

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Саратовский государственный аграрный университет имени Н.И.
Вавилова»

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к выполнению лабораторных работ

Направление подготовки
35.03.07 «Технология
производства и
переработки
сельскохозяйственной
продукции»

Профиль подготовки
Технологии пищевых
производств в АПК

Саратов 2018

Неорганическая и аналитическая химия: методические указания по выполнению лабораторных работ для направления подготовки 35.03.07 «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции» / Сост. А.В. Кондрашова // ФГБОУ ВО «Саратовский ГАУ». – Саратов, 2018. – 51 с.

Методические указания по выполнению лабораторных работ составлены в соответствии с программой дисциплины и предназначены для студентов направления подготовки 35.03.07 «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции»; содержит лабораторные работы по специальным вопросам общей, неорганической и аналитической химии. Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, периодическом законе Д.И. Менделеева, а также на важнейших общих закономерностях протекания химических процессов. Материал ориентирован на вопросы профессиональной компетенции будущих специалистов-технологов.

ВВЕДЕНИЕ

На современном этапе перед высшей школой стоит задача повышения уровня подготовки студентов-бакалавров по фундаментальным наукам, к числу которых относится химия. Знание законов химии необходимо знать технологам, чтобы здраво рассуждать о тех современных проблемах, которые касаются науки и промышленности, и грамотно их решать.

В данном методическом указании сохранена последовательность изложения материала: от общетеоретических вопросов строения вещества, химической связи, элементов химической термодинамики, химической кинетики, теории растворов к идентификации химических элементов.

В результате изучения дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» студенты должны получить современное научное представление о веществе, механизме превращений химических соединений, понимать значение химии. Перед ними стоит задача прочно освоить законы и теории химии, овладеть техникой химических расчётов.

ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель: рассмотреть характерные особенности основных классов неорганических соединений и взаимосвязь между ними

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Все оксиды делятся на несолеобразующие и солеобразующие. Немногочисленные **несолеобразующие оксиды** не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями, и не взаимодействуют с водой. К ним относятся NO, N₂O, CO, SiO. **Солеобразующие оксиды** делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами.

Основными могут быть только оксиды металлов: Na₂O, K₂O, CaO, MgO.

Однако не все оксиды металлов могут быть основными, многие из них относятся к кислотным или амфотерным (так, Cr₂O₃ – амфотерный, CrO₃ – кислотный).

Часть основных оксидов растворяется в воде, образуя соответствующие основания:



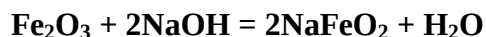
Кислотные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами.

Кислотными являются оксиды типичных неметаллов, а также оксиды ряда металлов в высших степенях окисления (SO₂, SO₃, P₂O₅, CO₂, SiO₂, Mn₂O₇). Многие кислотные оксиды (их также называют **ангидридами**) соединяются с водой, образуя кислоты: SO₂ + H₂O = H₂SO₃

Амфотерные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии их как с кислотами, так и с основаниями.

К амфотерным оксидам относятся: BeO, PbO, ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂, Fe₂O₃. Такой вид оксидов нерастворим в воде, им присущи свойства как основных, так и кислотных оксидов. Необходимо отметить, что у различных амфотерных оксидов двойственность свойств может быть выражена в различной степени. Например, ZnO одинаково легко растворяется и в кислотах, и в щелочах, т.е. у этого оксида основная и кислотная функции выражены примерно в одинаковой степени. Оксид железа (III) Fe₂O₃ обладает преимущественно основными свойствами; кислотные свойства он

проявляет, только взаимодействуя со щелочами при высоких температурах: t⁰



Способы получения оксидов

1) получение из простых веществ: 2Mg + O₂ =

2MgO 2) разложение сложных веществ:

t⁰

а) разложение оксидов: 4CrO₃ = 2Cr₂O₃ + 3O₂↑ t⁰

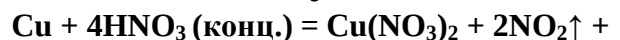
б) разложение гидроксидов: 2Al(OH)₃ = Al₂O₃ + 3H₂O t⁰

в) разложение кислот: H₂CO₃ = H₂O + CO₂↑ t⁰

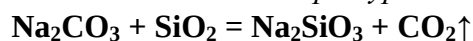
г) разложение солей: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$

3) взаимодействие кислот – окислителей с металлами и неметаллами:

t^0



4) вытеснение летучего оксида менее летучим оксидом при высокой температуре: t^0



Химические свойства оксидов

1) взаимодействие основных оксидов с водой.

Некоторые основные оксиды, например, образованные такими металлами как калий, натрий, барий, взаимодействуют с водой и образуют основания (*щёлочи*), например: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$

Многие основные оксиды, например CuO , FeO , с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

2) взаимодействие основных оксидов с кислотами.

Все основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3) взаимодействие кислотных оксидов с водой.

Кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, образуют кислоты: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

Некоторые кислотные оксиды, например SiO_2 , с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют кислоты. Этому оксиду соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 .

4) взаимодействие кислотных оксидов с основаниями.

Все кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды: $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$,

т.е. для доказательства кислотного характера оксида используют его реакцию со щёлочью.

Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид – ионы.

Число гидроксогрупп в молекуле основания, определяющее его кислотность, равно валентности металла. Например, KOH – однокислотное основание, $\text{Fe}(\text{OH})_2$

– двухкислотное

Щёлочи – растворимые в воде основания, которые, кроме того, проявляют свойства сильных электролитов.

Особую группу оснований составляют *амфотерные гидроксиды*. Примером могут служить $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$. Они при диссоциации образуют одновременно и катионы водорода H^+ и гидроксид – ионы OH^- . Амфотерные гидроксиды

взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей: $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

Способы получения оснований

- 1) взаимодействие активного металла с водой: $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$ 2) взаимодействие основных оксидов с водой: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2$ 3) взаимодействие солей со щелочами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ 4) электролиз водных растворов солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2$

Химические свойства оснований

- 1) взаимодействие оснований с кислотами: $2\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) взаимодействие оснований с кислотными оксидами: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3) разложение оснований при нагревании: $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

В зависимости от числа атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл, они делятся на **одно-** и **многоосновные**. Например, соляная кислота HCl и уксусная кислота CH_3COOH – одноосновные кислоты, серная кислота H_2SO_4 и угольная кислота H_2CO_3 – двухосновные, фосфорная кислота H_3PO_4 – трёхосновная.

По составу кислоты делятся на **кислородсодержащие** и **бескислородные**. Например, азотистая кислота HNO_2 , сернистая кислота H_2SO_3 – кислородсодержащие, а иодоводородная кислота HI и сероводородная кислота H_2S – бескислородные.

Как электролиты, кислоты в водных растворах диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

Способы получения кислот

- 1) взаимодействие кислотных оксидов с водой: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ 2) взаимодействие сильных кислот – окислителей с неметаллами: $3\text{P} + 5\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$ 3) взаимодействие солей слабых кислот с более сильными кислотами или менее летучими, чем получаемая кислота: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ 4) получение из простых веществ: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

Химические свойства кислот

- 1) взаимодействие кислот с основаниями: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Эта **реакция кислот с основаниями** носит название **реакция нейтрализации**. Растворимые в воде кислоты взаимодействуют со всеми основаниями, а нерастворимые – только со щелочами. 2) взаимодействие кислот с основными оксидами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 3) взаимодействие кислот с металлами: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

Кислоты взаимодействуют с металлами, причём продукты реакций зависят как от свойств кислот, так и от положения металла в ряду напряжений. Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода (Cu, Ag, Au, Sb, Hg, Pt), из кислот его не вытесняют. Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с азотной (разбавленной и концентрированной) и концентрированной серной кислотой.

Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются средние (нормальные) соли, при неполном – кислые соли.

Кислые соли образуются многоосновными кислотами при условии их неполной нейтрализации основанием: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле многокислотного гидроксида кислотными остатками образуются **основные соли**: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$.

В том случае, когда атомы водорода в многоосновной кислоте замещены атомами не одного, а двух различных металлов, образуются **двойные соли**: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKCO_3 .

Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки «гидро», а если необходимо, то с соответствующими числительными: CaHPO_4 – гидрофосфат кальция; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция.

Названия основных солей образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставки «гидроксо»: MgOHCl – гидроксохлорид магния; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат алюминия.

Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их условно делят на **растворимые, малорастворимые, практически нерастворимые**.

Способы получения солей

- 1) взаимодействие металлов с неметаллами: $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$
- 2) взаимодействие металлов с кислотами: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
- 3) взаимодействие кислот с основными оксидами: $2\text{HCl} + \text{MgO} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) реакция нейтрализации: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) взаимодействие кислот с солями: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
- 6) взаимодействие двух солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$
- 7) взаимодействие кислотных и основных оксидов: $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$
- 8) взаимодействие гидроксидов с кислотными оксидами: $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) взаимодействие металлов с солями: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- 10) взаимодействие соли со щелочью: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

Методика выполнения лабораторной работы «Основные классы неорганических соединений»

Опыт 1. Получение кислорода

Поместить в пробирку немного сухого перманганата калия, и закрепить её в держателе. Подогреть содержимое пробирки на пламени горелки, внести в неё тлеющую лучинку и убедиться в выделении кислорода. После окончания опыта и охлаждения пробирки налить в неё немного дистиллированной воды и хорошо перемешать содержимое пробирки. Обратить внимание на цвет образовавшихся

веществ и объяснить внешний эффект происходящей реакции с помощью химического уравнения.

Опыт 2. Получение водорода

В пробирку с газоотводной трубкой поместить небольшой кусочек цинка и добавить 5-7 мл разбавленной соляной кислоты. Выделяющийся газ (водород) собрать в течение 1-2 минут в пробирку, надетую сверху дном на конец газоотводной трубки. Закрывать пробирку пальцем и поднести её к пламени горелки. Открыть пробирку, вспышка с характерным лающим звуком указывает на присутствие водорода. Записать уравнение реакции получения водорода.

Опыт 3. Получение оксида и гидроксида магния

Взять пинцетом кусочек стружки магния и сжечь в пламени газовой горелки. Обратить внимание на цвет окарины, полученной на кончике пинцета. Оксид магния стряхнуть в пробирку, прилить 1-2 мл дистиллированной воды и 1-2 капли фенолфталеина. Наблюдать за изменением окраски индикатора. С помощью уравнений химических реакций объяснить происходящие явления.

Опыт 4. Получение гидроксида алюминия

В пробирку поместить 5-7 капель раствора сульфата алюминия и добавить одну каплю! раствора гидроксида натрия. Наблюдать выделение белого аморфного осадка гидроксида алюминия. Полученный осадок разделить на 2 части: в одну пробирку добавить избыток гидроксида натрия, в другую – раствор соляной кислоты. Наблюдать, что происходит с осадками в обеих пробирках. Написать уравнения происходящих реакций.

Опыт 5. Получение солей

а). В пробирку налить 2-3 капли раствора нитрата свинца и столько же раствора иодида калия. Наблюдать за выпадением осадка. Записать уравнение происходящей реакции. б). В пробирку прилить 2-3 капли раствора сульфата меди, добавить вначале 1-2 капли раствора гидроксида аммония. Что наблюдается? Затем добавить избыток гидроксида аммония до полного растворения осадка. Записать уравнение происходящей реакции.

Реактивы

- сухой перманганат калия
- KMnO_4 - дистиллированная
- вода
- кусочек цинка
- разбавленная соляная кислота
- HCl - стружка магния
- индикатор фенолфталеин
- сульфат алюминия
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ - гидроксид
- натрия NaOH
- нитрат свинца
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ - иодид калия
- KI
- сульфат меди (II) CuSO_4
- гидроксид аммония NH_4OH

Оборудование

- держатель для пробирок - пробирки
- лучинка
- пробирка с газоотводной трубкой - газовая горелка
- пинцет

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Напишите уравнения реакций: а) оксида натрия с азотной кислотой; б) оксида железа (III) с серной кислотой; в) оксида магния с соляной кислотой; г) оксида кремния (IV) с гидроксидом натрия. Укажите названия продуктов реакции.

2. Какие из веществ будут реагировать с соляной кислотой: а). **Cu, CuO, Cu(OH)₂, Fe**; б). **Zn, ZnO, Zn(OH)₂, Ag**?

3. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: **CaO, P₂O₅, HCl, NaOH, CuSO₄, K₂S**.

4. Какие из веществ будут реагировать с гидроксидом натрия: а). **H₂SO₃, CuO, H₂S, SO₂**; б). **H₃PO₄, P₂O₅, Cu(OH)₂, CO₂**?

5. Классифицируйте следующие солеобразующие оксиды: **SO₂, K₂O, N₂O₅, Al₂O₃, FeO, BaO, MnO₂, Mn₂O₇, P₂O₃, Ag₂O**.

6. Напишите формулы следующих кислот: соляной, азотной, азотистой, сернистой, фтороводородной, угольной, ортофосфорной. Укажите, какие из этих кислот являются:

- а) кислородсодержащими;
- б) бескислородными;
- в) одноосновными;
- г) многоосновными.

7. Выпишите из приведенных ниже формул средние, кислые, основные и двойные соли: **NaHCO₃, MgS, FeSO₄, Ca(HCO₃)₂, CuSO₄, ZnOHCl, CaI₂, Ca(H₂PO₄)₂, NH₄Cl, KCr(SO₄)₂**.

8. Напишите молекулярные формулы следующих оксидов: оксид ртути (II), оксид хлора (V), оксид марганца (VI), оксид серы (IV), оксид калия, оксид железа (II), оксид серебра, оксид свинца (IV), оксид никеля (II), оксид йода (VII).

9. Напишите молекулярные формулы следующих солей: дигидрофосфат натрия, сульфат алюминия, гидросульфат цинка, дигидроксонитрат алюминия, бромид железа (III), гидрокарбонат бария, гидросиликат кальция, перманганат калия, дихромат натрия, гидросульфид железа (II).

10. Среди следующих соединений найдите основания и назовите их: **HNO₂, NaOH, HCl, Hg(OH)₂, P₂O₅, NaHCO₃, Mn₂O₇, CH₃COOH, Cd(OH)₂, Co(OH)₃, Al(OH)₂Cl**.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.

2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. – М.: Юрайт, 2010. – 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Цель: определение молярной массы эквивалента карбоната кальция

Закон сохранения массы вещества: масса веществ, вступивших в реакцию, всегда равна массе веществ, получившихся в результате реакции. Этот закон был высказан теоретически в 1748 г. *М. В. Ломоносовым*, а экспериментально обоснован в 1756 году.

Равенство масс исходных веществ и продуктов реакции объясняется тем, что при протекании химической реакции происходит только перегруппировка атомов, а число атомов и масса каждого атома остаются постоянными.

Закон постоянства состава: каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав, который не зависит от способа получения вещества. Закон был открыт в 1808 г. *Ж. Прустом*.

Развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Первые были названы *дальтонидами* в память английского химика и физика Дальтона, вторые – *бертоллидами* в память французского химика Бертолле. Состав дальтонилов выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например H_2O , CO_2 , HCl . Состав бертоллидов не отвечает стехиометрическим соотношениям. Например, состав оксида урана (VI) выражается формулой UO_3 , хотя на самом деле он имеет состав от $\text{UO}_{2,5}$ до UO_3 . Бертоллиды встречаются среди оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других неорганических соединений, имеющих кристаллическую структуру.

Таким образом, закон постоянства состава применим только к соединениям с молекулярной структурой. Состав соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной и металлической решёткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

Закон объёмных отношений: при неизменной температуре и давлении объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объёмам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Был открыт в 1808 г. *Гей-Люссаком*.

Так, при взаимодействии двух объёмов водорода и одного объёма кислорода образуется два объёма водяного пара: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

Состояние газа можно характеризовать массой m , объёмом V , давлением p и температурой T ($T=273+t^\circ\text{C}$). Связь между этими величинами описывается следующими законами.

Закон Шарля: для данной массы газа при постоянном объёме (изохорный процесс, $V = \text{const}$) давление прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$p_1/T_1 = p_2/T_2, \quad \frac{p}{T} = \text{const}$$

Нормальные условия: сравнивать объёмы газов можно лишь при одинаковых (равных) условиях. Такими принято считать 0°C (273 K) и 760 мм рт. ст. (1 атм). Эту температуру и давление называют нормальными условиями, где p_0 , V_0 , T_0 – давление, объём и температура при нормальных условиях.

Следствия закона Авогадро:

- 1) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объём;
- 2) при нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объём, равный 22,4 л. Этот объём называется **молярным объёмом газа** ($V_m = 22,4 \text{ л/моль}$);
- 3) отношение масс равных объёмов различных газов равно отношению их молярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$.

Закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

Объединённый газовый закон: $pV/T = p_0V_0/T_0$.

Молярный объём газа – это отношение объёма вещества к количеству этого вещества: $V_m = V/\nu$.

Отношение m_1/m_2 называется **относительной плотностью первого газа по второму** и обозначается D .

$$D = M_1/M_2, M_1 = D \cdot M_2$$

Уравнения Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля и закон Авогадро можно представить единым **уравнением Клапейрона - Менделеева – основным уравнением атомно-молекулярной теории газов:** $pV = nRT$, где p – давление данного количества газа; V – объём, занимаемый газом; T – абсолютная температура; R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К); n – число моль газа.

Количество вещества – это физико-химическая величина, которая показывает число структурных единиц (молекул, атомов, ионов), образующих это вещество. Единицей количества вещества является *моль*.

Моль – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода - ^{12}C .

Масса (m_A) одного атома углерода равна $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Число атомов в 12 г (0,012 кг) углерода равно: $0,012 \text{ кг} / 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Это число называется **постоянной Авогадро** и обозначается символом N_A . $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул или атомов.

$$N = N_A \cdot \nu$$

Масса одного моля вещества называется **молярной массой**. Обозначается символом M и выражается в кг/моль или в г/моль.

$M(X) = m(X)/\nu(X)$, где $M(X)$ – молярная масса вещества, г/моль; $m(X)$ – масса вещества, г; $\nu(X)$ – количество вещества, моль.

Понятие «эквивалент» появилось после работ *Рихтера* в 1793 году.

Молярной массой эквивалента вещества B называется отношение массы вещества к количеству вещества: $M_{\text{эк}}(B) = m_B/\nu_{\text{эк}}(B)$.

В практических расчётах наиболее часто пользуются молярной массой эквивалентов.

Наряду с понятием молярной массы эквивалентов вещества иногда удобно пользоваться понятием объёма эквивалентов газообразного вещества. Данный объём рассчитывается как молярный объём газа, делённый на число эквивалентности вещества: $V_{\text{эк}}(B) = V_m/z_B$.

Например, при нормальных условиях объём эквивалентов водорода равен 11,2 л/моль, кислорода – 5,6 л/моль.

Понятие об эквивалентах, молярных массах эквивалентов газообразного вещества распространяется также на сложные вещества.

Эквивалентом сложного вещества является такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом любого вещества. Такой расчёт возможен благодаря **закону эквивалентов:** вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой: массы (объёмы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов (объём эквивалентов): $m_A/m_B = M_{\text{эк}}(A)/M_{\text{эк}}(B)$.

Эквивалентная масса элемента $M_{\text{эк}}(Э)$ равна его атомной массе, делённой на валентность в каждом конкретном соединении.

Эквивалентная масса оксида $M_{\text{эк}}$ равна молярной массе оксида, делённая на удвоенное число атомов кислорода.

Эквивалентная масса кислоты M_{eq} равна молярной массе кислоты, делённой на основность кислоты (или на число атомов водорода).

Эквивалентная масса соли M_{eq} равна молярной массе соли, делённой на произведение числа атома металла на валентность этого металла.

Эквивалентная масса основания M_{eq} равна молярной массе основания, делённой на число гидроксогрупп.

Методика выполнения лабораторной работы «Определение эквивалентной массы карбоната кальция»

На технических весах взвесить (с точностью до 0,01 г) 1-1,5 г карбоната кальция (мрамора). Массу навески m_1 записать в лабораторную тетрадь. Перенести навеску в химический стакан объёмом 100 мл и добавить из бюретки 8 мл 1 н раствора соляной кислоты. Химическая реакция происходит с выделением пузырьков газа (*записать уравнение реакции*).

После замедления реакции (когда выделение пузырьков газа практически прекратится) стакан нагреть до 60-70⁰С на песчаной бане. При полном прекращении реакции (пузырьки газа исчезают при нагревании) слить образовавшийся раствор с оставшихся кусочков мрамора и промыть их дистиллированной водой, затем хорошо их просушить с помощью фильтровальной бумаги и вновь взвесит на весах.

Массу оставшегося кусочка мрамора m_2 занести в таблицу.

Таблица 1

Название операции	Обозначения	Цифровые данные
Навеска мрамора до реакции, г	m_1	
Масса мрамора после реакции, г	m_2	
Масса прореагировавшего мрамора, г	$m_1 - m_2$	
Масса кислоты, взятой для анализа, г	m_{HCl}	
Эквивалентная масса соляной кислоты	$M_{eq}(HCl)$	
Эквивалентная масса карбоната кальция (эксп.)	$M_{eq}(CaCO_3)(экс)$	
Эквивалентная масса карбоната кальция (теор.)	$M_{eq}(CaCO_3)(т)$	
Абсолютная ошибка, г		
Относительная ошибка, %	K	

Реактивы

- карбонат кальция (мрамор)
- соляная кислота HCl
- дистиллированная вода

Оборудование

- технические весы
- химический стакан
- штатив
- бюретка
- воронка
- песчаная баня
- газовая горелка
- фильтровальная бумага

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Массовая доля кислорода в оксиде трёхвалентного металла составляет 47,06%. Определите металл.
2. На сжигание 0,25 г металла требуется 115,5 мл кислорода при н.у. Найти эквивалентную массу металла.
3. На сжигание 1 г металла требуется 462 мл кислорода при н.у. Найти эквивалентную массу металла.
4. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,4 г соли. Вычислите эквивалентные массы вещества и соли.
5. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.
6. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объём выделившегося водорода при н.у.
7. Алюминий массой 0,376 г при взаимодействии с кислотой вытеснил 0,468 л водорода, измеренного при н.у. Определить эквивалентный объём водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.
8. Какую массу будет иметь азот объёмом 30 л при н.у.?
9. Какой объём при н.у. займет оксид углерода (IV) массой 22 г?
10. Сколько молекул содержится при н.у. в 1 мл водорода; 5,6 л кислорода; 11,2 л хлора?
11. Сколько молей в 1,5 кг цинка; 0,54 кг алюминия; 1,16 кг серы?
12. Найти формулы кислот, имеющие следующий состав: а) водород – 2,1%, азот – 29,8%, кислород – 68,1%; б) водород – 3,7%, фосфор – 37,8%, кислород – 58,5%.
13. Вычислить относительную молекулярную массу газа, если масса 1 л его при н.у. составляют 1,25 г.
14. В каком количестве вещества содержится $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул воды?
15. Сколько молей составляют, и сколько молекул содержат 11 г CO_2 ?
16. В некотором соединении массовая доля азота составляет 30,4%, кислорода – 69,6%. Выведите молекулярную формулу соединения.
17. Рассчитайте массу порции вещества, в которой содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул азота.
18. Выведите формулу соединения, в котором массовые доли углерода, фтора и хлора соответственно составляют 12,8%, 30,4%, 56,8%.
19. Определите массу: а) 5,6 л CO_2 ; б) 11,2 л водорода.
20. Определите объём при н.у.: а) 2 моль кислорода; б) 0,2 моль оксида углерода (IV).
21. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л при н.у. водорода. Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?
22. Сопоставить число молекул, содержащихся в 1 г серной кислоты с числом молекул, содержащихся в 1 г азотной кислоты. В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
23. Найдите простые вещества в ряду: озон, хлороводород, азот, вода, глюкоза, сера, карбид кальция, графит. Напишите их формулы.
24. Чему равен при н.у. эквивалент водорода? Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление его 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.).
25. При взаимодействии 3,24 г трёхвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода при н.у. Вычислите эквивалентную массу металла.
26. Определите массу и количество аммиака в образце этого газа, который содержит $25 \cdot 10^{25}$ молекул.
29. Вычислите объём, занимаемый 7 г CO при н.у.

30. Выведите истинную формулу органического соединения, содержащего 40,03% С, 6,67% Н, 53,30% О. Молярная масса данного соединения равна 180 г/моль.

31. На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода при н.у. Какой это металл, если его валентность равна двум?

32. Дано 100 мл бутана при н.у. Найдите, сколько в них содержится молекул, молей и определите массу в граммах.

33. Вычислите массовые доли углерода, водорода и кислорода в уксусной кислоте.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.

2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0

3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1

4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Цель: изучение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева на основе представлений о строении атома

До конца XIX века атом считался неделимой частицей. Однако уже в 1886 году А.М. Бутлеров писал: «что атомы не неделимы по своей природе, что они могут быть расщеплены в процессе создания новых методов изучения».

В 1896 году А. Беккерель открыл явление радиоактивности. В 1898 году Мария и Пьер Кюри открыли два новых радиоактивных элемента – полоний Po и радий Ra. Было предположено, что явление радиоактивности связано с самопроизвольным распадом атомов. Так была поставлена проблема внутренней структуры атомов.

В 1906 - 1911 гг. в лаборатории Э. Резерфорда изучалось прохождение α - частиц через фольгу. Оказалось, что α - частицы лишь незначительно изменяют свою траекторию, т.е. область положительного заряда атома очень невелика по размерам, а это противоречит модели атома Томсона.

Э. Резерфорд предложил **планетарную модель атома**, по которой вся масса атома сосредоточена в положительно заряженном ядре, вокруг которого вращаются электроны. Однако эта модель не могла объяснить факта устойчивости атома.

В 1913 году Н. Бор предложил модель атома водорода, исходя из гипотезы Резерфорда, дополненной новыми положениями (**постулаты Бора**):

1. электрон вращается только по дозволенным орбитам, кинетический момент количества движения которых принимает только дискретные значения;
2. когда электрон находится на разрешённой орбите, то атом энергии не излучает;
3. атом излучает или поглощает энергию только при переходе электрона с одной орбиты на другую.

В 1924 году Луи де Бройль предположил, что корпускулярно-волновая природа присуща не только свету, но и любым другим частицам. Эта формула $\lambda = \frac{h}{mv}$, где h фигурирует одновременно и масса и длина волны, отражает двойственную природу электрона.

В волновых свойствах электрона заложен **принцип неопределённости Гейзенберга (1925)**. Он показал, что **точное определение положения электрона на орбите и его скорость не могут быть зафиксированы**. Оценка этой вероятности производится при решении уравнения Шрёдингера, описывающего движение электрона. Поскольку движение электрона происходит в трехмерном пространстве, для решения уравнения Шрёдингера необходимо **три квантовых числа**:

$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ - **главное квантовое число, характеризующее размер электронного облака**;

$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ - **побочное квантовое число, определяющее форму зоны вероятности (орбитали)**;

$m = 0, 1, 2, \dots, \pm l$ - **магнитное квантовое число, определяющее ориентацию орбитали в магнитном поле, т.е. возможное число орбиталей на подуровне**.

Позднее было введено четвертое квантовое число $m_s = \pm \frac{1}{2}$, называемое **спиновым**.

В 1869 году Д.И. Менделеев сформулировал **периодический закон**: "Свойства простых тел, а также форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных весов». Графическим выражением периодического закона является **периодическая система элементов**.

В 1913 году английский физик Мозли, исследуя рентгеновские спектры элементов, показал, что положительный заряд атома элемента численно равен порядковому номеру в периодической системе. Так, периодическая система получила физическую интерпретацию – в её основу был положен заряд ядра, а не атомный вес. **В настоящее время периодический закон формулируется** следующим образом:

"Свойства элементов являются периодической функцией положительного заряда атомов элементов". Отсюда вытекает определение химического элемента как вида атомов с одинаковым положительным зарядом ядра (или занимающих одно и то же место в таблице Д.И. Менделеева). Периодическая система делится на периоды и группы.

Периоды - это горизонтальные ряды, включающие элементы, атомы которых характеризуются одинаковым числом электронных слоев, но различным, постепенно нарастающим числом электронов.

Группы - совокупность элементов, атомы которых характеризуются одинаковым числом валентных электронов, но различаются между собой числом электронных слоев.

Причина периодичности заложена в периодичности изменения строения электронных уровней. Следовательно, в заполнении электронных оболочек атомов элементов можно отметить следующие закономерности:

1. номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего уровня (указывает число электронных слоев);

2. каждый период начинается с заполнения s-подуровня и заканчивается заполнением p – подуровня;

3. у элементов главных, или А-подгрупп, идёт заполнение электронами s- p - подуровней внешнего уровня и валентными могут быть только эти электроны;

4. у побочных, или В-подгрупп, идет заполнение электронами d-подуровня предвнешнего уровня, и валентными могут быть как электроны внешнего уровня, так и d-электроны предвнешнего уровня;

5. у элементов лантаноидно-актиноидных подгрупп заполняется третий снаружи уровень f-электронами и валентными могут быть s-электроны внешнего уровня, один d-электрон предвнешнего и определенное число f-электронов;

6. в соответствии с тем, на какой подуровень направляется очередной электрон при заполнении электронных оболочек атомов, они подразделяются на s, p, d и f-семейства.

Состояние электронов в многоэлектронных атомах отвечает принципу Паули: "В любой атомной или молекулярной системе не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми".

Заполнение электронных оболочек атома происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным (правило Хунда): при заполнении электроны занимают сначала максимум вакантных орбиталей, при дальнейшем прибавлении электронов в ячейках появляется два электрона с противоположно направленными спинами.

Порядок заполнения уровней и подуровней происходит в соответствии с правилом Клечковского: электронные уровни атомов заполняются в порядке возрастания $n+l$, для случаев, когда $n+l$ одинаковы, в порядке возрастания n .

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Каков физический смысл порядкового номера?
2. Какие химические элементы Д.И. Менделеев назвал типическими?
3. Приведите формулу электронной оболочки атома, заряд ядра которого равен +18.
4. Почему кальций и сера располагаются в одной группе?
5. Что называется s-, p-, d-, f- элементами? Приведите примеры.

6. Изобразите электронно-графические формулы атомов кремния, серы и фосфора.
7. Что такое энергия ионизации? Как она меняется в группе?
8. Какие общие свойства имеют фосфор и ванадий?
9. Определите порядковый номер элемента, его электронное семейство, период и группу в периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
10. Какой элемент VIB-подгруппы – хром или селен – проявляет более выраженные металлические свойства?
11. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов?
12. Какую высшую и низшую степень окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
13. У какого из элементов IV периода – марганца или брома – сильнее выражены металлические свойства?
14. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему?
15. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления.
16. Напишите электронные формулы атомов марганца и селена. К какому электронному семейству относится каждый из элементов?
17. Приведите основные характеристики частиц, образующих атом.
18. Почему химические элементы делят на подгруппы в рамках одной группы?
19. Как меняется энергия ионизации в пределах одного периода при увеличении порядкового номера?
20. Что характеризуют квантовые числа?
21. На примере химических элементов III периода показать, как меняются свойства элементов в периоде.
22. Составьте полную электронную формулу, укажите количество протонов и нейтронов в ядре для атома элемента с внешней структурой $4s^2 4p^5$, дайте химические свойства этого элемента.
23. Какой элемент имеет более выраженные металлические свойства: кальций Ca или барий Ba?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ

Цель: обобщение знаний, умений и навыков о химической связи, её видах и схемах образования

Учение о химической связи – центральный вопрос современной химии. Без него нельзя понять причин многообразия химических соединений, механизма их образования, строения, реакционной способности. Химическую связь можно определить как **взаимодействие двух или нескольких атомов, в результате которого образуется химически устойчивая многоатомная микросистема (молекула, кристалл, комплекс).**

Различают три основных типа химических связей: ковалентную, ионную и металлическую.

В 1916 г. Г.Н.Льюис (США) высказал мысль о том, что химическая связь возникает в результате образования *общих электронных пар* между взаимодействующими атомами. Эта идея легла в основу *теории ковалентной связи*. Если в результате соединения атомов образуются общие электронные пары, то такую химическую связь называют **ковалентной**.

1.Ковалентная связь - это связь между атомами, при которой образуются одна или несколько общих электронных пар.

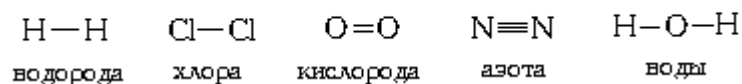
Механизм возникновения ковалентной химической связи рассмотрим на примере образования молекулы водорода: $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$; $\Delta\text{H} = -436 \text{ кДж/моль}$.

Ядро свободного атома водорода окружено сферически симметричным электронным облаком, образованным 1s-электроном. При сближении атомов до определённого расстояния происходит частичное *перекрывание* их электронных облаков (орбиталей). В результате между центрами обоих ядер возникает молекулярное двухэлектронное облако, обладающее максимальной электронной плотностью в пространстве между ядрами; увеличение же плотности отрицательного заряда благоприятствует сильному возрастанию сил притяжения между ядрами и молекулярным облаком.

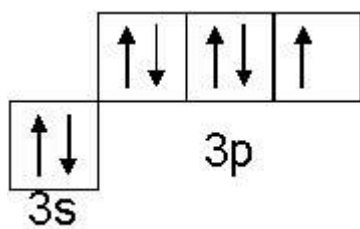
Изображать химические связи принято по-разному:

- с помощью электронов в виде точек, поставленных у химического знака элемента. Тогда образование молекулы водорода можно показать схемой: $\text{H}^\circ + \circ\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$
- с помощью квантовых ячеек (орбиталей);
- часто ковалентную связь изображают чёрточкой (штрихом), которая символизирует пару электронов:

Структурные формулы молекул:

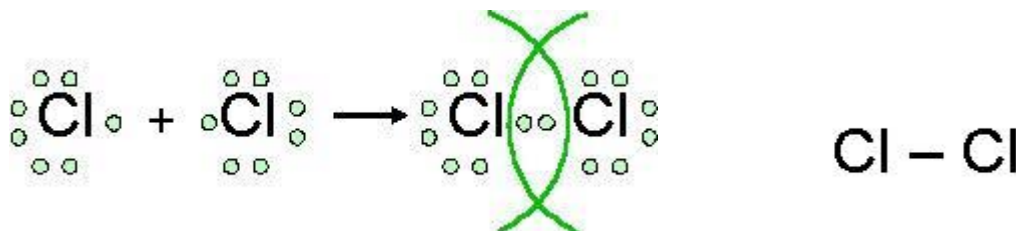


Рассмотрим образование ковалентной связи в молекуле хлора Cl_2 . Электронная формула внешнего слоя атома хлора: $3s^2 3p^5$, электронно-графическая формула:



Один из р - электронов в атоме хлора является неспаренным.

При образовании молекулы неспаренные электроны двух атомов хлора образуют одну общую электронную пару; в результате каждый атом хлора приобретает электронную структуру $3s^2 3p^6$:



Итак, в молекуле хлора каждый его атом имеет завершённый внешний уровень из восьми электронов ($s^2 p^6$), причём два из них (электронная пара) в одинаковой мере принадлежат обоим атомам.

Несколько по-иному изображают связь в молекуле кислорода O_2 . Экспериментально установлено, что кислород является парамагнитным веществом (втягивается в магнитное поле). В его молекуле имеется два неспаренных электрона. Структуру этой молекулы можно изобразить так: $:O:O:$ или $:O=O:$

В молекуле азота N_2 атомы имеют три общие электронные пары: $:N: + :N: \rightarrow :N::N:$

Очевидно, молекула азота прочнее молекулы кислорода или хлора, чем и обусловлена значительная инертность азота в химических реакциях.

Химическая связь, осуществляемая электронными парами, называется ковалентной.

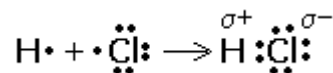
Различают две разновидности ковалентной связи: неполярную и полярную.

В случае **неполярной ковалентной связи** электронное облако, образованное общей парой электронов, или электронное облако связи, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов. Примером являются двухатомные молекулы, состоящие из атомов одного элемента: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 , в которых электронная пара в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.

В случае **полярной ковалентной связи** электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью.

Примером могут служить молекулы летучих неорганических соединений: HCl , H_2O , H_2S .

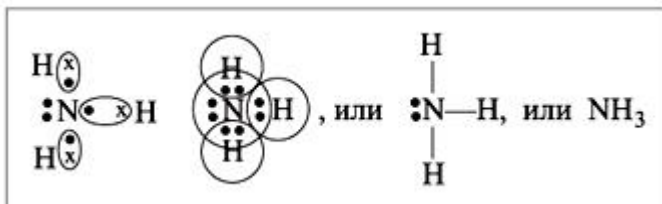
Образование молекулы HCl можно представить схемой:



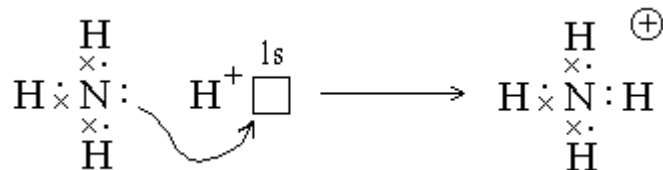
Электронная пара смещена к атому хлора, так как относительная электроотрицательность атома хлора (2,83) больше, чем атома водорода (2,1).

Возможен и другой механизм её образования – **донорно-акцепторный**. В этом случае химическая связь возникает за счёт двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого атома.

Рассмотрим в качестве примера механизм образования иона аммония NH_4^+ . В молекуле аммиака атом азота имеет неподелённую пару электронов (двухэлектронное облако):



У иона водорода свободна (не заполнена) 1s-орбиталь. При образовании иона аммония двухэлектронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода, т.е. оно превращается в молекулярное электронное облако. А значит, возникает четвёртая ковалентная связь. Процесс образования иона аммония можно представить схемой:



Заряд иона водорода становится общим (он делокализован, т.е. рассредоточен между всеми атомами), а двухэлектронное облако (неподелённая электронная пара), принадлежащее азоту, становится общим с водородом.

Атом, предоставляющий неподелённую электронную пару, называется донором, а атом, принимающий её, называется акцептором.

Механизм образования ковалентной связи за счёт двухэлектронного облака одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора) называется донорно-акцепторным.

Однако это не особый вид связи, а лишь иной механизм (способ) образования ковалентной связи.

2. Водородная связь – это своеобразная химическая связь. Она образуется за счёт сил электростатического притяжения водородсодержащих полярных молекул, содержащих атомы наиболее электроотрицательных элементов: F, O, N. Например, водородные связи имеются в HF, H₂O, NH₃, но их нет в HCl, H₂S, PH₃.

Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

Межмолекулярная связь возникает между молекулами, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент – фтор, кислород, азот, реже хлор, сера. Поскольку в такой молекуле общая электронная пара сильно смещена от водорода к атому электроотрицательного элемента, а положительный заряд водорода сконцентрирован в малом объёме, то протон взаимодействует с неподелённой электронной парой другого атома или иона, обобществляя её. В результате образуется вторая, более слабая связь, получившая название водородной.

Обычно водородную связь обозначают точками и этим указывают, что она намного слабее ковалентной связи (примерно в 15-20 раз). Тем не менее, она ответственна за ассоциацию молекул.

Водородная связь возникает и **внутри одной молекулы** между двумя функциональными группами. Такой вид водородной связи возникает в молекулах, имеющих в своем составе группы с донорной и акцепторной способностью. Наиболее внутримолекулярная водородная связь проявляется в образовании пептидных цепей.

3) Теорию ионной связи предложил в 1916 году Вальтер Коссель. Эта теория объясняет образование связи между атомами типичных металлов и атомами типичных неметаллов: NaCl, KCl, CsF. Согласно этой теории, при образовании ионной связи атомы типичных металлов отдают электроны, а атомы типичных неметаллов принимают электроны. В результате этих процессов атомы металлов превращаются в положительно заряженные частицы, которые называются **катионами**; а атомы неметаллов превращаются в отрицательные ионы – **анионы**.

Химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением, называется ионной связью. Соединения, которые образовались путём притяжения ионов, называются гетерополярными или ионными.

Ионные соединения образуют атомы элементов, резко отличных по электроотрицательности, например атомы элементов главных подгрупп I и II групп с элементами главных подгрупп VI и VII групп.

Ионная связь, в отличие от ковалентной связи, характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью. Но резкой границы между этими связями нет.

4) Металлическую связь образуют элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют мало валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей, а валентные электроны из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме.

Металлическая связь характерна для металлов в твёрдом и жидком состоянии. Однако в парообразном состоянии атомы металлов, как и всех веществ, связаны между собой ковалентной связью. Пары металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных). Прочность связи в кристалле больше, чем в молекуле металла, а потому процесс образования металлического кристалла протекает с выделением энергии.

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку и в её основе лежит обобщение валентных электронов. Однако электроны, которые осуществляют ковалентную связь, находятся вблизи соединённых атомов и прочно с ними связаны. Электроны же, осуществляющие металлическую связь, свободно перемещаются по всему кристаллу и принадлежат всем его атомам. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической – пластичны, т.е. они изменяют форму при ударе, прокатываются в тонкие листы и вытягиваются в проволоку.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Какие типы связи возникают при образовании молекулы хлорида аммония? Ответ поясните.

2. Какие из предложенных соединений имеют ионный тип связи: H_2O , NaCl , HI , H_2S , Na_2O , KF ?

3. В чём заключается основное различие между ионной и ковалентной связью?

4. Составить электронные схемы строения молекул кислорода, воды и хлороводорода.

5. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется?

6. Почему максимальная валентность кислорода равна двум, а серы шесть? 7. Составить электронные схемы строения молекул фтора и сероводорода. В каких молекулах ковалентная связь является полярной?

8. Могут ли атомы металлов принимать участие в образовании ковалентной связи?

9. Какой характер имеют связи в молекулах: NCl_3 , CS_2 , ICl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ?

10. Определите, в каком из оксидов элементов третьего периода периодической системы элементов Д.И. Менделеева связь Э – О приближается к ионной.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.

2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. – М.: Юрайт, 2010. – 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0

3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

ТЕМА 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомление с окислительно-восстановительными свойствами металлов, неметаллов и их соединений, освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительные.

Например, реакция $\text{Cu}^0 + \text{Hg}^{2+}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg}^0 + \text{Cu}^{2+}(\text{NO}_3)_2$ является окислительно-восстановительной, потому что в процессе этой реакции атомы меди и ртути изменяют свои степени окисления. Степень окисления меди повышается от 0 до +2, степень окисления ртути понижается от +2 до 0.

Степени окисления элементов изменяются потому, что при протекании окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента, т.е. одни атомы отдают электроны, а другие атомы их присоединяют.

Уравнения, которые выражают процессы окисления и восстановления, называются электронными уравнениями.

Процесс отдачи электронов - окисление, процесс присоединения электронов - восстановление.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, а восстановление – окислением.

Восстановителями называют атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления. Окислителями называют атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления.

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества можно разделить на 3 группы:

1) вещества, которые могут быть **только окислителями** (табл. 2). В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степени окисления, находятся в высшей степени окисления.

2) вещества, которые могут быть **только восстановителями** (табл. 3). В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в низшей степени окисления.

3) вещества, которые могут быть и **окислителями**, и **восстановителями** (в зависимости от второго участника реакции) (табл. 4). Молекулы таких веществ содержат элементы в промежуточной степени окисления.

Таблица 2

Важнейшие окислители

Химический элемент	Высшая степень окисления	Вещества-окислители (примеры)
Азот - N	+5	HNO_3
Марганец - Mn	+7	KMnO_4
Хром - Cr	+6	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Свинец - Pb	+4	PbO_2
Фтор - F	0	F_2
Висмут - Bi	+5	HBiO_3

Важнейшие восстановители

Химический элемент	Низшая степень окисления	Вещества-восстановители (примеры)
Азот - N	-3	NH ₃
Сера - S	-2	H ₂ S
Фтор - F, хлор - Cl, бром - Br, йод - I	-1	HF, HCl, HBr, HI
Фосфор - P	-3	PH ₃
Водород - H	-1	Гидриды металлов (NaH)
Все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn,

Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Химический элемент	Промежуточные степени окисления	Вещества (примеры)
Азот - N	0	N ₂
Азот - N	+3	HNO ₂
Сера - S	+4	SO ₂
Железо - Fe	+2	FeSO ₄

Атомы с промежуточными степенями окисления могут отдавать и принимать электроны.

Типы окислительно-восстановительных реакций:

Межмолекулярные реакции – реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов в различных молекулах.

Например: $2\text{KMnO}_4 + 10\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

Внутримолекулярные реакции – реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле.

Например: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$

Реакции диспропорционирования – реакции, которые идут с изменением степени окисления атомов одного и того же элемента.

Например: $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Методика выполнения лабораторной работы «Окислительно-восстановительные реакции»

Опыт 1. Восстановление Fe³⁺ ионами I⁻

В пробирку поместить 1-2 капли раствора хлорида железа (III) и 2-3 капли раствора иодида калия. Содержимое пробирки разбавить водой до слабо – жёлтого цвета и 1-2 капли крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски? Составить уравнение реакции и объяснить её.

Опыт 2. Окисление ионов двухвалентного железа ионами марганцевой кислоты

В пробирку поместить 2-3 капли раствора перманганата калия KMnO₄, подкислить его 1-2 каплями разбавленной серной кислоты и добавить несколько капель раствора сульфата железа (II) до обесцвечивания. Объяснить исчезновение окраски. Составить уравнение реакции и расставить коэффициенты.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) 3-4 капли концентрированного раствора KMnO_4 подкислить разбавленным раствором серной кислоты и добавить 2-3 капли пероксида водорода. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит при этом? Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет пероксид водорода? Написать уравнения реакций и расставить коэффициенты.

б) К 2-3 каплям раствора сульфата марганца добавить столько же капель пероксида водорода и 1-2 капли раствора KOH . Что наблюдается? Составить уравнение реакции, подобрать коэффициенты, указать окислитель и восстановитель.

в) К 1-2 каплям раствора сульфата хрома (III) прилить по каплям раствор щёлочи до тех пор, пока первоначально выпавший осадок гидроксида хрома (III) полностью не растворится. К полученному раствору добавить по каплям раствор пероксида водорода до перехода окраски зелёного цвета в жёлтый. Это свидетельствует о появлении в растворе ионов CrO_4^{2-} . Составить уравнение реакции и расставить коэффициенты.

Опыт 4. Восстановление молекул йода до ионов йода.

К 1-2 каплям йода прилить несколько капель свежеприготовленного раствора сульфита натрия до обесцвечивания раствора. Составить уравнение реакции и подобрать коэффициенты.

Реактивы

- хлорид железа (III) FeCl_3
- иодид калия KI
- крахмал
- перманганат калия KMnO_4
- серная кислота H_2SO_4
- сульфат железа (II) FeSO_4
- пероксид водорода H_2O_2
- сульфат марганца (II) MnSO_4
- гидроксид калия KOH
- сульфат хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
- йод
- сульфит натрия Na_2SO_3

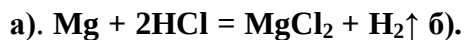
Оборудование

- пробирки
- лучинка

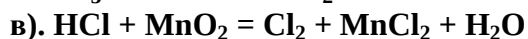
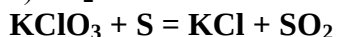
Задачи для самостоятельного решения

1. Исходя из степени окисления элемента железа в соединениях $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4 укажите, какое из них проявляет: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Укажите восстановитель и окислитель в следующих уравнениях реакций:

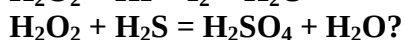
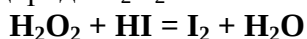


3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:



4. Какое из соединений йода: KIO_3 , I_2 , KIO , KI является только восстановителем?

5. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите, в каких реакциях пероксид водорода H_2O_2 окислитель, в каких – восстановитель:

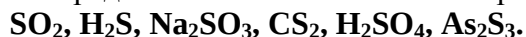


6. Подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:



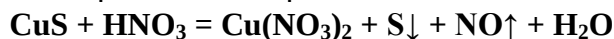
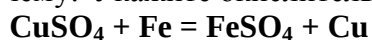
7. Сколько литров хлора при н.у. получится при взаимодействии соляной кислоты со 100 г перманганата калия (KMnO_4 переходит при этом в MnCl_2)?

8. Определить степень окисления серы в следующих соединениях:



9. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составить уравнения реакций взаимодействия HNO_2 с бромной водой и йодоводородом.

10. Какие из предложенных реакций являются окислительно-восстановительными? Почему? Укажите окислитель и восстановитель, определите тип реакции:



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 6. РАСТВОРЫ

Цель: приготовление растворов заданной концентрации

Растворы – гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые содержат два или несколько компонентов.

Растворы жидкие: раствор NaCl в воде; раствор HNO₃ в воде; раствор йода в спирте.

Газообразные растворы: воздух (21% O₂ + 78% N₂ + 1% других газов).

Твёрдые растворы (сплавы металлов): сплавы Cu + Ni; Au + Ag; Ni + Ag.

Наиболее распространены жидкие растворы. Они состоят из **растворителя** (жидкости) и **растворённых веществ** (газообразных, жидких, твёрдых). Жидкие растворы могут быть водные и неводные.

Массовая доля растворённого вещества ω – отношение массы растворённого вещества к массе раствора:

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} 100\%,$$

где $\omega(\text{вещества})$ – массовая доля растворённого вещества, %; $m(\text{вещества})$ – масса растворённого вещества, г; $m(\text{раствора})$ – масса раствора, г.

Массовую долю растворённого вещества в процентах (%) часто называют **процентной концентрацией раствора**.

Таблица 5

Смесь	Общая масса	Содержание компонентов
10%-ный раствор	100	10 г вещества, 90 г воды
25%-ный раствор	100	25 г вещества, 75 г воды

Молярная концентрация C_M показывает число молей растворённого вещества в одном литре раствора. Её можно рассчитать по формуле: $C_M = \nu/V$,

где C_M – молярная концентрация, моль/л; ν – количество вещества, моль; V – объём раствора, л.

Таблица 6

Молярная концентрация C_M , моль/л	Обозначение молярной концентрации	Название раствора
1	1M	Одномолярный (молярный)
0,5	0,5M	Полумолярный
0,1	0,1M	Децимолярный
0,01	0,01M	Сантимольный
0,001	0,001M	Миллимольный.

На практике часто переходят от одного способа выражения концентрации к другому по известной плотности раствора, применяя формулу: $m = \rho \cdot V$.

Нормальная (эквивалентная) концентрация C_n – это число молярных масс эквивалента растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_n = \nu_{\text{экв}}/V.$$

Объёмный процент $C_{об.}\%$ применяют для обозначения концентраций смесей жидкостей или газов – количество миллилитров вещества в 100 мл объёма смеси: $C_{об.}\% = (V_A/(V_A + V_B)) \cdot 100\%$, где V_A – объём растворённого вещества; V_B – объём растворителя; $V_A + V_B$ – объём раствора.

Таблица 7

Смесь	Общая масса	Объёмы компонентов
45% - ный раствор этанола	100	45 мл C ₂ H ₅ OH, 55 мл H ₂ O
10% - ный раствор уксусной кислоты	100	10 мл CH ₃ COOH, 90 мл H ₂ O

Моляльная концентрация C_m – количество растворённого вещества в одном кг растворителя: $C_m = (m_1 \cdot 1000) / (M \cdot m_2)$.

Титр T – масса растворённого вещества в 1 мл раствора: —
 $T = (C_n \cdot \Xi) / 1000$

Связь между разными способами выражения концентрации растворов:

$C_M = (100\rho) / M$, где C_M – молярная концентрация, моль/л; ρ – плотность раствора, г/см³; ω – массовая доля растворённого вещества (процентная концентрация), %; M – молярная масса растворённого вещества, г/моль.

$T = (C_M M) / 1000$, где T – титр, г/мл.

$C_n = \frac{T \cdot 1000}{\Xi}$, где Ξ – эквивалент, г/моль.

Для объёмного анализа важным является следующее положение: **равные объёмы растворов одинаковой нормальности содержат равные эквивалентные количества растворённых веществ**, т. е. $N_1 V_1 = N_2 V_2$, где N_1, N_2 – нормальности реагирующих веществ; V_1, V_2 – их объёмы.

Приготовление раствора

Для приготовления такого раствора необходимо с помощью бюретки отмерить рассчитанное количество 10% - ной соляной кислоты, количественно перенести её в мерную колбу на 100 мл и довести объём колбы до метки дистиллированной водой. Раствор тщательно перемешать стеклянной палочкой, затем с помощью ареометра измерить плотность раствора и по таблице (Приложение 6) найти массовую долю растворённого вещества.

ВАРИАНТ 1

ОПЫТ № 1. Приготовить 120 мл 2% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 0,7% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 100 мл 2,2 н раствора серной кислоты из 20% - ного раствора H₂SO₄ ($\rho = 1,139$ г/см³). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю H₂SO₄. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 2

ОПЫТ № 1. Приготовить 80 мл 4% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 1% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,05М раствора гидроксида натрия из 14% - ного раствора NaOH ($\rho = 1,153$ г/см³). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю NaOH. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 3

ОПЫТ № 1. Приготовить 85 мл 6% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 3% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,1 н. раствора гидроксида калия из 14% - ного раствора КОН ($\rho = 1,156 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю КОН. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 4

ОПЫТ № 1. Приготовить 70 мл 8% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 5% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 200 мл 0,04 М раствора азотной кислоты из 16% - ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,093 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю HNO_3 . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 5

ОПЫТ № 1. Приготовить 55 мл 10% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 7% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 50 мл 0,45 н раствора соляной кислоты из 10% - ного раствора HCl ($\rho = 1,047 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю HCl . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 6

ОПЫТ № 1. Приготовить 80 мл 4% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 1% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,05М раствора гидроксида натрия из 14% - ного раствора NaOH ($\rho = 1,153 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю NaOH . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 7

ОПЫТ № 1. Приготовить 40 мл 12% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 10% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 200 мл 0,15М раствора серной кислоты из 20% - ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,137 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю H_2SO_4 . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 8

ОПЫТ № 1. Приготовить 150 мл 1% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 0,8% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 50 мл 0,3 н раствора гидроксида натрия из 14% - ного раствора NaOH ($\rho = 1,153 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю NaOH . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 9

ОПЫТ № 1. Приготовить 80 мл 3% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 2,6% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 100 мл 0,25М раствора азотной кислоты из 16% - ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,093 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю HNO_3 . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 10

ОПЫТ № 1. Приготовить 70 мл 5% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 2% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,05М раствора гидроксида калия из 18% - ного раствора КОН ($\rho = 1,156 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю КОН. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 11

ОПЫТ № 1. Приготовить 60 мл 7% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 4% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 200 мл 0,12М раствора соляной кислоты из 10% - ного раствора HCl ($\rho = 1,047 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю HCl. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 12

ОПЫТ № 1. Приготовить 50 мл 11% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 6% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 50 мл 0,3 н. раствора серной кислоты из 20% - ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,139 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю H_2SO_4 . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 13

ОПЫТ № 1. Приготовить 40 мл 11% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 8% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 200 мл 0,15М раствора гидроксида натрия из 14% - ного раствора NaOH ($\rho = 1,453 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю NaOH. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 14

ОПЫТ № 1. Приготовить 100 мл 2,5% - ного раствора сульфата аммония и разбавить его дистиллированной водой до 2% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,125М раствора азотной кислоты из 16% - ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,093 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 5) определить массовую долю HNO_3 . Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

ВАРИАНТ 15

ОПЫТ № 1. Приготовить 80 мл 4% - ного раствора сульфата натрия и разбавить его дистиллированной водой до 1% - ного раствора. Вычислить молярность, нормальность и титр обоих растворов.

ОПЫТ № 2. Приготовить 250 мл 0,05М раствора гидроксида натрия из 14% - ного раствора NaOH ($\rho = 1,153 \text{ г/см}^3$). Измерить плотность полученного раствора и по таблице (Приложение 7) определить массовую долю NaOH. Рассчитать нормальность и титр приготовленного раствора.

Реактивы

- сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ -
- дистиллированная вода
- соляная кислота HCl -
- серная кислота H_2SO_4
- сульфат натрия Na_2SO_4 -
- гидроксид натрия NaOH -
- гидроксид калия KOH
- азотная кислота HNO_3

Оборудование

- технические весы
- химический стакан -
- стеклянная палочка -
- мерный цилиндр
- ареометр -
- бюретка
- мерная колба

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте массовую долю сульфата магния в растворе, содержащем 5,5 г MgSO_4 в 0,5 л раствора. Плотность раствора 1,1 г/мл.
2. Сколько граммов хлорида калия и воды необходимо взять для приготовления 0,4 кг раствора с массовой долей хлорида калия в нём 15%?
3. Определите массовую долю растворённого вещества в растворе, полученном растворением 6,72 л оксида серы (IV) при н.у. в 980,8 г воды.
4. В 2 л раствора фосфорной кислоты содержится 29,4 г H_3PO_4 . Рассчитайте молярную концентрацию раствора.
5. Сколько грамм гидроксида калия содержится в 400 мл 0,2М раствора KOH ?
6. Определите нормальную концентрацию раствора, если в растворе объёмом 200 мл содержится 28,28 г фосфата калия K_3PO_4 .
7. Сколько мл раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96% ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 н. раствора?
8. Плотность раствора с массовой долей серной кислоты 34% равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярную и нормальную концентрацию этого раствора.
9. Какова нормальная концентрация раствора гидроксида калия, если на нейтрализацию 40 мл его израсходовано 25 мл 0,5 н раствора серной кислоты.
10. Сколько граммов 10%-ной серной кислоты потребуется для растворения 3,7 г гидроксида кальция?
11. 3 л раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 40% ($\rho = 1,30$ г/мл) упарили до 2 кг. Определите массовую долю полученного раствора.
12. 1 л воды растворяет 600 л бромоводорода при н.у. Какова массовая доля бромоводорода в получившемся растворе?
13. Вычислить массовую долю, молярную и нормальную концентрации раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность равна 1,031 г/мл.
14. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 мл 0,3 н раствора серной кислоты прибавить 125 мл 0,2 н раствора гидроксида калия?
15. В 200 г воды растворили 67,2 л сероводорода H_2S при н.у. Определить массовую долю сероводорода в растворе.
16. Раствор объёмом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.

17. Молярная концентрация раствора гидроксида калия равна 3,8 моль/л, его плотность - 1,17 г/мл. Вычислить массовую долю КОН в этом растворе.
18. К 300 мл 20% - ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) прилили 250 мл воды. Определить массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора.
19. Плотность 26% - ного раствора КОН равна 1,24 г/мл. Сколько молей КОН находится в 5 л раствора?
20. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224 г HNO_3 ($\rho = 1,12$ г/мл).
21. Какой объём 50%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,538 г/мл) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (плотность 1,048 г/мл)?
22. Плотность раствора гидроксида калия с массовой долей КОН 26% равна 1,24 г/мл. Чему равна молярная концентрация и титр раствора?
23. Вычислите молярную и нормальную концентрации, а также титр растворённого вещества для раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 15% и плотностью 1,22 г/мл.
24. Из 1 кг раствора щёлочи с массовой долей NaOH 10% выпарили 200 г воды. Чему равна массовая доля NaOH в новом растворе?
25. До какого объёма надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора NaCl плотностью 1,152 г/мл, чтобы получить раствор с массовой долей хлорида натрия 4,5% и плотностью 1,029 г/мл.
26. Какой объём 15%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,1 г/мл) потребуется для полного растворения 24,3 г магния?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 7. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Цель: рассмотрение основных вопросов теории качественного анализа, проведение качественных реакций катионов и анионов.

Аналитическая химия представляет собой один из разделов химии.

Аналитической химией называют науку о методах качественного и количественного определения состава веществ или их смесей.

Предметом аналитической химии является теория и практика химического анализа. Аналитическую химию подразделяют на два раздела: качественный и количественный анализ.

Задачей качественного анализа является обнаружение элементов или ионов, содержащихся в анализируемом веществе.

Исследуя какое-нибудь новое соединение, прежде всего, определяют, из каких элементов (или ионов) оно состоит, а затем уже количественные отношения, в которых они содержатся. Поэтому качественный анализ вещества, как правило, предшествует количественному анализу.

Количественный анализ заключается в определении количества составных частей сложного материала. Результаты количественного анализа обычно выражаются в процентах.

Аналитическими являются только те **реакции**, которые сопровождаются каким-нибудь внешним эффектом, позволяющим установить, что химический процесс связан с выпадением или растворением осадка, изменением окраски анализируемого раствора, выделением газообразных веществ.

В аналитической работе обычно используют химические реакции, протекающие достаточно быстро и полно.

Выполняя аналитическую реакцию, соблюдают условия, которые определяются свойствами получающегося продукта: 1. среда; 2. температура; 3. концентрация обнаруживаемого иона в растворе.

Большое значение имеет специфичность реакции.

Специфической реакцией – это реакция, которая позволяет обнаружить ион в присутствии других ионов.

Например, специфична реакция обнаружения иона аммония действием щёлочи при нагревании, так как в этих условиях аммиак может выделяться только из солей аммония:



Специфична также реакция на йод с крахмалом.

Классификация катионов по группам

К **1-ой аналитической группе** относятся катионы K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} . Большинство солей этих ионов хорошо растворимы в воде. Поэтому группового реактива, осаждающего все четыре катиона, нет.

В водных растворах все эти катионы бесцветны. Катионы данной аналитической группы играют большую роль в биохимических и агрохимических процессах. Входят в состав минеральных удобрений.

Ко **2-ой аналитической группе катионов** относятся ионы Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} . Образующие их металлы расположены во II группе периодической системы химических элементов. Катионы этой аналитической группы бесцветны и водных растворов не окрашивают.

Ионы кальция, бария и стронция образуют малорастворимые в воде карбонаты. Поэтому их осаждают действием **карбоната аммония** $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, который является их **групповым реагентом**.

Из **катионов 3-ей аналитической группы** обычно распространены Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} . **Групповым реагентом** является **сульфид аммония** $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Катионы алюминия, хрома (III) и железа (III) осаждаются гидроксидом аммония, катионы железа (II), марганца (II), цинка, никеля (II) и кобальта (II) не осаждаются таким способом.

Соли алюминия применяют для очистки сточных вод. Органические соединения железа содержатся в тканях растений и животных. Марганец, цинк, хром, кобальт и никель – микроэлементы.

К **катионам 4-ой аналитической группы** относятся ионы Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} . Общим свойством этих катионов является способность осаждаться под действием разбавленной соляной кислоты и её солей в виде хлорид-осадков белого цвета. Поэтому *соляная кислота* является *групповым реактивом* для катионов этой группы.

Соединения катионов четвертой группы имеют важное биологическое значение. Ионы серебра обладают бактерицидным действием. Металлическая ртуть и большинство ее соединений очень ядовиты. Хлорид ртути (I) или каломель (Hg_2Cl_2) не ядовита и используется в медицине и ветеринарии. Соединения свинца также ядовиты.

Все **анионы 1-ой группы** (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-}) образуют соли бария, нерастворимые в воде, но растворимые в разбавленных кислотах (за исключением сульфата бария). Поэтому *групповым реактивом* первой группы является *хлорид бария* в нейтральном или слабощелочном растворе.

Все анионы первой группы в растворах бесцветны. Объектами качественного анализа на присутствие анионов 1-ой группы являются почвы, природные воды, растения.

Большинство солей, образуемых **анионами 2-ой группы** (Cl^- , I^- , Br^- , S^{2-}), растворимы в воде. *Групповой реактив* на 2-ую группу анионов – *нитрат серебра* в присутствии азотной кислоты. Все анионы второй группы бесцветны.

Бромиды используются в медицине как средства, успокаивающие центральную нервную систему. Сероводород очень ядовит, его вдыхание может вызвать потерю сознания и паралич дыхательного центра. Поэтому все работы с сероводородом проводятся под тягой.

Соли анионов **3-ей аналитической группы** (NO_2^- , NO_3^-) хорошо растворимы в воде. Поэтому группового реактива на анионы этой группы нет. Для открытия нитрат- и нитрит-ионов применяют не реакции осаждения, а окислительно-восстановительные реакции, в которых эти анионы выступают как активные окислители.

Реагенты, позволяющие выделить из сложной смеси группу ионов, называют групповыми.

Например, катионы Ag^+ , Pb^{2+} образуют с анионами Cl^- малорастворимые хлориды AgCl , PbCl_2 , тогда как хлориды других распространённых катионов хорошо растворимы в воде. Поэтому, действуя на анализируемый раствор анионом хлора хотя бы в виде HCl , можно осадить Ag^+ , Pb^{2+} и, таким образом, отделить их от остальных катионов.

Иногда действие группового реагента состоит не в осаждении, а в растворении каких-нибудь составных частей осадка. При этом некоторые катионы переходят в раствор.

Удобство применения групповых реагентов заключается в том, что они позволяют сложную аналитическую реакцию разделить на несколько простых. Кроме того, если групповой реагент не даёт осадка с исследуемым раствором, то это указывает на отсутствие целой группы катионов.

Методика выполнения лабораторной работы «Качественный анализ»

Первая аналитическая группа катионов

Опыт 1. Реакции катиона Na^+

В пробирку взять 2-3 капли раствора любой соли натрия (NaCl , Na_2SO_4 , NaNO_3), с помощью индикаторной бумажки убедиться, что $\text{pH}=7$. Затем прибавить 2-3 капли раствора $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, охладить пробирку холодной водой и потереть стеклянной палочкой внутреннюю поверхность стенок пробирки до выпадения осадка. Наблюдать образование белых мелких кристаллов. Разделите осадок на четыре части, испытайте растворимость его в холодной и горячей воде, в HCl и NaOH .

Катион Na^+ открывается только в достаточно концентрированных растворах, на холоду и только в нейтральной среде ($\text{pH}=7$). Обнаружению иона Na^+ мешают катионы Mg^{2+} и NH_4^+ .

Опыт 2. Реакции катиона K^+

К 2-3 каплям раствора соли калия (KCl , KNO_3) прибавить 3 капли свежеприготовленного раствора гексанитрокобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$ и потереть стеклянной палочкой о стенку пробирки. Наблюдать выпадение жёлтого кристаллического осадка.

Реакция довольно чувствительная, проводится в нейтральной или уксуснокислой среде (оптимальные значения $pH = 5-7$). Проведение реакции мешает ион NH_4^+ , который образует с реактивом аналогичный осадок.

Опыт 3. Реакции катиона NH_4^+

а) В пробирку к 2-3 каплям соли аммония (NH_4Cl , NH_4NO_3) приливают равное количество щёлочи и нагревают. Полоску влажной индикаторной бумаги подносят к отверстию пробирки, не касаясь при этом внутренней поверхности её стенок. Выделяющийся газообразный аммиак взаимодействует с водой. Образующееся основание окрашивает индикаторную бумагу в цвет, характерный для щелочной среды.

б) На предметное стекло с 1 каплей соли аммония прибавляют 2-3 капли реактива Несслера $K_2[HgI_2] + KOH$. Выполняя реакцию, обязательно действуйте избытком реактива, так как образующийся осадок растворим в солях аммония. В результате реакции образуется красно-бурый осадок иодида оксодимеркурат аммония.

Реакция очень чувствительная и показывает присутствие даже случайных примесей NH_4^+ .

Опыт 4. Реакции катиона Mg^{2+}

а) К 2-3 каплям раствора соли Mg^{2+} прибавить 2 капли раствора NH_4Cl и 4 капли реактива Na_2HPO_4 . Затем добавить NH_4OH до щелочной реакции (проверить по индикаторной бумаге или до появления запаха аммиака), перемешивая раствор стеклянной палочкой после добавления каждой капли реактива. Из разбавленных растворов осадок выпадает не сразу, появление его можно ускорить взбалтыванием или потиранием палочкой о стенки пробирки. Реакция с гидрофосфатом натрия достаточно чувствительна и чаще всего используется для обнаружения катиона магния Mg^{2+} в ходе систематического анализа.

б) К 2-3 каплям раствора соли магния прибавить 1-2 капли щёлочи и столько же магнезона. Выпадение синего осадка указывает на присутствие катиона Mg^{2+} . Выполнению реакции мешает катион аммония NH_4^+ . Реакция очень чувствительна.

Вторая аналитическая группа катионов

Опыт 5. Реакции катиона Ca^{2+}

К 1-2 каплям раствора соли Ca^{2+} прибавить столько же оксалата аммония. Осадок растворим в минеральных кислотах, но не растворим в уксусной кислоте.

Ион Ba^{2+} образует с $(NH_4)_2C_2O_4$ аналогичный осадок, поэтому должен быть предварительно удалён из раствора.

Опыт 6. Реакции катиона Ba^{2+}

а) К 2-3 каплям раствора соли Ba^{2+} прилить 1-2 капли раствора ацетата натрия и 2-3 капли реагента $K_2Cr_2O_7$. Наблюдать выпадение жёлтого осадка хромата бария $BaCrO_4$. Испытать растворимость осадка в соляной и уксусной кислотах.

б) К 2-3 каплям раствора соли бария прибавляют столько же серной кислоты или раствора сульфата натрия. В результате реакции образуется белый осадок сульфата бария. Убедитесь, что $BaSO_4$ не растворим в кислотах.

Третья аналитическая группа катионов

Опыт 7. Реакции катиона Fe^{3+}

а) В пробирку или на предметное стекло помещают 1 каплю раствора соли железа (III) и 1 каплю реактива гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ с образованием тёмно-синего осадка «берлинской лазури» $K_4[Fe(CN)_6]_3$. Этот осадок в разбавленной HCl не растворяется. Реакцию

проводят в кислом растворе, чтобы подавить гидролиз реактива. Это реакция позволяет подробно открывать железо (III) из смеси катионов.

б) К 1-2 каплям раствора соли (III) в пробирке или на предметном стекле добавляют 1-2 капли роданида аммония или калия (NH_4SCN или KSCN). В результате реакции образуется соединение кроваво-красного цвета $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.

Опыт 8. Реакции катиона Fe^{2+}

В пробирку или на предметное стекло помещают 1 каплю раствора соли железа (II) и реактива гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В результате реакции образуется синий осадок «турнбулевой сини» $\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Этот осадок не растворим в HCl , но разлагается щелочами в нейтральной или слабокислой среде. Реакция чувствительна и чаще других используется для обнаружения Fe^{2+} .

Первая аналитическая группа анионов

Опыт 9. Реакция аниона SO_4^{2-}

В пробирку налить немного раствора, содержащего ионы SO_4^{2-} , добавить несколько капель раствора хлорида бария. Что наблюдается?

Опыт 10. Реакция аниона CO_3^{2-}

В пробирку помещают 3-4 капли раствора карбоната натрия или кальция, прибавляют 3-4 капли серной или соляной кислоты и наблюдают выделение газа (CO_2). Пробирку можно тот час закрыть пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в другую пробирку, наполненную известковой водой и наблюдать помутнение.

Вторая аналитическая группа анионов

Опыт 11. Реакции анионов Br^- , I^-

а) Для выполнения реакции 3-4 капли растворов бромида или иодида подкисляют 2 н раствора серной кислоты и добавляют несколько капель толуола. Прибавляют по каплям хлорную воду и хорошо взбалтывают содержимое пробирки. Наблюдают окраску слоя толуола.

б) К 1-2 каплям раствора иодида калия прибавляют столько же раствора нитрита калия и подкисляют уксусной кислотой или разбавленной серной кислотой. Одновременно в пробирку вводят 1-2 капли раствора крахмала или несколько капель толуола. В отличие от I^- , анион Br^- нитритами не окисляется.

Третья аналитическая группа анионов

Опыт 12. Реакция аниона NO_3^-

В пробирку взять 3-4 капли насыщенного раствора FeSO_4 , добавить 2-3 капли раствора нитрата натрия и одну (!) каплю концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки не встряхивать (!). Наблюдать образование в середине раствора тёмно-бурого колечка, которое свидетельствует о наличии иона NO_3^- .

Опыт 13. Реакция аниона NO_2^-

К 6-8 каплям раствора нитрита натрия добавьте 5-6 капель разбавленной серной кислоты. Наблюдайте на белом фоне выделение бурого оксида азота (IV).

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Раскройте понятие «аналитический сигнал».
2. Какие реакции называются чувствительными?
3. Что понимают под селективностью аналитической реакции?
4. Какие реакции называются специфическими?
5. В чём заключается сущность систематического хода анализа?
6. Какие реагенты называются групповыми?

- 7..Можно ли каким-либо реагентом осадить все катионы I группы?
- 8.Почему катион Mg^{2+} относят к I, а не ко II группе?
- 9.Чем анализ анионов отличается от анализа катионов?
- 10.Почему целесообразно открывать анионы после открытия катионов?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 8. ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ КОЛИЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА (ГРАВИМЕТРИЯ)

Цель: проведение расчётов в гравиметрическом анализе.

Гравиметрический анализ основан на точном определении массы определяемого компонента, выделенного в твёрдой фазе известного состава. В гравиметрическом анализе различают метод отгонки, метод выделения и метод осаждения.

Метод выделения предполагает отгонку определяемого компонента в виде летучего соединения и измерение его массы.

Метод отгонки предполагает отгонку определяемого компонента в виде летучего соединения при действии кислот, оснований или высокой температуры.

Метод осаждения основан на выделении определяемого компонента в виде малорастворимого соединения.

Основные этапы гравиметрического анализа

Взятие навески.

Навеской называют небольшое количество (обычно 0,1 – 1,0 г) образца анализируемого вещества, которое точно взвешивают и далее количественно подвергают всем аналитическим операциям. Навеска для метода выделения и отгонки должна быть такой величины, чтобы масса весовой формы или убыль массы навески были не менее 0,1 г. Навеску берут на аналитических весах с точностью до $\pm 0,0001$ г.

Растворители.

Если анализируемое вещество растворимо в воде, то его растворяют в 100-150 мл дистиллированной воды. При необходимости используют нагревание, но не кипятят. Если анализируемое вещество не растворимо в воде, то навеску переводят в раствор действием кислоты (уксусная, соляная, серная, азотная) или царской водки.

Осаждение определяемого элемента.

Осаждение является важнейшей операцией гравиметрического анализа. При её выполнении необходимо правильно выбрать **осадитель** (реактив, с помощью которого определяемый элемент переводят в твёрдую фазу), рассчитать его объём, соблюсти определённые условия осаждения, убедиться в полноте осаждения иона в растворе. В качестве осадителя предпочитают летучее вещество. Обычно это кислоты или соли аммония. Выбранный осадитель должен обладать селективностью по отношению к осаждаемому иону.

Требования к осаждаемой форме:

- осадок должен быть практически нерастворим;
- осадок должен выделяться в форме, удобной для его отделения от раствора и промывания и, по возможности, быть крупнокристаллическим. Важно, чтобы он был однородным по дисперсности;
- осадок должен быть чистым, т.е. не содержать посторонних примесей;

Наиболее распространёнными неорганическими осадителями являются $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, NH_3 , HCl .

Фильтрование.

Фильтрованием отделяют полученный осадок от раствора, содержащего посторонние примеси. В гравиметрическом анализе применяют механические фильтры.

Промывание осадка.

При промывании необходимо исключить потери осаждённого вещества. Промывание дистиллированной водой возможно в тех случаях, когда промываемый осадок практически не растворяется в воде, не пептизируется и не гидролизует.

Высушивание и прокаливание осадка.

Осадок высушивается вместе с фильтром в течение 20-30 минут в сушильном шкафу при температуре 90-105°C. При высушивании удаляется адсорбированная влага и летучие примеси. В процессе прокаливания удаляется кристаллизационная и конституционная вода, происходит химическое разложение вещества (выделяются CO, CO₂, NH₃). Осаждаемая форма при прокаливании нацело превращается в гравиметрическую форму.

Требования к гравиметрической форме:

- гравиметрическая форма должна быть стехиометрическим соединением известного состава;
- она должна быть устойчива на воздухе, не разлагаться;
- она должна иметь большую молярную массу.

Вычисление результатов гравиметрического анализа

Высушенный и прокалённый осадок взвешивают на аналитических весах с точностью до $\pm 0,0001$ г. Обычно результаты гравиметрического определения выражают в массовых долях (%). Для этого нужно знать величину навески анализируемого вещества ($m_{\text{нав,г}}$), массу полученного осадка ($m_{\text{вф,г}}$) и его химическую формулу: $m_{\text{опр.ф.}} = F \cdot m_{\text{в.ф.}}$

В гравиметрии F – ***гравиметрический фактор***, который можно рассчитать непосредственно из общеизвестных констант:

$$F = x \cdot M (\text{определяемой формы}) / y \cdot M (\text{гравиметрической формы}),$$

где x и y – число атомов определяемого элемента в гравиметрической и определяемой формах соответственно.

Массовая доля определяемой формы определяется по формуле:

$$\omega = m_{\text{опр.ф.}} \cdot 100\% / m_{\text{нав.}}$$

Преимущества гравиметрического анализа:

- высокая точность анализа;
- отсутствие необходимости калибровки и стандартных образцов;
- небольшие материальные затраты.

Недостатки: длительность и трудоёмкость анализа.

Источники погрешностей:

- использование непригодной или открытой посуды;
- неполное осаждение и потери при промывании;
- использование не того фильтра.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. При определении магния осаждением в виде MgNH_4PO_4 масса прокалённого осадка пиррофосфата магния не должна превышать 0,3 г. Рассчитать массу образца для анализа с массовой долей MgCO_3 40%.

2. Какой должна быть навеска чугуна с массовой долей серы 1,5% для её гравиметрического определения в виде сульфата бария, чтобы при анализе можно было получить 1 г осадка?

3. Вычислить объём раствора серной кислоты с массовой долей 5%, необходимый для осаждения бария из навески 0,3125 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

4. Рассчитать фактор пересчёта: S в BaSO_4 , SO_2 в BaSO_4 .
5. Какую массу технического сульфата алюминия с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 65% нужно взять для гравиметрического анализа, чтобы масса осадка BaSO_4 была равной 1 г?
6. При определении массовой доли оксида кремния в минерале необходимо, чтобы масса прокалённого осадка SiO_2 была не более 0,125 г. Вычислить массу минерала, необходимую для анализа, если в его составе 35% кремния.
7. При анализе 0,4620 г пирита FeS_2 было получено 1,7740 г BaSO_4 . Каково содержание серы в пирите?
8. Какой должна быть навеска пигмента для определения в нём хрома в виде BaCrO_4 , чтобы масса осадка была 0,1 г? Массовая доля Cr_2O_3 в пигменте 25%.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ТЕМА 9. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД АНАЛИЗА

Цель: расчёт в титриметрическом анализе

Титриметрический метод анализа является разделом количественного анализа. Этот метод основан на точном измерении объёма раствора реактива, затраченного на реакцию с определяемым компонентом.

Под **титром** понимают число граммов или мг растворённого вещества, содержащегося в 1 мл раствора. Титр обозначается Т с указанием формулы соответствующего вещества. Например: $T_{H_2SO_4} = 0,0049$ г/мл.

Раствор, титр которого точно известен, называется **титрованным** или **титрантом**. Процесс постепенного приливания раствора – титранта к раствору анализируемого вещества называют **титрованием**. В ходе титрования необходимо установить момент окончания реакции или, как говорят, определить **точку эквивалентности**. Обычно её устанавливают по изменению окраски индикатора (**индикаторный способ**), но иногда применяют **физико-химический способ** (измерение электрической проводимости или других свойств раствора).

Достигнув точки эквивалентности, титрование прекращают. По затраченному объёму титранта и его концентрации вычисляют результаты анализа. Методы титриметрического анализа подразделяют на 3 группы:

1. Метод кислотно-основного титрования. Иначе его называют метод нейтрализации. Он основан на взаимодействии кислот с основаниями или, иначе говоря, на соединении протонов с гидроксид – ионами.

Метод позволяет определять в растворах не только концентрацию кислот или щелочей, но также и концентрацию гидролизующихся солей. Точку эквивалентности при нейтрализации определяют по изменению окраски индикатора (лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина).

2. Метод осадительного титрования.

Титриметрическим методом осаждения дают названия в зависимости от того, что служит титрантом. Например, если для этого используют раствор нитрата серебра, то метод называют аргентометрией, если пользуются рабочим раствором тиоцианата аммония, то тиоцианатометрия.

3. Метод комплексометрического титрования.

Этот метод объединяет титриметрические определения, основанные на образовании комплексных ионов (или молекул). С помощью этих методов определяют различные катионы (Mg^{2+} , Ca^{2+} , Zn^{2+}) и анионы (CN^- , F^- , Cl^-), обладающие свойствами вступить в реакции комплексообразования. В последнее время получили распространение методы анализа, основанные на взаимодействии катионов с органическими растворителями – **комплексонами**. Такое титрование называется **хелатометрическим**.

4. Метод окислительно-восстановительного титрования

Эти методы называют иногда **редокс – метод**. Они основаны на окислительно-восстановительных реакциях между анализирующим веществом и титрованным раствором.

Каким бы методом не производилось титриметрическое определение, всегда при этом необходимы: 1) титрованный раствор; 2) подходящий индикатор; 3) точное измерение объёмов реагирующих веществ.

Готовят определённый объём раствора с приблизительно нормальной концентрацией. Затем стандартизируют его, т.е. устанавливают точную нормальную концентрацию по результатам титрования.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Из 3,13 г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ приготовили 0,77 л раствора. Для этого раствора вычислите титр, молярную и нормальную концентрации.
2. Сколько нужно KMnO_4 , чтобы получить 15 л раствора с нормальной концентрацией 0,13 н? Каковы титр и молярная концентрация этого раствора?
3. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ следует взять для приготовления 3,5 л раствора с титром 0,0016 г/мл? Чему будут равны его молярная и нормальная концентрации?
4. Сколько нужно KMnO_4 , чтобы получить 3,8 л раствора с молярной концентрацией 0,05 моль/л? Каковы титр и нормальная концентрация этого раствора?
5. В 250 мл раствора щёлочи содержится 1 г NaOH . Вычислите молярную и нормальную концентрации этого раствора.
6. Какова нормальная и молярная концентрация раствора кислоты, если в 500 мл его растворено 5 г H_2SO_4 .
7. Из навески 3,8260 г хлорида калия приготовлено 500 мл раствора. Чему будут равны его титр, молярная и нормальная концентрации?
8. Из 3,5740 г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ приготовили 0,51 л раствора. Для этого раствора вычислите титр, молярную и нормальную концентрации.
9. Сколько граммов хлорида натрия следует взять для приготовления 1700 мл его 0,06 М раствора? Чему будет равен его титр и нормальная концентрация.
10. Какую навеску $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ следует взять для приготовления 0,15 л 0,13 М раствора? Каковы титр и нормальная концентрация полученного раствора?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Зарядовое число
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	
1	1	1 Н водород 1,008															2 He гелий 4,003	
2	2	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,0122	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,999	9 F фтор 18,998									10 Ne неон 20,179	
3	3	11 Na натрий 22,989	12 Mg магний 24,312	13 Al алюминий 26,982	14 Si кремний 28,086	15 P фосфор 30,974	16 S сера 32,064	17 Cl хлор 35,453									18 Ar аргон 39,948	
4	4	19 K калий 39,102	20 Ca кальций 40,08	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,941	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,845	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,69							
	5	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,37	31 Ga галлий 69,72	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904									36 Kr криптон 83,8	
5	6	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,22	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [98]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,905	46 Pd палладий 106,4							
	7	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,69	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,6	53 I йод 126,905									54 Xe ксенон 131,3	
6	8	55 Cs цезий 132,905	56 Ba барий 137,34	57-71 ЛАНТАНОИДЫ			72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,948	74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,09					
	9	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,37	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,98	84 Po полоний [209]	85 At астат [210]									86 Rn радон [222]	
7	10	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89-103 АКТИНОИДЫ			104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сигборгий [263]	107 Bh борий [264]	108 Hs ханей [265]	109 Mt мейтнерий [266]	110					
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄									
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										

Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА →

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР →

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

57 La лантан 138,906	58 Ce церий 140,12	59 Pr протактиний 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,905	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,967
89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm куриум [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калфорний [251]	99 Es эйзенштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеев [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]

Таблица растворимости солей, кислот и оснований

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	M	P	-	H	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca ²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr ²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba ²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn ²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H
Pb ²⁺	H	H	M	M	M	PK	P	H	H	H	H
Al ³⁺	H	M	P	P	P	Г	P	Г	HK	P	PK
Cr ³⁺	H	P	P	P	P	Г	P	Г	H	P	PK
Mn ²⁺	H	P	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ³⁺	H	P	P	P	-	-	P	Г	H	P	PK
Co ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cu ²⁺	H	M	P	P	-	H	P	Г	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Hg ²⁺	H	P	P	M	HK	HK	P	H	H	P	H
Hg ₂ ²⁺	H	P	HK	HK	HK	PK	P	H	H	M	H
Ag ⁺	H	P	HK	HK	HK	HK	P	H	H	M	H

Распространённость элементов в земной коре (по А.П. Виноградову)

Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %
O	47,2	Si	27,6	Al	8,80	Fe	5,1
Ca	3,6	Na	2,64	K	2,60	Mg	2,10
H	0,15	C	0,1	Mn	0,09	P	0,08
S	0,05	Ba	0,05	Cl	0,045	F	0,027
Cr	0,02	N	0,01	Cu	0,01	Ni	$8 \cdot 10^{-3}$
Li	$6,5 \cdot 10^{-3}$	Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	Co	$3 \cdot 10^{-3}$	Pb	$1,6 \cdot 10^{-3}$
Be	$6 \cdot 10^{-4}$	Sc	$6 \cdot 10^{-4}$	As	$5 \cdot 10^{-4}$	Sb	$4 \cdot 10^{-4}$
B	$3 \cdot 10^{-4}$	Br	$6 \cdot 10^{-4}$	Zn	$1 \cdot 10^{-4}$	Se	$6 \cdot 10^{-5}$
Cd	$5 \cdot 10^{-5}$	I	$3 \cdot 10^{-5}$	Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	Hg	$7 \cdot 10^{-6}$
Au	$5 \cdot 10^{-7}$	Pt	$5 \cdot 10^{-7}$	Ti	0,6	Sr	0,04

Основные единицы Международной системы единиц (СИ) для некоторых физических величин

Величина	Единица	
	Наименование	Обозначение
Длина	метр	м
Время	секунда	с
Масса	килограмм	кг
Термодинамическая температура	Кельвин	К
Количество вещества	моль	моль
Объём	кубический метр	м^3
Скорость	метр в секунду	м/с
Плотность	грамм на кубический сантиметр	г/см^3
Давление	паскаль	Па
Энергия, работа, количество теплоты	Джоуль	Дж

Плотность растворов сильных кислот

H₂SO₄		HNO₃		HCl	
ω, %	ρ, г/см³	ω, %	ρ, г/см³	ω, %	ρ, г/см³
0,26	1,000	0,33	1,000	0,36	1,000
0,98	1,005	1,25	1,005	1,36	1,005
1,73	1,005	2,16	1,010	2,00	1,009
2,00	1,013	3,07	1,015	2,36	1,010
2,48	1,015	3,98	1,020	3,37	1,015
3,24	1,020	4,00	1,022	4,00	1,019
4,00	1,025	4,88	1,025	4,39	1,020
4,75	1,030	5,78	1,030	5,40	1,025
5,49	1,035	6,00	1,033	6,00	1,029
6,00	1,040	6,66	1,035	6,43	1,030
6,95	1,045	7,53	1,040	7,46	1,035
7,70	1,050	8,00	1,044	8,00	1,039
8,00	1,055	8,40	1,045	8,49	1,040
9,13	1,060	9,26	1,050	9,51	1,045
10,00	1,069	10,00	1,056	10,00	1,049
11,26	1,075	10,97	1,060	11,52	1,055
12,00	1,083	12,00	1,068	12,00	1,059
12,66	1,085	12,65	1,070	13,50	1,065
13,36	1,090	13,48	1,075	14,00	1,069
14,00	1,098	14,00	1,080	16,00	1,079
16,00	1,112	16,00	1,093	18,00	1,089
20,00	1,137	18,00	1,106	20,00	1,100
22,00	1,158	20,00	1,119	22,00	1,110
24,00	1,174	24,00	1,145	24,00	1,121
26,00	1,190	26,00	1,158	26,00	1,132
28,00	1,205	28,00	1,171	28,00	1,142
30,00	1,224	30,00	1,174	30,00	1,152
32,00	1,238	32,00	1,198	32,00	1,163
34,00	1,265	34,00	1,211	34,00	1,173

Приложение 6

	Плотность раствора								
(NH ₄) ₂ SO ₄	1,004	1,010	1,022	1,033	1,045	1,052	1,069	1,080	1,092
	1	2	3	4	5	6	7	8	9

	Плотность раствора								
Na ₂ SO ₄	1,008	1,016	1,025	1,034	1,044	1,053	1,062	1,072	1,081
	1	2	3	4	5	6	7	8	9

Приложение 7

Плотность растворов щелочей и аммиака

Массовая доля ω %	КОН	NaOH	NH ₃
	ρ, г/см ³	ρ, г/см ³	ρ, г/см ³
2	1,016	1,023	0,992
4	1,033	1,046	0,983
6	1,048	1,069	0,973
8	1,065	1,092	0,967
10	1,082	1,115	0,960
12	1,100	1,137	0,953
14	1,118	1,159	0,946
16	1,137	1,181	0,939
18	1,156	1,213	0,932
20	1,176	1,225	0,926
22	1,196	1,247	0,919
24	1,217	1,268	0,913
26	1,240	1,289	0,908
28	1,263	1,310	0,903
30	1,286	1,332	0,898
32	1,310	1,352	0,893
34	1,334	1,374	0,889
36	1,358	1,395	0,884
38	1,384	1,416	-
40	1,411	1,437	-
42	1,437	1,458	-
44	1,460	1,479	-
46	1,485	1,499	-
48	1,511	1,519	-
50	1,538	1,540	-
52	1,564	1,560	-
54	1,590	1,580	-
56	1,616	1,601	-
58	1,622	1,622	-
60	-	1,643	-

Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Названия	
	кислоты	соли
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HCN	Синильная	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
HCl	Соляная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	Дихромат
HI	Иодоводородная	Иодид
HIO_3	Иодноватая	Иодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Пирофосфорная	Пирофосфат
H_2S	Сероводородная	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах

Электролит	К
Азотистая кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Кремниевая кислота H_2SiO_3	$K_1 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 1,6 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота H_2SO_3	$K_1 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 6,3 \cdot 10^{-8}$
Угльная кислота H_2CO_3	$K_1 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 4,8 \cdot 10^{-11}$
Сероводородная кислота H_2S	$K_1 8,9 \cdot 10^{-8}$ $K_2 1,3 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная кислота H_3PO_4	$K_1 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 2,2 \cdot 10^{-13}$
Мышьяковая кислота H_3AsO_4	$K_1 6,0 \cdot 10^{-3}$ $K_2 1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_3 4,0 \cdot 10^{-12}$
Уксусная кислота CH_3COOH	$K 1,86 \cdot 10^{-5}$
Фтороводород HF	$K 6,6 \cdot 10^{-4}$
Цианистоводородная HCN	$K 5,4 \cdot 10^{-2}$

Приложение 10

Электроотрицательность химических элементов (по шкале Олреда-Рохова)

Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО
Ag	1,42	Al	1,47	As	2,20	Au	1,42
B	2,01	Ba	0,97	Be	1,47	Br	2,74
C	2,50	Ca	1,04	Cd	1,46	Cl	2,83
Cr	1,56	Cu	1,75	F	4,10	Fe	1,64
H	2,10	Hg	1,44	I	2,21	K	0,91
Li	0,97	Mg	1,23	Mn	1,60	N	3,07
Na	1,01	Ni	1,75	O	3,50	P	2,10
Pb	1,55	Pt	1,44	S	2,60	Sb	1,82
Sc	1,20	Se	2,48	Si	1,74	Zn	1,66

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с.
2. Хаханина, Т.И. Аналитическая химия / Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина. — М.: Юрайт, 2010. — 278 с. ISBN 978-5-9916-0132-0
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
4. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
5. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
6. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. - 2 изд., стер. - М.: ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2011. - 542 с.: ил.; 60х90 1/16. - (Высшее образование). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Тема 1. Основные классы неорганических соединений	4
Тема 2. Основные понятия и законы химии	10
Тема 3. Строение атома и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева	15
Тема 4. Химическая связь и строение молекул	19
Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции	24
Тема 6. Растворы	28
Тема 7. Качественный анализ	34
Тема 8. Химические методы количественного анализа (гравиметрия)	39
Тема 9. Титриметрический метод анализа	42
Приложения	44
Библиографический список	51
Содержание	52

