

КАЗАХСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМ. АЛЬ-ФАРАБИ

ОБЩАЯ ХИМИЯ



УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

Р.К. Ашкеева,
Л.М. Тугелбаева,
Р.Г. Рыскалиева

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Стереотипное издание

Алматы
«Қазақ университеті»
2020

УДК 54
ББК 24
А 97

*Рекомендовано к изданию Ученым советом факультета
химии и химических технологий и РИСО КазНУ им. аль-Фараби*

Рецензенты:

доктор химических наук., профессор **Б.Р. Таусарова**
доктор химических наук., профессор **С.М. Тажибаява**
кандидат химических наук., доцент **А.А. Мусабекова**

Ашкеева Р.К. и др.

А 97 *Общая химия: учебно-методическое пособие / Р.К. Ашкеева, Л.М. Тугелбаева, Р.Г. Рыскалиева. – Стер. изд. – Алматы: Қазақ университеті, 2020. – 157 с.*

ISBN 978–601–247–863–1

Пособие включает основные разделы общей и неорганической химии, в каждом из которых приведены краткие теоретические положения, содержит описание лабораторных работ, задачи, упражнения и тесты для самостоятельной работы, вопросы для повторения.

Предназначено для студентов и преподавателей нехимических факультетов.

УДК 54
ББК 24

ISBN 978–601–247–863–1

© Ашкеева Р.К. и др. 2020
© КазНУ им. аль-Фараби, 2020

ВВЕДЕНИЕ

Химия занимает одно из центральных мест среди естественных наук. Являясь по своей природе фундаментальной наукой, химия тесно связана с любой отраслью человеческой деятельности. Современное состояние развития общества характеризуется проникновением химии во все сферы жизни. Все люди на производстве, в учебных и медицинских учреждениях, в быту используют принципы и методы химии, разнообразные химические вещества, в той или иной степени сталкиваются с новыми препаратами и материалами. Это вызвано научно-техническим прогрессом и повышает уровень жизни людей. Ошибки в применении этих продуктов могут привести к отрицательным последствиям, нанести ущерб окружающей среде или здоровью каждого из нас. Поэтому химия представляет собой неотъемлемую часть общечеловеческой культуры.

Основной задачей преподавания общей химии на первых курсах нехимических факультетов является создание у студентов расширенной теоретической базы, обучение их умению рассматривать свойства элементов, соединений и различных материалов, условия прохождения химических реакций с теоретической точки зрения, применяя периодический закон, сведения о строении атома, законы химической кинетики, элементы термодинамики, теорию растворов и т.д.

Изучив курс «Общей химии», студент должен знать основные стехиометрические законы химии и уметь применять их при решении расчетных задач; уметь, применяя перио-

дический закон, описывать электронную конфигурацию атома любого элемента, знать общие закономерности изменения свойств элементов и их соединений, природу химической связи в них; уметь прогнозировать продукты химических процессов, уравнивать окислительно-восстановительные реакции; определять направление протекания химических реакций; знать структуру комплексных соединений; знать основы электрохимии; знать основные свойства металлов и неметаллов, частные реакции на некоторые катионы и анионы, подготовить и провести несложный химический эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.

В данном пособии представлены теоретический материал, вопросы семинаров, методические указания к выполнению лабораторных работ, вопросы самоконтроля и типовые упражнения и задачи для подготовки по каждой теме.

ТРЕБОВАНИЯ К ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Химическая лаборатория – место повышенной опасности. Чтобы не получить травму при проведении химического эксперимента, нужно неукоснительно соблюдать правила техники безопасности.

1. При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами.

2. Все работы с сильно пахнущими и ядовитыми веществами, с концентрированными растворами кислот и щелочей, со щелочными металлами проводить в вытяжном шкафу.

3. Запрещается исследовать свойства веществ без разрешения преподавателя, а также пить воду из химической посуды.

4. Запрещается выполнение опытов в грязной посуде.

5. Без указания преподавателя нельзя проводить никаких дополнительных опытов.

6. Нельзя нюхать выделяющиеся газы, растворы, близко наклоняясь к сосуду. При определении запаха исследуемого вещества пробирку следует держать в полувытянутой левой руке так, чтобы отверстие находилось ниже уровня носа, и правой рукой направлять к себе слабый ток воздуха.

7. Огнеопасные вещества, такие, как водород, кислород, бензин, эфир и др., надо держать подалеже от огня.

8. При использовании реактивов нельзя наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. Если кислота или щелочь попала на кожу, ее надо

сначала нейтрализовать, а затем промыть большим количеством проточной воды.

9. Нельзя наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как ее может выбросить из сосуда.

10. При нагревании пробирки нельзя держать ее отверстием к себе или в сторону окружающих людей.

11. При переносе химического стакана с горячей жидкостью необходимо стакан держать обеими руками, подложив под дно стакана полотенце.

12. При разбавлении концентрированных растворов серной кислоты необходимо приливать ее тонкой струйкой в воду, а не наоборот.

13. Растворять твердые щелочи надо путем постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объему воды.

14. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстоянии не менее 1 м.

15. Отработанные (загрязненные) растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию. В лаборатории должны быть специальные сосуды для слива.

16. Нельзя пробовать на вкус даже известные вещества (в том числе поваренную соль, сахар). Предназначенные для технических целей, они могут содержать примеси, ядовитые для человека.

17. Уходя из лаборатории, всегда выключайте газ, свет и воду.

ЗАНЯТИЕ 1

Основные классы неорганических соединений.

Химические реакции и их классификация

Все неорганические вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Сложные вещества делятся на оксиды, основания, кислоты и соли, между которыми существует генетическая связь.

Классификация основных классов неорганических соединений:

1. Оксиды (ЭmOn):

- Основные (Na_2O , CuO , MgO)
- Кислотные (CO_2 , SO_3 , N_2O_5)
- Амфотерные (ZnO , Al_2O_3)

2. Кислоты (Hx(Ac)):

по составу:

- Кислородсодержащие – H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4
- Безкислородные – HCl , H_2S , HBr

по основности:

- Одноосновные – HNO_3 , HCl , HBr
- Двухосновные – H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3
- Трехосновные – H_3PO_4

3. Основания (Me(OH)y):

по составу:

- Однокислотные (NaOH , LiOH , NH_4OH)
- Двухкислотные (Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Zn(OH)_2)
- Трехкислотные (Fe(OH)_3 , Al(OH)_3)

по растворимости:

- Растворимые (щелочи) – NaOH , LiOH , Ba(OH)_2
- Нерастворимые – Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3 ,

4. Соли (Mex(Ac)y):

- Средние (нейтральные) – NaCl , $\text{Cu(NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- Кислые – NaHSO_4 , Na_2HPO_4
- Основные – MgOHCl , CuOHNO_3
- Двойные – $\text{KAl(SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2$
- Комплексные – $\text{K}_4\text{Fe}[\text{CN}_6]$

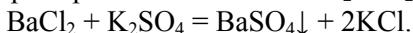
Химических реакции и их классификация. Химическая реакция, или химическое превращение – это процесс, при котором из одних веществ образуются другие вещества. При химических реакциях не происходит превращений атомов одних элементов в другие. Превращения, в результате которых образуются атомы новых элементов (ядерные реакции), являются предметом изучения ядерной физики. Химические реакции можно классифицировать по различным признакам – по составу, условиям протекания, энергетическим характеристикам и т.д.

В зависимости от состава и числа исходных и полученных веществ выделяют реакции разложения, соединения, обмена, замещения и нейтрализации.

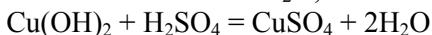
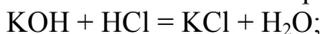
Реакцией разложения называется процесс, при котором из одного вещества образуются два или несколько других. Например: $MgCO_3 = MgO + CO_2$; $2HgO = 2Hg + O_2\uparrow$

В результате *реакций соединения* из двух или нескольких веществ образуется одно новое. Например, $H_2 + I_2 = 2HI$; $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

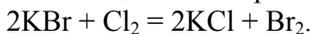
Реакциями обмена называются процессы, при которых реагирующие вещества обмениваются составными частями. Например: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$;



Частным случаем реакций обмена являются *реакции нейтрализации*, которые представляют собой взаимодействие кислот с основаниями. Например:



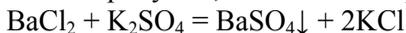
Реакции замещения протекают с участием простого и сложного веществ, в результате образуются новые простое и сложное вещества. Например, $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$;



Если в основе классификации химических реакций лежит энергия, то происходит выделение или поглощение теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*. Например: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2 + Q$. Экзотермическими реакциями являются многие реакции соединения.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются *эндотермическими*. Например: $N_2 + O_2 = 2NO - Q$. Эндотермическими реакциями являются многие реакции разложения.

Существует классификация химических реакций по признаку их обратимости. Реакции, протекающие в одном направлении и приводящие к практически полному превращению исходных веществ в продукты, являются *необратимыми*. Например:



Обратимые реакции протекают в двух противоположных направлениях и не доходят до конца ни в одном из них. В уравнениях обратимых реакций часто вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Большинство химических реакций являются обратимыми.

Если классификация основывается на степени окисления элементов, то различают реакции, которые протекают *без изменения степеней окисления*, например: $CaCO_3 = CaO + CO_2$ и реакции, которые протекают *с изменением степеней окисления* (*окислительно-восстановительные*), например: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2S$.

Реакции соединения с участием простых веществ, а также реакции замещения являются окислительно-восстановительными.

Реакции разложения, соединения сложных веществ могут происходить как без изменения, так и с изменением степеней окисления элементов реагирующих веществ.

Реакции обмена всегда происходят без изменения степеней окисления.

Различают также гомогенные и гетерогенные реакции. *Гомогенные реакции* протекают в однородной среде, например газе, растворе. *Гетерогенные реакции* протекают на границе раздела фаз, например взаимодействие между твердым веществом и жидкостью.

В зависимости от того по какому принципу классифицируют химические превращения, одна и та же реакция может быть отнесена к различным типам. Например, реакцию



1. реакцию соединения;
2. экзотермическая реакция;
3. обратимый процесс;
4. окислительно-восстановительная реакция;
5. гомогенный процесс.

Характерными признаками химических реакций являются:

1) изменение цвета, например: FeCl_3 (желтый) + $3\text{KCNS} = \text{Fe}(\text{CNS})_3$ (красный) + 3KCl ;

2) образование осадка, например: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$;

3) выделение газа, например: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;

4) выделение теплоты, например: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$;

5) выделение света, например: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + h\nu$

Вопросы семинара: классификация, способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Типы химических реакций.

Лабораторные работы:

1. Правила работы в лаборатории.
2. Экспериментальные задачи по основным классам неорганических соединений.
3. Экспериментальные задачи по основным типам химических реакций.

1. Экспериментальные задачи по основным классам неорганических соединений.

Вариант 1

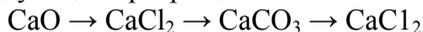
1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид магния является основанием.

Вариант 2

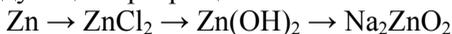
1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что оксид кальция является основным оксидом.

Вариант 3

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид цинка является амфотерным гидроксидом.

Вариант 4

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид алюминия является амфотерным гидроксидом.

Вариант 5

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что оксид углерода (IV) – кислотный оксид.

2. Экспериментальные задачи по основным типам химических реакций.

Опыт 1. Реакция соединения: взвесить серу массой 4 г и железо массой 7 г. Тщательно перемешать их в ступке и всыпать полученную смесь в пробирку. Укрепить пробирку вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем подогреть ее сильно в одном месте, у дна пробирки. Как только смесь начнет раскаляться, горелку отставить. Какое вещество образуется? Написать уравнения реакции.

Опыт 2. Реакция разложения: в пробирку поместить немного KNO_3 (или NaNO_3). Укрепить ее в штативе горизонтально или слегка наклонно и нагреть. Не прекращая нагревания, внести в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Написать уравнения реакции.

Опыт 3. Реакция обмена: в пробирку налить 1-2 мл раствора CuSO_4 , всыпать туда немного железных опилок и взбалтывать жидкость до тех пор, пока она не примет светло-зеленую окраску. Какие вещества образуются в результате этой реакции? Написать уравнения реакции.

Опыт 4. Реакция обмена: в пробирку налить 1-2 мл раствора AgNO_3 и прибавить к нему раствор NaCl . Что наблюдается? Какие новые вещества образуются в растворе? Написать уравнения реакции.

Опыт 5. Эндо- и экзотермические реакции:

1. В сухую пробирку поместить карбонат никеля (II). Изменяется ли цвет соли при комнатной температуре? Нагреть пробирку. Что происходит?

2. В пробирку налить 1-2 мл дистиллированной воды, внести на кончике шпателя оксид кальция. Что наблюдается? Как изменяется температура водного раствора? Какая из протекающих реакций является эндотермической? Написать термохимические уравнения данных процессов.

Опыт 6. Обратимые и необратимые реакции:

1. В пробирку налить 1-2 мл раствора сульфата натрия и такой же объем раствор хлорида бария. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. К полученному раствору добавить раствор соляной кислоты. Что происходит?

2. В пробирку налить 0,5-1 мл раствора хлорида сурьмы (III), добавить трехкратный избыток воды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции взаимодействия соли и воды, принимая во внимание, что одним из продуктов реакции является $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Добавить раствор соляной кислоты. Что происходит?

Какой из рассмотренных процессов обратимый? О какой из данных реакций можно сказать, что она практически протекает до конца?

Опыт 7. Реакции протекающие без изменения и с изменением степеней окисления элементов реагирующих веществ:

1. В сухой пробирке нагреть небольшое количество KClO_3 . Внести в нее тлеющую лучинку. Что наблюдается?

2. На дно сухой пробирки поместить немного карбоната меди (II), нагреть. Внести в пробирку горящую лучинку. Что наблюдается? Составить уравнение происходящих процессов и указать, какой из них окислительно-восстановительный.

Вопросы для самоконтроля

1. На какие два типа делятся все оксиды? Приведите примеры.
2. На какие три типа делятся все солеобразующие оксиды? Приведите примеры.
3. Какие элементы (металлы или неметаллы) образуют основные и амфотерные оксиды?
4. Что определяет кислотность основания? На какие группы делятся основания по кислотности? Приведите примеры.
5. На какие группы делятся основания по растворимости? Приведите примеры.
6. Что такое основность кислоты? Чем определяется валентность кислотного остатка? Приведите примеры.
7. Что такое бескислородные, кислородсодержащие кислоты? Приведите примеры.
8. Что называется кислотообразующим элементом? Чему его равна валентность? Приведите примеры.
9. На какие типы делятся соли? Приведите примеры.
10. Что называется химическими реагентами, химическими реакциями, продуктами реакции? Приведите примеры.
11. Что происходит в результате химических реакций? Каковы основные признаки химических реакций?
12. На какие типы делятся химические реакции по признаку изменения числа и состава исходных веществ и продуктов реакции? Приведите примеры.
13. Могут ли реакции обмена быть окислительно-восстановительными?
14. Для чего классифицируют химические реакции?
15. К какому типу относятся химические реакции, протекающие по следующим схемам:
а) $A + B + \dots \rightarrow C$; б) $C \rightarrow A + B + \dots$; в) $AB + C \rightarrow AC + B$; г) $AB + CD \rightarrow AD + BC$?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$
2. С какими из соединений будет взаимодействовать $Zn(OH)_2$: $NaOH$, H_2SO_4 , KOH , HBr , HNO_3 , MgO , N_2O_5 . Написать уравнения реакций.
3. Как доказать амфотерный характер свинца, алюминия?

4. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO, CO_2 , N_2O_5 , NO, SO_2 ?

5. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl, H_2S , NO_2 , Cl_2 , N_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ?



7. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: CO_2 , H_2SO_4 , K, Na_2O , NH_3 , MgO, P_2O_5 , KOH, H_2 . Написать уравнения реакций.

8. Напишите уравнение реакций, доказывающий кислотный характер SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , N_2O_5 .

9. Составьте уравнение реакции получения хлорида магния:

а) действием кислоты на металл

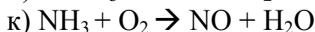
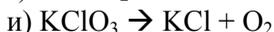
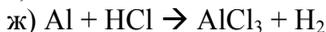
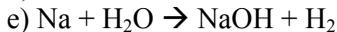
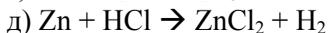
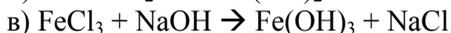
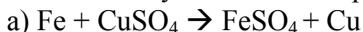
б) действием кислоты на основание

в) действием соли на соль



11. Какая по типу реакция происходит при образовании углекислого газа в результате сжигания угля, прокаливания известняка, взаимодействием угля с оксидом меди (II)?

12. Подобрать коэффициенты и заменить стрелки знаком равенства в следующих схемах реакций:



13. Приведите примеры образования оксида меди (II) в результате реакций: а) соединения; б) разложения.

14. Приведите примеры образования водорода в результате реакции замещения.

15. К какому типу химической реакции относится образование воды в результате: а) горения водорода в кислороде; б) восстановления оксида цинка водородом?

ЗАНЯТИЯ 2-3

Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

Закон сохранения массы веществ: (открыт и экспериментально обоснован М.В.Ломоносовым в 1748 г., затем А.Лавуазье 1789 г.): *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* При химических реакциях общее количество атомов не изменяется, а происходит лишь их перегруппировка. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты.

Закон постоянства состава (Ж.Пруст, 1808 г.): *все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.* Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях. Позже было выяснено, что состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения (**дальтониды**). Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения (**бертоллиды**).

Закон кратных отношений (Д.Дальтон, 1803 г.): *если два химических элемента дают несколько соединений, то весовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же весовую долю второго элемента,*

относятся между собой как небольшие целые числа. Например, в оксидах азота N_2O ; NO ; N_2O_3 ; $NO_2(N_2O_4)$; N_2O_5 число атомов кислорода, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как $0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,28 : 2,85$ или $1 : 2 : 3 : 4 : 5$.

Закон простых объемных отношений: (Ж. Гей-Люссак, 1809 г.): *объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.* Например, $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – в химических реакциях коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают объемы реагирующих газов. В данном случае объемы реагирующих и образующихся газов относятся друг к другу как $1:3:2$.

Закон эквивалентов (В. Рихтер, 1792 г.): *химические элементы соединяются друг с другом в строго определенных количествах, соответствующих их эквивалентам.* Понятие эквивалента введено в химию для сопоставления соединительной способности различных элементов. При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона: *массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.* Для определения эквивалентной массы элемента необходимо знать состав его соединения с другим элементом, эквивалентная масса которых известна. При решении задач на вычисление эквивалентных масс необходимо знать, что:

– **эквивалентная масса оксида** равна сумме эквивалентных масс кислорода и элемента, входящего в состав оксида;

– **эквивалентная масса кислоты** равна сумме эквивалентных масс водорода и кислотного остатка. Для вычисления эквивалентной массы кислоты необходимо разделить её молярную массу на основность кислоты, которая для данной реакции определяется числом атомов водорода, замещающихся металлом. Так, ортофосфорная кислота H_3PO_4 в зависимости от условий протекания реакций, может быть одно-, двух- или трёхосновной. Тогда при образовании дигидрофосфата, гидрофосфата и фосфата эквивалент фосфорной кислоты будет соответствовать 1 , $1/2$ и $1/3$ моль.

– **эквивалентная масса основания** равна сумме эквивалентных масс металла и гидроксильной группы. Чтобы

вычислить эквивалентную массу основания, необходимо его молярную массу разделить на кислотность основания, определяемую числом вступающих в реакцию гидроксильных групп. Так, $\text{Эм}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$; $\text{Эм}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37 \text{ г/моль}$.

– **эквивалентная масса соли** равна сумме эквивалентных масс металла и кислотного остатка. Так, для соли: $\text{Эм}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)/(2 \cdot 3) = 342/2 = 57 \text{ г/моль}$.

Закон Авогадро (1811 г.): *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул $6,02 \cdot 10^{23}$ – постоянная Авогадро.* Закон справедлив только для газообразных веществ.

Из закона Авогадро **вытекает два следствия:**

1. *один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем – 22,4 л.* Этот объем можно вычислить, если известна масса 1 л газа. Например, при н.у. масса 1 л водорода равна 0,09 г, молярная масса водорода равна 2,0158 г/моль. Тогда объем, занимаемый 1 моль водорода, будет $2,0158 \text{ г/моль} : 0,09 \text{ г/л} = 22,4 \text{ л/моль}$. При тех же условиях масса 1л кислорода равна 1,429 г, молярная масса кислорода составляет 32 г/моль. Тогда объем будет $32 \text{ г/моль} : 1,429 \text{ г/л} = 22,4 \text{ л/моль}$.

2. *молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду.* Масса одного и того же объема газа тем больше, чем больше масса его молекул. Если в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул, то очевидно, что отношение масс равных объемов газов будет равно отношению их молекулярных масс или отношению численно равных им молярных масс, т.е. $m_1 : m_2 = M_1 : M_2$, где m_1 – масса определенного объема первого газа; m_2 – масса того же объема второго газа; M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

Законы стехиометрии взаимосвязаны с атомно-молекулярным учением и образуют основу химии как фундаментальной науки. Стехиометрические расчеты повседневно применяются химиками и специалистами родственных областей знаний.

Вопросы семинара: основные положения атомно-молекулярного учения. Стехиометрические законы химии (закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон кратных отношений, закон простых объемных отношений, закон Авогадро).

Лабораторные работы:

1. Определение относительной молекулярной массы углекислого газа.
2. Определение эквивалента магния.

1. Определение относительной молекулярной массы углекислого газа

Ход работы: 1. Сухую колбу емкостью 250-300 мл закрывают пробкой и отмечают карандашом по стеклу положение нижнего края пробки. Затем взвешивают колбу на техномических весах. Наполняют колбу предварительно очищенным и осушенным углекислым газом из аппарата Киппа. 2. Через 3-5 минут, не закрывая крана у аппарата Киппа, медленно вынимают отводную трубку и тотчас закрывают колбу пробкой до отметки, сделанной карандашом. 3. Снова взвешивают колбу с углекислым газом на тех же весах. Для проверки полноты вытеснения воздуха необходимо дополнительно пропустить газ в течение 2-3 минут и снова взвесить колбу. Расхождения между двумя измерениями не должны быть более чем на 0,02 г. 4. Далее наполняют колбу дистиллированной водой до метки в горле колбы, затем переливают воду в мерный цилиндр для измерения объема.

Запись экспериментальных данных и расчет

Масса колбы с пробкой и воздухом – m_1 (г)

Масса колбы с пробкой и углекислым газом – m_2 (г)

Объем газа в колбе – V (мл)

Температура опыта – t , °С; абсолютная температура – T , К.

Нормальное давление – P_0 , 760 мм рт. ст.

Атмосферное давление при выполнении опыта – P , мм рт.ст.

1. Привести к н. у. объем воздуха в колбе по формуле:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

2. Вычислить массу воздуха в объеме колбы – m_3 с учетом плотности воздуха 1,293 г/л.

3. Определить массу пустой колбы: $m_4 = m_1 - m_3$

4. Определить массу углекислого газа в колбе $m_5 = m_2 - m_4$

5. Вычислить плотность углекислого газа по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \frac{m_5}{m_3}$$

6. Вычислить массу водорода в объеме колбы m_6 с учетом плотности водорода 0,09 г/л.

7. Вычислить плотность углекислого газа по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{m_5}{m_6}$$

8. Вычислить относительную молекулярную массу углекислого газа двумя способами:

$$M = 2,016 D_{\text{H}_2}$$

$$M = 29 D_{\text{возд}}$$

9. Вычислить относительную ошибку по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{M_{\text{экс}} - M_{\text{теор}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

2. Определение эквивалента магния

Ход работы:

1. Взвесить на технохимических весах 0,1 г магния, завернуть его в фильтровальную бумагу.

2. Отвести газоотводную трубку колбы Вюрца в вертикально установленный цилиндр, наполненный водой.

3. Налить в колбу Вюрца 10 мл 2н HCl.

4. Положить взвешенный магний в горло колбы Вюрца, плотно закрыть ее пробкой, повернуть колбу из горизонтального

положения в вертикальное, чтобы магний упал в HCl. Начинается реакция взаимодействия магния с кислотой: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$

5. Замерить объем выделившегося водорода.

Расчеты:

1. Используя уравнение газового состояния $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$,

найти

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T} \quad (1)$$

Так как водород был собран над водой, к давлению водорода присоединяется давление паров воды (парциальное давление) – h , которое нужно вычесть из общего давления – P . Давление паров воды – h при данной температуре находим в таблице:

Таблица 1

Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

| Температура | Давление пара, мм рт. ст. | Температура | Давление пара, мм рт. ст. |
|-------------|---------------------------|-------------|---------------------------|
| 15 | 12,788 | 21 | 18,650 |
| 16 | 13,634 | 22 | 19,827 |
| 17 | 14,530 | 23 | 21,088 |
| 18 | 15,477 | 24 | 22,377 |
| 19 | 16,477 | 25 | 23,756 |
| 20 | 17,535 | 30 | 31,824 |

Подставляя в уравнение (1) найти $V_0 = \frac{V(P-h)T_0}{P_0T}$

2. Найти массу выделившегося водорода:

$$m_{H_2} = \frac{V_0 \cdot 2,016}{22400}$$

3. На основании закона эквивалента, определить эквивалент магния:

$$\frac{m_{Mg}}{m_H} = \frac{\mathcal{E}_{Mg}}{\mathcal{E}_H}, \mathcal{E}_{Mg} = \frac{m_{Mg} \mathcal{E}_H}{m_H}$$

4. Вычислить процент ошибки по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{(\mathcal{E}_{теор.} - \mathcal{E}_{получ.})}{\mathcal{E}_{теор.}} 100 \%$$

Вопросы для самоконтроля

1. Какие вещества называются простыми, сложными? Из каких частей состоят вещества?
2. Что такое абсолютная, относительная атомные массы?
3. Что такое относительная молекулярная масса? Чему она равна?
4. Что такое химическая формула? Что показывают индексы в химических формулах?
Что называется молекулярными формулами?
5. Что такое массовая доля элемента в данном веществе? Как ее можно рассчитать?
6. Что такое количество вещества? Что такое моль?
7. Что называется молярной массой? Чему она равна?
8. Что такое валентность? Чем она определяется? Приведите примеры элементов с постоянной, с переменной валентностью.
9. Что такое химическое уравнение? Что оно показывает? Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в химическом уравнении.
10. Что называется молярным объемом? Чему он равен? Чему равен молярный объем при н.у.?
11. Что показывает относительная плотность газов? Чему она равна?
12. Что называется молярной массой эквивалента?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Определить молекулярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 1,5.
2. Сколько молекул содержится в 11,2 литрах водорода?
3. Какое количество FeS_2 потребуется для получения 64 г SO_2 , если уравнение реакции следующее: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$?
4. Какой объем при н.у. займет 3 моля H_2 ?

5. Определить эквивалент Fe в следующих соединениях: FeCl₂, Fe(OH)₃, FeO, Fe₂O₃, Fe(NO₃)₂, Fe₂(SO₄)₃, FePO₄
6. Чему равна относительная плотность по воздуху для SO₂?
7. Сколько молей сульфата калия содержится в 200 г K₂SO₄?
8. Какой объем занимает 2 г гелия (н.у.)?
9. Какова молекулярная формула соединения азота с кислородом, если плотность этого газа по водороду равна 15?
10. Сколько молекул содержится в 54 г воды?
11. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?
12. 2,4 грамма металла образуют оксид массой 4 грамма. Определить эквивалентную массу металла.
13. Какая масса сульфата бария получится при взаимодействии серной кислоты с хлоридом бария массой 2 г?
14. Какую массу серной кислоты и гидроксида натрия надо взять для получения сульфата натрия массой 100 г?
15. Какой объем кислорода необходим для сгорания 18 г углерода по реакции $C + O_2 = CO_2$?

ЗАНЯТИЕ 4

Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.

Химическая связь

При химических реакциях ядра атомов остаются без изменений, изменяется лишь строение электронных оболочек из-за перераспределения электронов между атомами. Способностью атомов отдавать или присоединять электроны определяются его химические свойства.

Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Благодаря волновым свойствам электроны в атоме могут иметь только строго определенные значения энергии, которые зависят от расстояния до ядра. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют энергетический уровень. Он содержит строго определенное число электронов –

максимально $2n^2$. Энергетические уровни подразделяются на s-, p-, d- и f- подуровни; их число равно номеру уровня.

Квантовые числа электронов. Состояние каждого электрона в атоме обычно описывают с помощью четырех квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m_l) и спинового (m_s). Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое – вокруг собственной оси.

Главное квантовое число n – *определяет энергетический уровень электрона, удаленность уровня от ядра, размер электронного облака.* Принимает целые значения от 1 до n и соответствует номеру периода. Из периодической системы для любого элемента по номеру периода можно определить число энергетических уровней атома, и какой энергетический уровень является внешним.

Орбитальное квантовое число l – *характеризует геометрическую форму орбитали.* Принимает значение целых чисел от 0 до $(n - 1)$. Независимо от номера энергетического уровня, каждому значению орбитального квантового числа соответствует орбиталь особой формы. Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется энергетическим уровнем, с одинаковыми n и l – подуровнем. Так, для $l = 0$ s – подуровень, s – орбиталь – орбиталь сфера; для $l = 1$ p – подуровень, p – орбиталь – орбиталь гантель; для $l = 2$ d – подуровень, d – орбиталь – орбиталь сложной формы (цветка); для $l = 3$ f – подуровень, f – орбиталь – орбиталь еще более сложной формы.

Магнитное квантовое число m_l – *характеризует положение электронной орбитали в пространстве и принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0.* Это означает, что для каждой формы орбитали существует $(2l + 1)$ энергетически равноценные ориентации в пространстве. Так, для s – орбитали ($l = 0$) такое положение одно и соответствует $m_l = 0$. Сфера не может иметь разные ориентации в пространстве. Для p – орбитали ($l = 1$) – три равноценные ориентации в пространстве ($2l + 1 = 3$): $m_l = -1, 0, +1$. Для d – орбитали ($l = 2$) – пять равноценных ориентаций в пространстве ($2l + 1 = 5$): $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$. Для f – орбитали ($l = 3$) – семь равноценных

ориентаций в пространстве ($2l + 1 = 7$): $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Таким образом, на s – подуровне – одна, на p – подуровне – три, на d – подуровне – пять, на f – подуровне – семь орбиталей.

Спиновое квантовое число m_s – характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$, соответствующие противоположным направлениям вращения.

Правила застройки электронами энергетических уровней атомов:

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых значения всех квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) были бы одинаковы, т.е. на каждой орбитали может находиться не более двух электронов (с противоположными спинами).

Правило Клечковского (принцип наименьшей энергии): в основном состоянии каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Чем меньше сумма ($n + l$), тем меньше энергия орбитали. При заданном значении ($n + l$) наименьшую энергию имеет орбиталь с меньшим n . Энергия орбиталей возрастает в ряду: $1S < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s$.

Правило Хунда: атом в основном состоянии должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определенного подуровня.

Запись, отражающая распределение электронов в атоме химического элемента по энергетическим уровням и подуровням, называется **электронной конфигурацией этого атома**. В основном (невозбужденном) состоянии атома все электроны удовлетворяют принципу минимальной энергии. Это значит, что сначала заполняются подуровни, для которых:

- 1) значение главного квантового числа n минимально;
- 2) внутри уровня сначала заполняется s – подуровень, затем p – и лишь затем d – подуровень (значение l минимально);
- 3) заполнение происходит так, чтобы ($n + l$) было минимально (правило Клечковского);
- 4) в пределах одного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален, т.е.

содержал наибольшее число неспаренных электронов (правило Хунда).

5) при заполнении электронных атомных орбиталей выполняется принцип Паули. Энергетическому уровню с номером n может принадлежать не более чем $2n^2$ электронов, расположенных на n^2 подуровнях.

После утверждения атомно-молекулярного учения важнейшим открытием в химии было стало **открытие Д.И. Менделеевым в 1869 г. периодического закона**, современная формулировка которого: *"свойства химических элементов (т.е. свойства и форма образуемых ими соединений) находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов химических элементов"*. Физический смысл химической периодичности – периодические изменения свойств химических элементов обусловлены правильным повторением электронной конфигурации внешнего энергетического уровня (валентных электронов) их атомов с увеличением заряда ядра. Графическим изображением периодического закона является периодическая таблица, которая содержит 7 периодов и 8 групп.

Период – горизонтальные ряды элементов с одинаковым максимальным значением главного квантового числа валентных электронов. Номер периода обозначает число энергетических уровней в атоме элемента. Периоды могут состоять из 2 (первый), 8 (второй и третий), 18 (четвертый и пятый) или 32 (шестой) элементов, в зависимости от количества электронов на внешнем энергетическом уровне. Последний, седьмой период незавершен. Все периоды (кроме первого) начинаются щелочным металлом (s-элементом – ns^1), а заканчиваются благородным газом ($ns^2 np^6$). Металлические свойства рассматриваются, как способность атомов элементов легко отдавать электроны, а неметаллические – присоединять электроны из-за стремления атомов приобрести устойчивую конфигурацию с заполненными подуровнями. Заполнение внешнего s- подуровня указывает на металлические свойства атома, а формирование внешнего p- подуровня – на неметаллические свойства. Увеличение числа электронов на p-

подуровне (от 1 до 5) усиливает неметаллические свойства атома. Атомы с полностью сформированной, энергетически устойчивой конфигурацией внешнего электронного слоя ($ns^2 pr^6$) химически инертны. В больших периодах переход свойств от активного металла к благородному газу происходит более плавно, чем в малых периодах, т.к. происходит формирование внутреннего $(n - 1) d$ - подуровня при сохранении внешнего ns^2 – слоя. Большие периоды состоят из четных и нечетных рядов. У элементов четных рядов на внешнем слое ns^2 – электроны, поэтому преобладают металлические свойства и их ослабление с ростом заряда ядра невелико; в нечетных рядах формируется np -подуровень, что объясняет значительное ослабление металлических свойств.

Группы – вертикальные столбцы элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы. Различают главные и побочные подгруппы. Главные подгруппы состоят из элементов малых и больших периодов, валентные электроны которых расположены на внешних ns - и np -подуровнях. Побочные подгруппы состоят из элементов только больших периодов. Их валентные электроны находятся на внешнем ns - подуровне и внутреннем $(n - 1) d$ - подуровне (или $(n - 2) f$ - подуровне). В зависимости от того, какой подуровень (s -, p -, d - или f -) заполняется валентными электронами, элементы периодической системы подразделяются на: s -элементы (элементы главной подгруппы I и II групп), p -элементы (элементы главных подгрупп III – VII групп), d -элементы (элементы побочных подгрупп), f -элементы (лантаноиды, актиноиды). В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Элементы главных и побочных групп сильно отличаются по свойствам. Номер группы показывает высшую валентность элемента (кроме кислорода, фтора, элементов подгруппы меди и восьмой группы). Общими для элементов главных и побочных подгрупп являются формулы высших оксидов и их гидратов. У высших оксидов и их гидратов элементов I – III групп (кроме бора) преобладают основные

свойства, с IV по VIII – кислотные. Для элементов главных подгрупп общими являются формулы водородных соединений. Элементы главных подгрупп I – III групп образуют твердые вещества – гидриды (водород в степени окисления – 1), а IV – VII групп – газообразные. Водородные соединения элементов главных подгрупп IV группы (ЭН_4) – нейтральны, V группы (ЭН_3) – основания, VI и VII групп ($\text{H}_2\text{Э}$ и HЭ) – кислоты.

От положения элементов в периодической системе зависят свойства атома, связанные с его электронной конфигурацией: *атомный радиус* – по периоду слева направо уменьшается, а в подгруппе сверху вниз возрастает; *энергия ионизации* – по периоду возрастает, а в подгруппе уменьшается; *энергия сродства к электрону* – по периоду возрастает, а в подгруппе уменьшается; *электроотрицательность* – по периоду увеличивается, а в подгруппе уменьшается.

Химическая связь – это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами. При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (или двухэлектронную) внешнюю оболочку, соответствующую строению атома ближайшего инертного газа. Различают следующие виды химической связи: **ковалентная** (полярная и неполярная; донорно-акцепторная), **ионная и металлическая**.

Ковалентная связь – связь, осуществляемая за счет образования общих для взаимодействующих атомов электронных пар. Если между атомами возникла одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется одинарной, например: $\text{H}^\bullet + \bullet\text{H} \rightarrow \text{H} : \text{H}$; если больше, то кратной – двойной (2 общие электронные пары), например: $\text{O}=\text{O}$; тройной (3 общие электронные пары), например: $\text{N}\equiv\text{N}$. Если электронная плотность расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется *неполярной*. Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется *полярной*. Полярность связи тем больше, чем больше разность электроотрицательностей атомов. Например, в молекуле HCl электронная пара смещена к атому Cl , т.к.

относительная электроотрицательность атома Cl (2,83) больше, чем у атома H (2,1). Молекулу HCl можно рассматривать как систему из двух равных по абсолютной величине, но противоположных по знаку зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга (*диполь*). Хотя суммарный заряд диполя равен нулю, в окружающем его пространстве образуется электрическое поле, напряженность которого пропорционально дипольному моменту молекулы μ , который равен произведению абсолютного значения заряда электрона q на расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле 1: $\mu = q \cdot l$. Дипольный момент молекулы служит количественной мерой ее полярности; μ измеряют в дебаях (D). Чем больше длина диполя, тем больше поляризация и полярность молекулы. Например, HF – 1,82 D; HCl – 1,06 D; HBr – 0,79 D; NH₃ – 1,47 D.

Перекрывание электронных облаков возможно только при их определенной взаимной ориентации. Область перекрывания располагается в определенном направлении по отношению к взаимодействующим атомам. Так, если взаимное перекрывание s – электронных облаков происходит вдоль оси, на которой располагаются ядра взаимодействующих атомов, то возникающая при этом ковалентная связь называется *сигма – связью* (σ – *связь*), например, в молекуле H₂; p – электронные облака также могут принимать участие в образовании σ – связи, если только они ориентированы вдоль оси, на которой располагаются ядра взаимодействующих атомов, например, молекула Cl₂. Когда перекрываются p – электронные облака, ориентированные перпендикулярно оси, соединяющей ядра атомов, образуются две области перекрывания электронных облаков, расположенные по обе стороны от оси, а возникающая таким образом ковалентная связь называется *пи – связью* (π – *связь*). Эти связи далеко не равноценны – во многих случаях прочность π – связи значительно уступает прочности σ – связи. Вследствие этого при химических реакциях π – связи разрываются гораздо легче, чем σ – связи.

Так как в формировании связей между атомами участвуют электроны различных энергетических состояний, то возникает

вопрос о равноценности и прочности этих связей. Для объяснения этого было введено понятие «**гибридизации орбиталей**» – это изменение формы некоторых орбиталей при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей. Например, sp – гибридная орбиталь – одна s – орбиталь и одна p – орбиталь превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 180° . Молекулы, в которых осуществляется sp – гибридная орбиталь, имеют линейную геометрию (BeH_2). sp^2 – гибридная орбиталь – одна s – орбиталь и две p – орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 120° . Молекулы, в которых осуществляется sp^2 -гибридная орбиталь, имеют плоскую геометрию (BH_3). sp^3 – гибридная орбиталь – одна s – орбиталь и три p – орбитали превращаются в четыре одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен $109^\circ 28'$. Молекулы, в которых осуществляется sp^3 -гибридная орбиталь, имеют тетраэдрическую геометрию (CH_4).

Донорно-акцепторная связь – один атом (донор) предоставляет электронную пару, а другой атом (акцептор) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Например, в ионе аммония четыре ковалентные связи – 3 атома водорода присоединены к атому азота обычной ковалентной связью, а четвертый – ковалентной связью, образованной по донорно-акцепторному механизму: $\text{H}_3\text{N} + \text{H}^+ = [\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{H}^+]$.

Ионная связь. Если разность электроотрицательностей взаимодействующих атомов велика, то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы. Химическая связь между ионами, осуществляемая за счет электростатического притяжения, называется *ионной связью*. Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Например, хлорид натрия состоит из ионов натрия Na^+ и ионов хлора Cl^- .

Металлическая связь. Валентные электроны металлов достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко

отрываться от них. Поэтому металл содержит ряд положительных ионов, расположенных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое количество электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу. Электроны в металле осуществляют связь между всеми атомами металла.

Вопросы семинара: квантово-механические представления о строении атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принцип Паули, Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии. Электронные структуры атомов элементов. Связь периодической системы элементов со строением атома. Основные виды химической связи, их характеристика, свойства.

Лабораторно-практическое занятие: строение атома. Периодическая система Д.И.Менделеева.

1. Перечислите элементы третьего периода. Рассмотрите образцы простых веществ (натрия, магний, алюминий, красный фосфор, сера, хлорная вода). На основании наблюдений и табличных данных заполните таблицу:

Таблица 2

Результаты наблюдений

| Элемент | Электронная формула | Атомный радиус | Электроотрицательность | Простое вещество – агрегатное состояние, цвет |
|--------------------------------------|---------------------|----------------|------------------------|---|
| Na Mg Al Si P S Cl | | | | |

Можно ли на основе данных полученной таблицы выделить металлы и неметаллы? Как изменяются металлические свойства

по периоду с увеличением порядкового номера? Как изменяются радиусы атомов, энергия ионизации, электроотрицательность элементов?

2. Рассмотрите набор высших гидроксидов элементов 3-его периода (гидроксиды натрия, магния, алюминия, кремния, фосфора, серы, хлора). К каким классам относятся перечисленные гидроксиды? Проверьте экспериментально:

- а) какие из гидроксидов растворимы в воде?
 - б) какую реакцию имеют растворы?
 - в) взаимодействуют ли растворы гидроксидов с металлами?
- Напишите уравнения реакций.

3. Перечислите элементы седьмой группы главной подгруппы. Рассмотрите образцы простых веществ в запаянных колбах (хлора, брома, иода). На основании наблюдений и табличных данных заполните таблицу:

Таблица 3

Результаты наблюдений

| Элемент | Электронная формула | Атомный радиус | Электроотрицательность | Простое вещество – агрегатное состояние, цвет |
|---------------|---------------------|----------------|------------------------|---|
| Cl Br I | | | | |

Охарактеризуйте физические свойства простых веществ галогенов. Какую конфигурацию внешнего электронного слоя имеют галогены? Как изменяются радиусы атомов, сродство к электрону, электроотрицательность элементов? Какие валентности и степени окисления характерны для атомов галогенов в различных соединениях? Какой галоген не проявляет положительную степень окисления? Почему? Напишите формулы известных оксидов хлора, формулы и названия кислот, соответствующих им.

Справочные данные

| Элемент | Атомный радиус | Электроотрицательность |
|---------|----------------|------------------------|
| Na | 1,54 | 1,01 |
| Mg | 1,4 | 1,23 |
| Al | 1,26 | 1,47 |
| Si | 1,17 | 1,74 |
| P | 1,1 | 2,10 |
| S | 1,04 | 2,60 |
| Cl | 0,99 | 2,83 |
| Br | 1,14 | 2,74 |
| I | 1,33 | 2,21 |

Вопросы для самоконтроля

1. Какие частицы являются элементарными частицами? Чему равны их заряды и массы?
2. Что называется массовым числом атома?
3. Что является главной характеристикой элемента?
4. Что такое электронная оболочка атома? Что такое электронное облако?
5. Какие квантовые числа используются для характеристики орбиталей и электронов?
6. Что показывают электронные формулы атомов?
7. Чем объясняется периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера?
8. Что такое химическая связь? Какие основные виды химической связи вы знаете?
9. Что такое σ – связи, π – связи? Какие электроны могут участвовать в их образовании?
10. Что является количественной характеристикой полярности связи (молекулы)?
11. Чем отличается донорно-акцепторная связь от ковалентной связи?
12. Какие соединения называются ионными?
13. Что такое валентность элемента? Чем она определяется? Какие электроны называются валентными?
14. Чему равно максимальное число неспаренных электронов (высшая валентность) для большинства элементов?
15. Что называется периодом, группой, подгруппой в периодической системе? Чем отличаются малые периоды от больших?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Какому набору элементарных частиц отвечает атом свинца?

2. Составьте электронные формулы и графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей атомов ртути и висмута.

3. Почему цинк и кальций расположены в одной группе, но в разных подгруппах?

4. Какое максимальное число электронов может содержаться в электронном слое с главным квантовым числом $n = 4$?

5. Какая электронная формула соответствует элементам III группы периодической системы?

6. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы фосфора и ксенона?

7. По какому признаку элементы объединяются в s-, p-, d-, f- группы?

8. Укажите отличие σ и π - связи.

9. Какой тип гибридизации электронов Be в молекуле BeH_2 ?

10. В чем отличие донора электронных пар от акцептора? Привести пример.

11. На каких подуровнях находятся валентные электроны Mo?

12. Во II периоде от Li до F, F обладает наибольшими неметаллическими свойствами. Чем это объясняется?

13. Какой валентный угол образуется при sp – гибридизации?

14. В каком соединении связь ковалентная (покажите механизм образования):

а) Al б) NaI в) CaO г) HI д) Na_2O

15. Запишите электронные и электронно-графические формулы атома углерода в его нормальном и возбужденном состояниях.

16. У какого элемента начинает заполняться 4f подуровень? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

17. Каковы формулы высших оксидов элементов с поряд-

ковыми номерами 24, 25, 32, 74, 82? Написать формулы кислот, отвечающих этим оксидам.

18. Каковы формулы водородных соединений у элементов с порядковыми номерами 14, 15, 32, 33, 51, 52?

19. Описать свойства хрома исходя из его положения в периодической системе, составить формулу оксида хрома (VI) и отвечающего ему гидроксида.

20. По какому типу связи построены молекулы N_2 , H_2S , CO_2 , NH_3 , $CaCl_2$? Изобразите в виде электронных схем строение этих молекул и определите характер связей.

ЗАНЯТИЕ 5

Окислительно-восстановительные процессы

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**. **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна. Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью – положительные. Степень окисления – формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью. Например: N_2H_4 (гидразин) степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

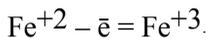
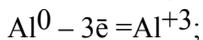
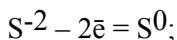
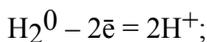
Таблица 5

Правила определения степени окисления

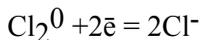
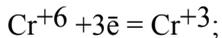
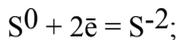
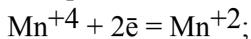
| | |
|---|-------------------------------------|
| 1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. | $Mg^0, Fe^0, Cl_2^0, H_2^0, S^0$ |
| 2. Для соединений водорода степень его окисления всегда составляет +1, за исключением гидридов металлов, в которых степень его окисления –1 | $H^+Cl, CH_4^+, H_2^+O, NaH, CaH_2$ |

| | |
|--|--|
| 3. Для соединений кислорода степень его окисления всегда составляет –II, за исключением пероксидов, в которых степень окисления кислорода –I, и соединений с фтором, в которых степень окисления кислорода +II | CO_2^{-2} , H_2O^{-2} , KMnO_4^{-2} , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, F_2O^{+2} |
| 4. Степень окисления иона, состоящего из одного атома, равна значению заряда иона. | Na^+ , Mg^{2+} , Fe^{3+} , O^{2-} , Br^- |
| 5. Сумма всех степеней окисления атомов в химической формуле вещества равна нулю | $\text{CH}_4 -4+4(1) = 0$ $\text{H}_2\text{SO}_4 2(1)+6+4(-2) = 0$ |
| 6. Сумма всех степеней окисления атомов в формуле иона, состоящего из нескольких элементов, равна значению заряда иона | $\text{SO}_4^{2-} +6+4(-2) = -2$ $\text{NO}_3^- +5+3(-2) = -1$ |

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов – *процесс окисления*. При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов – *процесс восстановления*. При восстановлении степень окисления понижается:



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны являются **окислителями** (*акцепторами электронов*), а которые отдают электроны – **восстановителями** (*донорами электронов*).

Окислительно-восстановительные свойства вещества.
Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть *только окислителями* за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут быть *только восстановителями*, т.к. они способны лишь отдавать электроны, потому что внешний энергетический уровень у таких атомов завершен восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0, для неметаллов – (n-8) (где n- номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции, т.е. *обладают окислительно-восстановительной двойственностью*.

Таблица 6

Важнейшие восстановители и окислители

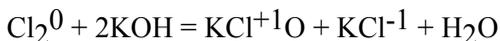
| Восстановители | Окислители |
|--|--|
| металлы | галогены |
| водород | перманганат калия – KMnO_4 |
| уголь | манганат калия – K_2MnO_4 |
| окись углерода (II) – CO | оксид марганца (IV) – MnO_2 |
| сероводород – H_2S | бихромат калия – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| оксид серы (IV) – SO_2 | хромат калия – K_2CrO_4 |
| сернистая кислота H_2SO_3 и ее соли | азотная кислота – HNO_3 |
| галогеноводородные кислоты и их соли | серная кислота – H_2SO_4 конц. |
| катионы металлов в наименьших степенях окисления: SnCl_2 , FeCl_2 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ | оксид меди (II) – CuO |
| азотистая кислота – HNO_2 | оксид свинца (IV) – PbO_2 |
| аммиак – NH_3 | пероксид водорода – H_2O_2 |
| оксид азота(II) – NO | хлорид железа(III) – FeCl_3 |
| | бертоллегова соль – KClO_3 |

Классификация окислительно-восстановительных реакций:

1. *Реакции межмолекулярного (межатомных) окисления – восстановления* – реакции, в которых окислитель и восстановитель – разные вещества, причем эти вещества могут быть как простыми, так и сложными; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами: $\text{H}_2\text{S}^{-2} + \text{Cl}_2^0 = \text{S}^0 + 2\text{HCl}^-$; $\text{S}^0 + \text{O}_2^0 = \text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$

2. *Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления* – реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов одного и того же элемента. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при термическом разложении веществ, содержащих окислитель и восстановитель: $2\text{KCl}^{+5}\text{O}_3^{-2} = 2\text{KCl}^{-1} + 3\text{O}_2^0$

3. *Диспропорционирование (реакции самоокисления-самовосстановления)* – реакции, в которых один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления:

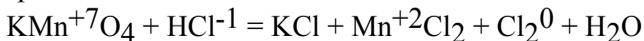


Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

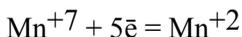
Электронный баланс – метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. **Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.** Уравнение составляется в несколько стадий:

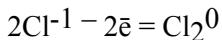
1. Записывают схему реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются:

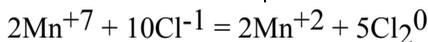
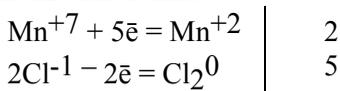


3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем:

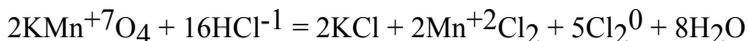




4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления:



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции:



Электрохимический ряд напряжения металлов. Если пластинку металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла, равной 1 моль/л, соединить со стандартным водородным электродом, то получится гальванический элемент. Электродвижущая сила этого элемента (ЭДС), измеренная при 25°C, и характеризует **стандартный электродный потенциал металла (E^0)**. Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют так называемый **электрохимический ряд напряжений металлов**:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.

2. Каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него.

3. Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т. е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснить его из растворов.

Нужно отметить, что представленный ряд характеризует поведение металлов и их солей только в водных растворах и при комнатной температуре.

В зависимости от концентрации по-разному с металлами реагируют H_2SO_4 и HNO_3 .

Таблица 7

Взаимодействие серной и азотной кислот с металлами различной активности

| Кислота | Металлы | Продукты | Примечание |
|---------------------|--------------------------------|---|--|
| HCl | до водорода после водорода | соль + H_2 не реагирует | |
| H_2SO_4 разб. | до водорода после водорода | соль + H_2 не реагирует | |
| H_2SO_4 конц. | до водорода после водорода | соль + H_2O + S (H_2S) соль + H_2O + SO_2 | Fe, Al, Cr: $\text{Э}_2\text{O}_3$ + H_2O + S пассивация |
| HNO_3 конц. | все кроме благородных металлов | соль + H_2O + NO_2 | Fe, Al, Cr: $\text{Э}_2\text{O}_3$ + H_2O + NO_2 пассивация |
| HNO_3 разб. | до водорода после водорода | соль + H_2O + N_2O , N_2 соль + H_2O + NO | |
| HNO_3 очень разб. | до водорода | соль + H_2O + NH_4NO_3 | |

Вопросы семинара: окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов.

Лабораторная работа: изучение окислительно-восстановительных реакций. Электрохимические процессы.

Ход работы:

1. Изучить взаимодействие перманганата калия с нитритом натрия (сульфитом натрия) в кислой, нейтральной и щелочной среде. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Изучить взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Налить в пробирку 3-4 капли раствора сульфата железа (II), добавить такой же объем 20% раствора серной кислоты и 2-3 капли разбавленного раствора азотной кислоты (1:3). Полученный раствор слегка подогреть и отметить цвет выделяющегося газа. Проверить степень окисления железа до и после опыта. Для этого налить в одну пробирку 2-3 капли исходного раствора FeSO_4 , а в другую – такой же объем полученного после опыта раствора. Оба раствора разбавить 5-8 каплями воды и добавить к ним по 2-3 капли раствора NH_4CNS или KCNS . Тиоцианат-ион CNS^- – является реактивом для обнаружения иона Fe^{3+} , с которым он образует тиоцианат железа (III) – соединение ярко-красного цвета. Написать уравнения реакций.

4. В пять пробирок, содержащих по 1-2 мл раствора соляной кислоты, поместить: в первую – кусочек магния, во вторую – цинка, в третью – меди, в четвертую – алюминия, в пятую – железа. Что наблюдается? Сделайте вывод о расположении этих металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.

5. В пробирку налейте 2-3 мл раствора сульфата меди и опустите кусочек металлического цинка. Через 5-10 мин отметьте изменение поверхности цинка и цвета раствора. Напишите уравнение реакции, укажите, что является окислителем, восстановителем. Какое положение занимают цинк и медь в ряду напряжения металлов? Пойдет ли реакция металлической меди с сульфатом цинка?

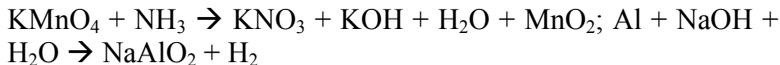
Вопросы для самоконтроля

1. Чему равны высшие и низшие степени окисления элементов?
2. Какие элементы имеют постоянную степень окисления во всех сложных соединениях?
3. Какие степени окисления (положительные или отрицательные) имеют атомы металлов и неметаллов в сложных соединениях?
4. Может ли быть реакция только окислительной или только восстановительной? Почему?

5. Какие вещества могут быть и окислителями, и восстановителями? Приведите примеры.
6. Типы окислительно-восстановительных реакций.
7. На основании чего составлен электрохимический ряд напряжения металлов?
8. Что характеризует электрохимический ряд напряжения металлов?
9. Какой металл является самым сильным восстановителем?
10. Ионы какого металла являются самыми сильными окислителями?
11. Почему положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не вполне соответствует положению в периодической системе?
12. Чему равны степени окисления элементов в соединениях с неполярной ковалентной связью?
13. Чему равны степени окисления элементов в соединениях с ионной связью?
14. Какие степени окисления называются промежуточными?
15. Чему равна алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле? Почему?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Определить степень окисления элементов и подобрать коэффициенты для реакции:
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
2. Какое из следующих веществ может быть восстановителем:
а) Fe_2O_3 б) KMnO_4 в) Mg г) P_2O_5 д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
3. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:
а) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
в) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
г) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
д) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
4. Процессу окисления соответствует превращение:
а) $\text{Pb}^{+4} \rightarrow \text{Pb}^{+2}$ б) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$ в) $\text{Bi}^{+3} \rightarrow \text{Bi}^{+5}$ г) $\text{Mo}^{+6} \rightarrow \text{Mo}^{+5}$
д) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
5. Процессу восстановления соответствует превращение:
а) $\text{I}^- \rightarrow \text{I}^+$ б) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$ в) $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ г) $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^+$ д) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
6. Определить степень окисления элементов и подобрать коэффициенты для реакции:

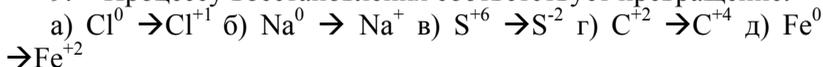


7. Какие из приведенных ниже соединений проявляют окислительно-восстановительную двойственность: NH_3 , H_2SO_3 , CO_2 , H_2S , O_2 , SO_2 , MnO_4 , K_2MnO_4 , HNO_2 , MnO_2 , Ag , CH_4 .

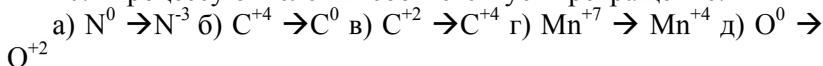
8. Какое из следующих веществ может быть окислителем:

а. Zn б. KMnO_4 в. KCl г. Ba д. Na_2SO_4

9. Процессу восстановления соответствует превращение:



10. Процессу окисления соответствует превращение:



11. Могут ли быть окислителями: а) металлы; б) ионы металлов; в) неметаллы?

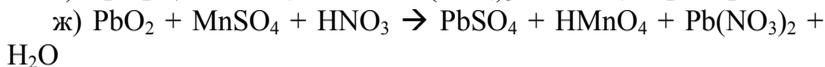
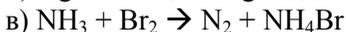
12. Какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают ионы S^{2-} , NO_3^- , Cl^- , атомы H , F , Al ?

13. Может ли быть восстановителем азотная кислота? Как объясняются ее окислительные свойства?

14. Какие из ионов и молекул Fe^{2+} , Br^- , H_2 , O_2 , F_2 , Pb^{2+} могут быть в реакциях только восстановителями? Только окислителями? Окислителями и восстановителями?

15. Какая из солей MnSO_4 или KMnO_4 может быть восстановителем? Почему?

16. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:



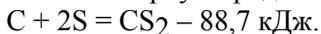
ЗАНЯТИЕ 6

Основные понятия об энергетике химических процессов

Одним из признаков химической реакции является выделение или поглощение теплоты, происходящее при химических превращениях одних веществ в другие. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими* реакциями, а сопровождающиеся поглощением теплоты – *эндотермическими*. К первым относятся, как правило, все реакции соединения, а типичными реакциями второго типа являются реакции разложения.

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Уравнения химических реакций, в которых приводятся значения тепловых эффектов, называются *термохимическими*. Знак «+» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота выделяется и соответственно знак «-» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота поглощается. Например, реакция сгорания метана – экзотермическая реакция:

$\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 891 \text{ кДж}$, а реакция образования сероуглерода – эндотермическая:



В термохимических уравнениях значение имеет и агрегатное состояние взаимодействующих веществ. Например, при образовании газообразной и жидкой воды выделяется различное количество теплоты:

$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 242 \text{ кДж}$; $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 286 \text{ кДж}$. Разность тепловых эффектов этих реакций соответствует теплоте, выделяющейся при конденсации 1 моль воды: $286 \text{ кДж} - 242 \text{ кДж} = 44 \text{ кДж}$

Значение теплового эффекта в термохимическом уравнении строго соответствует количествам реагентов и продуктов, определяемым стехиометрическими коэффициентами. Наиболее часто встречающейся формой записи термохимических уравнений является такая, согласно которой образуется один

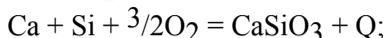
моль продукта реакций (поэтому в термохимических уравнениях используются нецелочисленные стехиометрические коэффициенты). Тогда тепловой эффект реакции взаимодействия водорода с кислородом $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 242 \text{ кДж}$ должен быть удвоен для реакции, в которой используются удвоенные (для получения целочисленных значений) коэффициенты: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 484 \text{ кДж}$.

Раздел химии, изучающий тепловые эффекты различных процессов, называется *термохимией*. Основные законы термохимии являются частными проявлениями закона сохранения и превращения энергии.

Первый термохимический закон – *тепловой эффект прямой реакции равен по абсолютному значению и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции*. Иначе говоря, осуществив в системе какой-либо химический процесс, а затем ему противоположный, мы возвращаем систему в первоначальное состояние с той же внутренней энергией, какую она имела. Первый закон термохимии может быть использован для определения теплот образования соединений, полученных косвенным путем. Например, оксиды хлора Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 не могут быть получены непосредственным взаимодействием хлора с кислородом, но они легко разлагаются на простые вещества, позволяя измерить тепловой эффект реакции разложения. Очевидно, что теплота образования этих оксидов равна тепловому эффекту реакций разложения, взятому с обратным знаком.

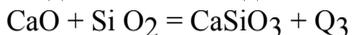
Второй термохимический закон (Г.И. Гесс, 1840 г.): *тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания и определяется только начальным и конечным состоянием системы*. Например, силикат кальция можно получить двумя путями:

1) из простых веществ, сжигая эквимольные количества кальция и кремния совместно в кислороде:



2) из простых веществ, предварительно превращенных в оксиды:

$\text{Ca} + \text{O}_2 = \text{CaO} + Q_1$; $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2 + Q_2$ с последующим взаимодействием оксидов:



Согласно закону Гесса получается: $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3$

Закон Гесса часто используют для определения тепловых эффектов, которые трудно или невозможно измерить непосредственно. Например, алмаз – неустойчивая модификация углерода по отношению к графиту. Из-за низкой скорости реакции теплоту превращения измерить невозможно $C_{(\text{алмаз})} \rightarrow C_{(\text{графит})}$. Но ее легко рассчитать, зная теплоты сгорания алмаза и графита в кислороде: $C_{(\text{графит})} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 394$ кДж/моль; $C_{(\text{алмаз})} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 396$ кДж/моль. Тогда теплота превращения $C_{(\text{алмаз})} \rightarrow C_{(\text{графит})} - 2$ кДж/моль ($Q = 2$ кДж/моль).

Другой способ расчета теплового эффекта реакции основан на использовании теплот образования различных веществ. *Он равен разности сумм теплот образования продуктов реакции и исходных веществ (следствие закона Гесса)* (суммирование производят с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ, т.е. с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).

Например, нужно узнать, какое количество теплоты выделится при сгорании 67,2 л (н.у.) C_2H_2 . Известны теплоты образования C_2H_2 , CO_2 и H_2O (существуют таблицы значений теплот образований многих соединений): $Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = 393$ кДж/моль; $Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = -228$ кДж/моль; $Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}) = 286$ кДж/моль. Теплота образования простых веществ, в данном случае кислорода, равна нулю: $Q_{\text{обр.}}(\text{O}_2) = 0$.

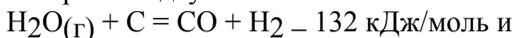
Записываем уравнение реакции $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (ж) + Q_x , для которой, согласно следствию из закона Гесса, рассчитываем тепловой эффект: $Q_x = 2Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) + Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}) - Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot 393 + 286 - (-228) = 1300$ кДж/моль. Итак, при сжигании 1 моля C_2H_2 выделяется 1300 кДж теплоты, а при сжигании 67,2л (это 3 моля) выделяется $3 \cdot 1300 = 3900$ кДж.

Внутренняя энергия и энтальпия. При термохимических расчетах особенно важным является один из видов тепловых

эффектов – теплота (энтальпия – H^0_{298}) образования – это тепловой эффект реакции образования 1 моля химического соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях. Например, теплота образования силиката кальция есть тепловой эффект реакции, равный 1635 кДж на 1 моль продукта:



Необходимо помнить, что в термохимии и термодинамике приняты разные исходные положения для учета изменения энергии при химических реакциях. Если в термохимии рассматривается, сколько энергии приобрела или отдала окружающая среда, в которой происходит химическая реакция, то в термодинамике учитывается изменение энергии, происходящие в самой реакции при переходе исходных реагентов в продукты реакции. В термодинамике тепловой эффект реакции образования обозначают символом ΔH^0_{298} , который численно равен, но противоположен по знаку величине Q . Следовательно, эндотермическим процессам ($-Q$) соответствуют положительные значения ΔH^0_{298} , а экзотермическим ($+Q$) отрицательные, т. е. $-\Delta H^0_{298}$. Например, эндотермическая реакция паров воды с углем с учетом теплового эффекта может быть выражена двумя способами:



Обе записи термохимического уравнения химической реакции эквивалентны и показывают, что при взаимодействии паров воды с углем происходит поглощение теплоты (это отражено в первом случае записи реакции), а это приводит к увеличению теплосодержания в продуктах реакции – в оксиде углерода (II) и в водороде по сравнению с исходными веществами (отражено во втором случае).

Каждое вещество имеет определенный запас *внутренней энергии*, которая включает все виды энергии, характеризующие его: энергию движения молекул относительно друг друга, энергию движения электронов и атомов в молекуле и т.д. Запас

внутренней энергии каждого тела зависит от природы этого тела, его массы и от условий, в которых оно находится.

Суммарная внутренняя энергия продуктов реакции в общем случае отличается от суммарной внутренней энергии реагентов, так как в процессе реакции происходит изменение молекулярного состава вещества, а, следовательно, и изменение межатомных расстояний в продуктах реакции по сравнению с исходными реагентами. Одновременно происходит и перестройка электронных оболочек атомов взаимодействующих молекул. Эта суммарная разница как раз и соответствует тепловому эффекту реакции.

Энтропия и энергия Гиббса. Под *энтропией* S понимают меру, оценивающую степень беспорядка в системе. Чем в большей мере выражен беспорядок в системе, тем больше ее энтропия. Энтропия равна нулю у идеально правильно построенных кристаллов при температуре 0К, т.к. при этом расположение узловых частиц в кристаллической решетке характеризуется идеальным порядком – узловые частицы в кристалле неподвижны. С повышением температуры энтропия возрастает, т.к. движение частиц становится интенсивнее, вследствие чего увеличивается число способов их размещения. Энтропия возрастает при плавлении кристаллов, при переходе вещества в газообразное состояние. Изменяется энтропия и при протекании химических процессов. Эти изменения обычно особенно велики в случае реакций, приводящих к изменению числа молекул газов: увеличение числа газовых молекул приводит к возрастанию энтропии, уменьшение – к ее понижению.

При протекании в системе какого-либо процесса энтальпия системы уменьшается, а энтропия увеличивается. *Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал)* G для определенной массы какого-либо вещества характеризует запас химической энергии в ней. Если реакция осуществляется при постоянных давлении и температуре, то изменение энергии Гиббса будет равно: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

В этих условиях реакции протекают *самопроизвольно* в сторону уменьшения энергии Гиббса и энтальпии. При низких

температурах *самопроизвольно* протекать могут экзотермические реакции, а при высоких – реакции, сопровождающиеся увеличением энтропии. Энтальпия образования и изобарный потенциал образования наиболее устойчивых простых веществ принимаются равными нулю.

Вопросы семинара: тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Закон Гесса, его использование для расчетов тепловых эффектов химических реакций. Понятие о внутренней энергии, энтальпии, энтропии, свободной энергии Гиббса. Направление химических процессов.

Лабораторная работа: определение энтальпии растворения безводного карбоната натрия.

Ход работы: опыт проводится в упрощенном калориметре. Во внутренний стакан налить 25 мл воды, отмеренной мерным цилиндром. Опустить в воду термометр. На весах отвесить 5 г Na_2CO_3 . Измерить температуру воды в калориметре (начальную температуру $t_{\text{нач}}$). Высыпать в стакан отвешенную соль. Осторожно перемешивать раствор стеклянной палочкой в течение 5-7 минут. Записывать показания термометра первые 3 минуты с интервалом в 0,5 минут, дальше через 1 мин. по приведенной ниже форме в виде таблицы:

Таблица 8

Результаты эксперимента

| | | | | | | | | | | | |
|---------------------|------------------|-----|---|-----|---|-----|---|---|---|---|---|
| τ , мин | 0 | 0,5 | 1 | 1,5 | 2 | 2,5 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
| $t^{\circ}\text{C}$ | $t_{\text{нач}}$ | | | | | | | | | | |

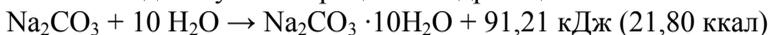
По полученным данным построить кривую "температура-время", откладывая по оси абсцисс время в минутах, по оси ординат – температуру.

Определить по графику наивысшую температуру раствора $t_{\text{макс}}$ и вычислить разность температур: $\Delta t = t_{\text{макс}} - t_{\text{нач}}$

Зная общую массу раствора, равную сумме массы соли и массы воды и приняв удельную теплоемкость раствора карбоната натрия равной теплоемкости воды, т.е. 4,184 дж/гград (1 кал/гград), а его плотность равной единице, определить количество теплоты (Q), выделяющейся при растворении безводного Na₂CO₃ в пересчете на 1 моль безводной соли:

$$Q = \frac{(m_{\text{соли}} + m_{\text{воды}})\Delta t M_{4,184}}{1000m_{\text{соли}}}$$

Рассчитать по закону Гесса теоретический тепловой эффект и сравнить его с тепловым эффектом, найденным опытным путем. Необходимо учесть процессы гидратации:



Тепловой эффект процесса растворения равен алгебраической сумме теплоты гидратации безводной соли и теплоты растворения гидратированной соли.

Вычислите абсолютную и относительную ошибки опыта.

Вопросы для самоконтроля:

1. Почему при протекании химических реакций энергия выделяется или поглощается?
2. Что называется тепловым эффектом химической реакции? В каких единицах он выражается?
3. Что называется стандартным тепловым эффектом?
4. Что характеризует энтальпия?
5. Чему равно изменение энтальпии (ΔH) для химической реакции?
6. Почему изменение энтальпии для экзотермических реакций имеет отрицательное значение ($\Delta H < 0$), а для эндотермических – положительное ($\Delta H > 0$)?
7. К каким количествам веществ относится тепловой эффект, который записывается в термохимическом уравнении реакции?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Укажите экзотермическую реакцию:

- а) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ $\text{H} = 447 \text{ кДж}$
б) $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ $\text{H} = 70 \text{ кДж}$
в) $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $\text{H} = 67,8 \text{ кДж}$
г) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $\text{H} = -184,6 \text{ кДж}$
д) $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ $\text{H} = 92,4 \text{ кДж}$

2. Узнать, какое количество теплоты выделится при сгорании 67,2 л ацетилена. ($Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2(\text{г})) = 393 \text{ кДж/моль}$; $Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = 286 \text{ кДж/моль}$; $Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})) = -228 \text{ кДж/моль}$).

3. По закону Гесса вычислить теплоту конденсации воды. ($Q_{\text{обр.}} \text{ жидкой воды} - 286 \text{ кДж/моль}$; $Q_{\text{обр.}} \text{ газообразной воды} - 242 \text{ кДж/моль}$).

4. При образовании 1 моля HI из I₂ и H₂ выделилось 3000 кал тепла. Чему равна энтальпия образования HI?

5. Какая из перечисленных ниже реакций протекает в прямом направлении при стандартных условиях?

- а) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $G_{298}^0 = -959 \text{ кДж}$
б) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuO} + 2\text{HCl}$ $G_{298}^0 = +82 \text{ кДж}$
в) $3\text{SiO}_2 + 4\text{B} = 3\text{Si} + \text{B}_2\text{O}_3$ $G_{298}^0 = +46 \text{ кДж}$
г) $\text{H}_2 + 2\text{C} + \text{N}_2 = \text{HCN}$ $G_{298}^0 = +252 \text{ кДж}$

6. Чему равен тепловой эффект реакции $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ по тепловым эффектам реакций: $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3 + 644,34 \text{ кДж/моль}$ и $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5 + 125,55 \text{ кДж/моль}$? Чему равна энтальпия этой реакции?

7. Укажите эндотермическую реакцию:

- а. $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$ $\text{H} = -20,15 \text{ кДж}$
б. $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ $\text{H} = -128,05 \text{ кДж}$
в. $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ $\text{H} = 447 \text{ кДж}$
г. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $\text{H} = -187,6 \text{ кДж}$
д. $\text{H}_2 + \text{CO}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H} = -2,85 \text{ кДж}$

8. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля хлора выделилось 44000 кал тепла.

Вычислить энтальпию образования HCl.

9. В смеси, состоящей из 22,4 л хлора и 22,4 л водорода, прошла реакция. Каково изменение энтальпии данной реакции? ($\Delta\text{H}_{\text{HCl}} = -22000 \text{ кал/моль}$).

10. Термохимическое уравнение реакции горения угля: $C + O_2 = CO_2 + 402,24 \text{ кДж}$. Какова масса сгоревшего угля, если при реакции выделилось 167600 кДж теплоты?

ЗАНЯТИЕ 7-8

Химическая кинетика и химическое равновесие

Химические реакции протекают с самыми *различными скоростями*. Например, коррозия металлов проходит медленно, месяцами; осаждение малорастворимых солей – быстро. Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называется *химической кинетикой*. Для того чтобы произошла химическая реакция необходимо: **1.** столкновение частиц; **2.** достаточный запас энергии у этих частиц. Химические реакции могут протекать между веществами в различных агрегатных состояниях. В зависимости от этого различают гомогенную и гетерогенную системы. Если реакция протекает *в гомогенной системе*, то она идет во всем объеме этой системы. Например, при взаимодействии растворов серной кислоты и тиосульфата натрия, помутнение из-за образования серы, наблюдается во всем объеме: $H_2SO_4 + Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 + S$.

Если реакция протекает *в гетерогенной системе*, то она может идти только на поверхности раздела фаз, образующих систему. Например, растворение металла в кислоте идет только на поверхности металла, т.к. только здесь соприкасаются друг с другом реагирующие вещества: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$. Поэтому скорости гомогенной и гетерогенной реакций определяются по-разному.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

1. Природа реагирующих веществ. Большую роль играет характер химических связей и строение молекул реагентов. Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 и N_2 требуются высокие энергии; такие молекулы мало реакционноспособны. Для

разрыва связей в сильнополярных молекулах таких как HCl, H₂O требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Реакции между ионами в растворах электролитов протекают практически мгновенно. Например: фтор с водородом реагирует со взрывом при комнатной температуре, бром с водородом взаимодействует медленно и при нагревании.

2. Концентрация реагирующих веществ. С увеличением концентрации (числа частиц в единице объема) чаще происходят столкновения молекул реагирующих веществ и, следовательно, скорость реакции возрастает. **По закону действующих масс** (К.Гульдберг, П.Вааге, 1867г.) скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ: $aA + bB + \dots \rightarrow \dots V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \dots$

Константа скорости реакции **k** зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от значения концентраций реагентов. Физический смысл константы скорости заключается в том, что она равна скорости реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в выражение скорости реакции не входит.

3. Температура. Согласно **правилу Вант-Гоффа** при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции возрастает в 2-4 раза:

$$\frac{V_{t_1}}{V_{t_2}} = \gamma \frac{t_2 - t_1}{10}$$

где V_{t_2} и V_{t_1} – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 соответственно; γ – температурный коэффициент данной реакции (число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10⁰).

Правило Вант-Гоффа применимо только в узком интервале температур. Более точным является уравнение Аррениуса: $k = A \cdot e^{-Ea/RT}$,

где A – постоянная, зависящая от природы реагирующих веществ;

R – универсальная газовая постоянная;

E_a – энергия активации, т.е. энергия, которой должны обладать сталкивающиеся молекулы, чтобы столкновение привело к химическому превращению. Чем больше энергия активации E_a , тем сильнее возрастает скорость реакции при увеличении температуры.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ.

Для гетерогенных систем (когда вещества находятся в разных агрегатных состояниях), чем больше поверхность соприкосновения, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ – путем их растворения.

5. Катализаторы. Вещества, которые участвуют в реакциях и увеличивают ее скорость, оставаясь к концу реакции неизменными, называются *катализаторами*. Механизм действия катализаторов связан с уменьшением энергии активации реакции за счет образования промежуточных соединений. При *гомогенном катализе* реагенты и катализатор составляют одну фазу (находятся в одном агрегатном состоянии), при *гетерогенном катализе* – разные фазы (находятся в различных агрегатных состояниях). Замедлить протекание нежелательных химических процессов в некоторых случаях можно добавляя в реакционную среду ингибиторы (явление "отрицательного катализа").

Лишь небольшое количество химических процессов протекает практически полностью. Например, $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$ или $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$. Такие реакции называются **необратимыми**. В основном химики имеют дело с **обратимыми** реакциями, т.е. с процессами, которые могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. **Химическое равновесие** – состояние системы, в котором скорость прямой реакции (V_1) равна скорости обратной реакции (V_2). При химическом равновесии концентрации веществ остаются неизменными. Химическое равновесие имеет

динамический характер: прямая и обратная реакции при равновесии не прекращаются. Состояние химического равновесия количественно характеризуется константой равновесия, представляющей собой отношение констант прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций. Для реакции $mA + nB = pC + dD$ константа равновесия равна $K = k_1/k_2 = ([C]^p \cdot [D]^d)/([A]^m \cdot [B]^n)$. Константа равновесия **K** зависит от температуры и природы реагирующих веществ. Чем больше константа равновесия, тем больше равновесие смещено в сторону образования продуктов прямой реакции.

Система будет находиться в равновесии до тех пор, пока внешние условия будут сохраняться постоянными. Если же условия изменить, то система выйдет из химического равновесия и пойдет химическая реакция. Наибольшее значение имеют случаи нарушения равновесия в результате изменения концентрации какого-либо из веществ, участвующих в обратимом химическом процессе, температуры и давления.

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества и наоборот, **при уменьшении концентрации** какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а **при понижении температуры** – в направлении экзотермической реакции.

Когда в реакции участвуют газы, равновесие можно нарушиться при изменении объема системы. **При увеличении давления** путем сжатия системы, равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления. **При уменьшении давления** равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.

Катализаторы не влияют на положение равновесия.

Все рассмотренные зависимости представляют собой частные случаи общего принципа, называемого **принципом Ле-**

Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии оказать какое-либо воздействие (изменить концентрацию, температуру, давление), то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

Вопросы семинара: понятие скорости реакции. Закон действия масс, константа скорости. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Влияние катализатора на скорость процесса. Обратимость химических реакций, химическое равновесие, константа равновесия. Принцип Ле Шателье. Факторы, влияющие на химическое равновесие.

Лабораторные работы:

1. Влияние концентрации реагирующих веществ (а) и температуры (б) на скорость химических реакций.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ (а) и температуры (б) на состояние химического равновесия.

1а. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Ход работы: в три пробирки наливают по 1 мл 0,25 М раствора H_2SO_4 , в три других:

в 1-ю – 1 мл 1 н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ + 2 мл H_2O ;

во 2-ю – 2 мл 1 н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ + 1 мл H_2O ;

в 3-ю – 3 мл 1 н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

По очереди попарно сливают приготовленные растворы, отмечают время по секундомеру от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции. Тиосульфат натрия с серной кислотой реагирует по уравнению: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S}$.

Результаты наблюдений занести в таблицу:

Таблица 9

Результаты эксперимента

| Объем, мл | | | Концентрация Na ₂ S ₂ O ₃ $c = \frac{a}{a+b+v}$ | Промежуток времени от начала отсчета до появления опалесценции | Скорость реакции $v = \frac{1}{t}$ |
|--|-----------------------|-------------------------------------|--|--|--|
| Na ₂ S ₂ O ₃ а | H ₂ O б | H ₂ SO ₄ в | | | |
| | | | | | |

Представить график зависимости скорости реакции от концентрации. Сделать соответствующий вывод.

1б. Зависимость скорости химической реакции от температуры

Изучается реакция взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой при трех температурах. Для этого необходимо повторить один из трех опытов из предыдущего раздела в упрощенном термостате (теплоизолированных химических стаканах) при трех температурах, измеряя в каждом случае время протекания реакции. Данные наблюдений оформить в виде таблицы:

Таблица 10

Результаты эксперимента

| № | Температура, °С | Промежуток времени от начала отсчета до помутнения, t с. | Скорость реакции $v = \frac{1}{t}$ |
|---|-----------------|--|--|
| | | | |

Представить график зависимости скорости реакции от температуры. Сделать соответствующие выводы.

2а. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Ход работы: в четыре пробирки внести по 1 мл 0,3 М раствора хлорида железа (III) – FeCl₃ и по 1 мл 0,6 М раствора роданида калия – KCNS. Легким встряхиванием пробирок размешать растворы. Все пробирки поставить в штатив, одну пробирку с раствором в качестве контрольной, для сравнения. В растворе имеет место обратимая реакция:



Трироданид железа имеет красную окраску. В одну из пробирок добавляют 1 мл FeCl₃ – 0,3 М, в другую 1 мл KCNS 0,6 М, в третью 2-3 микрошпателя KCl. Отмечают изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая эти растворы с раствором в контрольной пробирке. Результаты записывают в таблицу по форме:

Таблица 11

Результаты эксперимента

| № пробирки | Добавленный раствор | Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление) | Направление смещения равновесия (вправо, влево) |
|------------|------------------------------|--|---|
| 1 | 1 мл 0,3 М FeCl ₃ | | |
| 2 | 1 мл 0,6 М KCNS | | |
| 3 | 2-3 микрошпателя KCl | | |
| 4 | - | | |

26. Влияние температуры на состояние химического равновесия

Изучается реакция димеризации двуокиси азота, протекающая по уравнению: $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + 62,76 \text{ кДж}$. Газ NO_2 темного бурого цвета, N_2O_4 – бледно-желтый, почти бесцветный. Поэтому по изменению окраски газовой смеси можно судить об изменении концентрации ее компонентов, т.е. смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Берут заполненную двуокисью азота U – образную запаянную трубку, переворачивают ее концами вниз, помещая одно колено трубки в стакан с горячей водой, другое – в стакан с холодной водой. Наблюдается уменьшение интенсивности бурой окраски в том колене, которое находится в холодной воде, и усиление в колене, находящемся в горячей воде. Выньте трубку из стаканов, и то колено, которое было в холодной, опустите в горячую воду, а колено из горячей воды – в холодную. Через 2-3 мин. выньте трубку из стаканов и отметьте изменение окраски. В каком направлении происходит смещение равновесия оксидов азота при нагревании и охлаждении? Сделайте выводы.

Вопросы для самоконтроля

1. Какой раздел химии изучает скорость химических реакций?
2. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах выражается скорость?
3. Как определяется скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?
4. Сформулируйте основной закон химической кинетики.
5. Каков физический смысл константы химической реакции?
6. Какие реакции относятся к необратимым? Приведите примеры.
7. Почему химическое равновесие называется динамическим?
8. Какие концентрации называются равновесными?
9. Что такое константа равновесия? От чего она зависит, что характеризует?
10. Что называется смещением или сдвигом равновесия?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Как запишется выражение для скорости реакции горения серы?
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если концентрация исходных веществ увеличится в 3 раза?
3. Как сместить равновесие реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2 - Q$ влево?
4. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении T на 50°C , если температурный коэффициент равен 2?
5. В какую сторону сместятся равновесия в реакциях при повышении давления?
 - а) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 - б) $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
6. Как запишется выражение для скорости реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$?
7. Как запишется уравнение для константы химического равновесия реакции разложения карбоната кальция?
8. Чему равен температурный коэффициент, если при увеличении температуры на 50°C скорость реакции возросла в 32 раза?
9. Напишите уравнение зависимости скорости реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ от концентрации реагирующих веществ.
10. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

ЗАНЯТИЕ 9

Количественное выражение состава растворов.

Свойства растворов

Растворы – однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворённых веществ и продуктов их взаимодействия. По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твёрдыми (многие сплавы металлов). Размеры частиц в

истинных растворах – менее 10^{-9} м (порядка размеров молекул). Из всех видов растворов чаще всего встречаются и используются жидкие, а из всех жидких растворов самыми распространенными являются водные.

Растворение как физико-химический процесс. Растворы образуются при взаимодействии растворителя и растворенного вещества. Процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества называется *сольватацией* (если растворителем является вода – *гидратацией*). Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов – гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является *теплота образования раствора*, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- *поглощающие тепло процессы* – разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- *выделяющие тепло процессы* – образование продуктов взаимодействия растворенного вещества с растворителем и др.

Если энергия разрушения кристаллической решетки меньше энергии гидратации растворенного вещества, то растворение идёт с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так, растворение NaOH – экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решётки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов Na^+ и OH^- выделяется соответственно 422 и 510 кДж/моль.

Если энергия кристаллической решётки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при приготовлении водного раствора NH_4NO_3 наблюдается охлаждение).

Растворимость. Растворение представляет собой самопроизвольный процесс. Переход веществ в раствор

сопровождается постепенным увеличением его концентрации. Но имеет место и обратный процесс – выделение вещества из раствора – *кристаллизация*. Вначале преобладает процесс растворения, но со временем скорости этих двух процессов выравниваются, и наступает динамическое равновесие: концентрация растворяемого вещества остается постоянной. Такое состояние может продолжаться неопределенно долго, если не изменяются условия, при которых образован раствор (Т, добавление растворителя и т.п.). Раствор, в котором достигается такое равновесие, называется *насыщенным*, а *растворимость* – способность вещества растворяться в данном растворителе. Мерой растворимости служит концентрация насыщенного при данной температуре раствора. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определенных условиях).

По растворимости твердые вещества условно делят на легкорастворимые, трудно- или малорастворимые и нерастворимые. Если в 100 г воды при 20 °С растворяется более 10 г вещества, то оно считается *легкорастворимым*. Если при тех же условиях растворяется 0,01–1 г, то вещество – *труднорастворимое*; если в раствор переходит менее 0,01 г вещества – практически *нерастворимым*. Это деление условно и в природе абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Состав любого раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. При качественной оценке растворов применяют такие понятия, как разбавленный и концентрированный раствор. Раствор с низким содержанием растворенного вещества называют *разбавленным*, а с относительно высоким содержанием растворенного вещества – *концентрированным*. Такая оценка весьма относительна, т.к. для растворов различных веществ эти понятия имеют свои ограничения. Например, 36% раствор для HCl – очень концентрирован, а для H₂SO₄ – умеренно концентрирован.

Для количественной характеристики растворов используют следующие способы выражения концентраций:

1. **Массовая доля растворенного вещества** это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора. Ее можно выражать в долях от единицы: $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра})$ или в процентах: $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра}) \cdot 100\%$ (*процентная концентрация*). Например, 12% раствор КОН содержит 12 единиц массы КОН в 100 единицах массы растворителя. Для его приготовления берут 12 единиц массы КОН и 88 единиц массы растворителя (воды).

Водные растворы с различной массовой долей растворенного вещества имеют разную плотность, которую определяют ареометром.

2. **Молярная концентрация (СМ)** – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2 М NaOH – двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$). Если вещество обладает большой растворимостью и малой молярной массой, то можно приготовить растворы с высокой молярной концентрацией, например, растворы нитрата натрия могут содержать до 30 моль/л.

Произведение молярной концентрации раствора на его объем в литрах есть число молей вещества, растворенного в данном объеме.

3. **Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалентов С(эkv))** – число грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Величины нормальности обозначают буквой "Н". Произведение нормальной концентрации на его объем в литрах есть число молей эквивалентов, содержащихся в данном объеме.

При переходе от молярных концентраций к нормальным и наоборот нужно учитывать соотношение между молярной массой соединения и молярной массой его эквивалентов в данной реакции. Для растворов соединений типа HCl, KOH, NaCl и т.п., у которых эквивалент совпадает с молекулярной массой, молярная и нормальная концентрации численно равны.

Для соединений типа CaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и т.п. эквивалент составляет половину молекулярной массы, а молярная масса эквивалентов – половину молярной массы соединения; тогда нормальные растворы этих веществ будут полумолярными, а молярные – дунормальными.

Для перехода от содержания веществ в массовых долях к молярным и нормальным концентрациям и обратно необходимо учитывать плотность растворов.

Замерзание и кипение растворов: присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. В большинстве случаев из раствора кристаллизуется (при замерзании) или выкипает (при кипении) только растворитель, из-за чего концентрация раствора в ходе его замерзания или кипения возрастает. Таким образом, раствор кристаллизуется и кипит не при определенной температуре, а в некотором температурном интервале.

Вопросы семинара: растворимость веществ. Понятия раствора, растворителя, растворенного вещества. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Способы выражения концентрации растворов. Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Явления криоскопии и эбуллиоскопии. Осмотическое давление растворов.

Лабораторные работы:

1. Приготовление раствора заданной концентрации.
2. Определение концентрации раствора титрованием.

1. Приготовление раствора заданной концентрации

Ход работы: следует приготовить определенный объем раствора бихромата калия (или др. соль) заданной концентрации (объем и массовую долю указывает преподаватель). По усмотрению преподавателя раствор может быть приготовлен из сухой соли либо путем разбавления более концентрированного

раствора. Плотность приготовленного раствора измеряется с помощью ареометра и сопоставляется с табличными данными (справочник). Необходимо также рассчитать молярную и нормальную концентрации.

Таблица 12

Справочные данные

| Концентрация $K_2Cr_2O_7$ % | Плотность раствора г/см ³ |
|--------------------------------|---|
| 1 | 1,0052 |
| 2 | 1,0122 |
| 3 | 1,0193 |
| 4 | 1,0264 |
| 5 | 1,0336 |
| 6 | 1,0408 |
| 7 | 1,0481 |
| 8 | 1,0554 |
| 9 | 1,0628 |
| 10 | 1,0703 |

2. Определение концентрации растворов титрованием

Ход работы: если точно измерить объемы растворов химических веществ, вступивших в реакцию, и знать концентрацию одного раствора, то легко вычислить концентрацию другого. Процесс постепенного прибавления раствора с известной концентрацией вещества (титрованного раствора), к точно измеренному объему анализируемого раствора называется титрованием. В данной работе необходимо определить концентрацию раствора щелочи.

Бюретку на 10 мл, снабженную на конце зажимом или краном, укрепить в штативе и через воронку налить в нее 0,1 Н раствор соляной кислоты, концентрация которой точно установлена. Кончик бюретки также должен быть заполнен раствором. Довести уровень жидкости в бюретке до нуля, выпуская раствор по каплям через нижний конец бюретки. Отсчет вести по нижнему уровню мениска. В три конические колбочки на 50 мл налить пипеткой по 5 мл (10 мл)

анализируемого раствора щелочи и внести по 2-3 капли индикатора – фенолфталеина, который в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет. Начинайте приливать раствор кислоты к раствору щелочи небольшими порциями (0,5 мл). Исследуемый раствор во время опыта следует постоянно перемешивать легким круговым движением колбочки. При появлении в растворе бесцветных «облаков» скорость подачи раствора надо замедлить. Титровать следует до того момента (15-30 с), когда добавление одной капли кислоты вызывает устойчивое обесцвечивание анализируемого раствора – в нейтральной и кислой средах фенолфталеин бесцветен. Повторить титрование еще два раза. Из трех титрований, которые не должны расходиться между собой более чем на 0,05 мл, взять среднее значение израсходованного объема кислоты. Т.к. число эквивалентов вступившей в реакцию щелочи должно быть равно числу эквивалентов взятой кислоты, рассчитать нормальность щелочи по уравнению: $V_{щ} \cdot N_{щ} = V_{к} \cdot N_{к}$.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое водные и неводные растворы?
2. Как классифицируются растворы по агрегатному состоянию?
3. Из каких компонентов состоит жидкий раствор?
4. Какие процессы протекают при растворении веществ в жидких растворителях?
5. Что такое гидраты (сольваты)? Гидратация (сольватация)?
6. Кто создал химическую (гидратную) теорию растворов?
7. Чему равен тепловой эффект растворения?
8. Что такое насыщенные растворы? Ненасыщенные растворы?
9. Что показывает коэффициент растворения?
10. Что показывают кривые растворимости?
11. Что такое разбавленный раствор? Концентрированный раствор?
12. Какие существуют способы выражения концентрации растворов?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Как приготовить 2% раствор сульфата меди массой 150 г?
2. Как приготовить 750 мл 0,1 М (молярная концентрация) раствора сульфата натрия?

3. Как приготовить 500 мл 1,5 N (нормальная концентрация) раствора карбоната калия?

4. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 14,5 г фторида калия в 250 мл водного раствора.

5. Молярная концентрация в три раза больше, нормальной для соединения:

а) H_3PO_4 б) FeCl_2 в) HCl г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ д) Na_2SO_4

6. Сколько грамм K_3PO_4 необходимо для приготовления 150 мл 3,5% раствора?

7. Какой объем 0,1M раствора HCl можно приготовить из 5 мл 1 M раствора HCl ?

8. Какие массы йода и спирта необходимы для приготовления 300 г раствора с массовой долей йода 5%?

9. Сахар массой 1 кг растворили в воде объемом 5 л. Найти массовую долю (%) сахара в этом растворе.

10. Какую массу серной кислоты надо взять для приготовления раствора объемом 2,5 л, если $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л?

11. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 50 г раствора с массовой долей вещества 10%?:

а) 10 г б) 20 г в) 5 г г) 40 г д) 50 г.

12. Сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л 0,1 M раствора?

а) 0,2 моля б) 1 моль в) 0,1 моль г) 0,01 моль д) 1,5 моля

13. Какие из следующих веществ растворяются в воде: AlPO_4 , NaOH , AgNO_3 , CuS , AgCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$?

14. Какие из следующих веществ нерастворяются в воде: H_2SiO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, ZnS , NaCl , HNO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, HgS ?

ЗАНЯТИЕ 10

Свойства растворов электролитов. Гидролиз солей

Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*. Вещества, которые в аналогичных условиях не проводят ток, называют *неэлектролитами*.

Теория электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1887г.):

1) электролиты при растворении в воде диссоциируют на положительные и отрицательные ионы. Свойства ионов др., чем у образовавших их атомов. Например, Na разлагает воду с выделением H_2 , а Na^+ – нет. Cl_2 – ядовитый газ с резким запахом, а Cl^- – нет. Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы. Ионы могут быть простые (Na^+ , Al^{3+}) и сложные (SO_4^{2-} , NO_3^-). Некоторые ионы окрашены. Например, MnO_4^- – малиновый, CrO_4^{2-} – желтый, Na^+ – бесцветный. Ион в переводе с греческого означает «странствующий». В растворе ионы беспорядочно передвигаются (странствуют) в различных направлениях;

2) под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: (+) заряженные ионы движутся к катоду, а (-) заряженные – к аноду. Поэтому первые называются *катионами*, а вторые – *анионами*. Направленное движение ионов происходит в результате притяжения их противоположно заряженными электродами;

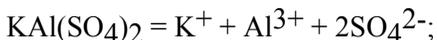
3) диссоциация – обратимый процесс. Это означает, что параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциацией) протекает процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация или моляризация). Поэтому в уравнении электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости.

Механизм электролитической диссоциации. Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью. При их растворении диполи воды ориентируются вокруг положительных и отрицательных ионов. Между ними возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает и происходит переход ионов из кристалла в раствор. При этом образуются гидратированные ионы, т.е. ионы, химически связанные с молекулами воды. Аналогично диссоциируют и вещества с ковалентной полярной связью. Вокруг каждой полярной молекулы вещества также ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными

полюсами к отрицательному. В результате этого взаимодействия связующее электронное облако (электронная пара) полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью, полярная молекула превращается в ионную и затем легко образуются гидратированные ионы:



Электrolитическая диссоциация веществ, идущая с образованием свободных ионов объясняет электрическую проводимость растворов. Процесс электролитической диссоциации принято записывать в виде схемы, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (H_2O), хотя он является основным участником: $CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$; $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$;



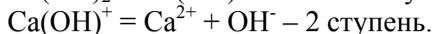
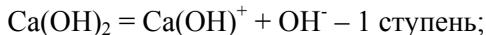
Из электронейтральности молекул вытекает, что суммарный заряд катионов и анионов должен быть равен нулю.

С помощью теории электролитической диссоциации можно описать свойства кислот, оснований и солей.

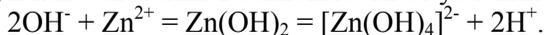
Кислоты – электролиты, при диссоциации которых образуются H^+ в качестве катиона и кислотный остаток. Основность кислоты определяется числом ионов водорода. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например, $HCl = H^+ + Cl^-$; $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$;



Основания – электролиты, при диссоциации которых образуются OH^- в качестве аниона и катион металла. Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например, $NaOH = Na^+ + OH^-$;



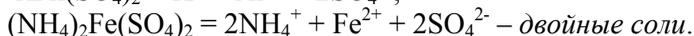
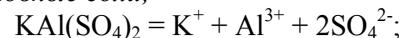
Амфотерные основания могут диссоциировать и как кислоты, и как основания в зависимости от условий:



Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла (сюда же относят и NH_4^+) и анионы кислотных остатков. Например: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ – *средние соли*;



$\text{Mg(OH)Cl} = \text{Mg(OH)}^+ + \text{Cl}^-; \text{Mg(OH)}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ – *основные соли*;



Поведение водных растворов электролитов в химических реакциях во многом зависит от того, насколько полно они распадаются на ионы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации* α – это отношение числа распавшихся на ионы молекул n к общему числу растворенных молекул N : $\alpha = n/N$. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует; если $\alpha = 1$ или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. По значению степени диссоциации электролиты делят на сильные, слабые и средние. Сильные электролиты имеют $\alpha > 30\%$, слабые – $\alpha < 3\%$, средние – $3\% < \alpha < 30\%$. Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями. Неэлектролиты содержат ковалентные неполярные или малополярные связи, которые не распадаются на ионы.

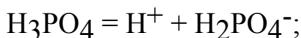
Деление электролитов на сильные, средние и слабые условно, т.к. степени диссоциации зависит от природы растворителя, электролита, от концентрации и температуры раствора. Так, более полярный растворитель способствует диссоциации электролита; с увеличением температуры диссоциация возрастает, т.к. активируются связи в молекулах, они становятся более подвижными и легче ионизируются; с понижением концентрации электролита уменьшается взаимодействие ионов в растворе, которое приводит к образованию молекул, поэтому степени диссоциации возрастает.

Сильные и слабые электролиты

| | |
|--|---|
| Сильные электролиты: щелочи LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Ra(OH) ₂ ; сильные кислоты HCl, HBr, HI, HClO ₄ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄ ; хорошо растворимые в воде соли | Слабые электролиты: гидроксиды металлов (кроме щелочей), гидроксид аммония NH ₄ OH; слабые кислоты HNO ₂ , H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₂ CO ₃ ; почти все органические соединения; мало растворимые в воде соли; вода |
|--|---|

Процесс электролитической диссоциации, как любой равновесный процесс, можно охарактеризовать соответствующей константой равновесия, которая в этом случае будет называться *константой диссоциации Кд*. Для сильных электролитов Кд отсутствует, т.к. они практически полностью диссоциируют на ионы. А в растворах слабых электролитов устанавливается равновесие. Например, диссоциации слабых многоосновных кислот протекает по ступеням; соответственно для каждой ступени существует своя константа диссоциации:

первая ступень:



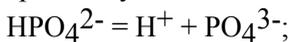
$$K_{D1} = (\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]) / [\text{H}_3\text{PO}_4] = 7,1 \cdot 10^{-3}$$

вторая ступень:



$$K_{D2} = (\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]) / [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

третья ступень:



$$K_{D3} = (\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]) / [\text{HPO}_4^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{D1} > K_{D2} > K_{D3}$$

В большей степени H₃PO₄ диссоциирует по 1ой ступени и в меньшей – по 3ей. Поэтому в водном растворе H₃PO₄, наряду с молекулами H₃PO₄ содержатся ионы H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻ и PO₄³⁻ в последовательно уменьшающихся количествах.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель pH

Химически чистая вода проводит электрический ток, хотя и очень слабо. Эта проводимость возникает за счет диссоциации молекул воды: $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$. Измерения проводимости чистой воды показали, что при 22°C степень ее диссоциации $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Концентрация недиссоциированных молекул воды практически постоянна: $[\text{H}_2\text{O}] = 1000 : 18 = 55,55$ моль/л. Тогда концентрация ионов будет равна: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,5 = 10^{-7}$ моль/л; $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л. Тогда произведение $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. При данной температуре величина K_w является постоянной и называется **ионным произведением воды**.

Постоянство величины K_w позволяет утверждать, что при увеличении в растворе концентрации ионов H^+ (растворение кислоты) происходит уменьшение концентрации ионов OH^- . Наоборот, растворение в воде щелочи ведет к увеличению концентрации OH^- ионов и снижению концентрации ионов H^+ . Но уменьшение концентрации ионов OH^- или H^+ в соответствующих случаях происходит до значений, отвечающих постоянству ионного произведения воды. Например, если в растворе $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ моль/л (при $t = 22^\circ\text{C}$), то концентрация ионов OH^- уменьшится до значений 10^{-14} моль/л : $10^{-2} = 10^{-14}$ моль/л.

При $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л среда является нейтральной; при $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л – среда кислая; при $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л – среда щелочная. Т.к. значения $[\text{H}^+]$ (или $[\text{OH}^-]$) в химии растворов используются очень часто, то для удобства введено представление о водородном показателе pH. ***Водородный показатель pH – величина, характеризующая концентрацию водородных ионов и численно равная десятичному логарифму этой концентрации, выраженной в молях на литр с***

обратным знаком. Например, при $[H^+] = 10^{-2}$ моль/л $pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-2} = 2$; при $[H^+] = 10^{-11}$ моль/л $pH = 11$. Таким образом, при $pH = 7$ среда нейтральная, при $pH < 7$ кислая и при $pH > 7$ щелочная. Для определения pH используют вещества – индикаторы, которые в зависимости от pH среды меняют окраску.

При растворении многих солей в воде происходит химическое взаимодействие, приводящее к изменению pH среды. Средние соли не содержат в своем составе H^+ или OH^- ионов, следовательно, кислотно-основные свойства растворов солей обусловлены свойствами их катионов и анионов. Одним из важнейших свойств солей является **гидролиз** – реакция обменного разложения соли водой. Т.к. соли являются продуктами взаимодействия кислот и оснований, можно выделить четыре типа солей в зависимости от силы кислоты и основания.

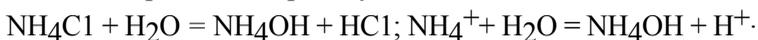
- 1) соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием;
- 2) соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием;
- 3) соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием;
- 4) соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием.

Соли первого типа не подвергаются гидролизу, так как не взаимодействуют с водой с образованием слабых электролитов.

При растворении в воде соли, образованной *сильным основанием и слабой кислотой*, например цианида калия, в системе происходят следующие процессы диссоциации: $KCN = K^+ + CN^-$; $H_2O = H^+ + OH^-$. В результате диссоциации в растворе наряду с молекулами воды присутствуют ионы K^+ , OH^- , H^+ и CN^- . Последние взаимодействуют между собой, образуя малодиссоциирующие молекулы HCN . Это означает, что соль подвергается гидролизу: $KCN + H_2O = KOH + HCN$;

$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{HCN}$. В результате гидролиза увеличивается концентрация ионов OH^- и pH раствора возрастает ($\text{pH} > 7$), среда щелочная.

При растворении в воде соли, образованной *сильной кислотой и слабым основанием*, например хлорида аммония, в системе происходят следующие процессы: $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В растворе появляются ионы NH_4^+ , Cl^- , H^+ и OH^- . Ионы NH_4^+ и OH^- , взаимодействуя друг с другом, образуют слабодиссоциирующие молекулы NH_4OH . Это означает, что соль подвергается гидролизу:



В результате гидролиза увеличивается концентрация ионов H^+ и pH раствора уменьшается ($\text{pH} < 7$), среда кислая.

Наиболее полному гидролизу подвергаются соли, образованные *слабой кислотой и слабым основанием*. Так, в результате растворения цианида аммония в воде в растворе появляются четыре вида ионов: NH_4^+ , CN^- , H^+ и OH^- , которые попарно взаимодействуют с образованием слабой кислоты



Суммарный процесс гидролиза выражается уравнением:

$\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$. В результате гидролиза солей, подобных цианиду аммония, в растворе образуются слабая кислота и слабое основание, а pH раствора остается близким к 7 ($\text{pH} \approx 7$).

При растворении солей многоосновных кислот или оснований гидролиз протекает ступенчато. Например, при взаимодействии сульфида натрия с водой происходят следующие процессы диссоциации:



Степень гидролиза зависит от химической природы

образующегося при гидролизе слабого электролита, и она тем выше, чем слабее этот электролит. Например, ацетат натрия гидролизуеться слабее, чем цианид натрия, так как уксусная кислота сильнее синильной.

Так как гидролиз является обратимым процессом, то влияние на него различных факторов может быть выяснено на основании принципа Ле-Шателье. Согласно этому принципу, если на систему, находящуюся в равновесии оказать какое-либо воздействие (изменить концентрацию, T , P), то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместиться в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится. Так как гидролиз – процесс эндотермический, то повышение температуры (нагревание) должно увеличивать его интенсивность. Аналогичным образом разбавление водой способствует протеканию процесса, связанного с поглощением воды, т. е. усилению гидролиза.

Буферные растворы. При необходимости иметь растворы с устойчивой концентрацией ионов водорода или pH , заметно не изменяющейся от добавления небольших количеств сильной кислоты, сильного основания или разбавления раствора, используют буферные смеси или растворы. *Растворы, обладающие способностью сохранять практически постоянное значение pH , называют буферными.* По своему составу они делятся на два типа: а) основные буферные системы ($pH > 7$) состоят из слабого основания и его соли, образованной сильной кислотой. Например, аммонийная буферная система: $NH_4OH + NH_4Cl$ ($pH \approx 9,2$); б) кислотные буферные системы ($pH < 7$) состоят из слабой кислоты и ее соли, образованной сильным основанием. Например, ацетатная буферная система: $CH_3COOH + CH_3COONa$ ($pH \approx 4,7$).

Любая буферная система характеризуется определенными значениями концентраций ионов H^+ и OH^- , которые она стремится сохранить при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи. Например, механизм действия ацетатного буферного раствора. Уксусная кислота и ацетат натрия в водном растворе диссоциируют на ионы:



$\text{CH}_3\text{COONa} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ (полностью). Если прибавить к этому раствору небольшое количество соляной кислоты, т.е. ввести дополнительно ионы H^+ , то противодействовать увеличению кислотности среды будут анионы соли CH_3COO^- , которые взаимодействуя с ионами H^+ образуют слабый электролит: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$

Таким образом, ионы водорода связываются и рН раствора изменяется незначительно.

При добавлении к буферному раствору щелочи, например NaOH, увеличивается концентрация ионов OH^- :

$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Но рН буферного раствора изменяется незначительно, так как ионы OH^- щелочи будут взаимодействовать с молекулами слабого электролита CH_3COOH : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$. В результате этого процесса уменьшается некоторое количество слабой кислоты, что мало повлияет на изменение рН раствора.

При разбавлении буферных растворов также не происходит изменение рН среды, так как не происходит изменения соотношения компонентов, от которых зависит концентрация H^+ и OH^- буферных систем. Например, при разбавлении буферного раствора водой уменьшается концентрация ионов водорода, что компенсируется за счет дополнительной диссоциации молекул слабой уксусной кислоты.

Способность буферных систем сохранять постоянное значение рН раствора является ограниченной. На практике применяют буферные растворы с концентрацией компонентов 0,1М

Вопросы семинара: электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз.

Лабораторные работы:

1. Сравнение электропроводности некоторых растворов и твердых веществ.

2. Окраска индикаторов в разных средах.
3. Гидролиз солей.
4. Буферные смеси и их свойства.

1. Электропроводность некоторых растворов и твердых веществ

Ход работы: Для проведения опыта используется прибор, состоящий из двух электродов и электролампочки. Признаком хорошей электропроводности является зажигание лампочки. После каждого опыта электроды промываются водой. Прибор включают в сеть после погружения электродов в следующие соединения: 1. H_2O дистиллированная; 2. сухой сахар; 3. раствор сахара; 4. сухая NaCl ; 5. раствор NaCl ; 6. раствор HCl ; 7. раствор NaOH ; 8. раствор конц. CH_3COOH ; 9. раствор разб. CH_3COOH ; 9. раствор CuSO_4 ; 10. KNO_3 . Записать результаты опыта и сделать выводы.

2. Окраска индикаторов в разных средах

Ход работы: взять 9 пробирок. В 3 пробирки налить по 3 мл дистиллированной воды. В первую внести 3 капли раствора лакмуса, во вторую – 3 капли фенолфталеина, в третью – 3 капли метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в воде и записать в таблицу. В другие 3 пробирки налить по 3 мл соляной кислоты и внести в каждую из них по 3 капли индикаторов: лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в кислоте и внести данные в таблицу. В оставшиеся 3 пробирки налить по 3 мл щелочи и добавить в каждую из них по 3 капли тех же индикаторов. Результаты занести в таблицу:

Результаты наблюдений

| Индикатор | в воде | в кислоте | в щелочи |
|--------------|--------|-----------|----------|
| Лакмус | | | |
| Фенолфталеин | | | |
| Метилоранж | | | |

3. Гидролиз солей

Ход работы:

а) С помощью универсального индикатора измеряют рН растворов Na_2SO_4 и KNO_3 . Делают вывод о том, протекает ли в данных растворах процесс гидролиза.

б) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов Na_2CO_3 и NaHCO_3 . Сравнивают результаты. В каком растворе протекает более глубокий гидролиз и почему?

в) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов FeCl_2 и FeCl_3 . В каком растворе протекает более глубокий гидролиз и почему?

г) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 . Делают вывод о том, какая соль в растворе подвергается более глубокому гидролизу. Указывают, какие равновесия имеют место в растворе, в какую сторону эти равновесия сдвинуты.

д) К раствору хлорида железа (III) (или сульфата алюминия) добавляют раствор карбоната натрия. Какой газ выделяется и какое соединение осаждается? Написать уравнение реакции.

4. Буферные смеси и их свойства

Ход работы:

а) Налейте в одну пробирку 10 капель 1 М раствора ацетата натрия и такой же объем 1 М раствора уксусной кислоты, а в другую пробирку, которая будет служить для сравнения, 20 капель дистиллированной воды. Добавьте в обе пробирки по 1

капле фенолфталеина, а затем по капле 0,5-1 М раствора щелочи. Как меняется окраска индикатора в пробирке с водой и в буферном растворе? Добавьте в обе пробирки еще по 1-3 капли раствора щелочи и вновь отметьте изменение окраски. Налейте в чистую пробирку такой же объем буферной смеси и добавьте в нее и в контрольную пробирку с водой по 1 капле индикатора метилоранжа, а затем по 1 капле 0,5-1 М раствора соляной кислоты. Что наблюдается?

б) Приготовьте аммонийный буфер из 10 капель 1 М раствора хлорида аммония и такого же объема раствора аммиака и испытайте его отношение к 0,5-1 М раствору аммиака в присутствии фенолфталеина и к 0,5-1 М раствору соляной кислоты в присутствии метилоранжа. В обоих случаях добавьте такое число капель аммиака или кислоты в контрольные пробирки с теми же индикаторами. Что наблюдается?

Напишите молекулярно-ионные уравнения реакций, лежащих в основе регулирующего действия ацетатного и аммонийного буферных растворов.

Вопросы для самоконтроля

1. Как влияет природа химической связи на диссоциацию веществ?
2. Какие реакции называют ионными реакциями?
3. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?
4. С помощью теории электролитической диссоциации дайте определение понятиям кислота, основание, соль.
5. Что такое амфотерные электролиты? Приведите примеры?
6. Что называется степенью диссоциации электролита? От чего она зависит?
7. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов протекают практически до конца?
8. Что характеризует константа диссоциации?
9. Что называется водородным показателем?
10. С помощью каких веществ можно определить среду и pH раствора?
11. Что называется гидролизом солей? В чем его сущность?
12. Какие соли гидролизуются и по катиону, и по аниону? Приведите примеры.
13. Какие соли гидролизуются ступенчато? Приведите примеры таких солей.

14. Что называется буферным раствором? Какой состав они имеют?
15. Каков механизм действия буферных систем?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Укажите сильные электролиты: H_2S , CuSO_4 , CH_3COOH , KOH , FeCl_3 , H_2CO_3 , HNO_3 .

2. Написать уравнение реакции гидролиза CuCl_2 . Указать pH среды.

3. Концентрация $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ моль/л. Чему равно значение pH?

4. При гидролизе какой соли имеет место кислая среда: CH_3COONa , NH_4Cl , Na_2CO_3 , K_2SO_3 , NaCl ?

5. Какое вещество (NH_4OH , KCl , NaOH , HNO_3 , H_2SO_4) является в растворе слабым электролитом?

6. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то как меняется численное значение pH раствора?

7. Написать диссоциацию следующих солей: NaHSO_4 , KHCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

8. pH раствора равен 6. Чему равна концентрация гидроксид-ионов?

9. Какие из солей подвергаются гидролизу FeSO_4 , Na_2S , NaNO_3 ? Написать уравнение реакции определить pH среды.

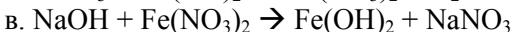
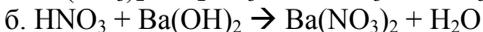
10. Чему равна концентрация OH^- ионов, если $[\text{H}^+] = 0,001$?

11. При кипячении водный раствор NH_4Cl становится кислым. Почему?

12. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в растворе соли:

а. NH_4Cl б. K_2SO_3 в. CuSO_4 г. ZnCl_2 д. KNO_3 Почему?

13. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:



14. Какие вещества нужно взять, чтобы осуществился переход: $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$;

15. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

а. 1М НСl б. 1М КОН в. 1М КNO₃ г. 1М КСl д. 1М СаСl₂

16. Написать диссоциацию по ступеням соединений: H₂SO₄, H₂CO₃, Ва(ОН)₂.

ЗАНЯТИЕ 11

Получение и свойства комплексных соединений

Комплексными (координационными) соединениями называют соединения, в узлах кристаллической решётки которых находятся комплексные частицы, способные к самостоятельному существованию в р-ре (н-р, K₃[Fe(CN)₆], [Ag(NH₃)₂]Cl).

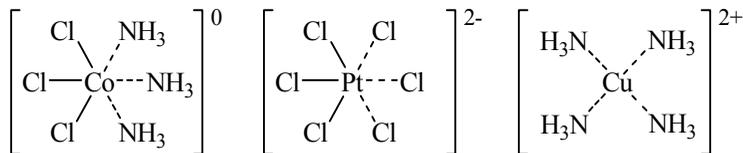
Координационная теория комплексных соединений (А.Вернер, 1893г.)

1. В молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется **комплексообразователем или центральным ионом**. Типичными комплексообразователями являются d-элементы периодической системы Менделеева.

2. Вокруг него в непосредственной близости расположено или координировано некоторое число противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул, называемых **лигандами**. Они имеют, по крайней мере, одну неподеленную пару валентных электронов.

3. Число лигандов, окружающих центральный ион, называется **координационным числом (к.ч.)**. Заряд центрального иона или степень окисления центрального атома является основным фактором, влияющим на к.ч. Например, у серебра в [Ag(NH₃)₂]ОН к.ч. = 2, у алюминия в [Al(H₂O)₆]Cl₃ к.ч. = 6;

4. Центральный ион с лигандами образует **внутреннюю координационную сферу** соединения, которую при написании заключают в квадратные скобки. Внутренняя сфера комплекса в значительной степени сохраняет стабильность при растворении. Она может быть нейтральной, отрицательной и положительной:



5. Заряд комплексных ионов равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов: $\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6^{3-}$, $[\text{Pt}^{4+}\text{Cl}_6]^{2-}$, $[\text{Co}^{3+}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и т.д.

6. Остальные ионы, не разместившиеся во внутренней сфере, находятся на более далеком расстоянии от центрального иона и составляют **внешнюю координационную сферу**. Ионы, находящиеся во внешней сфере, в растворах легко отщепляются. Поэтому говорят, что во внутренней сфере ионы связаны неионогенно, а во внешней – ионогенно:



К основным типам комплексных соединений относятся:

- аммиакаты – комплексы, в которых лигандами являются молекулы аммиака. Например, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$.

- гидросокомплексы, в которых лигандами являются гидроксид-ионы. Например, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$.

- аквакомплексы – комплексы, в которых лигандами является вода. Например, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

- ацидокомплексы – комплексы, в которых лигандами являются анионы. К ним относятся комплексы типа двойных солей, гидросокомплексы. Например, $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (их можно представить как сочетание двух солей – $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$ и $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$); $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.

- комплексные соединения смешанного типа – $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

- циклические или хелатные комплексы – они отличаются прочностью, т.к. центральный атом в них «блокирован» циклическим лигандом. Так, природными хелатными комплексами являются гемоглобин крови (комплексообразователь

Fe^{2+}) и хлорофилл (комплексобразователь Mg^{2+}). Витамин B_{12} – это комплексное соединение кобальта.

Координационные соединения разнообразны не только по составу и структуре, но и по устойчивости внутренней координационной сферы. Количественной характеристикой устойчивости комплексных ионов являются значения их *констант нестойкости*, или *констант устойчивости*. Диссоциация комплексных ионов подчиняется закону действия масс и выражается константой равновесия: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$.

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]} = 4,0 \cdot 10^{-10}$$

Константа диссоциации комплексного иона называется *константантой нестойкости*, обратная ей величина называется константой устойчивости:

$$K_{\text{у}} = \frac{1}{K_{\text{н}}} = \frac{[[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}$$

Комплексный ион тем устойчивей, чем меньше его константа нестойкости.

Так как диссоциация комплексного иона является процессом обратимым, то, выводя из его сферы ионы, можно практически разрушить комплекс. Например взаимодействие HNO_3 с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{HNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$. Разрушение комплекса может произойти и в результате образования какого-либо более прочного комплекса, т.е. обладающего меньшей константой нестойкости.

Название комплексных соединений начинают с указания состава внутренней сферы, если внешняя сфера катион и внешней сферы, если внешняя сфера анион. Во внутренней сфере сначала называют анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о» – хлоро, циано, гидроксо. Затем

называют нейтральные лиганды. Число лигандов указывают греческими числительными: 1-моно, 2-ди и т.д. Затем указывают римскими цифрами степень окисления центрального атома и его русское или латинское название, в конце прибавляя окончание «ат». После обозначения состава внутренней сферы, называют внешнесферные катионы. Например:

- $K_3[Fe(CN)_5NH_3]$ – пентацианоамин (III) феррат калия;
- $[Cr(H_2O)_3F_3]$ – трифторо – триакво – хром (III);
- $[Co(NO_2)Cl(NH_3)_3]$ – динитро – хлоро – триамин кобальт (III);
- $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ – хлорид дихлоро – тетраамин – платины (IV);
- $[Ag(NH_3)_2]Cl$ – хлорид диамин – серебра (I).

Вопросы семинара: строение комплексных соединений. Координационная теория Вернера. Устойчивость комплексных соединений. Свойства комплексов, их классификация.

Лабораторные работы:

1. Различие между простыми и комплексными ионами.
2. Получение комплексных соединений:

1. Различие между простыми и комплексными ионами

Ход работы:

а) К 1-2 мл раствора $FeCl_3$ прилить несколько капель раствора $KCNS$. Наблюдать появление кроваво-красного окрашивания раствора. Написать уравнение реакции.

б) Прodelать аналогичный опыт, взяв вместо $FeCl_3$ раствор $K_3[Fe(CN)_6]$. Убедиться в том, что раствор этой соли не содержит Fe^{3+} .

в) Налить в одну пробирку 1-2 мл раствора $FeCl_3$, в другую – раствор $K_3[Fe(CN)_6]$. Добавить в каждую пробирку одинаковое количество раствора $FeSO_4$. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции. Определить заряд комплексных ионов, полученных в опыте.

2. Получение комплексных соединений

Ход работы:

а) Налить в пробирку 1 мл раствора CuSO_4 и по каплям раствор аммиака до образования голубого осадка. Взять часть взмученного осадка и прилить к нему избыток NH_4OH , наблюдается растворение осадка и посинение раствора вследствие образования комплексных ионов. Написать уравнение реакции. Указать заряд комплексообразователя и координационное число.

б) К 1 мл раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавить по каплям разбавленный раствор KI до образования ярко-красного осадка. Взять часть взмученного осадка и прилить к нему избыток раствора KI , наблюдается растворение осадка, вследствие образования растворимой комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Написать уравнение реакции.

Вопросы для самоконтроля

1. Чем отличаются комплексные соединения от двойных солей?
2. Как диссоциируют комплексные соединения и двойные соли в водных растворах?
3. Что такое ион-комплексообразователь? Какие ионы могут выполнять роль комплексообразователя?
4. Что такое лиганды?
5. Что такое координационное число? Какие ионы имеют координационные числа 2,4,6?
6. Как рассчитать заряд комплексного иона?
7. Как классифицируются комплексные соединения?

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Чему равна степень окисления комплексообразователя в комплексном соединении $\text{K}_4[\text{Zn}(\text{CrO}_4)_3]$?
2. Что является комплексообразователем в соединении $\text{Na}[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_3\text{CNS}]$?
3. Чему равно координационное число в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$?
4. Чему равен заряд центрального атома в комплексном соединении $\text{H}[\text{BF}_4]$?

5. Координационное число иона Pt^{4+} равно 6. Напишите возможные комплексы, образованные ионом Pt^{4+} в качестве комплексобразователя с ионами Cl^- в качестве лиганда.

6. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексобразователя в соединении $K_4[Fe(CN)_6]$.

7. Написать уравнение диссоциации и выражение константы устойчивости для комплекса $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $K_3[Fe(CN)_6]$.

8. Определить степень окисления и координационное число комплексобразователя в соединениях $K[AuBr_4]$, $K_2[Cd(CN)_4]$, $[Co(H_2O)_6]Cl_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

9. Определите степени окисления комплексобразователя в следующих комплексных ионах: $[Cr(H_2O)_4Br_2]^+$, $[Cd(CN)_4]^{2-}$, $[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]^-$, $[F(CN)_6]^{3-}$.

10. Найдите заряды комплексов и укажите среди них катионы, анионы и неэлектролиты: $[Cd(NH_3)_4Cl_2]$, $[Ag(NH_3)_2]$, $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$.

ЗАНЯТИЕ 12

Металлы, неметаллы, их свойства

Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Если в периодической системе элементов Д.И. Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то справа вверх от диагонали будут находиться элементы-неметаллы (исключая элементы побочных подгрупп), а слева внизу – элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные около диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), обладают двойственным характером. Если рассматривать элементы по семействам, то можно сказать, что к металлам относятся s-элементы I и II групп, все d- и f-элементы, а также p-элементы главных подгрупп: III (кроме B), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po). Наиболее типичные элементы-металлы расположены в начале периодов (начиная со второго). Таким образом, из 107 элементов 85 являются металлами.

Физические свойства металлов. Характерные физические свойства металлов (высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняются общностью в строении их кристаллических решеток. Но по некоторым физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга. Так, наименьшую плотность имеют щелочные металлы, а наибольшую – осмий. Самый легкий металл – Li (плотность $0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый Os (плотность $22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы, плотность которых меньше 5, условно принято называть *легкими металлами*, а металлы с плотностью больше 5 – *тяжелыми*. Металлы отличаются друг от друга и по твердости. Самые мягкие – щелочные металлы, они легко режутся ножом. Самый твердый металл – хром (режет стекло). Диапазон температур плавления металлов очень широк. Самый легкоплавкий металл – Hg (тпл.= $38,9^{\circ}\text{C}$). Самый тугоплавкий металл – W (тпл.= 3390°C), поэтому вольфрам применяется для изготовления нитей накаливания электроламп. Металлы, температура плавления которых выше 1000°C , называют *тугоплавкими*, а ниже 100°C – *легкоплавкими*.

Для металлов характерна высокая *пластичность*. Она уменьшается в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото, например, можно прокатывать в листы толщиной не более $0,003 \text{ мм}$, которые используются для позолоты различных предметов. Для всех металлов характерен *металлический блеск, непрозрачность*. Металлы обладают хорошей *электрической проводимостью*, что объясняется присутствием в них свободных электронов, которые под влиянием даже небольшой разности потенциалов приобретают направленное движение от отрицательного полюса к положительному. Наибольшей электрической проводимостью обладают Ag и Cu.

Хорошая теплопроводность обуславливается высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры в массе металла. Наибольшая теплопроводность – у Ag и Cu, наименьшая – у Bi и Hg.

Металлы имеют кристаллическое строение. Большинство из них кристаллизуется в кубической решетке.

Химические свойства металлов. Многие свойства можно охарактеризовать по *электрохимическому ряду напряжений металлов*, в котором металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов: **Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au:**

- Чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.
- Каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него.
- Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т. е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснить его из растворов

Взаимодействие с O₂ воздуха: Li, K, Ca, Na – быстро окисляются при обычной температуре; Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, Cu, Hg – медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании; Ag, Pt, Au – не окисляются вообще.

Взаимодействие с H₂O: Li, K, Ca, Na – при обычной температуре образуется гидроксид и выделяется H₂; Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb – при нагревании образуются оксиды и выделяется H₂; Cu, Hg, Ag, Pt, Au – водород из воды не вытесняют вообще.

Взаимодействие с кислотами: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb – вытесняют H₂ из разб. кислот, кроме (HNO₃); Cu, Hg, Ag, Pt, Au – с разб. HCl и H₂SO₄ не реагируют; Cu, Hg, Ag – реагируют с конц. и разб. HNO₃ и с конц. H₂SO₄ при нагревании; Pt, Au – с кислотами не реагируют, растворяются в «царской водке» (HNO₃ : HCl = 1:3).

Нахождение в природе: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni – только в соединениях; Sn, Pb, Cu, Hg, Ag – в соединениях и в свободном виде; Pt, Au – главным образом в свободном виде.

Положение неметаллов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Число неметаллов, известных в природе, по сравнению с металлами относительно невелико. Их

размещение в периодической системе следующее: 1-гр. – **H**; 2-гр. – нет; 3-гр. – **B**; 4-гр. – **C, Si**; 5-гр. – **N, P, As**; 6-гр. – **O, S, Se, Te**; 7-гр. – **F, Cl, Br, I**; 8-гр. – **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn**. Неметаллы в основном расположены в правой верхней части периодической системы. Т.к. в периодах постепенно увеличиваются заряды ядер атомов элементов и уменьшаются атомные радиусы, а в группах, в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента атомные радиусы резко возрастают, то становится понятным, почему атомы неметаллов сильнее притягивают внешние электроны по сравнению с атомами металлов. Т.о., у неметаллов преобладают окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны. Особенно ярко эти свойства преобладают у неметаллов VII и VI групп главных подгрупп 2-го и 3-го периодов. Самый сильный окислитель – фтор. Окислительные способности неметаллов зависят от численного значения электроотрицательности и увеличиваются в следующем порядке:

Si, B, H, P, C, S, I, N, Cl, O, F.

Так, фтор энергичнее по сравнению с кислородом реагирует с водородом и металлами: $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$. Менее энергично реагирует кислород: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. Фтор как самый активный неметалл в химических реакциях вообще не проявляет восстановительных свойств, т.е. фтор не способен отдавать электроны. Кислород же в соединениях с фтором (OF_2 , O_2F_2) проявляет положительную степень окисления, т.е. может быть восстановителем.

Восстановительные свойства, хотя и в значительно более слабой степени по сравнению с металлами, проявляют и все остальные элементы-неметаллы и соответствующие им простые вещества, причём эти свойства постепенно возрастают от O к Si. Например, хлор непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путём можно получить оксиды хлора (Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7), в которых хлор проявляет положительную степень окисления. Азот при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и проявляет при этом восстановительные свойства: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$. Еще энергичнее с

кислородом реагирует *сера*: $S + O_2 \rightarrow SO_2$. Причем сера примерно в равной степени проявляет как восстановительные, так и окислительные свойства. При нагревании паров серы с водородом происходит реакция: $H_2 + S \rightarrow H_2S$.

Наиболее общие свойства неметаллов следующие:

1. Все неметаллы являются р – элементами, т.е. имеют не полностью застроенные р – орбитали (но далеко не каждый р – элемент является неметаллом);

2. Все неметаллы характеризуются высоким значением электроотрицательности; для них характерна способность притягивать электроны от других элементов при образовании молекул.

3. Высшие оксиды неметаллов являются кислотными. Сила соответствующих им кислот увеличивается при переходе от IV к VII группе.

4. Водородные соединения неметаллов – газообразные при обычных условиях вещества.

5. Для соединений неметаллов друг с другом характерна ковалентная связь.

Строение простых веществ-неметаллов: для большинства неметаллов – простых веществ характерно молекулярное строение, и лишь некоторые из них имеют немолекулярное строение. *Немолекулярное строение* имеют С, В, Si. У этих неметаллов *атомные кристаллические решетки*. Эти элементы в виде простых веществ существуют в нескольких аллотропных модификациях – в кристаллическом и аморфном состояниях. Кристаллические видоизменения С (алмаз), Si и В обладают большой твердостью, высокими температурами плавления и полупроводниковыми свойствами. Все эти элементы образуют соединения с металлами – карбиды (CaC_2 , Al_4C_3 , Fe_3C), силициды (Mg_2Si) и бориды (TaB , TaB_2). Некоторые из этих соединений обладают большой твердостью (TaB , Fe_3C). *Молекулярное строение* имеют F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , N_2 , I_2 , S_8 . Для этих неметаллов в твердом состоянии характерны *молекулярные кристаллические решетки*. При обычных условиях это газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления.

Вопросы семинара: Металлы, особенности их строения. Свойства металлов. Способы получения металлов. Сплавы. Значение металлов в народном хозяйстве. Неметаллы, особенности их строения. Свойства неметаллов. Способы получения неметаллов. Важнейшие соединения неметаллов, их значение в народном хозяйстве.

Лабораторная работа: отношение металлов к воде, кислотам, щелочам.

Ход работы:

а) В кристаллизатор налить воду, прибавить каплю фенолфталеина. В чашку опустить наполненную водой пробирку вверх дном и быстро подвести под нее маленький кусочек металлического натрия (Са), завернутого в небольшую фильтровальную бумагу. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Кусочек ленты магния (1-2см) хорошо очистить от оксида наждачной бумагой. Опустить в цилиндрическую пробирку с 6-7 каплями дистиллированной воды. Пробирку закрепить в штативе и, отметив отсутствие реакции при комнатной T, нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Дать пробирке остыть и прибавить к полученному раствору 2-3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Написать уравнение реакции.

б) Испытать действие концентрированной, затем разбавленной (1:2) серной кислоты на железо, цинк, свинец, алюминий и медь. Для этого по кусочку выше указанных металлов и прилить 1-2 мл кислоты. В случае, когда реакция на холоду не идет или протекает очень медленно, пробирку нагреть. Наблюдать продукты реакции, составить соответствующие уравнения реакций. Таким же образом можно испытать действие концентрированной и разбавленной растворов азотной и соляной кислот на выше указанные металлы.

в) Испытать действие конц. раствора щелочи (КОН или NaOH) на железо, цинк, свинец, алюминий и медь. Наблюдать, протекают ли реакции. Написать уравнение реакций.

Вопросы для самоконтроля

1. Где расположены элементы-металлы в периодической системе?
2. К каким электронным семействам относятся элементы-металлы?
3. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Каково строение кристаллических решеток металлов?
5. Что называется металлической связью?
6. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
7. Что называется энергией ионизации?
8. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
9. Какие химические свойства характерны для металлов?
16. На каком свойстве металлов основано изготовление сплавов?
17. Сколько элементов относят к неметаллам?
18. В каких подгруппах находятся неметаллы?
19. Какое число электронов может быть у атомов неметаллов на внешнем электронном уровне?
20. Каков тип химической связи между атомами в кристаллической структуре неметаллов?
21. Чем отличаются простые вещества – неметаллы от металлов по физическим свойствам?
22. При взаимодействии, с какими веществами неметаллы играют роль окислителей, восстановителей? Приведите примеры.

Типовые упражнения и задачи для подготовки

1. Напишите уравнения реакции: а) конц. серной кислоты с магнием и серебром; б) разб. серной кислоты с железом.
2. Напишите уравнения реакции растворения Zn в HCl, в H₂SO₄ разб. и H₂SO₄ конц.
3. Концентрированная азотная кислота:
а) является восстановителем;
б) проявляет окислительные свойства;
в) растворяет золото и платину.
4. Какая из приведенных ниже реакций возможна?
 $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$; $Cu + ZnSO_4 = Zn + CuSO_4$. Почему?
5. В реакции $Zn + H_2SO_4$ разб. \rightarrow ... восстанавливается:
а) водород; б) сера; в) цинк

6. Концентрированные серная и азотная кислоты:
- а) растворяют только металлы, стоящие в ряду активности до H_2 ;
 - б) пассивируют Fe, Al, Cr;
 - в) реагируют со всеми металлами, кроме Au, Pt. Выберите неверное утверждение.
7. Разбавленная азотная кислота:
- а) растворяют только металлы, стоящие в ряду активности до H_2 ;
 - б) пассивируют Fe, Al, Cr;
 - в) реагируют со всеми металлами, кроме Au, Pt.
8. Разбавленная серная кислота:
- а) в реакциях с металлами восстанавливается до H_2 ;
 - б) в реакциях с металлами восстанавливается до SO_2 ;
 - в) в реакциях с металлами восстанавливается до H_2S ;
9. Какой металл способен вытеснить водород из воды при комнатной температуре:
- а) медь; б) железо; в) натрий
10. С концентрированной соляной кислотой не будет взаимодействовать:
- а) Cu; б) Al; в) Zn.
11. В самородном состоянии встречается металл: а) Mg б) Al в) Ag.
12. При полном восстановлении порошка оксида меди (II) массой 79,5 г водородом образовалась металлическая медь массой: а) 32,75 г б) 63,5 г в) 79,5 г
13. Процесс разбавления серной кислоты: а) экзотермический; б) эндотермический; в) не имеет теплового эффекта.
14. При разбавлении H_2SO_4 всегда приливают кислоту к воде. Чем опасно разбавление концентрированной H_2SO_4 приливанием к ней воды?
15. В четырех пробирках находятся порошки CuO, Fe_2O_3 , Ag и Fe. Для того чтобы точно распознать эти вещества, используя только один реактив, в каждую пробирку необходимо прилить раствор: а) Na_2CO_3 б) HCl в) NaOH.

16. Между какими веществами (электролит берется в виде водного раствора) произойдет химическая реакция: а) Pb и $MgCl_2$ б) Zn и $MgCl_2$ в) Zn и $Pb(NO_3)_2$

17. Самым распространенным металлом в земной коре является:

а) железо; б) алюминий; в) титан

18. Связь в кристалле металла происходит преимущественно:

а) за счет образования общих электронных пар;
б) за счет обобществления валентных электронов;
в) за счет взаимодействия валентных электронов одного атома с пустыми орбиталями другого атома.

19. Контакты некоторых радиодеталей покрывают слоем золота. Это делается:

а) для повышения прочности изделия;
б) для предохранения окисления;
в) для защиты от радиопомех.

20. Различить растворы, содержащие Na_2CO_3 и $NaHCO_3$ можно: а) нагрев раствор б) добавив HCl в) добавив $CaCl_2$

ЗАНЯТИЕ 13

Качественные реакции на некоторые катионы и анионы

Вопросы семинара: практические задачи аналитической химии; методы аналитической химии; значение химического анализа в смежных с химией областях науки, в народном хозяйстве.

Лабораторная работа: частные реакции на некоторые катионы и анионы.

Ход работы:

1. реакция на NH_4^+ – ионы: в пробирку налить 1-2 мл раствора соли аммония и добавить несколько капель конц. раствора щелочи. Заранее подготовить влажную фильтровальную бумагу, пропитанную раствором фенолфталеина. Содержимое пробирки слегка нагреть, держа у отверстия фенолфталеиновую бумажку. Что происходит? Написать

уравнение реакции, объяснить причину окрашивания индикаторной бумажки.

2. реакции на Fe^{3+} – ионы: растворы солей железа (Ш) имеют желтую или красно-бурую окраску.

а) К раствору хлорида железа (Ш) добавить раствор щелочи. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) К раствору хлорида железа (Ш) добавить раствор роданида калия $KCNS$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

в) К раствору хлорида железа (Ш) добавить раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

3. реакции на Fe^{2+} – ионы: растворы солей железа (II) окрашены в бледно-зеленый цвет. Разбавленные растворы бесцветны.

а) К раствору хлорида железа (II) добавить раствор щелочи. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) К раствору хлорида железа (II) добавить раствор красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

4. реакция на SO_4^{2-} – ионы: налить в одну пробирку разбавленной серной кислоты, в другую – сульфат натрия, в третью – сульфат меди. Добавить в каждую пробирку раствора хлорида бария. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. Сделать выводы.

5. реакция на Cl^- ионы: налить в одну пробирку соляной кислоты, в другую – хлорид натрия, в третью – хлорид бария. Добавить в каждую пробирку по несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. В каждую из трех пробирок добавить по 2-3 капли концентрированного раствора аммиака и хорошо перемешать. Наблюдается растворение осадка вследствие образования комплексного соединения. Написать уравнения реакции. Сделать выводы.

**ПЕРЕЧЕНЬ ТЕСТОВЫХ ВОПРОСОВ ПО КУРСУ
«ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

**Основные классы неорганических соединений,
основные законы химии**

1. Из приведенных элементов основной оксид образует:

1. В
2. S
3. Al
4. N
5. Ва

2. С щелочью взаимодействует оксид:

1. MgO
2. Ag₂O
3. FeO
4. SO₂
5. Na₂O

3. Из приведенных оснований может образовывать основную соль:

1. KOH
2. NH₄OH
3. LiOH
4. Cr(OH)₃
5. NaOH

4. Соляная кислота взаимодействует с:

1. P₂O₅
2. H₂ZnO₂
3. H₂SO₃
4. NaNO₃
5. SO₂

5. Какие из приведенных оснований являются щелочью?

1. Al(OH)₃
2. KOH
3. Fe(OH)₂

4. $\text{Zn}(\text{OH})_2$
5. $\text{Fe}(\text{OH})_3$

6. Из приведенных элементов кислотный оксид образует:

1. Cu
2. Na
3. H
4. Ba
5. S

7. Какой из оксидов проявляет амфотерные свойства?

1. CaO
2. MgO
3. BaO
4. Al_2O_3
5. CO_2

8. Какой из гидроксидов является амфотерным?

1. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
2. NaOH
3. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
4. $\text{Pb}(\text{OH})_2$
5. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

9. Какая из приведенных солей относится к гидросолям?

1. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
3. K_2CO_3
4. AlOHCl_2
5. KHS

10. Относительная плотность газа по кислороду равна 1/16.

Какой это газ?

1. CO_2
2. CO
3. Cl_2
4. N_2
5. H_2

11. Какой объем занимают $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов азота (н.у.)?

1. 22,4 л
2. 11,2 л
3. 7,5 л
4. 5,7 л
5. 3,73 л

12. Чему равна эквивалентная масса углерода в соединении CO_2 ?

1. 3
2. 6
3. 12
4. 84
5. 48

13. Чему равна эквивалентная масса фосфорной кислоты ($\text{MrH}_3\text{PO}_4=98$)?:

1. 196
2. 98
3. 49
4. 32,7
5. 16,3

14. Чему равна эквивалентная масса Na_2SO_4 ($\text{Mr Na}_2\text{SO}_4=142$)?

1. 35,5
2. 71
3. 142
4. 284
5. 568

15. Чему равна эквивалентная масса серы в SO_3 ?

1. 32
2. 16
3. 8
4. 13,3
5. 5,3

16. Какой объем занимают $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 (н.у.)?

1. 22,4
2. 11,2

3. 7,5
4. 5,6
5. 3,75

17. Относительная плотность газа по воздуху равна 0,5. Какова относительная молекулярная масса этого газа?

1. 14,5
2. 53
3. 29
4. 2,9
5. 58

18. В каком из приведенных соединений серы эквивалентная масса ее равна 8 г\моль?

1. H₂S
2. SO₂
3. H₂SO₄
4. SO₃
5. CuS

19. Чему равна эквивалентная масса соли Fe₂(SO₄)₃ (Mr Fe₂(SO₄)₃ = 400)?

1. 400
2. 400·3
3. 400/2
4. 400/3
5. 400/2·3

20. Вычислите эквивалентную массу сероводородной кислоты?

1. 68
2. 17
3. 34
4. 11,3
5. 11

21. Из приведенных элементов кислотный оксид образует:

1. Ca
2. La
3. Sn
4. P
5. Zn

22. Со щелочью взаимодействует гидроксид:

1. KOH
2. Al(OH)₃
3. NH₄OH
4. NaOH
5. Ca(OH)₂

23. Из приведенных кислот кислые соли может образовать:

1. HNO₃
2. HCl
3. CH₃COOH
4. HMnO₄
5. H₂CO₃

24. Серная кислота образует труднорастворимую соль при взаимодействии с:

1. KOH
2. Na₂SO₄
3. BaCl₂
4. Al(NO₃)₃
5. Fe(OH)₃

25. Какая формула оксида, кислота которого HNO₃?

1. NO
2. N₂O
3. N₂O₅
4. N₂O₃
5. NO₂

26. Найдите формулу основания, оксид которого SnO₂:

1. Sn(OH)₂
2. Sn(OH)₃
3. Sn(OH)₄
4. H₄SnO₄
5. Sn(OH)₅

27. В каком соединении эквивалентная масса азота равна 2,8 г/моль?

1. NO

2. N_2O
3. N_2O_5
4. N_2O_3
5. NO_2

28. В какой из приведенной ниже формул эквивалентная масса металла

равна половине его относительной атомной массы?

1. Al_2O_3
2. NaH
3. CaH_2
4. $FeCl_3$
5. Fe_2O_3

29. В каких из приведенных формул эквивалентная масса хлора равна его относительной атомной массе?

1. $HClO_4$
2. $HClO_3$
3. $HClO_2$
4. Cl_2
5. HCl

30. Чему равна масса двух эквивалентных масс серной кислоты?

1. 196
2. 98
3. 49
4. 24,5
5. 147

31. Чему равна масса трех эквивалентных масс азотной кислоты?:

1. 27
2. 63
3. 126
4. 85
5. 189

32. Чему равна масса трех эквивалентных масс гидроксида натрия?

1. 40

2. 80
3. 120
4. 20
5. 100

33. Определить плотность метана по водороду и по воздуху?

1. 4 и 1
2. 2 и 2
3. 1 и 4
4. 8 и 0,55
5. 3 и 3

34. В какой формуле эквивалентная масса железа равна половине его относительной атомной массе?

1. FeCl_3
2. FeO
3. Fe_2O_3
4. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
5. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

35. В каком соединении эквивалент хрома равен 1/3?

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
2. Na_2CrO_4
3. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
4. CrCl_3
5. CrCl_2

36. Чему равен эквивалент фосфора в фосфорной кислоте?:

1. 31
2. 7,7
3. 6,2
4. 15,5
5. 10,3

37. С каким веществом будет взаимодействовать соляная кислота?

1. P_2O_5
2. CO
3. Na_2SO_4
4. AgNO_3
5. FeCl_2

38. С каким веществом будет взаимодействовать хлор?

1. KMnO_4
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
3. CO_2
4. Zn
5. NaNO_3

39. Чему равна относительная плотность CO_2 по воздуху?:

1. 2
2. 29
3. 3
4. 1,5
5. 6

40. 2,5 моль CO_2 при н.у. занимает объем:

1. 11,2 л
2. 25,5 л
3. 56 л
4. 22,4 л
5. 36 л

Строение атома. Периодическая система. Химическая связь

1. Из перечисленных ниже характеристик атомов элементов периодически изменяются:

1. заряд ядра;
2. относительные атомные массы;
3. число энергетических уровней;
4. общее число электронов;
5. число электронов на внешнем энергетическом уровне.

2. У атома какого элемента энергия ионизации отрыва первого электрона будет меньше?

1. Li
2. Na
3. Al
4. Mg
5. Si

3. Атомы галогенов имеют одинаковое число:

1. электронов на внешнем уровне
2. нейтронов
3. всех электронов
4. протонов
5. энергетических уровней.

4. Элементы расположены в порядке возрастания электроотрицательности в ряду:

1. As, Se, Cl, F
2. Br, P, H, Sb
3. C, J, B, Si
4. O, Se, Br, Te
5. O, S, Se, Te

5. Какой ряд включает только переходные элементы?

1. Na, Si, Ti, Mo
2. Al, As, Xe, Bi
3. Cr, Y, W, Hg
4. K, Ge, Sb, Md
5. Cs, Hf, Pb, Po

6. Какой из приведенных ниже элементов имеет химические свойства сходные со свойствами элемента кальция?

1. K
2. Na
3. Al
4. Sr
5. Cs

7. В каком ряду элементов атомный радиус возрастает?

1. O, S, Se, Te
2. Na, Mg, Al, Si
3. C, N, O, F
4. Si, P, S, Cl
5. I, Br, Cl, F

8. Какая пара элементов обладает сходными химическими свойствами?

1. Ca, Si

2. Ag, Ni
3. P, As
4. Fe, P
5. S, Mo

9. Из приведенных ниже элементов неметаллические свойства наиболее выражены:

1. Si
2. P
3. S
4. Cl
5. F

10. Какой из химических элементов образует высший оксид и гидроксид амфотерного характера?

1. Ag
2. Pt
3. Sn
4. Cd
5. J

11. Октет электронов на внешней электронной оболочке имеет:

1. S
2. Si
3. Se^{2-}
4. Ne^+
5. O

12. Ион, имеющий в своем составе $25 p^+$ и $18 e^-$, обладает зарядом равным:

1. +2
2. +4
3. +6
4. +7
5. +3

13. Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет следующую электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$?

1. P
2. As

3. Ge
4. Se
5. Nb

14. Какая из частиц имеет электронную формулу одинаковую с атомом аргона?

1. K^0
2. Na^+
3. Ca^0
4. Cl^-
5. Cl^0

15. Валентные электроны атома гафния находятся на орбиталях:

1. $6s^2 4f^2$
2. $6s^2 6p^2$
3. $6s^2 5d^2$
4. $6s^2 4f^2$
5. $6s^2 5f^2$

16. В ряду щелочных металлов цезий является менее электроотрицательным. Это объясняется тем, что он имеет:

1. наибольшее число нейтронов;
2. наибольшее число электронов;
3. большую атомную массу;
4. большее число электронов по сравнению с другими элементами;
5. валентные электроны в наибольшей степени удалены от ядра атома.

17. Форму электронного облака определяет:

1. главное квантовое число;
2. спиновое квантовое число;
3. орбитальное квантовое число;
4. магнитное квантовое число;
5. волновая функция.

18. Размер электронного облака определяет:

1. главное квантовое число;
2. спиновое квантовое число;

3. магнитное квантовое число;
4. орбитальное квантовое число;
5. волновая функция

19. В каком из соединений между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?

1. KCl
2. NH_4Cl
3. CCl_4
4. CO_4
5. NH_3

20. Ковалентная связь между атомами имеет место в веществе:

1. MgCl_2
2. H_2S
3. CaS
4. K_3P
5. NaF

21. Валентные орбитали бериллия в молекуле гидроксида бериллия BeH_2 гибридизованы

по типу:

1. sp
2. sp^2
3. sp^3
4. d^2sp^3
5. dsp^2

22. Молекула гидроксида бериллия BeH_2 имеет структуру:

1. линейную
2. плоскую
3. тетраэдрическую
4. октаэдрическую
5. угловую

23. Наименьшее число неспаренных электронов на f-подуровне имеет в основном состоянии атом элемента – лантаноида:

1. Sm
2. Eu
3. Gd

4. Tb
5. Dy

24. У атома европия валентные электроны находятся на орбиталях:

1. 6s
2. 6s и 5d
3. 6s и 6p
4. 6s и 4f
5. 6s и 5f

25. В каком из веществ больше всего выражена полярность связи:

1. сероводород
2. хлор
3. фосфин
4. хлороводород
5. аммиак.

26. Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 гибридизованы по типу:

1. sp
2. sp^2
3. sp^3
4. d^2sp^3
5. dsp^2

27. Валентный электрон атома калия находится на орбиталях:

1. $3s^1$
2. $3p^1$
3. $4s^1$
4. $4p^1$
5. $5s^1$

28. Атомы элементов I группы главной подгруппы имеют одинаковое число:

1. электронов на внешнем уровне
2. нейтронов
3. всех электронов
4. протонов
5. нейтронов + протонов.

29. В следующем ряду расположены только s – элементы:

1. Li, Ca, C
2. Cs, Ba, Rb
3. Ge, Ga, As
4. Cu, Zn, Ca
5. Cl, Br, I

30. Электронная конфигурация атома серы соответствует формуле:

1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

31. Число протонов больше, чем число электронов имеет частица:

1. Na
2. S
3. S^{2-}
4. Na^+
5. N

32. Какие элементы относятся к семейству f- элементов?

1. U, Lu
2. K, Be
3. Cr, Fe
4. Br, Ne
5. Na, Al

33. Наиболее яркие металлические свойства проявляет атом, строению внешнего энергетического уровня которого соответствует формула:

1. $\dots 3s^2$
2. $\dots 4s^2$
3. $\dots 3s^1$
4. $\dots 4s^1$
5. $\dots 5s^1$

34. Какое из веществ образовано по типу неполярной ковалентной связи:

1. CaCl_2
2. F_2
3. Zn
4. BaO
5. NH_3

35. В подгруппе галогенов иод имеет наименьшую окислительную способность, т.к. он

имеет:

1. наименьшую атомную массу;
2. наибольшее число валентных электронов;
3. валентные электроны в наибольшей степени удалены от ядра атома;
4. 4d – подуровень;
5. 5p-подуровень.

36. В главной подгруппе V группы сверху вниз от N к Bi падает окислительная способность. Это объясняется:

1. ростом атомной массы
2. увеличением числа нейтронов в ядре
3. увеличением радиуса атома и удалением внешних электронов от ядра
4. увеличением числа протонов в ядре
5. увеличением числа электронов.

37. Из перечисленных элементов наибольшее значение энергии отрыва внешнего электрона обладает атом:

1. K
2. Pb
3. Ca
4. Sr
5. Cz

38. В ряду C-Si-Ge-Sn-Pb неметаллические признаки элементов:

1. возрастают
2. ослабевают
3. остаются неизменными

4. уменьшаются, затем возрастают
5. увеличиваются, затем уменьшаются

39. Электроотрицательность и энергия ионизации элементов главной подгруппы VI группы периодической системы в ряду O-S-Se-Te:

1. уменьшаются
2. возрастают
3. не изменяются
4. уменьшаются, потом возрастают
5. возрастают, потом уменьшаются

40. Заполнение электронами d-подуровня происходит у атома элемента:

1. Si
2. Ca
3. P
4. O
5. Co

41. Какой элемент относится к p-элементам:

1. As
2. Mg
3. Mn
4. K
5. Fr

42. Атому Ti отвечает электронная формула:

1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

43. Определите порядковый номер элемента с сокращенной электронной формулой атома

- $3d^5 4s^1$:
1. 19
 2. 20
 3. 21

4. 23

5. 24

44. Определить число неспаренных электронов в атоме ванадия (V):

1. 1

2. 2

3. 3

4. 4

5. 5

45. Определить общее число электронов в ионе N^{3-} :

1. 4

2. 7

3. 10

4. 13

5. 16

46. Указать соединение, в котором ковалентные связи полярны:

1. NH_3

2. Na_3N

3. O_2

4. Na_2O

5. KCl

47. Указать соединение, в котором ковалентные связи неполярны:

1. NH_3

2. Na_3N

3. O_2

4. Na_2O

5. KCl

48. Указать соединение, в котором имеются только ионные связи:

1. H_2SO_4

2. Na_2S

3. Na_2O_2

4. NH_4Cl

5. HCl

49. Вещество с металлической связью это:

1. поваренная соль
2. железо
3. вода
4. сахароза
5. глюкоза

50. Соединение, в котором электронная плотность смещена в противоположную сторону от атома кислорода – это:

1. Cl_2O
2. SO_2
3. OF_2
4. H_2O
5. CH_3OH

51. Между атомами кислорода и водорода может образоваться только:

1. σ – связь
2. π – связь
3. ионная связь
4. донорно-акцепторная связь
5. металлическая связь

52. Геометрическая форма молекулы SiH_4 :

1. линейная
2. угловая
3. треугольная
4. тетраэдрическая
5. октаэдрическая

53. Геометрическая форма молекулы BF_3 :

1. линейная
2. угловая
3. треугольная
4. тетраэдрическая
5. октаэдрическая

54. Для какой из приведенных молекул дипольный момент равен нулю:

1. H_2O

2. HCl
3. O₂
4. HBr
5. NH₃

55. На основании приведенных значений дипольных моментов для молекул укажите, в какой из них связь более полярна?:

1. H₂S – 0,93D
2. H₂O – 1,84D
3. HI – 0,42D
4. HBr – 0,79D
5. NH₃ – 1,47D

59. Какое максимальное число электронов может содержаться в электронном слое с глав-

ным квантовым числом $n = 4$?:

1. 18
2. 16
3. 32
4. 36
5. 8

56. Какая из электронных конфигураций отвечает элементу с порядковым №17?:

1. 3S²3P²
2. 3S²3P¹
3. 3S²3P⁵
4. 3S²3P³
5. 3S²3P⁴

Окислительно-восстановительные реакции

1. Сера в степени окисления – 2 проявляет:

1. только окислительные свойства
2. окислительно-восстановительные свойства
3. не изменяется
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

2. Сера в степени окисления +6 проявляет:

1. только окислительные свойства

2. окислительно-восстановительные свойства
3. не изменяется
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

3. Азот в степени окисления -3 проявляет:

1. только окислительные свойства
2. окислительно-восстановительные свойства
3. не изменяется
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

4. Марганец в степени окисления +7 проявляет:

1. только окислительные свойства
2. не изменяется
3. окислительно-восстановительные свойства
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

5. Алюминий в степени окисления +3 проявляет:

1. только окислительные свойства
2. не изменяется
3. окислительно-восстановительные свойства
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

6. Хлор в степени окисления 0 проявляет:

1. только окислительные свойства
2. окислительно-восстановительные свойства
3. не изменяется
4. только восстановительные свойства
5. восстановительно-окислительные свойства

7. В каком соединении азот имеет степень окисления +5:

1. NO
2. HNO₃
3. NF₃
4. NO₂
5. N₂O

8. Какое из приведенных веществ обладает только восстановительными свойствами:

1. MnO_2
2. HCl
3. CaCl_2
4. CaO
5. SO_3

9. Какое из приведенных веществ обладает только восстановительными свойствами:

1. H_2S
2. O_2
3. HCl
4. H_2SO_4
5. KMnO_4

10. Чему равна степень окисления хрома в бихромате калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):

1. +1
2. +3
3. +5
4. +6
5. +7

11. Чему равна степень окисления азота в хлориде аммония (NH_4Cl):

1. 1
2. 2
3. -3
4. -5
5. +3

12. Какая из приведенных реакций относится к окислительно-восстановительным:

1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
2. $2\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2$
3. $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
4. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
5. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

13. Какое из перечисленных веществ обладает наибольшей окислительной способностью?

1. Mn
2. MnO
3. MnO₂
4. K₂MnO₄
5. KMnO₄

14. В каком из соединений атом серы имеет степень окисления +4:

1. Na₂SO₄
2. SO₃
3. Na₂S
4. K₂SO₃
5. S

15. Чему равна степень окисления хлора в хлорате калия (KClO₃):

1. +1
2. +2
3. +3
4. +4
5. +5

16. Чему равно значение степени окисления углерода в карбонате кальция:

1. +1
2. +2
3. +3
4. +4
5. +5

17. В какой реакции не изменяется степень окисления элементов?

1. CaCO₃ = CaO + CO₂
2. 2HgO = 2Hg + O₂
3. 2Fe + 3Cl₂ = 2FeCl₃
4. Ca + 2H₂O = Ca(OH)₂ + H₂
5. 2Na + 2H₂O = 2NaOH + H₂

18. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к реакции диспропорционирования?

1. $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
2. $4\text{H}_3\text{PO}_3 = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$
3. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3$
4. $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

19. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к внутримолекулярной?

1. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
2. $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$
3. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$

20. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к межмолекулярной?

1. $2\text{KMnO}_4 + 3\text{MnSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = 5\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
2. $2\text{CuJ}_2 = 2\text{CuJ} + \text{J}_2$
3. $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
5. $2\text{Au}_2\text{O}_3 = 4\text{Au} + 3\text{O}_2$

21. Какое из веществ является только окислителем:

1. SO_2
2. NH_3
3. KMnO_4
4. H_2S
5. MnO_2

22. Выберите вещество, проявляющее только восстановительные свойства:

1. PH_3
2. Cr_2O_3
3. H_2SO_3
4. H_3PO_3
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

23. Выберите вещество, проявляющее и окислительные, и восстановительные свойства:

1. SnO_2
2. As_2O_3
3. As_2O_5
4. H_2S
5. Ag_2O

24. В каких из приведенных процессов происходит окисление азота:

1. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$
2. $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$
3. $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{N}_2$
4. $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$
5. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$

25. Из перечисленных хлоридов не проявляет окислительных свойств:

1. FeCl_3
2. KCl
3. CuCl_2
4. CoCl_3
5. SnCl_4

26. Укажите химические превращения, при которых степень окисления серы изменяется

от 0 до +4?

1. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
2. $\text{SO}_3 \rightarrow \text{S}$
3. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
5. $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$

27. Что окисляется в реакции: $3\text{Cu}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

1. NO
2. NO_3^-
3. H^+
4. Cu^0
5. H_2O

28. Что окисляется в реакции? $\text{Pb} + 4\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

1. NO_3^-
2. N^{+5}
3. Pb
4. H_2O
5. NO_2

29. Укажите степень окисления кислорода в молекуле перекиси водорода?

1. -2
2. -1
3. 0
4. +1
5. +2

30. Йод в степени окисления -1 в реакции $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

проявляет только:

1. только окислительные свойства
2. только восстановительные свойства
3. окислительно-восстановительные свойства
4. не изменяется
5. не проявляет окислительно-восстановительных свойств

31. Свинец в степени окисления +4 в реакции $\text{PbO}_4 + \text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет только:

1. только окислительные свойства
2. только восстановительные свойства
3. не изменяется
4. окислительно-восстановительные свойства
5. не проявляет окислительно-восстановительных свойств

32. Процессу восстановления соответствует превращение:

1. $\text{I}^- \rightarrow \text{I}^+$
2. $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$
3. $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$
4. $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^+$
5. $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

33. Процессы окисления соответствуют превращению:

1. $\text{Pb}^{+4} \rightarrow \text{Pb}^{+2}$
2. $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$
3. $\text{Bi}^{+3} \rightarrow \text{Bi}^{+5}$
4. $\text{Mo}^{+6} \rightarrow \text{Mo}^{+5}$
5. $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

34. Процессы окисления соответствуют превращению:

1. $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$
2. $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$
3. $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$
4. $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{+4}$
5. $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$

35. Процессы восстановления соответствуют превращению:

1. $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{+1}$
2. $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+$
3. $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$
4. $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4}$
5. $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

36. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

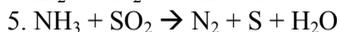
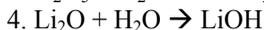
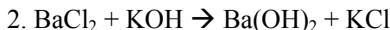
1. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
4. $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
5. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

37. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

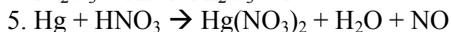
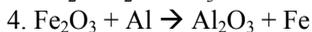
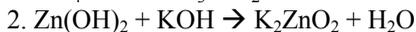
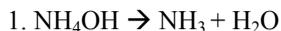
1. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
4. $\text{Fe} + \text{FeBr}_3 \rightarrow \text{FeBr}_2$
5. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

38. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

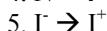
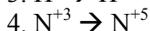
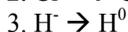
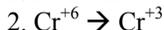
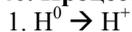
1. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$



39. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:



40. Процессу восстановления соответствует превращение:



Скорость химических реакций. Химическое равновесие

1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20⁰С до

50⁰С, если температурный коэффициент равен 3?

1. в 3 раза

2. в 9 раз

3. в 27 раз

4. в 10 раз

5. не изменится

2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20⁰С до

40⁰С, если температурный коэффициент равен 3?

1. в 3 раза

2. в 9 раз

3. в 27 раз

4. в 10 раз

5. не изменится

3. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20°С до

40°С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

1. в 2 раза
2. в 4 раза
3. в 6 раз
4. в 8 раз
5. не изменится

4. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20°С до

50°С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

1. в 2 раза
2. в 4 раза
3. в 6 раз
4. в 8 раз
5. не изменится

5. В реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 3 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 54 раза
2. в 27 раз
3. в 9 раз
4. в 3 раза
5. не изменится

6. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличена в 2 раза.

Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 4 раза
2. в 8 раз
3. в 9 раз
4. в 10 раз
5. в 12 раз

7. В реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ концентрация диоксида серы увеличена в 3 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 54 раза

2. в 27 раз
3. в 9 раз
4. в 3 раза
5. в 2 раза

8. В реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ концентрации NO и O_2 увеличить в 2 раза. Во сколько раз

возрастет скорость реакции?

1. увеличится в 2 раза
2. увеличится в 8 раз
3. увеличится в 16 раз
4. увеличится в 32 раз
5. не изменится

9. Чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз, во сколько раз необходимо увеличить давление?

1. в 100 раз
2. в 20 раз
3. в 10 раз
4. в 3 раза
5. в 2 раза

10. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если уменьшить давление в системе

в 3 раза?

1. увеличится в 3 раза
2. уменьшится в 3 раза
3. увеличится в 9 раз
4. увеличится в 27 раз
5. уменьшится в 9 раз

11. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции

$\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$:

1. $V = k [\text{CO}_2][\text{C}]$
2. $V = k [\text{CO}_2]$
3. $V = k [\text{C}]^3$
4. $V = k [\text{CO}]$

5. $V = k [\text{CO}]^2$

12. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции



1. $V = k [\text{NO}][\text{NO}_2]$

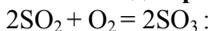
2. $V = k [\text{NO}_2]$

3. $V = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$

4. $V = k [\text{NO}]$

5. $V = k [\text{NO}_2]^2$

13. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции



1. $V = k [\text{SO}_2][\text{O}_2]$

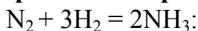
2. $V = k [\text{SO}_2]$

3. $V = k [\text{SO}_3]^2$

4. $V = k [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$

5. $V = k [\text{SO}]^2$

14. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции



1. $K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]}$

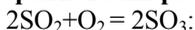
2. $K_p = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]}{[\text{NH}_3]}$

3. $K_p = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2]}$

4. $K_p = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$

5. $K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

15. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции



1. $K_p = \frac{[\text{SO}_2][\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]}$

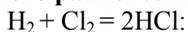
2. $K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$

3. $K_p = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]}$

4. $K_p = \frac{2[\text{SO}_3]}{2[\text{SO}_2][\text{O}_2]}$

5. $K_p = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$

16. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции



1. $K_p = \frac{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}{\text{HCl}}$

2. $K_p = \frac{[\text{HCl}]}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$

3. $K_p = \frac{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^2}$

4. $K_p = \frac{[\text{HCl}]}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$

5. $K_p = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$

17. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 10 °С до

50 °С, если температурный коэффициент равен 3?

1. в 3 раза

2. в 9 раз

3. в 27 раз

4. в 81 раз

5. не изменится

18. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20 °С до

60 °С, если температурный коэффициент равен 2?

1. в 3 раза
2. в 9 раз
3. в 16 раз
4. в 10 раз
5. не изменится

19. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до

40 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 4?

1. в 2 раза
2. в 4 раза
3. в 16 раз
4. в 8 раз
5. не изменится

20. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до 50 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 4?

1. в 2 раза
2. в 4 раза
3. в 6 раз
4. в 64 раз
5. не изменится

21. В реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 5 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 54 раза
2. в 27 раз
3. в 9 раз
4. в 5 раз
5. не изменится

22. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличена в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 4 раза
2. в 8 раз

3. в 9 раз
4. в 16 раз
5. в 12 раз

23. В реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, концентрация диоксида серы увеличена в 5 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 54 раза
2. в 25 раз
3. в 9 раз
4. в 3 раза
5. в 2 раза

24. В реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ концентрации NO и O_2 увеличить в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. увеличится в 2 раза
2. увеличится в 64 раз
3. увеличится в 16 раз
4. увеличится в 32 раз
5. не изменится

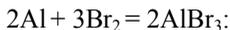
25. Реакции $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ концентрация кислорода увеличена в 6 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. в 54 раза
2. в 27 раз
3. в 9 раз
4. в 6 раз
5. не изменится

26. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если уменьшить давление в системе в 3 раза?

1. увеличится в 5 раз
2. уменьшится в 5 раз
3. увеличится в 25 раз
4. увеличится в 125 раз
5. уменьшится в 125 раз

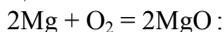
27. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции



1. $V = k [\text{Br}_2][\text{Al}]$

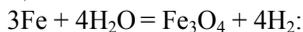
2. $V = k [\text{Br}_2]^3$
3. $V = k [\text{Al}]^2$
4. $V = k [\text{AlBr}_3]^2$
5. $V = k [\text{Al}]$

28. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции



1. $V = k [\text{Mg}]^2$
2. $V = k [2\text{MgO}]$
3. $V = k [\text{O}_2]$
4. $V = k [\text{Mg}][\text{O}_2]$
5. $V = k [\text{MgO}]$

29. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции



1. $V = k [\text{Fe}]^3$
2. $V = k [\text{Fe}_3\text{O}_4]^2$
3. $V = k [\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2\text{O}]^4$
4. $V = k [\text{H}_2\text{O}]^4$
5. $V = k [\text{H}_2]^4$

30. Равновесие в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + Q$ смещается вправо при:

1. повышении температуры
2. увеличении давления
3. введении в систему катализатора
4. уменьшении давления
5. увеличении концентрации углекислого газа

31. Равновесие в реакции $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{S}$ смещается вправо при:

1. повышении температуры
2. введении в систему катализатора
3. повышении давления
4. увеличении концентрации H_2O
5. повышении концентрации воды

32. Равновесие в реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O} - Q$ смещается влево при:

1. повышении температуры
2. введении в систему катализатора
3. увеличении давления
4. увеличении концентрации водорода
5. уменьшении давления

33. Равновесие в реакции $3\text{O}_2 + \text{CS}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + Q$ смещается влево при:

1. повышении температуры
2. введении в систему катализатора
3. уменьшении давления
4. увеличении концентрации кислорода
5. увеличении концентрации сероуглерода

34. Равновесие в реакции $4\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{CO}_2 + 3\text{Fe} - Q$ смещается влево при:

1. повышении температуры
2. введении в систему катализатора
3. увеличении давления
4. повышении концентрации всех веществ
5. понижении температуры

35. Равновесие в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ смещается вправо при?

1. уменьшении давления и увеличении концентрации кислорода
2. увеличении давления и уменьшения концентрации кислорода
3. увеличении давления и концентрации кислорода
4. уменьшении давления и концентрации кислорода
5. не изменении давления и уменьшении концентрации кислорода

36. Равновесие в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + Q$ смещается вправо при?

1. увеличении давления и уменьшаем температуру
2. уменьшении давления и уменьшении концентрации SO_2
3. уменьшении давления и увеличении концентрации SO_3
4. увеличении температуры и увеличении концентрации SO_3
5. не изменении давления и увеличении температуры в системе

37. Равновесие в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + Q$ смещается влево при?

1. увеличении давления и концентрации SO_2
2. увеличении давления и концентрации O_2
3. увеличении концентрации O_2 и SO_2
4. уменьшении давления и увеличении температуры
5. не изменении давления и уменьшении температуры

38. Равновесие смещается вправо при повышении давления в реакции:

1. $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
2. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 3\text{NH}_3$
3. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
4. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$
5. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$

39. Равновесие смещается влево при повышении температуры в реакции:

1. $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2 - 70,46\text{кДж}$
2. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,3\text{кДж}$
3. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,5\text{кДж}$
4. $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2 - 23,07\text{кДж}$
5. $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 - 30\text{кДж}$

40. В какой реакции повышение концентрации водорода сместит равновесие влево?

1. $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$
2. $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
3. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
4. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
5. $\text{CO} + \text{H}_2 = \text{C} + \text{H}_2\text{O}$

**Растворы. Электролитическая диссоциация.
Гидролиз. Комплексные соединения**

1. Какова реакция среды в растворе карбоната калия:

1. кислая
2. нейтральная
3. щелочная
4. сильноокислая
5. слабоокислая

2. В водном растворе кислую реакцию дает:

1. CH_3COONa
2. NH_4Cl
3. Na_2CO_3
4. Na_2HPO_4
5. K_2S

3. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. NaNO_3
2. MnSO_4
3. AlCl_3
4. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
5. K_2S

4. В водном растворе кислую реакцию дает:

1. Na_2SO_4
2. Na_2HPO_4
3. Na_2S
4. CuCl_2
5. KJ

5. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. Na_3PO_4
2. KI
3. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
4. Li_2CO_3
5. MnCl_2

6. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. FeCl_3
2. KCl
3. K_2CO_3
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
5. ZnSO_4

7. В растворе нитрата алюминия среда будет:

1. щелочной
2. нейтральной
3. кислой
4. слабощелочной
5. сильнощелочной

8. Один моль фосфата натрия растворяют в воде. Сколько молей ионов натрия образуется при полной диссоциации соли:

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

9. Раствор какого вещества в воде имеет щелочную реакцию?

1. хлорид натрия
2. хлороводород
3. карбонат натрия
4. хлорид аммония
5. нитрат калия

10. Когда в раствор щелочи приливают избыток кислоты, pH среды может изменяться следующим образом:

1. возрастать с 7 до 8
2. возрастать с 3 до 8
3. уменьшаться с 7 до 6
4. уменьшаться с 9 до 5
5. уменьшаться с 9 до 8

11. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то:

1. численное значение pH раствора растёт
2. концентрация ионов гидроксида растёт
3. численное значение pH растворов уменьшается
4. раствор становится менее кислым
5. раствор становится нейтральным

12. Реакция водного раствора ацетата натрия:

1. нейтральная
2. щелочная
3. кислая
4. слабокислая
5. сильнокислая

13. Сколько грамм серной кислот нужно взять для приготовления 500 мл 1M раствора?

1. 49
2. 98

3. 20
4. 10
5. 5

14. Сколько грамм серной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1N раствора?

1. 49
2. 98
3. 24,5
4. 10
5. 5

15. Сколько грамм фосфорной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1N раствора?

1. 98
2. 49
3. 32,6
4. 24,5
5. 16,3

16. Сколько грамм фосфорной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1M раствора?

1. 98
2. 49
3. 32,6
4. 24,5
5. 16,3

17. Сколько грамм соляной кислоты необходимо взять для приготовления 2л 1N раствора?

1. 18,25
2. 36,5
3. 73
4. 146
5. 14,6

18. Сколько грамм соляной кислоты необходимо взять для приготовления 2л 2M раствора?

1. 18,25
2. 36,5

3. 73
4. 146
5. 14,6

19. Какая из приведенных солей подвергаются гидролизу:

1. NaCl
2. K_2SO_4
3. $NaNO_3$
4. NH_4Cl
5. $CaCl_2$

20. Какая из приведенных солей не подвергается гидролизу:

1. NaCl
2. NH_4Cl
3. NH_4NO_3
4. $FeCl_3$
5. $CuCl_2$

21. Концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-11} моль/л. Значение pH раствора равно:

1. 2
2. 5
3. 3
4. 10
5. 11

22. Концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-10} моль/л. Значение pH раствора равно:

1. 2
2. 5
3. 3
4. 4
5. 11

23. pH раствора равно 5. Значение концентрации H^+ - ионов равно:

1. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л
3. $[H^+] = 5 \cdot 10^{-5}$ моль/л
4. $[H^+] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

24. рН раствора равно 4. Значение концентрации H^+ -ионов равно:

1. $[H^+] = 4 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. $[H^+] = 4 \cdot 10^{-4}$ моль/л
3. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/л
4. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-8}$ моль/л

25. рН раствора равно 6. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[OH^-] = 6 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. $[OH^-] = 6 \cdot 10^{-6}$ моль/л
3. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ моль/л
4. $[OH^-] = 6 \cdot 10^{-8}$ моль/л
5. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-8}$ моль/л

27. рН раствора равно 8. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ моль/л
3. $[OH^-] = 8 \cdot 10^{-6}$ моль/л
4. $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

28. рН раствора равно 9. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л
2. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-9}$ моль/л
3. $[OH^-] = 9 \cdot 10^{-5}$ моль/л
4. $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л

29. Найти массу $NaNO_3$, необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора:

1. 0,5 г
2. 5,9 г
3. 5,1 г
4. 51 г
5. 55 г

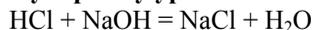
30. Какое из веществ является сильным электролитом?

1. H_2CO_3
2. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
3. CaCO_3
4. BaSO_4
5. CuSO_4

31. Какой раствор имеет щелочную среду?

1. FeCl_3
2. HCl
3. NH_4Cl
4. Na_2CO_3
5. NaNO_3

32. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует молекулярному уравнению:



1. $\text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{HCl}$
2. $\text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{NaOH}$
3. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
5. $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$

33. В растворе какой соли фенолфталеин окрасится в малиновый цвет?

1. K_2S
2. ZnCl_2
3. BaCl_2
4. LiNO_3
5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

34. Комплексообразователем в соединении $\text{Na}[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_3\text{CNS}]$ является:

1. вода
2. ион ртути
3. роданид-ион
4. ион натрия
5. ион азота

35. Координационное число в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$:

1. 4
2. 2
3. 3
4. 1
5. 6

36. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. HCl
2. KOH
3. KCl
4. CaCl_2
5. NaCl

37. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. HNO_3
2. NaNO_3
3. NaHSO_4
4. K_3PO_4
5. NaOH

38. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. FeCl_2
4. FeSO_4
5. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

39. Координационное число комплексной соли $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

40. Координационное число комплексной соли $K_2[HgBr_4]$

равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

41. Координационное число комплексной соли $K_3[Cr(C_2H_4)_3]$

равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

42. Координационное число комплексной соли $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$

равно:

1. 1
2. 2
3. 3
4. 4
5. 6

43. Координационное число комплексной соли $K_4[Zn(CrO_4)_3]$

равно:

1. 1
2. 3
3. 4
4. 6
5. 8

44. Координационное число комплексной соли $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$

равно:

1. 1
2. 3
3. 4
4. 8
5. 6

45. Координационное число комплексной соли $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ равно:

- 1
- 3
- 4
- 6
- 8

46. Число молей КОН в 250 мл 0,2 М раствора равно:

- 0,05
- 0,25
- 0,50
- 5,0
- 2,5

47. Масса NaOH, содержащаяся в 500 мл 0,6 М раствора равна:

- 1,2 г
- 12 г
- 120 г
- 24 г
- 130 г

48. 1 моль фосфата натрия растворяют в воде. Сколько молей ионов натрия образуется при полной диссоциации соли?

- 5
- 4
- 3
- 2
- 1

49. Какая реакция обмена идет с выделением газа?

- $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- $\text{MgCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

50. Из приведенных ниже солей гидролизу не подвергаются:

- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- FeCl_2

4. FeSO_4
5. FeS

51. Добавление какого вещества к воде приведет к возрастанию pH?

1. Na_2CO_3
2. NaCl
3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
4. FeCl_2
5. AlCl_3

52. Нейтральный раствор получают при растворении в воде:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. CuCl_2
4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
5. MnCl_2

53. Щелочной раствор получают при растворении в воде:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. Na_2CO_3
4. CuCl_2
5. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

54. Добавление какого вещества к воде приведет к уменьшению pH?

1. NaCl
2. CuCl_2
3. KNO_3
4. Na_2CO_3
5. KCl

55. Из приведенных ниже солей гидролизу не подвергаются:

1. CuCl_2
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
4. FeCl_2
5. KCl

56. Какая из приведенных реакций идет до конца?

1. $KCl + NaNO_3 = KNO_3 + NaCl$
2. $HCl + KI = KCl + HI$
3. $KOH + NaNO_3 = KNO_3 + NaOH$
4. $AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$
5. $KNO_3 + Li_2SO_4 = K_2SO_4 + LiNO_3$

57. Какое ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия хлорида магния и карбоната натрия?

1. $Mg^{2+} + CO_2 + H_2O = MgCO_3 + H_2O$
2. $Mg(OH)_2 + CO_3^{2-} = MgCO_3 + 2OH^-$
3. $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$
4. $MgOH^+ + CO_3^{2-} = MgCO_3 + OH^-$
5. $Mg(OH)_2 + H_2CO_3 = MgCO_3 + H_2O$

58. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия нитрата серебра и хлорида натрия?

1. $Na^+ + Cl^- = NaCl$
2. $Na^+ + NO_3^- = NaNO_3$
3. $Ag^+ + NO_3^- = AgNO_3$
4. $Ag^+ + Cl^- = AgCl$
5. $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- = AgCl + Na^+ + NO_3^-$

59. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия ацетата натрия с соляной кислотой ?

1. $CH_3COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- = CH_3COOH + Na^+ + Cl^-$
2. $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$
3. $CH_3COO^- + Na^+ = CH_3COOH + NaCl$
4. $CH_3COO^- + H^+ + Cl^- = CH_3COOH + Cl^-$
5. $CH_3COO^- + Na^+ + Cl^- = CH_3COOH + Na^+$

60. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия сульфата натрия с хлоридом бария?

1. $2Na^+ + SO_4^{2-} = Na_2SO_4$
2. $Ba^{2+} + 2Cl^- = BaCl_2$
3. $Na^+ + Cl^- = NaCl$
4. $Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}$
5. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$

ПРИЛОЖЕНИЕ

Некоторые физико-химические величины и единицы СИ

| Величина | Единица СИ |
|--|---|
| Атомная масса (относительная) A_r | атомная единица массы, а.е.м. |
| Внутренняя энергия U | джоуль, Дж |
| Время t | секунда, с |
| Давление P | паскаль, Па |
| Дипольный момент (электрический) μ | кулон-метр, Кл-м |
| Длина l | метр, м |
| Количество вещества n | моль, моль |
| Количество теплоты Q | джоуль, Дж |
| Константа химического равновесия K | |
| Масса m | килограмм, кг |
| Массовая доля ω | - |
| Массовая концентрация ρ | килограмм на кубический метр, кг/м ³ |
| Молекулярная масса (относительная) M_r | атомная единица массы, а.е.м. |
| Мольная доля x | - |
| Моляльная концентрация C_m | моль на килограмм, моль/кг |
| Молярная концентрация C | моль на кубический метр, моль/м ³ |
| Молярная масса M | килограмм на моль, кг/моль |
| Молярный объем V_M | кубический метр на моль, м ³ /моль |
| Объем V | кубический метр, м ³ |
| Окислительно-восстановительный потенциал E | вольт, В |
| Плотность ρ | килограмм на кубический метр, кг/м ³ |
| Площадь A (S) | квадратный метр, м ² |
| Работа W (A) | джоуль, Дж |
| Разность потенциалов ΔU | вольт, В |
| Растворимости коэффициент k_s | - |
| Сила электрического тока I | ампер, А |
| Сродство к электрону A_e | джоуль, Дж |
| Температура термодинамическая T | кельвин, К |
| Температура Цельсия t | градус Цельсия, °С |
| Тепловой эффект химической реакции Q | джоуль, Дж |
| Частота ν | герц, Гц |
| Энергия E | джоуль, Дж |
| Энергия Гиббса образования вещества | джоуль на моль, Дж/моль |

| | |
|---|-------------------------------------|
| ΔG | |
| Энергия Гиббса реакции ΔG | джоуль, Дж |
| Энергия ионизации I | джоуль, Дж |
| Энтальпия образования вещества ΔH | джоуль на моль, Дж/моль |
| Энтальпия реакции ΔH | джоуль, Дж |
| Энтропия вещества S | джоуль на кельвин-моль, Дж/(К·моль) |
| Энтропия реакции ΔS | джоуль на кельвин, Дж/К |

Физико-химические постоянные

Атомная единица массы, а.е.м. $m_u \approx 1,6605655 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса покоя электрона $m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31}$ кг

Масса покоя протона $m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса покоя нейтрона $m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$ кг

Элементарный электрический заряд $e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл

Радиус Бора $a_0 = 5,2917706 \cdot 10^{-11}$ м

Масса атома изотопа $^1H = 1,673559 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса атома изотопа $^2H(D) = 3,344548 \cdot 10^{-27}$ кг

Постоянная Авогадро $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$

Число Авогадро $\{N_A\} \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ (формульных единиц)

Постоянная Фарадея $F = 9,648456 \cdot 10^4$ Кл/моль

Универсальная газовая постоянная $R = 8,31441$ Дж/(К·моль)

Нормальные физические условия:

Нормальное атмосферное давление $p = 1,01325 \cdot 10^5$ Па

Нормальная термодинамическая температура $T = 273,15$ К (или температура Цельсия $t = 0^\circ\text{C}$)

Молярный объем идеального газа при нормальных физических условиях $V_M = 2,241383 \cdot 10^{-2}$ м 3 /моль $\approx 22,4$ л/моль

Постоянная Больцмана $k = 1,380662 \cdot 10^{-23}$ Дж/К

Таблица 2

Приставки при образовании кратных

| Наименование | Русское обозначение | Множитель | Наименование | Русское обозначение | Множитель |
|--------------|---------------------|-----------|--------------|---------------------|------------|
| Гига | г | 10^9 | Деци | д | 10^{-1} |
| Мега | м | 10^6 | Санتي | с | 10^{-2} |
| Кило | к | 10^3 | Милли | м | 10^{-3} |
| Гекто | г | 10^2 | Микро | мк | 10^{-6} |
| Дека | да | 10^1 | Нано | н | 10^{-9} |
| | | | Пико | п | 10^{-12} |

Таблица 3

Растворимость газов в воде (в г на 100 г воды)

| Газ | Температура, °С | | | | | | |
|------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|-----|
| | 0 | 10 | 20 | 30 | 50 | 80 | 100 |
| Br ₂ | 4,22 | 3,4 | 3,2 | 3,13 | | | |
| CO ₂ | 0,3346 | 0,2318 | 0,1688 | 0,1257 | 0,0701 | | |
| Cl ₂ | 1,46 | 0,98 | 0,716 | 0,562 | 0,386 | 0,219 | 0 |
| H ₂ | 2,0·10 ⁻⁴ | 1,7·10 ⁻⁴ | 1,6·10 ⁻⁴ | 1,5·10 ⁻⁴ | 1,3·10 ⁻⁴ | 0,8·10 ⁻⁴ | 0 |
| NH ₃ | 87,5 | 67,9 | 52,6 | 40,3 | 22,9 | | |
| NO | 9,8·10 ⁻³ | 7,6·10 ⁻³ | 6,2·10 ⁻³ | 5,2·10 ⁻³ | 3,7·10 ⁻³ | 2·10 ⁻³ | 0 |
| O ₂ | 7,0·10 ⁻³ | 5,4·10 ⁻³ | 4,6·10 ⁻³ | 3,5·10 ⁻³ | 2,6·10 ⁻³ | 1,4·10 ⁻³ | 0 |
| HCl | 82,3 | - | - | 67,3 | 59,6 | | |
| H ₂ S | 0,673 | 0,552 | 0,447 | 0,358 | | | |

Таблица 4

Плотность некоторых соединений

| Вещество | Формула | Плотность, г/см ³ | t, °С |
|----------------------|---|------------------------------|-------|
| Аммоний хлорид | NH ₄ Cl | 1,53 | 17 |
| Кремний хлорид | SiCl ₄ | 1,52 | 0 |
| Натрий хлорид | NaCl | 2,163 | 15-20 |
| Олово (IV) хлорид | SnCl ₄ | 2,278 | 0 |
| Сахар | C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ | 1,558 | 15 |
| Сера монохлорид | S ₂ Cl ₂ | 1,68 | 0 |
| Сульфурил хлорид | SO ₂ Cl ₂ | 1,67 | 20 |
| Сурьма (III) хлорид | SbCl ₃ | 3,064 | 26 |
| Тионил хлорид | SOCl ₂ | 1,675 | 0 |
| Титан (IV) хлорид | Ti Cl ₄ | 1,76 | 0 |
| Углерод тетрахлорид | CCl ₄ | 1,632 | 0 |
| Фосфор (III) бромид | PBr ₃ | 2,85 | 0 |
| Фосфор (III) хлорид | PCl ₃ | 1,57 | 0 |
| Фосфор (V) хлорокисл | POCl ₃ | 1,69 | 0 |

Таблица 5

Растворимость твердых веществ в воде (в г на 100 г воды)

| Вещество | Твердая фаза | Температура, °С | | | | | | |
|---|---|-----------------|------|------|------|------|------|------|
| | | 0 | 10 | 20 | 40 | 60 | 80 | 100 |
| Al ₂ (SO ₄) ₃ | Al ₂ (SO ₄) ₃ ·18H ₂ O | 23,8 | 25,1 | 26,6 | 31,4 | 87,1 | 42,2 | 47,1 |
| NH ₄ NO ₃ | NH ₄ NO ₃ | 54,2 | | 63,9 | 74,8 | 80,2 | 85,9 | 91,0 |
| (NH ₄) ₂ SO ₄ | (NH ₄) ₂ SO ₄ | 41,4 | 42,2 | 43,0 | 44,8 | 46,8 | 48,8 | 50,8 |

| | | | | | | | | |
|---|--|------|------|------|------|------|------|------|
| NH ₄ Cl | NH ₄ Cl | 23,0 | 25,1 | 27,1 | 31,5 | 35,6 | 39,6 | 43,6 |
| NH ₄ HCO ₃ | NH ₄ HCO ₃ | 10,9 | 13,7 | 17,5 | 24,2 | | | |
| (NH ₄) ₂ CO ₃ | (NH ₄) ₂ CO ₃ ·H ₂ O | | 18 | 22,5 | | | | |
| KNO ₃ | KNO ₃ | 11,6 | 17,7 | 24,1 | 39,1 | 52,5 | 62,8 | 71,1 |
| KAl(SO ₄) ₂ | KAl ₂ (SO ₄) ₂ ·12H ₂ O | 3,1 | 4,4 | 5,7 | 12,0 | 26,7 | | 71,4 |
| K ₂ Cr ₂ O ₇ | K ₂ Cr ₂ O ₇ | 4,4 | 7,5 | 1,11 | 20,6 | 31,2 | 41,1 | 50,5 |
| K ₂ S ₂ O ₈ | K ₂ S ₂ O ₈ | 1,62 | 2,60 | 4,49 | 9,89 | | | |
| K ₂ SO ₄ | K ₂ SO ₄ | 6,9 | 8,5 | 10,0 | 13,1 | 15,4 | 17,6 | 19,4 |
| KCl | KCl | 22,2 | 23,8 | 26 | 28,7 | 31,3 | 33,8 | 36,0 |
| Ca(CH ₃ COO) ₂ | Ca(CH ₃ COO) ₂ | 37,4 | 36,0 | 34,7 | 33,2 | 32,7 | 33,5 | 29,7 |
| CoCl ₂ | CoCl ₂ ·6H ₂ O | 30,2 | 31,0 | 34,9 | 39,4 | 48,4 | | |
| | CoCl ₂ ·12H ₂ O | | | | | | 49,0 | 50,7 |
| MgCl ₂ | MgCl ₂ ·6H ₂ O | 34,5 | 34,8 | 35,3 | 36,5 | 37,9 | 39,7 | 42,2 |
| MnCl ₂ | MnCl ₂ ·6H ₂ O | 38,9 | 38 | 42,4 | 47,1 | 52,1 | 52,0 | 53,7 |
| CuCl ₂ | CoCl ₂ ·2NH ₄ Cl·2H ₂ O | 22,2 | | 26,0 | 30,5 | 36,1 | 43,4 | |
| CuSO ₄ | CoSO ₄ ·5H ₂ O | 12,9 | 13,2 | 17,5 | 22,8 | 28,1 | 34,9 | 42,4 |
| Na ₂ SO ₄ | Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O | 4,5 | 8,2 | 16,1 | 32,5 | | | |
| | Na ₂ SO ₄ | | | | | 31 | 30,2 | 30,0 |
| | Na ₂ SO ₄ ·7H ₂ O | 16,4 | 23,4 | 32,5 | | | | |
| Na ₂ B ₄ O ₇ | Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O | 1,18 | 1,76 | 2,58 | 6,0 | 16,6 | | |
| | Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O | | | | | | 23,4 | 34,6 |
| Na ₂ CO ₃ | Na ₂ O ₃ ·10H ₂ O | 6,6 | | 17,8 | 33,2 | | | |
| NaHCO ₃ | NaHCO ₃ | 6,45 | 7,58 | 8,76 | | 14,9 | | |
| NaCl | NaCl | 26,2 | | 26,5 | 26,8 | 27,1 | 27,6 | 28,4 |
| Ni(NO ₃) ₂ | Ni(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O | 44,3 | | 49,1 | 54,8 | 62,0 | | |
| | Ni(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O | | | | | | 63,0 | |
| H ₂ BO ₃ | H ₂ BO ₃ | 2,50 | 3,52 | 5,4 | 9,5 | | | 27,5 |

Таблица 6

Растворимость неорганических веществ в воде при комнатной температуре

| Ионы | Br ⁻ | CH ₃ COO ⁻ | CN ⁻ | CO ₃ ²⁻ | Cl ⁻ | F ⁻ | I ⁻ | NO ₃ ⁻ | OH ⁻ | PO ₄ ³⁻ | S ²⁻ | SO ₄ ²⁻ |
|-----------------|-----------------|----------------------------------|-----------------|-------------------------------|-----------------|----------------|----------------|------------------------------|-----------------|-------------------------------|-----------------|-------------------------------|
| Ag ⁺ | н | м | н | н | н | р | н | р | - | н | н | м |

| | | | | | | | | | | | | |
|-------------------------------|---|---|---|----|---|---|---|---|---|---|----|---|
| Al ³⁺ | р | + | ? | - | р | м | р | р | н | н | + | р |
| Ba ²⁺ | р | р | р | н | р | м | р | р | р | н | р | н |
| Be ²⁺ | р | + | ? | н* | р | р | р | р | н | н | + | р |
| Bi ³⁺ | + | + | - | - | + | н | н | + | н | н | н | + |
| Ca ²⁺ | р | р | р | н | р | н | р | р | м | н | р | м |
| Cd ²⁺ | р | р | м | н* | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Co ²⁺ | р | р | н | н* | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Cr ³⁺ | р | + | н | - | р | м | н | р | н | н | н* | р |
| Cs ⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Cu ²⁺ | р | р | н | н* | р | р | - | р | н | н | н | р |
| Fe ²⁺ | р | р | н | н | р | м | р | р | н | н | н | р |
| Fe ³⁺ | р | - | н | - | р | н | - | р | н | н | + | р |
| H ⁺ | р | ∞ | ∞ | м | р | р | р | ∞ | ∞ | р | м | ∞ |
| Hg ²⁺ | м | р | р | - | р | + | н | + | - | н | н | + |
| Hg ₂ ²⁺ | н | м | - | н | н | м | н | + | - | н | - | н |
| K ⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Li ⁺ | р | р | р | р | р | н | р | р | р | м | р | р |
| Mg ²⁺ | р | р | р | м | р | м | р | р | н | н | н | р |
| Mn ²⁺ | р | р | н | н* | р | р | р | р | н | н | н | р |
| NH ₄ ⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | - | р |
| Na ⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Ni ²⁺ | р | р | н | н* | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Pb ²⁺ | м | р | н | н* | м | м | м | р | н | н | н | н |
| Rb ⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Sn ²⁺ | + | + | - | - | + | р | м | + | н | н | н | + |
| Str ²⁺ | р | р | р | н | р | н | р | р | м | н | р | н |
| Tl ⁺ | м | р | р | р | м | р | н | р | р | н | н | м |
| Zn ²⁺ | р | р | н | н* | р | м | р | р | н | н | н | р |

Обозначения: р – хорошо растворимый,
 м – малорастворимый,
 н – практически нерастворимый,
 ∞ – неограниченно растворимый,
 + – полностью реагирует с водой,
 - – не существует,
 * – осадок из водного раствора не образуется вследствие полного гидролиза,
 ? – отсутствуют данные по растворимости.

Таблица 7

Изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от pH раствора

| Название | Окраска индикатора в среде | | |
|-------------------------|----------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------|
| | Кислая [H+] > [OH-] pH < 7 | Нейтральная [H+] = [OH-] pH = 7 | Щелочная [OH-] > [H+] pH > 7 |
| Лакмус | красный | фиолетовый | синий |
| Фенолфталеин | бесцветный | бесцветный | малиновый |
| Метиловый жёлтый | розовый | оранжевый | желтый |

Таблица 8

Шкала электроотрицательности по Оллреду и Рохову

| Элемент | Электроотрицательность | Элемент | Электроотрицательность | Элемент | Электроотрицательность |
|---------|------------------------|---------|------------------------|---------|------------------------|
| Cs | 0.86 | Au | 1.42 | Po | 1.76 |
| Fr | 0.86 | Ru | 1.42 | Ga | 1.82 |
| Rb | 0.89 | Hg | 1.44 | Sb | 1.82 |
| K | 0.91 | Pt | 1.44 | At | 1.90 |
| Ba | 0.97 | Tl | 1.44 | B | 2.01 |
| Li | 0.97 | Rh | 1.45 | Te | 2.01 |
| Ra | 0.97 | V | 1.45 | Ge | 2.02 |
| Sr | 0.99 | Cd | 1.46 | Rn | 2.06 |
| Ac | 1.00 | Re | 1.46 | H | 2.10 |
| Na | 1.01 | Al | 1.47 | P | 2.10 |
| Ca | 1.04 | Be | 1.47 | As | 2.20 |
| La | 1.08 | In | 1.49 | I | 2.21 |
| Y | 1.11 | Os | 1.52 | Xe | 2.40 |
| Sc | 1.20 | Ir | 1.55 | Se | 2.48 |
| Zr | 1.22 | Pb | 1.55 | C | 2.50 |
| Hf | 1.23 | Cr | 1.56 | S | 2.60 |
| Mg | 1.23 | Mn | 1.60 | Br | 2.74 |

| | | | | | |
|----|------|----|------|----|------|
| Nb | 1.23 | Fe | 1.64 | Cl | 2.83 |
| Mo | 1.30 | Zn | 1.66 | Kr | 2.94 |
| Ti | 1.32 | Bi | 1.67 | N | 3.07 |
| Ta | 1.33 | Co | 1.70 | Ar | 3.20 |
| Pd | 1.35 | Sn | 1.72 | O | 3.50 |
| Tc | 1.36 | Si | 1.74 | F | 4.10 |
| W | 1.40 | Cu | 1.75 | Ne | 4.84 |
| Ag | 1.42 | Ni | 1.75 | He | 5.50 |

Таблица 9

Концентрация и плотность кислот и оснований при 20⁰С

| % | H ₂ SO ₄ | HCl | HNO ₃ | H ₃ PO ₄ | CH ₃ COOH | NaOH | KOH | NH ₃ раствор |
|----|--------------------------------|-------|------------------|--------------------------------|----------------------|-------|-------|----------------------------|
| 1 | 1,005 | 1,003 | 1,004 | 1,004 | 1,000 | 1,010 | 1,007 | 0,994 |
| 2 | 1,012 | 1,008 | 1,009 | 1,009 | 1,001 | 1,021 | 1,017 | 0,990 |
| 3 | 1,018 | 1,013 | 1,015 | 1,015 | 1,003 | 1,032 | 1,026 | 0,985 |
| 4 | 1,025 | 1,018 | 1,020 | 1,020 | 1,004 | 1,043 | 1,035 | 0,981 |
| 5 | 1,032 | 1,023 | 1,026 | 1,026 | 1,006 | 1,054 | 1,044 | 0,977 |
| 6 | 1,039 | 1,028 | 1,031 | 1,031 | 1,007 | 1,065 | 1,053 | 1,973 |
| 7 | 1,045 | 1,033 | 1,037 | 1,037 | 1,008 | 1,076 | 1,062 | 1,969 |
| 8 | 1,052 | 1,038 | 1,043 | 1,042 | 1,010 | 1,087 | 1,072 | 1,965 |
| 9 | 1,59 | 1,043 | 1,049 | 1,048 | 1,011 | 1,098 | 1,081 | 1,961 |
| 10 | 1,066 | 1,047 | 1,054 | 1,053 | 1,013 | 1,109 | 1,090 | 1,958 |
| 12 | 1,080 | 1,057 | 1,066 | 1,065 | 1,015 | 1,131 | 1,109 | 0,950 |
| 14 | 1,095 | 1,068 | 1,078 | 1,076 | 1,018 | 1,153 | 1,128 | 0,943 |
| 16 | 1,109 | 1,078 | 1,090 | 1,088 | 1,021 | 1,175 | 1,148 | 0,936 |
| 18 | 1,124 | 1,088 | 1,103 | 1,101 | 1,024 | 1,197 | 1,167 | 0,930 |
| 20 | 1,139 | 1,098 | 1,115 | 1,113 | 1,026 | 1,219 | 1,186 | 0,923 |
| 22 | 1,155 | 1,108 | 1,128 | 1,126 | 1,029 | 1,241 | 1,206 | 0,916 |
| 24 | 1,170 | 1,119 | 1,140 | 1,140 | 1,031 | 1,263 | 1,226 | 0,910 |
| 26 | 1,186 | 1,129 | 1,153 | 1,153 | 1,034 | 1,285 | 1,247 | 0,904 |
| 28 | 1,202 | 1,139 | 1,167 | 1,167 | 1,036 | 1,306 | 1,267 | 0,898 |
| 30 | 1,219 | 1,149 | 1,180 | 1,181 | 1,038 | 1,328 | 1,288 | 0,892 |
| 35 | 1,260 | 1,174 | 1,214 | 1,214 | 1,044 | 1,380 | 1,341 | |
| 40 | 1,303 | 1,198 | 1,246 | 1,254 | 1,049 | 1,430 | 1,396 | |
| 45 | 1,348 | | 1,278 | 1,293 | 1,053 | 1,478 | 1,452 | |
| 50 | 1,395 | | 1,310 | 1,335 | 1,058 | 1,525 | 1,511 | |
| 55 | 1,395 | | 1,339 | 1,379 | 1,061 | | | |
| 60 | 1,498 | | 1,367 | 1,379 | 1,061 | | | |
| 65 | 1,553 | | 1,391 | 1,476 | 1,067 | | | |
| 70 | 1,611 | | 1,413 | 1,526 | 1,069 | | | |

| | | | | | | | | |
|-----|-------|--|-------|-------|-------|--|--|--|
| 75 | 1,669 | | 1,434 | 1,579 | 1,070 | | | |
| 80 | 1,727 | | 1,452 | 1,633 | 1,070 | | | |
| 85 | 1,779 | | 1,469 | 1,689 | 1,069 | | | |
| 90 | 1,814 | | 1,483 | 1,746 | 1,066 | | | |
| 92 | 1,824 | | 1,487 | 1,770 | 1,064 | | | |
| 94 | 1,831 | | 1,491 | 1,794 | 1,062 | | | |
| 96 | 1,936 | | 1,495 | 1,819 | 1,059 | | | |
| 98 | 1,836 | | 1,501 | 1,844 | 1,055 | | | |
| 100 | 1,831 | | 1,513 | 1,870 | 1,050 | | | |

Таблица 10

Константы диссоциации кислот (25⁰С)

| Кислота | Формула | $K_{\text{дисс}}$ |
|-----------------------|----------------------------------|---|
| Азотистая | HNO_2 | $5,1 \cdot 10^{-14}$ |
| Азотистоводородная | HN_3 | $1,9 \cdot 10^{-5}$ |
| Борная | H_3BO_3 | $5,8 \cdot 10^{-10}$ |
| Тетраборная | $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ | $1,5 \cdot 10^{-7}$ |
| Бромноватистая | HBrO | $2,5 \cdot 10^{-9}$ |
| Йодная | HIO_4 | $2,8 \cdot 10^{-2}$ |
| Йодноватая | HIO_4 | $1,6 \cdot 10^{-1}$ |
| Йодноватистая | HIO | $2,3 \cdot 10^{-11}$ |
| Кремниевая | H_4SiO_4 | $1,3 \cdot 10^{-11}$ |
| Муравьиная | HCOOH | $1,8 \cdot 10^{-4}$ |
| Мышьяковая | H_3AsO_4 | $6,0 \cdot 10^{-3}$ |
| Мышьяковистая | H_3AsO_3 | $5,1 \cdot 10^{-10}$ |
| Пероксид водорода | H_2O_2 | $2,0 \cdot 10^{-12}$ |
| Селенистая | H_2SeO_3 | $2,4 \cdot 10^{-3}$ |
| Селеновая (K_2) | H_2SeO_4 | $1,3 \cdot 10^{-2}$ |
| Селенистоводородная | H_2Se | $1,3 \cdot 10^{-4} (K_1)$ |
| Серная (K_2) | H_2SO_4 | $1,2 \cdot 10^{-2}$ |
| Сернистая | H_2SO_3 | $1,7 \cdot 10^{-2}$ |
| Сероводородная | H_2S | $1,0 \cdot 10^{-7}$ |
| Теллуристая (K_1) | H_2TeO_3 | $2,7 \cdot 10^{-3}$ |
| Теллуровая (K_1) | H_6TeO_6 | $2,0 \cdot 10^{-8}$ |
| Теллуристоводородная | H_2Te | $2,3 \cdot 10^{-3}$ |
| Тиосерная | $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | $2,5 \cdot 10^{-1}$ |
| Угольная | H_2CO_3 | $4,5 \cdot 10^{-7}$ |
| Уксусная | CH_3COOH | $1,7 \cdot 10^{-5}$ |
| Фосфорноватистая | H_3PO_2 | $8,0 \cdot 10^{-2}$ |
| Фосфористая | H_3PO_3 | $1,6 \cdot 10^{-2} (K_1) 2,0 \cdot 10^{-7} (K_2)$ |

| | | |
|--------------------|----------------------------------|--|
| Фосфорная (орто) | H_3PO_4 | $7,6 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $1,2 \cdot 10^{-13}$ |
| Фтористоводородная | HF | $6,8 \cdot 10^{-4}$ |
| Хлорноватистая | HClO | $5,0 \cdot 10^{-8}$ |
| Хлористая | HClO_2 | $1,1 \cdot 10^{-1}$ |
| Хромовая (K_1) | H_2CrO_4 | $9,0 \cdot 10^{-17}$ |
| Цианистоводородная | HCN | $6,2 \cdot 10^{-10}$ |
| Щавелевая | $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | $5,6 \cdot 10^{-2}(K_1)$ $5,6 \cdot 10^{-5}(K_2)$ |
| Вода | H_2O | $1,8 \cdot 10^{-16}$ |

Таблица 11

Константы диссоциации оснований (25^0C)

| Основание | Формула | $K_{\text{дисс}}$ |
|-----------------------------------|--|--|
| Алюминия гидроксид (K_1) | $\text{Al}(\text{OH})_3$ | $1,0 \cdot 10^{-9}$ |
| Аммиака гидрат | $\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| Бария гидроксид (K_2) | $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | $2,3 \cdot 10^{-1}$ |
| Бериллия гидроксид (K_2) | $\text{Be}(\text{OH})_2$ | $5,0 \cdot 10^{-11}$ |
| Гидразин | $\text{N}_2\text{H}_4\text{H}_2\text{O}$ | $9,8 \cdot 10^{-7}$ |
| Гидраксиламин | NH_2OH | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| Железа (II) гидроксид (K_2) | $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | $2,3 \cdot 10^{-7}$ |
| Железа (III) гидроксид (K_2) | $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | $2,3 \cdot 10^{-7}$ |
| Кальция гидроксид (K_2) | $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | $4,0 \cdot 10^{-2}$ |
| Кобальта (III) гидроксид | $\text{Co}(\text{OH})_3$ | $7,0 \cdot 10^{-13}$ |
| Лития гидроксид | LiOH | $6,8 \cdot 10^{-1}$ |
| Магния гидроксид (K_2) | $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | $2,5 \cdot 10^{-3}$ |
| Марганца (II) гидроксид (K_2) | $\text{Mn}(\text{OH})_2$ | $5,0 \cdot 10^{-4}$ |
| Меди (II) гидроксид (K_2) | $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | $7,9 \cdot 10^{-14}$ |
| Свинца гидроксид | $\text{Pb}(\text{OH})_2$ | $9,6 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$ |
| Серебра (I) гидроксид | AgOH | $5,0 \cdot 10^{-3}$ |
| Стронция гидроксид (K_2) | $\text{Sr}(\text{OH})_2$ | $1,6 \cdot 10^{-1}$ |
| Хрома (III) гидроксид (K_3) | $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | $7,0 \cdot 10^{-31}$ |
| Цинка гидроксид | $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | $4,4 \cdot 10^{-5}$ $2,0 \cdot 10^{-9}$ |

Таблица 12

Стандартные электродные потенциалы металлов

| Металл | E^0 , В | Металл | E^0 , В | Металл | E^0 , В |
|----------------------|-----------|----------------------|-----------|--------------------------------|-----------|
| Li ⁺ /Li | -3.045 | Be ²⁺ /Be | -1.847 | Pb ²⁺ /Pb | -1.126 |
| Rb ⁺ /Rb | -2.925 | Al ³⁺ /Al | -1.700 | H ⁺ /H ₂ | ±0.000 |
| K ⁺ /K | -2.924 | Ti ³⁺ /Ti | -1.208 | Sb ^{III} /Sb | +0.240 |
| Cs ⁺ /Cs | -2.923 | Mn ²⁺ /Mn | -1.192 | Re ^{III} /Re | +0.300 |
| Ra ²⁺ /Ra | -2.916 | Cr ²⁺ /Cr | -0.852 | Bi ^{III} /Bi | +0.317 |
| Ba ²⁺ /Ba | -2.905 | Zn ²⁺ /Zn | -0.763 | Cu ²⁺ /Cu | +0.338 |
| Sr ²⁺ /Sr | -2.888 | Ga ³⁺ /Ga | -0.560 | Ru ²⁺ /Ru | +0.450 |
| Ca ²⁺ /Ca | -2.864 | Fe ²⁺ /Fe | -0.441 | Ag ⁺ /Ag | +0.799 |
| Na ⁺ /Na | -2.711 | Cd ²⁺ /Cd | -0.404 | Rh ³⁺ /Rh | +0.800 |
| Ac ³⁺ /Ac | -2.600 | In ³⁺ /In | -0.338 | Hg ²⁺ /Hg | +0.852 |
| La ³⁺ /La | -2.522 | Co ²⁺ /Co | -0.277 | Pd ²⁺ /Pd | +0.915 |
| Mg ²⁺ /Mg | -2.372 | Ni ²⁺ /Ni | -0.234 | Pt ^{II} /Pt | +0.963 |
| Sc ³⁺ /Sc | -2.370 | Sn ²⁺ /Sn | -0.141 | Au ⁺ /Au | +1.691 |

Таблица 13

Произведение растворимости (ПР) (18-25⁰С)

| Соединений | Формула | ПР |
|------------------------|---|------------------------|
| Алюминия гидроксид | Al(OH) ₃ | 1,0·10 ⁻³² |
| Бария сульфат | BaSO ₄ | 1,0·10 ⁻¹⁰ |
| Бария карбонат | BaCO ₃ | 5,1·10 ⁻⁹ |
| Бария гидроксид | Ba(OH) ₂ | 5,0·10 ⁻³ |
| Железа (II) гидроксид | Fe(OH) ₂ | 1,0·10 ⁻¹⁵ |
| Железа (III) гидроксид | Fe(OH) ₃ | 3,2·10 ⁻³²⁸ |
| Железа (II) сульфид | FeS | 5,0·10 ⁻¹⁸ |
| Железа (II) карбонат | FeCO ₃ | 3,5·10 ⁻¹¹ |
| Кадмия гидроксид | Cd(OH) ₂ | 2,2·10 ⁻¹⁴ |
| Кадмия сульфид | CdS | 7,9·10 ⁻²⁷ |
| Кальция гидроксид | Ca(OH) ₂ | 5,5·10 ⁻⁶ |
| Кальция гидрофосфат | CaHPO ₄ | 2,7·10 ⁻⁷ |
| Кальция фосфат | Ca ₃ (PO ₄) ₂ | 2,0·10 ⁻²⁹ |
| Кальция карбонат | CaCO ₃ | 4,8·10 ⁻⁹ |
| Кальция сульфат | CaSO ₄ | 9,1·10 ⁻⁶ |
| Лития гидроксид | LiOH | 4,0·10 ⁻² |
| Лития карбонат | Li ₂ CO ₃ | 4,0·10 ⁻³ |
| Магния гидроксид | Mg(OH) ₂ | 1,1·10 ⁻¹¹ |

| | | |
|------------------------|------------|----------------------|
| Марганца гидроксид | $Mn(OH)_2$ | $1,6 \cdot 10^{-13}$ |
| Меди гидроксид | $CuOH$ | $1,0 \cdot 10^{-14}$ |
| Олова (II) гидроксид | $Sn(OH)_2$ | $1,4 \cdot 10^{-28}$ |
| Олова (IV) гидроксид | $Sn(OH)_4$ | $1,0 \cdot 10^{-57}$ |
| Олова (II) сульфид | SnS | $1,0 \cdot 10^{-25}$ |
| Свинца (II) гидроксид | $Pb(OH)_2$ | $8,7 \cdot 10^{-14}$ |
| Свинца (II) сульфат | $PbSO_4$ | $1,6 \cdot 10^{-8}$ |
| Серебра (I) гидроксид | $AgOH$ | $1,6 \cdot 10^{-8}$ |
| Стронция гидроксид | $Sr(OH)_2$ | $1,4 \cdot 10^{-3}$ |
| Стронция карбонат | $SrCO_3$ | $1,1 \cdot 10^{-10}$ |
| Стронция сульфат | $SrSO_4$ | $3,2 \cdot 10^{-7}$ |
| Сурьмы (III) гидроксид | $Sb(OH)_3$ | $4,0 \cdot 10^{-42}$ |
| Сурьмы (III) сульфид | Sb_2S_3 | $1,6 \cdot 10^{-93}$ |
| Хрома (II) гидроксид | $Cr(OH)_2$ | $1,0 \cdot 10^{-17}$ |
| Хрома (III) гидроксид | $Cr(OH)_3$ | $6,3 \cdot 10^{-31}$ |
| Цинка гидроксид | $Zn(OH)_2$ | $7,1 \cdot 10^{-18}$ |
| Цинка сульфид | ZnS | $1,6 \cdot 10^{-24}$ |

Таблица 14

Константы неустойчивости некоторых комплексных ионов

| Уравнение диссоциации комплексного иона | Константа неустойчивости |
|---|--------------------------|
| $[Ag(CN)_2]^- \Leftrightarrow Ag^+ + 2CN^-$ | $1,0 \cdot 10^{-21}$ |
| $[Ag(NH_3)_2]^+ \Leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$ | $5,89 \cdot 10^{-8}$ |
| $[Ag(S_2O_3)_3]^{3-} \Leftrightarrow Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$ | $1,00 \cdot 10^{-18}$ |
| $[AlF_6]^{3-} \Leftrightarrow 2Al^{3+} + 6F^-$ | $5,01 \cdot 10^{-18}$ |
| $[Cd(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-$ | $7,66 \cdot 10^{-7}$ |
| $[CdI_4]^{2-} \Leftrightarrow Cd^{2+} + 4I^-$ | $7,94 \cdot 10^{-7}$ |
| $[Cd(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Cd^{2+} + 4NH_3$ | $2,75 \cdot 10^{-7}$ |
| $[Co(CNS)_4]^{2-} \Leftrightarrow Co^{2+} + 4CNS^-$ | $5,50 \cdot 10^{-3}$ |
| $[Co(NH_3)_6]^{2+} \Leftrightarrow Co^{2+} + 6NH_3$ | $4,07 \cdot 10^{-5}$ |
| $[Cu(CN)_2]^- \Leftrightarrow 2Cu^+ + 2CN^-$ | $1,0 \cdot 10^{-24}$ |
| $[Cu(CN)_4]^{3-} \Leftrightarrow Cu^+ + 4CN^-$ | $5,13 \cdot 10^{-31}$ |
| $[Cu(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Cu^{2+} + 4NH_3$ | $9,33 \cdot 10^{-13}$ |
| $[Fe(CN)_6]^{4-} \Leftrightarrow Fe^{2+} + 6CN^-$ | $1,0 \cdot 10^{-24}$ |
| $[Fe(CN)_6]^{3-} \Leftrightarrow Fe^{3+} + 6CN^-$ | $1,0 \cdot 10^{-31}$ |
| $[HgCl_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4Cl^-$ | $6,03 \cdot 10^{-16}$ |
| $[Hg(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4CN^-$ | $3,02 \cdot 10^{-42}$ |
| $[Hg(CNS)_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4CNS^-$ | $1,29 \cdot 10^{-22}$ |
| $[HgI_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4I^-$ | $1,38 \cdot 10^{-30}$ |

| | |
|---|-----------------------|
| $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$ | $1,00 \cdot 10^{-22}$ |
| $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \Leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$ | $9,77 \cdot 10^{-9}$ |
| $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$ | $1,00 \cdot 10^{-16}$ |
| $[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$ | $5,00 \cdot 10^{-2}$ |
| $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$ | $2,00 \cdot 10^{-9}$ |
| $[\text{Ni}(\text{OH})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ | $7,08 \cdot 10^{-16}$ |

Таблица 15

Названия некоторых распространенных лигандов:

| Лиганд | Название | Лиганд | Название |
|-----------------|----------|----------------------|------------|
| F^- | фторо | OH^- | гидроксо |
| Cl^- | хлоро | H_2O | аква |
| Br^- | бromo | NH_3 | аммин |
| I^- | йодо | CO | карбонил |
| CN^- | циано | SCN^- | тиоцианато |
| NO_2^- | нитро | NH_2^- | амин |

Таблица 16

Классификация химических связей

| Характеристика | Пространственная направленность | Частицы, соединяемые данной связью |
|--|---------------------------------|--|
| Ковалентная связь | | |
| Электронная пара является общей для двух атомов (в случае когда общими являются 2 пары электронов, образуется двойная связь, 3 пары – тройная связь) | Есть | Атомы неметаллов. Может образоваться связь между одинаковыми атомами (простые вещества) и между разными атомами (химические соединения, многоатомные ионы) |
| Координационная связь | | |
| Координирующий атом предоставляет неподеленные пары электронов другим атомам или ионам, связь носит частично ковалентный характер | Есть | Ионы металлов (или атомы); ионы элементов с высокой электроотрицательностью либо молекулы и многоатомные ионы, содержащие такие атомы |
| Металлическая связь | | |
| Катионы металлов располагаются в | Нет | Атомы металлов. Атомы могут быть одинаковыми |

| | | |
|--|-----|--|
| регулярном порядке в поле внешних электронов, образующих газ электронов проводимости | | (чистые металлы) или разными (сплавы, интерметаллические соединения) |
| Ионная связь | | |
| Между положительно и отрицательно заряженными ионами (различное молярное соотношение; одноатомные ионы; многоатомные ионы) действуют электростатические силы | Нет | Одноатомные катионы металлов или многоатомные катионы, содержащие неметаллы, с одной стороны, и одноатомные анионы неметаллов или различные многоатомные анионы – с другой |

Использованная литература

Основная:

1. Хомченко И.Г. «Общая химия» – М.: Новая волна, 2008. – 462 с.
2. Буркитбаев М.М., Бекишев К.Б. Практикум по неорганической химии. – Алматы: Қазақ университеті, 2002. – 288 с.
3. Куанышева Г.С., Буркитбаев М.М., Джамансариева К.У. – «Краткий курс общей и неорганической химии». – Алматы: Қазақ университеті, 2011. – 214 с.
4. Подъячева Е.А., Ашкеева Г.Х., Мекеев Е.Е. Практикум по химии для подготовительных отделений вузов. – Алма-Ата: Мектеп, 1987. – 159 с.
5. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Химические свойства неорганических веществ. М.: Химия, 2005. – 449 с.
6. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Домашняя работа по химии. – М.: Экзамен, 2001. – 128 с.
7. Зайцев О.С. Исследовательский практикум по общей химии. – М.: МГУ. 1994. – 480 с.
8. Таперова А.А. и др. Лабораторный практикум по общей химии. – М.: Высшая школа. 1996. – 319 с.

Дополнительная:

1. Шпайвер Д., Эткинс Г. Неорганическая химия. Т.1. М.: Мир, 2009. – 680 с.
2. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторный работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 287 с.
3. Соколовская Е.М., Зайцев О.С. Практикум по общей химии». – М.: МГУ, 1981. – 400 с.
4. Гольбрах З.Е., Маслов Е., И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Астрель, 2004. – 383 с.
5. Гольбрах З.Е. Практикум по неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1996. – 368 с.
6. Ковальчукова О.В., Солдатова С.А. 780 тестов по химии. – Москва: Уникум-центр. 1998–187 с.
7. Воробьева О.И., Дунаева К.М. и др. Практикум по неорганической химии. – М.: МГУ, 1994. – 319 с.
8. Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Минск: Высшая школа, 1986. – 141 с.

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|---|-----|
| Введение | 3 |
| Требования к технике безопасности при работе в химической лаборатории..... | 5 |
| Занятие 1. Основные классы неорганических соединений. Химические реакции и их классификация..... | 7 |
| Занятия 2-3. Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии..... | 15 |
| Занятие 4. Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева..... | 22 |
| Занятие 5. Окислительно-восстановительные процессы..... | 34 |
| Занятие 6. Основные понятия об энергетике химических процессов..... | 43 |
| Занятия 7-8. Химическая кинетика и химическое равновесие..... | 51 |
| Занятие 9. Количественное выражение состава растворов. Свойства растворов..... | 59 |
| Занятие 10. Свойства растворов электролитов. Гидролиз солей..... | 66 |
| Занятие 11. Получение и свойства комплексных соединений..... | 80 |
| Занятие 12. Металлы, неметаллы, их свойства..... | 85 |
| Занятие 13. Качественные реакции на некоторые катионы и анионы..... | 93 |
| Перечень тестовых вопросов по курсу «Общая химия» | 95 |
| Приложение | 142 |
| Использованная литература | 155 |

*Ашкеева Раушан Копшильевна,
Тугелбаева Лейла Махамбетовна,
Рыскалиева Роза Габдрахимовна*

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Стереотипное издание

Выпускающий редактор *Г. Бекбердиева*
Верстка *Г. Шаккозовой*
Дизайнер обложек *Р. Скаков*

ИБ № 6279

Подписано в печать 19.04.2020. Формат 60x84 1/16.

Бумага офсетная. Печать цифровая.

Объем 9,5 п.л. Тираж 80 экз. Заказ №192.

Издательство «Қазақ университеті»

Казахского национального университета им. аль-Фараби.
050040, г. Алматы, пр. аль-Фараби, 71. КазНУ.

Отпечатано в типографии издательства «Қазақ университеті».