***Вычисление результатов объемных определений***

**Пример 1.** Необходимо приготовить приблизительно 0,1 н. раствор H2S04 объемом 500 мл из кислоты пл. 1,84 г/см3 (при 20°С) и установить точную нор­мальную концентрацию по раствору NaOH.

**Решение.** При полной нейтрализации серной кислоты эквивалентная масса равна 98,04:2=49,02 г/моль. Поэтому массу чистой H2SO4, необходимую для приготовления 0,5 л приблизительно 0,1 н. раствора, можно вычислить следую­щим образом:

m (H2S04) = Мэ\*Сн\*V = 49,02\*0,1\*0,5 = 2,45 г.

Из справочных данных находим, что в серной кислоте (пл. 1,84 г/см3) массовая доля H2SO4 96,0%. Легко вычислить, в какой массе этой кислоты содержатся 2,45 г чистой H2S04:

100 г 96%-ной кислоты содержит 96 г H2SO4

х » » » 2,45 » H2SO4

х = 100\*2,45/96 =2,55 г.

Но серную кислоту не взвешивают, а отмеривают по объему. Чтобы перейти от массы к объему кислоты, пользуются формулой

V = m/р =2,55/1,84 = 1,39 мл.

***Таким образом, для приготовления 500 мл ≈ 0,1 н. раствора серной кислоты нужно отмерить мерным цилиндром (или градуированной пробиркой) 1,39 мл концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/см3), растворить и довести водой объем до 500 мл.***

Действительную нормальную концентрацию этого раствора еще нужно уста­новить по исходному веществу (Nа2СОз, Na2B407\*10Н20) или по точному рас­твору гидроксида натрия титрованием.

**При одинаковых нормальных концен­трациях растворы взаимодействуют равными объемами, без остат­ка. Если же концентрации различны, то затрачиваемые на титрова­ние объемы растворов обратно пропорциональны их нормальным концентрациям.**

Обозначив объемы обоих растворов через V1 и V2, а нормальные концентрации — через Cн1 и Сн2, получим

**V1/V2 = Сн2/Сн1.**

**Следовательно, произведение нормальной концентрации на объ­ем раствора есть величина постоянная для обоих реагирующих ве­ществ:** **Сн1V1 = Сн2V2**. Пользуясь этим уравнением, вычисляют нор­мальные концентрации растворов по результатам титрования.

Допустим, что нормальную концентрацию серной кислоты уста­навливали по титрованному раствору щелочи. При этом на 10,00 мл и 0,1234 н. раствора гидроксида натрия израсходовали в среднем 11,25 мл кислоты. Тогда можно написать:

Сн H2SO4 \* 11,25 = 0,1234 \*10,00 или Сн H2SO4 = 0,1234 \* 10,00 / 11,25 = 0,1097.

**Пример 2.** В мерную колбу вместимостью 100 мл перенесли 0,6504 г продаж­ной щавелевой кислоты, растворили и довели объем раствора водой до метки. Пипеткой брали по 10,00 мл полученного раствора и титровали 0,1026 н. раство­ром гидроксида натрия, расход которого в среднем составил 9,85 мл. Определите массовую долю(%) Н2С204\*2Н20 в продажной щавелевой кислоте.

**Решение.** Вычисляют нормальную концентрацию раствора щавелевой кис­лоты:

Сн(Н2С2О4) \* 10,00 = 0,1026\*9,85, *Сн* (Н2С2О4) = 0,1026\* 9,85/10,00 = 0,1011.

Затем находят массу Н2С204\*2Н20 в 0,1 л раствора. При этом исходят из того, что щавелевая кислота превращается в среднюю соль Na2C204, следова­тельно, эквивалентная масса ее равна 1/2 молярной массы, т. е. 126,06:2 = = 63,03 г/моль. Поэтому

m = Cн \* Мэ \* V *=* 0,1011\*63,03\*0,1 = 0,6372 г.

Наконец, вычисляют массовую долю (%) Н2С204\*2Н20:

 0,6504 г — 100%

0,6372 » х%, х = 0,6372\*100/0,6504 = 97,97% .

**Пример 3.** Какова массовая доля (%) Н2С204\*2Н20 в образце щавелевой кис­лоты, если на титрование 0,1500 г его пошло 25,60 мл 0,09002 и. раствора NaOH?

**Решение.** Вычисляют, сколько эквивалентных масс NaOH содержалось в 25,60 мл раствора и участвовало в реакции:

1000 мл раствора NaOH содержит 0,09002 Э NaOH

25,60 » » NaOH » хЭ NaOH

х = 25,60\*0,09002/1000 =0,002305 Э NaOH.

Но при титровании 1 экв вещества взаимодействует с 1 экв другого. А это означает, что в реакции участвовало также 0,002305 Э Н2С204\*2Н20.

Эквивалентная масса щавелевой кислоты равна 63,03 г/моль. Следовательно, анализируемый раствор содержит 0,002305 \* 63,03 = 0,1453 г Н2С204-2Н20.

 В массовых долях (%) это составляет

0,1500 г образца—100%

0,1453 » » — х

х = 0,1453\*100/0,1500 =96,86%.

**Пример 4.** Определить процентное содержание щавелевой кислоты в техническом препарате, если навеска 1,3080 г щавелевой кислоты перенесена в мерную колбу емкостью 200 мл, растворена, и объем раствора доведен водой до метки. Из этого раствора отобрана пипеткой аликвотная часть, равная 10 мл, и оттитрована 9,85 мл 0,1026 н. раствора гидроксида натрия.

***Решение.***

Cн1V1 = Cн2V2 ,

отсюда

Cн1 = $\frac{Cн2V2}{V1}$ , Cн H2C2O4∙2H2O = $\frac{0,1026∙9,85}{10}$ = 0,1011 н.,

*M* H2C2O4∙2H2O = 126,067,

Э H2C2O4∙2H2O = 63,033.

По практическим данным находим весовое содержание щавелевой кислоты в 200 мл раствора:

m = *CнЭV*

m = 0,1011∙63,033∙0,2 = 1,2745 (г).

Процентное содержание щавелевой кислоты H2C2O4∙2H2O в технической щавелевой кислоте находим из соотношения:

1,3080 – 100

1,2745 – x

x = $\frac{1,2745∙100}{1,3080}$ = 97,43 (%).

Метод отдельных навесок заключается в том, что каждую навеску анализируемого вещества растворяют в произвольном объеме воды и титруют весь полученный раствор. Вычисления производят, исходя из того, что при титровании вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах.

**Пример 5.** Взята навеска 0,1500 г щавелевой кислоты. На титрование ее израсходовано 25,60 мл 0,09002 н. раствора гидроксида натрия. Определить процентное содержание кислоты в технической щавелевой кислоте.

***Решение.*** Находим, сколько грамм-эквивалентов участвовало в реакции или содержалось в 25,60 мл раствора:

1000 мл раствора NaOH содержат 0,09002 г-экв NaOH

25,60 мл » » » х г-экв »

x = $\frac{25,60∙0,09002}{1000}$ = 0,002305 (г-экв NaOH).

При титровании 1 г-экв вещества взаимодействует с 1 г-экв другого. Следовательно, в реакции участвовало также 0,002305 г-экв щавелевой кислоты H2C2O4∙2H2O. Находим количество щавелевой кислоты:

ЭH2C2O4∙2H2O= 63,033 (г).

Анализируемый раствор содержит:

0,002305-63,033 = 0,1453 (г H2C2O4∙2H2O).

В процентах это составляет:

0,1500 – 100%

0,1453 – x%

x = $\frac{0,1453∙100}{0,1500}$ = 96,86 (%).

Методы титрования: а) прямое; б) титрование заместителя; в) обратное (по остатку).

При *прямом титровании* исследуемый раствор титруют рабочим раствором. Предположим, что на титрование исследуемого раствора до точки эквивалентности израсходовано V мл рабочего раствора нормальности N, тогда число миллиграмм-эквивалентов определяемого вещества, очевидно, равно числу миллиграмм-эквивалентов рабочего раствора.

Содержание определяемого вещества в титруемой порции раствора рассчитывают по уравнению:

m = Э\*Cн\*V

*Титрование по методу замещения* применяют в случаях, когда определяемый ион: а) реагирует не в стехиометрических отношениях; б) непосредственно не реагирует с рабочим раствором.

В этом методе определяемый ион переводят сначала в какое-нибудь другое химическое соединение, которое затем титруется непосредственно рабочим раствором.

Если число миллиграмм-эквивалентов заместителя точно равно числу миллиграмм-эквивалентов определяемого вещества, то расчет будет тем же, что и при методе прямого титрования.

Метод *обратного титрования* применяют в том случае, когда исследуемое вещество реагирует с рабочим раствором медленно или не реагирует совсем. В этом случае к раствору прибавляют определенный объем третьего компонента, реагирующего с исследуемым веществом в заведомом избытке, а избыток оттитровывают рабочим раствором. Концентрацию раствора, взятого в избытке, устанавливают путем отдельного титрования рабочим раствором.

Расчет по результатам обратного титрования производится, но уравнению

m = Э (V Cн – V1 Cн1)

где V – объем рабочего раствора, взятого в избытке;

 Cн – нормальность его;

 V1 – объем другого рабочего раствора, израсходованного на обратное титрование избытка первого рабочего раствора;

 Cн1 – нормальность второго раствора.

Тогда VCн – число миллиграмм-эквивалентов первого рабочего раствора, взятого в избытке; Cн1V1 — число миллиграмм-эквивалентов второго рабочего раствора, (израсходованного на обратное титрование. Разность VCн – V1Cн1 очевидно, будет равна количеству миллиграмм-эквивалентов реактива первого рабочего раствора, израсходованного на реакцию с определяемым веществом. Умножив эту разность на величину эквивалентной массы определяемого вещества, найдем количество этого вещества в титруемой порции раствора в миллиграммах.

Для определения процентного содержания определяемого компонента необходимо знать ту часть аналитической навески, которая заключалась во взятом для титрования растворе. Процентное содержание определяемого компонента в анализируемом веществе вычисляется по формуле

$$\frac{gV∙100}{aV1∙1000}$$

где g – искомое количество определяемого вещества в титруемой порции раствора, мг;

 а – навеска анализируемого вещества, г;

 V – объем раствора, в котором растворена навеска (объем мерной колбы), мл;

 V1 – объем раствора, взятого для титрования (объем пипетки), мл.

При определении концентрации объемным методом пользуются следующим правилом: объемы двух растворов, нацело реагирующих между собой, обратно пропорциональны нормальностям этих растворов.

**Пример.** Для определения нормальности раствора взято V мл исследуемого раствора (например, раствора хлороводородной кислоты). На титрование до точки эквивалентности израсходовано V1 мл рабочего раствора нормальности Сн1; (например, раствора гидроксида натрия).

***Решение.*** В точке эквивалентности число миллиграмм-эквивалентов прибавленного реактива равно V1Cн1 и должно быть равно числу миллиграмм-эквивалентов VCн:

V1Cн1 = VCн, $\frac{V1}{V}$ = $\frac{Cн}{Cн1 }$ .

Нормальность определяемого раствора будет равна:

Cн = $\frac{V1Cн1}{V}$ .

Из этого выражения можно найти любую из четырех величин, зная три других:

V = $\frac{V1Cн1}{Cн}$ .

Из этого уравнения следует, что количество миллиграмм-эквивалентов того или иного вещества в заданном объеме раствора равно произведению нормальности раствора на объем (объем выражен в миллилитрах):

**CнV =** $\frac{m}{Э}$ **.**