

Министерство образования и науки Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
**“САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ТЕХНОЛОГИИ И ДИЗАЙНА”**

М.Е. Могилев

**ОБЩАЯ ХИМИЯ В КРАТКОМ ИЗЛОЖЕНИИ:
ЗНАНИЯ И УМЕНИЯ**

Утверждено Редакционно-издательским советом университета в качестве учебного пособия

Санкт-Петербург
2011

УДК 546
ББК 24.1
М74

Рецензенты:

доктор химических наук, профессор ГОИ *А. К. Яхкин*;
доктор химических наук, профессор СПбГУ *В. А. Латышева*

Могилев, М. Е.

М74 **Общая химия в кратком изложении: знания и умения: учеб.
пособие / М. Е. Могилев— СПб.: СПГУТД, 2011, — 89 с.**

ISBN 978-5-7937-0354-3

На основе краткого изложения основ общей химии в пособии приводятся соответствующие этому изложению задачи и упражнения для усвоения знаний и выработки умений с предполагаемым последующим их контролем и самоконтролем.

Пособие предназначено для студентов заочной формы обучения, направление подготовки — бакалавриат.

УДК 546
ББК 24.1

ISBN 978-5-7937-0354-3

© СПГУТД, 2011.
© Могилев М. Е., 2011

Введение

Окружающий нас естественный (природный) или искусственно созданный мир представляет собой систему множества веществ и их превращений, с которыми человек постоянно сталкивается, являясь при этом одним из элементов этой системы. Вещества и их превращения — это химические вещества и химические реакции.

Вещества — кислород, вода, поваренная соль, углекислый газ, метан, аммиак, спирт, глюкоза и т. д.

Химические реакции происходят всюду: дыхание связано с окислительно-восстановительными реакциями при участии кислорода воздуха; горение метана, т. е. — реакция с кислородом, происходит при сжигании бытового газа, что приводит к образованию углекислого газа и воды с выделением огромного количества тепла; растворение в воде спирта, соли и других веществ — в значительной степени — тоже химические реакции. В человеческом организме непрерывно происходят последовательные и параллельные взаимосвязанные биохимические превращения, обеспечивающие жизнь человека.

Напрашивается вывод о том, что знание химии, хотя бы на уровне представлений и элементарных знаний и умений, необходимо любому интеллигентному человеку, независимо от характера его деятельности: и естественнику, и технику, и экономисту, и гуманитария, и политику. Особенно это важно в наше время, когда на первое место выдвигаются проблемы экологии, энергопотребления, естественных и искусственных материалов, здоровья человека, государственной внутренней и внешней политики. Как тут не обойтись без понимания того, что такое воздух, вода, газ, нефть, уголь, лес, одежда, еда, лекарства, мусор, загрязнение, очистка и т.д.

Пособие предназначено для усвоения студентами некоторого ряда основных химических знаний в их кратком изложении и приобретения соответствующих умений с их последующим контролем. Предлагаемые задания в виде билетов относятся ко всему курсу общей химии и ее неорганической части.

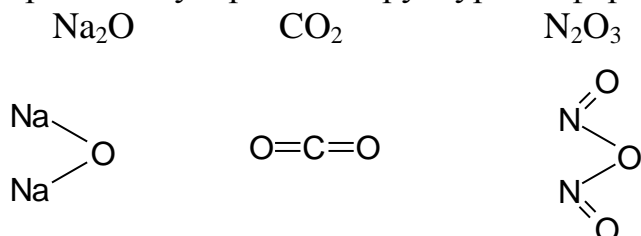
Пособие предназначено для студентов-нехимиков заочной формы обучения.

Глава 1. Классификация неорганических соединений

Классификация неорганических веществ строится, прежде всего, на отношении простых веществ и их соединений к кислороду и воде.

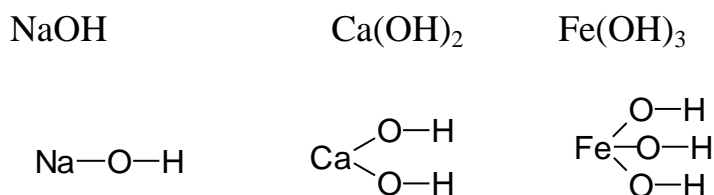
Отношение к кислороду выражается в существовании оксидов. *Оксиды* — вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых — кислород.

Примеры молекулярных и структурных формул оксидов

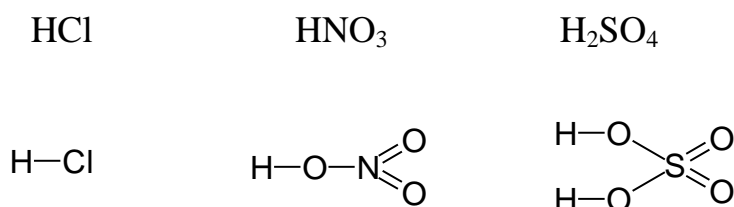


Продукты прямого или косвенного взаимодействия оксидов с водой являются либо *основаниями*, либо *кислотами*, либо веществами, способными проявлять как свойства оснований, так и свойства кислот (амфотерные гидроксиды).

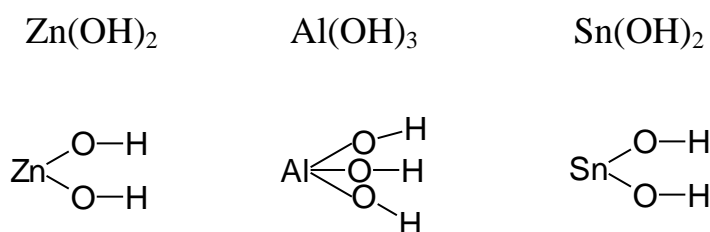
Примеры оснований



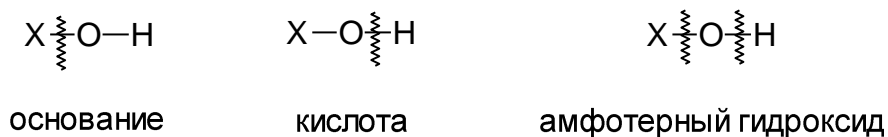
Примеры кислот



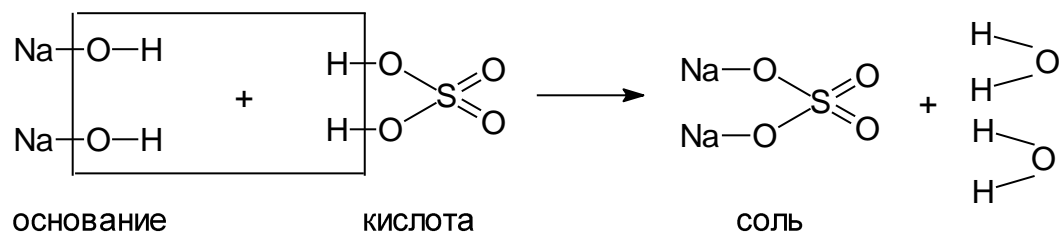
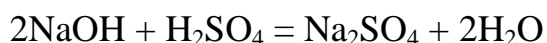
Примеры амфотерных гидроксидов



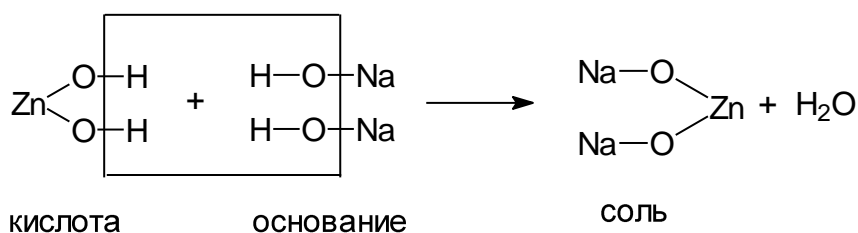
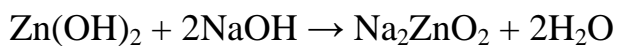
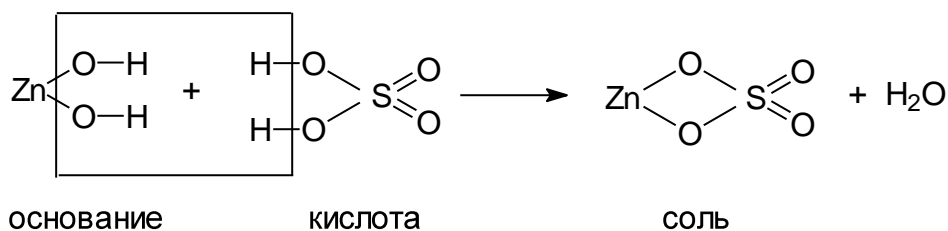
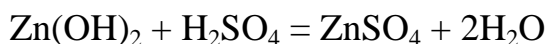
В общем виде основание и кислоту (кислородосодержащую) можно отличить по наиболее часто встречающемуся месту разрыва химической связи в химической реакции.



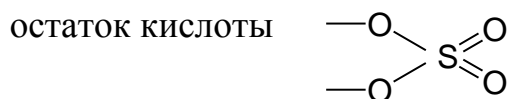
Пример реакции нейтрализации



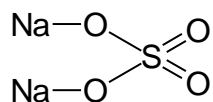
Реакции с участием амфотерного гидроксида



Соль можно представить как продукт сочетания двух остатков: остатка основания и остатка кислоты. В соли Na_2SO_4 остаток основания: $\text{Na}-$



их сочетание приводит к написанной выше формуле.



По количеству гидроксильных групп “ОН” в основании различают одно-, двух-, трех- и т. д. кислотные основания:

NaOH — однокислотное основание;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — двухкислотное основание;

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ — трехкислотное основание.

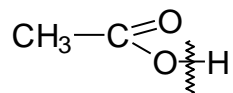
По количеству способных замещаться атомов водорода кислоты подразделяются на одно-, двух-, трех- и т. д. основные кислоты:

HNO_3 — одноосновная кислота;

H_2SO_4 — двухосновная кислота;

H_3PO_4 — трехосновная кислота.

CH_3COOH — одноосновная кислота, так как из 4-х атомов водорода значительно легче других замещается один атом водорода:

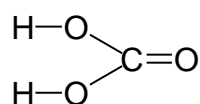
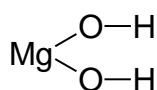
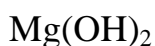


В солях могут содержаться не полностью замещенные остатки оснований и кислот. Такие соли, в отличие от *средних*, называются соответственно *основными* и *кислыми*.

Пример

Пусть следует составить всевозможные соли гидроксида магния и угольной кислоты.

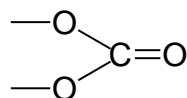
Формулы основания и кислоты:



Средняя соль

Остаток основания: $\text{Mg} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array}$

Остаток кислоты:



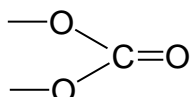
При соединении этих остатков получим



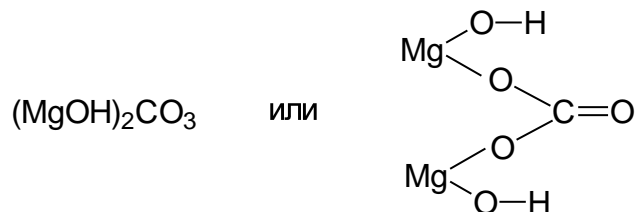
Основная соль

Остаток основания $\text{Mg} \begin{array}{l} \text{O-H} \\ \diagdown \end{array}$

Остаток кислоты



Их сочетание



В основной соли содержатся незамещенные группы “ОН”. Однокислотные основания основных солей не образуют.

Кислая соль

Остаток основания Mg

Остаток кислоты $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ -\text{O} \end{array}$

Их сочетание $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ или $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \\ \text{Mg} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{C}=\text{O} \end{array}$

В кислой соли содержатся незамещенные атомы водорода кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Названия рассмотренных классов соединений (наиболее употребительные)

Оксиды

Na_2O — оксид натрия (I),

FeO — оксид железа (II),

Fe_2O_3 — оксид железа (III),

CO_2 — оксид углерода (IV).

В скобках указаны валентности химических элементов, соединенных с кислородом.

Не следует пренебрегать и другими, часто тривиальными названиями. Так, последний оксид чаще всего называют “углекислым газом”, или “двуокисью углерода”.

Основания

NaOH — гидроксид натрия (I),

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II),

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III).

Кислоты

HNO_3 — азотная кислота,

HNO_2 — азотистая кислота,

H_2SO_4 — серная кислота,

H_2SO_3 — сернистая кислота.

С названием кислот несколько сложнее. Их следует выучить, подметив при этом некоторые закономерности.

Еще примеры названий кислот:

HCl — хлороводородная кислота,

HClO — хлорноватистая кислота,

HClO_2 — хлористая кислота,

HClO_3 — хлорноватая кислота,

HClO_4 — хлорная кислота.

Соли

Наиболее принято давать названия с указанием на 1-м месте названия остатка кислоты в именительном падеже.

Соли приведенных выше кислот называются:

нитрат (от HNO_3), нитрит (от HNO_2), сульфат (от H_2SO_4), сульфит (от H_2SO_3), хлорид (от HCl), гипохлорит (от HClO), хлорит (от HClO_2), хлорат (от HClO_3) перхлорат (от HClO_4).

И, наконец, назовем приведенные ранее соли:

Na_2SO_4 — сульфат натрия,

ZnSO_4 — сульфат цинка,

Na_2ZnO_2 — цинкат натрия,

MgCO_3 — карбонат магния,

$(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксомагния,

$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат магния.

Приставка “гидроксо” указывает на наличие незамещенной гидроксильной группы основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Приставка “гидро” говорит о содержании в кислой соли незамещенного атома водорода кислоты H_2CO_3 .

Если в соли окажутся незамещенные две и более OH -группы или два или более атома водорода, то в названии солей появятся приставки: “ди”, “три” и т. д.

Примеры

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ — нитрат дигидроксоалюминия,

KH_2PO_4 — дигидрофосфат калия.

Глава 2. Атомно-молекулярная теория

Атомы и молекулы

Мельчайшими химически неделимыми частицами являются *атомы*. В результате химических реакций разделить атом на его составные части: протоны и нейтроны (это частицы ядра атома), и электроны, — не удастся. Атомы, объединяясь друг с другом, очень часто образуют *молекулы*.

Множество атомов, имеющих одно и то же количество протонов в ядре, называются *химическим элементом*. Так как каждый протон имеет один положительный заряд (p^+), то количество протонов в ядре атома равно заряду ядра атома, который компенсируется в атоме отрицательными зарядами электронов (e^-), располагающихся вокруг ядра. Поэтому можно сказать, что принадлежность атома определенному химическому элементу зависит от заряда ядра атома.

Каждому химическому элементу отвечает определенное только ему принадлежащее место в Периодической системе Д. И. Менделеева. Номер клеточки химического элемента в Периодической таблице численно равен количеству протонов в ядре атома, а также заряду ядра.

Так, все атомы водорода (H) имеют в своем составе по одному протону; заряд ядра их атомов $+1$ и в Периодической таблице они занимают место № 1. Два протона имеют атомы гелия (He) и его место — № 2; три протона имеют атомы лития (Li) и его место — № 3; двадцать протонов — атомы кальция и его место — № 20, и это справедливо для любого химического элемента.

Для одного и того же химического элемента возможно существование разных по массе (массовому числу) атомов, отличающихся друг от друга неодинаковым количеством нейтронов, которые не влияют на заряд ядра, но

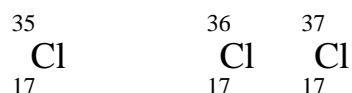
определяют его массу наряду с протонами, имеющими с нейтроном практически одинаковую массу.

Сумму количества протонов и нейтронов в ядре называют *массовым числом*, которое с незначительной ошибкой определяет массу атома, так как масса электрона примерно в 1840 раз меньше массы нуклона. *Нуклон* — это частица ядра: либо протон, либо нейтрон.

Атомы одного и того же химического элемента, отличающиеся друг от друга по массе (массовому числу), называются *изотопами*.

Пример

Химический элемент хлор имеет 3 изотопа:



Слева внизу указан порядковый номер в Периодической таблице, слева вверху — массовое число. Стабильными изотопами среди них являются первый и третий.

Состав этих изотопов:

${}^{35}_{17}\text{Cl}$: 17 протонов; 18 нейтронов; 17 электронов;

${}^{36}_{17}\text{Cl}$: 17 протонов; 19 нейтронов; 17 электронов;

${}^{37}_{17}\text{Cl}$: 17 протонов; 20 нейтронов; 17 электронов.

Массы атомов и молекул. Атомная масса

Массы атомов измеряются в единицах, называемых *атомными единицами массы* (а.е.м.), или *углеродными единицами* (у.е.). Атомная единица массы — это 1/12 часть массы изотопа углерода с массовым числом 12.

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m_{12}^6\text{C}$$

Понятия “атомная масса” и “масса атома” — похожие понятия, но не тождественные. Масса атома — это масса конкретного изотопа, а атомная масса — усредненное понятие, учитывающее, в частности, распространенность различных атомов — изотопов в природе.

Так, в природе существуют два изотопа хлора: ${}^{35}\text{Cl}$ и ${}^{37}\text{Cl}$. Однако атомная масса хлора не 35 и не 37, а 35,5 а.е.м., так как содержание изотопов хлора в природе: ${}^{35}\text{Cl}$ — 75,4 % и ${}^{37}\text{Cl}$ — 24,6 %. Средняя величина 35,5 а.е.м.(А).

$$A = 35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 = 35,49 \text{ а.е.м.}$$

Принято атомные массы химических элементов указывать в клеточках Периодической таблицы Д. И. Менделеева наряду с символом химического элемента, его номером и названием.

17
Cl
35,5
Хлор

Количество вещества

Массы атомов на атомно-молекулярном уровне (микроуровне) обычно измеряются в а.е.м. и в относительно небольшом числе атомов и молекул.

Для выражения количества вещества на макроуровне используется единица измерения, называемая *моль*, — а массу моля называют *молярной (молевой) массой*, которую выражают в граммах. Единица количества вещества моль признается Международной системой СИ.

Понятие моль можно определить следующим образом. Это такое количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц. В принципе — любых частиц: молекул, атомов, ионов, радикалов или др. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро. Так как молярная масса – масса одного моля, выраженная в граммах, то размерность молярной массы [г/моль].

Размерность атомной и молекулярной массы:

[а.е.м./атом] и [а.е.м./молекула].

Масса 1 а.е.м., выраженная в граммах, равна

$$m_{1\text{а.е.м.}} = \frac{12 \text{ г}}{12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

В атомных единицах массы выражаются как массы атомов, так и молекул. Тогда на этом уровне масса молекулы называется молекулярной массой (μ).

Численно атомные и молекулярные массы, выраженные в а.е.м., равны молярным массам, выраженным в г/моль.

Примеры

N_2 : $\mu = 28$ а.е.м.; $M = 28$ г/моль,

H_2O : $\mu = 18$ а.е.м.; $M = 18$ г/моль,

H_2SO_4 : $\mu = 2 + 32 + 64 = 98$ а. е. м.; $M = 98$ г/моль,

где μ — молекулярная масса (сумма атомных масс химических элементов);

M — молярная масса.

Чтобы понять огромное смысловое различие между атомно-молекулярным и молярным количеством вещества приведем такие примеры.

Примеры

Вычислить массу одной молекулы углекислого газа, а также одной молекулы кислорода и одной молекулы воды — в граммах.

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{44 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г/молекула,}$$

$$m_{\text{O}_2} = \frac{32 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ г/молекула,}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{18 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г/молекула.}$$

Газовые законы

Можно сказать, что из трех агрегатных состояний – твердого, жидкого и газообразного – наиболее легко поддается изучению газообразное состояние, которое предполагает практическое отсутствие взаимодействия между молекулами газа. При описании свойств газов используют газовые законы идеального газа: закон Авогадро, закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон Дальтона о давлении смеси газов. Газы, находящиеся при обычных условиях, не так сильно отличаются от идеальных газов, поэтому к ним могут быть применимы указанные выше законы.

Закон Авогадро

Для выполнения многих заданий, представленных ниже, необходимо понимание смысла закона Авогадро и его следствий.

Так как, согласно закону Авогадро, в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (одинаковой температуре и одинаковом давлении) содержится одно и то же количество молекул, то молярные объемы — объемы одного моля любых газов — одинаковы при одинаковых условиях и, в частности, при нормальных условиях молярный объем всякого газа равен 22,4 л.

Нормальные условия – температура 0°C (273К) и давление $1,013 \cdot 10^5$ Па (101,3 кПа; или 1 атм; или 760 мм рт. ст.)

Закон Авогадро требует конкретизации состава молекул. Так, молекулы многих простых веществ двухатомны: H_2 ; O_2 ; F_2 ; Cl_2 ... Молекулы инертных газов одноатомны: He; Ne; Ar... Молекула озона трехатомна: O_3 ; молекулы серы — восьмиатомны: S_8 , а при повышении температуры газообразной серы ее атомность уменьшается: S_6 ; S_4 ; S_2 ; S и т. д.

В одном моле вещества независимо от агрегатного состояния содержится число Авогадро молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$).

Плотность одного газа по другому равна отношению их молекулярных (молярных) масс.

$D_{1/2}$ — плотность первого газа по второму,

$$D_{1/2} = \mu_1 / \mu_2 \quad \text{или} \quad D_{1/2} = M_1 / M_2.$$

Например, плотность по водороду или по воздуху можно выразить следующим образом:

$$D_{H_2} = \frac{\mu}{2} \quad \text{или} \quad \mu = 2 D_{H_2},$$

$$D_{\text{в}} = \frac{\mu}{29} \quad \text{или} \quad \mu = 29 D_{\text{в}}.$$

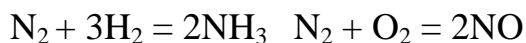
2 а.е.м. – молекулярная масса водорода.

29 а.е.м. – средняя молекулярная масса воздуха.

Зная плотность данного газа по водороду, воздуху или по другому газу, можно вычислить искомые молекулярные (молярные) массы веществ — μ или M .

В химических реакциях газы взаимодействуют друг с другом так, что их объемы, а также объемы получающихся газов относятся друг к другу как небольшие целые числа при одинаковых условиях. Эти числа — это коэффициенты перед формулами веществ в уравнении химической реакции.

Примеры



Отношения объемов газов в этих двух реакциях соответственно равны:

$$V_{\text{N}_2} : V_{\text{H}_2} : V_{\text{NH}_3} = 1 : 3 : 2 \quad \text{и} \quad V_{\text{N}_2} : V_{\text{O}_2} : V_{\text{NO}} = 1 : 1 : 2.$$

Данное следствие называется законом объемных отношений Гей-Люссака.

Закон Дальтона о том, что давление смеси газов является суммой парциальных (“частичных”) давлений газов, входящих в смесь, также можно считать следствием из закона Авогадро, если представить себе, что давление газа при постоянной температуре пропорционально числу молекул в определенном объеме (т. е. концентрации газов). В связи с этим можно сказать, что давление определяется числом ударов молекул в единицу времени о единицу поверхности.

Уравнение Менделеева—Клапейрона

Уравнение Менделеева—Клапейрона является объединением законов Бойля—Мариотта и Гей-Люссака (закона термического расширения газов) и Шарля.

$$pV = nRT;$$

$$n = \frac{m}{M} \qquad pV = \frac{m}{M} RT,$$

где p — давление газа;
 V — объем газа;
 n — число молей газа;
 T — абсолютная температура газа;
 m — масса газа;
 M — молярная масса газа;
 R — универсальная газовая постоянная.

При применении данного уравнения важно правильно и согласованно использовать единицы измерения всех параметров и, в частности, универсальной газовой постоянной (R), которая может иметь разные численные значения в зависимости от применения разных единиц измерения.

Так, в системе СИ:

$$R = 8,31 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 / (\text{моль} \cdot \text{К}) = 8,31 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Другие примеры значений R :

$$R = 8,31 \text{ кПа} \cdot \text{л} / (\text{моль} \cdot \text{К}); \quad R = 0,082 \text{ атм} \cdot \text{л} / (\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$R = 62,4 \text{ мм рт.ст.} \cdot \text{л} / (\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Пример

Вычислить молекулярную массу газа, если известно, что 0,644 г газа занимают объем 500 мл при $t = 30^\circ \text{C}$ и давлении в 2 атм.

Решение

$$pV = \frac{m}{M} RT, \qquad M = \frac{m RT}{pV}.$$

Приведем 3 варианта решений.

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

Тогда

$$m = 0,644 \text{ г}; T = 30 + 273 = 303 \text{ К},$$

$$p = 2 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 2,026 \cdot 10^5 \text{ Па},$$

$$V = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

$$M = 0,644 \cdot 8,31 \cdot 303 / (2,026 \cdot 10^5 \cdot 0,5 \cdot 10^{-3}) = 16,0 \text{ г/моль},$$

$$R = 0,082 \text{ атм} \cdot \text{л} / (\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Тогда

$$M = 0,644 \cdot 0,082 \cdot 303 / (2 \cdot 0,5) = 16,0 \text{ г/моль},$$

$$R = 62,4 \text{ мм.рт.ст.} \cdot \text{л} / (\text{моль} \cdot \text{К}),$$

$$M = 0,644 \cdot 62,4 \cdot 303 / (2 \cdot 760 \cdot 0,5) = 16,0 \text{ г/моль}.$$

Расчет процентного состава и вывод химических формул веществ

Рассмотрим эти расчеты на примерах.

1. Рассчитаем процентный состав химических элементов по массе в карбонате натрия Na_2CO_3 .

Молекулярная масса вещества является суммой атомных масс химических элементов.

$$\mu = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ а. е. м.}$$

$$M = 106 \text{ г/моль}.$$

Вполне понятно, что процентное содержание каждого элемента оказывается равным

$$\text{Na: } \frac{46 \cdot 100}{106} = 43,4 \%,$$

$$\text{C: } \frac{12 \cdot 100}{106} = 11,3 \%,$$

$$\text{O: } \frac{48 \cdot 100}{106} = 45,3 \%.$$

2. Выведем химическую формулу вещества, имеющего в своем составе 40,0 % углерода, 6,67 % водорода и 53,3 % кислорода по массе. Известно, что плотность паров этого вещества по воздуху 2,07.

Решим задачу двумя способами.

1. Пусть мы имеем 100 г вещества. Узнаем количество молей атомов каждого из элементов, входящих в вещество, что численно равняется числу атомов этих элементов в молекуле.

Получим соотношения:

$$\frac{40 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} \quad : \quad \frac{6,67 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} \quad : \quad \frac{53,3 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3,33 : 6,67 : 3,33.$$

Количество атомов, как правило, не предполагает дробное число. Поэтому полученные числа разделим на наименьшее из них и получим

$$1 : 2 : 1$$

Получилась формула вещества CH_2O

Ее называют простейшей. Она может и не быть истинной формулой. Чтобы узнать, является ли она истинной, сравним сумму атомных масс простейшей формулы с истинной величиной молекулярной массы, т. е. определим n в формуле $(\text{CH}_2\text{O})_n$.

Так как плотность по воздуху 2,07, то молекулярная масса вещества, исходя из следствия из закона Авогадро, равна

$$\mu = 29 \cdot 2,07 = 60 \text{ а. е. м.}$$

Сумма атомных масс в простейшей формуле

$$12 + 2 + 16 = 30 \text{ а. е. м.}$$

Отсюда получаем n :

$$n = \frac{60}{30} = 2.$$

Итак, истинная формула вещества $(\text{CH}_2\text{O})_2$, или $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

2. Так же определим молекулярную массу вещества:

$$\mu = 29 \cdot 2,07 = 60 \text{ а. е. м.}$$

Затем определим содержание каждого химического элемента в а. е. м. (m_{C} ; m_{H} ; m_{O}), зная их содержание, выраженное в процентах:

$$m_{\text{C}} = 60 \cdot 0,400 = 24 \text{ а. е. м.,}$$

$$m_{\text{H}} = 60 \cdot 0,0667 = 4 \text{ а. е. м.,}$$

$$m_{\text{O}} = 60 \cdot 0,533 = 32 \text{ а. е. м.}$$

И, наконец, зная атомные массы химических элементов, входящих в вещество, получим количества атомов каждого химического элемента в молекуле вещества: n_{C} ; n_{H} ; n_{O} .

$$n_{\text{C}} = \frac{24}{12} = 2,$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4}{1} = 4,$$

$$n_{\text{O}} = \frac{32}{16} = 2,$$

Сразу получаем истинную формулу $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Такую формулу имеет уксусная кислота CH_3COOH .

Глава 3. Строение атома. Химическая связь

Электронные конфигурации атомов химических элементов

В химических реакциях происходит изменение электронной оболочки атомов. Поэтому важным является знание и понимание состояний электронов в атоме, которые описываются четырьмя *квантовыми числами*. Согласно прин-

ципу Паули, в атоме не может быть двух или более электронов с одинаковым набором квантовых чисел.

Первое квантовое число, называемое *главным квантовым числом* и обозначаемое n , — указывает на запас энергии атома, когда электрон находится в данном электронном слое. Упрощенно можно сказать и так — на запас энергии электронов, находящихся на данном, основном энергетическом уровне. Короче говоря, главное квантовое число является номером электронного слоя, в котором находится электрон, имеющий при этом характерную для данного слоя энергию.

Главное квантовое число может иметь целочисленные значения:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$n = 1$ — имеет электрон первого слоя;

$n = 2$ — имеет электрон второго слоя;

$n = 3$ — третьего и т. д.

$n = \infty$ — подразумевается ионизация: полный отрыв электрона от атома.

Второе квантовое число указывает на некоторое энергетическое различие электронов одного и того же электронного слоя. Оно может принимать значения:

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1), \text{ где } n \text{ — главное квантовое число.}$$

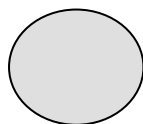
Например, во втором электронном слое ($n = 2$) имеются электроны со значениями $l = 0$ и 1 .

Вместо численных значений второму квантовому числу приписываются буквенные обозначения:

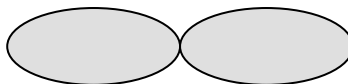
$$l = 0 \text{ — } s; l = 1 \text{ — } p; l = 2 \text{ — } d; l = 3 \text{ — } f.$$

s , p , d и f —электронам соответствуют различные формы электронного облака (“орбитали”).

s — электронам отвечает шаровая форма:



p — электронам отвечает гантелеобразная форма:



d и f — электронам — непростое сочетание гантелеобразных форм.

Третье квантовое число m_l связано с пространственной ориентацией электронных облаков и может иметь целые значения, зависящие от l .

$$m_l = +1 \dots 0 \dots -1.$$

Так, для p -электронов ($l = 1$) m_l может иметь 3 значения:

$$m_l = +1; 0; -1.$$

Для d -электронов ($l = 2$):

$$m_l = +2; +1; 0; -1; -2 \text{ и т. д.}$$

Часто третье квантовое число называют “магнитным квантовым числом”.

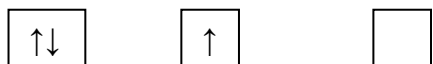
Четвертое квантовое число определяет собственный момент количества движения электрона в виде двух чисел: $+1/2$ и $-1/2$. Называют его *спиновым* квантовым числом, или просто “спином”.

Его обозначают m_s .

$$m_s = +1/2 \text{ или } -1/2.$$

Одной электронной орбитали, описываемой тремя квантовыми числами (n , l и m_l) отвечает наличие либо двух электронов с противоположными спинами $+1/2$ и $-1/2$; либо одного электрона; либо отсутствие электронов с возможностью их появления.

Изобразив электронную орбиталь квадратиком, названным электронной или квантовой ячейкой, получим варианты:



Каждая орбиталь определяется первым, вторым и третьим квантовыми числами n , l и m_l , а в целом состояние электрона в атоме характеризуется сочетанием всех четырех квантовых чисел:

$$n; \quad l; \quad m_l \quad \text{и} \quad m_s.$$

Электронов в данном атоме, имеющих полностью одинаковые сочетания четырех квантовых чисел, не существует.

В соответствии со сказанным приводим таблицу распределения электронов по различным электронным слоям атома (*табл. 1*).

В *табл. 1* указаны значения четырех квантовых чисел n ; l ; m_l и m_s , а также:

N_2 — максимальное число электронов с одним и тем же значением второго квантового числа l ;

N_1 — максимальное число электронов с одним и тем же значением главного квантового числа n , т. е. максимальное количество электронов в данном слое.

Таблица 1. Распределение электронов в атоме

n	l	m_l	m_s	N_2	N_1	
1	$s(0)$	0	$+1/2$	2	2	
1	$s(0)$	0	$-1/2$			
2	$s(0)$	0	$+1/2$	2	8	
2	$s(0)$	0	$-1/2$			
2	$p(1)$	+1	$+1/2$	6		
2	$p(1)$	+1	$-1/2$			
2	$p(1)$	0	$+1/2$			
2	$p(1)$	0	$-1/2$			
2	$p(1)$	-1	$+1/2$			
2	$p(1)$	-1	$-1/2$			
	...и т. д.					

В первом слое ($n = 1$) максимально возможное количество электронов — 2; во втором — 8 (2 электрона s и 6 электронов p).

Продолжая эту таблицу, получим максимально возможное число d -электронов — 10, начиная с третьего слоя, и f -электронов — 14, начиная с четвертого электронного слоя.

Итак, в одном электронном слое может быть не более двух ($n = 1$); восьми ($n = 2$); восемнадцати ($n = 3$); тридцати двух ($n = 4$) – электронов.

$$N_1 = 2n^2.$$

В пределах одного электронного слоя электроны, несколько отличающиеся по энергии от основного энергетического уровня, соответствуют подуровням, т. е. — l . Максимальное число электронов в подслоях, на подуровнях равно: $s — 2$; $p — 6$; $d — 10$; $f — 14$, что записывают так:

$$s^2; p^6; d^{10}; f^{14}$$

В показателе степени — число электронов с данным l .

При составлении электронных конфигураций (“электронных формул”) атомов химических элементов указывается сначала номер слоя (n), в котором содержатся электроны, а затем значения l в виде букв (s, p, d или f) и число электронов в показателе степени.

Например

$2p^3$ — означает то, что во втором электронном слое содержится 3 p -электрона.

$3d^5$ — в третьем электронном слое находится 5 d -электронов.

$3s^2 3p^6$ — в третьем электронном слое:

2 s -электрона и 6 p -электронов.

Перед составлением электронных конфигураций атомов химических элементов используем следующие предпосылки.

В атоме происходит заполнение электронных орбиталей в соответствии с принципом минимума энергии. Сначала заполняются орбитали слоев, наиболее близко расположенных к ядру атома и наиболее сильно с ним энергетически связанных.

Общую схему заполнения орбиталей в случае запаздывания d - и f -электронов можно представить следующим образом:

$$ns^2 \rightarrow (n-1)d^1 \rightarrow (n-2)f^{1-14} \rightarrow (n-1)d^{2-10} \rightarrow np^6 \rightarrow (n+1)s^2 \rightarrow \text{и т. д.}$$

Распределение электронов в атомах химических элементов находится в полном согласии с Периодическим законом Д. И. Менделеева.

Ниже приведем примеры составления электронных конфигураций, соответствующих разным химическим элементам.

H: $1s^1$. В атоме водорода в первом электронном слое (первая цифра) находится один электрон (цифра 1 в показателе степени).

Каждый следующий элемент в Периодической системе имеет на один протон больше и, следовательно, и на один электрон больше.

He: $1s^2$. В атоме гелия в первом слое два s -электрона.

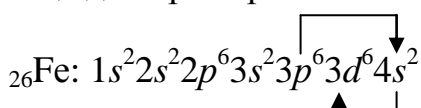
Li: $1s^2 2s^1$. В первом слое более двух электронов находиться не может. Поэтому “новый” электрон оказывается во втором слое.

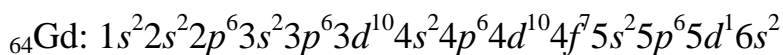
Далее:

$$\text{Be: } 1s^2 2s^2; \quad \text{B: } 1s^2 2s^2 2p^1 \quad \dots \dots \text{Ne: } 1s^2 2s^2 2p^6.$$

В атомах элементов от B по Ne включительно идет появление p -электронов от одного до шести включительно, так как максимально возможное число p -электронов в одном слое — 6: p^6 .

Еще два примера

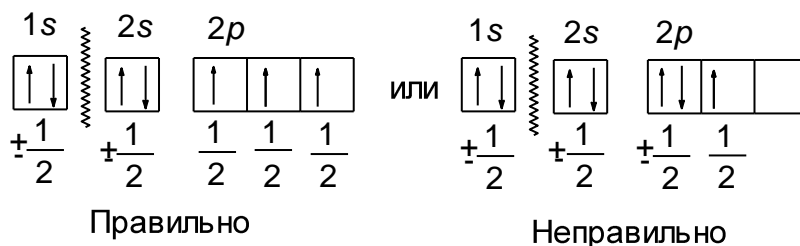




Часто распределение электронов в атоме дается по квантовым ячейкам, соответствующим электронным орбиталям, о чем говорилось выше (с. 19). При этом учитывается правило Гунда о таком распределении электронов по ячейкам с данным значением l , чтобы суммарный спин атома был бы максимален, или, что то же самое, было бы заполнено возможно большее число ячеек.

Примеры

1. N: $1s^2 2s^2 2p^3$. Возможны такие варианты:



Суммарный спин в первом случае:

$$0 + 0 + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2};$$

во втором случае:

$$0 + 0 + 0 + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}.$$

Выше были описаны методы составления электронных конфигураций для основных, невозбужденных состояний атомов. Но возможны и возбужденные состояния, предполагающие повышение значений как главного, так и второго квантового числа (n и l) — вплоть до ∞ . В частности, ∞ предполагает полный отрыв электрона от атома, его ионизацию, что сопровождается затратой энергии — энергии ионизации.

Основные три типа химической связи

Наличие электронов в атомах приводит к возможности соединения атомов друг с другом с помощью химических связей, простейшие представления о которых основаны на образовании электронных пар.

Образовавшиеся электронные пары (молекулярные орбитали) могут довольно часто быть смещенными в сторону одного из соединяющихся атомов. Способность атома в химической связи присоединять к себе электронную пару определяется величиной его электроотрицательности. Самое высокое значение электроотрицательности имеет фтор (в относительных единицах — 4,0), затем — кислород (3,5). Металлы имеют невысокие значения электроотрицательностей.

Примеры

Электроотрицательности химических элементов второго периода Периодической системы соответственно равны:

$$\text{Li} — 1,0; \text{Be} — 1,5; \text{B} — 2,0; \text{C} — 2,5; \text{N} — 3,1; \text{O} — 3,5; \text{F} — 4,0.$$

Изобразив электроны химической связи точками, приведем схемы химических связей между атомами А и В при разных случаях смещения электронных пар. Через X обозначим электроотрицательность.

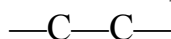


В случае ковалентной неполярной связи смещение электронов в сторону одного из атомов отсутствует. Связь называется *ковалентной*, так как происходит совместное владение электронной парой обоими атомами, а *неполярной* — из-за отсутствия появления зарядов в частях молекулы: центры положительного и отрицательного зарядов совпадают.

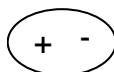


Примеры

Связь в молекулах простых веществ: H_2 , N_2 , O_2 . Близки к этому химические связи в органических соединениях между атомами углерода:



В случае ковалентной полярной связи атомы владеют электронной парой также совместно, но при этом электронная пара смещается в сторону атома более электроотрицательного химического элемента.



Это наиболее распространенный тип химической связи.

Примеры



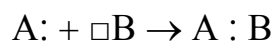
Ионная связь образуется при соединении атомов химических элементов с сильно выраженными противоположными химическими свойствами, с большой разностью электроотрицательностей. При очень сильном смещении электронов образуются противоположно заряженные ионы; поэтому этот тип связи и называют *ионной*.



Примеры



Отметим еще один тип химической связи, отличающийся от рассмотренных типов тем, что оба электрона (пара электронов) до образования связи между атомами принадлежат одному атому. Другой атом при этом имеет свободную орбиталь. Схематически изобразим это следующим образом:

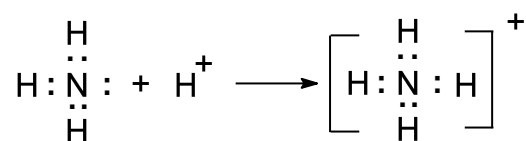


Такая связь называется *донорно-акцепторной*; атом, дающий электронную пару (A), называется донором, а атом, принимающий электронную пару (B), — акцептором.

В качестве примера приведем случай образования донорно-акцепторной связи в реакции взаимодействия аммиака с хлористым водородом.



Атом азота аммиака образует с ионом водорода донорно-акцепторную связь.



Атом азота — донор, ион водорода — акцептор.

Донорно-акцепторная связь чрезвычайно распространена, в частности, в комплексных соединениях (см. гл. 10).

Очень часто прибегают к чрезвычайно полезной формализации представления о химической связи и о валентности путем введения понятия «степень окисления».

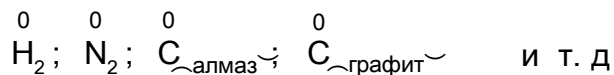
Степенью окисления данного химического элемента называется условный заряд атома в химической связи при предположении, что химическая связь является ионной.

При использовании и вычислении степеней окисления полезно иметь в виду следующее.

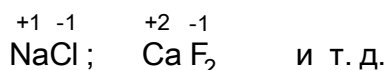
1. Степень окисления элементов в соединении с ковалентной неполярной связью равна нулю: отсутствует смещение электронов.

Примеры

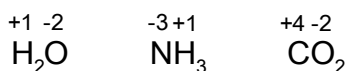
Простые вещества —



2. В случае ионной связи степень окисления равна зарядам ионов:



3. В соединениях с ковалентной полярной связью предполагается мысленное превращение ее в ионную. И атомам приписываются те величины зарядов, которые они имели бы, если бы стали ионами.



4. Как видно из написания приведенных примеров, степень окисления принято записывать арабскими цифрами над символами химических элементов с указанием знака перед числом.



5. Отрицательное число обычно приписывается атому более электроотрицательного химического элемента.

Электроотрицательность — свойство атома, характеризующее его способностью в химической связи притягивать к себе электронную пару. Обычно

выражают электроотрицательность химических элементов в относительных единицах.

Ниже приводятся значения электроотрицательностей химических элементов двух периодов периодической системы, включая водород.

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0

Пример:

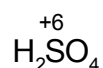
Чему равна степень окисления серы в серной (H_2SO_4) и сернистой (H_2SO_3) кислотах?

Известно: степени окисления водорода (+1) и кислорода (-2)

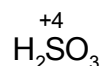


Степень окисления серы обозначим через x . Тогда x вычисляется по уравнению

$$(+1)2 + x + (-2)4 = 0 \quad x = +6$$



$$(+1)2 + x + (-2)3 = 0 \quad x = +4$$



Глава 4. Энергетика химических реакций, химическая кинетика и химические равновесия

Энергетика химических реакций

С энергетической точки зрения химические реакции принято делить на экзотермические, идущие с выделением тепла ($+Q$), и эндотермические ($-Q$) идущие с поглощением тепла. Выделяемое или поглощаемое тепло называется *тепловым эффектом химической реакции*.

В результате химической реакции запас внутренней энергии исходных веществ изменяется, что при постоянном давлении выражается в виде изменения термодинамической функции, называемой *энтальпией* и обозначаемой H .

Изменение энтальпии системы, где происходит реакция, равно выражению

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V,$$

где ΔH — изменение энтальпии системы;

ΔU — изменение внутренней энергии системы;

$p\Delta V$ — работа по изменению объема системы при постоянном давлении P ;
 ΔV — изменение объема системы.

В случае экзотермической реакции система теряет энергию, внутренняя энергия ее уменьшается, поэтому изменение энтальпии отрицательно:

$$\Delta H < 0.$$

Система как бы “теряет” часть своей “теплоты” при экзотермической реакции; соответственно при эндотермической реакции система “приобретает тепло” от окружающей среды.

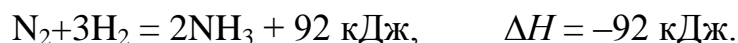
Тепловой эффект химической реакции (Q) описывает энергетический результат с точки зрения окружающей среды, а изменение энтальпии (ΔH) — с точки зрения системы, в которой происходит реакция.

Поэтому $\Delta H = -Q$ или $Q = -\Delta H$.

При экзотермической реакции $Q > 0$ (положительно), $\Delta H < 0$ (отрицательно). Тепло выделяется, система его теряет.

Если $Q < 0$, а $\Delta H > 0$, то реакция — эндотермическая: идет поглощение тепла и приобретение энергии.

Примеры



Реакция — экзотермическая; при образовании двух молей аммиака выделяется 92 кДж.



При образовании двух молей оксида азота (II) поглощается 181 кДж; реакция — эндотермическая.

При энергетическом описании химической реакции, ее возможности протекания и оценке ее энергетического эффекта, помимо энтальпии, используют такие функции как энтропию (S), так и энергию Гиббса (G).

H , S , и G — называются *основными термодинамическими функциями*. Они являются функциями состояния системы и не зависят от пути процесса, а только от состояния исходных и конечных веществ реакции — в соответствии с законом Гесса.

Энтропия (S) чаще всего трактуется как функция неупорядоченности системы. Чем в меньшей степени структурирована система, тем больше ее энтропия. Наиболее неупорядоченным среди трех агрегатных состояний является газообразное состояние, которое и характеризуется большими значениями энтропии.

Так, абсолютное значение энтропии при 25° С и 1 атм твердого NaCl равно 72 Дж/моль · К, а газообразного CO₂ равно 214 Дж/(моль · К).

В природе энтропия проявляет себя как правило следующим образом — наиболее вероятным является состояние с большим беспорядком, с большим значением энтропии. Поэтому энтропия стремится к постоянному увеличению. Противодействовать увеличению беспорядка может только порядок, только взаимодействие, притяжение друг к другу компонентов системы. Поэтому в химии, да и не только в химии, часто связывают воедино два противоположных по смыслу фактора: энтальпийный (фактор соединения) и энтропийный (фактор разъединения).

Разность этих факторов приводит к изменению энергии Гиббса (ΔG), которое определяет возможность или невозможность протекания химической реакции.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

где ΔG — изменение энергии Гиббса;

ΔH — изменение энтальпии (энтальпийный фактор);

ΔS — изменение энтропии;

T — абсолютная температура;

$T\Delta S$ — энтропийный фактор.

Возможны такие химические реакции, которые сопровождаются уменьшением энергии Гиббса, отрицательным ее изменением:

$$\Delta G < 0.$$

Далее обратимся к термодинамическим расчетам. При расчетах будем использовать табличные значения стандартных значений энтальпии образования и абсолютных энтропий конкретных веществ.

Стандартным изменением энтальпии образования, или стандартной энтальпией образования вещества называется изменение энтальпии в реакции образования одного моля вещества из простых веществ при стандартных условиях: температуре 25°C (298 K) и давлении $1,013 \cdot 10^5\text{ Па}$, или 1 атм , или 760 мм рт.ст.

Примеры

1. Стандартные энтальпии образования жидкой и газообразной воды соответствуют следующим реакциям



Ноль наверху ΔH° указывает на стандартные условия



286 кДж выделяется при образовании одного моля жидкой воды (18 г/моль) из одного моля газообразного молекулярного водорода (2 г/моль) и половины моля газообразного кислорода (16 г/моль).

Разность между теплотами образования газообразной и жидкой воды является теплотой парообразования:



2. Образованию одного моля CaCO_3 соответствует следующее уравнение реакции:



Энтальпии образования простых веществ равны нулю. Если простое вещество имеет не одну аллотропическую модификацию, то нулевое значение приписывается как правило наиболее распространенной модификации.

При расчетах благодаря тому, что рассматриваемые термодинамические функции (H , S и G) являются функциями состояния (подчиняются закону Гесса), изменение функции в химической реакции представляет собой разность алгебраических сумм значений функций конечных веществ и алгебраических сумм значений функций исходных веществ.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{кон}}^{\text{обр}} - \sum \Delta H_{\text{исх}}^{\text{обр}}$$

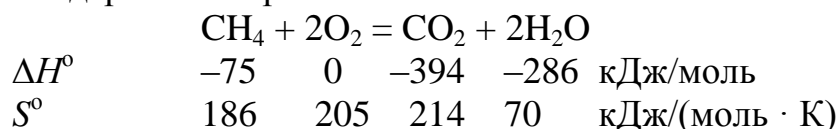
$$\Delta S = \sum S_{\text{кон}} - \sum S_{\text{исх}}$$

$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{кон}}^{\text{обр}} - \sum \Delta G_{\text{исх}}^{\text{обр}}$$

Примеры

1. Рассчитаем изменение основных термодинамических функций в результате горения метана при стандартных условиях и ответим на вопрос: возможна ли эта реакция?

Составим уравнение химической реакции и под формулами веществ в первой строке напишем взятые из справочника термодинамических величин значения стандартных энтальпий образования веществ, а во второй строке — их абсолютные стандартные энтропии.



Обратите внимание на то, что ΔH выражено в кДж/моль, а S — в Дж/(моль · К).

$$\Delta H^\circ = -394 - 2 \cdot 286 - (-75) = 891 \text{ кДж,}$$

$$\Delta S^\circ = 214 + 2 \cdot 70 - 186 - 2 \cdot 205 = -242 \text{ Дж/К.}$$

При вычислении ΔG° используем уравнение

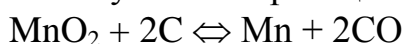
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G^\circ = -891 + 298 \cdot 0,242 = -819 \text{ кДж,}$$

$$\Delta H^\circ = -891 \text{ кДж; } \Delta S^\circ = -242 \text{ Дж/К; } \Delta G^\circ = -819 \text{ кДж.}$$

Реакция возможна, так как $\Delta G < 0$. Возможности реакции способствует огромный тепловой эффект экзотермической реакции $Q = +891$ кДж, несмотря на уменьшение энтропии. Изменение энтропии отрицательное, так как происходит уменьшение в три раза числа молей газообразных веществ в реакции: из трех молей газов ($\text{CH}_4 + 2\text{O}_2$) образуется один моль CO_2 . Вода находится в конденсированном состоянии — жидком.

2. Получение марганца восстановлением его оксида углем:



$$\Delta H^\circ \quad -520 \quad 0 \quad 0 \quad -111 \quad \text{кДж/моль}$$

$$\Delta S^\circ \quad 53,1 \quad 5,74 \quad 31,8 \quad 197 \quad \text{Дж/(моль} \cdot \text{K)}$$

$$\Delta H^\circ = -122 - (-520) = +298 \text{ кДж}$$

$$\Delta S^\circ = 31,8 + 2 \cdot 197 - 53,1 - 2 \cdot 5,74 = +361 \text{ Дж/К}$$

$$\Delta G^\circ = +298 - 298 \cdot 0,361 = +190 \text{ кДж}$$

Реакция в стандартных условиях невозможна. Однако реакция характеризуется увеличением энтропии, поэтому при нагревании значение энтропийного фактора $T\Delta S$ будет увеличиваться. Допустим, что ни ΔH , ни ΔS не зависят от температуры (мало зависят). Тогда можно предположить, что ΔG будет равным нулю, когда $\Delta H = T\Delta S$, т. е.

$$298 = T \cdot 0,361.$$

$$\text{Отсюда } T = 298 \text{ кДж} / 0,361 \text{ кДж/К} = 825 \text{ К.}$$

$$T = 825 \text{ К или } 552 \text{ }^\circ\text{C}$$

Следовательно, при $T > 552$ °C реакция становится возможной, и этому способствует увеличение энтропии из-за образования газообразного оксида углерода (II).

Скорость химических реакций (химическая кинетика)

Химическая кинетика изучает скорости и пути протекания химических реакций.

Скоростью химической реакции называется изменение концентраций веществ реакции в единицу времени:

$$v = \Delta C / \Delta \tau$$

где v — средняя скорость реакции за промежуток времени $\Delta \tau$;

ΔC — изменение концентрации вещества реакции.

Скорость в данный момент, в данной временной точке равна производной концентрации по времени.

Скорость химической реакции зависит от целого ряда факторов. Основные из них следующие:

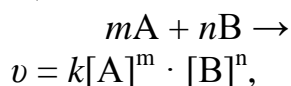
от природы взаимодействующих веществ;

от состояния взаимодействующих веществ;

от концентраций взаимодействующих веществ. Данная зависимость описывается *законом действия масс* Гульдберга и Вааге.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

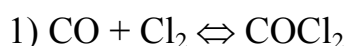
В общем виде для реакции:



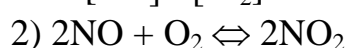
где $[\text{A}]$ и $[\text{B}]$ — концентрации веществ А и В.

Приведенное уравнение справедливо для реакций с участием веществ, равномерно распределенных по всему пространству сосуда и имеющих молекулярные размеры. В частности, это относится к реакциям с газообразными веществами.

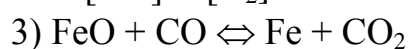
Примеры



$$v = k[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]$$



$$v = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$



$$v = k[\text{CO}]$$

Скорость зависит от давления, если участники реакции — газы.

Примеры

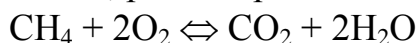
Допустим, в случае приведенных трех реакций увеличим в каждом случае давление в 3 раза. Тогда скорость первой реакции увеличится в 9 раз, второй — в 27 раз; а третьей — в 3 раза.

Скорость химической реакции зависит от температуры.

При нагревании увеличивается энергия молекул главным образом из-за того, что ослабляются связи в них; поэтому молекулы могут стать реакционно способными.

Энергию, которую необходимо сообщить исходным веществам для того, чтобы началась химическая реакция между ними, называется *энергией активации*.

Из-за наличия активационного барьера множество химических реакций оказываются замороженными. Так, рассмотренная выше реакция (с.26)



является термодинамически возможной ($\Delta G < 0$), однако, смесь метана и кислорода при обычных условиях не реагирует. Но, когда мы поджигаем газ, мы тем самым сообщаем энергию активации исходным веществам, преодолевается при этом активационный барьер и идет активно реакция горения метана.

Существует эмпирическое правило Вант-Гоффа, заключающееся в том, что при повышении температуры на 10 °С скорости большинства химических реакций увеличиваются приблизительно в 2–4 раза. Это правило можно выразить следующим образом:

$$V_2/V_1 = \gamma^{(t_2 - t_1)/10},$$

где V_1 — скорость реакции при температуре t_1 ;

V_2 — скорость реакции при температуре t_2 ;

γ — температурный коэффициент реакции ($\approx 2-4$).

Примеры

Допустим, мы нагрели реакционную систему от 20 до 60° С и пусть $\gamma=3$. Тогда произойдет увеличение скорости в 81 раз.

Зависимость скорости химической реакции от энергии активации и температуры была показана С. Аррениусом в виде уравнения константы скорости:

$$k = k' e^{-E_a/RT},$$

где k — константа скорости химической реакции;

k' — некий коэффициент, зависящий от вероятности процесса;

e — основание натуральных логарифмов;

E_a — энергия активации;

R — универсальная газовая постоянная;

T — абсолютная температура.

Итак, можно написать уравнение Гульдберга—Вааге—Аррениуса для скорости химической реакции так:

$$v = k' e^{-E_a/RT} \Pi c_i,$$

где Πc_i — произведение концентраций реагирующих веществ.

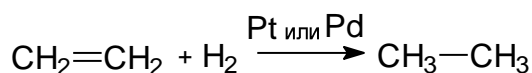
Скорость химической реакции зависит часто от присутствия некоторых веществ, называемых *катализаторами*.

Катализаторы — вещества, участвующие в химической реакции, изменяющие ее скорость, но химически не изменяющиеся.

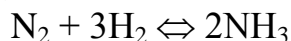
Каталитические реакции особенно распространены в органической химии.

Примеры

Так, реакция гидрирования этилена может происходить в присутствии катализаторов платины (Pt) или палладия (Pd) даже при обычной температуре.



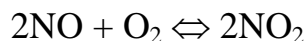
Синтез аммиака оказывается возможным только при участии катализаторов осмия (Os), рутения (Ru), а также железа с различными добавками:



Химическое равновесие

Существуют химические реакции, способные протекать как в прямом, так и в обратном направлении, т. е. не только исходные вещества реагируют друг с другом, но и получившиеся, конечные вещества также могут взаимодействовать, образуя снова исходные вещества. Такие реакции принято называть *обратимыми*.

Рассмотрим реакцию окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV):



Обозначим скорость реакции, идущей слева направо, через v_1 и назовем эту реакцию прямой. Скорость реакции, идущей справа налево, обозначим v_2 :

$$v_1 = k_1[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]; \quad v_2 = k_2[\text{NO}_2]^2.$$

В первоначальный момент времени, когда присутствуют только молекулы NO и O₂, скорость прямой реакции v_1 максимальна, так как максимальны исходные концентрации NO и O₂. В процессе реакции их концентрации уменьшаются, что приводит к уменьшению скорости v_1 , а скорость реакции v_2 с появлением NO₂ увеличивается от нулевого значения в первоначальный момент.

Наступает момент, когда скорости становятся одинаковыми:

$$v_1 = v_2.$$

Это состояние системы равенства скоростей прямого и обратного процессов называется *химическим равновесием*.

На основании равенства скоростей v_1 и v_2 можно написать:

$$k_1[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = k_2[\text{NO}_2]^2$$
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

Обозначим отношение констант скоростей заглавной буквой K :

$$K = k_1 / k_2.$$

Так как ни k_1 , ни k_2 не зависят от концентраций веществ, то и их отношение K также от концентраций не зависит:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}.$$

K называется константой химического равновесия.

Химическое равновесие характеризуется целым рядом признаков:

1. При равновесии в системе не наблюдается никаких внешних изменений: ни изменения цвета; ни выпадения осадка; ни выделения газа; ни выделения или ни поглощения тепла, т. е. ни разогревания, ни охлаждения системы.
2. При постоянстве внешних условий данное состояние химического равновесия может сохраняться сколь угодно долго.

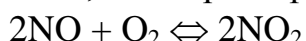
3. Состояние химического равновесия не означает прекращения процессов. Это динамическое состояние, характеризующееся непрерывным протеканием процессов в противоположных направлениях: $v_1 = v_2$.

4. Изменение внешних условий влияет на состояние равновесия. Однако при определенных, не очень грандиозных внешних воздействиях, система способна вновь придти к равновесию, так как равновесие — наиболее вероятное и наиболее энергетически выгодное состояние системы.

Результаты влияния внешних условий на равновесие можно объяснить с помощью *принципа Ле Шателье*, смысл которого сводится к следующему.

Если на химическую систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие, то в системе произойдут изменения, направленные на уменьшение результата внешнего воздействия.

Обратимся опять к системе, в которой происходит обратимая реакция:



1. Пусть в систему ввели дополнительное количество кислорода. Результат этого воздействия — увеличение концентрации кислорода. Согласно принципу Ле Шателье, концентрация кислорода должна уменьшиться, а кислорода может стать меньше, если часть добавленного кислорода вступит в реакцию с NO до тех новых значений концентраций всех веществ, пока опять не наступит состояние химического равновесия.

Вывод: при добавлении веществ левой части уравнения (увеличении их концентраций) равновесие смещается вправо — в направлении прямой реакции. Соответственно вправо смещается равновесие при удалении конечных веществ, что очень часто используется в химии.

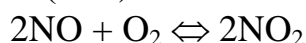
Влево равновесие смещается в результате уменьшения концентраций исходных веществ и увеличения концентраций конечных.

2. Пусть мы стали сжимать систему, т. е. увеличивать давление. Объем системы стал меньше, а количество молекул в первоначальный момент сжатия осталось прежним, но увеличилось число молекул в единице объема, т. е. давление. В соответствии с принципом Ле Шателье уменьшение давления в системе может произойти, если равновесие сместится в сторону меньшего числа молекул газообразных веществ.

В данной реакции из трех молей (трех объемов) образуются два моля (два объема) газа, т. е. в процессе прямой реакции уменьшается число молекул. Поэтому при сжатии (увеличении давления) данной системы равновесие смещается вправо.

Вывод: при увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молекул, меньшего числа молей (меньшего объема) газообразных веществ. При уменьшении давления — наоборот.

3. Рассчитаем тепловой эффект данной реакции, точнее — изменение энтальпии (ΔH°):



Из таблиц термодинамических величин находим:

$$\Delta H^\circ_{\text{NO}} = 90 \text{ кДж}; \quad \Delta H^\circ_{\text{NO}_2} = 34 \text{ кДж}.$$

Изменение энтальпии в реакции, идущей слева направо (ΔH°_1):

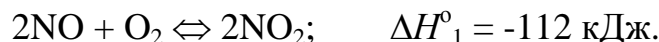
$$\Delta H^\circ_1 = 68 - 180 = -112 \text{ кДж};$$

$$\Delta H^{\circ}_1 = -112 \text{ кДж}; \quad Q = +112 \text{ кДж.}$$

Прямая реакция экзотермическая, что можно записать так:



или



Обратная реакция, реакция идущая справа налево, — эндотермическая. Для нее $\Delta H^{\circ}_2 = +112 \text{ кДж}$; $Q = -112 \text{ кДж}$.

Пусть мы нагреваем систему, в которой находятся эти вещества в состоянии равновесия. Согласно принципу Ле Шателье противодействием нагреванию, выделению тепла будет реакция, идущая с поглощением тепла, т. е. эндотермическая реакция.

Вывод: при нагревании равновесие смещается в сторону эндотермической реакции; при охлаждении — в сторону экзотермической.

Равновесие рассматриваемой реакции при нагревании (повышении температуры) смещается влево — в сторону разложения NO_2 на NO и O_2 .

Глава 5. Способы выражения концентраций веществ в растворе

Способов выражения концентраций может быть много. Наиболее употребительны следующие:

1. *Массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, или процентная концентрация.*

Обозначение: ω или p ; г/100 г раствора

Ее можно определить как массу растворенного вещества, выраженную в граммах, содержащуюся в 100 граммах раствора.

2. *Молярная концентрация или молярность.*

Это количество молей растворенного вещества, содержащееся в одном литре раствора.

Обозначение: M или C_M ; моль/л раствора.

Задача

136 г глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) растворили в 164 г воды. Получился раствор плотностью 1,19 г/мл. Какова процентная концентрация соли (Na_2SO_4) в растворе? Рассчитав процентную концентрацию, пересчитайте ее на молярность.

Решение задачи

1. Расчет процентной концентрации.

При растворении кристаллогидрата следует учесть то, что его кристаллизационная вода перейдет в раствор, увеличив содержание чистой воды.

Рассчитаем, сколько граммов воды из кристаллогидрата соединится со 164 г воды.

Молярная масса кристаллогидрата

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 46 + 32 + 64 + 180 = 322 \text{ г/моль.}$$

В 322 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится 142 г Na_2SO_4 и $18 \cdot 10 = 180$ г H_2O .

Поэтому в 136 г кристаллогидрата находится воды

$$\frac{322 - 180}{136 - x_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{136 \cdot 180}{322} = 76 \text{ г H}_2\text{O}.$$

Соответственно $136 - 76 = 60 \text{ г Na}_2\text{SO}_4$.

В полученном растворе содержится 60 г Na_2SO_4 и $164 + 76 = 240 \text{ г H}_2\text{O}$.

Общая масса раствора равна

$$60 + 240 = 300 \text{ г}.$$

В 300 г раствора находится 60 г Na_2SO_4 . Поэтому процентная концентрация раствора (по Na_2SO_4) равна:

$$p = 60 \cdot 100 / 300 = 20 \text{ \%}.$$

2. Следующий этап решения поставленной задачи — пересчет процентной концентрации на *молярность*.

Процентная концентрация — “весовая” концентрация, молярная — “объемная”. Значит, при пересчете требуется знание плотности раствора.

$$\rho = 1,19 \text{ г/мл}.$$

Определим массу 1 л раствора:

$$m_{1\text{л}} = 1000 \text{ мл} \cdot 1,19 \text{ г/мл} = 1190 \text{ г/л}.$$

Так как $p = 20 \text{ \%}$, то в 1 л раствора содержится

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1190 \cdot 20 / 100 = 238 \text{ г соли}.$$

Узнаем число молей соли ($n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}$):

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{238 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 1,68 \text{ моль/л}.$$

А это и есть искомая молярность:

$$C_M = 1,68 \text{ моль/л}.$$

Глава 6. Растворы электролитов

Ионы в водном растворе

В водных растворах электролитов в результате взаимодействия электролита с молекулами воды (явление *гидратации*) происходит распад электролита на ионы, который называется *электролитической диссоциацией*. *Электролитами* называются вещества, способные в растворе к электролитической диссоциации.

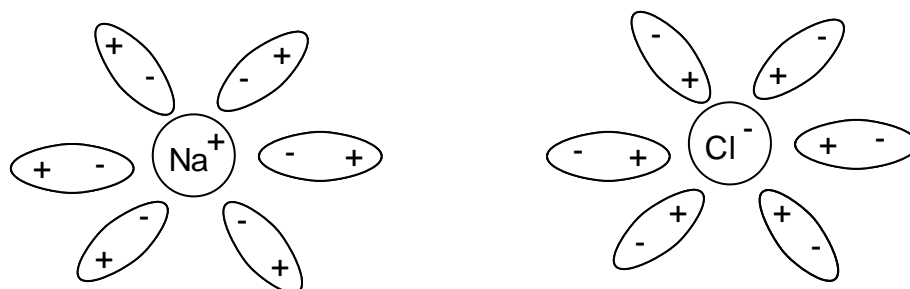
Ионами называются заряженные частицы, несущие на себе положительный заряд (*катионы*) или отрицательный (*анионы*). Следует отличать друг от друга ионы в газе, твердом веществе и растворе.

Ионы в газе друг с другом очень мало связаны. Ионы газа не имеют близкого окружения из других частиц. Частицы газа свободно передвигаются в пространстве. Например, при высокой температуре NaCl может превратиться в газ, состоящий из ионов Na^+ и Cl^- .

В твердом состоянии ионы жестко связаны со своими соседями. Так, в кристалле NaCl ионы Na^+ — это частицы, подвижность которых скована прежде всего ближайшими соседями — ионами хлора (Cl^-), а ионы хлора окружены ионами натрия.

Ионы в растворе также не свободны, хотя значительно подвижнее ионов в твердом веществе.

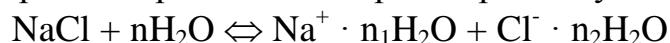
В водном растворе Na^+ и Cl^- окружены гидратной оболочкой из молекул воды, что схематически можно представить так:



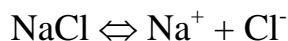
Молекулы воды полярны, поэтому их можно изобразить в виде *диполей*:



В соответствии со сказанным изобразим уравнение электролитической диссоциации хлорида натрия в водном растворе следующим образом:



Однако, в целях краткого написания и в связи с тем, что часто n_1 и n_2 неизвестны, и из-за того, что в химических реакциях в растворах электролитов гидратные оболочки разрушаются, пишут уравнение электролитической диссоциации упрощенно.



Но при этом обязательно подразумевается *гидратная* (в случае любого растворения — *сольватная*) природа ионов в растворе.

Гидратация (сольватация) частиц растворяемого вещества приводит к ослаблению связей между частицами в растворенном веществе, что приводит к его распаду, диссоциации и распределению гидратированных (сольватированных) частиц по всему объему раствора: действует энтропийный фактор.

Сильные и слабые электролиты

По способности электролитов распадаться на ионы в растворах часто их делят на слабые и сильные электролиты.

Сила электролита характеризуется величиной, называемой *степенью электролитической диссоциации* (α), которая представляет собой отношение количества молекул (молей), распавшихся на ионы, к общему количеству растворенных. Сильные электролиты имеют близкие к единице (к 100 %) величины степени электролитической диссоциации (α). Для слабых электролитов α очень мала.

Степень электролитической диссоциации зависит как от природы растворителя, так и природы растворяемого вещества — электролита. Наиболее сильно диссоциации могут подвергаться вещества, имеющие в своем составе доста-

точно полярные и ионные связи. Такими веществами в случае водных растворов являются основания, кислоты, соли.

Примеры сильных электролитов: NaOH, KOH, HCl, H₂SO₄, HNO₃; растворимые в воде соли: NaCl, KCl, Na₂SO₄, KNO₃, NH₄NO₃ и множество др.

Примеры слабых электролитов: NH₄OH, HNO₂, H₂CO₃, CH₃COOH, H₂SO₃.

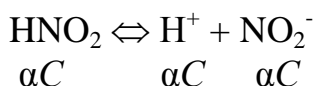
При диссоциации оснований в водном растворе образуется ион гидроксила (OH⁻); кислот — ион водорода (H⁺); солей — катионы остатка основания и анионы кислотного остатка.

Примеры



Помимо степени электролитической диссоциации мерой силы электролита может служить константа электролитической диссоциации (K_d). Эта характеристика применяется обычно в случае растворов слабых электролитов.

Примеры

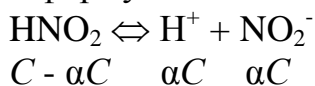


Диссоциация — процесс обратимый. Обозначим исходную концентрацию кислоты через C , а степень электролитической диссоциации — через α .

αC — число молей кислоты, распавшихся на ионы;

αC и αC — концентрации образовавшихся ионов H⁺ и NO₂⁻.

К моменту химического равновесия концентрации веществ будут равны значениям, подписанным под формулами веществ в уравнении реакции



Тогда константа равновесия — константа электролитической диссоциации будет равна

$$K_d = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2] = \alpha C \cdot \alpha C / C - \alpha C = \alpha^2 C / 1 - \alpha$$

Для HNO₂ $K_d = 4 \cdot 10^{-4}$.

Константа мала: HNO₂ — слабая кислота. Поэтому можно пренебречь величиной α в знаменателе. Тогда получим

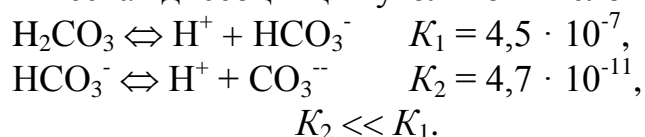
$$K_d = \alpha^2 \cdot C.$$

Так как K_d не должна зависеть от концентраций, то при изменении концентрации электролита степень электролитической диссоциации также изменяется. Например, при разбавлении раствора (при уменьшении концентрации) вещества начинают лучше диссоциировать — увеличивается α .

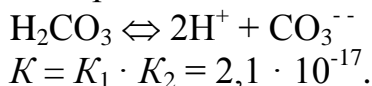
Очень часто диссоциация электролита — в особенности это касается слабых электролитов, например, слабых кислот — происходит по стадиям, константы диссоциации которых могут сильно отличаться друг от друга.

Пример

Электролитическая диссоциация угольной кислоты:

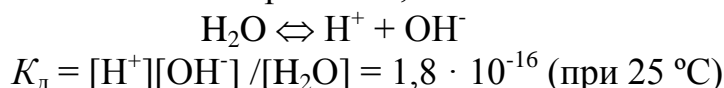


Можно легко показать, что константа диссоциации итогового процесса (К) равна произведению констант промежуточных стадий:



Диссоциация воды

Вода также является электролитом, но очень слабым:



Молярная концентрация воды в 1 л ее равна $1000/18,02 = 55,5$ моль/л.

Из-за слабости воды как электролита количеством воды, распавшейся на ионы, можно пренебречь и считать, что 1 л воды (1000 г) в целом — это 55,5 моль/л:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ моль/л.}$$

Получим далее следующее:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot 1,8 \cdot 10^{-16} = 55,5 \cdot 1,8 \cdot 10^{-16} = 10^{-14}.$$

$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ — называется ионным произведением воды и обозначается K_w .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

K_w обладает свойством константы равновесия, т. е. не зависит от концентрации ионов, но оно зависит от температуры. Так, при 25°C $K_w = 10^{-14}$; при 50°C — $5,4 \cdot 10^{-14}$; при 100°C — $55,0 \cdot 10^{-14}$.

Это говорит о значительном ослаблении связей “О—Н” в воде при нагревании.

$$\text{Итак, } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

В чистой воде, а также в нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л концентрации ионов H^+ и OH^- должны быть одинаковы, что и вытекает из уравнения диссоциации воды



Один моль воды при диссоциации образует один моль ионов H^+ и один моль ионов OH^- .

Очень часто вместо величины концентрации ионов дается показатель степени при основании 10, взятый с обратным знаком. Такие числа называют либо водородным показателем (рН), либо гидроксильным показателем (рОН).

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Для нейтрального раствора (нейтральная среда):

$$\text{pH} = 7 \quad \text{и} \quad \text{pOH} = 7,$$

так как $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л и $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

В кислой среде — избыток ионов водорода над ионами гидроксила:

$$\begin{array}{ll} [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л;} & [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ моль/л;} \\ \text{pH} < 7; & \text{pOH} > 7. \end{array}$$

В щелочной среде:

$$\begin{array}{ll} [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л;} & [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ моль/л;} \\ \text{pH} > 7; & \text{pOH} < 7. \end{array}$$

Если прологарифмировать ионное произведение воды и поставить обратные знаки, то получим простое уравнение связи рН и рОН друг с другом:

$$pH + pOH = 14.$$

Примеры

1. Вычислить рН раствора, если $[H^+] = 0,025$ моль/л.

Представим $[H^+]$ в виде $2,5 \cdot 10^{-2}$. Прологарифмируем это число, изменив знак числа на обратный: $-(\lg 2,5 + \lg 10^{-2}) = -0,4 + 2 = 1,6$.

Ответ: рН = 1,6.

2. рОН раствора равен 4,8. Какова концентрация ионов водорода в растворе?

Если рОН = 4,8, то рН = 14 – рОН = 9,2.

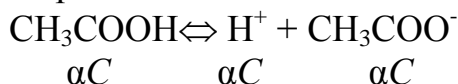
Далее $-\lg [H^+] = 9,2$.

$$\lg [H^+] = -9,2 = -9 - 0,2 = -10 + 0,8.$$

$$[H^+] = 6,3 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

3. Вычислить рН 0,001М раствора уксусной кислоты, если $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Запишем уравнение реакции и обозначим концентрацию кислоты через C , а степень диссоциации — через α .



Продиссоциирует кислота в количестве молей αC , которые превратятся в αC молей CH_3COO^- и αC молей H^+ .

$$[H^+] = \alpha C.$$

Между константой диссоциации K , и C есть зависимость для слабой кислоты (с.): $K_d = \alpha^2 C$. Умножив левую и правую части на “ C ”, получим

$$K_d \cdot C = \alpha^2 C^2.$$

$$\text{Отсюда } \alpha C = \sqrt{K_d \cdot C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-3}} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

$$[H^+] = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

$$pH = -\lg 1,34 \cdot 10^{-4} = -0,13 + 4 = 3,87.$$

Ответ: рН = 3,87.

Ионные реакции

В растворах электролитов химические реакции происходят с участием ионов. При этом ионные равновесия смещаются в сторону связывания частиц — в сторону образования осадка или газообразного вещества, или слабого электролита — и тем сильнее, чем меньше произведение растворимости плохо растворимого электролита или чем меньше растворимость газа в растворе, или чем меньше константа диссоциации слабого электролита.

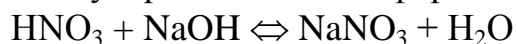
Остановимся на составлении уравнений ионных реакций, учитывая возможное смещение равновесия в растворах электролитов. Составим ионное уравнение для двух реакций.

1. Смешаем растворы азотной кислоты и гидроксида натрия. Ниже показано, что имеется в растворах до их сливания.



При сливании растворов произойдет связывание ионов водорода и ионов гидроксила, так как оно приводит к образованию слабого электролита — воды.

Поэтому уравнения в молекулярной и ионных формах будут следующими:

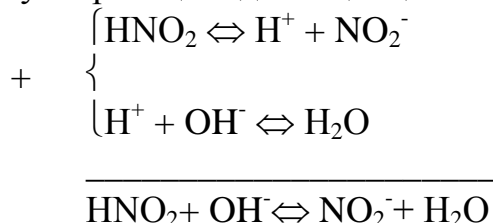


В исходных растворах есть готовые для реакции ионы до смешивания, поэтому в процессе реакции диссоциации HNO_3 и NaOH не происходит, так как HNO_3 и NaOH — сильные электролиты.

2. Сольем растворы азотистой кислоты и гидроксида натрия. Уравнение в молекулярной форме:



В растворе кислоты из-за того, что она слабый электролит, концентрации ионов водорода явно недостаточно для того, чтобы произошло связывание их ионами OH^- . Поэтому при сливании растворов HNO_2 “вынуждена” диссоциировать для образования достаточного для реакции количества ионов H^+ . В исходном растворе кислоты до смещения равновесие диссоциации сильно смещено влево, но под действием щелочи (ионов гидроксила) при сливании растворов равновесие диссоциации кислоты смещается. Поэтому при написании ионного уравнения необходимо учитывать не только связывание ионов H^+ и OH^- , но и “вынужденную” реакцию диссоциации HNO_2 :



В окончательном ионном уравнении слабый электролит, а также осадок и газ записываются в молекулярном виде потому, что именно эти вещества подвергаются диссоциации, разложению или ассоциации, если они образуются в результате реакции.

Итак, способ составления ионных уравнений предполагает написание формул слабых электролитов, осадков и газов в молекулярном, недиссоциированном виде, потому что именно они-то и диссоциируют (или ассоциируют).

Примеры

1. Составьте уравнение реакции в ионной форме.



где CaCO_3 — плохо растворимое вещество;

HCl — сильный электролит: в растворе HCl до реакции имеется достаточное количество ионов для реакции;

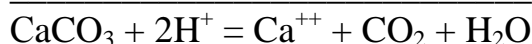
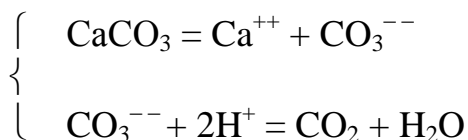
CaCl_2 — хорошо растворимая соль;

CO_2 — газ; H_2O — слабый электролит.

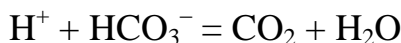
Поэтому уравнение реакции в ионной форме



Это общее ионное уравнение предполагает следующие два уравнения:

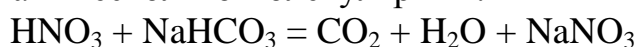


А теперь составим молекулярное уравнение, исходя из ионного. Допустим, требуется написать уравнение реакции в молекулярной форме для ионного уравнения

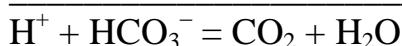
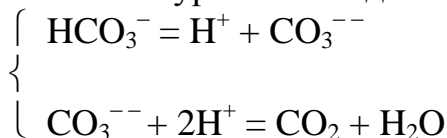


В качестве источника ионов водорода можно взять любую кислоту, но только сильную: HCl , HNO_3 и др.

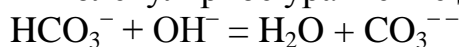
Ионы HCO_3^- могут иметь в растворе хорошо растворимые гидрокарбонаты NaHCO_3 , KHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и другие, т. е. одному ионному уравнению могут соответствовать несколько молекулярных.



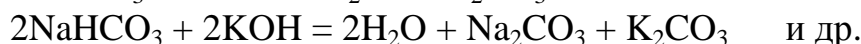
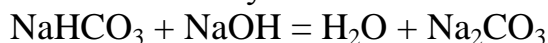
В ионном уравнении здесь также можно предположить две стадии:



2. Составить молекулярное уравнение для ионного:



Таковыми уравнениями могут быть:



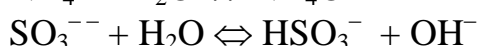
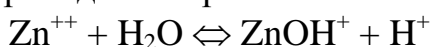
Глава 7. Гидролиз солей

Гидролизом соли называется следующая ступень гидратации ионов соли, идущая с разложением (диссоциацией) молекулы воды.

Гидролизу подвергаются те ионы, при взаимодействии которых с молекулами воды образуются либо слабые основания, либо катионы основной соли, либо слабые кислоты, либо анионы кислых солей, т. е. гидролизуются соли, содержащие катионы слабых оснований, или анионы слабых кислот, или и те и другие.

В качестве примеров приведенных ионов: Na^+ , K^+ , Zn^{++} , NH_4^+ , Cl^- , NO_3^- , SO_3^{--} , SO_4^{--} гидролизуются ионы Zn^{++} , NH_4^+ и SO_3^{--} .

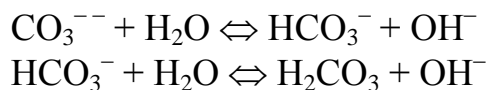
Гидролиз этих ионов приводит к образованию кислой или щелочной среды:



Примеры

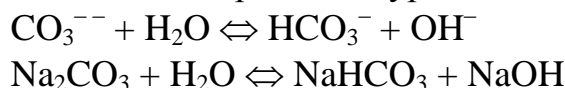
1. Гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 .

Раствор этой соли содержит ионы натрия Na^+ и ионы CO_3^{2-} . Гидролизуется ион CO_3^{2-} , так как он является анионом слабой кислоты:



Вторая стадия идет значительно хуже первой, так как заряд аниона HCO_3^- на единицу меньше заряда иона CO_3^{2-} и ионы OH^- первой стадии подавляют вторую. Поэтому можно не принимать ее во внимание.

Следовательно, гидролиз Na_2CO_3 выражается уравнением

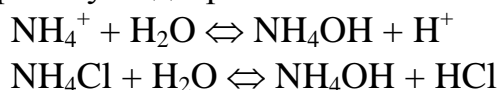


В молекулярной форме приведена формула кислой соли – гидрокарбоната натрия.

Образование ионов OH^- приводит к щелочной среде раствора: $\text{pH} > 7$.

2. Гидролиз хлорида аммония NH_4Cl .

В растворе содержатся ионы NH_4^+ и Cl^- . Ионы хлора не гидролизуются: HCl – сильная кислота. Гидролизу подвергается ион аммония NH_4^+ :



Среда кислая, $\text{pH} < 7$.

Гидролиз — обратимый процесс. Напишем выражение константы гидролиза (K_{Γ}):

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Концентрацию воды можно считать постоянной.

Умножим числитель и знаменатель на одну и ту же величину $[\text{OH}^-]$:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

Тогда в написанном выражении можно увидеть ионное произведение воды: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ в числителе и константу диссоциации NH_4OH в знаменателе:

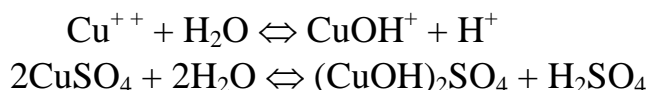
$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Следовательно:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_{\text{Д}}}$$

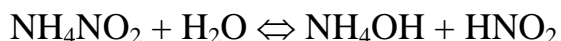
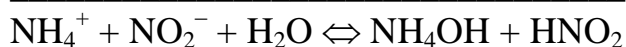
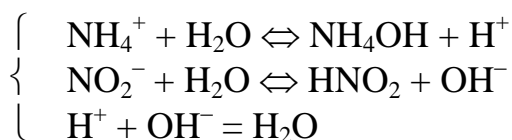
Константа гидролиза соли (иона) тем больше, чем больше K_w , которая заметно изменяется с изменением температуры, и чем меньше $K_{\text{Д}}$, т. е. чем слабее получающийся электролит.

3. Гидролиз сульфата меди CuSO_4 .



Образовалась основная соль (катион основной соли); среда – кислая $\text{pH} < 7$.

4. Гидролиз нитрита аммония NH_4NO_2 .



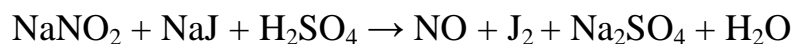
Гидролизуются и катион, и анион, получаются в реакции слабое основание и слабая кислота. Поэтому среда близка к нейтральной $\text{pH} \approx 7$.

Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции

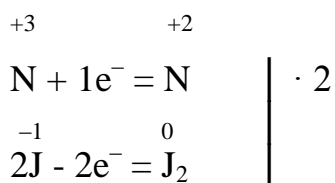
Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних частиц к другим. В результате этого изменяются степени окисления химических элементов в веществах. Поэтому можно считать признаком окислительно-восстановительной реакции изменение степени окисления некоторых химических элементов в реакции.

Вещества, отдающие электроны, называются *восстановителями* – они в процессе реакции окисляются; вещества, принимающие электроны, называются *окислителями*, которые в реакции восстанавливаются.

Пример

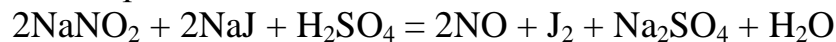


В результате реакции изменяются степени окисления азота и иода, что покажем в виде схемы



NaNO_2 – окислитель; NaJ – восстановитель.

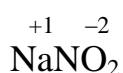
В соответствии со схемой изменения степеней окисления поставим коэффициенты в уравнении реакции.



Напомним для тех, кто забыл, как находится степень окисления химического элемента в веществе.

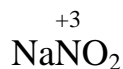
Степенью окисления называется условный заряд атома при предположении, что в химической связи его с другим атомом произошло полное смещение электронной пары в сторону одного из атомов – в сторону более электроотрицательного, т. е. при предположении наличия в веществе только ионных связей. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.

NaNO_2 . Напишем степени окисления элементов над их символами:



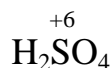
Определим степень окисления азота:

$$+1 + x - 4 = 0; x = +3$$



NaJ. Здесь все очевидно: $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{J}}$

H_2SO_4 $\overset{+1}{\text{H}}\overset{x}{\text{S}}\overset{-1}{\text{O}_4}$
 $2 + x - 8 = 0; x = +6$



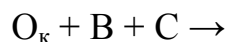
NO $\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$

J_2 . Простое вещество, поэтому $\overset{0}{\text{J}_2}$

Na_2SO_4 $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$

H_2O $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$

Во многих химических реакциях имеет место следующая функциональная схема реакции:



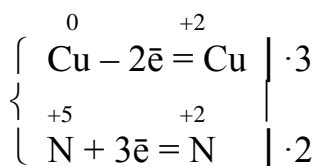
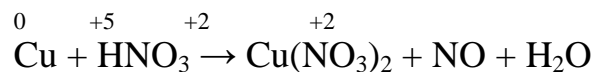
Где O_k – окислитель;

B – восстановитель;

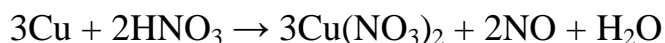
C – среда. “Средой” назовем вещество, в котором не происходит изменения степени окисления химического элемента, но оно необходимо для протекания реакции. Так, наличие определенной среды — кислой, щелочной или нейтральной — очень часто необходимо для протекания окислительно-восстановительной реакции.

В рассмотренной только что реакции роль среды выполняет H_2SO_4 .

Еще один пример окислительно-восстановительной реакции:

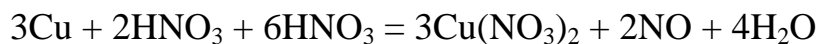


Соотношение между количествами восстановителя Cu и окислителя (HNO_3) – 3 : 2.



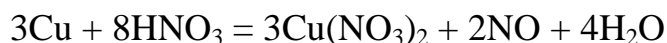
Однако HNO_3 — не только окислитель, но и выполняет функцию среды: связывает получающуюся двухвалентную медь в нитрат меди.

Поэтому получаем окончательное уравнение



В Ок С

или



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций при неизвестных продуктах реакций значительно сложнее. В этом случае требуется знание важнейших степеней окисления химических элементов и некоторых конкретных свойств их соединений.

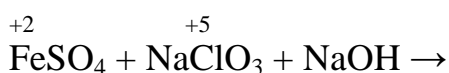
Рекомендации по составлению полного уравнения окислительно-восстановительной реакции при неизвестных продуктах можно свести к следующему. Это умение связано с умением находить наиболее вероятные продукты реакции.

Рассмотрим сказанное на примере. Пусть требуется составить уравнение

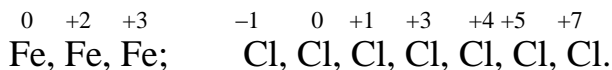


1. Сначала определим, может ли быть реакция окислительно-восстановительной, т. е. есть ли в веществах атомы химических элементов, склонных к изменению степеней окисления.

Таковыми являются Fe и Cl:

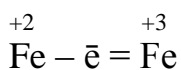
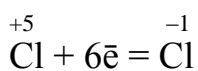


2. Укажем на основные степени окисления тех химических элементов, которые могут изменить степень окисления в данной реакции:



Наиболее характерная степень окисления хлора подчеркнута.

3. Напишем предполагаемые схемы изменения степеней окисления элементов таким образом, чтобы, во-первых, одновременно имело место окисление и восстановление и, во-вторых, были бы учтены тенденции элементов к приобретению наиболее часто проявляемых ими степеней окисления.



4. Присвоим каждому из исходных веществ определенную функцию: окислителя или восстановителя, или, возможно, среды.

В данном случае

окислитель – NaClO₃;

восстановитель – FeSO₄;

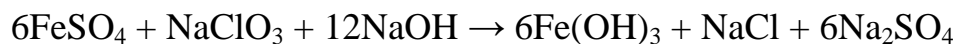
вещество среды – NaOH.

5. В правой части уравнения реакции укажем наиболее вероятные продукты в соответствии со схемой изменения степеней окисления и условиями, в частности, характером среды (кислая, щелочная, нейтральная); реакция протекает при сплавлении, в газообразной фазе и т. д.

В рассматриваемой реакции с учетом щелочной среды соединением железа со степенью окисления +3 будет гидроксид железа (III), а наиболее вероятное соединение хлора после реакции – хлорид натрия:



6. Подберем коэффициенты перед формулами веществ в уравнении реакции в соответствии со схемой изменения степеней окисления:



Для уравнивания количества кислорода и водорода оказывается необходимым к левой части уравнения прибавить 3 молекулы воды. Получим окончательное уравнение:



Глава 9. Гальванический процесс и электролиз

Гальваническим процессом называется процесс получения электрического тока в результате самопроизвольно протекающей химической окислительно-восстановительной реакции. Подобный процесс осуществляется в устройстве, называемом *гальваническим элементом*.

Классическим примером гальванического элемента является медно-цинковый гальванический элемент (элемент Даниэля-Якоби).

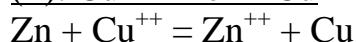
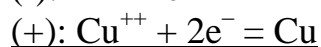
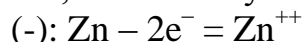
Гальванический элемент состоит из двух полуэлементов:

1) цинковая пластина (цинковый электрод) опущена в водный раствор сульфата цинка;

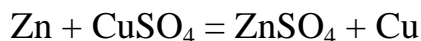
2) медный электрод опущен в раствор сульфата меди.

Оба электрода соединены металлическим проводником (проводник I рода), а водные растворы замкнуты электролитическим ключом, в котором происходит движение ионов (проводник II рода).

Во внешней электрической цепи создается разность электрических потенциалов (ЭДС) за счет разных электродных потенциалов (φ) на границах “металл—раствор” в обоих полуэлементах, соответствующих следующим уравнениям:



В молекулярной форме



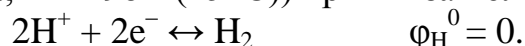
Происходит окислительно-восстановительная реакция:

Zn – восстановитель;

$\text{Cu}^{++}(\text{CuSO}_4)$ — окислитель.

Общая реакция разбита на две части — *полуреакции*: окисление цинка и восстановление меди. Передача электронов, отдаваемых цинком и принимаемых ионами меди, происходит не при непосредственном контакте веществ, а через внешнюю цепь. В этом заключается суть гальванического процесса.

Электродные потенциалы отнесены к стандартному платино-водородному электроду, потенциал которого в стандартных условиях ($[\text{H}^+] = 1$ моль/л; $p = 1,013 \cdot 10^5$ Па; $T = 298\text{K}$ (25°C)) принят за ноль



Электродные потенциалы медного и цинкового электродов при концентрациях ионов, равных 1 моль/л, соответственно равны:



ЭДС (E) такого гальванического элемента при единичных концентрациях равна:

$$E = \varphi_{\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Zn}}^0 = +0,34\text{В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,10 \text{ В}.$$

При концентрациях, отличных от единицы, следует использовать уравнение Нернста (при 25 °С, т. е. при 298 К):

$$\varphi = \varphi^0 + (0,059/n) \cdot \lg[\text{Me}^{n+}],$$

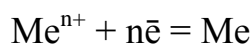
где φ — электродный потенциал данной полуреакции при $C \neq 1$ (C — концентрация);

φ^0 — стандартный электродный потенциал;

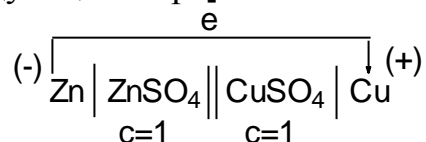
n — число электронов, присоединяемых ионом металла, или заряд иона;

\lg — десятичный логарифм.

Уравнение полуреакции:

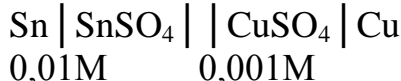


Схематически рассматриваемый медно-цинковый гальванический элемент можно изобразить следующим образом:



Задача

Вычислить ЭДС следующего гальванического элемента и показать процессы, происходящие в нем:



Под формулами веществ написаны их молярные концентрации.

Решение

По таблице стандартных электродных потенциалов находим

$$\varphi_{\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}.$$

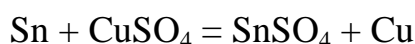
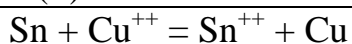
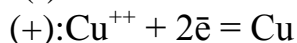
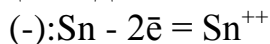
Используя уравнение Нернста, вычислим φ_{Sn} и φ_{Cu} .

$$\varphi_{\text{Sn}} = -0,14 + (0,059/2) \cdot \lg[10^{-2}] = -0,14 - 0,06 = -0,20 \text{ В},$$

$$\varphi_{\text{Cu}} = +0,34 + (0,059/2) \cdot \lg[10^{-3}] = +0,34 - 0,09 = +0,25 \text{ В},$$

$$E = +0,25 - (-0,20) = 0,45 \text{ В}$$

Реакции, происходящие в данном гальваническом элементе:



Пример

Каково значение электродного потенциала водородного электрода не при $[\text{H}^+] = 1$ моль/л, а в нейтральной среде?

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л.

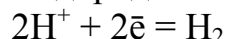
Для полуреакции: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$.

В стандартных условиях электродный потенциал равен нулю:

$$\varphi_{\text{H}}^0 = 0.$$

При концентрациях ионов водорода $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л
 $\varphi_H = \varphi_H^0 + (0,059/1) \cdot \lg[H^+] = 0 + 0,059 \cdot \lg[10^{-7}] = -0,41$ В
 $\varphi_H = -0,41$ В

Т. е. в нейтральной среде $\varphi_H = -0,41$ В при $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л или рН=7.
 Так как рН= $-\lg[H^+]$, то для “водородной полуреакции”



уравнение Нернста можно написать в следующем виде:

$$\varphi_H = -0,059 \text{ рН}$$

Примеры

Для рН = 0	$\varphi_H^0 = 0$ (это и есть стандарт);
для рН = 5	$\varphi_H = -0,30$ В;
для рН = 10	$\varphi_H = -0,59$ В;
для рН = 14	$\varphi_H = -0,83$ В.

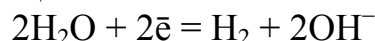
Электролиз

Электролизом называется химический процесс, происходящий в результате пропускания через расплав или раствор электролита постоянного электрического тока.

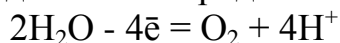
В отличие от гальванического процесса электролиз — незапроизвольный процесс: окислительно-восстановительные реакции при электролизе протекают под воздействием внешнего источника тока. На электродах — катоде (-) и аноде (+) — разряжаются вещества в определенной последовательности.

При электролизе водного раствора, содержащего катионы металла, расположенного в ряду стандартных электродных потенциалов (в ряду активности металлов) правее алюминия, т. е. при $\varphi > -1,66$ В, на катоде выделяется металл.

При электролизе растворов, содержащих ионы металла, расположенного в ряду стандартных электродных потенциалов левее алюминия включительно, разряжаются ионы водорода с выделением свободного водорода, точнее — вода в соответствии с полуреакцией



На аноде в первую очередь разряжаются анионы бескислородных кислот Cl^- ; Br^- ; I^- ; S^{2-} , исключая ионы F^- . В присутствии кислородсодержащих анионов SO_4^{2-} ; CO_3^{2-} ; NO_3^- ..., а также F^- на аноде происходит полуреакция с выделением свободного кислорода:



Количество (масса, объем) выделившегося на электроде вещества подчиняется законам Фарадея, что можно выразить формулой

$$m = (m_{\text{Э}} \cdot Q)/F \quad \text{или} \quad m = (m_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau)/F,$$

где m — масса выделившегося вещества, г;

$m_{\text{Э}}$ — его эквивалентная масса, г/экв;

Q — количество электричества, Кл;

F — число Фарадея, равное 96500 Кл;

I — сила тока, А;

τ — время пропускания тока, с.

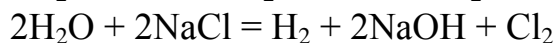
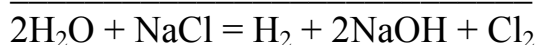
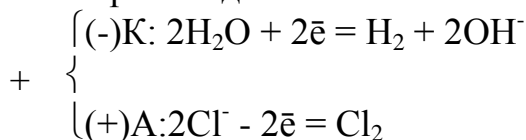
Задача

Какие вещества и в каких количествах (масса, объем) образуются при электролизе раствора, содержащего 5,85 г NaCl. Какое количество электричества требуется для разложения всей соли?

Решение

На катоде ионы натрия не разряжаются, так как электродный потенциал Na очень мал: $\varphi_{\text{Na}}^0 = -2,71\text{В}$, а разлагается вода; а на аноде разряжаются ионы Cl⁻.

Электролиз происходит в соответствии с уравнениями

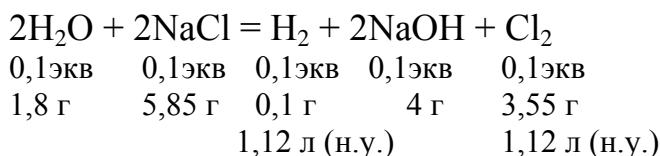


Молярная масса NaCl — 58,5 г/моль. Разложилось 5,85 г. Это 0,1 моль или 0,1 экв. соли.

Следовательно:

пропущено 9650 Кл электричества, т. е. 0,1F;

разложилось и образовалось каждого вещества по 0,1 экв, что приводит к следующим величинам, которые укажем под формулами веществ в уравнении химической реакции:



Полученные результаты находятся в полном соответствии с законами Фарадея, которые можно считать частным случаем более общего закона — закона эквивалентов.

Глава 10. Комплексные соединения

Комплексными соединениями называются вещества, содержащие в своем составе *сложные* ионы, существующие и в кристалле этого вещества, и в его растворе.

Комплексное соединение состоит из внешней координационной сферы и внутренней координационной сферы, являющейся сложным ионом, составленным из центральной частицы — *комплексообразователя*, — и окружающих его частиц, называемых *лигандами*.

Обычно комплексообразователь — положительно заряженный ион; лиганды — либо отрицательно заряженные ионы, либо нейтральные молекулы. Количество лигандов определяется *координационным числом* (обозначим *n* или *k* ч.).

Заряд комплексного иона внутренней координационной сферы равен сумме зарядов всех частиц, входящих в сложный ион, заряд которого компенсируется зарядом частиц внешней координационной сферы.

Примеры

1. $K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат (III) калия;
три иона калия — внешняя координационная сфера;
 $[Fe(CN)_6]^{3-}$ — комплексный ион (внутренняя координационная сфера);
 Fe^{+++} — комплексообразователь;
 CN^- — анион синильной кислоты HCN, лиганд;
6 — координационное число ($n = 6$);
Заряд комплексного иона:

$$+3 - 6 = -3.$$

Три минуса компенсируются тремя плюсами ионов калия.

2. $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ — сульфат тетраамминмеди (II);
 Cu^{++} — комплексообразователь;
молекулы NH_3 — лиганды;

$$n = 4;$$

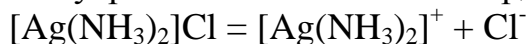
$[Cu(NH_3)_4]^{++}$ — комплексный ион с зарядом +2.

Комплексные ионы зачастую обладают большой устойчивостью, иначе комплексного соединения не образовалось бы. Однако в некоторой небольшой степени сложные ионы могут разлагаться на свои составные части, что определяется константой соответствующего равновесия, называемой *константой нестойкости*.

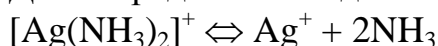
Пример

$[Ag(NH_3)_2]Cl$ — хлорид диамминсеребра.

При растворении в воде очень легко происходит диссоциация этого вещества на внутреннюю и внешнюю координационные сферы:



Далее предположим диссоциацию, распад самого комплексного иона:

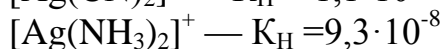
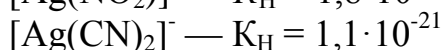
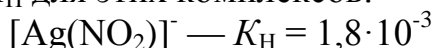


$$K_H = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2^+]} = 9,3 \cdot 10^{-8}$$

K_H — константа нестойкости.

Малое численное значение K_H указывает на сильное смещение равновесия диссоциации комплексного иона в левую сторону, т. е. на прочность комплекса.

Ионы серебра могут образовывать комплексы и с разными лигандами, например: с ионами NO_2^- ; ионами CN^- ; молекулами NH_3 и др. Приведем значения K_H для этих комплексов:



Сравнивая эти комплексы, можно сказать, что самым прочным комплексом является цианидный комплекс, так как его константа нестойкости наименьшая.

Упражнения

1. Составить формулу комплексного соединения, состоящего из комплекссообразователя — Fe^{+++} и лигандов — ионов F^- ; $n = 6$. В состав внешней координационной сферы поместите либо ионы натрия, либо ионы хлора.

Решение

Формула комплексного иона: $[\text{FeF}_6]^{3-}$. Это — анион, поэтому в состав внешней координационной сферы входят катионы натрия:

$\text{Na}[\text{FeF}_6]$ — гексафтороферрат (III) натрия.

2. То же самое сделать с Cu^{++} ; Cu^+ ; лигандами CN^- и NH_3 ; $n_{\text{Cu}^{++}}=4$; $n_{\text{Cu}^+}=2$.

Ответ

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ — хлорид тетраамминмеди (II);

$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ — тетрацианокупрат (II) натрия;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ — хлорид диамминмеди (I);

$\text{Na}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ — дицианокупрат (I) натрия;

Контрольная работа

Далее приводятся контрольные задания, содержащие по десять вопросов, соответствующих темам, рассмотренным в пособии.

При решении задач используйте таблицы данные в приложении.

При выборе номера задания следует ориентироваться на Ваш номер зачетной книжки. Последние две цифры номера — это число, которое нужно разделить на 20 (если оно больше 20), т.к. представлено только 20 вариантов. Остаток деления дает Вам номер задания, которое надо выполнить. Студенты, номера зачетов которых заканчиваются на 20, 40, 60, 80, 100 — делают 20 вариант.

Пример: 71 делить 20 = 3 и 11 в остатке. 11 — это номер Вашего задания.

Другие примеры:

Последние две цифры в зачетной книжке

01; 02;10;20
21;30;40
99

Номер задания

1; 2;10;20
1;10;20
19

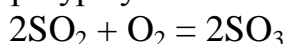
Образец выполнения задания

1. Напишите молекулярную и структурную формулы следующих солей: гидроселената магния и перхлората гидроксостронция. Каким основаниям, кислотам и оксидам соответствуют эти соли?

2. Какова формула кристаллогидрата гидрофосфата кальция? Его состав: Ca — 23,3 %; H — 2,91 %; P — 18,0 %; O — 55,8 %.

3. Электронная конфигурация внешнего электронного слоя некоторого химического элемента $3s^23p^3$. Какой это химический элемент? Сколько протонов и нейтронов содержит изотоп этого химического элемента с массовым числом 31? Приведите примеры соединений данного химического элемента.

4. При некоторой температуре установилось равновесие в химической системе



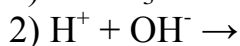
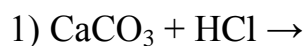
при следующих концентрациях веществ: $[\text{O}_2] = 0,07$ моль/л; $[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{SO}_3] = 0,05$ моль/л.

Каковы были исходные концентрации кислорода и сернистого газа? В какую сторону сместится равновесие этой реакции при следующих условиях:

1) повышении давления и 2) нагревании?

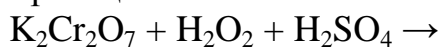
5. В 2 л воды растворили 500 г $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте для полученного раствора массовую долю в процентах (процентную концентрацию), молярность. Плотность раствора 1,11 г/мл.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите уравнения возможных реакций гидролиза в ионной и молекулярной формах и укажите характер среды растворов этих солей ($\text{pH} > 7$; < 7 или ≈ 7): NH_4NO_2 ; NH_4NO_3 ; NaCl ; CdCl_2 ; Rb_2SO_3 .

8. Составьте уравнение реакции



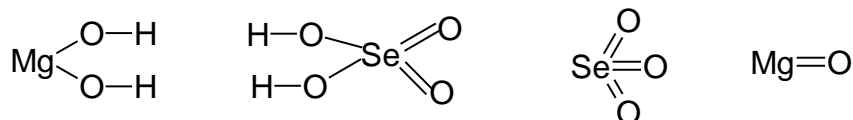
9. Составьте формулы комплексных соединений одно- и двухвалентной меди, если их координационные числа соответственно равны 2 и 4. В качестве лигандов используйте: 1) молекулы аммиака и 2) анионы CN^- . В состав внешней координационной сферы включите либо ионы Na^+ , либо ионы Cl^- .

Ответы на вопросы задания

Вопрос 1

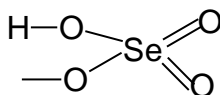
1. Гидроселенат магния — это соль селеновой кислоты H_2SeO_4 и гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а также оксидов SeO_3 и MgO .

Их структурные формулы:



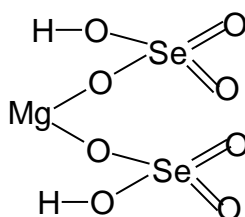
Остаток основания в соли: Mg

Соль — кислая, поэтому в кислотном остатке содержится незамещенный атом водорода:



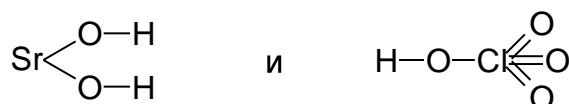
Молекулярная формула: $\text{Mg}(\text{HSeO}_4)_2$

Структурная формула:

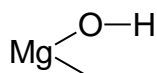


2. Хлорат гидроксостронция — соль гидроксида стронция $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и хлорной кислоты HClO_4

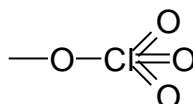
Их структурные формулы:



Соль — основная, поэтому в остатке основания содержится незамещенная группа “OH”:

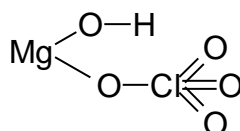


Остаток кислоты:



Молекулярная формула: MgOHClO_4 .

Структурная формула:



Вопрос 2

1. В условиях задачи дано содержание каждого из элементов в процентах (подразумеваются массовые проценты). Поэтому мы вправе предположить, что для расчетов можно взять 100 г вещества. Тогда в 100 г вещества масса каждого из химических элементов будет равна:

кальция—23,3 г; водорода—2,91 г; фосфора—18,0 г; кислорода—55,8 г.

Рассчитаем количество молей атомов химических элементов в 100 г соединения (n), учитывая их атомные массы:

$$n_{\text{Ca}} : n_{\text{H}} : n_{\text{P}} : n_{\text{O}} = \frac{23,3}{40} : \frac{2,91}{1} : \frac{18,0}{31} : \frac{55,8}{16} = 0,583 : 2,91 : 0,581 : 3,49$$

Чтобы количество каждого атома не было дробным числом, разделим полученные числа на наименьшее из них. Получим

$$n_{\text{Ca}} : n_{\text{H}} : n_{\text{P}} : n_{\text{O}} = 1 : 5 : 1 : 6.$$

Общая формула вещества: CaH_5PO_6 .

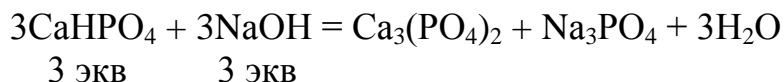
Формула безводного гидрофосфата кальция: CaHPO_4 .

Наличие лишних 4-х атомов водорода и 2-х атомов кислорода говорит о содержании в кристаллогидрате 2-х молекул воды.

Итак, формула кристаллогидрата: $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

2. Так как в одном моле гидрофосфата кальция содержится один моль атомов водорода, то для его нейтрализации при превращении кислой соли потребуется 1 экв щелочи.

Например:

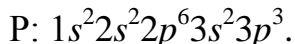


Вопрос 3

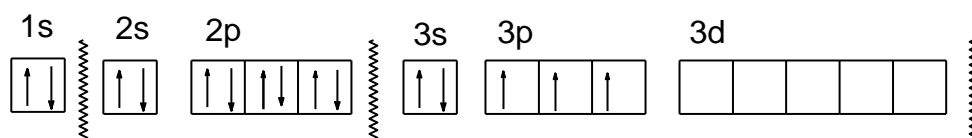
1. Во внешнем электронном слое химического элемента содержатся электроны $3s^2 3p^3$. Внешний слой — третий ($n = 3$), его образуют 2 электрона с $l = 0$ и 3 электрона с $l = 1$

Состав внешнего электронного слоя данного химического элемента указывает на то, что он в Периодической таблице находится на пересечении 3-его периода и 5-й группы (главной подгруппы). Это — фосфор.

Напишем его полную электронную конфигурацию



То же с помощью квантовых ячеек:



2. В ядре атома фосфора с массовым числом ${}_{17}^{31}\text{P}$ содержится 15 протонов и 16 нейтронов ($31 - 15 = 16$).

15 — порядковый номер фосфора в Периодической системе Д. И. Менделеева.

3. В химических соединениях фосфор чаще всего проявляет степени окисления: -3 ; 0 ; $+3$; $+5$.

Примеры соединений, соответствующие этим степеням окисления:

⁻³

P: PH₃ — фосфин; Na₃P; Ca₃P₂ — фосфиды.

⁰

P: Белый и красный фосфор.

⁺³

P: P₂O₃ — оксиды фосфора (III), или фосфористый ангидрид; H₃PO₃ — фосфористая кислота и ее соли.

⁺⁵

P: P₂O₅ — оксид фосфора (V), или фосфорный ангидрид; фосфорные кислоты H₃PO₄, HPO₃, H₄P₂O₇ и их соли.

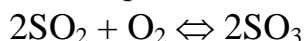
Вопрос 4

1) Сначала определим исходные концентрации веществ — сернистого газа и кислорода. Для этого под формулами веществ реакции напишем три вида концентраций:

а) концентрации веществ в первоначальный момент (исходные концентрации);

б) изменение концентраций в результате химической реакции, дошедшей до состояния равновесия;

в) концентрации веществ в момент равновесия:



Исходные концентрации: 0,09 0,095 0

Изменение концентраций: 0,05 0,025 0,05

Равновесные концентрации: 0,04 0,07 0,05

Для образования 2 моль SO₃ требуется согласно уравнению реакции 1 моль O₂ и 2 моль SO₂, а для образования 0,05 моль SO₃ — 0,025 моль O₂ и 0,05 моль SO₂.

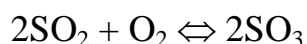
Следовательно, исходные концентрации соответственно равны:

$$[\text{SO}_2]_{\text{исх}} = 0,04 + 0,05 = 0,09 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,07 + 0,025 = 0,095 \text{ моль/л.}$$

2. В результате прямой реакции происходит уменьшение числа молей газообразных веществ; поэтому при повышении давления, согласно принципу Ле Шателье равновесие смещается вправо.

3. Для того чтобы узнать, как повлияет нагревание, рассчитаем тепловой эффект химической реакции (изменение энтальпии). Под формулами веществ подпишем справочные стандартные энтальпии образования веществ (см. табл А.2).



$$\Delta H^\circ: \quad -297 \quad 0 \quad -395 \quad \text{кДж/моль}$$

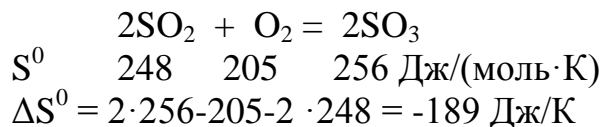
$$\Delta H^\circ \text{ реакции} = -2 \cdot 395 + 2 \cdot 297 = -196 \text{ кДж}$$

Изменение энтальпии при образовании 2 моль SO₃ равно: $\Delta H^0 = -196$ кДж.

Прямая реакция — экзотермическая. Поэтому при нагревании в соответствии с принципом Ле Шателье равновесие будет смещаться в левую сторону — в сторону эндотермической реакции.

4. Заодно ответим и на вопрос: возможна ли реакция?

Рассчитаем изменение энтропии в процессе реакции, используя справочные стандартные значения абсолютных энтропий:



$$\Delta S^0 = -189 \text{ Дж}/\text{К}$$

Уменьшение энтропии понятно: уменьшается число молей газообразных веществ.

Теперь рассчитаем стандартное изменение энергии Гиббса:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -196 + 298 \cdot 0,189 = -140 \text{ кДж},$$

$$\Delta G^0 = -140 \text{ кДж},$$

$\Delta G^0 < 0$, поэтому реакция возможна.

Однако при обычных условиях реакция не протекает из-за большой величины энергии активации (E_a).

Преодолению энергии активации (активационного барьера) способствует введение катализатора, в частности платины.

Вопрос 5

Так как в 2 л (2000 г) воды растворили 500 г кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, то общая масса раствора оказалась равной

$$2000 \text{ г} + 500 \text{ г} = 2500 \text{ г}.$$

В образовавшемся растворе масса воды увеличилась за счет кристаллизационной воды кристаллогидрата. Для дальнейших расчетов необходимо узнать, сколько воды, а также безводной соли содержится в 500 г $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Молярная масса SrCl_2 : $87,6 + 71 = 158,6 \text{ г}/\text{моль}$.

87,6 — атомная масса стронция.

Масса шести молей воды: $6 \cdot 18 = 108 \text{ г}$.

Молярная масса $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$: $158,6 + 108 = 266,6 \text{ г}/\text{моль}$.

В 266,6 г кристаллогидрата содержится 158,6 г безводной соли и 108 г кристаллизационной воды.

Далее узнаем, сколько соли и воды находится в 500 г кристаллогидрата:

SrCl_2 :	266,6—158,6	$m_{\text{SrCl}_2} = 297 \text{ г}$
	500— m_{SrCl_2}	
H_2O :	266,6—108	$m_{\text{H}_2\text{O}} = 203 \text{ г}$
	500— $m_{\text{H}_2\text{O}}$	

Общая масса воды в растворе: $2000 \text{ г} + 203 \text{ г} = 2203 \text{ г}$.

В 2500 г раствора содержится 297 г SrCl_2 .

Теперь можно перейти к расчету разных способов выражения концентраций для данного раствора.

Процентная концентрация (P)

$$P = \frac{297 \cdot 100}{2500} = 11,9 \%$$

Молярность (C_M)

Масса 1л раствора: $1,11 \text{ г}/\text{мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1110 \text{ г}/\text{л}$.

Содержание соли в растворе: $1110 \cdot 0,119 = 132,1$ г.

Количество молей соли: $132,1/M_{\text{SrCl}_2} = 132,1/158,6 = 0,833$ моль/л.

$C_M = 0,833$ моль/л.

Вопрос 6

1. Закончим уравнение



где CaCO_3 — плохо растворимое вещество;

CO_2 — газ;

H_2O — слабый электролит.

Поэтому уравнение реакции в ионной форме имеет вид



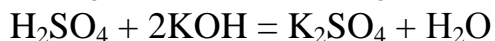
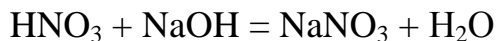
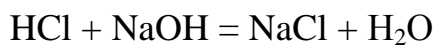
2. Закончим ионное уравнение, переведя его в молекулярное:



Это уравнение реакции нейтрализации кислоты щелочью с образованием слабого электролита — воды.

Нетрудно понять, что этому ионному уравнению может отвечать не одно, а много молекулярных уравнений, но только с условием, чтобы взаимодействовали друг с другом сильные кислоты и сильные основания и чтобы соль была растворимой.

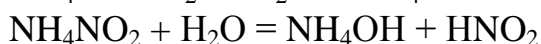
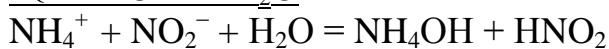
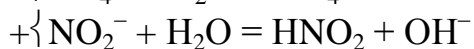
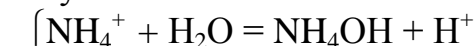
Примеры



Вопрос 7

NH_4NO_2

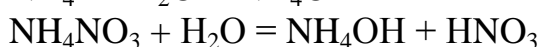
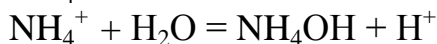
В растворе этой соли имеются ионы NH_4^+ и NO_2^- . Так как NH_4^+ — катион слабого основания, а NO_2^- — анион слабой кислоты, то оба они подвергаются гидролизу:



Реакция раствора близка к нейтральной: $\text{pH} \approx 7$.

NH_4NO_3

NH_4OH — слабое основание; HNO_3 — сильная кислота.



Среда кислая: $\text{pH} < 7$.

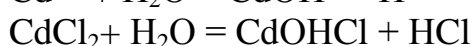
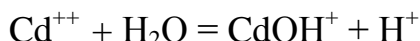
NaCl

Ни катион Na^+ , ни анион Cl^- не гидролизуются, так как NaOH и HCl сильные электролиты. Гидролиза соли не происходит. Среда близка к нейтральной: $\text{pH} \approx 7$.

В отличие от гидролиза NH_4NO_2 , где оба иона гидролизуются, что приводит к нейтральной среде, раствор хлорида натрия нейтрален по другой причине: нет гидролиза.

CdCl_2

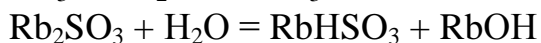
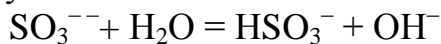
Соль слабого основания и сильной кислоты:



Среда кислая: $\text{pH} < 7$.

Rb_2SO_3

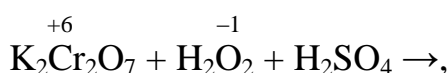
Соль сильного основания RbOH и слабой сернистой кислоты H_2SO_3 . Гидролизует анион:



Среда щелочная: $\text{pH} > 7$.

Вопрос 8

В реакции



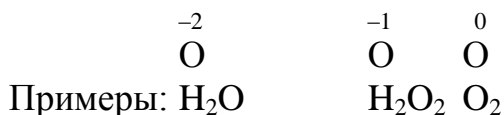
наиболее вероятно изменение степеней окисления хрома и кислорода.

Важнейшие степени окисления хрома:



Среди них наиболее характерны в соединениях Cr и Cr.

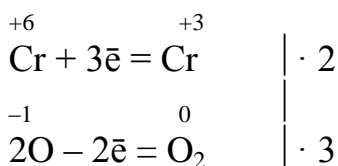
В перексиде водорода кислород имеет не очень характерную для него степень окисления -1 . Возможные степени окисления:



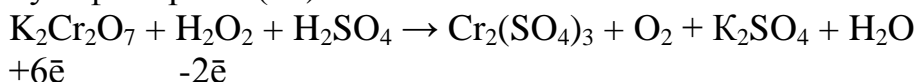
Можно сделать вывод: степень окисления -1 —промежуточная; она может понижаться до -2 или повышаться до 0 . Направление изменения степени окисления кислорода в H_2O_2 зависит от другого вещества — “партнера” по реакции.

Так как хром со степенью окисления $+6$ имеет возможность понижения степени окисления до $+3$, то кислород со степенью окисления -1 будет повышать степень до нуля.

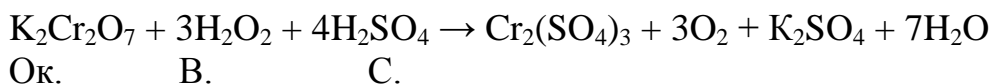
Схема изменения степеней окисления в данной реакции:



Следовательно, в результате окисления перекиси водорода образуется свободный кислород, а дихромат калия восстанавливается до соединения хрома со степенью окисления $+3$; учитывая наличие в реакции сернокислой среды, это будет сульфат хрома (III).



В соответствии со схемой изменения степеней окисления подберем коэффициенты.



Ок. В. С.
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ —окислитель;
 H_2O_2 —восстановитель;
 H_2SO_4 —среда.

Вопрос 9

1. Сначала составим формулу комплексного иона.

Комплексообразователь: Cu^+ ; лиганды: молекулы NH_3 ; координационное число (n) = 2; заряд комплексного иона $+1$.



В состав внешней координационной сферы включим анион Cl^- и окончательно формула комплексного соединения будет следующей:

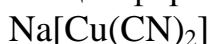


хлорид диамминмеди (I)

2. Комплексообразователь: Cu^+ ; лиганды: анионы CN^- ; координационное число (n) = 2; заряд комплексного иона -1 .



Общая формула:



Дицианокупрат (I) натрия

3) Комплексообразователь: Cu^{++} ; лиганды: молекулы NH_3 ; координационное число (n) = 4; заряд комплексного иона +2.



Общая формула:

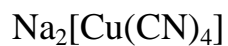


Хлорид тетраамминмеди (II)

4) Комплексообразователь: Cu^{++} ; лиганды: анионы CN^- ; координационное число (n) = 4; заряд комплексного иона -2.



Общая формула:



Тетрацианокупрат (II) натрия

Задание 1

1. Напишите молекулярную и структурную формулы сульфита гидроксоцинка. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

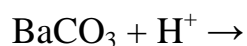
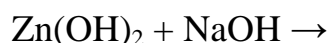
2. Вычислите молекулярную массу вещества, если 5,8 л его при температуре 17° С и давлении 152 кПа имеют массу 11г. Какова плотность этого газа по водороду и по воздуху?

3. Атом некоего химического элемента имеет массовое число 22. Строение внешнего электронного слоя атома $3s^1$. Сколько протонов и нейтронов содержит ядро этого атома? Приведите примеры веществ, содержащих этот химический элемент.

4. Рассчитайте изменение стандартных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции разложения хлорида аммония на хлористый водород и аммиак и сделайте вывод о прочности или непрочности хлорида аммония. Напишите уравнение константы равновесия образования этой соли.

5. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 1,5 л нитрата кобальта (II) концентрации $C_M = 0,2$ моль/л?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной формах и укажите характер среды растворов этих солей: FeSO_4 и Na_3PO_4 . Как повлияет на гидролиз прибавление щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного иона, состоящего из комплексообразователя Co^{+++} , четырех лигандов NH_3 и ионов хлора. Координационное число комплексообразователя равно 6. Чему равен заряд комплексного иона?

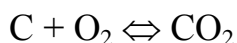
Задание 2

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидросульфата алюминия. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Какова формула кристаллогидрата дигидрофосфата кальция? Его процентный состав: Са — 15,9; Н — 2,38; Р — 24,6; О — 57,1.

3. Сколько всего *p*-электронов содержится в атоме свинца? Какие степени окисления для свинца наиболее характерны? Приведите примеры соединений.

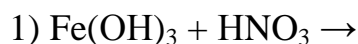
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Как изменится скорость этой реакции при увеличении давления в системе в три раза?

5. Какой объем хлористого водорода (н. у.) необходим для получения 1 л 20 %-го раствора соляной кислоты плотностью 1,10 г/мл?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Какую среду (кислую, щелочную или нейтральную) имеют водные растворы гипохлорита натрия и хлорида натрия? Подтвердите ответ уравнениями реакции гидролиза в ионной и молекулярных формах. Как повлияет прибавление кислоты?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции:

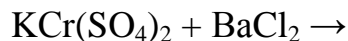


9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователем является Sc^{+++} , лигандами — ионы фтора. Координационное число комплексообразователя 4. В состав внешней координационной сферы включите или нитрат-ионы, или ионы калия.

Задание 3

1. Напишите молекулярную и структурную формулы фосфата гидроксо-железа (II). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Чему равна масса $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ в реакции



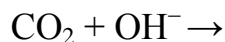
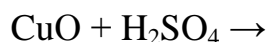
если масса хлорида 75 г.

3. В атоме некоторого химического элемента содержатся $3d^5 4s^2$ -электроны. Напишите формулу хотя бы одного химического вещества, содержащего данный химический элемент. Какие степени окисления характерны для этого элемента?

4. Реакция $\text{SiH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SiO}_2 + 4\text{H}_2$ является необратимой. В какую же сторону она может протекать? Подтвердите ответ расчетами основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0).

5. Какова молярность 13,7 %-го раствора карбоната натрия плотностью 1,145 г/мл?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакции гидролиза в ионной и молекулярной форме солей — нитрата железа (III) и карбоната калия — и охарактеризуйте характер среды в этих растворах. Как повлияет на их гидролиз прибавление щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения с комплексообразователем ионом кадмия и лигандами — молекулами аммиака. Координационное число комплексообразователя 4. Внешнюю координационную сферу составьте или из ионов хлора, или из ионов натрия.

Задание 4

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидросульфита кальция. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

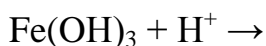
2. При н. у. в некотором объеме газа содержится $1,5 \cdot 10^{22}$ молекул. Чему равен этот объем и какова молекулярная масса газа? Чему равна плотность его по воздуху? $m_{\text{газа}} = 0,7$ г.

3. Второе квантовое число $l = 2$. Какие значения может принимать третье квантовое число? Сколько орбиталей возможно для $l = 2$ в одном электронном слое?

4. Каким способом — с помощью Mg или Al — термодинамически выгоднее получать хром из оксида хрома (III)?

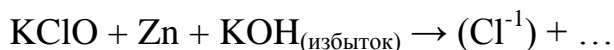
5. В 2 л воды растворили 700 г $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Плотность получившегося раствора 1,12 г/мл. Рассчитайте процентную и молярную концентрации раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакций гидролиза в ионной и молекулярной формах для солей сульфит калия и нитрат аммония и отметьте реакцию среды в растворах их солей. Как повлияет на гидролиз прибавление кислоты?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователем является ион алюминия, а лиганды — ионы фтора. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы хлора, либо ионы калия.

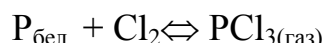
Задание 5

1. Напишите молекулярную и структурную формулы дигидроарсената натрия. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Плотность некоторого газа по водороду 13. Какой объем займут 2,6 г этого газа при давлении 1,25 атм и температуре 20 °С? Сколько молекул содержится в этом объеме?

3. Атом какого химического элемента содержит $3d^24s^2$ -электроны? Напишите формулу его оксида с наивысшей степенью окисления этого химического элемента.

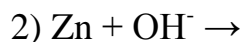
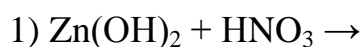
4. Как повлияет на равновесие



повышение давления и нагревание? Что произойдет при прибавлении воды?

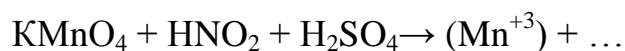
5. Сколько граммов хлорида натрия необходимо для приготовления 400 г раствора молярной концентрации 5,7 моль/л? Плотность раствора 1,17 г/мл. Скажите, сколько мл 0,5-молярного раствора нитрата серебра требуется для образования хлорида серебра из 400 г исходного раствора хлорида натрия?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте ионное и молекулярное уравнения реакции гидролиза солей: сульфат алюминия и перхлорат натрия. Каков характер среды этих растворов? Как повлияет на гидролиз подщелачивание растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



1) никель; 2) кадмий; 3) кобальт; 4) свинец?

9. Напишите формулу комплексного соединения, содержащего Pt^{+4} в качестве комплексообразователя, 5 молекул аммиака и ионы хлора. Координационное число комплексообразователя 6.

Задание 6

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидросульфата железа (II). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Какова формула кристаллогидрата сульфата магния? Его процентный состав: Mg — 12,4; H — 6,11; S — 16,3; O — 65,2.

3. В атоме некоторого химического элемента содержатся электроны $3d^5 4s^1$ (можно считать $3d^4 4s^2$). Какие степени окисления проявляет в соединениях этот химический элемент? Приведите примеры его соединений.

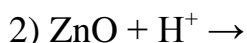
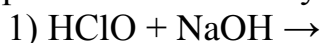
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции

$$S_{\text{тв}} + O_2 \rightleftharpoons SO_2$$

Как изменится скорость этой реакции при увеличении давления в 4 раза и как повлияет увеличение давления на равновесие в этой системе?

5. Сколько мл 0,25-молярного раствора серной кислоты потребуется для нейтрализации 50 г 20%-ного раствора гидроксида натрия?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют водные растворы хлорида калия и нитрата меди? Подтвердите ответ уравнениями реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах. Как повлияет на гидролиз подкисление растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Mo^{+4} , лиганды — ионы CN^- . Координационное число комплексообразователя 8. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы брома, либо ионы калия.

Задание 7

1. Напишите молекулярную и структурную формулы сульфата гидроксожелеза (III). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. При растворении 45 г двухвалентного металла в растворе кислоты выделилось 9 л водорода (н. у.). Чему равна атомная масса металла и сколько литров хлора потребуется при н. у. для образования хлорида из этого количества металла?

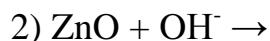
3. Перечислите химические элементы в порядке возрастания заряда ядра, имеющие внешний электронный слой ns^2np^4 и укажите наиболее характерные степени окисления первых двух химических элементов в этом перечне.

4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции
$$C + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4$$

Куда сместится равновесие этой реакции при нагревании?

5. В 500 мл воды растворили 400 г $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$. Получился раствор плотностью 1,214 г/мл. Рассчитайте молярность полученного раствора.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют водные растворы сульфита натрия и нитрата алюминия? Подтвердите ответ уравнениями реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах. Как повлияет на гидролиз подкисление растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексобразователь — Pd^{++} , лиганды — NH_3 и $2Cl^-$. Координационное число комплексобразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы SO_4^{--} , либо ионы Na^+ .

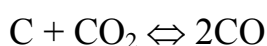
Задание 8

1. Напишите молекулярную и структурную формулы дигидрофосфата алюминия. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Вычислите молекулярную массу газа, если 600 мл его при 17° С и 933 кПа имеют массу 13 г. Сколько молекул находится в этом количестве газа?

3. Сколько неспаренных электронов находится в атоме азота? Напишите его электронную конфигурацию и скажите, сколько всего электронов и сколько орбиталей имеет атом азота? Сколько протонов и нейтронов содержит ядро наиболее распространенного изотопа азота?

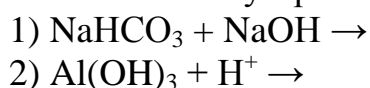
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Куда сместится равновесие в системе при: 1) нагревании; 2) повышении давления?

5. Сколько мл 0,01-молярного раствора гидроксида кальция потребуется для нейтрализации 15 мл азотной кислоты концентрации $C_M = 0,5$ моль/л. Сколько граммов гидроксида кальция содержится в 500 мл 0,01-молярного раствора?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют водные растворы сульфата железа (II) и фосфата калия? Подтвердите ответ уравнениями реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах. Как повлияет на гидролиз подщелачивание растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Cr^{+3} , лиганды — нитрат-ион и молекулы аммиака. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы хлора, либо ионы натрия.

Задание 9

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидросульфата железа (III). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Масса 1 л некоторого газа равна 1,25 г при н.у. Какова его молекулярная масса и какой объем будет иметь это количество газа при 25 °С и давлении 730 мм рт. ст.?

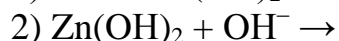
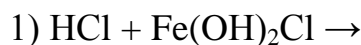
3. Составьте электронную конфигурацию атома химического элемента с 26 протонами в ядре. Сколько неспаренных электронов находится в этом атоме?

4. Какие условия повышают растворимость аммиака в воде: 1) повышение давления; 2) понижение давления; 3) нагревание; 4) охлаждение; 5) прибавление к раствору кислоты; 6) прибавление к раствору щелочи.

Напишите уравнение реакции, отвечающее стандартной энтальпии образования хлорида аммония.

5. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 2 л 0,1-молярного раствора нитрата алюминия? Плотность раствора 1,09 г/мл. Рассчитайте процентную концентрацию раствора. Что произойдет, если к раствору прибавить избыток раствора NaOH?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите уравнение реакций гидролиза солей — сульфата калия и сульфида рубидия — в ионной и молекулярной форме и скажите, какой характер имеют водные растворы их солей (кислый, нейтральный, щелочной). Как повлияет на гидролиз подкисление?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Au^{+3} , лиганды — CN^- . Координационное число комплексообразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы калия, либо ионы хлора.

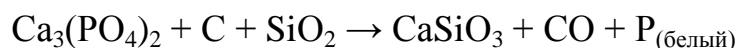
Билет 10

1. Напишите молекулярную и структурную формулы фосфата дигидроксижелеза (III). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Какова молекулярная масса газообразного вещества, если 300 мл его имеют массу 0,55 г при температуре 27° С и давлении 102,5 кПа? Чему равна плотность по азоту этого газа?

3. Атом некоего химического элемента имеет массовое число 35. Его внешний электронный слой $3s^23p^5$. Сколько протонов и нейтронов находится в ядре этого атома? Приведите примеры соединений этого химического элемента.

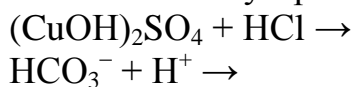
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Какие причины способствуют протеканию этой реакции? Обратите внимание на то, что $t_{\text{кип}} \text{ "P"} = 423 \text{ }^\circ\text{C}$.

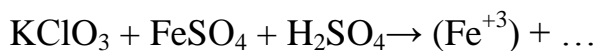
5. Какова была молярность раствора CuSO_4 , если при прибавлении щелочи к 250 мл этого раствора образовалось 20 г гидроксида? Плотность раствора 1,11 г/мл. Пересчитайте молярность на массовую долю, выраженную в процентах.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите в ионной и молекулярной формах уравнения реакций гидролиза солей: сульфид цезия и нитрат натрия. Каков характер среды растворов этих солей: кислая, нейтральная, щелочная? Как повлияет на гидролиз подщелачивание растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Cu^{++} , лиганды — NH_3 . Координационное число комплексообразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы калия, либо сульфат-ионы.

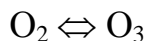
Задание 11

1. Напишите молекулярную и структурную формулы нитрата дигидроксоалюминия. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Какой объем при н.у. занимают 6,7 г этана (C_2H_6)? Сколько молекул содержится в этом объеме и сколько литров кислорода требуется для сжигания этого количества газа?

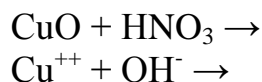
3. Перечислите химические элементы в порядке возрастания заряда ядра, имеющие внешний электронный слой ns^2np^6 и скажите, сколько молекул каждого из этих газов содержится в 1 л газа (н.у.)?

4. Усиливается или ослабляется устойчивость озона при нагревании в равновесной системе и как повлияет на равновесие повышение давления? Как изменяются стандартные термодинамические функции (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции образования озона?



5. Сколько граммов $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ и воды необходимо для приготовления 1 л 15 %-го раствора $CaCl_2$? Плотность раствора 1,131 г/мл.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите в ионной и молекулярной формах уравнения реакций гидролиза солей: цианида калия и сульфата марганца (II). Каков характер среды растворов этих солей: кислая, нейтральная, щелочная? Как повлияет на гидролиз подкисление растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексобразователь — Hg^{+2} , лиганды — ионы йода. Координационное число комплексобразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы хлора, либо ионы калия.

Задание 12

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидрокарбоната бария. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. При растворении 0,5 г металла в растворе кислоты выделилось 0,62 л водорода. Известно, что металл в соединениях трехвалентен. Напишите формулу его сульфата и реакцию взаимодействия сульфата с раствором гидроксида натрия. Каков атомный вес металла?

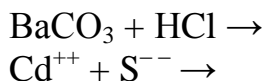
3. Какие значения может принимать 3-е квантовое число для f -электронов? Какое количество орбиталей и сколько электронов при этом максимально возможно в одном электронном слое?

4. При пропускании водяных паров через раскаленный уголь образуется свободный водород и оксид углерода (II). Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции.

Допустим, что наступило состояние равновесия. Как повлияет на него 1) увеличение давления; 2) нагревание?

5. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 1000 г раствора хлорида калия молярной концентрации $C_M = 4$ моль/л. Плотность раствора 1,29 г/мл.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите в ионной и молекулярной формах уравнения реакций гидролиза солей MnCl_2 и NaMnO_4 . Каков характер среды растворов этих солей (кислая, нейтральная, щелочная) и куда будет смещаться равновесие гидролиза при прибавлении щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Co^{+3} , лиганды — молекулы аммиака. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы калия, либо сульфат ионы.

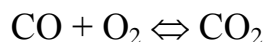
Задание 13

1. Напишите молекулярную и структурную формулы фосфата гидрокадмия. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Какова формула кристаллогидрата гидрофосфата натрия? Его процентный состав: Na — 12,85; H — 6,98; P — 8,66; O — 71,51.

3. Каков заряд ядра атома химического элемента, содержащего во внешнем слое $4s^2 4p^5$ электроны? Какой это элемент? Какие степени окисления проявляет этот элемент наиболее часто? Приведите примеры соединений.

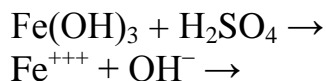
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Куда сместится равновесие после его установления, если систему 1) нагреть; 2) повысить давление в системе?

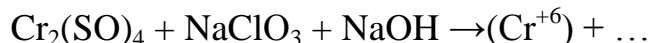
5. Сколько граммов $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 250 мл 20 %-го раствора CuCl_2 ? Плотность раствора 1,096 г/мл. Какова молярность полученного раствора?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Напишите в ионной и молекулярной формах уравнения реакций гидролиза солей хлоридов цинка и кальция. Каков характер среды растворов этих солей (кислая, нейтральная, щелочная) и куда будет смещаться равновесие гидролиза при прибавлении щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Co^{+3} , лиганды — 2 молекулы аммиака и нитрит ионы. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы калия, либо ионы брома.

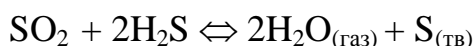
Задание 14

1. Напишите молекулярную и структурную формулы нитрата гидроксоалюминия. Какому основанию, какой кислоте и каким оксидам отвечает эта соль?

2. Некий углеводород содержит 92,3 % углерода и 7,69 % водорода. Плотность его по воздуху 0,897. Сколько литров кислорода потребуется для сжигания 10 л этого углеводорода?

3. Перечислите все химические элементы в порядке увеличения заряда ядра, имеющие во внешнем слое s^2p^1 -электроны. Какой из этих элементов является самым распространенным? Напишите формулу его оксида и гидроксида.

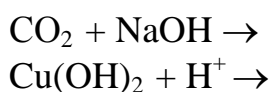
4. Пусть при некоторой температуре установилось равновесие



Куда будет смещаться равновесие при повышении 1) давления, 2) температуры? Предварительно сосчитайте стандартное изменение энтальпии и энтропии.

5. Сколько граммов сульфата калия необходимо взять для приготовления 3 л раствора концентрации $C_M = 0,02$ моль/л? Сколько граммов хлорида бария потребуется для осаждения всего сульфата, содержащегося в трех литрах раствора, в виде сульфата бария?

6. Напишите ионное уравнение реакции, исходя из молекулярного, и молекулярное из ионного:



7. Напишите уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной формах сульфида натрия и нитрата калия. Какая среда характерна для растворов этих солей? Как повлияет на равновесие гидролиза прибавление кислоты?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, если комплексообразователь — Cr^{+++} ; лиганды — 4 молекулы аммиака и молекулы воды. Координационное число 6. В состав внешней координационной сферы включите либо ионы брома, либо ионы натрия.

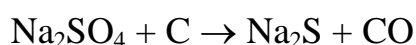
Задание 15

1. Напишите молекулярную и структурную формулы гидрофосфата стронция. Какому основанию, какой кислоте и каким оксидам соответствует эта соль?

2. Соединение содержит 33,3 % кислорода и 66,7 % серы. Плотность этого газа по воздуху 3,31. Какова его молекулярная формула? Сколько литров кислорода потребуется для сжигания 4,6 л этого газа (до SO_2)?

3. Во внешнем электронном слое атома содержатся $4s^2$ -электроны. Какому (или каким) химическому элементу (химическим элементам) соответствует эта конфигурация внешнего слоя атома?

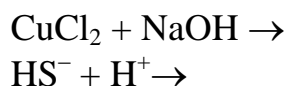
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0) в реакции



Повышение или понижение давления способствует смещению равновесия реакции вправо? Как при этом влияет нагревание?

5. Сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо для приготовления 0,5 л 10 %-го раствора FeSO_4 . Плотность раствора 1,10 г/мл. Какова молярность полученного раствора?

6. Напишите ионное уравнение, исходя из молекулярного, и молекулярное из ионного:



7. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей ацетат натрия и нитрат аммония. Как повлияет на равновесие гидролиза солей прибавление щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексобразователь — Ni^{++} , лиганды — ионы CN^- . Координационное число комплексобразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы алюминия, либо анионы NO_3^- .

Задание 16

1. Напишите молекулярную и структурную формулы фосфата гидроксобария. Каким основанию, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Соединение содержит 9,7 % водорода и 90,3 % кремния. Плотность этого газа по водороду 31. Выведите молекулярную формулу вещества. Сколько литров кислорода потребуется для сжигания 10 л этого вещества?

3. Атом некоторого химического элемента имеет массовое число 37. Строение его внешнего электронного слоя $3s^23p^5$. Сколько протонов и нейтронов находится в ядре этого атома? Приведите примеры соединений данного химического элемента.

4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции
$$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{ж})}$$

Куда сместится равновесие после его установления, если систему 1) охладить; 2) повысить давление в системе?

5. Сколько граммов хлорида железа (III) необходимо для приготовления 400 мл раствора концентрации $C_M = 0,15$ моль/л? Сколько граммов азотной кислоты требуется для растворения гидроксида железа (III), полученного из исходного количества хлорида железа (III)?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:

$$\text{BaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$
$$\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow$$

7. Составьте ионное и молекулярное уравнения реакции гидролиза солей цианида калия и сульфата марганца (II). Как повлияет на гидролиз подщелачивание растворов?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



10. Напишите формулы комплексных соединений, содержащих Cu^+ в качестве комплексообразователя, лиганды — ионы хлора, ионы брома и ионы йода. Координационное число для Cu^+ равно 2. Во внешнюю координационную сферу включите ионы H^+ либо NO_3^- .

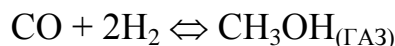
Задание 17

1. Напишите молекулярную и структурную формулы сульфата и гидрокарбоната стронция. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. При окислении металла образовалось 40 г оксида металла (II) и потребовалось 5,6 л кислорода (н. у.). Чему равна масса металла? Сколько молекул кислорода содержится в 5,6 л его при н.у. и как изменится этот объем при нагревании до 40 °С и увеличении давления в 2 раза?

3. Атомы какого химического элемента имеют внешний электронный слой $5s^2$, а в предыдущем содержат $4d^{10}$ -электроны? Составьте электронную конфигурацию этого химического элемента и скажите, сколько протонов и нейтронов содержится в его атоме с массовым числом 116? Напишите формулу какого-либо его соединения.

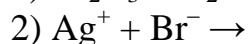
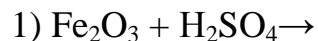
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Куда сместится равновесие этой реакции при 1) нагревании, 2) повышении давления?

5. Какова молярность раствора азотной кислоты, если на титрование 50 мл раствора кислоты потребовалось 80 мл раствора гидроксида калия концентрации $C_M = 0,3$ моль/л?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах для солей: нитрата марганца (II) и перманганата калия. Как повлияет на их гидролиз подкисление раствора?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Cr^{+++} , лиганды — нитрит-ионы. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы натрия, либо ионы йода.

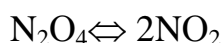
Задание 18

1. Напишите молекулярную и структурную формулы сульфата дигидроксожелеза (III). Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Процентный состав (по массе) некоторого газообразного вещества: углерод — 52,2%, водород — 13,0%, кислород — 34,8%. Плотность газа по азоту 1,643. Выведите молекулярную формулу вещества.

3. Атом какого химического элемента имеет массовое число 23 и внешний электронный слой $3s^1$. Сколько протонов и нейтронов содержится в его атоме? Напишите формулу какого-либо его соединения.

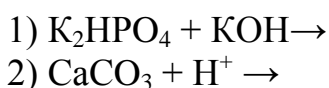
4. Куда сместится равновесие этой реакции при 1) охлаждении, 2) повышении давления?



Как изменится энтропия при протекании прямой реакции?

5. В 1 л воды растворили 200 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Получился раствор плотностью 1,12 г/мл. Рассчитайте процентную концентрацию раствора CuSO_4 , а также его молярность.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах для солей хлорида хрома (III) и сульфата натрия. Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют растворы?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Pt^{++} , лиганды — сульфит-ионы. Координационное число комплексообразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы рубидия, либо ионы хлора.

Задание 19

1. Напишите молекулярную и структурную формулы дигидрофосфата цинка. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Молярная масса вещества 90 г/моль. Выведите химическую формулу вещества, если в его состав входят: углерод — 26,7%, водород — 2,2%, кислород — 71,1%.

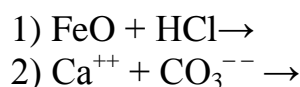
3. Атомы какого химического элемента имеют электронный слой $3s^23p^63d^3$? Сколько протонов и нейтронов содержится в его атоме с массовым числом 50? Приведите примеры двух-трех соединений данного химического элемента.

4. а) Как повлияет на растворимость углекислого газа в воде: 1) нагревание, 2) повышение давления, 3) прибавление кислоты, 4) прибавление щелочи?

б) Рассчитайте ΔH^0 разложения известняка CaCO_3 . Как изменится при этом энтропия: увеличится или уменьшится?

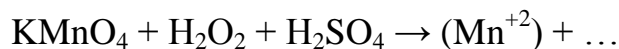
5. В 1 л воды растворили 200 г $\text{Na}_2\text{CO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Получился раствор плотностью 1,05 г/мл. Рассчитайте процентную концентрацию раствора Na_2CO_4 , а также его молярность и нормальность.

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах для солей $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ и $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$. Как повлияет на их гидролиз подкисление раствора? Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют растворы?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексообразователь — Sn^{4+} , лиганды — ионы фтора. Координационное число комплексообразователя 6. Во внешнюю координационную сферу включите либо ионы NO_3^- , либо ионы рубидия.

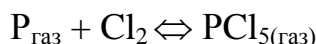
Задание 20

1. Напишите молекулярную и структурную формулы арсената гидроксобария. Каким основанием, кислоте и оксидам соответствует эта соль?

2. Плотность некоторого газа по азоту равна 2. Какова масса 100 л этого газа и сколько там при (н.у.) содержится молекул? Какой объем данное количество газа будет иметь при 90 °С и давлении в 1,25 атм?

3. Сколько всего электронов содержится в атоме технеция? Какова формула его оксида с наивысшей валентностью?

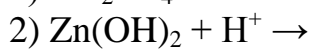
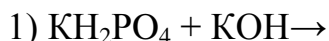
4. Рассчитайте изменение основных термодинамических функций (ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0) в реакции



Куда сместится равновесие этой реакции при 1) нагревании, 2) повышении давления? Что произойдет при прибавлении воды?

5. Какова молярность 91 %-го раствора серной кислоты плотностью 1,825 г/мл?

6. Составьте ионное уравнение из молекулярного и молекулярное из ионного:



7. Составьте уравнение реакции гидролиза в ионной и молекулярной формах для солей NaClO и CuSO₄. Какой характер (кислый, нейтральный, щелочной) имеют растворы? Как повлияет на их гидролиз добавление щелочи?

8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами веществ правой части уравнения реакции



9. Напишите формулу комплексного соединения, в котором комплексобразователь — Pd⁺⁺, лиганды — ионы йода. Координационное число комплексобразователя 4. Во внешнюю координационную сферу включите ионы натрия либо ионы хлора.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А1. Растворимость оснований и солей в воде

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

- P — растворимое вещество;
 M — малорастворимое вещество;
 H — нерастворимое вещество (очень труднорастворимое);
 - — вещество в воде не существует.

Таблица А2. Стандартные энтальпии образования ΔH° , кДж/моль, и энтропии S° , Дж/(моль·К) при 25 °С

Вещество	ΔH°	S°	Вещество	ΔH°	S°
Al	0	28,3	Mg	0	32,6
Br _{2(ж)}	0	152	Mn	0	31,8
Br _{2(газ)}	30,9	245	N ₂	0	192
C _(АЛМАЗ)	1,90	2,38	Na	0	51,4
C _(ГРАФИТ)	0	5,74	O ₂	0	205
Ca	0	41,6	O ₃	142	239
Cd	0	51,8	P _(БЕЛЫЙ)	0	44,4
Cl ₂	0	223	P _(КРАСНЫЙ)	-18,4	22,8
Cr	0	23,8	P _(ГАЗ)	142	218
Cu	0	33,3	S	0	31,9
F ₂	0	203	Si	0	18,7
Fe	0	27,2	AlCl ₃	-697	167
H ₂	0	131	Al ₂ O ₃	-1675	50,9
I _{2(ТВ)}	0	117	CO	-111	197
I _{2(ГАЗ)}	62,2	261	CO ₂	-394	214
COCl _{2(газ)}	-223	289	MgO	-601	26,9
CaCO ₃	-1206	92,9	MgCO ₃	-1096	65,7
CaO	-635	39,7	MnO	-384	60,3
CaSiO ₃	-1584	82,0	MnO ₂	-520	53,1
Cr ₂ O ₃	-1141	81,1	NH ₃	-46,2	193
CuO	-165	42,6	NH ₄ Cl	-315	94,6
Ca ₃ (PO ₄) ₂	-4125	241	NO	90,4	211
FeO	-264	58,8	NO ₂	33,9	240
Fe ₂ O ₃	-821	90,0	N ₂ O ₄	9,34	304
Fe ₃ O ₄	-1118	151	NOCl _(ГАЗ)	52,6	264
HBr _(ГАЗ)	-36,0	198	NaCl	-411	72,4
HCl _(ГАЗ)	-92,3	187	PCl _{3(ГАЗ)}	-277	312
HF _(ГАЗ)	-269	174	PCl _{5(ГАЗ)}	-369	363
HI _(ГАЗ)	25,9	206	SO ₂	-297	248
H ₂ O _(ГАЗ)	-242	189	SO ₂ Cl _{2(газ)}	-359	311
H ₂ O _(ж)	-286	70	SO ₂ Cl _{2(ж)}	-389	217
H ₂ S _(ГАЗ)	-20,2	206	SO ₃	-395	256
			SiO ₂	-859	42,1
			SiH ₄	-34,7	204
			CH ₄	-74,9	186
			Na ₂ S	-389	94,1
			Na ₂ SO ₄	-1384	149
			CH ₃ OH _(ГАЗ)	-201	240
			CH ₃ OH _(ж)	-239	127

Таблица А3. Стандартные электродные потенциалы металлов φ^0 , (В), соответствующие полуреакции $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$

$\text{Me}^{n+} / \text{Me}$	φ^0	$\text{Me}^{n+} / \text{Me}$	φ^0	$\text{Me}^{n+} / \text{Me}$	φ^0
Li^+/Li	-3,05	Al^{3+}/Al	-1,66	Pb^{2+}/Pb	-0,13
K^+/K	-2,93	Ti^{2+}/Ti	-1,63	H^+/H_2	0,00
Rb^+/Rb	-2,93	Mn^{2+}/Mn	-1,18	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Cs^+/Cs	-2,92	Zn^{2+}/Zn	-0,76	Ag^+/Ag	+0,80
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Cr^{3+}/Cr	-0,74	Hg^{2+}/Hg	+0,85
Sr^{2+}/Sr	-2,89	Fe^{2+}/Fe	-0,44	Pd^{2+}/Pd	+0,99
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Cd^{2+}/Cd	-0,40	Au^{3+}/Au	+1,50
Na^+/Na	-2,71	Co^{2+}/Co	-0,28	Au^+/Au	+1,68
Mg^{2+}/Mg	-2,37	Ni^{2+}/Ni	-0,25		
Be^{2+}/Be	-1,85	Sn^{2+}/Sn	-0,14		

Оглавление

Введение	3
Глава 1. Классификация неорганических соединений	4
Глава 2. Атомно-молекулярная теория	8
Глава 3. Строение атома. Химическая связь	14
Глава 4. Энергетика химических реакций, химическая кинетика и химическое равновесие.....	211
Глава 5. Способы выражения концентраций веществ в растворе.....	29
Глава 6. Растворы электролитов	30
Глава 7. Гидролиз солей	36
Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции	38
Глава 9. Гальванический процесс и электролиз.....	41
Глава 10. Комплексные соединения	44
Задачи и упражнения	47
Приложение А.....	77

Учебное издание

Могилев Михаил Евгеньевич

**ОБЩАЯ ХИМИЯ В КРАТКОМ ИЗЛОЖЕНИИ:
ЗНАНИЯ И УМЕНИЯ**

Учебное пособие

Редактор Н. А. Ерина
Корректор
Верстка
Компьютерный набор Н. М. Барзукова

Подписано в печать 11.06.2011 г. Формат 60x80 1/16.
Печать трафаретная. Усл. печ. л.
Тираж 60 экз. Заказ _____
Отпечатано в типографии СПГУТД
191028, Санкт-Петербург, ул. Моховая, 26

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТЕХНОЛОГИИ И ДИЗАЙНА»**

Утверждаю

Заведующий кафедрой
Новосёлов Н.П.
(принято на заседании кафедры
18 апреля 2011 г.)

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

**по дисциплине «Химия»
для всех направлений подготовки (бакалавриат)
для заочной формы обучения**

Кафедра теоретической и прикладной химии

	форма контроля семестр	зачет I
1. Понятия атом, молекула, ион, радикал.		
2. Составные части атомов: протон, нейтрон, электрон.		
3. Изотопы.		
4. Понятие химический элемент.		
5. Масса атома и атомная масса.		
6. Единица измерения масс атомно-молекулярных частиц.		
7. Система химических элементов. Периодический закон Д.И. Менделеева.		
8. Периодическая таблица химических элементов.		
9. Простейшее представление о валентности. Степень окисления.		
10. Электроотрицательность химических элементов.		
11. Закон Авогадро и следствия из него.		
12. Уравнение Менделеева- Клайперона.		
13. Закон постоянства состава и стехиометрия веществ.		
14. Закон сохранения массы веществ.		
15. Закон объемных отношений в газовых реакциях.		
16. Моль, молярная масса.		
17. Молярные массы веществ.		
18. Классификация химических элементов.		
19. Оксиды.		

20. Основания.
21. Кислоты.
22. Соли. Средние соли.
23. Основные соли.
24. Кислые соли.
25. Амфотерные основания.
26. Взаимосвязь различных классов неорганических соединений.
27. Строение атома. Модель Резерфорда. Постулаты Бора. Квантовые числа. Принцип Паули.
28. Распределение электронов в атоме.
29. Электронные конфигурации атомов.
30. Распределение электронов по орбиталям. Правило Гунда.
31. Основные типы химической связи.
32. Донорно-акцепторная связь.
33. Металлическая и водородная связь.
34. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия и ее изменение. Закон Гесса.
35. Энтропия, изменение энтропии в химических реакциях.
36. Энергия Гиббса, изменение энергии Гиббса в химических реакциях.
37. Взаимосвязь изменений энтальпии, энтропии и энергии Гиббса в химической реакции.
38. Понятие: скорость химической реакции.
39. Зависимость скорости химической реакции от концентрации химических веществ и давления.
40. Зависимость скорости химической реакции от температуры.
41. Энергия активации. Энергетический барьер реакции.
42. Представление о цепных реакциях.
43. Катализ. Катализаторы.
44. Химическое равновесие.
45. Константа равновесия.
46. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
47. Представление о растворах.
48. Способы выражения концентраций веществ в растворе.
49. Растворы неэлектролитов.
50. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.
51. Основания, кислоты, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.
52. Ионные реакции в растворах.
53. Диссоциация воды. Ионное произведение воды и водородный показатель.
54. Гидролиз солей.
55. Окислительно-восстановительные реакции.
56. Важнейшие окислители и восстановители.
57. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
58. Гальванический процесс. Гальванические элементы.
59. Электролиз расплавов электролитов. Законы Фарадея.
60. Электролиз водных растворов электролитов.
61. Сравнение гальванического процесса с электролизом.
62. Химические источники тока.
63. Комплексные соединения.
64. Строение комплексных соединений.
65. Химическая связь в комплексных соединениях.
66. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.
67. Представление о распространенности химических элементов и о формах их нахождения в природе.
68. Характеристика важнейших степеней окисления химических элементов в соответствии с их положением в Периодической системе.

69. Получение простого вещества – металла.
70. Получение простого вещества – неметалла.
71. Свойства какого-либо простого вещества.
72. Свойства какого-либо сложного вещества конкретного химического элемента.
73. Сравнение свойств химических элементов при движении в группе.
74. Сравнение свойств химических элементов при движении в периоде.