

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

Н.И. ВЕРБИЦКАЯ, А.Г.МАКАРОВ

ОБЩАЯ ХИМИЯ

СБОРНИК ЗАДАНИЙ – ТЕСТОВ

Рекомендовано Ученым советом государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Оренбургский государственный университет» в качестве учебного пособия, для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по техническим специальностям.

Оренбург 2008

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

В 31

Рецензенты

доктор химических наук Г.И. Кобзев,

кандидат технических наук, доцент В.И. Федорченко

В 31

Вербицкая Н.И.

**Общая химия: сборник заданий – тестов: учебное пособие /
Н.И. Вербицкая, А.Г. Макаров. – Оренбург: ГОУ ОГУ, 2008.
– 122 с.**

ISBN

В учебном пособии рассмотрены теоретические вопросы, в соответствии с программами по общей химии для нехимических специальностей университетов. В нем представлены: основные классы неорганических соединений, направления и скорости химических процессов, специальные вопросы химии. Особенностью данного пособия является достаточно краткое изложение всех тем. Учебное пособие содержит решения типовых задач по основным разделам курса, а также тестовые задания для проверки усвоения материала.

Учебное пособие написано в соответствии с требованиями образовательной программы ГОСВО – Государственные требования к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников (введены в действие с 27.03.2000 г. Госвузом России) и предназначено для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений.

В 1701000000

ББК 24я73

ISBN

©Вербицкая Н.И.,
Макаров А.Г., 2008
©ГОУ ОГУ, 2008

Содержание

Введение.....	4
1 Основные классы неорганических соединений.....	5
2 Химический эквивалент.....	15
3 Химическая кинетика.....	24
4 Химическое равновесие	26
5 Растворы. Концентрация растворов.....	35
6 Растворы электролитов.....	40
6.1 Степень диссоциации.....	40
6.2 Константа диссоциации электролита и связь ее со степенью диссоциации	41
7 Ионное произведение воды. Водородный показатель.....	48
8 Гидролиз солей	51
9 Окислительно-восстановительные процессы.....	55
10 Химические свойства металлов.....	67
11 Гальванические элементы.....	73
12 Электролиз.....	78
13 Аккумуляторы.....	86
14 Коррозия металлов.....	88
14.1 Защита металлов от коррозии.....	90
15 Жесткость воды.....	93
16 Комплексные соединения.....	101
Список использованных источников.....	112
Приложение А Справочные таблицы.....	113
Приложение Б Периодическая система элементов Д.И.Менделеева.....	121

Введение

Тест – стандартное задание, применяемое для контроля за уровнем усвоения студентам знаний и подготовленности к практическим и лабораторным занятиям.

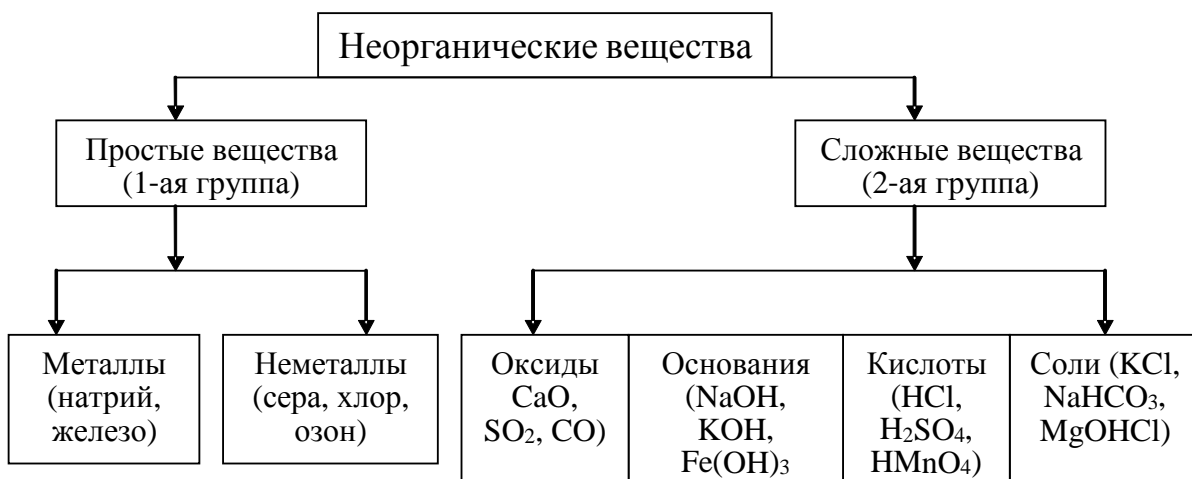
Сборник тестов по общей химии, совмещая обучающую и контролирующую функции, объективен при проверке знаний студентов. Каждый студент индивидуально получает задание с вопросами и несколькими ответами на каждый из них. Предлагаемые ответы направляют обучающегося на анализ различных вариантов решения задач и выбор правильного ответа.

Все вопросы в заданиях связаны в одну или несколько логических линий. Взаимосвязь между заданиями содействует формированию у обучающегося представление об изучаемом предмете как едином целом. Пособие позволяет совместить функции контроля и обучения.

Пособие написано в соответствии с требованиями государственного образовательного стандарта и программами курса «Химия». Последовательность изложения материала соответствует последовательности его изложения в лекционном курсе.

1 Основные классы неорганических соединений

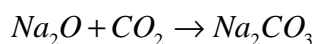
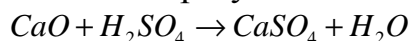
В химии неорганические соединения могут классифицироваться как по составу, так и по свойствам. Все многообразие неорганических веществ принято разделять на две группы. Схематически это можно изобразить следующим образом:



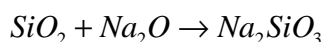
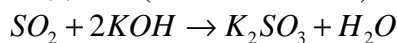
Рассмотрим наиболее важные классы неорганических соединений.

Оксиды (окислы) – это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Различают солеобразующие оксиды - основные: CaO, Li₂O, MgO, FeO; амфотерные: ZnO, Al₂O₃, SnO₂, Cr₂O₃; кислотные: B₂O₃, SO₃, CO₂, P₂O₅ и несолеобразующие (N₂O, CO, NO) оксиды.

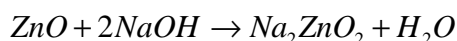
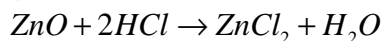
Основные оксиды – это соединения, которые при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами образуют соли:



Кислотные оксиды – это соединения, которые при взаимодействии с основными оксидами и гидроксидами (основаниями) образуют соли:



Амфотерными называют оксиды, которые образуют соли как при взаимодействии с кислотами, так и с основаниями:



Оксиды, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания являются **несолеобразующими (или безразличными)**. Они не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основными оксидами.

Свойства оксидов определяются положением соответствующего элемента в таблице Д.И.Менделеева. Так, например, кислотно-основные свойства оксидов (Na₂O, MgO, Al₂O₃, SiO₂, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇) элементов III периода

постепенно изменяются от основных (Na_2O , MgO) через амфотерный (Al_2O_3) к кислотным (SiO_2 , P_2O_5 и т.д.).

Атомы кислорода в оксидах связаны только с атомами другого элемента ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) и не имеют связей между собой. Графические формулы оксидов имеют следующий вид: $\overset{+}{\text{Э}}-\overset{+}{\text{O}}-\overset{+}{\text{Э}}$; $\overset{+2}{\text{Э}}=\text{O}$; $\text{O}=\overset{+3}{\text{Э}}-\overset{+3}{\text{O}}-\overset{+3}{\text{Э}}=\text{O}$; $\text{O}=\overset{+4}{\text{Э}}=\text{O}$.

Существуют соединения элементов с кислородом, которые по составу относятся к классу оксидов, но по своему строению и свойствам принадлежат к классу солей. Это так называемые пероксиды или перекиси.

Пероксидами называются соли пероксида водорода H_2O_2 , например, Na_2O_2 , CaO_2 . Характерной особенностью строения пероксидов является наличие в их структурах двух связанных между собой атомов кислорода («кислородный мостик») $-\text{O}-\text{O}-$: $\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$.

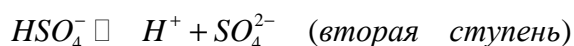
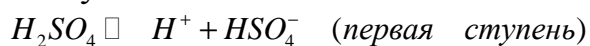
Вопросы для самоконтроля

- 1 Приведите по два примера основных и кислотных оксида.
- 2 Напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов с водой: BeO , P_2O_3 , Na_2O .
- 3 С какими из перечисленных оксидов вступает в реакцию HCl : CO_2 , MgO , Al_2O_3 , SO_3 ?
- 4 Приведите пример амфотерного оксида и напишите уравнения реакций, подтверждающих амфотерность.

Кислоты состоят из водорода, способного замещаться металлом, и кислотного остатка. С позиций электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе на ионы водорода. С точки зрения протолитической (протонной) теории кислотами называются вещества, которые могут быть донорами протонов, т.е. способны отдавать ион водорода.

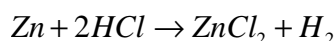


Если кислота имеет более одного атома водорода, способного замещаться на металл, то она называется многоосновной. Двух- и более основные кислоты диссоциируют ступенчато:



По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл, кислоты делятся на одно-, двух-, трехосновные. Так, кислоты HCl , HNO_3 , HCN – одноосновные, H_2S , H_2CO_3 – двухосновные, H_3PO_4 , H_3AsO_4 – трехосновные. Кислоты бывают бескислородные (HBr , HCl , H_2S) и кислородсодержащие (H_2SiO_3 , HClO_4 , HNO_3). Кислоты обладают способностью образовывать соли. Солеобразование проявляется при взаимодействии:

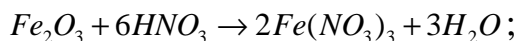
а) с металлами:



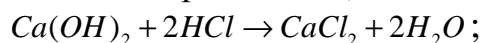
Металлы, стоящие в ряду напряжения после водорода, из соляной и разбавленной серной кислоты его не вытесняют. Не выделяется водород и

при взаимодействии металлов с азотной (разбавленной и концентрированной) и концентрированной серной кислотой;

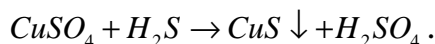
б) с основными оксидами:



в) с основаниями (реакция нейтрализации):



г) с солями:



Вопросы для самоконтроля

1 Перечислите основность всех кислот и определите степень окисления кислотообразующего элемента: H_2SO_4 , $HClO_4$, HBr , H_3PO_4 .

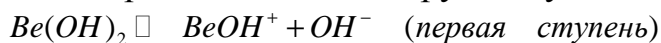
2 С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать разбавленная серная кислота: Cu , Fe , HNO_3 , HBr , H_3PO_4 ?

3 Какие из кислот образуют кислые соли: HI , $H_2C_2O_4$, CH_3COOH , H_3PO_4 ?

Гидроксиды (основания) состоят из металла и одной или нескольких гидроксильных групп. С точки зрения теории электролитической диссоциации, основаниями называются электролиты, которые при диссоциации образуют только анионы гидроксила (KOH , $Ca(OH)_2$):

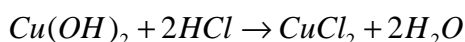
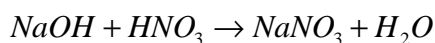


Двух- и более валентные металлы в гидроксидах содержат не одну группу OH^- , поэтому такие гидроксиды диссоциируют ступенчато:

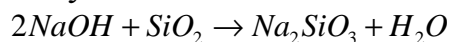


Химические свойства оснований характеризуются их отношением к кислотам, ангидридам кислот, солям.

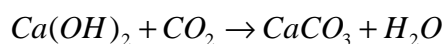
1 Все основания вступают в реакцию с кислотами, образуя соль и воду (реакция нейтрализации):



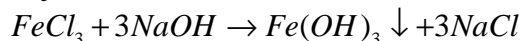
2 Основания взаимодействуют с кислотными оксидами:



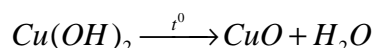
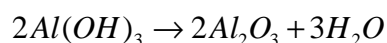
Малорастворимые и нерастворимые основания реагируют крайне медленно и с трудом:



3 Щелочи (растворимые в воде гидроксиды) реагируют с растворами различных солей, образуя новую соль и новое основание:



4 Многие основания, особенно нерастворимые, могут разлагаться на оксид и воду:



Среди щелочей особое место занимает гидроксид аммония, катион которого играет роль катиона щелочного металла. По сравнению с другими щелочами гидроксид аммония легко разлагается на аммиак и воду. Поэтому его в прежние времена называли «летучей щелочью»:



Амфотерные гидроксиды проявляют кислотно-основную двойственность: с кислотами они реагируют как основания:



а с основаниями – как кислоты $[Cr(OH)_3 - H_3CrO_3]$:



С сильными кислотами и основаниями амфотерные гидроксиды образуют соли.

Вопросы для самоконтроля

1 Напишите формулы гидроксидов цинка, кадмия и уравнения возможных реакций их взаимодействия с соляной кислотой и щелочью.

2 С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид алюминия: NaCl, NaOH, HNO₃, CuO?

3 Какие из перечисленных гидроксидов образуют основные соли: KOH, Fe(OH)₂, Cr(OH)₃, NaOH?

Соли – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и кислотных остатков.

С точки зрения теории электролитической диссоциации солями называются электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов:

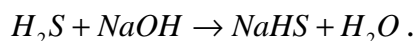


Соль представляет собой продукт полного или частичного замещения металлом атомов водорода кислоты. При полном замещении получаются средние соли (ZnSO₄, MgCl₂), при частичном – кислые (KHCO₃, Na₂HPO₄) или основные (CuOHCl, AlOHSO₄).

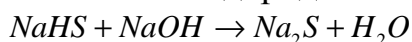
1 Средние (нормальные) соли имеют в своем составе только катионы металлов и анионы кислотного остатка:



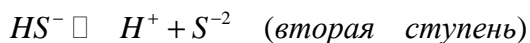
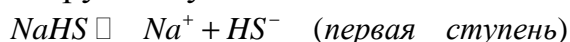
2 Кислые соли – это вещества, содержащие катионы металлов и водорода: NaHCO₃, KHSO₄, т.е. не все атомы водорода в кислоте замещены металлом. Кислые соли можно получить в результате взаимодействия с двух- и более основными кислотами:



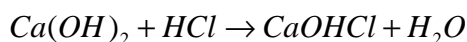
Чтобы кислую соль превратить в среднюю соль, необходимо добавить основание для полного замещения атомов водорода металлом:



Кислые соли диссоциируют ступенчато:



3 Основные соли – продукт неполного замещения гидроксогрупп в молекуле основания ($BaOHCl$, $FeOHNO_3$) на кислотные остатки. Основания, которые содержат двух- и более валентные металлы, способны образовывать основную соль:

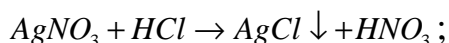


Основные соли диссоциируют ступенчато:

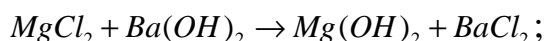


Соли могут вступать в химические реакции:

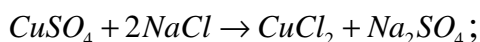
а) с кислотами. В результате реакции образуется новая соль и новая кислота:



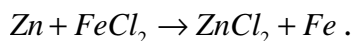
б) с основаниями:



в) с солями:



г) с металлами:



Вопросы для самоконтроля

1 Напишите уравнения следующих реакций:

а) гидрокарбонат натрия + соляная кислота;

б) хлорид бария + сульфат натрия.

2 Получите тремя способами хлорид цинка.

3 Какие соли диссоциируют ступенчато: NaH_2PO_4 , KCl , $AlOHSO_4$, $NaNO_3$.

Контрольные задания

№1

1 К простым веществам, в отличие от сложных, относятся: а) поваренная соль, б) углерод, в) аммиак.

2 С азотной кислотой взаимодействует: а) CaO ; б) Au ; в) SO_2 .

3 Ступенчато диссоциирует: а) $Al(OH)_3$; б) $NaCl$; в) $LiOH$.

4 Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим переходам: $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow Na_3PO_4$. Молярная масса какого из полученных соединений имеет наименьшую массу: а) $NaOH$; б) Na_2SO_4 ; в) Na_3PO_4 .

5 Как изменяется кислотный характер марганца: $Mn^{+4} \rightarrow Mn^{+6} \rightarrow Mn^{+7}$
а) увеличивается, б) уменьшается, в) не изменяется.

№2

1 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

а) $ZnO + HNO_3$; б) $CuO + Fe_2O_3$; в) $NaHCO_3 + NaOH$?

2 К амфотерным металлам относятся:

а) кальций; б) олово; в) серебро; г) цинк.

3 В каком случае получится основная соль:

а) $Cu(OH)_2 + HCl$; б) $Cu(OH)_2 + HCl$; в) реакция невозможна..
изб. недост.

4 Степень окисления азота в соединениях: $NaNO_3$, NO_2 , N_2O_3

а) +5, +4, +3; б) +2, -4, +1; в) +1, +2, +3.

5 К двухэлементным веществам (в отличие от одноэлементных) относятся:

а) угольная кислота; б) оксид кальция; в) питьевая сода; в) поваренная соль.

№3

1 Какой из оксидов относится к основным: а) SO_2 ; б) FeO ; в) P_2O_5 ?

2 В одном из трех случаев реакция не идет:

а) $KOH + ZnO$; б) $CuSO_4 + NaOH$; в) $HCl + SiO_2$.

3 К одноосновным кислотам относятся:

а) хлорная; б) фосфорная; в) угольная; г) азотная.

4 Среди перечисленных солей укажите основные:

а) $NaHSO_4$; б) $FeOHCl$; в) $CrCl_3$; г) $AlOHSO_4$.

5 Степень окисления олова в соединениях SnO_2 , SnO , Na_2SnO_3 :

а) +4, +2, +4; б) +2, -2, +1; в) -4, +1, +3.

№4

1 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

а) $Fe(OH)_2 + H_3PO_4$; б) $CO_2 + HCl$; в) $NaOH + CH_3COOH$.

2 К кислотным оксидам относятся:

а) CaO ; б) SiO_2 ; в) PbO_2 ; г) FeO .

3 Степень окисления кислотообразующего элемента в соединениях:

$KMnO_4$, $HBrO_3$, H_2SO_3

а) Mn^{+7} , Br^{+5} , S^{+4} ; б) Mn^{+2} , Br^{+} , S^{+2} ; в) Mn^{+3} , Br^{+1} , S^{-2} .

4 Наименьшую массу имеет один моль соли:

а) $KClO_3$; б) KNO_3 ; в) KPO_3 .

5 Укажите соль, диссоциирующую ступенчато:

а) $CaCO_3$; б) $NaHSO_4$; в) $CuSO_4$; г) $Na_2C_2O_4$.

№5

1 В каком случае получится основная соль:

а) $Mg(OH)_2 + HCl$; б) $Mg(OH)_2 + HCl$; в) реакция невозможна..
недост. изб.

2 К двухосновным кислотам относятся:

а) соляная; б) серная; в) уксусная; г) угольная.

3 К амфотерным оксидам относятся:

а) Na_2O ; б) Cr_2O_3 ; в) Al_2O_3 ; г) MgO .

4 Укажите гидроксид, который диссоциирует ступенчато:

а) LiOH ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; г) KOH .

5 К двухэлементным веществам (в отличие от трехэлементных) относятся:

а) соляная кислота; б) едкий натр; в) оксид углерода; г) ацетат натрия.

№6

1 Определите степень окисления азота в соединениях HNO_2 , NH_3 , N_2O_5 :

а) +1, +3, +2; б) +3, -3, +5; в) -1, +3, -2.

2 К амфотерным оксидам относятся:

а) SnO_2 ; б) FeO ; в) ZnO ; г) CuO .

3 В каком случае получится кислая соль:

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$; в) реакция невозможна.
недост. изб.

4 Наибольшую массу имеет один моль соли:

а) NaCl ; б) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$; в) Na_2SO_4 .

5 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

а) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$; в) $\text{CaO} + \text{ZnO}$.

№7

1 К амфотерным гидроксидам относятся:

а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Pb}(\text{OH})_2$; в) KOH ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

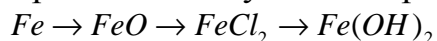
2 Азотная кислота взаимодействует со следующими веществами:

а) CO_2 ; б) K_2O ; в) ZnCl_2 ; г) H_2SO_4 .

3 Ступенчато диссоциируют следующие вещества:

а) CuOHCl ; б) KNO_3 ; в) HBr ; г) NaHCO_3 .

4 Напишите уравнения реакций следующих переходов:



Моль какого из полученных соединений имеет наибольшую массу?

5 К трехэлементным веществам относятся:

а) азотная кислота; б) негашеная известь; в) гидроксид калия.

№8

1 К основным оксидам относятся:

а) CO_2 ; б) MgO ; в) CuO ; г) SO_3 .

2 Определите степень окисления кислотообразующего элемента в соединениях: K_3PO_4 , Na_3AsO_4 , H_2CO_3 .

а) +5, +5, +4; б) +1, +1, +2; в) +3, +5, +2; г) +3, -3, +3.

3 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

а) $\text{CuO} + \text{SO}_2$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$; в) $\text{MgCl}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

4 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам:



Моль какого из полученных соединений имеет наименьшую массу:

а) $MgCl_2$; б) $Mg(OH)_2$; в) $MgSO_4$.

5 Не образуют кислых солей следующие кислоты:

а) азотная; б) соляная; в) серная; г) борная.

№9

1 Определите степень окисления марганца в соединениях: $MnSO_4$, MnO_2 , $KMnO_4$.

а) +4, +2, +3; б) +2, +4, +7; в) -2, -4, 0.

2 С какими из перечисленных веществ будет реагировать $NaOH$:

а) CaO ; б) $Be(OH)_2$; в) K_2O ; г) SiO_2 .

3 Какое соединение диссоциирует ступенчато:

а) HCl ; б) $NaHSO_4$; в) Mn_2O_3 .

4 К двухэлементным веществам относятся:

а) негашеная известь; б) карбонат калия; в) азотная кислота.

5 В каком случае возможна реакция:

а) $Cr(OH)_3 + NaOH$; б) $CaO + NaOH$.

№10

1 Определите степень окисления хрома в соединениях: $NaCrO_2$, CrO , H_2CrO_4 :

а) +4, +2, +8; б) +3, +2, +6; в) +1, +3, -6.

2 С какими из перечисленных веществ будет реагировать H_2SO_4 :

а) CaO ; б) $NaOH$; в) SO_3 .

3 К амфотерным металлам относятся:

а) медь; б) цинк; в) натрий; г) свинец.

4 Какое соединение диссоциирует ступенчато:

а) NaI ; б) $CuOHCl$; в) CH_3COOH .

5 К простым веществам относятся (в отличие от сложных):

а) аммиак; б) вода; в) графит.

№11

1 Определите степень окисления серы в соединениях: H_2SO_3 , Na_2SO_4 , H_2S :

а) +1, +2, 0; б) +4, +6, -2, в) -4, +8, +2.

2 К двухэлементным веществам относятся:

а) хлорид аммония; б) сульфат натрия; в) сухой лед.

3 В каком случае будет выделяться углекислый газ:

а) $Na_2CO_3 + HCl$; б) $CaCO_3 + NaOH$?

4 Какое соединение диссоциирует ступенчато:

а) KOH ; б) KH_2PO_4 ; в) HBr ?

5 Какие из следующих пар взаимодействуют между собой:

а) $\text{HNO}_3 + \text{CuO}$; б) $\text{CaO} + \text{K}_2\text{O}$; в) $\text{CO}_2 + \text{NaOH}$?

№12

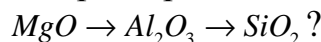
1 Какие из следующих пар взаимодействуют между собой:

а) $\text{CO}_2 + \text{HCl}$; б) $\text{CaO} + \text{SO}_3$; в) $\text{FeCl}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

2 Какие соединения диссоциируют ступенчато:

а) FeOHCl ; б) NaNO_3 ; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

3 Как изменяется основной характер оксидов в данном ряду:



а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

4 К трехэлементным веществам относятся:

а) оксид меди; б) хлорид аммония; в) ацетат натрия.

5 В каком случае получится основная соль:

а) $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$; б) $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$?
изб. недост.

№13

1 В каком случае получится кислая соль:

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$?
недост. изб.

2 Определите степень окисления хлора в соединениях HClO_4 , Cl_2 , KCl :

а) +7, 0, -1; б) +5, -1, +1; в) -7, +5, 0.

3 С каким из перечисленных веществ будет реагировать NaOH :

а) Na_2O ; б) SiO_2 ; в) HNO_3 ?

4 Составьте уравнения реакций, характеризующих амфотерный характер гидроксида олова (II).

5 Ступенчато диссоциирует:

а) HCl ; б) NaHCO_3 ; в) NaNO_3 .

№14

1 Среди данных веществ укажите кислотный оксид:

а) MnO ; б) CrO_3 ; в) MgO .

2 Какое из данных веществ реагирует с кислотой:

а) N_2O_5 ; б) CuO ; в) P_2O_3 ?

3 Ступенчато диссоциирует:

а) NaOH ; б) H_2CO_3 ; в) HCl .

4 Будут ли реагировать между собой данные вещества: $\text{MgO} + \text{CaO}$?

а) Да; б) Нет.

5 Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли:

а) CH_3COOH ; б) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; в) HI ; г) H_3PO_4 ?

№15

1 Какое из данных веществ реагирует с кислотой:

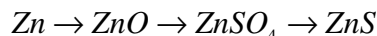
а) CO_2 ; б) CaO ; в) Al_2O_3 ; г) HNO_2 .

2 Ступенчато диссоциирует:

- а) H_2SiO_3 ; б) KOH ; в) HNO_3 .
- 3 Определите степень окисления йода в соединениях KIO_3 , KI , I_2 :
- а) +6, +1, +2; б) -5, 0, +1, в) +5, -1, 0.
- 4 Какой из перечисленных оксидов относится к основным:
- а) CO_2 ; б) FeO ; в) P_2O_5 ?
- 5 Какие из перечисленных гидроксидов образуют основные соли:
- а) NaOH ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; г) LiOH ?

№16

- 1 Определите степень окисления азота в соединениях KNO_2 , N_2O_3 , N_2 :
- а) -2, +3, +1; б) +3, +3, 0; в) +2, +3, -1.
- 2 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным:
- а) FeO ; б) P_2O_5 ; в) CuO ?
- 3 Какое вещество диссоциирует ступенчато:
- а) KOH ; б) NaNO_3 ; в) K_2PO_4 ?
- 4 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам:



- Моль какого из полученных соединений имеет наименьшую массу?
- 5 Какое вещество реагирует с кислотой:
- а) PH_3 ; б) CaO ; в) H_2SO_4 ?

№17

- 1 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:
- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$; б) $\text{Ag} + \text{Cu}(\text{OH})_2$; в) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$.
- 2 Какой из перечисленных оксидов относится к основным:
- а) SO_2 ; б) H_2O ; в) K_2O .
- 3 Какое вещество диссоциирует ступенчато:
- а) HBr ; б) ZnOHCl ; в) CH_3COOH .
- 4 Будут ли взаимодействовать между собой данные вещества:
- $\text{CaO} + \text{SO}_3$?
- а) Да; б) Нет.
- 5 В каком случае марганец проявляет основные свойства:
- а) MnO ; б) MnO_3 ; в) KMnO_4 ?

№18

- 1 К простым веществам (в отличие от сложных) относятся:
- а) аммиак; б) углерод; в) сульфид натрия.
- 2 В каком случае возможна реакция:
- а) $\text{SO}_2 + \text{HCl}$; б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$; в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O}$?
- 3 Как изменяется кислотный характер оксидов в данном ряду:
- $$\text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 ?$$
- а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.
- 4 Наименьшую массу имеет один моль соли:

а) $KClO_3$; б) K_2SO_4 ; в) KNO_3 .

5 Какая соль диссоциирует ступенчато:

а) $CaCO_3$; б) $MgOHCl$; в) $CuSO_4$?

№19

1 Какие из перечисленных кислот относятся к одноосновным:

а) борная; б) азотистая; в) серная; г) уксусная.

2 Как изменяется основной характер элементов первой группы главной подгруппы в периодической системе сверху вниз:

а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

3 Какие из перечисленных оксидов относятся к амфотерным:

а) Na_2O ; б) BeO ; в) Al_2O_3 ; г) CaO ?

4 Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим переходам:



Моль какого из полученных соединений имеет наибольшую массу?

5 Какие из перечисленных кислот не образуют кислых солей:

а) CH_3COOH ; б) HCl ; в) $H_2C_2O_4$; г) H_3PO_4 .

№20

1 Между собой взаимодействуют следующие вещества:

а) $Ni_2O_3 + NaOH$; б) $Cu(OH)_2 + HCl$; в) $MgO + HNO_3$.

2 Ступенчато диссоциируют следующие вещества:

а) $Ca(H_2PO_4)_2$; б) $H_2C_2O_4$; в) CH_3COOH .

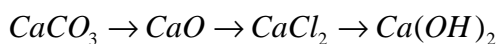
3 Соляная кислота будет взаимодействовать со следующими веществами:

а) $Zn(OH)_2$; б) H_3PO_4 ; в) CaO ; г) CO_2 .

4 Укажите степень окисления фосфора в соединениях HPO_3 , H_3PO_4 , $H_4P_2O_7$:

а) +5, -5, +10; б) +5, +5, +5; в) +2, +4, +6; г) -2, +1, +5.

5 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам:



Моль какого из полученных соединений имеет наименьшую массу?

2 Химический эквивалент

Единицей измерения количества вещества является моль. Моль - количество вещества, которое содержит $6.02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.). Массу одного моля вещества называют молярной массой (М). Основной единицей измерения молярной массы является килограмм на моль (кг/моль), грамм на моль (г/моль) или миллиграмм на моль (мг/моль).

Молярную массу находят, как отношение массы «m» вещества к его количеству в молях «n(x)»:

$$M(x) = \frac{m}{n(x)}.$$

Во всех случаях следует указывать вид частицы, молярная масса которой определяется.

Пример - $M(K) = 39,09$ г/моль; $M(Ca^{2+}) = 40,08$ г/моль; $M(CH_4) = 16,01$ г/моль

Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица, соответствующая одному иону водорода в кислотно-основных или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Эквивалент – безразмерная величина.

$$Э(Mg(OH)_2) = \frac{1}{2} M_{g(OH)_2}$$

$$Э(H_2) = \frac{1}{2} H_2$$

$$Э(O_2) = \frac{1}{4} O_2$$

Моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6.02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_э$). Единица измерения – кг/моль, г/моль.

$$M_э(KOH) = M(KOH) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M_э(H_2SO_4) = \frac{1}{2} M(H_2SO_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$$

$$M_э(O_2) = \frac{1}{4} M(O_2) = 32/4 = 8 \text{ г/моль}$$

Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, называют **фактором эквивалентности** ($f_э$):

$$f_э(KOH) = 1; \quad f_э(H_2SO_4) = \frac{1}{2}; \quad f_э(O_2) = \frac{1}{4}.$$

Для окислительно-восстановительных реакций используют «эквивалентное число» (z), которое равно числу электронов, принятых одной молекулой окислителя или отданных одной молекулой восстановителя.

Пример - При переходе марганца $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ эквивалент равен $\frac{1}{5}$, т.к. марганец восстанавливается, принимая пять электронов: $Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$. Для серы эквивалент равен $\frac{1}{2}$, т.к. сера окисляется, отдавая два электрона: $S^{-2} - 2e^- \rightarrow S^0$.

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества используют следующие формулы:

а) для простого вещества:

$$M_э = \frac{M}{B},$$

где $M_э$ – молярная масса атома данного вещества; B – валентность атома данного вещества;

б) для сложного вещества:

$$M_{\text{э}} = M / (B_n),$$

где M – молярная масса данного вещества; B – валентность функциональной группы, n – число функциональных групп в молекуле.

Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла.

Например,

$$M_{\text{э}}(\text{Al}) = M/B = 27/3 = 9 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/(B_n) = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M/(B_n) = 342/(3 \cdot 2) = 57 \text{ г/моль}$$

Моль любого вещества в газообразном или парообразном состоянии при нормальных условиях занимает объем 22,4 л (**Закон Авогадро**).

Для вычисления **объема моля эквивалентов** ($V_{\text{э}}$) газов, необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Так, $M_{\text{э}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль}$, что в два раза меньше массы моля, следовательно, объем моля эквивалентов водорода в два раза меньше объема моля, т.е.:

$$V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л}$$

Аналогично, $M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 1/4 (M(\text{O}_2)) = 32/4 = 8 \text{ г/моль}$, отсюда, объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т.е. $V_{\text{э}}(\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6 \text{ л}$.

Вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных соотношениях, т.е. массы веществ « m », реагирующие друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов (**закон эквивалентов**). Данный закон имеет математическое выражение:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{э}}(x_1)}{M_{\text{э}}(x_2)}$$

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов удобно представить в виде:

$$c_{\text{эке}}(1) \cdot V_1 = c_{\text{эке}}(2) \cdot V_2,$$

где $c_{\text{эке}}(1)$ и $c_{\text{эке}}(2)$ – молярные концентрации эквивалентов растворов, моль/л, V_1, V_2 – объем реагирующих растворов, л.

Примеры решения задач

Пример 1 – 73,86 % (по массе) металла при взаимодействии с хлором образует хлорид металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла в соединении.

Решение. Вычислим содержание хлора в хлориде металла, приняв массу хлорида за 100 %:

$$100 - 73,86 = 26,14 \%,$$

т.е. на 73,86 частей массы металла приходится 26,14 г хлора.

Зная, что молярная масса эквивалента иона хлора равна 35,5 г/моль, определим молярную массу эквивалента металла в хлориде по закону эквивалентов:

$$\frac{m(Me)}{m(Cl^-)} = \frac{M_{\text{э}}(Me)}{M_{\text{э}}(Cl^-)},$$

где Me – металл, $M_{\text{э}}(Me)$ - молярная масса эквивалента металла.

$$M_{\text{э}}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M(Cl^-)}{m(Cl^-)};$$

$$M_{\text{э}}(Me) = \frac{73,86 \cdot 35,5}{26,14} = 100,3 \text{ г/моль.}$$

Пример 2 - Идентифицируйте металл, если 0,24 г его вытеснили из кислоты 221 мл водорода (н. у.) с образованием иона со степенью окисления +2.

Решение: В законе эквивалентов заменим массу водорода и его молярную массу эквивалента соответствующими объемами. Напомним, что объем 1 моль эквивалентов водорода равен 11,2 л (11200 мл) н.у.

$$\text{Тогда, } \frac{m(Me)}{V_0(H_2)} = \frac{M_{\text{э}}(Me)}{V_{\text{э}}(H_2)}; \quad M_{\text{э}}(Me) = \frac{0,24 \cdot 11200}{221} = 12,16 \text{ г/моль.}$$

Так как искомый металл проявляет степень окисления +2, то молярная масса: $M(Me) = M_{\text{э}}(Me) \cdot V = 12,16 \cdot 2 = 24,3 \text{ г/моль}$, следовательно, искомый металл – магний.

Пример 3 - При сгорании металла образуется 9,43 г его оксида. Молярная масса эквивалента оксида металла равна 17 г/моль. Какая масса металла вступила в реакцию?

Решение: Учитывая, что $M_{\text{э}}(\text{оксида металла}) = M_{\text{э}}(\text{кислорода}) + M_{\text{э}}(\text{металла})$ можно определить молярную массу эквивалента металла:

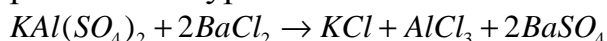
$$M_{\text{э}}(Me) = M_{\text{э}}(MeO) - M_{\text{э}}(O_2) = 17 - 8 = 9 \text{ г/моль.}$$

По закону эквивалентов определяем количество металла, вступившего в реакцию:

$$\frac{m(MeO)}{m(Me)} = \frac{M_{\text{э}}(MeO)}{M_{\text{э}}(Me)} = \frac{9,43 \cdot 9}{17} = 4,99 \text{ г}$$

Пример 4 - Вычислить молярную массу эквивалента $KAl(SO_4)_2$ при взаимодействии с $BaCl_2$.

Решение: Реакция протекает по уравнению:



Из уравнения реакции видно, что оба металла – калий и алюминий – из $KAl(SO_4)_2$ обмениваются на металл барий из $BaCl_2$. Так как валентность калия равна 1, а валентность алюминия 3, то эквивалент $KAl(SO_4)_2$ в данном случае численно равен молярной массе $KAl(SO_4)_2$, деленной на 4:

$$\mathcal{E}_{KAl(SO_4)_2} = \frac{M(KAl(SO_4)_2)}{4} = 258 / 4 = 64,5 \text{ г/моль.}$$

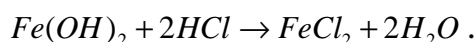
Вопросы для самоконтроля

- 1 Что называется эквивалентом?
- 2 Как формулируется закон эквивалентов?
- 3 Какая зависимость существует между относительной молярной массой элемента, эквивалентом и его валентностью?
- 4 Является ли эквивалент элемента постоянной величиной?
- 5 Как определить эквивалент сложного вещества?
- 6 Каков эквивалентный объем водорода и кислорода (при н.у.)?

Контрольные задания

№1

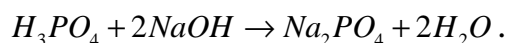
- 1 Чему равна молярная масса эквивалента K_2O , $AgCl$:
а) 47; 143,5 г/моль; б) 55; 20,3 г/моль; в) 94,0; 71,75 г/моль?
- 2 Вычислите эквивалент $Fe(OH)_2$ в реакции:



- а) 45; б) 90; в) 63.
- 3 Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 8,34 г его окисляются 0,68 л кислорода (н.у.):
а) 137,4 г/моль; б) 196,2 г/моль; в) 12,3 г/моль.

№ 2

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента HNO_3 , $Ca(OH)_2$:
а) 21; 37 г/моль; б) 63; 37 г/моль; в) 12,6; 18,5 г/моль?
- 2 Вычислите эквивалент H_3PO_4 в реакции:



- а) 49; б) 32,7; в) 24,5.
- 3 При сгорании 1,5 г металла получилось 2,1 г оксида. Рассчитайте молярную массу эквивалента этого металла:
а) 6,00 г/моль; б) 20,00 г/моль; в) 35,00 г/моль.

№ 3

- 1 Чему равна молярная масса эквивалента Cr_2O_3 , $NaOH$:
а) 25,3; 13,3 г/моль; б) 76; 20 г/моль; в) 50,7; 40 г/моль?
- 2 Вычислите эквивалент $AlCl_3$ в реакции:



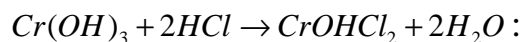
- а) 44,5; б) 66,75; в) 22,25.
- 3 Для окисления 1,815 г четырехвалентного металла потребовалось 560 см³ кислорода (н.у.). Рассчитайте молярную массу эквивалента металла:
а) 36,3 г/моль; б) 18,15 г/моль; в) 25,93 г/моль.

№ 4

1 Чему равна молярная масса эквивалента H_3PO_4 , CuO :

а) 98,0; 79,5 г/моль; б) 32,70; 39,75 г/моль; в) 14,00; 19,87 г/моль.

2 Вычислите эквивалент $Cr(OH)_3$ в реакции:



а) 34,3; б) 51,5; в) 25,75.

3 Вычислите молярную массу эквивалента хрома в оксиде, содержащем 52 % хрома и 48 % кислорода:

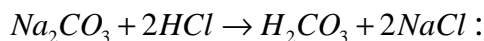
а) 8,67 г/моль; б) 17,33 г/моль; в) 45,38 г/моль.

№ 5

1 Одинаковая ли молярная масса эквивалента железа в соединениях $FeCl_2$, $FeCl_3$?

а) да; б) нет.

2 Вычислите эквивалент Na_2CO_3 в реакции:



а) 21,2; б) 53; в) 35,3.

3 Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида, если металл 0,18 г соединяется с кислородом объемом 84 мл (н.у.).

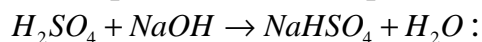
а) 12; 20 г/моль; б) 0,017; 8,017 г/моль; в) 3,43; 19,43 г/моль.

№ 6

1 Чему равна молярная масса эквивалента P_2O_5 , $ZnCl_2$:

а) 28,4; 34,1 г/моль; б) 14,2; 68,2 г/моль; в) 47,3; 70,8 г/моль?

2 Вычислите эквивалент серной кислоты в реакции:



а) 49; б) 98; в) 20,6.

3 Мышьяк образует оксид, который содержит 65,2 % мышьяка. Определите молярную массу эквивалента мышьяка:

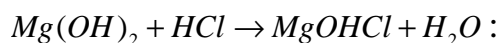
а) 15 г/моль; б) 30 г/моль; в) 22 г/моль.

№ 7

1 Чему равна молярная масса эквивалента HNO_3 , $MnCl_3$:

а) 63,00; 53,83 г/моль; б) 21,00; 40,40 г/моль; в) 15,75; 23,07 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $Mg(OH)_2$ в реакции:



а) 29,00; б) 58,00; в) 19,33.

3 При взаимодействии 5,75 г металла с 9,125 г кислоты выделилось 2800 мл водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента металла и кислоты.

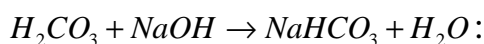
а) 23,00; 36,5 г/моль; б) 20,00; 31,74 г/моль; в) 11200; 560 г/моль.

№ 8

1 Чему равна молярная масса эквивалента $Fe_2(SO_4)_3$, CdO :

а) 133,33; 32,10 г/моль; б) 66,67; 64,20 г/моль; в) 200,0; 52,1 г/моль?

2 Вычислите эквивалент H_2CO_3 в реакции:



а) 62; б) 31; в) 20,7.

3 Вычислите молярную массу эквивалента соли, 0,6 г которой прореагировало с 0,42 мл щелочи, эквивалент щелочи равен 56,11.

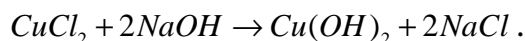
а) 391,1 г/моль; б) 80,14 г/моль; в) 156,2 г/моль.

№ 9

1 Чему равна молярная масса эквивалента $NiCl_2$, H_3PO_4 :

а) 64,85; 32,67 г/моль; б) 43,23; 24,5 г/моль; в) 129,7; 19,6 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $CuCl_2$ в реакции:



а) 134,54; б) 67,27; в) 33,63.

3 Вычислите молярную массу эквивалента элемента, если 0,5 г его вытеснили из кислоты 0,167 л водорода (н.у.).

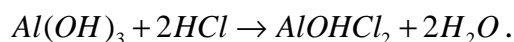
а) 33,53 г/моль; б) 67,00 г/моль; в) 16,75 г/моль.

№ 10

1 Чему равна молярная масса эквивалента $NaNO_3$, $Zn(OH)_2$:

а) 28,33; 33,13 г/моль; б) 85,00; 49,70 г/моль; в) 21,25; 24,85 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $Al(OH)_3$ в реакции:



а) 26,00; б) 39,00; в) 78,00.

3 Вычислите валентность в оксиде, в котором на 1 г марганца приходится 1,02 г кислорода.

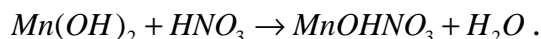
а) валентность равна 8; б) валентность равна 7; в) валентность равна 2.

№ 11

1 Чему равна молярная масса эквивалента $SnCl_2$, KOH :

а) 189,7; 56 г/моль; б) 94,85; 56,00 г/моль; в) 63,23; 18,67 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $Mn(OH)_2$ в реакции:



а) 54,94; б) 27,47; в) 18,31.

3 При сгорании 10,8 г металла расходуется 6,72 л кислорода при н.у. Определите молярную массу эквивалента металла.

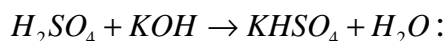
а) 12,85 г/моль; б) 9,00 г/моль; в) 36,00 г/моль

№ 12

1 Чему равна молярная масса эквивалента $Ca_3(PO_4)_2$, HCl :

а) 155,00; 18,25 г/моль; б) 51,67; 36,50 г/моль; в) 103,33; 12,17 г/моль?

2 Вычислите эквивалент H_2SO_4 в реакции:



а) 49,00; б) 98,00; в) 32,67.

3 Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,20 см³ кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента галогена.

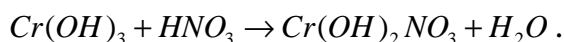
а) 126,9 г/моль; б) 253,8 г/моль; в) 507,67 г/моль.

№ 13

1 Чему равна молярная масса эквивалента Na_2CO_3 , $NaNO_3$:

а) 106,00; 28,33 г/моль; б) 21,2; 85,00 г/моль; в) 53,00; 85,00 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $Cr(OH)_3$ в реакции:



а) 34,33; б) 51,50; в) 103,00.

3 Вычислите валентность меди в оксиде, в котором на 1 г кислорода приходится 3,973 г меди.

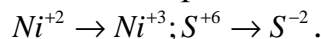
а) 2; б) 1; в) 4.

№ 14

1 Чему равна молярная масса эквивалента $Ba(OH)_2$, Fe_2O_3 :

а) 171,33; 160,00 г/моль; б) 68,67; 80,00 г/моль; в) 85,67; 26,67 г/моль?

2 Вычислите эквивалент никеля и серы в следующих переходах:



а) 58,70; 4,00; б) 29,35; 5,40; в) 19,57; 16,00.

3 При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

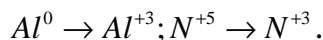
а) 9 г/моль; 27 г/моль; б) 0,9 г/моль; 0,27 г/моль; в) 17,88 г/моль; 54,00 г/моль.

№ 15

1 Чему равна молярная масса эквивалента $KmnO_4$, Bi_2O_3 :

а) 22,56; 230,00 г/моль; б) 158,00; 77,63 г/моль; в) 39,50; 155,27 г/моль?

2 Вычислите эквивалент алюминия и азота в следующих переходах:



а) 9,00; 14,00; б) 9,00; 7,00; в) 27,00; 7,00.

3 При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите молярную массу эквивалента оксида и металла.

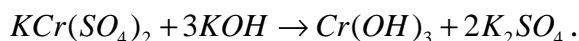
а) 80; 64 г/моль; б) 50; 42 г/моль; в) 40; 32 г/моль.

№ 16

1 Чему равна молярная масса эквивалента CuO , $CrCl_3$:

а) 79,50; 29,25 г/моль; б) 19,88; 52,00 г/моль; в) 39,75; 52,83 г/моль?

2 Вычислите эквивалент $KCr(SO_4)_2$ в реакции:



а) 70,75; б) 94,33; в) 47,17.

3 Хлорид металла содержит 69 % хлора. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

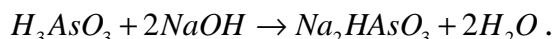
а) 15,95 г/моль; б) 31,00 г/моль; в) 95,60 г/моль.

№ 17

1 Чему равна молярная масса эквивалента $AuCl_3$, K_2O :

а) 303,46; 94,00 г/моль; б) 101,15; 47,00 г/моль; в) 75,86; 31,33 г/моль?

2 Вычислите эквивалент H_3AsO_3 в реакции:



а) 62,96; б) 41,98; в) 125,92.

3 Вычислите молярную массу эквивалента серы в соединениях ее с железом (II), если на серу массой 0,161 г приходится железа массой 0,279 г.

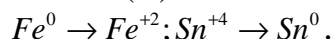
а) 48 г/моль; б) 16 г/моль; в) 96 г/моль

№ 18

1 Чему равна молярная масса эквивалента H_2SiO_3 , $NaNO_3$:

а) 78; 85 г/моль; б) 39,00; 85,00 г/моль; в) 26,00; 28,33 г/моль?

2 Вычислите эквивалент железа (II) и олова в следующих переходах:



а) 56,00; 118,69; б) 28,00; 29,87; в) 50,00; 59,35.

3 При сгорании 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г оксида. Какой взят металл?

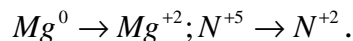
а) алюминий; б) железо; в) цинк.

№ 19

1 Чему равна молярная масса эквивалента $HClO_4$, $Pb(NO_3)_2$:

а) 100,5; 165,6 г/моль; б) 25,12; 82,80 г/моль; в) 20,10; 55,2 г/моль?

2 Вычислите эквивалент магния и азота в следующих переходах:



а) 24,00; 14,00; б) 48,00; 70,00; в) 12,15; 4,70.

3 Вычислите молярную массу эквивалента и валентность железа, содержащего 30 % кислорода.

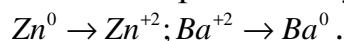
а) 18,77 г/моль, 3; б) 37,15 г/моль, 2; в) 40,80 г/моль, 6.

№ 20

1 Чему равна молярная масса эквивалента FeO , Fe_2O_3 :

а) 72,00; 160,00 г/моль; б) 36,00; 26,67 г/моль; в) 18,00; 53,33 г/моль?

2 Вычислите эквивалент цинка и бария в следующих переходах:



а) 65,40; 137,33; б) 32,70; 66,67; в) 16,35; 34,33.

3 Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида, зная, что на окисление 0,25 г металла израсходовано 70 см^3 кислорода, измеренного при нормальных условиях.

а) 20; 28 г/моль; б) 40; 48 г/моль, 2; в) 28,86; 36,86 г/моль.

3 Химическая кинетика

Химической кинетикой называется учение о скорости и механизме химических реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Концентрация, т.е. количество вещества в единице объема, выражается обычно числом молей вещества, содержащихся в 1 л, и обозначается в молях на литры (моль/л). Если время измерять в секундах, то размерность скорости химической реакции – моль/(л·с).

Если в реакции $A + B \rightarrow C$ концентрация вещества А за промежуток времени $t_2 - t_1$ изменится с c_1 до c_2 , то средняя скорость реакции для интервала $t_2 - t_1$, будет равна:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}.$$

Но $C_2 - C_1 < 0$, т.к. $C_2 < C_1$, однако скорость всегда величина положительная, поэтому перед дробью ставят знак минус. Таким образом, знак минус отвечает случаю, когда о скорости судят по уменьшению концентрации одного из исходных веществ. Если о скорости реакции судят по возрастанию концентрации продуктов реакции, C_2 , то перед дробью ставят знак плюс.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления и присутствия катализатора.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики – законом действия масс (К. Гульберг, и П. Вааге, 1867 г.).

При постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции между веществами А и В по уравнению $mA + pB \rightarrow A_m B_p$ скорость химической реакции по закону действия масс записывается:

$$v_{\text{реакции}} = k \cdot C_A^m \cdot C_B^p,$$

где $v_{\text{реакции}}$ – скорость реакции; C_A , C_B – молекулярные концентрации реагирующих веществ; m и p – стехиометрические коэффициенты; k – константа скорости реакции, численно равная скорости реакции, когда произведение реагирующих веществ равно единице.

Молекулярные концентрации реагирующих веществ иногда обозначаются квадратными скобками []. Для конкретного примера $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

по закону действия масс, скорость реакции записывается следующим образом:

$$v_{\text{реакции}} = k \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2]$$

Системой в химии называют вещества, находящиеся во взаимодействии, обособленные от окружающей среды. Различают **гомогенные** (однородные) и **гетерогенные** (неоднородные) системы. **Фазой** называется однородная составная часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела. Гомогенные системы однообразны по определению. Система, состоящая из газообразных или неограниченно смешивающихся жидкостей или твердых веществ, является гомогенной. В гетерогенной системе имеются поверхности раздела между отдельными ее частями (фазовые границы). Гетерогенной является система, включающая одновременно твердые и жидкие или твердые и газообразные вещества.

Закон действия масс строго применим только к гомогенным системам. В случае гетерогенных систем в выражение скорости реакций войдут лишь концентрации газообразных или растворенных веществ.

Пример 1 - Реакция протекает в гомогенной системе $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O(\text{пар})$, тогда $v_{\text{реакции}} = k \cdot [H_2]^2 \cdot [O_2]$

Пример 2 - Реакция в гетерогенной системе между твердым оксидом кальция и газообразным диоксидом углерода $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$.

$$v = k \cdot [CO_2]$$

Скорость химической реакции находится в прямой зависимости от изменения температуры.

Количественно, зависимость скорости гомогенных реакций от температуры выражается правилом Вант-Гоффа. Согласно этому правилу при повышении температуры на 10 градусов скорость гомогенных химических реакций увеличивается в два – четыре раза. Математически правило Вант-Гоффа может быть выражено следующим образом. Если температура повышается от t_1 до t_2 , то скорость реакции при температуре t_2 выражается через скорость реакции при температуре t_1 так:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где γ - температурный коэффициент скорости реакции.

Пример 3 - Вычислить во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры с 20 °С до 40 °С. Температурный коэффициент скорости равен 3.

Решение. Подставим в уравнение Вант-Гоффа исходные данные:

$$v_{40} = v_{20} \cdot 3 \cdot \frac{40 - 20}{10} = v_{20} \cdot 3^2 = 9 \cdot v_{20}.$$

Следовательно, при повышении температуры с 20 °С до 40 °С скорость реакции возрастет в 9 раз.

Пример 4 - Как изменится скорость химической реакции $NO_2 + CO \rightarrow NO + CO_2$, если уменьшить объем газовой смеси в два раза?

Решение. Запишем выражение скорости:

$$v = k \cdot [NO_2] \cdot [CO]$$

В результате уменьшения объема в два раза вдвое увеличится концентрация, и скорость реакции станет равна:

$$v = k \cdot [2NO_2] \cdot [2CO] = k \cdot 4 \cdot [NO_2] \cdot [CO].$$

Скорость реакции увеличится в четыре раза.

Пример 5 - Обратимая реакция выражается уравнением: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$. В момент равновесия концентрации веществ равны: $[SO_2] = 0,002$ моль/л; $[O_2] = 0,004$ моль/л; $[SO_3] = 0,003$ моль/л. Вычислите исходные концентрации кислорода и оксида серы (IV).

Решение. Из химического уравнения видно, что отношение молей 2:1:2. Следовательно, на образование 0,003 моль/л пошло столько же молей SO_2 , а кислорода в два раза меньше, т.е. $0,003:2=0,0015$ моль. Таким образом, исходная концентрация SO_2 равна: $[SO_2] = 0,002 + 0,003 = 0,005$ моль/л; а исходная концентрация кислорода $[O_2] = 0,004 + 0,0015 = 0,0055$ моль/л.

Пример 6 - Запишите выражение для константы равновесия следующей обратимой реакции: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$.

Решение. Выражение константы равновесия записывается следующим образом:

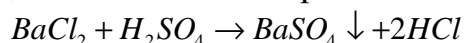
$$K = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}$$

Вопросы для самоконтроля

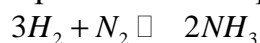
- 1 Дайте определение скорости химической реакции.
- 2 В каких единицах измеряется скорость реакций?
- 3 Как читается закон действия масс, когда и кем он был открыт?
- 4 Запишите математическое выражение для закона действия масс на конкретном примере.
- 5 Как влияет на скорость химической реакции природа и агрегатное состояние реагирующих веществ?

4 Химическое равновесие

Химические реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции, называются необратимыми.



Значительно чаще происходят обратимые процессы, идущие одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном:



Состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой, называется химическим равновесием.

Скорость прямой реакции: $v_1 = k_1 \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2]$, скорость обратной реакции: $v_2 = k_2 \cdot [NH_3]^2$.

При химическом равновесии $v_1 = v_2$, откуда:

$$k_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

где k_c - константа химического равновесия, выраженная через молярные концентрации.

Константа равновесия зависит от температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Состояние химического равновесия, в котором находится любая система, сохраняется до тех пор, пока не изменяются внешние условия. Выход системы из состояния химического равновесия – сдвиг (или смещение) равновесия, может быть обусловлен изменением концентраций составляющих систему веществ и температуры.

Смещение химического равновесия с изменением условий подчиняется следующему правилу, известному под названием принципа Ле – Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то в системе возникают процессы, идущие в направлении, препятствующем этому воздействию.

Согласно этому принципу, увеличение концентрации исходного вещества смещает равновесие в сторону прямой реакции.

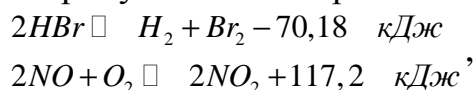
Изменение давления в газообразной системе, оказывает влияние на равновесие только той системы, в которой происходит изменение числа молей в ходе процесса.

На смещение равновесия оказывает влияние изменение температуры. Понижение температуры способствует экзотермическим реакциям, повышение – эндотермическим реакциям.

Пример 1 - В какую сторону сместиться равновесие в системе: $FeCl_3 + 3KCN \rightleftharpoons Fe(CNS)_3 + 3KCl$ вследствие увеличения концентрации.

Решение. В соответствии с изложенным выше принципом Ле-Шателье, увеличение концентрации $FeCl_3$ сместит равновесие в сторону прямой реакции, а увеличение концентрации KCl - в сторону обратной реакции.

Пример 2 - В какую сторону сместиться равновесие в системах:



вследствие увеличения давления и температуры?

Решение. В первой системе вследствие того, что реакция идет без изменения числа молей, увеличение давления не оказывает влияния, а увеличение температуры сместит равновесие в сторону прямой реакции.

Во второй системе увеличение давления смещает равновесие в сторону прямой реакции, а увеличение температуры в сторону обратной реакции.

Вопросы для самоконтроля

1 Какие реакции называются обратимыми и практически необратимыми. Приведите пример.

2 В какой момент при обратимых реакциях наступает состояние химического равновесия?

3 Что показывает константа химического равновесия?

4 Что означает выражение «реакция не доходит до конца»?

Контрольные задания

№1

1 Как изменится скорость реакции $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, если увеличится давление газовой смеси в три раза?

а) увеличится в 6 раз, б) увеличится в 9 раз, в) уменьшится в 6 раз.

2 При некоторой температуре концентрации веществ в равновесной системе $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ составили: $[NO_2] = 0.0189$ моль/л; $[N_2O_4] = 0.0055$ моль/л.

Вычислите константу равновесия.

а) $K_p = 0,065$; б) $K_p = 16,18$; в) $K_p = 25,00$.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления в обратимой реакции:
 $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH + 193.3$ кДж?

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) смещаться не будет.

№ 2

1 Как изменится скорость реакции $2NO + Cl_2 \rightleftharpoons 2NOCl$, если давление газовой смеси уменьшится в три раза?

а) уменьшится в 12 раз; б) уменьшится в 27 раз, в) увеличится в 9 раз.

2 При синтезе аммиака: $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ в равновесии находятся 0,1 моль/л N_2 , 0,2 моль/л H_2 и 0,8 моль/л NH_3 . Вычислите константу равновесия.

а) $K_p = 800$; б) $K_p = 8$; в) $K_p = 0,08$.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$?

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) равновесие смещаться не будет.

№ 3

1 В равновесной системе $CH_4 + CO_2 \rightleftharpoons 2CO + 2H_2$ как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Реакция образования водорода эндотермическая.

а) повысить температуру и давление; б) понизить температуру и давление; в) повысить давление и понизить температуру.

2 Температурный коэффициент скорости (γ) равен 3,2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 40 °С?

а) увеличится в 12,8 раз; б) увеличится в 105 раз; в) увеличится в 128 раз.

3 В каком направлении будет смещаться равновесие реакции: $CuSO_4 + 2NaCl \rightleftharpoons CuCl_2 + Na_2SO_4$ при увеличении концентрации $NaCl$?

а) в сторону обратной реакции; б) равновесие смещаться не будет; в) смещается в сторону прямой реакции.

№ 4

1 Составьте выражение скорости прямой химической реакции, протекающей по уравнению: $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + 2Cl_2$.

а) $v = k \cdot [HCl]^4 \cdot [O_2]$; б) $v = k \cdot [H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2$; в) $v = k \cdot [H_2O] \cdot [Cl_2]$.

2 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ при увеличении давления в системе в 4 раза?

а) увеличится в 16 раз; б) увеличится в 32 раза; в) увеличится в 64 раза.

3 На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma = 2$)?

а) на 30 °С; б) на 40 °С; в) на 4 °С.

№ 5

1 Вычислите константу равновесия для обратимой реакции: $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,056$ моль/л; $[O_2] = 0,028$ моль/л; $[NO_2] = 0,044$ моль/л.

а) $K_p = 22,0$; б) $K_p = 28$; в) $K_p = 21,8$.

2 Температурный коэффициент скорости (γ) равен 3,0. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 40 °С?

а) увеличится в 120 раз; б) увеличится в 81 раз; в) увеличится в 12 раз.

3 В каком направлении сместиться равновесие в системе: $FeCl_3 + 3NH_4CNS \rightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$ вследствие увеличения концентрации $FeCl_3$?

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) равновесие смещаться не будет.

№ 6

1 Равновесие реакции: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[I_2] = 0,25$ моль/л; $[HI] = 0,08$ моль/л; $[H_2] = 0,004$ моль/л. Вычислите константу равновесия.

а) $K_p = 160$; б) $K_p = 1,56$; в) $K_p = 6,4$.

2 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40 до 80 °С, температурный коэффициент скорости (γ) равен 2,5?

а) увеличится в 39,06 раз; б) увеличится в 100 раз; в) увеличится в 10 раз.

3 Как нужно изменить температуру и давление в системе, чтобы повысить выход хлора? $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + 2Cl_2 - 114,5 \text{ кДж}$

а) понизить температуру и давление; б) повысить температуру и давление; в) повысить температуру и понизить давление.

№ 7

1 В какую сторону смещается равновесие в системе: $C_{тв} + H_2O(г) \rightleftharpoons CO_2(г) + H_2(г)$ при повышении давления?

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) равновесие смещаться не будет.

2 Реакция между оксидом азота и кислородом протекает по уравнению: $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$. Равновесие реакции установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[NO] = 0,02 \text{ моль/л}$; $[NO_2] = 0,06 \text{ моль/л}$; $[O_2] = 0,3 \text{ моль/л}$. Вычислите исходные концентрации $[NO]$ и $[O_2]$.

а) $[NO] = 0,88 \text{ моль/л}$; $[O_2] = 0,33 \text{ моль/л}$;

б) $[NO] = 0,08 \text{ моль/л}$; $[O_2] = 0,33 \text{ моль/л}$;

в) $[NO] = 0,05 \text{ моль/л}$; $[O_2] = 0,36 \text{ моль/л}$.

3 Составьте выражение для скорости прямой химической реакции: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$.

а) $v = k \cdot [N_2] \cdot [O_2]$; б) $v = k \cdot [N_2]^2 \cdot [O_2]^2$; в) $v = k \cdot [NO_2]$.

№ 8

1 Как изменится скорость реакции $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$ при увеличении концентрации водорода в 3 раза?

а) увеличится в 6 раз; б) увеличится в 9 раз; в) увеличится в 8 раз.

2 Равновесные концентрации веществ в реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ равны: $[N_2] = 2 \text{ моль/л}$; $[H_2] = 3 \text{ моль/л}$; $[NH_3] = 6 \text{ моль/л}$. Вычислите константу равновесия.

а) $K_p = 0,666$; б) $K_p = 2,00$; в) $K_p = 1,5$.

3 В каком направлении сместится равновесие в системе: $2H_2S_{(г)} + SO_2 \rightleftharpoons 3S_{(тв)} + 2H_2O_{(пар)}$ при повышении давления?

а) равновесие смещаться не будет; б) смещается в прямом направлении; в) смещается в сторону обратной реакции.

№ 9

1 Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, если увеличить давление газовой смеси в четыре раза?

а) увеличится в 16 раз; б) увеличится в 8 раз; в) увеличится в 64 раза.

2 Как возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до 50 °С, если температурный коэффициент равен 2.

а) возрастет в 6 раз; б) возрастет в 60 раз; в) возрастет в 8 раз.

3 Составьте выражение константы равновесия системы:
 $4NH_3 + 3O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O_{(пар)}$.

а) $K_p = \frac{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5}{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}$; б) $K_p = \frac{[4NH_3] \cdot [5O_2]}{[4NO] \cdot [6H_2O]}$; в) $K_p = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}$.

№ 10

1 Реакция окисления диоксида серы: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ началась при $[SO_2] = 0,03$ моль/л; $[O_2] = 0,025$ моль/л. К моменту наступления равновесия $[SO_2] = 0,01$ моль/л. Вычислить равновесные концентрации остальных веществ.

а) $[SO_3] = 0,02$ моль/л; $[O_2] = 0,015$ моль/л;

б) $[SO_3] = 0,04$ моль/л; $[O_2] = 0,0125$ моль/л;

в) $[SO_3] = 0,055$ моль/л; $[O_2] = 0,035$ моль/л.

2 Скорость реакции при охлаждении от 80 до 60 °С уменьшилась в 4 раза. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

а) $\gamma = 2$; б) $\gamma = 4$; в) $\gamma = 8$.

3 В какую сторону смещается равновесие системы:
 $2N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2N_2O - Q$ при повышении температуры?

а) в сторону прямой реакции; б) равновесие смещаться не будет;
в) в сторону обратной реакции.

№ 11

1 Равновесие реакции, протекающей по уравнению: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ установилась при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,004$ моль/л; $[I_2] = 0,025$ моль/л; $[HI] = 0,08$ моль/л. Определите константу равновесия данной реакции.

а) $K_p = 6,4$; б) $K_p = 64$; в) $K_p = 32$.

2 Напишите выражение скорости прямой реакции для системы:
 $CuSO_4 + 2NaCl \rightleftharpoons CuCl_2 + Na_2SO_4$ на основании закона действия масс.

а) $v = k \cdot [CuSO_4] \cdot [NaCl]^2$; б) $v = k \cdot [CuCl_2] \cdot [Na_2SO_4]$; в) $v = k \cdot [CuSO_4] \cdot [2NaCl]$.

3 Как изменится состояние равновесия реакции $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ при понижении давления?

а) равновесие сместится в сторону прямой реакции; б) равновесие сместится в сторону обратной реакции; в) равновесие смещаться не будет.

№ 12

1 Как изменится скорость химической реакции $NO_2 + CO \rightleftharpoons NO + CO_2$, если уменьшить объем газовой смеси в два раза?

а) увеличится в 4 раза; б) уменьшится в 4 раза; в) скорость не изменится.

2 Составьте выражение скорости прямой химической реакции, протекающей по уравнению: $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$.

а) $v = k \cdot [H_2] \cdot [Cl_2]$; б) $v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [Cl_2]^2$; в) $v = k \cdot [2HCl]$.

3 Как изменится состояние равновесия при увеличении концентрации $NaNO_3$ в системе: $FeCl_2 + 2NaNO_3 \rightleftharpoons Fe(NO_3)_2 + 2NaCl$?

а) равновесие сместится в сторону обратной реакции; б) равновесие сместится в сторону прямой реакции; в) равновесие смещаться не будет.

№ 13

1 Как изменится скорость прямой реакции $A + 2B \rightleftharpoons C$, если увеличить давление в 3 раза? Все реагирующие вещества – газы.

а) увеличится в 24 раза; б) увеличится в 9 раз; в) увеличится в 27 раз.

2 Составьте выражение константы равновесия для реакции: $4NH_3 + 3O_2 \rightleftharpoons 2N_2 + 6H_2O_{(пар)}$

а) $K_p = \frac{[N_2]^2 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}$; б) $K_p = \frac{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}{[N_2]^2 \cdot [H_2O]^6}$; в) $K_p = \frac{[2N_2] \cdot [6H_2O]}{[4NH_3] \cdot [3O_2]}$.

3 Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции $H_{2(г)} + S_{(ж)} \rightleftharpoons H_2S_{(г)} + 20,9 \text{ кДж}$ в сторону образования сероводорода?

а) увеличение давления; б) увеличение температуры; в) уменьшение температуры.

№ 14

1 Как повлияет повышение концентрации CO_2 на равновесие системы: $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)} + H_{2(г)}$?

а) равновесие смещаться не будет; б) равновесие сместится в сторону прямой реакции; в) равновесие сместится в сторону обратной реакции.

2 Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до 70 °С, если температурный коэффициент равен 2.

а) увеличится в 32 раза; б) увеличится в 10 раз; в) увеличится в 20 раз

3 Составьте выражение константы равновесия для данной системы: $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH$.

а) $K_p = \frac{[CH_3OH]}{[CO] \cdot [H_2]^2}$; б) $K_p = \frac{[CO] \cdot [H_2]^2}{[CH_3OH]}$; в) $K_p = \frac{[CO] \cdot [2H_2]}{[CH_3OH]}$.

№ 15

1 Константа скорости реакции $NO + O_3 \rightleftharpoons NO_2 + O_2$ равна 0,1 моль/л.

Определите скорость прямой реакции при $[NO] = 0,4$ моль/л;

$[O_3] = 0,3$ моль/л

а) $v = 0,012$ моль/л; б) $v = 12$ моль/л; в) $v = 1,2$ моль/л.

2 Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции $2N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2N_2O - Q$ в сторону образования N_2O ?

а) повышение давления и температуры; б) понижение давления и температуры; в) понижение давления и повышение температуры.

3 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на $30^\circ C$, если температурный коэффициент равен 3?

а) увеличится в 90 раз; б) увеличится в 27 раз; в) увеличится в 9 раз.

№ 16

1 Как изменится скорость реакции: $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, если увеличить давление газовой смеси в 5 раз?

а) увеличится в 50 раз; б) увеличится в 125 раз; в) увеличится в 10 раз.

2 На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза при температурном коэффициенте равном 3?

а) на $81^\circ C$; б) на $50^\circ C$; в) на $5^\circ C$.

3 Равновесные концентрации веществ в реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ определены: $[H_2] = 6$ моль/л; $[NH_3] = 3$ моль/л; $[N_2] = 2$ моль/л. Определите константу равновесия.

а) $K_p = 0,02$; б) $K_p = 0,17$; в) $K_p = 48$.

№ 17

1 Как изменится скорость прямой реакции: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$, если увеличить концентрацию $[SO_2]$ в 3 раза?

а) увеличится в 9 раз; б) увеличится в 6 раз; в) увеличится в 27 раз.

2 При охлаждении реакционной смеси с 50 до $20^\circ C$ скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент (γ) данной реакции.

а) $\gamma = 3$; б) $\gamma = 9$; в) $\gamma = 2$.

3 Вычислите константу равновесия для обратимой реакции:



Концентрация веществ при равновесии равна: $[CO_2] = 0,02$ моль/л; $[H_2] = 0,005$ моль/л; $[CO] = [H_2O] = 0,01$ моль/л; $[N_2] = 2$ моль/л.

а) $K_p = 0,1$; б) $K_p = 1$; в) $K_p = 10$.

№ 18

1 Вычислить исходные концентрации хлорида водорода и кислорода. Равновесие гомогенной системы: $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[H_2O] = 0,14$ моль/л; $[Cl_2] = 0,14$ моль/л; $[HCl] = 0,2$ моль/л; $[O_2] = 0,32$ моль/л.

а) $[HCl] = 0,48$ моль/л; $[O_2] = 0,39$ моль/л;

б) $[HCl] = 0,34$ моль/л; $[O_2] = 0,46$ моль/л;

в) $[HCl] = 0,25$ моль/л; $[O_2] = 0,60$ моль/л.

2 В реакции $C + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4$ концентрация водорода увеличена в 3 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции.

а) увеличится в 9 раз; б) увеличится в 6 раз; в) увеличится в 18 раз.

3 Каким путем можно повысить выход NO_2 в реакции: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2 - 23$ кДж?

а) повышением температуры; б) уменьшением давления; в) повышением температуры и давления.

№ 19

1 Вычислите константу равновесия для гомогенной реакции:



Концентрация веществ при равновесии равна: $[CO] = 0,004$ моль/л; $[H_2O] = 0,064$ моль/л; $[CO_2] = 0,016$ моль/л; $[H_2] = 0,016$ моль/л.

а) $K_p = 1$; б) $K_p = 100$; в) $K_p = 1000$.

2 Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой системе, при понижении температуры на $30^\circ C$, если температурный коэффициент равен 3?

а) уменьшится в 9 раз; б) уменьшится в 90 раз; в) уменьшится в 27 раз.

3 В какую сторону сместится равновесие в системе: $ZnCl_2 + Fe(NO_3)_2 \rightleftharpoons Zn(NO_3)_2 + FeCl_2$ при увеличении концентрации $FeCl_2$?

а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) равновесие смещаться не будет.

№ 20

1 При равновесии системы: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации веществ равны: $[N_2] = 1,5$ моль/л; $[H_2] = 4,5$ моль/л; $[NH_3] = 2$ моль/л. Вычислите исходные концентрации водорода и азота.

а) $[H_2] = 13,5$ моль/л; $[N_2] = 3,5$ моль/л;

б) $[H_2] = 7,5$ моль/л; $[N_2] = 2,5$ моль/л;

в) $[H_2] = 17,5$ моль/л; $[N_2] = 5,5$ моль/л.

2. Равновесие реакции, протекающей по уравнению: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,004$ моль/л; $[I_2] = 0,025$ моль/л; $[HI] = 0,08$ моль/л. Определите константу равновесия.

а) $K_p = 0,016$; б) $K_p = 64$; в) $K_p = 1,6$.

3 Скорость реакции: $A + 2B \rightarrow C$ при $[A] = 0,3$ моль/л; $[B] = 0,4$ моль/л равна $0,012$ моль/л·мин. Вычислите константу скорости реакции.

а) $k_{\text{скор.}} = 0,25$; б) $k_{\text{скор.}} = 4$; в) $k_{\text{скор.}} = 0,1$.

5 Растворы. Концентрация растворов

Раствор – это твердая и жидкая гомогенная система, состоящая из двух и более компонентов относительные количества, которых могут изменяться в широких пределах.

Различают растворы истинные и коллоидные. В истинных растворах вещества раздроблены до молекулярного или ионного состояния так, что молекулы или ионы одних компонентов равномерно распределены среди молекул других компонентов.

В коллоидных растворах один из компонентов распределен в виде агрегатов многих молекул среди молекул другого компонента, называемого средой. В этой главе мы рассмотрим только свойства истинных растворов.

По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Наиболее распространены жидкие растворы, в частности водные.

Важнейшей характеристикой любого раствора является **концентрация** – количественное выражение его состава, т.е. содержание образующих раствор веществ (компонентов).

Существует много различных способов выражения концентрации растворов.

Массовая доля растворенного вещества. Массовой долей компонента в веществе (материале, газе, растворе) следует называть безразмерную физическую величину, равную отношению массы компонента, содержащегося в системе, к общей массе вещества:

$$\omega = \frac{m_B}{m},$$

где ω - массовая доля компонента B в веществе, в долях единицы; m_B и m - масса компонента B и общая масса вещества.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества в этом растворе.

Массовая доля может выражаться в процентах:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%. \quad (1)$$

Процентная концентрация может выражаться числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора. Например, 20 %-ный раствор соли – это раствор, в 100 г которого содержится 20 г соли и 80 г воды.

Молярная концентрация - это концентрация количества вещества, содержащегося в системе, например, в растворе, к объему системы:

$$C(X) = \frac{m}{V \cdot M(X)} = \frac{n(X)}{V},$$

где $C(X)$ - молярная концентрация, моль/л; m - масса растворенного вещества, г; $M(X)$ - молярная масса вещества, г/моль; V - объем раствора, л.

Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в одном литре, называется одномолярным раствором (1М; 1 моль/л).

Нормальная концентрация или молярная концентрация эквивалента выражается числом моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Раствор, содержащий один эквивалент растворенного вещества в 1 л, называется однонормальным (1н; 1 моль/л):

$$C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V} = \frac{m}{V \cdot M\left(\frac{1}{z}X\right)},$$

где $C\left(\frac{1}{z}X\right)$ - нормальная концентрация, н; m - масса растворенного вещества, г; $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ - моль-эквивалентов растворенного вещества, г/моль; $M\left(\frac{1}{z}X\right)$ - молярная масса эквивалента вещества, г/моль; V - объем раствора, л.

Концентрация раствора выражается также через плотность раствора. С помощью таблиц можно определить процентную концентрацию, отвечающую данной плотности раствора (ρ , г/см³).

Пример 1 - Сколько граммов поваренной соли и воды необходимо для приготовления 2 кг 20 %-ного раствора?

Решение. По определению, 20 %-ный раствор должен содержать 20 г соли в 100 г раствора, тогда:

$$\begin{aligned} 20 \text{ г соли} &- 100 \text{ г раствора} \\ x \text{ г соли} &- 2000 \text{ г раствора} \\ x &= \frac{20 \cdot 2000}{100} = 400 \text{ г}. \end{aligned}$$

Следовательно, для приготовления 2 кг 20 %-ного раствора поваренной соли необходимо 400 г соли и 2000 г – 400 г = 1600 г воды.

Эту задачу можно решить по формуле (1):

$$\begin{aligned} \omega &= \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \text{ \%}; \\ m_{\text{в-ва}} &= \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100} = \frac{20 \cdot 2000}{100} = 400 \text{ г} \\ m_{\text{воды}} &= 2000 \text{ г} - 400 \text{ г} = 1600 \text{ г} \end{aligned}$$

Пример 2 - Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 4 л 12 %-ного раствора с $\rho = 1,137 \text{ г/см}^3$?

Решение. Рассчитываем массу 4 л раствора, зная его плотность и объем: $m = \rho \cdot V = 4000 \cdot 1,137 = 4548 \text{ г}$. По формуле (1) находим массу растворенного вещества (NaOH):

$$m(\text{NaOH}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100} = \frac{12 \cdot 4548}{100} = 545,76 \text{ г}$$

Пример 3 - Сколько граммов КОН необходимо для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

Решение. 1 моль КОН составляет $39,1 + 16,0 + 1 = 56,1 \text{ г}$; 0,1 моля – 5,61 г. Следовательно, в 1000 мл (1л) 0,1 М раствора содержится 5,61 г КОН, а в 500 мл в два раза меньше, т.е. 2,805 г. Это количество КОН необходимо для приготовления 500 мл 0,1 М раствора.

Пример 4 - Определить нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г H_2SO_4 .

Решение. В 250 мл раствора H_2SO_4 содержится 24,5 г H_2SO_4 . В 1000 мл раствора серной кислоты будет в четыре раза больше, т.е. 98 г. Эквивалент H_2SO_4 равен 49, следовательно, данный раствор является дунормальным (2 н).

Пример 5 - Определите молярную и нормальную концентрации 16 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).

Решение. Масса 1 л 16 %-ного раствора NaOH равна $1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ г}$. В 16 %-ном растворе содержится 16 г в 100 г раствора, следовательно, в 1180 г раствора содержится $\frac{1180 \cdot 16}{100} = 188,8 \text{ г}$, что составляет $188,8 \cdot 40 = 4,72 \text{ моль}$ и 4,72 экв., т.к. моль и эквивалент NaOH равен 40. Следовательно, раствор является 4,72 М и 4,72 н.

Пример 6 - Чему равна процентная концентрация 2 н раствора КОН ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)?

Решение. Эквивалент КОН численно равен молярной массе, т.е. 56,1 г/моль. В 2 н растворе содержится $56,1 \cdot 2 = 112,2 \text{ г}$ КОН. Рассчитаем массу раствора: $m = V \cdot \rho$; $m = 1000 \cdot 1,08 = 1080 \text{ г}$. Составим пропорцию:

в 1080 г раствора – 112,2 г КОН

в 100 г раствора – x г КОН

$$x = \frac{112,2 \cdot 100}{1080} = 10,4 \%$$

Пример 7 - Сколько миллилитров 96% H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 3 л 0,4 н раствора?

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

Масса кислоты в растворе равна: $m = 0,4 \cdot 49 = 58,8 \text{ г}$. Рассчитаем массу серной кислоты 98 % раствора:

100 – 96

x – 58,8

$$x = \frac{58,8 \cdot 100}{96} = 61,25 \text{ г.}$$

Концентрированные кислоты не рекомендуется взвешивать, поэтому необходимо сделать пересчет на объем по формуле:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{61,25}{1,84} = 33,29 \text{ мл.}$$

Пример 8 - Сколько граммов кристаллогидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо для приготовления 1 кг раствора с массовой долей сульфата меди, равной 8 %?

Решение. Определим массу безводной соли в одном килограмме раствора: $m_{\text{CuSO}_4} = 1000 \cdot 0,08 = 80 \text{ г.}$

Найдем массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, соответствующего 80 г безводной соли:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,69 \text{ г/моль}$$
$$\frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{249,69}{159,61} = 1,564$$

Следовательно, масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна $80 \cdot 1,564 = 125 \text{ г.}$ Воды нужно взять: $1000\text{г} - 125\text{г} = 875 \text{ г.}$

Вопросы для самоконтроля

- 1 Что называется раствором?
- 2 Какие растворы называются молярными? Нормальными? Перечислите единицы измерения названных концентраций?
- 3 Дайте определение процентной концентрации.

Контрольные задания

- 1 Сколько граммов NaNO_3 и воды необходимо для приготовления 1,6 кг 10 %-ного раствора?
а) 160 г соли, 1440 г воды; б) 0,16 кг соли; 1,44 кг воды;
в) 16 г соли, 1584 г воды.
- 2 Чему равна процентная (по массе) концентрация раствора, полученного в результате растворения 90 г вещества в 180 г воды?
а) 33,3 %; б) 0,5 %; в) 5 %.
- 3 В 750 г воды растворили 60 г AgNO_3 . Рассчитайте процентную (по массе) концентрацию полученного раствора.
а) 13,5 %; б) 8 %; в) 7,4 %.
- 4 Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8 %-ного раствора, плотность которого $1,075 \text{ г/см}^3$?
а) 430 г; б) 0,43 г; в) 40 г.
- 5 К 300 г 15 %-ного раствора КОН прибавили 300 г воды. Рассчитайте процентную (по массе) концентрацию полученного раствора.
а) 45 %; б) 7,5 %; в) 90 %.

6 Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли?

а) 1 моль/л; б) 0,01 моль/л; в) 3 моль/л.

7 Чему равна молярная концентрация соляной кислоты, имеющей плотность 1,19 г/см³ и содержащей 38 % по массе HCl?

а) 25 моль/л; б) 12,4 моль/л; в) 0,25 моль/л.

8 Смешали 2 л 10 %-ного и 4 л 24 %-ного раствора азотной кислоты. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?

а) 19,6 %; б) 39,2 %; в) 1,96 %.

9 Требуется приготовить 250 мл 0,5 н раствора сульфата алюминия. Сколько для этого необходимо кристаллогидрата сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$?

а) 13,88 г; б) 39,0 г; в) 138,8 г.

10 Определите нормальную концентрацию 37 %-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).

а) 6,03 н; б) 12,06 н; в) 0,120 н.

11 Определите нормальную и молярную концентрацию 27 %-ного раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$) в реакциях нейтрализации ее до гидрофосфат - иона.

а) 6,50 н; 3,25 М; б) 9,55 н; 3,18 М; в) 105 н; 5,25 М.

12 В каком объеме раствора $Pb(NO_3)_2$, молярная концентрация которого 0,1 моль/л, содержится 4,96 г этой соли?

а) 0,15 л; б) 0,3 л; в) 0,015 л.

13 Рассчитайте нормальную и молярные концентрации 20 %-ного раствора сульфата алюминия, плотность раствора 1,23 г/см³.

а) 4,32 н; 0,72 М; б) 2,16 н; 1,43 М; в) 8,64 н; 2,16 М.

14 Сколько граммов щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ необходимо для приготовления: 400 мл 0,2 н раствора; 400 мл 0,2 М раствора?

а) 5,04 г; 10,08 г; б) 3,60 г; 7,20 г; в) 4,32 г; 8,64 г.

15 Рассчитайте нормальную концентрацию сульфата натрия, в 250 мл которого содержится 30,2 г растворенного вещества.

а) 1,7 н; б) 0,85 н; в) 0,0017 н.

16 К 200 мл 10 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$), прибавили 300 мл 30 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте процентную концентрацию полученного раствора.

а) 22,6 %; б) 45,2 %; в) 11,3 %.

17 В каком количестве воды следует растворить 40 г KBr для получения 4 %-ного раствора?

а) 960 г; б) 1000 г; в) 1040 г.

18 Смешали 400 мл 1,2 М раствора NaOH и 600 мл 1,8 М раствора NaOH. Какова молярная концентрация полученного раствора?

а) 1,56 М; б) 15,6 М; в) 39 М.

19 Сколько граммов хлорида кальция (CaCl_2) потребуется для приготовления 2 л 20 %-ного раствора, плотность которого равна $1,177 \text{ г/см}^3$.

а) 470,8 г; б) 23,54 г; в) 4,708 г.

20 Вычислите молярную и нормальную концентрацию 98 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).

а) 18,4 М; 36,8 н; б) 36,8 М; 73,6 н; в) 1,84 М; 3,68 н.

6 Растворы электролитов

Электролитами называются вещества, диссоциирующие в воде, других полярных жидкостях или расплавах на ионы и способные проводить электрический ток. Распад вещества на ионы называется электролитической диссоциацией. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. Вещества не способные обуславливать электропроводимость ни в растворах, ни в сплавах, называются неэлектролитами. Это в основном органические соединения (спирты, кетоны, сахара и т.д.).

В 1887 г. Сванте Аррениус выдвинул гипотезу о том, что электролиты в воде диссоциируют (распадаются) на положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы. Согласно теории Аррениуса диссоциирует лишь часть молекул, причем процесс имеет обратимый характер. Процесс электролитической диссоциации электролита АВ на ионы A^+ и B^- имеет вид: $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$. Как было установлено позднее, это уравнение можно написать лишь для так называемых слабых электролитов. Аррениус исходил из физической теории растворов. Эта теория рассматривала растворы как механическую смесь молекул и ионов растворенного вещества с молекулами растворителя, между которыми нет никаких видов взаимодействия. На основании физической теории трудно объяснить разрыв прочных химических связей диссоциирующих молекул.

Дальнейшее свое развитие теории электролитов получила только после появления работ по сольватации выполненных Д. И. Менделеевым, И. А. Каблуковым, В. Нернстом и др. учеными. Причиной образования сольватов (в водных растворах гидратов) служит физико-химическое взаимодействие между молекулами и ионами растворенного вещества и полярными молекулами растворителя. Таким образом, процесс диссоциации можно представить в виде реакции образования сольватированных ионов в растворе. Например, процесс диссоциации уксусной кислоты в воде протекает следующим образом:



6.1 Степень диссоциации

Для количественной характеристики электролитической диссоциации было введено понятие степени диссоциации. Отношение числа молекул, диссоциированных на ионы, к общему числу молекул растворенного электролита называется степенью диссоциации « α ». По степени диссоциации в растворах все электролиты делятся на две группы. К первой относятся электролиты, степень диссоциации которых равна единице и почти не зависит от концентрации раствора. Их называют сильными электролитами. К ним относятся большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты.

Электролиты, степень диссоциации которых в растворе меньше единицы, называют слабыми электролитами. К слабым электролитам относятся вода, ряд кислот, основания p-, d-, f- элементов.

6.2 Константа диссоциации электролита и связь ее со степенью диссоциации

Диссоциация слабого электролита, как было указано раньше, протекает по уравнению: $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$.

Если обозначим концентрацию недиссоциированных молекул слабого электролита через $[AB]$, а концентрацию ионов $[A^+]$ и $[B^-]$, то, согласно закону действия масс, при равновесии будем иметь:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Константа равновесия K называется в этом случае константой диссоциации. Величина ее так же, как и степень диссоциации, но более точно, характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита, а зависит от его природы и температуры. Чем больше K , тем больше концентрация ионов при равновесии, т.е. сильнее диссоциирует данный электролит.

Рассмотрим эту зависимость в общем виде.



$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+] \cdot [An^-]}{[HAn]} \text{ (з.д.масс).}$$

Если через α обозначим степень диссоциации, то концентрация ионов H^+ и An^- будет равна общей концентрации электролита, умноженной на степень ее диссоциации, т.е.

$$[H^+] = [An^-] = C \cdot \alpha$$

где C - исходная концентрация HAn в молях на литр. Концентрация недиссоциированных молекул будет равна:

$$[HAn] = C - C \cdot \alpha$$

Подставляя значения концентраций ионов и молекул в формулу константы диссоциации электролита, получим:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C - C \cdot \alpha}.$$

Для всякого слабого электролита, диссоциирующего на два иона, связь между константой и степенью диссоциации выражается законом разбавления Оствальда:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Если степень диссоциации слабого электролита очень мала ($\alpha < 0.05$), то при проведении всевозможных вычислений ею можно пренебречь и величину $1 - \alpha$ принять равной единице. Тогда предыдущая формула принимает более простой вид:

$$K = C \cdot \alpha^2,$$

отсюда $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$.

Из выведенной формулы видно, что степень диссоциации слабого электролита обратно пропорциональна корню квадратному из величины молярной концентрации электролита, т.е. с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

Пример 1 - Константа диссоциации циановодорода (синильной кислоты) равна $7.9 \cdot 10^{-10}$. Найти степень диссоциации HCN в 0,001 М растворе.

Решение. Поскольку константа диссоциации HCN очень мала, то для расчета можно воспользоваться формулой: $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}}} = 8,9 \cdot 10^{-4}$.

Пример 2 - Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 н растворе равна 0,03. Определите константу диссоциации кислоты.

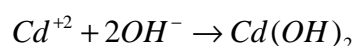
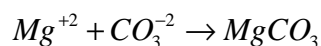
Решение. Для решения используем формулу: $K = C_{\text{HCOOH}} \cdot \alpha^2$.

$$K = 0,2 \cdot (3 \cdot 10^{-2})^2 = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

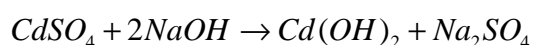
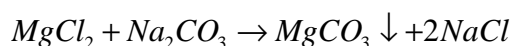
Пример 3 - По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: 1) H_2SiO_3 ($K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$); H_2SO_3 ($K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$).

Решение. Константа диссоциации (K) характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше K_1 , тем больше концентрация ионов при равновесии, т.е. тем сильнее диссоциирует данный электролит. На основании выше изложенного следует, что сернистая кислота более сильная, чем кремниевая.

Пример 4 - Составить молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионные уравнения:



Решение.



Пример 5 - Сульфат железа (III) в водном растворе диссоциирует полностью. Вычислить концентрации ионов, содержащихся в 0,5 М растворе $Fe_2(SO_4)_3$.

Решение. Диссоциация на ионы указанного электролита проходит по уравнению:



Поэтому, $[Fe^{+3}] = 0,5 \cdot 2 = 1$ моль/л; $[SO_4^{-2}] = 0,5 \cdot 3 = 1,5$ моль/л.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами?
- 2 Что называют: а) кислотой, б) основанием, в) солью с точки зрения теории электролитической диссоциации?
- 3 Почему электролитическая диссоциация – процесс обратимый?
- 4 Что показывает степень диссоциации?
- 5 Что называется константой электролитической диссоциации?

Контрольные задания

№1

1 Для соединений $FeOHCl_2, H_2SiO_3$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 В каком случае реакция идет до конца, протекающая между веществами: 1) $CrCl_3$ и HNO_3 ; 2) NH_4NO_3 и $MgSO_4$; 3) $Zn(NO_3)_2$ и $NaOH$?

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какая кислота является слабым электролитом: H_2CrO_4 ($K = 2 \cdot 10^{-1}$); CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$)?

а) H_2CrO_4 ; б) CH_3COOH ; в) обе кислоты сильные.

№2

1 Для соединений $H_2CO_3, NaHSO_4$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 К растворам 1) $Pb(NO_3)_2$; 2) $BaCl_2$ прибавили раствор K_2CO_3 . В каком случае реакция идет до конца?

а) 1; б) 2.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: HNO_2 ($K = 4 \cdot 10^{-4}$); H_2CO_3 ($K = 4,5 \cdot 10^{-7}$)?

а) HNO_2 ; б) H_2CO_3 ; в) обе кислоты сильные.

№3

1 Для соединений $H_2SO_3, MgOHCl$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 К растворам 1) $FeCl_2$; 2) H_3PO_4 прибавили раствор Na_2S . В каком случае реакция идет до конца?

а) 1; б) 2; в) до конца не идет.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: HF ($K = 6,6 \cdot 10^{-4}$); бромноватистая HBrO ($K = 2,1 \cdot 10^{-9}$); щавелевая кислота $H_2C_2O_4$ ($K = 5,4 \cdot 10^{-2}$)?

а) HF; б) HBrO; в) $H_2C_2O_4$.

№4

1 Для соединений $Cr(OH)_2Cl$, H_3PO_4 напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 К растворам $CuSO_4$, $NaNO_3$ прибавили раствор KOH. В каком случае реакция идет до конца? Напишите молекулярное уравнение реакции, полное и сокращенное ионное.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: борная H_3BO_3 ($K = 5,8 \cdot 10^{-10}$); уксусная CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

а) H_3BO_3 ; б) CH_3COOH .

№5

1 Как изменится степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) при разбавлении раствора в 4 раза.

а) увеличится; б) уменьшится.

2 В каком случае реакция идет до конца, протекающая между веществами: 1) $CuSO_4$ и H_2S ; 2) $BaCl_2$ и KOH?

а) 1; б) 2; в) реакция до конца не идет.

3 Константа диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

а) 0,055; б) 0,003; в) 0,6.

№6

1 Слабая угольная кислота H_2CO_3 диссоциирует в водном растворе ступенчато. Какая степень диссоциации будет в основном, определять pH раствора.

а) первая ступень; б) вторая.

2 К растворам 1) $CaCl_2$, 2) $FeCl_3$ прибавили раствор серной кислоты H_2SO_4 . В каком случае реакция идет до конца?

а) 1; б) 2; в) до конца ни одна реакция не идет.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная (по первой ступени диссоциации): H_2CO_3 ($K = 4,3 \cdot 10^{-7}$), H_2S ($K = 5,7 \cdot 10^{-8}$). Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

а) H_2CO_3 ; б) H_2S ; в) обе сильные.

№7

1 Для соединений $KHCO_3$, $FeOHCl$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Вычислите константу диссоциации по первой ступени теллуровой кислоты: $H_2TeO_4 \rightleftharpoons H^+ + HTeO_4^-$, если степень ее диссоциации в 0,3 М растворе равна $8,4 \cdot 10^{-4}$.

а) $2,1 \cdot 10^{-7}$; б) $2,5 \cdot 10^{-3}$; в) $7,05 \cdot 10^{-7}$.

3. По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: хлорноватистая $HOCl$ ($K = 5 \cdot 10^{-8}$); щавелевая $H_2C_2O_4$ ($K = 5,4 \cdot 10^{-2}$); азотистая HNO_2 ($K = 4 \cdot 10^{-4}$)?

а) $HOCl$; б) $H_2C_2O_4$; в) HNO_2 .

№8

1 Для соединений $Ba(OH)_2, H_3BO_3$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Константа диссоциации HNO_3 равна $3 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,05 М растворе.

а) $2,44 \cdot 10^{-2}$; б) $6 \cdot 10^{-3}$; в) $3,44 \cdot 10^{-4}$.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: H_2SO_3 ($K = 1,7 \cdot 10^{-2}$); H_2CrO_4 ($K = 1,8 \cdot 10^{-10}$); циановодородная HCN ($K = 7,9 \cdot 10^{-10}$)?

а) H_2SO_3 ; б) H_2CrO_4 ; в) HCN .

№9

1 Для соединений $CrOHCl_2, NaHPO_4$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах.

2 Константа диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

а) $5,5 \cdot 10^{-2}$; б) $5 \cdot 10^{-3}$; в) $7,5 \cdot 10^{-4}$.

3. По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: $H_2C_2O_4$ ($K = 5,9 \cdot 10^{-2}$); CH_3COOH ($K = 1,75 \cdot 10^{-5}$); H_2CO_3 ($K = 4,5 \cdot 10^{-7}$)?

а) CH_3COOH ; б) $H_2C_2O_4$; в) H_2CO_3 .

№10

1 Какое из оснований диссоциирует ступенчато $Be(OH)_2, LiOH$? Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 К каждому из растворов 1) $KHCO_3$; 2) $AgNO_3$ прибавили раствор хлорида кальция. В каком случае реакция прошла до конца?

а) 1; б) 2; в) реакции до конца не идут.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: сероводородная H_2S ($K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$); H_3PO_4 ($K_2 = 6,3 \cdot 10^{-9}$); H_2SO_4 ($K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$)?

а) H_2S ; б) H_3PO_4 ; в) H_2SO_4 .

№11

1 Какая из кислот диссоциирует ступенчато H_2SO_3, HCN ? Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 К каждому из растворов 1) $AlCl_3$; 2) $Ba(OH)_2$; 3) $NaNO_3$ прибавили раствор Na_2SO_4 . В каком случае произошла реакция?

а) 1; б) 2; в) 3.

3 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: 1) NH_4OH ($K_2 = 1,8 \cdot 10^{-5}$); 2) $Be(OH)_2$ ($K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$); 3) $Cu(OH)_2$ ($K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$)?

а) 1; б) 2; в) 3.

№12

1 Какая из солей диссоциирует ступенчато $CH_3COONa, MgOHCl$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации.

2 Раствор содержит 0,4 моля Na_2SO_4 и 0,1 моля Na_2CO_3 в литре. Определите концентрацию иона Na^+ .

а) 1 моль/л; б) 0,5 моль/л; в) 1,5 моль/л.

3 К каждому из растворов 1) $ZnCl_2$; 2) KNO_3 ; 3) NH_4Cl прибавили раствор $NaOH$. В каком случае протекает реакция? Ответ подтвердите уравнением реакции в ионной форме.

а) 1; б) 2; в) 3.

№13

1 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации $H_2C_2O_4$ и выражение константы диссоциации по второй ступени.

2 Раствор содержит 0,25 моля $LiCl$ и 0,3 моля $LiNO_3$ в литре. Определите концентрацию иона Li^+ .

а) 0,55 моль/л; б) 0,8 моль/л; в) 1,15 моль/л.

3 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: 1) $Be(OH)_2$ ($K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$); 2) $Zn(OH)_2$ ($K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$); 3) $Cd(OH)_2$ ($K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$)?

а) 1; б) 2; в) 3.

№14

1 Какая из кислот диссоциирует ступенчато H_2CrO_4, HNO_3 ? Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Константа диссоциации HNO_3 равна $3 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,05 М растворе.

а) $2,44 \cdot 10^{-2}$; б) $3 \cdot 10^{-4}$; в) $6,2 \cdot 10^{-2}$.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: 1) фосфористая H_3PO_3 ($K_1 = 1,6 \cdot 10^{-3}$); 2) хлорноватистая HClO ($K_1 = 3 \cdot 10^{-8}$); 3) кремниевая H_2SiO_3 ($K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$)?

а) 1; б) 2; в) 3.

№15

1 Какой гидроксид является амфотерным: NaOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения ступенчатой диссоциации.

2 Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

а) $5,5 \cdot 10^{-2}$; б) $3,6 \cdot 10^{-3}$; в) $4,5 \cdot 10^{-3}$.

3 Концентрация ионов Al^{+3} в растворе равна 0,2 моль/л. Вычислите массу ионов Al^{+3} , содержащихся в литре раствора.

а) 5,4 г; б) 13,5 г; в) 9,0 г.

№16

1 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выраженные константы диссоциации по второй ступени.

2 Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу диссоциации.

а) $K = 4,45 \cdot 10^{-7}$; б) $K = 2,11 \cdot 10^{-4}$; в) $K = 44,5 \cdot 10^{-8}$.

3. Считая диссоциацию CaCl_2 полной, вычислите концентрацию ионов Cl^- в 0,5 М растворе.

а) 1,0 моль/л; б) 2,0 моль/л; в) 1,5 моль/л.

№17

1 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$ и выраженные константы диссоциации по первой ступени.

2 Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 н растворе равна 0,03. Вычислите константу диссоциации.

а) $K = 1,8 \cdot 10^{-4}$; б) $K = 1,2 \cdot 10^{-3}$; в) $K = 6 \cdot 10^{-3}$.

3 Считая диссоциацию SnCl_2 полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,2 М растворе.

а) 0,6 моль/л; б) 0,4 моль/л; в) 0,2 моль/л.

№18

1 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации H_3AsO_4 (мышьяковая кислота) и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Считая диссоциацию FeCl_3 полной, вычислите общую концентрацию ионов в 0,5 М растворе.

а) 1,5 моль/л; б) 2,0 моль/л; в) 1 моль/л.

3 По константам диссоциации определите, какая из кислот более сильная: 1) селенистая H_2SeO_3 ($K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$); 2) сероводородная H_2S ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$); 3) H_2CO_3 ($K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$)?

а) 1; б) 2; в) 3.

№19

1 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации $KHCO_3$ и выражение константы диссоциации по второй ступени.

2 Раствор содержит 0,01 моля $NaOH$ и то же количество молей NH_4OH в литре раствора. Определите концентрацию ионов OH^- .

а) 0,02 моль/л; б) 0,01 моль/л; в) 0,04 моль/л.

3 Как зависит степень электролитической диссоциации при увеличении концентрации электролита?

а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

№20

1 Какое из соединений диссоциирует ступенчато: $MgOHCl, CH_3COOH$? Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражение константы диссоциации по первой ступени.

2 Раствор содержит 0,2 моля KNO_3 и такое же количество молей $NaNO_3$ в литре раствора. Определите концентрацию ионов NO_3^- .

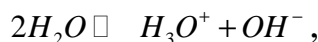
а) 0,4 моль/л; б) 0,8 моль/л; в) 1,2 моль/л.

3 По константам диссоциации определите, какое из оснований более сильное: 1) $Be(OH)_2$ ($K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$); 2) $Pb(OH)_2$ ($K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$); 3) $Zn(OH)_2$ ($K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$)?

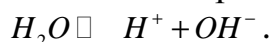
а) 1; б) 2; в) 3.

7 Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода является слабым электролитом и в малой степени диссоциирует по уравнению:



или, если не учитывать гидратацию ионов водорода (протона),



Константа диссоциации воды очень мала:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (22^\circ C)$$

Принимая концентрацию воды $[H_2O]$ величиной практически постоянной можно записать:

$$K[H_2O] = K_s = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Но концентрация молекул воды равна $1000/18 = 55,56$ моль/л, отсюда $K_s = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$ (22 °C).

Произведение концентраций ионов водорода и ионов гидроксила называется **ионным произведением воды** (K_B). Ионное произведение воды есть величина постоянная при постоянной температуре.

Так как при диссоциации одной молекулы воды образуется один ион водорода и один ион гидроксила, то в чистой воде:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7},$$

т.е. в 1 л чистой воды содержится 10^{-7} молей водородных и 10^{-7} молей гидроксильных ионов. Это же наблюдается в нейтральных растворах.

При добавлении к воде кислоты, увеличивается концентрация ионов водорода, при этом концентрации $[OH^-]$ уменьшается. Если к воде добавить щелочь, то при этом увеличивается концентрация $[OH^-]$ и, соответственно, уменьшится концентрация протонов. Но, как бы не изменялась концентрация протонов и $[OH^-]$, их произведение всегда остается постоянным и равняется $1 \cdot 10^{-14}$ ($22^\circ C$).

Таким образом, степень кислотности или щелочности раствора можно выразить через концентрацию $[H^+]$ и $[OH^-]$. Обычно пользуются концентрацией ионов водорода, тогда в кислой среде $[H^+] > 10^{-7}$, в нейтральной $[H^+] = 10^{-7}$, щелочной $[H^+] < 10^{-7}$.

В расчетах отрицательными показателями не всегда удобно пользоваться, поэтому введено понятие водородный показатель, который обозначается через рН. **Водородный показатель** – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

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

Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения:

рН < 7 - кислая среда;

рН = 7 – нейтральная среда;

рН > 7 – щелочная среда.

Пример 1 - $[H^+] = 10^{-2}$ моль/л. Вычислить $[OH^-]$.

Решение. $[OH^-] = K_B : 10^{-2}$; $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$ моль/л.

Пример 2 – Определите рН водного раствора, содержащего 0,001 моль/л HCl.

Решение. При полной диссоциации HCl концентрация ионов водорода равна исходной молярной концентрации: $HCl \rightleftharpoons \underset{0,001}{H^+} + \underset{0,001}{Cl^-}$.

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = -(-3) = 3.$$

Пример 3 – Определите рН водного раствора, содержащего 0,001 моль/л H_2SO_4 .

Решение. Так как при диссоциации молекулы H_2SO_4 образуются два иона H^+ : $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$, то $[H^+] = 2 \cdot 0,001 = 0,002$ моль/л.

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,002 = -\lg 2 \cdot 10^{-3} = -\lg 2 - \lg 10^{-3} = -0,3 - (-3) = 2,7.$$

Обратите внимание, что в растворе H_2SO_4 с $c(\frac{1}{2}H_2SO_4) = 0,001$ моль/л рН=3, $[H^+] = 0,001$ моль/л.

Пример 4 – Определите pH раствора NaOH, в котором $c(\text{NaOH})=0,001$ моль/л.

Решение. При диссоциации NaOH образуются ионы OH^- , концентрация которых равна исходной молярной концентрации NaOH:



$$\text{то } [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л. } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-11} = -(-11) = 11.$$

Контрольные задания

1 Вычислите концентрацию ионов OH^- , если концентрации ионов H^+ равны: 1) 10^{-7} моль/л; 2) $2 \cdot 10^{-3}$ моль/л; 3) $5 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

2 Вычислите концентрацию H^+ , если концентрации OH^- равны: 1) 10^7 моль/л; 2) $5 \cdot 10^{-12}$ моль/л; 3) $5 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

3 Вычислить pH растворов следующих кислот, считая их диссоциацию на ионы полной: 1) $c(\text{HCl}) = 0,002$ моль/л; 2) $c(\text{HNO}_3) = 0,015$ моль/л; 3) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,00025$ моль/л.

4 Вычислить pH растворов следующих оснований, считая их диссоциацию на ионы полной: 1) $c(\text{KOH}) = 0,01$ моль/л; 2) $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,0005$ моль/л; 3) $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,001$ моль/л.

5 Определите pH растворов HCl и KOH, считая их диссоциацию на ионы полной: $c(\text{HCl}) = 0,05$ моль/л; $c(\text{KOH}) = 0,05$ моль/л;

6 Концентрация ионов водорода в растворе равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите pH раствора.

7 Концентрация гидроксид-ионов в растворе составляет 10^{-5} моль/л. Определите $[\text{H}^+]$ и pH раствора.

8 Вычислите концентрацию ионов OH^- , если концентрации ионов H^+ равны: 1) 10^{-8} моль/л; 2) $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л; 3) $8 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

9 Вычислите концентрацию H^+ , если концентрации OH^- равны: 1) $4 \cdot 10^{-10}$ моль/л; 2) $1,6 \cdot 10^{-13}$ моль/л; 3) $5 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

10 Вычислить pH растворов, в которых концентрации ионов H^+ равны: 1) 10^{-5} моль/л; 2) $2 \cdot 10^{-7}$ моль/л; 3) $4,8 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

11 Вычислить pH растворов, в которых концентрации ионов OH^- равны: 1) $6,5 \cdot 10^{-6}$ моль/л; 2) $9 \cdot 10^{-9}$ моль/л; 3) $1,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

12 Вычислить pH следующих растворов, приняв для них H^+ 1) 0,01 моль/л HCl; 2) 0,005 моль/л HCl.

13 Вычислить pH растворов щелочей: 1) 0,01 моль/л KOH; 2) 0,004 моль/л KOH.

14 Вычислите концентрации ионов H^+ , OH^- , pH 0,001 н раствора NaOH, считая диссоциацию полной.

15 Определите концентрации ионов H^+ , OH^- , pH 0,1 н раствора HClO_4 , считая диссоциацию полной.

16 Вычислите концентрации ионов H^+ , OH^- , определите реакцию среды раствора, рН которого равен 3.

17 К воде добавили кислоту, вследствие чего концентрация ионов водорода увеличилась в 1000 раз. Определите рН полученного раствора.

18 К воде добавили щелочь, вследствие чего концентрация ионов водорода уменьшилась в 1000 раз. Найти рН полученного раствора.

19 К раствору с рН = 8 добавили кислоту, вследствие чего концентрация ионов водорода увеличилась в 1000 раз. Найти рН полученного раствора.

20 К раствору с рН = 6 добавили щелочь, вследствие чего концентрация ионов водорода уменьшилась в 1000 раз. Найти рН полученного раствора.

21 Определите рН 0,01 н раствора $Ba(OH)_2$, считая диссоциацию полной.

22 Определите рН 0,001 н раствора $Ca(OH)_2$, считая диссоциацию полной.

23 Вычислите концентрацию ионов OH^- , если концентрации ионов H^+ равны: 1) $0,4 \cdot 10^{-11}$ моль/л; 2) $5 \cdot 10^{-9}$ моль/л; 3) $0,7 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

24 Чему равна концентрация ионов H^+ в растворе, если концентрация ионов OH^- равна 10^{-8} моль/л. Кислыми или щелочными свойствами обладает такой раствор?

25 Вычислите рН раствора, если концентрация ионов водорода равна $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

8 Гидролиз солей

При растворении большинства солей в воде происходит химическое взаимодействие ионов соли с ионами водорода или гидроксид-ионами воды, приводящее обычно к изменению рН раствора. Эта реакция получила название гидролиза солей. В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды. Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Процесс гидролиза всегда сопровождается изменением активности ионов H^+ . По этой причине, растворы многих средних солей имеют кислую или щелочную реакцию.

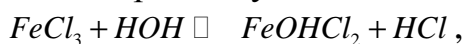
Рассмотрим различные случаи гидролиза солей.

1 Соли образованы сильными кислотами и слабыми основаниями (NH_4Cl , $FeCl_3$, $CrCl_3$). Катионы соли обладают значительным поляризующим действием (Fe^{+3} , Cr^{+3} , Al^{+3}), а анионы являются слабыми донорами электронов. В этом случае происходит гидролиз по катиону. Водные растворы таких солей имеют кислую реакцию (рН < 7).



В ионной форме: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$.

Гидролиз солей, образованных слабыми многокислотными основаниями и сильными кислотами, протекает ступенчато. Например, гидролиз хлорида железа (III) протекает по первой ступени:



или в ионной форме: $Fe^{+3} + H_2O \rightleftharpoons FeOH^{+2} + H^+$. В результате гидролиза образуются основные соли, раствор имеет кислую реакцию. Реакции ступенчатого гидролиза при обычных условиях протекают преимущественно по первой ступени. Гидролиз идет до конца только при условиях, влияющих на смещение равновесия в сторону прямой реакции. Такими условиями могут быть: нагревание, изменение концентраций реагирующих веществ. При нагревании или при уменьшении концентрации ионов водорода в растворе гидролиз хлорида железа (III) протекает по второй и третьей ступени:

Вторая ступень гидролиза: $FeOHCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2Cl + HCl$, или в ионной форме: $FeOH^{+2} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2^+ + H^+$.

Третья ступень гидролиза: $Fe(OH)_2Cl + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + HCl$, или в ионной форме: $Fe(OH)_2^+ + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 \downarrow + H^+$.

2 Соли образованы сильными основаниями и слабыми кислотами (Na_3PO_4 , Na_2S , CH_3COONa). Анионы солей проявляют значительное поляризирующее действие, являясь активными донорами электронов. При этом происходит гидролиз по аниону. Водные растворы таких солей имеют щелочную реакцию:



Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями проходит ступенчато. Например, гидролиз сульфида натрия протекает в основном по первой ступени:



или в ионной форме: $S^{-2} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$.

Частично идет гидролиз по второй ступени:



или в ионной форме: $HS^- + H_2O \rightarrow H_2S + OH^-$.

В результате этой реакции в растворе образуется слабодиссоциирующая кислота H_2S , и накапливаются ионы OH^- . Следовательно, раствор такой соли обладает щелочными свойствами ($pH > 7$).

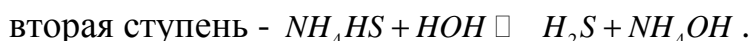
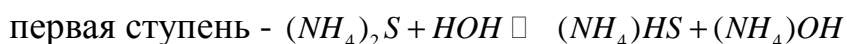
3 Соли, образованы слабыми кислотами и слабыми основаниями (CH_3COONH_4 , $(NH_4)_2S$). Катионы и анионы обладают умеренным поляризирующим действием, и те и другие могут нарушать равновесие диссоциации воды. Происходит гидролиз по катиону и по аниону. Реакция среды в этом случае зависит от силы образующейся кислоты и основания; она может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Например, гидролиз CH_3COONH_4 протекает согласно уравнению:



или в ионной форме: $CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$.

Так как в данном случае образуется кислота и основание, константы диссоциации которых близки по своей величине ($K_{CH_3COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$; $K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$), то взаимодействие ионов воды с анионами CH_3COO^- и катионами NH_4^+ происходит примерно в одинаковой степени. Реакция среды в этом случае нейтральная.

Соль, образованная очень слабой кислотой и очень слабым основанием почти полностью гидролизуеться. Например, гидролиз соли $(NH_4)_2S$ в разбавленном растворе происходит на 99,9 %. Реакция протекает по уравнениям:



Такие соли, как сернистый алюминий Al_2S_3 или сернистый хром Cr_2S_3 гидролизуются полностью, т.к. в результате гидролиза этих солей получают труднорастворимые основания и слабодиссоциирующая кислота.

Процесс взаимодействия Al_2S_3 с водой протекает по следующему уравнению:



4 Соли образованы сильными кислотами и сильными основаниями ($NaCl$, KNO_3). Поляризирующее действие ионов соли на молекулы воды невелико, т.е. взаимодействия ионов соли с водой практически не происходит. Такие соли гидролизу не подвергаются. В растворах этих солей не образуется малодиссоциирующих соединений. В этом случае равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами воды не нарушается. Растворы таких солей остаются нейтральными.

Рассмотренные случаи гидролиза показывают, что для большинства солей этот процесс обратим. Состояние гидролиза можно характеризовать степенью гидролиза соли.

Степень гидролиза соли – это отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу молекул соли, находящихся в растворе.

Степень гидролиза показывает, какая часть растворенной соли подверглась гидролизу. Например, если из 100 моль соли, растворенной в воде, 4 моль подверглось гидролизу, то степень гидролиза (h) равна 0,04. Выражаем в процентах: $0,04 \cdot 100 = 4 \%$.

Степень гидролиза увеличивается:

- а) при повышении температуры, т.к. возрастает степень диссоциации воды;
- б) при разбавлении раствора.

Контрольные задания

1 Какую реакцию должны дать растворы нитрата аммония, нитрата калия, ацетата аммония? Напишите уравнения реакций в сокращенном ионном виде.

2 Укажите, какие из солей: Na_2SO_4 , K_2S , CuCl_2 подвергаются гидролизу. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

3 Как будет изменяться pH при растворении в воде CrCl_3 ? Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

4 Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза карбоната натрия, карбоната аммония.

5 Как влияет на смещение равновесия гидролиза хлорида сурьмы (III) добавление кислоты, щелочи? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6 Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза солей: сульфита калия, гидрокарбоната калия, гидрофосфата калия, сульфата цинка. Укажите реакцию среды.

7 Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной форме: дигидрофосфата натрия, хлорида железа (III), сульфата меди.

8 Какую реакцию будут иметь водные растворы солей: NaCl , NH_4Cl , CH_3COONa , CrCl_3 . Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

9 При сильном разбавлении водой раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ выделяется обильный белый осадок, представляющий собой смесь основных солей висмута (дигидроксонитрат и гидроксодинитрат висмута). Написать уравнения реакций образования указанных солей.

10 Гидролиз раствора FeCl_3 при нагревании идет ступенчато и заканчивается образованием осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Представить уравнениями все три ступени этого процесса.

11 Какие из следующих солей: CuCl_2 , Na_2SO_4 , NaNO_2 подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

12 Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы следующих солей: NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2CO_3 ? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

13 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: а) раствор которой имеет кислую реакцию; б) раствор которой имеет щелочную реакцию.

14 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза: а) в результате которого получается кислая соль; б) в результате которого получается основная соль.

15 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: ZnSO_4 , KNO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?

16 Какие из следующих солей: NaNO_3 , FeSO_4 , Na_3PO_4 , KCl подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

17 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CO_3 , ZnCl_2 . Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей?

18 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: CuSO_4 , CrCl_3 , CH_3COONa .

19 Какие из следующих солей: BaCl_2 , K_2S , MgSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются гидролизу? Выразите гидролиз этих солей молекулярными и ионными уравнениями.

20 Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей в молекулярной и ионной форме:

а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_2 ;

б) Na_3PO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; CH_3COOK .

21 Укажите, какую реакцию среды будут иметь растворы следующих солей, подтвердив это соответствующими уравнениями реакций гидролиза: K_2CO_3 , K_2SO_4 , KNO_2 .

22 Какие из солей: K_2CO_3 , KCl , CuCl_2 , Na_2SiO_3 при растворении в воде вызывают нейтральную реакцию среды. Напишите уравнения реакции гидролиза.

23 Какие из солей: Na_2CO_3 , FeCl_3 , Na_2SO_4 , CuSO_4 при растворении в воде создают кислую реакцию среды. Напишите уравнения реакции гидролиза.

24 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз: а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 , г) H_2O ? Дайте мотивированный ответ.

25 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору KCN усилит гидролиз соли: а) кислота; б) щелочь; в) вода? Дайте мотивированный ответ.

9 Окислительно-восстановительные процессы

Во многих химических реакциях происходит перемещение электронов от одних частиц к другим. Такие реакции называются окислительно-восстановительными. В зависимости от степени смещения электронов от одной реагирующей частицы к другой возникают соединения разного характера – от ионного до ковалентно - неполярного. Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления (окислительное число).

Механизм протекания процессов окисления и восстановления можно объяснить с точки зрения электронной теории: процесс окисления – процесс отдачи частицей электрона; процесс восстановления – процесс присоединения частицей электронов. Окислитель – частица (атом, ион, молекула), при-

нимающая электроны. В процессе реакции окислители восстанавливаются, восстановители окисляются, т.е. оба процесса протекают одновременно.

Для определения степени окисления атомов в свободном состоянии и в химических соединениях необходимо руководствоваться следующими положениями.

1 Атом кислорода в соединениях имеет степень окисления равную минус 2, кроме перекисных соединений (H_2O_2 , Na_2O_2), где степень окисления кислорода равна минус 1.

2 Степень окисления водорода +1, кроме гидридных соединений металлов (NaH , CaH_2), где степень окисления водорода минус 1.

3 Степень окисления атомов в молекулах простых соединений равна нулю - H_2, Cl_2, F_2 .

4 Степень окисления атомов металлов в свободном состоянии равна нулю (Na^0, Al^0).

5 Молекулы электронейтральны, т.е. алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекулах равна нулю.

Например, следует определить степень окисления мышьяка в соединениях $HAsO_2$, H_3AsO_4 .

В соединении $HAsO_2$ определяем так:

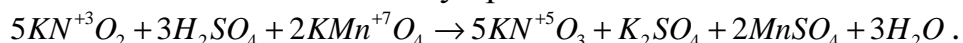
- степень окисления As = x из уравнения $(+1) + x + (-2) \cdot 2 = 0$, откуда $x = +3$, т.е. $HAs^{+3}O_2$;

- аналогично определяем степень окисления в молекуле H_3AsO_4 $(+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 4 = 0$; $x = +5$, т.е. $HAs^{+5}O_4$.

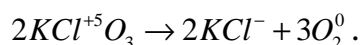
Полезно помнить, что атомы элементов в высшей степени окисления (Mn^{+5}, S^{+6}, N^{+5}) способны лишь принимать электроны, поэтому соединения, в состав которых входят эти частицы, могут быть только окислителями: $KMnO_4$, H_2SO_4 , HNO_3 и т.д. Атомы элементов, имеющие отрицательную степень окисления (S^{-2}, N^{-3}), могут быть только восстановителями. Промежуточная степень окисления обуславливает как окислительные, так и восстановительные свойства в зависимости от свойств вещества, с которым оно взаимодействует: $MnSO_4$, MnO_2 , Na_2SO_3 , KNO_2 .

Все окислительно-восстановительные реакции можно разделить на следующие группы:

1 Реакции межмолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав молекул различных веществ.



2 Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав молекулы одного вещества, но это атомы различных элементов:



3 Реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования). Эти реакции характерны для элементов, атомы которых проявляют и окислительные и восстановительные свойства:



Уравнения окислительно-восстановительных реакций имеют очень сложный характер, и составление их представляет весьма трудную задачу. Предложено несколько методов составления этих уравнений. Рассмотрим метод электронного баланса, при котором необходимо:

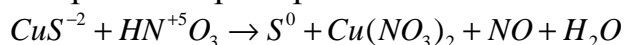
1 Определить восстановитель и окислитель и расставить их степень окисления.

2 Составить вспомогательные уравнения электронного баланса, выражающие процессы отдачи и присоединения электронов.

При этом необходимо помнить, что коэффициенты для окислителя и восстановителя подбираются согласно правилу: общее число электронов, отданных восстановителем, должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем.

3 Найденные коэффициенты расставить в предлагаемую схему.

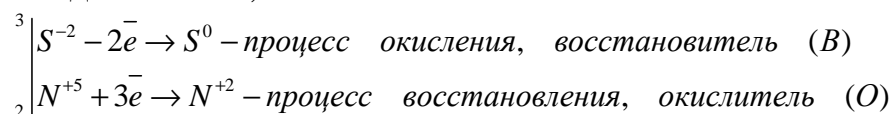
Рассмотрим на конкретном примере.



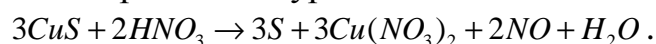
Переход $S^{-2} \rightarrow S^0$ соответствует отдаче двух электронов.

Переход $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$ соответствует принятию трех электронов.

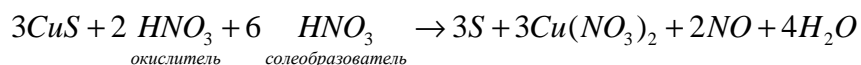
Следовательно,



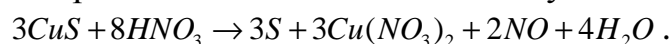
Эти коэффициенты переносим в уравнение:



Затем расставляем коэффициенты при остальных веществах, учитывая, что азотная кислота расходуется не только как окислитель, но и как солеобразователь:



Данное уравнение реакции можно записать следующим образом:



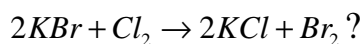
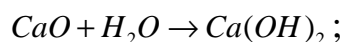
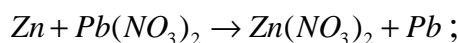
Правильность подбора коэффициентов проверяется подсчетом числа атомов водорода, а затем кислорода в обеих частях уравнения, оно должно быть соответственно равным, поэтому перед молекулой воды в правой части уравнения ставим коэффициент 4. Кислорода, соответственно в левой и правой частях, равно 24.

Вопросы для самоконтроля

1 Чем отличаются реакции окисления-восстановления от других химических реакций?

2 Как изменяется степень окисления элементов при их окислении и при восстановлении?

3 Какие из реакций, протекающих по приведенным ниже уравнениям, относятся к окислительно-восстановительным:



Контрольные задания

№1

1 Определите степень окисления хлора в соединениях: $\text{KClO}_4, \text{KClO}_3$.

а) +7, +8; б) -1, +1; в) +5, +7.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) NH_3 ; 2) KMnO_4 ; 3) K_2MnO_4 .

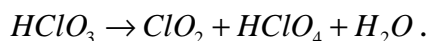
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^0$;

2) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$?

а) окисление; б) восстановление.

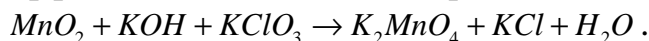
4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) диспропорционирования; б) межмолекулярная;

в) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№2

1 Определите степень окисления азота в соединениях: $\text{HNO}_2, \text{NH}_3, \text{KNO}_3$.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 2) AsH_3 ; 3) Na_2SO_4 .

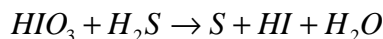
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$;

2) $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$?

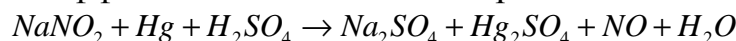
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) внутримолекулярная; б) межмолекулярная; в) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№3

1 Определите степень окисления хрома в соединениях:

$\text{K}_2\text{CrO}_4, \text{Cr}_2\text{O}_3, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) Br₂; 2) HBr; 3) KBrO₃.

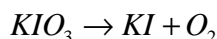
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Pb^{+2} \rightarrow Pb^{+4}$;

2) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$?

а) окисление; б) восстановление.

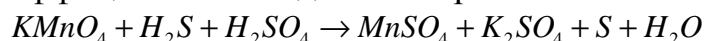
4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) диспропорционирования; б) межмолекулярная;

в) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№4

1 Определите степень окисления железа в соединениях:

$Fe_2O_3, Fe(OH)_2, H_2FeO_4$.

а) +6, +2, +8; б) +3, +2, +6; в) +4, -2, -4.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) KNO₂; 2) HNO₃; 3) NO₂.

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$;

2) $Cu^{+2} \rightarrow Cu^0$?

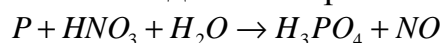
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) диспропорционирования; б) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№5

1 Определите степень окисления серы в соединениях: H_2S, H_2SO_3, SO_3 .

а) +2, -2; б) +4, -4; в) +3, +5.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: 1) K₂CrO₄; 2) KCl; 3) SO₂.

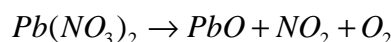
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$;

2) $Au^{+3} \rightarrow Au^0$?

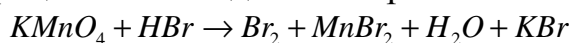
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) диспропорционирования; б) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№6

1 Определите степень окисления марганца в соединениях:



а) +2, +4; б) +6, +8; в) -2, +2.

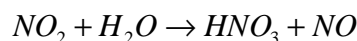
2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: 1) $FeCl_2$; 2) PH_3 ; 3) $CuSO_4$.

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Sn^{+4} \rightarrow Sn^{+2}$; 2) $Ni^0 \rightarrow Ni^{+2}$?

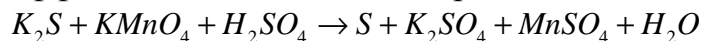
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



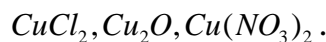
а) внутримолекулярная; б) межмолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№7

1 Определите степень окисления меди в соединениях:



а) +2, +4; б) +1, -1; в) +2, -2.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) $AuCl_3$; 2) NO ; 3) KI .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Ca^0 \rightarrow Ca^{+2}$;

2) $Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$?

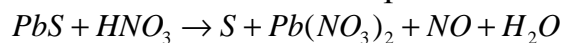
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



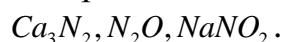
а) внутримолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№8

1 Определите степень окисления азота в соединениях:



а) +3, -3; б) +1, +2; в) +3, +4.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) $FeCl_2$; 2) $KMnO_4$; 3) KI .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Zn^0 \rightarrow Zn^{+2}$; 2) $Cl^{+5} \rightarrow Cl^-$?

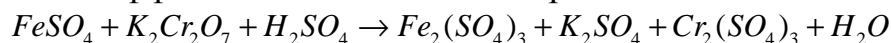
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



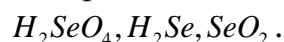
а) межмолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№9

1 Определите степень окисления селена в соединениях:



а) +6, +4; б) -2, +2; в) +4, -4.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

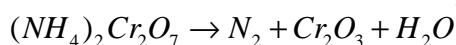
1) H_2SO_3 , H_2S , $AlCl_3$.

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $SO_2 \rightarrow SO_3$; 2) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$?

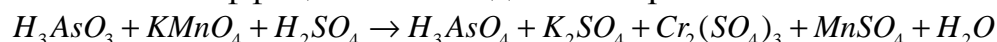
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) внутримолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№10

1 Определите степень окисления серы в соединениях: K_2SO_3 , S , Na_2S .

а) +4, -4; б) 0, +2; в) -2, +2.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) MnO_2 , $K_2Cr_2O_7$, $NaCl$.

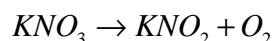
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $NO_3^- \rightarrow NH_3$;

2) $Co^0 \rightarrow Co^{+2}$?

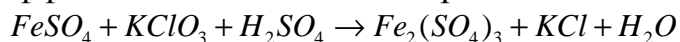
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



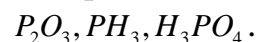
а) внутримолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№11

1 Определите степень окисления фосфора в соединениях:



а) +3, -3; б) -3, +3; в) +5, -5.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) $FeCl_3$, HCl , H_2SO_3 .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе:

1) $CrO_4^{-2} \rightarrow Cr^{+3}$; 2) $N_2O_3 \rightarrow NO_3^-$?

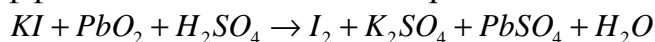
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



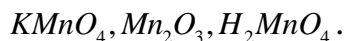
а) самоокисления - самовосстановления; б) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№12

1 Определите степень окисления марганца в соединениях:



а) +7, +8; б) +3, +6; в) +6, -6.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: 1) AsH_3 , K_2CrO_4 , H_2O_2 .

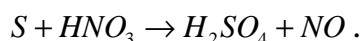
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $Ag^0 \rightarrow Ag^+$;

2) $Cd^{+2} \rightarrow Cd^0$?

а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) межмолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№13

1 Определите степень окисления йода в соединениях: KIO_3, I_2, HI .

а) -5, +5; б) 0, +2; в) -1, +1.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) $NiCl_3$, H_2S , MnO_3 .

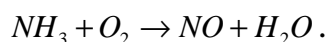
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе:

1) $NO_3^- \rightarrow NO$; 2) $Mn^{+4} \rightarrow Mn^{+6}$?

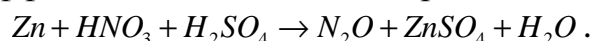
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



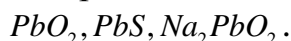
а) межмолекулярная; б) диспропорционирования.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№14

1 Определите степень окисления свинца в соединениях:



а) +2, +4; б) +2, -2; в) +2, +4.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только восстановителем: 1) $NaBr$, $KClO_4$, MnO_2 .

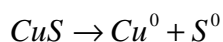
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$;

2) $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$?

а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) диспропорционирования; б) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№15

1 Определите степень окисления мышьяка в соединениях:



а) +5, +8; б) -3, +5; в) +3, +1.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

1) $HAuCl_4$, H_2SO_3 , SO_2 .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $K^0 \rightarrow K^+$; 2) $Br_2 \rightarrow 2Br^-$?

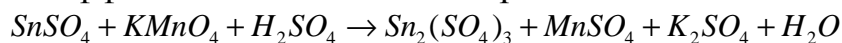
а) окисление; б) восстановление.

4 Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:



а) самоокисления-самовосстановления; б) внутримолекулярная.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№16

1 Определите степень окисления брома в соединениях: $KBrO_3$, HBr , Br_2 .

а) +5, +3; б) -1, +1; в) 0, +2.

2 Укажите молекулу вещества, способного быть только окислителем:

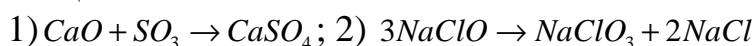
1) $FeCl_3$, MnO_2 , Cr_2O_3 .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $2H^+ \rightarrow H_2$; 2) $S^0 \rightarrow SO_4^{2-}$?

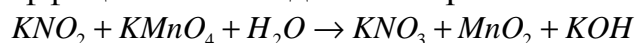
а) окисление; б) восстановление.

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной?



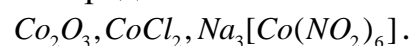
а) первая; б) вторая; в) окислительно-восстановительной реакции нет.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№17

1 Определите степень окисления кобальта в соединениях:



а) +3, -3; б) +2, -2; в) +3, +6.

2 Какие из указанных веществ могут быть как восстановителями, так и окислителями: 1) HNO_2 , HNO_3 , NH_4OH .

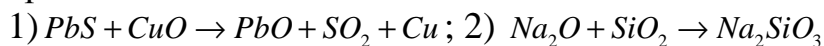
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+$;

2) $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$?

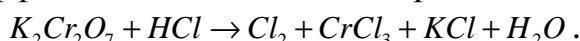
а) окисление; б) восстановление.

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной?



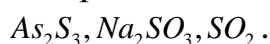
а) первая; б) вторая; в) окислительно-восстановительной реакции нет.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№18

1 Определите степень окисления серы в соединениях:



а) -2, +2; б) +6, +4; в) +4, -4.

2 Какие из указанных веществ могут быть как восстановителями, так и окислителями: 1) HMnO_4 , 2) MnSO_4 , 3) KNO_2 .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе:

1) $\text{PO}_3^{-3} \rightarrow \text{PO}_4^{-3}$; 2) $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}_2^-$?

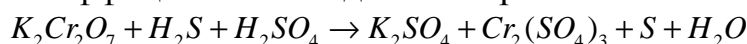
а) окисление; б) восстановление.

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной?



а) первая; б) вторая; в) окислительно-восстановительной реакции нет.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№19

1 Определите степень окисления хрома в соединениях:



а) -3, +3; б) +6, +8; в) +3, +6.

2 Какие из указанных веществ могут быть как восстановителями, так и окислителями: 1) As_2O_3 , H_3AsO_4 , N_2O .

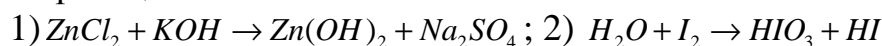
а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе:

1) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$; 2) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$?

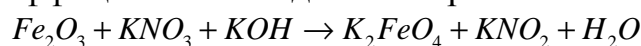
а) окисление; б) восстановление.

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной?



а) первая; б) вторая; в) окислительно-восстановительной реакции нет.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№20

1 Определите степень окисления меди в соединениях: CuI , $CuSO_4$, Cu_2O .

а) +2, +1; б) +2, -2; в) -1, +1.

2 Какие из указанных веществ могут быть как восстановителями, так и окислителями: 1) $HAuO_2$, H_2SO_3 , Na_3PO_3 .

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Какой процесс происходит при переходе: 1) $NO_2 \rightarrow NO_2^-$; 2) $NH_4^+ \rightarrow N_2$?

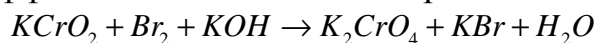
а) окисление; б) восстановление.

4 Какая из реакций относится к окислительно-восстановительной:



а) первая; б) вторая; в) окислительно-восстановительной реакции нет.

5 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в ОВР:



№21

1 Наиболее восстановленное состояние хлор имеет в соединении^Λ

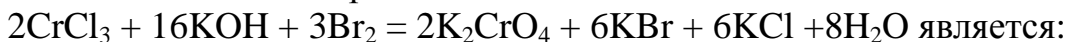
а) HCl ; б) Cl_2 ; в) $HClO$; г) $HClO_2$.

2 Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна



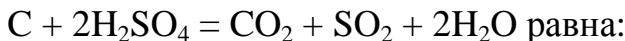
а) 14; б) 13; в) 18; г) 19.

3 Восстановителем в реакции



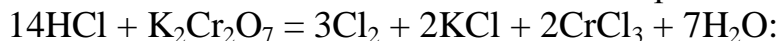
а) $CrCl_3$; б) KOH ; в) Br_2 ; г) K_2CrO_4 .

4 Эквивалентная масса восстановителя в реакции



а) 12 г/моль; б) 3 г/моль; в) 98 г/моль; г) 49 г/моль.

5 Тип окислительно-восстановительной реакции



а) межмолекулярного окисления-восстановления;

б) внутримолекулярное окисление-восстановление;

в) диспропорционирования;

г) особый случай.

№22

1 Восстановителем в реакции



является:

а) $MnSO_4$; б) $KMnO_4$; в) $NaNO_2$; г) H_2SO_4 .

2 Окислителем в реакции $H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = 8HCl + H_2SO_4$ является

а) H_2S ; б) Cl_2 ; в) H_2O ; г) NO .

3 Эквивалентная масса восстановителя в реакции



равна:

- а) 76,0 г/моль; б) 152,0 г/моль; в) 98,0 г/моль; г) 30,2 г/моль.
- 4 Наиболее восстановленное состояние марганец имеет в соединении
 а) MnO_2 ; б) K_2MnO_4 ; в) KMnO_4 ; г) MnSO_4 .
- 5 Тип окислительно-восстановительной реакции
 $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Pb(OH)}_2 + \text{O}_2$
 а) межмолекулярного окисления-восстановления;
 б) внутримолекулярное окисление-восстановление;
 в) диспропорционирования;
 г) особый случай.

№23

- 1 Сумма коэффициентов в уравнении реакции
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \downarrow + \text{S} \downarrow + \text{KOH}$ равна:
 а) 7; б) 9; в) 12; г) 16.
- 2 Восстановителем в реакции
 $3\text{KNO}_3 + 8\text{Al} + 5\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 8\text{KAlO}_2 + 3\text{NH}_3$ является:
 а) KNO_3 ; б) KOH ; в) H_2O ; г) Al .
- 3 Окислителем в реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ является:
 а) Cl_2 ; б) HCl ; в) H_2O ; г) HClO .
- 4 Эквивалентная масса окислителя в реакции
 $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ равна:
 а) 35,5 г/моль; б) 43,5 г/моль; в) 36,5 г/моль; г) 87,0 г/моль.
- 5 Наиболее восстановленное состояние азот имеет в соединении
 а) HNO_2 ; б) N_2 ; в) NH_3 ; г) N_2O_5 .

№24

- 1 Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна
 $\text{Cr(OH)}_3 + \text{KOH} + \text{KClO} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 а) 4; б) 3; в) 12; г) 19.
- 2 Восстановителем в реакции $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ является:
 а) Na_2SO_3 ; б) Br_2 ; в) H_2O ; г) HBr .
- 3 Эквивалентная масса восстановителя в реакции
 $2\text{HClO}_4 + \text{J}_2 = 2\text{HJO}_4 + \text{Cl}_2$ равна:
 а) 100,5 г/моль; б) 18,1 г/моль; в) 254,0 г/моль; г) 127,0 г/моль.
- 4 Эквивалентная масса окислителя в реакции
 $\text{KBrO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KBrO}_4 + \text{Xe} + 2\text{HF}$ равна:
 а) 167,0 г/моль; б) 18,0 г/моль; в) 84,5 г/моль; г) 169,0 г/моль.
- 5 Тип окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 а) межмолекулярного окисления-восстановления;
 б) внутримолекулярное окисление-восстановление;
 в) диспропорционирования;
 г) особая реакция.

№25

1 Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна
 $\text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$:

а) 22; б) 17; в) 10; г) 16.

2 Окислителем в реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ является:

а) O_2 ; б) Cl_2 ; в) H_2O ; г) HCl .

3 Эквивалентная масса восстановителя в реакции
 $2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI} = 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{HCl}$ равна:

а) 127,0 г/моль; б) 128,0 г/моль; в) 162,5 г/моль; г) 54,2 г/моль.

4 Эквивалентная масса окислителя в реакции
 $8\text{KI} + 9\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{I}_2 + 8\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ равна:

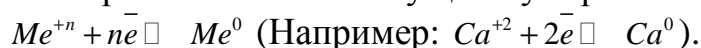
а) 49,0 г/моль; б) 12,25 г/моль; в) 98,0 г/моль; г) 166,0 г/моль.

5 Вещество, проявляющее окислительно-восстановительные свойства

а) K_2SO_4 ; б) KHS ; в) K_2SO_3 ; г) K_2S .

10 Химические свойства металлов

Металлы обладают рядом общих свойств. В обычных условиях металлы, за исключением ртути, - твердые непрозрачные вещества, обладающие металлическим блеском. Все металлы – хорошие проводники теплоты и электрического тока. Специфические свойства, присущие металлам, обусловлены строением их атомов. Имея на внешнем энергетическом уровне небольшое число (1-3) электронов и стремясь принять более устойчивое состояние, атомы металлов сравнительно легко отдают при химических реакциях эти электроны, образуя положительно заряженные ионы. В узлах их металлической (пространственной) решетки располагаются ионы и атомы металлов. Между узлами находятся электроны, не принадлежащие каким-либо определенным атомам. В кристалле металла существует равновесие:



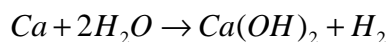
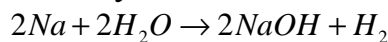
В химическом отношении металлы отличаются от неметаллов тем, что в соединениях они проявляют только положительные степени окисления, т.к. в химических реакциях выступают в роли восстановителей.

Восстановительная способность атомов металлов определяется их энергией ионизации.

В главных подгруппах периодической системы элементов по направлению сверху вниз, в связи с возрастанием радиуса атомов, энергия ионизации уменьшается, и усиливаются восстановительные свойства атомов металлов.

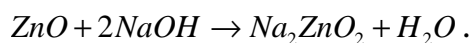
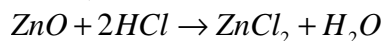
Атомы элементов одного и того же периода имеют одинаковое количество электронных слоев. Однако ввиду возрастания заряда ядра от элемента к элементу, слева направо, электронные слои все сильнее притягиваются к ядру и радиусы атомов уменьшаются. С уменьшением радиуса атома энергии ионизации увеличиваются, поэтому восстановительная способность металлов ослабляется.

Важным химическим свойством металлов является отношение их к воде. Наиболее активные металлы (щелочные и щелочноземельные) даже при обычных условиях взаимодействуют с водой.

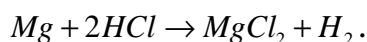


Магний взаимодействует с водой при нагревании, цинк – при накаливании с водяным паром, железо – при еще более сильном накаливании.

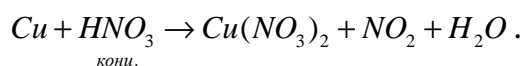
Все металлы, за исключением инертных, образуют соединения с кислородом. Кислородные соединения металлов с постоянной валентностью, например, кальция, магния и других, представляют собой основные оксиды. Исключение составляют бериллий, цинк, алюминий, олово, свинец и некоторые другие металлы, образующие амфотерные оксиды, которые обладают одновременно свойствами основных и кислотных оксидов. При взаимодействии таких оксидов, как с кислотами, так и со щелочами получаются соли:



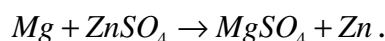
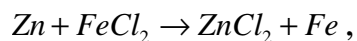
Многие металлы способны взаимодействовать с кислотами. Состав продуктов и скорость растворения металлов в кислотах зависит от свойств кислот, их концентрации, от активности металлов, температуры и других факторов. При действии разбавленной кислоты на металл роль окислителя играют ионы водорода:



Если металл взаимодействует с концентрированной кислотой, в роли окислителя выступают анионы кислотного остатка: в серной кислоте - SO_4^{2-} ; в азотной - NO_3^- .



О степени активности металлов можно судить по значениям их нормальных электродных потенциалов. Чем меньше алгебраическая величина нормального электродного потенциала, тем больше его химическая активность. Ряд напряжений позволяет сделать вывод, что каждый металл способен вытеснять из растворов солей все металлы, стоящие после него. Сам же он может быть вытеснен впереди стоящим металлом.



Вопросы для самоконтроля

- 1 Как изменяется активность металлов в группе сверху вниз.
- 2 Назовите металлы, проявляющие амфотерные свойства.
- 3 Как изменяется радиус атомов металлов в периоде слева на право?
- 4 Ионы какого металла Cu^{+2} , Zn^{+2} , Cr^{+3} , обладают более сильными окислительными свойствами?

Контрольные задания

№1

1 Как изменяются химические свойства элементов с увеличением порядкового номера в пределах одного периода?

а) убывают; б) увеличиваются; в) не изменяются.

2 Для каких металлов характерна пассивация под действием концентрированной азотной кислоты: 1) Cr; 2) Mg; 3) Fe?

а) 1, 2; б) 2, 3; в) 1, 3.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать алюминий: 1) CuSO_4 , 2) FeCl_3 , 3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

а) 1, 2; б) 2, 3; в) 1, 3.

№2

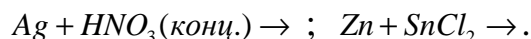
1 Что называется энергией ионизации? Как изменяется эта величина в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента?

а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) Al; 2) Mg; 3) Be?

а) 1, 3; б) 2, 3; в) 1, 2.

3 Закончите уравнения реакций:



№3

1 Как изменяется окислительная способность данных соединений марганца в ряду: $\text{MnO} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$?

а) усиливается; б) убывает; в) не изменяется.

2 Для какого металла характерна пассивация под действием воды:

1) Fe; 2) Au; 3) K; 4) Pt?

а) 1, 2; б) 3, 4; в) 2, 4.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать железо (II): 1) NaCl, 2) AlCl_3 , 3) NiSO_4 ; 4) CuCl_2 ?

а) 1, 3; б) 2, 4; в) 3, 4.

№4

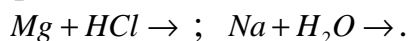
1 Как изменяется активность металлов сверху вниз в группе?

а) увеличивается; б) убывает; в) не изменяется.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) Zn, 2) K; 3) Cr^+ ; 4) Ca?

а) 1, 2; б) 3, 4; в) 1, 3.

3 Закончите уравнения реакций:



№5

1 Как изменяется окислительная способность данных соединений хрома в ряду: $CrO \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow CrO_3$?

а) увеличивается; б) убывает; в) не изменяется.

2 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать магний: 1) $AlCl_3$; 2) NaI ; 3) $CaCl_2$; 4) $Cu(NO_3)_2$?

а) 1, 2; б) 2, 3; в) 1, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№6

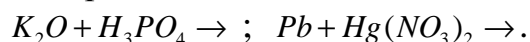
1 Как изменяется радиус атомов металлов в периоде слева направо?

а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) Ca ; 2) Sn ; 3) Ag ; 4) Pb ?

а) 1, 2; б) 3, 4; в) 2, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№7

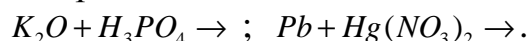
1 Как в данном ряду оксидов изменяется их основной характер: $Na_2O \rightarrow K_2O \rightarrow Rb_2O \rightarrow Cs_2O$?

а) ослабляется; б) усиливается; в) не изменяется.

2 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать никель: 1) $MgCl_2$; 2) $CuCl_2$; 3) $NaNO_3$; 4) $AgNO_3$?

а) 1, 2; б) 1, 3; в) 2, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№8

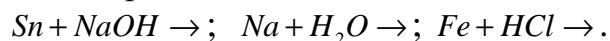
1 Как изменяется активность металлов в группе снизу вверх для элементов «d» семейства?

а) уменьшается; б) усиливается; в) не изменяется.

2 Для какого металла характерна пассивация под действием концентрированной серной кислоты: 1) Mg ; 2) Ni ; 3) Cu ?

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Закончите уравнения реакций:



№9

1 Как изменяется сродство к электрону с увеличением порядкового номера элемента в пределах одного периода?

а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства:

1) Cr(III), 2) Au; 3) Zn; 4) Fe?

а) 1, 3; б) 2, 3; в) 3, 4.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать цинк: 1) $AlCl_3$; 2) $NiSO_4$; 3) $Hg(NO_3)_2$; 4) $CaCl_2$?

а) 1, 4; б) 2, 3; в) 3, 4.

№10

1 Гидроксид какого из s-элементов проявляет амфотерные свойства:

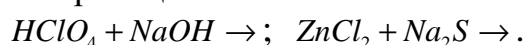
1) NaOH, 2) $Be(OH)_2$, 3) $Ca(OH)_2$?

а) 1; б) 2; в) 3.

2 С какими из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота: 1) Mg; 2) SO_2 ; 3) Cu; 4) H_2SO_4 ?

а) 1, 3; б) 2, 4; в) 3, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№11

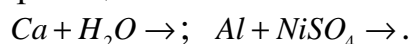
1 Какой из металлов: 1) K; 2) Cu; 3) Ca является наиболее сильным восстановителем?

а) 1; б) 2; в) 3.

2 Оксиды каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) FeO; 2) Cr_2O_3 ; 3) Na_2O ; 4) ZnO?

а) 1, 2; б) 2, 3; в) 2, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№12

1 Ионы какого металла: 1) Sn^{+2} ; 2) Na^+ ; 3) Cu^{+2} ; 4) Ca^{+2} обладают более сильными окислительными свойствами?

а) 1, 3; б) 2, 3; в) 3, 4.

2 Как в данном ряду оксидов изменяется их основной характер: $Na_2O \rightarrow MgO \rightarrow Al_2O_3$?

а) усиливается; б) ослабляется; в) не изменяется.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать кадмий: 1) KCl; 2) $MgCl_2$; 3) $CuSO_4$; 4) $AgNO_3$?

а) 1, 2; б) 3, 4; в) 2, 3.

№13

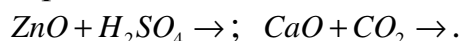
1 Как изменяется радиус атомов металлов в периоде слева направо. Как при этом изменяются свойства элементов?

а) уменьшается; б) усиливается; в) не изменяется.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) Pb; 2) K; 3) Fe; 4) Zn?

а) 1, 4; б) 2, 4; в) 1, 3.

3 Закончите уравнения реакций:



№14

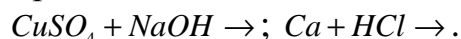
1 Как изменяются свойства *p*-элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера?

а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.

2 Какой из оксидов является основным: 1) Mn_2O_7 ; 2) CrO_3 ; 3) FeO ?

а) 1, 3; б) 2, 3; в) 1, 2.

3 Закончите уравнения реакций:



№15

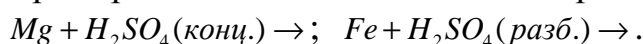
1 В какой среде – кислой, нейтральной, щелочной наиболее выражены окислительные свойства марганца (VII)?

а) кислой; б) нейтральной; в) щелочной.

2 Соединения каких металлов проявляют амфотерные свойства: 1) Ca; 2) Sn; 3) Ag; 4) Pb?

а) 2, 4; б) 1, 3; в) 2, 3.

3 Объясните на примерах отношение металлов к серной кислоте:



№16

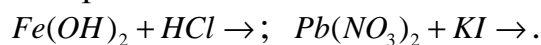
1 Какой из элементов третьего периода является более сильным восстановителем?

а) Al; б) Na; в) Mg.

2 Для каких металлов характерна пассивация под действием концентрированной серной кислоты: 1) Ca; 2) Pb; 3) Co; 4) Mg?

а) 2, 3; б) 1, 2; в) 3, 4.

3 Закончите уравнения реакций:



№17

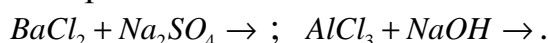
1 Как в данном ряду оксидов изменяется основной характер: $Na_2O \rightarrow K_2O \rightarrow Rb_2O \rightarrow Cs_2O$?

а) усиливается; б) ослабляется; в) не изменяется.

2 В каком случае возможна реакция?

а) $CuSO_4 + Na_2S \rightarrow$; б) $Zn + NaCl \rightarrow$; в) $KOH + MgO \rightarrow$.

3 Закончите уравнения реакций:



№18

1 Ионы какого металла: 1) Ca^{+2} ; 2) Ni^{+2} ; 3) Mg^{+2} обладают более сильными окислительными свойствами?

а) 1; б) 2; в) 3.

2 Для какого металла характерна пассивация под действием концентрированной азотной кислоты: 1) Cu; 2) Al; 3) Au?

а) 1; б) 2; в) 3.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать кобальт: 1) NiCl_2 ; 2) K_2SO_4 ; 3) AgNO_3 ; 4) MnSO_4 ?

а) 1, 2; б) 1, 3; в) 3, 4.

№19

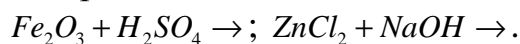
1 Как изменяются свойства d -элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера? Дайте мотивированный ответ.

2 Гидроксид какого металла является амфотерным: 1) NaOH;

2) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

а) 1; б) 2; в) 3.

3 Закончите уравнения реакций:



№20

1 Какой из металлов: 1) K; 2) Cu; 3) Ca является наиболее сильным восстановителем?

а) 1; б) 2; в) 3.

2 Как изменяются основные свойства гидроксидов металлов главной подгруппы второй группы в ряду: $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$?

а) уменьшаются; б) усиливаются; в) не изменяются.

3 С какими из приведенных солей в водном растворе будет взаимодействовать цинк: 1) FeCl_2 ; 2) NaNO_3 ; 3) NiSO_4 ; 4) KCl?

а) 1, 2; б) 1, 3; в) 2, 4.

11 Гальванические элементы

Устройства, преобразующие химическую энергию в электрическую энергию, называется гальваническим элементом. В гальванических элементах реакции окисления и восстановления протекают при отсутствии непосредственного контакта между реагирующими веществами, и переход электронов осуществляется с помощью металлического проводника, соединяющего окислитель и восстановитель.

Механизм действия гальванических элементов тесно связан с особенностями кристаллической структуры металлов.

Как известно, в узлах кристаллической решетки металлов находятся ионы. При погружении металлической пластинки в воду, ионы ее поверхно-

стного слоя под действием полярных молекул воды отрываются и переходят в гидратированном состоянии в водную среду (рисунок 1).

Вследствие этого, раствор в непосредственной близости к пластинке заряжается положительно. Переход ионов металла в воду создает в самом металле избыток свободных электронов, придающих пластинке отрицательный заряд.

Благодаря возникновению на металлической пластинке отрицательного заряда, она начинает притягивать обратно из воды, положительно заряженные ионы. Поэтому, при погружении металла в воду, весьма быстро наступает равновесие, при котором количество ионов, переходящих в единицу времени с пластинки в раствор, становится равным количеству ионов, возвращающихся на пластинку:

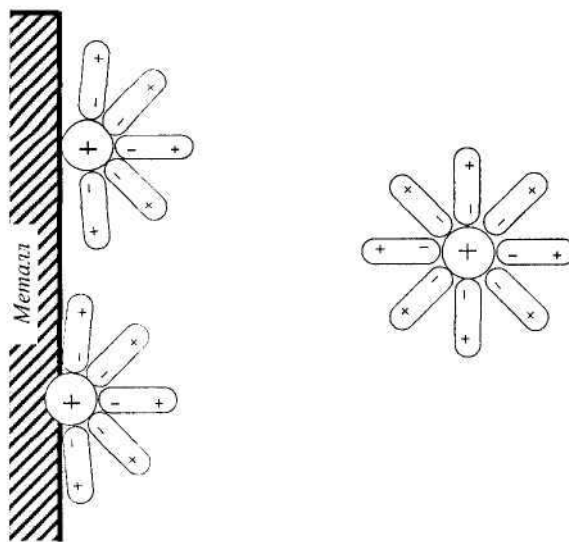
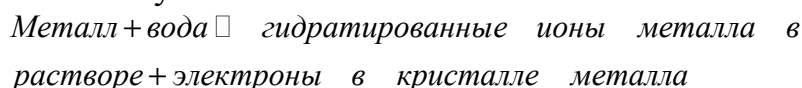


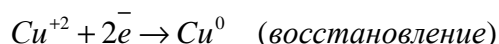
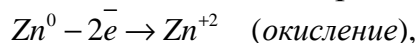
Рисунок 1 - Схема взаимодействия ионов поверхностного слоя металла с молекулами воды

Между металлом и окружающей его водной средой создается некоторая разность потенциалов, которую принято называть электронным потенциалом металла.

Металлы отличаются друг от друга своей способностью посылать ионы в водную среду; поэтому, при погружении различных металлов в воду величины возникающих потенциалов различны.

Рассмотрим систему, в которой два металла (Zn и Cu) в виде пластинок погружены в растворы солей ZnSO_4 и CuSO_4 (рисунок 2). Растворы солей отделены пористой перегородкой. Цинк, как более активный металл, посылает в раствор соли ионы Zn^{+2} ; ионы меди в этих условиях адсорбируются на медной пластинке. Поэтому цинковая пластинка заряжается отрицательно, а медная – положительно. При соединении обеих пластинок (электродов) про-

водником, электроны переходят от цинка к меди. В результате происходят следующие окислительно-восстановительные процессы:



Суммарно, реакция, происходящая в гальваническом элементе, выразится следующим образом:



Электрод, на котором происходит процесс окисления, называется анодом (Zn), на котором процесс восстановления – катодом (Cu).

Через пористую перегородку происходит перемешивание ионов из одного раствора в другой.

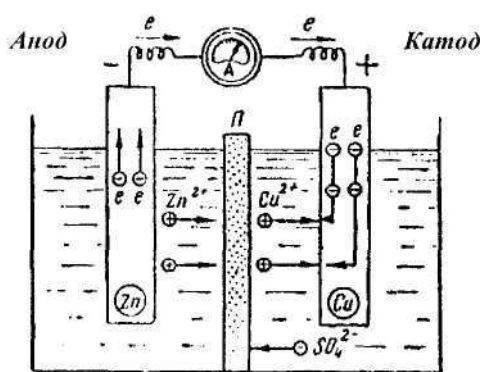


Рисунок 2 - Схема работы медно-цинкового гальванического элемента

Схематически гальванический элемент изображают таким образом:



Чтобы дать количественную характеристику химической активности какого-либо металла, необходимо построить гальванический элемент из нормального водородного электрода и испытуемого металла, погруженного в раствор своей соли с молярной концентрацией, равной 1 моль/л.

Разность потенциалов, возникающая в таком гальваническом элементе, называется нормальным (стандартным) электродным потенциалом металла.

ЭДС гальванического элемента (ε) рассчитывают по формуле: $\varepsilon = E_{\kappa} - E_a$, где E_{κ}, E_a - электродные потенциалы катода и анода.

При погружении металлов в растворы солей с концентрацией ионов металлов отличающихся от стандартных (т.е. больше или меньше 1 моль/л), потенциал металла отличается от нормального. В этом случае его величину рассчитывают по формуле Нернста:

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{0,058}{n} \cdot \lg C_{Me^{+n}} ,$$

где n - валентность металла, C - концентрация ионов металла, E^0 - нормальный потенциал металла.

Пример 1 – Вычислить E_{Al} , опущенного в раствор его соли с молярной концентрацией ионов металла, равной 0,001 моль/л. Нормальный электродный потенциал алюминия равен минус 1,66В.

Решение. $E = -1,66 + \frac{0,058}{3} \cdot \lg 10^{-3} = -1,718В$.

Пример 2 – Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их солей с концентрацией 1 моль/л. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и вычислите ЭДС.

Решение. $-Mg | Mg^{+2} || Zn^{+2} | Zn$, $E_{Mg|Mg^{+2}}^0 = -2,37В$, $E_{Zn|Zn^{+2}}^0 = -0,76В$. У магния меньший потенциал, чем у цинка, поэтому он является анодом, на котором происходит процесс окисления: $Mg - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{+2}$, цинк выполняет функцию катода, на котором протекает процесс восстановления: $Zn^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$.

Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов.

$$ЭДС = E_{Zn/Zn^{+2}}^0 - E_{Mg/Mg^{+2}}^0 = -0,76 - (-2,37) = 1,61В$$

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какой электрод в гальваническом элементе – восстановитель, какой – окислитель?
- 2 Каким условиям удовлетворяет стандартный водородный электрод?
- 3 Как производятся вычисления ЭДС гальванического элемента?
- 4 Какой гальванический элемент называется концентрационным?
- 5 Запишите электрохимические уравнения процессов, происходящих при работе гальванического элемента Якоби-Даниэля.

Контрольные задания

1 Вычислите электродный потенциал меди в растворе соли $CuSO_4$ с молярной концентрацией, равной 0,01 моль/л.

а) +0,282 В; б) +0,398 В; в) +0,427 В.

2 Вычислите ЭДС хромоникелевого элемента при стандартных условиях. Составьте схему элемента и напишите электронные уравнения электродных процессов.

а) ЭДС = + 0,49 В; б) ЭДС = + 0,97 В; в) ЭДС = -0,49 В.

3 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Pb^{+2}] = [Mg^{+2}] = 0,01$ моль/л.

а) ЭДС = + 2,24 В; б) ЭДС = + 3,306 В; в) ЭДС = -2,23 В.

4 Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженного в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде. Рассчитайте ЭДС элемента при концентрации растворов солей $[Zn^{+2}] = 0,1$ моль/л, $[Fe^{+2}] = 0,01$ моль/л.

а) ЭДС = + 0,291 В; б) ЭДС = + 0,32 В; в) ЭДС = +0,22 В.

5 Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $Ni + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + Pb$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процесса. Вычислите ЭДС данного элемента, если $[Ni^{+2}] = 0,01$ моль/л, $[Pb^{+2}] = 0,0001$ моль/л.

а) ЭДС = + 0,12 В; б) ЭДС = + 0,166 В; в) ЭДС = +0,062 В.

6 Составьте схему концентрационного элемента при $[Zn^{+2}] = 0,01$ моль/л у одного электрода и $[Zn^{+2}] = 0,000001$ моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

а) ЭДС = + 0,116 В; б) ЭДС = - 0,116 В; в) ЭДС = +0,087 В.

7 Составьте схему концентрационного элемента при $[Ag^+] = 0,1$ моль/л у одного электрода и $[Ag^+] = 0,001$ моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

а) ЭДС = + 0,058 В; б) ЭДС = +1,484 В; в) ЭДС = +0,116 В.

8 Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $Fe + 2Ag^+ \rightleftharpoons Fe^{+2} + 2Ag$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процесса. Вычислите ЭДС данного элемента, если $[Fe^{+2}] = 0,01$ моль/л, $[Ag^+] = 0,001$ моль/л.

а) ЭДС = + 1,128 В; б) ЭДС = - 1,128 В; в) ЭДС = +0,215 В.

9 В каком направлении перемещаются электроны при работе гальванического элемента, составленного по следующей схеме: $Ni | NiSO_4 || CuSO_4 | Cu$? Выразите электронными уравнениями процессы, протекающие на электродах. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях.

а) ЭДС = + 0,59 В; б) ЭДС = +0,09 В; в) ЭДС = -0,09 В.

10 В какой паре элементов 1) Al – Zn или 2) Al – Fe, следует ожидать наибольшей ЭДС и почему? Определите знаки электродов.

а) 1; б) 2; в) ЭДС равны.

11 В какой паре элементов 1) Ag – Cu или 2) Ag – Al, следует ожидать наибольшей ЭДС и почему? Определите знаки электродов.

а) 1; б) 2; в) ЭДС равны.

12 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $Cd | Cd^{+2} || Cu^{+2} | Cu$. Рассчитайте ЭДС при $[Cd^{+2}] = 0,01$ моль/л, $[Cu^{+2}] = 2$ моль/л.

а) ЭДС = + 0,811 В; б) ЭДС = +0,137 В; в) ЭДС = -0,063 В.

13 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $Ag|Ag^+||Zn^{+2}|Zn$. Рассчитайте ЭДС при $[Ag^+] = 0,1$ моль/л, $[Zn^{+2}] = 0,01$ моль/л.

а) ЭДС = +1,56 В; б) ЭДС = -0,076 В; в) ЭДС = +0,076 В.

14 Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе его соли, при концентрациях иона 1) $[Mg^{+2}] = 0,1$ моль/л; 2) $[Mg^{+2}] = 0,01$ моль/л.

а) -2,389 В; б) -2,418 В; в) +2,331 В; г) -2,302 В.

15 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Cd^{+2}] = [Mg^{+2}] = 0,1$ моль/л.

а) ЭДС = +1,959 В; б) ЭДС = +1,959 В; в) ЭДС = -2,817 В.

16 Составьте схему гальванического элемента, составленного из магниевых и медного электрода, погруженных в растворы их солей с концентрацией $[Mg^{+2}] = 0,001$ моль/л, $[Cd^{+2}] = 0,1$ моль/л. Рассчитайте ЭДС элемента, напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

а) ЭДС = +2,136 В; б) ЭДС = +2,758 В; в) ЭДС = -2,136 В.

17 Укажите два металла, которые могут быть использованы в качестве анода гальванического элемента с серебряным катодом. Составьте схемы этих элементов и выразите электронными уравнениями процессы, происходящие на электродах.

а) Au, Hg; б) Ni, Zn; в) Pt, Au.

18 В каком направлении перемещаются электроны при работе гальванического элемента, составленного по следующей схеме: $Ni|NiSO_4||CuSO_4|Cu$. Выразите электронными уравнениями процессы, протекающие на электродах. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях.

а) ЭДС = + 0,51 В; б) ЭДС = -0,101 В; в) ЭДС = +0,08 В.

19 Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих на электродах данного гальванического элемента $Fe|Fe^{+2}||Cu^{+2}|Cu$. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях и при концентрациях электролитов $[Fe^{+2}] = 0,1$ моль/л, $[Cu^{+2}] = 0,01$ моль/л.

а) ЭДС = + 0,751 В; б) ЭДС = -0,187 В; в) ЭДС = +0,78 В; г) ЭДС = +0,909 В.

20 Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $Cu|Cu^{+2}||Ag^+|Ag$. Растворы электролитов одномолярные. Выразите электронными уравнениями процессы, протекающие на электродах.

а) ЭДС = + 1,14 В; б) ЭДС = +0,46 В; в) ЭДС = -1,028 В.

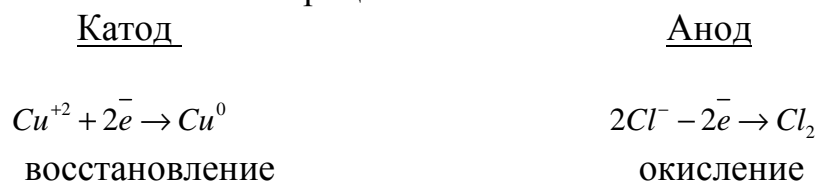
12 Электролиз

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электро-

лита, называют электролизом. Этот процесс сопровождается превращением электрической энергии в химическую.

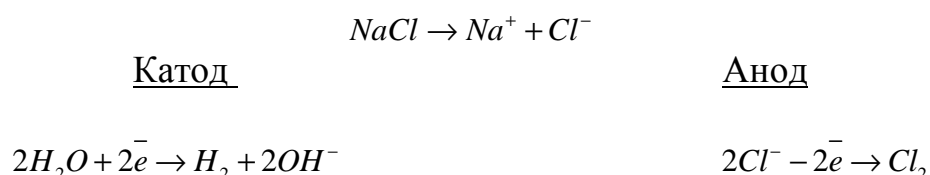
Ячейка для электролиза, называемая электролизером, состоит из двух электродов и электролита. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), у электролизера подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу источника тока.

Рассмотрим в качестве примера электролиз водного раствора хлорида меди CuCl_2 . При пропускании тока, находящиеся в растворе ионы Cu^{+2} и ионы Cl^- направляются к соответствующим электродам, на которых происходят окислительно-восстановительные процессы.



На основании значений нормальных электродных потенциалов металла, установлено, что чем меньше алгебраическая величина потенциала металла, тем слабее окислительная способность его ионов, т.е. способность присоединять электроны и превращаться в нейтральные атомы. Нормальный потенциал воды равен $-0,414$ В. Следовательно, при пропускании электрического тока через водные растворы солей металлов, имеющих потенциал меньше $-0,414$ В на катоде должны восстанавливаться не ионы металла, а молекула воды. Так, например, при электролизе водного раствора хлористого натрия на катоде восстанавливаются молекулы воды, а не ионы натрия.

Электролиз водного раствора NaCl можно записать следующим образом:

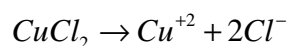


Необходимо знать, что молекулы воды восстанавливаются только при электролизе водных растворов солей очень активных металлов, расположенных в ряду напряжений от калия до алюминия включительно.

Процессы, происходящие у анода, зависят как от электролиза, так и от природы вещества, из которого сделан анод.

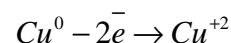
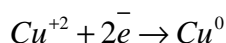
Различают два вида анодов – растворимые и нерастворимые.

Растворимые аноды – это такие электроды, которые в процессе электролиза разрушаются, т.е. переходят в раствор в виде ионов. Например, если пропускать ток через раствор хлорида меди CuCl_2 и в качестве анода использовать медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде ионы хлора не разряжаются и, следовательно, выделение хлора не наблюдается. В этом случае происходит растворение самого анода, т.е. с анода медь в виде ионов Cu^{+2} переходит в раствор. Электролиз раствора CuCl_2 с медным анодом выражается следующей схемой:



Катод

Анод



Таким образом, электролиз раствора CuCl_2 с медным анодом сводится к переносу меди с анода на катод.

Электролиз с растворимым анодом применяется для получения металлов высокой чистоты, а также для покрытия одного металла плотным слоем другого металла.

Соотношения между количеством электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и количествами веществ, выделившихся из электролитов, выражаются следующими законами Фарадея:

1 Весовое количество каждого вещества, восстановленного на катоде и окисленного на аноде, пропорционально количеству прошедшего электричества и химическому эквиваленту вещества.

2 Для восстановления на катоде и окисления на аноде одного моль эквивалента вещества, через электролит должно пройти 96500 Кл электричества.

Закон Фарадея выражается следующей формулой:

$$m = \frac{M\left(\frac{1}{z} X\right) \cdot Q}{F},$$

где m - масса восстановленного или окисленного вещества, г; $M\left(\frac{1}{z} X\right)$ - молярная масса эквивалента, г/моль; Q - количество электричества, Кл; F - постоянная Фарадея.

Зная, что ток в 1 А соответствует прохождению 1 Кл в секунду, можно записать:

$$m = \frac{M\left(\frac{1}{z} X\right) \cdot I \cdot t}{F},$$

где I - сила тока, А; t - время прохождения тока, с.

Если время в условии задачи дано в секундах, то постоянная Фарадея для расчетов равна 96500 Кл/моль, если в часах – 26,8 А·ч/моль.

Пользуясь математическим выражением закона Фарадея, можно производить различные расчеты.

Пример 1 – Ток в 10 А пропускали через раствор CuSO_4 в течение 2 часов. Рассчитать массу металла, выделившегося на катоде.

Решение. Применив формулу, производим вычисление:

$$m = \frac{31,77 \cdot 10 \cdot 2}{26,8} = 23,71 \text{ г}$$

Пример 2 – Определить ток в амперах, зная, что при пропускании его в течение часа через раствор NaCl образовалось 20 г NaOH .

Решение. При электролизе водного раствора NaCl на катоде образуется водород, на аноде – хлор; одновременно в эквивалентном количестве в растворе накапливается NaOH .

По закону Фарадея: $m = \frac{M(\frac{1}{z} X) \cdot I \cdot t}{F}$, рассчитываем ток в амперах:

$$I = \frac{20 \cdot 26,8}{40 \cdot 1} = 13,4 \text{ А.}$$

Пример 3 – Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Рассчитайте эквивалентную массу (молярную массу эквивалента) металла.

Решение. $M(\frac{1}{z} X) = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 54,4 \text{ г.}$

Вопросы для самоконтроля

- 1 Дайте определение электролиза.
- 2 Какие факторы определяют характер катодного и анодного процессов при электролизе водных растворов электролитов?
- 3 Почему щелочные металлы можно получить электролизом расплавов их солей и нельзя получить электролизом растворов этих же солей?
- 4 Какой анод называется инертным и какой активным?
- 5 Сформулируйте законы Фарадея.
- 6 Что называется выходом по току?
- 7 Укажите основные области применения электролиза в народном хозяйстве.

Контрольные задания

№1

1 Сколько разложится воды при пропускании через раствор серной кислоты тока 5 А в течение 1 часа?

а) $m_{\text{воды}} = 1,68 \text{ г}$; б) $m_{\text{воды}} = 3,36 \text{ г}$; в) $m_{\text{воды}} = 0,0093 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора ZnCl_2 .

3 Какой ион 1) Cu^{+2} ; 2) Co^{+2} ; 3) Ca^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

а) все ионы; б) не восстанавливается Ca^{+2} ; в) не восстанавливается Cu^{+2} .

№2

1 Вычислите объем хлора (н.у.), выделенного при электролизе током 10 А в течение 0,5 часа.

а) $V_{\text{Cl}_2} = 2,09 \text{ л}$; б) $V_{\text{Cl}_2} = 0,349 \text{ л}$; в) $V_{\text{Cl}_2} = 4,18 \text{ л}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора КОН.

3 Какой ион 1) Ni^{+2} ; 2) Fe^{+2} ; 3) Mg^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

а) Mg^{+2} ; б) Ni^{+2} ; в) Fe^{+2} .

№3

1 Вычислите время, необходимое для выделения 0,01 кг Fe из раствора FeSO_4 током 10 А.

а) $t = 0,96$ ч; б) $t = 1$ ч 36 мин ; в) $t = 576$ мин.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

3 Какой ион 1) Ni^{+2} ; 2) Fe^{+2} ; 3) Mg^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза? Ответ обоснуйте.

а) Ag^+ ; б) Pt^{+2} ; в) Mn^{+2} .

№4

1 Через раствор едкого натрия пропускали ток силой 20 А. Определите время, необходимое для получения $0,12 \text{ м}^3$ водорода, измеренного при нормальных условиях.

а) $t = 14$ ч 21 мин 25 с; б) $t = 7$ ч 1 мин 43 с; в) $t = 3$ ч 20 мин 8 с.

2 Магний получают электролизом расплавленного минерала KCl , MgCl_2 , содержащего примесь соли железа. Почему следует обязательно очистить минерал от этой примеси?

3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе растворов солей AgNO_3 , MnCl_2 , CoSO_4 .

а) Ag^+ , Co^{+2} , Mn^{+2} ; б) Mn^{+2} , Co^{+2} , Ag^+ ; в) Co^{+2} , Mn^{+2} , Ag^+ .

№5

1 Определите ток в амперах, зная, что при пропускании его в течение часа через раствор NaCl образовалось 20 г NaOH .

а) $I = 13,4$ А; б) $I = 26,8$ А; в) $I = 6,7$ А.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора MgCl_2 .

3 При электролизе водных растворов каких солей, на аноде будет происходить окисление молекул воды: 1) K_2SO_4 , 2) KCl , 3) K_2S , 4) K_3PO_4 ? Ответ обоснуйте.

а) 1, 4; б) 2, 3; в) 3, 4.

№6

1 Ток силой 0,8 А пропускали через раствор CuSO_4 в течение 30 мин. Определите количество меди, выделившейся на катоде.

а) $m = 0,477$ г; б) $m = 1,193$ г; в) $m = 0,948$ г.

2 Почему магний нельзя получить электролизом водного раствора его соли? Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора MgSO_4 .

3 Укажите порядок восстановления ионов металлов на катоде из расплава солей: 1) AlCl_3 ; 2) CaCl_2 ; 3) ZnCl_2 .

а) Ca^{+2} , Al^{+3} , Zn^{+2} ; б) Zn^{+2} , Al^{+3} , Ca^{+2} ; в) Al^{+3} , Zn^{+2} , Ca^{+2} .

№7

1 Сколько граммов воды разложится при электролизе раствора Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 часов?

а) $m_{\text{воды}} = 11,75 \text{ г}$; б) $m_{\text{воды}} = 185,44 \text{ г}$; в) $m_{\text{воды}} = 92,72 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора NaNO_3 .

3 В какой последовательности разряжаются ионы металлов на катоде при электролизе смеси расплава солей: 1) MgCl_2 ; 2) PbCl_2 ; 3) KCl .

а) Pb^{+2} , Mg^{+2} , K^+ ; б) K^+ , Mg^{+2} , Pb^{+2} ; в) Mg^{+2} , K^+ , Pb^{+2} .

№8

1 Определите массу серебра, выделившегося на катоде, если через раствор AgNO_3 пропускали в течение 2 часов ток силой 2 А.

а) $m = 16,12 \text{ г}$; б) $m = 25,4 \text{ г}$; в) $m = 12,7 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора NiCl_2 .

3 Какой ион 1) Zn^{+2} ; 2) Na^+ ; 3) Sn^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза?

а) Sn^{+2} ; Zn^{+2} ; Na^+ ; б) Na^+ ; Zn^{+2} ; Sn^{+2} ; в) Zn^{+2} ; Na^+ ; Sn^{+2} .

№9

1 Через водный раствор хлористого натрия пропускали ток силой 1 А в течение 2 часов. Определите массу выделившегося на аноде хлора.

а) $m = 26,5 \text{ г}$; б) $m = 2,65 \text{ г}$; в) $m = 4,32 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора SnCl_2 .

3 Какой ион 1) Mn^{+2} ; 2) Cd^{+2} ; 3) Ca^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза?

а) Cd^{+2} ; Mn^{+2} ; Ca^{+2} ; б) Ca^{+2} ; Mn^{+2} ; Cd^{+2} ; в) Mn^{+2} ; Cd^{+2} ; Ca^{+2} .

№10

1 Определите, какой силы ток необходимо пропускать через раствор Na_2SO_4 в течение 30 мин, чтобы получить 500 см^3 кислорода, измеренного при нормальных условиях?

а) $I = 4,79 \text{ А}$; б) $I = 3,86 \text{ А}$; в) $I = 7,72 \text{ А}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора K_2SO_4 .

3 В какой последовательности разряжаются ионы металлов при электролизе смеси раствора солей: 1) AuCl_3 ; 2) CuCl_2 ; 3) CrCl_3 . Ответ обоснуйте.
а) Au^{+3} , Cu^{+2} , Cr^{+3} ; б) Cr^{+3} , Cu^{+2} , Au^{+3} ; в) Au^{+3} , Cr^{+3} , Cu^{+2} .

№11

1 Через раствор едкого натра пропускали ток силой 40 А. Определите время, необходимое для получения $0,1 \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при нормальных условиях.

а) $t=12 \text{ ч}$; б) $t=8,38 \text{ ч}$; в) $t=15 \text{ ч}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе смеси растворов солей: $\text{Ag}(\text{NO})_3$, MnCl_2 , CoSO_4 .

а) Ag^+ , Co^{+2} , Mn^{+2} ; б) Co^{+2} , Mn^{+2} , Ag^+ ; в) Mn^{+2} , Co^{+2} , Ag^+ .

№12

1 При электролизе раствора FeSO_4 был пропущен ток силой 5 А в течение 15 мин. Рассчитайте, какая масса железа выделится на электроде.

а) $m=1,306 \text{ г}$; б) $m=3,54 \text{ г}$; в) $m=7,08 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора NaCl .

3 Какой ион 1) Fe^{+2} ; 2) Co^{+2} ; 3) Ve^{+2} из смеси восстанавливается первым? Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза?

а) Ve^{+2} ; Co^{+2} ; Fe^{+2} ; б) Co^{+2} ; Fe^{+2} ; Ve^{+2} ; в) Fe^{+2} ; Ve^{+2} ; Co^{+2} .

№13

1 Ток силой 0,4 А пропускали через раствор серной кислоты в течение 20 мин. Определите объем выделившегося водорода, измеренного при нормальных условиях.

а) $V(\text{H}_2)=557 \text{ мл}$; б) $V(\text{H}_2)=5,57 \text{ л}$; в) $V(\text{H}_2)=1114 \text{ мл}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе смеси растворов солей: CuSO_4 , ZnSO_4 , FeSO_4 . Ответ обоснуйте.

а) Cu^{+2} , Fe^{+2} , Zn^{+2} ; б) Zn^{+2} , Fe^{+2} , Cu^{+2} ; в) Fe^{+2} , Cu^{+2} , Zn^{+2} .

№14

1 Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Рассчитайте эквивалентную массу металла.

а) $M(\frac{1}{z} \text{Me})=59,4 \text{ г/моль}$; б) $M(\frac{1}{z} \text{Me})=5,94 \text{ г/моль}$;

в) $M(\frac{1}{z} \text{Me})=62 \text{ г/моль}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора CaCl_2 .

3 В какой последовательности происходит выделение металлов при электролизе смеси расплава солей: NaCl, CrCl₃, AlCl₃.

а) Na⁺, Al⁺³, Cr⁺³; б) Cr⁺³, Al⁺³, Na⁺; в) Al⁺³, Cr⁺³, Na⁺.

№15

1 Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе водного раствора CuCl₂, если пропускать ток силой 5 А в течение одного часа?

а) $m(\text{Cu}) = 25,10 \text{ г}$; б) $m(\text{Cu}) = 5,93 \text{ г}$; в) $m = 12,55 \text{ г}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора BaCl₂.

3 Какой ион 1) K⁺; 2) Ag⁺; 3) Ni⁺² из смеси восстанавливается первым?

Все ли ионы можно восстановить из раствора путем электролиза?

а) K⁺; Ni⁺²; Ag⁺; б) Ag⁺; Ni⁺²; K⁺; в) Ni⁺²; K⁺; Ag⁺.

№16

1 При пропускании тока силой 2 А в течение 1 ч 14 мин 24 с через водный раствор хлорида металла (II), на одном из графитовых электродов выделилось 2,94 г металла. Чему равна атомная масса металла, если выход по току 100% и что это за металл?

а) $A(\text{Me}) = 6,354 \text{ г/моль}$; б) $A(\text{Me}) = 63,54 \text{ г/моль}$;

в) $A(\text{Me}) = 31,77 \text{ г/моль}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора CdSO₄.

3 Раствор содержит ионы Fe⁺²; Ag⁺; Ba⁺² в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе. Ответ обоснуйте.

а) Ba⁺², Fe⁺², Ag⁺; б) Fe⁺², Ag⁺, Ba⁺²; в) Ag⁺, Fe⁺², Ba⁺².

№17

1 При электролизе сульфата натрия получили при н.у. 448 л водорода. Рассчитайте время протекания электролиза, если сила тока равна 100 А.

а) $t = 7,148 \text{ ч}$; б) $t = 10,72 \text{ ч}$; в) $t = 10,12 \text{ ч}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе расплава MgCl₂.

3 Раствор содержит ионы Ni⁺²; Cu⁺²; Pt⁺² в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе. Ответ мотивируйте.

а) Pt⁺², Cu⁺², Ni⁺²; б) Ni⁺², Cu⁺², Pt⁺²; в) Cu⁺², Ni⁺², Pt⁺².

№18

1 Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 6,7 ч, в результате чего выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н.у. Рассчитайте силу тока.

а) $I = 2,8 \text{ А}$; б) $I = 4 \text{ А}$; в) $I = 1,0 \text{ А}$.

2 Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $ZnCl_2$.

3 Расплав содержит ионы Ca^{+2} ; Zn^{+2} ; Mn^{+2} . В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе.

а) Ca^{+2} , Mn^{+2} , Zn^{+2} ; б) Zn^{+2} , Mn^{+2} , Ca^{+2} ; в) Mn^{+2} , Ca^{+2} , Zn^{+2} .

№19

1 Найти объем водорода, измеренного при нормальных условиях, который выделяется при пропускании тока силой 3 А в течение 1 ч через водный раствор H_2SO_4 .

а) $V(H_2) = 0,112$ л; б) $V(H_2) = 1,25$ л; в) $V(H_2) = 2,5$ л.

2 Неочищенная медь содержит примеси серебра и цинка. Что произойдет с этими примесями при электролитическом рафинировании меди?

3 Какой ион Fe^{+2} или Sn^{+2} обладает большими окислительными свойствами?

а) Fe^{+2} ; б) Sn^{+2} ; в) обладают одинаковыми окислительными свойствами.

№20

1 Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?

а) $t = 26,8$ ч; б) $t = 53,6$ ч; в) $t = 2,68$ ч.

2 Составьте схему электролиза водного раствора $Ca(NO_3)_2$.

3 В какой последовательности будут разряжаться ионы при электролизе расплава $ZnCl_2$; $FeCl_2$; $AlCl_3$?

а) Fe^{+2} , Zn^{+2} , Al^{+3} ; б) Zn^{+2} , Fe^{+2} , Al^{+3} ; в) Al^{+3} , Zn^{+2} , Fe^{+2} .

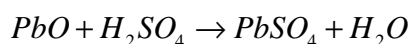
13 Аккумуляторы

Приборы, которые служат для накопления химической энергии, превращаемой по мере необходимости в электрическую энергию, называются аккумуляторами.

Аккумуляторы отличаются друг от друга как химической природой электродов и электролита, так и своей конструкцией. Наибольшее практическое применения имеют следующие типы аккумуляторов: кислотные (свинцовые), щелочные (железо-никелевые, кадмиево-никелевые и серебряно-цинковые).

Свинцовый аккумулятор составляется из решетчатых свинцовых пластин, заполненных пастой, приготовляемой из оксида свинца PbO . Пластины погружаются в 25-30%-ный раствор серной кислоты ($\rho = 1,18 - 1,22$ г/см³).

В результате взаимодействия оксида свинца с серной кислотой на поверхности пластин образуется слой труднорастворимого сульфата свинца (рисунок 3).



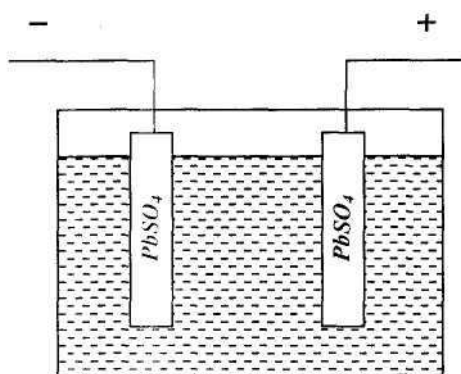
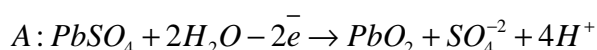
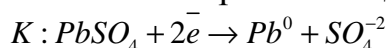


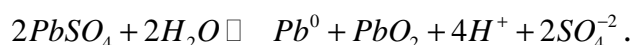
Рисунок 3 – Схема свинцового аккумулятора до зарядки

Чтобы накопить в аккумуляторе химическую энергию, надо его зарядить. Для этого одну из свинцовых пластин соединяют с отрицательным, а другую с положительным полюсом источника тока. При зарядке аккумулятора электрическая энергия превращается в химическую энергию. Происходящие процессы электролиза можно выразить следующими уравнениями:



Как показывают приведенные уравнения, на катоде ионы Pb^{+2} присоединяют по два электрона и превращаются в атомы свинца. На аноде $PbSO_4$ превращается в PbO_2 . Образование PbO_2 объясняется тем, что ионы Pb^{+2} теряют по два электрона и превращаются в ионы Pb^{+4} .

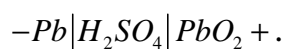
Суммарное уравнение, выражающее процесс зарядки аккумулятора записывается в виде:



При зарядке аккумулятора, через него пропускают электрический ток до тех пор, пока не начнется электролиз воды с энергичным выделением водорода на отрицательном электроде и кислорода на положительном электроде (так называемое «кипение» электрода).

В результате зарядки аккумулятора на одном электроде образуется металлический свинец, обладающий свойствами восстановителя, а на другом – диоксид свинца, обладающий свойствами окислителя (рисунок 4).

Таким образом, электроды становятся различными по своей окислительно-восстановительной способности, и между ними появляется разность потенциалов. Иначе говоря, при зарядке аккумулятора образуется гальванический элемент:



При соединении проводником пластин заряженного аккумулятора, начинается передвижение электронов от пластины, покрытой металлическим свинцом, к пластине, покрытой PbO_2 , т.е. возникает электрический ток. Этот

процесс, называемый разрядкой аккумулятора, сопровождается превращением химической энергии в электрическую энергию.

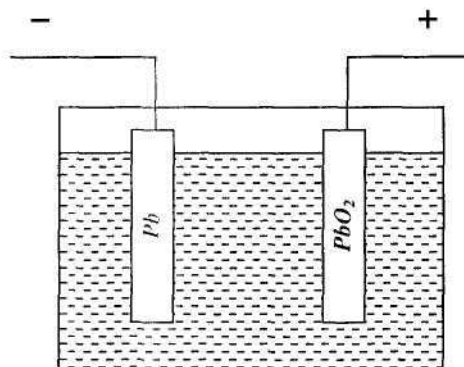
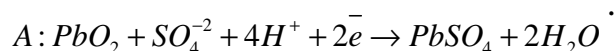
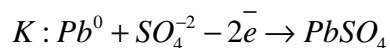


Рисунок 4 – Схема заряженного свинцового аккумулятора

При разрядке аккумулятора на его электродах происходят следующие процессы:



Суммарное уравнение записывается:



Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие приборы называются аккумуляторами?
- 2 Какие типы аккумуляторов применяются в технике? Чем они отличаются друг от друга?
- 3 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке свинцового аккумулятора?

14 Коррозия металлов

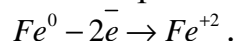
Коррозия – это самопроизвольное разрушение металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. При химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла с окислителем окружающей среды. По условиям протекания коррозионного процесса различают: а) газовую коррозию – в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, обычно при высоких температурах. Примером газовой коррозии может быть окисление металла кислородом воздуха, сернистого газа, сероводорода и др.; б) коррозию в неэлектролитах - агрессивных органических жидкостях. С химической коррозией приходится встречаться сравнительно редко. Чаще причиной разрушения металлов является электрохимическая коррозия.

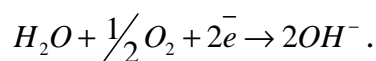
Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих проводимость. При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Электрохимическая коррозия может протекать: а) в электролитах – в водных растворах солей, кислот, щелочей, в морской воде; б) в атмосфере любого влажного газа; в) в почве.

Чистые металлы практически не подвергаются коррозии. Однако, металлы, применяемые в технике, всегда содержат примеси других металлов, отличающихся по активности. Поэтому, при соприкосновении с раствором электролита образуется непрерывно работающий гальванический элемент, в котором наиболее активный металл подвергается разрушению.

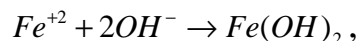
Особенно распространенным видом коррозии металла является атмосферная коррозия, которая также сводится к электрохимической. Например, при контакте железа с медью, находящейся во влажном воздухе, возникает гальванический элемент, в котором отрицательным электродом служит железо, а положительным – медь. В результате работы такого гальванического элемента железо разрушается, т.к. оно непрерывно посылает электроны к меди и, одновременно, ионы Fe^{+2} переходят в раствор электролита:



Благодаря поступлению электронов на поверхности положительного электрода происходит восстановление кислорода, растворенного в электролите:



В растворе электролита ионы Fe^{+2} соединяются с ионами OH^- , образуя гидроксид железа (II):



который окисляется кислородом воздуха и превращается в гидроксид железа (III):

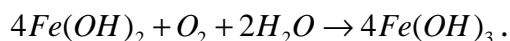


Рисунок 5 - Виды коррозии: равномерная, местная, образование в металле язвы при местной коррозии, межкристаллитная коррозия

Различают несколько форм коррозии, из которых наиболее часто встречаются: равномерная, местная и межкристаллитная (рисунок 5).

Равномерной называется коррозия, распространяющаяся по всей поверхности металла.

При местной коррозии подвергаются разрушению отдельные участки поверхности металла. Иногда местная коррозия приводит к образованию в металле язвы и даже сквозного отверстия, поэтому местная коррозия более опасный вид коррозии, чем равномерная.

Еще более опасна межкристаллитная коррозия, которая распространяется вдоль границ кристаллов, составляющих металл. Продукты коррозии оказываются в этом случае включенными внутрь металла, вследствие чего ослабляются связи между кристаллами, что влечет за собой ухудшение механических свойств металла.

14.1 Защита металлов от коррозии

Мировые потери металла, связанные с коррозией, составляют десятки миллионов тонн в год. Поэтому вопросы защиты металлов от коррозии имеют большое народнохозяйственное значение.

Методы защиты металлов от коррозии очень разнообразны, назовем некоторые из них.

1 Изменение состава среды. Защита металла достигается удалением вредных примесей из окружающей среды. Примером может служить удаление растворенного кислорода из воды, питающей паровые котлы, что значительно удлиняет срок их службы.

Для замедления коррозии металлов, соприкасающихся с кислотами, применяют вещества, которые называются замедлителями кислотной коррозии, или ингибиторами. В отличие от пассиваторов, вступающих в реакцию с металлами, ингибиторы не реагируют с ними, а адсорбируются на них и препятствуют процессу растворения металла в кислоте.

2 Защитные покрытия. Основным методом борьбы с коррозией является изоляция металла от агрессивной среды с помощью различных покрытий. Часто для защиты металла покрывают его другим металлом. Если покрывающий металл более активный, чем покрываемый металл, то такое покрытие называется анодным. При контакте с внешней средой, анодное покрытие разрушается. Менее активные покрывающие металлы создают так называемые катодные покрытия.

Применяются также методы защиты от коррозии, основанные на химическом изменении поверхности металла. Эти методы сводятся к тому, что металл обрабатывается веществами, вступающими с ним в химическую реакцию. На поверхности металла образуется при этом защитная пленка. С этой целью используются оксидные защитные пленки – оксидирование. Обработка металла солями фосфорной кислоты – фосфатирование и т.д.

Часто защита металла от коррозии достигается нанесением на его поверхность слоя эмали, краски, лаков.

3 Электрохимические методы защиты. Сущность этих методов заключается в том, что вся поверхность, подлежащего защите металлического сооружения, искусственно делается катодом. Это достигается присоединением защищаемого сооружения к катоду внешнего источника постоянного тока. Такая защита называется **катодной**.

При катодной защите в качестве анода применяют металлический лом, который в этих случаях подвергается разрушению, предохраняя тем самым от коррозии защищаемое сооружение.

Разновидностью электрохимической защиты металлов от коррозии является так называемая **протекторная защита**. Она заключается в том, что к защищаемой металлической конструкции прикрепляют пластины металла, более активного, чем металл защищаемой конструкции. Более активный металл называется протектором (рисунок 6)

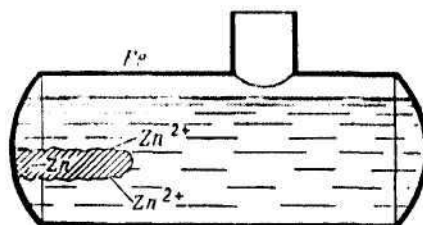


Рисунок 6 - Принцип протекторной защиты от коррозии

Электрохимические методы применяются для защиты металлических конструкций, находящихся в водной среде или почве (трубопроводы, кабели, сваи и др.).

4 Применение сплавов (легирование металлов). Методы защиты, связанные с изменением свойств корродирующего металла, осуществляются при помощи легирования. Легирование – эффективный метод повышения коррозионной стойкости металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивирование металла. В качестве таких компонентов применяются хром, никель, молибден, вольфрам и др. Широкое применение получило легирование для защиты от газовой коррозии. При этом используют сплавы, обладающие высокой жаростойкостью и жаропрочностью.

Вопросы для закрепления

- 1 Дайте определение коррозии металлов.
- 2 В чем сущность электрохимической коррозии.
- 3 Какой участок подвергающегося коррозии металла называется анодом, а какой – катодом?
- 4 Как влияет pH среды на коррозию металла.
- 5 Каковы важнейшие методы защиты металлов от коррозии.

6 На чем основано применение замедлителей кислотной коррозии (ингибиторов)?

7 Какой тип коррозии возникает в соплах реактивного двигателя с внутренней стороны.

8 Цинк покрыт медью. Что будет окисляться при коррозии в случае нарушения покрытия?

Контрольные задания

1 Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процесса.

2 Какое покрытие называется анодным? Приведите пример анодного покрытия железа и составьте электронные уравнения процессов, происходящих при коррозии в кислотной среде, когда нарушена целостность покрытия?

3 В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процесса.

4 В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

5 Какое покрытие металла называется катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для катодного покрытия железа. Составьте уравнения катодного и анодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе.

6 Железное изделие покрыли цинком. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия в соляной кислоте.

7 В раствор электролита опущены: а) железная пластинка, б) железная пластинка, частично покрытая никелем. В каком случае процесс протекает интенсивнее? Дайте мотивированный ответ.

8 Объясните, почему в атмосферных условиях цинк корродирует, а золото не корродирует. Дайте мотивированный ответ. Напишите процессы, протекающие при коррозии цинка.

9 Составьте уравнения процессов, происходящих при коррозии технического железа, погруженного: а) в воду; б) в раствор кислоты.

10 В раствор электролита опущена пластинка: а) меди; б) меди, частично покрытой оловом. В каком случае процесс коррозии протекает интенсивнее? Дайте мотивированный ответ.

11 Почему при контактировании железных изделий с алюминиевыми изделиями, железные изделия подвергаются более интенсивной коррозии, хотя алюминий имеет меньшую величину стандартного потенциала?

12 Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе.

13 Какой металл может служить протектором при защите железа от коррозии в водном растворе с $pH=10$ в контакте с воздухом? Напишите уравнения реакций протекающих процессов.

14 Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите металлы, которые можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе.

15 Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислую среду. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.

16 Олово спаяно с серебром. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в щелочную среду. Ответ обоснуйте.

17 Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия в атмосфере промышленного района, (влажный воздух, содержит CO_2 , H_2O , SO_2 и др.). Составьте схему процессов, происходящих на электродах гальванического элемента, образующегося при этом.

18 Что называется электрохимической защитой? Объясните механизм электрохимической защиты металлов. Какие виды электрохимической защиты вы знаете?

19 Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную серную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. При прикосновении к цинку медной палочки, на последней начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнения анодного и катодного процесса. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

20 Почему железо, частично покрытое хромом, корродирует, хотя хром имеет более отрицательный электродный потенциал, чем железо?

15 Жесткость воды

Природная вода, содержащая большое количество растворимых солей кальция и магния, называется жесткой водой.

Различают жесткость карбонатную и некарбонатную. Карбонатная жесткость обусловлена содержанием в воде гидрокарбоната кальция $Ca(HCO_3)_2$ и гидрокарбоната магния $Mg(HCO_3)_2$. Некарбонатная жесткость обусловлена наличием хлоридов и сульфатов кальция и магния.

Гидрокарбонаты кальция и магния находятся в растворе только в присутствии углекислого газа. Повышение концентрации углекислого газа в растворе смещает равновесие влево, т.е. в сторону образования гидрокарбоната;

понижение концентрации углекислого газа приводит к превращению гидрокарбоната в карбонат.

Так как растворимость газов понижается с повышением температуры (рисунок 7), то при кипячении жесткой воды из нее выделяется углекислый газ, и гидрокарбонаты переходят в труднорастворимые карбонаты, выпадающие в осадок.



Поэтому, карбонатную жесткость называют временной, или устранимой, а жесткость не устранимую кипячением воды – постоянной жесткостью.

Сумма карбонатной и некарбонатной жесткостей составляет общую жесткость воды.

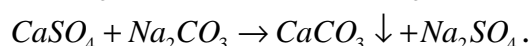
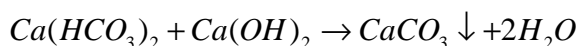
Жесткость воды выражают числом милли-моль – эквивалентов ионов Ca^{+2} и Mg^{+2} , содержащихся в литре воды.

Жесткость воды может колебаться в широких пределах. По величине жесткости вода характеризуется следующим образом:

- до 4 ммоль – экв/л – мягкая
- от 4 до 8 ммоль – экв/л – средней жесткости
- от 8 до 12 ммоль – экв/л – жесткая
- >12 ммоль – экв/л – очень жесткая.

Жесткая вода не пригодна для проведения многих технологических процессов, поэтому ее умягчают. Для этого используют методы, при которых ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} переводятся в практически нерастворимые соединения.

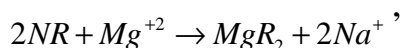
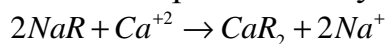
Как уже указывалось, карбонатная жесткость может быть устранена простым кипячением воды. На практике жесткость устраняют химическим способом, используя гашенную известь и соду, поэтому этот метод получил название – содово-известкового.



Очень часто умягчение воды производят методом ионного обмена, сущность которого заключается в следующем.

Жесткую воду пропускают через катионит, обладающего способностью к обмену входящего в его состав катиона натрия на катионы, находящиеся в воде. Ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} поглощаются катионитом, а вместо них из катионита переходят в раствор ионы Na^+ .

Реакцию схематически можно выразить следующим образом:



где R – анион катионита, имеющего сложный состав.

Отработанный катионит подвергают регенерации, пропуская через него концентрированный раствор поваренной соли. Ионы Na^+ в этом случае вытесняют из катионита ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} . После этого катионит снова становится пригодным для работы.

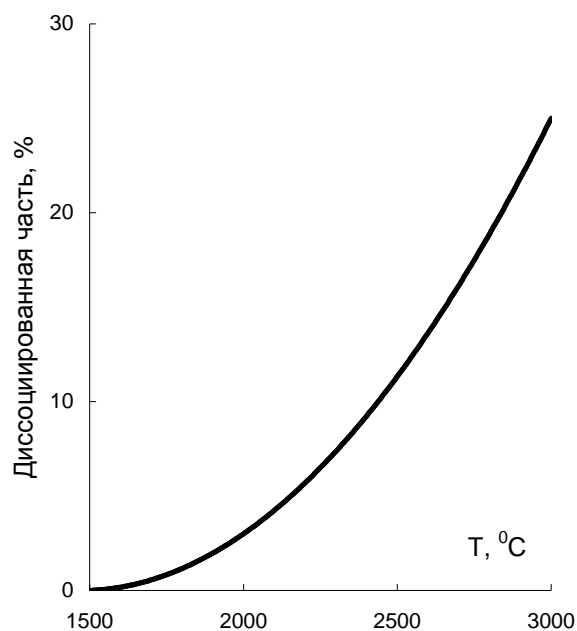
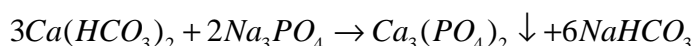
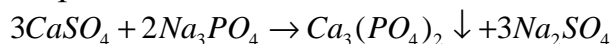


Рисунок 7 – Равновесие термической диссоциации воды (1 ат.)

Для предупреждения образования накипи очень часто в паровые котлы прибавляют **антинакипины**, переводящие ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} в легко удаляемый из котла осадок.

Одним из лучших антинакипинов является фосфат натрия Na_3PO_4 , образующий труднорастворимые соли кальция и магния.



Пример 1 – На титрование 100 мл воды пошло 2,6 мл 0,1 н раствора хлороводородной кислоты. Вычислите временную жесткость воды.

Решение. Временную жесткость воды определяем по формуле:

$$Ж_{вр.} = \frac{V_{к-ты} \cdot N \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

где N - нормальная концентрация кислоты.

Подставляем цифровые данные в формулу и рассчитываем жесткость воды.

$$Ж_{вр.} = \frac{2,6 \cdot 0,1 \cdot 1000}{100} = 2,6 \text{ ммоль-экв/л.}$$

Пример 2 – Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение. В 1 л воды содержится $202,5/500 = 0,405$ г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Дальше определяем молярную массу эквивалента $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

$M_3 = \frac{1}{2} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \frac{1}{2} \cdot 162 = 81$ г/моль, что составляет $0,405/81 = 0,005$ моль - эквивалентов или 5 ммоль-экв/л.

Пример 3 – Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 моль-экв/л.

Решение. Молярная масса CaSO_4 равна 136,14 мг/моль. Молярная масса эквивалента равна $M_{\text{э}} = \frac{1}{2} \text{CaSO}_4 = \frac{1}{2} \cdot 136,14 = 68,07 \text{ мг/моль}$. В 1 м^3 воды с жесткостью 4 моль – эквивалента, содержится $4 \cdot 1000 = 4000 \text{ ммоль-экв}$, или $4000 / 68,07 = 272280 \text{ мг} = 132,5 \text{ г}$ соды. (53 мг/моль – молярная масса эквивалента соды).

Приведенные задачи можно решать по формуле:

$$Ж = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V},$$

где m - масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг; $M_{\text{э}}$ - молярная масса эквивалента этого вещества, мг/моль, V - объем воды, л.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие соли обуславливают жесткость природной воды.
- 2 Какая жесткость воды, называется карбонатной и какая, некарбонатной.
- 3 Единицы измерения жесткости воды.
- 4 Укажите способы устранения жесткости.

Контрольные задания

№1

- 1 Определите жесткость воды, в 1 л которой содержится сульфат магния массой 240 мг.
 - а) 2 ммоль/л; б) 4 ммоль/л; в) 10 ммоль/л.
- 2 Сколько граммов соды надо добавить к воде объемом 1 м^3 , чтобы устранить общую жесткость, равную 3 ммоль-экв/л.
 - а) $m = 318 \text{ г}$; б) $m = 159 \text{ г}$; в) $m = 69 \text{ г}$.
- 3 При титровании воды объемом 100 мл израсходовано 5 мл 0,08 н раствора хлороводородной кислоты. Какова временная жесткость воды.
 - а) $Ж_{\text{в}} = 0,004 \text{ ммоль/л}$; б) $Ж_{\text{в}} = 4 \text{ ммоль/л}$; в) $Ж_{\text{в}} = 0,4 \text{ ммоль/л}$.

№2

- 1 Какова общая жесткость воды, содержащей $0,1947 \text{ г/л Ca}^{+2}$ и $0,0442 \text{ г/л Mg}^{+2}$.
 - а) $Ж_{\text{в}} = 13,4 \text{ ммоль/л}$; б) $Ж_{\text{в}} = 14,4 \text{ ммоль/л}$; в) $Ж_{\text{в}} = 0,0134 \text{ ммоль/л}$.
- 2 Какую массу гашенной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ надо прибавить в 2,5 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 4,43 ммоль/л.
 - а) $m = 0,409 \text{ г}$; б) $m = 4,09 \text{ г}$; в) $m = 0,818 \text{ г}$.
- 3 На титрование 0,05 л воды израсходовано $4,8 \cdot 10^{-3} \text{ л}$ 0,1 н HCl . Чему равна карбонатная жесткость воды.
 - а) $Ж_{\text{в}} = 4,8 \text{ ммоль/л}$; б) $Ж_{\text{в}} = 0,0096 \text{ ммоль/л}$; в) $Ж_{\text{в}} = 9,6 \text{ ммоль/л}$.

№3

1 Для умягчения 100 л воды потребовалось 12,72 г Na_2CO_3 . Чему равна жесткость воды.

а) $J_{\text{в}} = 2,4$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 0,0024$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 1,2$ ммоль/л.

2 Сколько граммов гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 ммоль/л.

а) $m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 111,925$ г; б) $m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 55,962$ г; в) $m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,112$ г.

3 Рассчитайте временную жесткость воды, в 4 л которой содержится 1,2963 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

а) $J_{\text{в}} = 4$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 0,004$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 2$ ммоль/л.

№4

1 Образец воды объемом 1 л содержит 48,6 мг гидрокарбоната кальция и 29,6 мг сульфата магния. Какое количество Ca^{+2} и Mg^{+2} содержится в 1 л образца воды? Чему равна общая жесткость воды?

а) 0,6 ммоль/л; б) 0,4 ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 1,0$ ммоль/л.

2 Жесткость воды равна 3,5 ммоль/л. Какое количество соды Na_2CO_3 нужно прибавить к 3 м³ воды для устранения жесткости.

а) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 113$ г; б) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 556,5$ г; в) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,113$ г.

3 Вычислите временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 мл этой воды, потребовалось 15 мл 0,1 н раствора HCl .

а) $J_{\text{в}} = 7,5$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 0,0075$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 3$ ммоль/л.

№5

1 Рассчитайте временную жесткость воды, в 4 л которой содержится 1,296 г $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

а) $J_{\text{в}} = 4,44$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 2,22$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 0,44$ ммоль/л.

2 Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Какую массу Na_3PO_4 надо взять, чтобы умягчить 1 м³ воды?

а) $m_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 173,8$ г; б) $m_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 347,6$ г; в) $m_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 260,8$ г.

3 Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 см³ этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 6,25 см³ раствора 0,08 н HCl .

а) $J_{\text{в}} = 5$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 0,005$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 0,5$ ммоль/л.

№6

1 Рассчитайте жесткость воды, если 60 л ее содержит 14,58 г гидрокарбоната кальция.

а) $J_{\text{в}} = 1,5$ ммоль/л; б) $J_{\text{в}} = 3$ ммоль/л; в) $J_{\text{в}} = 0,15$ ммоль/л.

2 Сколько граммов едкого натра NaOH необходимо добавить к 100 л воды, для устранения карбонатной жесткости, равной 2 ммоль/л?

а) $m_{\text{NaOH}} = 4$ г; б) $m_{\text{NaOH}} = 8$ г; в) $m_{\text{NaOH}} = 800$ г.

3 Вода с жесткостью 2 ммоль/л содержит гидрокарбонат кальция. Определите массу этой соли в 100 л воды.

а) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 162 \text{ г}$; б) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 32,4 \text{ г}$; в) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 16,2 \text{ г}$.

№7

1 Рассчитайте жесткость воды, в 1 л которой содержится хлорид кальция массой 0,6 г.

а) $J_B = 10,81 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 5,4 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 0,011 \text{ ммоль/л}$.

2 Сколько граммов соды необходимо добавить к 100 м³ воды, чтобы устранить общую жесткость воды, равную 3 ммоль/л?

а) $m_{Na_2CO_3} = 15,9 \text{ г}$; б) $m_{Na_2CO_3} = 318 \text{ г}$; в) $m_{Na_2CO_3} = 159 \text{ г}$.

3 Сколько граммов гашеной извести Ca(OH)₂ необходимо взять для устранения карбонатной жесткости, равной 5 ммоль/л в 30 л воды?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 5,55 \text{ г}$; б) $m_{Ca(OH)_2} = 11,1 \text{ г}$; в) $m_{Ca(OH)_2} = 21,75 \text{ г}$.

№8

1 Чему равна временная жесткость воды, в 1 л которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?

а) $J_B = 1 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 2 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 4 \text{ ммоль/л}$.

2 Сколько граммов Ca(OH)₂ необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить временную жесткость, равную 2,86 ммоль/л?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 114,64 \text{ г}$; б) $m_{Ca(OH)_2} = 0,0111 \text{ г}$; в) $m_{Ca(OH)_2} = 105,82 \text{ г}$.

3 В чем заключается ионообменный способ устранения жесткости воды?

№9

1 Определите жесткость воды, в 1 л которой содержится сульфат магния массой 240 мг.

а) $J_B = 4 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 2 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 0,004 \text{ ммоль/л}$.

2 Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,785 ммоль/л. Определите массу гидрокарбоната в 1 л воды.

а) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 108,9 \text{ г}$; б) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 144,6 \text{ г}$; в) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 36,15 \text{ г}$.

3 На титрование воды, объемом 100 мл, израсходовано 5 мл 0,1 н HCl. Вычислите временную жесткость этой воды.

а) $J_B = 5 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 0,005 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 0,0137 \text{ ммоль/л}$.

№10

1 В 1 л воды содержится 38 мг ионов Mg⁺² и 108 мг ионов Ca⁺². Вычислите общую жесткость воды.

а) $J_B = 8,6 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 4,3 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 2,3 \text{ ммоль/л}$.

2 Сколько карбоната натрия необходимо добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 4,6 ммоль/л.

а) $m_{Na_2CO_3} = 12,2 \text{ г}$; б) $m_{Na_2CO_3} = 24,4 \text{ г}$; в) $m_{Na_2CO_3} = 1,22 \text{ г}$.

3 На титрование воды, объемом 200 мл, израсходовано 2,6 мл 0,5 н раствора HCl. Вычислите временную жесткость воды.

а) $J_B = 6,5$ ммоль/л; б) $J_B = 13$ ммоль/л; в) $J_B = 0,0013$ ммоль/л.

№11

1 Для устранения временной жесткости 100 л воды, вызванной присутствием $Mg(HCO_3)_2$ потребовалось 4 г NaOH. Вычислите жесткость воды.

а) $J_B = 1$ ммоль/л; б) $J_B = 2$ ммоль/л; в) $J_B = 5,48$ ммоль/л.

2 Определите жесткость воды, зная, что для ее устранения к 300 мл воды потребовалось прибавить 150 г карбоната калия K_2CO_3 .

а) $J_B = 14,5$ ммоль/л; б) $J_B = 7,25$ ммоль/л; в) $J_B = 0,145$ ммоль/л.

3 Сколько граммов гашеной извести $Ca(OH)_2$ необходимо прибавить к 1 м³ воды, чтобы устранить временную ее жесткость, равную 7,2 ммоль/л?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 26,64$ г; б) $m_{Ca(OH)_2} = 266,4$ г; в) $m_{Ca(OH)_2} = 532,8$ г.

№12

1 Временная жесткость воды, равна 5 ммоль/л. Вычислите массу $Ca(HCO_3)_2$, которая содержится в 5 л этой воды.

а) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 2,025$ г; б) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 4,05$ г; в) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 40,5$ г.

2 При обработке 0,25 л образца воды карбонатом натрия в осадок выпало 37,8 мг $CaCO_3$. Чему равна жесткость воды?

а) $J_B = 2,85$ ммоль/л; б) $J_B = 3,02$ ммоль/л; в) $J_B = 5,7$ ммоль/л.

3 Сколько граммов безводной буры $Na_2B_4O_7$ необходимо для смягчения 10 л воды, общая жесткость которой равна 15 ммоль/л?

а) $m_{Na_2B_4O_7} = 15,15$ г; б) $m_{Na_2B_4O_7} = 30,30$ г; в) $m_{Na_2B_4O_7} = 7,58$ г.

№13

1 На осаждение гидрокарбонатов кальция и магния из 2 л воды израсходовано 2,12 г карбоната натрия. Определите жесткость воды?

а) $J_B = 20$ ммоль/л; б) $J_B = 11,52$ ммоль/л; в) $J_B = 0,02$ ммоль/л.

2 Какую массу гашеной извести необходимо затратить на умягчение 7 л воды, имеющей карбонатную жесткость равную 4 ммоль/л?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 10,36$ г; б) $m_{Ca(OH)_2} = 1,036$ г; в) $m_{Ca(OH)_2} = 2,07$ г.

3 На умягчение 10 л воды израсходовано $Ca(OH)_2$ массой 3,7 г и Na_2CO_3 массой 1,06 г. Рассчитайте общую жесткость исходной воды.

а) $J_B = 12$ ммоль/л; б) $J_B = 24$ ммоль/л; в) $J_B = 5,28$ ммоль/л.

№14

1 В 4 м³ воды содержится $Ca(HCO_3)_2$ массой 648 г и $CaCl_2$ массой 1335 г. Определите общую жесткость воды.

а) $J_B = 8,22$ ммоль/л; б) $J_B = 16$ ммоль/л; в) $J_B = 0,016$ ммоль/л.

2 Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 ммоль/л. Сколько граммов сульфата магния содержится в 300 л воды?

а) $m_{MgSO_4} = 12,6 \text{ г}$; б) $m_{MgSO_4} = 126 \text{ г}$; в) $m_{MgSO_4} = 1,26 \text{ г}$.

3 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 15,9 г карбоната натрия?

а) $J_B = 12 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 24 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 6 \text{ ммоль/л}$.

№15

1 Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 9 ммоль/л. Сколько граммов гидрокарбоната кальция содержится в 500 л этой воды?

а) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 36,45 \text{ г}$; б) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 364,5 \text{ г}$; в) $m_{Ca(HCO_3)_2} = 729 \text{ г}$.

2 Какие ионы необходимо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3 На умягчение 150 л воды израсходовано $Ca(OH)_2$ массой 5,57 г и Na_2CO_3 массой 26,6 г. Рассчитайте общую жесткость воды.

а) $J_B = 4,34 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 0,0043 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 8,68 \text{ ммоль/л}$.

№16

1 Сколько граммов карбоната натрия необходимо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 ммоль/л

а) $m_{Na_2CO_3} = 42,4 \text{ г}$; б) $m_{Na_2CO_3} = 2,12 \text{ г}$; в) $m_{Na_2CO_3} = 21,2 \text{ г}$.

2 Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния 61,2 г сульфата кальция.

а) $J_B = 3 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 6 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 1,6 \text{ ммоль/л}$

3 Определите, сколько мл 0,05 н раствора HCl израсходовано при определении жесткости воды, если объем пробы воды равен 100 мл. Карбонатная жесткость равна 2 ммоль/л.

а) $V_{HCl} = 4 \text{ мл}$; б) $V_{HCl} = 20 \text{ мл}$; в) $V_{HCl} = 10 \text{ мл}$.

№17

1 В 1 м³ воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

а) $J_B = 2,33 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 4,66 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 0,0023 \text{ ммоль/л}$.

2 Определите, сколько мл 0,1 н раствора трилона Б израсходовано при определении жесткости воды, если объем пробы равен 100 мл. Общая жесткость равна 2,5 ммоль/л.

а) $V = 2,5 \text{ мл}$; б) $V = 0,25 \text{ мл}$; в) $V = 0,0025 \text{ мл}$.

3 Сколько граммов гашеной извести $Ca(OH)_2$ необходимо взять для устранения карбонатной жесткости, равной 5 ммоль/л в 80 л воды?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 14,80 \text{ г}$; б) $m_{Ca(OH)_2} = 1,48 \text{ г}$; в) $m_{Ca(OH)_2} = 29,6 \text{ г}$.

№18

1 Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 ммоль/л. Сколько граммов гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

а) $m_{Mg(HCO_3)_2} = 51,1 \text{ г}$; б) $m_{Mg(HCO_3)_2} = 5,1 \text{ г}$; в) $m_{Mg(HCO_3)_2} = 102,2 \text{ г}$.

2 Какую жесткость называют карбонатной? Как можно удалить карбонатную жесткость? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3 Какую массу реагентов необходимо затратить на умягчение 30 л воды, имеющей карбонатную жесткость 1,6 ммоль/л. Напишите уравнения

а) $m = 1,776 \text{ г}$; б) $m = 3,552 \text{ г}$; в) $m = 2,544 \text{ г}$.

№19

1 Карбонатная жесткость волжской воды равна 3,32 ммоль/л. Какую массу $Ca(OH)_2$ необходимо взять, чтобы устранить жесткость в 5 л воды?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 0,61 \text{ г}$; б) $m_{Ca(OH)_2} = 1,22 \text{ г}$; в) $m_{Ca(OH)_2} = 6,142 \text{ г}$.

2 Определите постоянную жесткость воды, зная, что для ее устранения к 100 л воды потребовалось прибавить 47 г фосфата натрия Na_3PO_4 .

а) $J_B = 8,58 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 5,73 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 2,86 \text{ ммоль/л}$.

3 Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль/л. Сколько 0,1 н раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 мл этой воды?

а) $V_{HCl} = 3 \text{ мл}$; б) $V_{HCl} = 0,53 \text{ мл}$; в) $V_{HCl} = 1,9 \text{ мл}$.

№20

1 Чему равна постоянная жесткость воды, если для ее устранения к 25 л воды добавили 31,6 г буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

а) $J_B = 0,66 \text{ ммоль/л}$; б) $J_B = 6,6 \text{ ммоль/л}$; в) $J_B = 13,2 \text{ ммоль/л}$.

2 Какую жесткость называют некарбонатной? Как можно устранить некарбонатную жесткость? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3 Сколько граммов гашеной извести необходимо прибавить к 200 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 4,5 ммоль/л?

а) $m_{Ca(OH)_2} = 333 \text{ г}$; б) $m_{Ca(OH)_2} = 33,3 \text{ г}$; в) $m_{Ca(OH)_2} = 66,6 \text{ г}$.

16 Комплексные соединения

Множество неорганических химических соединений отличается весьма сложным строением. В этих соединениях помимо обычных ковалентных или ионных связей между атомами или частицами действуют ковалентные химические связи, образованные по донорно-акцепторному механизму. Такие сложные соединения называются комплексными соединениями.

Значение комплексных соединений для различных областей техники очень велико. Благодаря способности веществ образовывать комплексные соединения, разработаны эффективные методы получения химически чистых металлов из руд, редких металлов, катализаторов, красителей и т.д.

Первые комплексные соединения были синтезированы в середине 19 века, однако теоретические представления о них стали развиваться после опубликования в 1893 г. швейцарским химиком А. Вернером координацион-

ной теории. Большой вклад в химию комплексных соединений внесли русские ученые Л.А.Чугаев, И.И.Черняев и их ученики.

В каждом комплексном соединении различают внутреннюю и внешнюю сферы. При написании химических формул комплексных соединений внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки. Например, в комплексном соединении $K_2[Cd(CN)_4]$ внутренняя сфера представлена ионом $[Cd(CN)_4]^{-2}$, внешняя сфера двумя положительно заряженными ионами K^+ . Центральный атом внутренней сферы, вокруг которого группируются ионы или молекулы, называется комплексообразователем. В приведенном примере – это ион кадмия. Частицы, непосредственно связанные с комплексообразователем, называются лигандами (аддедами). Общее число лигандов, расположенных вокруг комплексообразователя, называется координационным числом комплексообразователя. Чаще всего координационное число равно шести или четырем, реже двум, однако встречаются комплексные соединения, в которых координационное число – восемь и больше.

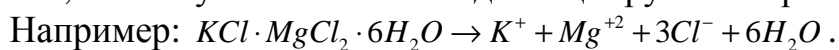
Заряд комплексного иона численно равен алгебраической сумме зарядов – комплексообразователя и лигандов. В комплексном соединении $K_2[PtCl_4]$ – комплексный ион отрицательно двухзаряден, поэтому внешняя сфера содержит два однозарядных положительных иона калия. Если во внутренней сфере заряд скомпенсирован, внешняя сфера отсутствует. Такие комплексные соединения не являются электролитами: $[Pd(CN)_2(NH_3)_2]$; $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ и в растворе не диссоциируют на ионы.

В водных растворах комплексные соединения диссоциируют с образованием комплексных ионов: $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{+2} + SO_4^{-2}$. Такая первичная диссоциация протекает по типу сильного электролита. Комплексные ионы, в свою очередь, подвергаются вторичной диссоциации: $[Cu(NH_3)_4]^{+2} \rightleftharpoons Cu^{+2} + 4NH_3$. Диссоциация в этом случае протекает по типу слабого электролита, т.е. в незначительной степени. Она подчиняется закону действия масс и с количественной стороны характеризуется константой, которая называется константой нестойкости комплекса:

$$K_H = \frac{[Cu^{+2}][NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4]^{+2}} = 2,14 \cdot 10^{-13} \text{ (при } 30^\circ C \text{)} .$$

Чем больше величина константы (K_H), тем менее устойчив комплексный ион. Прочность комплексных ионов зависит от концентрации раствора. Высокая концентрация способствует комплексообразованию, разбавление раствора часто вызывает разложение комплексных ионов.

Двойные соли: $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$; $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ можно рассматривать как комплексные соединения, отличающиеся малой устойчивостью комплекса, поэтому они полностью диссоциируют на простые ионы.



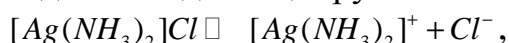
Названия комплексных соединений образуют по общему правилу: сначала называют анион, а затем – катион в родительном падеже. Название комплексного катиона составляют так: сначала указывают числа (используя греческие числительные: ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, и т.д.) и названия

нейтральных лигандов (* - аква; * - амин), затем указывают числа и названия отрицательно заряженных лигандов с окончанием «о» (Cl^- – хлоро, SO_4^{2-} – сульфато, OH^- – гидроксо, SCN^- – родано и т.д.) последним называют комплексобразователь, указав в скобках его степень окисления: $[PtCl(NH_3)_3]Cl^-$ – хлорид триамминхлороплатинат (II), $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$ – тетрародано-диамминхромат (III) бария.

Название нейтральных частиц образуют также как и катионов, но комплексобразователь называют в именительном падеже, а степень окисления его не указывают, т.к. она определяется электронейтральностью комплекса. Например: $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ – дихлородиамминплатина; $[CrPO_4(NH_3)_4]$ – тетраамминфосфатохром.

Пример 1 – Определите величину и знак заряда комплексных ионов в соединениях: а) $Na_3[Co(NO_2)_6]$; б) $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

Решение. Комплексные соединения – сильные электролиты, они легко диссоциируют по типу сильного электролита на комплексный ион и ионы внешней сферы: а) $Na_3[Co(NO_2)_6] \rightleftharpoons 3Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-}$ – комплексный ион имеет заряд, равный по величине и обратный по знаку ионами внешней сферы. Во внешней сфере находятся три иона Na^+ , поэтому заряд комплексного иона равен -3; б) Комплексное соединение диссоциирует по схеме:



поэтому заряд комплексного иона равен +1.

Пример 2 – Определите величину и знак заряда комплексных ионов и составьте выражения их констант нестойкости:

а) $[Pt^{+2}Cl(NH_3)_2H_2O]$; б) $[Sb^{+3}(Cl_3)Br_3]$.

Решение. Комплексобразователями в указанных соединениях являются Pt^{+2} и Sb^{+3} , а лигандами анионы Cl^- , Br^- и нейтральные молекулы H_2O и NH_3 , поэтому заряды комплексных ионов для а) +1, для б) -3. Комплексный ион диссоциирует по типу слабого электролита, для процесса диссоциации можно написать выражение константы нестойкости:



$$K_H = \frac{[Pt^{+2}][Cl^-][NH_3]^2[H_2O]}{[[PtCl(NH_3)_2H_2O]^+]}$$



$$K_H = \frac{[Sb^{+3}][Cl^-]^3[Br^-]^3}{[[Sb(Cl_3)Br_3]^{-3}]}$$

Пример 3 – Даны значения констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[HgCl_4]^{2-}$, $K_H = 9 \cdot 10^{-17}$, $[HgBr_4]^{2-}$, $K_H = 2 \cdot 10^{-22}$; $[HgI_4]^{2-}$, $K_H = 5 \cdot 10^{-31}$. Определите, какой из указанных ионов наиболее устойчив.

Решение. Константа нестойкости – это константа равновесия процесса диссоциации комплексного иона. Чем меньше значение константы нестойкости, тем меньше ионов отдает в раствор комплексный ион, тем он устойчи-

вее. Из трех приведенных комплексных ионов самым устойчивым будет ион $[HgI_4]^{2-}$, т.к. значение его констант нестойкости наименьшее из приведенных: $5 \cdot 10^{-31}$.

Пример 4 – Назовите комплексные соединения $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$; $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$.

Решение. $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ - сульфат бромопентаамминкобальта (III), $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ - тетрахлордигидрооксоплатинат (IV) аммония.

Пример 5 – Назовите следующие электронейтральные комплексные соединения: а) $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$; б) $[Cu(NH_3)_2(CNS)_2]$; в) $[Cr(H_2O)_4PO_4]$.

Решение. а) $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ - тетрахлородиаминоплатина;

б) $[Cu(NH_3)_2(CNS)_2]$ - дигидродиаминокуприт;

в) $[Cr(H_2O)_4PO_4]$ - фосфаттетраакво хром.

Контрольные задания

№1

1 Определите заряды комплексных ионов, образованных Cr(III): $[CrCl(H_2O)_5]$, $[CrCl_2(H_2O)_4]$, $[Cr(NO_3)_2(H_2O)_4]$.

2 Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции между $K_4[Fe(CN)_6]$ и $ZnSO_4$ в результате которой образуется нерастворимая комплексная соль цинка.

3 Координационная формула комплексного соединения меди(II), составленная из частиц Cu^{2+} , NH_3 , NO_2^- – это:

а) $NH_3[Cu(NH_3)(NO_2)_5]$; б) $[Cu(NH_3)(NO_2)]$; в) $Cu[(NH_3)(NO_2)_5]$;

г) $[Cu(NH_3)_4](NO_2)_2$.

№2

1 Определите степень окисления и координационное число комплексообразователей в следующих комплексных ионах: $[Fe(CN)_6]^{4-}$; $[Ni(NH_3)_5Cl]^+$; $[Cd(CN)_4]^{2-}$.

2 Составьте выражение констант нестойкости комплексных ионов: $[Pt(NH_3)_4]^{+2}$; $[Cu(CN)_4]^{-2}$; $[Cd(CN)_4]^{-2}$.

3 Комплексообразователем в комплексном соединении $[Ni(NH_3)_2(H_2O)_2]Cl_2$ является:

а) H_2O ; б) Cl^- ; в) NH_3 ; г) Ni^{2+} .

№3

1 Определите заряды комплексных ионов, образованных Cr(III), Co(III), Cu(II) и укажите среди них катионы, анионы и неэлектролиты: $[Co(NH_3)_4Cl]$, $[Cr(NH_3)_5(PO_4)]$, $[Cu(OH)_6]$.

2 Константы нестойкости ионов $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$, $K_H = 4,6 \cdot 10^{-14}$; $[Zn(NH_3)_4]^{+2}$, $K_H = 2,6 \cdot 10^{-11}$; $[Cd(NH_3)_4]^{+2}$, $K_H = 1,0 \cdot 10^{-7}$. Какой из этих ионов более прочный?

3 Лигандами в комплексном соединении $K[Fe(CN)_4(NH_3)_2]$ являются:
а) K^+ , CN^- ; б) K^+ , NH_3 ; в) NH_3 , CN^- ; г) Fe^{3+} , CN^- .

№4

1 Назовите следующие комплексные соединения $[CoBr(NH_3)_5]SO_4$; $[Pd(H_2O)(NH_3)_2Cl]Cl$; $K_3[Fe(CN)_6]$. Напишите для них уравнения диссоциации на ионы (по типу сильного электролита).

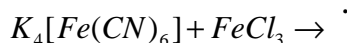
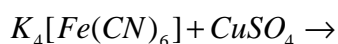
2 Константы нестойкости ионов $[Cd(CN)_4]^{-2}$, $K_H = 1,4 \cdot 10^{-17}$; $[Ni(CN)_4]^{-2}$, $K_H = 3,0 \cdot 10^{-16}$; $[Hg(CN)_4]^{-2}$, $K_H = 4,0 \cdot 10^{-14}$ в растворе какого комплексного иона будет содержаться больше ионов CN^- при одинаковой молярной концентрации комплексных ионов?

3 Заряд комплексного иона $[Co(NO_2)_2Cl(NH_3)_3]$ равен:
а) +2; б) 0; в) +1; г) +3.

№5

1 Определите величину и знак заряда комплексообразователя в ионах: $[Co(NH_3)_5Br]^{+2}$, $[HgI_4]^{-2}$, $[Au(CN)_2]^-$.

2 Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций обмена, протекающих между следующими солями:



3 Степень окисления комплексообразователя в $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ равна
а) -1; б) +4; в) +3; г) +2.

№6

1 Координационное число иона Pt^{+4} равно 6. Напишите возможные комплексы, образованные ионом Pt^{+4} в качестве комплексообразователя, молекулами NH_3 и ионами Cl^- в качестве лигандов.

2 Определите заряд комплексного иона и заряд комплексообразователя в соединении $K_3[Al(OH)_6]$. Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

3 Комплексообразователем в комплексном соединении

$[PdCl(NH_3)_2(H_2O)]Cl$ является:

а) H_2O ; б) Cl^- ; в) NH_3 ; г) Pd^{2+} .

№7

1 Какое комплексное соединение образуется в результате реакции $CuCl_2 + 4NH_3$? Чему равны заряд комплексного иона, координационное число комплексообразователя?

2 Как диссоциируют на ионы двойные и комплексные соли? Напишите уравнение диссоциации следующих соединений: $KCr(SO_4)_2$; $K[AuCl_4]$; $K_3[Fe(CN)_6]$ (по типу сильного электролита).

3 Заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $[PtCl_2(NH_3)_4]Cl_2$ равны:

- а) +2, +4, 6; б) +4, +3, 6; в) -2, +2, 3; г) -2, +3, 4.

№8

Указанные ниже соли представьте в виде комплексных соединений: $2KCl \cdot PtCl_4$; $2KI \cdot HgI_2$; $4KCN \cdot Fe(CN)_2$.

2 Напишите выражение для констант нестойкости комплексных ионов: $K_2[Ni(CN)_4]$; $K_3[I_2Cl_6]$; $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$.

3 Лигандами в комплексном соединении $[CrCl(H_2O)_5](CN)_2$ являются:
а) Cr^{3+} , CN^- ; б) Cl^- , H_2O ; в) CN^- , Cl^- ; г) H_2O , CN^- .

№9

1 Определите знак и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях $K_3[Co(NO_2)_6]$ и $K_2[Co(CN)_4]$. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водном растворе (по типу сильного электролита).

2 Напишите формулы комплексных соединений, исходя из их названий: а) гексанитрато кобальта (III) натрия; б) нитрат диакватетраамминникеля.

3 Заряд комплексного иона $[CoSO_4(NH_3)_4]$ равен:

- а) +2; б) 0; в) +1; г) +3.

№10

1 Составьте в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования комплексных соединений при условии, что координационные числа комплексообразователей во всех случаях равны четырем:

- а) $CoCl_2 + NH_4CNS \rightarrow$; б) $KF + BF_3 \rightarrow$; в) $CuSO_4 + NH_4OH \rightarrow$.

2 Напишите уравнение диссоциации (по типу сильного электролита) следующих комплексных соединений: $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$; $[Co(SO_4)(NH_3)_5]NO_3$; $K_2[Cu(CN)_4]$.

3 Степень окисления комплексообразователя в $K_2[MoF_8]$ равна:

- а) -1; б) +1; в) +8; г) +6.

№11

1 Определите степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Cr(H_2O)_4Br_2]^+$, $[AuCl_4]$.

2 Напишите выражение констант нестойкости для следующих комплексных ионов: $[Co(OH)_6]^{-3}$; $[Cu(CNS)(NH_3)_3]^+$; $[HgCl_4]^{-2}$.

3 Заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплек-

сообразователя в комплексном соединении $[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_2$ равны:

- а) $-2, +4, 6$; б) $+4, +3, 6$; в) $+2, +3, 6$; г) $-2, +3, 4$.

№12

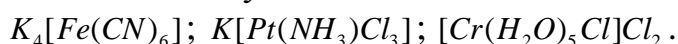
1 Определите величину и знак заряда у следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, зная, что комплексообразователями являются ионы Ag^+ , Co^{+3} , Fe^{+2} . Подберите внешнюю сферу.

2 Что называют внутренней и внешней сферой комплексного соединения?

3 Координационная формула хлорид триамминхлороплатина (II) – это а) $[\text{PtCl}_2](\text{NH}_3)_2$; б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_2]$; в) $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$; г) $(\text{NH}_3)[\text{PtCl}_3]\text{Cl}$.

№13

1 Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных ионах:



2 Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите уравнения соответствующих реакций.

3 Комплексообразователем в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}(\text{NH}_3)_3]$ является:

- а) Co^{3+} ; б) NO_2^- ; в) NH_3 ; г) Cl^- .

№14

Составьте формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$, если координационное число кобальта равно 6.

2 Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{+3}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$; $1,0 \cdot 10^{-37}$; $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным?

3 Лигандами в комплексном соединении $\text{Mg}[\text{BeCl}_3(\text{OH})]$ являются:

- а) Cl^- , OH^- ; б) Be^{2+} , Cl^- ; в) OH^- , Be^{2+} ; г) Mg^{2+} , Cl^- .

№15

1 Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$; $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$; $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{+3} , Pd^{+2} , Ni^{+2} . Подберите внешнюю сферу.

2 Названия желтой и красной кровяной соли соответственно: гексацианоферрат (II) калия и гексацианоферрат (III) калия. Напишите формулы этих соединений.

3 Степень окисления комплексообразователя в $\text{K}[\text{Fe}(\text{CN})_4(\text{NH}_3)_2]$ равна: а) -1 ; б) $+3$; в) $+4$; г) $+1$.

№16

1 Напишите уравнения реакций получения трех комплексных соединений: $Na_3[Zn(OH)_4]$; $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$; $Na_3[Al(OH)_6]$ в молекулярной и ионной форме.

2 Что называют константой нестойкости комплекса? Приведите пример.

3 Заряд комплексного иона $[Cr(NH_3)_4PO_4]$ равен:

а) +2; б) 0; в) +1; г) -1.

№17

1 Напишите формулу комплексного иона, в котором комплексообразователем с координационным числом 6 является ион Fe^{+3} , а лигандами ионы F^- . Каков заряд этого иона?

2 Константы нестойкости комплексных ионов: $[Ag(I)_2]$; $[Cd(CN)_4]^{-2}$; $[Al(F)_6]^{-3}$ соответственно равны $2,0 \cdot 10^{-12}$; $1,4 \cdot 10^{-19}$; $2,0 \cdot 10^{-21}$. Какой из этих ионов является менее прочным?

3 Заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $[Pd(H_2O)(NH_3)_3]Cl_2$ равны:

а) -2, +2, 4; б) +4, +4, 4; в) +2, +4, 6; г) -2, +4, 6.

№18

1 Составьте формулы комплексных соединений платины:

$PtCl_4 \cdot 6NH_3$; $PtCl_4 \cdot 4NH_3$; $PtCl_4 \cdot 2NH_3$.

Координационное число платины (IV) равно 6.

2 Напишите выражение констант нестойкости для следующих комплексных ионов: $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$; $[Cd(Br)_4]$; $[Cr(H_2O)]^{+3}$.

3 Комплексообразователем в комплексном соединении $[Ni(H_2O)_3(NH_3)_3]Cl_2$ является:

а) H_2O ; б) Cl^- ; в) Ni^{2+} ; г) NH_3 .

№19

1 Определите заряды комплексов и укажите среди них катионы, анионы, неэлектролиты: $[Cr(NH_3)_4PO_4]$; $[Cu(H_2O)_4]$; $[Cr(OH)_6]$

2 Назовите комплексные соли: $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl$; $[Co(NO_2)_6]$.

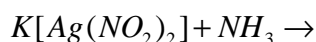
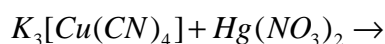
3 Лигандами в комплексном соединении $Na_2[Sn(OH)_4(H_2O)_2]$ являются:

а) Sn^{2+} , Na^+ ; б) Na^+ , H_2O ; в) OH^- , Sn^{2+} ; г) H_2O , OH^- .

№20

1 Определите степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[Ni(NH_3)_6]^{+2}$; $[Ag(CN)_2]$; $[Hg(Br)_4]^{-2}$.

2 Установите в каких случаях произойдет взаимодействие между растворами электролитов. Напишите уравнения реакций:

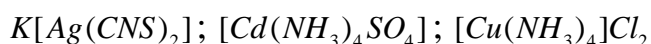


3 Заряд комплексного иона $[PtCl_3(NH_3)]$ равен:

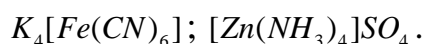
а) +2; б) -3; в) +1; г) -2.

№21

1 Напишите уравнения диссоциации (по типу сильного электролита) следующих комплексных соединений:



2 Назовите следующие комплексные соединения:



3 Степень окисления комплексообразователя в $[CoBr(H_2O)_5]SO_4$ равна:

а) +3; б) -1; в) +2; г) -3.

№22

1 Укажите комплексообразователи и координационные числа в соединениях: $K_2[Hg(I)_4]$; $[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$; $K[Au(CN)_2]$.

2 Гидроксид меди растворяется в избытке щелочи (NaOH). Дайте этому объяснение и напишите молекулярное и ионное уравнение реакции.

3 Комплексный неэлектролит соединения серебра – это:

а) $[Ag(NH_3)Cl]$; б) $[AgCl_2](NH_3)_2$; в) $[AgCl](NH_3)$; г) $Na[Ag(CN)_2]$.

№23

1 Составьте формулы комплексных ионов, в которых: а) комплексообразователь Ag^+ , координационное число 2; б) комплексообразователь Co^{+2} , координационное число 6. Лиганды в обоих случаях NH_3 и CN^- .

2 Константы нестойкости комплексных ионов: $[Cu(CN)_4]^{2-}$; $[Ag(CN)_2]^-$; $[Ni(CN)_4]^{2-}$ соответственно равны $9,6 \cdot 10^{-29}$; $8 \cdot 10^{-22}$; $1,3 \cdot 10^{-14}$. Какой из этих ионов является более прочным?

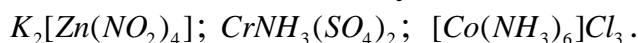
3 Заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $K_4[TiCl_8]$ равны:

а) -4, +2, 4; б) -4, +4, 8; в) +2, +4, 4; г) -2, +2, 8.

№24

1 Кристаллогидраты представляют собой комплексные соединения, в которых лигандами служат молекулы H_2O . Как распределяются молекулы воды в $CuSO_4 \cdot 5H_2O$? Какой комплексный ион входит в его состав? Координационное число иона Cu^{+2} равно 4.

2 Как диссоциируют на ионы двойные и комплексные соли? Напишите уравнения диссоциации следующих соединений:



3 Комплексообразователем в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ является:

а) NH_3 ; б) Co^{3+} ; в) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; г) Cl^- .

№25

1 Составьте формулы комплексных ионов, в которых: а) комплексообразователь Co^{+2} , координационное число 6, лиганды NO_2^- ; б) комплексообразователь Zn^{+2} , координационное число 4, лиганды H_2O .

2 Напишите уравнения электрической диссоциации соединений (по типу сильного электролита): $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{H}_2[\text{PtCl}_4]$; $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$.

3 Лигандами в комплексном соединении $\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2(\text{NH}_3)_2]$ являются:

а) Co^{3+} , Na^+ , NO_2^- ; б) NO_2^- , NH_3 , Cl^- ; в) Cl^- , NO_2^- , Co^{3+} ;
г) NO_2^- , NH_3 , Na^+ .

№26

1 Из сочетания частиц Cr^{+3} , H_2O , Cl^- , K^+ можно составить семь формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений.

2 Что называется константой нестойкости комплекса? Приведите пример.

3 Заряд комплексного иона $[\text{BeCl}_3(\text{OH})]$ равен

а) -2 ; б) -3 ; в) $+1$; г) -1 .

№27

1 Определите заряд и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях: $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$.

2 Напишите выражение констант нестойкости для следующих комплексных ионов: $[\text{FeF}_6]^{-3}$; $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$; $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{-2}$.

3 Степень окисления комплексообразователя в $[\text{PdCl}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ равна:

а) -3 ; б) -1 ; в) $+2$; г) $+3$.

№28

1 Напишите формулы комплексных соединений:

а) трифторогидроксобериллат (II);

б) диамминтетрароданохромат (III) калия;

в) тетранитродиаминокобальтат (II) калия.

2 Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Co}(\text{NO}_3)_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$; $\text{Na}[\text{Pd}(\text{NH}_3)]\text{Cl}_3$.

3 Заряд комплексного иона $[\text{Co}(\text{SO}_4)_2]$ равен:

а) +2; б) 0; в) -1; г) +3.

№29

1 Напишите формулы комплексных соединений:

- а) хлорид диамина серебра (I);
- б) нитрат карбонатотетраамин хрома (III);
- в) гексацианохромат (III) натрия.

2 Определите величину и знак заряда комплексного иона: $[Cu(NH_3)_4]$; $[Co(NO_2)_6]$, $[Pt(NH_3)_4]$, если степень окисления комплексообразователя соответственно равны: +2, +3, +2.

3 Заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплексообразователя в комплекс-ном соединении $[FeCl_2(H_2O)_4]Cl$ равны:

- а) -1, +2, 2; б) -1, +3, 4; в) +1, +2, 6; г) +1, +3, 6.

№30

1 Составьте формулы комплексных соединений: $PtCl_2 \cdot NH_3 \cdot KCl$; $KCl \cdot AuCl_3$; $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, если координационное число платины и золота равно 4, кобальта -6.

2 Укажите выражение константы нестойкости (K_H) для $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$.

3 Лигандами в комплексном соединении $[PdCl(NH_3)_2(H_2O)]Cl$ являются:

- а) Cl^- , NH_3 , H_2O ; б) Pd^{2+} , Cl^- , H_2O ; в) Pd^{2+} , NH_3 , Cl^- ; г) Pd^{2+} , H_2O , NH_3 .

Список использованных источников

- 1 Сборник задач и упражнений по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1982. – 220 с.
- 2 **Гольбрайх, З. Е.** Сб. задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 1976. – 280 с.
- 3 **Кульман, А.Г.** Сб. задач по общей химии / А.Г. Кульман. – М.: Высшая школа, 1975. – 200 с.
- 4 **Беляева, И.И.** Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / И.И. Беляева, Е.И. Сутягин, В.Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – 192 с.
- 5 **Глинка, Н.Л.** Сб. задач и упражнений по химии / Н.Л. Глинка.– Ленинград: Химия, 1984. – 264 с.
- 6 **Ахметов, Н.С.** Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М.: Высшая школа, 1999. – 362 с.
- 7 **Витинг, Л.М.** Задачи и упражнения по общей химии / Л.М. Витинг, Л.А. Резницкий. – М.: МГУ, 1995. – 219 с.
- 8 **Коровин, Н.В.** Курс общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 1981. – 431 с.
- 9 **Глинка, Н.Л.** Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
- 10 **Глинка, Н.Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
- 11 **Коровин, Н.В.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.
- 12 **Романцева, Л.М.** Сб. задач и упражнений по общей химии / Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 287 с.

Приложение А
(справочное)
Справочные таблицы

Таблица А.1 – **Фундаментальные физические постоянные**

Величина	Символ	Значение
Число Авогадро	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Газовая постоянная	R	8,314 Дж/(К·моль)
Постоянная Фарадея	F	96484 Кл·моль ⁻¹ 26,8 А·ч·моль ⁻¹

Таблица А.2 – **Названия некоторых кислот и их солей**

Кислота		Общее название солей
Название	Формула	
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Азотная	HNO_3	Нитраты
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Иодоводородная	HI	Иодиды
Кремневая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосульфаты
Тиоциановодородная	HNCS	Тиоцианаты
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Ацетаты
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты
Фтороводородная	HF	Фториды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	Хлораты
Хлорная	HClO_4	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы
Цианистоводородная	HCN	Цианиды

Таблица А.3 – Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление		Температура, °С	Давление	
	кПа	мм рт.ст.		кПа	мм рт.ст.
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,58	11,9	23	2,81	21,1
15	1,68	12,6	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,2
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,75	28,1
20	2,33	17,5	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

Таблица А.4 – Плотность растворов некоторых солей при 20 °С

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³						
	KCl	NaCl	NH ₄ Cl	(NH ₄) ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O
1	1,005	1,007	1,001	1,004	1,009	1,007	1,004
2	1,011	1,014	1,004	1,010	1,019	1,016	1,008
3	1,017	1,022	1,008	1,016	1,029	1,026	1,012
4	1,024	1,029	1,011	1,022	1,040	1,035	1,016
5	1,030	1,036	1,014	1,028	1,050	1,044	1,020
6	1,037	1,044	1,017	1,034	1,061	1,053	1,024
7	1,043	1,051	1,020	1,040	1,072	1,063	1,028
8	1,050	1,058	1,023	1,046	1,083	1,072	1,032
9	1,056	1,065	1,026	1,051	1,094	1,082	1,036
10	1,063	1,073	1,029	1,057	1,105	1,091	1,040
11	1,070	1,081	1,031	1,063	1,117	1,101	1,044
12	1,077	1,089	1,034	1,060	1,129	1,111	1,048
13	1,083	1,096	1,037	1,075	1,140	1,121	1,052
14	1,090	1,104	1,040	1,081	1,152	1,131	1,056
16	1,104	1,119	1,046	1,092	1,176	1,141	1,064
18	1,113	1,135	1,051	1,104	1,201		1,072
19	1,126	1,143	1,054	1,109	1,213		1,077
20	1,133	1,151	1,057	1,115	1,226		1,081
21	1,140	1,159	1,059	1,121	1,239		1,085
22			1,062	1,127	1,252		
24			1,067		1,257		
26			1,073		1,306		
28					1,333		

Таблица А.5 – Плотность растворов некоторых кислот и оснований при 20 °С

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³				
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	NH ₃
2	1,012	1,009	1008	1,021	1,990
4	1,025	1,020	1,018	1,043	1,981
6	1,038	1,031	1,023	1,065	0,973
8	1,052	1,043	1,038	1,087	0,965
10	1,066	1,054	1,047	1,109	0,958
12	1,080	1,066	1,057	1,131	0,950
14	1,095	1,078	1,069	1,153	0,943
16	1,109	1,090	1,078	1,175	0,936
18	1,124	1,103	1,088	1,197	0,930
20	1,139	1,115	1,098	1,219	0,923
22	1,155	1,128	1,010	1,241	0,916
24	1,170	1,140	1,119	1,263	0,910
26	1,186	1,153	1,129	1,285	0,904
28	1,202	1,167	1,139	1,306	0,898
30	1,219	1,180	1,149	1,328	0,892
32	1,235	1,193	1,159	1,349	0,886
34	1,252	1,207	1,169	1,370	
36	1,268	1,221	1,179	1,390	
38	1,286	1,234	1,189	1,410	
40	1,303	1,246	1,198	1,430	
42	1,321	1,259		1,449	
44	1,337	1,272		1,469	
46	1,357	1,285		1,487	
48	1,376	1,298		1,507	
50	1,395	1,310		1,525	
52	1,415	1,322		1,543	
54	1,435	1,334			
56	1,456	1,345			
58	1,477	1,356			
60	1,498	1,367			
62	1,520	1,377			
64	1,542	1,387			
66	1,565	1,396			
68	1,587	1,405			
70	1,611	1,413			
72	1,634	1,422			
74	1,651	1,430			

Продолжение таблицы А.5

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³				
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	NH ₃
76	1,681	1,438			
78	1,704	1,445			
80	1,727	1,452			
82	1,749	1,459			
84	1,769	1,466			
88	1,802	1,477			
90	1,814	1,483			
92	1,824	1,487			
94	1,831	1,491			
98	1,836	1,501			
100	1,841	1,513			

Таблица А.6 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
(при 25 °С)

Вещество	K _д	Вещество	K _д
HCOOH	1,77 · 10 ⁻⁴	H ₃ PO ₄	K ₁ =7,5 · 10 ⁻³ K ₂ =6,31 · 10 ⁻⁸ K ₃ =1,3 · 10 ⁻¹²
CH ₃ COOH	1,75 · 10 ⁻⁵	AlO ₂	6 · 10 ⁻³
HCN	7,9 · 10 ⁻¹⁰	H ₃ BO ₄	K ₁ =5,8 · 10 ⁻¹⁰ K ₂ =1,8 · 10 ⁻¹³ K ₃ =1,6 · 10 ⁻¹⁴
H ₂ CO ₃	K ₁ =4,45 · 10 ⁻⁷ K ₂ =4,8 · 10 ⁻¹¹	H ₂ O	1,8 · 10 ⁻¹⁶
HF	6,61 · 10 ⁻⁴	NH ₃ · H ₂ O	1,79 · 10 ⁻⁵
*HNO ₂	4 · 10 ⁻⁴	Al(OH) ₃	K ₃ =1,38 · 10 ⁻⁹
H ₂ SO ₃	K ₁ =1,7 · 10 ⁻² K ₂ =6,3 · 10 ⁻⁸	Zn(OH) ₂	K ₁ =4,4 · 10 ⁻⁵ K ₂ =1,5 · 10 ⁻⁹
H ₂ S	K ₁ =1,1 · 10 ⁻⁷ K ₂ =1 · 10 ⁻¹⁴	**Cd(OH) ₂	K ₂ =5 · 10 ⁻³
H ₂ SiO ₃	K ₁ =1,3 · 10 ⁻¹⁰ K ₂ =2 · 10 ⁻¹²	Cr(OH) ₃	K ₃ =1 · 10 ⁻¹⁰
Fe(OH) ₂	1,3 · 10 ⁻⁴	AgOH	1,1 · 10 ⁻⁴
Fe(OH) ₃	K ₂ =1,82 · 10 ⁻¹¹ K ₃ =1,35 · 10 ⁻¹²	Pb(OH) ₂	K ₁ =9,6 · 10 ⁻⁴ K ₂ =3 · 10 ⁻⁸
Cu(OH) ₂	K ₂ =3,4 · 10 ⁻⁷		
Ni(OH) ₂	K ₂ =2,5 · 10 ⁻⁵		
* - определены при 18 °С			
** - определены при 30 °С			

Таблица А.7 – Стандартные потенциалы металлических и газовых электродов (T=298 К)

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e = Li	-3,045
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e = Rb	-2,925
K ⁺ /K	K ⁺ + e = K	-2,925
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e = Cs	-2,923
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2,906
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3e = La	-2,522
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + e = Al	-1,662
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,628
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e = V	-1,186
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,180
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,036
H ⁺ /H ₂	H ⁺ + e = 1/2 H ₂	+0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,153
OH ⁻ /O ₂	1/2O ₂ + H ₂ O + 2e = 2OH ⁻	+0,401
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0,7991
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,91
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e = Pd	+0,987
Br ⁻ /Br ₂	Br ₂ + 2e = 2Br ⁻	+1,0652
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1,2
Cl ⁻ /Cl ₂	Cl ₂ + 2e = 2Cl ⁻	+1,3595
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1,498
H ⁻ /H ₂	H ₂ + 2e = 2H ⁻	+2,2
F ⁻ /F ₂	F ₂ + 2e = 2F ⁻	+2,87

Таблица А.8 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (Т=298 К)

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Sn^{3+} / Sn^{2+}	$Sn^{3+} + e = Sn^{2+}$	-1,15
S / S^{2-}	$S + 2e = S^{2-}$	-0,48
Cr^{3+} / Cr^{2+}	$Cr^{3+} + e = Cr^{2+}$	-0,408
Sn^{4+} / Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	+0,15
Cu^{2+} / Cu^+	$Cu^{2+} + e = Cu^+$	+0,153
$[Co(NH_3)_6]^{3+} / [Co(NH_3)_6]^{2+}$	$[Co(NH_3)_6]^{3+} + e = [Co(NH_3)_6]^{2+}$	+0,16
SO_4^{2-} / H_2S	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e = H_2S + 4H_2O$	+0,303
$[Fe(CN)_6]^{3-} / [Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + e = [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36
Fe^{3+} / Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	+0,771
NO_3^- / NO_2^-	$NO_3^- + 2H^+ + 2e = NO_2^- + H_2O$	+0,94
ClO_4^- / ClO_3^-	$ClO_4^- + 2H^+ + 2e = ClO_3^- + H_2O$	+1,19
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$PbO_2 / PbSO_4$	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e = PbSO_4 + 2H_2O$	+1,685
Co^{3+} / Co^{2+}	$Co^{3+} + e = Co^{2+}$	+1,81
$S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2e = SO_4^{2-}$	+2,01

Таблица А.9 – Произведения растворимости труднорастворимых в воде соединений (при 25 °С)

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$
AgBr	$4,43 \cdot 10^{-13}$	CuBr	$5,2 \cdot 10^{-9}$
AgI	$9,7 \cdot 10^{-17}$	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$
Ag ₂ S	$1,6 \cdot 10^{-49}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgOH	$1,93 \cdot 10^{-8}$	*NiS	$1,1 \cdot 10^{-27}$
Al(OH) ₃	$5,1 \cdot 10^{-33}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Sn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-28}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$	Sn(OH) ₄	$1,0 \cdot 10^{-57}$
BaCrO ₄	$1,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2,12 \cdot 10^{-5}$
Ba(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
BaMnO ₄	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Be(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-22}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
Bi(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-32}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Bi ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-97}$	Pb(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
MgCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-5}$	*NiS	$1,1 \cdot 10^{-27}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	Cr(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	ZnS	$7,4 \cdot 10^{-27}$
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-17}$
CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$		
Cd(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-14}$		
CuS	$4,0 \cdot 10^{-38}$		
FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$		
*Fe ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-88}$		
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$		
Fe(OH) ₂	$1,65 \cdot 10^{-15}$		
Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$		
LiOH	$4,0 \cdot 10^{-2}$		
Li ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$		
MnS	$2,0 \cdot 10^{-15}$		
Mn(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-13}$		
CuOH	$1,0 \cdot 10^{-14}$		
*Cu(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-19}$		
*ПР определены при 20 °С			

Таблица А.10 – Константы нестойкости некоторых комплексных ионов при указанных температурах

Комплексный ион	t, °С	K _H	Комплексный ион	t, °С	K _H
[AgEn] ⁺	20	2,0 · 10 ⁻⁵	[Fe(CN) ₆] ³⁻	25	1 · 10 ⁻³¹
[AgCl] ⁻	25	1,76 · 10 ⁻⁵	[HgCl ₄] ²⁻	25	8,5 · 10 ⁻¹⁶
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	30	9,3 · 10 ⁻⁸	[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺	22	5,3 · 10 ⁻²⁰
[AgBr ₂] ⁻	25	7,8 · 10 ⁻⁸	[HgBr ₄] ²⁻	25	1 · 10 ⁻²¹
[AgEDTA] ³⁻	20	4,8 · 10 ⁻⁸	[HgI ₄] ²⁻	25	1,48 · 10 ⁻³⁰
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	20	2,5 · 10 ⁻¹⁴	[Hg(CN) ₄] ²⁻	25	4 · 10 ⁻¹²
[Ag(CN) ₂] ⁻	18	8 · 10 ⁻²²	[MgEDTA] ²⁻	20	2,4 · 10 ⁻⁹
[CaEDTA] ²⁻	20	2,58 · 10 ⁻¹¹	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	25	1,12 · 10 ⁻⁸
[Cd(En) ₂] ²⁺	25	6 · 10 ⁻¹¹	[Ni(En) ₂] ²⁺	25	8,32 · 10 ⁻¹⁵
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	25	7,56 · 10 ⁻⁸	[Ni(CN) ₄] ²⁻	25	1,8 · 10 ⁻¹⁴
[CdEDTA] ²⁻	20	3,3 · 10 ⁻¹⁷	[NiEDTA] ²⁻	20	3,54 · 10 ⁻¹⁹
[Cd(CN) ₄] ²⁻	25	1,41 · 10 ⁻¹⁹	[PbBr ₄] ²⁻	25	1 · 10 ⁻³
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	30	2,8 · 10 ⁻⁶	[PbI ₄] ²⁻	25	2,2 · 10 ⁻⁵
[Cu(P ₂ O ₇) ₂] ⁶⁻	25	1,0 · 10 ⁻⁹	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	30	3,46 · 10 ⁻¹⁰
[CuEDTA] ²⁻	20	1,6 · 10 ⁻¹⁹	[Zn(En) ₂] ²⁺	25	8,5 · 10 ⁻¹²
[Cu(En) ₂] ²⁺	25	7,41 · 10 ⁻²¹	[Zn(OH) ₄] ²⁻	25	3,6 · 10 ⁻¹⁶
[Cu(CN) ₄] ²⁻	25	9,6 · 10 ⁻²⁹	[Zn(CN) ₄] ²⁻	18	1,3 · 10 ⁻¹⁷
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	25	1 · 10 ⁻²⁴	[ZnEDTA] ²⁻	20	3,2 · 10 ⁻¹⁷

Примечание – En – этилендиамин NH₂ – CH₂ – CH₂ – NH₂ ;
EDTA – этилендиаминтетрауксусная кислота (комплексон);
(HCOO – CH₂)₂ = N – CH₂ – N = (CH₂ – COOH)₂

Приложение Б (справочное)

Периодическая система элементов Д.И.Менделеева

периоды	ряды	Группы элементов				
		I	II	III	IV	
I	1	H 1,00795 <u>водород</u>				
II	2	Li 6,9412 <u>литий</u>	Be 9,01218 <u>бериллий</u>	B 10,812 <u>бор</u>	C 12,0108 <u>углерод</u>	
III	3	Na 22,98977 <u>натрий</u>	Mg 24,305 <u>магний</u>	Al 26,98154 <u>алюминий</u>	Si 28,086 <u>кремний</u>	
IV	4	K 39,0983 <u>калий</u>	Ca 40,08 <u>кальций</u>	Sc 44,9559 <u>скандий</u>	Ti 47,90 <u>титан</u>	
		Cu 63,546 <u>медь</u>	Zn 65,38 <u>цинк</u>	Ga 69,72 <u>галлий</u>	Ge 72,59 <u>германий</u>	
V	5	Rb 85,4678 <u>рубидий</u>	Sr 87,62 <u>стронций</u>	Y 88,9059 <u>иттрий</u>	Zr 91,22 <u>цирконий</u>	
		Ag 107,868 <u>серебро</u>	Cd 112,41 <u>кадмий</u>	In 114,82 <u>индий</u>	Sn 118,69 <u>олово</u>	
VI	6	Cs 132,9054 <u>цезий</u>	Ba 137,33 <u>барий</u>	La* 138,9 <u>лантан</u>	Hf 178,49 <u>гафний</u>	
		Au 196,9665 <u>золото</u>	Hg 200,59 <u>ртуть</u>	Tl 204,37 <u>таллий</u>	Pb 207,2 <u>свинец</u>	
VII	7	Fr 223 <u>франций</u>	Ra 226,0 <u>радий</u>	Ac** 227 <u>актиний</u>	Rf 261 <u>резерфордий</u>	
		Rg 272 <u>рентгений</u>	Uub 277	Uut 284	Uuq 289	
*ЛАНТАНОИДЫ						
Ce 140,1 <u>церий</u>	Pr 140,9 <u>празеодим</u>	Nd 144,2 <u>неодим</u>	Pm 145 <u>прометий</u>	Sm 150,4 <u>самарий</u>	Eu 151,96 <u>европий</u>	Gd 157,25 <u>гадолиний</u>
**АКТИНОИДЫ						
Th 232,0 <u>торий</u>	Pa 231,0 <u>протактиний</u>	U 238,0 <u>уран</u>	Np 237 <u>нептуний</u>	Pu 244 <u>плутоний</u>	Am 247 <u>америций</u>	Cm 247 <u>кюрий</u>

Группы элементов						
V	VI	VII	VIII			
			He 4,002602 <u>гелий</u>			
N 14,0067 <u>азот</u>	O 15,9994 <u>кислород</u>	F 18,9984 <u>фтор</u>	Ne 20,1797 <u>неон</u>			
P 30,97376 <u>фосфор</u>	S 32,065 <u>сера</u>	Cl 35,453 <u>хлор</u>	Ar 39,948 <u>аргон</u>			
V 50,9414 <u>ванадий</u>	Cr 51,9961 <u>хром</u>	Mn 54,9380 <u>марганец</u>	Fe 55,845 <u>железо</u>	Co 58,9332 <u>кобальт</u>	Ni 58,6934 <u>никель</u>	
As 74,9216 <u>мышьяк</u>	Se 78,96 <u>селен</u>	Br 79,904 <u>бром</u>	Kr 83,798 <u>криптон</u>			
Nb 92,9064 <u>ниобий</u>	Mo 95,94 <u>молибден</u>	Tc 98 <u>технеций</u>	Ru 101,07 <u>рутений</u>	Rh 102,90550 <u>родий</u>	Pd 106,42 <u>палладий</u>	
Sb 121,75 <u>сурьма</u>	Te 127,60 <u>теллур</u>	I 126,90447 <u>йод</u>	Xe 131,293 <u>ксенон</u>			
Ta 180,9479 <u>тантал</u>	W 183,84 <u>вольфрам</u>	Re 186,207 <u>рений</u>	Os 190,23 <u>осмий</u>	Ir 192,217 <u>иридий</u>	Pt 195,078 <u>платина</u>	
Bi 208,9804 <u>висмут</u>	Po 209 <u>полоний</u>	At 210 <u>астат</u>	Rn 222 <u>радон</u>			
Db 262 <u>дубний</u>	Sg 263 <u>сиборгий</u>	Bh 264 <u>борий</u>	Hs 265 <u>хассий</u>	Mt 266 <u>мейтнерий</u>	Ds 271 <u>дармштадтий</u>	
Uup 288	Uuh 292	Uus	Uuo 294			
Tb 158,92534 <u>тербий</u>	Dy 162,500 <u>диспрозий</u>	Ho 164,93,032 <u>гольмий</u>	Er 167,259 <u>эрбий</u>	Tm 168,93421 <u>тулий</u>	Yb 173,04 <u>иттербий</u>	Lu 174,967 <u>лютеций</u>
Bk 247 <u>берклий</u>	Cf 251 <u>калифорний</u>	Es 252 <u>эйнштейний</u>	Fm 257 <u>фермий</u>	Md 258 <u>менделевий</u>	No 259 <u>нобелий</u>	Lr 262 <u>лоуренсий</u>