



Теоретические основы количественного анализа

Основные законы химии

1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

2. ТЕОРИЯ

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ

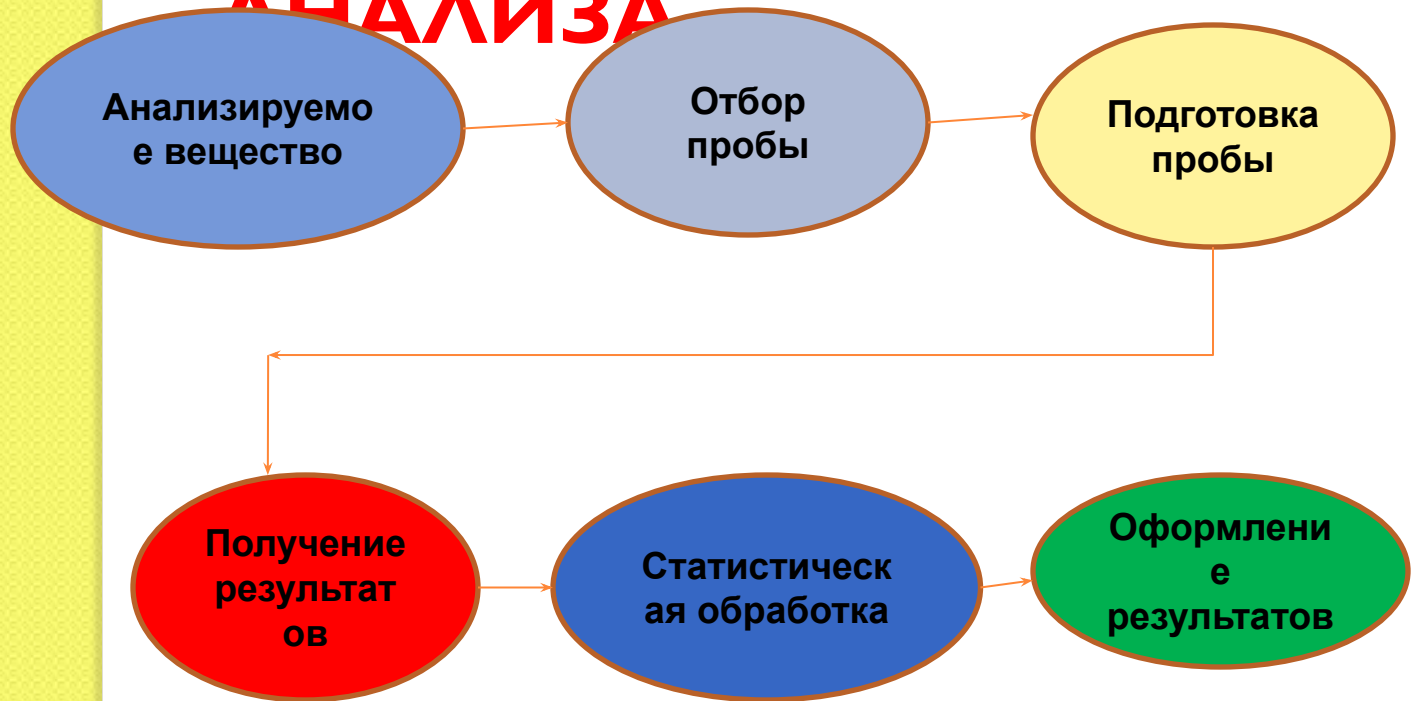
ДИССОЦИАЦИИ

3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ

КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

4. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ

ЭТАПЫ КОЛИЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА



Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая рассчитывается на основании стехиометрических коэффициентов реакции, равная или меньше единицы:

$$f_{\text{ЭКВ.}} \leq 1$$

Для кислотно-основных реакции $f_{\text{ЭКВ}}$ вычисляют по числу замещенных атомов водорода, а для окислительно-восстановительных – по числу электронов, участвующих в реакции.

$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{КИСЛОТЫ}) = \frac{I}{[H]}$$

$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{HCl}) = I/[H] = 1|1$$
$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = I/[H] = 1|2$$

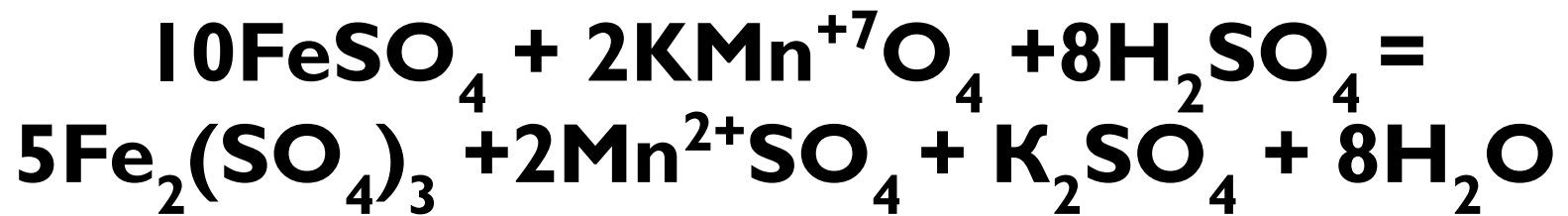
$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{ГИДРОКСИДА}) = \frac{I}{[OH]}$$

$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{KOH}) = I/[OH] = 1|1$$
$$f_{\text{ЭКВ.}}\text{Ba(OH)}_2 = I/[OH] = 1|2$$

$$f_{\text{ЭКВ.}}(\text{СОЛИ}) = \frac{I}{[Me] \times B}$$

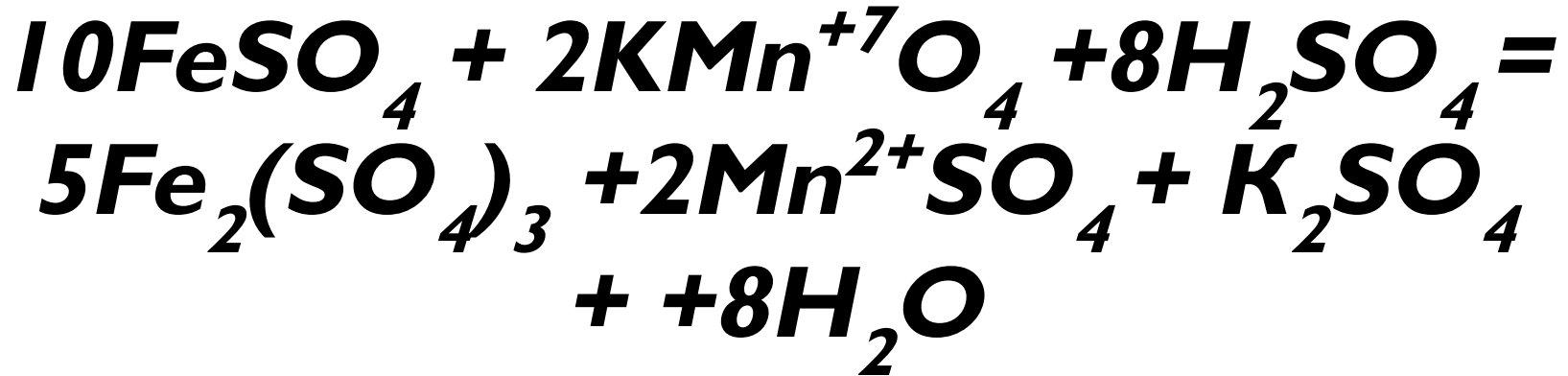
$$f(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2 \times 1 = 1/2$$

В окислительно-восстановительных
реакциях фактор эквивалентности
определяется по количеству отданных
или принятых электронов:



$\text{Mn}^{7+} + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ р-ция восстановления,
окислитель

$$f_{\text{экв.}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5e}$$



р-ция окисления,

восстановитель

$$f(\text{FeSO}_4) = \frac{1}{1e}$$

Молярная масса эквивалента вещества —

это масса одного моля эквивалента этого вещества. Её записывают и рассчитывают следующим образом:

$$M_{\text{Э}(X)} = f_{\text{экв.}}(X) \cdot M(X)$$

$$M_{\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = f_{\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} \times M_{\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = 1/2 \times 105,99 = 52,99 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{Э}(\text{KMnO}_4)} = f_{\text{Э}(\text{KMnO}_4)} \times M_{(\text{KMnO}_4)} = 1/5 \times 158,03 = 31,61 \text{ г/моль}$$

МАССОВАЯ ДОЛЯ -

отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})}$$

$\omega(X)$ – массовая доля растворённого вещества X ;

$m(X)$ – масса растворенного вещества X ;

$m(\text{р-ра})$ – масса раствора.

Массовую долю растворённого вещества ω (X) обычно выражают в %;

она показывает содержание массы растворённого вещества в 100 г раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%,$$

например, массовая доля $\omega(\text{NaCl})$ в растворе

составляет 20 %, это значит, что в 100 г раствора содержится 20 г NaCl и 80 г ВОДЫ

Молярная концентрация –

отношение количества растворенного вещества к объёму раствора (количество молей растворенного вещества в 1 л раствора)

Обычно её обозначают $C(X)$, а после численного значения пишут моль/л или М:

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \cdot 1000 = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V} \cdot 1000,$$

например $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л или $0,1\text{M}$

$m(X)$ – масса растворенного
вещества X , г;

$M(X)$ – молярная масса
растворенного вещества X , г;

V – объём раствора, мл;

$n(X)$ – количество
растворенного вещества X ,
моль.

Молярная концентрация

эквивалента – отношение

количества вещества

эквивалента в растворе к объёму

этого раствора или количество

молей эквивалента вещества в 1

л раствора

$$C(f_{\text{экв.}}) = \frac{n(f_{\text{экв.}})}{V} \cdot 1000 \quad (\text{моль/л или М})$$

$$C(f_{\text{экв.}}) = \frac{m(X)}{M(f_{\text{экв.}}) \cdot V} \cdot 1000, \quad (\text{моль/л или М}), \text{ где}$$

$n(f_{\text{экв.}})$ – количество эквивалентов вещества,
моль;

V – объём раствора, мл;

$m(X)$ и $M(f_{\text{экв.}})$ – соответственно
растворённая и молярная масса эквивалента
вещества, г.

Титр – масса вещества в г,
содержащаяся в 1 мл раствора,
обозначается:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V}, \text{ г/мл}$$

Например, $T(\text{HCl}) = 0,03645 \text{ г/мл}$, т.е. в
1 мл этого раствора содержится
0,03645 г HCl.

Титр может определяться по формуле:

$$T(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{1000} \quad (\text{г/мл})$$

**Титр связан с молярной
концентрацией эквивалента
уравнением:**

$$T(X) = \frac{C(f_{\text{экв.}}) \cdot M(f_{\text{экв.}})}{1000} \quad (\text{г/мл})$$

Титр раствора по определяемому веществу

$(T_{A/X})$ – масса определяемого вещества (X) в г, реагирующая с 1 мл раствора титранта (A)

$$T(A/X) = \frac{m(X)}{V(A)}, \text{ г/мл}$$

Например, $T(H_2SO_4/NaOH) = 0,0025\text{г/мл}$, это значит 1 мл раствора H_2SO_4 реагирует с 0,0025 г NaOH.

Поправочный коэффициент – число, показывающее, во сколько раз практическая концентрация (навеска) больше или меньше заданной (расчётной, теоретической).

$$K = \frac{C(\text{практическая})}{C(\text{теоретическая})}$$

Закон эквивалентов, в соответствии с которым число эквивалентов взаимодействующих и образующихся веществ равно

Для произвольной реакции :



закон эквивалентов имеет следующие математические выражения:

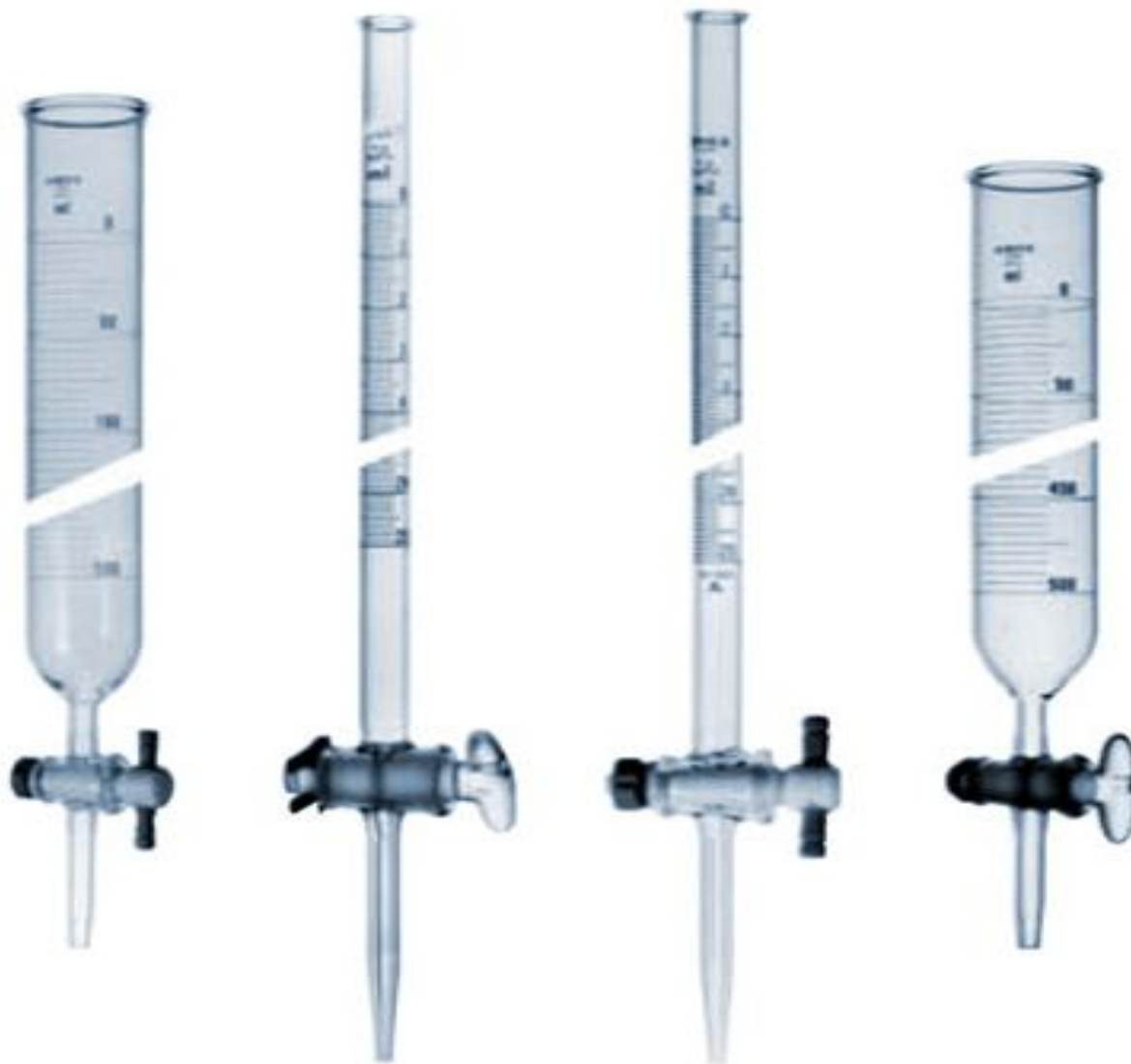
$$C_{(f_{\text{экв}} A)} \cdot V(A) = C_{(f_{\text{экв}} B)} \cdot V(B)$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Химическая посуда в количественном анализе



бюретки





Мерные колбы

<http://reagent-alfa.uaprom.net/>

Цилиндры

www.chancedoor.com



Конические колбы



пипетки



Пенициллиновые склянки



Гравиметрический анализ

- **Совокупность методов количественного анализа, основанных на выделении определяемого количества в виде какого-либо соединения и определения его массы**

Этапы:

- **Осаждение**
- **Фильтрование**
- **Промывание осадка**
- **Взвешивание осадка до прокаливания**
- **Прокаливание осадка**
- **Взвешивание осадка после прокаливания**
- **Определение разницы массы до и после прокаливания**

Титриметрический анализ

- **Титрование – непрерывно контролируемый процесс постепенного добавления одного вещества**
- **(титранта) другому (определяемому)**
- **Момент, в который при титровании добавлено строго эквивалентное количество вещества в соответствии с законом действующих масс, называется **точкой****

Титриметрический анализ

- Реакции, протекающие при титровании и в точке эквивалентности, называются титриметрическими
- Методы титрования называются в соответствии с титриметрическими реакциями и рабочими растворами
- Точка эквивалентности чаще всего определяется индикаторами

Методы титрования

- **Прямое титрование**
- **Обратное титрование**
- **Заместительное титрование**
- **Титрование с разведением**
- **Титрант – реагент с точно установленной концентрацией, добавляемый к анализируемому веществу**
- **Титранты (рабочие растворы) имеют точно известную концентрацию, которая устанавливается путем стандартизации**

Обработка результатов

- Формула прямого титрования

$$\omega = \frac{T \cdot K \cdot V_{\text{раб.р}} \cdot 100\%}{q}$$

- Формула обратного титрования

$$\omega = \frac{T \cdot (K_1 \cdot V_1_{\text{раб.р}} - K_2 \cdot V_2_{\text{раб.р}}) \cdot 100\%}{q}$$

- Титрование с разведением

$$\omega = \frac{T \cdot K \cdot V_{\text{раб.р}} \cdot 100\% \cdot V_K}{q * V_n}$$

Индикаторы

- Индикатор – средство, позволяющее путем визуального наблюдения установить достижение точки эквивалентности
- Цветные индикаторы: одноцветные и двухцветные
- Одноцветные – фенолфталеин
- Двухцветные – метилоранж, лакмус, метиловый красный

Электрохимические методы

- **Основаны на явлениях, протекающих на электродах или в межэлектродном пространстве**
- **Полярография**
- **Потенциометрия**
- **Кулонометрия**
- **кондуктометрия**

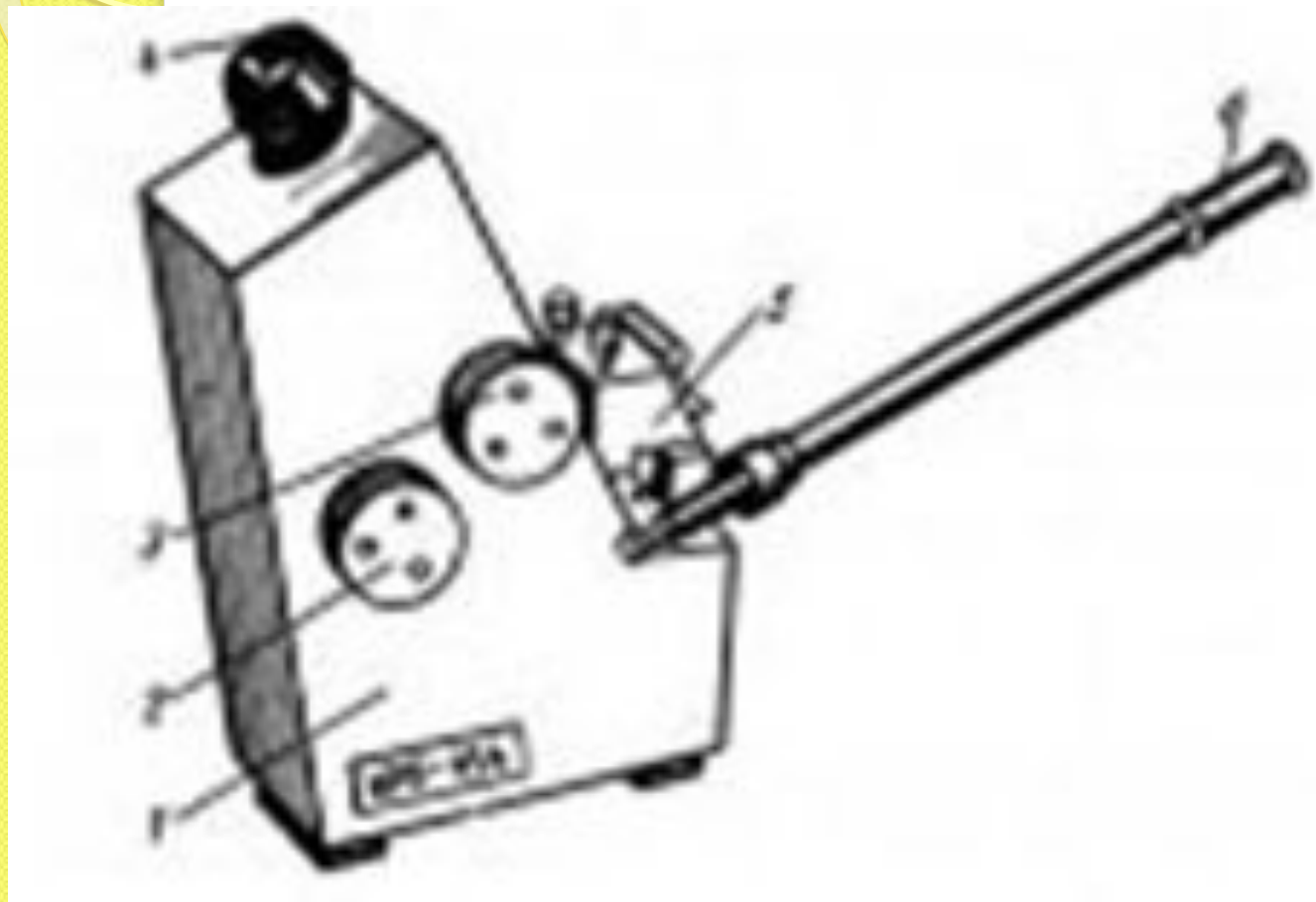
Спектроскопические методы

- **В основе метода лежат спектральные процессы**
- **Люминесцентные методы**
- **Эмиссионные методы**
- **Рефрактометрические методы**
- **Колориметрический анализ**
- **Спектрофотометрический анализ**
- **Фотоколориметрический анализ**

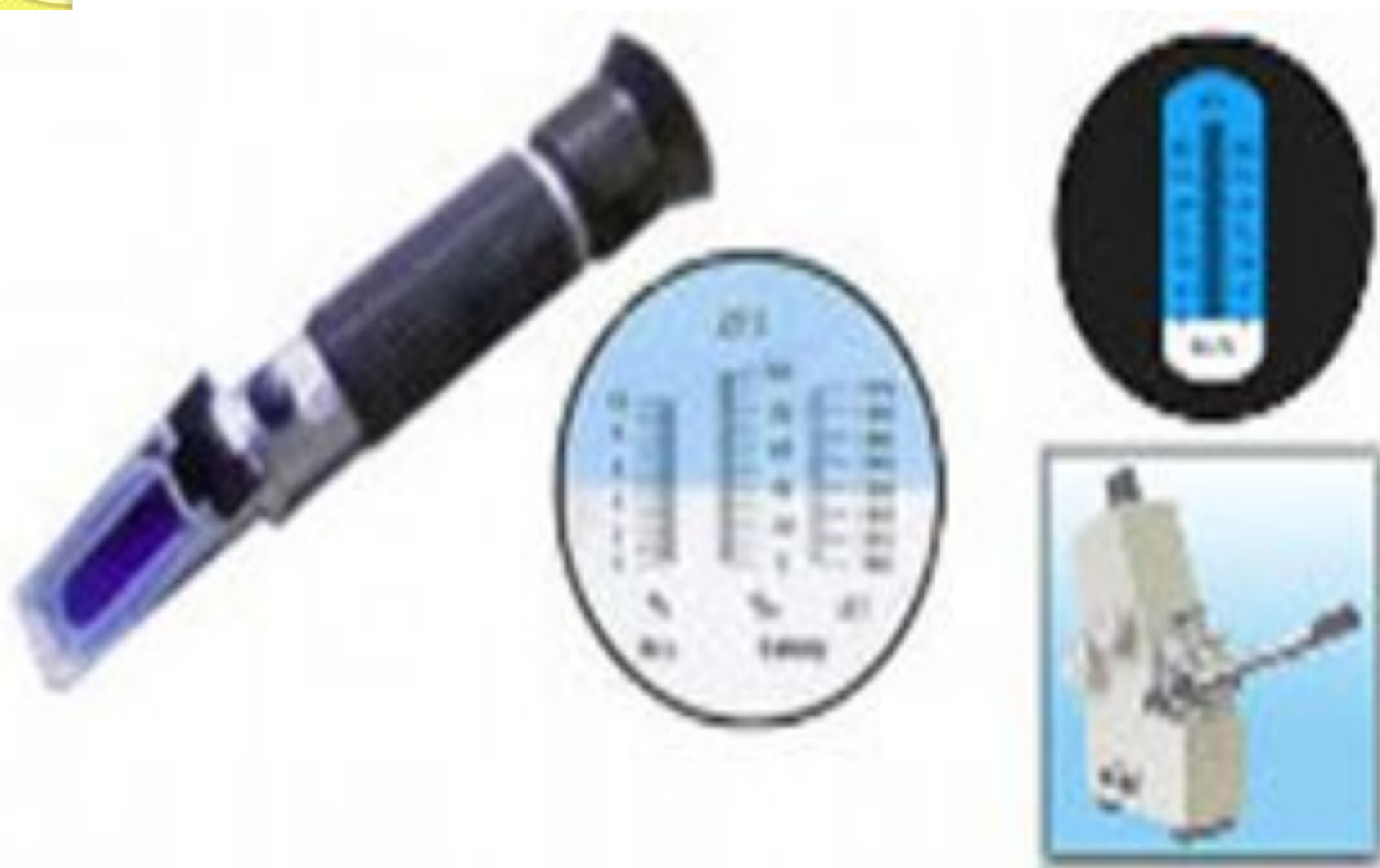
Рефрактометрические метод



Рефрактометр:



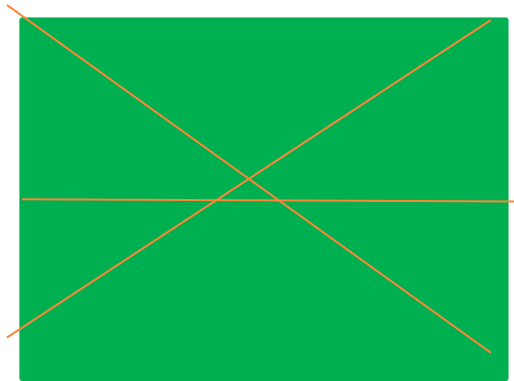
Рефрактометр:



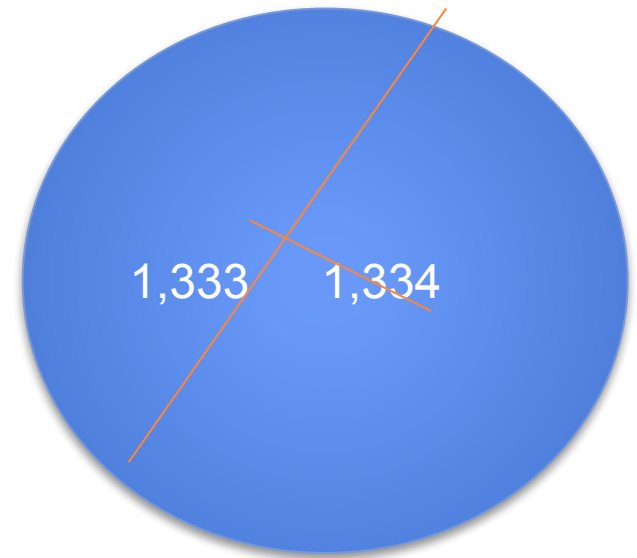
Рефрактометр



рефрактометрия



1,333	1,334
1,335	



Рефрактометрическая таблица

Концентрация	Исследуемое вещество	Показатель преломления	Фактор
	<i>Кальция хлорид</i>		
<i>1</i>		<i>1,345</i>	<i>0,0009</i>
<i>2</i>		<i>1,349</i>	<i>0,00067</i>

Правила работы на рефрактометре

- **Нанести на нижнюю призму каплю воды очищенной, показатель преломления должен быть 1,333 – это значит, что рефрактометр готов к работе**
- **Нанести на нижнюю призму каплю исследуемого раствора, определить показатель преломления и по таблице определить соответствующую ему концентрацию**

Показатель преломления

- **Сравнивают с рефрактометрической таблицей, если $n =$ табличное значение, сразу определяют концентрацию раствора**

Показатель преломления

- **если точное значение показателя преломления (n) отсутствует в таблице, концентрацию определяют по формуле:**

$$C\% = \frac{n - n_0}{f}$$

$$C\% = \frac{1,349 - 1,333}{0,0009}$$
$$= 14,6\%$$

$$0,0009$$

Хроматография

- **В основе лежит явление сорбции**
- **Сорбция – процесс поглощения газов, паров или растворенных веществ жидкими или твердыми поглотителями**
- **Различают два вида сорбции:**
- **Абсорбция – поглощение жидким поглотителем**
- **Адсорбция – поглощение твердым поглотителем**