



Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

**С.А. Крылова
З.И. Костина
Е.С. Махоткина
И.В. Понурко**

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания и контрольные задания
для студентов заочного факультета
инженерно-технических (нехимических) специальностей

Магнитогорск
2011

Рецензенты

Кандидат химических наук,
ООО «TECSA», г. Москва
Р.А. Хафизова

Кандидат химических наук, доцент кафедры
химии, технологии упаковочных производств,
ГОУ ВПО «Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
Т.М. Куликова

Крылова С.А., Костина З.И., Махоткина Е.С., Понурко И.В.

Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : методические указания и контрольные задания для студентов заочного факультета инженерно-технических (нехимических) специальностей / С.А. Крылова, З.И. Костина, Е.С. Махоткина, И.В. Понурко ; ГОУ ВПО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова». – Электрон. текстовые дан. (0,7 Мб). – Магнитогорск : ГОУ ВПО «МГТУ», 2011. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем. требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS Windows XP и выше ; Adobe Reader ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь. – Загл. с контейнера. – № гос. регистрации 0321101710.

Методические указания и контрольные задания предназначены для студентов заочной формы обучения инженерно-технических (нехимических) специальностей.

СОДЕРЖАНИЕ

1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	4
2. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1	7
2.1. МОЛЬ. ЭКВИВАЛЕНТЫ И ЭКВИВАЛЕНТНЫЕ МАССЫ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	7
2.2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ.....	16
2.3. ЭНЕРГЕТИКА И НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	27
2.4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.....	42
2.5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	51
2.6. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ.....	61
2.7. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА	69
2.8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	75
2.9. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ	81
3. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2	85
3.1. ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	85
3.2. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ И ЭЛЕКТРОДВИЖУЩИЕ СИЛЫ	95
3.3. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	111
3.4. ОБЗОР СВОЙСТВ s-, p-,d- ЭЛЕМЕНТОВ.....	118
3.5. s-ЭЛЕМЕНТЫ	119
3.6. p-ЭЛЕМЕНТЫ.....	120
3.7. d-ЭЛЕМЕНТЫ.....	122
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	124

1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Изучение дисциплины для студентов-заочников состоит из следующих элементов: лекции, лабораторный практикум, контрольные работы, зачет, экзамен и самостоятельная работа.

Рабочая программа дисциплины входит в соответствующий учебно-методический комплекс, который находится на кафедре ХТ и ФХ.

Самостоятельная работа является основным видом учебной работы студентов-заочников и включает в себя изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение контрольных заданий; подготовку к сдаче зачета по лабораторному практикуму и экзамена по всему курсу.

РАБОТА С КНИГОЙ. Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по рабочей программе. (Расположение материала курса в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике.) При первом чтении не задерживайтесь на математических выводах; составлении уравнений реакций; старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах, а также отмечайте трудные или неясные места. При повторном изучении темы, усвойте все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций. Вникайте в сущность того или иного вопроса, а не пытайтесь запомнить отдельные факты и явления. ИЗУЧЕНИЕ ЛЮБОГО ВОПРОСА НА УРОВНЕ СУЩНОСТИ, А НЕ НА УРОВНЕ ОТДЕЛЬНЫХ ЯВЛЕНИЙ, СПОСОБСТВУЕТ БОЛЕЕ ГЛУБОКОМУ И ТОЧНОМУ УСВОЕНИЮ МАТЕРИАЛА.

Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, надо обязательно иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые и незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.п. ВО ВСЕХ СЛУЧАЯХ, КОГДА МАТЕРИАЛ ПОДДАЕТСЯ СИСТЕМАТИЗАЦИИ, СОСТАВЛЯЙТЕ ГРАФИКИ, СХЕМЫ, ДИАГРАММЫ, ТАБЛИЦЫ. Они очень облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала.

Изучая курс, обращайтесь и к предметному указателю в конце книги. Пока тот или иной раздел не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач (см. список рекомендованной литературы). Решение задач - один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ. В процессе изучения курса химии студент должен выполнить две контрольные работы. **КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ НЕ ДОЛЖНЫ БЫТЬ САМОЦЕЛЬЮ, ОНИ ЯВЛЯЮТСЯ ФОРМОЙ МЕТОДИЧЕСКОЙ ПОМОЩИ СТУДЕНТАМ ПРИ ИЗУЧЕНИИ КУРСА.** К выполнению контрольной работы можно приступать только тогда, когда будет усвоена определенная часть курса и тщательно разобраны решения примеров типовых задач, приведенных в данных методических указаниях, по соответствующей теме.

Решения задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу атома, написать уравнение реакции и т.п. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена; для замечаний рецензента надо оставлять широкие поля; **ПИСАТЬ ЧЕТКО И ЯСНО; НОМЕРА И УСЛОВИЯ ЗАДАЧ ПЕРЕПИСЫВАТЬ В ТОМ ПОРЯДКЕ, В КАКОМ ОНИ УКАЗАНЫ В ЗАДАНИИ.** В конце работы следует дать список литературы с указанием года издания. Работы должны быть датированы, подписаны студентом и представлены в университет на рецензирование.

Если контрольная работа не зачтена, нужно выполнить работу повторно в соответствии с указаниями рецензента и выслать рецензирование вместе с не зачтенной работой. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте. Таблица вариантов контрольных заданий приведена в

приложении к методическим указаниям. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА, ВЫПОЛНЕННАЯ НЕ ПО СВОЕМУ ВАРИАНТУ, ПРЕПОДАВАТЕЛЕМ НЕ РЕЦЕНЗИРУЕТСЯ И НЕ СЧИТАЕТСЯ ВЫПОЛНЕННОЙ.

1.1. Контрольные работы

Каждый студент выполняет вариант контрольных заданий, обозначенный двумя последними цифрами номера студенческого билета (шифра). Например, номер студенческого билета 13565, две последние цифры 65, им соответствует вариант контрольного задания 65.

1.2. Основная литература

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2007.
2. Коровин Н.В. Общая химия. Учебник. М.: Высшая школа, 2007.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учебник. М.: Высшая школа, 2008.

1.3. Дополнительная литература

1. Вольхин В.В. Общая химия. Основной курс (кн.1): Учебное пособие.- СПб.: «Лань», 2008. - 464 с.
2. Костина З.И., Крылова С.А., Понурко И.В., Махоткина Е.С. Справочные таблицы по химии с комментариями: Уч.-метод. пособие. Магнитогорск: МГТУ, 2006.- 62 с
3. Краткий справочник физико-химических величин. Под редакцией Равделя А.А., Пономаревой А.М., 2003.
4. Волков А.И. Большой химический справочник: Совр. Школа, 2005.
5. Костина З.И., Крылова С.А., Понурко И.В., Сидоренко Н.Г. Реакции окисления-восстановления в химических и электрохимических процессах: учеб. пособие. – Магнитогорск: ГОУ ВПО «МГТУ», 2010. – 62 с.

2. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1

2.1. МОЛЬ. ЭКВИВАЛЕНТЫ И ЭКВИВАЛЕНТНЫЕ МАССЫ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

МОЛЬ (моль) - единица количества вещества.

Моль равен количеству вещества, содержащего столько же структурных единиц, сколько содержится атомов в изотопе углерода-12 массой 0,012 кг. Для одноатомных молекул простых веществ структурной единицей является атом, для многоатомных молекул - молекула, для ионизированного вещества - ион, для потока электронов - электрон и т.д.

В 1моль любого вещества содержится $(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23}$ структурных единиц. Эта величина называется постоянной Авогадро N_A . При применении понятия "моль" следует указывать, какие структурные единицы имеются в виду, например, моль атомов водорода H, моль молекул водорода H_2 , моль электронов и т.д. Масса одного моль вещества, выраженная в граммах, называется **мольной или молярной массой** и имеет размерность (г/моль).

ПРИМЕР 1

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

РЕШЕНИЕ

Моль – это количество вещества, в котором содержится число структурных единиц, равное постоянной Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$. Отсюда

$$\text{а) } 6,02 \cdot 10^{21} CO_2 \text{ соответствует } 0,01 \text{ моль, т.к. } n(CO_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,01;$$

б) $1,20 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода соответствуют 2 моль атомов кислорода, т.к.

$$n(O_2) = \frac{1,20 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,0 ;$$

в) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул воды соответствуют 0,33 моль воды, т. к.

$$n(H_2O) = \frac{2,00 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,33 \text{ моль.}$$

Масса 1 моль вещества выражается в кг/моль или г/моль. **Молярная масса вещества** в граммах численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе, выраженной в атомных единицах массы (а.е.м.). Так как относительные молекулярные массы CO_2 , H_2O и относительная атомная масса кислорода соответственно равны 44; 18 и 16 а.е.м., то их молярные массы равны:

а) 44 г/моль; б) 18 г/моль; в) 16 г/моль.

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Количество вещества эквивалентов $n_{\text{эк}}$ связано с количеством вещества n через фактор эквивалентности $f_{\text{эк}}$

$$n = n_{\text{эк}} \cdot f_{\text{эк}}$$

Фактор эквивалентности равен обратной величине от произведения количества ионов (катионов или анионов) и степени окисления ионов, либо числу передающихся электронов в ходе окислительно-восстановительных реакций. Для простого вещества фактор эквивалентности обратен валентности.

Молярная масса эквивалента $M_{\text{эк}}$ - произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества (г/моль)

$$M_{\text{эк}} = M \cdot f_{\text{эк}}$$

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ - Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их молярным массам эквивалентов $M_{\text{эк}}(1)$ и $M_{\text{эк}}(2)$ (эквивалентным объемам).

ПРИМЕР 2

Определить фактор эквивалентности $f_{\text{эк}}$ и эквивалентную массу $M_{\text{эк}}$ азота, серы и хлора в соединениях NH_3 , H_2S и HCl .

РЕШЕНИЕ

Так как требуется вычислить фактор эквивалентности элементов, то необходимо по химической формуле молекул определить степень окисления элементов:



Фактор эквивалентности простого вещества обратен валентности, значит

$$f_{\text{эк}}(\text{N})=1/3; \quad f_{\text{эк}}(\text{S})=1/2; \quad f_{\text{эк}}(\text{Cl})=1.$$

Молярные массы эквивалентов находятся по формуле

$$M_{\text{эк}} = M \cdot f_{\text{эк}},$$

следовательно:

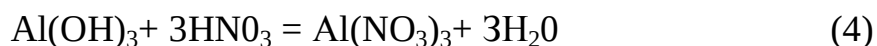
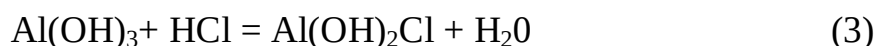
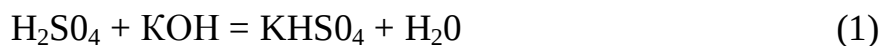
$$M_{\text{эк}}(\text{N}) = 14 \cdot 1/3 = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{S}) = 32 \cdot 1/2 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Cl}) = 35,45 \cdot 1 = 35,45 \text{ г/моль}.$$

ПРИМЕР 3

Вычислить факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$, в реакциях, выраженных уравнениями:



РЕШЕНИЕ

В реакциях обмена фактор эквивалентности равен обратной величине от числа разорванных связей исходного вещества. Число разорванных связей соответствует заряду иона, который образует это вещество в продуктах реакции.

Так, в первой реакции из H_2SO_4 образуется анион HSO_4^- , следовательно

$$f_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1;$$

Во второй реакции из H_2SO_4 образуется анион SO_4^{2-} , следовательно

$$f_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4)=1/2.$$

В третьей реакции из $\text{Al}(\text{OH})_3$ образуется катион $\text{Al}(\text{OH})_2^+$, следовательно

$$f_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1.$$

В четвертой реакции из $\text{Al}(\text{OH})_3$ образуется катион Al^{3+} , следовательно

$$f_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3.$$

Молярные массы эквивалентов составят:

в первой реакции

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4);$$

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 98 = 98 \text{ г/моль};$$

во второй реакции;

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль};$$

в третьей реакции

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = f_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 78 = 78 \text{ г/моль};$$

в четвертой реакции

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \cdot 78 = 26 \text{ г/моль}.$$

ПРИМЕР 4

На восстановление 7,09 г оксида металла (II) требуется 2,24 дм³ водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента оксида и молярную массу эквивалента. Чему равна молярная масса атома металла?

Нормальные условия (н.у.) по международной системе единиц СИ - давление 1,01310⁵ Па (760 мм рт.ст. = 1 атм), температура 273К или 0°C.

РЕШЕНИЕ

Согласно закону эквивалентов, молярные массы эквивалентов (эквивалентные объемы) реагирующих друг с другом веществ $M_{\text{эк}}(1)$ и $M_{\text{эк}}(2)$ пропорциональны их массам (объемам).

$$\frac{m_1}{M_{\text{эк}}(1)} = \frac{m_2}{M_{\text{эк}}(2)} \quad (1)$$

$$\frac{m(\text{MeO})}{M_{\text{эк}}(\text{MeO})} = \frac{m(\text{H}_2)}{M_{\text{эк}}(\text{H})} \quad (2)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах (см³; дм³; м³).

Объем, занимаемый при данных условиях, молярной массой или молярной массой эквивалента называется **МОЛЯРНЫМ** или, соответственно, **эквивалентным объемом** вещества. **МОЛЯРНЫЙ** объем любого газа при н.у. равен 22,4л. Отсюда эквивалентный объем водорода, молекула которого состоит из двух атомов, т.е. содержит два моль атома водорода, равен $22,4 : 2 = 11,2 \text{ дм}^3$.

По формуле (2) найдем число эквивалентов водорода через объемное соотношение

$$\frac{m(MeO)}{M_{\text{эк}}(MeO)} = \frac{V^0(H_2)}{V_{\text{эк}}^0(H)} \quad (3)$$

где $V^0(H_2)$ - объем использованного на восстановление водорода, измеренный при н.у., дм^3

$V_{\text{эк}}^0(H)$ - эквивалентный объем водорода, дм^3 .

Из уравнения (3) находим эквивалентную массу оксида металла

$$M_{\text{эк}}(MeO) = \frac{m(MeO) \cdot V_{\text{эк}}^0(H)}{V^0(H_2)}$$

$$M_{\text{эк}}(MeO) = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г / моль}$$

Согласно закону эквивалентов

$$M_{\text{эк}}(MeO) = M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(O)$$

Отсюда

$$M_{\text{эк}}(Me) = M_{\text{эк}}(MeO) - M_{\text{эк}}(O)$$

$$M_{\text{эк}}(Me) = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г / моль}$$

Так как металл имеет степень окисления +2, то

$$f_{\text{эк}} = 1/2,$$

$$M_{\text{эк}}(Me) = M(Me) \cdot f_{\text{эк}} Me$$

отсюда следует, что

$$M_{\text{эк}}(Me) = \frac{27,45}{0,5} = 54,9 \text{ г / моль}$$

Так как атомная масса в а.е.м. численно равна мольной массе, выраженной в г/моль, то $A(Me) = 54,9$ а.е.м.

ПРИМЕР 5

Сколько граммов металла, молярная масса эквивалента которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см^3 кислорода (н.у.)?

РЕШЕНИЕ

Так как мольная масса O_2 (32 г/моль) при н.у. занимает объем $22,4 \text{ дм}^3$, то эквивалентный объем кислорода ($M_{\text{эк}}(O_2) = 8 \text{ г/моль}$) будет $22,4 \cdot 8/32 = 5,6 \text{ дм}^3$ или 5600 см^3 .

По закону эквивалентов

$$\frac{m(Me)}{M_{\text{эк}}(Me)} = \frac{V^0(O_2)}{V_{\text{эк}}^0(O_2)}$$

или

$$m(Me) = \frac{M_{\text{эк}}(Me) \cdot V^0(O_2)}{V_{\text{эк}}^0(O)}$$

$$m(Me) = \frac{12,6 \cdot 310}{5600} = 0,673 \text{ г.}$$

ПРИМЕР 6

Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Вычислить эквивалентную массу металла.

РЕШЕНИЕ

При решении задачи следует иметь в виду:

а) молярная масса эквивалента гидроксида равна сумме молярных масс эквивалентов металла и гидроксильной группы;

б) молярная масса эквивалента соли равна сумме молярных масс эквивалентов металла и кислотного остатка.

Молярная масса эквивалента химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей, таким образом

$$M_{\text{эк}}(MeOH) = M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(OH^-)$$

$$M_{\text{эк}}(MeNO_3) = M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(NO_3^-)$$

Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m(MeOH)}{m(MeNO_3)} = \frac{M_{\text{эк}}(MeOH)}{M_{\text{эк}}(MeNO_3)}$$

или

$$\frac{m(MeOH)}{m(MeNO_3)} = \frac{(M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(OH^-))}{(M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(NO_3^-))}$$

Для иона фактор эквивалентности обратен его заряду, следовательно

$$M_{\text{эк}}(OH^-) = M(OH^-) = 17 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{эк}}(NO_3^-) = M(NO_3^-) = 62 \text{ г / моль}$$

тогда

$$\frac{160}{3,85} = \frac{M_{\text{эк}}(Me) + 17}{M_{\text{эк}}(Me) + 62}$$

$$M_{\text{эк}}(Me) = 15 \text{ г / моль}$$

ПРИМЕР 7

В какой массе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ содержится столько эквивалентов, сколько в 312 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?

РЕШЕНИЕ

Для расчета числа эквивалентов вещества нужно знать молярную массу эквивалента соединения, которая находится по формуле

$$M_{\text{эк}} = M \cdot f_{\text{эк}}$$

Фактор эквивалентности для оснований обратен числу гидроксильных групп в основании, так как одна гидроксильная группа образует одну связь с катионом, следовательно:

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3 M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3 \cdot 78 = 26 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 = 37 \text{ г/моль}.$$

В 312 г $\text{Al}(\text{OH})_3$, содержится эквивалентов:

$$n_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{m(\text{Al}(\text{OH})_3)}{M_{\text{эк}}(\text{Al}(\text{OH})_3)} = \frac{312}{26} = 12 \text{ моль}$$

12 моль эквивалентов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ имеют массу

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 12 \cdot 37 = 444 \text{ г}.$$

ПРИМЕР 8

Вычислить абсолютную массу одной молекулы серной кислоты (в граммах).

РЕШЕНИЕ

Моль любого вещества содержит постоянную Авогадро N_A структурных единиц (в данном примере - молекул). Молярная масса H_2SO_4 равна 98,0 г/моль. Следовательно, масса одной молекулы

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/N_A = 98 : 6,02 \cdot 10^{23} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ г}.$$

Контрольные задания (1-20)

1. Для растворения металла массой 16,89 г потребовалась серная кислота массой 14,7 г. Вычислить молярную массу эквивалента металла. Ответ: 56,2 г/моль

2. Металл массой 3,006 г взаимодействует с серой массой 1,635 г. Определить молярную массу эквивалента металла.

Ответ: 29,47 г/моль.

3. При растворении в кислоте металла массой 11,9 г выделился водород объемом 2,24 л (н.у.). Чему равны фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента металла?

Ответ; $f=1/2$; $M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 59,5$ г/моль.

4. Определить фактор эквивалентности и молярные массы эквивалента серы в следующих веществах: H_2S ; SO_2 ; SO_3 .

5. В какой массе NaCl содержится столько же эквивалентов сколько в 900 г $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

6. Определить молярную массу эквивалента металла, гидроксида которого образуют 20,75 г иодида. Ответ: 39 г/моль.

7. 2,71 г хлорида металла (III) взаимодействуют с 2 г гидроксида натрия. Определить молярную массу эквивалента соли и молярную массу атома металла.

8. Определить молярную массу эквивалента металла, если при растворении в серной кислоте 0,5 г его оксида образуется 1,5 г сульфата. Ответ: 12 г/моль.

9. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

Ответ: 32,5 г/моль.

10. Написать уравнения реакций H_3PO_4 с NaOH , при которых кроме воды образуются следующие соединения: а) дигидрофосфат натрия; б) гидрофосфат натрия; в) фосфат натрия. Вычислите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента фосфорной кислоты в каждой реакции.

11. Вычислить эквивалентный объем водорода при н.у. Вычислить молярную массу эквивалента металла, если на восстановление оксида металла массой 1,8 г израсходован водород объемом 833 см³ (н.у.).

Ответ: 16,2 г/моль.

12. Выразить в молях: а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул NO_2 ; б) $2,60 \cdot 10^{24}$ атомов аргона; в) 10 г алюминия. Какова молярная масса указанных веществ?

13. Избытком азотной кислоты подействовали на растворы; а) гидрокарбоната кальция; б) дигидроксохлорида алюминия. Написать уравнение реакций и

определить, факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов исходных веществ реакций.

14. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите фактор эквивалентности, молярную массу эквивалента фосфорной кислоты. На основании расчетов составьте уравнение реакции.

15. В 2,48 г оксида металла (I) содержится 1,84 г металла. Вычислить молярные массы эквивалентов металла и его оксида.

16. Вычислить при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 3 г металла (II) требуется 1,38 дм³ кислорода (н.у.). Вычислить молярную массу эквивалента, молярную массу и относительную молярную массу атома этого металла.

17. Исходя из молярной массы аргона и азота определить абсолютную массу в граммах структурной единицы указанных веществ, дать название структурной единице.

18. При нагревании 5 г металла (II) в токе кислорода получено 5,4 г оксида. Определить фактор эквивалентности металла, молярные массы эквивалентов металла и оксида.

19. Определить молярную массу эквивалента и фактор эквивалентности азота в его оксиде, если известно, что в оксиде содержится 63% азота.

20. Определить фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента золота в хлориде золота, содержащего 64,9 % золота.

2.2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

2.2.1. Строение атома

Состояние электрона в атоме можно представить в виде электронного облака, которое называют атомной орбиталью (АО). Размеры, форма и расположение АО в пространстве возле ядра атома определяются параметрами, которые получили названия квантовых чисел электрона. Каждый электрон в атоме имеет свой индивидуальный набор из четырех квантовых чисел.

ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО n определяет энергетический уровень электрона (электронную оболочку) и размеры электронного облака, n имеет значения 1,2,3,4,... ∞ . Чем больше n , тем больше энергия электрона, тем дальше находится электрон от ядра атома.

ПОБОЧНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО ℓ характеризует энергетический подуровень электрона и форму электронного облака. Значения ℓ зависят от n и изменяются через единицу от $(n-1)$ до 0. Так, если $n = 3$ (третий электронный уровень), то ℓ имеет три значения: 2,1,0. В таком случае говорят, что третий энергетический уровень атома имеет три подуровня. Соответственно, на первом уровне - один подуровень, на втором - два, на четвертом - четыре и т.д. Энергетические подуровни имеют буквенные обозначения, если $\ell=0$ - это s-подуровень, $\ell = 1$ - p-подуровень; $\ell=2$ - d-подуровень; $\ell=3$ - f-подуровень. Энергетические подуровни имеют определенную емкость, на подуровне s может находиться не более двух электронов, на p - 6; на d -10 и f -14 электронов.

МАГНИТНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО m определяет ориентацию электронного облака в пространстве и, как следствие этого, его магнитные свойства. Значения m зависят от ℓ и изменяются через единицу от $+\ell$..0...- ℓ . Так, если $\ell = 3$, то m имеет значения: +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3. Графически каждое значение обозначается клеткой «□», или чертой «—» . (Одна клетка или черта соответствует одной АО).

СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО s характеризует собственный момент количества движения электрона, который представляют как вращение электрона вокруг собственной оси (вращение волчка). s имеет, поэтому, только два значения $+1/2$ и $-1/2$. Графически спин электронов обозначается вертикальными стрелками ($\uparrow\downarrow$) разного направления.

Распределение электронов по АО происходит в соответствии с **ПРИНЦИПОМ ПАУЛИ И ПРАВИЛОМ ХУНДА**.

ПРИНЦИП ПАУЛИ. В атоме не может быть электронов с одинаковым набором квантовых чисел. Электроны должны отличаться между собой хотя бы одним квантовым числом.

ПРАВИЛО ХУНДА. При последовательном заполнении электронами свободных АО электроны занимают АО вначале по одному, имея спин $+1/2$, (значение суммарного спина электронов должно быть максимальным).

ПРИМЕР 1

На первом энергетическом уровне может находиться два электрона. Написать электронную и электронно-графическую формулы для данного состояния.

РЕШЕНИЕ

В электронной формуле указывается значение n ($n = 1$ для первого уровня), буквенное значение подуровня - s и число электронов на подуровне – два. Следовательно, электронная формула этого состояния $1s^2$. Электронно-графическая формула выглядит, как одна АО



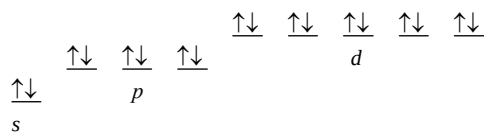
ПРИМЕР 2

Выполнить задание из примера 1 для третьего энергетического уровня, на котором находится 18 электронов.

РЕШЕНИЕ

На третьем уровне имеются три подуровня - s , p , d , на которых могут находиться соответственно 2, 6, 10 электронов. На одной АО располагаются по два электрона с противоположными спинами (принцип Паули). Значит, электронная формула данного энергетического состояния имеет вид: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.

Электронно-графическая формула имеет вид

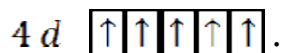


ПРИМЕР 3

Написать электронно-графическую формулу для электронов $4d^5$.

РЕШЕНИЕ

Для d - подуровня $\ell = 2$, поэтому m имеет пять значений $+2, +1, 0, -1, -2$. Следовательно, на этом подуровне пять АО. В соответствии с правилом Хунда электроны заполняют эти АО по одному. Электронно-графическая формула



Суммарный спин $s = 5 \cdot (1/2) = 2,5$.

2.2.2. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

ПО ВЕРТИКАЛИ периодическая система разделяется на восемь групп. Каждая группа подразделяется, в свою очередь, на две подгруппы - главную (А) и побочную (В). Подгруппы А расположены под элементами II периода - от Li до Ne. Особое строение имеет восьмая группа, где подгруппу А составляют инертные газы, а подгруппу В - триады элементов - Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt. Если элемент принадлежит к ПОДГРУППЕ А, число электронов на внешнем (валентном) энергетическом уровне РАВНО НОМЕРУ ГРУППЫ. Если элемент принадлежит к подгруппе В, число электронов на внешнем уровне РАВНО ДВУМ (РЕДКО - ОДНОМУ).

При монотонном возрастании порядкового номера (ядра) в периодической системе, электроны занимают энергетические уровни и АО в следующей последовательности:

Период	Заполняемые АО
I	$1s^2$
II	$2s^2 2p^6$
III	$3s^2 3p^6$
IV	$4s^2 3d^{10} 4p^6$
V	$5s^2 4d^{10} 5p^6$
VI	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
VII	$7s^2 5f^{14} 6d^3 \dots$

Все элементы периодической системы принадлежат к четырем электронным семействам: s, p, d и f. Принадлежность элемента к электронному семейству определяется тем, какой подуровень у него заполняется электронами. В начале любого периода располагаются два элемента, у которых заполняется подуровень s (подгруппа IA и IIA) - эти элементы относят к s-семейству. Последние шесть элементов любого периода (кроме I и VII), считая от инертного газа - это p - элементы (подгруппы IIA - VIIIA). Элементы d-электронного семейства составляют побочные подгруппы (IB - VIIIB) и f-семейства - это лантаноиды и актиноиды.

ПРИМЕР 4

Написать электронную формулу элемента № 50. Для электронов внешнего уровня написать электронно-графическую формулу.

РЕШЕНИЕ

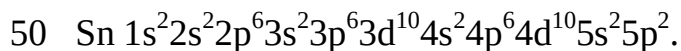
По таблице периодической системы элементов Д.И. Менделеева находим элемент № 50 - это олово. Он находится в пятом периоде, следовательно, имеет 5 электронных уровней, на которых находятся 50 электронов. Олово находится в подгруппе IVA - главной, следовательно, на внешнем уровне у олова четыре электрона.

Пользуясь последовательностью заполнения электронных уровней (п. 2.2.1), определяем число электронов на других уровнях атома олова:

Номер уровня: 1; 2; 3; 4; 5

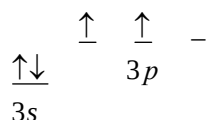
Число e^- : 2; 8; 18; 18; 4

Учитывая возможное число электронов на подуровнях (примеры 1, 2), напомним электронную формулу



Электронно-графическая формула:

- на подуровне s одна АО;
- на подуровне p - три АО (см. значения квантового числа m). Учитывая правило Хунда, построим электронно-графическую формулу

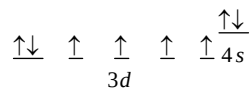


ПРИМЕР 5

Строение внешнего и предвнешнего энергетических уровней выражается формулой ... $3d^6 4s^2$. Где в периодической системе расположен этот элемент? Какой это элемент? К какому электронному семейству он относится? Написать электронно-графическую формулу для этого состояния.

РЕШЕНИЕ

Так как внешний энергетический уровень атома - четвертый, элемент находится в четвертом периоде. Подуровень 3d начинает заполняться электронами с третьего элемента данного периода - скандия (у предыдущих двух элементов - калия и кальция идет заполнение подуровня 4s). Отсчитывая шесть элементов (включая скандий), получим, что искомый элемент - ЖЕЛЕЗО. Электронно-графическая формула



2.2.3. Химическая связь и химические свойства элементов

В наиболее общем виде образование химической связи происходит путем спаривания двух электронов, принадлежащих различным атомам. При этом возникает общая электронная пара (молекулярная орбиталь - МО), которая

связывает эти атомы. Если МО имеет симметричное распределение электронной плотности, возникающая связь называется **КОВАЛЕНТНОЙ НЕПОЛЯРНОЙ** (молекулы H_2 , N_2 , O_2 , I_2 и т.п.).

При смещении электронной плотности к ядру одного из атомов образуется **КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ** связь (HCl , H_2O , CO_2 и др.). При значительном смещении электронной плотности связь называют **ИОННОЙ** ($NaCl$, KBr , CaO и др.).

Способность атома смещать к себе электронную плотность МО оценивается величиной его электроотрицательности (ЭО)

$$ЭО = \frac{1}{2}(I + E),$$

где I - энергия ионизации атома, кДж/моль;

E - сродство атома к электрону, кДж/моль.

ЧЕМ БОЛЬШЕ РАЗНОСТЬ ЭО АТОМОВ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮЩИХ ЭЛЕМЕНТОВ, ТЕМ СИЛЬНЕЕ СМЕЩЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ПЛОТНОСТИ К АТОМУ БОЛЕЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОГО ЭЛЕМЕНТА, ТЕМ ВЫШЕ ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ. С ДРУГОЙ СТОРОНЫ, ЧЕМ ВЫШЕ ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ, ТЕМ БОЛЕЕ СПОСОБНА ДАННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ К ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ В РАСТВОРАХ.

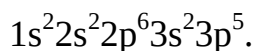
Для качественной оценки образующейся связи используют не абсолютные значения ЭО, а относительные (ОЭО). Если ЭО лития - 536 кДж/моль - принять за единицу, получают шкалу ОЭО элементов (приложение, табл. 1)

ПРИМЕР 6

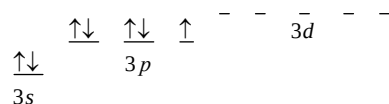
Написать электронную формулу для атома элемента N 17 в нормальном и возбужденных состояниях. Указать возможные степени окисления, написать формулы оксидов и гидроксидов для низшей и высшей степеней окисления. По значениям ОЭО рассчитать полярность связей и определить возможный тип диссоциации (кислотный или основной) этих гидроксидов в водных растворах.

РЕШЕНИЕ

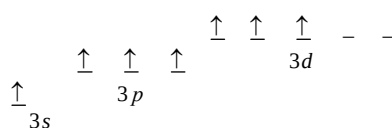
Элемент N 17 - это элемент третьего периода - хлор. Его электронная формула в нормальном состоянии



Поглощая энергию извне, атом хлора может переходить в возбужденное состояние, при этом валентные электроны в пределах одного слоя распределяются по одному в АО (ячейках)



нормальное состояние



возбужденное состояние

Таким образом, в возбужденном состоянии атом хлора имеет семь не спаренных электронов на внешнем уровне и может иметь степени окисления: +1+2+3+4+5+6+7. Низший оксид: Cl_2O , высший - Cl_2O_7 . Их гидроксиды: HOCl , HClO_4 .

Все гидроксиды имеют одинаковый фрагмент молекулы Н-О-Э, в данном случае $\text{H}-^1\text{O}-^2\text{Cl}$.

Используя значение ОЭО (см. приложение, табл.1), рассчитаем условия полярности связей 1 и 2

$$\Delta\text{ОЭО}(1)=\text{ОЭО}(\text{O})-\text{ОЭО}(\text{H})=3,5-2,1=1,4;$$

$$\Delta\text{ОЭО}(2)=\text{ОЭО}(\text{O})-\text{ОЭО}(\text{Cl})=3,5-3,0=0,5.$$

Связь 1 более полярна ($\Delta\text{ОЭО}(1) > \Delta\text{ОЭО}(2)$), следовательно, она с большей вероятностью будет разрываться в водных растворах и диссоциация гидроксидов будет происходить следующим образом: $\text{HClO}=\text{H}^++\text{ClO}^-$; $\text{HClO}_4=\text{H}^++\text{ClO}_4^-$. Это кислоты.

Помимо значений ОЭО, тип электролитической диссоциации химической связи зависит от степени окисления элемента. Чем она выше, тем сильнее проявляются кислотные свойства гидроксида, поэтому HClO_4 диссоциирует сильнее, чем HClO .

2.2.4. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов

Оксиды металлов в низших степенях окисления (+1,+2) имеют основной характер. Им соответствуют основания, например: $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{CuOH}$; $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; $\text{MnO} \rightarrow \text{Mn(OH)}_2$; $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}$; $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$; $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$.

Оксиды неметаллов в любой степени окисления, а также металлов со степенью окисления $> +4$ проявляют кислотные свойства. Им соответствуют кислоты, например: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HVO}_3$; $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HMnO}_4$; $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3$; $\text{MoO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4$.

Оксиды металлов со степенью окисления +2 могут проявлять амфотерные свойства. Им соответствуют и основания, и кислоты, например:

Основание Zn(OH)_2 ; Al(OH)_3 ; Sn(OH)_4 .

Оксид ZnO ; Al_2O_3 ; SnO_2 .

Кислота H_2ZnO_2 ; HAlO_2 ; H_2SnO_3 .

У оксидов одного и того же элемента с увеличением степени окисления основные свойства ослабевают и усиливаются кислотные свойства, например:

Элемент	Cr		
С.о.	+2	+3	+6
Оксид	CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃
Свойства	основные	амфотерные	кислотные
Форма гидроксида	Cr(OH) ₂	Cr(OH) ₃ HCrO ₂	H ₂ CrO ₄ H ₂ Cr ₂ O ₇

Контрольные задания (21-50)

Внешний и предвнешний энергетические уровни атомов имеют следующую электронную конфигурацию А, В (таблица).

Электронные конфигурации

Номер задачи	Электронная конфигурация	
	A	B
21	$\dots 5d^6 6s^2$	$\dots 5s^2 5p^3$
22	$\dots 7s^2$	$\dots 4d^7 5s^1$
23	$\dots 1s^2 2p^1$	$\dots 5d^2 6s^2$
24	$\dots 5d^3 6s^2$	$\dots 3p^6 4s^2$
25	$\dots 4s^2 4p^2$	$\dots 5d^4 6s^2$
26	$\dots 3d^5 4s^1$	$\dots 3s^2 3p^3$
27	$\dots 4s^2 4p^2$	$\dots 5p^6 6s^2$
28	$\dots 5d^{10} 6s^2$	$\dots 4s^2 4p^2$
29	$\dots 5d^3 6s^2$	$\dots 2s^2 2p^2$
30	$\dots 3d^5 4s^2$	$\dots 5s^2 5p^2$
31	$\dots 3s^2 3p^3$	$\dots 4d^2 5s^2$
32	$\dots 4p^6 5s^2$	$\dots 3p^6 4s^1$
33	$\dots 3s^2 3p^2$	$\dots 5d^5 6s^2$
34	$\dots 2p^6 3s^1$	$\dots 5d^4 6s^2$
35	$\dots 3s^2 3p^1$	$\dots 5d^3 6s^2$
36	$\dots 3p^6 4s^2$	$\dots 4d^4 5s^1$
37	$\dots 4s^2 4p^1$	$\dots 5d^1 6s^2$
38	$\dots 3s^2 3p^4$	$\dots 3d^1 4s^2$
39	$\dots 3d^2 4s^2$	$\dots 5s^2 5p^3$
40	$\dots 3d^2 4s^2$	$\dots 6s^2 6p^1$

Найти положение этих элементов в периодической системе, указав период, группу, подгруппу. Назвать эти элементы. Написать электронные и электронно-графические формулы для нормального и возбужденных состояний их атомов. Указать возможные степени окисления, написать формулы высших и низших

оксидов, и соответствующих им гидроксидов. Рассчитать полярность связей Н-О и Э-О, и определить возможный тип диссоциации гидроксидов в водных растворах.

41. Как изменяется электроотрицательность и способность атомов принимать электроны в ряду $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I$?

42. Укажите, какое из двух соединений является более сильным основанием? Почему? а) $NaOH$ или $Cs(OH)_2$; б) $Ca(OH)_2$ или $Ga(OH)_3$; в) $Sn(OH)_2$ или $Sn(OH)_4$.

43. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера, азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой степени окисления. Как называются эти соединения?

44. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV)?

45. У какого элемента пятой группы - сурьмы или висмута сильнее выражены металлические свойства? Почему?

46. Какой из элементов четвертого периода - ванадий или мышьяк - обладают более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов.

47. 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.

48. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность р-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

49. Как изменяется энергия ионизации атомов благородных газов от гелия к радону? Почему?

50. На каком основании элементы хром и сера, фосфор и ванадий указаны в одной группе? Почему их помещают в разных подгруппах периодической системы?

2.3. ЭНЕРГЕТИКА И НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

2.3.1. Энтальпия (тепловой эффект) химических реакций

Энтальпия (H) - термодинамическая функция состояния химической системы, отвечающая тепловому (энергетическому) эффекту реакции в этой системе при постоянном давлении.

Энтальпия - энергосодержание - мера энергии, накапливаемой при образовании вещества, характеризует термодинамическую устойчивость, прочность вещества и является количественным выражением энергетических свойств соединения. Энтальпия вещества зависит от его состояния и от условий, поэтому все энтальпии образования отнесены к одинаковым состояниям и условиям, которые называются стандартными.

Стандартным состоянием вещества называется такое его агрегатное состояние, которое устойчиво (т.е. обладает наименьшей энтальпией) при стандартных условиях. Стандартные условия протекания реакции отвечают постоянству термодинамической температуры и давления системы. Стандартное давление в системе $1 \cdot 10^5$ Па. Например, стандартное состояние кислорода - газ O_2 , воды - жидкая вода, углерода - графит. Переход из стандартного состояния в любое другое сопровождается увеличением энтальпии, т.е. эндотермическим тепловым эффектом.

Энтальпии (теплоты) образования простых веществ в стандартных состояниях и при стандартных условиях приняты равными нулю.

Энтальпией (теплотой) образования сложного вещества из простых веществ называется тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ, находящихся в стандартных состояниях. Ее называют стандартной энтальпией (теплотой) образования и обозначают ΔH_f^0 .

Изменение энтальпии ΔH при переходе системы из состояния исходных веществ H_1 в состояние продуктов реакции H_2 определяется только начальным H_1 и

конечным H_2 состояниями системы и не зависит от пути перехода. В реакциях с выделением теплоты (экзотермический эффект) энтальпия системы уменьшается и изменение энтальпии отрицательно ($-\Delta H$), т.к. $H_2 < H_1$, а в реакциях с поглощением теплоты (эндотермический эффект) энтальпия системы увеличивается ($H_2 > H_1$) и изменение энтальпии системы положительно ($+\Delta H$). Значения ΔH мало зависят от температуры, поэтому величину энтальпии реакции определяют в стандартных условиях при $T=298\text{K}$ и называют стандартной энтальпией (тепловым эффектом) химической реакции и обозначают ΔH^0_{298} или ΔH^0_r .

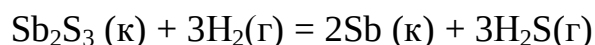
Уравнения реакций с указанием значений ΔH^0_r в кДж называют термохимическими, в них число килоджоулей относится к 1 моль исходного или образующегося вещества.

Для вычисления величины стандартной энтальпии (теплового эффекта) реакции ΔH^0_r используют следствие из закона Гесса:

стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции ΔH^0_r равна сумме стандартных энтальпий (теплот) образования продуктов реакции $\sum \Delta H^0_{f(\text{прод})}$ за вычетом суммы стандартных энтальпий (теплот) образования исходных веществ $\sum \Delta H^0_{f(\text{исх})}$ с учетом стехиометрических количеств всех веществ и их агрегатных состояний:

$$\Delta H^0_r = \sum \Delta H^0_{f(\text{прод})} - \sum \Delta H^0_{f(\text{исх})}$$

Например, для реакции



$$\Delta H^0_r = (3\Delta H^0_f(\text{H}_2\text{S}) + 2\Delta H^0_f(\text{Sb}) - (\Delta H^0_f(\text{Sb}_2\text{S}_3) + 3\Delta H^0_f(\text{H}_2))$$

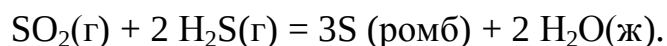
Значения стандартных энтальпий (теплот образования) приведены в таблице (см. приложение, табл.2).

Стандартные энтальпии образования простых веществ, термодинамически более устойчивых полиморфных модификаций или аллотропных форм условно приняты равными нулю:

$$\Delta H^0_f(\text{H}_2) = \Delta H^0_f(\text{Sb}) = 0 \text{ кДж/моль.}$$

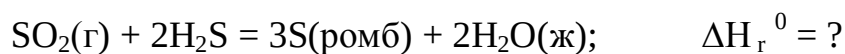
ПРИМЕР 1

Рассчитайте стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции



Укажите, будет ли данная реакция экзо- или эндотермической?

РЕШЕНИЕ



Вещество		SO ₂	H ₂ S	S	H ₂ O
ΔH _г ⁰	кДж/моль	-297	-20,15	0	-285,84
п	моль	1	2	3	2

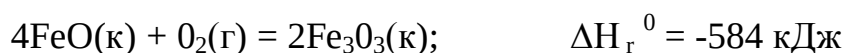
$$\Delta H_{\text{г}}^0 = 3\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{S}) + 2\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{SO}_2) + 2\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{H}_2\text{S})) = \\ (3 \cdot 0 + 2 \cdot (-285,84)) - (1 \cdot (-297,0) + 2 \cdot (-20,15)) = -234,5 \text{ кДж}.$$

Ответ: Стандартная энтальпия реакции равна -234,5 кДж.

Реакция экзотермическая, так как $\Delta H_{\text{г}}^0 < 0$.

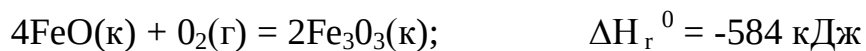
ПРИМЕР 2

По термохимическому уравнению



рассчитайте стандартную энтальпию (теплоту) образования продукта.

РЕШЕНИЕ



вещество		FeO	O ₂	Fe ₃ O ₄
ΔH _г ⁰	кДж/моль	-206	0	?
п	моль	4	1	2

$$\Delta H_{\text{г}}^0 = 2\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{Fe}_3\text{O}_4) - (4\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{FeO}) + 1\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{O}_2)) \\ -584 = 2\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{Fe}_3\text{O}_4) - [4(-206) + 0].$$

Откуда:

$$\Delta H_{\text{ф}}^0(\text{Fe}_3\text{O}_4) = -824 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: Стандартная энтальпия (теплота) образования оксида железа (III) равна -824 кДж/моль.

ПРИМЕР 3

Рассчитайте значение стандартной энтальпии (теплоты) образования этана из простых веществ



по следующим термохимическим уравнениям:

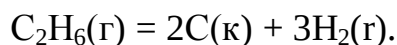
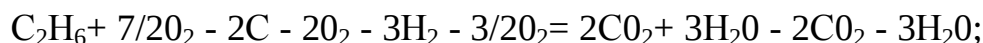


РЕШЕНИЕ

Для вычисления стандартной энтальпии (теплового эффекта ΔH_r^0) реакции образования этана из простых веществ по уравнению



следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) - на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



После преобразования получим уравнение (1). Проведя такие же действия со стандартными энтальпиями данных реакций, получим стандартную энтальпию (теплоту) разложения этана:

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_1^0 - (2\Delta H_2^0 + 3\Delta H_3^0) = (-1559,87) - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,67 \text{ кДж}.$$

Энтальпия образования равна энтальпии разложения с обратным знаком, поэтому стандартная энтальпия (теплота) образования этана $\Delta H_1^0 (\text{C}_2\text{H}_6) = -84,67 \text{ кДж/моль}$.

ПРИМЕР 4

Вычислите количество теплоты, выделяющееся при получении 300 г метафосфорной кислоты HPO_3 из оксида фосфора P_2O_5 , пользуясь энтальпиями (теплотами) образования, кДж/моль:

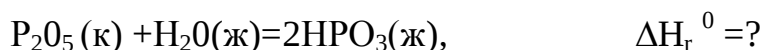
$$\Delta H_f^0 (\text{P}_2\text{O}_5) = -1506,6;$$

$$\Delta H_f^0 (\text{HPO}_3) = -982,4;$$

$$\Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) = -285,84.$$

РЕШЕНИЕ

1) Вычисляем стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции:



$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0(\text{HPO}_3) - (\Delta H_f^0(\text{P}_2\text{O}_5) + \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})) = 2(-982,4) - [(-1506,6) + (-285,84) \cdot 3] = -172,36 \text{ кДж}.$$

2) При образовании двух моль HPO_3 ($2 \cdot 80 = 160$ г) выделяется 172,36 кДж теплоты. Количество теплоты (х), выделяющееся при образовании 300 г HPO_3 , находим по пропорции:

$$160 \text{ г } \text{HPO}_3 - 172,36 \text{ кДж}$$

$$300 \text{ г } \text{HPO}_3 - x \text{ кДж};$$

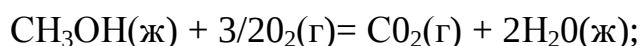
$$x = 323,175 \text{ кДж}.$$

Ответ: При получении 300 г HPO_3 выделяется 323,175 кДж.

Контрольные задания (51-70)

51. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите стандартную энтальпию образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ж). Ответ: -726,62 кДж.

52. Реакция горения метилового спирта выражается уравнением



Вычислите стандартную энтальпию (тепловой эффект) (ΔH_r°) реакции, если теплота образования $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ равна +37,4 кДж/моль. Ответ: 452,37 кДж.

53. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота (II). Вычислите количество теплоты, выделяющегося при получении 44,8 л NO в пересчете на нормальные условия. Ответ: 452,37 кДж.

54. Вычислите количество теплоты, выделяющееся при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды? Ответ: 9248,84 кДж.

55. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделяется 11,31 кДж теплоты. Вычислите энтальпию (теплоту) образования сульфида железа Fe (II).

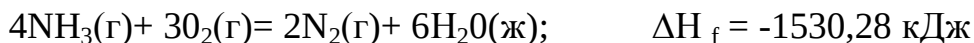
Ответ: -100,2 кДж/моль.

56. Вычислите стандартную энтальпию (тепловой эффект) и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана C_2H_6 (г), в результате

которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м³ этана в пересчете на нормальные условия?

Ответ: 63742,86 кДж.

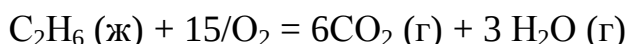
57 Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:



Вычислите стандартную энтальпию (теплоту) образования NH₃.

Ответ: -46,19 кДж/моль.

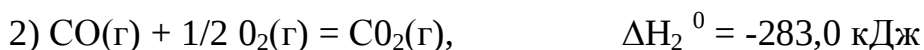
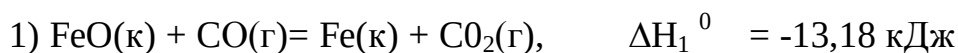
58. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением



Вычислите стандартную энтальпию (тепловой эффект) (ΔH_r^0) этой реакции, если теплота образования бензола равна +33,9 кДж/моль.

Ответ: -3135,53 КДж.

59. Вычислите стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: +27,99 кДж.

60. Газообразный этиловый спирт C₂H₅ОН получают при взаимодействии этилена C₂H₄ (г) и водяных паров; Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект. Ответ: -45,76 кДж.

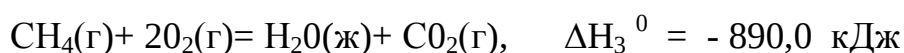
61. При получении молярной массы эквивалента гидроксида кальция из СаО(к) и Н₂О(ж) выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите стандартную энтальпию (теплоту) образования оксида кальция. Ответ: -635,6 кДж/моль.

62. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe₂O₃ металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа?

63. При сгорании 1 л ацетилена (н.у.) выделяется 56,05 кДж теплоты. Вычислите стандартную энтальпию (теплоту)

образования $C_2H_2(g)$. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Ответ: 226,75 кДж/моль.

64. Стандартная энтальпия (тепловой эффект) какой реакции равна стандартной энтальпии (теплоте) образования метана? Вычислите стандартную энтальпию (теплоту) образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



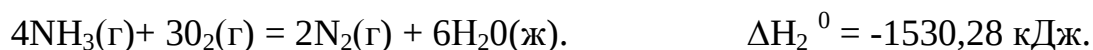
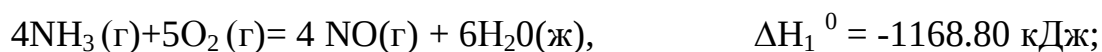
Ответ: -74,88 кДж.

65. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразного аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее стандартную энтальпию (тепловой эффект). Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия? Ответ: 78,97 кДж.

66. Напишите термохимическое уравнение реакции между CO (г) и водородом, в результате которой образуются CH_4 и $H_2O(g)$. Вычислите количество теплоты, выделяющееся при получении 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия.

Ответ: 618,48 кДж.

67. Стандартная энтальпия (тепловой эффект) какой реакции равна стандартной энтальпии (теплоте) образования NO ? Вычислите стандартную энтальпию образования NO , исходя из следующих термохимических уравнений:



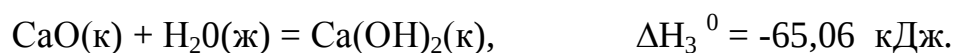
Ответ: 90,37 кДж/моль

68. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода CS_2 . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее стандартную энтальпию (тепловой эффект).

Ответ: +65,43 кДж.

69. Вычислите стандартную энтальпию (теплоту) образования бензола и составьте термохимическое уравнение реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода, если стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции равен -3135,58 кДж. Ответ: +49,03 кДж.

70. Стандартная энтальпия (тепловой эффект) какой реакции равна стандартной энтальпии (теплоте) образования гидроксида кальция? Вычислите стандартную энтальпию (теплоту) образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: -986,50 кДж.

2.3.3. Направление химических реакций

Возможность самопроизвольного протекания химического процесса определяется стремлением системы:

1) к понижению внутренней энергии за счет выделения тепла ($-\Delta H$);

2) к увеличению неупорядоченности в расположении частиц за счет теплового движения, мерой которого является термодинамическая функция состояния, называемая энтропией.

Энтропия характеризует рассеяние, обесценение энергии, т.е. переход всех видов энергии в тепловую, и равномерное её распределение между телами. Энтропия S - мера неупорядоченности состояния системы - возрастает с увеличением движения частиц, т.е. при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при разрыве связей между атомами и т.п. Процессы конденсации, кристаллизации, сжатия, упрочнения связей, полимеризации и т.п., связанные с упорядоченностью системы, ведут к уменьшению энтропии. Энтропия – функция состояния, т.е. ее изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса:

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Изменение энтропии при самопроизвольном протекании химической реакции в изолированной системе всегда положительно ($\Delta S > 0$), в противном случае ($\Delta S < 0$) такое протекание реакции невозможно. Величину ΔS называют энтропией химической реакции, в стандартных условиях ее обозначают ΔS_r^0 и выражают в Дж/К. Значения ΔS_r^0 мало зависят от температуры, в дальнейшем используют значения ΔS_r^0 при 298,15 К.

Стандартная энтропия химической реакции ΔS_r^0 равна разности суммы стандартных энтропий продуктов реакции ($\sum S_{\text{прод}}^0$) и суммы стандартных энтропий исходных веществ ($\sum S_{\text{исх}}^0$).

$$\sum \Delta S_r^0 = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0$$

Значения стандартных (при 293,15 К) энтропий веществ, выраженные в Дж/(К·моль), приведены в таблице (см. приложение табл.3).

Перед обозначением стандартной энтропии вещества S^0 отсутствует знак Δ , так как для каждого (простого, сложного) вещества значение $S^0 > 0$ при любой температуре, отличной от абсолютного нуля. При абсолютном нуле вещества находятся в состоянии идеального кристалла с нулевым значением энтропии. Энтропия твердых веществ по значению всегда меньше, чем энтропия этих же веществ в жидком состоянии, которая меньше, чем энтропия газов.

Так как энтропия растет с повышением температуры, то ее можно считать мерой беспорядка $T \cdot \Delta S$. Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремления к упорядочению (ΔH) и стремления к беспорядку ($T \cdot \Delta S$). При постоянном давлении и температуре общая движущая сила процесса (ΔG) равна

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Величина ΔG – энергия Гиббса – термодинамическая функция состояния. Изменение энергии Гиббса (ΔG) при самопроизвольном протекании химической реакции вне изолированной системы всегда отрицательно ($\Delta G < 0$), в противном случае ($\Delta G > 0$) такая реакция невозможна. Величину ΔG называют энергией Гиббса реакции, в стандартных условиях ее обозначают ΔG_r^0 , например при 298,15 К ΔG_{298}^0 и выражают в кДж. Убыль энергии Гиббса (ΔG^0) – мера химического сродства – зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Стандартная энергия Гиббса реакции ΔG_T^0 равна разности сумм

стандартных энергий Гиббса образования продуктов ($\sum G_{\text{ф}}^0_{\text{прод}}$) и сумм стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ ($\sum G_{\text{ф}}^0_{\text{исх}}$)

$$\Delta G^0_{\text{Г}} = \sum G_{\text{ф}}^0_{\text{прод}} - \sum G_{\text{ф}}^0_{\text{исх}}$$

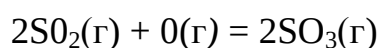
Стандартная энергия Гиббса образования вещества В – это энергия Гиббса реакции образования 1 моль вещества В из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях. Ее обозначают как $\Delta G^0_{\text{Г,В}}$, а при 298,15К как $\Delta G^0_{298}(\text{В})$ и выражают в Дж/моль. Стандартные энергии Гиббса образования простых веществ равны нулю. Например, энергия Гиббса образования графита, кислорода, жидкой ртути, твердого йода и т.п. при 298К равна нулю. Значения стандартных энергий Гиббса образования некоторых веществ приведены в таблице (см.приложение, табл.4)

Чем меньше величина $\Delta G^0_{\text{Г}}$, тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором

$$\Delta G^0_{\text{Г}} = 0 \quad \text{и} \quad \Delta H^0_{\text{Г}} = T \cdot \Delta S^0_{\text{Г}}$$

ПРИМЕР 1

Рассчитайте при $T = 1230\text{К}$ стандартную энергию Гиббса реакции



для которой $\Delta H^{\circ}_{\text{Г}} = -198 \text{ кДж}$ и $\Delta S^0_{\text{Г}} = -187 \text{ Дж/К}$. Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при этих условиях?

РЕШЕНИЕ

$$\Delta G^0_{1230} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^0_{\text{Г}} = -198 - 1230 \cdot (-0,187) = +32 \text{ кДж}.$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса реакции при 1230К равна +32 кДж. Данная реакция в закрытой системе при стандартных условиях самопроизвольно протекать не будет, ТАК как $\Delta G^0_{1230} > 0$.

ПРИМЕР 2

Рассчитайте при $T=298\text{К}$ стандартную энергию Гиббса реакции



$$\Delta G^{\circ}_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -742 \text{ кДж/моль}.$$

РЕШЕНИЕ



Вещество		FeO	O ₂	Fe ₂ O ₃
ΔG_f°	кДж/моль	-245	0	-742
n	моль	4	1	2

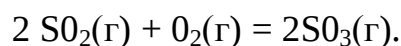
$$\Delta G_r^\circ = \Delta G_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) - [4 \Delta G_f^\circ (\text{FeO}) + \Delta G_f^\circ (\text{O}_2)] =$$

$$= 2(-742) - 4(-245) + 0 = -504 \text{ кДж.}$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса данной реакции при 298К равна -504 кДж.

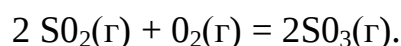
ПРИМЕР 3

На основании стандартных энтальпий (теплот) образования (см. приложение, таблица 2) и стандартных энтропий (см. приложение, таблица 3) вычислите ΔG_r° реакции, протекающей по уравнению



При какой температуре наступит равновесие?

РЕШЕНИЕ



Вещество		SO ₂	O ₂	SO ₃
ΔH_f°	кДж/моль	-296,9	0	-396,1
S°	кДж/(моль·К)	248,1	205	-256,4
ΔG_f°	кДж/моль	-300,2	0	-370,0
n	моль	2	1	2

Стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции ΔH_r°

$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ (\text{SO}_3) - \Delta H_f^\circ (\text{O}_2) - 2\Delta H_f^\circ (\text{SO}_2) =$$

$$= 2(-396,1) - 0 - 2(-296,9) = -198,4 \text{ кДж.}$$

Стандартная энтропия реакции S_r°

$$S_r^\circ = S^\circ (\text{SO}_3) - 2S^\circ (\text{SO}_2) - S^\circ (\text{O}_2) =$$

$$= 2(-256,4) - 2(248,1) - 205 = -188,4 \text{ Дж/(К·моль).}$$

Стандартная энергия Гиббса реакции ΔG_{298}°

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot S_r^\circ = -198,4 - 298(-0,1884) = -142,26 \text{ кДж.}$$

Температура (Т), при которой наступит равновесие:

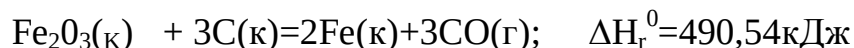
$$T = \Delta H_r^0 / \Delta S_r^0 = -198,4 / (-0,1884) = 1053,08 \text{ K}$$

Ответ: стандартная энергия Гиббса реакции -142,26 кДж;

температура, при которой наступит равновесие 1053,08 К.

ПРИМЕР 4

Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000 К?



РЕШЕНИЕ

Стандартная энтропия реакции ΔS_r^0

$$\begin{aligned} \Delta S_r^0 &= 3 S^0(\text{CO}) + 2 S^0(\text{Fe}) - S^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 3 S^0(\text{C}) = \\ &= 3 \cdot 197,91 + 2 \cdot 27,2 - 89,96 - 3 \cdot 5,69 = 541 \text{ Дж/(К} \cdot \text{моль)}. \end{aligned}$$

Энергия Гиббса при 500 и 1000 К:

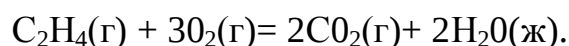
$$\Delta G_{500}^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot \Delta S_r^0 = 490,54 - 500 \cdot 0,541 = +219,99 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{1000}^0 = 490,54 - 1000 \cdot 0,541 = -50,56 \text{ кДж}.$$

Ответ: восстановление возможно при 1000 К ($\Delta G_{1000}^0 < 0$) и невозможно при 500 К ($\Delta G_{500}^0 > 0$).

2.3.4. Контрольные задания

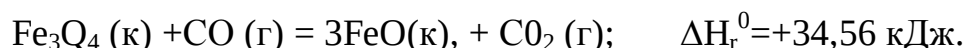
71. На основании стандартных энтальпий (теплот) образования и стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

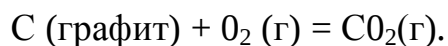
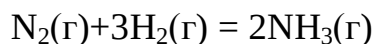
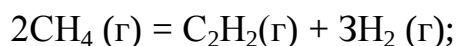
Ответ: -1331,21 кДж.

72. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



Ответ: 1102,4 кДж.

73. Вычислите изменение энтропии для реакций:



Почему в этих реакциях $\Delta S_r^0 > 0$; < 0 ; $= 0$?

Ответ; 220,21 Дж/К; -198,26 Дж/К; 2,93 Дж/К

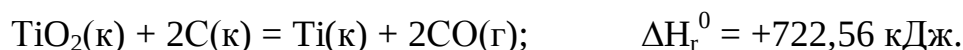
74. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:



Ответ: 509 К.

75. Вычислите ΔG_{298}^0 реакций взаимодействия оксидов бериллия, кальция и бария с CO_2 , пользуясь величинами стандартных энергий Гиббса образования. Какие из карбонатов можно получить? Какая реакция идет наиболее энергично? Ответ: +31,24. кДж, -130,17кДж; -216,02 кДж.

76. Вычислите ΔS_r^0 и ΔG_T^0 реакции, протекающей по уравнению:

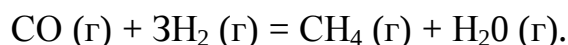


Возможна ли реакция восстановления $\text{TiO}_2(\text{к})$ графитом при 3000 К ?

Ответ: 364,84 Дж; -371,66 кДж.

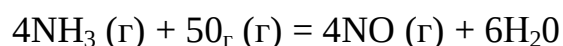
77. На основании стандартных энтальпий (теплот) образования и стандартных энтропии соответствующих веществ

вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях? Ответ:-142,16 кДж.

78. На основании стандартных энтальпий (теплот) образования и стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению;

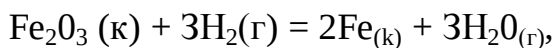


Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: -957,77 кДж.

79. Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при 500 и 2000 К ?

Вычислите ΔH_r^0 , ΔS_r^0 , ΔG_T^0 реакции



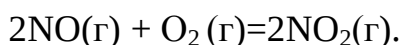
Ответ: +96,61 кДж; 138,83 Дж/К; 27,2 кДж; -181,05 кДж.

80. На основании стандартных энтальпий (теплот) образования и стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $\text{CO}_2 (\text{г}) + 4\text{H}_2 (\text{г}) = \text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: -130,89 кДж.

81. Определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях, вычислив G^0_{298} .



Ответ: -69,70 кДж.

82. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS^0 для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

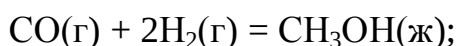
Ответ: а) 118,78 Дж/К·моль; б) -3,25 Дж/К·моль.

83. При какой температуре наступит равновесие системы



Ответ: 961,9 К.

84. При какой температуре наступит равновесие системы



Ответ: 385,5 К.

85. Вычислите ΔS_r^0 и ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению

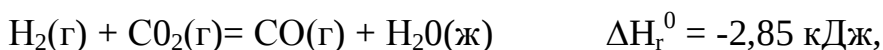


Может ли эта реакция в стандартных условиях идти самопроизвольно?

Укажите причину найденного изменения энтропии.

Ответ: +542,66 Дж/К·моль; +647,33 кДж.

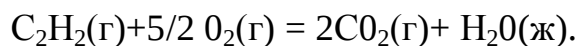
86. Вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению;



зная стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции и стандартные энтропии соответствующих веществ. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях?

Ответ: 19,8 кДж

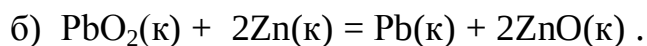
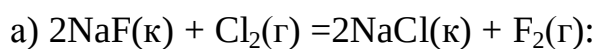
87. Вычислите ΔS_r^0 и ΔG_r^0 реакции горения ацетилена



Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

Ответ: -216,15 Дж/К; -1235,15 кДж.

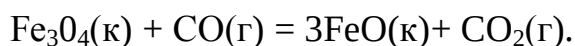
88. Вычислите ΔG_{298}^0 для следующих реакций:



Можно ли получить фтор по реакции (а) и восстановить свинец по реакции (б)?

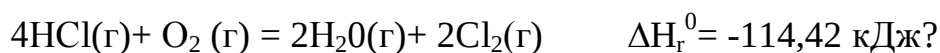
Ответ; +313,94 кДж; -417,4 кДж.

89. Вычислите ΔG_{298}^0 и ΔS_r^0 восстановления Fe_3O_4 оксидом углерода (II) и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях.



Ответ: +24,19 кДж; +31,34 Дж/К.

90. При какой температуре наступит равновесие системы

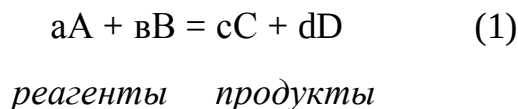


Выделяется или поглощается энергия в ходе реакции?

Ответ: 891 К.

2.4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Для *гомогенной химической реакции*



скорость (v) выражается количеством (n_j) одного из реагентов **J** (или продуктов), прореагировавшим (образовавшимся) в единицу времени τ в единице реакционного пространства V :

$$v = \pm \frac{1}{V} \cdot \frac{dn_j}{d\tau}.$$

Если $V = \text{const}$, то *мгновенная скорость* (т.е. скорость в данный момент времени τ) определяется производной от концентрации по времени:

$$v = \pm \frac{d(n_j / V)}{d\tau} = \pm \frac{dC_j}{d\tau},$$

где C_j - молярная концентрация вещества **J**.

Знак «-» ставится, если вещество **J** - реагент, знак «+» - если вещество **J** – продукт.

Средняя скорость реакции v_{cp} в интервале времени от τ_1 до τ_2 определяется соотношением: $v_{cp} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C_j}{\Delta \tau}.$ (2)

Скорость химической реакции зависит от многих факторов, основными из которых являются:

- концентрация (или давление для газообразных реагентов),
- температура;
- наличие катализаторов;
- площадь поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).

Зависимость скорости *простой* реакции (т.е. реакции, идущей в одну стадию) от концентрации реагентов выражается **законом действующих масс (ЗДМ)**: при

постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Так, для гомогенной реакции (1) скорость, согласно ЗДМ выражается соотношением

$$\bar{v} = \bar{k} (C_A)^a \cdot (C_B)^b; \quad \bar{v} = \bar{k} (C_C)^c \cdot (C_D)^d, \quad (3)$$

где $\bar{v}$ - скорость прямой реакции;

$\bar{v}$ - скорость обратной реакции;

k- коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции.

При $C_A = C_B = 1$ моль/дм³ $\bar{v} = \bar{k}$, при $C_D = C_C = 1$ моль/дм³ $\bar{v} = \bar{k}$;

C_A, C_B, C_D, C_C - концентрации веществ A,B,C,D, моль/дм³;

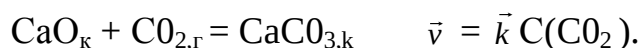
a,b,c,d - стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Константа скорости химической реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от температуры, от присутствия катализатора, но не зависит от концентрации веществ, участвующих в реакции.

Если одно из реагирующих веществ:

1) взято в избытке,

2) находится в кристаллическом состоянии, или концентрация его не изменяется по другим причинам, то концентрация этого вещества не входит в выражение закона действующих масс. Так, для реакции



Сложные химические реакции протекают через ряд промежуточных стадий - элементарных актов. В одном элементарном акте может участвовать минимальное число частиц: одна или две (редко три). В связи с этим стехиометрическое уравнение сложной химической реакции не отражает истинного механизма взаимодействия исходных веществ, а фиксирует лишь начальное и конечное состояние системы.

При решении задач по химической кинетике необходимо различать следующие понятия:

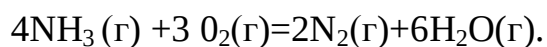
1. **Исходная концентрация** реагирующего вещества - то количество вещества в 1 дм^3 раствора или газа, которое берется для химического взаимодействия.

2. **Количество вещества в 1 дм^3 , вступившего в химическое взаимодействие (изменение концентрации).** В химическое взаимодействие вступает не все взятое количество вещества, а лишь часть его. Эта часть вещества может быть задана либо в процентах от исходного количества, либо в молях, либо неизвестно, какое количество вещества вступило в химическое взаимодействие. В этом случае количество в 1 дм^3 одного из веществ, вступившего в реакцию, обозначают через X , а количество остальных взаимодействующих веществ выражается через X , пропорционально стехиометрическим коэффициентам данной реакции.

3. **Текущая концентрация** означает количество вещества в 1 дм^3 , имеющееся в наличии на данный момент.

ПРИМЕР 1

Реакция идет по уравнению



Исходные концентрации аммиака и кислорода соответственно равны 0,6 и 0,8 моль/ дм^3 . Вычислить концентрации всех веществ, когда прореагирует 20 % аммиака.

РЕШЕНИЕ

По мере протекания реакции концентрация исходных веществ уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Изменение концентраций всех веществ происходит в соответствии со стехиометрическим уравнением реакции, где указаны числа молей реагентов, вступивших в реакцию и продуктов, образовавшихся в результате реакции.

1). Найдем, сколько моль аммиака вступило в реакцию:

0,6 моль составляет 100 %

x моль составят 20 % , отсюда

$$x = 0,6 \cdot 20 / 100 = 0,12 \text{ моль/дм}^3.$$

2). Найдем, сколько моль аммиака осталось после взаимодействия:

$$0,6 - 0,12 = 0,48 \text{ моль.}$$

3). Найдем, сколько моль кислорода вступило в реакцию. Из уравнения реакции следует, что

с 4 молями NH_3 взаимодействует 3 моль O_2 ;

с 0,12 молями NH_3 взаимодействует x моль O_2 .

Составляем пропорцию:

$$4: 3 = 0,12 : x, \text{ отсюда}$$

$$x = 3 \cdot 0,12 / 4 = 0,09 \text{ моль/дм}^3.$$

4). Найдем, сколько моль кислорода осталось после взаимодействия. Количество оставшегося кислорода равно разности между исходным количеством и количеством кислорода, вступившим в химическое взаимодействие, поэтому имеем:

$$0,8 - 0,09 = 0,71 \text{ моль/дм}^3.$$

5). Найдем, сколько моль азота образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшегося азота можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 4 моль NH_3 образуется 2 моль N_2

из 0,12 моль NH_3 образуется x моль N_2 , отсюда

$$x = 0,12 \cdot 2 / 4 = 0,06 \text{ моль/дм}^3.$$

6) Найдем, сколько моль воды образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшейся воды можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 3 моль O_2 образуется 6 моль H_2O

из 0,09 моль O_2 образуется x моль H_2O , отсюда

$$X = 0,09 \cdot 6 / 3 = 0,18 \text{ моль/дм}^3.$$

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм ³	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм ³	Текущая (конечная) концентрация, моль/дм ³
NH ₃	0,6	0,12	0,48
O ₂	0,8	0,9	0,71
N ₂	-	-	0,06
H ₂ O	-	-	0,18

Ответ: конечные концентрации веществ составили: NH₃ - 0,48 моль/дм³, O₂ - 0,71 моль/л, N₂ - 0,06 моль/дм³, H₂O - 0,18 моль/дм³.

ПРИМЕР 2

Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции

$2\text{NO}_\Gamma + \text{O}_{2\Gamma} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2\Gamma}$, к моменту, когда концентрация кислорода станет равной 2 моль/дм³, если исходные концентрации участвующих в реакции веществ были: NO - 6 моль/дм³, O₂ - 3,5 моль/дм³, NO₂ - 1 моль/дм³?

РЕШЕНИЕ

1. Найдем, сколько моль кислорода вступило в химическое взаимодействие. Поскольку исходная концентрация кислорода равна 3,5 моль/дм³, а после взаимодействия осталось 2 моль/дм³ кислорода, то в химическое взаимодействие вступило $3,5 - 2 = 1,5$ моль/дм³ кислорода.

2. Найдем, сколько оксида азота вступило в химическое взаимодействие. Из уравнения реакции следует, что:

с 2 молями NO взаимодействует 1 моль O₂

с x молями NO взаимодействует 1,5 моль O₂, отсюда

$$x = (2 \cdot 1,5) / 1 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Найдем, сколько оксида азота осталось после химического взаимодействия:

$$6 - 3 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

4. Найдем, сколько диоксида азота получилось после химического взаимодействия. Из уравнения реакции следует, что:

из 2 моль NO образуется 2 моль NO₂

из 3 моль NО образуется x моль NО₂, отсюда

$$x = 3 \cdot 2 / 2 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

5. Найдем количество диоксида азота в данный момент:

$$1 + 3 = 4 \text{ моль/дм}^3.$$

6. Найдем начальные скорости прямой и обратной реакций. Из закона действующих масс следует:

$$\bar{v}_{\text{нач}} = \bar{k} C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2) = \bar{k} \cdot 6^2 \cdot 3,5 = 126 \bar{k}$$

$$\bar{v}_{\text{нач}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}_2) = \bar{k} \cdot 1^2 = \bar{k}.$$

7. Найдем скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

$$\bar{v}_{\text{кон}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2) = \bar{k} \cdot 3^2 \cdot 2 = 18 \bar{k} ;$$

$$\bar{v}_{\text{кон}} = \bar{k} \cdot C^2(\text{NO}_2) = \bar{k} \cdot 4^2 = 16 \bar{k}.$$

8. Определим, во сколько раз изменились скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

$$n = 126 \bar{k} / 18 \bar{k} = 7 - \text{ скорость прямой реакции уменьшилась в 7 раз.}$$

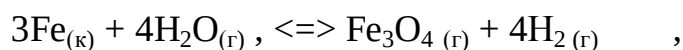
$$n = 16 \bar{k} / \bar{k} = 16 - \text{ скорость обратной реакции увеличилась в 16 раз.}$$

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм ³	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм ³	Текущая (конечная) концентрация, моль/дм ³
NO	6	3	3
O ₂	3,5	3,5 – 2 = 1,5	2
NO ₂	1	-	3 + 1 = 4

ПРИМЕР 3

Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции



если увеличить давление в системе в 3 раза?

РЕШЕНИЕ

1. Согласно закону действующих масс скорость прямой реакции равна:

$$\bar{v} = \bar{k} C^4(\text{H}_2\text{O})$$

(концентрация твердой фазы в выражение скорости реакции не входит), а скорость обратной реакции равна:

$$\bar{v} = \bar{k} C^4(\text{H}_2)$$

2. Обозначим концентрации реагирующих веществ:

$$C(\text{H}_2\text{O}) = a, C(\text{H}_2) = b,$$

$$\text{тогда } \bar{v} = \bar{k} a^4; \bar{v} = \bar{k} b^4.$$

3. После увеличения давления, в системе в 3 раза, уменьшается объем системы в 3 раза, а концентрация всех газообразных веществ увеличивается в 3 раза, тогда $C(\text{H}_2\text{O}) = 3a, C(\text{H}_2) = 3b$.

При новых концентрациях скорости прямой и обратной реакций:

$$\bar{v} = \bar{k} (3a)^4 = 81 \bar{k} a^4,$$

$$\bar{v} = \bar{k} (3b)^4 = 81 \bar{k} b^4$$

отсюда:

$$n = 81 \bar{k} a^4 / (\bar{k} a^4) = 81 - \text{скорость прямой реакции увеличилась в 81 раз.}$$

$$n = 81 \bar{k} b^4 / (\bar{k} b^4) = 81 - \text{скорость обратной реакции увеличилась 81 раз.}$$

Зависимость скорости химической реакции *от температуры* выражается эмпирическим **правилом Вант-Гоффа**, согласно которому при увеличении температуры на 10^0 скорость большинства гомогенных реакций увеличивается в 2-4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на 10 градусов, названо **температурным коэффициентом** γ . Математически правило Вант-Гоффа можно выразить следующим образом:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (3)$$

где v_{T_2} и v_{T_1} - скорости химической реакции при температурах T_2 и T_1 .

Множитель $\gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ показывает увеличение скорости реакции при повышении температуры.

При концентрациях реагирующих веществ 1 моль/дм³ скорость химической реакции численно равна константе скорости k , поэтому правило Вант-Гоффа можно записать так:

$$k_{T_2} = k_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (4)$$

Это уравнение показывает, что константа скорости зависит от температуры так же, как и скорость процесса.

Правило Вант-Гоффа является весьма приближенным. Более точно зависимость константы скорости от температуры описывается *уравнением Аррениуса*:

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_{акт} \cdot (T_2 - T_1)}{2,3 \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1}, \quad (5)$$

где $E_{акт}$ - энергия активации химической реакции, Дж/моль;

R - универсальная газовая постоянная, $R = 8,31$ Дж/(моль·К).

ПРИМЕР 4

При температуре 150°С некоторая реакция заканчивается за 20 мин. Рассчитать время реакции при температуре 50° С, если температурный коэффициент реакции равен 2. Во сколько раз изменится при этом скорость реакции?

РЕШЕНИЕ

Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная 'зависимость:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

где τ_1 и τ_2 - время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 .

Правило Вант-Гоффа в данном случае можно записать в виде

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

откуда

$$\tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 20 \cdot 2^{\frac{150 - 50}{10}} = 20 \cdot 2^{10} = 20480 \text{ мин} \text{ или } 341 \text{ ч } 20 \text{ мин.}$$

При температуре 50°C эта реакция заканчивается за 341 ч 20 мин. Найдем, во сколько раз уменьшится скорость этой реакции:

$$n = 20480/20 = 1024 \text{ раза.}$$

Скорость реакции уменьшится в 1024 раза.

ПРИМЕР 5

При температуре $t_1 = 127^\circ\text{C}$ константа скорости некоторой реакции равна $0,5 \text{ дм}^3/(\text{моль} \cdot \text{с})$, а при температуре $t_2 = 47^\circ\text{C}$ - $5 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3/(\text{моль} \cdot \text{с})$. Определить энергию активации реакции.

РЕШЕНИЕ

Из уравнения (5) выразим энергию активации:

$$E_{\text{акт}} = \frac{2,3 \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1 \cdot \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}}{(T_2 - T_1)}$$

$$T_1 = 127 + 273 = 400 \text{ К}$$

$$T_2 = 47 + 273 = 320 \text{ К,}$$

$$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

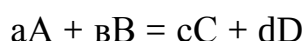
Подставим цифровые данные задачи:

$$E_{\text{акт}} = \frac{2,3 \cdot R \cdot 400 \cdot 320 \cdot \lg \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,5}}{(320 - 400)} = 61161,6 \text{ Дж} / \text{моль} = 61,16 \text{ кДж} / \text{моль}.$$

2.5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Состояние, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется **химическим равновесием**.

Равенство $\bar{v} = \bar{v}$ является кинетическим условием химического равновесия. В состоянии химического равновесия концентрации всех веществ постоянны и называются **равновесными концентрациями**. Так для реакции:



$$\bar{v} = \bar{k} [A]^a \cdot [B]^b;$$

$$\bar{v} = \bar{k} [C]^c \cdot [D]^d,$$

[...] - **равновесные** концентрации веществ, моль/ дм³.

Так как в состоянии равновесия $\bar{v} = \bar{v}$, то можно записать

$$\bar{k} [A]^a \cdot [B]^b = \bar{k} [C]^c \cdot [D]^d.$$

Преобразуем это равенство:

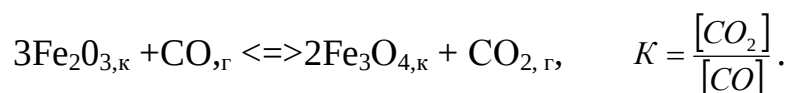
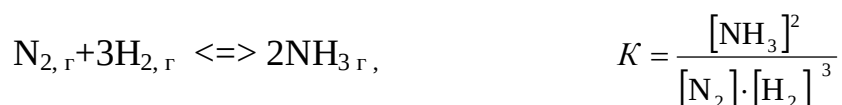
$$\bar{k} / \bar{k} = K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

***K* - константа химического равновесия.**

При заданной температуре константа равновесия химической реакции равна отношению констант скоростей прямого и обратного процессов. Константа химического равновесия K зависит от природы реагентов, температуры и не зависит от исходных концентраций веществ в системе. Константа химического равновесия равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях, соответствующих их стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций исходных веществ также в соответствующих степенях.

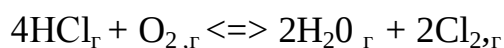
Константа равновесия определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесия. Чем больше эта величина, тем больше степень превращения реагентов в продукты.

Для гетерогенных систем в выражение константы равновесия входят только концентрации газообразных и растворенных веществ. Так, для реакций:



ПРИМЕР 6

При некоторой температуре в системе



равновесная концентрация хлора равна 0,5 моль/дм³. Рассчитать константу равновесия, если исходные концентрации хлористого водорода и кислорода соответственно равны 3 моль/дм³ и 2 моль/дм³.

РЕШЕНИЕ

Равновесные концентрации для исходных веществ означают количество вещества (моль/дм³), оставшегося после реакции, а для продуктов реакции - количество вещества (моль/дм³), образовавшегося в результате химической реакции, причем количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие и количество образовавшегося продукта реакции находятся между собой в пропорциональной зависимости согласно стехиометрическим коэффициентам реакции.

1. Найдем равновесную концентрацию воды. Из уравнения реакции следует, что:

при получении 2 моль Cl₂ образуется 2 моль H₂O,

при получении 0,5 моль Cl₂ образуется X моль H₂O.

Отсюда:

$$x = 0,5 \cdot 2 / 2 = 0,5 \text{ моль/дм}^3 \text{ H}_2\text{O};$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,5 \text{ моль/дм}^3.$$

2. Найдем число моль кислорода, вступившего в химическое взаимодействие:

из 1 моль O_2 образуется 2 моль Cl_2 ;

из X моль O_2 образуется 0,5 моль O_2

Отсюда

$$x = 1 \cdot 0,5 / 2 = 0,25 \text{ моль/дм}^3 O_2$$

3. Найдем количество моль хлористого водорода, вступившего в реакцию:

из 4 моль HCl образуется 2 моль Cl_2 ;

из X моль HCl образуется 0,5 моль Cl_2 .

Отсюда

$$X = 4 \cdot 0,5 / 2 = 1 \text{ моль/дм}^3 HCl$$

4. Определим равновесные концентрации хлористого водорода и кислорода:

$$[HCl] = 3 - 1 = 2 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[O_2] = 2 - 0,25 = 1,75 \text{ моль/дм}^3$$

.

5. Определим константу равновесия реакции

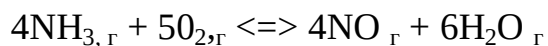
$$K = \frac{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{0,5^2 \cdot 0,5^2}{2^4 \cdot 1,75} = 2,2 \cdot 10^{-3}$$

Оформим решение в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм ³	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм ³	Равновесная концентрация, моль/дм ³
HCl	3	1	2
O_2	2	0,25	1,75
H_2O	-	-	0,5
Cl_2	-	-	0,5

ПРИМЕР 7

При некоторой температуре в системе



равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/дм³):

$$[\text{NH}_3] = 3; [\text{O}_2] = 2; [\text{NO}] = 0,8; [\text{H}_2\text{O}] = 1,2.$$

Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации аммиака и кислорода.

РЕШЕНИЕ

1. Определим константу равновесия этой реакции

$$K = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5} = \frac{0,8^4 \cdot 1,2^6}{3^4 \cdot 2^5} = 4,7 \cdot 10^{-4}.$$

Количество прореагировавшего аммиака и кислорода находим на основании уравнения реакции.

2. Найдем, сколько молей аммиака вступило в реакцию:

на образование 4 моль NO расходуется 4 моль NH₃

на образование 0,8 моль NO расходуется X моль NH₃.

Отсюда

$$x = 0,8 \cdot 4 / 4 = 0,8 \text{ моль/дм}^3 \text{ NH}_3$$

3. Найдем исходную концентрацию аммиака

$$0,8 + 3 = 3,8 \text{ моль/дм}^3;$$

$$C^{\text{нач}}(\text{NH}_3) = 3,8 \text{ моль/дм}^3$$

4. Найдем, сколько моль кислорода вступило в реакцию:

на образование 6 моль H₂O расходуется 5 моль O₂

на образование 1,2 моль H₂O расходуется X моль O₂

Отсюда

$$X = 1,2 \cdot 5 / 6 = 1 \text{ моль/дм}^3$$

5. Найдем исходную концентрацию кислорода

$$1 + 2 = 3 \text{ моль/дм}^3;$$

$$C^{\text{нач}}(\text{O}_2) = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

Оформим решение в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм ³	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм ³	Текущая концентрация, моль/дм ³
NH ₃	3,8	0,8	3
O ₂	3	1	2
N ₂	-	-	0,8
H ₂ O	-	-	1,2

Ответ: $K = 4,7 \cdot 10^{-4}$; $C^{\text{нач}}(\text{NH}_3) = 3,8 \text{ моль/дм}^3$; $C^{\text{нач}}(\text{O}_2) = 3 \text{ моль/дм}^3$.

Состояние химического равновесия сохраняется при данных неизменных условиях любое время. При изменении условий равновесие нарушается и смещается в правую или левую сторону. Химическое равновесие называют подвижным. Оно смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по-разному влияет на скорости прямой и обратной реакций, тем самым нарушая равенство скоростей.

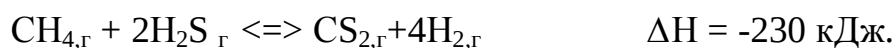
Направление смещения равновесия в общем случае определяется **принципом Ле-Шателье**: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия*. Влияние изменения условий на положение химического равновесия представлено в табл. 2.1:

Влияние изменения условий на положение химического равновесия

Условие	Изменение условия	Направление смещения равновесия
Температура	Повышается	В сторону эндо- термической реакции ($\Delta H_r > 0$).
	Понижается	В сторону экзо- термической реакции ($\Delta H_r < 0$)
Давление	Повышается	В сторону образования меньшего числа молей газообразных вещества.
	Понижается	В сторону образования большего числа молей газообразных веществ
Концентрация	Повышается	В сторону реакции, по которой вводимое вещество расходуется.
	Понижается	В сторону реакции, по которой образуется вещество, концентрация которого уменьшается

ПРИМЕР 8

Экзотермическая реакция протекает по уравнению



Как надо изменить:

а) температуру;

б) давление;

в) концентрацию,

чтобы увеличить выход водорода?

РЕШЕНИЕ

а) Так как реакция образования водорода экзотермическая ($\Delta H < 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно понизить температуру.

б) Так как в данной системе протекание реакции ведет к увеличению числа молей газообразных веществ (из трех газообразных молекул образуется пять газообразных молекул), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно уменьшить давление.

в) Смещение равновесия в прямом направлении можно достигнуть как увеличением концентраций CH_4 и H_2S , так и уменьшением концентраций CS_2 и H_2 .

Контрольные задания (91-110)

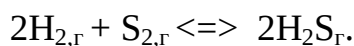
91. Для реакции $\text{FeO}_{\text{г}} + \text{CO}_{\text{г}} \rightleftharpoons \text{Fe}_{\text{к}} + \text{CO}_{2\text{г}}$

константа равновесия при 1000°C равна 0,5. Начальные концентрации CO и CO_2 соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/дм³. Найдите их равновесные концентрации.

92. При 508°C константа скорости реакции $\text{H}_{2,\text{г}} + \text{I}_{2,\text{г}} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{\text{г}}$

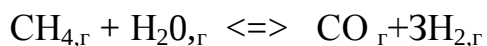
равна 0,16 л/(моль мин). Исходные концентрации H_2 и I_2 были соответственно равны 0,04 и 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость и скорость в тот момент, когда концентрация H_2 станет равной 0,03 моль/л.

93. В реактор объемом 8 л введена смесь 3,5 моль H_2 и 1,2 моль S_2 . К моменту равновесия образовалось 0,7 моль H_2S . Определите константу равновесия реакции



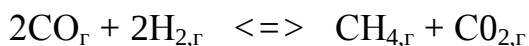
94. Вычислите энергию активации реакции, для которой повышение температуры от 20 до 30°C приводит точно к трехкратному возрастанию скорости?

95. При некоторой температуре в системе



равновесная концентрация оксида углерода равна 0,8 моль/дм³. Рассчитать константу равновесия, если исходные концентрации метана и воды соответственно равны 2,5 и 3 моль/дм³. Ответ: $K = 2,95$.

96. При некоторой температуре в системе



равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/дм³): [CO] = 1,2; [H₂] = 3,6; [CH₄] = 1,5; [CO₂] = 1,5. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации водорода и оксида углерода.

Ответ: K = 0,1; C(CO) = 4,2 моль/дм³; C(H₂) = 6,6 моль/дм³.

97. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы:



Каким образом можно сместить равновесие в сторону прямой реакции?

98. Константы скорости реакции омыления пропилового эфира уксусной кислоты щелочью при температуре 283 К и 263 К соответственно равны 2,15 и 4,23. Найдите энергию активации этой реакции.

Ответ: 46,7 кДж/моль.

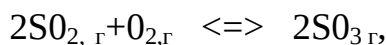
99. Константы скорости реакции первого порядка при температуре 283 К и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и 0,38. Найти температурный коэффициент скорости этой реакции и константу скорости реакции при температуре 303 К.

Ответ: 2,22.

100. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции $\text{CO}_{2,\text{г}} + \text{C}_{\text{к}} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{\text{г}}$ к моменту, когда концентрация CO₂ станет равной 1,5 моль/дм³, если исходные концентрации участвующих в реакции веществ были: C(CO₂) = 3 моль/дм³; C(CO) = 1 моль/дм³?

Ответ: n = 2, уменьшилась; n = 16, увеличилась.

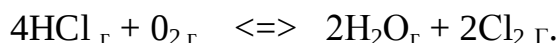
101. Вычислите константу равновесия химической реакции



протекающей в закрытом сосуде при постоянной температуре. Начальные концентрации веществ равны (моль/дм³): C(SO₂) = 0,08; C(O₂) = 0,06. К моменту наступления равновесия в системе остается 20% первоначального количества SO₂.

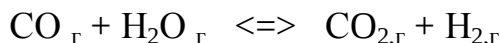
Ответ: $5,7 \cdot 10^2$.

102. Реакция выражается уравнением



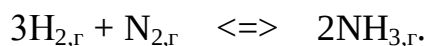
Через некоторое время после начала реакции, концентрации участвующих в ней веществ, стали (моль/дм³): $C(\text{HCl}) = 0,85$; $C(\text{O}_2) = 0,44$; $C(\text{Cl}_2) = 0,3$. Какими были концентрации HCl и O_2 в начале реакции? Ответ: 1,45; 0,59 моль/дм³

103. Вычислите константу равновесия реакции



если начальные концентрации веществ (моль/дм³): $C(\text{CO}) = 0,01$; $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,02$; $C(\text{H}_2) = 0,01$; $C(\text{CO}_2) = 0,01$; концентрация CO в состоянии равновесия равна 0,007 моль/дм³. Ответ: 1,42.

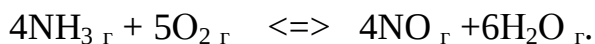
104. Исходная смесь состоит из 0,3 моль/дм³ H_2 и 0,2 моль/дм³ N_2 . Равновесие наступит, когда прореагирует 0,24 моль/дм³ H_2 . Вычислите константу равновесия химической реакции



Ответ: 987,6.

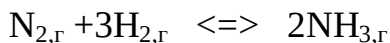
105. При температуре 120°C некоторая реакция заканчивается за 10 мин. Рассчитайте, через сколько минут закончилась бы эта реакция при 80°C, если температурный коэффициент равен 2,5? Ответ: 390,6 мин.

106. Реакция идет по уравнению



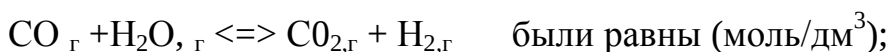
Как изменится скорость прямой и обратной реакции, если увеличить давление в 2 раза?

107. В какую сторону сместиться равновесие экзотермической реакции



- при повышении температуры;
- при понижении давления в системе;
- при уменьшении концентрации аммиака? Ответ поясните.

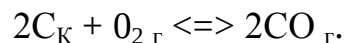
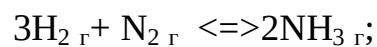
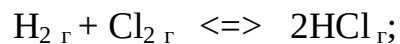
108. Начальные концентрации веществ в реакции



$C(\text{CO}) = 0,05$; $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,06$; $C(\text{CO}_2) = 0,4$; $C(\text{H}_2) = 2$.

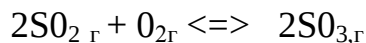
Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % H_2O .

109. На основании принципа Ле-Шателье определите, будет ли повышение общего давления способствовать образованию продуктов реакции



Напишите выражения констант равновесия для вышеуказанных реакций.

110. Равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/дм³):
[SO₂] = 0,1; [O₂] = 0,05; [SO₃] = 0,9.

Рассчитайте, как изменится скорость прямой и обратной реакции, если уменьшить объем, занимаемый газами, в два раза? Сместится ли при этом равновесие? Ответ дайте на основании расчета.

2.6. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА – это количественная характеристика раствора, определяющая относительное содержание в нем растворенного вещества и растворителя.

Существуют различные способы выражения концентрации раствора:

- 1) массовая доля растворенного вещества;
- 2) молярная концентрация (молярность);
- 3) молярная концентрация эквивалента (нормальность);
- 4) моляльная концентрация (моляльность);
- 5) титр;
- 6) мольная доля растворенного вещества.

ПРИМЕР 1

Вычислите все известные концентрации для раствора карбоната калия, если известно, что 0,5 дм³ раствора содержат 54,5 г K₂CO₃. Плотность раствора 1,09 г/см³

РЕШЕНИЕ

1. **МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА** показывает, какую часть массы всего раствора составляет масса растворенного вещества, Массовую долю находят как отношение массы растворенного вещества $m_{\text{в-ва}}$ к массе всего раствора $m_{\text{р-ра}}$ и выражают:

в долях единицы
$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

или

в процентах
$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, (\%)$$

Массовая доля в процентах $\omega\%$ показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

Чтобы вычислить массовую долю K_2CO_3 , необходимо знать массу K_2CO_3 и массу всего раствора. По условию $m(K_2CO_3) = 54,5$ г.

Массу раствора можно найти, зная его плотность и объем:

$$m(p-pa) = \rho \cdot V(p-pa) = 1,09(\text{г/см}^3) \cdot 500(\text{см}^3) = 545 (\text{г});$$

$$V(p-pa) = 0,5 \text{ дм}^3 = 500 \text{ см}^3$$

Отсюда, массовая доля карбоната калия в растворе равна

$$\omega(K_2CO_3) = m(K_2CO_3)/m(p-pa) = 54,5/545 = 0,1 \text{ (или 10\%)}.$$

2. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА C_m показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 дм^3 раствора.

Молярную концентрацию (моль/ дм^3) находят по формуле

$$C_m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{p-pa}},$$

где $n(\text{в-ва})$ - количество растворенного вещества, моль;

$V(p-pa)$ - объем раствора, дм^3 .

Зная массу вещества в растворе и его молярную массу (M), можно найти количество вещества (в моль):

$$n(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/ M(\text{в - ва}).$$

$$M(K_2CO_3) = 2 \cdot 39 + 12 + 3 \cdot 16 = 138 \text{ (г/моль)};$$

$$n(K_2CO_3) = m(K_2CO_3)/ M(K_2CO_3) = 54,5(\text{г})/138(\text{г/моль})$$

$$n(K_2CO_3) = 0,395(\text{моль}).$$

Отсюда молярность раствора равна

$$C_m = n(K_2CO_3)/ V(p-pa) = 0,395(\text{моль})/ 0,5(\text{дм}^3) = 0,79(\text{моль/ дм}^3).$$

Или можно сказать, что мы имеем 0,79 М раствор карбоната калия.

3. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА $C_{\text{ЭК}}$ (или нормальная, или эквивалентная концентрация) показывает, сколько моль эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 дм^3 раствора. Молярную концентрацию эквивалента (моль/ дм^3) находят по формуле

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{n_{\text{ЭК в-ва}}}{V_{p-pa}}.$$

Число моль эквивалентов вещества можно найти, зная его массу в растворе и эквивалентную массу $M_{\text{эк}}$.

$$n_{\text{эк}}(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M_{\text{эк}}(\text{в-ва})$$

Эквивалент - это условная или реальная частица соответствующая в реакциях обмена одному атому водорода (H), а в окислительно-восстановительных реакциях - одному электрону. Один моль эквивалентов характеризуют массой

$$M_{\text{эк}}(\text{в-ва}) = f_{\text{эк}} \cdot M(\text{в-ва}),$$

где $M(\text{в-ва})$ - молярная масса вещества (г/моль),

$f_{\text{эк}}$ - фактор эквивалентности, показывающий, какую часть от реальной частицы (молекулы, атома, иона и т.д.) вещества, составляет эквивалент этого вещества. Для реакций обмена:

$$f_{\text{эк}} = \frac{1}{z_{\text{кт}} \cdot n_{\text{кт}}},$$

где $z_{\text{кт}}$ - заряд катиона (функциональной группы) в формуле вещества;

$n_{\text{кт}}$ - число катионов (функциональных групп) в формуле вещества.

Для K_2CO_3 заряд катиона +1, а число их равно 2, следовательно, фактор эквивалентности равен $f_{\text{эк}}(K_2CO_3) = 1/2$.

Молярная масса эквивалента $M_{\text{эк}}(K_2CO_3) = 1/2 M(K_2CO_3) = 138/2 = 69$ (г/моль эк),
число моль эквивалентов $n_{\text{эк}}(K_2CO_3) = m(K_2CO_3) / M_{\text{эк}}(K_2CO_3) = 54,5(\text{г}) / 69(\text{г/моль-эк}) = 0,79(\text{моль})$.

Молярная концентрация эквивалента для раствора карбоната калия равна:

$$C_{\text{эк}} = n_{\text{эк}}(K_2CO_3) / V(\text{р-ра}) = 0,79(\text{моль/дм}^3) / 0,5(\text{моль/дм}^3) = 1,58 \quad (\text{моль/дм}^3).$$

Или можно сказать, что мы имеем 1,58 Н раствор карбоната калия.

Молярная концентрация эквивалента во столько раз больше молярной, во сколько раз $M_{\text{эк}}(\text{в-ва})$ меньше $M(\text{в-ва})$:

$$C_{\text{м}} = f_{\text{эк}} \cdot C_{\text{эк}}.$$

4. МОЛЯЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ $C_{\text{м}}$ показывает, сколько моль растворенного вещества приходится на 1 кг растворителя. Моляльность находят по формуле

$$C_m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ля}}}, \text{ (моль/кг)}.$$

Массу растворителя $m(\text{р-ля})$ можно найти как разность между массой всего раствора и массой растворенного вещества:

$$m(\text{р-ля}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 545 - 54,5 = 490,5(\text{г}) = 0,491 \text{ (кг)};$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,395 \text{ (моль)};$$

Отсюда моляльная концентрация раствора равна:

$$C_m = n(\text{K}_2\text{CO}_3)/m(\text{H}_2\text{O}) = 0,395(\text{моль})/0,491(\text{кг}) = 0,804(\text{моль/кг}_{\text{H}_2\text{O}}).$$

5. ТИТР T раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 см^3 раствора. Титр можно вычислить по формуле

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

Для раствора карбоната калия титр равен

$$T = m(\text{K}_2\text{CO}_3) / V(\text{р-ра}) = 54,5/500 = 0,109 \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

6. МОЛЬНУЮ ДОЛЮ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА N находят как отношение числа моль растворенного вещества к общему числу моль всех веществ в растворе:

$$N = \frac{n_{\text{в-ва}}}{n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ля}}}.$$

Для раствора K_2CO_3 : $n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,395 \text{ (моль)}$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 490,5(\text{г})/18(\text{г/моль}) = 27,25(\text{моль})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \cdot 16 = 18(\text{г/моль})$$

Мольная доля карбоната калия в растворе равна

$$N(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,395/(0,395 + 27,25) = 0,014$$

ПРИМЕР 2

Сколько см^3 96%-ного (по массе) раствора серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 дм^3 0,25 М раствора?

РЕШЕНИЕ

1. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 2 дм^3 0,25 М раствора ($C_m = 0,25 \text{ моль/дм}^3$)

$$C_m = n/V = m(\text{в-ва})/M(\text{в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})$$

Отсюда

$$m(\text{в-ва}) = C_m \cdot V(\text{р - ра}) \cdot M.$$

$$m(\text{в-ва}) = 0,25 \text{ (моль/дм}^3\text{)} \cdot 2 \text{ (дм}^3\text{)} \cdot 98 \text{ (г/моль)} = 49 \text{ (г)}.$$

2. Найдем массу 96%-ного раствора H_2SO_4 , содержащего столько же серной кислоты:

$$\omega = m(\text{в-ва}) \cdot 100\% / m(\text{р-ра})$$

Отсюда

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) \cdot 100\% / \omega$$

$$m(96\text{-ного р-ра}) = 49 / 0,96 = 51 \text{ (г)}$$

Или по пропорции

$$49 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad - \quad 96\%$$

$$m(\text{р-ра}) \quad - \quad 100\%$$

$$m(\text{р-ра}) = 49 \cdot 100 / 96 = 51 \text{ (г)}.$$

3. Найдем объем 96%-ного раствора серной кислоты массой 51 г.

$$V(\text{р - ра}) = m(\text{р-ра}) / \rho = 51,0 \text{ (г)} / 1,84 \text{ (г/ см}^3\text{)} = 27,7 \text{ (см}^3\text{)}$$

Итак, для приготовления 2 см³ 0,25 М раствора серной кислоты потребуется 28 см³ раствора с массовой долей H_2SO_4 96%.

ПРИМЕР 3

Пересчет концентраций.

Плотность 0,06 М раствора сульфата алюминия равна 1,019 г/см³.

Вычислите: ω , $C_{\text{эк}}$, C_m , T , N .

РЕШЕНИЕ

Молярная концентрация раствора - 0,06 моль/ дм³. Следовательно, в 1 дм³ раствора содержится 0,06 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Найдем все необходимые для расчета концентраций характеристики раствора, растворенного вещества и растворителя (для 1 дм³ раствора).

Для раствора:

$$m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V = 1,019 \text{ (г/ см}^3\text{)} \cdot 1000 \text{ (см}^3\text{)} = 1019 \text{ (г)}.$$

Для растворенного вещества:

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342 \text{ (г/моль)};$$

$$f_{\text{эк}} = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M/6 = 57 (\text{г/моль эк});$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,06 (\text{моль});$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n \cdot M = 0,06 \cdot 342 = 20,52 (\text{г})$$

$$(\text{или } n_{\text{эк}} = m/M_{\text{эк}} = 20,52/57) = 0,36 (\text{моль-эк})$$

Для растворителя

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}) = 1019 - 20,52 = 998,48 (\text{г}) = 0,998 (\text{кг});$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 998,48/18 = 55,47 (\text{моль}).$$

Подставим найденные характеристики в формулы для вычисления концентраций:

$$\omega(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / m(\text{р-ра}) = 20,52/1019 = 0,02 = 2\%;$$

$$C_{\text{эк}} = n_{\text{эк}}/V(\text{р-ра}) = 0,36 (\text{моль}) / 1 (\text{дм}^3) = 0,36 \text{ моль эк/дм}^3$$

$$C_m = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / m(\text{H}_2\text{O}) = 0,06 (\text{моль}) / 0,998 (\text{кг}) = 0,06;$$

$$T = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / V(\text{р-ра}) (\text{см}^3) = 20,52 (\text{г}) / 100 (\text{см}^3) = 0,205;$$

$$N(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{в-ва}) / (n(\text{в-ва}) + n(\text{H}_2\text{O})) = 0,06 / (0,06 + 55,47) = 0,001.$$

Контрольные задания (111-130)

111. Плотность 5 %-го раствора карбоната калия равна 1,04 г/см³. Вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации этого раствора.

112. Сколько см³ 30 %-го раствора (по массе) фосфорной кислоты плотностью 1,3 г/см³ потребуется для приготовления 100 см³ 0,6 н раствора?

113. Какую массу столового уксуса с массовой долей уксусной кислоты 9% можно приготовить из 90 г раствора с массовой долей уксусной кислоты 80%? Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора, если его плотность принять равной 1 г/см³.

114. В 400 см³ воды растворили 20 г нитрата кальция. Получился раствор плотностью 1,06 г/см³. Вычислите массовую долю, моляльную, нормальную концентрации и титр раствора.

115. Какой объем 50 %-го раствора КОН плотностью $1,54\text{ г/см}^3$ требуется для приготовления 3 дм^3 0,1 н раствора?

116. В 200 см^3 раствора содержится 8 г фосфата калия. Плотность полученного раствора $1,04\text{ г/см}^3$. Вычислите молярную, нормальную концентрации и мольную долю фосфата калия.

117. Титр раствора карбоната натрия равен $0,053\text{ г/см}^3$. Вычислите массовую долю, молярную и моляльную концентрации раствора, если плотность раствора равна $1,06\text{ г/см}^3$.

118. Вычислите нормальную, моляльную концентрации и титр 1,5 М раствора уксусной кислоты, если плотность раствора $1,05\text{ г/см}^3$

119. К 500 см^3 10 %-го раствора гидроксида калия плотностью $1,09\text{ г/см}^3$ прибавили 1 дм^3 5 %-го раствора плотностью $1,05\text{ г/см}^3$. Объем смеси довели до 2 дм^3 . Вычислите молярную концентрацию и титр полученного раствора.

120. Вычислите массовую долю, молярную, нормальную концентрации и титр раствора фосфорной кислоты, полученного при растворении 36 г кислоты в 560 см^3 воды, если плотность его $1,03\text{ г/см}^3$.

121. Имеется 0,1 М раствор нитрата меди (II) плотностью $1,04\text{ г/см}^3$. Вычислите массовую и мольную доли, моляльную и нормальную концентрации раствора.

122. Какой объем 63 %-го раствора плотностью $1,5\text{ г/см}^3$ требуется для приготовления 500 см^3 0,2 Н раствора азотной кислоты?

123. Вычислите моляльную, нормальную и молярную концентрации 20 %-го раствора (по массе) сульфата меди (II), если плотность раствора равна $1,07\text{ г/см}^3$.

124. Имеется 0,6 н раствор нитрата алюминия плотностью $1,05\text{ г/см}^3$. Вычислите массовую долю, мольную долю, молярную и моляльную концентрации.

125. В 300 см^3 раствора содержится 8 г сульфата калия, плотность раствора $1,04\text{ г/см}^3$. Вычислите нормальную, молярную концентрации и мольную долю сульфата калия.

126. Вычислите молярную и моляльную концентрации 20 %-го раствора (по массе) азотной кислоты плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$. Какова масса кислоты, содержащейся в 3 дм^3 этого раствора?

127. Титр раствора сульфата железа (III) равен $0,1 \text{ г/ см}^3$. Вычислите массовую долю, мольную долю, нормальную и моляльную концентрации, если плотность раствора $1,08 \text{ г/см}^3$.

128. К 1 дм^3 30 %-го раствора гидроксида натрия плотностью $1,32 \text{ г/ см}^3$ прибавили 2 дм^3 воды. Получился раствор плотностью $1,05 \text{ г/ см}^3$. Вычислите массовую долю, молярную и моляльную концентрации полученного раствора.

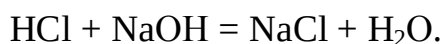
129. Какой объем 96 %-го раствора (по массе) серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 дм^3 0,5 М раствора?

130. В 100 см^3 воды растворено 4 г фосфата натрия. Получился раствор плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$. Вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации полученного раствора.

2.7. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

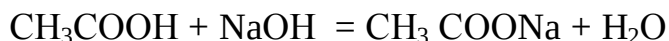
Необходимым условием протекания обменных реакций в растворах электролитов является удаление из раствора тех или иных ионов вследствие образования малодиссоциирующих соединений (слабые электролиты и комплексные ионы) или малорастворимых веществ (осадки и газы).

Практически необратимой, например, является реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием:



Реакции, в которых слабые электролиты или малорастворимые вещества входят в состав как продуктов, так и исходных веществ, протекают, как правило, не до конца. Равновесие обратимого процесса в этих случаях смещается в сторону образования наименее диссоциированных или наименее растворимых соединений.

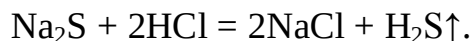
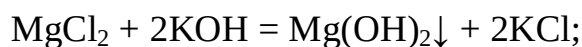
Например, для обратимой реакции



равновесие смещено вправо.

2.7.1. Составление ионно-молекулярных уравнений

В уравнениях реакций малорастворимые вещества, выпадающие в осадок, отмечаются стрелкой, направленной вниз ($\downarrow$); газообразные вещества - стрелкой, направленной вверх ($\uparrow$). Например:



Чтобы составить ионно-молекулярное уравнение, нужно

1) составить молекулярное уравнение реакции;

2) переписать это уравнение с учетом электролитической диссоциации электролитов, т.е. сильные электролиты записать в виде ионов, все остальные вещества оставить в виде молекул. Полученное уравнение называют полным ионно-молекулярным.

К сильным электролитам относятся:

кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HMnO₄, HClO₄;

основания (щелочи): NaOH, KOH, LiOH, RbOH, CsOH,

Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂;

соли: все растворимые в воде (см. приложение, табл.9).

3) исключить из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы;

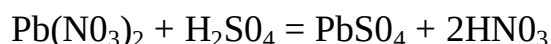
4) записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение в окончательном виде.

ПРИМЕР

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции взаимодействия в растворе между Pb(NO₃)₂ и H₂SO₄.

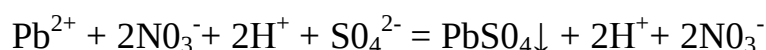
РЕШЕНИЕ

Составляем уравнение реакции взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде

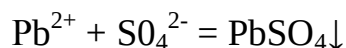


По таблицам (см. приложение, табл.9; табл.5) устанавливаем, что Pb(NO₃)₂ - растворимая в воде соль, а PbSO₄ - осадок. H₂SO₄ и HCl относятся к сильным кислотам.

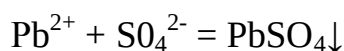
Составляем полное ионно-молекулярное уравнение, записав растворимую соль и сильные кислоты в виде ионов, а осадок PbSO₄ в виде молекулы:



Исключаем из обеих частей ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы



Записываем сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции



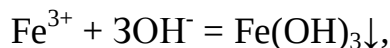
2.7.2. Составление молекулярных уравнений по ионно-молекулярным

Чтобы составить молекулярное уравнение по ионно-молекулярному, нужно определить, какой сильный электролит соответствует каждому иону.

В ионно-молекулярном уравнении ионы - это остатки сильных электролитов.

ПРИМЕР

Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются следующим ионно-молекулярным уравнением:



РЕШЕНИЕ

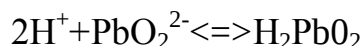
В левой части данного ионно-молекулярного уравнения указаны ионы, которые образуются при диссоциации сильных электролитов. Следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует подобрать сильные электролиты:

Fe^{3+} Растворимая соль	+	3 OH^- Сильное основание (щелочь)	=	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
FeCl_3	+	3NaOH	=	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	+	6KOH	=	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$

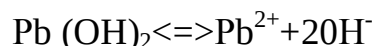
2.7.3. Амфотерные гидроксиды

Гидроксиды, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- , называются амфотерными. К амфотерным гидроксидам относятся: вода, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sb}(\text{OH})_3$ и др.

Например, диссоциацию гидроксида свинца можно выразить уравнением



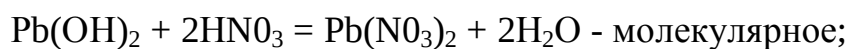
в щелочной среде



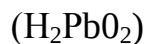
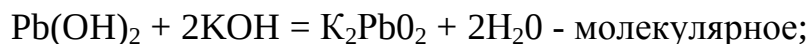
в кислой среде

Поэтому амфотерные гидроксиды при взаимодействии с кислотами проявляют основные свойства, а при взаимодействии со щелочами - кислотные свойства.

Амфотерные гидроксиды являются слабыми электролитами, поэтому в ионно-молекулярных уравнениях их записывают в молекулярной форме. Например, взаимодействие $\text{Pb}(\text{OH})_2$ с кислотой выражается уравнениями:

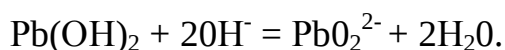


Взаимодействие $\text{Pb}(\text{OH})_2$ со щелочью выражается уравнениями:



Контрольные задания (131-150)

131. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

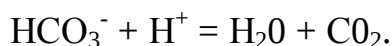
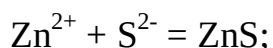
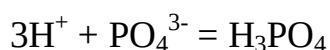


132. При добавлении к раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ по каплям раствора KOH образуется осадок, который в избытке щелочи растворяется. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

133. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) MgSO_4 и BaCl_2 ; б) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; в) NH_4OH и HCl ;

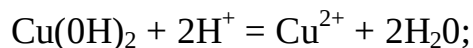
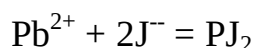
134. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



135. К раствору, содержащему AlCl_3 и MgCl_2 , прилит избыток щелочи KOH . Каков состав образующегося осадка? Ответ подтвердите составлением молекулярных и ионно-молекулярных уравнений.

136. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между; а) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и KOH ; в) Na_2SO_4 и HCl .

137. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



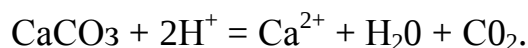
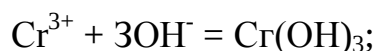
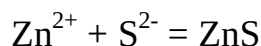
138. Какие из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , BaO могут взаимодействовать с избытком гидроксида натрия? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

139. Какие из веществ: BaCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HNO_3 могут взаимодействовать с серной кислотой? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций,

140. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и HCl ; б) BaCl_2 и Na_2CO_3 ; в) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и избытком $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

141. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



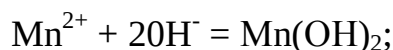
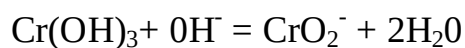
142. Какие из веществ: MnSO_4 , FeCl_3 , Na_2CO_3 могут взаимодействовать с сульфидом калия? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

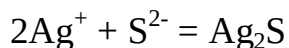
143. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) AlCl_3 и NH_4OH ; б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и H_2S ; в) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и избытком NaOH .

144. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_2S и HCl ; б) AgNO_3 и NaI ; в) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и избытком KOH .

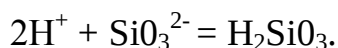
145. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями;





146. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а) AgNO_3 и H_2S ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH ; в) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ и избытком NaOH .

147. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



148. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ:

а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH

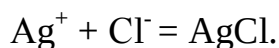
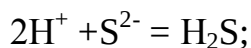
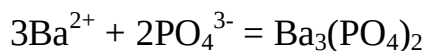
б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и NaOH

в) CH_3COOH и $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Ответ обоснуйте. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

149. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) H_2SO_4 и KOH ; б) FeS и HCl ; з) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и избытком NaOH .

150. Составьте по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



2.8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

2.8.1. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Молекулы воды в незначительной степени диссоциируют:



При диссоциации абсолютно чистой воды концентрации ионов H^+ и OH^- равны. Установлено, что при 298 К $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/дм³.

Произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ называется *ионным произведением воды* $K_{\text{H}_2\text{O}}$, которое численно равно 10^{-14} (при 298 К). При увеличении температуры $K_{\text{H}_2\text{O}}$ значительно возрастает.

Для более удобной записи характеристики среды введено понятие *водородного показателя* рН, который равен десятичному логарифму концентрации водородных ионов, взятому с обратным знаком:

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

Значения концентраций водородных ионов, гидроксид-ионов и рН в зависимости от реакции среды представлены в табл. 2.2:

Таблица 2.2

Значения концентраций водородных ионов, гидроксид-ионов и рН в зависимости от реакции среды (при 298 К)

Среда	$\text{C}(\text{H}^+)$, моль/дм ³	$\text{C}(\text{OH}^-)$, моль/дм ³	рН
Кислая	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$	<7
Нейтральная	10^{-7}	10^{-7}	7
Щелочная	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$	>7

2.8.2. Понятие о гидролизе. Типы гидролиза солей

Гидролиз соли - это процесс химического взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита и сопровождающийся изменением рН среды.

Тип гидролиза зависит от природы основания и кислоты, образующих соль.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

сильным основанием и слабой кислотой;

слабым основанием и сильной кислотой;

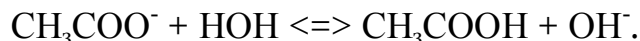
слабым основанием и слабой кислотой.

Гидролиз всегда идет по иону слабого электролита, образующего соль.

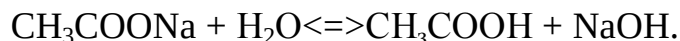
ГИДРОЛИЗ ПО АНИОНУ идет, если соль образована ***катионом сильного основания и анионом слабой кислоты.***

Например, соль CH_3COONa образована сильным основанием NaOH и одноосновной слабой кислотой CH_3COOH .

Гидролиз соли идет по аниону CH_3COO^- Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Ион H^+ воды связывается в слабый электролит CH_3COOH , ионы OH^- накапливаются в растворе, создавая щелочную среду ($\text{pH} > 7$). Молекулярное уравнение гидролиза соли:



Гидролиз солей слабых многоосновных кислот, например Na_2S_3 протекает по стадиям:

1 стадия: $\text{SO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$, - ионно-молекулярное уравнение
среда щелочная, $\text{pH} > 7$



2 стадия: $\text{HSO}_3^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$ - ионно-молекулярное уравнение,
 $\text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH}$ - молекулярное уравнение.

Гидролиз соли идет тем сильнее, чем меньше константа диссоциации образующегося при гидролизе слабого электролита (см.табл.5).

ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ идет, если соль образована ***катионом слабого основания и анионом сильной кислоты.***

Например, соль CuCl_2 образована слабым двухкислотным основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl . Гидролиз соли протекает по стадиям:

1 стадия: $\text{Cu}^{2+} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ - ионно-молекулярное уравнение,
 $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuOHCl} + \text{HCl}$ - молекулярное уравнение ;

2 стадия: $\text{CuOH}^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 + \text{H}^+$ - ионно-молекулярное уравнение,
 $\text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl}$ - молекулярное уравнение .

Ионы H^+ накапливаются в растворе, создавая кислую среду ($\text{pH} < 7$).

ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ И АНИОНУ идет, если соль образована **слабым основанием и слабой кислотой**.

Например, соль цианид аммония NH_4CN образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой HCN . Гидролиз идет по катиону NH_4^+ и по аниону CN^- :

$\text{NH}_4^+ + \text{CN}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ - ионно-молекулярное уравнение;

$\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ - молекулярное уравнение .

Среда в этом случае чаще всего близка к нейтральной, ее величина зависит от значений констант диссоциации образующихся при гидролизе слабых оснований и слабых кислот. Если константа диссоциации кислоты (K_k) больше константы диссоциации основания (K_o), то реакция раствора будет слабокислой ($\text{pH} < 7$), если $K_k < K_o$, то реакция раствора будет слабощелочной ($\text{pH} > 7$). В рассматриваемом примере $K(\text{NH}_4\text{OH}) > K(\text{HCN})$ (см.табл.5), поэтому $\text{pH} > 7$.

При смешивании растворов солей, например $\text{Al(NO}_3)_3$ и K_2S , каждая из взятых солей гидролизуются необратимо до конца с образованием слабого основания и слабой кислоты. Соль $\text{Al(NO}_3)_3$ гидролизуются по катиону:

$\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$,

Соль K_2S гидролизуются по аниону:

$\text{S}^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$

В этом случае идет взаимное усиление гидролиза каждой из солей, так как ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . Ионное равновесие каждой соли сдвигается вправо и идет до конца с образованием Al(OH)_3 и H_2S .

Ионно-молекулярное уравнение

$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}$,

Молекулярное уравнение

$2\text{Al(NO}_3)_3 + 3\text{K}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S} + 6\text{KNO}_3$.

Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты, гидролизу не подвергаются, Растворы таких солей практически

нейтральны ($\text{pH} = 7$), так как в них нет иона, который мог связать ионы H^+ и OH^- воды.

Контрольные задания (151-170)

151. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: K_2S и K_2Se . Почему?

152. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2S или Na_2SO_4 . Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

153. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей K_2CO_3 , MnSO_4 , K_2SO_4 . Какое значение pH (>7 , <7) имеют растворы этих солей?

154. При смешивании растворов Na_2CO_3 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза указанных солей.

155. К раствору CuSO_4 добавили следующие вещества: а) HCl , б) NaOH . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли и объясните, в каком случае происходит усиление гидролиза и почему.

156. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: CH_3COONa или NaNO_2 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

157. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: K_2SiO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7 , <7) имеют растворы этих солей?

158. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и CrCl_3 . Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

159. К раствору ZnCl_2 добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 , б) KOH . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли и объясните, в каком случае происходит усиление гидролиза и почему.

Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

160. К раствору $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ добавили следующие вещества: а) HCl , б) NaOH . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли и объясните, в каком случае происходит усиление гидролиза и почему.

161. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты,

162. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или NaHCO_3 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

163. Какие из солей подвергаются гидролизу: Na_2S , ZnSO_4 , KBr ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7 , <7) имеют растворы этих солей?

164. К раствору $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 , б) KOH . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли и объясните, в каком случае происходит усиление гидролиза и почему.

165. При смешивании растворов K_2CO_3 и $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза указанных солей.

166. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuSO_4 , KCl , Na_3PO_4 . Какое значение pH (>7 , <7) имеют растворы этих солей?

167. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: KCN или KF . Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

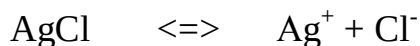
168. К раствору K_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl , б) $NaOH$. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли и объясните, в каком случае происходит усиление гидролиза и почему?

169. Какие из солей подвергаются гидролизу: $NiCl_2$, K_2SO_4 , $NaNO_3$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (>7 , <7) имеют растворы этих солей?

170. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов Na_2S и $AlCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

2.9. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

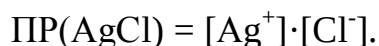
В насыщенном растворе малорастворимого электролита устанавливается гетерогенное равновесие между твердой фазой и ионами, образующимися при частичном растворении осадка, например



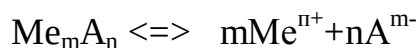
твердая ионы насыщенного
фаза раствора

Для оценки такого равновесного состояния вводится величина - **произведение растворимости**, обозначаемое ПР.

*В насыщенном растворе малорастворимого электролита, произведение молярных концентраций ионов, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам, есть величина постоянная при данной температуре и называется **произведением растворимости**.*



В общем виде для малорастворимого электролита Me_mA_n , диссоциирующего по схеме:



твердая ионы насыщенного
фаза раствора

Произведение растворимости определяется выражением:

$$\text{ПР}(\text{Me}_m\text{A}_n) = [\text{Me}^{n+}]^m \cdot [\text{A}^{m-}]^n,$$

где $[\text{Me}^{n+}]$ – равновесная молярная концентрация катиона в насыщенном растворе, моль/дм³;

$[\text{A}^{m-}]$ – равновесная молярная концентрация аниона в насыщенном растворе, моль/дм³;

m, n – стехиометрические коэффициенты.

Например, $\text{ПР}(\text{Fe}_2\text{S}_3) = [\text{Fe}^{3+}]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]^3$

2.9.1. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита

ПРИМЕР

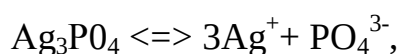
Растворимость Ag_3PO_4 в воде при 20°C равна $0,0065\text{г/дм}^3$. Вычислите произведение растворимости Ag_3PO_4 .

РЕШЕНИЕ

Молярная масса Ag_3PO_4 равна $418,58\text{ г/моль}$. Молярная растворимость Ag_3PO_4 равна

$$0,0065 / 418,58 = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/ дм}^3$$

В насыщенном растворе Ag_3PO_4 устанавливается равновесие



из которого следует, что концентрации ионов равны:

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/ дм}^3,$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,6 \cdot 10^{-5} \cdot 3 = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/ дм}^3.$$

Тогда

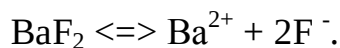
$$\text{ПР}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-18}.$$

2.9.2. Вычисление концентраций ионов и растворимости малорастворимого электролита в его насыщенном растворе

ПРИМЕР

Произведение растворимости BaF_2 при 18°C равно $1,7 \cdot 10^{-6}$. Рассчитайте концентрации ионов Ba^{2+} и F^- и молярную растворимость BaF_2 .

РЕШЕНИЕ



Обозначим молярную растворимость BaF_2 через X , тогда

концентрации ионов равны: $[\text{Ba}^{2+}] = X \text{ моль/ дм}^3$,

$$[\text{F}^-] = 2X \text{ моль/дм}^3.$$

Следовательно,

$$\text{ПР}(\text{BaF}_2) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = X \cdot (2X)^2 = 4X^3.$$

$$1,7 \cdot 10^{-6} = 4X^3.$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Концентрации ионов равны:

$$[\text{Ba}^{2+}] = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3,$$

$$[\text{F}^-] = 7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Молярная растворимость BaF_2 равна $7,5 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³.

Контрольные задания (171-190)

171. Произведение растворимости сульфата бария равно $1,1 \cdot 10^{-10}$. Рассчитайте, какой объем воды необходим для растворения 1 г BaSO_4 .

172. $\text{PP}(\text{CuS}) = 4 \cdot 10^{-38}$ при 18°C . Сколько дм³ воды требуется для растворения 0,1 г CuS ?

173. Вычислите $\text{PP}(\text{AgBr})$, если в 2 дм³ воды при 25°C может раствориться $2,2 \cdot 10^{-4}$ г AgBr .

174. $\text{PP}(\text{BiI}_3) = 8,1 \cdot 10^{-19}$ при 25°C . Рассчитайте молярную растворимость BiI_3 и концентрации ионов Bi^{3+} и I^- .

175. Вычислите $\text{PP}(\text{Cu}_2\text{S})$, если концентрация ионов Cu^+ равна $3,4 \cdot 10^{-16}$ моль/дм³ при 18°C .

176. Какой объем воды потребуется для растворения при комнатной температуре 10 г BaCO_3 , если $\text{PP}(\text{BaCO}_3) = 1,3 \cdot 10^{-10}$.

177. Вычислите $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$, если в 200 см³ его насыщенного раствора при 18°C содержится $2,4 \cdot 10^{-3}$ моль ионов SO_4^{2-} .

178. $\text{PP}(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 2,2 \cdot 10^{-14}$ при 20°C . Вычислите массу кадмия, содержащуюся в 5 дм³ его насыщенного раствора.

179. Молярная растворимость Hg_2Br_2 равна $2,8 \cdot 10^{-8}$ моль/дм³ при 18°C . Вычислите $\text{PP}(\text{Hg}_2\text{Br}_2)$.

180. $\text{PP}(\text{Bi}_2\text{S}_3) = 1,6 \cdot 10^{-72}$ при 18°C . Вычислите концентрации ионов Bi^{3+} и S^{2-} и растворимость Bi_2S_3 в моль/дм³, г/дм³.

181. Растворимость Hg_2I_2 при 20°C равна $2,2 \cdot 10^{-10}$ моль/дм³. Вычислите $\text{PP}(\text{Hg}_2\text{I}_2)$.

182. Рассчитайте молярную растворимость Sb_2S_3 и концентрации ионов Sb^{3+} и S^{2-} , если $\text{PP}(\text{Sb}_2\text{S}_3)$ при 18°C равно $3 \cdot 10^{-27}$.

183. $\text{PP}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ при 25°C равно $1 \cdot 10^{-25}$. Рассчитайте концентрации ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} в насыщенном растворе $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

184. В 3 дм³ насыщенного раствора AgNO_3 содержится в виде ионов 0,0176 г серебра при 25°C . Вычислить $\text{PP}(\text{AgNO}_3)$.

185. $\text{PP}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 2,3 \cdot 10^{-13}$ при 25°C . Рассчитайте концентрации ионов Mn^{2+} и OH^- и растворимость $\text{Mn}(\text{OH})_2$ в моль/дм³, в г/дм³.

186. В 500 см³ воды при 18°C растворяется 0,0165 г Ag_2CrO_4 . Вычислите $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$.

187. $\text{PP}(\text{CaF}_2) = 4 \cdot 10^{-11}$ при 25°C . В каком объеме насыщенного раствора содержится 0,05 г растворенной соли?

188. Растворимость PbBr_2 при 18°C равна $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. Вычислить $\text{PP}(\text{PbBr}_2)$.

189. Рассчитайте молярную растворимость Ag_2MoO_4 и концентрации ионов Ag^+ и MoO_4^{2-} , если при 25°C $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{MoO}_4) = 2,8 \cdot 10^{-12}$.

190. В 3 дм³ насыщенного при 25°C раствора PbSO_4 содержится 0,132 г соли. Вычислите $\text{PP}(\text{PbSO}_4)$.

3. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2

3.1. ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов в молекулах реагирующих веществ в результате перехода электронов от одних атомов к другим.

Под СТЕПЕНЬЮ ОКИСЛЕНИЯ понимают условный заряд атома в молекуле, исходя из предположения, что молекула состоит из атомов-ионов. Например, можно условно считать, что молекула серной кислоты H_2SO_4 состоит из двух атомов-ионов H^+ , одного S^{6+} и четырех O^{2-} , где H^+ - атом водорода, потерявший один электрон, S^{6+} - атом серы, отдавший шесть электронов, O^{2-} - атом кислорода, принявший два электрона.

Степень окисления атомов определяют, пользуясь следующими правилами:

1. Степень окисления атома любого элемента в простом соединении (например, H_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , S , Fe , C и т.д.) равна нулю.
2. Степень окисления водорода равна +1: H_2^{+1}O , H^{+1}Cl , CH_4^{+1} , NH_3^{+1} . В гидридах металлов степень окисления водорода равна -1: NaH^{-1} , CaH_2^{-1} .
3. Степень окисления фтора во всех сложных соединениях равна -1: HF^{-1} , CaF^{-1} .
4. Степень окисления кислорода равна -2. Исключение составляют пероксид водорода $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ (и его производные) и фторид кислорода 0^{+2}F_2 .
5. Сумма степеней окисления элементов в молекуле равна нулю.
6. Сумма степеней окисления элементов в ионе равна заряду этого иона.
7. Характерные степени окисления атомов элементов главных и побочных подгрупп периодической системы приведены в табл.3.1 и 3.2 .

Таблица 3.1

Характерные степени окисления элементов главных подгрупп

Степень окисления	Номер группы						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
(+)	+1	+2	+3	+4; +2	+5; +3	+6; +4	+7; +5; +3; +1
(-)	-	-	-	-4	-3	-2	-1

Таблица 3.2

Характерные степени окисления элементов побочных подгрупп

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Cu^{2+}	Zn^{2+}	+3	+4	+5	Cr^{6+}	Mn^{7+}	Fe^{3+}
Cu^{1+}	Cd^{2+}				Cr^{3+}	Mn^{6+}	Fe^{2+}
Ag^{+}	Hg^{2+}				Cr^{2+}	Mn^{4+}	Fe^{6+} (неуст.)
Au^{3+}	$(\text{Hg}_2)^{2+}$				(неуст.)	Mn^{2+}	Co^{2+} ; Co^{3+}
Au^{+}							Ni^{2+} ; Ni^{3+}

ПРИМЕР 1

Определите степени окисления: а) марганца в K_2MnO_4 ; б) хрома в $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$;

в) ванадия в VO_2^+ .

РЕШЕНИЕ

а) Степень окисления марганца в K_2MnO_4 можно определить, зная степени окисления калия и кислорода.

Элемент калий указан в главной подгруппе 1 группы периодической системы и имеет, следовательно, единственную степень окисления - +1 (табл. 1). Степень окисления атома кислорода равна -2. Обозначим степень окисления марганца за x . Сумма степеней окисления всех элементов в молекуле, равна нулю

$$2 \cdot (+1) + X(\text{Mn}) + 4 \cdot (-2) = 0,$$

$$X = +6.$$

Степень окисления атома марганца в K_2MnO_4 равна +6.

б) Обозначим степень окисления хрома за x . Сумма степеней окисления всех атомов в ионе $Cr_2O_7^{2-}$ равна заряду этого иона, т.е. -2

$$2X(Cr) + 7 \cdot (-2) = -2,$$
$$X = +6$$

Степень окисления атома хрома в ионе $Cr_2O_7^{2-}$ равна +6.

в) Для иона VO_2^+

$$2X(V) + 2 \cdot (-2) = +1,$$
$$X = +5.$$

Степень окисления атома ванадия в VO_2^+ равна +5.

В окислительно-восстановительных реакциях одновременно протекают два процесса: окисление и восстановление.

ОКИСЛЕНИЕ - это процесс отдачи электронов, в результате чего степень окисления восстановителя повышается.

ВОССТАНОВЛЕНИЕ - процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления окислителя.

Эти процессы выражаются ЭЛЕКТРОННЫМИ УРАВНЕНИЯМИ, показывающими, как изменилась степень окисления элементов и сколько электронов при этом отдал восстановитель или принял окислитель.

Чтобы расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, необходимо выполнить условие электронного баланса: число электронов, принятых окислителем, должно быть равно числу электронов, отданных восстановителем. Для этого к электронным уравнениям подбирают множители (их называют *основными коэффициентами уравнения*), уравнивающие число отданных и принятых электронов. Основные коэффициенты подставляют в уравнение перед формулами окислителя, восстановителя и их продуктов, учитывая внутримолекулярные индексы. Затем уравнивают число атомов других элементов в правой и левой частях уравнения, в последнюю очередь, по балансу атомов водорода определяют коэффициент перед формулой воды. Иногда формулы воды или среды (например H_2SO_4 , $NaOH$ и др.) необходимо поменять местами в

уравнении реакции или вообще исключить из уравнения. Для проверки правильности подобранных коэффициентов подсчитывают баланс атомов кислорода.

ПРИМЕР 2

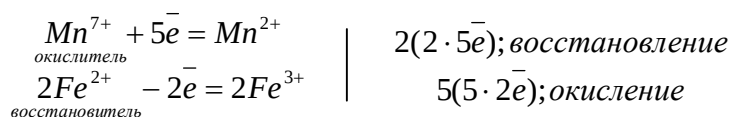
Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме



РЕШЕНИЕ

Элементами, атомы которых меняют степень окисления в этой реакции, являются марганец Mn и железо Fe. Степень окисления марганца понижается с +7 в KMnO_4 до +2 в MnSO_4 а железа - повышается с +2 в FeSO_4 до +3 - в $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Составим электронные уравнения окислительного и восстановительного процессов, определим окислитель и восстановитель, подберем основные коэффициенты уравнения. Для железа сразу учтем внутримолекулярный индекс 2 в $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



Перед формулами, содержащими Mn, справа и слева поставим коэффициент 2. Атомов железа в правой и левой частях уравнения в соответствии с электронным уравнением должно быть 10. Следовательно, коэффициент перед FeSO_4 - 10, а перед $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - 5. Расставим остальные коэффициенты уравнения



Число атомов кислорода слева и справа равно 80, уравнение составлено правильно.

О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления составляющих его атомов. Атом элемента в своей высшей степени окисления может ее только понизить, проявляя окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления - только повысить, выступая в роли восстановителя. Атом элемента,

имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

ПРИМЕР 3

Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 и KMnO_4 определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями, и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

РЕШЕНИЕ

Степень окисления азота в NH_3 - (-3) - низшая, в HNO_2 - +3 - промежуточная, в HNO_3 - +5 - высшая; серы в H_2S - (-2) - низшая, в H_2SO_3 - +4 - промежуточная, в H_2SO_4 - +6 - высшая; марганца в MnO_2 - +4 - промежуточная, в KMnO_4 - +7 - высшая.

Отсюда: NH_3 , H_2S - только восстановители; KMnO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 - только окислители; H_2SO_3 , HNO_2 , MnO_2 - окислители и восстановители.

Важнейшими окислителями в окислительно-восстановительных реакциях являются: F_2 , O_2 , O_3 , H_2O_2 , Cl_2 , HClO , HClO_3 , H_2SO_4 (конц), HNO_3 , "царская водка" (смесь концентрированных HNO_3 и HCl), NO_2 , KMnO_4 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3 , PbO_2 и другие.

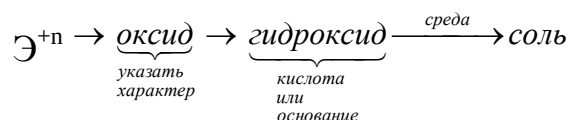
Слабые окислители: I_2 , бромная вода ($\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$), SO_2 , HNO_2 , Fe^{3+} и другие.

Сильные восстановительные свойства проявляют: щелочные и щелочно-земельные металлы, Mg , Al , H_2 (особенно в момент выделения), HI и иодиды, HBr и бромиды, H_2S и сульфиды, NH_3 , PH_3 , H_3PO_4 , C , CO , Fe^{2+} , Cr^{2+} и др.

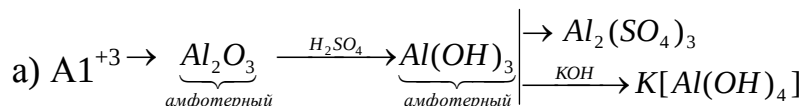
Слабые восстановители: малоактивные металлы (Pb , Cu , Ag , Hg), HCl и хлориды, SO_2 , HNO_2 и др.

Если в уравнении продукты реакции не даны, необходимо их вывести, пользуясь таблицами характерных степеней окисления (табл. 3.1 и 3.2) и знаниями свойств соединений конкретных химических элементов.

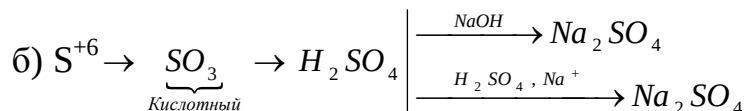
Если новая степень окисления элемента - положительна, то для вывода формулы продукта необходимо составить следующую цепочку формул соединений этого элемента



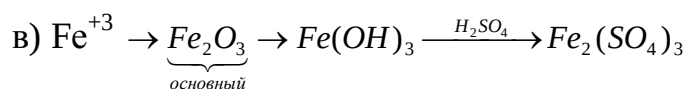
Например,



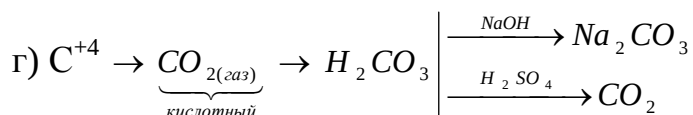
Для вывода продукта реакции важно взаимодействие оксида или гидроксида со средой. Так как гидроксид алюминия - амфотерный, то в кислой среде (например, H_2SO_4) продуктом будет сульфат алюминия, а в щелочной (KOH) - алюминат $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.



Формула среды может находиться только в одной части уравнения. Если выведенная формула продукта совпадает с формулой среды (H_2SO_4), то при наличии в растворе ионов K^+ или Na^+ продуктом будет соль серной кислоты, например Na_2SO_4 .

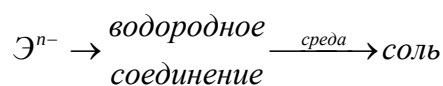


В щелочной среде продуктом будет гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

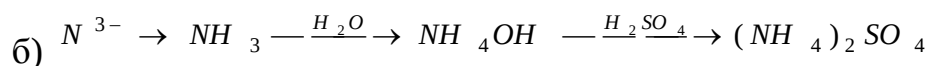
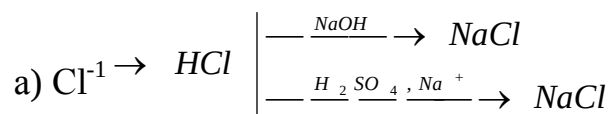


В кислой среде растворение CO_2 в воде затруднено, поэтому продуктом будет углекислый газ (CO_2).

Если новая степень окисления элемента отрицательна, то цепочка для вывода формулы продукта должна быть следующей

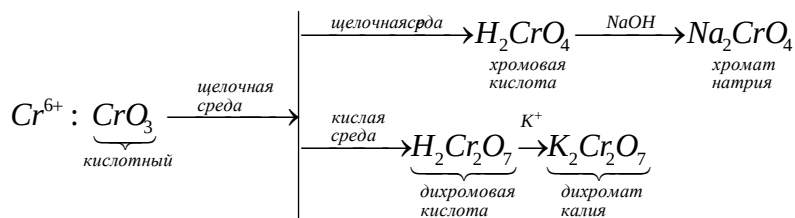


Например,



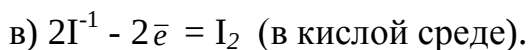
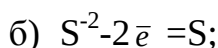
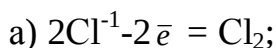
При выводе продуктов окислительно-восстановительных реакций необходимо учитывать особенности поведения конкретных химических элементов. Так, марганец меняет свою степень окисления по-разному, в зависимости от среды. Mn^{+7} понижает свою степень окисления: в кислой среде до +2, в нейтральной - до +4, в сильно щелочной - до +6. Mn^{+2} повышает степень окисления: в кислой среде - до +7, в нейтральной - до +4 и в щелочной - до +6.

При выводе продуктов соединений хрома (VI) следует помнить, что в щелочной среде устойчивы хроматы, а в кислой - дихроматы



Элементы с отрицательной степенью окисления обычно меняют ее в результате реакции на нулевую. Продуктом реакции в этом случае является простое вещество (Cl_2 , S, I_2 и др.).

Например



Исключением является иодид-ион I^{-1} в щелочной среде, так как I_2 в щелочной среде неустойчив:



Формулы остальных продуктов получают, объединяя оставшиеся ионы с ионами среды.

Рассмотренный выше способ вывода продуктов применим лишь для окислительно-восстановительных реакций в растворах; продукты реакций в газовой фазе и в расплавах находят, пользуясь справочной литературой.

ПРИМЕР 4

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции

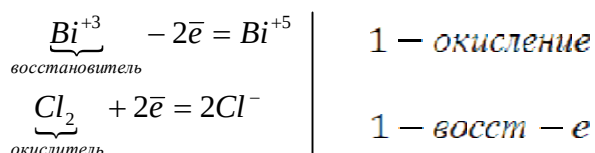


РЕШЕНИЕ

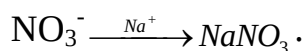
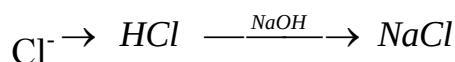
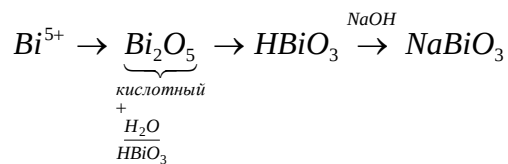
Элементами, меняющими степень окисления в этой реакции, являются висмут Bi и хлор Cl. Реакция протекает в щелочной среде (NaOH). Cl₂ - один из сильнейших окислителей, степень окисления Cl понижается от 0 до -1 (табл. 1).

Элемент висмут указан в пятой группе периодической таблицы в главной подгруппе: характерными степенями окисления являются +3 и +5. В этой реакции висмут выступает в роли восстановителя и повышает степень окисления от +3 до +5.

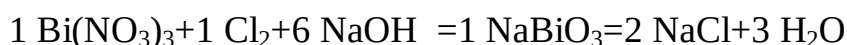
Составим электронные уравнения, подберем основные коэффициенты



Вывод продуктов



Запишем полное уравнение и подберем коэффициенты



Проверка: 15 "O" = 15 "O".

ПРИМЕР 5

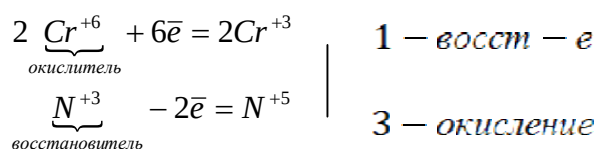
Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции



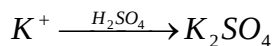
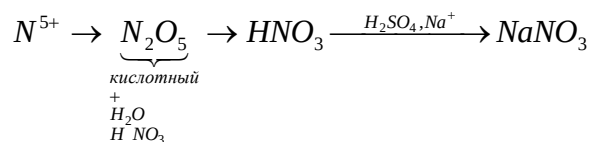
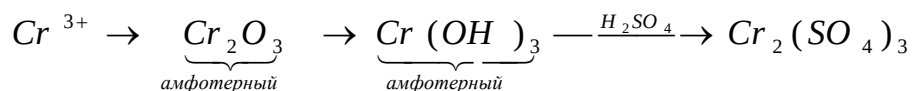
РЕШЕНИЕ

Степень окисления хрома в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равна +6 – максимальная. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ может проявлять только окислительные свойства. В результате реакции степень окисления хрома снижается до +3 (табл.2).

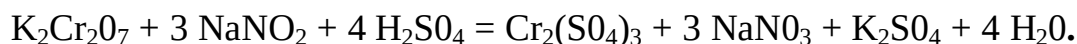
Азот в NaNO_2 имеет промежуточную степень окисления (+3) и может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. NaNO_2 в этой реакции выполняет функции восстановителя, повышая степень окисления азота до (+5)



Вывод продуктов



Запишем полное уравнение и подберем коэффициенты



Проверка: 29"0" = 29"0"

Контрольные задания (191-210)

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: укажите окислитель, восстановитель, напишите электронные уравнения процессов окисления и восстановления, выведите формулы продуктов реакции, подберите коэффициенты.

191. $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
192. $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow$
193. $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow$
194. $\text{MnO}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
195. $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
196. $\text{SnO}_2 + \text{HNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
197. $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
198. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
199. $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Al} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
200. $\text{CdS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + ..$; $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
201. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
202. $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
203. $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
204. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
205. $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
206. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
207. $\text{KMnO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
208. $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
209. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
210. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

3.2. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ И ЭЛЕКТРОДВИЖУЩИЕ СИЛЫ

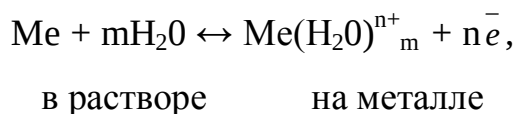
3.2.1. Гальванический элемент

(При решении задач этого раздела см. приложение, табл.6.)

Согласно современным представлениям в металле устанавливается равновесие между нейтральными атомами, катионами и электронами, которое можно представить в виде упрощенной схемы



Если металлическую пластинку опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются полярными молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате в системе устанавливается подвижное равновесие



где n - число электронов, принимающих участие в процессе.

На границе металл-жидкость возникает двойной электрический слой, характеризующийся определенным скачком потенциала, названный электродным потенциалом. Его величина зависит от многих факторов (природы металла, концентрации катионов металла, температуры и др.), но измерить абсолютное значение потенциала не удастся. На практике обычно определяют относительные электродные потенциалы при стандартных условиях ($P = 10^5 \text{ Па}$, $T = 298 \text{ К}$, $c = 1 \text{ моль/дм}^3$) - так называемые стандартные электродные потенциалы (φ°).

Стандартным электродным потенциалом металла называют его равновесный электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор с концентрацией катиона данного металла, равной 1 моль/дм^3 , измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 298 К условно принимается равным нулю ($\varphi^\circ = 0$; $\Delta G^\circ = 0$).

Располагая символы металлов в ряд по мере возрастания стандартных электродных потенциалов (φ°) металлов, получаем так называемый ряд напряжений (см. приложение, табл.6).

Местоположение символа того или иного металла в ряду напряжений характеризует восстановительную способность металла, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение φ° , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньшие окислительные способности проявляют его ионы, и наоборот.

Электродные потенциалы измеряют при помощи гальванических элементов.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ - УСТРОЙСТВО ДЛЯ ПРЕВРАЩЕНИЯ ЭНЕРГИИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ В ЭЛЕКТРИЧЕСКУЮ.

Действие большинства гальванических элементов основано на реакциях вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами. Для работы гальванического элемента является обязательным создание условий, при которых передача электронов от атомов одного металла к ионам другого осуществлялась бы не непосредственно, а через металлический проводник. Таким образом, гальванический элемент представляет собой систему как минимум из двух электродов, соединенных металлическим проводником. Если электроды изготовлены из различных металлов, то гальванический элемент называют биметаллическим. Более активный металл (с меньшим значением φ°) служит анодом. Анод при замыкании цепи окисляется и служит источником электронов, переходящих по цепи к менее активному металлу - катоду, на поверхности которого идет восстановление каких-либо других ионов, находящихся в катодном пространстве. Аноду в гальваническом элементе присваивают отрицательный заряд (источник электронов), катоду - положительный (потребление электронов для восстановления).

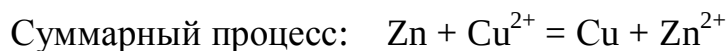
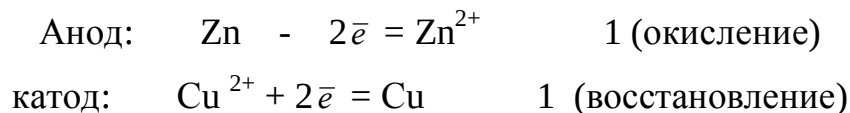
Условно схема гальванического элемента изображается следующим образом

(-) А | анодный раствор || катодный раствор | К (+).

Одна вертикальная черта означает изменение фазы, двойная - наличие пористой перегородки или солевого мостика между двумя растворами. Например, схема медно-цинкового гальванического элемента



При его работе цинковая пластина окисляется, ионы цинка переходят в анодное пространство, а электроны от цинка, подойдя к медной пластине, восстанавливают ионы меди



Энергия этой окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую.

Важнейшей характеристикой гальванического элемента является электродвижущая сила (ЭДС) - разность электродных потенциалов катода и анода при разомкнутой цепи. Для медно-цинкового гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = \varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

Если пластины, изготовленные из одного и того же металла, погружают в растворы одного и того же электролита, но с разной концентрацией в анодном и катодном пространствах, то гальванический элемент называют КОНЦЕНТРАЦИОННЫМ. Анодом в этом случае служит пластина, погруженная в раствор электролита с меньшей концентрацией (C_1), катодом - раствор с большей концентрацией (C_2), тогда

$$\text{ЭДС} = \varphi_{c2} - \varphi_{c1},$$

где φ_{c2} - величина потенциала катода;

φ_{c1} - величина потенциала анода.

Расчет φ проводят по уравнению Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/n \cdot \lg C,$$

где n - число электронов, затраченных на восстановление или полученных при окислении соответствующих ионов.

ПРИМЕР 1

Медный электрод в растворе его соли имеет потенциал 0,25В. Вычислите концентрацию ионов меди в растворе.

РЕШЕНИЕ

Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов выражается уравнением Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + (0,059/n) \lg C(\text{Cu}^{2+})$$

$$\lg C(\text{Cu}^{2+}) = -3$$

$$C(\text{Cu}^{2+}) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$$

Ответ: 0,001 моль/дм³

ПРИМЕР 2

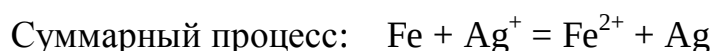
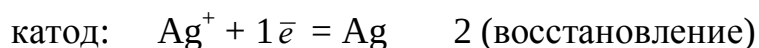
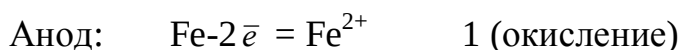
Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродом $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ при активной концентрации ионов $\text{Fe}^{2+} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$, и электродом $\text{Ag} | \text{Ag}^+$ при активной концентрации ионов $\text{Ag}^+ = 0,01 \text{ моль/дм}^3$.

РЕШЕНИЕ

Схема данного гальванического элемента



ОВ-пара $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ имеет меньший потенциал (-0,44 В), чем ОВ-пара $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$ (+0,80 В), поэтому железо выполняет роль анода, серебро - роль катода.



Чтобы определить ЭДС гальванического элемента, нужно рассчитать потенциалы электродов при данных концентрациях ионов

$$\varphi(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 + (0,059/2) \lg 0,1 = -0,44 - 0,029 = -0,469 \text{ В};$$

$$\varphi(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 + (0,059/1) \lg 0,1 = 0,80 - 0,118 = 0,682 \text{ В};$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}} = \varphi(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \varphi(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,682 - (-0,469) = 1,151 \text{ В.}$$

Ответ: 1,151 В.

Контрольные задания (211-230)

211. Какие значения pH имеет раствор кислоты в стандартном водородном электроде, потенциал которого принят за нуль? Как изменится электродный потенциал при pH = 1; 2; 3? **Ответ:** pH = 0.

212. Из четырех металлов Ag, Cu, Al, Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента, Приведите схемы устройства и работы элементов. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях.

213. Составьте схемы гальванических элементов, в одном из которых водород окисляется ионами Ag^+ , во втором алюминий - ионами Cu^{2+} . Составьте электронные уравнения процессов и рассчитайте их ЭДС при стандартных условиях. **Ответ:** 1) ЭДС = 0,8 В; 2) ЭДС = 2,04 В.

214. Будет ли олово вытеснять магний, ртуть, цинк и серебро из растворов их солей? Приведите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

215. Почему водородный электрод в паре с медным полуэлементом является анодом, а в паре с цинковым - катодом? Приведите схемы электродных процессов.

216. Рассчитать ЭДС железо-медного гальванического элемента, если железо погружено в 0,1 М раствор FeSO_4 , медь - в 0,015 М раствор CuCl_2 . Изменится ли ЭДС, если растворы разбавить в 10 раз? Привести схемы устройства и работы элемента. **Ответ:** ЭДС = 0,76 В.

217. Какие химические процессы протекают при зарядке и работе железо-никелевого щелочного аккумулятора?

218. Составьте схемы устройства и работы гальванического элемента, в котором протекает реакция: $3 \text{Mg} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = 3 \text{MgSO}_4 + 2 \text{Cr}$.

219. Составьте схемы устройства и работы двух гальванических элементов, в которых кобальт в одном случае - катод, в другом - анод.

220. При какой концентрации Sb^{3+} (моль/ дм^3) значение потенциала сурьмяного электрода станет равным стандартному потенциалу водородного электрода? **Ответ:** $C(\text{Sb}^{3+}) = 7,08 \cdot 10^{-11}$ моль/ дм^3 .

221. Определите отношение концентраций нитрата серебра в анодном и катодном пространствах, если ЭДС концентрационного гальванического элемента равна 0,059 В. Составьте схему устройства и работы элемента. **Ответ:** 1:10.

222. В два сосуда с голубым раствором сульфата меди (II) поместили: в первый - магниевую пластинку, а во второй - золотую. В каком случае изменился цвет раствора и почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.

223. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС кобальт-платинового гальванического элемента, в котором $C(\text{Co}^{2+}) = 0,5$ моль/ дм^3 ; $C(\text{Pt}^{2+}) = 2$ моль/ дм^3 . **Ответ:** ЭДС = 1,485 В.

224. Потенциал железного электрода в растворе FeSO_4 составил -0,5 В. Вычислите концентрацию ионов Fe^{2+} . **Ответ:** $C(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/ дм^3 .

225. Свинцовый электрод в растворе его соли имеет потенциал -0,15 В. Вычислите концентрацию ионов Pb^{2+} . **Ответ:** $C(\text{Pb}^{2+}) = 0,166$ моль/ дм^3 .

226. Рассчитайте ЭДС концентрационного гальванического элемента, образующегося при погружении кадмиевых электродов в растворы соли нитрата кадмия следующих концентраций: $C_1 = 0,1$ моль/ дм^3 , $C_2 = 2$ моль/ дм^3 . Приведите схему работы гальванического элемента и схемы анодного и катодного процессов. **Ответ:** ЭДС = 0,038 В.

227. Изменится ли (и каким образом) масса серебряной пластинки при взаимодействии с растворами: а) MgSO_4 ; б) PtCl_4 ; в) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Почему? Приведите электронные и молекулярные уравнения реакций.

228. При какой концентрации ионов Fe^{2+} (моль/ дм^3) потенциал железного электрода будет на 0,1 В меньше его стандартного потенциала? **Ответ:** $C(\text{Fe}^{2+}) = 4,1 \cdot 10^{-4}$ моль/ дм^3 .

229. Приведите электронные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при зарядке и работе кадмий-никелевого щелочного аккумулятора.

230. Приведите электронные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при зарядке и работе свинцового аккумулятора.

3.2.2. Электролиз. Закон Фарадея

Электролизом называют окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

Катионы вещества-электролита притягиваются к отрицательно заряженному катоду. На катоде идут процессы восстановления.

Анионы вещества-электролита притягиваются к положительно заряженному аноду. На аноде идут процессы окисления.

Электролиз может проходить при определенной разности потенциалов, превышающей так называемый потенциал разложения электролита (минимальная разность потенциалов, при которой начинается электролиз данного электролита).

Массы веществ, выделившихся на электродах, рассчитываются по формуле закона Фарадея

$$m = (M_{\text{эк}} \cdot I \cdot t) / F,$$

где m - масса вещества, г;

$M_{\text{эк}}$ - мольная масса эквивалента вещества, которую можно рассчитать по формуле $M_{\text{эк}} = M/n$, г/моль эквивалента (n - число электронов, участвующих в электродном процессе);

I - сила тока, А;

t - продолжительность электролиза, с;

F - число Фарадея, равное 96500 Кл/моль, т.е. количество электричества, необходимое для электрохимического превращения 1 моль эквивалента вещества.

При электролизе водных растворов веществ в окислительно-восстановительных электрохимических реакциях могут принимать участие не только ионы растворенного вещества, но и молекулы и ионы воды, так как на электродах из всех возможных процессов идет процесс с наименьшей затратой энергии. Так, на катоде

восстанавливаются частицы с более положительным (менее отрицательным) потенциалом, а на аноде окисляются, в первую очередь, анионы с наименьшим значением потенциала. Последовательность катодных реакций приведена в табл.7, анодных - в табл.8 (см. приложение).

При решении задач по данной теме следует иметь в виду, что процессы, схемы которых приведены в табл.8 (см. приложение), идут на инертных анодах, служащих лишь для переноса электронов (графит, уголь, платина).

При использовании активного анода, материал которого может окисляться в ходе электролиза, число конкурирующих окислительных процессов возрастает до трех: электрохимическое окисление анионов электролита, воды и материала анода. Из этих возможных процессов будет идти тот, который энергетически наиболее выгоден. Если металл анода расположен в ряду стандартных потенциалов раньше обеих других электрохимических систем, то будет наблюдаться анодное растворение металла анода.

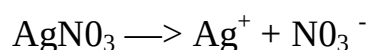
В условиях задач указано, из какого материала взят анод (инертный или активный).

ПРИМЕР 1

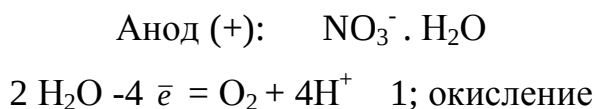
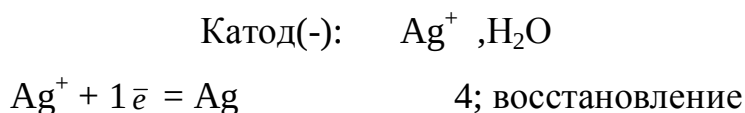
Напишите электронные уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора AgNO_3 . Определите массу серебра и объем газа, выделившихся на инертных электродах при прохождении тока силой 2 А в течение 10 мин.

РЕШЕНИЕ

В водном растворе AgNO_3 диссоциирует по схеме



При электролизе водного раствора данной соли на катоде будет происходить восстановление серебра (см. приложение, табл.7), а на аноде - окисление воды (см. приложение, табл.8)



Суммарный процесс: $\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$

Рассчитаем массу серебра по закону Фарадея

$$M_{\text{эк}}(\text{Ag}) = 107,87/1 = 107,87 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ag}) = 107,87 \cdot 2 \cdot 10 \cdot 60 / 96500 = 1,34 \text{ г.}$$

Для расчета объема кислорода массу и молярную массу эквивалента в законе Фарадея заменяем на объем $V_{\text{эк}}$ и молярный объем эквивалента при нормальных условиях (молярный объем эквивалента газа равен отношению молярного объема к числу отданных или принятых молекулой газа электронов)

ПРИМЕР 2

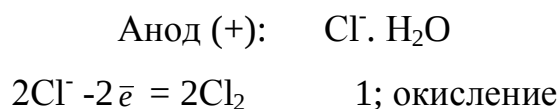
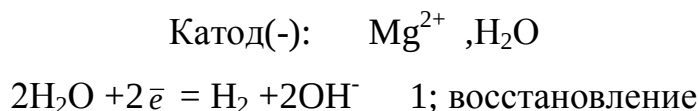
Составьте схему электролиза водного раствора MgCl_2 , вычислите объем выделившегося на аноде газа, если на катоде выделилось $4,48 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$ (н.у.)

РЕШЕНИЕ

В водном растворе MgCl_2 диссоциирует по схеме



При электролизе на катоде легче восстанавливается водород (см. приложение, табл.7), а на аноде - окисляется хлор (см. приложение, табл.8)



Суммарный процесс: $\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2$

На электродах выделяется одинаковое количество вещества эквивалента, т.е.
 $n_{\text{эк}}(\text{H}_2) = n_{\text{эк}}(\text{Cl}_2);$

$$n_{\text{эк}}(\text{H}_2) = V_0(\text{H}_2) / V_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 4,48 / 11,2 = 0,4 \text{ моль} = n_{\text{эк}}(\text{Cl}_2);$$

$$(V_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ дм}^3 / \text{моль}).$$

$$\text{Зная } (V_{\text{эк}}(\text{Cl}_2) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ дм}^3), \text{ рассчитаем объем хлора: } V_0(\text{Cl}_2) = n_{\text{эк}}(\text{Cl}_2) \cdot V_{\text{эк}}(\text{Cl}_2) = 0,4 \cdot 11,2 = 4,48 \text{ дм}^3.$$

ПРИМЕР 3

При электролизе раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ током силой 4 А в течение 1 ч на катоде выделилось 13,22 г свинца. Определите выход по току.

РЕШЕНИЕ

Выходом по току (ВТ) называют отношение массы реально выделенного на электроде вещества к теоретической, выражают его обычно в процентах

$$\text{ВТ} = m_{\text{(факт)}} \cdot 100 / m_{\text{(теор)}}$$

$$m_{\text{(теор)}}(\text{Pb}) = M_{\text{эк}}(\text{Pb}) \cdot I \cdot t / F$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Pb}) = 207,19 / 2 = 103,59 \text{ г/моль}.$$

$$m_{\text{(теор)}}(\text{Pb}) = 103,59 \cdot 4 \cdot 60 / 96500 = 15,45 \text{ г}.$$

$$\text{ВТ} = 13,22 \cdot 100 / 15,45 = 85,6\%$$

ПРИМЕР 4

Через раствор MnCl_2 пропущено 48250 Кл электричества. При этом на электродах выделилось 6 г марганца и 5,3 дм³ хлора (н.у.). Чему равен выход по току для каждого вещества? Приведите схему электродных процессов.

РЕШЕНИЕ

По закону Фарадея найдем, сколько марганца и хлора должно выделиться теоретически, и рассчитаем выход по току.

$$1) m(\text{Mn}) = M_{\text{эк}}(\text{Mn}) \cdot I \cdot t / F = (55 / 2 \cdot 48250) / 96500 = 13,75 \text{ г};$$

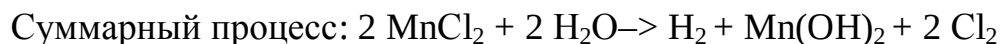
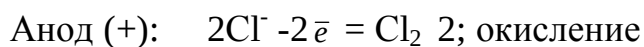
$$\text{ВТ}(\text{Mn}) = m_{\text{(экс)}} \cdot 100 / m_{\text{(теор)}} = 6 \cdot 100 / 13,75 = 43,6\%;$$

$$2) V_0(\text{Cl}_2) = V_{\text{эк}}(\text{Cl}_2) \cdot I \cdot t / F = (22,4 / 2 \cdot 48250) / 96500 = 5,6 \text{ дм}^3$$

$$\text{ВТ}(\text{Cl}_2) = V_{\text{эк}} \cdot 100 / V_{\text{теор}} = 5,3 \cdot 100 / 5,6 = 95\%$$

Низкий выход по току марганца объясняется тем, что совместно с марганцем на катоде восстанавливается вода (см. приложение, табл.7) и часть электричества расходуется на этот процесс.

Схема электролиза раствора MnCl_2



Контрольные задания (231-250)

231. Какие продукты и какой массы выделятся на электродах при полном разложении NaI массой 300 г, находящегося: а) в расплавленном состоянии; б) в водном растворе? Привести схемы процессов и рассчитать время электролиза при силе тока 200 А. **Ответ:** 965 с; 46 г Na; 254 г I_2 .

232. Какая масса хрома выделилась на детали при хромировании, если через раствор $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ пропускался ток силой 5 А в течение 30 мин, а выход по току составил 50%? Приведите схему электролиза. **Ответ:** 0,81 г.

233. Для покрытия металлической пластинки требуется золото массой 9,85 г. Какая масса хлорида золота (III) для этого потребуется и какое количество электричества затрачено? Привести схему электролиза. **Ответ:** 15,17 г; 14475 Кл.

234. Для оцинкования железной детали затратили 327 г цинка. Вычислите минимальную массу сульфата цинка, необходимого для электролиза, если выход по току составил 60 %. Приведите схему процесса. **Ответ:** 1345 г.

235. При электролизе раствора, содержащего 76 г FeSO_4 , до полного разложения соли на катоде выделилось железо массой 13,44 г, а на аноде - кислород объемом 4,48 дм^3 (н.у.). Найдите выход по току для обоих веществ и приведите схему процесса. **Ответ:** 48 %; 80 %.

236. Через раствор ZnCl_2 пропущено 96500 Кл электричества. При этом массы выделившихся цинка и хлора соответственно равны 19,61 г и 32,00 г. Чему равен выход по току? Привести схему процесса. **Ответ:** 60 %; 90 %.

237. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора AgNO_3 серебро массой 108 г за 6 мин? Привести схемы электродных процессов. **Ответ:** 268 А.

238. Чему равна масса алюминия, полученного за 1 ч при электролизе расплава AlCl_3 током силой 10 А? Приведите схему электролиза. **Ответ:** 3,26 г.

239. Какие продукты и в каком количестве могут быть получены при электролизе раствора KNO_3 в течение 25 мин и 20 с при силе тока 5 А? Приведите схему электролиза и расчеты.

240. Составьте электронные уравнения процессов на электродах при электролизе раствора KOH . Чему равна сила тока, если в течение 30 мин и 20 с на аноде выделилось 3 дм³ газа. Сколько дм³ газа выделилось на катоде?

241. При электролизе соли трехвалентного металла при силе тока 1,5 А в течение 30 мин выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла. **Ответ:** 114,8.

242. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, при электролизе раствора CuCl_2 . Вычислите массу меди на катоде, если на аноде выделилось 200 см³ газа (н.у.). **Ответ:** 0,567 г.

243. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора LiCl . Рассчитайте массы веществ, выделившихся на электродах, если электролиз проводили в течение 1 ч при силе тока 10 А. **Ответ:** 0,01 г; 0,37 г.

244. Электролиз раствора NiSO_4 проводили в течение 20 мин при силе тока 3 А. Выделилось 1 г никеля. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае никелевого и угольного анодов. Вычислите выход по току по сравнению с теоретическим. **Ответ:** 91 %.

245. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на инертных электродах при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Если электролиз проводить с ртутным анодом, то его масса уменьшается на 6 г. Приведите схему процесса и рассчитайте расход электричества. **Ответ:** 5773 Кл.

246. Электролиз раствора KBr проводили при силе тока 8 А в течение 2 ч, Составьте схему процесса на инертных электродах и рассчитайте массы веществ, выделившихся на электродах. **Ответ:** 0,6 г; 47,95 г.

247. Электролиз раствора AgNO_3 проводили с серебряным анодом в течение 1 ч при силе тока 20 А. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде, при выходе по току 95 % к теоретически возможному. Составьте электронные уравнения процессов в случае серебряного и инертного анода. **Ответ:** 72,43г.

248. Через раствор, содержащий ионы Cu^{2+} , в течение 5 мин пропускали ток постоянной силы. Масса катода увеличилась на 1,18 г. Какова сила тока? Приведите схему процесса. **Ответ:** 12 А.

249. Сколько времени потребуется для полного выделения хлора током 10 А из раствора HCl объемом 1 дм³, если концентрация равна 2 моль/дм³? Приведите схему электролиза. **Ответ:** 33 мин.

250. Через раствор CuSO_4 пропускался ток силой 10 А в течение 32 мин и 10 с. Какая масса меди выделится при электролизе? Приведите схемы электродных процессов и суммарное уравнение процесса. **Ответ:** 6,35 г,

3.2.4. Коррозия металлов

При решении задач этого раздела см. приложение, табл.6.

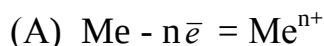
КОРРОЗИЯ - это самопроизвольно протекающий процесс окисления металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей агрессивной средой.

Скорость химической коррозии обычно невелика, т.к. процесс окисления металла и восстановления частиц агрессивной среды идут на одной поверхности окисляющегося металла и мешают друг другу.

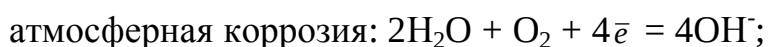
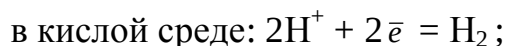
Электрохимическая коррозия протекает с образованием микрогальванических элементов (гальванопар), которые возникают при контакте разнородных металлов, контакте металла с ⁴ токопроводящим соединением металла или токопроводящим неметаллом, при контакте металла с раствором электролита с различной

концентрацией в разных точках раствора, при неоднородных механических напряжениях металлического покрытия и т.п.

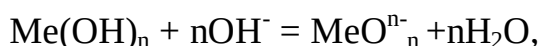
Во всех случаях анодом служит более активный металл, окисление которого идет по схеме



На поверхности катода, независимо от его химического состава, идет восстановление частиц агрессивной среды



в щелочной среде: если металл может образовать амфотерные гидроксиды, то в щелочной среде идет дополнительная реакция



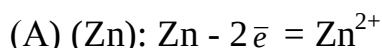
в противном случае коррозия сводится к обычной атмосферной коррозии.

ПРИМЕР 1

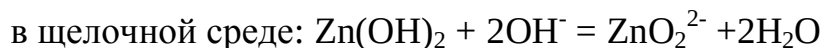
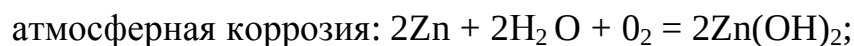
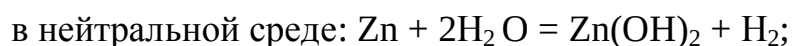
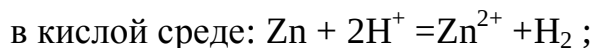
Привести схемы электрохимической коррозии оцинкованного железа в различных средах.

РЕШЕНИЕ

В указанной гальванопаре цинк, как более активный металл (см. приложение, табл.6) служит анодом и окисляется по схеме



Процессы на катоде (в данном случае - на железе) указаны выше. Приведем суммарные уравнения катодных и анодных процессов

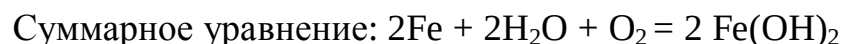
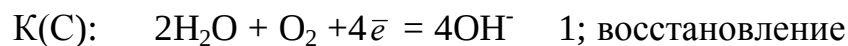
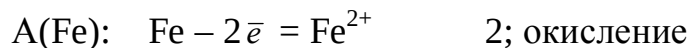


ПРИМЕР 2

Привести схему атмосферной коррозии чугуна.

РЕШЕНИЕ

Чугун - сложная система, состоящая главным образом из пары Fe/углерод, в которой анод - железо, катод - углерод.



В присутствии кислорода железо переходит в более устойчивую степень окисления +3: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$.

При решении подобных задач смотрите химические свойства соответствующих металлов.

Контрольные задания (251-270)

Задания 251-260. Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов, а также молекулярные уравнения суммарных преобразующих реакций коррозии, нижеуказанных гальванопар в различных средах: в кислой, щелочной и нейтральной, а также в атмосфере.

251. Mn/Au; 252. Cr/Cu ; 253. Sn/Hg

254. Ti/Ni ; 255. Zr/Bi; 256. Ag/Pb

257. Li/Mg ; 258. Al/Cd; 259. Fe/Sn ; 260. Mg/Cr

Задания 261-270. Приведите примеры металлов, которые могут служить анодными покрытиями, и металлов, которые могут служить катодными покрытиями для нижеуказанных металлов. Приведите схемы коррозии (анодные, катодные процессы и молекулярные уравнения суммарных токообразующих реакций) в кислой среде и во влажном воздухе ($H_2O + O_2$ - атмосферная коррозия) при нарушении целостности покрытий.

261. Cu

266. Ag

262. Cr

267. Fe

263. Mn

268. V

264. Mg

269. Ti

265. Ni

270. Cd

3.3. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

3.3.1. Образование и структура комплексных соединений

Молекулярные соединения, образующие сложные ионы, способные к существованию как в растворе, так и в кристалле, называются *комплексными*.

Обычная теория валентности не может объяснить комплексообразование. Основная заслуга в создании современных представлений о строении комплексных соединений принадлежит швейцарскому химику Альфреду Вернеру, сформулировавшему в 1893 году основные положения так называемой *координационной теории*:

- центральное место в комплексном соединении занимает *комплексообразователь* - обычно положительно заряженный ион (чаще всего катион металла);
- вокруг него расположены (координированы) противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы, называемые *лигандами* или *аддендами*;
- комплексообразователь и лиганды (адденды) образуют *внутреннюю сферу* комплексного соединения;
- остальные ионы образуют *внешнюю сферу* комплексного соединения.

По принятым обозначениям внутренняя сфера отделяется от внешней квадратными скобками, например, $K_3[Fe(CN)_6]$.

В общем случае элементарное описание внутренней сферы комплекса с позиции координационной теории наряду с составом и зарядом включает следующие сведения:

- состояние окисления центрального атома (иона);
- его координационное число;
- пространственная структура комплекса и конкретного изомера.

Состояние окисления центрального атома определяют, учитывая заряд комплекса в целом и заряды лигандов. В качестве лигандов могут выступать нейтральные молекулы (H_2O , NH_3), различные амины, фосфины, CO , C_2H_2 и др.) или анионы -одноатомные (F^- , Cl^- , S^{2-} , O^{2-} , N^{3-} и др.) и многоатомные (OH^- , CN^- , NO_2^- ,

SO_4^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и др.). Анионные лиганды, в отличие от молекулярных, имеют групповое название - ацидолигандов.

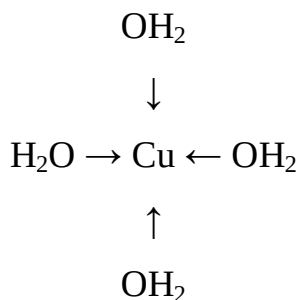
Число, показывающее сколько лигандов удерживает комплексообразователь, называется координационным числом. Комплексообразователи имеют различные координационные числа: от двух (например, в $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) до восьми (например, в $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$) и выше (до 12), однако, подавляющее большинство комплексов переходных металлов имеют координационные числа, равные 4 и 6, причем последнее наиболее распространено. Координационное число для данного комплексообразователя может изменяться в зависимости от условий. Величина координационного числа n определяет пространственную структуру комплексных соединений.

Типичными комплексообразователями являются d -элементы середины больших периодов периодической системы Д.И.Менделеева. Катионы этих элементов, имея законченные 18-электронные слои или переходные от 8 к 18, легко образуют комплексные ионы, это - Ag^+ , Au^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} и др.

Ионы, находящиеся во внешней сфере, связаны с комплексным ионом в основном силами электростатического взаимодействия. Эта связь аналогична связи между катионами и анионами в простых солях.

3.3.2. Координационная (донорно-акцепторная) связь

Образование комплексных соединений происходит за счет электронной пары одного из соединяющихся атомов. Атом, поставляющий на связь свою неподеленную пару, называется *ДОНОРОМ*. Второй атом представляет вакантную орбиталь, принимая (акцептируя) на нее эту неподеленную пару. Он называется *АКЦЕПТОРОМ*. Химическая связь обозначается стрелкой, например:



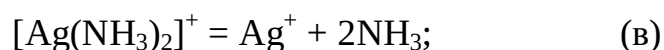
В приведенном примере электронные пары от кислорода (донора) принимаются ионом меди (акцептором) и становятся общими.

3.3.3. Устойчивость комплексных ионов

Комплексные соединения при диссоциации образуют комплексные ионы, полностью распадаясь на ионы внутренней и внешней координационных сфер, например:



Комплексные ионы в свою очередь подвергаются вторичной диссоциации:



Этот процесс протекает, как правило, в незначительной степени.

Применяя закон действующих масс к обратимым процессам (в) и (г), получим выражение констант нестойкости комплексов:

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2 / [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = K_{\text{н}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2 / [[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-] = K_{\text{н}} = 1,0 \cdot 10^{-21}$$

Константа нестойкости комплексного иона характеризует прочность (устойчивость) внутренней сферы комплексного соединения. Чем меньше $K_{\text{н}}$, тем прочнее ион. В приведенных примерах комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ прочнее, чем комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

ПРИМЕР 1

Определите заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окисления комплексообразователя в соединениях: а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;

б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$; в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$.

РЕШЕНИЕ

Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число (к.ч.) равно числу лигандов,

координированных вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул равны нулю, а заряды кислотных остатков определяются из формул соответствующих им кислот. Отсюда:

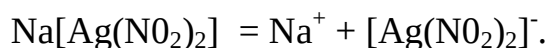
Комплексное соединение	Заряд иона	К.ч.	Степень окисления комплексообразователя
$K_4[Fe(CN)_6]$	-4	6	+2
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$	+2	4	+2
$[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$	+3	6	+4

ПРИМЕР 2

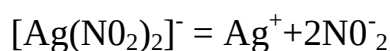
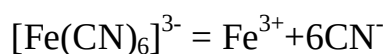
Напишите уравнения диссоциации солей $K_3[Fe(CN)_6]$ и $Na[Ag(NO_2)_2]$ в водном растворе и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

РЕШЕНИЕ

Растворимые комплексные соли, являясь сильными электролитами, в водном растворе диссоциируют необратимо на ионы внешней и внутренней сфер:



Комплексные ионы диссоциируют обратимо и в незначительной степени на составляющие их частицы:



Обратимый процесс характеризуется своей константой равновесия, которая в данном случае называется константой нестойкости K_H комплекса.

$$K_H = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [CN^-]^6}{[[Fe(CN)_6]^{3-}]}$$

$$K_H = \frac{[Ag^+] \cdot [NO_2^-]^2}{[[Ag(NO_2)_2]^-]}$$

Контрольные задания (271-290)

271. Определите, чему равен заряд (x) следующих комплексных ионов $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^x$, $[\text{HgBr}_4]^x$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^x$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} . Напишите формулы молекул, содержащих эти комплексные ионы.

272. Определить заряды комплексных ионов, координационные числа и заряды комплексообразователей в соединениях:

а) $\text{K}[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$, б) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, в) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

273. Для каких элементов периодической системы Д.И.Менделеева характерно образование комплексных соединений? Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести.

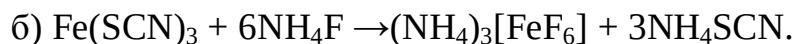
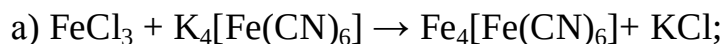
274. Какие типы лигандов бывают в комплексных соединениях? Написать примеры комплексных соединений с различными лигандами. На примере одного комплексного соединения показать диссоциацию в водном растворе (комплексного соединения, комплексного иона).

275. При действии на раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ раствора KCN образуется комплексная соль $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Написать молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакций и объяснить причину ее протекания $K_{\text{H}}([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]) = 6,8 \cdot 10^{-8}$; $K_{\text{H}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1,0 \cdot 10^{-21}$

276. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

277. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины; $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является неэлектролитом?

278. Написать краткие ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих по схемам



279. При взаимодействии раствора $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ с раствором KCN образуется соль $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$. Написать уравнение реакции и объяснить причину ее протекания, если известно: $K_{\text{H}}([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 5,0 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{H}}([\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}) = 5,0 \cdot 10^{-28}$.

280. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационные числа комплексообразователей в этих ионах?

281. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

282. Напишите уравнения диссоциации солей $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (III)? Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

283. Определить степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^+$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO})_2]^{4-}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$; $[\text{AuCl}_4]^-$; $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ и распишите их состав.

284. Известны две комплексные соли кобальта, отвечающие одной и той же эмпирической формуле $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. Различие между ними проявляется в том, что раствор одной соли дает осадок с BaCl_2 , но не образует осадка с AgNO_3 . Раствор же другой соли, наоборот, дает осадок с AgNO_3 , но не дает осадка с BaCl_2 . Написать координационные формулы обеих солей и уравнения их диссоциации.

285. Из раствора комплексной соли $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде хлорида серебра, а из раствора соли $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ - только 1/4 часть входящего в ее состав хлора. Написать координационные формулы этих солей, определить координационное число платины в каждой из них.

286. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения обменных реакций, происходящих между:

а) $K_4[Fe(CN)_6]$ и $CuSO_4$; б) $Na_3[Co(CN)_6]$ и $FeSO_4$; в) $K_3[Fe(CN)_6]$ и $AgNO_3$, имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.

287. Почему действие сероводорода на раствор $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ вызывает образование осадка CuS , несмотря на малую концентрацию ионов меди в растворе? Написать уравнение реакции взаимодействия.

288. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях: $Rb[SbBr_6]$, $K[SbCl_6]$, $Na[Sb(SO_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

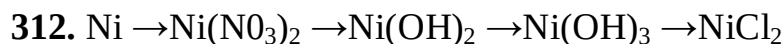
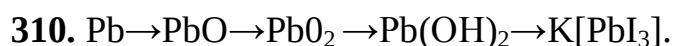
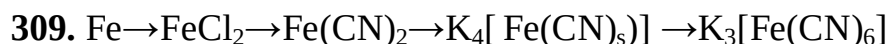
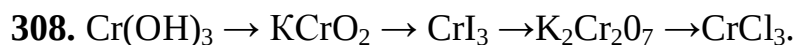
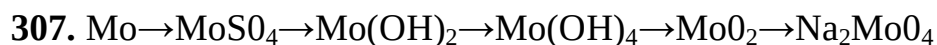
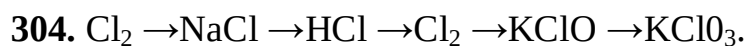
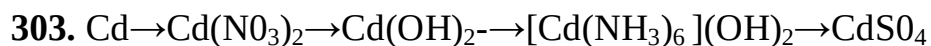
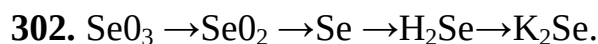
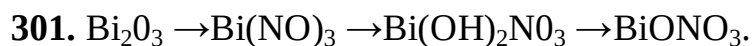
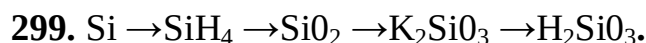
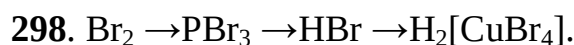
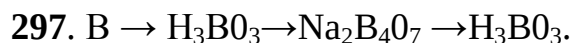
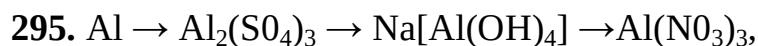
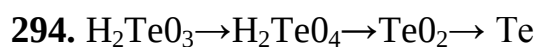
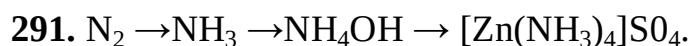
289. Вычислить концентрацию ионов серебра Ag^+ в децимолярном (0,1 М) растворе соли $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Константа нестойкости комплексного иона равна $6,8 \cdot 10^{-8}$.

290. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: $PtCl_2 \cdot 3NH_3$; $PtCl_2 \cdot NH_3 \cdot KCl$; $PtCl_2 \cdot 2NH_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

3.4. ОБЗОР СВОЙСТВ s-, p-,d- ЭЛЕМЕНТОВ

Контрольные задания (291-312)

Составьте молекулярные, а также молекулярно-ионные уравнения для обменных реакций и электронные для ОВР, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



3.5. s-ЭЛЕМЕНТЫ

Контрольные задания (313-320)

313. Как можно получить гидрид кальция? Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет, гидрид кальция и вода при их взаимодействии? Составьте электронные уравнения.

314. Как получают металлический натрий и калий? Составьте электронные уравнения процессов, протекающих на электродах при электролизе расплавов соответствующих соединений,

315. Какие свойства может проявлять пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? На основании электронных уравнений напишите уравнения реакций с H_2O_2 : а) Ag_2O ; б) KI .

316. Что называют негашеной и гашеной известью? Как ее получают? Какими химическими реакциями сопровождается затвердевание извести?

317. Взаимодействуют ли при сплавлении: а) оксиды BeO и CaO с оксидами Na_2O и SiO_2 ; б) гидроксиды $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ с гидроксидами NaOH и $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Приведите соответствующие уравнения.

318. Какие соединения называют: каустической содой, кристаллической содой, кальцинированной содой, пищевой содой и поташем? Как получают их в промышленности?

319. Какие соли обуславливают жесткость природной воды? Какие существуют способы устранения жесткости воды? Приведите соответствующие уравнения реакций.

320. Чем объясняется возможность водорода проявлять не только восстановительные, но и окислительные свойства? Приведите примеры соответствующих реакций.

3.6. p-ЭЛЕМЕНТЫ

Контрольные задания (321-333)

321. Какие оксиды и гидроксиды образуют олово и свинец? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия едкого кали: а) с оловом; б) с гидроксидом свинца (II).

322. Какие соединения называются карбидами и силицидами? Напишите уравнения; а) реакций получения карбида кальция и силицида магния; б) реакций взаимодействия карбида кальция и силицида магния с разбавленной хлороводородной кислотой.

323. Какие материалы служат для производства обыкновенного и кварцевого стекла? Как получают окрашенные стекла (зеленое, синее, красное и др.)? Чем отличается состав стекла, называемого хрусталем?

324. Каково отношение Sn и Pb к водороду, воде, кислотам и щелочам? Напишите уравнения возможных реакций.

325. Какие соединения элементов подгруппы мышьяка образуются при их взаимодействии с азотной кислотой? Напишите уравнения реакций.

326. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Составьте уравнения реакции HNO_2 : а) с HI; б) с NaClO.

327. Какое свойство наиболее характерно для азотной кислоты? Приведите примеры, когда азотная кислота восстанавливается до N_2 , NO и NH_4OH .

328. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, определите возможность окисления соляной кислоты действием FeCl_3 , H_2SO_4 , NaClO, H_2O_2 , KMnO_4 . Там, где реакции возможны, напишите их уравнения.

329. На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции фосфора с азотной кислотой, учитывая, что фосфор приобретает высшую, а азот - степень окисления +4.

330. Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакции, происходящей при пропускании хлора через горячий раствор гашеной извести. К

какому типу окислительно-восстановительных процессов относится данная реакция?

331. В какой реакции пероксид водорода проявляет одновременно окислительную и восстановительную функции? К какому типу относится эта реакция?

332. До каких продуктов может восстанавливаться серная кислота в зависимости от активности металла? Приведите примеры и напишите уравнения соответствующих реакций.

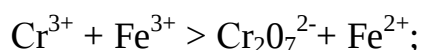
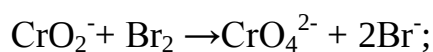
333. Какими реакциями можно получить оксид углерода (IV)? Дайте краткую характеристику его физических и химических свойств. Какая равновесная система образуется при растворении CO_2 в воде, и как смещается равновесие при нагревании раствора, добавлении щелочи или кислоты.

3.7. d-ЭЛЕМЕНТЫ

Контрольные задания (334-345)

334. К какому классу соединений относятся вещества, полученные при действии избытка гидроксида натрия на растворы ZnCl_2 , CdCl_2 , HgCl_2 ? Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

335. Определив направление реакций и нужную среду, подберите коэффициенты с электронно-ионными уравнениями и напишите полные уравнения реакций, которые возможны в системах:



336. При прокаливании металлического титана образуется белый порошок, который растворяется в концентрированной серной кислоте и сплавляется со щелочью. Что представляет собой это соединение? Напишите уравнения всех указанных реакций.

337. Золото растворяется в царской водке, приобретая при этом высшую степень окисления. Составьте электронные и молекулярно-ионные уравнения реакции.

338. При сливании растворов нитрата серебра и цианида калия выпадает осадок, который легко растворяется в избытке KCN . Какое комплексное соединение при этом получается? Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций,

339. В присутствии влаги и диоксида углерода медь окисляется и покрывается зеленым налетом. Что произойдет, если на него подействовать хлороводородной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Окислительно-восстановительную реакцию составьте на основании электронных уравнений,

340. Чем отличается взаимодействие гидроксидов кобальта (III) и никеля(III) с кислотами от взаимодействия гидроксида железа (III) с кислотами? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

341. Ванадий получают алюмотермически восстановлением оксида ванадия (V), который легко растворяется в щелочах. Напишите уравнения соответствующих реакций. Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основе электронных уравнений.

342. Могут ли в растворе существовать совместно следующие вещества:

а) FeCl_3 и SnCl_2 ; б) FeSO_4 и NaOH ; в) FeCl_3 и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Для взаимодействующих веществ составьте уравнения реакций.

343. Получите хромат натрия сплавлением хромита железа $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ с карбонатом натрия в присутствии кислорода. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

344. На какие продукты разлагается благодаря своей непрочности марганцовистая кислота H_2MnO_4 ? К какому типу относится эта реакция?

345. По каким внешним признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления KMnO_4 ? Допишите уравнения следующих реакций:

а) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

б) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

в) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

346. Что обычно является растворителем для металлической платины? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Относительная электроотрицательность элементов (ЭОЭ)

Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО
H	2,1	Cu	1,9	Ba	0,8
Li	1,0	Zn	1,6	La-Lu	1,0-1,2
Be	1,5	Ga	1,6	Hf	1,3
B	2,0	Ge	1,8	Ta	1,5
C	2,5	As	2,0	W	1,7
N	3,0	Se	2,4	Re	1,9
O	3,5	Br	2,8	Os	2,2
F	4,0	Rb	0,8	Ir	2,2
Na	0,9	Sr	1,0	Pt	2,2
Mg	1,2	Y	1,2	Au	2,4
Al	1,5	Zr	1,4	Hg	1,9
Si	1,8	Nb	1,6	Tl	1,8
P	2,1	Mo	1,8	Pb	1,9
S	2,5	Tc	1,9	Bi	1,9
Cl	3,0	Ru	2,2	Po	2,0
K	0,8	Rh	2,2	At	2,2
Ca	1,0	Pd	2,2	Fr	0,7
Sc	1,3	Ag	1,9	Ra	0,9
Ti	1,5	Cd	1,7	Ac	1,1
V	1,6	In	1,7	Th	1,3
Cr	1,6	Sn	1,8	Pa	1,4
Mn	1,5	Sb	1,9	U	1,4
Fe	1,8	Te	2,1	Np - No	1,3 – 1,4
Co	1,9	I	2,5	-	-
Ni	1,9	Cs	0,7	-	-

Таблица 2

Стандартные энтальпии (теплоты) образования ΔH_f^0 некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH_f^0 , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH_f^0 , кДж/моль
C ₂ H ₂	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS ₂	г	+115,28	CH ₃ OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C ₂ H ₃ OH	г	-235,31
C ₆ H ₆	г	+82,93	H ₂ O	г	-241,83
C ₂ H ₄	г	+52,28	H ₂ O	ж	-285,84
H ₂ S	г	-20,15	NH ₄ Cl	к	-315,39
NH ₃	г	-46,19	CO ₂	г	-393,51
CH ₄	г	-74,85	Fe ₂ O ₃	к	-822,10
C ₂ H ₆	г	-84,67	Ca(OH) ₂	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al ₂ O ₃	к	-1669,80

Таблица 3

Стандартные абсолютные энтропии S^0_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	S^0_{298} , Дж/(моль·К)	Вещество	Состояние	S^0_{298} , Дж/(моль·К)
C	алмаз	2,44	H ₂ O	г	188,0
C	графит	5,69	N ₂	г	191,49
Fe	к	27,2	NH ₃	г	192,50
Ti	к	30,7	CO	г	197,91
S	ромб	31,9	C ₂ H ₂	г	200,82
TiO ₂	к	50,3	O ₂	г	205,03
FeO	к	54,0	H ₂ S	г	205,64
H ₂ O	ж	69,94	NO	г	210,20
Fe ₂ O ₃	к	89,96	CO ₂	г	213,65
NH ₄ Cl	к	94,5	C ₂ H ₄	г	219,45
CH ₃ OH	ж	126,8	Cl ₂	г	222,95
H ₂	г	130,59	NO ₂	г	240,46
Fe ₃ O ₄	к	146,4	PCl ₃	г	311,66
CH ₄	г	186,19	PCl ₅	г	352,71
HCl	г	186,68	Cr ₂ O ₃	к	81,2
Cr	к	23,6	SO ₂	г	241,8

Таблица 4

Стандартные энергии Гиббса образования ΔG°_f некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔG°_f , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔG°_f , кДж/моль
BaCO ₃	к	-1138,8	FeO	к	-244,3
CaCO ₃	к	-1128,75	H ₂ O	ж	-237,19
Fe ₃ O ₄	к	-1014,2	H ₂ O	г	-228,59
BeCO ₃	к	-944,75	PbO ₂	к	-219,0
CaO	к	-604,2	CO	г	-137,27
BeO	к	-581,61	CH ₄	г	-50,79
BaO	к	-628,4	NO ₂	г	+51,84
CO ₂	г	-394,38	NO	г	+86,69
NaCl	к	-384,03	C ₂ H ₂	г	+209,2
ZnO	к	-318,2	NaF	к	-541,0

Таблица 5

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	K_1	K_2
Синильная	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	
Фтороводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	
Угольная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$
Сероводородная	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$
Сернистая	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
Селеноводородная	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид железа (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$		$1,3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид свинца (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$

Таблица 6

Стандартные электродные потенциалы (E) некоторых металлов (ряд напряжений)

Электрод	ϕ^0 , В	Электрод	ϕ^0 , В
Li^+/Li	-3,045	Cd^{2+}/Cd	-0,403
Rb^+/Rb	-2,925	Co^{2+}/Co	-0,277
K^+/K	-2,924	Ni^{2+}/Ni	-0,25
Cs^+/Cs	-2,923	Sn^{2+}/Sn	-0,136
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,127
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Fe^{3+}/Fe	-0,037
Na^+/Na	-2, 714	$2\text{H}^+/\text{H}$	0,000
Mg^{2+}/Mg	-2,37	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Al^{3+}/Al	-1,70	Bi^{3+}/Bi	+0,215
Ti^{2+}/Ti	-1,603	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Zr^{4+}/Zr	-1,58	Cu^+/Cu	+0,52
Mn^{2+}/Mn	-1,18	$\text{Hg}^{2+}/2\text{Hg}$	+0,79
V^{2+}/V	-1,18	Ag^+/Ag	+0,80
Cr^{2+}/Cr	-0,913	Hg^{2+}/Hg	+0 85
Zn^{2+}/Zn	-0,753	Pt^{2+}/Pt	+1,19
Cr^{3+}/Cr	-0,74	Au^{3+}/Au	+1,50
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^+/Au	+1,70

Таблица 7

Последовательность катодных процессов при электролизе
водных растворов электролитов

Положение металла в ряду напряжений	Li.....Al (Ti)	Mn.... Cd(Co)	Ni.....Au
Катион металла (Me^{n+})	$Li^+ \dots Al^{3+} (Ti^{3+})$	$Mn^{2+} \dots Cd^{2+} (Co^{2+})$	$Ni^{2+} \dots Au^+$
Процесс на катоде	$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-(*)$	←оба процесса→ одновременно	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me$

(*)Потенциал процесса восстановления водорода зависит от концентрации ионов H^+ и в случае нейтральных растворов (pH=7) имеет значение $\varphi^\circ = -0,059 \cdot 7 = -0,41$ В, поэтому при электролизе растворов активных металлов (Ti и левее) на катоде восстанавливается водород, при электролизе растворов малоактивных металлов (Ni и правее) на катоде восстанавливается металл, при электролизе растворов металлов средней активности, стоящих в ряду напряжений от Mn до Co, на катоде восстанавливаются и катионы металла и водород. Указанные в таблице границы могут смещаться в ту или иную сторону, при изменении условий (концентрация, температура, плотность тока и т.д).

Таблица 8

Последовательность анодных процессов при электролизе водных растворов
электролитов

Процесс на аноде	φ° , В
$4OH^- - 4\bar{e} = O_2 + 2H_2O$ (щелочь)	0,4
$2I^- - 2\bar{e} = I_2$	0,54
$2Br^- - 2\bar{e} = Br_2$	1,09
$2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$	1,36
$2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$	1,36(*)
Кислородсодержащие кислотные остатки в высшей с.о. элементов	$\varphi^\circ_{\text{разл}} (H_2O)$
$2F^- - 2\bar{e} = F_2$	2,37

(*) В водных растворах Cl^- - содержащих ионов, на аноде выделяется хлор, а не O_2 . Это обусловлено значительным перенапряжением процесса кислородной деполяризации молекул воды на материале анода.

Таблица 9

Растворимость ионных соединений в воде

Соединение	Ион	Растворимые	Малорастворимые
Сильные основания (щелочи)	OH^-	LiOH , NaOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2	Все остальные
Нитраты	NO_3^-	Все	Нет
Перхлораты	ClO_4^-	Все	Нет
Ацетаты	CH_3COO^-	Все	Нет
Хлораты	ClO_3^-	Все	Нет
Хлориды	Cl^-	Все, кроме	AgCl , PbCl_2 , CuCl_2
Бромиды	Br^-	Все, кроме	AgBr , PbBr_2
Иодиды	I^-	Все, кроме	AgI
Сульфаты	SO_4^{2-}	Все, кроме	AgSO_4 , BaSO_4
Сульфиды	S^{2-}	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$, K_2S , Na_2S , BaS , CaS	Все остальные
Сульфиты	SO_3^{2-}	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, K_2SO_3 ,	Все остальные
Карбонаты	CO_3^{2-}	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, K_2CO_3	Все остальные
Фосфаты	PO_4^{3-}	$(\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$, K_3PO_4	Все остальные
Силикаты	SiO_3^{2-}	$(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, K_2SiO_3	Все остальные
Хроматы	CrO_4^{2-}	$(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, K_2CrO_4 , Na_2CrO_4	Все остальные

Варианты контрольных заданий

Вариант	Конт рольн ое задан ие	Номера задач								
1	2	3								
01	1	1	21	51	71	91	111	131	151	171
	2	191	211	231	251	271	291	313	321	334
02	1	2	22	52	72	92	112	132	152	172
	2	192	212	232	252	272	292	314	322	335
03	1	3	23	53	73	93	113	133	153	173
	2	193	213	233	253	273	293	315	323	336
04	1	4	24	54	74	94	114	134	154	174
	2	194	214	234	254	274	294	316	324	337
05	1	5	25	55	75	95	115	135	155	175
	2	195	215	235	255	275	295	317	325	338
06	1	6	26	56	76	96	116	136	156	176
	2	196	216	236	256	276	296	318	326	339
07	1	7	27	57	77	97	117	137	157	177
	2	197	217	237	257	277	297	319	327	340
08	1	8	28	58	78	98	118	138	158	178
	2	198	218	238	258	278	298	320	328	341
09	1	9	29	59	79	99	119	139	159	179
	2	199	219	239	259	279	299	313	329	342
10	1	10	30	60	80	100	120	140	160	180
	2	200	220	240	260	280	300	314	330	343
11	1	11	31	61	81	101	121	141	161	181
	2	201	221	241	261	281	301	315	331	344
12	1	12	32	62	82	102	122	142	162	182
	2	202	222	242	262	282	302	316	332	345
13	1	13	33	63	83	103	123	143	163	183
	2	203	223	243	263	283	303	317	333	334
14	1	14	34	64	84	104	124	144	164	184
	2	204	224	244	264	284	304	318	321	335
15	1	15	35	65	85	105	125	145	165	185
	2	205	225	245	265	285	305	319	322	336
16	1	16	36	66	86	106	126	146	166	186
	2	206	226	246	266	286	306	320	323	337

1	2	3								
17	1	17	37	67	87	107	127	147	167	187
	2	207	227	247	267	287	307	313	324	338
18	1	18	38	68	88	108	128	148	168	188
	2	208	228	248	268	288	308	314	325	339
19	1	19	39	69	89	109	129	149	169	189
	2	209	229	249	269	289	309	315	326	340
20	1	20	40	70	90	110	130	150	170	190
	2	210	230	250	270	290	310	316	327	341
21	1	2	41	52	72	92	112	132	152	172
	2	192	212	232	252	273	293	317	328	342
22	1	3	42	53	73	93	113	133	153	173
	2	193	213	233	253	274	294	318	329	343
23	1	4	43	54	74	94	114	134	154	174
	2	194	214	234	254	275	295	319	330	344
24	1	5	44	55	75	95	115	135	155	175
	2	195	215	235	255	276	296	320	331	345
25	1	6	45	56	76	96	116	136	156	176
	2	196	216	236	256	277	297	313	332	346
26	1	7	46	57	77	97	117	137	157	177
	2	197	217	237	257	278	298	314	333	334
27	1	8	47	58	78	98	118	138	158	178
	2	198	218	238	258	279	299	315	321	335
28	1	9	48	60	79	99	119	139	159	179
	2	199	219	240	259	280	300	316	322	336
29	1	10	49	59	80	100	120	140	160	180
	2	200	220	239	260	281	301	317	323	337
30	1	11	50	61	81	101	121	141	161	181
	2	201	221	241	261	282	302	318	324	338
31	1	12	21	62	82	102	122	142	162	182
	2	202	222	242	262	283	303	319	325	339
32	1	13	22	63	83	103	123	143	163	183
	2	203	223	243	263	284	304	320	326	340
33	1	14	23	64	84	104	124	144	164	184
	2	204	224	244	264	285	305	313	327	341
34	1	15	24	65	85	105	125	145	165	185
	2	205	225	245	265	286	306	314	328	342

Продолжение таблицы 11

1	2	3								
35	1	16	25	66	86	106	126	146	166	186
	2	206	226	246	266	287	307	315	329	343
36	1	17	26	67	87	107	127	147	167	187
	2	207	227	247	267	288	308	316	330	344
37	1	18	27	68	88	108	128	148	168	188
	2	208	228	248	268	289	309	317	331	345
38	1	19	28	69	89	110	111	149	169	189
	2	209	229	249	269	290	310	318	332	346
39	1	20	29	70	90	91	130	150	170	190
	2	191	211	250	270	271	291	319	333	335
40	1	1	30	51	71	109	129	131	151	171
	2	210	231	231	251	272	292	320	325	336
41	1	5	30	54	76	93	117	138	155	174
	2	195	213	236	255	277	291	320	324	341
42	1	6	31	55	77	96	118	139	156	175
	2	196	214	237	256	278	292	313	325	342
43	1	7	32	56	78	95	119	140	157	176
	2	197	215	238	257	279	293	314	321	343
44	1	8	33	57	79	97	120	141	158	177
	2	198	216	239	258	280	294	315	322	344
45	1	9	34	58	80	98	111	142	159	178
	2	199	217	240	259	281	295	316	323	345
46	1	10	35	59	81	99	112	143	160	179
	2	200	218	241	260	282	296	317	325	346
47	1	11	36	60	82	100	113	144	161	180
	2	201	219	242	261	283	297	318	326	334
48	1	12	37	61	83	101	114	145	162	181
	2	202	220	243	262	284	298	319	327	335
49	1	13	38	62	84	102	115	146	163	182
	2	203	221	244	263	285	299	320	328	336
50	1	14	39	63	85	103	116	147	164	183
	2	204	222	245	264	286	300	313	329	337
51	1	15	40	64	86	104	117	148	165	184
	2	205	223	246	265	287	301	314	330	338
52	1	16	41	65	87	105	118	149	166	185
	2	206	224	247	266	288	302	315	331	339

1	2	3								
53	1	17	42	66	88	106	119	150	167	186
	2	207	225	248	267	289	303	316	332	340
54	1	18	43	67	89	107	120	131	168	187
	2	208	226	249	268	290	304	317	333	341
55	1	19	44	68	90	108	121	132	169	188
	2	209	227	250	269	271	305	318	321	342
56	1	20	45	69	71	109	122	133	170	189
	2	210	228	231	270	272	306	319	322	343
57	1	1	46	70	72	110	123	134	151	190
	2	191	229	232	251	273	307	320	323	344
58	1	2	47	51	73	91	124	135	152	171
	2	192	230	233	252	274	308	313	324	345
59	1	3	48	52	74	92	125	136	153	172
	2	193	211	234	253	275	309	314	325	346
60	1	4	49	53	75	94	126	137	154	173
	2	194	212	235	254	276	10	315	326	339
61	1	5	50	54	76	95	127	138	155	174
	2	195	216	236	255	277	311	316	327	334
62	1	6	40	55	77	96	128	139	156	175
	2	196	217	237	256	278	312	317	328	335
63	1	7	41	56	78	97	129	140	157	176
	2	197	218	238	257	279	291	318	329	336
64	1	8	42	57	79	98	130	141	158	177
	2	198	213	239	258	280	292	319	330	337
65	1	9	21	58	80	99	111	142	159	178
	2	199	214	240	259	281	293	320	331	338
66	1	10	22	59	81	100	112	143	160	179
	2	200	215	241	260	282	294	313	332	339
67	1	11	23	60	82	101	113	144	161	180
	2	201	219	242	261	283	295	314	333	340
68	1	12	24	61	83	102	114	145	162	181
	2	202	220	243	262	284	296	315	321	341
69	1	13	25	62	84	103	115	146	163	182
	2	203	221	244	263	285	297	316	322	342
70	1	14	26	63	85	104	116	147	164	183
	2	204	222	245	264	286	298	317	323	343

1	2	3								
71	1	15	27	64	86	105	117	148	165	184
	2	205	223	246	265	287	299	318	324	344
72	1	16	28	65	87	106	118	149	166	185
	2	206	224	247	266	288	300	319	325	345
73	1	17	29	66	88	107	119	150	167	186
	2	207	225	248	267	289	301	320	326	346
74	1	18	30	67	89	108	120	131	168	187
	2	208	226	249	268	290	302	313	327	334
75	1	19	31	68	90	109	121	132	169	188
	2	209	227	250	269	271	303	314	328	335
76	1	20	32	69	71	110	122	133	170	189
	2	210	228	231	270	272	304	315	329	336
77	1	1	33	70	72	91	123	134	151	190
	2	191	229	232	252	276	305	316	330	337
78	1	2	34	51	73	92	124	135	152	171
	2	192	230	233	253	275	306	317	331	338
79	1	3	35	52	74	94	125	136	153	172
	2	193	211	234	251	274	307	318	332	339
80	1	4	36	53	75	93	126	137	154	173
	2	194	12	235	254	273	308	319	333	340
81	1	7	28	56	78	99	117	138	155	177
	2	198	234	211	255	276	294	320	333	340
82	1	9	29	57	79	100	118	139	156	178
	2	197	235	212	256	277	293	319	332	341
83	1	10	30	58	80	101	119	140	157	179
	2	199	236	213	257	278	292	318	331	342
84	1	11	31	59	81	102	120	141	158	180
	2	200	237	214	258	279	291	317	330	343
85	1	12	32	60	82	103	121	142	159	181
	2	201	238	215	259	280	295	316	321	344
86	1	13	33	61	83	104	122	143	160	182
	2	202	239	216	260	271	296	315	322	345
87	1	14	34	62	84	105	123	144	161	183
	2	203	240	217	261	272	297	314	323	346
88	1	15	35	63	85	106	124	145	162	184
	2	204	241	218	262	273	298	313	324	334

1	2	3								
89	1	16	36	64	86	107	125	146	163	185
	2	205	242	219	263	274	299	314	325	335
90	1	17	37	65	87	108	126	147	164	186
	2	206	243	220	264	275	300	313	326	336
91	1	18	38	66	88	109	127	148	165	187
	2	207	244	221	265	281	301	315	327	337
92	1	19	39	67	89	110	128	149	166	188
	2	208	245	222	266	282	302	316	328	338
93	1	20	40	68	90	91	129	150	167	189
	2	209	246	223	267	283	303	317	329	339
94	1	1	41	69	71	92	130	131	168	190
	2	210	247	224	268	284	304	318	330	340
95	1	2	42	70	72	93	111	132	169	171
	2	191	248	225	269	285	305	319	331	341
96	1	3	43	51	73	94	112	133	170	172
	2	192	249	226	270	286	306	320	332	342
97	1	4	44	52	74	95	113	134	151	173
	2	193	250	227	254	287	307	313	333	343
98	1	5	45	53	75	96	114	135	152	174
	2	194	231	228	251	288	308	314	321	344
99	1	6	46	54	76	97	115	136	153	175
	2	195	232	229	252	289	311	315	322	345
100	1	7	47	55	77	98	116	137	154	176
	2	196	233	230	253	290	312	316	323	346

Авторы - составители: Крылова Светлана Александровна,
Костина Зинаида Ивановна,
Махоткина Елена Станиславовна,
Понурко Ирина Витальевна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания и контрольные задания
для студентов заочного факультета
инженерно-технических (нехимических) специальностей

Издается полностью в авторской редакции

г. Магнитогорск, 2011 год
ГОУ ВПО «МГТУ»
Адрес: 455000 Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ГОУ ВПО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра химической технологии неметаллических материалов и физической химии
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru