

Уральский государственный
аграрный университет

Л-11

д.х.н., проф. Хонина Татьяна Григорьевна

**Аналитическая химия.
Количественный анализ
(ч.1. титриметрия)**

Екатеринбург, 2019

План

- 1. Количественный анализ. Задачи и методы количественного анализа.**
- 2. Общая характеристика титриметрических методов анализа. Понятие о титровании.**
- 3. Индикаторы.**
- 4. Стандартные и стандартизованные растворы.**
- 5. Кислотно-основное титрование.**
- 6. Вычисления в титриметрическом анализе**
- 7. Применение объемного метода анализа.**

Предмет аналитической химии

Аналитическая химия – наука о методах определения качественного и количественного состава веществ или смеси веществ.

Задачи аналитической химии: развитие теоретических основ, усовершенствование существующих, разработка новых, более совершенных методов определения элементарного состава веществ.

Методы : химические, физические и физико-химические.

Разделы : качественный анализ,

количественный анализ ,

методы исследования

1. Количественный анализ. Задачи и методы количественного анализа

Раздел аналитической химии, изучающий методы определения количественного содержания исследуемого вещества.

Три основные группы методов количественного анализа:

- 1. химические – весовой (гравиметрический), объемный (титриметрический), газовый (волюмометрический);**
- 2. физико-химические;**
- 3. физические (инструментальные).**

2. Общая характеристика титриметрических методов анализа. Понятие о титровании.

Титриметрический метод - метод количественного анализа, основанный на точном измерении объемов растворов реагирующих веществ (реагентов), вступающих в химическую реакцию.

Титрование - процесс постепенного прибавления раствора титранта (раствора точной концентрации) к раствору анализируемого вещества неизвестной концентрации (проба, аликвота) до получения сигнала индикатора, свидетельствующего о достижении конечной точки титрования (окончании реакции).

Титрованные растворы – растворы с известной концентрацией - титром. Эти растворы называют рабочими растворами – **титрантами**. С их помощью проводится титриметрическое определение, то есть, это раствор, которым титруют.

Титр раствора – масса вещества, содержащаяся в 1 мл раствора: $T = m/V$ (г/мл)

Титриметрический анализ характеризуется быстротой определения и использует химические реакции различных типов.

Методы титриметрического анализа:

В основе классификации лежат реакции, применяемые при титровании.

1. Метод нейтрализации – в основе метода лежит реакция нейтрализации



Этим методом можно определить количество кислот, солей и оснований.

2. Метод окисления - восстановления – в основе метода лежит реакции окисления и восстановления. Растворами окислителей определяют количество восстановителей и наоборот (н-р, перманганатометрия):



3. Метод осаждения - в основе метода лежит реакция осаждения ионов в виде труднорастворимых соединений.



4. Метод комплексонометрии

- в основе метода лежит реакция связывания ионов в малодиссоциируемое комплексное соединение.



Условия титриметрического анализа

- 1. Точное измерение объемов реагирующих веществ.**
- 2. Приготовление растворов точно известной концентрацией, с помощью которых проводят титрование (*рабочие растворы*).**
- 3. Определение конца реакции.**

При титровании прибавляют точное количество реактива, отвечающее уравнению реакции, т. е. количество прибавленного реактива должно быть эквивалентно количеству определяемого вещества.

Требования к реакциям титрования

- 1. Реакция должна проходить количественно, по определённом уравнению, без побочных реакций.**
- 2. Реакция должна проходить с большой скоростью, быть практически необратимой.**
- 3. Окончание реакции должно быть строго зафиксировано визуально или инструментальными методами.**
- 4. Возможность точного определения концентрации раствора.**

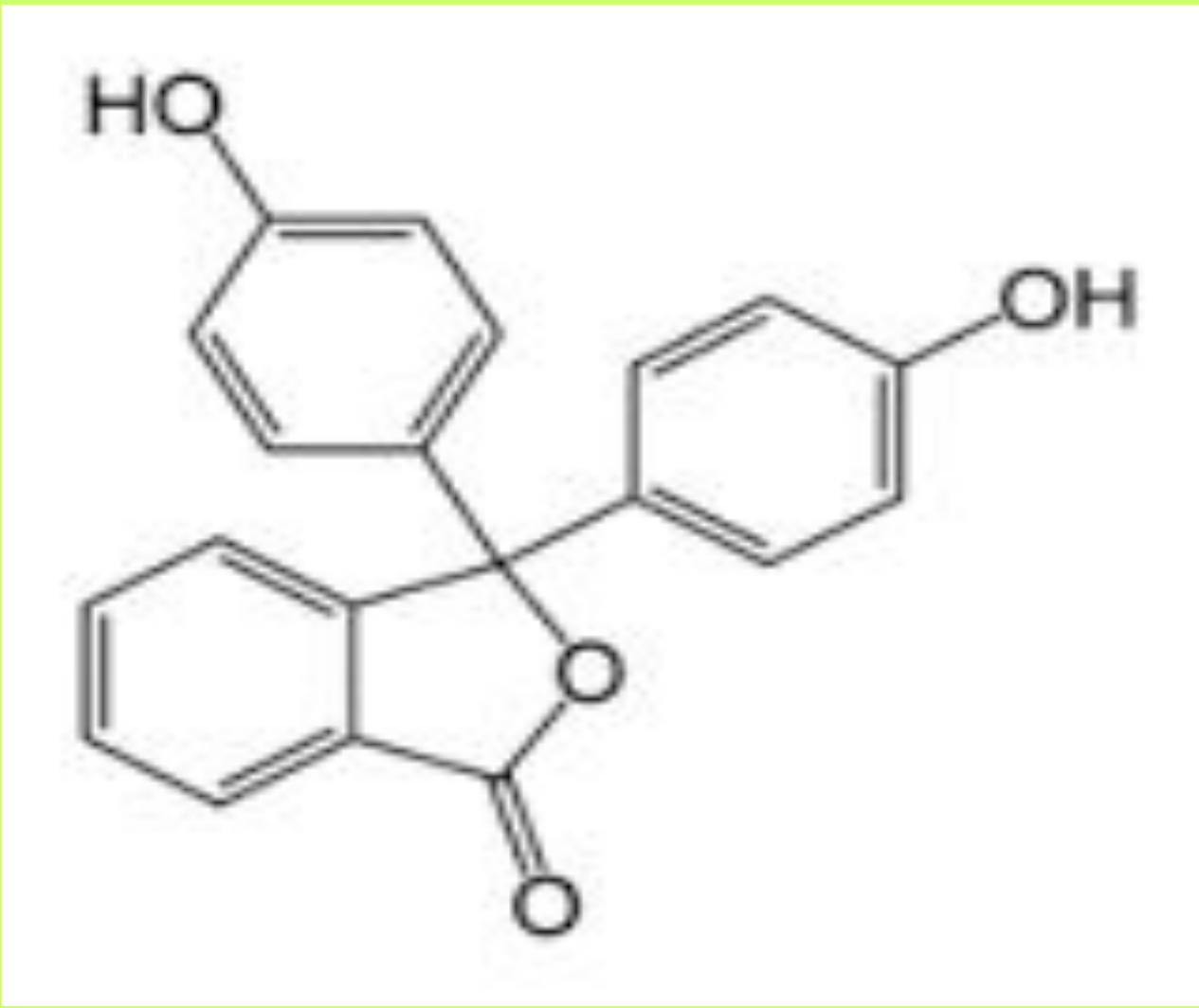
Способы титрования

А) прямое - при титровании используется один рабочий раствор, реакция идет между рабочим раствором и титруемым веществом.

Б) обратное – используются два рабочих раствора, к исследуемому раствору добавляют избыток раствора известной концентрации (первый рабочий раствор). Количество первого раствора, не вступившего в реакцию с определяемым веществом (избыток), титруют (определяют) вторым рабочим раствором.

В) титрование заместителя – используются два рабочих раствора. Первый рабочий раствор вступает в реакцию с определяемым веществом с образованием продукта.

Количество образовавшегося продукта определяют вторым рабочим раствором.



4. Стандартные и стандартизированные растворы

Каким бы методом не проводилось титрование, в нем используются:

- титрованный раствор (титрант),
- соответствующий индикатор,
- способ точного измерения объема.

В зависимости от способа получения различают стандартные (приготовленные) и стандартизированные (установленные) растворы.

Требования к стандартным растворам:

вещество должно быть химически чистым, состав его должен строго соответствовать формуле;

простота и воспроизводимость приготовления раствора,

устойчивость раствора и стабильность его концентрации при хранении

$$T = m/V \text{ (г/мл);} \quad N = 1000 T/Э \text{ (моль-экв./л)}$$

5. Кислотно-основное титрование

Основные положения метода

**Объемы растворов реагирующих веществ
обратно пропорциональны их нормальным
концентрациям:**

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1 \text{ или } V_1 N_1 = V_2 N_2$$

**Для определения концентрации одного из
растворов надо знать объемы растворов
реагирующих веществ и концентрацию
титранта: $N_2 = V_1 N_1 / V_2$.**

6. Вычисления в титриметрическом анализе

Формулы для расчета:

- **pH раствора слабой кислоты**
- **pH раствора слабого основания**
- **pH буферной смеси на основе слабой кислоты**
- **pH буферной смеси на основе слабого основания**

Построение кривых титрования:

- **сильной кислоты сильным основанием**
- **слабой кислоты сильным основанием**
- **(формулы – на доске)**

Вычисления в титриметрическом анализе (продолжение)

Расчет кривой титрования сильной кислоты сильным основанием

1-я точка. Возьмем 100 мл 0,1 М раствора HCl:

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

2-я точка. Добавим 90 мл 0,1 М раствора NaOH . Концентрацию не вступившей в реакцию HCl можно посчитать по формуле:

$$C^2(HCl) = \text{Снач. (HCl)} V_{\text{изб. (HCl)}} / V_{\text{нач. (HCl)}} + V_{\text{доб. (NaOH)}} , \text{ где } V_{\text{изб. (HCl)}} - \text{объем избытка HCl.}$$

$$C^2(HCl) = C^2(H^+) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 10 \text{ (мл)} / 190 \text{ (мл)} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$pH = 2.3.$$

3-я точка. Добавим еще 9 мл (всего 99 мл) 0,1 М раствора NaOH , останется 1 мл непрореагировавшей HCl. Концентрацию не вступившей в реакцию HCl можно посчитать по формуле:

$$C^3(HCl) = C^3(H^+) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 1 \text{ (мл)} / 199 \text{ (мл)} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$pH = 3.3.$$

продолжение:

4-я точка. Добавим еще 0,9 мл (всего 99,9 мл) 0,1 М раствора NaOH , объем раствора составит 199,9 мл. 0,1 М раствора NaOH , останется 1 мл непрореагировавшей HCl. Концентрацию не вступившей в реакцию HCl можно посчитать по формуле:

$$C^4(\text{HCl}) = C^4(\text{H}^+) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 0,1 \text{ (мл)} / 199,9 \text{ (мл)} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = 4.3.$$

5-я точка. Добавим 100,0 (всего) 0,1 М раствора NaOH , объем раствора составит 200,0 мл.

В точке эквивалентности $\text{pH} = 7$

продолжение:

6-я точка. Добавим еще 0,01 мл 0,1 М раствора NaOH (всего 100,01 мл), объем раствора составит 200,01 мл. Избыток NaOH 0,01 мл (среда щелочная) . Концентрация гидроксид-ионов можно посчитать по формуле:

$$C(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 0,01 \text{ (мл)} / 200,01 \text{ (мл)} \\ = 5,0 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

$$C(\text{H}^+) = 10^{-14} / 5,0 \cdot 10^{-6} = 2 \cdot 10^{-9} \quad \text{pH} = 8,7.$$

7-я точка. Добавим еще 0,09 мл (всего 100,1 мл) 0,1 М раствора NaOH; избыток NaOH составляет 0,1 мл; объем раствора 200,1 мл.

$$C(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 0,1 \text{ (мл)} / 200,1 \text{ (мл)} \\ = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

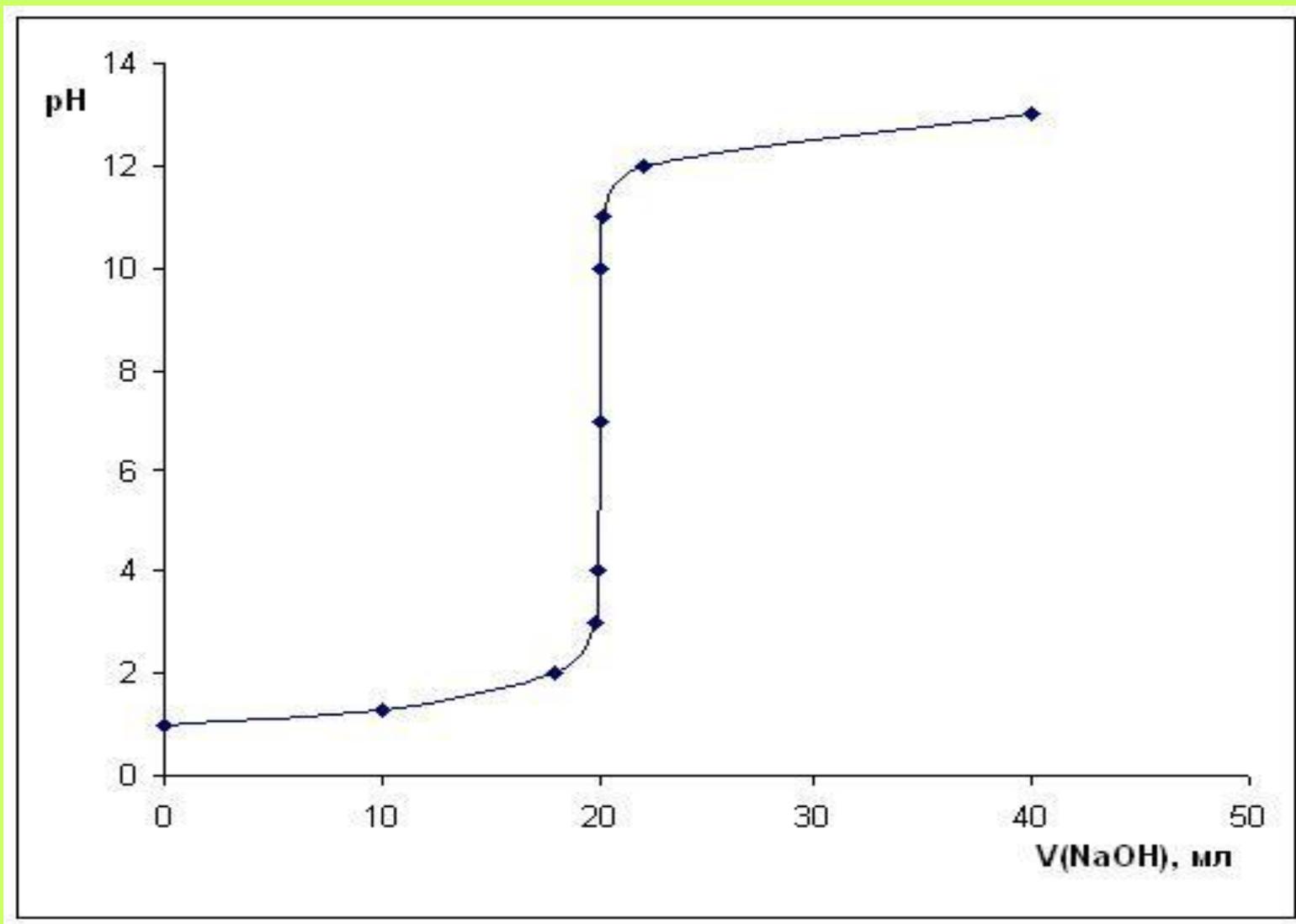
$$C(\text{H}^+) = 10^{-14} / 5,0 \cdot 10^{-5} = 2 \cdot 10^{-10} \quad \text{pH} = 9,7.$$

Продолжение:

8-я точка. Добавим еще 0,9 мл (всего 101 мл) 0,1 М раствора NaOH. избыток NaOH составляет 1 мл; объем раствора 201 мл.

$$C(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ (моль/л)} \cdot 1 \text{ (мл)} / 201 \text{ (мл)}$$
$$= 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$C(\text{H}^+) = 10^{-14} / 5,0 \cdot 10^{-4} = 2 \cdot 10^{-11} \quad \text{pH} = 10,7.$$



6. Вычисления в титриметрическом анализе (продолжение)

**Расчет кривой титрования сильной кислоты
слабым основанием**

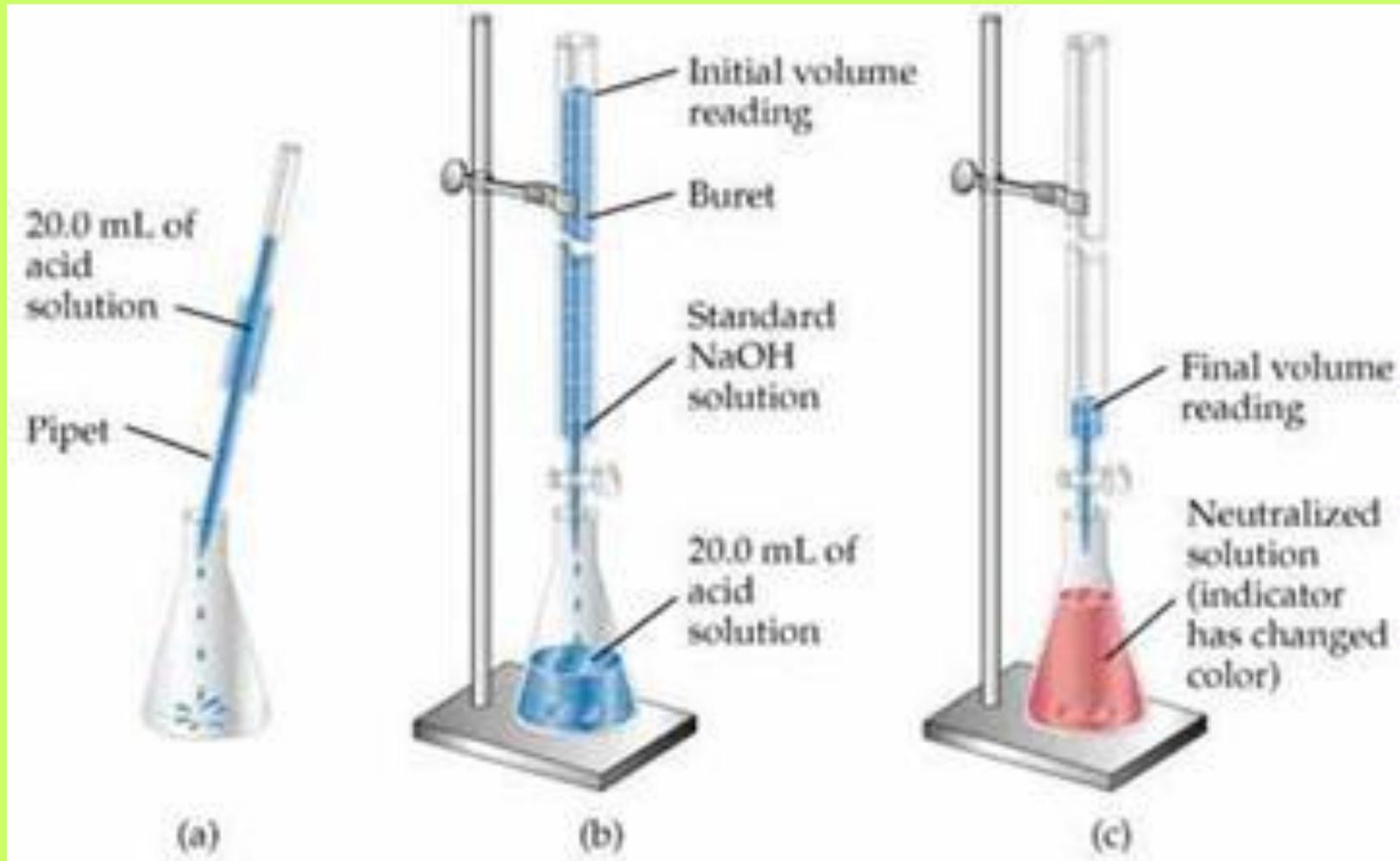
- **pH буферной смеси на основе слабой кислоты:**
- **$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg (C_{\text{соли}} / C_{\text{кисл.}})$**
- **pH буферной смеси на основе слабого основания**
- **$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg (C_{\text{осн.}} / C_{\text{соли.}})$**

Посуда и оборудование в титриметрическом анализе



MyShared

Титрование



Посуда



Кран для
прерыва-
ния вы-
текания
жидкости

