



Методика выполнения модульных заданий

Задание 1. На теоретические вопросы ответы подготовить по учебным пособиям и лекциям.

Задание 2. Написать электронные формулы стационарного и возбужденного состояний атомов (возбужденное состояние показать графически). Указать все возможные валентные состояния. Хлор.

Ответ.

Порядковый номер у атома хлора 17, электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Так как последний электрон находится на p-подуровне, то хлор относится к электронному p-семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома хлора в нормальном состоянии:

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		$3s^2$	$3p^5$			$3d$					

имеет один неспаренный электрон, валентность равна 1.

Для атома хлора характерно три возбуждённых состояния, которым соответствуют следующие распределение электронов по квантовым ячейкам:

$Cl^* \dots 3s^2 3p^4 3d^1$ - имеет три неспаренных электрона и валентность равна 3

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑			
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		$3s^2$	$3p^4$			$3d^1$					

$Cl^{**} \dots 3s^2 3p^3 3d^2$ - имеет пять неспаренных электронов и валентность равна 5

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑			
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		$3s^2$	$3p^3$			$3d^2$					

$Cl^{***} \dots 3s^1 3p^3 3d^3$ - имеет семь неспаренных электронов; валентность равна 7

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑			
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		$3s^1$	$3p^3$			$3d^3$					

Написать электронные формулы ионов: Cl^+ , Cl^{+3} , Cl^{+5} и составить формулы их оксидов.

Ответ: $Cl^+ \dots 3s^2 3p^4$; $Cl^{+3} \dots 3s^2 3p^2$; $Cl^{+5} \dots 3s^2 3p^0$

Формулы их оксидов: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5

Задание 3. Как изменяется прочность связи Н–Э в ряду NH_3 , PH_3 , AsH_3 ?

Ответ.

В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (N, P, As) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов, т. е. ослабление связи. К тому же результату приводит возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду N, P, As вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от азота к мышьяку прочность связи Н–Э уменьшается.

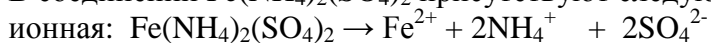
Задание 4. Написать структурную формулу соединения $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$ и определить по разности ЭО тип химической связи.

Ответ.

Связь считается ионной, если $\Delta ЭО \geq 1,7$; ковалентной полярной, если $\Delta ЭО < 1,7$; ковалентной неполярной, если $\Delta ЭО = 0$.



В соединении $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ присутствуют следующие типы химической связи:



$$\Delta \text{ЭО}(\text{Fe} - \text{O}) = |3,5 - 1,64| = 1,86 > 1,7.$$

Ковалентная: полярная $\Delta \text{ЭО}(\text{S} - \text{O}) = |3,5 - 2,44| = 1,06 < 1,7;$

$$\Delta \text{ЭО}(\text{N} - \text{O}) = |3,5 - 3,07| = 0,43 < 1,7;$$

$$\Delta \text{ЭО}(\text{H} - \text{O}) = |3,5 - 2,1| = 1,4 < 1,7;$$

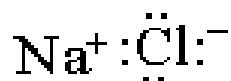
$$\Delta \text{ЭО}(\text{N} - \text{H}) = |2,1 - 3,07| = 0,97 < 1,7;$$

ион NH_4^+ образован ковалентной связью по донорно-акцепторному механизму (азот – донор; H^+ – акцептор).

Задание 5. Показать методом ВС механизм образования химической связи и охарактеризовать тип кристаллической решетки в соединениях NaCl и Cl_2 .

Ответ.

Ковалентная связь – возникает, когда два атома обобществляют одну (или более) пару электронов. При образовании ковалентной связи атомы удерживаются вместе электростатическим притяжением ядер к общей электронной паре, в отличие от ионной связи, в основе которой лежит электростатическое притяжение между самими ионами. Ковалентные связи обычно образуются в тех случаях, когда ядра атомов притягивают электроны примерно с одинаковой силой. Такая связь существует, например, в молекуле хлора. Есть удобное правило для определения типа связи между атомами двух элементов: если один элемент находится в левой части периодической таблицы, а другой – в правой, то связь между ними будет ионной. Если валентные электроны обозначить точками, то различие между двумя типами связи станет более наглядным:



Ионная связь



Ковалентная связь

Молекула Cl_2 образована по обменному механизму ковалентной неполярной связи, имеет молекулярную кристаллическую решетку. Ионная связь натрия хлорида обуславливает ионную кристаллическую решётку.

Задание 6. Какой тип гибридизации в молекуле AlCl_3 ?

Ответ.

У атома алюминия, вступающего химическую связь, на внешнем энергетическом уровне имеются один s- и два p-электрона, которые участвуют в sp^2 -гибридизации АО орбиталей этого атома.

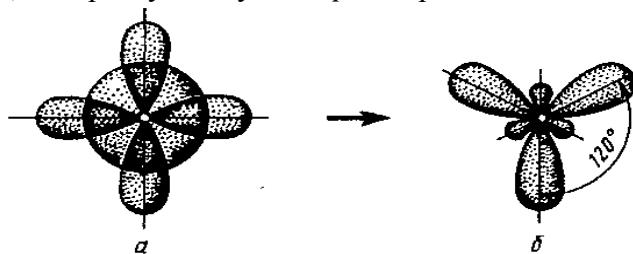
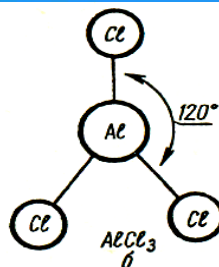


Схема гибридизации атома алюминия.

При sp^2 -гибридизации образуются плоские молекулы с валентными углами 120° . Форма – плоский треугольник.



Конфигурация молекулы AlCl_3

Задание 7. Описать методом молекулярных орбиталей (МО) строение молекулы N_2 .

Ответ.

Согласно методу молекулярных орбиталей (ММО) электроны в молекулах распределены по молекулярным орбиталям, которые подобно атомным орбиталям характеризуются определенной энергией и формой. Этот метод создали Малликен и Гунд. В ММО образуется молекулярная орбиталь, за счёт обобществления всех электронов в поле ядер молекулы. Каждому электрону в молекуле соответствует МО. Заполнение молекулярных орбиталей подчиняется правилу Гунда, принципам Паули и принципу «наименьшей энергии». МО – это линейная комбинация (сложения или вычитания) атомных орбиталей, которые образуют молекулу. В зависимости от энергии, различают:

- связывающие МО – $E_{\text{мо. св.}} < E_{\text{ao}_1} + E_{\text{ao}_2}$
- разрыхляющие МО – $E_{\text{мо}*} > E_{\text{ao}_1} + E_{\text{ao}_2}$

Число молекулярных орбиталей (св.,*) равно сумме всех атомных орбиталей.

Порядок связи (кратность) – это половина разности между связывающими и разрыхляющими орбиталями: $K(\text{пс}) = (\text{Несв.} - \text{Не*})/2$. Чем больше кратность связи, тем прочнее связь и больше её энергия диссоциации. Если на МО N_2 находятся все спаренные электроны, то молекула обладает диамагнитными свойствами (рис.1).

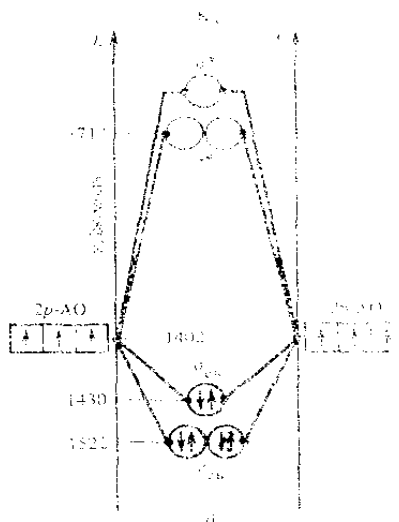


Рис. 1. Энергетическая схема образования молекулы N_2

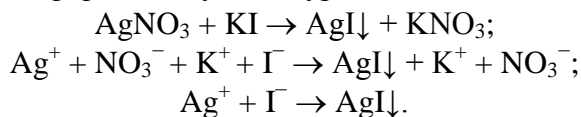
Электронная конфигурация молекулы азота имеет формулу N_2
 $[\text{K}(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p_y)^2(\pi 2p_z)^2(\pi 2p_x)^2]$ Кратность связи равна $6-0=3$



Методика выполнения модульных заданий

Задание 1. На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

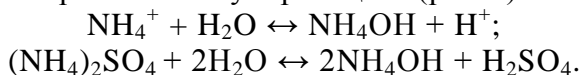
Задание 2. Напишите в ионной форме следующие уравнения:



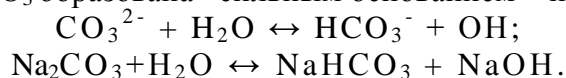
Задание 3. Написать уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: сульфата аммония, карбоната натрия, ацетата аммония.

Ответ.

Соль сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов H^+ в растворе становится больше концентрации ионов OH^- и раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$):

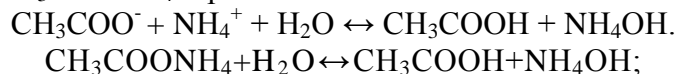


Соль карбоната натрия Na_2CO_3 образована сильным основанием и слабой кислотой:



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли Na_2CO_3 концентрация ионов OH^- становится больше концентрации ионов H^+ , и реакция этого раствора – щелочная ($\text{pH} > 7$);

Соль ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ образована слабой кислотой и слабым основанием:



Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ($\text{pH} \approx 7$), так как степени диссоциации обоих слабых электролитов приблизительно равны.

Задание 4. Вычислить pH, если концентрация H^+ равна 10^{-4} моль/л.

Находим величину pH: $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$; $\text{pH} = -\lg(10^{-4})$; $\text{pH} = 4$

Ответ: $\text{pH} = 4$.

Задание 5. Коэффициенты растворимости $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ при 60 и 10 °С соответственно равны 90 г и 46 г на 100 г воды. Какую массу чистого нитрата свинца можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С, если на приготовление насыщенного раствора было затрачено 400 мл воды?

Ответ.

Найдем массу соли, которая растворится при 60 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 90 \cdot 400 / 100 = 360 \text{ г}$$

Найдем массу соли, которая останется при 10 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 46 \cdot 400 / 100 = 184 \text{ г}$$

Найдем массу чистого нитрата свинца, которую можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 360 - 184 = 176 \text{ г}$$

Ответ: 176 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



Методика выполнения модульных заданий

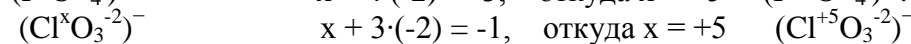
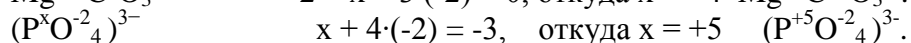
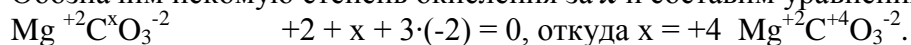
Задание 1. На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

Задание 2. Определить степени окисления элементов в соединениях $MgCO_3$, PO_3^{3-} , ClO_3^- , (Cl^+, Cl^{+3}, Cl^{+7}) . Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

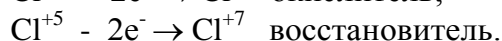
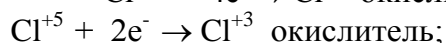
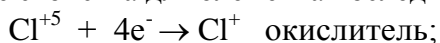
Ответ.

Степень окисления – это условный заряд атома, рассчитанный исходя из того, что молекула состоит из ионов. В молекуле сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Обозначим искомую степень окисления за x и составим уравнения.



Окислительно-восстановительные свойства для элемента последней частицы Cl^{+5} :

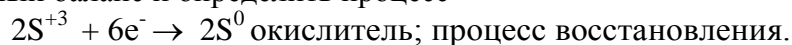


Задание 3. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах: а) $S_2O_3^{2-} \rightarrow S$; б) $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$

Ответ.

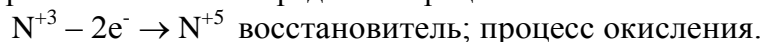
а) Рассчитать степени окисления элементов $S^{+3}_2O_3^{2-} \rightarrow S^0$

Составить электронный баланс и определить процесс

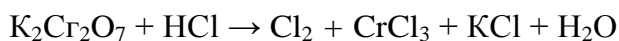


б) Рассчитать степени окисления элементов $N^{+3}O_2^- \rightarrow N^{+5}O_3^-$

Составить электронный баланс и определить процесс



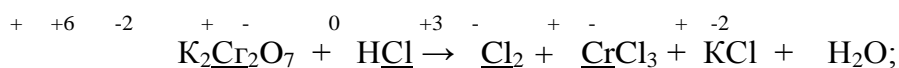
Задание 4. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме:



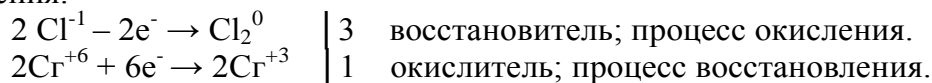
Ответ.

При составлении ОВР в настоящее время используются два метода подбора коэффициентов: метод электронного баланса и электронно-ионный метод или метод полуреакций. В обоих случаях исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов **методом электронного баланса** составляют схему реакции, определяют элементы, изменившие степень окисления, и составляют отдельные схемы электронного баланса для процессов окисления и восстановления. Те наименьшие числа, на которые необходимо умножить обе схемы, чтобы уравнивать число отданных и присоединенных электронов, и будут коэффициентами при окислителе и восстановителе. Затем подбирают коэффициенты для других веществ, участвующих в реакции.

Определим степени окисления элементов



Составим уравнения электронного баланса по элементам, которые изменили свою степень окисления.

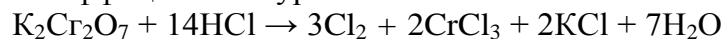




$K_2Cr_2O_7$ – окислитель, восстанавливается;

HCl – восстановитель, окисляется.

Расставим полностью коэффициенты в уравнение.

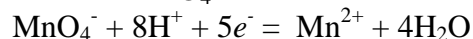
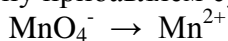


Задание 5. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме: $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S = Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + S + K_2SO_4$

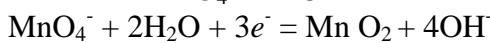
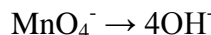
Ответ.

В электронно-ионном методе степени окисления элементов не определяют. Электронно-ионный метод характеризует процессы, которые происходят в условиях протекания реакции. В растворах нет ионов C^{+3} , но есть ионы $C_2O_4^{2-}$. Слабые электролиты, газы и нерастворимые вещества записываются в молекулярном виде. При составлении ионного уравнения для каждой полуреакции надо учитывать количество атомов кислорода и водорода в исходных веществах и продуктов реакции и их уравнивать по правилам конкретной среды.

Уравнивание в кислой среде: там, где не хватает кислорода, прибавляем H_2O (столько, сколько надо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем суммарное число H^+ .



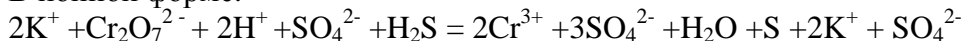
Уравнивание в щелочной среде: в той части, где не хватает кислорода прибавляем OH^- (в 2 раза больше, чем надо кислорода), а в противоположную сторону прибавляем H_2O (в 2 раза меньше, чем группа OH^-).



При протекании реакции в кислой среде в полуреакции могут быть только молекулы воды и H^+ -ионы; в щелочной среде – только молекулы воды и OH^- ионы; в нейтральной – в левой части только молекулы воды.

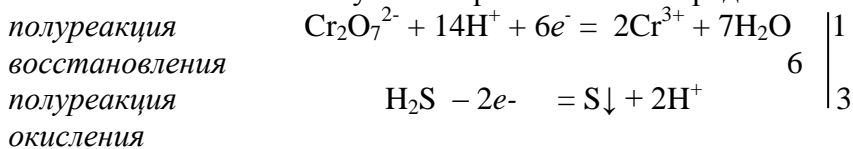


В ионной форме:



(здесь $Cr_2O_7^{2-}$ – окислитель, H^+ – кислая среда, H_2S – восстановитель).

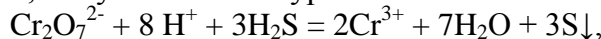
Составим электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, подбирая дополнительные множители с учётом правила кислой среды:



Общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Суммируем электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты. $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3H_2S = 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S \downarrow + 2H^+$

Сократив подобные члены, получим ионное уравнение



по которому составляют молекулярное уравнение





Методика выполнения модульных заданий Титриметрический анализ

Задание 1. На теоретические вопросы ответы подготовить по учебным пособиям и лекциям.

Как классифицируются титриметрические методы анализа по способу титрования?

Ответ. 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 кислотного-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 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 KI . Происходит реакция $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$.

Выделившийся йод оттитровывают тиосульфатом натрия.

Задание 2. а) Какой объём 50%-ного раствора KOH плотностью $1,538 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора плотностью $1,048 \text{ г/см}^3$?

Решение

1. Найдём массу 6% раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,048 \cdot 3000 = 3144 \text{ г}$$

2. Найдём массу KOH .

$$m_{(\text{KOH})} = m(\rho\text{-ра}) \cdot \omega = 3144 \cdot 0,06 = 188,64 \text{ г.}$$

3. Найдём массу 50% раствора.

$$m_{(50\% \text{p-ра})} = 188,64 / 0,5 = 377,28 \text{ г.}$$

4. Найдём объём 50% раствора: $V = m/\rho = 377,28 / 1,538 = 245,3 \text{ мл}$.

Ответ: $V = 245,3 \text{ мл}$.

б) Какое количество нитрата натрия нужно взять для приготовления 300 мл 0,2 М раствора?

Решение:

Расчёт ведём по молярной концентрации. $C = m/(M \cdot V)$.

$$\text{Найдём массу соли: } m = C \cdot M \cdot V = 0,2 \cdot 85 \cdot 0,3 = 5,1 \text{ г}$$

И химическое количество $n = m/M = 5,1/85 = 0,06 \text{ моль}$.

Ответ: Чтобы приготовить 300 мл 0,2 М раствора нитрата натрия нужно взять 5,1 г NaNO_3

Задание 3. а) На титрование 15 мл раствора гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ израсходовали 18,54 мл 0,1158 моль/л. раствора азотной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора щелочи? Напишите уравнение реакции.



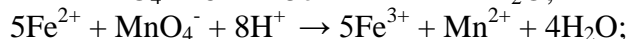
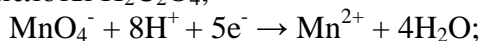
По закону эквивалентов $C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2$;

$$C_{\text{ЭКВ}}(1/2\text{Ba}(\text{OH})_2) = 18,54 \cdot 0,1158 / 15 = 0,1431 \text{ моль/л}$$

$$\text{Найдём титр. } T(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M_{\text{ЭКВ}} C_{\text{ЭКВ}} / 1000 = 0,1431 \cdot 85,5 / 1000 = 0,01223 \text{ г/мл.}$$

б) В 20,00 мл раствора FeCl_3 железо восстановили до Fe^{2+} и оттитровали 19,20 мл раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1045 моль/л. Какая масса Fe содержалась в 200,00 мл этого раствора?

Решение. Основным титрантом служит раствор KMnO_4 ; в паре с ним обычно используются растворы железа (II) или щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$;



Здесь происходит окисление Fe^{2+} в Fe^{3+} . Молярная масса эквивалента железа (II) равна 55,85 г/моль.

Расчёт в данном методе анализа основан на законе эквивалентов: массы реагирующих веществ прямопропорциональны молярным массам их эквивалентов.

$$C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2; \quad (C_{\text{ЭКВ}} = C(1/z(x)))$$

Найдём молярную концентрацию эквивалента соли железа.

$$19,20 \cdot 0,1045 = 20 \cdot C; \quad C_{\text{ЭКВ}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

Зная молярную концентрацию эквивалента соли железа, можно рассчитать массу железа в выданном растворе $m(\text{Fe}) = M_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{ЭКВ}} \cdot V \text{ л} = 0,1 \cdot 55,85 \cdot 0,2 = 1,12 \text{ г}$

Ответ: $m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ г}$

Задание 4. а) Раствор серной кислоты с массовой долей 40% имеет плотность, равную 1,303 г/см³. Определите молярную, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора.

Решение.

1. Найдём массу взятого 1л 40%-ного раствора. $m = \rho \cdot V = 1,303 \cdot 1000 = 1303 \text{ г}$

2. Найдём массу и число моль кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 1303 \cdot 0,4 = 521,2 \text{ г};$$

$$n = m/M = 521,2/98 = 5,32 \text{ моль}$$

3. Найдём молярную концентрацию

$$C(x) = n(x)/V(\text{р-ра}). C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,32/1 \text{ л} = 5,32 \text{ моль/л}$$

4. Найдём молярную концентрацию эквивалента

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x))/V(\text{р-ра}).$$

$$C(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 521,2/98 \cdot 1 \text{ л} = 10,64 \text{ моль/л}$$

5. Найдём титр раствора. $T \text{ м/л} = 521,2/1000 = 0,5212 \text{ г/мл}$

б) Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1,8 моль/л имеет плотность, равную 1,055 г/см³. Определите молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.

Решение.

1. Найдём массу взятого 1л раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,055 \cdot 1000 = 1055 \text{ г}$$

2. Найдём массу кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = c \cdot V \cdot M = 1,8 \cdot 1 \text{ л} \cdot 98 = 176,4 \text{ г};$$

3. Найдём молярную концентрацию

$$C(x) = n(x)/V(\text{р-ра}). C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 176,4/(98 \cdot 1 \text{ л}) = 1,8 \text{ моль/л}$$

4. Найдём титр $T = m/V = 176,4/1000 = 0,1764 \text{ г/мл}$

5. Найдём массовую долю $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m/m(\text{р-ра}) = 176,4/1055 = 0,1672$ или 16,72%

Ответ: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16,72\%$



Задание 5.а) Водный раствор аммиака массой 2,12 г разбавлен в мерной колбе вместимостью 250 мл. На титрование 10,0 мл разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией $c(\text{HCl}) = 0,107$ моль/л объемом 8,4 мл. Рассчитайте массовую долю аммиака в исходном растворе.

Решение

1. Запишем уравнение протекающей реакции $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

2. Расчет ведем по закону эквивалентов $C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2$;

3. Найдем молярную концентрацию аммиака

$$C_{\text{экв}}(\text{NH}_3) = 0,107 \cdot 8,4 / 10 = 0,08988 \text{ моль/л}$$

3. Рассчитаем содержание NH_3 в мерной колбе емкостью 250 мл:

$$m(\text{NH}_3) = C_{\text{экв}}(\text{NH}_3) \cdot M_{\text{экв}}(\text{NH}_3) \cdot V = 0,08988 \cdot 17 \cdot 0,25 = 0,382 \text{ г.}$$

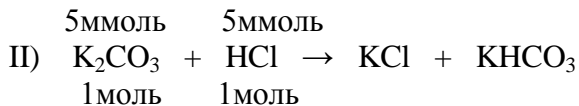
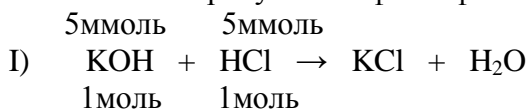
4. Массовая доля аммиака в исходном растворе равна:

$$\omega(\text{NH}_3) = 0,382 \cdot 100\% / 2,12 = 18\%$$

Ответ: $\omega(\text{NH}_3) = 18\%$

б) В растворе содержится по 5 ммоль гидроксида калия и карбоната калия. Вычислите, какой объем соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода, равной 0,105 моль/л пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина?

Решение 1. В присутствии фенолфталеина идут реакции



2. Такие же количества соляной кислоты вступают в реакции. $n(\text{HCl}) = 5 + 5 = 10$ ммоль = 10^{-2} моль

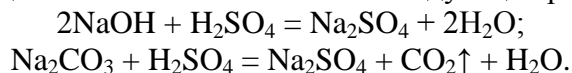
3. Найдём объем соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода, равной 0,105 моль/л, который пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина.

$$c = n/V; V = n/c = 10^{-2} / 0,105 = 0,095 \text{ л или } 95\text{мл.}$$

Ответ: 95 мл соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода 0,105 моль/л,

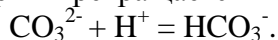
в) Гидроксид натрия некоторое время хранился в открытой склянке. Для проведения анализа на степень чистоты препарата образец массой 0,115 г растворили в дистиллированной воде и оттитровали раствором серной кислоты $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,087$ моль/л. На титрование в присутствии фенолфталеина было затрачено 14,80 мл, а в присутствии метилового оранжевого – 15,40 мл титранта. Найдите массовые доли основного вещества и примесей в образце.

Решение. 1. В результате неправильного хранения гидроксида натрия в образце можно ожидать примеси карбоната натрия и воды. В основе анализа лежат следующие реакции:



Из приведенных уравнений следует, что фактор эквивалентности для серной кислоты в этих реакциях равен $1/2$. Следовательно, молярная концентрация эквивалента титранта будет равна $c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,087 = 0,174$ моль/л.

Титрование с применением фенолфталеина заканчивают, когда в растворе устанавливается pH в диапазоне от 8,3 до 10,5. К этому моменту оттитровывается все количество гидроксида натрия и половина количества карбоната натрия, который превращается в гидрокарбонат:





При последующем титровании смеси кислотой в присутствии метилового оранжевого определяется вторая половина количества карбоната натрия: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$. Таким образом, объем титранта, соответствующий количеству карбоната натрия V' , равен удвоенной разнице между результатами титрования с метиловым оранжевым и фенолфталеином:

$$V' = 2(V_{\text{мо}} - V_{\text{фф}}) = 2(15,40 - 14,80) = 1,2 \text{ мл},$$

где $V_{\text{мо}}$ – объем кислоты, пошедшей на титрование в присутствии метилового оранжевого;

$V_{\text{фф}}$ – то же, в присутствии фенолфталеина.

Массу карбоната натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= V'(\text{H}_2\text{SO}_4)c(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4)M(^{1/2}\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 53 \text{ г/моль} = 0,011 \text{ г}. \end{aligned}$$

Объем титранта, эквивалентный содержанию гидроксида натрия,

$$V'' = V_{\text{мо}} - V' = 15,40 - 1,2 = 14,20 \text{ мл}.$$

Массу гидроксида натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= V''(\text{H}_2\text{SO}_4)c(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 14,20 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,099 \text{ г}. \end{aligned}$$

Массовые доли веществ будут соответственно равны:

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m_{\text{образца}} \cdot 100\% = 0,099 \text{ г} / 0,115 \text{ г} \cdot 100\% = 85,9\%;$$

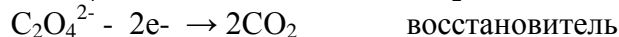
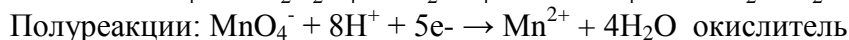
$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/m_{\text{образца}} \cdot 100\% = 0,011 \text{ г} / 0,115 \text{ г} = 9,6\%.$$

На долю воды и нетитруемых примесей осталось $100\% - 85,9\% - 9,6\% = 4,5\%$.

$$\text{Ответ: } \omega(\text{NaOH}) = 85,9\%; \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,6\%; \omega(\text{H}_2\text{O}) = 4,5\%.$$

г) К подкисленному раствору оксалата натрия объемом 200 мл добавили перманганат калия массой 0,1896 г. Для окисления избытка оксалата натрия к смеси понадобилось добавить 100 мл раствора с концентрацией $c(^{1/5}\text{KMnO}_4) = 0,04$ моль/л. Рассчитайте молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

Решение. 1. Уравнения процесса:



В сильноокислой среде KMnO_4 количественно восстанавливается оксалат-ионом, а $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ окисляется с отдачей двух электронов. $M_{\text{экв}}(1/5 \text{KMnO}_4) = 1/5M(\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,61 \text{ г/моль}$

$$M_{\text{экв}}(1/2\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 134/2 = 67 \text{ г/моль}.$$

2. Найдем число моль эквивалентов добавленного перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 0,1896/31,61 = 0,006 \text{ моль}$$

3. Найдем число моль эквивалентов перманганата калия добавленного для окисления избытка оксалата натрия $n_{\text{экв}} = V \cdot c(^{1/5}\text{KMnO}_4) = 0,1 \cdot 0,04 = 0,004 \text{ моль}$

4. Найдем число моль эквивалентов всего перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = 0,006 + 0,004 = 0,01 \text{ моль}$$

5. По закону эквивалентов $C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2$;

число моль эквивалентов всего перманганата калия равно числу моль эквивалентов всего оксалата натрия 0,01 моль/л

6. Рассчитаем молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

$$C_{\text{экв}} = n/V = 0,01/0,2 = 0,05 \text{ моль/л}$$

Вариант 1

1. Что такое точка эквивалентности? Как можно ее установить?

2. В каких объемных соотношениях нужно смешать растворы соляной кислоты с массовыми долями 36 ($\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$) и 6% ($\rho = 1,028 \text{ г/см}^3$), чтобы приготовить 250 мл раствора с массовой долей 12% ($\rho = 1,057 \text{ г/см}^3$)?



3. Приготовить 250 мл раствора Na_2CO_3 с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. Раствор фосфорной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 4,5 моль/л имеет плотность, равную $1,075 \text{ г/см}^3$. Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.
5. Какой объем раствора щелочи NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,1115 моль/л пойдет на титрование 0,5015 г гидрофталата калия $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$? Напишите уравнение реакции.
6. 1,7950 г железной руды растворили, железо восстановили до Fe^{+2} , раствор развели в мерной колбе до объема 250 мл. На титрование 20 мл этого раствора расходуется 18,65 мл раствора KMnO_4 ($T=0,001842 \text{ г/мл}$). Какова массовая доля (%) Fe в образце?

Вариант 2

1. Что такое титрант? Что такое титрование?
2. Приготовить 100 мл раствора карбоната натрия с массовой долей 4% ($\rho = 1,040 \text{ г/см}^3$) из раствора с массовой долей 16% ($\rho=1,17 \text{ г/см}^3$).
3. Приготовить 2 л раствора бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ с титром, равным 0,01221 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.
4. Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1,8 моль/л имеет плотность, равную $1,055 \text{ г/см}^3$. Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.
5. Какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1210 моль/л пойдет на титрование 15 мл 0,09875 моль/л раствора щелочи KOH ? Вычислить титр раствора кислоты и напишите уравнение реакции.
6. 2,9840 г х.ч. йода растворили в мерной колбе на 500 мл. Найти молярную концентрацию эквивалента раствора.

Вариант 3

1. Какая мерная посуда используется в титриметрическом анализе?
2. В каких объемных соотношениях нужно смешать растворы щелочи KOH с массовыми долями 9% ($\rho = 1,087 \text{ г/см}^3$) и 51% ($\rho = 1,521 \text{ г/см}^3$), чтобы приготовить 250 мл раствора с массовой долей 15% ($\rho = 1,137 \text{ г/см}^3$).
3. Приготовить 100 мл раствора гидрофталата калия $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. Раствор соляной кислоты с молярной концентрацией 5,5 моль/л имеет плотность, равную $1,07 \text{ г/см}^3$. Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора и массовую долю.
5. На титрование навески бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, растворенной в произвольном объеме, израсходовано $24,18 \text{ см}^3$ 0,1200 н раствора щелочи KOH . Чему равна масса навески бензойной кислоты? Напишите уравнение реакции.
6. Навеску технического сульфита натрия массой 5,846 г растворили в мерной колбе на 1000 мл. Полученным раствором оттитровали 20,00 мл раствора йода с молярной концентрацией эквивалента 0,05140 моль/л. На это пошло 23,15 мл анализируемого раствора. Найти массовую долю (%) Na_2SO_3 в образце.

Вариант 4

1. Как можно классифицировать методы титриметрического анализа?
2. Какой объем раствора хлорной кислоты с массовой долей 18% ($\rho=1,114 \text{ г/см}^3$) надо добавить к 200 мл раствора хлорной кислоты с массовой долей 53% ($\rho=1,446 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор с массовой долей 28%?
3. Приготовить 500 мл раствора гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.



4. Раствор фосфорной кислоты с молярной концентрацией 3,5 моль/л имеет плотность, равную 1,175 г/см³. Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора и массовую долю.

5. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щелочи NaOH, если на титрование 10 мл раствора H₂C₂O₄ · 2H₂O с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/л израсходовали 12,15 мл раствора щелочи. Написать уравнение реакции.

6. Сколько миллилитров раствора перманганата калия T (KMnO₄) = 0,001562 г/мл пойдет на титрование раствора, полученного растворением 0,7580 г H₂C₂O₄ · 2H₂O в произвольном объеме воды?

Вариант 5

1. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа?

2. Приготовить 1000 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 16% (ρ = 1,077 г/см³) из раствора соляной кислоты с массовой долей 40% (ρ=1,198 г/см³).

3. Приготовить 2 л раствора щелочи NaOH с титром, равным 0,00400 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.

4. Раствор серной кислоты с массовой долей 50 % имеет плотность, равную 1,395 г/см³. Определить молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр раствора.

5. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора H₂SO₄, если на титрование 0,4895 г буры Na₂B₄O₇ · 10H₂O израсходовали 25,48 мл раствора серной кислоты. Написать уравнение реакции.

6. 1,2640 г Na₂C₂O₄ растворили в мерной колбе на 200 мл. Сколько миллилитров раствора KMnO₄ с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л израсходуется на титрование 20 мл полученного раствора оксалата натрия?