения точной концентрации рабочего раствора пользуются поправочным коэффициентом  $K$ , который равен отношению экспериментально найденной точной молярной концентрации эквивалента рабочего раствора к предполагаемой молярная концентрация эквивалента

$$K = C_{\text{эк}}(1/z(x)) / C_{\text{пред}}(1/z(x))$$

Поправочный коэффициент показывает, на какое число следует умножить предполагаемую молярную концентрацию эквивалента, чтобы получить его точную концентрацию.

Для точного измерения объёмов в титриметрическом анализе используются мерные колбы, мерные пипетки и бюретки (рис.14.2), а для приблизительных измерений применяются мерные цилиндры, мензурки и мерные пробирки.

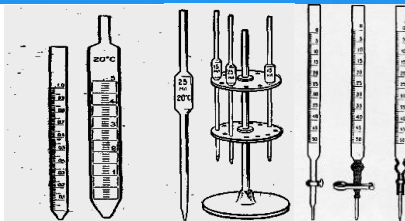


Рис. 14.2. Градуированные пипетки. Пипетки Мора. Бюретки с различными затворами.

Прозрачные жидкости отмеривают по нижнему краю мениска, а окрашенные ( $\text{KMnO}_4$ ) – по верхнему (рис.14.3).

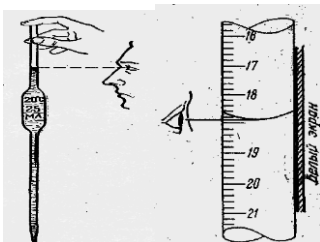


Рис.14.3. Заполнение пипетки Мора жидкостью и наблюдение за положением мениска раствора в бюретке.

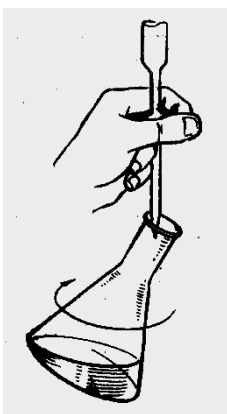


Рис.14.4. Выполнение титрования



### 3. Приёмы (способы) титрования

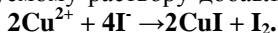
Различают несколько способов (приёмов) выполнения титриметрического анализа: прямое титрование, обратное титрование и титрование заместителя.

**Прямое титрование** состоит в непосредственном прибавлении рабочего раствора к пробе с определяемым веществом. Например, пусть требуется определить концентрацию гидроксид-ионов в растворе. Возьмем рабочий раствор хлороводородной кислоты и будем прибавлять его к исследуемой пробе. При этом происходит реакция нейтрализации  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .

Точку эквивалентности можно установить с помощью любого кислотно-основного индикатора, например лакмуса. Первая избыточная капля раствора хлороводородной кислоты вызовет изменение окраски индикатора от синей к красной. Измерив, объем прибавленного реагента и зная его концентрацию, легко можно вычислить содержание ионов  $\text{OH}^-$  в пробе.

**Обратное титрование** основано на использовании двух рабочих растворов. Сначала к анализируемой пробе приливают точно измеренное количество первого рабочего раствора, в котором содержится реагент, взаимодействующий с определяемым веществом. Непрореагировавший избыток этого реагента оттитровывают с помощью второго рабочего раствора. Метод обратного титрования применяют в тех случаях, когда исследуемое вещество обладает повышенной летучестью.

В некоторых вариантах титриметрического анализа сначала проводят реакцию определяемого вещества с каким-либо реагентом, а затем титруют один из продуктов этой реакции. Такой способ называется **титрованием заместителя (косвенное титрование)**. Например, при йодометрическом определении меди к анализируемому раствору добавляют избыток  $\text{KI}$ . Происходит реакция



Выделившийся йод оттитровывают тиосульфатом натрия.

### 4. Классификация титриметрических методов анализа

Титриметрические методы анализа классифицируют по типу выполняемых химических реакций. При этом различают методы нейтрализации, осаждения, окисления-восстановления, комплексообразования.

**Метод нейтрализации** применяется для определения кислот и оснований. В качестве реагентов в этом методе используются растворы сильных минеральных кислот (при анализе оснований) и щелочей (при анализе кислот). Основу метода составляет реакция нейтрализации. В методах кислотно-основного титрования основной является реакция передачи протона от титранта титруемому веществу или от титруемого вещества титранту. Реакции

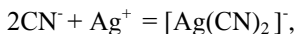


кислотно-основного взаимодействия характеризуются высокой скоростью, протекает строго стехиометрически. При этом происходит реакция нейтрализации  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

**Метод осаждения** объединяет те случаи определений, при которых в результате взаимодействия реагента с исследуемым веществом образуется малорастворимое соединение, например:  $\text{AgCl}$ ,  $\text{BaSO}_4$  или  $\text{PbSO}_4$ .

**Метод комплексообразования** основан на использовании реакций, сопровождающихся образованием комплексных соединений. Эта группа методов объединяется под общим названием **комплексометрия**.

Например, для определения цианид-ионов  $\text{CN}^-$  часто используют реакцию:



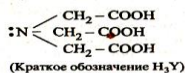
в результате которой образуется устойчивый комплекс  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ . Если к раствору, содержащему ионы  $\text{CN}^-$ , прибавлять нитрат серебра, то сначала жидкость остается совершенно прозрачной. После точки эквивалентности первая избыточная капля реагента приводит к выпадению малорастворимого аргентоцианида серебра:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \downarrow$

Особенностью комплексометрии является то, что в качестве основных титрантов в ней *используются специфические вещества – комплексоны*, образующие с определяемыми реагентами (катионами металлов) так называемые хелатные (внутрикомплексные) соединения.

Комплексометрия находит широкое применение в практике медико-биологического, санитарно-гигиенического и фармацевтического анализа. Она применима для *определения содержания многих элементов в живых организмах* (тканях и биологических жидкостях); в сочетании с другими методами аналитической химии *позволяет судить о степени экологической опасности*, возникающей в результате загрязнения окружающей среды металлами и их соединениями в виде отходов промышленного производства (анализ почвы, промышленных сточных вод); *используется для санитарно-гигиенической оценки воды* (комплексометрическое определение жесткости воды). Некоторые комплексоны *применяют как консерванты при хранении крови и для выведения из организма ионов токсичных металлов, радиоактивных изотопов и продуктов их распада*

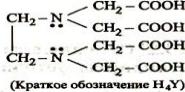
**Комплексоны** - это вещества, относящиеся к группе аминополикарбоновых кислот. Примерами таких соединений являются:

Комплексон I (нитрилотриуксусная кислота - НТА)

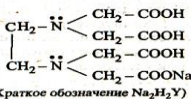


Комплексон II

(этилендиаминтетрауксусная кислота - ЭДТУК)



Комплексон III (динатриевая соль ЭДТУК, ЭДТА, торговое название - трилон Б)

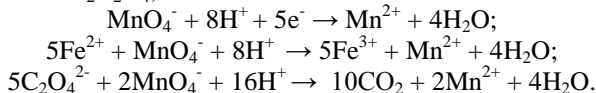




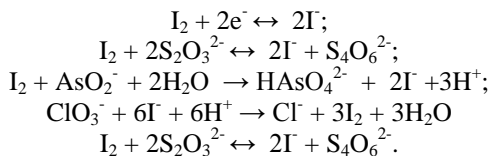
Эти и подобные им третичные амины, содержащие карбоксильные кислотные группы, образуют устойчивые хелатные соединения с ионами почти всех металлов. В связи с этим комплексонометрическое титрование используется для количественного определения различных катионов в растворе. При соответствующем выборе условий с помощью комплексонометрии можно определить в одном растворе до пяти катионов, что не позволяет сделать другие методы титриметрического анализа. Метод обладает высокой чувствительностью (до  $10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>), точен и прост, имеет высокую избирательность. Рабочие растворы устойчивы. При количественных определениях применяется *прямое, обратное и косвенное* (заместительное) титрование. Для установления точки эквивалентности имеется набор цветных индикаторов и разработаны физико-химические методы индикации. С помощью последних можно обнаруживать элементы, для которых не найдены цветные индикаторы, а также определять последовательно несколько элементов в одном растворе без предварительного химического разделения. В таких случаях используют *потенциометрическое, кондуктометрическое, фотометрическое* и некоторые другие виды титрования комплексоном.

**С помощью метода окисления-восстановления** устанавливают содержание окислителей и восстановителей в растворе. В качестве реагентов в этом методе наиболее часто применяют  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе ряда методов титриметрического анализа, которые объединяются под общим названием **оксидиметрия**. В качестве рабочих растворов (титрантов) в оксидиметрии применяют растворы окислителей и восстановителей. Все методы оксидиметрии классифицируют в зависимости от окислителя или восстановителя, применяемого в рабочем растворе, на следующие виды:

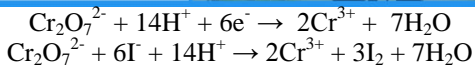
1) **перманганатометрия**: основным титрантом служит раствор  $\text{KMnO}_4$ ; в паре с ним обычно используются растворы сульфата железа (II)  $\text{FeSO}_4$  или щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ;



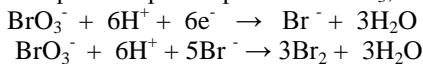
2) **иодометрия**: титранты — растворы йода и тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;



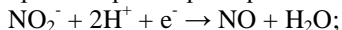
3) **хроматометрия**: основной титрант – раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;



4) *броматометрия*: титрант — раствор калия  $\text{KBrO}_3$ ;



5) *нитритометрия*: титрант — раствор нитрита натрия  $\text{NaNO}_2$ .



$\text{R}-\text{NH}_2 + \text{NaNO}_2 + 2\text{HCl} = [\text{R}-\text{N}^+\equiv\text{N}]\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$  (диазотирование);

$\text{R}_2\text{NH} + \text{HNO}_2 = \text{R}_2-\text{N}-\text{N}=\text{O} + \text{H}_2\text{O}$  (нитрозирование).

Методы оксидиметрии позволяют с помощью рабочих растворов окислителей количественно определять в растворах или смесях разнообразные восстановители: соединения железа (II), олова (II), сульфиты, сульфиды, арсениды, оксалаты, пероксид водорода и др. С помощью рабочих растворов восстановителей можно определить различные окислители: дихроматы, хлор, гипохлориты, хлориты, бром, броматы, йод, йодаты, пероксид водорода и др. Особенно широко в практике клинических и санитарно-гигиенических исследований применяют перманганатометрическое и йодометрическое титрование.

К реакциям, используемым в оксидиметрии, предъявляются требования, заключающиеся в том, что реакция при титровании должна протекать быстро и необратимо с образованием продуктов строго определенного состава, не должна сопровождаться побочными взаимодействиями и должен существовать способ фиксации конца реакции. Этим требованиям удовлетворяет лишь незначительная часть из огромного числа ОВ реакций. Для оксидиметрического титрования подбирают окислительно-восстановительные пары так, чтобы разность их стандартных окислительных потенциалов была не ниже 0,4-0,5 В. В противном случае при титровании отсутствует резкий скачок потенциала вблизи эквивалентной точки.

В оксидиметрии применяются различные методы определения точки эквивалентности. Например, в перманганатометрии она фиксируется по изменению окраски титруемого раствора, вызываемому избытком окрашенного рабочего раствора  $\text{KMnO}_4$  (так называемое *безиндикаторное* титрование). В йодометрии точку эквивалентности устанавливают с помощью индикатора крахмала, специфически реагирующего с йодом. В оксидиметрии применяют и специальные *редокс-индикаторы* (например, дифениламин), которые изменяют свою окраску в зависимости от значения окислительного потенциала, подобно тому, как кислотно-основные индикаторы изменяют свою окраску в зависимости от pH раствора.



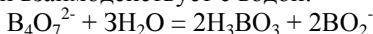
## 5. Кисотно-основное титрование. Выбор индикатора.

В методах кислотно-основного титрования основной является реакция передачи протона от титранта титруемому веществу или от титруемого вещества титранту. Реакции кислотно-основного взаимодействия характеризуются высокой скоростью, протекает строго стехиометрически.

В качестве рабочих растворов используют растворы сильных кислот (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и т. д.) концентрации от 0,05 до 1,0 моль/л или сильных оснований (NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> и т. д.) той же концентрации. Растворы кислот устойчивы и могут храниться без изменения сколь угодно долго. Растворы щелочей также устойчивы, однако их рекомендуется хранить в парафинированной или фторопластовой посуде, чтобы не допустить взаимодействия со стеклом. Необходимо также учитывать, что растворы щелочей поглощают диоксид углерода из воздуха.

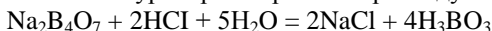
Точную концентрацию титрованных растворов кислот и щелочей устанавливают по одному из первичных стандартных (установочных) веществ. Для стандартизации раствора кислоты часто используется карбонат натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (сода) или декагидрат тетрабората натрия Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O (бура).

Бура при растворении взаимодействует с водой:



и образовавшийся метабора́т титруют кислотой:  $\text{BO}_2^- + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{BO}_3$

Таким образом, на 1 моль буры при титровании расходуется 2 моль H<sup>+</sup>:

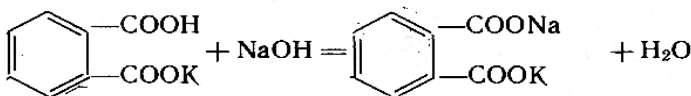


и молярная масса эквивалента буры равна:

$$M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1/2M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 381,42/2 = 190,71 \text{ г/моль}$$

Достоинством буры как вещества для установки титра является большая молярная масса эквивалента.

Раствор щелочи стандартизируют по гидрофталату калия



и другим веществам (щавелевой кислоте, бензойной кислоте и т. д.).

Если молярная концентрация эквивалента кислоты точно известна, этот раствор можно использовать для установления концентрации щелочи. Так же поступают и при определении концентрации кислоты, если известна концентрация щелочи.

Значительно сокращает затраты времени на приготовление титрованных растворов применение специальных ампул, выпускаемых промышленностью (фиксаналов). Фиксаналы содержат точно известное количество вещества.



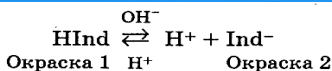
Растворение или разбавление содержимого фиксаля в мерной колбе позволяет сразу получить титрованный раствор.

**Выбор индикатора.** Для обнаружения точки эквивалентности в титриметрическом анализе применяют индикаторы (от лат. *indicare* – показывать, обнаруживать). В первых титриметрических определениях (1729) в качестве основания использовали карбонат калия (поташ) и точку эквивалентности устанавливали по прекращению выделения газа. Впоследствии в методе кислотно-основного титрования наиболее широкое распространение получили цветные индикаторы, окраска которых зависела от pH раствора. Первое титрование с применением цветного индикатора выполнил У. Льюис в 1767 г. и первым индикатором, использованным для этой цели, был лакмус, хотя индикаторные свойства различных растительных экстрактов были известны значительно раньше. Позже в практике титриметрического анализа стали применять синтетические индикаторы: сначала фенолфталеин, а затем азокрасители и другие соединения. Использование синтетических индикаторов позволило существенно повысить точность титриметрических методов анализа, так как растительные экстракты, представляющие собой смесь различных природных веществ, имели ограниченную устойчивость и не всегда давали воспроизводимые результаты. Из растительных экстрактов до настоящего времени сохранили определенное значение лишь лакмус и куркума, применяемые главным образом для качественных испытаний.

Индикаторы кислотно-основного титрования – это сложные органические вещества, которые способны изменять свою окраску в зависимости от pH раствора. Известно около 200 кислотно-основных индикаторов, относящихся к различным классам органических соединений. Наиболее широкое распространение получили индикаторы группы трифенилметана (фенолфталеин, тимолфталеин, феноловый красный, кристаллический фиолетовый и др.) и группы азосоединений (метилоранж, метиловый красный и др.). Кроме индивидуальных, для титрования часто применяют смешанные индикаторы, представляющие собой смеси двух, трех или более индикаторов, которые дают более четкие переходы окраски при изменении pH растворов.

Механизм изменения окраски индикаторов при изменении кислотности среды обычно рассматривается с позиций ионной теории.

Согласно ионной (протолитической) теории, кислотно-основные индикаторы представляют собой слабые органические кислоты  $HInd$  или основания  $IndOH$ , которые в растворах могут существовать в ионизированной и неионизированной формах. Эти формы окрашены в разный цвет и находятся в равновесии, зависящем от pH среды. Например, свойства кислотных индикаторов характеризуются следующим равновесием:



Изменение кислотности раствора приводит к смещению равновесия диссоциации либо вправо (увеличение рН), либо влево (уменьшение рН). Это сопровождается изменением соотношения молекулярной и ионной форм индикатора и, следовательно, изменением окраски раствора.

Для большинства кислотно-основных индикаторов интервал перехода окраски составляет примерно 2 ед. рН: от  $\text{pH}_1 = \text{pK} - 1$  до  $\text{pH}_2 = \text{pK} + 1$ .

Кроме интервала перехода окраски, индикаторы характеризуют показателем титрования  $\text{pT}$ . **Показатель титрования  $\text{pT}$**  - это значение рН в пределах интервала перехода окраски, при котором наблюдается наиболее резкое изменение цвета индикатора и заканчивается титрование. Показатель титрования  $\text{pT}$  обычно равен рН раствора, при котором концентрации обоих окрашенных форм индикатора равны, т.е.  $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$  и тогда соблюдается равенство:  $\text{pT} = \text{pH} = \text{pK}$ .

В химических справочниках обычно указываются окраски кислотной и основной форм индикатора, значения интервала перехода окраски и методика приготовления раствора индикатора. Например, интервал перехода окраски индикатора метилоранжа (метилоранж – желтый, при рН < 3,1 – розовый, в интервале от рН 3,1 до рН 4,4 окраска его постепенно изменяется из розовой в желтую. Показатель титрования метилоранжа равен 4,0. Другой индикатор - фенолфталеин – при рН < 8 бесцветный, в интервале рН от 8,0 до 10,0 окраска из бледно-розовой постепенно переходит в ярко-малиновую. Показатель титрования для фенолфталеина равен 9. Интервал перехода окраски индикатора метилового красного от рН 4,4 до рН 6,2. При рН < 4,4 этот индикатор имеет красный цвет, при рН > 6,2 – желтый. Показатель титрования для этого индикатора равен 5. Индикаторы применяют либо в виде растворов, несколько капель, которых добавляют к испытуемому раствору, либо в виде индикаторных реактивных бумаг, представляющих собой кусочки фильтровальной бумаги, пропитанные раствором индикатора и высушенные. При определении рН на индикаторную бумагу наносят несколько капель испытуемого раствора и по окраске бумаги судят (приблизительно) о его значении. Различные индикаторы изменяют свой цвет при разных значениях рН, что позволяет подобрать во всем диапазоне шкалы подходящий индикатор или индикаторную бумагу. Часто применяют универсальные индикаторы смеси индикаторов, приобретающих различный цвет при нескольких значениях рН, что позволяет ориентировочно судить о его значении. Универсальные бумаги на обложке имеют сравнительную цветную шкалу значений рН.



Кислотно-основные индикаторы изменяют свою окраску в области интервала перехода независимо от того, достигнута или не достигнута точка эквивалентности. Правильно выбранный индикатор изменяет окраску в области скачка титрования. У неправильно выбранного индикатора изменение окраски может происходить задолго до наступления точки эквивалентности (в недотитрованных растворах) или после нее (в перетитрованных).

Выбирают индикатор с помощью кривой титрования. Для этого на график кривой титрования наносят интервал перехода индикатора. **Линия нейтральности** – это линия при  $pH=7$ . Точку пересечения кривой титрования с линией эквивалентности называют **точкой эквивалентности**, а пересечение кривой титрования с линией нейтральности называют **точкой нейтральности**. При титровании сильной кислоты сильным основанием точка эквивалентности и точка нейтральности совпадают. Резкое изменение  $pH$  в области точки эквивалентности называют **скачком титрования**. У правильно выбранного индикатора интервал перехода полностью или частично перекрывается скачком титрования. Если такого перекрывания нет, индикатор для данного титрования не подходит. На рис.14.5 - 14.9 нанесены интервалы перехода нескольких индикаторов. Тропеолин 00 имеет интервал перехода в области  $pH$  от 1,4 до 3,2 и для данного титрования является явно не подходящим. Метиловый оранжевый с интервалом перехода от 3,1 до 4,4 частично захватывает скачок титрования и для этого титрования вполне может быть использован. Для титрования 0,01 М  $HCl$  он уже непригоден. Отличным индикатором для рассматриваемого титрования является бромтимоловый синий, интервал перехода которого находится в середине скачка титрования ( $pH$  6,0...7,6), с этим индикатором можно титровать и 0,01 М  $HCl$ . Фенолфталеин также может быть использован для данного титрования, так как его интервал перехода ( $pH$  8,2... 10,0) захватывает область скачка титрования. Величину  $pH$ , при которой заканчивается титрование с данным индикатором, называют показателем титрования. Показатель титрования находится обычно в середине интервала перехода индикатора. У метилового оранжевого  $pT$  4,0, у фенолфталеина 9,0 и т. д. **Правило выбора индикатора** можно также сформулировать, пользуясь понятием  **$pT$ .Индикатор пригоден для данного титрования, если его  $pT$  лежит в пределах скачка титрования**. Эти же приемы используют при выборе индикатора, когда сильную кислоту титруют сильным основанием.

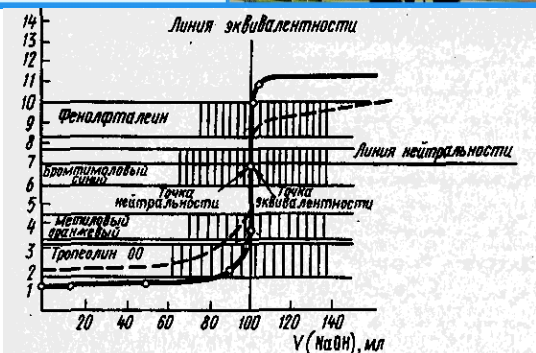


Рис.14.5.Кривая титрования 100,0 мл 0,1 М HCl 0,1 М раствором NaOH

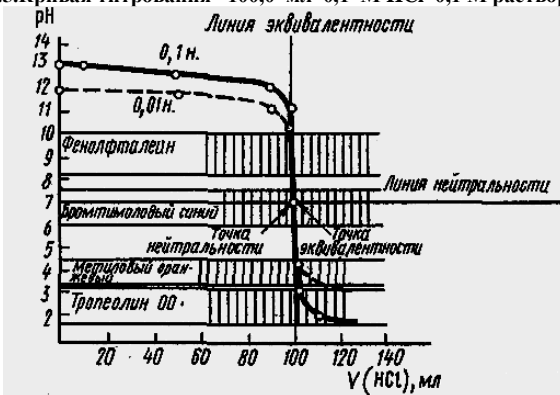


Рис.14.6. Кривая титрования 100,0 мл 0,1 М NaOH 0,1 М раствором HCl

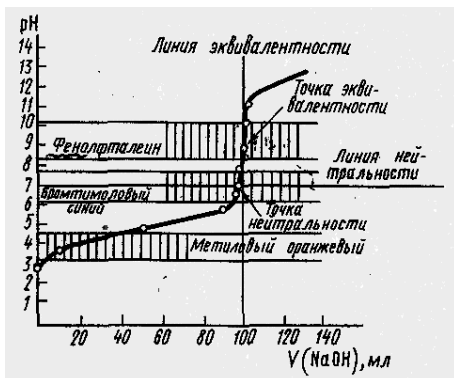


Рис.14.7.Кривая титрования 100,0 мл 0,1 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 М раствором NaOH

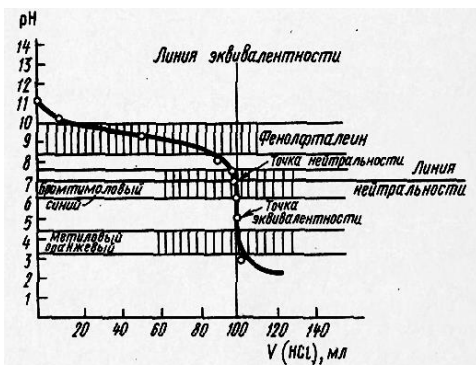


Рис.14.8. Кривая титрования 100,0 мл 0,1 М  $\text{NH}_3$ , 0,1 М раствором  $\text{HCl}$

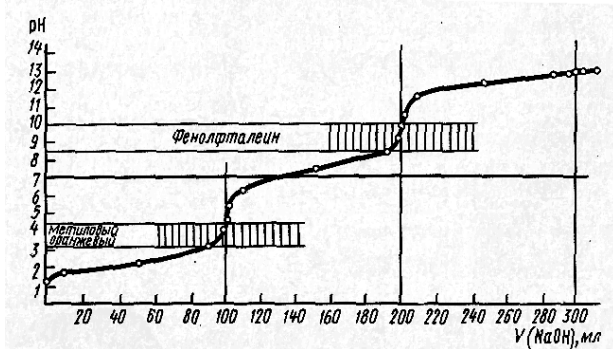


Рис.14.9.Кривая титрования 100,0 мл 0,1М  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , 0,1 М раствором  $\text{NaOH}$

Методы кислотно-основного титрования применяют в контроле производства в химической промышленности, технологии пластмасс и волокон, удобрений, в гидро- и электрометаллургии и т. д.

Методами кислотно-основного титрования определяют концентрацию сильных и слабых кислот, сильных и слабых оснований, в том числе солей, которые рассматриваются как заряженные кислоты и основания. Объектами анализа являются неорганические и органические оксиды и кислоты — азотная, серная, соляная, фтороводородная, фосфорная, уксусная, щавелевая, салициловая и другие, неорганические и органические основания — оксиды и гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, аммиак, амины, аминоспирты и т. д. Анализируются карбонаты, фосфаты, пирофосфаты, цианиды, сульфиды, бораты и соли многих других кислот. Содержание этих ве-



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



ществ обычно определяется методами прямого титрования, хотя в некоторых случаях используются методики обратного титрования и титрования по замещению.

В целом, особенностью титриметрического метода является необходимость выбора оптимального значения рН в каждом конкретном определении.

**Точность титриметрических определений составляет 0,2 - 0,3 %.**



## ЛИТЕРАТУРА

### Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб. пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
9. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
10. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
11. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. –Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
12. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
13. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
14. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
15. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

### Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
3. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
4. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

### Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.

Составитель  
**Поддубная** Ольга Владимировна