

О.А. Голованова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
ОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. Ф.М. ДОСТОЕВСКОГО

О.А. Голованова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

(для студентов химического факультета
направлений бакалавриата «Химия»
и «Химическая технология»)



2014

УДК 54
ББК 24.1я73
Г610

*Рекомендовано к изданию
редакционно-издательским советом ОмГУ*

Рецензенты:

д-р техн. наук, проф. *Л.Н. Адеева*,
канд. хим. наук, доц. *О.А. Федяева*

Голованова, О. А.

Г610 Общая химия : учебное пособие (для студентов химического факультета направлений бакалавриата «Химия» и «Химическая технология») / О. А. Голованова. – Омск : Изд-во Ом. гос. ун-та, 2014. – 164 с.

ISBN 978-5-7779-1755-3

Рассматриваются наиболее трудные для студентов темы общей и неорганической химии (химическая связь, комплексные соединения, растворы, гидролиз и др.), предлагаются примеры решения задач и перечень заданий для самостоятельной проработки.

Для студентов химического, физического и других факультетов.

**УДК 54
ББК 24.1я73**

ISBN 978-5-7779-1755-3

© Голованова О.А., 2014
© ФГБОУ ВПО «ОмГУ
им. Ф.М. Достоевского», 2014

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	5
1. Теоретические основы химии	6
2. Количество вещества. Моль. Молярная масса	10
3. Важнейшие классы неорганических соединений	14
Тест по теме «Вещества и их свойства»	
Вариант 1	27
Вариант 2	28
Контрольная работа № 1	30
4. Растворы. Способы выражения их концентрации	31
5. Теория электролитической диссоциации	40
6. Гидролиз солей	52
Контрольная работа № 2	59
7. Окислительно-восстановительные реакции	60
8. Электролиз	72
Тест по темам «Электролитическая диссоциация», «Окислительно-восстановительные реакции»	
Вариант 1	81
Вариант 2	83
Контрольная работа № 3	86
9. Строение атома	87
10. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	98
11. Химическая связь. Основные типы химической связи	106
Тест по темам «Периодический закон», «Химическая связь»	
Вариант 1	117
Вариант 2	119
12. Закономерности протекания химических реакций	121
13. Химическая кинетика и химическое равновесие	132
Контрольная работа № 4	142

Итоговый тест	
Вариант 1	143
Вариант 2	148
Ответы	153
Список рекомендуемой литературы	154
Приложения	
Приложение 1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	155
Приложение 2. Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре	156
Приложение 3. Примеры кислот и их солей	157
Приложение 4. Ряд активности металлов (стандартные электродные потенциалы)	158
Приложение 5. Основные окислители	159
Приложение 6. Основные восстановители	160
Приложение 7. Шкала относительных электроотрицательностей элементов	161
Приложение 8. Энергетические характеристики веществ	162

ПРЕДИСЛОВИЕ

Уровень базовых знаний по химии выпускников российских школ из года в год снижается. Причин этого явления много: уменьшение числа уроков, выделяемых на изучение химии, плохое материальное снабжение химических кабинетов, снижение профессиональной компетенции учителей и т. д. Поступив в университет на химический факультет, многие студенты испытывают трудности в усвоении химических дисциплин.

На входном контроле, который проводится ежегодно, и на первых же занятиях выявляются огромные пробелы в базовых знаниях по химии. Данное пособие предназначено как для самостоятельного изучения основ химии, так и для использования при освоении химических дисциплин на первом курсе. Материал данного пособия соответствует полному содержанию темы: атомно-молекулярное учение и стехиометрия; классификация и номенклатура неорганических соединений; окислительно-восстановительные реакции; строение атома и периодическая система химических элементов; концентрация растворов; свойства растворов и реакции в растворах электролитов и др.

Изложение теоретического материала в данном пособии сопровождается примерами решения задач и упражнений, которые способствуют лучшему восприятию теоретического материала. После изучения каждой главы необходимо (для самоконтроля) выполнить задания для самостоятельного решения. Пособие содержит тесты по темам и итоговый тест, ответы на них приведены в конце пособия. Также в пособие включены контрольные работы.

Данное учебное пособие позволит студентам овладеть знаниями в области общей и неорганической химии, развить умения по дисциплинам «Неорганическая химия» и «Общая и неорганическая химия», что является базой для успешной сдачи зачета и экзамена.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Человека окружает огромный мир разнообразных веществ и явлений. Естественные науки изучают этот мир и закономерности происходящих в нем явлений. Природные явления и технические процессы подразделяются на физические и химические. В физических явлениях и процессах вещества не изменяют своего состава; в химических процессах из одних веществ образуются другие вещества с другими свойствами. Химические процессы называются химическими реакциями. Химия изучает состав, строение и свойства веществ, закономерности химических реакций и явления, которыми они сопровождаются. Химические вещества и химические реакции используются в металлургии, энергетике, химических источниках электроэнергии, медицине, сельском хозяйстве, при изготовлении продуктов питания, при уходе за автомобилем, в быту и т. д. Химия вносит большой вклад в решение самых главных проблем человечества: получение новых веществ, энергетика, продовольственная и экологические проблемы. Поэтому каждый специалист, работающий в сфере материального производства, должен знать основы химии.

Атомно-молекулярное учение развил и впервые применил в химии великий русский ученый М.В. Ломоносов. Основные положения этого учения изложены в работе «Элементы математической химии» (1741) и ряде других. Сущность учения Ломоносова можно свести к следующим положениям:

1. Все вещества состоят из «корпускул» (так Ломоносов называл молекулы).
2. Молекулы состоят из «элементов» (так Ломоносов называл атомы).
3. Частицы – молекулы и атомы – находятся в непрерывном движении. Тепловое состояние тел есть результат движения их частиц.
4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ – из различных атомов.

Молекула – это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением.

Атом – наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ. Химические свойства элемента определяются строением его атома. Отсюда следует определение атома, соответствующее современным представлениям: **атом** – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Согласно современным представлениям, из молекул состоят вещества в газообразном и парообразном состоянии. В твердом состоянии из молекул состоят лишь вещества, кристаллическая решетка которых имеет молекулярную структуру. Большинство же твердых неорганических веществ не имеет молекулярной структуры: их решетка состоит не из молекул, а из других частиц (ионов, атомов); они существуют в виде макротел (кристалл хлорида натрия, кусок меди и др.). Не имеют молекулярной структуры соли, оксиды металлов, алмаз, кремний, металлы.

Химические элементы

Атомно-молекулярное учение позволило объяснить основные понятия и законы химии. С точки зрения атомно-молекулярного учения химическим элементом называется каждый отдельный вид атомов. Важнейшей характеристикой атома является положительный заряд его ядра, численно равный порядковому номеру элемента. Значение заряда ядра служит отличительным признаком для различных видов атомов, что позволяет дать более полное определение понятия элемента.

Химический элемент – это определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Известно 107 элементов. В настоящее время продолжают работы по искусственному получению химических элементов с более высокими порядковыми номерами.

Все элементы обычно делят на металлы и неметаллы. Однако это деление условно. Важной характеристикой элементов является их распространенность в земной коре, т. е. в верхней твердой обо-

лочке Земли, толщина которой принята условно равной 16 км. Распределение элементов в земной коре изучает геохимия – наука о химии Земли. Геохимик А.П. Виноградов составил таблицу среднего химического состава земной коры. Согласно этим данным, самым распространенным элементом является кислород – 47,2 % массы земной коры, затем следует кремний – 27,6 %, алюминий – 8,8 %, железо – 5,1 %, кальций – 3,6 %, натрий – 2,64 %, калий – 2,6 %, магний – 2,1 %, водород – 0,15 %.

Химические свойства веществ выявляются в разнообразных химических реакциях. Превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и (или) строения, называются химическими реакциями. Часто встречается и такое определение: химической реакцией называется процесс превращения исходных веществ (реагентов) в конечные вещества (продукты).

Огромное число химических реакций может быть сгруппировано в несколько типов реакций, которым присущи вполне определенные признаки. В качестве классификационных признаков могут быть выбраны следующие:

- 1) число и состав исходных веществ и продуктов реакции;
- 2) агрегатное состояние реагентов и продуктов реакции;
- 3) число фаз, в которых находятся участники реакции;
- 4) природа переносимых частиц (окислительно-восстановительные реакции);
- 5) возможность протекания реакции в прямом и обратном направлении (обратимые и необратимые химические реакции);
- 6) знак теплового эффекта разделяет все реакции на: а) экзотермические; б) эндотермические реакции, протекающие с эндоэффектом – поглощением энергии в форме теплоты.

Классификация по числу и составу реагентов и конечных веществ:

- 1) реакции соединения;
- 2) реакции разложения;
- 3) реакции замещения;
- 4) реакции обмена.

Классификация реакций по числу фаз

Под фазой понимают совокупность однородных частей системы с одинаковыми физическими и химическими свойствами и отделенных друг от друга поверхностью раздела. Все многообразие реакций с этой точки зрения можно разделить на два класса:

1. Гомогенные (однофазные) реакции. К ним относят реакции, протекающие в газовой фазе, и целый ряд реакций, протекающих в растворах.

2. Гетерогенные (многофазные) реакции. К ним относят реакции, в которых реагенты и продукты реакции находятся в разных фазах.

2. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

Каждую химическую реакцию мы рассматриваем с *качественной стороны*, т. е. определяем, какие вещества вступают в химическую реакцию, и с *количественной стороны*, т. е. в каких массовых отношениях реагируют эти вещества без остатка. При рассмотрении химической реакции с количественной точки зрения нас интересуют не только массовые отношения, но и отношения числа частиц (атомов, молекул), вступивших в данную реакцию, для этого применяют физическую величину «*количество вещества*».

Единицей количества вещества является моль.

Моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул или других), сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг (12 г) углерода.

Моль – это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц. Число $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ названо *постоянной Авогадро* (в честь итальянского учёного А. Авогадро).

Рассматривая химические реакции, нетрудно заметить, что для их практического осуществления целесообразно пользоваться величиной «количество вещества». Возник вопрос, в каких массовых отношениях следует брать вещества, чтобы в них содержалось необходимое число частиц. Для этого используют понятие «молярная масса» вещества.

Молярная масса вещества – это масса одного моля. Молярная масса M вещества равна отношению массы m вещества к соответствующему количеству вещества n :

$$M = m/n.$$

Следует отметить, что молярная масса численно совпадает с массами атомов и молекул, выраженными в атомных единицах массы (а.е.м.), и с относительными атомными и молекулярными массами.

Закон Авогадро. Мольный объем газа

Закон Авогадро: в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул.

Установлен итальянским физиком Авогадро в 1811 г.

Таким образом, можно сформулировать понятие количества вещества: 1 моль вещества содержит число частиц, равное $6,02 \cdot 10^{23}$ (называемое постоянной Авогадро) или содержит столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C . Следствием этого закона является то, что 1 моль любого газа занимает при нормальных условиях ($P_0 = 101,3$ кПа и $T_0 = 298$ К) объем, равный **22,4 л**.

Пример 1. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул CO_2 ; б) $1,20 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; в) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул воды. Чему равна мольная (молярная) масса указанных веществ?

Решение

Моль – это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определенного сорта, равное постоянной Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$).

Отсюда: а) $6,02 \cdot 10^{21}$, т. е. 0,01 моль; б) $1,20 \cdot 10^{24}$, т. е. 2 моль; в) $2,00 \cdot 10^{23}$, т. е. 1/3 моль.

Масса моля вещества выражается в кг/моль или г/моль. Молярная (мольная) масса вещества в граммах численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе, выраженной в а.е.м.

Так как молекулярные массы CO_2 и H_2O и атомная масса кислорода равны 44, 18 и 16 а.е.м. соответственно, то их мольные (молярные) массы равны: а) 44 г/моль; б) 18 г/моль; в) 16 г/моль.

Пример 2. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты в граммах.

Решение

Моль любого вещества (см. пример 1) содержит постоянную Авогадро N_A структурных единиц (в нашем примере молекул). Молярная масса H_2SO_4 равна 98,0 г/моль.

Следовательно, масса одной молекулы:

$$\frac{98}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Задачи

1. Массе сульфата натрия Na_2SO_4 , равной 14,2 г, соответствует количество вещества:
1) 0,5 моль; 2) 0,25 моль; 3) 2 моль; 4) 0,1 моль.
2. При восстановлении меди из оксида меди (II) водородом получили 8 г металла. Объем израсходованного для реакции водорода (при н. у.):
1) 11,2 л; 2) 5,6 л; 3) 2,8 л; 4) 2,24 л.
3. В 0,5 моль силиката натрия Na_2SiO_3 масса натрия равна:
1) 23 г; 2) 46 г; 3) 4,6 г; 4) 69 г.
4. Какое количество вещества алюминия содержится в образце этого металла массой 10,8 г?
5. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) массой 12 г?
6. Определите массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.
7. Определите количество вещества брома Br_2 , содержащееся в молекулярном бrome массой 12,8 г.
8. Определите массу NaI количеством вещества 0,6 моль.
9. Какое количество вещества атомной серы содержится в FeS массой 22 г?
10. Определите количество вещества атомного бора, содержащегося в тетраборате натрия массой 40,4 г.
11. Сколько структурных единиц содержится в молекулярном йоде массой 50,8 г?

12. Сколько атомов фосфора содержится в тетрафосфоре массой 155 г?
13. В каком количестве вещества оксида серы (VI) содержится такое же число атомов серы, что и в пирите массой 24 г?
14. Выразите в граммах массу одной молекулы CO_2 .
15. Определите объем, занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).
16. Каково соотношение объемов, занимаемых 1 молем кислорода и 1 молем озона (условия одинаковые)?
17. На вопрос, какой объем займет 1 моль воды при нормальных условиях, получен ответ: 22,4 л. Правильный ли этот ответ?
18. Определите массу 2 л кислорода при н.у.
19. Имеются два куска металла магния и свинца весом 2 кг каждый. Сколько атомов будет в каждом куске металла?
20. При взаимодействии 6,85 г металла с водой выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.
21. Сколько атомов кислорода содержится в 1 кг 49%-ной серной кислоты?
22. При сгорании металла массой 3 г образуется его оксид массой 5,67 г. Степень окисления металла в оксиде равна +3. Что это за металл?
23. Определить массу 25 л азота при н.у.

3. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В настоящее время известно более 500 тысяч неорганических соединений, знать их формулы, названия, а тем более свойства – практически невозможно. Для того чтобы было легче ориентироваться в огромном многообразии химических веществ, все вещества разделены на отдельные классы, включающие соединения, сходные по строению и свойствам.

Первоначально все химические вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. Помимо типичных металлов и неметаллов, есть большая группа веществ, обладающая промежуточными свойствами, их называют металлоидами.

Сложные вещества подразделяются на четыре класса химических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли (рис. 1).



Рис. 1. Классификация неорганических соединений

Основными классами неорганических соединений являются *оксиды, кислоты, соли и основания*.

Оксиды представляют собой соединения элементов с кислородом. Оксиды подразделяют на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды делят на основные (образуют соли с кислотами), кислотные (образуют соли с основаниями) и амфотерные (образуют соли как с кислотами, так и с основаниями). Основным оксидам отвечают основания, кислотным – кислоты, а амфотерным – гидраты, которые проявляют как кислотные, так и амфотерные свойства (Al_2O_3 , $Al(OH)_3$). Кислотные оксиды представляют собой ангидриды кислот (SO_2 – серный ангидрид, N_2O_5 – азотный ангидрид).

Примеры: N_2O , NO – несолеобразующие оксиды;
 SO_3 , SiO_2 – кислотные оксиды;
 CaO , MgO – основные оксиды и т. д.

В настоящее время общепринятой является международная номенклатура оксидов. Согласно международной номенклатуре, в названии оксида указывается валентность элемента: CuO и Cu_2O – оксиды меди (II) и (III) соответственно. Существует также русская номенклатура, согласно которой окисью называется единственно возможный оксид элемента, в остальных случаях название дается в соответствии с числом атомов кислорода. Оксиды, в которых элемент проявляет низшую валентность, называются закисями.

Примеры: MgO – окись магния;
 NiO – одноокись никеля;
 Ni_2O_3 – полутораокись никеля;
 Cu_2O – полуокись меди.

Пример 1. Вещества, формулы которых K_2O , Na_2O , CuO , MgO , являются:

- 1) кислотными оксидами;
- 2) амфотерными оксидами;
- 3) основными оксидами;
- 4) кислотными и основными оксидами.

Решение

В ряду веществ K_2O , Na_2O , CuO , MgO представлены основные оксиды, так как с кислотами образуют соли, например, $CuO + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$.

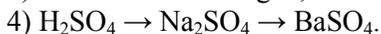
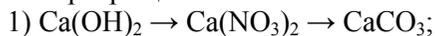
Задания

1. В ряду оксидов $N_2O_5 \rightarrow SiO_2 \rightarrow BeO \rightarrow CaO$ происходит изменение свойств:
 - 1) от кислотных к основным;
 - 2) от основных к амфотерным;
 - 3) от основных к кислотным;
 - 4) от кислотных к амфотерным.
2. Угарным газом называют:
 - 1) оксид углерода (IV);
 - 2) оксид серы (II);
 - 3) оксид углерода (II);
 - 4) оксид азота (II).
3. Высший оксид состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ образует химический элемент имеющий:
 - 1) заряд атомного ядра +3;
 - 2) пять электронов на внешнем электронном слое;
 - 3) заряд атомного ядра +13;
 - 4) два электрона на внешнем электронном слое.

См. периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева (прил. 1).
4. Оксид углерода (IV) взаимодействует с парой веществ:
 - 1) хлороводород и гидроксид калия;
 - 2) гидроксид кальция и оксид магния;
 - 3) гидроксид натрия и серная кислота;
 - 4) азотная кислота и гидроксид бария.
5. Оксиды, которые проявляют основные свойства, находятся в группе:
 - 1) Na_2O, MgO, Cu_2O ;
 - 2) Al_2O_3, SiO_2, CuO ;
 - 3) P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7 ;
 - 4) MgO, CO_2, ZnO .
6. К основным оксидам относится:
 - 1) ZnO ;
 - 2) SiO_2 ;
 - 3) BaO ;
 - 4) Al_2O_3 .
7. Оксиды с общей формулой R_2O_3 и R_2O_5 образуют элементы подгруппы:
 - 1) углерода;
 - 2) азота;
 - 3) серы;
 - 4) фтора.
8. Кислотный характер имеют оксиды, образованные металлами:
 - 1) главных подгрупп;
 - 2) со степенью окисления ниже +4;
 - 3) со степенью окисления равной или выше +4;
 - 4) с любой степенью окисления.

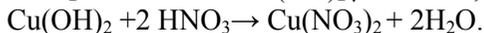
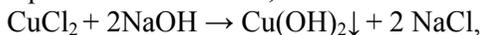
Гидроксиды (основания) классифицируют по их силе (сильные – все щелочи, кроме NH_4OH , и слабые), а также по растворимости в воде (растворимые – щелочи и нерастворимые). Важнейшими щелочами являются KOH (едкое кали) и NaOH (едкий натр).

Пример 1. Щелочь, а затем кислоту используют при осушении превращений:



Решение

Правильный ответ: 2, так как:



Задания

1. Основания состава $\text{Э}(\text{OH})_2$ образуют химические элементы с атомными номерами в периодической системе (см. прил. 1):

1) 4, 12, 20; 2) 11, 12, 13; 3) 12, 16, 19; 4) 3, 4, 12.

2. При нагревании гидроксида меди (II) образуются:

1) Cu и H_2O ; 2) CuO и H_2 ; 3) CuO и H_2O ; 4) Cu_2O и H_2O .

3. Укажите вещество со свойствами щелочи:

1) гидроксид аммония; 2) гидроксид цинка;

3) хлорид гидроксид меди (II); 4) оксид калия.

См. приложение 2 «Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре».

4. Вещества, которые в растворе образуют гидроксид-ионы, находятся в группе:

1) NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH , LiOH ;

3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$; 4) KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

5. Раствор щелочи потребуется, чтобы обнаружить:

1) сульфат калия; 2) хлорид аммония;

3) хлорид натрия; 4) гидроксид меди (II).

6. Основаниями являются:
- | | |
|---|---|
| 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$; | 2) HNO_3 , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$; |
| 3) NaOH , NaNO_3 , LiOH ; | 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$. |
7. Гидроксид калия взаимодействует с каждым из двух веществ:
- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1) NH_3 и HCl ; | 2) CO_2 и HNO_3 ; |
| 3) H_2SO_4 и NaNO_3 ; | 4) MgO и HNO_3 . |

В состав **кислот** входит водород, способный замещаться металлом, а также кислотный остаток. Коэффициент x , отвечающий количеству атомов водорода, а следовательно, равный валентности кислотного остатка, называют основностью кислоты. Кислоты классифицируют: 1) по их силе (H_2SO_4 , HNO_3 – сильные кислоты; HCN – слабая кислота); 2) на кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) и бескислородные (HCN , HI); 3) по основности (x) (HCN – одноосновная кислота, H_2SO_3 – двухосновная кислота, H_3PO_4 – трехосновная кислота). Важнейшим свойством кислот является их способность образовывать соли с основаниями. Кислоты называют в зависимости от того элемента, которым образована кислота, при этом названия бескислородных кислот оканчиваются словом «водород» (HCN – циановодород, или синильная кислота). Кислородсодержащие кислоты называют в зависимости от того элемента, которым образована кислота, с добавлением слова «кислота» (H_3AsO_4 – мышьяковая кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота). В случаях когда один элемент образует несколько кислот, различие между кислотами проявляют в окончаниях названий (на *-ная* или *-овая* оканчиваются названия тех кислот, в которых элемент проявляет наивысшую валентность; на *-истая* или *-овистая* оканчиваются названия тех кислот, в которых элемент проявляет валентность ниже максимальной).

Примеры: HNO_3 – азотная кислота, а HNO_2 – азотистая кислота; H_3AsO_4 – мышьяковая кислота, а H_3AsO_3 – мышьяковистая кислота.

Одному и тому же оксиду могут соответствовать несколько кислот, при этом наиболее богатая водой форма имеет в названии приставку орто-, а наименее богатая – мета- (ортофосфорная кислота H_3PO_4 – на одну молекулу ангидрида P_2O_5 приходится три

молекулы воды; метафосфорная кислота HPO_3 – на одну молекулу ангидрида P_2O_5 приходится одна молекула воды). Следует также учитывать и то, что ряд кислот имеет исторически сложившиеся названия (прил. 3).

Пример 1. Соляная кислота реагирует с:

- 1) Cu; 2) Zn; 3) Ag; 4) Hg.

Решение

При выполнении этого задания необходимо использовать приложение 4 «Ряд активности металлов». Из всех металлов только цинк будет взаимодействовать с соляной кислотой с выделением водорода, так как цинк находится до водорода в ряду активности металлов: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

Задания

- Серная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:
 - CO_2 , BaCl_2 , KOH , ZnO ;
 - ZnO , CaO , NaOH , P_2O_5 ;
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CuO ;
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuO , HCl , Al_2O_3 .
- В каком ряду записаны формулы только тех веществ, которые взаимодействуют с соляной кислотой:
 - Na_2CO_3 , Cu , Na_2O , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 - CO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe ;
 - Zn , CaO , KOH , AgNO_3 ;
 - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , HNO_3 ?
- Какой из металлов не вытесняет водород из разбавленной серной кислоты:
 - железо; 2) хром; 3) медь; 4) цинк?
- Водные растворы серной и азотной кислот можно различить с помощью
 - Cu; 2) MgO ; 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 4) Na_2CO_3 .
- Наиболее выражены кислотные свойства:
 - HF ; 2) HCl ; 3) HBr ; 4) HI .

Соли являются продуктом замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Нормальные (средние) соли получают при полном замещении; кислые – при неполном замещении водорода кислоты на металл; основные – при неполном замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток. Кислая соль может быть образована только кислотой, основность которой 2 и более, а основная – металлом, заряд которого 2 и более.

Примеры: NaHS , KHCO_3 – кислые соли (гидросульфид натрия и гидрокарбонат натрия); MgOHCl , CaOHCl – основные соли (хлориды гидроксомагния и гидроксикальция); NaCl , CuS – нормальные соли (хлорид натрия и сульфид меди).

Пример 1. В какой из следующих реакций возможно образование только средней соли:

- 1) $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow$;
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$;
- 3) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
- 4) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$

Решение

Все предложенные реакции нейтрализации могут привести к образованию средней соли. Но многоосновными кислотами могут быть образованы еще и кислые соли, а основаниями, содержащими несколько гидроксогрупп, – основные соли.

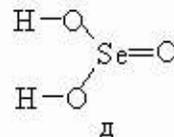
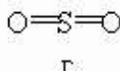
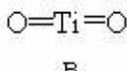
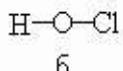
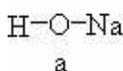
Образование единственного продукта – средней соли – возможно только при взаимодействии кислоты и основания, содержащих по одному иону водорода и гидроксила соответственно.

Ответ: 1. $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$.

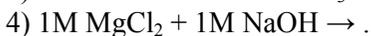
Задания для самостоятельного решения

1. Соль и щелочь образуются при взаимодействии растворов:
 - 1) AlCl_3 и NaOH ;
 - 2) K_2CO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - 3) H_3PO_4 и KOH ;
 - 4) MgBr_2 и Na_3PO_4 .
2. Вещества, формулы которых NaHCO_3 , FeS , CuCl_2 , относятся к классу:
 - 1) солей;
 - 2) оксидов;
 - 3) оснований;
 - 4) кислот.

3. Солями являются:
- 1) Al_2S_3 , NH_4Cl , H_2SiO_3 ; 2) Al_2O_3 , NH_4NO_3 , K_2SiO_3 ;
 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4Cl , Na_2SiO_3 ; 4) Al_2S_3 , NH_4Cl , K_2SiO_3 .
4. Карбонат калия в растворе не взаимодействует с:
- 1) азотной кислотой; 2) углекислым газом;
 3) сульфатом натрия; 4) хлоридом меди (II).
5. При нагревании раствора гидрокарбоната кальция:
- 1) образуется только газ;
 2) образуется только осадок;
 3) образуются и газ, и осадок;
 4) изменяется окраска раствора.
6. В уравнении реакции $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{X} + \text{O}_2$ веществом X является:
- 1) оксид азота (IV); 2) оксид азота (II);
 3) азот; 4) оксид азота (V).
7. Хлорид железа (II) реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) MgO и HCl ; 2) Zn и AgNO_3 ;
 3) HNO_3 и CO_2 ; 4) CaO и CO_2 .
8. К какому классу (или классам) относятся перечисленные соединения: Na_2O , CO_2 , CuO , SO_3 , Fe_2O_3 ? С какими из них будет реагировать концентрированная серная кислота? Напишите уравнения реакций.
9. Если хранить щелочи (NaOH , KOH) в неплотно закрытых банках, то с веществами постепенно происходят изменения, связанные с контактом этих веществ с углекислым газом CO_2 . Напишите уравнения происходящих реакций.
10. Ниже приведены структурные формулы пяти веществ. К каким классам соединений относятся эти вещества? Напишите реакции между веществами (а) и (г); между веществами (а) и (б); между веществами (а) и (д).

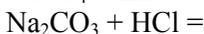
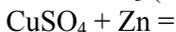
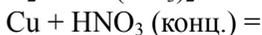
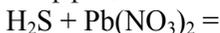


11. Напишите уравнения получения оксидов нагреванием следующих веществ: а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, б) H_3PO_4 , в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
12. Нарисуйте структурную формулу сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
13. В результате реакции между растворами двух солей образовался осадок хлорида серебра, а в растворе остался только нитрат калия. Между какими солями произошла реакция?
14. Из двух приведенных ниже уравнений реакций продолжить можно только одно. Какое? Что образуется?
 $\text{Ni} + \text{MgCl}_2 =$
 $\text{Mg} + \text{NiCl}_2 =$
15. Из двух приведенных ниже реакций идет только одна. Какая? Напишите уравнение реакции.
 $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} =$
 $\text{NaCl} + \text{KOH} =$
16. К раствору, содержащему 1 моль серной кислоты, прибавили 1 моль гидроксида натрия, а затем раствор досуха выпарили. Какая соль при этом выделилась? Какова ее масса?
17. Через раствор, содержащий 3,2 г гидроксида натрия, пропустили 1,568 л CO_2 . Какие соли и в каком количестве образовались?
18. Как осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$?
19. Как осуществить следующие превращения:
 фосфор \rightarrow хлорид фосфора (V) \rightarrow хлороводород \rightarrow хлорид цинка \rightarrow хлорид серебра?
20. При взаимодействии хлорида фосфора PCl_5 с водой образовалось 2,5 моля хлористого водорода. Рассчитайте массу осадка, образующегося при добавлении к полученному раствору избытка CaCl_2 .
21. Напишите уравнения реакций, происходящих при сливании равных объемов следующих растворов:
 1) $1\text{M NH}_3 + 1\text{M HCl} \rightarrow$;
 2) $1\text{M NaOH} + 1\text{M H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;



Назовите вещества, которые получаются при осторожном испарении воды из этих растворов. К какому классу они относятся? Напишите их структурные формулы.

22. Укажите состав конечных продуктов, назовите их и расставьте коэффициенты в следующих уравнениях:



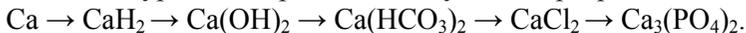
Опишите внешние признаки этих реакций.

23. Приведите структурные формулы угольной кислоты и ее солей (с названиями). Напишите уравнения реакций, отражающие свойства угольной кислоты и ее солей. В чем отличие этой кислоты от других минеральных кислот? Укажите не менее трех способов получения солей угольной кислоты. Какие минералы, являющиеся солями угольной кислоты, Вы знаете?

24. К водному раствору, содержащему 26,4 г сульфата аммония, добавляют избыток гидроксида натрия и нагревают. Выделившийся при этом газ полностью поглощается 100 мл раствора 4М фосфорной кислоты с плотностью $1,2 \text{ г/см}^3$. Определите состав образующейся соли и ее концентрацию (масс. %) в полученном растворе.

25. После выдерживания цинковой пластинки массой 80 г в растворе $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ее масса увеличилась до 94,2 г. Сколько граммов свинца выделилось на пластинке?

26. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



Генетическая связь между классами веществ

Пример 1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

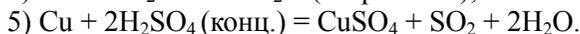
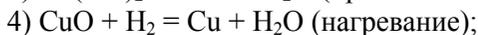
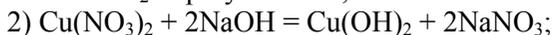


Укажите условия протекания реакций.

Решение

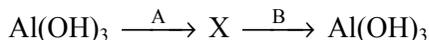
Приведены уравнения реакций, соответствующие схеме превращений, и одновременно указаны условия, существенно влияющие на их протекание:

1) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; вместо концентрированной можно взять разбавленную азотную кислоту, тогда вместо NO_2 образуется NO ;

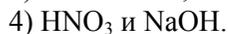
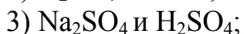


Задания для самостоятельного решения

1. В схеме превращений



веществами А и В могут быть, соответственно:



2. Установите соответствие между названием вещества и классом (группой) веществ, к которому(-ой) оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО	КЛАСС (ГРУППА) ВЕЩЕСТВ
1. Гидроксид хрома (VI).	А. Кислая соль.
2. Гидросульфат кальция.	Б. Основание.
3. Хлорат калия.	В. Амфотерный гидроксид.
4. Гидроксид хрома (III).	Г. Кислота.
	Д. Средняя соль.

3. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- | | |
|---|---|
| 1. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow .$ | А. $\text{FeCl}_2.$ |
| 2. $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow .$ | Б. $\text{FeCl}_3.$ |
| 3. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow .$ | В. $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2.$ |
| 4. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow .$ | Г. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2.$ |
| | Д. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}.$ |
| | Е. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ |

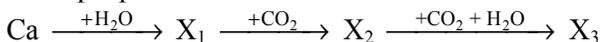
4. Щелочь, а затем кислоту используют при осуществлении превращений:

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3;$
- 2) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2;$
- 3) $\text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl};$
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4.$

5. Превращение $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ можно осуществить с помощью:

- 1) воды;
- 2) хлорида меди (II);
- 3) гидроксида железа (III);
- 4) гидроксида лития.

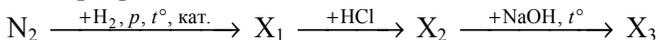
6. На основе превращений кальция



укажите конечный продукт X_3 :

- 1) $\text{CaO};$
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2;$
- 3) $\text{CaCO}_3;$
- 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2.$

7. В схеме превращений веществ



конечным продуктом X_3 является:

- 1) азот;
- 2) аммиак;
- 3) гидрат аммиака;
- 4) оксид азота (II).

8. В схеме превращений



веществами X и Y, соответственно, являются:

- 1) KOH и $\text{HCl};$
- 2) NaOH и $\text{Cl}_2;$
- 3) H_2O и $\text{KCl};$
- 4) H_2O и $\text{HCl}.$

9. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами реакций.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

1. $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} \rightarrow .$
2. $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow .$
3. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow .$
4. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow .$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- А. $\text{KNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
- Б. $\text{KNO}_3 + \text{CO} + \text{H}_2\text{O}.$
- В. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
- Г. $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2.$
- Д. $\text{BaCO}_3 + \text{KCl}.$

10. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к определенному классу (группе) неорганических соединений.

ФОРМУЛА
ВЕЩЕСТВА

1. $\text{CrO}.$
2. $\text{CrO}_3.$
3. $\text{H}_3\text{BO}_3.$
4. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6].$

КЛАСС (ГРУППА)
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- А. Кислота.
- Б. Основание.
- В. Основной оксид.
- Г. Амфотерный оксид.
- Д. Кислотный оксид.
- Е. Соль.

Тест по теме «Вещества и их свойства»

Вариант 1

- Химический элемент кислород входит в состав всех:
1) сульфидов; 2) солей; 3) оксидов; 4) кислот.
- Формула простого вещества:
1) O_2 ; 2) H_2O ; 3) NO ; 4) KOH .
- Формула соли:
1) HNO_3 ; 2) H_2O ; 3) $Ca(OH)_2$; 4) NH_4Cl .
- Раствор какого вещества имеет кислую реакцию среды:
1) HNO_3 ; 2) Na_2O ; 3) $BaCl_2$; 4) KOH ?
- При пропускании неизвестного газа через раствор известковой воды произошло ее помутнение. Неизвестный газ – это:
1) H_2 ; 2) N_2 ; 3) O_2 ; 4) CO_2 .
- Газ выделяется при действии соляной кислоты на раствор:
1) Na_2CO_3 ; 2) $BaCl_2$; 3) NH_4Cl ; 4) KOH .
- Фенолфталеин имеет малиновую окраску в растворе:
1) HCl ; 2) SO_3 ; 3) $BaCl_2$; 4) KOH .
- Газ, который можно собирать методом вытеснения воздуха из перевернутой вверх дном пробирки:
1) кислород; 2) водород;
3) углекислый газ; 4) сероводород.
- С какими веществами, формулы которых приведены ниже, реагирует раствор гидроксида натрия:
1) CO_2 ; 2) Cu ; 3) H_2SO_4 ; 4) CaO ?
- Газ с резким запахом, образующийся в результате растирания гашеной извести с хлоридом аммония:
1) HCl ; 2) NH_3 ; 3) CO_2 ; 4) O_2 .
- Белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте, образуется при взаимодействии:
1) $Ba(OH)_2$ и HNO_3 ; 2) $CuCl_2$ и $NaOH$;
3) $FeCl_3$ и $NaOH$; 4) $CaCl_2$ и $AgNO_3$.

12. В каком порядке нужно записать формулы веществ, чтобы получился ряд: неметалл – оксид – кислота – соль:
 1) H_3PO_4 ; 2) Na_3PO_4 ; 3) P_2O_5 ; 4) P?
13. С каким максимальным количеством вещества карбоната кальция может прореагировать 100 г 36,5%-ного раствора соляной кислоты:
 1) 0,1 моль; 2) 0,25 моль; 3) 0,5 моль; 4) 2 моль?
14. На 6,5 г цинка подействовали избытком соляной кислоты. Объем выделившегося при этом газа составил (л):
 1) 6,5; 2) 1,12; 3) 2,24; 4) 4,48.
15. Массовая доля натрия в гидроксиде натрия NaOH равна (%)
 (Ответ округлите до целых.)
16. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять, чтобы нейтрализовать 100 г 9,8 %-ного раствора серной кислоты?
 (Ответ округлите до целых.)

Вариант 2

1. Химический элемент водород входит в состав:
 1) углекислого газа; 2) воды;
 3) пирита; 4) озона.
2. Формула сложного вещества:
 1) O_2 ; 2) O_3 ; 3) F_2 ; 4) P_2O_5 .
3. Формула кислоты:
 1) HNO_3 ; 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 3) N_2O_5 ; 4) S_8 .
4. Нейтральную реакцию среды имеет раствор вещества:
 1) N_2O_5 ; 2) NaCl ; 3) NaOH ; 4) H_2SO_4 .
5. Зажженную лучину поднесли к пробирке с неизвестным газом, при этом произошел хлопок. Неизвестный газ – это:
 1) H_2 ; 2) N_2 ; 3) O_2 ; 4) CO_2 .
6. Выделение газа наблюдается при действии раствора гидроксида калия на твердый:
 1) NH_4Cl ; 2) P_2O_5 ; 3) Na_2O ; 4) K_2CO_3 .

Контрольная работа № 1

1. Среди следующих веществ найдите соли. Составьте их структурные формулы. (4 балла)
 KNO_2 , Al_2O_3 , Al_2S_3 , HCN , CS_2 , H_2S , $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, SiCl_4 , CaSO_4 , AlPO_4 .
2. Составьте уравнения реакций, протекающих при взаимодействии с раствором гидроксида натрия:
1) оксида углерода (IV), 2) оксида серы (IV),
3) оксида азота (III), 4) оксида азота(V).
Зависят ли продукты каждой из этих реакций от того, какое из исходных веществ взято в избытке? Составьте уравнения реакций, по которым из соответствующих оксидов можно получить следующие соли: карбонат бария, фосфат натрия, сульфит магния, силикат цинка. (6 баллов)
3. С какими из следующих оксидов может реагировать гидроксид калия: SiO_2 , MgO , Al_2O_3 , FeO , SeO_3 , Mn_2O_7 ? Укажите условия протекания этих реакций:
а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$,
б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{AlCl}_3$.
(4 балла)
4. Выразите в молях:
1) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ;
2) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота;
3) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 .
Какова молярная масса указанных веществ? (4 балла)
5. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите молярную, атомную массы металла. (4 балла)
6. Масса 200 см^3 ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определите молярную массу ацетилена. (4 балла)

4. РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ ИХ КОНЦЕНТРАЦИИ

Еще в средние века алхимикам хорошо было известно правило: «*Similia similibus solvuntur*», что означает: «Подобное растворяется в подобном». В описаниях химических процессов они всегда указывали концентрации и способы приготовления исходных растворов.

Растворами называют гомогенные фазы, состав и свойства которых может изменяться в определенных, часто весьма широких пределах. Все газовые смеси, включая воздушную атмосферу, являются истинными растворами со свойствами, близкими к идеальным.

Концентрация растворов выражается отношением массы, числа молей или числа эквивалентов растворенного вещества, приходящегося на массу, общее количество молей или объем всего раствора или только растворителя.

Растворенными веществами при одинаковом агрегатном состоянии компонентов обычно считаются компоненты, находящиеся в недостатке, в то время как компонент, находящийся в избытке, считается *растворителем*. При разных агрегатных состояниях компонентов раствора *растворителем* обычно считается компонент, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора. Например, в случае жидких растворов твердых и газообразных веществ растворителем всегда считается жидкий компонент, независимо от концентрации растворенных веществ, которая часто превышает 50 масс. %.

Однако практическое применение в технике и лабораторной практике нашли лишь следующие способы.

1. *Процентная концентрация* – отношение массы растворенного вещества $m_е$ к общей массе раствора m_{Σ} :

$$C_{\%} = \frac{m_е}{m_{\Sigma}} \cdot 100 \%$$

Пример: 20 %-ный раствор Na_2SO_4 содержит 20 г Na_2SO_4 и 80 г H_2O .

Этот способ широко распространен в технике и в быту ввиду удобства приготовления, разбавления растворов, а также практических расчетов и пересчетов в другие способы выражения концентрации. Недостатком метода является необходимость пересчета в молярные способы выражения концентрации при аналитических и стехиометрических расчетах по химическим формулам веществ и схемам химических реакций.

2. *Молярная концентрация (молярность)* – число молей растворенного вещества $n_е$, содержащихся в объеме раствора:

$$C_M = M = \frac{n_е}{V_p} \text{ (моль/м}^3 \text{ или моль/л),}$$

где V_p – объем раствора, м^3 или л.

Пример: 1М раствор H_2SO_4 содержит в каждом литре 1 моль H_2SO_4 , или 98 г.

Это наиболее распространенный способ выражения концентрации жидких растворов в аналитической и препаративной химии, так как он предполагает быстрое приготовление растворов в мерных колбах путем добавления растворителя к определенному количеству известного раствора (так называемой аликвоте) до некоторого фиксированного объема. К недостаткам метода следует отнести низкую точность приготовления растворов (измерение объемов обычно производится с точностью в несколько процентов, в то время как взвешивание имеет точность не хуже сотых долей процентов), а также изменение молярности приготовленных растворов с изменением температуры ввиду их термического расширения.

3. *Нормальная концентрация (нормальность)* – число эквивалентов растворенного вещества z_6 , содержащихся в объеме раствора V_p :

$$C_H = N = \frac{z_6}{V_p} \text{ (г-экв/м}^3 \text{ или г-экв/л)}.$$

Пример: 1Н раствор H_2SO_4 содержит в каждом литре 1 эквивалент H_2SO_4 , или 49 г.

По сравнению с молярностью, нормальность раствора имеет важное преимущество: при одинаковых нормальностях реагирующих растворов объемы реагирующих растворов всегда равны, так как содержат одинаковое количество эквивалентов, а вещества реагируют в эквивалентных отношениях. Вместе с тем нормальности растворов пригодны только для однотипных реакций, так как каждое вещество имеет различные эквиваленты в различных реакциях.

4. *Моляльная концентрация (моляльность)* – число молей растворенного вещества n_6 , содержащихся в 1 кг растворителя ($m_a = 1 \text{ кг} = 1000 \text{ г}$):

$$C_m = m = \frac{n_6}{m_a} \text{ (моль/кг или моль/1000 г)}.$$

Пример: 1 м водный раствор H_2SO_4 содержит в каждом килограмме воды 1 моль H_2SO_4 , или 98 г.

Этот способ выражения концентрации широко применяется в теории растворов, особенно растворов электролитов, ввиду его независимости от температуры и возможности приготовления растворов с высокой точностью выражения концентрации. По этим причинам все современные справочники по растворам электролитов обычно используют моляльный способ выражения концентрации. Вся стандартизация электродных потенциалов, рН, активностей, растворимостей и других термодинамических свойств растворов приведена к единице моляльности. К недостаткам способа относится необходимость пересчета количества вещества, приходящегося на 1 кг растворителя, на массу или объем всего раствора.

5. *Молярная доля* – отношение числа молей растворенного вещества n_e к общему количеству молей раствора n_Σ :

$$N_p = \frac{n_e}{n_\Sigma},$$

где $n_\Sigma = n_e + n_a$; n_a – число молей растворителя.

Пример: водный раствор H_2SO_4 с молярной долей 0,2 содержит 1 моль H_2SO_4 и 4 моль H_2O .

Этот способ выражения концентрации широко распространен в физической химии, так как прямо указывает на концентрацию частиц компонента в смеси частиц, независимо от природы и массы самих частиц. К недостаткам метода следует отнести крайне низкие численные значения ввиду обычно наблюдающегося огромного избытка легких молекул растворителя в практической области концентраций, а также неудобство при практическом применении, связанное с необходимостью пересчета в единицы массы через соответствующие молекулярные массы.

Растворы. Способы выражения концентрации раствора

Задача 1

Магний массой 4,8 г растворили в 200 мл 12%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,05$ г/мл). Вычислите массовую долю сульфата магния в конечном растворе.

Решение

1. Составлено уравнение химической реакции:
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$.
2. Рассчитаны массы веществ, полученных в ходе реакции:
 $n(\text{Mg}) = n(\text{MgSO}_4) = n(\text{H}_2) = m(\text{Mg})/M(\text{Mg}) = 4,8/24 = 0,20$ моль;
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,05 \cdot 200 \cdot 0,12/98 = 0,26$ моль (в избытке);
 $m(\text{MgSO}_4) = n(\text{MgSO}_4) \cdot M(\text{MgSO}_4) = 0,2 \cdot 120 = 24$ г;
 $m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 0,2 \cdot 2 = 0,4$ г.
3. Рассчитана масса раствора:
 $m_1(\text{раствора}) = \rho \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,05 \cdot 200 = 210$ г;
 $m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m(\text{Mg}) - m(\text{H}_2) = 210 + 4,8 - 0,4 = 214,4$ г.
4. Найдена массовая доля MgSO_4 :
 $w(\text{MgSO}_4) = m(\text{MgSO}_4)/m_2(\text{раствора}) = 24/214,4 = 0,112$, или 11,2 %.

Задача 2

Определите массу 3%-ного раствора пероксида водорода, который можно получить разбавлением водой 50 г его 3%-ного раствора.

Решение

$$m_1(\text{раствор}) / m_2(\text{раствор}) = w_2 / w_1;$$

$$50 / x = 3 / 30;$$

$$3x = 50 \cdot 30 = 1500;$$

$$x = 500 \text{ г.}$$

Последнюю задачу можно также решить, используя «правило креста»:

$$\begin{array}{ccc|c} 30 \% & & 3 \% & 50 \\ & \backslash & / & \\ & 3 \% & & \\ & / & \backslash & \\ 0 \% & & 27 \% & x \end{array}$$

$$3 / 27 = 50 / x;$$

$$x = 450 \text{ г воды};$$

$$450 \text{ г} + 50 \text{ г} = 500 \text{ г.}$$

Задача 3

Определите массу (г) кристаллогидрата сульфата меди состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и объем (мл) воды, необходимые для приготовления 150 г 10%-ного раствора при комнатной температуре.

Решение

$$m_{\text{кр}} = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m_{(\text{p})} = 150 \text{ г}$$

$$w_{\text{CuSO}_4} = 0,1$$

$$M_{\text{кр}} = 149,68 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) =$$

$$= 159,61 \text{ г/моль}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$$

$$m_{\text{кр}} = m(\text{CuSO}_4) \cdot M_{\text{кр}} / M(\text{CuSO}_4) =$$

$$= w(\text{CuSO}_4) \cdot m_{(\text{p})} \cdot M_{\text{кр}} / M(\text{CuSO}_4) =$$

$$= 0,1 \cdot 150 \cdot 249,68 / 159,61 = 23,46 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= (m_{(\text{p})} - m_{\text{кр}}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= (150 - 23,46) / 1 = 126,54 \text{ мл}$$

Ответ. Для приготовления раствора CuSO_4 надо взять 23,46 г кристаллогидрата состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и 126,54 мл воды.

В лабораторной практике приходится готовить разбавленный раствор с массовой долей растворенного вещества w'_B и массой $m'_{(p)}$ из концентрированного раствора того же вещества w''_B и $m''_{(p)}$ разбавлением последнего водой с массой $m_{\text{воды}}$. Тогда все величины связаны между собой отношением:

$$w'_B \cdot m'_{(p)} = w'_B \cdot (m''_{(p)} + m_{\text{воды}}) = w''_B \cdot m''_{(p)},$$

так как масса растворенного вещества остается постоянной при разбавлении концентрированного раствора водой и $m'_{(p)} = m''_{(p)} + m_{\text{воды}}$.

Возможен способ приготовления концентрированного раствора выпариванием некоторой массы $m_{\text{воды}}$ из разбавленного раствора. Тогда все величины связаны соотношением:

$$w''_B \cdot m''_{(p)} = w''_B \cdot (m'_{(p)} - m_{\text{воды}}) = w'_B \cdot m'_{(p)},$$

так как масса растворенного вещества остается постоянной при выпаривании из раствора воды и $m''_{(p)} = m'_{(p)} - m_{\text{воды}}$.

На практике иногда появляется необходимость приготовления раствора промежуточного состава – $w_B, m_{(p)}$ – при смешивании концентрированного и разбавленного растворов. Тогда все величины связаны соотношением:

$$w_B \cdot m_{(p)} = w_B \cdot (m'_{(p)} + m''_{\text{воды}}) = w'_B \cdot m'_{(p)} + w''_B \cdot m''_{(p)},$$

так как масса растворенного вещества в приготовленном растворе равна сумме масс этого вещества в концентрированном и разбавленном растворах.

Задача 4

Определите, какой объем воды при комнатной температуре надо добавить к 0,5 л 40%-ного раствора NaOH с плотностью 1430 г/л для приготовления 10%-ного раствора.

Решение

$$\begin{array}{l} V(\text{H}_2\text{O}) = ? \\ V_{(p)} = 0,5 \text{ л} \\ w''_{\text{NaOH}} = w''_B = 0,4 \\ \rho''_{(p)} = 1430 \text{ г/л} \\ w_{\text{NaOH}} = w'_B = 0,1 \\ \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г/л} \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = \\ = \{m'_{(p)} - m''_{(p)}\} / \rho(\text{H}_2\text{O}) = \\ = \{w''_B \cdot m''_{(p)} / w'_B \cdot m - m''_{(p)}\} / \rho(\text{H}_2\text{O}) = \\ = m''_{(p)} \cdot (w''_B - w'_B) / \{w'_B \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})\} = \\ = \{\rho''_{(p)} V''_{(p)} (w''_B - w'_B)\} / \{w'_B \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})\} = \\ = \{1430 \cdot 0,5(0,4 - 0,1)\} / \{0,1 \cdot 1000\} = 2,15 \text{ л} \end{array} \right.$$

Ответ. Для приготовления раствора NaOH надо добавить 2,15 л воды.

Задачи

1. Определите массовую долю хлорида калия, если для приготовления данного раствора использовали 15 г данной соли и 150 мл воды.
2. Сколько необходимо взять воды и соли сульфата алюминия для приготовления раствора с массовой долей 5 %?
3. К 50 г 8 %-ного раствора гидроксида натрия прилили избыток раствора хлорида меди (II). Масса выпавшего осадка равна:
1) 9,8 г; 2) 4,9 г; 3) 19,6 г; 4) 6,5 г.
4. Для получения водорода с помощью цинка израсходовали 400 г 3,5 %-ной серной кислоты. Масса цинка, вступившего в реакцию, равна:
1) 9,28 г; 2) 18,56 г; 3) 12,37 г; 4) 13 г.
5. Массе сульфата натрия Na_2SO_4 , равной 14,2 г, соответствует количество вещества:
1) 0,5 моль; 2) 0,25 моль; 3) 2 моль; 4) 0,1 моль.
6. При полном разложении 72 г воды количество вещества и объем (при н.у.) выделившегося водорода:
1) 4 моль; 89,6 л; 2) 2 моль; 44,8 л;
3) 0,5 моль; 11,2 л; 4) 4 моль; 44,8 л.
7. В 0,5 моль силиката натрия Na_2SiO_3 масса натрия равна:
1) 23 г; 2) 46 г; 3) 4,6 г; 4) 69 г.
8. При разложении хлорида серебра образовалось 1,08 г металла. Объем выделившегося при этом газа Cl_2 (н.у.) равен:
1) 0,224 л; 2) 2,24 л; 3) 1,12 л; 4) 0,112 л.
9. При взаимодействии 60 г 20 %-ного раствора соляной кислоты с цинком получится соль количеством вещества:
1) 3,2 моль; 2) 0,16 моль; 3) 0,32 моль; 4) 1,6 моль.
10. К 180 г 8 %-ного раствора хлорида натрия добавили 20 г NaCl . Чему равна массовая доля хлорида натрия в образовавшемся растворе? Запишите число с точностью до десятых.

11. Какой объем хлорметана (н.у.) образуется при взаимодействии 10 л метана и 8 л хлора? Запишите число с точностью до целых.
12. Для получения водорода с помощью цинка израсходовали 400 г 3,5 %-ной серной кислоты. Масса цинка, вступившего в реакцию, равна:
1) 9,28 г; 2) 18,56 г; 3) 12,37 г; 4) 13 г.
13. К 50 г раствора хлорида кальция с массовой долей 4 % добавили 1 г этой же соли и 10 г воды. Чему равна массовая доля соли в полученном растворе? Запишите число с точностью до десятых.
14. Чему равна масса соли, образовавшейся при растворении оксида меди (II) массой 20 г в избытке серной кислоты? Запишите число с точностью до целых.
15. Определите массу воды, которую надо добавить к 20 г раствора уксусной кислоты с массовой долей 70 % для получения раствора уксуса с массовой долей 3 %.
16. Цинк массой 45,5 г нагрели с 35,68 г NaOH. Рассчитайте объем выделившегося водорода (н.у.) по уравнению реакции:
- $$\text{Zn} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow.$$
- Запишите число с точностью до целых.
17. Какую массу оксида кальция необходимо взять для приготовления 495 г раствора гидроксида кальция с массовой долей 1,5 %? Запишите число с точностью до десятых.
18. К 200 г 10 %-ного раствора KCl добавили 50 г воды. Чему равна массовая доля KCl в полученном растворе? Запишите число с точностью до целых.
19. Чему равна масса соли, которая вводится в организм при вливании 333 г физиологического раствора, содержащего 0,85 % по массе поваренной соли? Запишите число с точностью до целых.
20. Смешали 300 г раствора с массовой долей вещества 25 % и 400 г раствора с массовой долей 40 %. Чему равна массовая доля вещества в полученном растворе? Запишите число с точностью до десятых.

21. В 250 г 8 %-ного раствора NaCl растворили 15 г поваренной соли. Рассчитайте массу соли в полученном растворе. Запишите число с точностью до целых.
22. Смешали 150 г 12 %-ного раствора KNO₃ и 300 г 7 %-ного раствора этой соли. Чему равна масса соли в полученном растворе? Запишите число с точностью до целых.
23. Какая масса карбоната натрия потребуется для приготовления 0,5 л 13 %-ного раствора плотностью 1,13 г/мл? Запишите число с точностью до десятых.
24. Какая масса азотной кислоты содержится в 1 л ее 20 %-ного раствора с плотностью 1,05 г/мл?
25. К 350 г 20 %-ного водного раствора этанола добавили 120 мл C₂H₅OH (плотность – 0,80 г/мл). Рассчитайте массу спирта в полученном растворе. Запишите число с точностью до целых.
26. Из 400 г 12 %-ного раствора хлорида кальция выпарили 120 г воды. Рассчитайте массу воды в полученном растворе. Запишите число с точностью до целых.

5. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

В 1887 г. С. Аррениус разработал теорию электролитической диссоциации. Ее основные положения:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (подвергаются электролитической диссоциации).

2. Под действием электрического тока катионы (+) двигаются к катоду (-), а анионы (-) – к аноду (+).

3. Электролитическая диссоциация – процесс обратимый (обратная реакция называется моляризацией).

4. Степень электролитической диссоциации (a) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул, введенных в раствор (N):

$$a = n / N, 0 < a < 1.$$

Механизм электролитической диссоциации ионных веществ

При растворении соединений с ионными связями (например, NaCl) процесс гидратации начинается с ориентации диполей воды вокруг всех выступов и граней кристаллов соли.

Ориентируясь вокруг ионов кристаллической решетки, молекулы воды образуют с ними либо водородные, либо донорно-акцепторные связи. При этом процессе выделяется большое количество энергии, которая называется энергией гидратации.

Энергия гидратации, величина которой сравнима с энергией кристаллической решетки, идет на разрушение кристаллической решетки. При этом гидратированные ионы слой за слоем переходят в растворитель и, перемешиваясь с его молекулами, образуют раствор.

Аналогично диссоциируют и вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (полярные моле-

кулы). Вокруг каждой полярной молекулы вещества (например, HCl) определенным образом ориентируются диполи воды. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, далее уже легко образуются свободные гидратированные ионы (рис. 2).

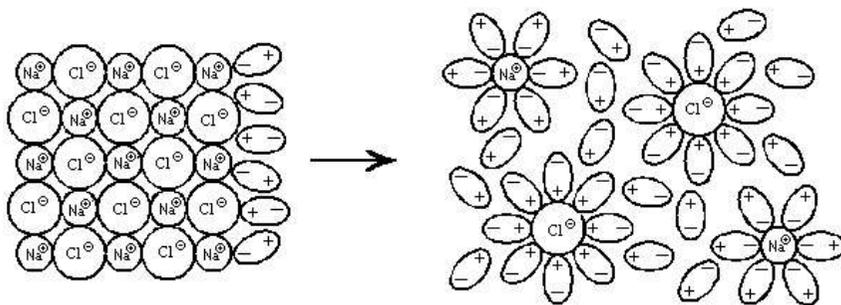


Рис. 2. Взаимодействие вещества с молекулами растворителя

Электролиты и неэлектролиты

Для краткой характеристики поведения различных веществ в воде и других растворителях в химии используют представление об электролитах.

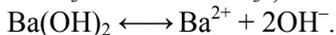
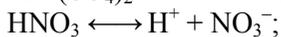
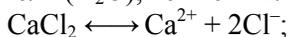
Электролит – химическое вещество, при растворении которого в растворе появляются ионы.

При этом в раствор могут перейти уже существующие ионы, как это происходит при растворении ионных соединений (солей или оснований), или ионы могут образоваться в результате взаимодействия с водой молекул растворяемого вещества (например, кислоты). В обоих случаях раствор электролита образуется в результате химического растворения. Если при растворении вещества в растворе никакие ионы дополнительно не появляются, то такое вещество называют неэлектролитом. Растворы неэлектролитов образуются в результате физического растворения. Если вещество вступает с водой в химическую реакцию, то говорить о том, электролит оно или нет, бессмысленно. Растворы электролитов проводят электрический ток.

Установлено, что все электролиты можно разделить на две группы: слабые и сильные. *Сильные электролиты* в водных растворах диссоциированы практически полностью. Понятие степени

диссоциации к ним практически не применимо, а отклонение изотонического коэффициента от целочисленных значений объяснимо несколько иными причинами. *Слабые электролиты* диссоциируют в водных растворах лишь частично, и в растворе имеет место динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами.

Электролитическая 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:



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

Сильные электролиты

Вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями: все хорошо растворимые соли, сильные кислоты (HCl , HBr , HI , HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3) и сильные основания (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

В растворе сильного электролита растворённое вещество находится в основном в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Слабые электролиты

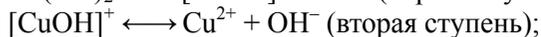
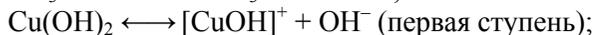
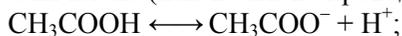
Вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов, наряду с ионами, содержат недиссоциированные молекулы. Слабые электролиты не могут дать большой концентрации ионов в растворе.

К слабым электролитам относятся:

1) почти все органические кислоты (CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ и др.);

- 2) некоторые неорганические кислоты ($\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, H_2S и др.);
- 3) почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; NH_4OH);
- 4) вода.

Они плохо (или почти не проводят) электрический ток.

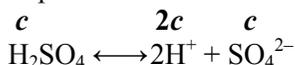


Неэлектролиты

Вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток. Они содержат ковалентные неполярные или малополярные связи, которые не распадаются на ионы. Электрический ток не проводят газы, твердые вещества (неметаллы), органические соединения (сахароза, бензин, спирт).

Степень диссоциации

Концентрация ионов в растворах зависит от того, насколько полно данный электролит диссоциирует на ионы. В растворах сильных электролитов, диссоциацию которых можно считать полной, концентрацию ионов легко определить по концентрации (c) и составу молекулы электролита (стехиометрическим индексам), например:



Концентрации ионов в растворах слабых электролитов качественно характеризуют степень диссоциации.

Степень диссоциации (α) зависит от концентрации раствора слабого электролита. При разбавлении водой степень диссоциации всегда увеличивается, так как увеличивается число молекул растворителя (H_2O) на одну молекулу растворенного вещества. Степень электролитической диссоциации зависит от температуры раствора. Обычно при увеличении температуры степень диссоциации растет, так как активируются связи в молекулах, они становятся более подвижными и легче ионизируются. Концентрацию ионов

в растворе слабого электролита можно рассчитать, зная степень диссоциации α и исходную концентрацию вещества c в растворе.

Константа диссоциации

Константа диссоциации (KD) – отношение произведения равновесных концентраций ионов в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов к концентрации недиссоциированных молекул.



$$\text{KD} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Она является константой равновесия процесса электролитической диссоциации, характеризует способность вещества распадаться на ионы: чем выше KD, тем больше концентрация ионов в растворе.

Диссоциации слабых многоосновных кислот или многокислотных оснований протекают по ступеням, соответственно, для каждой ступени существует своя константа диссоциации.

Ионное произведение воды

Вода является слабым электролитом и в незначительной степени диссоциирует на ионы по реакции:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22 \text{ }^\circ\text{C)}.$$

В знаменателе дроби – концентрация недиссоциированных молекул воды, которую можно считать постоянной и определить в 1 л, приняв массу 1 л воды за 1000 г:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 / 18 = 55,56 \text{ молей.}$$

Тогда

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$\text{или } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (ионное произведение воды).}$$

pH раствора

Величина pH используется для характеристики кислотности раствора. Если концентрация ионов водорода равна $[\text{H}^+]$, то

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

В чистой воде:



В кислых растворах:



В щелочных растворах:



Ионные реакции в растворе

Реакции ионного обмена – это реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов.

Правила составления ионных уравнений реакций:

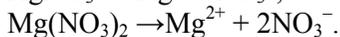
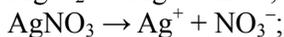
1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют.
2. В реакциях используют растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов.
3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.
4. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой частях уравнения должна быть одинаковой.

Для более точного определения значения pH растворов используют сложную смесь нескольких индикаторов, нанесенную на фильтровальную бумагу (так называемый универсальный индикатор Кольтофа). Полоску индикаторной бумаги обмакивают в исследуемый раствор, кладут на белую непромокаемую подложку и быстро сравнивают окраску полоски с эталонной шкалой для pH.

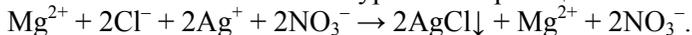
Порядок составления ионных уравнений реакции:

1. Записывают молекулярное уравнение реакции:
$$\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} \downarrow + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2.$$
2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости:
$$\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} \downarrow + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2.$$

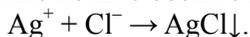
3. Записывают уравнения диссоциации растворимых в воде исходных веществ и продуктов реакции:



4. Записывают полное ионное уравнение реакции:

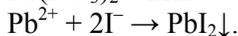
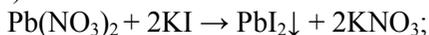


5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

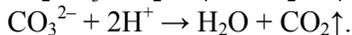
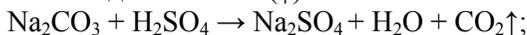


Условия необратимости реакций ионного обмена:

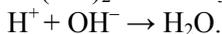
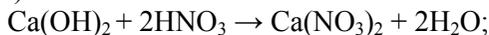
1. Если образуется осадок (\downarrow) (см. таблицу растворимости в прил. 2):



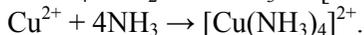
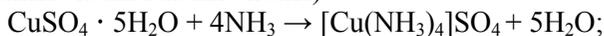
2. Если выделяется газ (\uparrow):



3. Если образуется малодиссоциированное вещество (например, H_2O):



4. Если образуются комплексные соединения (малодиссоциированные комплексные ионы):



В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, малодиссоциированных соединений (H_2O) или комплексных ионов, реакции обмена обратимы.

Задачи

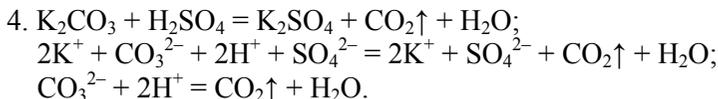
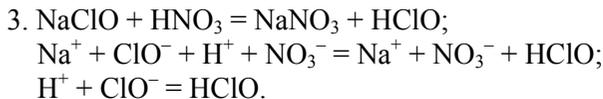
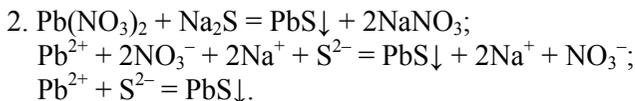
Пример 1. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:

- 1) HCl и NaOH ; 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; 3) NaClO и HNO_3 ;
4) K_2CO_3 и H_2SO_4 ; 5) CH_3COOH и NaOH .

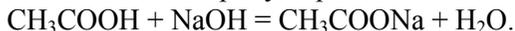
Решение

В результате взаимодействия этих веществ происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H_2O , HClO), осадка ($\text{PbS}\downarrow$), газа ($\text{CO}_2\uparrow$).

1. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
в ионном виде: $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$;
исключив одинаковые ионы Na^+ и Cl^- из обеих частей равенства получим краткое ионно-молекулярное уравнение: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.



5. В реакции два слабых электролита (CH_3COOH и H_2O), но так как реакции идут в сторону большего связывания ионов и вода – более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды:



Пример 2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:

- 1) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{PbCrO}_4$;
3) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
4) $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.

Решение

В левой части данных ионно-молекулярных уравнений указаны свободные ионы, которые образуются при диссоциации растворимых сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимых сильных электролитов (см. таблицу растворимости в прил. 2):

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$;
- 3) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{ZnOHCl} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Задания для самостоятельного решения

1. Приведите полные ионные и молекулярные уравнения реакций, соответствующие сокращенным ионным уравнениям:
 - 1) $\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}^+ = \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$.
2. Приведите по одному примеру реакции ионного обмена, протекающей до конца, с:
 - 1) выделением воды;
 - 2) образованием осадка;
 - 3) одновременным выделением газа и воды.
3. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионных видах следующие уравнения реакций:
 - 1) $\text{K}_2\text{O} + \text{HNO}_3$;
 - 2) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$;
 - 3) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$.
4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - 1) NaHCO_3 и NaOH ;
 - 2) K_2SiO_3 и HCl ;
 - 3) BaCl_2 и Na_2SO_4 .
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - 1) K_2S и HCl ;
 - 2) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;
 - 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH .

6. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 1) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}\downarrow$; 2) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3$.
7. Какое из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.
8. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 1) KHCO_3 и H_2SO_4 ; 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH ; 3) CaCl_2 и AgNO_3 .
9. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 1) CuSO_4 и H_2S ; 2) BaCO_3 и HNO_3 ; 3) FeCl_3 и KOH .
10. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 1) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$; 2) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.
11. Какое из веществ: KHCO_3 , CH_3COOH , NiSO_4 , Na_2S – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.
12. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 1) $\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;
 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$;
 3) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow$.
13. Какое из веществ: NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHCO_3 – взаимодействует с раствором гидроксида натрия. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.
14. Какое из веществ: Na_2CO_3 , HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH – взаимодействует с раствором соляной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.
15. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 1) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

16. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
- 1) $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$;
 - 2) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - 3) $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}$.
17. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
- 1) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и Na_2S ;
 - 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ;
 - 3) Al_2O_3 и HCl .
18. Реакцией ионного обмена, идущей в водном растворе до конца, является взаимодействие:
- 1) сульфата аммония и хлорида бария;
 - 2) серной кислоты и нитрата натрия;
 - 3) сульфата натрия и соляной кислоты;
 - 4) нитрата калия и сульфата натрия.
19. Установите соответствие между реагентами и ионно-молекулярным уравнением реакции.

РЕАГЕНТЫ

ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ
УРАВНЕНИЕ

- | | |
|--|--|
| 1. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$. | А. $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. |
| 2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$. | Б. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. |
| 3. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. | В. $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$. |
| 4. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$. | Г. $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. |
| | Д. $\text{CO}_3^{2-} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HCO}_3^-$. |

20. Сокращенное ионное уравнение реакции между водными растворами хлорида кальция и карбоната натрия:
- 1) $\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}^+ = 2\text{NaCl} + \text{Ca}^{2+}$;
 - 2) $\text{Ca}^{2+} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{Na}^+$;
 - 3) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$;
 - 4) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = 2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3$.

21. Установите соответствие между взаимодействующими веществами и сокращенным ионным уравнением реакции.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

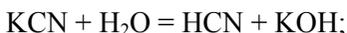
1. Гидроксид бария и азотная кислота.
2. Нитрат бария и серная кислота.
3. Сероводородная кислота и гидроксид калия.
4. Гидроксид калия и азотная кислота.
5. Гидроксид бария и серная кислота.

КРАТКОЕ ИОННОЕ
УРАВНЕНИЕ

- A. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Б. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- В. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.
- Г. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Д. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Е. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$.

6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизом солей является процесс химического взаимодействия солей с водой. Таким образом, гидролизом называют взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Например, следующие реакции являются реакциями гидролиза:



Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) слабой кислотой и слабым основанием;
- б) слабой кислотой и сильным основанием;
- в) сильной кислотой и слабым основанием.

Соли же, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, а процесс нейтрализации в этом случае сводится к следующему:



Следует учитывать, что обратная реакция диссоциации воды на ионы протекает незначительно.

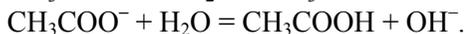
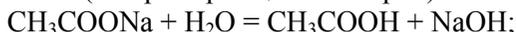
Слабыми кислотами являются: HNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 , CH_3COOH , H_2SiO_3 , HF , H_2CO_3 , HCN , H_2S , H_3PO_4 , NH_4OH .

Сильными кислотами являются: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HMnO_4 .

Сильными основаниями являются все щелочи, кроме NH_4OH (например, KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

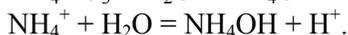
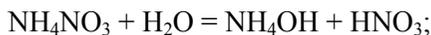
Рассмотрим подробнее *основные три случая гидролиза солей*:

1. *Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием* (на примере ацетата натрия):



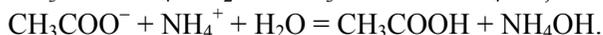
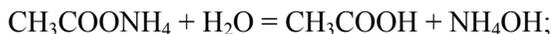
В данном случае гидролизует анион соли, а реакция сопровождается образованием ионов OH^- . Реакция среды – **щелочная**.

2. *Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:*



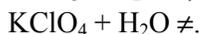
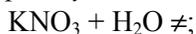
Здесь гидролизуется катион соли и реакция сопровождается образованием ионов H^+ . Реакция среды – **кислая**.

3. *Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:*



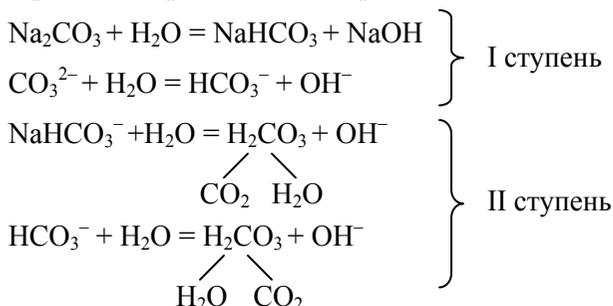
Здесь гидролиз идёт и по катиону, и по аниону с образованием сразу двух слабых электролитов. Среда в растворах таких солей зависит от относительной силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания, но в целом близка к **нейтральной**.

Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуется:



Гидролизу подвергается не вся соль, а лишь её часть, т. е. в растворе устанавливается равновесие между солью и образующими её кислотой и основанием.

Процесс гидролиза может протекать ступенчато, например:



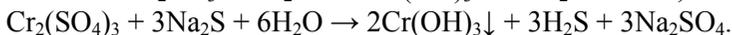
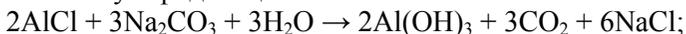
Гидролиз по первой ступени всегда протекает в большей степени, чем по второй. Аналогично протекает гидролиз соли, образованной слабым основанием многовалентного металла. Особенно глубоко протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.

Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом

К числу таких реакций относятся взаимодействия солей двухвалентных катионов (кроме Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}) с водными растворами карбонатов натрия или калия, сопровождающиеся образованием осадков менее растворимых основных карбонатов:



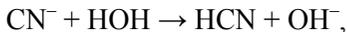
а также реакции взаимодействия солей Al^{3+} , Cr^{3+} и Fe^{3+} (при взаимодействии водных растворов солей трёхвалентного железа с сульфидами щелочных металлов протекает окислительно-восстановительная реакция: $2\text{Fe}^{3+} + \text{S}^{2-} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{S}^0$) с водными растворами карбонатов и сульфидов щелочных металлов:



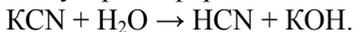
Пример 1. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: 1) KCN; 2) Na_2CO_3 ; 3) ZnSO_4 . Определите реакцию среды растворов этих солей.

Решение

1. Цианид калия KCN – соль слабой одноосновной кислоты HCN и сильного основания KOH. При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K^+ и анионы CN^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как KOH – сильный электролит. Анионы же CN^- связывают ионы H^+ воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизуеться, как принято говорить, по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

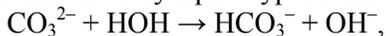


В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH^- , поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

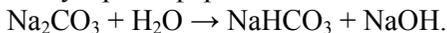
2. Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль слабой двуосновной кислоты H_2CO_3 и сильного основания NaOH. В этом случае анионы соли, связывая водородные ионы воды, образуют анионы кислой соли, а не молекулы H_2CO_3 , так как ионы диссоциируют гораздо

труднее, чем молекулы ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$). В стандартных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по аниону.

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



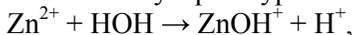
или в молекулярной форме:



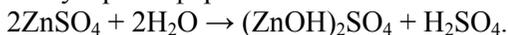
В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

3. Сульфат цинка ZnSO_4 – соль слабого двухкислотного основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . В этом случае катионы Zn^{2+} связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли ZnOH^+ . Образование молекул $\text{Zn}(\text{OH})_2$ не происходит, так как ионы ZnOH^+ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы $\text{Zn}(\text{OH})_2$. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по катиону.

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:



В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO_4 имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

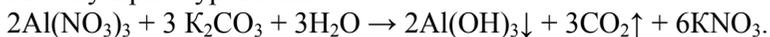
Пример 2. Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ? Составьте молекулярное уравнение реакции.

Решение

Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуется по катиону, а K_2CO_3 – по аниону.

Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, так как ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ и $\text{CO}_2\uparrow$ (H_2CO_3).

Молекулярное уравнение:



Задания для самостоятельного решения

- Щелочная среда в растворе соли:
 - 1) Na_2SO_4 ;
 - 2) NH_4Cl ;
 - 3) CH_3COONa ;
 - 4) NaCl .
- Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:
 - 1) KCl и Na_2S ;
 - 2) K_2SiO_3 и Na_2CO_3 ;
 - 3) FeCl_2 и NH_4Cl ;
 - 4) CuSO_4 и Na_2SO_4 .
- Установите соответствие между солью и её способностью к гидролизу.

СОЛЬ

СПОСОБНОСТЬ К ГИДРОЛИЗУ

- Карбонат натрия.
 - Хлорид аммония.
 - Сульфат калия.
 - Сульфид алюминия.
- Гидролиз по катиону.
 - Гидролиз по аниону.
 - Гидролиз по катиону и аниону.
 - Гидролизу не подвергается.
- Установите соответствие между солью и реакцией среды в ее водном растворе.

СОЛЬ

РЕАКЦИЯ СРЕДЫ

- Нитрат бария.
 - Хлорид железа (III).
 - Сульфат аммония.
 - Ацетат калия.
- Кислая.
 - Нейтральная.
 - Щелочная.
- Установите соответствие между солью и отношением её к гидролизу.

СОЛЬ

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- Пропионат аммония.
 - Сульфид цезия.
 - Сульфид алюминия.
 - Карбонат натрия.
- Не гидролизуются.
 - Гидролизуются по катиону.
 - Гидролизуются по аниону.
 - Гидролизуются по катиону и аниону.

6. Установите соответствие между формулой соли и молекулярно-ионным уравнением гидролиза соли.

ФОРМУЛА СОЛИ	МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ
1. CuSO_4 .	А. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.
2. K_2CO_3 .	Б. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$.
3. CH_3COONa .	В. $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$.
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.	Г. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.
	Д. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$.

7. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и CrCl_3 . Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.
8. К раствору FeCl_3 добавили следующие вещества:
1) HCl ; 2) KOH ; 3) ZnCl_2 ; 4) Na_2CO_3 .
В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
9. Какие из солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCl – подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
10. При смешивании растворов FeCl_3 и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.
11. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CH_3COOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
12. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuCl_2 , Cs_2CO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?

13. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества:
1) H_2SO_4 ; 2) KOH ; 3) Na_2SO_3 ; 4) ZnSO_4 .
В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
14. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза соли, раствор которой имеет:
1) щелочную реакцию; 2) кислую реакцию.
15. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы солей NiSO_4 , LiNO_3 , Na_3PO_4 ? Для солей, подверженных гидролизу, приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза. В какую сторону будет смещено равновесие гидролиза соли NiSO_4 при добавлении серной кислоты?
16. Какую реакцию имеют растворы солей K_2S и CuSO_4 ? Приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени. Какой газ выделяется при смешивании растворов этих солей? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения происходящего процесса.
17. Действием каких факторов можно усилить гидролиз солей Li_2CO_3 и $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию растворов этих солей.

Контрольная работа № 2

1. Какой объем 20,01 %-ного раствора HCl (пл. $1,100 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 дм^3 10,17 %-ного раствора (пл. $1,050 \text{ г/см}^3$)? (4 балла)
2. Смешали 10 см^3 10 %-ного раствора HNO_3 и 100 см^3 30 %-ного раствора HNO_3 . Вычислите массовую долю полученного раствора. (4 балла)
3. Сколько молей воды и хлористого аммония NH_4Cl нужно взять для приготовления 200 см^3 раствора с массовой долей соли 25 % и плотностью $1,07 \text{ г/см}^3$? (4 балла)
4. Сколько можно получить нитрата калия KNO_3 , если выпарить 30 м^3 водного раствора с массовой долей нитрата калия 10 %, учитывая, что плотность такого раствора равна $1,06 \text{ г/мл}$? (4 балла)
5. Восстановите левые части молекулярных уравнений:
1) ... = $\text{NiS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$; 2) ... = $\text{BaSO}_4 + 2\text{LiNO}_3$;
3) ... = $\text{MgCO}_3 + 2\text{KBr}$; 4) ... = $\text{CaSO}_4 + \text{CuCl}_2$.
Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций. (4 балла)
6. Какое из веществ: Na_2CO_3 , HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH – взаимодействует с раствором соляной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций. (4 балла)
7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: 1) CaCl_2 и Na_3PO_4 ; 2) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и KOH ; 3) AlBr_3 и AgNO_3 . (4 балла)
8. Какие из солей: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2 , CaCO_3 – подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию растворов этих солей. Как усилить гидролиз соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$? (4 балла)
9. Какую реакцию имеют растворы солей Li_2CO_3 и CuSO_4 ? Приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени. Какой газ выделяется при смешивании растворов этих солей? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения происходящего процесса. (5 баллов)

7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называются химические реакции (ОВР), сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле. Она вычисляется исходя из положения, что все связи между атомами ионные. Окислением называется процесс отдачи электронов, а восстановлением – процесс принятия электронов. Окисление и восстановление взаимосвязаны.

Окислителем называется вещество, атомы которого принимают электроны, при этом он восстанавливается.

Восстановителем называется вещество, атомы которого отдают электроны, при этом он окисляется.

При определении степени окисления используют следующие положения:

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю ($\overset{0}{\text{N}}_2$, $\overset{0}{\text{O}}_3$).

2. Алгебраическая сумма степеней окисления в молекуле равна нулю, так как молекула электронейтральна. Для иона такая сумма равна заряду иона.

3. Для кислорода степень окисления почти всегда равна –II. Исключение – пероксиды (Na_2O_2), супероксиды (KO_2) или надпероксиды, озониды (KO_3) и фториды (OF_2 , O_2F_2).

4. Водород во всех соединениях имеет степень окисления +I. Исключение – гидриды металлов (LiH , CaH_2).

5. Металлы I и II группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева имеют степени окисления +I и +II соответственно.

С помощью вышеизложенных правил легко найти степень окисления остальных элементов в различных соединениях. Напри-

мер, для K_2CrO_4 имеется степень окисления хрома $[2 \cdot (+1) + X + 4 \cdot (-2)] = 0$, откуда $X = +6$.

Следует отметить, что понятие степени окисления является формальным и его нельзя путать с валентностью, под которой понимают обычно число связей атома (это число всегда положительное). На примере атома углерода это можно показать в таблице.

Степени окисления углерода

Формула соединения	CH_4	CH_3OH	CH_2O	$HCOOH$	CO_2
Степень окисления	-IV	-II	0	+II	+IV
Валентность	4	4	4	4	4

Следовательно, численно валентность и степень окисления могут иногда совпадать, однако следует строго разграничивать эти понятия. Введение условного понятия – степени окисления – полезно при подборе коэффициентов ОВР, а также при составлении формул соединений, классификации веществ.

Чаще всего максимальная степень окисления отвечает номеру группы в периодической системе. Например, у элемента 7-й группы – марганца максимальная степень окисления равна +7, а у элемента 8-й группы – осмия – +8. Однако у элемента I группы подгруппы меди высшая степень окисления равна трём. В то же время у ряда элементов (Fe, Co и Ni и их подгруппы, Ne, Ar и F) высшая степень окисления ниже, чем номер группы.

Первоначально окислением называли процесс присоединения кислорода к веществу, а восстановлением – процесс отнятия кислорода или присоединения водорода. В настоящее время уровень развития учения об электронном строении атома позволяет широко обобщить представления об окислительно-восстановительных процессах. В теории ОВР используют следующие понятия:

Окисление – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. В процессе окисления степень окисления возрастает. Например:



Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. В процессе восстановления степень окисления понижается. Например:



Восстановителями называются вещества, у которых в результате отрыва (или оттягивания) электронов степень окисления возрастает.

Молекулярные уравнения ОВР должны подчиняться основным законам химии – законам сохранения массы и заряда. Для соблюдения этого необходимо пользоваться составлением электронных уравнений.

Порядок записи таков: для исходных веществ сначала записывают восстановитель, затем окислитель и среду; для продуктов реакции сначала записывают продукт окисления восстановителя, затем продукт восстановления окислителя и другие вещества. Формулы продуктов реакции устанавливают на основании знания свойств химических веществ или опытных данных. При составлении уравнений пользуются **правилами стяжения**:

1. Ионы металлов с зарядами 1+, 2+, 3+, 4+ (K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Sn^{4+}) в кислых или нейтральных растворах образуют соли с кислотными остатками.

2. Ионы с положительным зарядом 4+, 5+, 6+, 7+, образовавшиеся в реакции, оттягиваются кислородом и образуют кислотные остатки (ЭO_4^{2-} , ЭO_3^-). Исключением являются Sn^{4+} , Pb^{4+} , Mn^{4+} , C^{4+} , которые в нейтральной или кислой среде образуют, соответственно, SnO_2 , PbO_2 , MnO_2 , CO_2 .

3. Ионы водорода в щелочной среде стягиваются с ионами гидроксидов с образованием молекул воды: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

4. Избыточные ионы кислорода в кислой среде образуют с ионами водорода молекулы воды: $\text{O}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$, а в нейтральной или щелочной среде получают ионы гидроксидов: $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$.

Так как формула $K_2Cr_2O_7$ включает два атома хрома, то в полуреакции ведём расчет на эти два атома хрома.

3. Поскольку число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем, находим наименьшее общее кратное – оно равно шести. Однако учитывая возможность сократить коэффициенты на два, получаем конечный результат: коэффициент окислителя равен 1, а восстановителя – 3.

4. Расставим полученные коэффициенты перед исходными и конечными веществами, атомы которых меняли степени окисления. Затем уравниваем атомы, которые не меняли степени окисления в ходе реакции, – это S (+6) и K (+1). По числу ионов водорода в левой части уравнения ($14H^+$) находим, что в правой части уравнения будет семь молекул воды:

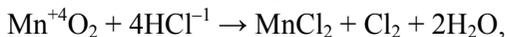


Правильность подобранных коэффициентов проверяем по числу атомов кислорода. В левой части уравнения число атомов кислорода равно 23 ($7 + 16$), в правой части – тоже 23 ($12 + 4 + 7$). Следовательно, уравнение составлено верно.

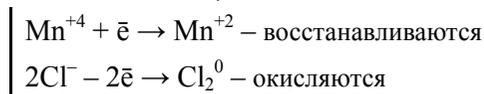
Данная методика применяется для процессов, протекающих с участием твердых фаз, газов или растворов неэлектролитов.

Все ОВР классифицируют следующим образом:

1. *Межмолекулярные реакции.* Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются различными веществами:



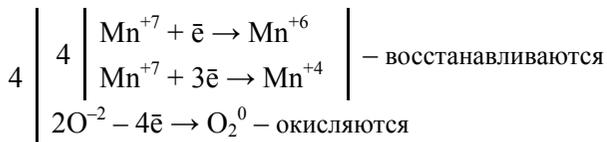
где Mn^{+4} – окислитель, Cl^{-1} – восстановитель.



2. *Реакции внутримолекулярного окисления.* Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов различных элементов одного и того же вещества:



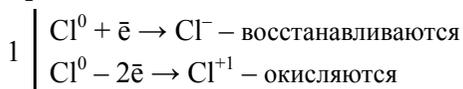
где Mn^{+7} – окислитель, O^{-1} – восстановитель.



3. *Реакции диспропорционирования.* В этих реакциях и окислителем, и восстановителем является элемент, находящийся в промежуточной степени окисления в составе одного и того же вещества:



где Cl_2^0 – окислитель и восстановитель.

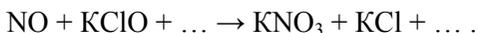


О возможности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления элементов, выполняющих эти функции.

Элементы в своей высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства, а в низшей степени окисления – только восстановительные свойства. Элементы, имеющие промежуточную степень окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Основные окислители и восстановители приведены в прил. 5, 6.

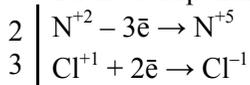
Пример 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



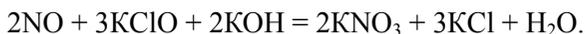
Определите окислитель и восстановитель.

Решение

1) Составлен электронный баланс:



Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:

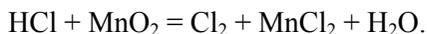


Указано, что азот в степени окисления +2 (или оксид азота за счет азота +2) является восстановителем, а хлор в степени окисления +1 (или гипохлорит калия за счет хлора +1) – окислителем.

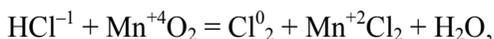
Пример 2. Подобрать коэффициенты в схеме ОВР. Составить уравнения реакции взаимодействия оксида марганца (4) с концентрированной соляной кислотой.

Решение

Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции:

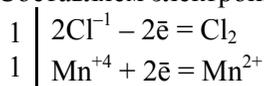


Покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:



HCl – восстановитель, MnO₂ – окислитель.

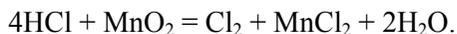
Составляем электронные уравнения:



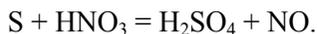
Находим коэффициенты при восстановителе и окислителе. Они равны 2 и 1. Коэффициент 2 (а не 1) ставится потому, что 2 атома хлора со степенью окисления –1 отдают 2 электрона:



Находим коэффициенты для других реагирующих веществ. На 2 моля HCl приходится 1 моль MnO₂. Учитывая, что для связывания образующегося двухзарядного иона марганца нужно еще 2 моль кислоты, перед восстановителем следует поставить коэффициент 4. Тогда воды получится 2 моля. Окончательное уравнение имеет вид:

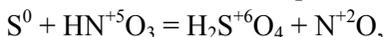


Пример 3. Подобрать коэффициенты в схеме ОВР:



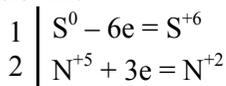
Решение

Коэффициенты находим методом электронного баланса. Покажем степень окисления элементов, которые ее меняют:

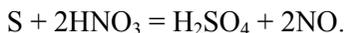


S – восстановитель, а HNO₃ – окислитель.

Составляем электронные уравнения и находим коэффициенты при окислителе, восстановителе и продуктах их восстановления и окисления:



Подставляем полученные коэффициенты в схему реакции:



Пример 4. Подобрать коэффициенты в схеме ОВР:



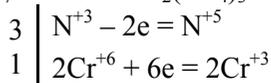
Решение

Находим коэффициенты методом электронного баланса.

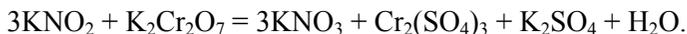


KNO_2 – восстановитель, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель.

Составляем электронные уравнения, учитывая, что 1 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и 1 моль $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ содержат по 2 моля атомного хрома:



Найденные коэффициенты подставляем в схему реакции:



Остальные коэффициенты находим подбором в последовательности: соль (K_2SO_4), кислота (H_2SO_4), вода.

Окончательное уравнение реакции имеет вид:

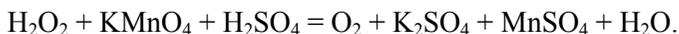


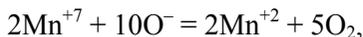
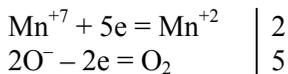
Пример 5. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих ОВР:



Решение

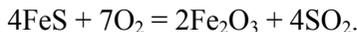
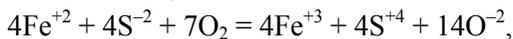
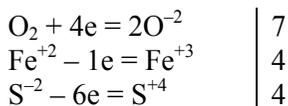
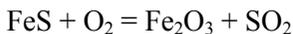
1. Mn^{+7} – окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{+2} . O^- – восстановитель, окисляется до O_2 .





O_2 – окислитель, восстанавливается до O^{-2} ;

2. Fe^{+2} и S^{-2} – восстановители, окисляются до Fe^{+3} и S^{+4} :



Пример 6. Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества:



Решение

Из наличия в правой части $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ можно сделать вывод о том, что окислителем была концентрированная серная кислота. Восстановитель – медь:

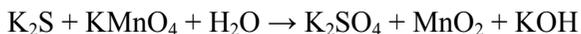


или оксид меди (2):



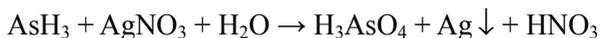
Задания для самостоятельного решения

- В реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ азот:
 - не изменяет степень окисления;
 - повышает степень окисления;
 - понижает степень окисления;
 - является окислителем.
- Сера является окислителем в реакции:
 - $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
 - $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{SCl}_2$;
 - $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$.
- Степень окисления серы одинакова в ряду веществ:
 - CuSO_4 , Cu_2S , H_2SO_4 ;
 - SO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_2SO_4 ;
 - SO_3 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 ;
 - K_2SO_3 , SO_2 , K_2SO_3 .
- Марганец восстанавливается и является окислителем согласно схеме:
 - $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+7}$;
 - $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$;
 - $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$;
 - $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$.
- Для реакции



укажите коэффициент, стоящий в суммарном уравнении перед окислителем.

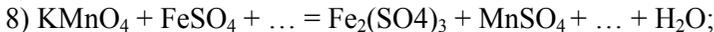
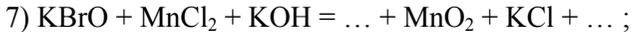
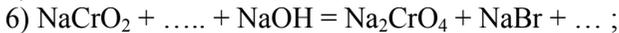
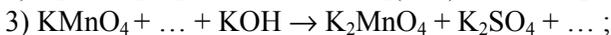
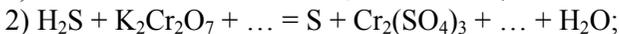
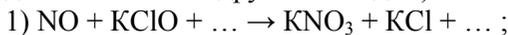
- Укажите коэффициент перед окислителем в уравнении реакции:
$$\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$
- Восстановите уравнение реакции и укажите число атомов в формульной единице пропущенного вещества:
$$\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$
- Оксид серы (IV) является восстановителем в реакции:
 - $\text{SO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSO}_3$;
 - $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$;
 - $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{SO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_3$.
- Коэффициент перед восстановителем в уравнении



равен

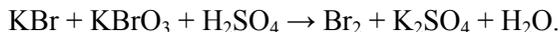
- 1;
- 2;
- 3;
- 4.

10. В следующих уравнениях определите восстановитель и окислитель, расставьте коэффициенты электронным методом (методом баланса или другим методом):

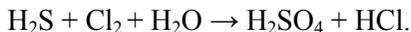
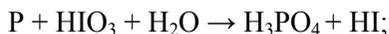


11. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO_3 , HClO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое из них может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

12. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

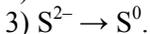
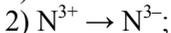
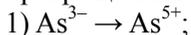


13. Реакции выражаются схемами:

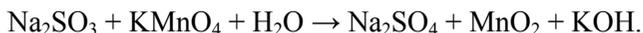


Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

14. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:

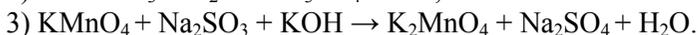
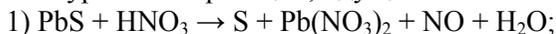


15. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

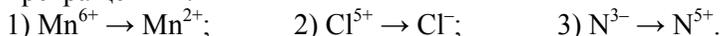


16. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

17. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



18. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:



19. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:

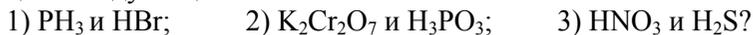


Почему?

20. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



21. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:



Почему?

22. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



8. ЭЛЕКТРОЛИЗ

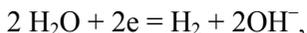
Электролизом называют окислительно-восстановительный процесс, проходящий при протекании электрического тока через электроды, погруженные в раствор или расплав электролита. Аппарат, в котором происходит электролиз, называется *электролизером*.

На электродах химические реакции осуществляются под воздействием электрического тока. При электролизе катод (отрицательный электрод) – восстановитель, так как он отдает электроны катионам, а анод (положительный электрод) – окислитель, так как он отнимает электроны у анионов. Восстановительная и окислительная способность электрического тока сильнее действия химических восстановителей и окислителей и поддается регулированию.

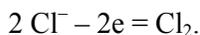
На характер электродных процессов при электролизе большое влияние оказывает состав электролита, растворитель, материал электродов и режим электролиза (напряжение, плотность тока, температура и другие условия). Прежде всего надо различать электролиз расплавленных электролитов и растворов. В последнем случае в процессах будут участвовать молекулы воды.

Рассмотрим электролиз водного раствора хлорида натрия (электроды инертные – угольные). В этом случае в растворе находятся гидратированные ионы Na^+ и Cl^- , а также молекулы воды. Из таблиц стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (прил. 4) следует, что для восстановления ионов Na^+ к катоду надо приложить потенциал равный $-2,71 \text{ В}$, а для восстановления молекул воды $-0,83 \text{ В}$.

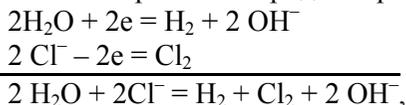
Поскольку восстановление молекул воды требует более положительной величины потенциала, то на катоде в первую очередь будут разряжаться молекулы воды, а не ионы натрия:



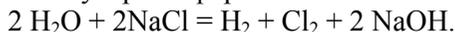
а на аноде будут окисляться ионы хлора:



В итоге на катоде выделяется водород, на аноде – хлор, а в катодном пространстве (катодите) накапливается NaOH. При сложении уравнений двух электродных процессов и получим общее уравнение электролиза хлорида натрия:



или в молекулярной форме:



Как же протекают реакции восстановления на катоде в водных растворах?

Ответ получается при анализе электрохимического ряда напряжений (прил. 4).

1. Катионы металлов, находящихся в ряду напряжений от Li^+ до Al^{3+} включительно, не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды в нейтральной и щелочной среде или ионы водорода (гидроксония) в кислой среде.

2. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от Al^{3+} до H^+), при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды в нейтральной и щелочной среде или ионами водорода (гидроксония) в кислой среде.

3. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал больше, чем у водорода (от Cu^{2+} до Au^{3+} , Pt^{2+}), при электролизе восстанавливаются на катоде без совместного выделения водорода.

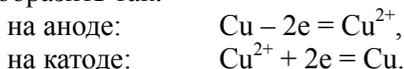
Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси катионов Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} сначала будут восстанавливаться катионы серебра ($\varphi^0 = +0,80\text{ В}$), затем катионы меди ($\varphi^0 = +0,34\text{ В}$) и последними – катионы железа ($\varphi^0 = -0,44\text{ В}$).

Характер же реакций, протекающих на аноде, зависит как от присутствия молекул воды, так и от материала анода. Различают растворимые и нерастворимые (инертные) аноды. Нерастворимые аноды изготавливают из угля, графита, платины. При электролизе нерастворимые электроды сами не посылают электронов во внеш-

ную цепь, электроны возникают в результате окисления анионов и молекул воды. Анионы бескислородных кислот при их достаточной концентрации окисляются довольно легко. Если же раствор содержит анионы кислородных кислот (например, SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}), то на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды (при $\text{pH} \leq 7$) или ионы гидроксила в щелочном растворе.

В случае растворимого анода электроны во внешнюю цепь посылает сам анод, а не ионы раствора. Растворимые аноды изготавливаются из меди, серебра, цинка, кадмия, никеля, железа и других непассивирующихся в данных условиях металлов. Однако при определенных условиях (окислительная среда, низкая температура и др.) нерастворимыми (пассивными) становятся и аноды из железа, никеля, хрома, свинца, титана и ряда других металлов.

В качестве примера можно привести электролиз раствора хлорида меди (II) при медном аноде. Протекающие процессы можно изобразить так:

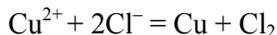
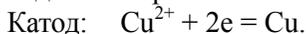


В данном случае процесс сводится к анодному окислению атомов меди и катодному восстановлению ионов меди, т. е. к переносу меди с анода на катод. При этом количество соли в растворе остается неизменным. Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов.

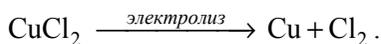
Пример 1. Как протекает электролиз водного раствора хлорида меди (II) CuCl_2 с инертными угольными катодами?

Решение

В ряду напряжений медь расположена после водорода ($\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$), поэтому на катоде восстанавливаются ионы Cu^{2+} и выделяется медь. На аноде окисляются ионы хлора Cl^- и выделяется свободный хлор.

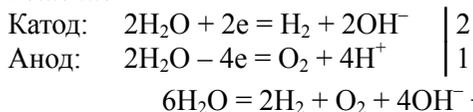


Или в молекулярном виде:

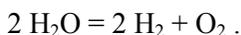


Пример 2. Как протекает электролиз раствора сульфата калия с инертными электродами?

Решение



В прикатодном пространстве (катодите) образуется щелочь, а в анолите – H_2SO_4 . Если катодное и анодные пространства не разделены перегородкой, то ионы H^+ и OH^- образуют при перемешивании воду. Поэтому окончательное уравнение будет иметь вид:

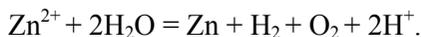
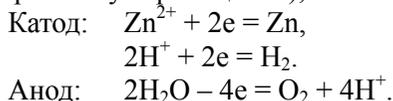


Итак, электролиз водного раствора K_2SO_4 сводится к электролизу воды, а количество растворенной соли остается неизменным, ее роль сводится к созданию электропроводящей среды.

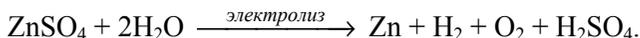
Пример 3. Как протекает электролиз раствора сульфата цинка с инертными электродами?

Решение

На катоде одновременно восстанавливаются катионы металла и ионы водорода ($\text{pH} < 7$ в результате протекания гидролиза при растворении сульфата цинка), а на аноде выделяется кислород.

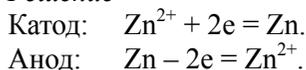


Или в молекулярном виде:



Пример 4. Как протекает электролиз водного раствора сульфата цинка с применением электродов из цинка?

Решение



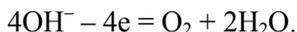
При почленном сложении этих уравнений катодной и анодной реакций получается тождество $0 = 0$, а не общее уравнение. Это говорит о том, что в данном случае процесс сводится к анод-

ному окислению цинка и катодному восстановлению его ионов, т. е. переносу цинка с анода на катод.

Следует отметить, что при большой концентрации ионов водорода на катоде может протекать реакция их восстановления:



При большей концентрации ионов OH^- они окисляются на аноде:



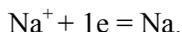
Плотность тока можно так увеличить, что, например, при электролизе раствора сульфата меди, наряду с восстановлением ионов меди, будет выделяться водород.

Электролиз расплавов электролитов. Основные закономерности электролиза водных растворов сохраняются и в расплавах. Однако отсутствие в этом случае воды сказывается и на характере электродных процессов. Электролиз расплава, например NaCl , при нерастворимом аноде сводится к восстановлению катиона (на катоде) и окислению аниона (на аноде). Но если применять растворимый анод, например медный, то и в расплавах может происходить анодное растворение металла.

Пример. Рассмотрим электролиз расплава NaOH .

Решение

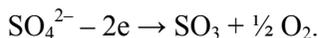
В расплаве ионы Na^+ идут к катоду, где выделяется металлический натрий:



На аноде идёт процесс окисления ионов OH^- с образованием воды и кислорода:



При электролизе расплава Na_2SO_4 на аноде, как и в случае NaOH , происходит выделение кислорода, а также образуется оксид серы:



Выделение кислорода при электролизе расплавов, содержащих оксидные анионы, происходит потому, что при окислении этих

анионов образуются неустойчивые молекулы (ОН, SO₄), тут же разлагающиеся на O₂ и устойчивый в условиях электролиза оксид неметалла.

Количественная характеристика процессов электролиза

Между количеством выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через электролит электричества существует связь, которая находит отражение в установленных в 1833 г. двух законах М. Фарадея:

1. Массы веществ, выделившихся на электродах при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор электролита.

2. Одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ.

Для выделения на электроде одного моля любого вещества необходимо затратить одно и то же количество электричества, а именно 96496,1 или ~96500 Кл/моль, называемое константой Фарадея, или фарадеем.

Так, при пропускании 96500 Кл электричества через раствор хлорида меди (II) на катоде выделится масса эквивалента меди (31,77 г) и одновременно на платиновом аноде 1 моль хлора (35,45 г).

Законы Фарадея объединены в уравнение

$$m = M_3 \cdot I \cdot \tau / F,$$

где m – масса окисленного или восстановленного вещества, г; M_3 – масса эквивалента вещества (определяется как M/n (число электронов участвующих в электродном процессе)), г/моль; I – сила тока в амперах; τ – продолжительность электролиза, с; F – константа Фарадея.

Физический смысл законов Фарадея полностью совпадает с теорией электролитической диссоциации. Каждый однозарядный ион при разряде переносит количество электричества, которое равно заряду электрона $e = 1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл. Один эквивалент, который содержит $N = 6,022 \cdot 10^{23}$ ионов, перенесет количество электричества, равное $1,60 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 96497$ Кл.

При практическом проведении электролиза действительный расход тока вследствие протекания тех или иных побочных процессов (например, взаимодействие образовавшихся веществ с электродом или электролитом, совместный разряд нескольких ионов и др.) обычно превышает его количество, рассчитанное согласно закону Фарадея. Отношение массы действительно получаемого вещества m_1 к массе, теоретически вычисленной, называется выходом по току A_T и обычно выражается в процентах, т. е.

$$A_T = m_1 \cdot 100 \% / m_{\text{теор.}}$$

Пример 1. Какая масса никеля выделится на катоде, если ток силой 1,5 А пропускать через электролизер с раствором соли никеля (2) в течение 20 минут и если выход по току равен 95 %?

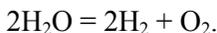
Решение

Согласно закону Фарадея, $m = (m_3 Q) / F$, где $m_3, \text{Ni} = M_{\text{Ni}} / 2 = 29,35$ г/моль. $F = 96500$ Кл/моль, $Q = I \cdot t$ – количество электричества, прошедшее через электролизер. Согласно условию задачи, $Q = 1,5 \cdot 20 \cdot 60 = 1800$ Кл. Вследствие побочных процессов только 95 % прошедшего электричества принимало участие в восстановлении Ni^{2+} , т. е. $Q_{\text{практ}} = (1800 \cdot 95) / 100 = 1710$ Кл. Подставив значения F , m_3 и Q в уравнение, найдем массу никеля, выделившегося на катоде: $m_{\text{Ni}} = (29,35 \cdot 1710) / 96500 = 0,52$ г.

Пример 2. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора сульфата натрия на инертных электродах.

Решение

1. На катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.
2. На аноде: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.
3. Составлено общее уравнение электролиза:



Задачи

1. Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения.

МЕТАЛЛ

ЭЛЕКТРОЛИЗ

- | | |
|------------|--|
| 1. Калий. | А. Расплавленного нитрата. |
| 2. Магний. | Б. Водного раствора гидроксида. |
| 3. Медь. | В. Расплава хлорида. |
| 4. Свинец. | Г. Расплавленного оксида. |
| | Д. Раствора оксида в расплавленном криолите. |
| | Е. Водного раствора солей. |

2. При электролизе раствора хлорида натрия на угольных электродах протекают окислительно-восстановительные реакции:

- 1) $K^- \quad Na^+ + \bar{e} = Na^0,$
 $A^+ \quad 2H_2O - 4\bar{e} = O_2^0 + 4H^+;$
- 2) $K^- \quad Na^+ + \bar{e} = Na^0,$
 $A^+ \quad 2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0;$
- 3) $K^- \quad 2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2,$
 $A^+ \quad 2H^+ + 2\bar{e} = H_2;$
- 4) $K^- \quad 2H_2O + 2\bar{e} = H_2^0 + 2OH^-,$
 $A^+ \quad 2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0;$
- 5) $K^- \quad 2H_2O + 2\bar{e} = H_2^0 + 2OH^-,$
 $A^+ \quad 2H_2O - 4\bar{e} = O_2^0 + 4H^+.$

3. При электролизе раствора гидроксида калия с использованием угольных электродов на аноде выделилось 0,5 л газа. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде:

- 1) калий, 0,87 г; 2) калий, 1,75 г; 3) водород, 0,5 л;
4) водород, 1 л; 5) кислород, 25 л?

4. При прохождении электрического тока силой 1,5 А в течение 30 минут через раствор трехвалентного металла на катоде выделилось 1,071 г металла. Какой металл выделился? Укажите атомную массу металла:

- 1) 10,8; 2) 204,3; 3) 44,9; 4) 114,8.

5. Какое вещество первым будет выделяться на катоде, если пропускать постоянный электрический ток с использованием угольных электродов через водный раствор, содержащий AgNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$:
- 1) Ag; 2) Cu;
3) Zn; 4) все три металла выделяются одновременно;
5) H_2 ?
6. Какие металлы не разряжаются на катоде при электролизе водных растворов их солей:
- 1) Cu, Au, Ca, Na; 2) K, Na, Zn, Mg; 3) Mg, Au, Sn, Cu;
4) Cu, Al, Ni, Li; 5) Ba, Mg, Cu, Na?
7. В какой последовательности выделяются ионы Pb^{2+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Ni^{2+} , Mg^{2+} при электролизе расплава, если напряжение достаточно для выделения любого металла:
- 1) Cr, Ni, Pb, Al, Mg; 2) Pb, Ni, Cr, Al, Mg;
3) Mg, Al, Cr, Ni, Pb; 4) Cr, Al, Mg, Pb, Ni;
5) Al, Cr, Pb, Mg, Ni?
8. Ток силой 2 А проходит через водный раствор электролита $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. На катоде выделяется 4,78 г меди. Определите время электролиза:
- 1) 2,0 ч; 2) 2,5 ч; 3) 3,0 ч; 4) 3,5 ч; 5) 4,0 ч.
9. Сколько времени потребуется для полного разложения двух молей воды током силы 2А:
- 1) 3,56 ч; 2) 15,64 ч; 3) 53,6 ч; 4) 62,12 ч; 5) 83,5 ч?
10. Электролиз раствора NaI проводили при силе тока 6 А в течение 2,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, и вычислите массу веществ, выделившихся на катоде и аноде.
11. Электролиз раствора CuSO_4 проводили в течение 15 минут при силе тока 2,5 А, выделилось 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).

12. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов NaCl и KOH. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе гидроксида калия, если электролиз проводить в течение 30 минут при силе тока 0,5 А?
13. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH. Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде?
14. Найдите объем водорода (н.у.), который выделится при пропускании тока силой 3 А в течение 1 часа через водный раствор H₂SO₄.
15. Чему равна сила тока, если при электролизе раствора MgCl₂ в течение 45 минут на катоде выделилось 12 дм³ водорода? Составьте схему электролиза и рассчитайте объем вещества, выделившегося на аноде.

**Тест по темам «Электролитическая диссоциация»,
«Окислительно-восстановительные реакции»**

Вариант 1

1. Уравнение реакции замещения:
 - 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - 3) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 4) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.
2. Уравнение окислительно-восстановительной реакции:
 - 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$;
 - 3) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 4) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.
3. Из приведенных уравнений реакций экзотермической и необратимой реакцией ионного обмена является:
 - 1) $3\text{Ca} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$;

- 2) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;
 3) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;
 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$.
4. Электролиты – это вещества, которые:
 1) проводят электрический ток;
 2) проводят электрический ток в расплавах и растворах;
 3) диссоциируют в расплавах и растворах на ионы;
 4) можно расплавить и растворить.
5. При диссоциации какого вещества число образующихся катионов превышает число образующихся анионов:
 1) NaCl ; 2) MgCl_2 ; 3) Na_2SO_4 ; 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
6. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа (III) равна:
 1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6.
7. Сокращенным ионным уравнением $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ можно выразить реакцию между:
 1) серной кислотой и оксидом углерода (IV);
 2) углекислым газом и гидроксидом кальция;
 3) азотной кислотой и гидроксидом кальция;
 4) карбонатом натрия и соляной кислотой.
8. Степень окисления серы в сульфите натрия равна:
 1) +2; 2) +4; 3) +6; 4) –2.
9. В реакции $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ хлор выполняет роль:
 1) окислителя;
 2) восстановителя;
 3) и окислителя, и восстановителя;
 4) это не окислительно-восстановительная реакция.
10. Атомы азота в реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$:
 1) не изменяют степень окисления;
 2) повышают степень окисления;
 3) понижают степень окисления;
 4) являются окислителем.

11. Наибольшими восстановительными свойствами обладает кислота:
- 1) фтороводородная;
 - 2) хлороводородная;
 - 3) бромоводородная;
 - 4) йодоводородная.
12. Обозначение частицы, способной выполнять роль окислителя и восстановителя:
- 1) Cl_2 ;
 - 2) S^{2-} ;
 - 3) Cu^{2+} ;
 - 4) Na .
13. Формула вещества, в составе которого есть атомы химического элемента со степенью окисления +3:
- 1) NH_3 ;
 - 2) Na_2O ;
 - 3) SO_2 ;
 - 4) SO_3 ;
 - 5) CH_4 ;
 - 6) Al_2O_3 .
14. Оксид, в котором массовая доля кислорода наибольшая:
- 1) CO ;
 - 2) CuO ;
 - 3) H_2O ;
 - 4) Na_2O ;
 - 5) NO ;
 - 6) MgO .
15. Уравнение реакции, в которой атомы одного элемента одновременно окисляются и восстанавливаются:
- 1) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - 2) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KCN} = \text{Hg}(\text{CN})_2 + \text{Hg} + 2\text{KNO}_3$;
 - 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 4) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
16. Для получения водорода с помощью цинка израсходовали 400 г 4,9 %-ной серной кислоты. Масса цинка (в граммах), вступившего в реакцию, составит

Вариант 2

1. Уравнение реакции соединения:
- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - 3) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 4) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.
2. Уравнение реакции, не являющейся окислительно-восстановительной:
- 1) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$;
 - 4) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

3. Одновременно окислительно-восстановительной, экзотермической, обратимой и каталитической реакцией является:
- 1) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$;
 - 2) $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$;
 - 4) $\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$.
4. Формула неэлектролита:
- 1) CH_4 ;
 - 2) CaCl_2 ;
 - 3) HCl ;
 - 4) NaOH .
5. При диссоциации какого вещества число образующихся анионов превышает число образующихся катионов:
- 1) NaCl ;
 - 2) Na_3PO_4 ;
 - 3) Na_2SO_4 ;
 - 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
6. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации ортофосфата натрия равна:
- 1) 3;
 - 2) 4;
 - 3) 5;
 - 4) 6.
7. Реакция ионного обмена идет до конца при сливании растворов:
- 1) хлорида цинка и нитрата натрия;
 - 2) нитрата цинка и сульфата калия;
 - 3) сульфата натрия и хлорида бария;
 - 4) сульфата натрия и нитрата меди (II).
8. Степень окисления фосфора в фосфате натрия равна:
- 1) +5;
 - 2) +4;
 - 3) +3;
 - 4) +1.
9. В химической реакции $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ окислителем является:
- 1) Mn в оксиде марганца (IV);
 - 2) Mn в хлориде марганца (II);
 - 3) Cl в соляной кислоте;
 - 4) Cl в хлоре.
10. Процессу восстановления фосфора соответствует схема:
- 1) $\overset{0}{\text{P}} \rightarrow \overset{+5}{\text{P}}$;
 - 2) $\overset{-3}{\text{P}} \rightarrow \overset{0}{\text{P}}$;
 - 3) $\overset{+3}{\text{P}} \rightarrow \overset{+5}{\text{P}}$;
 - 4) $\overset{0}{\text{P}} \rightarrow \overset{-3}{\text{P}}$.
11. Наименьшими восстановительными свойствами обладает кислота:
- 1) фтороводородная;
 - 2) хлороводородная;
 - 3) бромоводородная;
 - 4) йодоводородная.

12. Формула частицы, способной выполнять роль только окислителя:
1) Cl_2 ; 2) S^{2-} ; 3) Cu^{2+} ; 4) Na .
13. Формула вещества, в составе которого есть атомы химического элемента со степенью окисления +4:
1) NH_3 ; 2) Na_2O ; 3) SO_2 ;
4) SO_3 ; 5) CH_4 ; 6) Al_2O_3 .
14. Оксид, в котором массовая доля кислорода наименьшая:
1) CO ; 2) CuO ; 3) H_2O ;
4) Na_2O ; 5) NO ; 6) MgO .
15. В реакции, представленной схемой
$$\text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{CO}_2 + \text{SO}_4^{2-},$$
окисляются следующие элементы:
1) марганец, азот, сера;
2) марганец, сера, хром;
3) углерод, сера, хром;
4) только сера.
16. При взаимодействии 100 г 18,25 %-ного раствора соляной кислоты с цинком получится соль массой (г)

Контрольная работа № 3

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:
 - $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} (t);$
 - $\text{CrO}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 (t);$
 - $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O};$
 - $\text{PbO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}_2 (t);$
 - $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{H}_2\text{O} (t).$
 - $\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{Cu} + \text{SO}_2 (t).$Укажите окислитель и восстановитель. (6 баллов)
- Исходя из степени окисления хрома, йода и серы в соединениях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI и H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:
 $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ (4 балла)
- Какие вещества и в каком количестве будут выделяться на электродах при электролизе расплава MgCl_2 в течение 2,5 часов при токе силой 6 А? Составьте схему электролиза. (5 баллов)
- Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода в растворах следующих солей: Li_2CO_3 , CuSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 . (4 балла)

9. СТРОЕНИЕ АТОМА

Большую роль в установлении сложной природы атома и расшифровке его структуры сыграло открытие и изучение радиоактивности (способность атомов некоторых изотопов самопроизвольно распадаться, испуская излучение).

Впервые в 1896 г. радиоактивность обнаружена А. Беккерелем у соединений урана. Мария и Пьер Кюри обнаружили радиоактивность и у соединений тория, а в 1898 г. они открыли в составе урановых руд присутствие двух новых радиоактивных элементов – полония и радия. опыты супругов Кюри показали, что атомы радия в процессе радиоактивного излучения распадаются, превращаясь в атомы других элементов, в частности, в атомы гелия. Впоследствии было установлено, что другим продуктом распада радия является инертный газ радон.

В 1903 г. Дж. Томсон предложил модель строения атома, согласно которой атом состоит из положительного ядра и электронов. Развивая эти представления, Э. Резерфорд в 1911 г. разработал ядерную модель строения атома. Существенным шагом в развитии представлений о строении атома стала созданная в 1913 г. Н. Бором теория, объединившая, по сути, ядерную модель атома с квантовой теорией света.

Основные положения своей теории Бор сформулировал в виде *следующих постулатов*:

- 1) электрон может вращаться вокруг ядра только по некоторым определенным круговым орбитам (стационарным орбитам);
- 2) двигаясь по стационарной орбите, электрон не излучает электромагнитной энергии;
- 3) излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.

В 1900 г. М. Планк предположил, что лучистая энергия испускается и поглощается телами не непрерывно, а дискретно. При этом он определил энергию каждой такой порции: $E = h \cdot \nu$ (уравне-

ние Планка), где ν – частота излучения; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с – постоянная Планка. Таким образом, согласно определению Планка, *квант* – это минимальная порция электромагнитного излучения с определенной частотой. В 1905 г. А. Эйнштейн при изучении явления фотоэлектрического эффекта пришел к выводу, что электромагнитная энергия существует только в форме квантов, а излучение представляет собой поток неделимых материальных «частиц» – *фотонов*, энергия которых определяется уравнением Планка. Фотон не является ни частицей, ни волной – ему свойственна корпускулярно-волновая двойственность.

Атом и его строение

Атом любого элемента состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, в целом же атом – система электронейтральная. Атомное ядро состоит из нуклонов: протонов (заряд +1, массовое число 1) и нейтронов (заряд 0, массовое число 1). Заряд ядра, равный порядковому номеру элемента в таблице Д.И. Менделеева, совпадает с числом протонов: массовое число ядра равно суммарному количеству протонов и нейтронов. У одного элемента возможно существование атомов с различным массовым числом ядер – изотопов, т. е. атомов с различным числом нейтронов и одинаковым числом протонов.

Согласно современным представлениям, *электрон* обладает одновременно свойствами волны и частицы, поэтому для описания его поведения нельзя пользоваться привычными характеристиками, такими как скорость и траектория движения. Вместо этого используют полную энергию электрона (сумма потенциальной и кинетической энергии) и вероятность обнаружения электрона в заданной области пространства.

Состояние электрона в атоме характеризуется волновой функцией, являющейся решением *волнового уравнения Шредингера*. Из математического анализа уравнения вытекает дискретность значений энергии электрона, момента количества орбитального движения и проекции этого момента на выделенное в пространстве направление. Дискретность выражается квантовыми числами: главным – n , орбитальным – l , магнитным – m_l . Четвёртое квантовое число – m_s – называют спиновым. Волновая функция при опре-

делённых значениях трёх квантовых чисел (n, l, m_l) описывает состояние электрона, характеризующееся так называемой атомной орбиталью (АО).

Каждой АО соответствует область пространства определённого размера, формы и ориентации, равноценная понятию электронного облака. Электронное облако не имеет чётких границ, в связи с этим введено понятие граничной поверхности, т. е. поверхности с равной электронной плотностью, ограничивающей объём, который включает 90 % заряда и массы электрона. Форма и размер граничной поверхности считается формой и размером электронного облака.

Главное квантовое число n определяет энергию АО и номер энергетического уровня, на котором находится электрон (т. е. допустимые уровни энергии электрона), и может принимать значения от единицы до бесконечности.

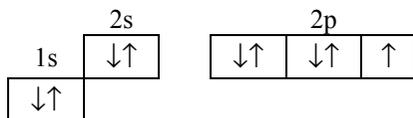
Орбитальное квантовое число l определяет форму АО и энергетический подуровень (т. е. квантование вытянутости эллиптической орбиты) и может принимать значения от нуля до $n - 1$.

Магнитное квантовое число m_l определяет пространственную ориентацию данной АО и отчасти её форму (т. е. ориентацию электронных облаков в пространстве) и может принимать значения $-l \dots 0 \dots +l$.

Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный момент импульса и связанный с ним магнитный момент (т. е. вращение электрона вокруг оси) и может принимать значения $\pm 1/2$.

Число АО в пределах энергетического подуровня определяется числовым значением магнитного квантового числа ($2l + 1$). Число АО в пределах всего энергетического уровня равно сумме АО всех его подуровней.

Строение атома фтора выражается электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^5$ и электронно-графической формулой:

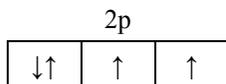


При заполнении АО действует *принцип Паули (или запрет Паули)*, согласно которому в атоме не может быть двух электронов,

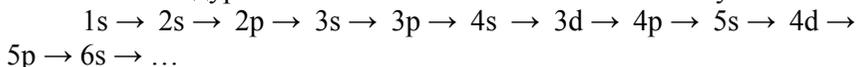
у которых все четыре квантовых числа одинаковые. Основным следствием этого принципа является то, что на одной АО не может находиться более двух электронов. Состояние электронов в атоме должно отличаться значением хотя бы одного квантового числа. *При переходах электронов с одной орбиты на другую атом поглощает или излучает энергию.*

Принцип Паули определяет ёмкость (максимальное число электронов) энергетических уровней и подуровней, которая, соответственно, равна $2n^2$ и $2(2l + 1)$, т. е. удвоенному числу АО.

Заполнение энергетических подуровней подчиняется *правилу Хунда*, согласно которому устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально. Например, четыре валентных р-электрона атома кислорода размещаются в квантовых ячейках следующим образом:



Закономерная последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атомах с увеличением порядкового номера элемента выражается *правилами Клечковского*, которые называют правилом суммы $n + l$. Согласно *1-му правилу Клечковского*, при росте заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел к орбиталам с большим значением этой суммы. При одинаковом значении этой суммы порядок заполнения электронами энергетических подуровней определяется *2-м правилом Клечковского*: при одинаковых значениях суммы главного и орбитального квантовых чисел заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа. Таким образом, первым заполняется подуровень с меньшим значением n в этой сумме:

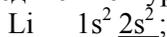


Правила Клечковского позволяют заранее предвидеть появление в периодической системе Д.И. Менделеева рядов из d-, а за

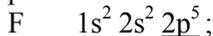
тем из f-элементов, которые находятся между s- и p-элементами больших периодов.

Принадлежность элемента к электронному семейству определяется характером заполнения энергетических подуровней:

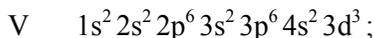
s-элементы – заполнение внешнего s-подуровня при наличии на предвнешнем уровне двух или восьми электронов, например:



p-элементы – заполнение внешнего p-подуровня, например:



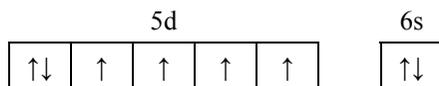
d-элементы – заполнение предвнешнего d-подуровня, например:



f-элементы – заполнение f-подуровня второго снаружи уровня, например:



Если на валентных энергетических уровнях имеются вакантные АО, то при возбуждении атома (получении ими порции энергии) становится возможным «разъединение» валентных электронов, т. е. их переходы с тех подуровней, где все АО заняты полностью ($\uparrow\downarrow$) или частично (\downarrow), на другие валентные подуровни того же уровня, имеющие незаполненные АО. При этом с тех АО, которые в основном (соответствующем минимальной энергии атома) состоянии были заняты полностью, «уходит» по одному электрону последовательно, т. е. возможно несколько возбуждённых состояний. Возбуждение меняет валентное состояние атома (число его неспаренных электронов). Например, валентными электронами атома осмия в основном состоянии являются следующие: $5d^6 6s^2$. Их распределение по квантовым ячейкам:



(атом осмия находится в 4-валентном состоянии).

При этом как на пятом, так и на шестом уровнях имеются вакантные АО. Получение атомом осмия двух последовательных порций энергии приводит к следующим возбуждённым состояниям – атом осмия находится: 1) в 6-валентном состоянии; 2) в 8-валентном состоянии.

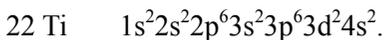
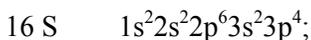
Пример 1. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым (энергетическим) ячейкам.

Решение

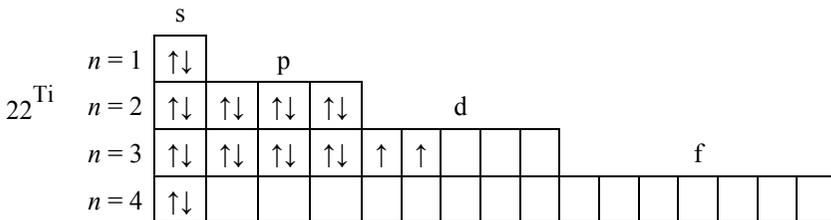
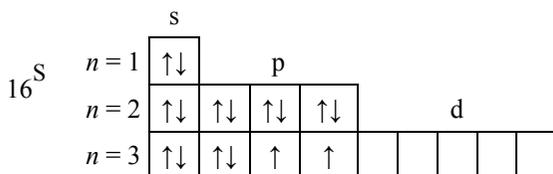
Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (АО). Электронная конфигурация обозначается группами символов nlx , где n – главное квантовое число, l – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s, p, d, f), x – число электронов в данном подуровне (АО). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией – меньшая сумма $n + l$ (правило Клечковского). Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^1 - 2) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$.

Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элементов № 16 (сера) и № 22 (титан) электронные формулы имеют вид:



Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением АО. Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника, кружка или линейки, а электроны в этих ячейках обозначают стрелками. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположными спинами. В данном пособии применяют прямоугольники. Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда):



Пример 2. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома железа.

Решение

1. Железо Fe в периодической системе элементов Д.И. Менделеева имеет порядковый номер 26, следовательно, число протонов в ядре атома равно 26, т. е. $Z(\text{Fe}) = 26$.

2. Относительная атомная масса железа равна 56 (масса наиболее распространенного изотопа), т. е. $A_r(\text{Fe}) = 56$. Используя формулу ($A_r = Z + N$, где Z – число протонов, N – число нейтронов), вычисляем число нейтронов в ядре атома 56 Fe:

$$N(\text{Fe}) = A_r(\text{Fe}) - Z(\text{Fe}); N(\text{Fe}) = 56 - 26 = 30.$$

Таким образом, строение атома можно изобразить при помощи следующей краткой записи: $^{56}_{26}\text{Fe} (26p, 30n)$.

Задания для самостоятельного решения

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
2. Каково максимальное число электронов на 3 и 4-м энергетических уровнях? На каких подуровнях размещаются электроны в 3 и 4-м энергетических уровнях?
3. Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковую массу? Как называются подобные атомы?
4. Медь имеет изотопы с массовыми числами 65 и 63. Укажите для каждого изотоба порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра.
5. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 38. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
6. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d- и f-орбитали энергетического уровня? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 31.
7. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 34. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
8. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21.
9. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4d или 5s; 6s или 5p? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43.
10. Что такое изотопы? Чем можно объяснить, что у большинства элементов периодической системы атомные массы выражаются

дробным числом? Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковую массу? Как называются подобные атомы?

11. Назовите элементы 4, 5 и 6-го периодов, у атомов которых d-орбитали полностью заполнены электронами. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите, к какому периоду, группе и подгруппе периодической системы они относятся.
12. Каковы электронные структуры атома железа и иона железа Fe^{3+} ?
13. В каких группах и подгруппах периодической системы находятся s-элементы? Назовите их.
14. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Сколько свободных d-орбиталей у атомов последнего элемента?
15. Каковы электронные структуры атома Ni^0 и ионов Ni^{2+} , Ni^{3+} ?
16. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 43 и 28. Чему равен максимальный спин p-электронов у атомов первого и d-электронов у атомов второго элемента?
17. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21 и 23. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов?
18. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, неверны:
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$;
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^6$;
 - 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$;
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;
 - 5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$?Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

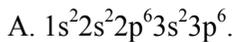
19. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит «провал» одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Чему равен максимальный спин d-электронов у атома первого элемента и p-электронов у атома второго элемента?
20. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42, учитывая, что у последнего происходит «провал» одного 5s-электрона на 4d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
21. Назовите элементы 1, 2 и 3-го периодов, у атомов которых s-орбитали полностью заполнены электронами. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите к какому периоду, группе и подгруппе периодической системы они относятся.
22. Ион калия с зарядом +1 состоит из:
- 1) 19 протонов, 20 нейтронов, 19 электронов;
 - 2) 19 протонов, 20 нейтронов, 18 электронов;
 - 3) 19 протонов, 20 нейтронов, 20 электронов;
 - 4) 19 протонов, 19 нейтронов, 19 электронов.
23. Больше число неспаренных электронов в невозбужденном состоянии имеет атом:
- 1) Cl; 2) S; 3) P; 4) Si.
24. Внутри периода увеличение порядкового номера элемента сопровождается:
- 1) уменьшением атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности атома;
 - 2) возрастанием атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности атома;
 - 3) уменьшением атомного радиуса и электроотрицательности атома;
 - 4) возрастанием атомного радиуса и электроотрицательности атома.

25. Установите соответствие между частицей и ее электронной формулой.

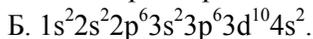
ЧАСТИЦА

ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА

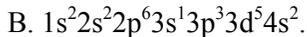
1. Атом цинка.



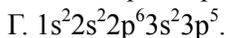
2. Катион цинка.



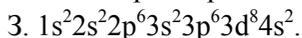
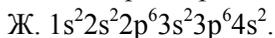
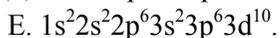
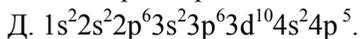
3. Атом хлора.



4. Хлорид-анион.



5. Атом кальция.



26. У атома серы число электронов во внешнем энергетическом уровне и заряд ядра равны, соответственно:

1) 4 и +16;

2) 6 и +32;

3) 6 и +16;

4) 4 и +32.

10. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

В настоящее время *периодический закон* формулируется следующим образом: «Свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от зарядов ядра атомов элементов».

Периодичность в изменении свойств химических элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов, является результатом периодического повторения структуры внешнего электронного слоя, что связано с последовательным заполнением АО в соответствии с принципом наименьшей энергии. Каждый элемент в одно и то же время обладает как набором сугубо индивидуальных свойств, связанных с особенностью строения его атомов, так и совокупностью свойств, сходных со свойствами его электронных аналогов.

Химический элемент – это вид атомов, характеризующихся определённым зарядом ядра, равным порядковому номеру в периодической системе. Он может существовать как в форме изолированных атомов или ионов, так и в форме атомов и ионов в составе соединений с другими атомами.

Химические соединения состоят из атомов или ионов, находящихся в связанном состоянии, и характеризуются определённым составом и строением. Они могут существовать в различных формах и состояниях – как в виде кристаллов, так и в виде изолированных молекул.

Периодическая система Д.И. Менделеева – это наглядное графическое изображение периодического закона. Наиболее распространена её так называемая короткопериодная форма.

В структуре таблицы (системы) (см. прил. 1) выделяют периоды, группы и подгруппы.

Периодом называют горизонтальную совокупность элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра. Каждый период начинается s-элементом с конфигурацией внешнего электронного уровня ns^1 и завершается р-элементом с конфигурацией внешнего электронного уровня ns^2np^6 (кроме первого периода, который заканчивается гелием – $1s^2$). Номер периода определяется значением главного квантового числа внешнего электронного уровня. Первые три периода называют малыми, и состоят они только из s- и р-элементов. Четыре остальных периода называют большими. В составе четвёртого и пятого периодов появляются d-элементы, а в шестой и седьмой периоды входят f-элементы. В связи с закономерным изменением электронного строения атомов в пределах малых периодов свойства элементов изменяются резко, в больших периодах – медленно.

Группой называют совокупность элементов, расположенных в таблице вертикально в порядке возрастания заряда ядра. В периодической системе находится 8 групп, так как на внешнем электронном уровне не может быть больше восьми валентных электронов. Каждая группа состоит из главной и побочной подгрупп. В состав главных подгрупп входят только s- или р-элементы, а побочных – d- и f-элементы (f-элементы вынесены в отдельные строки внизу таблицы). Атомы элементов одной подгруппы являются полными электронными аналогами, т. е. распределение валентных электронов по уровням полностью совпадает (за некоторыми исключениями, например, Nb – $5s^14d^4$ вместо $5s^24d^3$). Атомы элементов группы в целом не являются полными электронными аналогами.

Рассмотрим характер изменения некоторых свойств элементов с изменением заряда ядра их атомов.

Радиусы атомов элементов и ионов – условные величины. Их обычно вычисляют из межатомных (межъядерных) расстояний, которые зависят не только от природы атомов, но также и от характера химической связи между ними и от агрегатного состояния вещества.

Атомные радиусы в периоде с увеличением зарядов ядра в основном уменьшаются (что не исключает локальных максимумов) в связи с увеличением сил кулоновского притяжения. Радиусы одинаково заряженных ионов изменяются по такому же закону. В подгруппе с увеличением заряда ядра атомные и ионные радиусы, как

правило, увеличиваются, что связано с увеличением числа электронных уровней.

Энергия ионизации (I) (потенциал ионизации) в периоде возрастает с ростом заряда ядра (хотя и не монотонно, так как зависит от энергетического состояния электрона), в главных и третьей побочной подгруппах – убывает сверху вниз в связи с появлением нового энергетического уровня. В остальных побочных подгруппах энергия ионизации возрастает с ростом заряда ядра.

Сродством к электрону (E) называют энергию, которая выделяется при присоединении дополнительного электрона к атому, иону или молекуле. Максимальным сродством к электрону обладают атомы галогенов. Оно зависит не только от заряда атома, но и степени заполнения атомных орбиталей валентных уровней.

Электроотрицательность (χ) представляет собой обобщенную характеристику элемента, связанную не с электронами на отдельных орбиталях, а с внешними электронами вообще, определяемую как сумма энергии ионизации и сродства к электрону. Под χ понимают относительную характеристику способности атома притягивать электронную пару. Относительная χ в периоде возрастает и уменьшается в подгруппе с ростом заряда ядра. Относительную χ , по Полингу, определяют как отношение χ элемента к χ атома лития.

Окислительная способность элемента меняется так же, как и электроотрицательность, а восстановительная – наоборот.

Основные свойства высших оксидов и гидроксидов элементов в периоде закономерно ослабляются, что связано с увеличением силы притяжения гидроксид-ионов к центральному атому с ростом заряда его ядра и уменьшением атомного радиуса, а в подгруппе в основном усиливаются, потому что атомный радиус элементов возрастает.

Кислотные свойства этих соединений изменяются в обратном направлении. Неметаллические свойства в периоде, как правило, усиливаются слева направо, а в подгруппе – ослабевают сверху вниз, металлические – наоборот. Граница между металлами и неметаллами в таблице проходит по диагонали В–Ат таким образом, что все неметаллы находятся в верхней правой части таблицы (исключение составляют d-элементы).

Пример 1. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

Решение

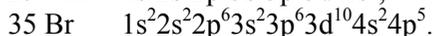
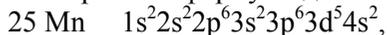
Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьмизлектронной оболочки ($ns^2 np^6$).

Данные элементы находятся, соответственно, в VA-, VIA-, VIIA-группах и имеют структуру внешнего энергетического уровня $s^2 p^3$, $s^2 p^4$ и $s^2 p^5$.

Пример 2. У какого из элементов четвертого периода – марганца или брома – сильнее выражены металлические свойства?

Решение

Электронные формулы данных элементов:



Марганец – d-элемент VIIB-группы, а бром – p-элемент VIIA-группы.

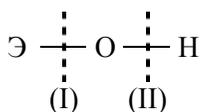
На внешнем энергетическом уровне у атома марганца два электрона, а у брома – семь. Атомы типичных металлов характеризуются наличием небольшого числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, тенденцией терять эти электроны. Они обладают только восстановительными свойствами и не образуют элементарных отрицательных ионов. Элементы, атомы которых на внешнем уровне содержат более трех электронов, обладают определенным сродством к электрону, а следовательно, приобретают отрицательную степень окисления и даже образуют элементарные отрицательные ионы. Таким образом, марганец, как и все металлы, обладает только восстановительными свойствами, тогда как для брома, проявляющего слабые восстановительные свойства, более характерны окислительные функции. Общей закономерностью для всех групп, содержащих p- и d-элементы, является преобладание металлических свойств у d-элементов. Следова-

тельно, металлические свойства у марганца выражены сильнее, чем у брома.

Пример 3. Как зависят кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов элементов, их образующих? Какие гидроксиды называются амфотерными (амфолитами)?

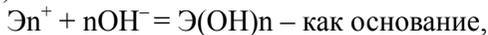
Решение

Если данный элемент проявляет переменную степень окисления и образует несколько оксидов и гидроксидов, то с увеличением степени окисления свойства последних меняются от основных к амфотерным и кислотным. Это объясняется характером электролитической диссоциации (ионизации) гидроксидов ЭОН, которая в зависимости от сравнительной прочности и полярности связей Э — О и О — Н может протекать по двум типам:

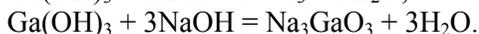
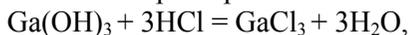


Полярность связей, в свою очередь, определяется разностью ЭО компонентов, размерами и эффективными зарядами атомов. Диссоциация по кислотному типу (II) протекает, если $\text{EO} - \text{H} \leftarrow \text{E}\ddot{\text{O}} - \text{O}$ (высокая степень окисления), а по основному типу — если $\text{EO} - \text{H} \rightarrow \text{E}\ddot{\text{O}} - \text{O}$ (низкая степень окисления). Если прочности связей $\text{O} - \text{H}$ и $\text{Э} - \text{O}$ близки или равны, диссоциация гидроксида может одновременно протекать и по (I), и по (II) типам.

В этом случае речь идет об амфотерных электролитах (амфолитах):



Э — элемент, n — его положительная степень окисления. В кислой среде амфолит проявляет основной характер, а в щелочной среде — кислый характер:



Задания для самостоятельного решения

1. Исходя из положения германия и технеция в периодической системе, составьте формулы мета-, ортогерманиевой кислот и оксида технеция, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.
2. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы водородного соединения германия, оксида молибдена и рениевой кислоты, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.
3. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.
4. Какой из элементов четвертого периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов.
5. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).
6. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?
7. У какого из р-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов –

более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

8. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов более сильное основание: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$?
9. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов, дайте мотивированный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: CuOH или $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Sn}(\text{OH})_4$? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова (II).
10. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?
11. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления: +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).
12. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксид, отвечающий их высшей степени окисления $\text{Э}_2\text{O}_5$? Какой из них дает газообразное соединение с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.
13. Укажите, как в приведенном ряду элементов $\text{O} - \text{S} - \text{Se} - \text{Te}$ изменяется способность принимать электроны, если известны величины электроотрицательности атомов этих элементов.
14. Укажите, какое из сравниваемых двух соединений является более сильным основанием:
 - 1) NaOH или CsOH ;
 - 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ или $\text{Cd}(\text{OH})_2$.

15. Элемент в периодической системе имеет порядковый номер 25. Какие оксиды образует этот элемент? Какие свойства проявляют оксиды этого элемента? Образует ли этот элемент газообразное соединение с водородом?
16. Какое строение электронных слоев у элементов подгруппы хрома при степени их окисления +3? Как изменяются основные свойства гидроксидов этих металлов по группам и периодам?
17. Напишите электронные формулы ионов Se^{2-} и Se^{6+} . Почему для селена характерны как окислительные, так и восстановительные свойства?
18. Какой из атомов – хлор или йод – является окислителем при образовании молекулы ICl из атомов? У какого из этих атомов сильнее выражена способность притягивать к себе электроны?
19. В главных подгруппах периодической системы восстановительная способность атомов химических элементов растет с:
- 1) уменьшением радиуса атомов;
 - 2) увеличением числа энергетических уровней в атомах;
 - 3) уменьшением числа протонов в ядрах атомов;
 - 4) увеличением числа валентных электронов.
20. В ряду «натрий – магний – алюминий» элементы расположены в порядке увеличения:
- 1) атомного радиуса;
 - 2) электроотрицательности;
 - 3) металлических свойств;
 - 4) числа электронных слоев.
21. Оксиды с общей формулой R_2O_3 и R_2O_5 образуют элементы подгруппы:
- 1) углерода;
 - 2) азота;
 - 3) серы;
 - 4) фтора.

11. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Химическая связь – это вид межатомных взаимодействий в молекулах, ионах, кристаллах, характеризуемый определенной энергией. При всем многообразии химических связей их природа едина и носит электростатический характер.

Механизм образования химической связи может быть смоделирован различными способами. Простейшим является метод валентных связей (ВС), предложенный Г. Льюисом.

Метод ВС рассматривает химическую связь как результат притяжения ядер двух атомов к одной или нескольким общим для них электронным парам. Такая двухэлектронная и двухцентровая связь, локализованная между двумя атомами, называется *ковалентной*.

Принципиально возможны два механизма образования ковалентной связи:

- 1) спаривание электронов двух атомов при условии противоположной ориентации их спинов;
- 2) донорно-акцепторное взаимодействие, при котором общей становится готовая электронная пара одного из атомов (донора) при наличии энергетически выгодной свободной орбитали другого атома (акцептора).

Причиной образования любого типа химической связи является понижение энергии системы, которая сопровождает этот процесс. Разность энергии начального и конечного состояния системы называется энергией связи ($E_{\text{св}}$) и определяется количеством теплоты, выделяющейся при её образовании. Энергия ковалентных химических связей оценивается значениями порядка 125–1050 кДж/моль.

Расстояние между ядрами двух связанных атомов называется *длиной связи*. Длина и энергия связи зависят от её кратности, которая определяется числом электронных пар, связывающих два

взаимодействующих атома. Чем кратность связи выше, тем больше энергия связи и меньше длина.

Ковалентную связь характеризуют насыщенность, направленность и полярность.

Насыщенность ковалентной связи обусловлена ограниченными валентными возможностями атомов, т. е. их способностью к образованию строго определённого числа связей, которое обычно лежит в пределах от 1 до 6. Общее число валентных орбиталей в атоме определяет максимально возможную ковалентность элемента. Число уже использованных для этого орбиталей определяет ковалентность элемента в данном соединении.

Если атом образует все связи только за счёт спаривания электронов, то обычно говорят просто о его валентности, которая определяется числом неспаренных электронов в основном или возбуждённом состояниях.

Если атом образует связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам, то говорят о ковалентности.

В таком случае валентность бора в молекуле BF_3 равна трём, а в комплексном ионе BF_4^- ковалентность равна четырём.

Направленность ковалентной связи является результатом стремления атомов к образованию наиболее прочной связи за счёт возможно большей электронной плотности между ядрами взаимодействующих атомов. Это достигается при такой пространственной направленности перекрывания электронных облаков, которая совпадает с их собственной. Исключение составляют s-электронные орбитали, поскольку они имеют сферическую форму. Перекрывание орбиталей может осуществляться различным образом: σ -, π -, δ -способами. При образовании σ -связи возникает одна область перекрывания орбиталей – по оси симметрии относительно линии, соединяющей центры ядер атомов.

После образования между двумя атомами σ -связи для остальных электронных орбиталей той же формы и с тем же главным квантовым числом остаётся только возможность бокового перекрывания по разные стороны от линии связи, перпендикулярно которой в этом случае проходит узловая плоскость. В результате образуются π - или δ -связи. В первом случае возникают две, во втором – четыре области перекрывания.

Число σ -связей, которые образует центральный атом в сложных молекулах или ионах, определяет для него значение координационного числа.

Связи, образованные атомом за счёт орбиталей с различным значением орбитального квантового числа, должны быть энергетически неравноценными, что, однако, не подтверждается экспериментом. В подобных случаях пользуются представлением о гибридизации орбиталей, согласно которым при образовании связи орбитали разной симметрии смешиваются и превращаются в гибридные орбитали одинаковой формы и усредненной энергии, что обеспечивает равноценность образуемых ими связей. В гибридизации могут участвовать не только одноэлектронные, но и двухэлектронные атомные орбитали. В этом случае на гибридных орбиталях остаётся такое же число неподеленных электронных пар, которое было на исходных атомных орбиталях.

Геометрическая конфигурация молекул полностью определяется типом гибридизации орбиталей центрального атома только при условии, что все гибридные атомные орбитали участвуют в образовании связей. Если же хотя бы на одной из них остаётся неподеленная электронная пара, то конфигурация, определяемая типом гибридизации, не реализуется. Приблизительное значение валентных углов в различных молекулах составляет 90° . Значение валентного угла в молекуле воды, например, равно $104,5^\circ$.

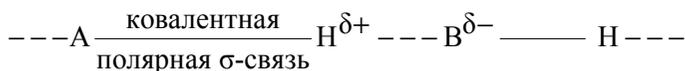
Метод ВС позволяет объяснить полярность ковалентной связи. Если ЭО атомов, образующих молекулу, одинакова или очень близка, то общая электронная пара располагается симметрично по отношению к обоим ядрам. Такая ковалентная связь называется неполярной (гомоядерные молекулы). Например, в молекуле H_2 связь ковалентная неполярная.

Если ЭО атомов различная, то электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома. В этом случае центры (+) и (-) зарядов не совпадают, и возникает система (электрический диполь) из двух равных по величине, но противоположных по знаку зарядов ($\delta+$ и $\delta-$), расстояние между которыми (l) называют длиной диполя. Подобные ковалентные связи называют полярными. Степень полярности такой связи оценивается значением электрического момента диполя – μ , равного произведению эффективного заряда на длину диполя $\mu = q \cdot l$.

Наконец, если разница ЭО ($\Delta\chi$) превышает 1,9, то образуется ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи. Её можно рассматривать как электростатическое притяжение, возникающее между разноименно заряженными ионами.

Ионная связь, в отличие от ковалентной, является ненаправленной, ненасыщенной, а координационные числа в ионных соединениях определяются соотношением радиусов взаимодействующих ионов. Например, в молекуле NaCl связь относится к ионной.

Водородной называют связь, образуемую атомом водорода, который ковалентно связан с атомом сильно электроотрицательно-го элемента А и другим подобным атомом В:



Чем выше ЭО атомов А и В, тем больше эффективные заряды $\delta+$ на атоме Н и $\delta-$ на атоме В, а следовательно, тем сильнее между ними электростатическое взаимодействие и прочнее водородная связь.

Пример 1. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома смещается общая электронная пара.

Решение

Используя значения относительных электроотрицательностей атомов (прил. 7), находим разность относительных электроотрицательностей серы и элемента, образующего с ней химическую связь:

а) сера – калий: $2,6 - 0,91 = 1,69$, электронная пара смещена в сторону атома серы;

б) сера – водород: $2,6 - 2,1 = 0,5$, электронная пара смещена в сторону атома серы;

в) сера – бром: $2,6 - 2,74 = -0,14$, электронная пара смещена в сторону атома брома;

г) сера – углерод: $2,6 - 2,5 = 0,1$, электронная пара смещена в сторону атома серы.

Чем больше по абсолютной величине разность относительных ЭО, тем более полярна связь. В данном примере наиболее полярной является связь «сера – калий», наименее полярной – связь «сера – углерод».

Гибридизация атомных орбиталей и электронных облаков – предполагаемое выравнивание атомных орбиталей по энергии, а электронных облаков – по форме при образовании атомом ковалентных связей.

Подвергшиеся гибридизации АО и ЭО называют гибридными.

В случае метана CH_4 гибридизации подвергаются одна 2s-АО и три 2p-АО атома углерода, при этом образуются четыре sp^3 -гибридных АО. Схематически это можно записать так:



Энергии орбиталей при этом становятся одинаковыми (рис. 3).

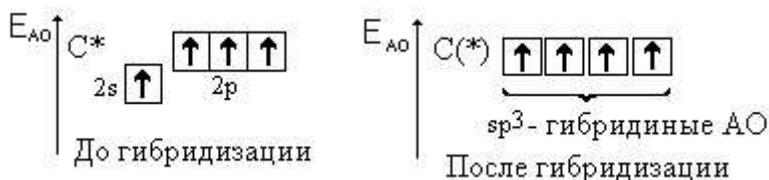


Рис. 3. Схема гибридизации

Электронные облака 2s- и 2p-орбиталей меняют свою форму – они тоже выравниваются (рис. 4).

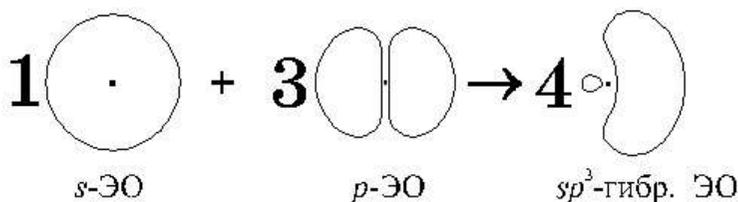


Рис. 4. Вид гибридизации молекулы метана

В пространстве четыре получившихся sp^3 -ЭО направлены из центра к вершинам тетраэдра (рис. 5).

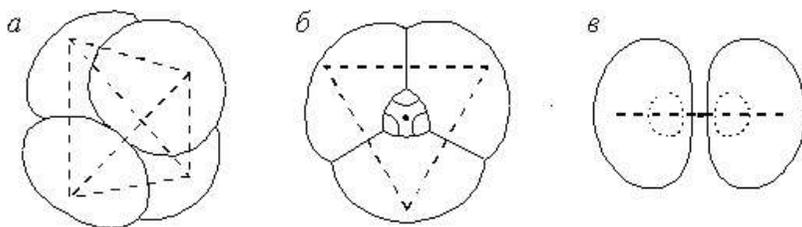
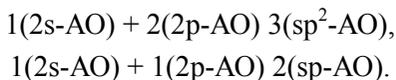


Рис. 5. Виды гибридизации:
а – sp^3 -гибридизация; б – sp^2 -гибридизация; в – sp -гибридизация

Гибридизации могут подвергаться и не все р-орбитали подуровня, например:



В этих случаях оси гибридных облаков лежат в одной плоскости и направлены или к вершинам равностороннего треугольника (в случае sp^2 -гибридизации), или просто в разные стороны (в случае sp -гибридизации). Причина такого расположения гибридных облаков – их взаимное отталкивание.

Форма гибридных ЭО допускает только прямое перекрывание этих облаков с облаками других атомов, поэтому с участием гибридных АО могут образовываться только σ -связи (рис. 6).

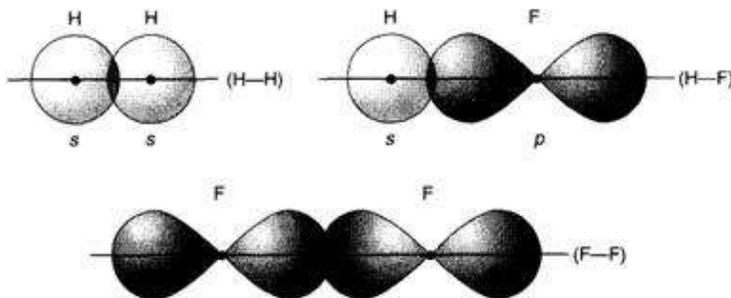


Рис. 6. Способы образования связи

Примеры

Посмотрим, как с использованием модели гибридизации описывается пространственное строение некоторых молекул (рис. 7).

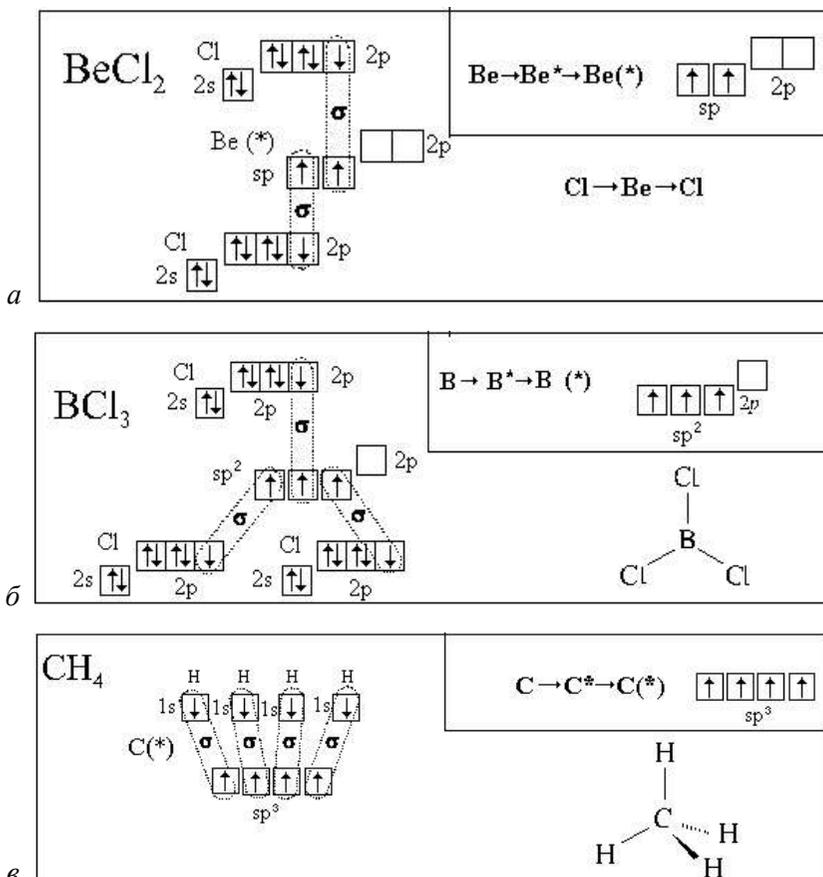


Рис. 7. Примеры гибридизации:
 а – BeCl_2 (sp -гибридизация); б – BCl_3 (sp^2 -гибридизация); в – CH_4 (sp^3 -гибридизация)

Полученные нами пространственные формулы хорошо согласуются с экспериментальными данными.

В приведенных примерах гибридизации подвергались только орбитали с неспаренными электронами. Но если на валентных подуровнях атома часть орбиталей полностью заполнена, эти АО тоже участвуют в гибридизации. Так гибридизуются валентные орбитали атома азота в аммиаке и атома кислорода в воде (рис. 8).

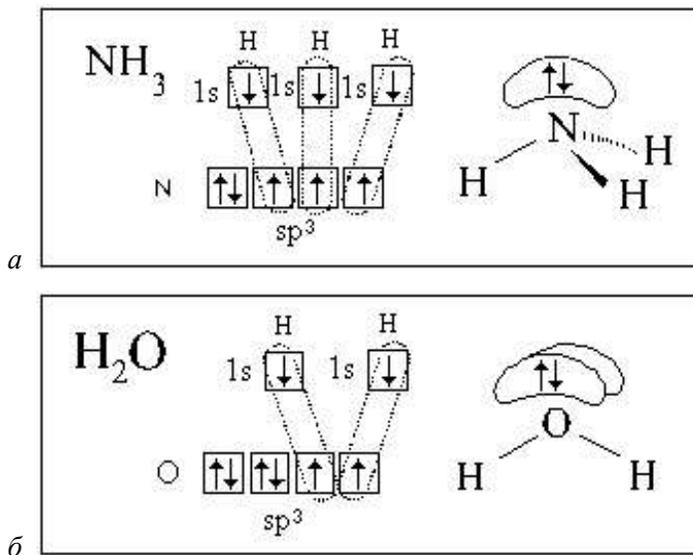


Рис. 8. Примеры гибридизации с участием электронных облаков с неподеленными электронными парами:
а – NH₃; б – H₂O

В обоих случаях у центрального атома (азота или кислорода) sp³-гибридизация, но гибридные ЭО неподеленных пар электронов (в пространственных формулах не показаны малые области этих облаков) не принимают участия в образовании связей. Возможность такого объяснения строения молекул аммиака и воды подтверждается значениями углов между связями: в обеих молекулах эти углы близки к углу в правильном тетраэдре (109° 28').

Для правильного прогнозирования структуры молекулы с помощью модели гибридизации АО необходимо помнить следующее:

1) при образовании ковалентных связей атомами элементов s- и p-блоков, имеющими на валентных орбиталях только неспарен-

ные электроны (группы IIА, IIIА и IVА), орбитали, на которых находятся эти электроны, всегда гибридизуются;

2) при образовании ковалентных связей атомами элементов s- и p-блока, имеющими на валентных орбиталях кроме неспаренных электронов еще и неподеленные пары (группы VA и VIA), гибридизация характерна только для атомов элементов второго периода;

3) для атомов элементов групп IA и VIIA экспериментальное подтверждение наличия или отсутствия гибридизации невозможно;

4) если нет препятствий, осуществляется sp^3 -гибридизация; если не хватает для этого валентных электронов или часть из них участвует в образовании π -связей, то осуществляется sp^2 - или sp -гибридизация.

Задания для самостоятельного решения

1. Соединениями с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью являются, соответственно:
 - 1) вода и сероводород;
 - 2) бромид калия и азот;
 - 3) аммиак и водород;
 - 4) кислород и метан.
2. Степень окисления азота в ионе NH_4^+ равна:
а) -1 ; б) -3 ; в) $+3$; г) $+5$.
3. Атомную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ:
 - 1) оксид кремния (IV) и оксид углерода (IV);
 - 2) графит и кремний;
 - 3) хлор и иод;
 - 4) хлорид калия и фторид натрия.
4. В молекуле ацетиленов имеют:
 - 1) две σ - и две π -связи;
 - 2) две σ - и три π -связи;
 - 3) три σ - и одна π -связь;
 - 4) три σ - и две π -связи.

5. Установите соответствие между формулой вещества и типом химической связи.

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	ТИП ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ
1. N ₂ .	А. Ионная.
2. SF ₆ .	Б. Ковалентная неполярная.
3. CsCl.	В. Ковалентная полярная.
4. P ₄ .	Г. Присутствуют связи разных типов.
5. K ₂ SO ₄ .	

6. Установите соответствие между веществами и типом гибридизации атома углерода.

СОЕДИНЕНИЕ	ТИП ГИБРИДИЗАЦИИ
1. Этилен.	А. sp ³ .
2. 2-метилпентан.	Б. sp ² .
3. Циклогексан.	В. sp.
4. Ацетилен.	
5. бутадиен-1,2.	
6. Бензол.	

7. Большее число неспаренных электронов в невозбужденном состоянии имеет атом:

1) Cl; 2) S; 3) P; 4) Si.

8. неполярна молекула:

1) CCl₄; 2) NH₃; 3) H₂O; 4) HCl.

9. Высшая степень окисления элемента теллура равна:

1) +3; 2) +4; 3) +5; 4) +6.

10. Водородные соединения элементов главной подгруппы пятой группы имеют следующие температуры кипения:

NH ₃	PH ₃	AsH ₃	SbH ₃
-33 °C	-87 °C	-55 °C	-17 °C

Как видно из приведенных данных, в этом ряду температура кипения аммиака не согласуется с общей тенденцией к повышению, что объясняется:

- 1) ионным характером химической связи;
- 2) металлическим характером химической связи;

- 3) наличием водородных связей;
4) наименьшей полярностью связи.
11. Аллотропной модификацией углерода не является:
1) уголь; 2) алмаз; 3) графит; 4) карбин.
 12. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?
 13. Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют ее атомы в нормальном и возбужденном состояниях? Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?
 14. Что следует понимать под степенью окисления атома? Определите степень окисления атома углерода и его валентность, обусловленную числом неспаренных электронов, в соединениях: CH_4 , CH_3OH , HCOOH , CO_2 .
 15. Укажите тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Приведите схему перекрывания электронных облаков.
 16. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислите их разность для связей $\text{K}-\text{Cl}$, $\text{Ca}-\text{Cl}$, $\text{Fe}-\text{Cl}$, $\text{Ge}-\text{Cl}$. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности?
 17. Какой характер имеют связи в молекулах NCl_3 , CS_2 , ICl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Укажите для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
 18. Какие типы гибридизации АО углерода соответствуют образованию молекул CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6 ?
 19. В молекулах SO_2 и SO_3 атом серы находится в состоянии sp^2 -гибридизации. Полярны ли эти молекулы? Какова их пространственная структура?
 20. Какая из связей: $\text{Ca}-\text{H}$, $\text{C}-\text{S}$, $\text{O}-\text{Cl}$ – является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако?

21. Молекула хлорида бора BCl_3 имеет плоскую структуру, а хлорида азота NCl_3 – пирамидальную. Чем объясняется такое различие?
22. Какие гибридные облака атома углерода участвуют в образовании химической связи в молекулах CCl_4 , CO_2 ?

**Тест по темам «Периодический закон»,
«Химическая связь»**

Вариант 1

1. Среди химических элементов: Si, P, S, Cl – более ярко свойства неметалла выражены у:
1) кремния; 2) фосфора; 3) серы; 4) хлора.
2. Атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов, расположены:
1) в одной группе; 2) в одной подгруппе;
3) в одном периоде; 4) по диагонали.
3. В оксидах элементов третьего периода периодической системы – Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 – в периоде слева направо:
1) основные свойства возрастают;
2) основные свойства неизменны;
3) кислотные свойства усиливаются;
4) кислотные свойства уменьшаются.
4. Число протонов в ядре атома ${}^7\text{Li}$ равно:
1) 3; 2) 4; 3) 6; 4) 7.
5. Изотопы химического элемента отличаются числом:
1) нейтронов; 2) заполненных электронных слоев;
3) валентных электронов; 4) протонов.
6. Химическому элементу, степень окисления которого в соединении равна -2 , соответствует схема распределения электронов в атоме по слоям:
1) 2, 8, 6; 2) 2, 8, 2; 3) 2, 8, 7; 4) 2, 2.

7. Разрушение химической связи – это процесс, который:
- 1) сопровождается выделением энергии;
 - 2) происходит самопроизвольно в изолированных системах;
 - 3) требует затраты энергии;
 - 4) может происходить только под действием света.
8. Вещества, формулы которых: RbF, HF, F₂, образованы химическими связями, соответственно:
- 1) ковалентной неполярной, ковалентной полярной, ионной;
 - 2) ионной, ковалентной неполярной, ковалентной полярной;
 - 3) ионной, ковалентной полярной, ковалентной неполярной;
 - 4) ковалентной полярной, ионной, ковалентной неполярной.
9. Высшую и низшую валентность сера проявляет, соответственно, в соединениях;
- | | |
|--|---|
| 1) SO ₃ и ZnS; | 2) SO ₂ и H ₂ S; |
| 3) SO ₃ и SO ₂ ; | 4) H ₂ S и SO ₃ . |
10. Азот имеет степень окисления +3 в ряду веществ:
- | | |
|---|---|
| 1) N ₂ O ₃ , HNO ₃ , KNO ₂ ; | 2) NH ₃ , N ₂ O ₃ , HNO ₃ ; |
| 3) NaNO ₂ , N ₂ O ₃ , HNO ₂ ; | 4) KNO ₃ , HNO ₂ , NH ₃ . |
11. Ионную кристаллическую решетку имеет:
- | | |
|-------------------|-----------|
| 1) фторид натрия; | 2) вода; |
| 3) алюминий; | 4) алмаз. |
12. Высший оксид состава Э₂O₃ образует химический элемент, имеющий:
- 1) заряд атомного ядра +3;
 - 2) пять электронов на внешнем электронном слое;
 - 3) заряд атомного ядра +13;
 - 4) два электрона на внешнем электронном слое.
13. Ион, имеющий в своем составе 18 электронов и 16 протонов, имеет заряд:
- | | | | |
|--------|---------|--------|--------|
| 1) +1; | 2) +2°; | 3) –1; | 4) –2. |
|--------|---------|--------|--------|
14. Атом щелочного металла, который образует ион с электронной конфигурацией 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶, – это:
- | | | | |
|-------------|-----------|------------|-----------|
| 1) рубидий; | 2) калий; | 3) натрий; | 4) литий. |
|-------------|-----------|------------|-----------|

15. Ядро атома ${}_{13}\text{C}$ состоит из:
- 1) шести протонов и шести нейтронов;
 - 2) шести нейтронов и семи протонов;
 - 3) шести протонов и восьми нейтронов;
 - 4) семи нейтронов и шести протонов.
16. Химический элемент, в атоме которого распределение электронов по слоям – 2, 8, 5, образует с водородом химическую связь:
- 1) ковалентную полярную;
 - 2) ковалентную неполярную;
 - 3) ионную;
 - 4) металлическую.

Вариант 2

1. Наиболее ярко металлические свойства выражены у:
1) лития; 2) калия; 3) натрия; 4) рубидия.
2. Атомы азота и фосфора имеют:
1) одинаковое число электронных слоев;
2) одинаковое число электронов внешнего электронного слоя;
3) одинаковое число протонов в ядре;
4) одинаковые радиусы.
3. Четыре электрона на внешнем энергетическом уровне имеет атом:
1) гелия; 2) бериллия; 3) углерода; 4) кислорода.
4. В состав ядра атома входят:
1) протоны и электроны; 2) электроны и нейтроны;
3) нейтроны и протоны; 4) только протоны.
5. Изотопы химического элемента имеют разные массы, потому что в их атомах разное число:
1) протонов; 2) нейтронов;
3) электронов; 4) протонов и нейтронов.
6. В ряду химических элементов C, Al, Ca число электронных слоев в их атомах:
1) возрастает от 3 до 5; 2) возрастает от 2 до 4;
3) уменьшается от 4 до 2; 4) уменьшается от 5 до 3.
7. Образование химической связи – это процесс, который:
1) сопровождается выделением энергии;
2) происходит самопроизвольно в изолированных системах;

12. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Основы термодинамических расчетов

Термодинамика – наука, изучающая закономерности процессов, сопровождающихся взаимным превращением различных видов энергии (например, взаимные превращения тепла и работы). Объектом исследования в термодинамике являются только макроскопические системы. Термодинамический метод широко используется при исследовании самых разнообразных систем, в том числе геологических, металлургических, обогатительных и др. Этот метод позволяет определить количественные соотношения при превращении различных видов энергии, установить возможность протекания данного процесса и его глубину, т. е. равновесное состояние, до которого он может протекать в данных условиях.

1 закон термодинамики

Термодинамику формируют три основных закона (или Начала). Первый закон термодинамики формулируется следующим образом: «Невозможно создать вечный двигатель первого рода (*perpetuum mobile*), т. е. такой, который производил бы работу без каких-либо затрат энергии». В раскрытии этого закона важную роль сыграли работы Гесса, Майера, Джоуля, Гельмгольца и др. Из этого закона следует принцип эквивалентности между теплотой и работой. Математическая запись данного закона выражается следующими уравнениями:

$$Q = \Delta U + W;$$
$$\delta Q = dU + \delta W.$$

Теплота, полученная системой (δQ ; Q), расходуется на работу (δW ; W), совершаемую системой, и увеличение ее внутренней энергии (dU ; ΔU). Из этих трех энергетических величин только внутренняя энергия является функцией состояния системы и по-

этому однозначно определяется параметрами системы (т. е. она является полным дифференциалом).

Теплота и работа представляют собой формы передачи энергии и поэтому являются функциями процессов.

Величина $H = U + PV$ называется *энтальпией* (или *теплосодержанием системы*). Энтальпия, подобно внутренней энергии, является функцией состояния системы и определяется ее параметрами:

$$\delta Q_p = dH, Q_p = \Delta H.$$

Закон Гесса. Тепловые эффекты химических реакций

Тепловым эффектом называется количество выделенной или поглощенной теплоты при следующих условиях: система совершает только работу расширения, объем или давление остаются постоянными, температуры исходных и конечных веществ одинаковы, реакция протекает практически до конца.

Для расчета тепловых эффектов различных процессов (в том числе и состоящих из нескольких этапов) в термодинамике применяют *закон Гесса* (установлен экспериментально русским химиком Г.И. Гессом), который формулируется следующим образом: «Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути процесса, а определяется лишь состоянием исходных и конечных веществ, в ней участвующих». Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм произведений энтальпий образования конечных и исходных веществ на стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции

$$\Delta_r H^0_{298} = \sum n_{\text{кон}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{кон}} - \sum n_{\text{нач}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{нач}}.$$

Для различных веществ при нормальных условиях ($P_0 = 101,3$ кПа; $T_0 = 298$ К) энтальпии образования обозначаются как $\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль, и приводятся в справочниках физико-химических величин.

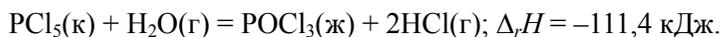
Пример 1. При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуется жидкий POCl_3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

Решение

Уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называют термохимическими. В термохимических реакциях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении Q_p , равные изменению энтальпии системы $\Delta_r H$.

Значение $\Delta_r H$ обычно приводят в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращенные обозначения агрегатного состояния веществ: г – газообразное, ж – жидкое, к – кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно. Если в результате реакции выделяется теплота, то $\Delta_r H < 0$.

Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной в примере реакции

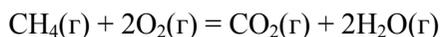


Почему происходят химические реакции?

Для ответа на этот вопрос вспомним, почему отдельные атомы объединяются в молекулы, почему из изолированных ионов образуется ионный кристалл, почему при образовании электронной оболочки атома действует принцип наименьшей энергии. Ответ на все эти вопросы один и тот же: потому что это энергетически выгодно. Это значит, что при протекании таких процессов выделяется энергия. Казалось бы, что и химические реакции должны протекать по этой же причине. Действительно, можно провести множество реакций, при протекании которых выделяется энергия. Энергия выделяется, как правило, в виде теплоты.

Экзотермическая реакция – химическая реакция, при которой происходит выделение теплоты.

Если при экзотермической реакции теплота не успевает отводиться, то реакционная система нагревается. Например, в реакции горения метана



выделяется столько теплоты, что метан используется как топливо.

Тот факт, что в этой реакции выделяется теплота, можно отразить в уравнении реакции



Это так называемое *термохимическое уравнение*. Здесь символ «+ Q» означает, что при сжигании метана выделяется теплота, которая называется тепловым эффектом реакции.

Термохимическое уравнение реакции – уравнение реакции, включающее тепловой эффект реакции, рассчитанный на количества вещества, задаваемые коэффициентами этого уравнения.

Откуда же берется выделяющаяся теплота?

Известно, что при химических реакциях рвутся и образуются химические связи. В данном случае рвутся связи между атомами углерода и водорода в молекулах CH_4 , а также между атомами кислорода в молекулах O_2 . При этом образуются новые связи: между атомами углерода и кислорода в молекулах CO_2 и между атомами кислорода и водорода в молекулах H_2O . Для разрыва связей нужно затратить энергию, а при образовании связей энергия выделяется. Очевидно, что, если «новые» связи более прочные, чем «старые», то энергии выделится больше, чем поглотится. Разность между выделившейся и поглощенной энергией и составляет тепловой эффект реакции.

Тепловой эффект (количество теплоты) измеряется в килоджоулях, например:



Такая запись означает, что 484 кДж теплоты выделится, если два моля водорода прореагируют с одним молем кислорода и при этом образуется два моля газообразной воды (водяного пара).

Таким образом, в термохимических уравнениях коэффициенты численно равны количествам вещества реагентов и продуктов реакции.

От чего зависит тепловой эффект каждой конкретной реакции?

Тепловой эффект реакции зависит:

а) от агрегатных состояний исходных веществ и продуктов реакции;

б) от температуры;

в) от того, происходит ли химическое превращение при постоянном объеме или при постоянном давлении.

Зависимость теплового эффекта реакции от агрегатного состояния веществ связана с тем, что процессы перехода из одного агрегатного состояния в другое (как и некоторые другие физические процессы) сопровождаются выделением или поглощением теплоты. Это также может быть выражено термохимическим уравнением.

Пример – термохимическое уравнение конденсации водяного пара:



В термохимических уравнениях, а при необходимости и в обычных химических уравнениях агрегатные состояния веществ указываются с помощью буквенных индексов:

(г) – газ,

(ж) – жидкость,

(т) или (кр) – твердое или кристаллическое вещество.

Зависимость теплового эффекта от температуры связана с различиями в теплоемкостях исходных веществ и продуктов реакции.

Пример 2. Определите количество вещества водорода, сгоревшего в кислороде, если при этом выделилось 1694 кДж теплоты.

Решение

$n(\text{H}_2) - ?$



$$Q = 1694 \text{ кДж,}$$

$$(\text{H}_2) = 2 \text{ моль,}$$

$$Q_o = 484 \text{ кДж.}$$

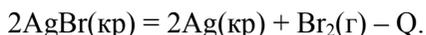
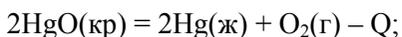
$$Q = \frac{n(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2)} \cdot Q_o \Rightarrow n(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot \frac{Q}{Q_o} =$$

$$= 2 \text{ моль} (1694 \text{ кДж}/484 \text{ кДж}) = 7 \text{ моль.}$$

Ответ: $n(\text{H}_2\text{O}) = 7 \text{ моль.}$

Кроме экзотермических реакций возможны реакции, при протекании которых теплота поглощается; если ее не подводить, то реакционная система охлаждается. Такие реакции называют эндотермическими. Тепловой эффект таких реакций отрицательный.

Например:



Таким образом, энергия, выделяющаяся при образовании связей в продуктах этих и им подобных реакций, меньше, чем энергия, необходимая для разрыва связей в исходных веществах.

Что же является причиной протекания таких реакций, ведь энергетически они невыгодны? Если такие реакции возможны, значит, существует какой-то неизвестный нам фактор, являющийся причиной их протекания.

Берутся две колбы и одна из них заполняется азотом (бесцветный газ), а другая – диоксидом азота (бурый газ) так, чтобы и давление, и температура в колбах были одинаковыми. Известно, что эти вещества между собой не вступают в химическую реакцию. Колбы соединяются герметично горлышками и устанавливаются вертикально так, чтобы колба с более тяжелым диоксидом азота была внизу. Через некоторое время бурый диоксид азота постепенно распространяется в верхнюю колбу, а бесцветный азот проникает в нижнюю. В результате газы смешиваются, и окраска содержимого колб становится одинаковой.

Что же заставляет газы смешиваться? *Хаотическое тепловое движение молекул.*

Рассмотренный опыт показывает, что самопроизвольно, без какого бы то ни было нашего (внешнего) воздействия, может протекать процесс, тепловой эффект которого равен нулю. А он действительно равен нулю, потому что химического взаимодействия в данном случае нет (химические связи не рвутся и не образуются), а межмолекулярное взаимодействие в газах ничтожно и практически одинаково.

Наблюдаемое явление представляет собой частный случай проявления всеобщего закона природы, в соответствии с которым

системы, состоящие из большого числа частиц, всегда стремятся к наибольшей неупорядоченности.

Мерой такой неупорядоченности служит физическая величина, называемая энтропией.

Энтропия – физическая величина, характеризующая степень неупорядоченности систем, состоящих из большого числа частиц, находящихся в тепловом движении.

Таким образом, *чем больше порядка, тем меньше энтропия, чем меньше порядка, тем больше энтропия.*

Уравнения связи между энтропией (S) и другими величинами изучаются в курсах физики и физической химии. Единица измерений энтропии $[S] = 1 \text{ Дж/К}$.

Энтропия возрастает при нагревании вещества и уменьшается при его охлаждении. Особенно сильно она возрастает при переходе вещества из твердого в жидкое и из жидкого в газообразное состояние.

Что же произошло в рассмотренном опыте?

При смешении двух разных газов степень неупорядоченности возросла. Следовательно, возросла энтропия системы. При нулевом тепловом эффекте это и послужило причиной самопроизвольного протекания процесса.

Если теперь разделить смешавшиеся газы, то придется совершить работу, т. е. затратить для этого энергию. Самопроизвольно (за счет теплового движения) смешавшиеся газы никогда не разделятся.

Итак, обнаруживаются два фактора, определяющие возможность протекания многих процессов, в том числе и химических реакций:

- 1) стремление системы к минимуму энергии (энергетический фактор);
- 2) стремление системы к максимуму энтропии (энтропийный фактор).

Посмотрим теперь, как влияют на возможность протекания химических реакций различные комбинации этих двух факторов:

1. Если в результате предполагаемой реакции энергия продуктов реакции оказывается меньше, чем энергия исходных веществ, а энтропия больше, то такая реакция может протекать и будет экзотермической.

2. Если в результате предполагаемой реакции энергия продуктов реакции оказывается больше, чем энергия исходных веществ, а энтропия меньше, то такая реакция не будет протекать.

3. Если в предполагаемой реакции энергетический и энтропийный факторы действуют в разные стороны, то без специальных расчетов сказать что-либо о возможности протекания такой реакции нельзя.

Возможность протекания химической реакции можно оценить, рассчитав изменение в ходе реакции физической величины, зависящей как от изменения энтальпии, так и от изменения энтропии в этой реакции. Такая физическая величина называется энергией Гиббса (в честь американского физикохимика XIX в. Джозайи Уилларда Гиббса):

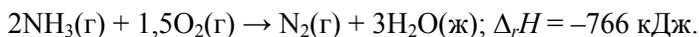
$$G = H - TS.$$

Условие самопроизвольного протекания реакции:

$$G < 0.$$

При низких температурах фактором, определяющим возможность протекания реакции, в большей степени является энергетический фактор, а при высокой – энтропийный. Из приведенного уравнения, в частности, видно, почему не протекающие при комнатной температуре реакции разложения (энтропия увеличивается) начинают идти при повышенной температуре.

Пример 3. Вычислите теплоту образования аммиака, исходя из реакции



Теплота образования воды равна 286,2 кДж/моль.

Решение

Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т. е. 25 °С (298 К) и $1,013 \cdot 10^5$ Па, и обозначают через $\Delta_f H^0_{298}$.

Отсюда находим

$$\begin{aligned} \Delta_r H &= \left[\Delta_f H_{298}^0 \left(\text{N}_{2(\text{г})} \right) + 3 \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \right) \right] - \\ &\quad - \left[2 \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{NH}_{3(\text{г})} \right) + 1,5 \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{O}_{2(\text{г})} \right) \right]. \\ \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{NH}_{3(\text{г})} \right) &= \\ &= \frac{\Delta_f H_{298}^0 \left(\text{N}_{2(\text{г})} \right) + 3 \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \right) - 1,5 \Delta_f H_{298}^0 \left(\text{O}_{2(\text{г})} \right) - \Delta_r H}{2}. \end{aligned}$$

Так как теплоты образования простых веществ в стандартном состоянии равны нулю, следовательно,

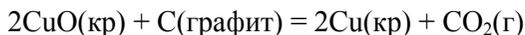
$$\Delta_f H_{298}^0 \left(\text{NH}_{3(\text{г})} \right) = \frac{3 \cdot (-286,2) - (-766)}{2} = -46,3 \text{ кДж/моль}.$$

Задания для самостоятельного решения

(при решении части задач

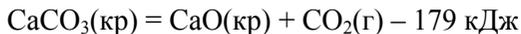
необходимо пользоваться данными приложения 8)

1. Тепловой эффект реакции восстановления меди из ее оксида углем



составляет -46 кДж. Запишите термохимическое уравнение и рассчитайте, какую энергию нужно затратить для получения 1 кг меди по такой реакции.

2. При прокаливании карбоната кальция было затрачено 300 кДж теплоты. При этом по реакции



образовалось 24,6 л углекислого газа. Определите, какое количество теплоты было израсходовано бесполезно. Сколько граммов оксида кальция при этом образовалось?

3. При прокаливании нитрата магния образуется оксид магния, газообразный диоксид азота и кислород. Тепловой эффект реакции равен -510 кДж. Составьте термохимическое уравнение

и определите, какое количество теплоты поглотилось, если выделилось 4,48 л кислорода. Какова масса разложившегося нитрата магния?

4. Какое количество теплоты выделится при сгорании 320 г серы в кислороде по реакции



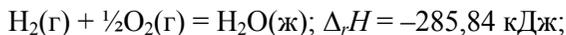
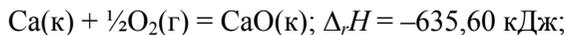
5. Какое количество теплоты выделится при сгорании 405 г алюминия в кислороде по реакции



Определите объем водорода, прореагировавшего с кислородом (объемы газов измерены при н.у.), если при этом выделилось 114,4 кДж теплоты.

6. Тепловой эффект реакции взаимодействия кристаллического алюминия с газообразным хлором равен 1408 кДж. Запишите термохимическое уравнение этой реакции и определите массу алюминия, необходимого для получения 2816 кДж теплоты с использованием этой реакции.
7. Определите количество теплоты, выделяющейся при сгорании на воздухе 1 кг угля, содержащего 90 % графита, если тепловой эффект реакции горения графита в кислороде равен 394 кДж.
8. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.
9. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
10. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $\text{CS}_2(\text{г})$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

11. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:



12. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен $-3135,58$ кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$.
13. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании $16,5$ л (н.у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды?
14. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено $44,8$ л NO в пересчете на нормальные условия?
15. При полном сгорании этилена (с образованием жидкой воды) выделилось 6226 кДж. Найдите объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
16. При сжигании 1 л ацетилена (н.у.) с образованием углекислого газа и воды выделяется $58,0$ кДж тепла. Рассчитайте тепловой эффект Q реакции



Ответ дайте в кДж с точностью до целого числа.

17. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 687 кДж теплоты.

Количество вещества этанола равно:

- 1) $0,5$ моль; 2) 1 моль; 3) $1,5$ моль; 4) 2 моль.

13. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика – это раздел химии, изучающий скорости химических реакций. Химические реакции могут протекать с различными скоростями (от малых долей секунды до десятилетий и более продолжительных временных интервалов). При рассмотрении вопроса о скорости реакций необходимо различать гомогенные и гетерогенные реакции. *Гомогенные системы* состоят из одной фазы (например, любая газовая смесь), а *гетерогенные* – из нескольких фаз (например, вода со льдом). *Фазой* является часть системы, отделённая от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую происходит скачкообразное изменение свойств.

Скорость гомогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объёма системы. *Скоростью гетерогенной реакции* является количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице поверхности фазы (или массы, объёма твердой фазы, когда затруднительно определение величины поверхности твёрдого тела):

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \frac{\Delta c}{\Delta t}; \quad v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{S \Delta t}.$$

То есть скорость гомогенной реакции можно определить как изменение концентрации какого-либо из веществ, вступающих в реакцию или образующихся при реакции, которое протекает за единицу времени.

Большинство химических реакций являются обратимыми, т. е. могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. Рассмотрим обратимую реакцию:



Скорости прямой и обратной реакций связаны с концентрациями реагентов следующими уравнениями:

$$v_{x.p. пр} = k_{пр}[A]^a \cdot [B]^b \text{ и } v_{x.p. обр} = k_{обр}[C]^c \cdot [D]^d.$$

С течением времени скорость прямой реакции будет уменьшаться вследствие расхода реагентов **A** и **B** и понижения их концентраций. Напротив, скорость обратной реакции по мере накопления продуктов **C** и **D** будет возрастать. Поэтому через некоторый промежуток времени скорости прямой и обратной реакций сравняются друг с другом. Установится состояние системы, в котором отсутствуют потоки вещества и энергии, называемое химическим равновесием. Все обратимые процессы протекают не полностью, а лишь до состояния равновесия, в котором из условия $v_{x.p. пр} = v_{x.p. обр}$ следует:

$$k_{пр} / k_{обр} = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b = K,$$

где K – константа химического равновесия, которая зависит от температуры и природы реагентов, но не зависит от концентрации последних. Это математическое выражение закона действующих масс, который позволяет рассчитывать состав равновесной реакционной смеси.

Важнейшими факторами, влияющими на скорость реакции, являются:

- 1) природа реагирующих веществ;
- 2) концентрации реагирующих веществ;
- 3) температурный фактор;
- 4) наличие катализаторов.

В некоторых случаях скорость гетерогенных реакций зависит также от интенсивности движения жидкости или газа вблизи поверхности, на которой реализуется реакция.

Влияние концентрации реагирующих веществ. Представим уравнение химической реакции в общем виде: $aA + bB + \dots =$, тогда $v_{x.p} = k[A]^a[B]^b$ – это, по сути, математическая запись *закона действующих масс*, открытого опытным путём К. Гульдбергом и П. Вааге в 1864–1867 гг. Согласно указанному закону, при неизменной температуре $v_{x.p}$ пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, причём каждая концентрация входит в произведение в степени, равной коэффициенту, стоящему пе-

ред формулой данного вещества в уравнении реакции. Величина константы скорости реакции (k) зависит от природы реагирующих веществ, температуры и наличия катализаторов, но не зависит от концентрации веществ.

Зависимость $v_{x.p.}$ от температуры и от природы реагирующих веществ. Энергией активации E_a (в кДж/моль) называют избыточную энергию, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества. E_a разных реакций различна. Посредством этого фактора сказывается влияние природы реагирующих веществ на $v_{x.p.}$. Если $E_a < 40$ кДж/моль (т. е. мала), то скорость такой реакции велика (например, ионные реакции в растворах, протекающие практически мгновенно). Если $E_a > 120$ кДж/моль (т. е. очень значительна), то скорость такой реакции незначительна (например, реакция синтеза аммиака $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – скорость этой реакции при обычных T вследствие высоких значений E_a настолько мала, что заметить её протекание практически невозможно).

В 1889 г. знаменитый шведский химик С. Аррениус вывел из опытных данных уравнение, связывающее константу скорости с температурой и энергией активации. Позднее это уравнение получило теоретическое обоснование. Согласно Аррениусу, константа скорости находится в экспоненциальной зависимости от температуры:

$$k = k_{max} \cdot \exp(-E_a/RT),$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль·К; k_{max} – предэкспоненциальный фактор, имеющий смысл максимально возможного значения константы скорости при нулевой энергии активации или бесконечно высокой температуре, когда все столкновения молекул реагентов становятся активными.

Уравнение Аррениуса используют чаще в логарифмической форме:

$$\ln k = \ln k_{max} - E_a/RT.$$

Возрастание $v_{x.p.}$ с ростом температуры обычно характеризуют *температурным коэффициентом скорости реакции* – величиной, показывающей, во сколько раз возрастает скорость рассматриваемой реакции при повышении температуры системы на 10 °С:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Температурный коэффициент (γ) для разных реакций различен. При обычных температурах его значение для большинства реакций лежит в пределах от 2 до 4-х (т. е. $\gamma_{\text{к.р.}} = 2-4$ раза).

Катализаторами являются вещества, не расходующиеся в реакции, но оказывающие влияние на её скорость. Явление изменения скорости реакции под действием катализаторов называется *катализом*, а сами эти реакции являются *каталитическими*. Действие катализатора обусловлено снижением активационного предела химического взаимодействия, т. е. уменьшением величины энергии активации. Под воздействием катализаторов реакции могут ускоряться в миллионы и более раз. Более того, некоторые реакции без катализаторов вообще не реализуются. Катализаторы широко используются в промышленности.

Различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*. При *гомогенном катализе* катализатор и реагенты образуют одну фазу (газ или раствор), а при *гетерогенном катализе* катализатор находится в системе в виде самостоятельной фазы. Примером гомогенного катализа служит разложение перекиси водорода на воду и кислород в присутствии катализаторов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, WO_4^{2-} и др. Примером гетерогенного катализа является окисление диоксида серы в триоксид при контактном способе получения серной кислоты из отходящих газов металлургических производств:



Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

Если система находится в равновесии, то она будет находиться в нём до тех пор, пока внешние условия сохранятся постоянными. На практике зачастую бывает важно добиться максимально возможного смещения равновесия в сторону прямой реакции (или обратной, если требуется подавить образование вредных веществ). Условия для этого выбирают на основе принципа, сформулированного известным французским учёным Анри Луи Ле Шателье. Этот принцип можно сформулировать следующим образом: *если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое либо внешнее*

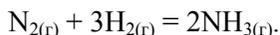
воздействие (изменяется концентрация, давление, температура), то равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.

Влияние концентрации. Если увеличить концентрацию исходных веществ, то система будет стремиться быстрее их израсходовать, т. е. сместится в сторону образования продуктов. И наоборот, если в системе увеличить концентрацию продуктов, то система сместится в сторону исходных веществ.

Влияние давления. Изменение давления наиболее существенно в случае реакций, протекающих с изменением числа моль газообразных веществ.

При увеличении общего давления равновесие смещается таким образом, что общее давление снижается, т. е. смещается в направлении той реакции, которая протекает с уменьшением числа моль газообразных веществ.

Рассмотрим применение принципа Ле Шателье на примере реакции образования аммиака:



1. Если уменьшить концентрации исходных веществ N_2 и H_2 , то это приведет к смещению равновесия справа налево, в результате концентрации N_2 и H_2 вновь увеличатся за счет разложения аммиака.

2. Если увеличить давление равновесной смеси (сжать), то это приведет к смещению равновесия слева направо, т. е. в направлении реакции синтеза аммиака, при этом число моль газообразных веществ уменьшится (из 4-х моль исходных веществ образуется 2 моль продуктов), а соответственно, уменьшится и общее давление системы.

Повышение температуры будет способствовать протеканию эндотермической реакции, идущей с поглощением тепла; понижение температуры будет способствовать протеканию экзотермической реакции, идущей с выделением тепла ($\Delta H < 0$). Например, уменьшение температуры сместит равновесие реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ ($\Delta H^0 = -180$ кДж/моль) справа налево, т. е. в направлении экзотермической реакции, идущей с выделением тепла. Температура системы в результате повысится.

Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакцию и поэтому не смещают химическое равновесие. Они способствуют более быстрому достижению равновесного состояния.

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение

Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости и прямой и обратной реакций до изменения объема:

$$v_{\text{пр}} = k \cdot a^2 \cdot b, \quad v_{\text{обр}} = k \cdot c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[\text{SO}_2] = 3a$, $[\text{O}_2] = 3b$, $[\text{SO}_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости v' прямой и обратной реакций: $v'_{\text{пр}} = k \cdot (3a)^2 \cdot (3b) = 27 \cdot k \cdot a^2 \cdot b$; $v'_{\text{обр}} = k \cdot (3c)^2 = 9 \cdot k \cdot c^2$. Отсюда:

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = \frac{k \cdot (3a)^2 \cdot (3b)}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27; \quad \frac{v'_{\text{обр}}}{v_{\text{обр}}} = \frac{k \cdot (3c)^2}{k \cdot c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 700 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

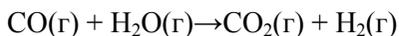
Решение

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_1 - T_2}{10}} = 2^{\frac{70 - 30}{10}} = 2^4 = 16.$$

Следовательно, скорость реакции при температуре 70 °С больше скорости реакции при температуре 30 °С в 16 раз.

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы



при 850 °С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $C_{\text{CO}} = 3$ моль/л, $C_{\text{H}_2\text{O}} = 2$ моль/л.

Решение

При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы.

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_c входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрация $[\text{CO}_2] = x$ моль/л. Согласно уравнению системы, число молей образовавшегося водорода при этом будет также x моль/л. По столько же молей (x моль/л) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}] = (3 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (2 - x) \text{ моль/л}.$$

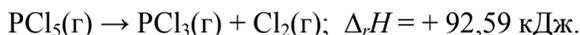
Зная константу равновесия, находим значение x , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x) \cdot (2-x)};$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2, \quad 5x = 6, \quad x = 1,2 \text{ моль/л}.$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации: $[\text{CO}_2] = 1,2$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1,2$ моль/л; $[\text{CO}] = 3 - 1,2 = 1,8$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8$ моль/л.

Пример 4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение

Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье:

а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta_r H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема газообразных веществ (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление;

в) смещение равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Задания для самостоятельного решения

1. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:
а) $\text{S}(к) + \text{O}_2 = \text{SO}_2(г)$; б) $2\text{SO}_2(г) + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3(г)$.
Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?
2. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции – образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?
3. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $\text{N}_2 = 0,049$ моль/л; $\text{O}_2 = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л.

4. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
5. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 2?
6. Во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 2?
7. В гомогенной системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и СО.
8. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация $\text{N}_2\text{O} = 6,0$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50 % N_2O .
9. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?
10. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ концентрацию СО увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
11. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, если:
 - а) увеличить давление в системе в 3 раза;
 - б) уменьшить объём системы в 3 раза;
 - в) повысить концентрацию NO в 3 раза?
 Ответ мотивируйте на основании расчета скорости прямой реакции до и после изменения условий.
12. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

13. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 °С?
14. В каком направлении сместятся равновесия:
$$\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}), \Delta_r H = -566 \text{ кДж},$$
$$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{г}), \Delta_r H = 180 \text{ кДж},$$
а) при понижении температуры; б) при повышении давления?
15. Как повлияет на равновесие следующих реакций:
$$2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}), \Delta_r H = -483,6 \text{ кДж},$$
$$\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}), \Delta_r H = 179 \text{ кДж},$$
а) повышение давления; б) повышение температуры?
16. Укажите, какими изменениями концентраций реагирующих веществ и давления можно сместить вправо равновесие реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{графит}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г})$.

Контрольная работа № 4

1. Каковы электронные структуры атома Fe^0 и ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{6+} ? (4 балла)
2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 11, 15 и 25. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов? Укажите число протонов и нейтронов, заряд ядра. Составьте формулы их оксидов и гидроксидов, отвечающих всем степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV). (5 баллов)
3. Укажите, какое из двух сравниваемых соединений является более сильным основанием: а) NaOH или CsOH ; б) Ca(OH)_2 или Ba(OH)_2 ; в) Zn(OH)_2 или Cd(OH)_2 . (4 балла)
4. Как образуется химическая связь в молекулах SiH_4 , CS_2 , C_2H_4 ? Какова структура этих молекул? Опишите механизм образования и нарисуйте орбитальные диаграммы этих молекул. (4 балла)
5. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моля этана $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м^3 этана в пересчете на нормальные условия? (5 баллов)
6. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в два раза? (4 балла)
7. Во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на $50 \text{ }^\circ\text{C}$, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен 3? (4 балла)
8. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,004 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064 \text{ моль/л}$; $[\text{CO}_2] = 0,016 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2] = 0,016 \text{ моль/л}$. Чему равны исходные концентрации воды и СО? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия? (6 баллов)

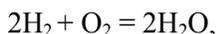
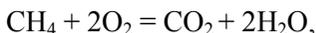
Итоговый тест

Вариант 1

1. Во фразе «... кислород входит в состав всех жизненно важных органических веществ: белков, жиров, углеводов» пропущены слова:
 - 1) сложное вещество;
 - 2) простое вещество;
 - 3) химический элемент;
 - 4) аллотропная модификация.
2. Спиртовку следует гасить:
 - 1) дую на нее;
 - 2) закрывая колпачком;
 - 3) заливая водой;
 - 4) зажимая фитиль стеклянной палочкой.
3. С помощью концентрированной серной кислоты нельзя осушать:
 - 1) кислород;
 - 2) аммиак;
 - 3) хлороводород;
 - 4) углекислый газ.
4. Массе гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, равной 19,5 г, соответствует количество вещества (моль):
 - 1) 0,5;
 - 2) 0,1;
 - 3) 0,25;
 - 4) 0,3.
5. Химический элемент, в атомном ядре которого 17 протонов, образует полярные ковалентные связи в соединениях с каждым элементом группы:
 - 1) Na, Cl, O;
 - 2) Cl, K, S;
 - 3) O, S, H;
 - 4) H, S, Cl.
6. Характер оксидов от основного к кислотному изменяется в ряду:
 - 1) Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 ;
 - 2) Cl_2O_7 , SO_2 , P_2O_5 , NO_2 ;
 - 3) BeO , B_2O_3 , Al_2O_3 , MgO ;
 - 4) CO_2 , B_2O_3 , Al_2O_3 , Li_2O .
7. Валентность атома углерода не равна IV в молекуле:
 - 1) метана;
 - 2) этана;
 - 3) угарного газа;
 - 4) уксусной кислоты.

8. Атомы азота и фосфора имеют:
- 1) одинаковое число электронных слоев;
 - 2) одинаковое число электронов внешнего электронного слоя;
 - 3) одинаковое число протонов в ядре;
 - 4) одинаковые радиусы.
9. Низшие отрицательные степени окисления азота, серы и хлора соответственно равны:
- 1) $-5, -6, -7$;
 - 2) $-4, -3, -2$;
 - 3) $-2, -3, -4$;
 - 4) $-3, -2, -1$.
10. Химический элемент, в атоме которого распределение электронов по слоям $-2, 8, 5$, образует с водородом химическую связь:
- 1) ковалентную полярную;
 - 2) ковалентную неполярную;
 - 3) ионную;
 - 4) металлическую.
11. Появление капелек воды при пропускании газа в пробирку, в которой нагревают порошок черного цвета, можно объяснить взаимодействием:
- 1) водорода с кислородом;
 - 2) аммиака с кислородом;
 - 3) водорода с оксидом меди (II);
 - 4) оксида меди (II) с хлороводородом.
12. В баночке с кислородом сожгли серу, после чего в полученное вещество добавили немного воды. Превращения, которые произошли с веществами, можно выразить схемой:
- 1) S, SO_2, SO_3, H_2SO_4 ;
 - 2) H_2SO_3, SO_2, H_2SO_3 ;
 - 3) SO_3, SO_2, H_2SO_3 ;
 - 4) S, SO_2, H_2SO_3 .
13. Вещество, формула которого $Ca(NO_3)_2$, при диссоциации образует:
- 1) катионы калия и нитрат-анионы;
 - 2) катионы кальция и нитрат-анионы;
 - 3) катионы кальция и нитрит-анионы;
 - 4) катионы калия и нитрит-анионы.

14. В растворе не могут одновременно находиться вещества:
- | | |
|------------------------------|----------------------------|
| 1) K_2CO_3 и Na_2SiO_3 ; | 2) $NaOH$ и K_2SO_4 ; |
| 3) $CaCl_2$ и KNO_3 ; | 4) Na_2CO_3 и $CaCl_2$. |
15. Нитрат калия нельзя получить с помощью веществ:
- | | |
|-------------------------------|---------------------------|
| 1) $AgNO_3$ и KCl ; | 2) K_2SO_4 и $NaNO_3$; |
| 3) K_2SO_4 и $Ba(NO_3)_2$; | 4) HNO_3 и KOH . |
16. Фенолфталеин изменит окраску на малиновую в результате реакции с водой всех веществ, входящих в группу:
- | | |
|--------------------------------|-----------------------------------|
| 1) Na_2O , CuO , K_2O ; | 2) Na_2O , P_2O_5 , Li_2O ; |
| 3) Na_2O , CaO ; Li_2O ; | 4) CaO , K_2O , SO_2 . |
17. При опускании очищенного железного гвоздя в раствор хлорида меди (II) протекает реакция, которая относится к реакциям:
- | | |
|----------------|----------------|
| 1) обмена; | 2) замещения; |
| 3) соединения; | 4) разложения. |
18. Реакции, уравнения которых:



являются, соответственно:

- | |
|--------------------------------------|
| 1) экзотермической, экзотермической; |
| 2) экзотермической, эндотермической; |
| 3) эндотермической, эндотермической |
| 4) эндотермической, экзотермической. |
19. Уравнение окислительно-восстановительной реакции:
- | | |
|--------------------------------|------------------------------|
| 1) $MgO + CO_2 = MgCO_3$; | 2) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$; |
| 3) $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$; | 4) $CaCO_3 = CaO + CO_2$. |
20. Результат взаимодействия хлорида железа (III) и гидроксида калия можно выразить сокращенным ионным уравнением:
- | | |
|--|---------------------------|
| 1) $Fe_2O_3 + 6H^+ = 2Fe^{3+} + 3H_2O$; | 2) $H^+ + OH^- = H_2O$; |
| 3) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$; | 4) $Ag^+ + Cl^- = AgCl$. |
21. Оксиды, которые проявляют только основные свойства, находятся в группе:
- | | |
|------------------------------------|----------------------------------|
| 1) Na_2O , MgO , Cu_2O ; | 2) Al_2O_3 , SiO_2 , CuO ; |
| 3) P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 ; | 4) MgO , CO_2 , ZnO . |

22. При нагревании на спиртовке будет разлагаться:
1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 2) NaCl ; 3) KOH ; 4) HCl .
23. Реакция между растворами Na_2SiO_3 и HNO_3 :
1) нейтрализации;
2) каталитическая;
3) окислительно-восстановительная;
4) необратимая.
24. Не реагирует с разбавленной соляной кислотой:
1) медь; 2) железо; 3) цинк; 4) магний.
25. Кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета, плохо растворяется в воде, но хорошо в спирте, при нагревании из твердого состояния переходит в газообразное, минуя жидкое, соединяется с водородом при нагревании, в его растворе крахмал синее – это:
1) S ; 2) I_2 ; 3) CuO ; 4) KMnO_4 .
26. Используя гидроксид кальция и нитрат аммония, можно получить:
1) аммиак, воду и нитрат кальция;
2) нитрат кальция, оксид азота (IV), воду;
3) воду, хлорид аммония, нитрат кальция;
4) нитрат кальция, аммиак, оксид азота (II).
27. Отбеливает ткани и убивает болезнетворные бактерии:
1) жидкий хлор;
2) сухой газообразный хлор;
3) хлороводород;
4) хлор в присутствии воды.
28. Щелочь, а затем кислоту используют при осуществлении превращений:
1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, CaCO_3 ; 2) CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
3) HCl , NaCl , AgCl ; 4) H_2SO_4 , Na_2SO_4 , BaSO_4 .
29. Щелочь и водород получают при взаимодействии с водой:
1) оксида кальция; 2) калия;
3) оксида натрия; 4) цинка.

30. Вещества, формулы которых CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuO , CuS , соответственно, имеют названия:
- 1) хлорид меди (I), гидроксид меди (II), оксид меди (II), сульфат меди (II);
 - 2) хлорид меди (II), гидроксид меди (II), оксид меди (I), сульфит меди (II);
 - 3) хлорид меди (II), гидроксид меди (II), оксид меди (II), сульфид меди (II);
 - 4) хлорид меди (I), гидроксид меди (II), оксид меди (I), сульфат меди (II).
31. В состав углеводов не входит химический элемент:
- 1) углерод; 2) водород; 3) кислород; 4) азот.
32. Перегруженные сточными водами водоемы имеют неприятный запах, потому что:
- 1) органические вещества восстанавливаются до H_2S , NH_3 , CH_4 ;
 - 2) органические вещества в воде окисляются до CO_2 , H_3PO_4 ;
 - 3) в воде растворено много карбонатов, фосфатов;
 - 4) в воде много болезнетворных бактерий.
33. Массовая доля кальция в ортофосфате кальция равна (%):
- 1) 38,7; 2) 37,8; 3) 36,9; 4) 39,6.
34. На нейтрализацию 0,5 моль серной кислоты израсходуется гидроксид натрия массой (г):
- 1) 80; 2) 160; 3) 20; 4) 40.
35. При восстановлении меди из оксида меди (II) водородом получили 8 г металла. Объем (при н.у.) израсходованного для реакции водорода равен (л):
- 1) 11,2; 2) 5,6; 3) 2,8; 4) 2,24.
36. К 50 г 8 %-ного раствора гидроксида натрия прилили избыток раствора хлорида меди (II). Масса выпавшего осадка (г):
- 1) 9,8; 2) 4,9; 3) 19,6; 4) 6,5.

Вариант 2

- О простом веществе, а не о химическом элементе кислороде идет речь в выражении:
 - кислород плохо растворяется в воде;
 - кислород входит в состав воды;
 - в человеческом организме содержится примерно 65 % кислорода;
 - бинарные соединения кислорода называются оксидами.
- Какое утверждение соответствует безопасной работе:
 - нагреваемая пробирка для предотвращения растрескивания стекла должна быть заполнена жидкостью более чем на половину;
 - отверстие нагреваемой пробирки необходимо направить в свою сторону;
 - нагреваемая пробирка должна касаться доньшком фитиля спиртовки;
 - жидкость в пробирку для нагревания необходимо набирать не более четвертой части от объема пробирки, пробирку нужно удерживать держалкой за верхнюю ее часть?
- Добываемый природный газ обычно содержит водяной пар, от которого освобождаются путем охлаждения смеси. Этот способ отделения водяного пара возможен благодаря различию веществ по:
 - плотности;
 - температуре кипения;
 - температуре плавления;
 - размеру молекул.
- Массе сульфата натрия Na_2SO_4 , равной 14,2 г, соответствует количество вещества (моль):
 - 0,5;
 - 0,25;
 - 2;
 - 0,1.
- Четыре электрона на внешнем третьем слое имеют атомы химического элемента:
 - углерода;
 - алюминия;
 - кальция;
 - кремния.
- Среди химических элементов Mg, Be, B, Al наиболее ярко свойства металла выражены у:
 - бериллия;
 - магния;
 - алюминия;
 - бора.

7. Численное значение высшей положительной степени окисления химического элемента в соединении соответствует:
- 1) номеру группы, где находится элемент;
 - 2) номеру периода, где находится элемент;
 - 3) атомному номеру элемента;
 - 4) числу протонов в атомном ядре.
8. Химическому элементу со степенью окисления -3 соответствует распределение электронов в атоме по слоям:
- 1) 2, 8, 7;
 - 2) 2, 3;
 - 3) 2, 5;
 - 4) 2, 8, 2.
9. Степень окисления серы одинакова в ряду веществ:
- 1) CuSO_4 , Cu_2S , H_2SO_4 ;
 - 2) SO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_2SO_4 ;
 - 3) SO_3 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 ;
 - 4) K_2SO_3 , SO_2 , Na_2SO_3 .
10. Химическая связь между элементами в хлориде цезия CsCl :
- 1) металлическая;
 - 2) ковалентная неполярная;
 - 3) ионная;
 - 4) ковалентная полярная.
11. Газообразное при 20°C вещество получается при реакции между:
- 1) HNO_3 и KOH ;
 - 2) HNO_3 и $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - 3) HNO_3 и K_2CO_3 ;
 - 4) K_2SO_4 и CaCl_2 .
12. Не взаимодействуют друг с другом при комнатной температуре и нормальном давлении:
- 1) CaO и H_2O ;
 - 2) SiO_2 и H_2O ;
 - 3) Na и H_2O ;
 - 4) Ca и H_2O .
13. Катионы аммония и нитрат-анионы при диссоциации образует вещество:
- 1) NH_4NO_3 ;
 - 2) NH_4NO_2 ;
 - 3) NH_4Cl ;
 - 4) NaNO_3 .
14. В водном растворе одновременно могут находиться ионы:
- 1) K^+ , Na^+ , OH^- ;
 - 2) H^+ , Cl^- , Ag^+ ;
 - 3) K^+ , I^- , Ag^+ ;
 - 4) Ba^{2+} , Cl^- , Na^+ .
15. Необратимая химическая реакция происходит между растворами веществ:
- 1) KOH и Na_2SO_4 ;
 - 2) KOH и CuCl_2 ;
 - 3) NaCl и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 - 4) CuSO_4 и KNO_3 .

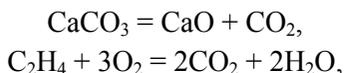
16. Растворы Na_2SO_4 , H_2SO_4 , NaOH можно отличить друг от друга с помощью:

- 1) фенолфталеина; 2) цинка;
3) фиолетового лакмуса; 4) хлорида бария.

17. Реакция, уравнение которой $\text{K}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{KNO}_3$, относится к реакциям:

- 1) обмена; 2) разложения; 3) замещения; 4) соединения.

18. Реакции, уравнения которых:



являются, соответственно:

- 1) экзотермической, экзотермической;
2) экзотермической, эндотермической;
3) эндотермической, эндотермической;
4) эндотермической, экзотермической.

19. Сера является окислителем в реакции:

- 1) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; 2) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{SCl}_2$; 4) $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$.

20. Сокращенное ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует реакции между:

- 1) NaOH и NH_4Cl ; 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и HCl ;
3) AgNO_3 и HCl ; 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 .

21. Оксид кальция взаимодействует с:

- 1) соляной кислотой и гидроксидом калия;
2) водой и углекислым газом;
3) хлоридом натрия и серной кислотой;
4) оксидом углерода (IV) и сульфатом меди (II).

22. Твердый гидроксид калия нельзя хранить в открытом сосуде, потому что он реагирует с:

- 1) кислородом; 2) водородом;
3) азотом; 4) парами воды.

23. Серная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:

- 1) CO_2 , BaCl_2 , KOH , ZnO ;

- 2) ZnO, CaO, NaOH, P₂O₅;
 3) Ba(NO₃)₂, NaOH, Zn(OH)₂, CuO;
 4) Ba(OH)₂, CuO, HCl, Al₂O₃.
24. В уравнении реакции горения фосфора в кислороде с образованием оксида фосфора (V) коэффициент перед знаком фосфора равен:
 1) 5; 2) 4; 3) 2; 4) 3.
25. Способом вытеснения воды нельзя собрать в сосуд:
 1) кислород; 2) азот; 3) аммиак; 4) водород.
26. При прокаливании карбоната магния образуются:
 1) Mg(HCO₃)₂ и CO₂; 2) Mg(OH)₂ и CO;
 3) MgO и CO₂; 4) MgO, CO₂ и H₂O.
27. Белое вещество, применяется в строительстве, в реакции с кислотой образует соль, в растворе изменяет окраску фенолфталеина – это:
 1) карбонат кальция; 2) фосфат кальция;
 3) сульфат кальция; 4) гидроксид кальция.
28. Кислоты можно получить при взаимодействии с водой каждого из веществ группы:
 1) N₂O₅, NO, CO₂; 2) CO₂, SiO₂, Cl₂O₇;
 3) SO₂, P₂O₅, SiO₂; 4) N₂O₅, SO₂, P₂O₅.
29. Вещества, формулы которых NaHCO₃, FeS, CuCl₂, относятся к классу:
 1) солей; 2) оксидов; 3) оснований; 4) кислот.
30. Формула хлорида калия:
 1) KClO; 2) KClO₃; 3) KCl; 4) KClO₄.
31. Жиры – это:
 1) сложные эфиры глицерина и органических кислот;
 2) полимерные цепи, состоящие из остатков аминокислот;
 3) природные полимеры, состоящие из фрагментов молекулы глюкозы;
 4) синтетические органические вещества.

32. В алюминиевой посуде нельзя хранить кислую капусту (или другие кислые продукты), потому что:
- 1) алюминий ядовит;
 - 2) металл взаимодействует с кислотой;
 - 3) происходит взаимодействие алюминия с водой;
 - 4) поверхность посуды вследствие действия на нее кислорода воздуха покрывается пленкой оксида алюминия.
33. Формула соединения серы, в котором массовая доля серы 50 %:
- 1) SO_3 ;
 - 2) H_2SO_3 ;
 - 3) SO_2 ;
 - 4) H_2SO_4 .
34. При разложении 20 г карбоната кальция образуется оксид кальция количеством вещества (моль):
- 1) 0,5;
 - 2) 0,2;
 - 3) 0,25;
 - 4) 1,5.
35. При полном разложении 72 г воды количество вещества и объем (при н.у.) выделившегося водорода:
- 1) 4 моль, 89,6 л;
 - 2) 0,2 моль, 44,8 л;
 - 3) 0,5 моль, 11,2 л;
 - 4) 4 моль, 44,8 л.
36. Для получения водорода с помощью цинка израсходовали 400 г 9,8 %-ной серной кислоты. Масса цинка, вступившего в реакцию, равна (г):
- 1) 26;
 - 2) 13;
 - 3) 52;
 - 4) 31.

ОТВЕТЫ

Тест по теме «Вещества и их свойства»

Вариант 1. 1 – 3; 2 – 1; 3 – 4; 4 – 1; 5 – 4; 6 – 1; 7 – 4; 8 – 2; 9 – 1 и 3;
10 – 2; 11 – 4; 12 – 4, 3, 1, 2; 13 – 3; 14 – 3; 15 – 58; 16 – 8.

Вариант 2. 1 – 2; 2 – 4; 3 – 1; 4 – 2; 5 – 1; 6 – 1; 7 – 3; 8 – 2; 9 – 2 и 4;
10 – 3; 11 – 1; 12 – 2, 4, 3, 1; 13 – 1; 14 – 2; 15 – 70; 16 – 11.

Тест по темам «Электролитическая диссоциация», «Окислительно-восстановительные реакции»

Вариант 1. 1 – 3; 2 – 3; 3 – 2; 4 – 3; 5 – 3; 6 – 4; 7 – 4; 8 – 2; 9 – 3;
10 – 2; 11 – 4; 12 – 1; 13 – 6; 14 – 3; 15 – 2; 16 – 13.

Вариант 2. 1 – 4; 2 – 3; 3 – 1; 4 – 1; 5 – 4; 6 – 3; 7 – 3; 8 – 1; 9 – 1;
10 – 4; 11 – 1; 12 – 3; 13 – 3; 14 – 2; 15 – 2; 16 – 34.

Тест по темам «Периодический закон», «Химическая связь»

Вариант 1. 1 – 4; 2 – 2; 3 – 3; 4 – 1; 5 – 1; 6 – 1; 7 – 3; 8 – 3; 9 – 1;
10 – 3; 11 – 1; 12 – 3; 13 – 4; 14 – 2; 15 – 4; 16 – 1.

Вариант 2. 1 – 4; 2 – 2; 3 – 3; 4 – 3; 5 – 2; 6 – 2; 7 – 1; 8 – 1; 9 – 4;
10 – 4; 11 – 3; 12 – 3; 13 – 3; 14 – 2; 15 – 2; 16 – 1.

Итоговый тест

Вариант 1. 1 – 3; 2 – 2; 3 – 2; 4 – 3; 5 – 3; 6 – 1; 7 – 3; 8 – 2; 9 – 4; 10 – 1;
11 – 3; 12 – 4; 13 – 2; 14 – 4; 15 – 2; 16 – 3; 17 – 2; 18 – 1;
19 – 3; 20 – 3; 21 – 1; 22 – 1; 23 – 4; 24 – 1; 25 – 2; 26 – 1;
27 – 4; 28 – 2; 29 – 2; 30 – 3; 31 – 4; 32 – 1; 33 – 1; 34 – 4;
35 – 3; 36 – 2.

Вариант 2. 1 – 1; 2 – 4; 3 – 2; 4 – 4; 5 – 4; 6 – 2; 7 – 1; 8 – 3; 9 – 4; 10 – 3;
11 – 3; 12 – 2; 13 – 1; 14 – 1; 15 – 2; 16 – 3; 17 – 1; 18 – 4;
19 – 4; 20 – 2; 21 – 2; 22 – 4; 23 – 3; 24 – 2; 25 – 3; 26 – 3;
27 – 4; 28 – 4; 29 – 1; 30 – 3; 31 – 1; 32 – 2; 33 – 3; 34 – 2;
35 – 1; 36 – 1.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Хомченко Г.П.* Пособие по химии для поступающих в вузы. – М., 2005, 2008, 2009.
2. *Хомченко Г.П., Хомченко И.Г.* Задачи по химии для поступающих в вузы. – М., 2003, 2004, 2007, 2013.
3. *Габриелян О.С.* Химия. – М.: Дрофа, 2005.
4. Химия. Контрольные измерительные материалы Единого государственного экзамена. – М.: Центр тестирования, 2003–2014.
5. *Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Чуранов С.С.* Сборник конкурсных задач по химии для школьников и абитуриентов. – М.: Оникс, 2008.
6. Химия: справочные материалы / под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Просвещение, 1989, 1993, 1994.
7. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия: учебник. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 2003. – 743 с.
8. *Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И.* Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа, 2007. – 380 с.
9. *Голованова О.А., Зырянова И.М.* Химическая связь и комплексные соединения. – Омск: ОмГУ, 2004. – 210 с.
10. *Угай Я.А.* Общая и неорганическая химия: учебник. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1997. – 528 с.

Приложение 1

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		IX
1	1 H водород									2 He гелий
2	3 Li литий	4 Be бериллий	5 B бор	6 C углерод	7 N азот	8 O кислород	9 F фтор			10 Ne неон
3	11 Na натрий	12 Mg магний	13 Al алюминий	14 Si кремний	15 P фосфор	16 S сера	17 Cl хлор			18 Ar аргон
4	19 K калий	20 Ca кальций	21 Sc скандий	22 Ti титан	23 V ванадий	24 Cr хром	25 Mn марганец	26 Fe железо	27 Co кобальт	28 Ni никель
5	37 Rb рубидий	38 Sr стронций	39 Y иттрий	40 Zr цирконий	41 Nb ниобий	42 Mo молибден	43 Tc технеций	44 Ru рутений	45 Rh родий	46 Pd палладий
6	55 Cs цезий	56 Ba барий	57-71 лантаноиды	72 Hf гафний	73 Ta тантал	74 W вольфрам	75 Re рений	76 Os осмий	77 Ir иридий	78 Pt платина
7	87 Fr франций	88 Ra радий	89-103 актиноиды	104 Rf резофордий	105 Db дубний	106 Sg сигорбий	107 Bh борий	108 Hn ханей	109 Mt метенний	110
<p> s-элементы p-элементы d-элементы f-элементы </p>										
<p> 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu лантан церий протактиний самарий европий гадолиний тербий дубний гольмий эрбий тулорий лютеций </p>										
<p> 89 Ac 90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No 103 Lr актиний торий протактиний уран нептуний плутоний америций кюрий берклий калифорний эйнштейний фермиум менделеев лавриенсий лотций </p>										



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА → Rb

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР → 37

РОБЕДИЯ

85,468

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

Приложение 2

Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	м	н	н	н	р	р	—	н	н	м
Al ³⁺	+	—	—	р	м	р	н	н	*	р
Ba ²⁺	р	+	н	р	м	р	р	н	р	н
Be ²⁺	+	—	*	р	р	р	н	н	*	р
Ca ²⁺	р	р	н	р	н	р	м	н	р	м
Cd ²⁺	р	м	*	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	н	н	р	р	р	р	н	н	р
Cr ³⁺	*	н	—	р	м	р	н	н	*	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	—	н	—	р	н	р	н	н	*	р
H ⁺	∞	∞	м	р	р	∞	∞	р	м	∞
Hg ²⁺	р	р	—	р	*	+	—	н	н	+
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	н	м	р	м	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	*	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	р	н	н	м	м	р	н	н	н	н
Zn ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р

Приложение 3

Примеры кислот и их солей

<i>Название кислоты</i>	<i>Формула</i>	<i>Пример соли</i>	<i>Название соли</i>
Серная	H_2SO_4	K_2SO_4	Сульфат К
Сернистая	H_2SO_3	Na_2SO_3	Сульфит Na
Соляная	HCl	$Ca(Cl)_2$	Хлорид Ca
Йодоводородная	HI	KI	Иодид К
Сероводородная	H_2S	Na_2S	Сульфид Na
Азотная	HNO_3	KNO_3	Нитрат К
Азотистая	HNO_2	$NaNO_2$	Нитрит Na
Ортофосфорная	H_3PO_4	K_3PO_4	Ортофосфат К
Хлорная	$HClO_4$	$NaClO_4$	Перхлорат Na
Хлорноватая	$HClO_3$	$NaClO_3$	Хлорат Na
Хлористая	$HClO_2$	$NaClO_2$	Хлорит Na
Хлорноватистая	$HClO$	$NaClO$	Гипохлорит Na
Кремниевая	H_2SiO_3	$CaSiO_3$	Силикат Ca
Алюминиевая	H_3AlO_3	K_3AlO_3	Алюминат К
Ортоборная	H_3BO_3	K_3BO_3	Ортоборат К
Мышьяковая	H_3AsO_4	K_3AsO_4	Арсенат К
Мышьяковистая	H_3AsO_3	K_3AsO_3	Арсенит К
Двухфосфорная	$H_4P_2O_7$	$K_4P_2O_7$	Дифосфат К
Угольная	H_2CO_3	K_2CO_3	Карбонат К
Фосфористая	H_3PO_3	K_3PO_3	Фосфит К
Фтороводород	HF	KF	Фторид К
Хромовая	H_2CrO_4	K_2CrO_4	Хромат К
Синильная	HCN	KCN	Цианид К

**Ряд активности металлов
(стандартные электродные потенциалы)**

<i>Металл</i>	<i>E °, В</i>
Li ⁺ / Li	-3,045
Rb ⁺ / Rb	-2,925
K ⁺ / K	-2,924
Cs ⁺ / Cs	-2,923
Ra ²⁺ / Ra	-2,916
Ba ²⁺ / Ba	-2,905
Sr ²⁺ / Sr	-2,888
Ca ²⁺ / Ca	-2,864
Na ₊ / Na	-2,771
Mg ²⁺ / Mg	-2,370
Sc ³⁺ / Sc	-2,077
Be ²⁺ / Be	-1,847
Al ³⁺ / Al	-1,700
Ti ³⁺ / Ti	-1,208
Mn ²⁺ / Mn	-1,192
Cr ²⁺ / Cr	-0,852
Zn ²⁺ / Zn	-0,763
Fe ²⁺ / Fe	-0,441
Cd ²⁺ / Cd	-0,404
In ³⁺ / In	-0,338
Co ²⁺ / Co	-0,277
Ni ²⁺ / Ni	-0,234
Sn ²⁺ / Sn	-0,141
Pb ²⁺ / Pb	-0,126
H ⁺ / H ₂	± 0,000
Cu ²⁺ / Cu	+0,338
Hg ₂ ²⁺ / Hg	+0,796
Ag ⁺ / Ag	+0,799
Pd ²⁺ / Pd	+0,915
Pt ²⁺ / Pt	+ 0,963
Au ⁺ / Au	+1,691

Основные окислители

<i>Окислители</i>	<i>Схемы реакций</i>
Простые вещества: Галогены Γ_2	$\Gamma_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\Gamma^-$ (HГ и их соли)
Кислород O_2	$O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$ (H_2O , оксиды и их производные)
Неметаллы (S, P, N_2 и др.)	$\Xi^0 + z\bar{e} \rightarrow \Xi^{-3}$ (ΞH_n и их соли)
Сложные вещества: HCl, H_2SO_4 (разбавленные) и т. п. (кроме HNO_3)	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$
H_2SO_4 конц.	$S^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow S^{+4}$ (SO_2 , H_2SO_3 и её соли) $S^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow S^0$ (S↓) $S^{+6} + 8\bar{e} \rightarrow S^{-2}$ (H_2S и её соли)
HNO_3 конц. HNO_3 разб.	$N^{+5} + \bar{e} \rightarrow N^{+4}$ (NO_2) $N^{+5} + 2\bar{e} \rightarrow N^{+3}$ (N_2O_3 , HNO_2 и её соли) $N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$ (NO) $N^{+5} + 4\bar{e} \rightarrow N^{+1}$ (N_2O) $N^{+5} + 5\bar{e} \rightarrow N^0$ (N_2) $N^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow N^{-3}$ (NH_3 , NH_4^+ и соответствующие соли)
$KMnO_4$	$+5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$ (соли кислоты среды), pH < 7 $Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$ (MnO_2), pH = 7 $+\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$ (MnO_4^{2-} – соль щелочи), pH > 7
Na_2CrO_4 } $Na_2Cr_2O_7$ }	Cr^{3+} (соль кислоты среды) $Cr^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$ $Cr(OH)_3$ CrO_2^- (соль основания)
H_2O_2	$2O^- + 2\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$ (H_2O)
Катионы металлов высшей степени окисления (Fe^{+3} , Sn^{+4} и т. п.)	$Fe^{+3} + \bar{e} \rightarrow Fe^{+2}$ } $Sn^{+4} + 2\bar{e} \rightarrow Sn^{+2}$ } оксиды, гидроксиды, соли $Sb^{+5} + 2\bar{e} \rightarrow Sb^{+3}$ }

Основные восстановители

<i>Восстановители</i>	<i>Схемы реакций</i>
Простые вещества: металлы (Me)	$Me - z\bar{e} \rightarrow Me^{+z}$
H ₂	$H_2 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+ (H_2O)$
Неметаллы (S, C, P, N ₂ и др.)	$P^0 - 5\bar{e} \rightarrow P^{+5}$ (P ₂ O ₅ , H ₃ PO ₄ и её соли) $C^0 - 4\bar{e} \rightarrow C^{+4}$ (CO ₂ , H ₂ CO ₃ и её соли) $C^0 - 2\bar{e} \rightarrow C^{+2}$ (CO).
H ₂ S и её соли, Na ₂ S ₂ O ₃	$S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$
НГ и их соли	$2\Gamma^- - 2\bar{e} \rightarrow \Gamma_2$
Катионы металлов в низших степенях окисления (Fe ⁺² , Sn ⁺² , Sb ⁺³ , Cr ⁺³ и т. д.)	$Fe^{+2} - \bar{e} \rightarrow Fe^{+3}$ $Sn^{+2} - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{+4}$ } оксиды, соли, гидроксиды $Cr^{+3} - 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+6}$ } соответствующие соли $Cr_2O_7^{2-}$ CrO_4^{2-}
HNO ₂ и её соли	$N^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow N^{+5}$ (HNO ₃ или её соли)
H ₂ SO ₃ и её соли	$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$ (H ₂ SO ₄ или её соли)
H ₂ O ₂	$2O^- - 2\bar{e} \rightarrow O_2$

Шкала относительных электроотрицательностей элементов

Период	Группа																			
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	8	9	10	11	12	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		13	14	15	16	17	18	
1	H 2,1																			He
2	Li 1,0	Be 1,5																		Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2																		Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6		Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7		In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		Xe
6	Cs 0,7	Ba 1,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9		Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2		Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1																	

* Лантаноиды: 1,1 – 1,3

** Actиноиды: 1,2 – 1,5

Энергетические характеристики веществ

<i>Вещество</i>	<i>Фазовое состояние</i>	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль
Cl ₂	г	0	222,95	0
O ₂	г	0	205,03	0
N ₂	г	0	191,49	0
H ₂	г	0	130,59	0
CS ₂	г	+115,28	237,8	65,9
C ₆ H ₆	г	+82,93	269,2	129,7
H ₂ S	г	-20,15	206,64	-33,8
NH ₃	г	-46,19	192,50	-16,71
HCl	г	-92,31	186,68	-94,79
CO	г	-110,52	197,91	-137,27
H ₂ O	г	-241,83	188,72	-228,59
NO ₂	г	33,0	240,46	+51,84
NO	г	90,37	210,20	+86,59
CO ₂	г	-393,51	213,65	-394,38
CH ₃ OH	г	-201,17	-	-
C ₂ H ₅ OH	г	-235,31	282,4	-168,1
PCl ₃	г	-287,02	311,66	-260,5
PCl ₅	г	-366,0	352,71	-305,4
C ₂ H ₂	г	+228,75	200,82	+209,20
CH ₄	г	-74,85	186,19	-50,79
C ₂ H ₆	г	-84,67	229,5	-32,9
C ₂ H ₄	г	52,28	219,45	68,1
CH ₃ OH	ж	-484,1	126,8	-389,4
H ₂ O	ж	-285,84	69,94	-237,19
C	алмаз	1,828	2,44	2,833
C	графит	0	5,69	0
Fe	т	0	27,2	0

Окончание табл.

<i>Вещество</i>	<i>Фазовое состояние</i>	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль
Ti	т	0	30,7	0
S	ромб	0	31,9	0
TiO ₂	т	-943,9	50,3	-888,6
FeO	т	-264,8	54,0	-244,3
NH ₄ Cl	т	-316,39	95,8	-203,2
Fe ₂ O ₃	т	-822,10	87,4	-740,3
Ca(OH) ₂	т	-988,50	76,1	-896,8
Al ₂ O ₃	т	-1669,80	50,92	-1582,0
BaCO ₃	т	-1219,0	112,0	-1138,8
CaCO ₃	т	-1206,9	92,9	-1112,75
Fe ₃ O ₄	т	-1117,0	146,4	-1014,2
BeCO ₃	т	-982,0	67,29	-944,75
CaO	т	-635,5	39,7	-604,2
BeO	т	-598,0	14,1	-581,61
BaO	т	-558,1	70,3	-528,4
NaCl	т	-411,1	72,12	-384,03
ZnO	т	-350,6	43,64	-318,2
PbO ₂	т	-276,6	74,89	-219,0
PbO	т	-219,3	66,2	-189,1
Pb	т	0	64,8	0
SO ₂	г	-296,9	248,1	-300,2
NH ₄ NO ₃	т	-365,4	151,0	-183,8
SO ₃	г	-396,1	256,4	-370,0

Учебное издание

Голованова Ольга Александровна

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

(для студентов химического факультета
направлений бакалавриата «Химия»
и «Химическая технология»)

Редактор *С.А. Рыбалко*

Технический редактор *М.В. Быкова*

Дизайн обложки *З.Н. Образова*

Сертификат соответствия № РОСС RU.АЕ88.Н01449
Срок действия с 26.07.2012 г. по 25.07.2015 г.

Подписано в печать 17.10.2014. Формат бумаги 60х84 1/16.

Печ. л. 10,25. Усл.-печ. л. 9,5. Уч.-изд. л. 8,6. Тираж 100 экз. Заказ 176.

Издательство Омского государственного университета
644077, Омск-77, пр. Мира, 55а
Отпечатано на полиграфической базе ОмГУ
644077, Омск-77, пр. Мира, 55а