



СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
SIBERIAN FEDERAL UNIVERSITY

Н.М. Вострикова
Н.В. Марченко
Н.П. Безрукова

ХИМИЯ

Сборник практико-ориентированных
задач и тестовых заданий

УМО

**ИНСТИТУТ ЦВЕТНЫХ МЕТАЛЛОВ
И МАТЕРИАЛОВЕДЕНИЯ**

МЕТАЛЛУРГИЯ



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

КРАСНОЯРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ им. В.П. АСТАФЬЕВА

Н.М. Вострикова, Н.В. Марченко, Н.П. Безрукова

Х И М И Я

Рекомендовано УМО РАЕ по классическому университетскому и техническому образованию в качестве сборника практико-ориентированных задач и тестовых заданий для студентов высших учебных заведений, обучающихся по направлению подготовки 22.03.02 «Металлургия», профили: «Металлургия цветных металлов», «Литейное производство черных и цветных металлов», «Металловедение и термическая обработка металлов и сплавов», «Обработка металлов давлением», «Порошковая металлургия, композиционные материалы, покрытия», 15.06.2015 г.

Красноярск
СФУ
2015

УДК 546(07)
ББК 24.1. я73
В785

Рецензенты:

Н.В. Белоусова, доктор химических наук, профессор кафедры металлургии цветных металлов Института цветных металлов и материаловедения СФУ;

О.Н. Вязовой, кандидат технических наук, руководитель направления «Аффинаж НТЦ ОАО «Красцветмет»;

В.И. Кузьмин, доктор химических наук, старший научный сотрудник Института химии и химической технологии СО РАН.

Вострикова, Н.М.

В785

Химия : сборник практико-ориентированных задач и тестовых заданий / Н.М. Вострикова, Н.В. Марченко, Н.П. Безрукова. — Красноярск : Сиб. федер. ун-т, 2015. — 170 с.

ISBN 978-5-7638-3304-1

Излагаются основные способы решения типовых расчетных химических задач, используемых в металлургической практике. Разбираются примеры решения практико-ориентированных расчетных задач базового и повышенного уровня сложности. Приведены задачи и тестовые задания для самостоятельного решения, направленные на развитие химических компетенций будущих инженеров-металлургов, проявляющихся в умении применять основные химические понятия и законы в металлургических расчетах, связанных с определением количества сырья, топлива, реагентов и др.

Предназначен для студентов высших учебных заведений, обучающихся по направлению подготовки 22.03.02 «Металлургия», профили «Металлургия цветных металлов», «Литейное производство черных и цветных металлов», «Металловедение и термическая обработка металлов и сплавов», «Обработка металлов давлением», «Порошковая металлургия, композиционные материалы, покрытия».

Электронный вариант издания см.:
<http://catalog.sfu-kras.ru>

УДК 546(07)
ББК 24.1. я73

ISBN 978-5-7638-3304-1

© Сибирский федеральный
университет, 2015

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	5
1. Основные понятия и законы химии как основа металлургических расчетов	8
1.1. Основные понятия химии.....	8
1.2. Основные стехиометрические законы.....	12
1.3. Основные понятия технологических процессов переработки руд и концентратов	14
1.4. Способы решения расчетных химических задач в металлургических расчетах	16
1.5. Вычисление по химическим формулам.....	17
2. Стехиометрические расчеты в металлургической практике	21
2.1. Расчет процентного состава минерала	21
2.2. Расчет содержания элемента (минерала) в руде.....	22
2.3. Расчет массы, количества вещества или объема газа	31
2.4. Расчет с избытком или недостатком реагентов, содержащих примеси.....	34
2.5. Расчет с учетом степени вскрытия минерала	37
2.6. Расчет расхода воздуха на окисление сульфидов	39
2.7. Расчет основных показателей металлургических процессов.....	43
3. Расчеты по термодинамике химических реакций в металлургических процессах.....	49
3.1. Расчеты по термохимическому уравнению	49
3.2. Оценка направления самопроизвольного протекания процесса...	52
4. Расчеты, связанные с гидрометаллургическими процессами.....	57
4.1. Способы выражения состава растворов и расчеты, связанные с их приготовлением.....	57
4.2. Расчеты, связанные с гетерогенными системами типа «раствор – осадок»	65
4.3. Расчеты, связанные с окислительно-восстановительными реакциями	76
4.4. Расчеты, связанные с электролитическим способом выделения металлов.....	81
4.5. Расчеты, связанные с растворением металлов в растворах кислот и щелочей	86

5. Комбинированные задачи	89
6. Тестовые задания	91
6.1. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева	91
6.2. Основные классы неорганических соединений.....	96
6.3. Основные закономерности химических реакций	105
6.4. Растворы электролитов	120
6.5. Окислительно-восстановительные реакции.....	126
6.6. Основы электрохимии	133
6.7. Общая характеристика металлов, неметаллов и их соединений	142
Библиографический список	151
Приложения.....	152
1. Краткий словарь металлургических терминов	152
2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	155
3. Молярные массы некоторых минералов и соединений	156
4. Термодинамические характеристики некоторых веществ	159
5. Произведение растворимости малорастворимых электролитов при 25 °С	161
6. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных средах.....	162
7. Ответы	166

ПРЕДИСЛОВИЕ

Одно из направлений профессиональной деятельности инженеров-металлургов связано с переработкой руд и концентратов – основным промышленным источником получения металлов и их соединений. Их рациональная переработка предполагает выполнение металлургических расчетов, связанных с определением количества сырья, топлива, реагентов, требующихся на производство заданного количества металла. Для выполнения таких расчетов бакалавр металлургического направления подготовки должен владеть химической компетенцией.

Как известно, химия – наука, изучающая строение, свойства веществ и их химические превращения. Состав веществ выражают химические формулы, а суть химических превращений – уравнения реакций. В металлургических процессах переработки руд и концентратов важна качественная химическая информация о составе реагирующих веществ, полученных продуктов и количественная информация – о количественных соотношениях между ними.

Данное пособие направлено на развитие у студентов химической компетенции в области применения базовых химических понятий и законов для получения указанной выше качественной и количественной химической информации, на развитие прогностических способностей будущих металлургов.

В связи с этим с целью актуализации химических знаний студентов-первокурсников в первой главе пособия (п. 1.1, 1.2) приводятся основные понятия и стехиометрические законы химии, которые лежат в основе металлургических расчетов. В содержание задач входят информация, понятия, термины, широко используемые в металлургии. Содержание основных понятий химико-технологических процессов переработки руд и концентратов представлено в п. 1.3 и справочнике металлургических терминов (прил. 1). В первой главе рассматриваются также способы решения расчетных химических задач, применяемые в металлургических расчетах. На примерах, связанных с металлургической практикой, актуализируются умения студентов выполнять вычисления по химическим формулам: молярной массы, молярной массы эквивалента веществ, массовой доли элемента в веществе, объема газов и др.

Каждая из последующих глав пособия содержит краткий теоретический материал, необходимый для решения задач; примеры решения задач; задачи для самостоятельного решения базового и повышенного уровня сложности. Последовательность глав пособия выстроена авторами в соответствии с последовательностью металлургических расчетов, которая пре-

дусматривает расчет *рационального состава* сырья (концентрата, огарка, спека и др.), *материального* и *теплового* балансов процесса.

Рациональный состав сырья определяется химическими формулами минералов (веществ), химических элементов, входящих в их состав, их процентным содержанием. Развитию профессиональной компетенции бакалавров – будущих металлургов в области расчетов рационального состава сырья посвящены п. 2.1, 2.2 второй главы пособия.

Основу *материального баланса* процесса составляет расчет количественных соотношений между реагентами и продуктами с учетом степени вскрытия минералов в сырье, коэффициента использования реагента, стехиометрии реакций. На развитие умений выполнять такого типа расчеты направлено содержание п. 2.3–2.6. При этом важны основные показатели металлургического процесса, такие как выход продуктов реакции, степень извлечения металла, степень десульфуризации, примеры расчета которых и соответствующие задачи для самостоятельного решения представлены в п. 2.7.

Вычисления по термохимическим уравнениям реакций составляют основу *теплового баланса* металлургических процессов. Расчеты тепловых эффектов, оценка направления протекания химической реакции некоторых химико-технологических процессов обсуждаются в п. 3.1, 3.2 третьей главы пособия.

В начале четвертой главы представлена информация для актуализации и углубления знаний студентов по способам выражения состава растворов. Здесь приведены задачи, направленные на развитие умений выполнять расчеты для приготовления растворов требуемой концентрации, расчеты процессов, протекающих в гетерогенных системах типа «раствор – осадок», а также расчеты по определению расхода реагентов, образовавшихся продуктов реакции с участием окислительно-восстановительных реакций (п. 4.3–4.5).

Комбинированные задачи, представленные в пятой главе, по основным разделам дисциплины «Химия» позволят студенту оценить уровень сформированности умений применять основные положения стехиометрии и понятия химии при решении задач металлургической направленности.

Последняя глава сборника включает тестовые задания по основным темам курса химии. Их особенность заключается в том, что наряду с заданиями, позволяющими проверить знание фактологического материала, ряд из них направлен на выявление сформированности элементов методологических знаний: умений классифицировать, сравнивать, использовать метод аналогий, оценивать верность суждений и т. д.

Содержание сборника соответствует учебным программам дисциплин «Химия» и «Химия металлов» основной образовательной программы направления подготовки «Металлургия» ФГОС ВО.

Авторы выражают благодарность профессору, докт. хим. наук Н.В. Белоусовой, докт. техн. наук В.С. Чекушину, доцентам кафедры металлургии цветных металлов СФУ канд. техн. наук А.И. Рюмину, канд. техн. наук Н.С. Перфильевой, канд. техн. наук О.Н. Ковтун за ряд ценных замечаний по рукописи.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ КАК ОСНОВА МЕТАЛЛУРГИЧЕСКИХ РАСЧЕТОВ

Основные положения стехиометрии базируются на количественных законах и базовых понятиях химии, которые приведены ниже.

1.1. Основные понятия химии

Вещество – вид материи, которая обладает массой покоя. Вещество состоит из молекул, атомов или ионов. Отличительной характеристикой веществ является масса.

Масса (m) – мера инертности вещества. В качестве системной единицы массы макротел используется килограмм (кг), а также дробная – грамм (г) и кратная – тонна (т).

Химический элемент (Х.Э.) – это совокупность атомов с определенным зарядом ядра. Д.И. Менделеев определял Х.Э. как «материальные части простых или сложных тел, которые придают им известную совокупность физических и химических свойств». Формами существования химических элементов в свободном виде являются простые вещества [8].

Простые вещества образованы атомами одного химического элемента и являются формой его существования в свободном состоянии в виде твердого тела (например, железо, сера, алмаз), жидкости (ртуть) или газа (кислород, озон, азот).

Сложные вещества образованы атомами разных элементов. Они могут иметь постоянный состав (стехиометрические соединения или *дальтоиды*) или состав, меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения, или *бертоллиды*). Примеры сложных веществ: вода – состоит из атомов элементов водорода и кислорода; мел – состоит из атомов элементов кальция, углерода и кислорода.

Атом (от греч. atomos – неделимый) – наименьшая химически неделимая частица химического элемента, обладающая его свойствами. Каждому химическому элементу соответствует совокупность определенных атомов.

Относительная атомная масса A_r (индекс r – от relative означает «относительный») химических элементов, часто называемая атомной массой, определяется в атомных единицах массы (а. е. м.). Единицей атомной массы является 1/12 массы атома изотопа углерода-12 ($^{12}_6\text{C}$). В системе СИ ее значение составляет $(1,6605655 \pm 0,00000086) \cdot 10^{-27}$ кг.

Средние атомные массы химических элементов (с учетом природных изотопов) приведены в Периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева (прил. 2).

Молекула (от лат. «molecula», уменьшит. от лат. moles – масса) – это стабильная микрочастица вещества, образованная из атомов, обладающая его химическими свойствами. Состав молекул записывается в виде химических формул, в которых указывается тип атомов, их количество обозначает подстрочный индекс у каждого атома в одной молекуле. Бывают *одноатомные* молекулы, например молекулы благородных газов He, Ne, Ar и т. д., и *многоатомные* – H₂, CO₂, HNO₃ и т. д.

Относительная молекулярная масса (молекулярная масса) вещества M_r – масса его молекулы, равная сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в ее состав; измеряется в атомных единицах массы (а. е. м.).

Молекулы и атомы электронейтральны, в химическом процессе они могут образовывать ионы.

Ионы (от греч. «íon» – идущий) – это одноатомные (K⁺, Cu²⁺, Cl[–], S^{2–}) или многоатомные (NH₄⁺, OH[–], SO₄^{2–}) частицы, несущие электрический заряд. Первые называют *простыми*, а вторые – *сложными*. Среди сложных ионов выделяют *комплексные ионы*, например [Cu(NH₃)₄]²⁺, [Au(CN)₄][–], которые входят в состав комплексных соединений, например [Cu(NH₃)₄](OH)₂, K[Au(CN)₄]. Положительные ионы называют *катионами* (от греч. kation – идущий вниз), отрицательные – *анионами* (от греч. aníon – идущий вверх).

В качестве основной единицы в химических расчетах используется единица количества вещества – моль.

Моль (от лат. «moles», что означает количество, масса) – количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) углерода ¹²C.

Количество вещества показывает, сколько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.) данного вещества содержится в том или ином образце. В расчетах используются выражение

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}, \quad n(X) = \frac{V}{V_m}, \quad (1.1)$$

где $n(X)$ – количество вещества X , моль; m – масса вещества X , г; M – молярная масса вещества X , г/моль; V_m – молярный объем вещества X ; V – объем, занимаемый веществом X .

Молярная масса вещества $M(X)$ – масса одного моля любого вещества. Она равна отношению массы вещества к его количеству:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}, \text{ г/моль; кг/кмоль.}$$

Молярная масса вещества численно совпадает с относительной (выраженной в а. е. м.) атомной/молекулярной массой. Например, $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$, $m(\text{молек. CO}_2) = 44 \text{ а. е. м.}$, $M_r(\text{CO}_2) = 44$.

Молярные массы некоторых соединений, входящих в состав минералов, приведены в прил. 3.

Молярный объем газа V_m – объем одного моля газа, равный отношению объема V к количеству вещества n :

$$V_m = \frac{V}{n}, \text{ л/моль, м}^3/\text{кмоль.} \quad (1.2)$$

В соответствии с законом А. Авогадро при *нормальных условиях* (н.у.), (0 °С и 1 атм или 273 К и 101,325 кПа) 1 моль или 1 кмоль любого газа занимает объем, равный 22,4 л (дм³), или 22,4 м³ соответственно.

Плотность вещества ρ равна отношению массы вещества m к его объему V :

$$\rho = \frac{m}{V}, \text{ кг/м}^3; \text{ г/мл; г/см}^3. \quad (1.3)$$

Часто при выполнении стехиометрических расчетов необходимо знать массовые доли элементов в сложном веществе.

Массовая доля химического элемента ω в сложном веществе X рассчитывается по формуле:

$$\omega(\text{X.Э.}) = \frac{M(\text{X.Э.}) \cdot n(\text{X.Э.})}{M(X)}, \quad (1.4)$$

где $\omega(\text{X.Э.})$ – массовая доля элемента; $M(\text{X.Э.})$ – молярная масса атомов элемента; $n(\text{X.Э.})$ – число моль атомов элементов в 1 моль вещества X ; $M(X)$ – молярная масса вещества.

Выход продукта реакции η – отношение практически полученного количества вещества $n_{\text{пр}}$, массы $m_{\text{пр}}$ или объема $V_{\text{пр}}$ продукта реакции к количеству $n_{\text{теор}}$, массе $m_{\text{теор}}$, объему $V_{\text{теор}}$, теоретически рассчитанному по уравнению реакции

$$\eta(X) = \frac{n_{\text{пр}(X)}}{n_{\text{теор}(X)}}, \quad \eta(X) = \frac{m_{\text{пр}(X)}}{m_{\text{теор}(X)}}, \quad \eta(X) = \frac{V_{\text{пр}(X)}}{V_{\text{теор}(X)}}. \quad (1.5)$$

Выход продукта реакции выражается либо в долях от единицы, либо в процентах.

В химии, а также в металлургических расчетах используются такие понятия, как «массовая доля примесей в технических продуктах», «массовая доля растворенного вещества», которые будут рассмотрены в следующих главах.

Когда речь идет о смесях газов, используется понятие «объемная доля данного газа в смеси газов» или «объемная доля компонента».

Объемная доля компонента $\varphi(X)$ равна отношению объема компонента $V(X)$ к общему объему системы $V(\text{системы})$:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{(\text{системы})}}. \quad (1.6)$$

При изучении обменных и окислительно-восстановительных реакций используется понятие «количество эквивалентов вещества».

Эквивалент \mathcal{E} – реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или каким-либо другим образом быть равнозначной одному иону водорода в ионно-обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Масса одного эквивалента некой частицы X называется *молярной массой эквивалента* и обозначается $M(f_{\text{экв}}, X)$ либо $M\left(\frac{1}{z} X\right)$, где $f_{\text{экв}}(X)$ и z – *фактор эквивалентности* и *эквивалентное число* соответственно.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(X)$ – число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода (H^+) в данной обменной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Эквивалентное число z показывает, сколько эквивалентов вещества X условно «содержится» в одной формульной единице этого вещества. Таким образом, $f_{\text{экв}}(X)$ и z связаны соотношением

$$f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{z}.$$

Количество эквивалентов вещества $n(f_{\text{экв}} X)$ равно отношению количества вещества $n(X)$ к фактору эквивалентности $f_{\text{экв}}(X)$:

$$n(f_{\text{экв}} X) = \frac{n(X)}{f_{\text{экв}}(X)}, \text{ моль}. \quad (1.7)$$

Связь между молярной массой эквивалента вещества X и его молярной массой выражается уравнением:

$$M(f_{\text{экв}} X) = f_{\text{экв}}(X) M(X). \quad (1.8)$$

Единица измерения молярной массы эквивалента – г/моль.

Эквивалентный объем газа $V_{\text{экв}}$ – это объем, который занимает 1 моль эквивалентов данного газообразного вещества:

$$V_{\text{экв}} = f_{\text{экв}} \cdot V_m, \text{ л/моль}, \quad (1.9)$$

где V_m – молярный объем газа; $f_{\text{экв}}$ – фактор эквивалентности. При нормальных условиях

$$V_{\text{экв}} = f_{\text{экв}} \cdot 22,4 \text{ л/моль}.$$

1.2. Основные стехиометрические законы

В основе всех количественных расчетов, называемых *стехиометрическими*, лежат законы сохранения энергии и массы, закон эквивалентов, законы постоянства состава, кратных и объемных отношений, закон Авогадро. На основе этих законов в производстве ведутся расчеты материальных балансов химико-металлургических процессов.

Закон сохранения энергии:

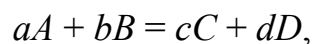
При любых взаимодействиях, имеющих место в любой изолированной системе, энергия этой системы остается постоянной и возможны лишь переходы из одного вида энергии в другой.

На основе этого закона химической термодинамикой изучаются тепловые эффекты химических реакций. В производстве проводят расчеты тепловых балансов химико-металлургических процессов.

Закон сохранения массы (М.В. Ломоносов – в 1756 г., А.Л. Лавуазье – в 1777 г.):

Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Вещества вступают в химические реакции в количествах (моль), пропорциональных стехиометрическим коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции. Записав уравнение реакции в общем виде (исходные вещества – A и B , продукты реакции – C и D)



имеем

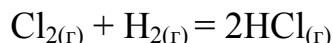
$$n_A : n_B : n_C : n_D = a : b : c : d, \quad (1.10)$$

где n_A, n_B, n_C, n_D – количество веществ A, B, C, D ; a, b, c, d – коэффициенты в уравнении реакции перед формулами вещества A, B, C, D .

Закон объемных отношений Ж.Л. Гей-Люссака (1805):

Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях относятся друг к другу и к объемам образовавшихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

Например, для реакции получения хлороводорода



объемы прореагировавших и получившихся газов относятся друг к другу как их стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции. Тогда можно записать следующее выражение:

$$V_{\text{Cl}_2} : V_{\text{H}_2} : V_{\text{HCl}} = 1 : 1 : 2.$$

Закон А. Авогадро (1811):

В равных объемах любых газов при одной и той же температуре и одинаковом давлении содержится равное число молекул.

Из закона Авогадро следует, что объемы газов прямо пропорциональны их количествам. Для реакции получения хлороводорода получим

$$\frac{V_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}}} \quad \text{или} \quad \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{H}_2}}; \quad \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{HCl}}}. \quad (1.11)$$

Следствие из закона: объем, занимаемый 1 моль (или 1 кмоль) газа при н.у. (0 °С, 1 атм), равен 22, 4 л (дм³) (или 22,4 м³).

Следствием изучения массовых соотношений при соединении одних веществ с другими является *закон эквивалентов*.

Закон эквивалентов И.В. Рихтера (1793):

Массы реагирующих веществ (m_1 , m_2) относятся между собой как молярные массы эквивалентов этих веществ ($M_{\text{экв.1}}$ $M_{\text{экв.2}}$):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{экв.1}}}{M_{\text{экв.2}}}. \quad (1.12)$$

Если реакция протекает с участием газообразных веществ, при расчетах используют понятие *эквивалентный объем газа*:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{V_{\text{экв.1}}}{V_{\text{экв.2}}}. \quad (1.13)$$

Вычисления по химическим формулам проводятся в соответствии с законами постоянства состава и кратных отношений.

Закон постоянства состава Ж.А. Пруста (1801):

Независимо от способа получения химического соединения его состав (качественный и количественный) остается постоянным.

Этот закон справедлив только для соединений постоянного состава, характеризующихся молекулярной структурой (*дальтонида*). Так, при

реакциях термического разложения карбоната кальция и горении угля в кислороде



образуется молекула углекислого газа CO_2 , состав которой постоянен.

Для соединений, имеющих атомные, металлические и ионные решетки (*бертоллиды*), состав изменяется в зависимости от условий проведения реакции. Большинство бинарных соединений *d*-металлов в твердом состоянии, в частности, оксиды, сульфиды, нитриды, карбиды, гидриды, силициды, имеют переменный состав, не соответствующий стехиометрическим отношениям компонентов. Для них введено понятие «формульная единица», показывающая соотношение атомов в веществе, например оксиды $\text{TiO}_{0,7-1,3}$, FeO_{1+x} , где $0,05 < x < 0,2$.

Закон кратных отношений Дж. Дальтон (1803):

Если два элемента образуют друг с другом несколько различных соединений, то в этих соединениях массы рассматриваемых элементов относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Например, зная процентный состав оксидов азота и отношение массы кислорода к массе азота в каждом оксиде, можно рассчитать отношение их масс друг к другу:

Оксид	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Состав N, %	63,7	46,7	36,8	30,4	25,9
Состав O, %	36,7	53,3	63,2	69,6	74,1
Отношение масс O/N	0,58	1,14	1,72	2,29	2,86
Массовое отношение O/N·0,58	1	2	3	4	5

В металлургических расчетах на основе законов постоянства состава и кратных отношений отображается состав минералов, соединений в виде химических формул (Cu_2S , Ag , ZnS и т. д.).

1.3. Основные понятия технологических процессов переработки руд и концентратов

Руды представляют собой смесь различных минералов, содержащих ценные компоненты – металлы (железо, медь, никель, свинец, цинк, олово, платина, золото и др.) и пустую породу. В зависимости от ценного компонента различают железные, медные, цинковые, медно-никелевые, полиметаллические руды и т. д.

В зависимости от формы соединений различают *окисленные* (Fe_2O_3 , $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, SnO_2), *сульфидные* (PbS , FeAsS , FeS_2 , CuFeS_2), *карбонатные* ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, CaCO_3), *галогенидные* (KCl , $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$), *силикатные*

и *алюмосиликатные* (ZrSiO_4 , $\text{Na}_2\text{O}(\text{K}_2\text{O}) \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$) и другие руды. Малоактивные металлы (Cu, Ag, Hg, Au, Pt) образуют и самородные руды. В рудах и концентратах цветных металлов могут находиться одновременно несколько рассеянных, благородных и платиновых элементов. Так, цинковые руды содержат In, Ga, Ge, Tl, медные – Se, Te, Au, Ag, Pt, свинцовые – Te, Tl, In, Ge.

С целью повышения содержания металлов в сырье руды подвергают *обогащению* и получают *концентраты*, в которых содержание ценного компонента может быть в 10–100 раз больше, чем в исходной руде. При обогащении происходит отделение ценных компонентов от пустой породы руды. Используют различные *методы обогащения*, основанные на различии физико-химических свойств ценных минералов и пустой породы. В частности, *гравитационные* методы связаны с различной плотностью минералов, а *флотационное* обогащение – с различной смачиваемостью поверхности минералов и пустой породы водным раствором, содержащим поверхностно-активные вещества.

Полученные при обогащении концентраты подвергаются металлургической переработке: пиро-, гидро- и электрометаллургическими способами.

Пирометаллургические процессы проводят при высоких температурах с полным или частичным расплавлением материала – обжиг, плавка, дистилляция.

Обжиг – это твердофазный (без расплавления) пирометаллургический процесс, проводимый при температуре 500–1 200 °С с целью изменения минералогического и химического состава перерабатываемого сырья. Существует множество разновидностей обжига: окислительный, восстановительный, кальцинирующий, хлорирующий, агломерирующий (обжиг со спеканием) и другие. Обычно обжиг является предварительной операцией технологической схемы получения металла. *Огарок* (или агломерат), полученный при обжиге, далее отправляется на плавку или на гидрометаллургическую переработку.

Плавка – пирометаллургический процесс, обеспечивающий полное расплавление перерабатываемого материала. Различают *рудные плавки*, в которых исходным материалом является руда или концентрат (восстановительная, окислительно-концентрационная, реакционная, металлотермическая и другие виды плавки), и *рафинировочные плавки*, проводимые с целью рафинирования черновых металлов (ликвационное, окислительное, хлорное, карбонильное и другие виды рафинирования) [1].

Гидрометаллургические процессы позволяют избирательно извлекать ценные компоненты из перерабатываемого сырья в водные растворы кислот, щелочей, солей с последующим выделением из раствора металла или его химического соединения. Процесс перевода ценных компонентов

в раствор называется *выщелачиванием*, которое происходит в результате протекания химических реакций разного типа (гидратации, ионно-обменные, окислительно-восстановительные реакции, реакции комплексообразования) [2,7].

Электрометаллургические процессы могут быть как пиро-, так и гидрометаллургическими. Отличительной особенностью этих процессов является использование электроэнергии в качестве движущей энергетической силы для протекания реакций – электролиз, электролитическое рафинирование.

1.4. Способы решения расчетных химических задач в металлургических расчетах

В металлургических расчетах при составлении материального баланса технологического процесса используется *способ составления пропорции*. В расчетных химических задачах применяется *способ расчета по формуле*.

1. Способ расчета по формуле применяют при решении задач с использованием следующих понятий: «количество вещества», «молярная масса», «массовая доля», «молярный объем», «концентрация раствора» (процентная, молярная, молярная концентрация эквивалента) и других.

2. Способ составления пропорции основан на установлении пропорциональной зависимости между количеством элемента в соединении и всей массой вещества, а также между количеством исходных веществ и продуктов реакции. Пропорция отражает ход рассуждений решения по формуле или уравнению. Процесс решения задачи *способом составления пропорций* включает этапы:

- 1) установление зависимости между количествами веществ;
- 2) составление пропорции;
- 3) решение пропорции.

Выделим этапы процесса решения расчетных химических задач:

- 1) запись условия задачи;
- 2) изучение условия задачи (выясняется, что дано и что нужно вычислить, о каких веществах идет речь в условии задачи, записываются их формулы и при необходимости записываются уравнения реакций);

- 3) выбор способа решения;

4) выполнение расчетов (при выполнении расчетов рекомендуется соблюдать рациональную степень точности – не более двух знаков после запятой; округлять атомные массы элементов до 0,1 и даже до целых единиц; следить за общностью размерности расчетных параметров; использовать единицы измерения системы СИ – если величины имеют разную размерность, необходимо их перевести одну систему единиц).

При сокращенной записи условий заданий придерживаются следующих обозначений основных величин:

$A_r(X.Э.)$ – относительная атомная масса химического элемента;

$M(X.Э.)$ – молярная масса атомов химического элемента, г/моль;

$M_r(X)$ – относительная молекулярная масса вещества X ;

$M(X)$ – молярная масса вещества X , г/моль;

$m(X)$ – масса вещества X , г, кг, т;

$n(X)$ – количество вещества X , моль;

$\omega(X.Э.)$ – массовая доля химического элемента в веществе, масс. долях;

V – объем газов, жидкостей, л;

V_m – молярный объем, л/моль (дм³/моль; м³/кмоль);

ρ – плотность, г/мл, кг/л;

$\mathcal{E}(X)$ – эквивалент вещества X ;

z – число эквивалентности;

$f_{\text{экв}}(X)$ – фактор эквивалентности;

$M_{f_{\text{экв}}(X)}, M_{\mathcal{E}(X)}$ – молярная масса эквивалента вещества X , моль/л;

$V_{\text{экв}}$ – эквивалентный объем, л/моль (дм³/моль; м³/кмоль);

$n_{f_{\text{экв}}(X)}$ – количество эквивалентов вещества X , моль.

1.5. Вычисление по химическим формулам

Рассмотрим примеры вычислений, которые необходимо уметь выполнять по химическим формулам.

Вычисление молярной массы вещества

Пример 1. Рассчитайте молярную массу молибденита MoS_2 .

Решение

1. Используя Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, вычислим относительную молекулярную массу молибденита:

$$M_r(\text{MoS}_2) = A_r(\text{Mo}) + 2A_r(\text{S}) = 95,9 + 2 \cdot 32,1 = 160,1 \approx 160 \text{ (а. е. м.)}.$$

2. Молярная масса численно равна относительной молекулярной, следовательно: $M(\text{MoS}_2) = 160 \text{ г/моль}$.

Ответ: молярная масса молибденита равна 160 г/моль.

Вычисление количества вещества

Пример 2. Рассчитайте количество вещества, соответствующее 36 г H_2O .

Решение

Для расчета воспользуемся формулой (1.1):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{36 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 160,1 \text{ моль.}$$

Ответ: количество вещества H_2O , соответствующее 36 г, равно 2 моль.

Вычисление массовой доли элемента

Пример 3. Рассчитайте массовую долю алюминия в его оксиде.

Решение

Воспользуемся для расчета формулой (1.4):

$$\omega(\text{Al}) = \frac{M(\text{Al}) \cdot n}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{27 \text{ г/моль} \cdot 2}{102 \text{ г/моль}} = 0,529.$$

Массовый процент соответствующей доли равен 52,9 масс. %.

Ответ: массовая доля алюминия в его оксиде равна 0,529.

Вычисление массы элемента по известной массе вещества

Пример 4. Рассчитайте массу серы в пирите FeS_2 массой 36 г.

*Решение***Способ I**

1. Определим количество пирита и серы, соответствующее 36 г FeS_2 , используя формулу (1.1):

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{m}{M} = \frac{36 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

Из формулы вещества видно, что

$$\frac{n(\text{FeS}_2)}{n(\text{S})} = \frac{1}{2}.$$

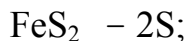
Тогда $n(\text{S}) = 2n(\text{FeS}_2) = 2 \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,6 \text{ моль.}$

2. Вычислим массу серы, соответствующую 0,6 моль:

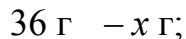
$$m = nM = 0,6 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 19,2 \text{ г.}$$

Способ II

1. В металлургических расчетах используют следующую сокращенную запись:



$$120 \text{ г} - 64,2 \text{ г.}$$



Данная запись означает, что в 1 моль (120 г) пирита FeS_2 содержится 2 моль ($2 \cdot 32,1$ г) серы S. Тогда для нахождения содержания серы в 36 г пирита можно составить пропорцию:

$$36 : x = 120 : 64,2.$$

Тогда

$$x = \frac{36 \text{ г} \cdot 64,2 \text{ г}}{120 \text{ г}} = 19,26 \text{ г S.}$$

Ответ: в пирите массой 36 г масса серы равна 19,26 г.

Вычисление объема и объемных отношений газов (при н.у.)

Пример 5. Вычислите объем сернистого газа количеством 0,3 моль.

Решение

Используем для расчета формулу (1.2):

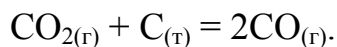
$$V_m = \frac{V}{n},$$

где $V_m = 22,4$ л.

Тогда $V = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 6,72 \text{ л.}$

Ответ: объем сернистого газа, соответствующий 0,3 моль, равен 6,72 л.

Пример 6. Рассчитайте объем угарного газа, образовавшегося из 1,89 кг углекислого газа согласно уравнению реакции



Решение

1. Вычислим количество вещества CO_2 , соответствующее 1,89 кг:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1,89 \text{ кг}}{44 \text{ кг/моль}} = 0,043 \text{ кмоль.}$$

2. Рассчитаем объем газа, равный 0,043 кмоль CO_2 , используя формулу (1.2):

$$V(\text{CO}_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 0,043 \text{ кмоль} = 0,96 \text{ м}^3.$$

3. Вычислим объем получаемого угарного газа, используя закон объемных отношений (формула (1.11)):

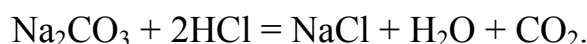
$$\frac{V_{\text{CO}}}{V_{\text{CO}_2}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{2}{1}.$$

Тогда, $V(\text{CO}) = 2 \cdot V(\text{CO}_2) = 2 \cdot 0,96 \text{ м}^3 = 1,92 \text{ м}^3$.

Ответ: объем угарного газа составил $1,92 \text{ м}^3$.

Вычисление молярной массы эквивалента вещества

Пример 7. Рассчитайте молярную массу эквивалента карбоната натрия в реакции:



Решение

1. Согласно уравнению ионно-обменной реакции 1 моль Na_2CO_3 эквивалентен 2 моль ионов водорода, следовательно,

$$z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2, f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}.$$

2. В соответствии с формулой (1.8) молярная масса эквивалента Na_2CO_3 равна:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{1}{2}M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106 \text{ г/моль}}{2} = 53 \text{ г/моль}.$$

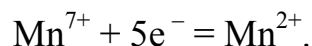
Ответ: молярная масса эквивалента Na_2CO_3 равна 53 г/моль.

Пример 8. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя в реакции



Решение

1. Окислителем в данной реакции является перманганат калия:



2. Поскольку в одной формульной единице KMnO_4 содержится 1 атом марганца, следовательно, KMnO_4 принимает 5e^- . Тогда

$$z(\text{KMnO}_4) = 5, f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5.$$

3. В соответствии с формулой (1.8) молярная масса эквивалента равна

$$M\left(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4\right) = \frac{1}{5}M(\text{KMnO}_4) = \frac{1 \cdot 158 \text{ г/моль}}{5} = 31,6 \text{ г/моль}.$$

Ответ: молярная масса эквивалента окислителя равна 31,6 г/моль.

2. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ В МЕТАЛЛУРГИЧЕСКОЙ ПРАКТИКЕ

Перерабатываемое сырье имеет свой *минералогический* состав, характеризующий форму нахождения элемента в руде. Если известно *процентное содержание элементов* в сырье, то можно вычислить содержание веществ, включающих атомы этих элементов. Для этого необходимо научиться рассчитывать массовые доли химических элементов в соединении.

2.1. Расчет процентного состава минерала

Расчет процентного содержания элементов по формуле химического соединения базируется на использовании понятий «молярная масса», «массовая доля», законов постоянства состава и кратных отношений (см. п. 1.5, пример 3).

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Вычислите процентное содержание меди, железа и серы в халькопирите CuFeS_2 .

Решение

Способ I

1. Вычислим молярную массу минерала CuFeS_2 :

$$M(\text{CuFeS}_2) = 63,6 + 55,8 + 2 \cdot 32,1 = 183,5 \text{ (г/моль)}.$$

2. Рассчитаем массовую долю элементов в минерале CuFeS_2 по формуле (1.4):

$$\omega(X) = \frac{M(\text{X.Э.}) \cdot n}{M(X)} \text{ в масс. долях. В массовых процентах: } \omega \cdot 100 \text{ \%}.$$

$$\omega(\text{Cu}) = 63,5 / 183,5 = 0,346 \text{ или } 34,6 \text{ \%}.$$

$$\omega(\text{Fe}) = 55,8 / 183,5 = 0,304 \text{ или } 30,4 \text{ \%}.$$

$$\omega(\text{S}) = 32,1 \cdot 2 / 183,5 = 0,35 \text{ или } 35,0 \text{ \%}.$$

Способ II

1. Молярная масса халькопирита CuFeS_2 (183,5 г/моль) составляет 100 %. Тогда массовая доля меди будет равна:

$$183,5 \text{ г CuFeS}_2 \quad - 100 \text{ \%};$$

$$63,5 \text{ г Cu} \quad - x \text{ \%};$$

$$x = \frac{63,5 \text{ г} \cdot 100 \text{ \%}}{183,5 \text{ г}} = 34,6 \text{ \% Cu}.$$

2. Вычислим массовую долю железа и серы в минерале:

183,5 г CuFeS₂ – 100 %;

55,8 г Fe – y %;

$$y = \frac{55,8 \text{ г} \cdot 100 \%}{183,5 \text{ г}} = 30,4 \% \text{ Fe};$$

183,5 г CuFeS₂ – 100 %;

2 · 32,1 г S – z %;

$$z = \frac{64,2 \text{ г} \cdot 100 \%}{183,5 \text{ г}} = 35 \% \text{ S}.$$

Ответ: халькопирит содержит, %: Cu – 34,6; Fe – 30,4; S – 35,0.

Задачи для самостоятельного решения

Рассчитайте массовые доли элементов в минералах:

- | | |
|---|---|
| 1) шеелит CaWO ₄ ; | 9) циркон ZrSiO ₄ ; |
| 2) молибденит MoS ₂ ; | 10) халькозин Cu ₂ S; |
| 3) ферберит FeWO ₄ ; | 11) аргентит Ag ₂ S; |
| 4) гюбнерит MnWO ₄ ; | 12) халькопирит CuFeS ₂ ; |
| 5) пирит FeS ₂ ; | 13) сфалерит ZnS; |
| 6) пентландит NiFeS ₂ ; | 14) пиролюзит MnO ₂ ; |
| 7) ильменит FeO·TiO ₂ ; | 15) индит FeIn ₂ S ₄ ; |
| 8) сподумен Li ₂ O·Al ₂ O ₃ ·4SiO ₂ ; | 16) глинозем Al ₂ O ₃ . |

2.2. Расчет содержания элемента (минерала) в руде

Вычисления содержания минералов в руде аналогичны вычислению массы элемента по известной массе вещества (см. п. 1.5, пример 4).

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Рассчитайте массу серы в халькопирите CuFeS₂ массой 36 г.

Решение

Способ I

1. Найдем молярную массу минерала халькопирита:

$$M(\text{CuFeS}_2) = 63,6 + 55,8 + 2 \cdot 32,1 = 183,5 \text{ г/моль}.$$

2. Вычислим количество вещества серы, содержащееся в 1 моль халькопирита, по формуле (1.1):

$$n(\text{S}) = \frac{2 \cdot 32,1 \text{ г}}{183,5 \text{ г/моль}} = 0,348 \text{ моль} \approx 0,35 \text{ моль}.$$

3. Определим массу серы, содержащейся в 36 г халькопирита:

$$m(\text{S}) = n(\text{S}) \cdot m_{\text{минерала}} = 0,35 \text{ г/моль} \cdot 36 \text{ г} = 12,6 \text{ г}.$$

С п о с о б I I

Запишем сокращенную запись. Она означает, что в 1 моль (183,5 г) халькопирита CuFeS_2 содержится 2 моль серы ($2 \cdot 32,1 \text{ г}$):

$$\begin{array}{ll} \text{CuFeS}_2 & - 2\text{S}; \\ 183,5 \text{ г} & - 64,2 \text{ г}; \\ 36 \text{ г} & - x, \text{ г}. \end{array}$$

Содержание серы в 36 г халькопирита найдем из пропорции:

$$183,5 : 64,2 = 36 : x,$$

или

$$x = \frac{36 \text{ г} \cdot 64,2 \text{ г}}{183,5 \text{ г}} = 12,6 \text{ г}.$$

Ответ: в 36 г халькопирита масса серы равна 12,6 г.

П р и м е р 2. Определите массу меди в 5 т медной руды, содержащей 10 % халькозина Cu_2S .

Р е ш е н и е

С п о с о б I

1. Вычислим молярную массу минерала халькозина:

$$M(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \cdot 63,5 + 32,1 = 159,1 \text{ г/моль}.$$

2. Вычислим массу халькозина в 5 т медной руды по формуле (1.4):

$$\omega_{(\text{Cu}_2\text{S})} = \frac{m_{(\text{Cu}_2\text{S})}}{m_{(\text{руда})}} \cdot 100 \% \Rightarrow m_{(\text{Cu}_2\text{S})} = 0,1 \cdot 5 \text{ т} = 0,5 \text{ т} = 500 \text{ кг}.$$

3. Вычислим количество вещества халькозина, масса которого равна 0,5 т, используя формулу (1.1):

$$n_{(\text{Cu}_2\text{S})} = \frac{500 \text{ кг}}{159,1 \text{ кг/моль}} = 3,14 \text{ кмоль}.$$

4. Из формулы минерала следует, что в 159,1 г (1 моль) халькозина Cu_2S количество атомов меди составляет 2 моль, т. е. 127 г. Тогда

$$\frac{n_{(\text{Cu}_2\text{S})}}{n_{(\text{Cu})}} = \frac{1}{2}, \quad n_{(\text{Cu})} = 2 \cdot n_{(\text{Cu}_2\text{S})} = 2 \cdot 3,14 \text{ кмоль} = 6,29 \text{ кмоль}.$$

4. Вычислим массу этого количества вещества меди:

$$m_{(\text{Cu})} = n_{(\text{Cu})} \cdot M_{(\text{Cu})} = 6,29 \text{ кмоль} \cdot 63,5 \text{ кг/моль} = 399,1 \text{ кг}.$$

С п о с о б II

1. Вычислим содержание халькопирита в 100 т руды:

$$\frac{5 \text{ т} \cdot 10 \%}{100 \%} = 0,5 \text{ т } \text{Cu}_2\text{S}.$$

2. Вычислим массу меди в 0,5 т Cu_2S :

$$159,1 \text{ т } \text{Cu}_2\text{S} \quad - 2 \cdot 63,5 \text{ т } \text{Cu};$$

$$0,5 \text{ т } \text{Cu}_2\text{S} \quad - y \text{ т } \text{Cu}$$

или

$$159,1 : 127 = 0,5 : y,$$

$$y = \frac{5 \text{ т} \cdot 127 \text{ т}}{159,1 \text{ т}} = 0,3991 \text{ т} = 399,1 \text{ кг } \text{Cu}.$$

Ответ: в 5 т руды содержится 399,1 кг Cu.

Пример 3. Определите содержание минерала (%) в молибденитовом концентрате, если в нем содержится 47,4 % Mo в форме молибденита MoS_2 .

Р е ш е н и е

С п о с о б I

1. Молярная масса молибденита $\text{MoS}_2 = 160,1 \text{ кг/кмоль}$.

2. Расчет ведем на 100 кг концентрата, в нем содержится 47,4 кг Mo.

3. Вычислим количество вещества молибдена Mo, масса которого составляет 47,4 кг Mo, учитывая, что $M(\text{Mo}) = 95,9 \text{ кг/кмоль}$:

$$n_{(\text{Mo})} = \frac{47,4 \text{ кг}}{95,9 \text{ кг/кмоль}} = 0,494 \text{ кмоль}.$$

4. Определим количество вещества молибденита. Из формулы минерала молибденита MoS_2 следует, что

$$\frac{n_{(\text{MoS}_2)}}{n_{(\text{Mo})}} = \frac{1}{1},$$

тогда

$$n_{(\text{Mo})} = n_{(\text{MoS}_2)} = 0,494 \text{ кмоль}.$$

5. Вычислим массу этого количества молибденита MoS_2 :

$$m_{(\text{MoS}_2)} = n_{(\text{MoS}_2)} \cdot M_{(\text{MoS}_2)} = 0,494 \text{ кмоль} \cdot 160,1 \text{ кг/кмоль} \approx 79,1 \text{ кг}.$$

6. Находим процентное содержание молибденита MoS_2 в концентрате:

100 кг руды – 100 %;

79,1 кг MoS_2 – x %;

$$x = (79,1 \cdot 100 \%) / 100 \text{ кг} = 79,1 \% \text{ MoS}_2.$$

С п о с о б I I

1. Вычислим массу молибденита MoS_2 , содержащую 47,4 кг Мо:

MoS_2 – Мо;

160,1 кг – 95,9 кг;

x кг – 47,4 кг;

$$x = (160,1 \text{ кг} \cdot 47,4 \text{ кг}) / 95,9 \text{ кг} = 79,1 \text{ кг MoS}_2.$$

2. Вычислим процентное содержание молибденита MoS_2 в концентрате:

100 кг руды – 100 %;

79,1 кг MoS_2 – x %;

$$x = (79,1 \text{ кг} \cdot 100 \%) / 100 \text{ кг} = 79,1 \% \text{ MoS}_2.$$

Ответ: в концентрате содержится 79,1 % MoS_2 .

Задачи для самостоятельного решения

1. Медный концентрат содержит 2 % меди в форме халькопирита CuFeS_2 . Определите содержание халькопирита в концентрате.

2. В некоторых месторождениях Австралии, Канады, Бразилии рутиловые руды содержат 90 % TiO_2 . Определите содержание титана (%) в 100 кг руды.

3. Определите содержание ванадия (%) в патронитовых рудах, если в ней содержится 25 % V_2O_5 .

4. В Австралии производят до 380 тыс. тонн циркониевого концентрата, содержащего $\cong 65$ % ZrO_2 . Определите содержание циркония в концентрате (% , т).

5. Одним из минералов титана является перовскит (титанат кальция $\text{CaO} \cdot \text{TiO}_2$). Определите содержание титана в 5 т концентрата, содержащего 58,7 % TiO_2 в минерале (%).

6. На обжиг поступил концентрат, содержащий 98 % сфалерита ZnS . Рассчитайте содержание цинка в концентрате (%).

7. В медном концентрате содержится 21 % Cu в форме халькопирита CuFeS_2 . Определите содержание халькопирита в руде (%).

8. В молибденовой руде содержится 85 % молибденита MoS_2 . Определите содержание молибдена в руде (%).

9. В руде массой 2 кг содержится 87,3 % мрамора (CaCO_3). Сколько кальция содержится в руде (г)?

10. Титановая руда содержит рутил TiO_2 (массовая доля 12 %). Рассчитайте массу титана, который теоретически может быть получен из образца такой руды массой 200 кг.

11. Вычислите массовые доли минерала магнетита Fe_3O_4 и пустой породы в железной руде, если из 500 г руды получили железо массой 200 г.

12. На получение глинозема поступило 200 кг сырья, содержащего 49,5 % Al_2O_3 и 5,1 % SiO_2 . Определите содержание алюминия в сырье (кг, %).

13. Рассчитайте процентное содержание меди в руде, содержащей 17,3 % халькозина Cu_2S .

14. Определите содержание вольфрама в 1 кг руды, если в ней присутствует 91,5 % шеелита CaWO_4 .

15. В 1 кг руды содержится 25 % Al_2O_3 в виде минерала нефелина $(\text{Na,K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$. Рассчитайте содержание нефелина в руде.

16. Рассчитайте, сколько серебра (кг) содержится в 2 кг руды, содержащей 87,3 % аргентита (Ag_2S).

Задачи повышенного уровня сложности

Пример 4. Концентрат содержит 2,6 % халькопирита CuFeS_2 и 1,7 % пирита FeS_2 . Определите содержание железа (%) в концентрате.

Решение

1. Расчет ведем на 100 кг концентрата. В соответствии с условием в нем содержится 2,6 кг халькопирита CuFeS_2 и 1,7 кг пирита FeS_2 .

Вычислим молярную массу минералов:

$$M(\text{CuFeS}_2) = 183,5 \text{ г/моль}; M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ г/моль}.$$

Далее задача может решаться двумя способами.

Способ I

2. Вычислим количество вещества CuFeS_2 массой 2,6 кг:

$$n(\text{CuFeS}_2) = \frac{2,6 \text{ кг}}{183,5 \text{ кг/кмоль}} = 0,014 \text{ кмоль}.$$

Из формулы минерала следует, что 1 кмоль CuFeS_2 содержит 1 кмоль атомов железа:

$$\frac{n(\text{CuFeS}_2)}{n(\text{Fe})} = \frac{1}{1}, \Rightarrow n(\text{Fe}) = n(\text{CuFeS}_2) = 0,014 \text{ кмоль}.$$

3. Вычислим массу железа, соответствующую 0,014 кмоль:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,014 \text{ кмоль} \cdot 55,8 \text{ кг/кмоль} = 0,78 \text{ кг}.$$

4. Вычислим количество вещества пирита, масса которого равна 1,7 кг:

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{1,7 \text{ кг}}{120 \text{ кг/кмоль}} = 0,014 \text{ кмоль.}$$

Из формулы минерала пирита следует, что 1 кмоль FeS_2 содержит 1 кмоль атомов железа:

$$\frac{n(\text{FeS}_2)}{n(\text{Fe})} = \frac{1}{1}, \Rightarrow n(\text{Fe}) = n(\text{FeS}_2) = 0,014 \text{ кмоль.}$$

5. Рассчитаем массу этого количества железа:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,014 \text{ кмоль} \cdot 55,8 \text{ кг/кмоль} = 0,78 \text{ кг.}$$

6. В концентрате содержится железа $0,78 \text{ кг} + 0,78 \text{ кг} = 1,56 \text{ кг}$.
Тогда процентное содержание железа в 100 кг концентрата будет равно:

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{конц})} \cdot 100 \% = \frac{1,56 \text{ кг} \cdot 100 \%}{100 \text{ кг}} = 1,56 \%.$$

С п о с о б II

2. Вычислим количество железа, содержащегося в халькопирите CuFeS_2 :

CuFeS_2 – Fe;
183,5 кг – 55,8 кг;
2,6 кг – x кг,

$$\text{тогда } x = \frac{2,6 \text{ кг} \cdot 55,8 \text{ кг}}{183,5 \text{ кг}} = 0,79 \text{ кг Fe.}$$

3. Вычислим количество железа, содержащегося в пирите FeS_2 :

FeS_2 – Fe;
120 кг – 55,8 кг;
1,7 кг – y кг,

$$\text{тогда } y = \frac{1,7 \text{ кг} \cdot 55,8 \text{ кг}}{120 \text{ кг}} = 0,79 \text{ кг Fe.}$$

4. Содержание железа в концентрате равно: $0,79 \text{ кг} + 0,79 \text{ кг} = 1,58 \text{ кг}$.

Вычислим процентное содержание железа в концентрате. Составим пропорцию:

100 кг – 100 %;
1,58 кг – x %,

$$\text{тогда } x = (1,58 \text{ кг} \cdot 100 \%) / 100 \text{ кг} \cong 1,6 \%.$$

Ответ: в концентрате содержится 1,6 % Fe.

Пример 5. Медный концентрат содержит 15 % меди в форме халькопирита CuFeS_2 и халькозина Cu_2S . Соотношение содержания меди в халькопирите и халькозине в концентрате составляет 2:1. Рассчитайте содержание минералов в концентрате (кг, %).

Решение

Вычислим молярные массы минералов:

$$M(\text{Cu}_2\text{S}) = 159,1 \text{ кг/кмоль}, M(\text{CuFeS}_2) = 183,5 \text{ кг/кмоль}.$$

Расчет ведем на 100 кг концентрата.

1. Вычислим массу меди в 100 кг концентрата:

$$m(\text{Cu}) = \frac{100 \text{ кг} \cdot 15\%}{100\%} = 15 \text{ кг}.$$

2. Рассчитаем массу меди в 100 кг концентрата в форме минералов. Учитывая, что соотношение содержания меди в халькопирите и халькозине в концентрате составляет 2:1, обозначим массу меди в халькозине за x , тогда масса меди в халькопирите будет $2x$. Составим уравнение:

$$2x + x = 15 \Rightarrow x = 5.$$

Следовательно, в 100 кг концентрата содержится 5 кг меди в форме халькозина и 10 кг – в форме халькопирита.

Далее задачу можно решать двумя способами.

Способ I

3. Вычислим количество вещества меди в минералах концентрата.

В халькопирите

$$n(\text{Cu}) = \frac{10 \text{ кг}}{64 \text{ кг/моль}} = 0,156 \text{ кмоль};$$

в халькозине
$$n(\text{Cu}) = \frac{5 \text{ кг}}{64 \text{ кг/кмоль}} = 0,078 \text{ кмоль}.$$

4. Вычислим количество вещества меди в минералах, исходя из их формул.

В халькопирите

$$\frac{n(\text{CuFeS}_2)}{n(\text{Cu})} = \frac{1}{1},$$

$$n(\text{Cu}) = n(\text{CuFeS}_2) = 0,156 \text{ кмоль};$$

в халькозине
$$\frac{n(\text{Cu}_2\text{S})}{n(\text{Cu})} = \frac{1}{2},$$

$$n(\text{Cu}_2\text{S}) = \frac{1}{2} n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} 0,078 \text{ кмоль} = 0,039 \text{ кмоль}.$$

5. Вычислим массы минералов в концентрате, соответствующие их количествам вещества:

$$m(\text{CuFeS}_2) = n(\text{CuFeS}_2) \cdot M(\text{CuFeS}_2) = 0,156 \text{ кмоль} \cdot 183,5 \text{ кг/кмоль} = 28,6 \text{ кг}.$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = n(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot M(\text{Cu}_2\text{S}) = 0,039 \text{ кмоль} \cdot 159,1 \text{ кг/кмоль} = 6,2 \text{ кг}.$$

6. Концентрат содержит 28,6 % CuFeS_2 и 6,2 % Cu_2S , так как 100 кг концентрата составляет 100 %.

С п о с о б I I

3. По массе меди, которая содержится в халькопирите, вычислим массу минерала:

CuFeS_2 – Cu;

183,5 кг – 64 кг;

x кг – 10 кг;

или $183,5 : 64 = x : 10$,

$$\text{тогда } x = \frac{183,5 \text{ кг} \cdot 10 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = 28,6 \text{ кг } \text{CuFeS}_2.$$

4. Аналогично составим пропорцию для расчета массы минерала халькозина в концентрате по известной массе меди:

Cu_2S – Cu;

159,1 г – $2 \cdot 64 \text{ г}$;

y г – 5 г,

$$\text{тогда } y = \frac{159,15 \text{ кг} \cdot 5 \text{ кг}}{128 \text{ кг}} = 6,2 \text{ кг } \text{Cu}_2\text{S}.$$

5. Вычислим процентное содержание минералов в концентрате:

халькопирит

халькозин

100 кг – 100 %;

100 кг – 100 %;

28,6 кг – x %;

6,2 кг – y %,

$x = (28,6 \text{ кг} \cdot 100 \text{ \%}) / 100 \text{ кг} = 28,6 \text{ \%}$,

$y = (6,2 \text{ кг} \cdot 100 \text{ \%}) / 100 \text{ кг} = 6,2 \text{ \%}$.

Ответ: в концентрате содержится 28,6 % CuFeS_2 и 6,2 % Cu_2S .

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите количество вольфрама (%) в 100 кг концентрата, содержащем 20 % ферберита FeWO_4 и 80 % гюбнерита MnWO_4 .

2. Рассчитайте содержание молибдена (%) в концентрате, содержащем 80 % молибденита MoS_2 и 10 % повеллита CaMoO_4 .

3. Рассчитайте содержание меди в медном концентрате, если в нем присутствует 12 % ковеллина CuS и 5 % халькозина Cu_2S .

4. Наиболее богатые вольфрамовые руды содержат до 2 % WO_3 . Какая масса вольфрама должна содержаться в 100 кг руды, чтобы из нее можно было получить концентрат, содержащий 60 % оксида вольфрама?

5. Молибденитовый концентрат содержит 48,5 % Mo и 18,7 % S . Молибден находится в форме молибденита MoS_2 и повеллита CaMoO_4 . Определите содержание повеллита CaMoO_4 в концентрате (%).

6. Медный концентрат содержит 20 % меди. Медь присутствует в концентрате в форме халькопирита CuFeS_2 и халькозина Cu_2S в соотношении 3:1. Рассчитайте содержание минералов в медном концентрате (%).

7. Молибденитовый концентрат содержит 0,9 % Cu и 1,6 % Fe . Медь в концентрате находится в форме халькопирита CuFeS_2 , а железо – в форме пирита FeS_2 и халькопирита CuFeS_2 . Определите процентное содержание пирита в концентрате.

8. Медный концентрат содержит 15 % меди и 35 % железа. В концентрате медь находится в форме халькопирита CuFeS_2 и халькозина Cu_2S в массовом соотношении 4:1. Железо присутствует в форме халькопирита CuFeS_2 и пирита FeS_2 . Определите содержание пирита в концентрате (%).

9. Шеелитовый концентрат содержит 70,5 % WO_3 , 20 % CaO , 0,1 % Mo . По данным минералогических исследований вольфрам находится в шеелите CaWO_4 , молибден в – повелите CaMoO_4 , оксид кальция – в шеелите и силикате кальция CaSiO_3 . Определите содержание CaSiO_3 в концентрате (%).

10. Свинцовый сульфидный концентрат подвергается агломерирующему одностадийному обжигу. После обжига агломерат содержит 60,8 % Pb . Содержание свинца в минералах PbS и PbO составляет 1:2. Определите содержание в агломерате сульфида и оксида свинца (%).

11. На восстановление пентаоксида ниобия алюминием поступает 100 кг технического Nb_2O_5 , содержащего основные примеси (%) – 0,01 TiO_2 , 0,07 Ta_2O_5 , 0,1 Al_2O_3 . Рассчитайте массу металлов-примесей в техническом пентаоксиде ниобия.

12. На шахтную плавку окисленных никелевых руд поступает агломерат, содержащий 20,42 % Ni ; 20,42 % Fe_3O_4 ; 4,75 % FeO . Железо в агломерате находится в файалите $\text{FeO} \cdot \text{SiO}_2$ и магнетите Fe_3O_4 , никель в – $\text{NiO} \cdot \text{SiO}_2$. Определите содержание (%) кремнезема SiO_2 и железа в агломерате.

13. На аммиачное выщелачивание поступило 10 т молибденитового огарка, содержащего 70,6 % MoO_3 , 1,5 % MoS_2 , 1,5 % FeMoO_4 . Определите содержание молибдена в огарке (т, %).

14. Свинцовый концентрат содержит 35 % PbS , 3 % ZnS , 2,5 % CuFeS_2 , 21 % FeS_2 , 38,5 % прочие. Определите содержание серы в концентрате (%).

15. В свинцовом агломерате содержится 35 % силиката ($\text{PbO} \cdot \text{SiO}_2$), 12 % феррита ($\text{PbO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) и 4 % оксида свинца (PbO). Определите содержание всего свинца в агломерате (%).

16. На процесс спекания с известью поступил циркониевый концентрат, содержащий, %: 58,44 ZrO_2 ; 31,2 SiO_2 ; 4,26 Fe_2O_3 ; 5,5 TiO_2 ; 0,6 прочие. В концентрате цирконий находится в форме минерала циркона ZrSiO_4 , кремний – кремнезема SiO_2 . Рассчитайте массу свободного кремнезема в концентрате (кг).

2.3. Расчет массы, количества вещества или объема газа

Расчеты массы вещества, объема газов по известному количеству вещества, участвующего в реакции, проводят по уравнению химических реакций, используя понятие «моль». Необходимо помнить, что *коэффициенты в уравнении реакции* показывают *молярные соотношения веществ*, участвующих в реакции.

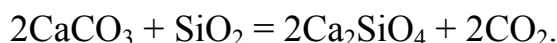
Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Какой объем газа (м^3) выделится при сплавлении 35,46 кг известняка с кремнеземом SiO_2 , если образуется Ca_2SiO_4 ?

Решение

Способ I

1. Запишем уравнение реакции:



2. Вычислим количество вещества известняка CaCO_3 , масса которого составляет 35,46 кг (1.1):

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{35,46 \text{ кг}}{100 \text{ кг/кмоль}} = 0,36 \text{ кмоль}.$$

3. В соответствии с уравнением реакции количество веществ известняка и углекислого газа соотносятся:

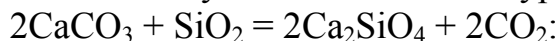
$$\frac{n(\text{CaCO}_3)}{n(\text{CO}_2)} = \frac{1}{1} \Rightarrow n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2) \Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,36 \text{ кмоль}.$$

4. Вычислим объем выделившегося CO_2 :

$$(\text{CO}_2) = n \cdot V_m = 0,36 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 7,9 \text{ м}^3$$

С п о с о б П

1. Запишем условия задачи под уравнением химической реакции



$$2 \cdot 100 \text{ кг} \qquad 2 \cdot 22,4 \text{ м}^3;$$

$$35,46 \text{ кг} \qquad x \text{ м}^3$$

и составим пропорцию:

$$35,46 : x = 200 : 44,8 \Rightarrow x = \frac{35,46 \text{ кг} \cdot 44,8 \text{ м}^3}{200 \text{ кг}} = 7,9 \text{ м}^3 \text{ CO}_2.$$

Ответ: в результате спекания выделится $7,9 \text{ м}^3$ углекислого газа.

Пример 2. При растворении серебра в азотной кислоте выделилось 560 мл (н.у.) оксида азота (II). Определите массу растворённого металла.

Решение

1. Запишем уравнение химической реакции:



2. Из уравнения реакции следует, что количество веществ серебра и оксида азота (II) соотносятся как 3:1:

$$\frac{n_{(\text{Ag})}}{n_{(\text{NO})}} = \frac{3}{1},$$

тогда $n_{(\text{Ag})} = 3n_{(\text{NO})}$.

3. Учитывая $n_{(\text{Ag})} = \frac{m_{(\text{Ag})}}{M_{(\text{Ag})}}$ (1.1) и $n_{(\text{NO})} = \frac{V}{V_m}$ (1.2), получим

$$\frac{m_{(\text{Ag})}}{M_{(\text{Ag})}} = 3 \cdot \frac{V_{(\text{NO})}}{22,4 \text{ л}} \Rightarrow \frac{m_{(\text{Ag})}}{M_{(\text{Ag})}} = \frac{3 \cdot 0,56 \text{ л}}{22,4 \text{ л}}.$$

Тогда масса растворенного металла составит:

$$m_{(\text{Ag})} = \frac{3 \cdot 0,56 \text{ л} \cdot 108 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 0,81 \text{ г}.$$

Ответ: масса растворенного металла равна 8 г.

Задачи для самостоятельного решения

1. Какой объем газа, приведенный к н.у., образуется в известково-обжиговой печи, если в неё загрузили 5 т известняка (н.у.)?

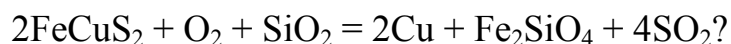
2. Определите объем газа (н.у.), который можно получить при действии соляной кислоты на 10 кг карбоната кальция.

3. При взаимодействии 0,25 моль карбоната натрия с соляной кислотой выделился углекислый газ. Рассчитайте объем выделившегося углекислого газа (н.у.).

4. Определите объем кислорода (л), который необходим для окисления 46 л оксида серы (IV) (н.у.)?

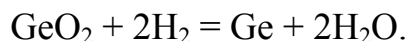
5. При сжигании сульфида цинка выделился сернистый газ объемом 67,2 л (н.у.). Рассчитайте массу исходного соединения цинка (г).

6. Сколько черновой меди (т) можно получить из халькопирита, массой 54 т пирометаллургическим методом, если суммарное уравнение окисления халькопирита имеет вид



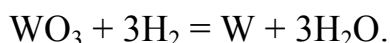
7. При растворении сульфида железа (II) в соляной кислоте выделилось 11,2 л газа (н.у.). Определите исходную массу сульфида железа (II).

8. Металлический германий получают высокотемпературным восстановлением оксида германия GeO_2 водородом в трубчатых печах из кварца или графита в графитовых лодочках в течение 3,5 часов. Восстановление протекает в две стадии. Суммарная реакция восстановления описывается уравнением



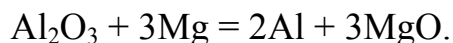
Определите объем водорода (л), который потребуется для восстановления 72,4 кг диоксида германия (н.у.).

9. Порошок вольфрама для производства пластичных металлов в промышленности получают восстановлением вольфрамового ангидрида водородом. Известно, что процесс протекает в четыре стадии, суммарная реакция которых имеет следующий вид:



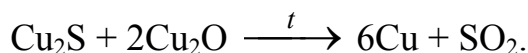
Определите теоретический расход водорода (л) для получения 810 кг вольфрама (н.у.).

10. При магнийтермическом способе получения алюминия протекает реакция



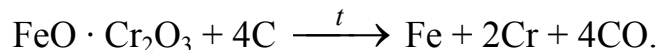
Определите количество магния (кг), необходимое для восстановления оксида алюминия массой 91,8 кг.

11. Пирометаллургическая переработка сульфидных медных руд позволяет получить медь, которая образуется в ходе протекания реакции:



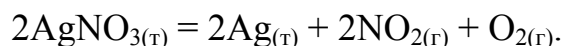
Сколько образовалось сернистого газа (н.у.), если при переработки 100 кг концентрата было получено 3,048 кг Cu?

12. В промышленности получают феррохром (сплав железа с хромом) двух видов: содержащий и не содержащий углерод. Первый получают восстановлением хромистого железняка ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$) коксом:



Рассчитайте массу хромистого железняка, необходимого для получения 160 кг феррохрома?

13. Определите объемы выделившихся газов, если разложению подвергли 1,7 кг нитрата серебра согласно уравнению реакции



14. Определите объем хлора (н.у.), который необходим для взаимодействия с 10,8 г алюминия.

15. При взаимодействии 6,9 г натрия с водой выделяется водород. Рассчитайте объем выделившегося газа (л) при н.у.

16. Сколько цинка вступило в реакцию, если при его травлении соляной кислотой выделилось 5,6 л водорода (н.у.)?

2.4. Расчет с избытком или недостатком реагентов, содержащих примеси

В металлургических процессах количество продуктов реакции вычисляют *по тому из исходных веществ*, которое расходуется полностью, т. е. находится *в недостатке*. Для того чтобы узнать, какое из веществ прореагирует полностью, сравнивают количества веществ, деленные на соответствующие коэффициенты в уравнении реакции. Вещество, для которого это отношение наименьшее, расходуется целиком.

Пример 1. К раствору, содержащему 27 г хлорида меди, прибавили раствор, содержащий 5,1 г сероводорода. Какова масса выпавшего осадка?

Решение

1. Составим уравнение реакции: $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} \downarrow + 2\text{HCl}$.

2. Определим, какое из реагирующих веществ взято в недостатке:

$$M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}.$$

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{27 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}, \quad n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{5,1 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

Так как $n(\text{CuCl}_2) > n(\text{H}_2\text{S})$ расчет ведем по сероводороду.

3. Вычислим массу образовавшегося осадка по сероводороду – веществу, которое находится в недостатке. Из уравнения реакции следует:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{S})}{n(\text{CuS})} = \frac{1}{1}, \quad n(\text{CuS}) = n(\text{H}_2\text{S}) = 0,15 \text{ моль.}$$

Определим массу сульфида меди CuS, соответствующую 0,15 моль:

$$m(\text{CuS}) = 0,15 \text{ моль} \cdot 96 \text{ г/моль} = 14,4 \text{ г.}$$

Ответ: масса осадка равна 14 г.

В металлургической практике для обеспечения высокой *степени разложения концентратов* добавляют избыток реагента, который в большинстве случаев не реагирует с продуктами реакции. Поэтому необходим расчет избыточной массы добавляемого исходного вещества (реагента) сверх теоретически необходимого количества.

Пример 2. Для очистки селена от теллура используется плавка с аммонийной селитрой при 210–230 °С, в процессе которой происходит окисление теллура по уравнению реакции



Рассчитайте расход селитры для рафинирования 2 кг теллура, если избыток селитры составляет 10 % от теоретически необходимого количества.

Решение

С п о с о б I

1. Рассчитаем количество вещества теллура, соответствующее 2 кг Te:

$$n(\text{Te}) = \frac{2 \text{ кг}}{127,6 \text{ кг/кмоль}} = 0,016 \text{ кмоль.}$$

2. Определим количество селитры. Из уравнения реакции следует, что

$$\frac{n(\text{Te})}{n(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{1}{2},$$

тогда

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot n(\text{Te}) = 0,032 \text{ кмоль.}$$

3. Вычислим массу селитры, соответствующую 0,032 кмоль NH_4NO_3 :

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n \cdot M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,032 \text{ кмоль} \cdot 80 \text{ кг/кмоль} = 2,5 \text{ кг.}$$

4. Вычислим массу 10%-го избытка селитры NH_4NO_3 :

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2,5 \text{ кг} \cdot 0,1 = 0,25 \text{ кг.}$$

Тогда масса селитры NH_4NO_3 с учетом 10%-го избытка будет равна

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2,5 \text{ кг} + 0,25 \text{ кг} = 2,75 \text{ кг}.$$

Такой же ответ можно получить, учитывая, что расход селитры с 10 % избытком составляет 110 %:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2,5 \text{ кг} \cdot 1,1 = 2,75 \text{ кг}.$$

С п о с о б II

1. Вычислим массу аммонийной селитры, теоретически необходимой для плавки 2 кг теллура



$$\begin{array}{ll} 127,6 \text{ кг/кмоль} & - 2 \cdot 80 \text{ кг/кмоль;} \\ 2 \text{ кг} & - x \text{ кг,} \end{array}$$

$$\text{тогда } x = \frac{2 \text{ кг} \cdot 160 \text{ кг/кмоль}}{127,6 \text{ кг/кмоль}} = 2,5 \text{ кг}.$$

2. Вычислим расход селитры, учитывая ее 10%-й избыток от теоретически необходимой массы:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2,5 \cdot 1,1 = 2,75 \text{ кг}.$$

Ответ: расход селитры составит 2,75 кг.

В перерабатываемом сырье содержание ценного компонента и примесей указывается массовой долей.

Массовая доля примесей в веществе – это отношение массы примеси ($m_{\text{прим}}$) к массе вещества ($m_{\text{в-во}}$):

$$\omega_{\text{прим}} = \frac{m_{\text{прим}}}{m_{\text{в-во}}}.$$

Пример 3. Рассчитайте объем ацетилена C_2H_2 (м^3), приведенный к н.у., который можно получить из карбида кальция CaC_2 массой 10 кг, содержащей 15 % примесей.

Р е ш е н и е

1. Запишем уравнение реакции: $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$.

2. Рассчитаем массу примесей в карбиде кальция по формуле (1.4):

$$m_{\text{прим}} = \frac{m_{\text{в-во}} \cdot \omega_{\text{прим}}}{100}, m_{\text{прим}} = 10 \text{ кг} \cdot 0,15 = 1,5 \text{ кг}.$$

Масса чистого карбида кальция будет равна: $10 \text{ кг} - 1,5 \text{ кг} = 8,5 \text{ кг}$.

3. Определим количество вещества карбида кальция, которое соответствует этой массе:

$$n(\text{CaC}_2) = \frac{8,5 \text{ кг}}{64 \text{ кг/кмоль}} = 0,13 \text{ кмоль.}$$

4. Вычислим объем выделившегося газа. Из уравнения реакции видно, что количество выделившегося ацетилена равно количеству карбида кальция, т. е. $n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{CaC}_2) = 0,13 \text{ кмоль}$.

Для расчета воспользуемся следствием закона Авогадро (1.2):

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 0,13 \text{ кмоль} = 2,9 \text{ м}^3.$$

Ответ: получено 2,9 м³ ацетилена.

2.5. Расчет с учетом степени вскрытия минерала

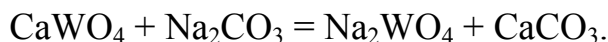
Часто в металлургических процессах расчеты осуществляют по стехиометрии реакции с учетом *степени вскрытия* минералов, концентратов. Под *степенью вскрытия минерала* (концентрата) понимается степень разложения минерала в результате его взаимодействия с химическим реагентом. Решение задач данного типа связано с использованием понятия «массовая доля».

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Концентрат, содержащий 60 % WO_3 в форме шеелита CaWO_4 , спекают с содой. Рассчитайте расход соды (кг), который потребуется для разложения 100 кг шеелитового концентрата, если степень разложения шеелита содой составляет 99 %.

Решение

1. Напишем уравнение реакции взаимодействия шеелита с содой при спекании:



2. В 100 кг концентрата содержится 60 кг WO_3 :

$$100 \text{ кг} \cdot 0,6 = 60 \text{ кг.}$$

Определим массу шеелита, содержащую 60 кг WO_3 :

WO_3	— CaWO_4 ;
232 кг/кмоль	— 288 кг/кмоль;
60 кг	— x кг;

$$\text{тогда } x = \frac{60 \text{ кг} \cdot 288 \text{ кг/кмоль}}{232 \text{ кг/кмоль}} = 74,48 \text{ кг.}$$

3. Учитывая степень разложения минерала 99 %, вычислим его массу:

$$m(\text{CaWO}_4) = 74,48 \text{ кг} \cdot 0,99 = 73,74 \text{ кг.}$$

Определим количество вещества шеелита, содержащееся в 73,74 кг:

$$n(\text{CaWO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{73,74 \text{ кг}}{288 \text{ кг/кмоль}} = 0,256 \text{ кмоль.}$$

4. Вычислим расход соды на взаимодействие с шеелитом. В уравнении реакции коэффициенты перед формулами CaWO_4 и Na_2CO_3 одинаковы, следовательно,

$$n(\text{CaWO}_4) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1:1, \text{ т. е. } n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CaWO}_4) = 0,256 \text{ кмоль.}$$

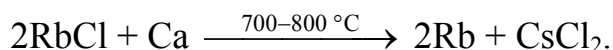
Вычислим массу израсходованной соды, соответствующую данному количеству вещества:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,256 \text{ кмоль} \cdot 106 \text{ кг/кмоль} = 27,14 \text{ кг.}$$

Ответ: теоретический расход соды составит 27,14 кг.

Задачи для самостоятельного решения

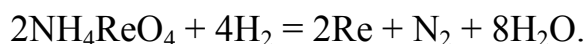
1. Рубидий в промышленной практике получают восстановлением его хлорида металлическим кальцием:



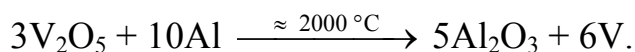
Рассчитайте массу загружаемой смеси, если за один цикл получено 25 кг рубидия, а количество кальция превышает в 4 раза теоретически рассчитанное.

2. При сжигании 3,0 кг каменного угля марки «антрацит» выделился углекислый газ, приведенный к н.у., объемом 5,3 м³. Определите массовую долю углерода в антраците.

3. Определите массу (г) перрената аммония, необходимого для получения 300 г сплава Mo–Re, содержащего 40 % рения. Рений получают водородотермическим восстановлением перрената аммония при 1 000 °C:



4. Процесс получения металлического ванадия основан на экзотермической реакции:



Вычислите массу технического алюминия, содержащего 98,4 % Al, которая необходима для получения 45,9 кг ванадия. При этом алюминий берется с 40 % избытком.

5. При прокаливании 13,5 г известняка CaCO_3 потеря массы составила 5,5 г. Вычислите массовую долю неразлагающихся веществ в известняке.

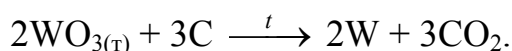
6. При обработке 300 г алюминия, содержащего 20 % примесей, раствором серной кислотой выделился газообразный водород. Определите объем выделившегося газа (м^3), приведенного к н.у.

7. Сколько выделится углекислого газа (н.у.), если 10 кг известняка, содержащего 10 % примесей, обработали раствором соляной кислоты?

8. При восстановлении 60 кг концентрата, содержащего CuO , газообразным водородом получили металлическую медь и 9,02 л воды. Определите массовую долю оксида меди в концентрате (%), учитывая, что содержащиеся в нём примеси не реагируют с водородом.

9. При окислительном обжиге 10,05 т медной сульфидной руды ОАО «Норникель» образуется сернистый газ. Определите объем выделившегося газа, если содержание ковеллина CuS в руде составляет 1,7 %.

10. Рассчитайте количество сажистого углерода C, которое потребуется при высокотемпературном восстановлении 288 кг вольфрамового ангидрида WO_3 согласно уравнению реакции:



11. Расход углерода составляет 120 % от теоретически необходимого количества.

12. Сернистый газ SO_2 объемом 56 л взаимодействует с 48 л кислорода. Определите объем избытка кислорода O_2 (н.у.).

13. На переработку 100 кг танталит-колумбитового концентрата необходимо 76 кг соды. Определите расход технической соды, содержащей 96 % Na_2CO_3 , если избыток соды должен составлять 5 %.

14. Технический цинк массой 20 г вытесняет из соляной кислоты массой 40 г водород объемом 6,272 л (н.у.). Определите содержание примесей (%) в техническом цинке и массу избытка соляной кислоты.

2.6. Расчет расхода воздуха на окисление сульфидов

В металлургии для окисления сульфидных минералов используется кислород воздуха. В расчетах принимают содержание кислорода в воздухе 23 % (по массе) или 21 % (объемных). При этом часто учитывают *коэффициент использования кислорода*, т. е. ту часть подаваемого кислорода, которая непосредственно вступает в химическую реакцию.

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Рассчитайте, сколько потребуется воздуха (м^3) для окисления 100 кг сфалерита ZnS .

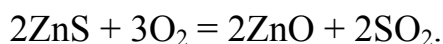
Решение

Способ I

1. Вычислим количество вещества сульфида ZnS (1.1):

$$n(\text{ZnS}) = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ кг}}{97,5 \text{ кг/кмоль}} = 1,03 \text{ кмоль.}$$

Количество вещества кислорода определим по уравнению реакции:



Так как

$$\frac{n(\text{ZnS})}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{3} \Rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{3}{2} n(\text{ZnS}) = \frac{3}{2} 1,03 \text{ кмоль} = 1,54 \text{ кмоль.}$$

2. Вычислим объем кислорода, необходимый для окисления 1,03 кмоль сульфида цинка. Используем для расчета формулу (1.2)

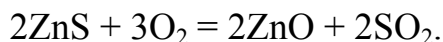
$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_m = 1,54 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 34,61 \text{ м}^3.$$

3. С учетом содержания кислорода в воздухе рассчитаем расход воздуха (1.6):

$$\varphi_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{возд}}} \Rightarrow V_{\text{возд}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{\varphi_{\text{O}_2}} = \frac{34,61 \text{ м}^3}{0,21} \approx 165 \text{ м}^3.$$

Способ II

1. Вычислим массу кислорода, необходимую для окисления 100 кг ZnS по уравнению реакции



Для окисления $2 \cdot 97,5 \text{ кг}$ ZnS потребуется 96 кг O_2 ;
для окисления 100 кг ZnS – x кг O_2 ;

$$\text{тогда } x = \frac{100 \text{ кг} \cdot 96 \text{ кг}}{195 \text{ кг}} = 49,2 \text{ кг } \text{O}_2.$$

2. Определим расход воздуха, который потребуется на окисление сфалерита, учитывая, что в воздухе содержится 23 % (по массе) кислорода:

100 кг воздуха – 23 кг O_2 ;
у кг – 49,2 кг O_2 ;

тогда $y = \frac{100 \text{ кг} \cdot 49,2 \text{ кг}}{23 \text{ кг}} = 213,9 \text{ кг воздуха}$.

3. Рассчитаем объем воздуха (м^3), используя следствие закона А. Авогадро (см. п. 1.2):

29 кг воздуха — 22,4 м^3 ;

213,9 кг воздуха — $z \text{ м}^3$.

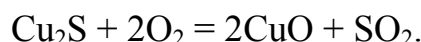
Тогда $z = \frac{213,9 \text{ кг} \cdot 22,4 \text{ м}^3}{29 \text{ кг}} = 165 \text{ м}^3$.

Ответ: на окисление сфалерита потребуется 165 м^3 воздуха.

Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислите объем воздуха (л), который потребуется для сжигания 10 кг угля при н.у., содержащего 1 % негорючих примесей.

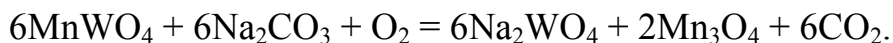
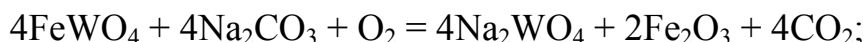
2. При обжиге в кипящем слое медной руды, содержащей сульфид меди (I), протекает реакция



Рассчитайте объем воздуха, который необходим для окисления 16 т сульфида меди (I), и объем выделившегося сернистого газа (н.у.).

3. Доменный газ содержит 32 % оксида углерода (II), 3 % водорода, остальное — азот и CO_2 . Сколько потребуется воздуха (н.у.), содержащего 21 % кислорода, для полного сжигания 50 м^3 доменного газа?

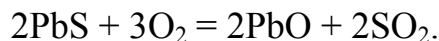
4. Среди минералов вольфрама наибольшее значение имеет вольфрамит, содержащий 20 % ферберита FeWO_4 и 80 % гюбнерита MnWO_4 . В промышленной практике вольфрамит спекают с кальцинированной содой при 800–900 °С. При этом протекают химические реакции



Рассчитайте, какой объем воздуха (м^3) будет затрачено на реакцию с ферберитом FeWO_4 при спекании с содой 100 кг вольфрамита.

5. Рассчитайте, какой объем воздуха (м^3) будет затрачен на реакцию с гюбнеритом MnWO_4 при спекании 100 кг вольфрамита с кальцинированной содой (см. условие задачи 4).

6. При агломерирующем обжиге свинцовых сульфидных руд, содержащих 90 % галенита PbS , протекает реакция



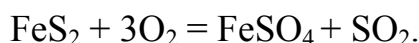
Сколько потребуется воздуха (м^3) для окисления 100 кг концентрата?

7. Молибденит MoS_2 содержится в шеелитовом концентрате. При солянокислотном выщелачивании концентрата в присутствии кислорода воздуха молибденит полностью вскрывается согласно уравнению реакции

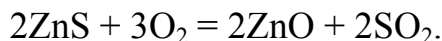


Определите объем воздуха (л) для разложения 100 кг концентрата, содержащего 0,2 % Mo.

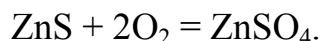
8. Определите расход воздуха при обжиге 300 кг сфалеритового концентрата (н.у.), содержащего 30 % пирита, если окисление пирита отражает уравнение реакции



9. В ходе окислительного обжига цинковых концентратов происходит окисление сульфида цинка до оксида цинка при 800 °С:

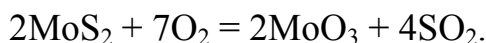


При температуре $\cong 700$ °С сульфид цинка окисляется до сульфата:

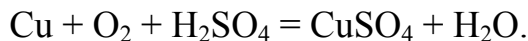


Определите объем затраченного воздуха (м^3) на обжиг 100 кг сульфида цинка, если обжиг ведут при 700 °С.

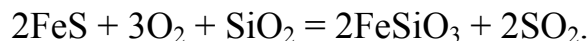
10. Сколько потребуется воздуха (м^3) для окисления 100 кг концентрата, содержащего 80 % MoS_2 в процессе окислительного обжига:



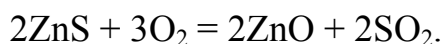
11. Шламы медеелектролитного производства содержат до 92 % меди. Из них удаляют медь, т. е. проводят обезмеживание. Рассчитайте объем воздуха (м^3), который расходуется при переработке 100 кг шлама в растворе серной кислоты согласно уравнению реакции



12. Определите практический расход воздуха (м^3) при получении 150 т штейна, содержащего 43,7 % Fe конвертированием. Коэффициент использования кислорода 90 %. Железо переходит в шлак согласно уравнению реакции



13. Рассчитайте, сколько потребуется воздуха (м^3) для окисления 50 кг сульфида цинка (сфалерита) согласно уравнению реакции



2.7. Расчет основных показателей металлургических процессов

К основным показателям металлургических процессов относят *выход продукта, извлечение металла* в какой-либо продукт, *степень десульфурзации* процесса обжига или плавки сульфидного сырья.

В условиях предыдущих задач отсутствовали сведения о выходе продуктов реакции, что предполагало их протекание со 100%-ным выходом, т. е. предполагалось, что практически получаемые масса, количество или объем каждого вещества равны теоретически рассчитанным согласно уравнению реакции. На практике в металлургических процессах, протекающих на основе химических реакций, получают меньше продуктов, чем можно ожидать согласно уравнению реакции. Поэтому в реальных металлургических расчетах проводят вычисления *выхода продукта реакции*, либо его учитывают при расчете расхода реагентов (см. п. 1, формула (1.5)).

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Определите массу ванадия, которая получится при алюмотермическом восстановлении 35 г оксида ванадия, если выход реакции 72 %.

Решение

1. Запишем уравнение реакции $3V_2O_5 + 10Al = 6V + 5Al_2O_3$.

2. Вычислим количество вещества V_2O_5 , соответствующее 35 г, учитывая, $M(V_2O_5) = 182$ г/моль:

$$n(V_2O_5) = \frac{35 \text{ г}}{182 \text{ г/моль}} = 0,19 \text{ моль.}$$

3. Вычислим количество ванадия. Из уравнения реакции видно, что

$$\frac{n(V_2O_5)}{n(V)} = \frac{3}{6} = \frac{1}{2} \Rightarrow n(V) = 2 n(V_2O_5) = 0,38 \text{ моль.}$$

4. Из 35 г V_2O_5 ($M(V) = 51$ г/моль) теоретически можно получить ванадия:

$$m_{\text{теор}}(V) = n \cdot M(V) = 0,38 \text{ моль} \cdot 51 \text{ г/моль} = 19,4 \text{ г.}$$

5. Учитывая выход реакции (72 %), определим массу практически полученного ванадия (1.5):

$$\eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \% \Rightarrow m_{\text{пр}}(V) = \frac{\eta \cdot m_{\text{теор}}(V)}{100} = 19,4 \text{ г} \cdot 0,72 = 14 \text{ г.}$$

Ответ: масса практически полученного ванадия равна 14 г.

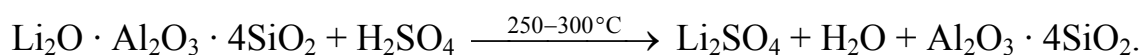
Полнота извлечения ценных компонентов в различных металлургических операциях оценивается через расчет их степени извлечения.

Извлечение металла в какой-либо продукт – это отношение количества металла в продукте к его количеству в исходном материале:

$$\varepsilon_M = \frac{m_{M(\text{прод})}}{m_{M(\text{исх})}} \cdot 100 \%, \quad (1.14)$$

где ε_M – извлечение металла, %; $m_{M(\text{прод})}$, $m_{M(\text{исх})}$ – масса металла в продукте и исходном материале соответственно, кг (т).

Пример 2. Литиевый концентрат содержит сложный природный минерал – сподумен, химический состав которого отражает формула $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$. Переработка сподумена *сульфатным* способом основана на обработке концентрата концентрированной серной кислотой при нагревании:



Рассчитайте количество сульфата лития, которое может образоваться при разложении 100 кг концентрата, содержащего 6 % Li_2O , если извлечение лития в готовый продукт составляет 90 %.

Решение

1. Масса Li_2O в 100 кг концентрата равна 6 кг. Вычислим количество вещества Li_2O , соответствующее 6 кг, учитывая, что $M(\text{Li}_2\text{O}) = 30$ кг/моль:

$$n(\text{Li}_2\text{SO}_4) = \frac{6 \text{ кг}}{30 \text{ кг/кмоль}} = 0,2 \text{ кмоль}.$$

2. Из уравнения реакции следует, что

$$\frac{n(\text{Li}_2\text{O})}{n(\text{Li}_2\text{SO}_4)} = \frac{1}{1} \Rightarrow n(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ кмоль}.$$

3. Вычислим массу Li_2SO_4 , которую можно получить теоретически:

$$m_{\text{теор}}(\text{Li}_2\text{SO}_4) = n(\text{Li}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ кмоль} \cdot 109,8 \text{ кг/кмоль} = 21,96 \text{ кг}.$$

4. Учитывая степень извлечения металла (90 %) вычислим массу сульфата лития, которая может быть получена практически (1.14):

$$\varepsilon_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва(прак)}}}{m_{\text{в-ва(теор)}}} \cdot 100 \%, \quad m_{\text{в-ва(прак)}} = 21,96 \text{ кг} \cdot 0,9 = 19,8 \text{ кг}.$$

Ответ: практически может быть получено 19,8 кг сульфата лития.

В металлургической практике часто используется понятие «*выход продукта металлургической операции* (η)», под которым понимается от-

ношение количества (массы или объема) продукта реакции к количеству исходного материала:

$$\eta = \frac{m_{\text{прод}}}{m_{\text{исход мат}}} \cdot 100 \%,$$

где η – выход продукта, %; $m_{\text{прод}}$, $m_{\text{исх мат}}$ – масса продукта и исходного материала соответственно, кг (т).

Например, в пирометаллургических процессах образуется штейн и шлак. В металлургической практике рассчитывают *выход штейна*:

$$\eta_{\text{штейн}} = \frac{m_{\text{штейн}}}{m_{\text{конц}}} \cdot 100 \%,$$

где η – выход штейна, %; $m_{\text{штейн}}$, $m_{\text{конц}}$ – масса продукта – штейна и исходного концентрата соответственно, кг (т).

Пример 3. Определите извлечение меди в штейн-продукт, полученный при обжиге 100 кг концентрата, содержащего 26 % Cu, 35 % S и 32 % Fe. Выход штейна от массы концентрата составил 38,4 %. Он содержит 50 % меди и 25 % серы.

Условие данной задачи в металлургической практике записывают следующим образом:

Плавят концентрат, содержащий, %: 26 Cu, 35 S и 32 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий 50 % меди и 25 % серы. Выход штейна составил 38,4 % от массы концентрата. Определите извлечение меди в штейн при плавке.

Решение

1. Расчет ведем на 100 кг концентрата. Тогда в соответствии с условием задачи масса меди в 100 кг концентрата составляет 26 кг.

2. Зная выход продукта, определим массу штейна:

$$\eta = \frac{m_{\text{прод}}}{m_{\text{исх}}} \cdot 100 \%, \quad m_{\text{прод}} = 100 \text{ кг} \cdot 38,4/100 = 38,4 \text{ кг}.$$

3. Вычислим массу меди в 38,4 кг штейна:

$$m(\text{Cu}) = \frac{38,4 \text{ кг} \cdot 50 \%}{100 \%} = 19,2 \text{ кг Cu}.$$

4. Определим извлечение меди в штейн (1.14):

$$\epsilon_{\text{м}} = \frac{m_{\text{м(прод)}}}{m_{\text{м(исх)}}} \cdot 100 \%,$$

$$\varepsilon_{\text{Cu}} = \frac{19,2 \text{ кг}}{26 \text{ кг}} \cdot 100 \% = 73,9 \% \text{ Cu.}$$

Ответ: извлечение меди в штейн при плавке составило 74 % .

При обжиге или плавке сульфидного сырья сера удаляется в газовую фазу. Количество удаленной серы показывает *степень десульфуризации*.

Степень десульфуризации D_S – это отношение массы серы, удаленной в газовую фазу, к ее исходному количеству:

$$D_S = \frac{m_{S(\text{исх})} - m_{S(\text{прод})}}{m_{S(\text{исх})}} \cdot 100 \%, \quad (1.15)$$

где D_S – степень десульфуризации, %; $m_{S(\text{исх})}$, $m_{S(\text{прод})}$ – количество серы в исходном и конечном продукте соответственно, кг (т) .

Пример 4. Определите степень удаления серы в газовую фазу в процессе окисления 100 кг минерала Cu_2S , содержащего 25 % Cu, 35 % S. Извлечение меди из минерала составляет 95 %. При этом образовался продукт, содержащий 50 % меди и 25 % серы.

Условие данной задачи в металлургической практике записывают следующим образом:

В финской печи плавят сульфидный концентрат, содержащий, %: 25 Cu, 35 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий 50 % меди и 25 % серы. Извлечение меди в штейн составило 95 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S при плавке.

Решение

1. Расчет ведем на 100 кг концентрата. Тогда в соответствии с условием задачи в 100 кг концентрата масса меди составляет 25 кг, масса серы – 35 кг.

2. Масса меди, перешедшей в штейн, равна

$$m(\text{Cu}) = 25 \text{ кг} \cdot 0,95 = 23,75 \text{ кг.}$$

3. Определим массу серы, перешедшую в штейн. Поскольку в штейне содержится меди 50 %, а по условию задачи в штейне содержится 25 % серы, тогда можно составить пропорцию и вычислить массу серы в штейне:

$$\begin{array}{ll} 3,75 \text{ кг меди} & - 50 \% ; \\ x \text{ кг серы} & - 25 \% , \end{array}$$

$$\text{тогда } x = \frac{23,75 \text{ кг} \cdot 25 \%}{50 \%} = 11,9 \text{ кг S.}$$

4. Вычислим степень десульфуризации серы при плавке:

$$D_S = \frac{m_{S(\text{исх})} - m_{S(\text{прод})}}{m_{S(\text{исх})}} \cdot 100 \% = \frac{35 - 11,9}{35} \cdot 100 \% = 66 \%$$

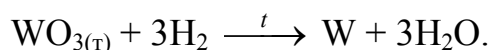
Ответ: степень десульфуризации серы при плавке равна 66 %.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте массу чистого железа, которую можно получить из 1 т магнетита – руды, содержащей 80 % Fe_3O_4 , если выход реакции равен 80 %.

2. В печи Ванюкова плавят сульфидный концентрат, содержащий, %: 20 Cu, 40 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий, %: 40 Cu и 25 S. Извлечение меди в штейн составило 98 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S .

3. Металлический вольфрам получают восстановлением вольфрамового ангидрида водородом



Рассчитайте расход водорода, если в сутки получают 0,8 т вольфрама, а суммарные потери по процессу равны 1,3 %.

4. Плавят концентрат, содержащий, %: 25 Cu, 35 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий, %: 79,9 Cu, 20,1 S. Извлечение меди в штейн составило 95 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S .

5. Хлороводород получают сульфатным способом, который включает обработку твердого хлорида натрия концентрированной серной кислотой. Вычислите выход хлороводорода, полученного из 17,8 кг хлорида натрия, если при пропускании его через раствор нитрата серебра образовался осадок массой 33 кг. Выход образования осадка составляет 100 %.

6. В печи Ванюкова плавят сульфидный концентрат, содержащий, %: 20 Cu, 40 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий 50 % меди и 25 % серы. Извлечение меди ϵ_{Cu} в штейн составило 98 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S .

7. На кислотную переработку поступило 100 кг шеелитового концентрата CaWO_4 , содержащего 70 % WO_3 . Разложение шеелита составляет 99,5 %. После обработки шеелита соляной кислотой образовался осадок вольфрамовой кислоты H_2WO_4 , который профильтровали, прокалили и взвесили. Масса образовавшегося вольфрамового ангидрида составила 50 кг. Определите извлечение вольфрама из концентрата.

8. В печи кислородно-факельной плавки перерабатывается концентрат, содержащий, %: 22 Cu, 40 S, 33 Fe. В газовую фазу при плавке удаляется 75 % серы. Рассчитайте содержание меди, %, в полученном штейне, содержащем 25 % серы, если извлечение меди в штейн составляет 96 %.

9. В печи взвешенной плавки перерабатывается концентрат, содержащий, %: 20 Cu, 35 S, 35 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий, %: 50 Cu, 25 S. Извлечение меди в штейн составило 95 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S .

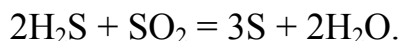
10. В процессе плавки Ванюкова сульфидного концентрата, содержащего, %: 25 Cu, 37 S, 40 Fe получили штейн, содержащий, % 40 Cu и 25 S. Извлечение меди в штейн составило 98 %. Рассчитайте выход штейна.

11. В печи кислородно-факельной плавки перерабатывается концентрат, содержащий, %: 20 Cu, 40 S, 36 Fe. В газовую фазу при плавке удаляется 70 % серы. Рассчитайте содержание меди, %, в полученном штейне, содержащего 25 % серы, если извлечение меди в штейн составляет 96 %.

12. Сульфидный свинцовый концентрат массой 100 кг, содержащий 18,5 % серы, подвергают агломерирующему обжигу. В полученном агломерате содержится 2,5 % серы. Выход агломерата составил 85 % от массы концентрата. Определите степень удаления серы, ушедшей в газовую фазу.

13. Плавят концентрат, содержащий, %: 20 Cu, 40 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий, %: 50 Cu, 24 S и 23 Fe. Выход штейна от массы концентрата составил 38,4 %. Рассчитайте извлечение меди в штейн.

14. При обжиге сульфидных руд образовался сернистый газ. Рассчитайте практический выход серы, если смешано по 11,2 л (н.у.) каждого реагента и получено 18 кг серы, согласно уравнению реакции



15. Плавят концентрат, содержащий, %: 25 Cu, 35 S, 30 Fe. В результате плавки образуется штейн, содержащий, %: 79,9 Cu, 20,1 S. Извлечение меди в штейн составило 95 %. Рассчитайте степень десульфуризации D_S .

3. РАСЧЕТЫ ПО ТЕРМОДИНАМИКЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ В МЕТАЛЛУРГИЧЕСКИХ ПРОЦЕССАХ

В металлургических процессах химические реакции сопровождаются выделением или поглощением тепловой энергии. От количества выделившейся или поглощающейся при химической реакции тепловой энергии (тепловой эффект реакции) зависит выбор условий металлургического процесса.

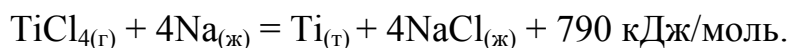
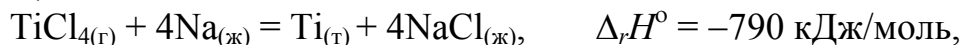
3.1. Расчеты по термохимическому уравнению

Термохимические расчеты металлургических процессов основаны на законе *Гесса* (1840):

Тепловой эффект реакции зависит от природы и физического состояния реагентов и продуктов реакции и не зависит от пути её протекания.

При выполнении расчетов по термохимическому уравнению необходимо помнить взаимосвязь теплового эффекта и энтальпии химической реакции: $Q = -\Delta H$.

Экзотермическая реакция протекает с выделением тепла ($Q > 0$; $\Delta_r H^\circ < 0$):



Эндотермическая реакция протекает с поглощением тепла ($Q < 0$; $\Delta_r H^\circ > 0$):



Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Ртуть получают путем обжига киновари HgS . Определите, сколько теплоты выделится при обжиге 186 г киновари HgS в соответствии с термохимическим уравнением



Решение

Способ I

1. Вычислим количество вещества, соответствующее 186 г HgS :

$$n(\text{HgS}) = \frac{m}{M} = \frac{186 \text{ г}}{232,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль}.$$

2. Из уравнения реакции следует, что при обжиге 1 моль (232,5 г) HgS выделяется 238 кДж теплоты. Тогда количество выделившейся теплоты при обжиге 0,8 моль киновари равно:

$$Q = 0,8 \text{ моль} \cdot 238 \text{ кДж/моль} = 190,4 \text{ кДж.}$$

С п о с о б II

1. Составим пропорцию по условию задачи:

при обжиге 232,5 г HgS выделяется 238 кДж теплоты;

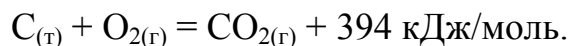
при обжиге 186 г HgS выделяется x кДж теплоты.

Откуда

$$x = \frac{186 \text{ г} \cdot 238 \text{ кДж}}{232,5 \text{ г}} = 190,4 \text{ кДж.}$$

Ответ: выделится 190,4 кДж теплоты.

Пример 2. Определите, какой объем кислорода (н.у.) необходимо затратить для сжигания угля, чтобы выделилось 1 970 кДж теплоты согласно уравнению реакции



Р е ш е н и е

1. Из термохимического уравнения реакции следует, что при взаимодействии 1 моль O_2 (22,4 л) выделяется 394 кДж тепловой энергии. Составим пропорцию:

при 22,4 л O_2 выделится 394 кДж Q ;

x л O_2 выделится 1 970 кДж Q ,

$$x = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 1 \text{ 970 кДж}}{394 \text{ кДж}} = 112 \text{ л.}$$

Ответ: необходимо 112 л кислорода.

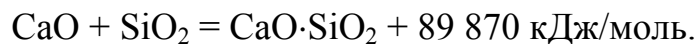
Задачи для самостоятельного решения

1. Определить тепловой эффект реакции ZnO массой 15,77 г с углеродом, если при взаимодействии 1 моль оксида выделяется 240,1 кДж теплоты.

2. Вычислите тепловой эффект реакции окисления сульфида железа, содержащего 1 кг железа, если в процессе автогенной плавки сульфид железа окисляется согласно термохимического уравнения



3. В ходе плавки медного концентрата оксид кальция CaO переходит в шлак по реакции



3. Расчеты по термодинамике химических реакций в металлургических процессах

Рассчитайте, сколько оксида кальция (кг) перешло в шлак, если выделилось 3 691,09 кДж теплоты.

4. При термическом разложении 17 кг нитрата серебра

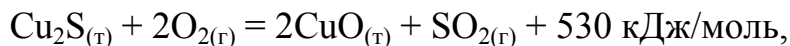


поглотилось 15,5 кДж теплоты. Определите тепловой эффект (энтальпию) реакции. Запишите термохимическое уравнение реакции.

5. При термическом разложении карбоната магния выделилось 4,48 л (н.у.) углекислого газа. Определите количество затраченной теплоты, если термохимическое уравнение процесса разложения соли имеет вид



6. В соответствии с термохимическим уравнением

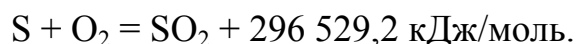


при окислении халькозина Cu_2S выделилось 795 кДж теплоты. Определите массу образовавшегося при этом оксида меди (II).

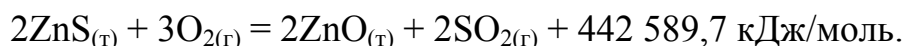
7. Вычислите тепловой эффект окисления 1 кг железа, содержащегося в пирите FeS , в процессе автогенной плавки согласно термохимическому уравнению



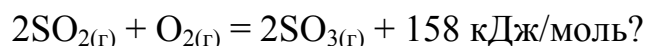
8. Рассчитайте количество теплоты, которое выделится в процессе взвешенной автогенной плавки медного концентрата, если в газовую фазу перешло 11,6 кг серы. Окисление серы протекает в соответствии с термохимическим уравнением



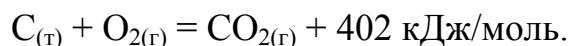
9. В результате плавки цинкового концентрата выделилось 17 324,61 кДж теплоты. Определите массу образовавшегося оксида цинка (кг) в соответствии с термохимическим уравнением



10. При окислительном обжиге сульфидных минералов образуется сернистый газ. Чему равна масса оксида серы (VI), если при окислении сернистого газа выделилось 395 000 кДж тепла в ходе реакции:

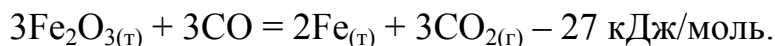


11. В процессе восстановительной плавки свинцового агломерата в шахтных печах происходит окисление кокса в соответствии с термохимическим уравнением



Определите массу угля, при сгорании которой выделяется 120 600 кДж теплоты.

12. Восстановление железа из его оксидов в доменных печах проводится оксидом углерода (II). Процесс восстановления отражает суммарное уравнение реакции



Сколько необходимо затратить теплоты для получения 25 т железа?

13. Восстановление 36 г оксида железа (II) кремнием сопровождается выделением 163 кДж теплоты. Определите тепловой эффект восстановления 1 моль оксида железа (II). Запишите термохимическое уравнение реакции.

14. В процессе взвешенной автогенной плавки медного концентрата окисление сульфида железа осуществляется согласно уравнениям реакции



Объясните, хватит ли тепла, выделившегося при разложении FeS, если в шлак переходит 9,04 кг железа в виде FeO и 4,56 кг железа в виде Fe₃O₄, а расход тепла на протекание эндотермических реакций и прочих потерь составил 271731 кДж.

15. При сгорании 1 моля угарного газа CO выделяется 283,0 кДж теплоты. Рассчитайте наименьший объем (н.у.) газа CO (м³), который необходимо сжечь, чтобы получить количество теплоты, достаточное для разложения 1 000 кг известняка (CaCO₃) по уравнению реакции



3.2. Оценка направления самопроизвольного протекания процесса

Расчет теплового эффекта (энтальпии) $\Delta_r H^\circ$ химической реакции при постоянном давлении можно провести согласно следствию закона Гесса: тепловой эффект реакции равен разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и сумм энтальпий образования реагентов (исходных веществ), с учетом стехиометрических коэффициентов i, j в уравнении реакции.

Математическое выражение следствия имеет вид

$$\Delta_r H^\circ = \sum i \Delta_f H^\circ_{\text{продукты реакции}} - \sum j \Delta_f H^\circ_{\text{реагенты}}; \quad (3.1)$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum i S^\circ_{\text{продукты реакции}} - \sum j S^\circ_{\text{реагенты}}; \quad (3.2)$$

$$\Delta_r G^\circ = \sum i \Delta_f G^\circ_{\text{продукты реакции}} - \sum j \Delta_f G^\circ_{\text{реагенты}}. \quad (3.3)$$

При этом используются табулированные значения термодинамических величин исходных веществ и продуктов реакции (см. прил. 4).

Изучение условий протекания химических реакций в металлургическом процессе начинается с оценки термодинамической возможности их самопроизвольного протекания. В соответствии с законами химической термодинамики процесс принципиально осуществим в любых (не только в стандартных) условиях, если $\Delta_r G^\circ_{298} < 0$; если же $\Delta_r G^\circ_{298} > 0$, то процесс принципиально не осуществим.

Как показывает опыт, в большинстве случаев процесс осуществим, если $\Delta_r G^\circ_{298} < -40$ кДж/моль; если $\Delta_r G^\circ_{298} > -40$ кДж/моль, то процесс не осуществим в любых реальных условиях [3, с. 98].

В химической термодинамике применяют несколько способов расчета энергии Гиббса для химической реакции:

1) на основе табличных стандартных величин $\Delta_f G^\circ$ веществ, используя следствие закона Гесса (3.3);

2) по уравнению Гиббса:

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ; \quad (3.4)$$

3) через константу равновесия $K_{\text{равн}}$:

$$\Delta_r G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K_{\text{равн}}; \quad (3.5)$$

4) используя значение электродвижущей силы (E°) окислительно-восстановительной реакции (см. далее п. 4.3):

$$\Delta_r G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ. \quad (3.6)$$

Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Окисление молибденита MoS_2 протекает по реакции

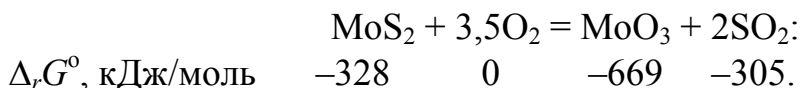


Оцените термодинамическую возможность протекания процесса при стандартных условиях.

Решение

Способ I

1. Расчет энергии Гиббса для реакции проведем, используя следствие закона Гесса. Выпишем табулированные значения стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ и продуктов реакции (см. прил. 4):



2. Рассчитаем изменение энергии Гиббса в процессе при стандартных условиях (3.3):

$$\Delta_r G^\circ = \sum I \Delta_f G^\circ_{\text{продукты реакции}} - \sum j \Delta_f G^\circ_{\text{реагенты}};$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ(\text{MoO}_3) + 2\Delta_f G^\circ(\text{SO}_2) - \Delta_f G^\circ(\text{MoS}_2) - 3,5\Delta_f G^\circ(\text{O}_2);$$

$$\Delta_r G^\circ = -669 + 2(-305) + 328 = -951 \text{ кДж/моль.}$$

С п о с о б II

1. Расчет изменения энергии Гиббса для химической реакции выполним по уравнению Гиббса (3.1).

Для этого необходимо воспользоваться следствием закона Гесса и рассчитать изменение энтальпии $\Delta_r H^\circ$ и энтропии $\Delta_r S^\circ$ для химической реакции при стандартных условиях. Выпишем табулированные значения стандартных энтальпий образования и стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ и продуктов реакции

	$\text{MoS}_2 + 3,5\text{O}_2 = \text{MoO}_3 + 2\text{SO}_2:$			
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	-359	0	-746	-293
$\Delta_f S^\circ$, Дж/(моль·К)	70,9	205	78	248.

2. Рассчитаем изменение $\Delta_r H^\circ$ реакции (3.1):

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{MoO}_3) + 2\Delta_f H^\circ(\text{SO}_2) - \Delta_f H^\circ(\text{MoS}_2) - 3,5\Delta_f H^\circ(\text{O}_2);$$

$$\Delta_r H^\circ = 2(-293) - 746 + 359 = -973 \text{ кДж.}$$

3. Рассчитаем изменение $\Delta_r S^\circ$ реакции (3.2):

$$\Delta_r S^\circ = \Delta_f S^\circ(\text{MoO}_3) + 2\Delta_f S^\circ(\text{SO}_2) - \Delta_f S^\circ(\text{MoS}_2) - 3,5\Delta_f S^\circ(\text{O}_2);$$

$$\Delta_r S^\circ = 2 \cdot 248 + 78 - 70,9 - 3,5 \cdot 205 = 214,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} = 0,2144 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

4. Вычислим изменение энергии Гиббса $\Delta_r G^\circ_{298}$ (3.4):

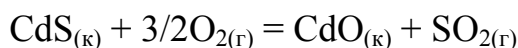
$$\Delta_r G^\circ_{298} = -973 \text{ кДж} - 298 \text{ К} (-0,2144 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}) = -909 \text{ кДж.}$$

Ответ: окисление MoS_2 термодинамически возможно, так как $\Delta_r G^\circ < 0$.

Задачи для самостоятельного решения

В предложенных задачах оценка термодинамической возможности протекания процесса аргументируется расчетом энергии Гиббса при стандартных условиях. Зависимостью $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ от температуры пренебречь. При решении заданий для обоснования выводов, воспользуйтесь прил. 4.

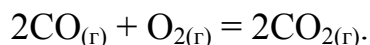
1. Рассчитайте теплоту образования оксида кадмия CdO , если тепловой эффект реакции



равен $-397,5 \text{ кДж}$.

3. Расчеты по термодинамике химических реакций в металлургических процессах

2. Вычислите изменение энтальпии реакции горения угарного газа (кДж/моль), если реакцию горения выражает термохимическое уравнение



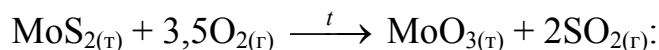
Напишите термохимическое уравнение процесса.

3. Определите энтальпию образования нитрата серебра, если при термическом разложении AgNO_3 массой 17 г поглотилось 15,5 кДж теплоты



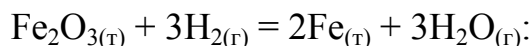
Энтальпия образования оксида азота (IV) равна 33,5 кДж/моль.

4. Оцените термодинамическую возможность процесса окисления молибденита MoS_2 при 500 °С согласно термохимическому уравнению реакции



$$\Delta_r H^\circ = -1082 \text{ кДж/моль}.$$

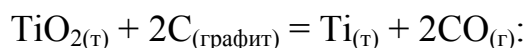
5. Реакция восстановления Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению



$$\Delta_r H^\circ = +96,61 \text{ кДж/моль}.$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta_r S^\circ = 0,139 \text{ кДж/(моль}\cdot\text{K)}$? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

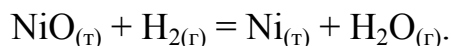
6. Титан получают восстановлением диоксида титана углеродом. Процесс получения свободного металла отражает термохимическое уравнение



$$\Delta_r H^\circ_{298} = 722,9 \text{ кДж/моль}.$$

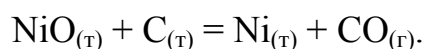
Оцените термодинамическую возможность протекания процесса при стандартных условиях. Какова температура, при которой может протекать процесс?

7. Определите термодинамическую возможность самопроизвольного восстановления оксида никеля NiO водородом при стандартных условиях

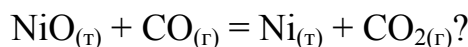


Расчет энергии Гиббса выполните двумя способами.

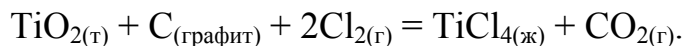
8. Восстановительная электроплавка оксида никеля углеродистым восстановителем протекает при 1 500 °С по реакции



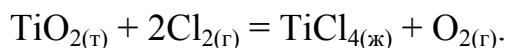
Будет ли образовавшийся оксид углерода (II) участвовать в восстановлении оксида никеля в соответствии с уравнением реакции



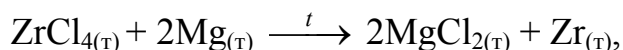
9. Оцените термодинамическую возможность получения TiCl_4 хлорированием титанового шлака при 1 000 К в присутствии углерода:



10. Оцените термодинамическую возможность получения TiCl_4 хлорированием титанового шлака при 1 000 К без углерода:



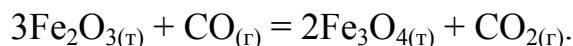
11. В металлургической практике цирконий получают высокотемпературным восстановлением хлорида циркония ZrCl_4 магнием



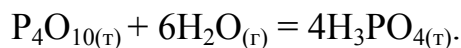
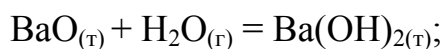
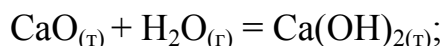
$$\Delta_f H^\circ = -304 \text{ кДж/моль}.$$

Определите энтальпию хлорида магния $\text{MgCl}_{2(\text{т})}$, если стандартная энтальпия образования хлорида циркония $\Delta_f H^\circ(\text{ZrCl}_4)$ равна -980 кДж .

12. При выплавке чугуна в доменных печах протекает восстановление оксида железа (III) до железа оксидом углерода (II). Оцените возможность образования $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})}$ в процессе при 800 °С по реакции

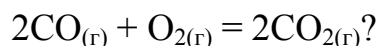


13. Определите, какой оксид лучше поглощает пары воды в соответствии с уравнениями реакций



Расчет энергии Гиббса осуществите на основе табличных значений $\Delta_f G^\circ$ веществ, используя следствие закона Гесса.

14. Возможно ли при стандартных условиях образование углекислого газа по реакции



Какой фактор – энтальпийный или энтропийный, в большей степени определяет изменение энергии Гиббса $\Delta_f G^\circ$ реакции?

4. РАСЧЕТЫ, СВЯЗАННЫЕ С ГИДРОМЕТАЛЛУРГИЧЕСКИМИ ПРОЦЕССАМИ

Гидрометаллургия связана как с извлечением металлов, их соединений из руд, концентратов, отходов различных производств посредством перевода их в раствор, так и с дальнейшим их разделением, выделением из раствора посредством различных физико-химических процессов, в том числе осаждения ценных компонентов. При этом растворение оксидов, гидроксидов металлов основано, как правило, на их кислотно-основных свойствах, растворение металлов, сульфидов металлов является окислительно-восстановительным процессом.

При составлении материального баланса технологического процесса расчеты осуществляют по уравнениям химической реакции с учетом различных факторов, например, концентрации раствора, величин производства растворимости соединений, выхода реакции, полноты вскрытия и т. д. Поэтому данный раздел посвящен как закреплению рассмотренных выше типов задач применительно к разным типам химических реакций, протекающих в растворах, так и расчетам, связанным с растворимостью веществ, концентрацией растворов (п. 4.1–4.2). Наряду с этим в раздел включены задачи, связанные с окислительно-восстановительными реакциями, протекающими в растворах при растворении руд и концентратов, цементации, электролитическом способе получения металлов (п. 4.3–4.5).

4.1. Способы выражения состава растворов и расчеты, связанные с их приготовлением

В металлургических расчетах используют следующие способы выражения состава раствора: процентная, молярная, молярная концентрация эквивалента (нормальность).

Задачи базового уровня сложности

1. *Процентная концентрация* $C\%$ показывает, сколько граммов растворенного вещества находится в 100 г раствора:

$$C\% = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \%. \quad (4.1)$$

Например, 20%-й раствор NaOH означает, что в 100 г данного раствора содержится 20 г NaOH и 80 г воды.

Учитывая, что масса раствора связана с его плотностью и объемом:

$$\rho = \frac{m}{V}, \Rightarrow m = \rho \cdot V,$$

получаем следующую формулу:

$$C_{\%} = \frac{m}{V \cdot \rho} \cdot 100 \%, \quad (4.2)$$

где m – масса растворенного вещества, г; V – объем раствора, мл (см^3); ρ – плотность раствора, г/мл (г/см^3).

Пример 1. Карбонат лития служит исходным материалом для получения металлического лития. Предварительно его подвергают очистке от примесей. Для этого соль растворяют в воде. Рассчитайте процентную концентрацию раствора, полученного растворением 30 кг Li_2CO_3 в 100 кг воды.

Решение

Способ I

Рассчитаем процентную концентрацию раствора (4.1):

$$C_{\%} = \frac{m_A}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \% = \frac{30 \text{ кг}}{100 \text{ кг} + 30 \text{ кг}} \cdot 100 \% = 23 \%.$$

Способ II

1. Рассчитаем массу получившегося раствора $100 \text{ кг} + 30 \text{ кг} = 130 \text{ кг}$.

2. Составим пропорцию:

в 130 кг раствора содержится 30 кг карбоната лития,

в 100 кг раствора содержится x кг карбоната лития,

или $130 \text{ кг} : 30 \text{ кг} = 100 \text{ кг} : x$,

$$\text{тогда } x = \frac{30 \text{ кг}}{130 \text{ кг}} = 0,23 \text{ или } 23 \%.$$

Ответ: концентрация раствора 23 %.

Пример 2. Для выщелачивания золота из руд используют 0,05%-й раствор цианида натрия (NaCN). Рассчитайте массу NaCN , необходимую для приготовления 100 л 0,05%-го раствора. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.

Решение

1. Для расчета воспользуемся формулой (4.2):

$$C_{\%}(\text{NaCN}) = \frac{m(\text{NaCN})}{V \cdot \rho} \cdot 100 \% \Rightarrow m(\text{NaCN}) = \frac{C_{\%}(\text{NaCN}) \cdot V \cdot \rho}{100 \%}.$$

2. Поскольку $100 \text{ л} = 100\,000 \text{ мл}$, потребуется 50 г NaCN .

$$m(\text{NaCN}) = \frac{0,05 \% \cdot 100\,000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}}{100 \%} = 50 \text{ г.}$$

Ответ: потребуется 50 г NaCN .

2. *Молярная концентрация*, C_M показывает число молей растворенного вещества в 1 л раствора, единица измерения – моль/л:

$$C_M(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V}, \quad (4.3)$$

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

На практике часто пользуются сокращенной формой записи единицы измерения молярной концентрации $M \cong \text{моль/л}$. Так, 2 М HCl означает, что в каждом литре такого раствора содержится 2 моль HCl , т. е. $C_{\text{HCl}} = 2 \text{ моль/л}$, что соответствует $36,5 \cdot 2 = 73,0 \text{ г HCl}$.

Пример 3. Рассчитайте массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления $500 \text{ мл } 2 \text{ М}$ раствора.

Решение

Для расчета воспользуемся формулой (4.3):

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{m_{(\text{NaOH})}}{M_{(\text{NaOH})} \cdot V},$$

$$m_{(\text{NaOH})} = C_{\text{NaOH}} \cdot M_{(\text{NaOH})} \cdot V = 2 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 40 \text{ г.}$$

Ответ: для приготовления $0,5 \text{ л } 2 \text{ М}$ раствора NaOH нужно 40 г NaOH .

3. *Молярная концентрация эквивалента (нормальность)*. В специальной литературе можно встретить различные обозначения молярной концентрации эквивалента – $C_{\text{э}}$, N , $C(f_{\text{эkv}}X)$, $C(1/z(X))$. Единица измерения – моль/л.

Молярная концентрация эквивалента показывает число эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора:

$$C(f_{\text{эkv}}X) = \frac{m(X)}{M(f_{\text{эkv}}X) \cdot V}, \quad (4.4)$$

где $m(X)$ – масса растворенного вещества X , г; $M(f_{\text{эkv}}X)$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества X , г/моль; V – объем раствора, л.

Данный способ выражения концентрации растворов связан с такими понятиями, как эквивалент, фактор эквивалентности, количество эквивалентов вещества (см. п. 1.1).

В металлургической практике встречается устаревшее название молярной концентрации эквивалента – нормальность раствора и сокращенное обозначение единицы измерения молярной концентрации эквивалента растворенного вещества н. (моль/л).

Например, 1 н. H_2SO_4 означает, в каждом литре данного раствора содержится 1 молярная масса эквивалента серной кислоты, что соответствует $1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$, т. е. $M_{1/2(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 49 \text{ г/моль}$.

Пример 4. Рассчитайте массу фторида калия, необходимую для приготовления 1 н. раствора объемом 500 мл.

Решение

1. Для расчетов воспользуемся формулой (4.4):

$$C_{\text{ЭКВ}}(\text{KF}) = \frac{m_{(\text{KF})}}{M(f_{\text{ЭКВ}} \text{KF}) \cdot V} \Rightarrow m(\text{KF}) = C_{\text{ЭКВ}}(\text{KF}) \cdot M(f_{\text{ЭКВ}} \text{KF}) \cdot V.$$

2. Поскольку эквивалентное число для KF равно 1, следовательно, $f_{\text{ЭКВ}} = 1$:

$$M(f_{\text{ЭКВ}} \text{KF}) = M(\text{KF}) = 58 \text{ г/моль}.$$

Тогда с учетом перевода объема раствора из мл в л получим

$$m_{(\text{KF})} = 1 \text{ моль/л} \cdot 58 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 29 \text{ г}.$$

Ответ: для приготовления 500 мл 1 н. раствора KF необходимо 29 г KF.

Молярная концентрация эквивалента и молярная концентрация связаны следующими соотношениями:

$$\begin{aligned} C_{\text{ЭКВ}}(X) &= \frac{C(X)}{f_{\text{ЭКВ}}(X)} = z \cdot C(X); \\ C(X) &= f_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{ЭКВ}}(X) = \frac{1}{z} \cdot C_{\text{ЭКВ}}(X). \end{aligned} \quad (4.5)$$

Например, 2 М раствор H_2SO_4 будет 4 н., так как $f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$:

$$C_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{1/2} = 4 \text{ н.}$$

6 н. раствор H_3PO_4 – 2 М, так как $f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$:

$$C_{(\text{H}_3\text{PO}_4)} = C_{\text{ЭКВ}} \cdot f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 6 \text{ моль/л} \cdot 1/3 = 2 \text{ М}.$$

Пример 5. В металлургической практике часто применяют раствор серной кислоты. Рассчитайте молярную и процентную концентрацию 0,49 н. раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$).

Решение

1. Зная нормальность раствора H_2SO_4 , можно определить массу серной кислоты в 1 л раствора (4.4):

$$C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_{1/2}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V} \Rightarrow$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M_{1/2}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V = 0,49 \text{ моль/л} \cdot 49 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л} = 24 \text{ г.}$$

2. Масса 1 л раствора H_2SO_4 будет равна:

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho = 1 \text{ 000 мл} \cdot 1,15 \text{ г/см}^3 = 1 \text{ 150 г.}$$

3. Вычислим процентную концентрацию раствора H_2SO_4 (4.1):

$$C_{\%}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% = \frac{24 \text{ г}}{1 \text{ 150 г}} \cdot 100 \% = 2,1 \%.$$

4. Вычислим молярную концентрацию раствора (4.3):

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{24 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 0,245 \text{ моль/л.}$$

Ответ: процентная концентрация раствора 2,1 %, молярная концентрация – 0,245 М.

Приготовление растворов часто связано с пересчетом концентрации раствора из одной концентрационной шкалы в другую. Ниже приводятся формулы, позволяющие выполнить это быстро:

$$C_M(X) = \frac{10 \cdot \rho \cdot C_{\%}(X)}{M(X)}; \quad (4.6)$$

$$C_{\%}(X) = \frac{C_M \cdot M(X)}{10 \cdot \rho}; \quad (4.7)$$

$$C_{\text{экв}}(X) = \frac{10 \cdot \rho \cdot C_{\%}(X)}{M(f_{\text{экв}}X)}; \quad (4.8)$$

$$C_{\%}(X) = \frac{C_{\text{экв}}(X) \cdot M(f_{\text{экв}}X)}{10 \cdot \rho}. \quad (4.9)$$

Тогда *пример 5* можно решить, используя вышеприведенные формулы:

1. Зная нормальность раствора, рассчитаем его процентную концентрацию (4.9):

$$C_{\%}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_{1/2}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M_{1/2}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{10 \cdot \rho} = \frac{0,49 \text{ моль/л} \cdot 49 \text{ г/моль}}{10 \cdot 1,15 \text{ г/см}^3} = 2,1 \text{ \%}.$$

2. Используя формулу (4.5) рассчитаем молярную концентрацию раствора:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,49 / 2 = 0,245 \text{ моль/л}.$$

Вычисления для приготовления разбавленного раствора из более концентрированного целесообразно выполнять, используя формулы для выражения концентраций. Наряду с этим, учитывая, что при разбавлении отобранного объема более концентрированного раствора некоторого вещества X растворителем (например, водой) количество данного вещества не изменяется, путем несложных математических преобразований получают следующие выражения, удобные для выполнения данного типа расчетов:

$$C(X)_{\text{исх}} \cdot V_{\text{исх}} = C(X)_{\text{разб}} \cdot V_{\text{разб}}; \quad (4.10)$$

$$C(f_{\text{экв}}X)_{\text{исх}} \cdot V_{\text{исх}} = C(f_{\text{экв}}X)_{\text{разб}} \cdot V_{\text{разб}}; \quad (4.11)$$

$$C_{\%}(X)_{\text{исх}} \cdot V_{\text{исх}} \cdot \rho_{\text{исх}} = C_{\%}(X)_{\text{разб}} \cdot V_{\text{разб}} \cdot \rho_{\text{разб}}. \quad (4.12)$$

При выполнении расчетов с использованием формулы (4.12) значения плотности растворов можно взять из справочников, например [6].

Пример 6. Какой объем 98%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 500 мл 1 М раствора?

Решение

1. Рассчитаем массу серной кислоты, которая находится в 1 500 мл 1 М раствора, используя формулу (4.3):

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \Rightarrow$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л} \cdot 1,5 \text{ л} \cdot 98 \text{ г/моль} = 147 \text{ г}.$$

2. Вычислим объем концентрированного раствора, в котором будет содержаться 147 г H_2SO_4 . Для расчета воспользуемся формулой (4.2):

$$C_{\%}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V \cdot \rho} \cdot 100 \% \Rightarrow$$

$$V = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{C_{\%}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho} = \frac{147 \text{ г}}{0,98 \cdot 1,84 \text{ г/см}^3} = 81,5 \text{ см}^3.$$

Ответ: объем концентрированного раствора H_2SO_4 равен 81,5 мл.

Пример 7. Рассчитайте объем 5 М раствора HCl, который необходимо взять для приготовления 100 л 2 М раствора.

Решение

В соответствии с формулой (4.10):

$$C(\text{HCl})_{\text{исх}} \cdot V_{\text{исх}} = C(\text{HCl})_{\text{разб}} \cdot V_{\text{разб}};$$

$$V_1 = \frac{C(\text{HCl})_2 \cdot V_2}{C(\text{HCl})_1} = \frac{2 \text{ моль/л} \cdot 100 \text{ л}}{5 \text{ моль/л}} = 40 \text{ л.}$$

Ответ: необходимо взять 40 л 5М HCl.

Пример 8. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 250 мл раствора, содержащего 50 г NaOH, чтобы получить 1 М раствор?

Решение

1. Рассчитаем молярную концентрацию исходного раствора (4.3):

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V} = \frac{50 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,25} = 5 \text{ моль.}$$

2. Рассчитаем объем 1 М раствора NaOH, который можно получить из исходного раствора (4.10):

$$C(\text{NaOH})_1 \cdot V_1 = C(\text{NaOH})_2 \cdot V_2 \Rightarrow$$

$$V_1 = \frac{C(\text{NaOH})_2 \cdot V_2}{C(\text{NaOH})_1} = \frac{5 \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л}}{1 \text{ моль/л}} = 1,25 \text{ л.}$$

3. Вычислим объем воды, который нужно добавить к исходному раствору:

$$1 \text{ 250 мл} - 250 \text{ мл} = 1 \text{ 000 мл.}$$

Ответ: необходимо добавить 1 000 мл воды.

В соответствии с законом эквивалентов массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы эквивалентов этих веществ. С учетом этого можно рассчитывать как количество реагирующих веществ, так и количество продуктов реакции, используя соотношение:

$$C(X)_1 \cdot V_1 = C(X)_2 \cdot V_2, \quad (4.13)$$

где индексы 1 и 2 могут относиться как к веществам, вступающим в реакцию, так и к продуктам реакции.

Пример 9. Из промышленных растворов серебро осаждают в форме хлорида. Какой объем 3 М раствора хлорида натрия потребуется для осаждения хлорида серебра из 120 мл 2 н. раствора нитрата серебра.

Решение

1. Поскольку $f_{\text{экв}}(\text{NaCl}) = 1$,

тогда $C_M(\text{NaCl}) = C_{\text{экв}}(\text{NaCl})$, т. е. $C_{1/1}(\text{NaCl}) = 3 \text{ н.}$

2. В соответствии с законом эквивалентов (4.13)

$$V_{\text{AgNO}_3} \cdot C_{1/1}(\text{AgNO}_3) = V_{\text{NaCl}} \cdot C_{1/1}(\text{NaCl}) \Rightarrow V_{\text{NaCl}} \cdot 3 \text{ моль/л} = 120 \text{ мл} \cdot 2 \text{ моль/л.}$$

$$V(\text{NaCl}) = \frac{V(\text{AgNO}_3) \cdot C_{\text{экв}}(\text{AgNO}_3)}{C_{\text{экв}}(\text{NaCl})} = \frac{0,120 \text{ л} \cdot 2 \text{ моль/л}}{3 \text{ моль/л}} = 0,080 \text{ л} = 80 \text{ мл.}$$

Ответ: для осаждения серебра потребуется 80 мл 3 М раствора NaCl.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте процентную концентрацию 0,5 М раствора сульфата магния, если его плотность равна $1,13 \text{ г/см}^3$.

2. Концентрированные растворы кислот используют для приготовления разбавленных растворов. Какова процентная концентрация раствора полученного при добавлении 57 мл 96,5%-й серной кислоты ($\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$) к 895 мл дистиллированной воды.

3. Разложение ильменитового концентрата FeTiO_3 проводят серно-кислотным способом, используя концентрированную серную кислоту. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 74%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,6 \text{ г/см}^3$).

4. В промышленной практике высокосортные шеелитовые концентраты (75 % WO_3) обрабатывают концентрированной соляной кислотой при нагревании. Вычислите молярную и эквивалентную концентрацию 36%-го раствора HCl ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).

5. Какой объем 2,5 М раствора азотной кислоты потребуется для приготовления 3 л 0,75 М раствора?

6. Выщелачивание цинкового огарка проводят раствором серной кислоты. Какой объем 98%-й H_2SO_4 ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) и воды необходим для приготовления 1 л раствора, содержащего 150 г/л кислоты?

7. Для нейтрализации 560 л раствора кислоты потребовалось 140 л

3. 0,8 н. раствора NaOH. Определите нормальность кислоты.

8. Горное бюро США разработало технологию переработки не бокситовых руд алюминия. Начальным этапом в ней является прокаливание исходного глинистого материала при 750°C и далее выщелачивание алюминия 26%-й соляной кислотой ($\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$) в каскаде из четырех реакторов Пфаундлера. Рассчитайте объем 30%-го раствора HCl ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$), который необходимо взять для приготовления 100 л раствора для выщелачивания.

9. Какова нормальность 10%-го раствора сульфата кадмия плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$.

10. Для выщелачивания промпродуктов готовят раствор азотной кислоты. Какой объем 65%-й HNO_3 ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$) и воды необходим для приготовления 1 л раствора, содержащего 120 г/л кислоты?

4.2. Расчеты, связанные с гетерогенными системами типа «раствор – осадок»

В гидрометаллургических способах разложения концентратов полнота перевода ценных компонентов в раствор во многом зависит от растворимости соединений в данном растворителе, его концентрации, температуры процесса.

Большинство растворяющихся в воде веществ являются твердыми, а по типу – солями и гидроксидами. Способность твердого вещества переходить в раствор не беспредельна. При введении в емкость с водой ($T = \text{const}$) первые порции вещества полностью растворяются, образуя раствор. В таком растворе возможно растворение следующих порций до тех пор, пока вещество не перестанет переходить в раствор, и часть его останется в виде осадка на дне стакана. Такой раствор называют насыщенным. Между веществом в насыщенном растворе и веществом в осадке устанавливается состояние динамического равновесия. Частицы растворенного вещества переходят через поверхность раздела из жидкой фазы (раствора) в твердую фазу (осадок) и обратно, поэтому состав насыщенного раствора остается постоянным при некоторой фиксированной температуре.

Количественно растворимость измеряется концентрацией насыщенного раствора, т. е. раствора, находящегося при данной температуре в равновесии с веществом в осадке. Состав насыщенного раствора может быть выражен любым известным способом (массовая доля, молярная концентрация и др. Например, MgCl_2 – хорошо растворимое в воде вещество (при 20°C образует 5,75 М насыщенный раствор), MgCO_3 – малорастворимое вещество (0,02 М раствор) и Mg(OH)_2 – практически нерастворимое вещество ($1,2 \cdot 10^{-4}$ М раствор).

В металлургической практике часто растворимость твердых веществ выражают числом граммов безводного вещества, которое растворяется в 100 г растворителя (воды).

По растворимости в 100 г воды выделяют:

- *растворимые вещества* – более 1 г (NaCl , HCl , KNO_3 и др.);
- *малорастворимые вещества* – от 0,01 до 1 г (Ca(OH)_2 , CaSO_4 и др.);

- *практически нерастворимые вещества* – менее 0,01 г (металлы, CaCO_3 , BaSO_4 и др.).

Зависимость растворимости веществ от температуры удобно изображать графически – в виде кривых растворимости (рис. 4.1).

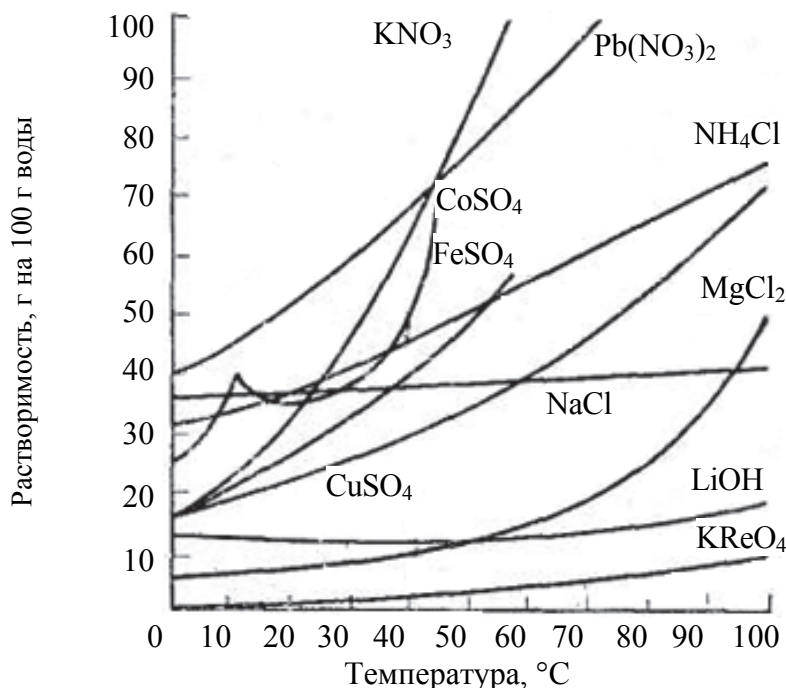


Рис. 4.1. Зависимость растворимости солей от температуры

Для газов растворимость с повышением температуры уменьшается, а для большинства твердых веществ – увеличивается. Последнее используют в металлургической практике как распространенный способ очистки веществ – метод *перекристаллизации*.

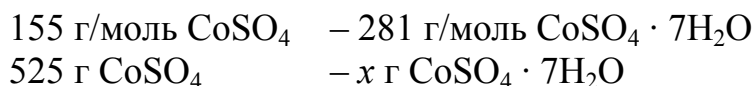
Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Чистый сульфат кобальта из промышленных растворов выделяют перекристаллизацией. Сколько кристаллогидрата $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ выделится из раствора, содержащего 900 г безводной соли в 1 500 г воды, если его охладить до 0 °С? Растворимость CoSO_4 при 0 °С равна 25 г/100 г H_2O .

Решение

1. Растворимость CoSO_4 при 0 °С в 100 г H_2O равна 25 г, тогда на 1 500 г воды – 375 г. Следовательно, при охлаждении раствора до 0 °С из него выделится $900 \text{ г} - 375 \text{ г} = 525 \text{ г}$.

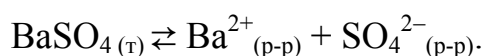
2. В пересчете на кристаллогидрат $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ($M = 281 \text{ г/моль}$) это составит:



$$x = \frac{525 \text{ г} \cdot 281 \text{ г/моль}}{155 \text{ г/моль}} = 952 \text{ г}$$

Ответ: при перекристаллизации раствора выделится 952 г $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Как упоминалось выше, между веществом в насыщенном растворе и веществом в осадке устанавливается состояние *динамического равновесия*. Например, для насыщенного раствора BaSO_4 устанавливается равновесие между твердой фазой и раствором



К данной равновесной системе применим закон действия масс, исходя из которого сформулировано *правило произведения растворимости* (ПР):

Произведение концентраций ионов труднорастворимого электролита в его насыщенном растворе есть величина постоянная при данной температуре.

В общем случае выражение произведения растворимости для малорастворимого электролита типа A_mB_n описывается уравнением

$$\text{ПР}(A_mB_n) = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n. \quad (4.15)$$

Для сульфата бария BaSO_4 произведение растворимости будет иметь вид

$$\text{ПР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

Если обозначить концентрацию ионов $[A^{n+}]$ в растворе через mS , а ионов $[B^{m-}]$ — nS , то получим

$$S = n + \sqrt[m]{\frac{\text{ПР}}{n^n \cdot m^m}} \text{ моль/л.}$$

Более строго произведение растворимости выражается через произведение активностей ионов:

$$\text{ПР} = (a_A)^m \cdot (a_B)^n.$$

Однако ввиду того, что определение активностей отдельных ионов во многих случаях представляет сложную задачу, при проведении расчетов их активности с достаточной степенью точности могут быть заменены концентрациями.

Если в формуле малорастворимого соединения имеются стехиометрические коэффициенты, то они входят в выражение для расчета ПР, как показатели степени, в которые необходимо возвести концентрации ионов. Например:

$$\text{ПР}(\text{Li}_2\text{CO}_3) = [\text{Li}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}],$$

$$\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Произведение растворимости характеризует растворимость вещества: чем оно больше, тем больше растворимость. Значения ПР ряда соединений, используемых в металлургической практике, приведены в прил. 5.

Зная произведение растворимости какого-либо труднорастворимого соединения, можно вычислить его растворимость в растворе, предсказать выпадение осадка, предложить реагент для растворения осадка, провести дробное осаждение интересующих металлурга соединений.

При расчетах с использованием ПР концентрацию ионов выражают в моль/л. Для перехода к растворимости, выраженной в г/л, нужно величину концентрации иона, выраженной в моль/л умножить на его молярную массу.

Пример 2. Рассчитайте растворимость (г/л) хлорида серебра в воде при 25 °С, если $\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Решение

1. В насыщенном растворе устанавливается равновесие:



Произведение растворимости AgCl имеет вид

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-].$$

2. Обозначим растворимость AgCl через S моль/л. Из уравнения 1 видно, что при диссоциации S моль AgCl образуется S моль Ag^+ и S моль Cl^- , тогда

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = S \cdot S = 1,8 \cdot 10^{-10}.$$

Вычислим растворимость соли:

$$S = \sqrt{\text{ПР}(\text{AgCl})} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

3. Чтобы перейти к растворимости, выраженной в г/л, найденную величину умножим на молярную массу хлорида серебра, $M(\text{AgCl}) = 143,3$ г/моль.

Растворимость $\text{AgCl} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 143,3 \text{ г/моль} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ г/л}$.

Ответ: растворимость AgCl в воде равна $1,86 \cdot 10^{-3} \text{ г/л}$.

Пример 3. Вычислите произведение растворимости хромата серебра, если его растворимость при 25 °С равна $6,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Решение

1. Составим уравнение диссоциации хромата серебра и запишем выражение произведения растворимости этой соли:



$$\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}].$$

2. Из уравнения диссоциации следует, что при диссоциации 1 моль Ag_2CrO_4 образуется 2 моль Ag^+ и 1 моль CrO_4^{2-} . Тогда в соответствии с условием задачи в насыщенном растворе:

$$C(\text{Ag}^+) = 2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}, C(\text{CrO}_4^{2-}) = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

Подставляя эти значения в выражение произведения растворимости, получим:

$$\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = (2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 1,1 \cdot 10^{-12}.$$

Ответ: $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-12}$.

Гидрометаллургические процессы часто связаны с осаждением ценных компонентов из раствора с последующим растворением осадков с целью очистки извлекаемого компонента от примесей или разделения ценных компонентов.

Известно три способа растворения малорастворимых соединений:

1) добавление к осадку раствора электролита (реагента), способного образовывать с ионами осадка малодиссоциирующее соединение – слабый электролит (например, H_2O , H_2S , NH_4OH и др.). При этом растворение теоретически возможно, если константа диссоциации $K_{\text{дис}}$ образующегося малодиссоциирующего соединения будет меньше, чем ПР вещества, находящегося в осадке:

$$K_{\text{дис}} < \text{ПР};$$

2) добавление к осадку раствора электролита, способного образовывать с ионами осадка комплексный ион (например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ и др.). При этом растворение теоретически возможно, если константа образования комплексного иона $K_{\text{обр}}$ будет больше ПР соединения, находящегося в осадке:

$$K_{\text{обр}} > \text{ПР};$$

3) добавление к осадку раствора электролита, способного образовывать с ионами осадка менее растворимое вещество, чем вещество, находящееся в осадке. При этом растворение будет происходить, если ПР обра-

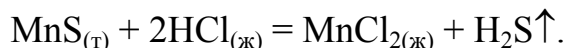
зующегося малорастворимого соединения ($PP_{\text{образ}}$) будет меньше, чем PP соединения, находящегося в осадке ($PP_{\text{исх}}$):

$$PP_{\text{образ}} < PP_{\text{исх}}$$

Пример 4. Возможно ли разделение осадков сульфида марганца и сульфида меди при добавлении соляной кислоты?

Решение

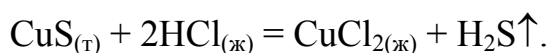
1. Запишем уравнение реакции растворения MnS в соляной кислоте:



$$PP(MnS) = 1,8 \cdot 10^{-10}; \quad K_{\text{дис}}(H_2S) = 10^{-13}.$$

Поскольку $K_{\text{дис}}(H_2S) < PP(MnS)$, то растворение осадка MnS в HCl возможно.

2. Запишем уравнение реакции:



$$PP(CuS) = 8,9 \cdot 10^{-36}; \quad K_{\text{дис}}(H_2S) = 3 \cdot 10^{-20}.$$

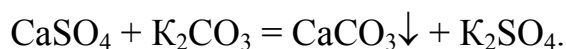
Поскольку $K_{\text{дис}}(H_2S) > PP(MnS)$, то осадок MnS не будет растворяться в HCl .

Ответ: разделение осадков сульфида марганца и сульфида меди при добавлении соляной кислоты теоретически возможно.

Пример 5. Может ли образовываться осадок, если в насыщенный раствор сульфата кальция добавить насыщенный раствор карбоната натрия?

Решение

Запишем уравнение реакции. Для малорастворимых соединений кальция выпишем значения их PP :



$$PP(CaSO_4) = 1,3 \cdot 10^{-4} \quad PP(CaCO_3) = 5,0 \cdot 10^{-9}.$$

Ответ: осаждение карбоната кальция возможно, так как образуется менее растворимое соединение.

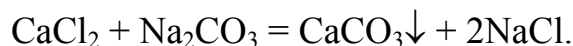
По величине PP соединений можно прогнозировать выпадение осадка из раствора заданной концентрации. Для выпадения осадка необходимо, чтобы произведение концентраций ионов в конечном растворе превышало величину произведения растворимости. Для малорастворимого электролита A_mB_n условием для его осаждения из раствора будет:

$$[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n > PP(A_mB_n).$$

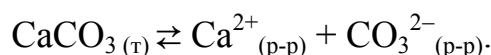
Пример 6. Из промышленных растворов кальций часто осаждают в виде карбоната. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,02М растворов CaCl_2 и Na_2CO_3 ?

Решение

1. Запишем уравнение реакции:



Образовавшийся осадок находится в равновесии с ионами в растворе:



$$\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}.$$

Осадок выпадет, если $[\text{Ca}^{2+}]_{(\text{р-р})} \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_{(\text{р-р})} > \text{ПР}(\text{CaCO}_3)$.

3. Рассчитаем концентрацию ионов в растворе:

До сливания растворов

$$[\text{Ca}^{2+}] = C(\text{CaCl}_2) = 0,02 \text{ моль/л}, [\text{CO}_3^{2-}] = C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль/л}.$$

После сливания растворов общий объем растворов увеличился в два раза, следовательно, концентрация ионов уменьшилась в два раза:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}, [\text{CO}_3^{2-}] = 0,01 \text{ моль/л}.$$

4. Произведение концентрации ионов в растворе:

$$[\text{Ca}^{2+}]_{(\text{р-р})} \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_{(\text{р-р})} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ превышает } \text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9},$$

следовательно, осадок выпадет.

Ответ: осадок выпадет.

Различие в растворимости соединений, а также зависимость растворимости от pH и солевого состава раствора позволяет в ряде случаев провести избирательное осаждение основного металла или очистить раствор, осаждая малорастворимые соединения элементов-примесей.

Пример 7. Рассчитайте pH начала осаждения гидроксида магния из 0,01 М раствора хлорида магния при добавлении к нему щелочи.

Решение

1. Осадок начнет осаждаться, когда величина $[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ превысит значение $\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2)$.

$$\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2.$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{\text{ПР}}{[\text{Mg}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-12}}{1 \cdot 10^{-2}}} = 2,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

2. Зная, что $pH = 14 - pOH$. Рассчитаем: $pH = 14 - \lg [2,34 \cdot 10^{-5}] = 9,4$.
 Ответ: $Mg(OH)_2$ осаждается при $pH = 9,4$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Известковая вода $Ca(OH)_2$ в металлургии часто применяется для нейтрализации кислых растворов. Постройте кривую растворимости, если:

$t, ^\circ C$	0	10	20	30	40	60	80	100
Растворимость $CaO, г/100 г H_2O$	0,130	0,125	0,118	0,109	0,100	0,083	0,066	0,052

Определите по кривой растворимость CaO в воде при 25 и 95 $^\circ C$.

2. Водные растворы сульфата цинка и кадмия применяют в качестве электролита при получении этих металлов. Растворимость сульфата цинка при 30 $^\circ C$ составляет 61,3 г на 100 г воды, а сульфата кадмия при 25 $^\circ C$ – 77,13 г на 100 г воды. Рассчитайте:

а) Сколько воды потребуется для растворения 1 000 кг $ZnSO_4$ при 30 $^\circ C$?

б) Сколько воды потребуется для растворения 200 кг $CdSO_4$ при 25 $^\circ C$?

3. Какова процентная концентрация насыщенного раствора $CoSO_4$ при 20 $^\circ C$, если его растворимость при данной температуре равна 34,4 г на 100 г воды?

4. Для никелирования готовят электролит, в состав которого входит сульфат никеля. В 1 000 г воды при 80 $^\circ C$ растворили 667 г безводного $NiSO_4$. Сколько выделится кристаллогидрата $NiSO_4 \cdot 6H_2O$ из приготовленного раствора при охлаждении до 0 $^\circ C$, если растворимость $NiSO_4$ при этой температуре равна 281 г в 1 000 г H_2O .

5. Растворимость карбоната кальция $CaCO_3$ равна $6,9 \cdot 10^{-3}$ г/л. Вычислите произведение растворимости соли при 25 $^\circ C$.

6. Произведение растворимости сульфата свинца $PP(PbSO_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$. Чему равна растворимость данной соли (г/л) при 25 $^\circ C$?

7. Будет ли происходить растворение осадка гидроксида алюминия в концентрированном растворе щелочи с образованием $[Al(OH)_4]^-$, если константа образования данного комплексного иона $\beta_{обр} = 0,33 \cdot 10^{32}$?

8. На промышленной установке в Норвегии при выщелачивании медно-никелевого фаянштейна соляной кислотой при 70 $^\circ C$ сульфиды никеля, кобальта и железа растворяются, а Cu_2S остаются в остатке. Поясните, на чем основано разделение.

9. Литий из промышленных растворов выделяют в виде малорастворимого соединения – карбоната лития. Выпадет ли осадок Li_2CO_3 при добавлении 0,2 М раствора Na_2CO_3 к равному объему 0,2 М Li_2SO_4 , если растворимость в воде Li_2CO_3 при 25 $^\circ C$ равна 0,73 г на 100 г воды.

10. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов растворов нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и хлорида натрия NaCl с одинаковыми концентрациями 0,2 моль/л?

11. Определить растворимость $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (г/л), если известно произведение растворимости этой соли.

12. Слили 20 л 10%-го раствора HCl ($\rho = 1,05$ г/мл) и 30 л 30%-го раствора HCl ($\rho = 1,15$ г/мл). Какова процентная концентрация полученного раствора?

13. К 50 мл воды добавили 100 г 20%-го раствора хлорида кальция и 150 г его 30%-го раствора. Какова процентная концентрация полученного раствора?

14. Сульфиды тяжелых металлов малорастворимы. Рассчитайте растворимость сульфидов (MnS , FeS , NiS , CdS , SnS , CuS , ZnS , CoS , PbS), исходя из значений их ПР без учета частичного гидролиза сульфида [7, с. 309].

15. Рассчитайте pH осаждения гидроксидов металлов, исходя из справочных их значений ПР, сравните эти значения со значениями pH, приведенными в [7]:

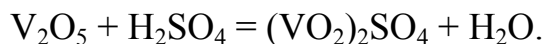
Металл	pH осаждения	Металл	pH осаждения
Cu (II)	4,5	Co (III)	1,0
Sn (IV)	0,1	Zn (II)	4,9
Fe (III)	1,6	Co (II)	6,4
Al (III)	3,1	Fe (II)	6,7
Ni (II)	7,1	Cd (II)	7,0
Sn (II)	1,4	Mg (II)	8,4

Задачи повышенного уровня сложности

Пример 8. На серноокислотное выщелачивание поступило 100 кг концентрата, содержащего 70 % V_2O_5 . Рассчитайте расход (л) 15%-й серной кислоты ($\rho = 1,84$ кг/дм³), если в процессе образуется оксосоль ванадия (V) – $(\text{VO}_2)_2\text{SO}_4$.

Решение

1. Запишем уравнение реакции



2. Вычислим массу оксида ванадия в концентрате: $100 \text{ кг} \cdot 0,7 = 70 \text{ кг}$.

3. Рассчитаем количество вещества V_2O_5 , соответствующее 70 кг:

$$n(\text{V}_2\text{O}_5) = \frac{70 \text{ кг}}{181,8 \text{ кг/моль}} = 0,39 \text{ кмоль}.$$

4. Коэффициенты перед формулами веществ V_2O_5 и H_2SO_4 равны 1, следовательно, количество серной кислоты составит 0,39 кмоль:

$$\frac{n(\text{V}_2\text{O}_5)}{n(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1}{1}.$$

Из выражения следует, $n(\text{V}_2\text{O}_5) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,39$ кмоль, что соответствует массе 100 % H_2SO_4 .

5. Вычислим массу серной кислоты, которой соответствует 0,39 кмоль:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,39 \text{ кмоль} \cdot 98 \text{ кг/моль} = 37,7 \text{ кг}.$$

6. Масса раствора 15%-й H_2SO_4 , содержащей 37,7 кг кислоты, будет равна (4.1):

$$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{37,7 \text{ кг} \cdot 100 \%}{15 \%} = 251,3 \text{ кг}.$$

7. Вычислим объем 15%-го раствора H_2SO_4 массой 251,3 кг:

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{251,3 \text{ кг}}{1,84 \text{ кг/дм}^3} = 136,6 \text{ дм}^3.$$

Ответ: объем 15%-го раствора H_2SO_4 равен 136,6 л.

Пример 9. Рассчитайте состав и объем полученного сернокислого раствора по меди, кадмию и цинку (в г/л) массой 1 079 кг, если при выщелачивании 100 кг медно-кадмиевого кека в раствор перешло 7,5 кг меди, 15,2 кг кадмия и 77,4 кг цинка, а плотность полученного раствора 1,27 кг/дм³.

Решение

1. Вычислим объем раствора, полученного при выщелачивании кека:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1 \text{ 079 кг}}{1,27 \text{ кг/дм}^3} = 849,6 \text{ л}.$$

2. Рассчитаем состав полученного раствора:

$$C(\text{Cu}^{2+}) = \frac{m(\text{Cu}^{2+})}{V} = \frac{7500 \text{ г}}{849,6 \text{ л}} = 8,8 \text{ г/л};$$

$$C(\text{Cd}^{2+}) = \frac{m(\text{Cd}^{2+})}{V} = \frac{15 \text{ 200 г}}{849,6 \text{ л}} = 17,9 \text{ г/л};$$

$$C(\text{Zn}^{2+}) = \frac{m(\text{Zn}^{2+})}{V} = \frac{77 \text{ 400 г}}{849,6 \text{ л}} = 91,1 \text{ г/л}.$$

Ответ: в растворе содержится 8,8 г/л меди; 17,9 г/л кадмия; 91,1 г/л цинка.

Задачи для самостоятельного решения

1. Танталит и колумбит – химически прочные минералы, не разлагаемые минеральными кислотами, за исключением плавиковой кислоты. Общая формула минералов $(\text{Fe}, \text{Mn})(\text{ЭO}_3)_2$, где Э – Ta, Nb. Для вскрытия концентратов, содержащих эти минералы, применяют плавиковую кислоту. Вычислите объем 40 % HF ($\rho = 1,16 \text{ кг/дм}^3$), если для проведения процесса по стехиометрии необходимо 84,3 кг HF, а её избыток должен составлять 60 %.

2. Для ускорения разложения кека при переработке танталит-колумбитового концентрата используют смесь кислот HF и H_2SO_4 в соотношении 1:2. Сколько потребуется 92,5%-й серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ кг/дм}^3$), если для проведения процесса по стехиометрии необходимо 42,2 кг HF, а её избыток должен составлять 60 %.

3. Какой объем 10%-го раствора аммиака NH_4OH ($\rho = 0,9575 \text{ г/см}^3$) потребуется для выщелачивания 100 кг огарка, получившегося в результате окислительного обжига молибденитового концентрата, содержащего 7,06 % MoO_3 . При этом раствор аммиака берется с избытком в 40 %.

4. Шеелитовый концентрат CaWO_4 содержит 70,5 % WO_3 . Рассчитайте объем 36%-й соляной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$), необходимый на первой стадии разложения 100 кг данного концентрата, если его разлагается 80 % от исходного содержания.

5. Хлорид натрия получили путем смешивания 100 г 20 %-ного раствора гидроксида натрия и 50 г 36,5%-й соляной кислоты. Определите массу NaCl в получившемся растворе.

6. Выщелачивание 100 кг обожженного цинкового огарка состава 65 % ZnO , 10 % Fe_2O_3 , проводят серной кислоты. Присутствующий в огарке оксид железа (III) частично (на 40 %) растворяется. Рассчитайте объем 98%-ной H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ кг/дм}^3$), который будет затрачен на выщелачивание.

7. Какой объем 20%-го раствора аммиака NH_4OH ($\rho = 0,926 \text{ г/см}^3$) потребуется для выщелачивания 100 кг технического хлорида серебра, содержащего 99 % AgCl , если в процессе выщелачивания образуется $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Избыток аммиака составляет 15 %.

8. На сернокислотное выщелачивание поступил концентрат, содержащий в качестве примеси 16 % оксида железа (III). Какой объем 20, 26%-й серной кислоты ($\rho = 1,145 \text{ кг/дм}^3$) потребуется для полной очистки концентрата от железа.

9. Рассчитайте объем (л) отработанного цинкового электролита, содержащего 45 г/л цинка и 120 г/л серной кислоты ($\rho = 1,25 \text{ кг/дм}^3$), необходимого для выщелачивания 100 кг медно-кадмиевого кека. На растворение металлов, содержащихся в кеке, расход H_2SO_4 составил 97,47 кг.

10. В технологии извлечения цинка сульфидное цинковое сырье подвергается обжигу. Полученный огарок выщелачивают в одну или две стадии в зависимости от состава сырья. Какой объем серной кислоты, содержащий 100 г/л H_2SO_4 , пойдет на одностадийное выщелачивание 100 кг цинкового огарка, содержащего 60 % ZnO .

11. Никелевый электролит подвергается очистке от присутствующих примесей (кобальта, меди и др.). Рассчитайте степень осаждения кобальта из 100 м³ раствора, содержащего 0,5 г/л кобальта, если остаточное содержание кобальта в растворе 10 мг/л.

12. Одним из способов выделения бериллия из промышленных сульфатных растворов является прямое осаждение гидроксида бериллия при pH раствора 7,5. Рассчитайте степень осаждения гидроксида бериллия из 10 л сульфатного раствора, содержащего 11,52 г/л бериллия, если остаточная концентрация бериллия в растворе составила 500 мг/л.

4.3. Расчеты, связанные с окислительно-восстановительными реакциями

Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе многих пиро- и гидрометаллургических процессов, в частности, это обжиг (окислительный, хлорирующий, сульфатизирующий, агломерирующий) руд, восстановительная плавка, рафинирование чернового металла, выщелачивание ценных компонентов из руд, концентратов с последующим выделением их из раствора. Методы выделения из растворов металлов или их соединений, такие как восстановление, цементация, электролиз широко применяются в производстве цинка, меди, никеля, золота и многих других металлов. Так, *цементация* – это процесс осаждения *менее активного* металла (с большим значением ОВП, M_1) из раствора *более активным* металлом (с меньшим значением ОВП, M_2):



Материальный баланс металлургических процессов (растворения, цементации и др.) с участием окислителей и восстановителей сводится к определению расхода реагентов, состава образующихся продуктов с учетом разных металлургических показателей.

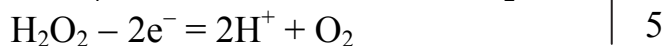
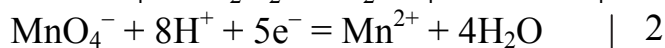
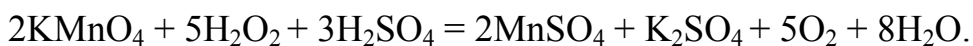
Задачи базового уровня сложности

Пример 1. Рассчитайте объем выделившегося газа (н.у.), если прореагировало 0,036 моль перманганата калия с пероксидом водорода

в сернокислом растворе. Обоснуйте возможность самопроизвольного протекания реакции в прямом направлении при стандартных условиях.

Решение

1. Напишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



2. Для оценки возможности самопроизвольного протекания реакции выпишем значение стандартных окислительно-восстановительных потенциалов ОВП:

$$E_{\text{MnO}_4^-, \text{H}^+/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} = 1,531 \text{ В}; \quad E_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2, \text{H}^+}^{\circ} = 0,694 \text{ В};$$

Тогда, в соответствии с уравнением (3.6) получаем:

$$\Delta_r G_{298}^{\circ} = -nFE^{\circ} = -1\,096\,500 \cdot (1,531 - 0,694) = -807\,705 \text{ Дж} = -808 \text{ кДж}.$$

Столь большое отрицательное значение энергии Гиббса отвечает практически необратимому смещению реакции вправо.

3. Согласно уравнению реакции 2 моль KMnO_4 соответствует 5 моль O_2 , тогда

$$\frac{n_{\text{KMnO}_4}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{2}{5} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{5}{2} n_{\text{KMnO}_4},$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{5 \text{ моль} \cdot 0,036 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,09 \text{ моль}.$$

4. Вычислим объем выделившегося кислорода:

1 моль O_2 занимает объем 22,4 л;

0,09 моль – у л;

$$V_{\text{O}_2} = 0,09 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л} = 2,01 \text{ л}.$$

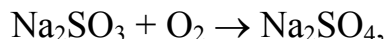
Ответ: объем выделившегося кислорода равен $\cong 2$ л.

Задачи для самостоятельного решения

1. С целью получения чистого германия его концентраты очищают от соединений мышьяка. Для этого их обрабатывают горячим раствором соляной кислоты в присутствии окислителя. Какой объем газа (н.у.) выделится при взаимодействии 5 кг диоксида марганца MnO_2 с 25 л 36%-й соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ кг/дм}^3$) по уравнению реакции:

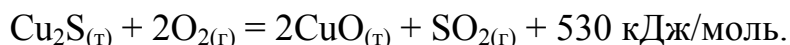


2. Для предотвращения разрушения стенок котла растворенный в воде кислород удаляют добавлением сульфита натрия. Какая масса Na_2SO_3 (кг) расходуется на удаление кислорода, содержащегося в воде объемом 1 500 л:



если в 100 объемах воды при 25 °С растворяется 3,1 объема кислорода?

3. В результате окисления халькозина Cu_2S выделилось 927,5 кДж теплоты, согласно термохимическому уравнению



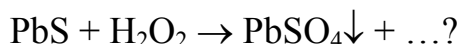
Определите объем выделившегося сернистого газа (н.у.).

4. Определите массу твердых продуктов, образующихся при сливании 0,1M растворов сульфида натрия Na_2S перманганата калия KMnO_4 :

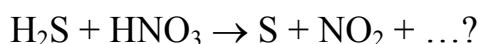


Объем каждого из раствора составлял 1,5 л.

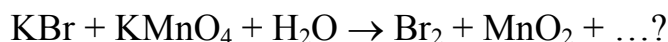
5. Какая масса белого осадка образуется при окислении 8 г черного сульфида свинца (II) пероксидом водорода H_2O_2 :



6. Какой объем газа (н.у.) и какая масса осадка образуется при взаимодействии 30 мл 0,1M раствора сероводородной воды и 15 г 60%-й азотной кислоты:

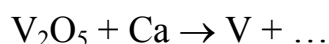


7. Какая масса брома получится при окислении 2 л 6%-го раствора бромида калия ($\rho = 1,042 \text{ г/см}^3$) перманганатом калия в нейтральной среде:



8. Металлический германий получают восстановлением диоксида германия GeO_2 водородом. Процесс ведут в трубчатых печах в трубах из кварца или графита в течение 3–3,5 ч. В одной трубе находится одновременно 6–7 лодочек из графита. Рассчитайте избыток подаваемого водорода за сутки в одной трубе при производительности 28,8 кг/сут GeO_2 , если реальная подача водорода составляет 0,8 м³/ч:

9. Наиболее распространен кальцийтермический метод получения ванадия. Определите выход реакции, если из 5 кг оксида ванадия (V) было получено 2,3 кг ванадия, чистота металла составляет 99,5 %:



Задачи повышенного уровня сложности

Пример 2. Какая масса технического цинка ($\omega_{\text{Zn}} = 99 \%$) необходима для осаждения меди из 1 л сульфатного раствора при 25°C , содержащего 6,35 г меди, если цинк берут с 20%-ным избытком к теоретически необходимому количеству.

Решение

1. В растворе может протекать реакция: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.
2. Из уравнения реакции видно, что количество вещества цинка и меди одинаково, т. е. равно 0,1 моль. Тогда масса цинка составит:

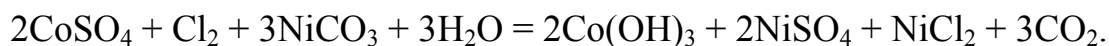
$$m(\text{Zn}) = n M = 0,1 \text{ моль} \cdot 63,5 \text{ г/моль} = 6,35 \text{ г.}$$

3. Вычислим массу технического цинка ($\omega_{\text{Zn}} = 99 \%$), если избыток цинка 20 %:

$$m(\text{Zn}) = \frac{6,35 \text{ г} \cdot 1,2}{0,99} = 7,7 \text{ г.}$$

Ответ: необходимо 7,7 г технического цинка.

Пример 3. В процессе электролитического рафинирования никеля никелевый электролит очищают от примесей. Для этого катионы металлов-примесей переводят в высшие степени окисления и осаждают в форме гидроксидов. Очистка электролита от кобальта проводится по реакции



Рассчитайте степень осаждения кобальта, практический расход хлора и карбоната никеля, если на очистку поступило 100 м^3 раствора, содержащего 0,5 г/л кобальта. Остаточное содержание кобальта в растворе составило 10 мг/л. Фактический расход Cl_2 в три раза, а расход NiCO_3 – в полтора раза больше теоретического.

Решение

1. Степень осаждения кобальта

$$\alpha_{\text{Co}} = \frac{0,5 \text{ г/л} - 0,01 \text{ г/л}}{0,5 \text{ г/л}} \cdot 100 \% = 98 \%.$$

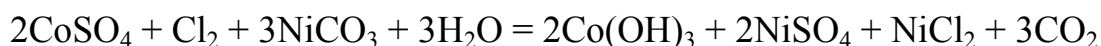
2. Рассчитаем содержание кобальта в 100 м^3 раствора:

0,5 г – 1 л;

x г – 100 000 л;

тогда $x = 0,5 \cdot 100\,000 / 1 = 50 \text{ кг}$.

3. Рассчитаем расход хлора. Согласно уравнению реакции



2 моль CoSO_4 взаимодействует с 1 моль хлора. Составим пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 2\text{Co} & - & \text{Cl}_2; \\ 2 \cdot 58,9 \text{ кг} & - & 71 \text{ кг}; \\ 50 \text{ кг} & - & x; \end{array}$$

$$\text{тогда } x = \frac{50 \text{ кг} \cdot 71 \text{ кг}}{117,8 \text{ кг}} = 30,14 \text{ кг Cl}_2.$$

Фактический расход хлора равен $30,14 \text{ кг} \cdot 3 = 90,42 \text{ кг}$.

4. Вычислим расход карбоната никеля. По уравнению реакции 2 моль CoSO_4 взаимодействует с 3 моль NiCO_3 . Составим пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 2\text{Co} & - & 3\text{NiCO}_3 \\ 2 \cdot 58,9 \text{ кг} & - & 3 \cdot 118,7 \text{ кг}; \\ 50 \text{ кг} & - & y; \end{array}$$

$$\text{тогда } y = \frac{50 \text{ кг} \cdot 3 \cdot 118,7 \text{ кг}}{117,8 \text{ кг}} = 151,14 \text{ кг NiCO}_3.$$

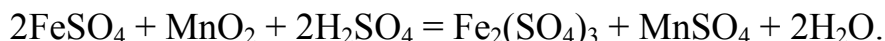
Фактический расход карбоната никеля составит:

$$151,14 \text{ кг} \cdot 1,5 = 226,11 \text{ кг NiCO}_3.$$

Ответ: $\alpha_{\text{Co}} = 98 \%$, 30,14 кг Cl_2 ; 226,11 кг NiCO_3 .

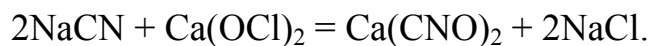
Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте расход пиролюзита (75 % MnO_2) для очистки 100 м³ раствора, содержащего 2,7 г/л Fe^{2+} , в соответствии с уравнением реакции



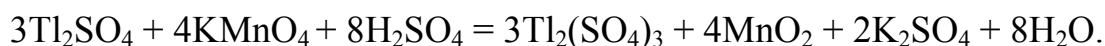
Принять практический избыток пиролюзита двукратным от расчетного, остаточным содержанием железа пренебречь.

2. Рассчитайте расход 30%-й хлорной извести $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, которая используется на обезвреживание 300 л цианосодержащей пульпы ($\rho = 1,100 \text{ кг/дм}^3$), содержащей 0,08 % NaCN по уравнению реакции



Избыток окислителя принять равным 1,5.

3. Таллий в промышленных сернокислых растворах находится в степени окисления +1. Его из очищенных сернокислых растворов выделяют в форме гидроксида $\text{Tl}(\text{OH})_3$. С целью перевода сульфата таллия (I) в сульфат таллия (III) в раствор добавляют перманганат калия при нагревании до 75 °C:

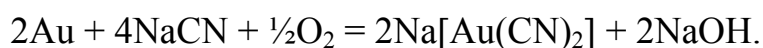


Рассчитайте расход окислителя (г), если на окисление поступило 300 л раствора, содержащего 1 г/л таллия.

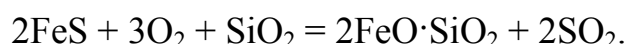
4. Никелевый анолит, образующийся в процессе электролитического рафинирования никеля подвергают очистке от примесей, в частности от кобальта. Рассчитайте количество окислителя (кг), необходимого для очистки 1 м³ раствора никелевого анолита, содержащего 1,5 г/л Co²⁺. Избыток подаваемого в процесс хлора составляет 120 % от теоретически необходимого:



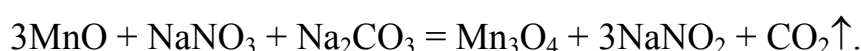
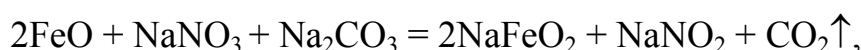
5. Переработке подвергли 7 т золотосодержащей руды, содержащей 3,94 % Au. Рассчитайте расход воздуха на выщелачивание руды в растворе цианида натрия по реакции:



6. Определить практический расход воздуха при конвертировании 150 кг штейна, содержащего 43,7 % Fe, если коэффициент использования кислорода 90 %. В результате конвертирования медно-никелевого штейна все железо переходит в шлак по реакции



7. Для окисления железа и марганца при обжиге 100 кг вольфрамита (15 % MnWO₄, 85 % FeWO₄) добавляют натриевую селитру:



Рассчитайте расход окислителя и объем выделившегося газа, если степень разложения концентрата 98,5 %, избыток соды составляет 15 % от теоретически рассчитанного, а расход селитры 4 % от веса концентрата.

8. Какая масса технического железа ($\omega_{\text{Fe}} = 99\%$) необходима для очистки 100 л сернокислого раствора меди (3,4 г/л Cu²⁺), если железо берут с 20%-ным избытком к теоретически необходимому количеству.

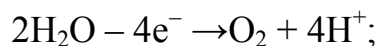
4.4. Расчеты, связанные с электролитическим способом выделения металлов

Электролитический способ в металлургической практике применяется для получения чистых металлов, например, для получения меди, никеля, цинка. При этом достигается чистота металлов до 99,99 %.

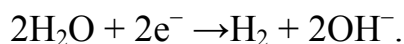
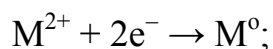
При электролизе применяют растворимые или нерастворимые аноды. Электролиз с нерастворимым анодом называют *электролитическим выделением металла из раствора*, а электролиз с растворимым (активным) анодом – процесс *электролитического рафинирования* металла.

При электролизе растворов на инертных электродах (нерастворимые аноды) протекают процессы:

- окисление металла или молекул воды – на аноде:



- восстановление катионов металла или молекул воды – на катоде:



Протекание процессов на электродах зависит от значения их электродных потенциалов: на катоде протекают процессы восстановления с наибольшим значением окислительно-восстановительного потенциала, а на аноде – с наименьшим значением.

При *электролитическом рафинировании* металла на активном аноде происходит окисление металла анода: $\text{M}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{M}^{2+}$, а на катоде восстановление металла: $\text{M}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{M}^0$.

Количественные расчеты при электролизе расплавов и растворов основываются на законе Фарадея:

$$m = \frac{M_{\text{эКВ}} \cdot I \cdot \tau}{96500} = \frac{M_{\text{эКВ}} \cdot Q}{96500}, \quad (4.17)$$

где m – масса вещества, г; $M_{\text{эКВ}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль; I – сила тока, А; τ – время, с; Q – количество вещества, прошедшее через раствор, Кл (А·с); 96 500 – число Фарадея Кл (26,8 А·ч).

Массы выделившихся веществ на электродах пропорциональны их молярным массам эквивалента:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{эКВ}1}}{M_{\text{эКВ}2}}.$$

Побочные реакции при электролизе, протекающие на электродах, в частности, выделение водорода, взаимодействие продуктов электролиза с электролитом и т. д., приводят к тому, что практическая масса выделившихся веществ на электродах всегда меньше теоретически рассчитанной по закону Фарадея. Для экономической оценки процесса электролиза используют такое понятие, как «выход по току».

Выход по току – это отношение количества фактически затраченного электричества $Q_{\text{факт}}$ к теоретически необходимому $Q_{\text{теор}}$:

$$B_{\tau} = \frac{Q_{\text{факт}}}{Q_{\text{теор}}} \cdot 100 \, \%.$$

Определить *выход по току* можно как отношение практически полученной массы вещества на электродах к теоретически рассчитанной по закону Фарадея, выраженное в процентах:

$$B_{\tau} = \frac{m_{\text{прак}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \, \%. \quad (4.18)$$

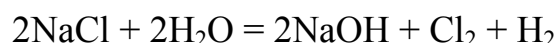
Задания базового уровня сложности

Пример 1. Вычислите время, необходимое для полного выделения хлора, содержащегося в 1 л 1 н. раствора NaCl при пропускании через раствор тока 10 А.

Решение

1. В 1 л 1 н. раствора содержится 1 моль эквивалента соли на выделение которой требуется 96 500 Кл.

2. В соответствии с уравнением реакции



и законом эквивалентов выделится $n(\text{Cl}_2) = 1/2 n(\text{NaCl}) = 0,5$ моль, что соответствует массе хлора:

$$m(\text{Cl}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 71 \text{ г/моль} = 35,5 \text{ г Cl}_2.$$

Для выделения 35,5 г хлора потребуется времени:

$$\tau = \frac{m \cdot 96\,500}{M_{\text{экв}} \cdot I} = \frac{35,5 \cdot 96\,500}{35,5 \cdot 10} = 9\,650 \text{ с} = 161 \text{ мин} = 2 \text{ ч } 68 \text{ мин}.$$

Ответ: 161 мин.

Пример 2. Какой выход меди по току, если при её рафинировании при пропускании тока силой 25 А на катоде выделяется за 10 ч 275 г чистой меди?

Решение

1. Рассчитаем теоретический выход меди по закону Фарадея:

$$m_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{экв}} \cdot I \cdot \tau}{96\,500} = \frac{31,75 \cdot 25 \cdot 10}{26,8 \text{ А} \cdot \text{ч}} = 296,17 \text{ г}.$$

2. Выход меди по току:

$$B_T = \frac{m_{\text{прак}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \% = \frac{275}{296,17} \cdot 100 \% = 92,9.$$

Ответ: выход меди по току равен $\approx 93 \%$.

Задания для самостоятельного решения

1. Какое количество электричества необходимо пропустить через раствор хлорида лития, чтобы получить 2 кг гидроксида лития. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора хлорида лития.

2. Какое количество электричества необходимо пропустить через раствор сульфата меди, если масса катода увеличилась на 5 кг? Электролиз проводят с медными электродами.

3. Вычислите количество выделенного на катоде Ag при прохождении тока силой 5 А через раствор нитрата серебра в течение 10 мин, если выход серебра по току 94 %.

4. Какие вещества и в каком количестве выделяются при прохождении 48 250 Кл электричества через расплав хлорида магния? Напишите уравнение электролиза расплава MgCl_2 .

5. Вычислите выход цинка по току, если суточная производительность ванны рафинирования цинка составила 180 кг при прохождении тока 400 А в течение 0,4 ч.

6. Какие вещества и в каком количестве выделяются при прохождении тока силой 6 А в течение 1 ч через расплав КОН?

Задачи повышенного уровня сложности

Пример 3. Медь рафинируют в течение 5 сут электролитическим способом, который представляет собой электролиз сульфатного раствора меди с медными катодами. Сила тока, проходящая через катод, составила 200 А, выход по току – 95 %. Рассчитайте массу готового среднего катода (кг), если исходная масса катодной основы составляет 3 кг.

Задача в *металлургической практике* формулируется следующим образом:

Цикл наращивания меди на катодах ванны рафинирования 5 сут, сила тока, проходящая через катод, 200 А, выход по току – 95 %. Какова масса готового среднего катода (кг), если исходная масса катодной основы 3 кг.

Решение

1. Рассчитаем массу меди, практически выделившуюся на катоде за 5 сут (120 ч) электролиза, используя формулу (4.18):

$$m_{\text{прак}} = \frac{B_{\text{т}} \cdot m_{\text{теор}}}{100 \%} = \frac{B_{\text{т}} \cdot I \cdot \tau}{96\,500 \cdot 100 \%};$$

$$m_{\text{прак}} = 0,95 \cdot \frac{31,75 \text{ кг} \cdot 200 \text{ А} \cdot 5 \cdot 24 \text{ ч}}{26,8 \text{ А} \cdot \text{ч}} = 27\,011 \text{ г} = 27,01 \text{ кг}.$$

2. Масса готового никелевого катода составит:

$$m_{\text{гот.кат}} = m_{\text{кат.осн}} + m_{\text{прак}} = 3 \text{ кг} + 27,01 \text{ кг} = 30 \text{ кг}.$$

Ответ: 30 кг.

Задачи для самостоятельного решения

1. При рафинировании меди раствор сульфата меди, содержащий 159,54 г соли, подвергли электролизу током силой 10 А в течение 2,68 ч. Сколько меди осталось в растворе?

2. Электролитическое рафинирование никеля осуществили в растворе, содержащем 129,7 г соли NiCl_2 . Сколько NiCl_2 осталось в растворе, и какой объем Cl_2 выделился, если пропускали ток силой 5 А в течение 5,36 ч?

3. Сколько времени необходимо вести электролиз, если пропускать ток силой 6 А через раствор нитрата кадмия. При этом на катоде выделилось 11,2 г кадмия. Сколько кислорода выделилось на аноде?

4. Определить суточную производительность ванны рафинирования меди (кг) при силе тока на ванне 11 520 А, продолжительности процесса 24 ч и выхода меди по току 95 %.

5. Найти массу готового никелевого катода (кг), полученного за 48 ч наращивания никеля на катодной основе массой 2,5 кг, если сила тока, проходящего через катод, составляет 195 А, а выход по току 97 %.

6. Найти массу готового медного катода (кг), полученного за 3 суток наращивания меди на катодной основе массой 4 кг, если сила тока, проходящего через ванну, составляет 11 000 А, выход по току 97 %, в ванне установлено 30 катодов.

7. Рассчитать количество никеля (кг), выделившегося на одном катоде электролизной ванны за сутки, если сила тока, проходящего через ванну, составляет 12 000 А, выход по току – 95 %, а в ванне установлено 32 катода.

8. Цикл наращивания меди на катодах ванны рафинирования составляет 3 суток, сила тока, проходящего через катод, составляет 200 А, выход по току – 95 %. Какова масса готового среднего катода (кг), если исходная масса катодной основы равна 6 кг.

9. Найти массу готового никелевого катода (кг), полученного за 2 сут наращивания никеля на катодной основе массой 3 кг, если сила тока, проходящего через катод, составляет 205 А, выход по току 97 %.

4.5. Расчеты, связанные с растворением металлов в растворах кислот и щелочей

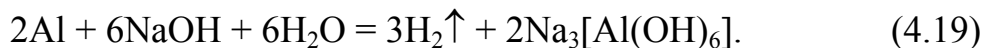
Переработка вторичного сырья, содержащего металлы, часто связана с процессами его растворения в растворах различных кислот и щелочей.

Задания базового уровня сложности

Пример 1. Определите количественный состав сплава, содержащего железо, медь и алюминий, если при взаимодействии 13 г сплава с концентрированным раствором щелочи (NaOH) выделилось 3,36 л газа (н.у.), а при действии соляной кислотой – 5,6 л газа (н.у.).

Решение

1. С раствором щелочи реагирует алюминий:



Рассчитаем количество вещества выделившегося водорода, соответствующее объему 3,36 л:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

2. Рассчитаем массу алюминия в сплаве. Из уравнения реакции (4.19) следует

$$\frac{n(\text{Al})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}.$$

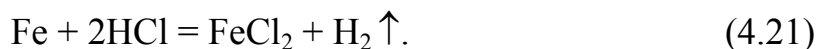
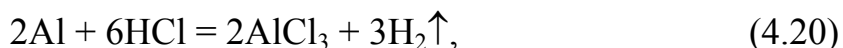
Тогда

$$n(\text{Al}) = \frac{2}{3} n(\text{H}_2); n(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 0,15 \text{ моль}}{3} = 0,1 \text{ моль}.$$

Масса алюминия, соответствующая 0,1 моль, равна

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot A_r(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г}.$$

3. Рассчитаем массу железа в сплаве. В соляной кислоте растворяется алюминий и железо. Следовательно, объем выделившегося водорода относится к взаимодействию и алюминия и железа с соляной кислотой:



4. Вычислим объем выделившегося водорода при взаимодействии железа с соляной кислотой. Так как при взаимодействии 2,7 г Al с раство-

ром щелочи объем выделившегося водорода равен 3,36 л (0,15 моль), следовательно этот объем H_2 также выделится и при взаимодействии алюминия с соляной кислотой, уравнение (4.20).

Тогда можно найти объем водорода, который выделится при взаимодействии железа с соляной кислотой:

$$5,6 \text{ л} - 3,36 \text{ л} = 2,24 \text{ л, т. е. } 0,1 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции (4.21) следует, что $n(Fe) = n(H_2)$, т. е. равно 0,1 моль.

5. Вычислим массу железа, соответствующую 0,1 моль Fe:

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot A_r(Fe) = 0,1 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г.}$$

6. Рассчитаем массу меди в сплаве:

$$m(Cu) = m_{\text{сплава}} - m(Fe) - m(Al) = 13 \text{ г} - 5,6 \text{ г} - 2,7 \text{ г} = 4,7 \text{ г.}$$

Ответ: В сплаве содержится 4,7 г Cu; 5,6 г Fe; 2,7 г Al.

Задания для самостоятельного решения

1. Какой объем водорода выделится при растворении 500 г бронзы, содержащей 85 % Cu, 12 % Sn, 3 % Zn, в избытке соляной кислоты?

2. Рассчитайте объем 40%-го раствора щелочи NaOH ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$) для растворения 20 г силумина, содержащего 90 % алюминия и 10 % кремния.

3. Смесь порошков алюминия и серебра массой 6,4 г обработали избытком раствора гидроксида натрия, при этом выделилось 6,7 л газа (н.у.). Какова масса серебра в смеси?

4. На смесь порошков цинка и меди общей массой 10 г подействовали избытком гидроксида калия, при этом выделилось 5,6 л водорода (н.у.). Найти массовую долю меди в исходной смеси.

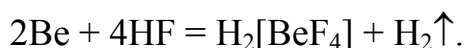
5. На смесь порошков алюминия и серы подействовали избытком раствора гидроксида натрия. Найти объем выделившегося водорода, если масса всей смеси составляет 20 г, а массовая доля серы – 40 %.

6. На смесь порошков цинка и серебра подействовали избытком гидроксида натрия. При этом выделилось 11,2 л водорода (н.у.). Вычислите массу серебра в смеси, если его массовая доля составляет 40 %.

7. На смесь порошков железа и алюминия подействовали избытком гидроксида калия, при этом выделилось 33,6 л водорода. Найти общую массу смеси, если массовая доля алюминия в ней составляет 30 %.

8. Магний массой 4,8 г растворили в 200 мл 12%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю сульфата магния в полученном растворе.

9. Сырье, содержащее бериллий и магний, обработали 36%-й плавиковой кислотой ($\rho = 1,118 \text{ г/см}^3$). Определите объем кислоты для извлечения бериллия в раствор из 100 кг сырья, если его содержание составило 30 %. Растворение бериллия в плавиковой кислоте отражает уравнение реакции



10. Кадмий из сульфатных растворов восстанавливают на цинковых листах. Какой расход цинка необходим для восстановления кадмия из 100 кг 1%-го раствора сульфата кадмия?

11. Технический цинк массой 1,32 г обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выделился водород объемом 448 мл (н.у.). Определите массовую долю цинка в техническом металле.

12. При обработке чугуна массой 10,9 кг серной кислотой выделился водород, объемом 4 200 мл (н.у.). Определите массовую долю углерода в чугуне.

13. Хлорирование платиновых металлов при температуре $\approx 700^\circ\text{C}$ в расплаве галогенидов щелочных металлов (NaCl) позволяет перевести их в растворимые в воде и кислотах соединения. Рассчитайте расход хлора, который потребуется на хлорирование 100 кг концентрата, содержащего 30 % родия, если в расплаве образуется $\text{Na}_3[\text{RhCl}_6]$:



5. КОМБИНИРОВАННЫЕ ЗАДАЧИ

1. Определите степень извлечения цинка в раствор при выщелачивании 33,48 кг огарка, содержащего 54 % оксида цинка. Выход кека (твёрдого остатка после выщелачивания) составил 38 %. Содержание в кеке цинка 3,5 %.

2. Рассчитайте массу вольфрама, полученного из 700 кг шеелитового концентрата, содержащего 92 % CaWO_4 при потерях металла 8 %.

3. Одним из способов получения металлического кальция является нагрев его оксида с металлическим алюминием в вакууме (алюмотермия). Определите массу алюминия и негашённой извести, содержащей 4 % примесей, которые необходимы для получения 4 т кальция.

4. Сернокислый раствор меди используют при электролитическом способе получения меди. Его готовят растворением 20 кг технической меди, содержащей 5 % металлов платиновой группы, в 500 л серной кислоты с концентрацией 120 г/л в присутствии кислорода воздуха. Какая масса сульфата меди образуется в растворе?

5. Для выщелачивания медно-кадмиевых кеков используется отработанный цинковый электролит, содержащий 50 г/л Zn и 120 г/л H_2SO_4 ($\rho = 1,25 \text{ кг/дм}^3$). Рассчитать расход (л) цинкового электролита для выщелачивания 100 кг медно-кадмиевого кека состава, %: 16 Cd, 15 Cu, 43 Zn и прочие, если при выщелачивании в раствор переходит 95 % цинка и кадмия и 50 % меди.

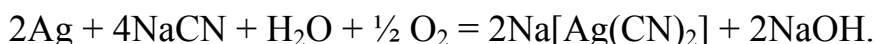
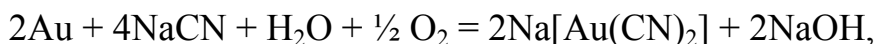
6. В процессе обработки шеелита соляной кислотой в присутствии кислорода воздуха происходит разложение молибденита:



Определите расход концентрированной 36%-й соляной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ кг/дм}^3$) на разложение 100 кг концентрата, содержащего 0,2 % Mo в форме MoS_2 , если избыток кислоты составляет 40 %.

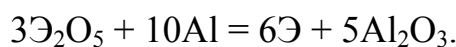
7. При цианировании 7 т золотосодержащей руды раствором NaCN было получено 380 кг дицианоаурата (I) натрия. Из полученного раствора осаждают золота металлическим цинком, расход которого составил 45,8 кг. Рассчитайте процентное содержание золота в руде и массу полученного золота.

8. Выщелачивание 100 т золотосодержащей руды, содержащей 5 г/т Au; 250 г/т Ag, проводят раствором цианида натрия. Определите расход цианида натрия, если переход компонентов руды в раствор протекает по следующим реакциям:

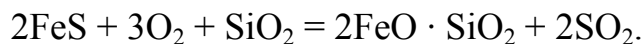


9. Бериллий из промышленных сульфатных растворов осаждают в виде гидроксида бериллия. Рассчитайте расход щелочи для осаждения бериллия из 10 л сульфатного раствора, содержащего 11,5 г/л Be. Осаждение проводят 40%-ным раствором едкого натра ($\rho = 1,437 \text{ г/см}^3$).

10. Кек массой 100 кг, содержащий, %: 98,96 Nb_2O_5 ; 0,07 Ta_2O_5 , поступил на алюмотермическое восстановление. Каков расход алюминия, если восстанавливается 96,5 % Nb_2O_5 и 80 % Ta_2O_5 . Избыток восстановителя принять 30 %. Восстановление протекает в соответствии с уравнением реакции:



11. При переработке 150 т медно-никелевого штейна, содержащего 43,7 % Fe конвертированием с использованием кварцевого флюса, все железо переходит в шлак по реакции:



Определите количество кварцевого флюса, расходуемого в процессе, если содержание SiO_2 в кварцевом песке составляет 80 %.

12. Сульфатные растворы бериллия, содержащие 18,6 г/л Al, очищают от алюминия добавлением избытка сульфата аммония при нагревании. При охлаждении из раствора выделяют кристаллы алюмоаммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте извлечение Al из 100 л раствора, если выделилось 21,9 кг квасцов. Как называется этот метод очистки раствора?

13. В аффинаже платиновые металлы хлорируют в HCl. Рассчитайте расход 35%-й HCl ($\rho = 1,175 \text{ г/см}^3$) и количество перерабатываемой платины, если при упаривании солянокислого раствора было получено 100 кг $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$.

14. Рассчитайте расход 30%-й хлорной извести $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ которая применяется на обезвреживание $3\,000 \text{ м}^3$ пульпы, содержащей 100 мг/л $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Избыток окислителя принять равным 1,5. Уравнение процесса:



6. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

6.1. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Периодичность изменения основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов, окислительно-восстановительных свойств простых веществ и однотипных соединений, на основе периодического закона, проявляется в химических реакциях, которые протекают во многих металлургических процессах. Поэтому, тестовые задания данной темы направлены на освоение принципов классификации элементов на семейства, на формирование умений характеризовать состояние электронов в атоме, объяснять Периодический закон и Периодическую систему с точки зрения современной теории строения атома и характеризовать химические свойства элементов по их положению в Периодической системе.

Задания для самостоятельного решения

В а р и а н т 1

1. Установите соответствие между свойствами электрона и явлениями, подтверждающими наличие этих свойств:

Свойство	Явление
А. Волновые Б. Корпускулярные	1. Дифракция 2. Наличие массы покоя 3. Интерференция 4. Наличие импульса

Ответ: А – ..., Б – ...

2. Атомная электронная орбиталь – это...

а) состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел n , l , m и s ;

б) состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел n , l и m ;

в) состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел n и l ;

г) состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантового числа n .

3. Установите соответствие между правилом и его формулировкой:

Правило	Содержание
А. Правило Хунда Б. Правило Клечковского	1. В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех квантовых чисел 2. Суммарный спин электронов в пределах подуровня должен быть максимальным 3. Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей 4. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n + l$, а при равной сумме $n + l$ в порядке возрастания числа n

Ответ: А – ..., Б – ...

4. Установите соответствие между названиями и обозначениями квантовых чисел:

Квантовые числа	Обозначения
А. Главное Б. Орбитальное В. Магнитное Г. Спиновое	1. l 2. m_l 3. n 4. m_s

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

5. Медь находит широчайшее применение в различных сферах человеческой жизнедеятельности. Наиболее богатые месторождения медных руд в России находятся на Таймырском полуострове. Выберите электронную формулу атома меди в невозбужденном состоянии:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0$.

6. Проанализируйте данные, приведенные в таблице, и сделайте вывод о зависимости химической активности металлов от приведенных характеристик атомов элементов:

Элементы VI В группы	Cr	Mo	W
Первая энергия ионизации, эВ	6,77	7,1	7,98
Металлический атомный радиус, нм	0,127	0,139	0,140

а) химическая активность в ряду элементов уменьшается, так как потенциал ионизации увеличивается;

б) химическая активность в ряду элементов увеличивается, так как потенциал ионизации увеличивается;

в) химическая активность в ряду элементов уменьшается, так как металлический атомный радиус увеличивается;

г) химическая активность в ряду элементов увеличивается, так металлический атомный радиус увеличивается.

В а р и а н т 2

1. Главное квантовое число n определяет:

- а) номер электронного уровня в атоме;
- б) энергию уровня при данном заряде ядра;
- в) номер периода в Периодической таблице элементов Д.И. Менделеева;
- г) форму подуровня и его энергию; д) число орбиталей.

2. Выберите формулировку принципа Паули:

а) атомные орбитали заполняются электронами, так, чтобы их суммарный спин был максимален; электроны занимают максимальное количество орбиталей

б) в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел

в) последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы $n + l$ к орбиталям с большим значением суммы.

3. Ориентацию орбиталей в пространстве определяет _____ квантовое число.

4. Ученый, который в 1924 г. высказал предположение, что все микрочастицы обладают двойственной корпускулярно-волновой природой:

- а) Эрнест Резерфорд;
- б) Луи де Бройль;
- в) Дж. Томсон;
- г) Н. Бор.

Титан благодаря легкости, высокой термической и коррозионной устойчивости – важный конструкционный материал, который используется для строительства самолетов, подводных лодок, химических реакторов и др. Выберите электронную формулу атома титана в невозбужденном состоянии:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^4$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^1$.

6. Проанализируйте данные, приведенные в таблице, и сделайте вывод о зависимости химической активности металлов от приведенных характеристик атомов элементов:

Элементы IVB группы	Ti	Zr	Hf
Первая энергия ионизации, эВ	6,82	6,84	7,5
Металлический атомный радиус, нм	0,146	0,160	0,159

а) химическая активность в ряду элементов уменьшается, так как потенциал ионизации увеличивается;

б) химическая активность в ряду элементов увеличивается, так как потенциал ионизации увеличивается;

в) химическая активность в ряду элементов уменьшается, так как металлический атомный радиус увеличивается;

г) химическая активность в ряду элементов увеличивается, так как металлический атомный радиус увеличивается.

В а р и а н т 3

1. Периодический закон Д.И. Менделеева в современной формулировке звучит:

а) свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда их атомов;

б) свойства элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных весов;

в) свойства элементов находятся в периодической зависимости от заряда их атомов;

г) свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от числа подуровней в атоме.

2. Вращение электрона вокруг собственной оси характеризует _____ квантовое число.

3. Современная квантово-механическая теория строения атома базируется на следующих моделях и принципах:

а) модель строения атома Резерфорда;

б) принцип Гейзенберга;

в) принцип Паули;

д) уравнение Луи де Бройля;

е) уравнение Планка.

4. Кобальт содержится в медных, никелевых и полиметаллических рудах, в частности, полиметаллических трудах Таймырского полуострова. Выберите электронную конфигурацию внешнего валентного слоя катиона Co^{2+} :

а) $3d^7 4s^0$;

б) $3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$;

в) $3d^6 4s^1$;

г) $3s^2 3p^6 3d^7 4s^0$.

5. В состав чугуна входят неметаллы, к которым относятся:

а) Si, C, P, S, B;

б) Mn, W, V, Mg, Cu, Ni;

в) Mg, Al, Ce, Nb, C;

г) Al_2O_3 , SiO_2 , Fe_3C , CaC_2 .

6. Сформулируйте вывод на основе данных, приведенных в таблице:

Элементы 2-го периода	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Первые энергии ионизации, эВ	5,14	7,64	5,98	8,15	10,49	10,36	12,97
Атомный радиус, нм	0,189	0,160	0,143	0,134	0,130	0,104	0,099

а) ослабление металлических свойств элементов с ростом порядкового номера элемента малых периодов обусловлено увеличением их энергии ионизации;

б) возрастание энергии ионизации при переходе от Na к Mg обусловлено тем, что электронные конфигурации, соответствующие полностью либо наполовину занятым подуровням, обладают повышенной энергетической устойчивостью;

в) неметаллические свойства элементов с ростом порядкового номера элемента малых периодов ослабевают, а энергия ионизация увеличивается;

г) атомные радиусы с ростом порядкового номера элементов малых периодов уменьшаются, так как по мере возрастания заряда увеличивается притяжение к ядру электронов внешнего уровня.

В а р и а н т 4

1. Законы движения микрочастиц в квантовой механике выражаются уравнением _____, которое играет в ней ту же роль, что и законы Ньютона в классической механике.

- а) Резерфорда; б) Луи де Бройля;
в) Шрёдингера; г) Бора; д) Гейзенберга.

2. Установите соответствие между принципом и его формулировкой:

Принцип	Содержание
А. Принцип Паули Б. Принцип минимальной энергии	1. В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех квантовых чисел. 2. Суммарный спин электронов в пределах подуровня должен быть максимальным. 3. Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей. 4. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n + l$, а при равной сумме $n + l$ в порядке возрастания числа n .

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

3. Установите соответствие между значением орбитального квантового числа и формой подуровня:

Значение орбитального квантового числа	Подуровень
А. 0 Б. 1 В. 2 Г. 3	1. p 2. f 3. s 4. d

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

4. Предварительной операцией в переработке трудноперерабатываемого сырья выступает обжиг, в котором в качестве окислителя используют хлор, кислород и другие. Установите соответствие между окислителем и электронной формулой его атомов:

Окислители	Электронная формула
А. Кислород Б. Хлор	1. $3d^7 4s^0$ 2. $3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ 3. $3d^6 4s^1$ 4. $3s^2 3p^6 3d^7 4s^0$

Ответ: А - ..., Б - ...

5. В состав чугуна входят металлы, к которым относятся:

- а) Si, C, P, S, Te, В; б) Mn, W, V, Mg, Cu, Ni;
в) Mg, Al, Се, Nb, С; г) Al_2O_3 , SiO_2 , Fe_3C , CaC_2 .

6. Первая энергия ионизация Ве больше чем у бора, потому что...

- а) при переходе от бериллия к бору возрастает заряд ядра;
б) электронная конфигурация с полностью заполненным подуровнем обладают повышенной устойчивостью;
в) электронная конфигурация с наполовину заполненным подуровнем обладают повышенной устойчивостью;
г) при переходе от бериллия к бору уменьшается размер атома.

6.2. Основные классы неорганических соединений

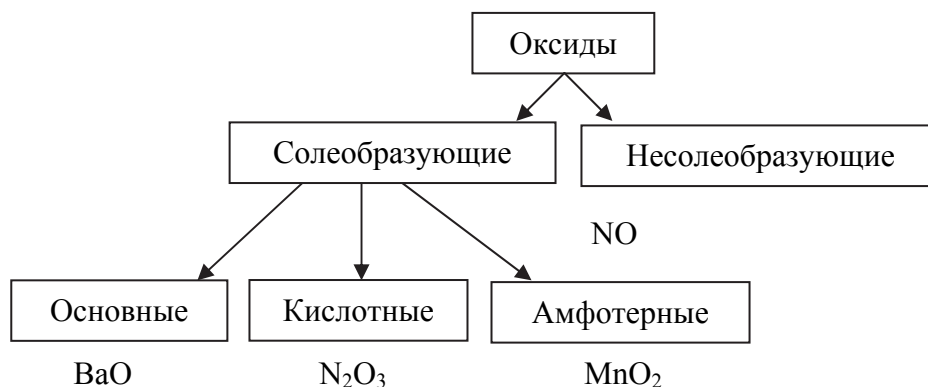
В металлургических процессах используются разнообразные неорганические соединения. Для определения их роли в этих процессах необходимо, прежде всего, уметь выделить класс неорганических соединений, к которым их можно отнести, т. е. уметь осуществлять классификацию веществ. Блестящим примером научной классификации явилась Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, фиксирующая закономерные связи между химическим элементом и его положением в таблице.

Пример 1. Приведите различные способы классификации веществ: NO , BaO , MnO_2 , N_2O_3 .

Решение

Классификация – это система соподчиненных понятий. Делимое понятие является родом, новые понятия – видом.

В приведенном примере родовое понятие – «оксиды», они делятся на солеобразующие и несолеобразующие:



Пример 2. Предложите основания для классификации и проведите классификацию следующих соединений: NaOH , NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Решение

Выделим основания и проведем классификацию соединений:

1) кислотность: однокислотные: NaOH , NH_4OH , KOH ; двухкислотные: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

2) летучесть: летучие – NH_4OH ; нелетучие – все остальные.

3) сила оснований: сильные – NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , слабые – NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

4) растворимость в воде: хорошо растворимые – NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , NH_4OH ; малорастворимые – $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;

5) химические свойства: основные – NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , NH_4OH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$; амфотерные – $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Пример 3. Основания NaOH , NH_4OH , CuOH , TlOH можно объединить в одну группу, потому что они _____.

Решение

Необходимо выделить общий признак для представленных формул гидроксидов. Таким признаком выступает количество гидроксильных групп. Все они содержат одну группу – OH^- . Следовательно, они однокислотные.

Пример 4. Определите, какие из следующих отношений между химическими понятиями выражают отношения целого и части:

- кислота, кислородсодержащие кислоты;
- соли, основные соли;
- сложные вещества, гидроксиды;
- амфотерные свойства, кислотные свойства.

Ответ: а, б, в

Пример 5. Верны ли утверждения применительно к кислотным оксидам?

А. Кислотные оксиды растворяются в щелочах и не реагируют с кислотами.

Б. При взаимодействии кислотного оксида с водой всегда образуется кислота.

- 1) верно только А;
2) верны оба утверждения;
3) верно только Б;
4) оба утверждения неверны.

Решение

Кислотные оксиды не реагируют с кислотами, но взаимодействуют с основными оксидами и гидроксидами (щелочи).

Не каждый кислотный оксид при растворении в воде способен образовывать кислоту. Например, оксид кремния.

Ответ: 1.

В пирометаллургических процессах переработки руд образуются шлак и штейн. В шлак входят в основном оксиды металлов и оксиды неметаллов. Необходимо уметь определять кислотно-основные свойства оксидов элементов в зависимости от их природы и степени окисления (с.о.) (рис. 6.1).

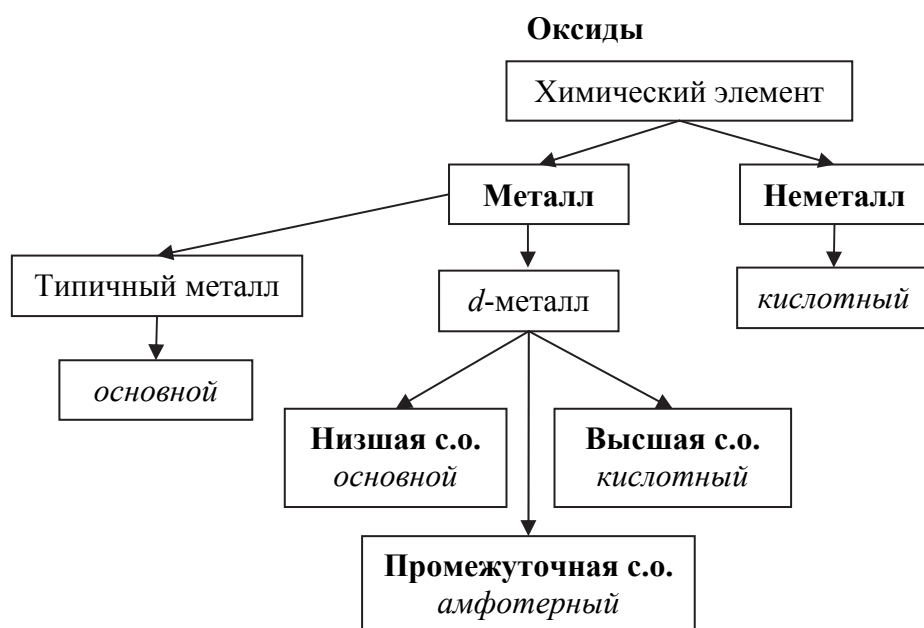


Рис. 6.1. Изменение кислотно-основных свойств оксидов элементов

В зависимости от того, какие оксиды преимущественно переходят в шлак, его называют основным либо кислотным.

К типичным металлам относят металлы IA и IIA(кроме Be) подгрупп Периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева.

Пример 6. Установите соответствие между формулами оксидов, выступающих важнейшими шлакообразующими компонентами и их характером:

Формула оксида	Свойства оксида
А. Fe_3O_4 Б. FeO В. Al_2O_3	1. Основные 2. Кислотные 3. Амфотерные

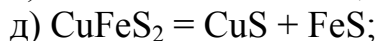
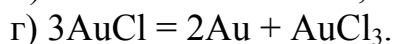
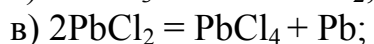
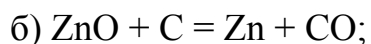
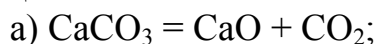
Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

Решение

Ответ на данное задание определяется свойствами представленных оксидов. Оксид FeO проявляет основной характер, так как его образует *d*-металл в низшей степени окисления (рис. 6.1). Al_2O_3 является амфотерным, а оксид Fe_3O_4 в своем составе содержит два оксида FeO и Fe_2O_3 , из которых первый – основной, а второй проявляет преимущественно кислотный характер, следовательно Fe_3O_4 проявляет основной и кислотный характер.

Ответ: А – 1, 2; Б – 1; В – 3.

Пример 7. Пирометаллургические способы переработки руд протекают при высокой температуре. При этом сложные соединения способны разлагаться на более простые. Этот процесс называют *термической диссоциацией*. Укажите уравнения реакций, которые относят к термической диссоциации:



Ответ: а, д.

Задания для самостоятельного решения

В а р и а н т 1

1. Существенными признаками понятия «кислота» являются:

а) при взаимодействии с лакмусом ее раствор приобретает красную окраску;

б) является неорганическим веществом;

в) не имеет запаха;

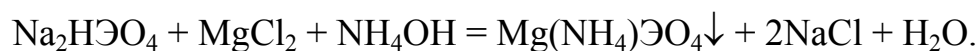
г) взаимодействует со щелочами.

2. Установите соответствие между формулами оксидов, выступающих важнейшими шлакообразующими компонентами и их свойствами:

Формула оксида	Свойства оксида
А. SiO_2 Б. CaO В. Fe_3O_4	1. Основные 2. Кислотные 3. Амфотерные

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Процесс очистки вольфрамовых растворов от фосфора и мышьяка (Э) отражает уравнение реакции:



Данный процесс соответствует способу получения соли, в котором протекает взаимодействие ...

- а) щелочи с раствором солей;
- б) соли с водой, т. е. гидролиз соли;
- в) двух солей;
- г) растворов двух солей с протеканием гидролиза;
- д) основания с растворами солей.

4. В процессе выплавки чугуна образуются оксиды. Установите соответствие между способом получения оксида и соответствующим ему уравнением реакции:

Способ получения оксида	Уравнение реакции
А. Взаимодействие простого вещества с кислородом	1. $2\text{FeO} + \text{Si} \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + 2\text{Fe}$
Б. Разложение при нагревании кислород-содержащих соединений	2. $\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2$
В. Горение сложных веществ	3. $2\text{Mn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MnO}$
	4. $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
	5. $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{P}_2\text{O}_5$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. Оцените верность утверждения. Гидроксиды Sc, Y, La обладают кислотными свойствами, которые усиливаются от $\text{Sc}(\text{OH})_3$ к $\text{La}(\text{OH})_3$, о чем свидетельствует их растворение в минеральных кислотах. При этом в концентрированных растворах щелочей растворяется только $\text{Sc}(\text{OH})_3$.

а) утверждение верно, потому что в концентрированных растворах щелочей растворяется только $\text{Sc}(\text{OH})_3$, поэтому кислотные свойства сильнее выражены у $\text{Sc}(\text{OH})_3$;

б) утверждение неверно, так как растворение гидроксидов в минеральных кислотах свидетельствует о проявлении у них основных свойств, а не кислотных. При этом, поскольку из перечисленных гидроксидов только $\text{Sc}(\text{OH})_3$ растворяется в концентрированных растворах щелочей, то есть проявляет амфотерные свойства, при переходе от Sc к La (вниз по подгруппе периодической системы) основные свойства гидроксидов усиливаются;

в) утверждение верно, поскольку в концентрированных растворах щелочей растворяется только $\text{Sc}(\text{OH})_3$, т. е. этот оксид проявляет амфотерные свойства, а далее кислотные свойства усиливаются при переходе от $\text{Sc}(\text{OH})_3$ к $\text{La}(\text{OH})_3$.

6. Укажите основания для классификации кислот: H_2S , HCl , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , HClO_4 , H_2SiO_3 :

- а) основность; б) летучесть;
в) сила кислот; г) растворимость в воде.
д) наличие кислорода;

В а р и а н т 2

1. Определите существенные признаки понятия «основание»:

- а) при взаимодействии с лакмусом его раствор окрашивается в синий цвет;
б) является неорганическим веществом;
в) не имеет запаха;
г) взаимодействует с кислотами.

2. В состав шлака, образующегося в сталеплавильном процессе, входят оксиды CaO , FeO , NiO , BaO . Такой шлак называют ...

- а) основным; б) кислотным;
в) амфотерным; г) восстановительным.
д) окислительным;

3. В процессе выплавки чугуна образуются соединения металлов. Установите соответствие между названием и молекулярной формулой образовавшегося вещества:

Название	Формула соединения
А. Ферриты Б. Фосфаты В. Силикаты	1. Ca_3P_2 2. $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$ 3. $3\text{CaO} \cdot \text{P}_2\text{O}_5$ 4. CaMoO_4 5. $(\text{FeO})_3 \cdot \text{P}_2\text{O}_5$ 6. $\text{CaO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Соли получают при химическом взаимодействии соединений различных классов и простых веществ. Установите соответствие между способом получения соли и соответствующим ему уравнением реакции.

Способ получения соли	Уравнение реакции
А. Взаимодействие кислот и оснований Б. Взаимодействие основного и кислотного оксидов В. Взаимодействие кислот с солями	1. $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ 2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 3. $3\text{KOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{KCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$ 4. $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} \downarrow + 2\text{HCl}$ 5. $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$ 6. $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. Верны ли утверждения применительно к основным оксидам?

А. Основные оксиды не растворяются в щелочах и реагируют с кислотами.

Б. При взаимодействии основного оксида с водой всегда образуется соответствующее основание.

- а) верно только А; б) верно только Б;
в) верны оба утверждения; г) оба утверждения неверны.

6. Приведите различные основания для классификации веществ:



так чтобы они образовывали: а) две группы; б) три группы.

В а р и а н т 3

1. Определите существенные признаки понятия «соль»:

- а) при растворении в воде диссоциирует;
б) твердые вещества;
в) при нагревании разлагается;
г) наличие кислотного остатка;
д) наличие атома водорода в кислотном остатке.

2. Укажите оксиды, образующиеся при электроплавке сульфидной медно-никелевой руды, которые могут образовывать силикаты с кварцем SiO_2 :

- а) Fe_2O_3 ; б) CaO ;
в) MgO ; г) Na_2O ; д) FeO .

3. В процессе выплавки чугуна образуются оксиды. Укажите уравнение реакции, отражающее способ получения оксида – разложение при нагревании кислородсодержащих соединений:

- а) $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$; б) $2\text{Mn} + \text{O}_2 = 2\text{MnO}$;
в) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$; г) $\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2$;
д) $3\text{FeO} + 2\text{Al} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Fe}$.

4. Соли получают при химическом взаимодействии соединений различных классов и простых веществ. Установите соответствие между способом получения соли и соответствующим ему уравнением реакции:

Способ получения соли	Уравнение реакции
А. Взаимодействие основного и кислотного оксидов	1. $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
Б. Взаимодействие металлов с кислотами	2. $\text{FeO} + \text{SiO}_2 = \text{FeO} \cdot \text{SiO}_2$
В. Взаимодействие щелочей с солями	3. $3\text{KOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{KCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$
	4. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
	5. $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

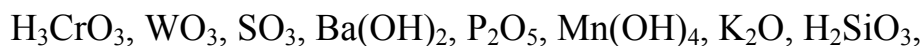
5. В процессе выплавки стали в дуговых электропечах образуются кислые и основные шлаки. Верны ли утверждения применительно к кислым шлакам?

А. В кислые шлаки входят преимущественно оксиды неметаллов, в частности, это оксиды кремния, фосфора.

Б. В кислые шлаки могут входить оксиды *d*-металлов в высшей степени окисления, например, оксиды алюминия, железа (III).

- а) верно только А;
- б) верно только Б;
- в) верны оба утверждения;
- г) оба утверждения неверны.

6. Приведите способы классификации веществ:



чтобы они образовывали: а) две группы; б) три группы.

В а р и а н т 4

1. Укажите признак, позволяющий обнаружить взаимодействие между гидроксидом натрия и соляной кислотой без применения кислотно-основного индикатора:

- а) изменение цвета раствора;
- б) выделение теплоты;
- в) охлаждение раствора;
- г) уменьшение объема раствора.

2. В процессе выплавки чугуна образуются бинарные соединения металлов. Установите соответствие между молекулярной формулой вещества и его названием:

Название	Молекулярная формула
А. Нитриды Б. Сульфиды В. Карбиды	1. CaC_2 2. MnS 3. $(\text{Fe}, \text{Mn})_3\text{C}$ 4. Ca_2Si 5. K_3N 6. K_3P

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. В перечне веществ, формулы которых:

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) HCN ;
- в) FeOHSO_4 ; г) CaOHCl ;
- д) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; е) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$;

к основным солям относятся _____.

4. Соли получают при химическом взаимодействии соединений различных классов и простых веществ. Установите соответствие между способом получения соли и соответствующим ему уравнением реакции:

Способ получения соли	Уравнение реакции
А. Взаимодействие металлов с неметаллами	1. $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
Б. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами	2. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
В. Взаимодействие основного и кислотного оксидов	3. $3\text{KOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{KCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$
	4. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
	5. $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$
	6. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. Оцените справедливость следующих утверждений о химических свойствах кислот:

А. Все кислоты при нагревании реагируют с металлами.

Б. Для кислот характерна хорошая растворимость в воде.

а) верно только А;

б) верно только Б;

в) верны оба утверждения;

г) оба утверждения неверны.

6. На полке имеются две группы веществ:

1) NaOH , HClO_4 , HCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 ;

2) $\text{Al}(\text{OH})_3$, AgCl , Cr_2O_3 , SiO_2 , BaSO_4 .

Определите основание, по которому произведено деление _____.

В а р и а н т 5

1. Кислые соли – это ...

а) соли, образованные при взаимодействии основания в избытке многоосновной кислоты;

б) соли, образованные при взаимодействии основания в избытке одноосновной кислоты;

в) продукт неполного замещения ионов водорода в молекуле кислоты;

г) продукт неполного замещения гидроксид-иона в молекуле основания.

2. Промышленные вольфрамовые растворы очищают от фосфат- и арсенат-ионов осаждением в виде труднорастворимых солей $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ и $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{AsO}_4$, которые относятся к типу

а) средняя; б) основная;

в) кислая; г) двойная;

д) комплексная.

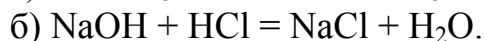
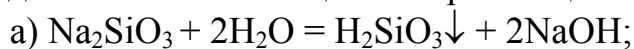
3. В процессе электроплавки сульфидной медно-никелевой шихты на никелевом заводе ОАО ГМК «Норильский никель» образуется шлак, со-

держаций оксиды. Установите соответствие между свойствами и формулами соединений, входящих в состав образующегося шлака:

Свойства	Компоненты шлака
А. Кислотные Б. Основные В. Амфотерные	1. SiO_2 2. FeO 3. Al_2O_3 4. MgO

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Для получения вольфрамовой кислоты требуемой чистоты ее растворы подвергают очистке от кремния, суть которой отражают уравнения, приведенные ниже. Реакция нейтрализации – это ...



5. Оцените справедливость следующих утверждений.

А. Способом получения кислой соли является взаимодействие основания с многоосновной кислотой, которая берется в избытке.

Б. Все кислые соли плохо растворимы в воде.

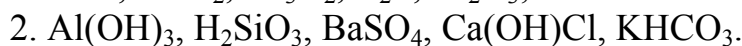
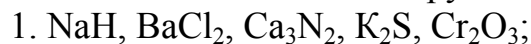
а) верно только А;

б) верно только Б;

в) верны оба утверждения;

г) оба утверждения неверны.

6. На полке имеются две группы веществ:



Определите основание, по которому произведено деление _____.

6.3. Основные закономерности химических реакций

Управление химическими реакциями в технологических процессах основывается на закономерностях их протекания, которые устанавливаются с позиций химической термодинамики и химической кинетики. Прежде всего это энергетические эффекты, которые сопровождают реакции, регулирование скорости реакций (увеличивать их или уменьшать скорости нежелательных реакций), смещение равновесия в сторону реакции, производящей нужное вещество.

Основы химической термодинамики

Пример 1. В процессе обезмеживания медеэлектролитных шламов концентрированной серной кислотой происходит растворение ряда соединений металлов. Укажите, какие из компонентов медеэлектролитных шламов:

- а) NiO; б) Se;
в) PbSe; г) Ag₂Se

будут при стандартных условиях переходить в раствор, если:

Уравнение реакции	$\Delta_r G_{298}^\circ$, кДж/моль
А. $\text{NiO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	1. -96,1
Б. $\text{Se} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SeO}_2 + 2\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}$	2. 108,8
В. $\text{PbSe} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + \text{SeO}_2 + 3\text{SO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}$	3. -13,1
Г. $\text{Ag}_2\text{Se} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SeO}_2 + 3\text{SO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}$	4. 131,9

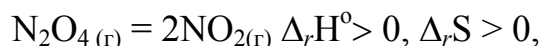
Решение

Ответ на поставленный вопрос находим по значению изменения энергии Гиббса $\Delta_r G_{298}^\circ$. Реакция будет протекать самопроизвольно, если значение $\Delta_r G_{298}^\circ$ будет отрицательное, вернее $\Delta_r G_{298}^\circ < -40$ кДж/моль.

Следовательно, в данном случае будут растворяться только NiO.

Ответ: а.

Пример 2. Для реакции



с учетом того, что $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$, сформулируйте вывод об условиях самопроизвольного протекания этой химической реакции:

- 1) самопроизвольное протекание реакции возможно при низких температурах;
- 2) самопроизвольное протекание реакции возможно при любой температуре;
- 3) самопроизвольное протекание реакции термодинамически невозможно (реакция может идти только в обратном направлении);
- 4) самопроизвольное протекание реакции возможно при высоких температурах.

Решение

Чтобы значение изменения энергии Гиббса было отрицательное при положительных значениях энтальпии, энтропии согласно уравнению

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$$

нужно увеличивать температуру. Следовательно, верен ответ 4.

Ответ: 4.

Пример 3. Найдите ошибку. Среди сульфидов ZnS, CdS, HgS более устойчивым соединением является сульфид ртути, так как его стандартная энтальпия образования менее отрицательная, чем для сульфидов цинка и кадмия:

	ZnS	CdS	HgS
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль:	-202	-144	-58

Ответ. Сульфид ртути будет менее устойчивым соединением, так как чем более отрицательное значение имеет стандартная энтальпия образования вещества, тем оно устойчивее.

Пример 4. Оцените верность утверждения. Качественно твердость металла можно оценить по значению его энтропии образования, так как чем мягче металл, тем больше его энтропия образования, на основе анализа данных, приведенных ниже:

Металлы	Ti _(т)	Pb _(т)	Cs _(т)
S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	30,6	64,8	260,6

Решение

Титан является существенно более твердым металлом по сравнению со свинцом и цезием. Учитывая, что значение S_{298}^0 в ряду Ti-Pb-Cs возрастает, утверждение верно.

Ответ: утверждение верно.

Задания для самостоятельного решения

В а р и а н т 1

1. Принципиальную возможность протекания различных реакций регламентирует _____ закон термодинамики.

2. Установите соответствие между названием и содержанием законов:

Закон	Сущность закона
А. Первое начало термодинамики Б. Второе начало термодинамики В. Третий закон термодинамики	1. Теплота, сообщаемая системе извне, расходуется на увеличение внутренней энергии и на работу, совершаемую системой. 2. Энтропия идеального кристалла индивидуального вещества при температуре абсолютного нуля (0 К) равна нулю. 3. Теплота более холодного из участвующих в процессе тел не может быть источником работы (У. Томсон). 4. Энергия не создается из ничего и не может исчезнуть, превратившись в ни что, а лишь переходит из одной формы в другую в строго эквивалентных соотношениях. 5. Тепловой эффект химической реакции не зависит от промежуточных стадий реакций (пути протекания процесса), а определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Реакция термической диссоциации химических соединений, например: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$, является ...

- а) экзотермической;
 б) эндотермической;
 в) может быть как экзотермической, так и эндотермической.

4. В процессе восстановительной плавки свинца оксиды металлов восстанавливаются восстановителями. Предскажите последовательность восстановления оксидов металлов газообразным СО при 1 000 °С, пользуясь справочными данными по значениям энергии Гиббса образования веществ $\Delta_f G^{\circ}_{298}$, кДж/моль указанных ниже оксидов при стандартных условиях (см. прил. 4).

- а) Ag_2O ; б) Cu_2O ;
 в) CuO ; г) PbO .

5. Оцените верность утверждения и обоснуйте. Энтропия процесса перехода из конденсированного состояния (твердого или жидкого) в газообразное всегда увеличивается, так как энтропия вещества в твердом состоянии меньше энтропии того же вещества в газообразном состоянии.

В а р и а н т 2

1. Экзотермическими реакциями являются те реакции, при которых продукты реакции обладают _____ химическими связями, чем исходные вещества.

- а) более; б) менее;
 в) прочными.

2. Установите соответствие между законом/принципом и его формулировкой:

Закон/Принцип	Содержание
А. Закон сохранения энергии Б. Принцип Бертолле В. Закон Гесса	1. Суммарный тепловой эффект ряда последовательных химических реакций равен суммарному тепловому эффекту любого другого ряда реакций, если исходные вещества и их состояние в обоих случаях одинаковы и если одинаковы также конечные продукты и их состояния. 2. Всякое химическое превращение, совершающееся без вмешательства посторонней силы, стремится к производству тела или системы тел, которые выделяют наиболее тепла. 3. Энергия не создается из ничего и не может исчезнуть, превратившись в ничто, а лишь переходит из одной формы в другую в строго эквивалентных соотношениях

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Энтропия – это ...

- а) энергия системы;
 б) мера упорядоченности системы;

- в) количественная мера неупорядоченности системы;
- г) качественная мера упорядоченности системы;
- д) количественная мера упорядоченности системы.

4. Предскажите последовательность восстановления оксидов металлов в процессе восстановительной плавки свинца газообразным СО при 1000 °С, пользуясь справочными данными по значениям изменения энергии Гиббса образования веществ $\Delta_f G^\circ_{298}$ указанных ниже оксидов при стандартных условиях (см. прил. 4).

- а) PbO; б) SnO;
- в) FeO; г) ZnO.

5. Найдите ошибку. Процессы протекают самопроизвольно лишь в сторону более упорядоченного состояния, т. е. нарастания энтропии. Поэтому процессы испарения жидкости, растворения соли в воде или смешивание газов происходят самопроизвольно, в то время как обратные процессы без обмена энергией с окружающей средой невозможны. Следовательно, увеличение энтропии является критерием самопроизвольного протекания процессов только в изолированной системе, т. е. не обменивающейся с внешней средой, а это довольно редкий случай.

В а р и а н т 3

1. В химических процессах одновременно действуют две тенденции:

- а) объединение частиц в более сложные за счет образования прочных связей, что приводит к уменьшению энтальпии системы;
- б) объединение частиц в более сложные за счет образования прочных связей, что приводит к увеличению энтальпии системы;
- в) стремление частиц разъединиться, что увеличивает энтропию системы;
- д) стремление частиц разъединиться, что уменьшает энтропию системы.

2. Второй закон термодинамики, регламентирующий принципиальную возможность протекания различных процессов, был сформулирован в середине XIX в. в виде нескольких постулатов. Укажите наиболее известные из них:

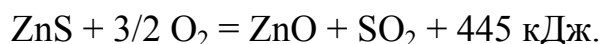
- а) невозможно осуществить перенос тепла от более холодного тела к более горячему, не затрачивая на это работу (Р. Клаузиус);
- б) теплота более холодного из участвующих в процессе тел не может быть источником работы (У. Томсон);
- в) в изолированных системах самопроизвольно идут процессы, при которых происходит увеличение энтропии ($\Delta S_{\text{изол}} > 0$);
- г) невозможно построить вечный двигатель первого рода, т. е. такую периодически действующую машину, которая бы совершала работу без затраты энергии.

3. Установите соответствие между изменениями термодинамических величин химических реакций и формул для их расчета:

Величины	Формулы для расчета
А. Энтальпия Б. Энтропия В. Энергия Гиббса	1. $\sum_i i \Delta S^\circ_{\text{продукты}} - \sum_j j \Delta S^\circ_{\text{исход в-в}}$ 2. $\pm \Delta C / \Delta \tau$ 3. $\sum_i i \Delta_f H^\circ_{\text{продукты}} - \sum_j j \Delta_f H^\circ_{\text{исход в-в}}$ 4. $\Delta H - T \Delta S$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

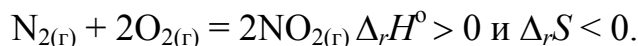
4. В ходе окислительного обжига цинковых концентратов сульфид цинка при температуре более 800 °С интенсивно окисляется кислородом воздуха по реакции



Окисление сульфидов в процессе обжига является _____ процессом.

- а) экзотермическим;
- б) эндотермическим.

5. Известно, что для реакции



Сформулируйте вывод об условиях самопроизвольного протекания этой химической реакции, учитывая, что $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$:

- 1) самопроизвольное протекание реакции возможно при низких температурах;
- 2) самопроизвольное протекание реакции возможно при любой температуре;
- 3) самопроизвольное протекание реакции термодинамически невозможно. Реакция может протекать только в обратном направлении;
- 4) самопроизвольное протекание реакции возможно при высоких температурах.

В а р и а н т 4

1. Выберите существенные признаки понятия «термохимическое уравнение»:

- а) над ним можно выполнять любые алгебраические действия: складывать, вычитать и умножать на численные множители;
- б) в качестве коэффициентов используются только целые числа;
- в) в качестве коэффициентов используются только дробные числа;
- г) указывается изменение энтропии;

- д) указывается изменение энтальпии;
 е) указывается агрегатное состояние веществ, участвующих в реакции;
 ж) уравнение химической реакции;
 з) могут быть в качестве коэффициентов, как целые, так и дробные числа;
 и) указывается температура.

2. Установите соответствие между функцией состояния вещества и формулой для расчета ее изменения в химической реакции:

Функция состояния	Формула
А. Энтропия Б. Энтальпия	$1. \Delta_r S_{298}^{\circ} = \sum_i i \Delta S_{\text{продукты}}^{\circ} - \sum_j j \Delta S_{\text{исход в-в}}^{\circ}$ $2. \Delta_r H_{298}^{\circ} = \sum_i i \Delta_f H_{\text{продукты}}^{\circ} - \sum_j j \Delta_f H_{\text{исход в-в}}^{\circ}$ $3. \Delta_r G_{298}^{\circ} = \sum_i i \Delta_f G_{\text{продукты}}^{\circ} - \sum_j j \Delta_f G_{\text{исход в-в}}^{\circ}$

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Стандартная энергия Гиббса образования 1 моль наиболее устойчивой модификации простого вещества равна _____.

4. Обезмеживание медеэлектролитных шламов концентрированной серной кислотой приводит к растворению ряда соединений. Укажите реакции, которые **не могут** идти самопроизвольно как при стандартных условиях, так и при повышении температуры до 723 К:

Уравнение реакции	$\Delta_r G_{298}^{\circ}$, кДж/моль	$\Delta_r G_{723}^{\circ}$, кДж/моль
А. $\text{Te} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{TeO}_2 + 2\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}$	13,6	104,0
Б. $\text{Cu}_2\text{Te}_{(\text{т})} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + \text{TeO}_2 + 4\text{SO}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}$	-73,2	282,6
В. $2\text{Ag}_2\text{Se} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SeO}_2 + \text{Se} + 4\text{SO}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}$	78,0	34,9
Г. $\text{Ag}_2\text{Se} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SeO}_2 + 3\text{SO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}$	131,9	39,7

Ответ: А – ...

5. Верными являются утверждения, если для реакции $\Delta_r G^{\circ} < 0$, то...

- а) в равновесной смеси преобладают исходные вещества;
 б) константа равновесия реакции больше единицы;
 в) константа равновесия реакции меньше единицы;
 г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции.

В а р и а н т 5

1. Понятие «энтропия» ввел немецкий физик...

- а) Рудольф Клаузиус; б) Г.И. Гесс;
 в) Дж. Уиллард Гиббс; г) Людвиг Больцман.

2. Установите соответствие между названием и формулировкой закона:

Название	Формулировка
А. Первое начало термодинамики Б. Закон сохранения массы В. Третий закон термодинамики	1. Энтропия идеального кристалла индивидуального вещества при температуре абсолютного нуля (0 К) равна нулю. 2. Невозможно построить вечный двигатель первого рода, т. е. такую периодически действующую машину, которая бы совершала работу без затраты энергии. 3. Невозможно осуществить перенос тепла от более холодного тела к более горячему, не затрачивая на это работу (Р. Клаузиус). 4. Тепловой эффект химической реакции не зависит от промежуточных стадий реакций (пути протекания процесса), а определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции. 5. Суммарная масса продуктов реакции равна суммарной массе исходных веществ

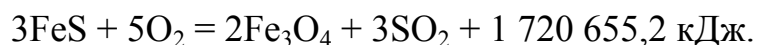
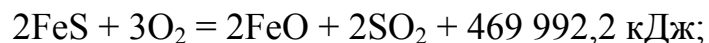
Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Установите соответствие величин и единиц их измерений:

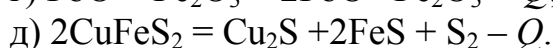
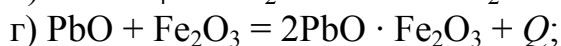
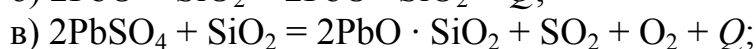
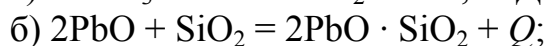
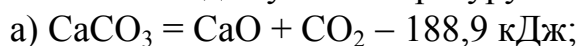
Величины	Единицы измерений
А. ΔH Б. ΔS В. ΔG	1. Дж/(моль · К) 2. кДж/моль 3. Дж/моль

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. В процессе взвешенной автогенной плавки медного концентрата на штейн окисление сульфида железа FeS осуществляется согласно уравнениям реакции



Выберите уравнения реакций, протекание которых позволяет поддерживать необходимую температуру плавки:



5. Изменения стандартных значений энергий Гиббса реакций:

Реакция	$\Delta_r G^\circ$, кДж/моль
А. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	1. -147,7
Б. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2$	2. -27,2
В. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3$	3. 163,2

свидетельствуют, что ...

а) основные свойства гидроксидов в ряду $\text{NaOH} - \text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Al}(\text{OH})_3$ возрастают;

б) растворимость оксидов в воде в ряду $\text{Na}_2\text{O} - \text{MgO} - \text{Al}_2\text{O}_3$ возрастает;

в) в воде не растворим Al_2O_3 ;

г) основные свойства соответствующих гидроксидов ослабевают;

д) растворимость оксидов в воде в ряду $\text{Na}_2\text{O} - \text{MgO} - \text{Al}_2\text{O}_3$ снижается.

Основы химической кинетики. Химическое равновесие

Пример 1. На скорость химической реакции



не влияет изменение:

- 1) давления;
- 2) концентрации CO_2 ;
- 3) температуры.

Решение

Скорость химической реакции зависит от температуры, концентрации исходных веществ (для газообразных и растворенных реагентов), давления (для газообразных реагентов), площади соприкосновения реагентов (для реагентов, которые находятся в разных фазах, например жидкие и твердые; твердые и газообразные).

Ответ: 1, 2.

Пример 2. Определите факторы, позволяющие сместить направление химического равновесия восстановления железа из гематита Fe_3O_4 в прямом направлении:



при повышении:

- а) концентрации водорода;
- б) температуры;
- в) давления.

Решение

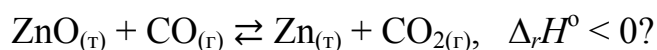
В соответствии с принципом Ле-Шателье повышение концентрации водорода смещает равновесие вправо, так как при этом концентрация водорода снижается.

Так как реакция является эндотермической ($\Delta_r H^\circ > 0$), то повышение температуры сместит равновесие в прямом направлении.

Повышение давления не вызовет сдвига равновесия, так как количество молекул газообразных веществ в левой и в правой части уравнения реакции одинаково.

Ответ: а, б.

Пример 3. Верны ли следующие суждения о смещении химического равновесия в системе:



А. При увеличении температуры химическое равновесие в данной системе сместится в сторону образования оксида цинка.

Б. При увеличении давления в системе смещения химического равновесия в ней не происходит.

а) верно только А;

в) верны оба суждения;

б) верно только Б;

г) оба суждения не верны.

Решение

Из термохимического уравнения видно:

- что прямая реакция экзотермическая, следовательно, повышение температуры сместит равновесие реакции в сторону эндотермической, т. е. влево, в сторону образования оксида цинка.
- число газообразных молекул в левой и правой части уравнения равны, поэтому изменение давления не повлияет на равновесие реакции.

Ответ: в.

Задания для самостоятельного решения**В а р и а н т 1**

1. Выделите существенные признаки понятия «константа скорости»:

а) скорость реакции;

б) не зависит от концентрации реагирующих веществ;

в) зависит от температуры;

г) зависит от концентрации реагирующих веществ;

д) зависит от природы реагирующих веществ.

2. Установите соответствие между законом/принципом и его содержанием:

Закон/Принцип	Содержание
А. Принцип Ле-Шателье Б. Закон действующих масс	<p>1. Скорость химической реакции, протекающей в однородной среде, пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени равные их стехиометрическим коэффициентам.</p> <p>2. Повышение температуры на каждые 10° увеличивает скорость реакции в 2–4 раза.</p> <p>3. Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону того процесса, который ослабляет произведение воздействий</p>

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Зависимость константы скорости реакции от энергии активации и от температуры установил в 1889 г _____.

4. Установите соответствие величин и единиц их измерений:

Величина	Единицы измерений
А. $V_{\text{ср}}$ Б. E_a В. T	<p>1. кДж / моль · К</p> <p>2. моль / м² · с</p> <p>3. К</p> <p>4. °С</p> <p>5. кДж / моль</p>

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. При выщелачивании феррита цинка $\text{ZnO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ в растворе серной кислоты лимитирующей стадией является химическое взаимодействие на поверхности минерала с кислотой. Скорость процесса выщелачивания будет зависеть от:

- 1) скорости перемешивания;
- 2) температуры;
- 3) продолжительности процесса;
- 4) концентрации серной кислоты;
- 5) активирования твердой фазы;
- 6) наличия катализатора.

В а р и а н т 2

1. Существенными признаками понятия «химическая кинетика» являются:

- а) скорость химической реакции;
- б) тепловой эффект реакции;
- в) концентрация реагирующих веществ;

- г) механизм химической реакции;
- д) одно из основных учений химии.

2. Установите соответствие между правилом/принципом и его содержанием:

Правило/Принцип	Содержание
А. Правило Вант-Гоффа Б. Принцип Ле-Шателье	1. Скорость химической реакции, протекающей в однородной среде, пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени равные их стехиометрическим коэффициентам. 2. Повышение температуры на каждые 10° увеличивает скорость реакции в 2–4 раза. 3. Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону того процесса, который ослабляет произведение воздействий

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Смещению химического равновесия процесса раскисления стали углеродом $\text{FeO}_{(т)} + \text{C}_{(т)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(т)} + \text{CO}_{(г)} - Q$ будет способствовать:

- а) повышение температуры;
- б) уменьшение давления;
- в) вывод образовавшегося газа CO;
- г) повышение давления;
- д) понижение температуры.

4. Оцените верность утверждения. Скорость химической реакции в присутствии катализатора изменяется вследствие изменения ее энергии активации, потому что промежуточные стадии реакции будут одни и те же.

1. Утверждение верно, так как промежуточные стадии реакции будут одни и те же.

2. Утверждение неверно, потому что промежуточные стадии реакции будут другими.

3. Утверждение верно, потому что промежуточные стадии реакции будут другими.

5. Установлено, что выщелачивание промпродукта серной кислотой протекает в диффузионном режиме. Укажите способы увеличения скорости процесса выщелачивания:

- а) интенсивное механическое перемешивание;
- б) повышение температуры;
- в) повышение концентрации серной кислоты;
- г) понижение концентрации серной кислоты;
- д) повышение давление.

В а р и а н т 3

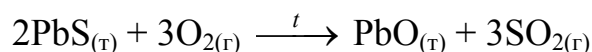
1. Энергия активации – это ...

- а) основной параметр, характеризующий скорость химического взаимодействия;
- б) рассчитывается по уравнению Аррениуса;
- в) энергия, необходимая для перехода веществ в состоянии активированного комплекса;
- г) минимальная энергия, необходимая для начала протекания химической реакции.

2. Ученые, сформулировавшие закон: «Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов»:

- а) Я.Х. Вант-Гофф;
- б) А.Л. Ле-Шателье;
- в) К. Гульдберг;
- г) П. Вааге;
- д) Д.К. Максвелл;
- е) Л. Больцман.

3. Для увеличения скорости химической реакции



необходимо:

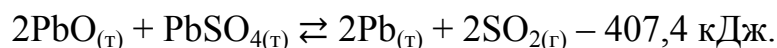
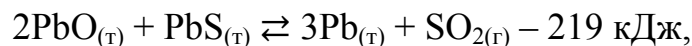
- а) увеличить степень измельчения PbS;
- б) уменьшить концентрацию SO₂;
- в) увеличить температуру;
- г) увеличить концентрацию SO₂.

4. Установите соответствие между уравнением реакции и выражением константы равновесия:

Уравнение реакции	Выражение константы равновесия
А. $\text{C}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})}$ Б. $\text{CaCO}_{3(\text{т})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	1. $p_{\text{CO}_2} / p_{\text{O}_2}$ 2. $p_{\text{CO}_2} / p_{\text{O}_2} \cdot p_{\text{C}}$ 3. p_{CO_2} 4. $p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{CaO}} / p_{\text{CaCO}_3}$

Ответ: А – ..., Б – ...

5. Реакционная плавка богатого свинцового концентрата основана на частичном окислении сульфида свинца, содержащегося в концентрате, до оксида и сульфата свинца. Полученные продукты взаимодействуют с неокислившимся сульфидом с получением металлического свинца, что отражают уравнения химических реакций



Образованию металлического свинца будет способствовать:

- а) повышение температуры;
- б) понижение температуры;
- г) отвод печных газов, содержащих сернистый газ;
- д) повышение давления;
- е) контакт между реагирующими компонентами.

В а р и а н т 4

1. Установите соответствие понятия и его содержания:

Понятие	Содержание понятия
А. Катализаторы Б. Ингибиторы В. Промоторы	1. Вещества, замедляющие химический процесс. 2. Вещества, изменяющие скорость химических реакций. 3. Вещества, снижающие активность катализатора. 4. Вещества, увеличивающие активность катализатора

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

2. Смещение химического равновесия определяет:

- а) правило Вант – Гоффа;
- б) принцип Бертло;
- в) принцип Ле-Шателье;
- г) закон К. Гульдберга и П. Вааге;
- д) закон распределения Максвелла – Больцмана.

3. Константа скорости химической реакции зависит от ...

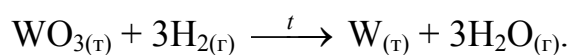
- а) природы реагирующих веществ;
- б) давления;
- в) объема;
- г) температуры;
- д) концентрации реагирующих веществ.

4. Установите соответствие между понятием и его математическим выражением:

Понятие	Математическое выражение
А. Константа скорости, k Б. Константа равновесия, $K_{\text{рав}}$ В. Скорость реакции, V .	1. \bar{k}/\bar{k} ; 2. $z \cdot e^{\frac{E_{\text{акт}}}{RT}}$; 3. $k \cdot C_A$; 4. $\pm \Delta C / \Delta \tau$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. Восстановление $\text{WO}_{3(\text{т})}$ водородом – гетерогенный процесс:



Определите последовательность стадий этого процесса:

- а) диффузионный подвод водорода к поверхности оксида;
- б) сорбция водорода на твердой поверхности;
- в) химическая реакция на поверхности;
- г) десорбция продуктов взаимодействия;
- д) диффузионный отвод паров воды.

В а р и а н т 5

1. Существенные признаки понятия «катализатор» – это ...

- а) изменение скорости реакции;
- б) химический неизменный состав после реакции;
- в) химические изменения после реакции;
- г) увеличение скорости реакции;
- д) уменьшает энергию активации реакции;
- е) увеличение энергии активации реакции.

2. Установите соответствие понятия и математического выражения:

Понятие	Математическое выражение
А. Константа скорости, k Б. Константа равновесия, $K_{\text{рав}}$ В. Скорость реакции, V	1. \bar{k}/\bar{k} ; 2. $z \cdot e^{\frac{E_{\text{акт}}}{RT}}$; 3. $k \cdot C_A$; 4. $\pm \Delta C / \Delta \tau$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Установите соответствие между уравнением химической реакции и выражением константы равновесия:

Уравнение реакции	Выражение константы равновесия
А. $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ Б. $3\text{Fe}_{(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + 4\text{H}_{2(\text{г})}$	1. $p_{\text{CO}_2} / p_{\text{CO}}$; 2. $p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{Fe}} / p_{\text{FeO}} \cdot p_{\text{CO}}$; 3. $p_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \cdot p_{\text{H}_2}^4 / p_{\text{Fe}}^3 \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}^4$; 4. $p_{\text{H}_2}^4 / p_{\text{H}_2\text{O}}^4$

Ответ: А – ..., Б – ...

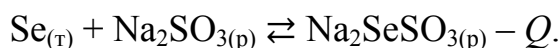
4. Верны ли следующие суждения о скорости химической реакции?

А. Чем выше концентрация реагентов, тем выше скорость химической реакции, так как чаще происходит соударение реагирующих частиц.

Б. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается основным законом химической кинетики – законом действия масс.

- а) верно только А; в) верны оба утверждения;
б) верно только Б; г) оба утверждения неверны.

5. Очистка селена от примесей осуществляется в металлургической практике сульфитным способом, который основан на растворении селена в растворе сульфита натрия с последующей кристаллизацией селена из раствора. Процессы, протекающие при рафинировании селена, описываются уравнением реакции

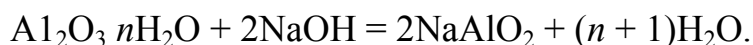


Сдвигу химического равновесия реакции вправо будет способствовать:

- 1) повышение температуры;
- 2) понижение температуры;
- 3) увеличение концентрации сульфита натрия;
- 4) уменьшение концентрации сульфита натрия.

6.4. Растворы электролитов

Пример 1. Глинозем Al_2O_3 в процессе выщелачивания из бокситов раствором соды (способ Байера) образует алюминат натрия по реакции



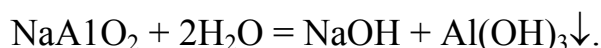
В растворе алюминат натрия подвергается гидролизу. Установите соответствие между компонентами системы и их химическим составом:

Компоненты системы	Вещества
А. Нерастворившийся остаток Б. Раствор	1. $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2. NaOH 3. NaAlO_2 4. Al_2O_3

ОТВЕТ: А – ..., Б – ...

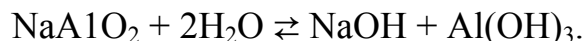
Решение

Алюминат натрия – соль, образованная слабой метаалюминиевой кислотой и сильным основанием, поэтому при гидролизе ее образуется труднорастворимый гидроксид алюминия:



Отвѣт: А – 1, Б – 2.

Пример 2. При выщелачивании глинозема Al_2O_3 из бокситов (способ Байера) образуется алюминат натрия, который подвергается гидролизу:



Укажите факторы, ускоряющие процесс гидролиза:

- а) перемешивание;
- б) введение затравки свежесосажденных кристаллов гидроксида алюминия;
- в) введение щелочи в раствор;
- г) разбавление раствора водой.

Решение

Гидролиз – это обратимый процесс, следовательно, сместить равновесие реакции можно используя принцип Ле Шателье.

- а) перемешивание ускорит процесс, так как улучшит контакт вещества с водой;
 - б) введение затравки свежесосажденных кристаллов гидроксида алюминия способствует сдвигу равновесия реакции вправо.
 - в) добавление щелочи в раствор приведет к сдвигу равновесия реакции влево, т. е. замедлит процесс;
 - г) разбавление раствора – усилит процесс;
- Ответ: а, б, г.

Задания для самостоятельного решения

В а р и а н т 1

1. Молярная концентрация раствора показывает число _____ растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

- а) молей;
- б) граммов;
- в) эквивалентов.

2. Установите соответствие между понятием и его содержанием:

Понятие	Содержание
А. Степень гидролиза, h Б. Степень диссоциации, α	1. Процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении. 2. Реакция разложения вещества растворителем (водой). 3. Химический процесс, сопровождающийся изменением степени окисления одного или нескольких элементов 4. Отношение числа продиссоциированных молекул к общему числу растворенных молекул 5. Отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Степень гидролиза соли зависит:

- а) от концентрации соли;
- б) температуры;
- в) разбавления;

3. Установите соответствие между веществом и его способностью диссоциировать:

Электролит	Вещества
А. Сильный Б. Слабый	1. Большинство минеральных кислот. 2. Почти все соли. 3. Основания щелочных и щелочноземельных металлов. 4. Гидрооксид аммония

Ответ: А – ..., Б – ...

4. Оцените верность утверждения. Для подавления гидролиза солей в растворе, следует избегать их чрезмерного разбавления и нагревания, так как реакция гидролиза экзотермический процесс.

а) утверждение верно; б) утверждение неверно.

5. Сернокислые цинковые растворы подвергают очистке от примесей перед электролизом. Проанализируйте значения рН начала осаждения гидроксидов и укажите, от каких металлов нельзя очистить раствор сульфата цинка осаждением в виде труднорастворимых гидроксидов, образовавшихся вследствие гидролиза их солей при стандартных условиях:

Катион	Cd^{2+}	Ni^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	Zn^{2+}
рН осаждения гидроксида	7,0	7,1	3,9	1,4	5,9

а) Co^{3+} ; б) Fe^{3+} ;
в) Zn^{2+} ; г) Cd^{2+} ; д) Ni^{2+} .

В а р и а н т 3

1. Концентрацию вещества в его насыщенном растворе при данной температуре принято называть _____ вещества.

2. Установите соответствие понятия и его содержания с позиции теории электролитической диссоциации:

Понятие	Содержание
А. Кислоты Б. Основания	1. Электролиты, отщепляющие в водном растворе гидроксид-ионы OH^- . 2. Электролиты, отщепляющие в водном растворе протоны H^+ . 3. Вещества, являющиеся донорами электронной пары. 4. Вещества, являющиеся акцепторами протонов

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Степень диссоциации слабого электролита увеличивается с разбавлением раствора» – это содержание _____.

- а) закона разбавления Оствальда;
- б) закона Рауля;
- в) принципа Ле Шателье;
- г) правила Вант-Гоффа.

4. Сформулируйте вывод на основании представленных данных:

$t, ^\circ\text{C}$	0	25	50	75	100
h (0,1 М CrCl ₃), %	4,6	9,4	17	28	40

- а) при повышении температуры гидролиз соли CrCl₃ усиливается;
- б) при повышении температуры гидролиз соли CrCl₃ подавляется;
- в) при повышении температуры степень гидролиза соли увеличивается.

5. Сернокислые цинковые растворы подвергают очистке от примесей перед электролизом. Проанализируйте значения pH начала осаждения гидроксидов и укажите, от каких металлов можно очистить раствор сульфата цинка осаждением в виде труднорастворимых гидроксидов, образовавшихся вследствие гидролиза их солей при стандартных условиях:

Катион	Co ³⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Ni ²⁺
pH осаждения гидроксида	1,0	1,6	5,9	7,0	7,1

- а) Co³⁺;
- б) Fe³⁺;
- в) Zn²⁺;
- г) Cd²⁺;
- д) Ni²⁺.

В а р и а н т 4

1. Перекристаллизация – это процесс выделения ...

- а) твердого вещества из раствора;
- б) металла из раствора;
- в) чистого вещества из раствора путем растворения загрязненного твердого вещества при нагревании с последующим охлаждением раствора;
- г) металла из раствора с последующим его растворением в другом растворе.

2. Установите соответствие ученого и его открытия

Ф.И.О. ученого	Название открытия
А. Каблуков И.А. Б. Аррениус С. В. Оствальд В.	1. Теория процесса электролитической диссоциации (1891). 2. Гипотеза о существовании ионов в растворе (1887). 3. Установил зависимость степени диссоциации слабого электролита от концентрации. 4. Протолитическая теория кислот и оснований

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Гидролиз соли, образованной _____ кислотой и _____ основанием, протекает в значительной степени и от разбавления не зависит.

а) сильной; б) слабой.

4. Сформулируйте вывод на основании представленных данных:

$C(\text{Na}_2\text{CO}_3)$, моль/л	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
h , %	1,7	2,9	4,5	11,3	16	34

а) при разбавлении степень гидролиза увеличивается в соответствии с формулой:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{соли}}}};$$

б) при разбавлении степень гидролиза уменьшается;

в) разбавление раствора не влияет на гидролиз данной соли;

г) разбавление раствора подавляет гидролиз данной соли.

5. Используя значения ПР (см. прил. 5) выберите реагент, способный наиболее полно осадить серебро из раствора нитрата серебра:

а) HCl ; б) NaJ ;
в) NaBr ; г) NaCN .

В а р и а н т 5

1. Установите соответствие теории и содержания понятия «кислота»:

Теория	Содержание понятия «кислота»
А. Теория электролитической диссоциации	1. Электролиты, отщепляющие в водном растворе ионы OH^- .
Б. Протолитическая теория кислот и оснований	2. Электролиты, отщепляющие в водном растворе ионы H^+ .
В. Электронная теория кислот и оснований	3. Вещества, способные отдавать протоны. 5. Вещества, являющиеся акцепторами протонов 6. Вещества, являющиеся донорами электронных пар

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

2. На степень диссоциации α электролита влияют:

а) природа растворителя;
б) давление;
в) природа растворенного вещества;
г) одноименный ион;
д) концентрация раствора;
е) агрегатное состояние;
ж) температура.

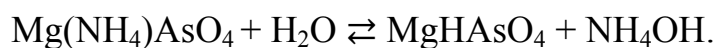
3. Установите соответствие между значениями pH и среды раствора:

Значение pH	Среда раствора
А. > 7 Б. < 7 В. = 7	1. Кислая 2. Щелочная 3. Нейтральная

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Оцените верность утверждения и обоснуйте. Степень гидролиза солей в ряду $\text{CH}_3\text{COONa} - \text{NaCN} - \text{Na}_2\text{CO}_3$ в одинаковых условиях будет увеличиваться, так как в этом направлении уменьшается значение константы диссоциации кислот – продуктов гидролиза.

5. Очистка промышленных вольфрамовых растворов от мышьяка основана на осаждении солей типа $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{AsO}_4$. Магний-аммониевые арсенаты в воде могут подвергаться гидролизу с образованием растворимой кислой соли арсената магния:



Предотвращению процесса гидролиза соли $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{AsO}_4$ способствует:

- а) добавление щелочи;
- б) кипячение;
- в) добавление избытка аммиака;
- г) охлаждение;
- д) добавление соляной кислотой.

6.5. Окислительно-восстановительные реакции

Пример 1. Процесс окислительного обжига молибденита сопровождается протеканием ряда сложных химических превращений. Установите соответствие между схемой реакции и её типом:

Схема реакции	Тип реакции
А. $\text{MoS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{SO}_2$ Б. $\text{MeCO}_3 \rightarrow \text{MeO} + \text{CO}_2$ В. $\text{CuO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4$	1. Внутримолекулярная ОВР. 2. Межмолекулярная ОВР. 3. Термическая диссоциация. 4. Реакция диспропорционирования. 5. Кислотно-основное взаимодействие

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

Решение

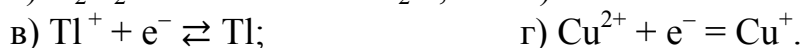
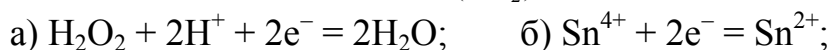
А. Реакция внутримолекулярная ОВР; окислитель – O_2 , а восстановитель – MoS_2 .

Б. Реакция термической диссоциации.

В. Взаимодействие кислотного (SO_3) и основного (CuO) оксида.

Ответ: А – 2, Б – 3, В – 5.

Пример 2. Укажите окислитель, который способен окислить иодид-ион по схеме: $2I^- - 2e^- = I_2$, $E^0_{(2I^-/I_2)} = 0,54 \text{ В}$.

*Решение*

Окислительно-восстановительный потенциал ОВП пары, выступающей в роли окислителя, должен быть больше ОВП пары, выступающей в роли восстановителя. Из представленных значений ОВП следует, что окислителем может быть только H_2O_2 .

Ответ: а.

Задания для самостоятельного решения**В а р и а н т 1**

1. Существенные признаки понятия «окислительно-восстановительные реакции» ...

- а) переход электронов;
- б) наличие окислителя и восстановителя;
- в) изменение степени окисления атомов элементов;
- г) изменение валентности атомов элементов;
- д) наличие кислоты или основания.

2. Установите соответствие схемы превращения веществ с изменением степени окисления хлора:

Схемы превращений	Изменение степени окисления хлора
А. $Cl_2 + F_2 = ClF_3$ Б. $Cl_2 + I_2 = ICl_3$ В. $ClO_2 + H_2 = HCl + H_2O$	1. $-1 \rightarrow +5$ 2. $+2 \rightarrow +4$ 3. $0 \rightarrow +3$ 4. $0 \rightarrow -1$ 5. $+4 \rightarrow -1$ 6. $+4 \rightarrow +1$

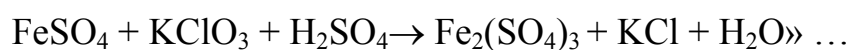
Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Установите соответствие между уравнением реакции, протекающей в процессе обеднения конверторного шлака по цветным металлам, и формулой вещества, выполняющего в этой реакции роль восстановителя:

Уравнение реакции	Формула восстановления
А. $\text{CoO} + \text{Fe} \xrightarrow{t} \text{Co} + \text{FeO}$	1. CO_2
Б. $\text{MO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{M} + \text{CO}_2$	2. C
В. $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{FeS} \xrightarrow{t} 10\text{FeO} + \text{SO}_2$	3. Fe
В. $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{FeS} \xrightarrow{t} 10\text{FeO} + \text{SO}_2$	4. CO
Г. $\text{MO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{M} + \text{CO}_2$	5. MeO
	6. FeS

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

4. Укажите метод, который необходимо применить для выполнения следующего задания: «Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции:



- а) метод электронного баланса;
- б) расчет ЭДС;
- в) расчет степени окисления элементов;
- г) метод полуреакции.

5. Восстановить перманганат-ион по схеме: $\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$, $E^0 = 0,56 \text{ В}$ способен:

- а) $\text{PbO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$;
- в) $\text{S}^{2-} - 2e^- = \text{S}$;
- г) $\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$.

В а р и а н т 2

1. Существенные признаки понятия «окислитель» – это ...

- а) отдача электронов;
- б) понижение степени окисления;
- в) повышение степени окисления;
- г) высшая степень окисления;
- д) низшая степень окисления.

2. Установите соответствие между типом окислительно-восстановительной реакции и его содержанием:

Тип ОВР	Содержание
А. Межмолекулярная Б. Внутримолекулярная В. Диспропорционирование	1. Окислитель и восстановитель находятся в молекуле одного вещества. 2. Окислитель и восстановитель – это молекулы разных веществ. 3. Окислитель и восстановитель, являются атом вещества, находящиеся в промежуточной степени окисления

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Установите соответствие между уравнением реакции, протекающей в процессе обеднения конверторного шлака по цветным металлам, и формулой вещества, выполняющего в этой реакции роль восстановителя:

Уравнение реакции	Формула восстановителя
А. $\text{NiO} + \text{Fe} \xrightarrow{t} \text{Ni} + \text{FeO}$ Б. $\text{MO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{M} + \text{CO}_2$ В. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Fe} \xrightarrow{t} 4 \text{FeO}$ Г. $\text{FeO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{Fe} + \text{CO}_2$	1. CO_2 2. C 3. Fe 4. CO 5. MeO 6. Fe_3O_4

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

4. Укажите метод, который необходимо применить для выполнения следующего задания: «Металлы, способные вытеснить медь из раствора его соли $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:

1) Вi; 2) Zn; 3) Al; 4) Au» ...

- а) метод электронного баланса;
 б) расчет ЭДС;
 в) расчет степени окисления элементов;
 г) метод полуреакции.

5. Установите соответствие между схемой реакции и продуктом, который образуется при электроплавке сульфидной медно-никелевой руды, протекающей при 1 000 °С.

Схема реакции	Продукт реакции
А. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{FeS} = \text{Cu}_2\text{S} + \dots$ Б. $\text{CoO} + \text{FeS} = \text{CoS} + \dots$ В. $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} = \dots + \text{SO}_2$ Г. $\text{Cu} + \text{FeS} = \text{Cu}_2\text{S} + \dots$	1. Fe 2. FeO 3. Cu 4. CuO

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

В а р и а н т 3

1. Существенные признаки понятия «восстановитель» ...

- а) отдача электронов;
 б) понижение степени окисления;
 в) повышение степени окисления;
 г) прием электронов;
 д) высшая степень окисления;
 е) низшая степень окисления.

2. Образование тех или иных продуктов в процессе окислительно-восстановительной реакции определяется следующими факторами:

- а) температурой среды;
- б) pH раствора;
- в) присутствием катализатора;
- г) объемом раствора;
- д) концентрацией реагирующих веществ.

3. Установите соответствие между уравнением реакции, протекающей в процессе обеднения конверторного шлака по цветным металлам, и формулой вещества, выполняющего в этой реакции роль восстановителя:

Уравнение реакции	Формула восстановителя
А. $\text{MO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{M} + \text{CO}_2$	1. MO
Б. $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}$	2. C
В. $\text{MO} + \text{FeS} \xrightarrow{t} \text{MS} + \text{FeO}$	3. FeS
Г. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Fe} \xrightarrow{t} 4\text{FeO}$	4. Fe_3O_4
	5. CO
	6. Fe

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

4. Укажите метод, который необходимо применить для выполнения следующего задания: «Для окисления FeSO_4 в $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в промышленных растворах используют окислители. Предложите соединение, которое способно быть окислителем в сернокислом растворе.

- 1) HNO_3 ; 2) H_2O_2 ; 3) NaClO_3 ; 4) MnO_2 ...

- а) метод электронного баланса;
- б) расчет ЭДС;
- в) расчет степени окисления элементов;
- г) метод полуреакции.

5. Процесс электроплавки медно-никелевой руды сопровождается протеканием ряда сложных химических превращений. Установите соответствие между уравнением реакции и её типом:

Схема реакции	Продукт реакции
А. $2\text{CuFeS}_2 = \text{Cu}_2\text{S} + 2\text{FeS} + 1/2 \text{S}_2$	1. Внутримолекулярная ОВР
Б. $\text{MCO}_3 = \text{MO} + \text{CO}_2$	2. Межмолекулярная ОВР
В. $3\text{NiO} + 3\text{FeS} = 3\text{FeO} + \text{Ni}_3\text{S}_2 + 1/2 \text{S}_2$	3. Термическая диссоциация
	4. Реакция диспропорционирования

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

В а р и а н т 4

1. Существенные признаки понятия «окислительно-восстановительная двойственность атома элемента»

- а) отдача и прием электронов;

- б) только прием электронов;
 в) нахождение в промежуточной степени окисления;
 г) только отдача электронов;
 д) отдача электронов, прием электронов атомом другого элемента.

2. Определите уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые при стандартных условиях могут идти самопроизвольно.

Уравнение реакции	$\Delta_r G^\circ$, кДж/моль
А. $2\text{Al}_{(\text{т})} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} = \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 2\text{Fe}_{(\text{т})}$	1. -841,4
Б. $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$	2. -92,0
В. $\text{ZnO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} = \text{Zn}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	3. 63,4
Г. $2\text{HF} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{F}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	4. 460,2

3. Процесс переработки цинкового концентрата включает обжиг, восстановительную плавку, выщелачивание цинкового огарка в серной кислоте, электролитическое рафинирование цинка. Укажите уравнение реакции, в которой соединение цинка проявляет восстановительные свойства.

- 1) $\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 3\text{SO}_2$;
 2) $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Zn} + \text{CO}$;
 3) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 4) $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$.

4. Укажите метод, который необходимо применить для выполнения следующего задания: «Укажите процесс окисления ...»

- 1) $\text{Au} \rightarrow \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$;
 2) $\text{AgCl} \rightarrow \text{Ag}$;
 3) $\text{Se} \rightarrow \text{SeO}_2$;
 4) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$...
 а) метод электронного баланса;
 б) расчет ЭДС;
 в) расчет степени окисления элементов;
 г) метод полуреакции.

5. В гидрометаллургических процессах применяется очистка некоторых промышленных растворов от мышьяка. Используя данные (см. прил. 5), укажите окислитель, способный перевести мышьяк (III) в мышьяк (V) по схеме $\text{HAsO}_2 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

- а) Cl_2 ; б) Br_2 ;
 в) MnO_2 ; г) Fe^{3+} .

В а р и а н т 5

1. Алгоритм определения направления ОВР в стандартных условиях:

- а) определение окислителя и восстановителя с использованием справочных данных по ОВП;

- б) ОВП окислителя больше ОВП восстановителя;
- в) ОВП восстановителя больше ОВП окислителя;
- г) расчет ЭДС реакции по разности между ОВП окислителя и ОВП восстановителя;
- д) расчет ЭДС реакции по разности между ОВП восстановителя и ОВП окислителя;
- е) расчет ОВП по уравнению Нернста.

2. В роли восстановителя соединение железа выступает в реакции:

- а) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$;
- б) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
- в) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4$;
- г) $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2 = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$;
- д) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$.

3. В процессе спекания вольфрамитового концентрата с содой при температуре $800 \div 900^\circ\text{C}$ примеси образуют растворимые в воде натриевые соли. Укажите уравнения ОВР образования натриевых солей:

- а) $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$;
- б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2$;
- в) $\text{As}_2\text{S}_3 + 6\text{Na}_2\text{CO}_3 + 7\text{O}_2 = 2\text{Na}_3\text{AsO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 6\text{CO}_2$;
- г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCO}_3$;
- д) $\text{MoS}_2 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 4,5\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{MoO}_4 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2$.

4. Укажите метод, который необходимо применить для выполнения следующего задания:

«Металлы, способные вытеснить олово из раствора его соли $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$:

- 1) Bi; 2) Hg;
- 3) Al; 4) Cr » ...

- а) метод электронного баланса;
- б) расчет ЭДС;
- в) расчет степени окисления элементов;
- г) метод полуреакции.

5. В гидрометаллургических процессах с целью очистки промышленных растворов от железа возникает необходимость перевода соединений железа (II) в железо (III). Укажите наиболее сильные окислители, которые можно применять для окисления железа (II) в сернокислой среде: $\text{Fe}^{2+} - \text{e}^- = \text{Fe}^{3+}$.

- а) Cl_2 , $E^\circ_{(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-)} = 1,36\text{В}$;
- б) HNO_3 , $E^\circ_{(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2)} = 0,77\text{В}$;
- в) MnO_2 , $E^\circ_{(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+})} = 1,23\text{В}$;
- г) KClO_3 , $E^\circ_{(\text{ClO}_3^-, \text{H}^+/\text{Cl}^-)} = 1,45\text{В}$.

6.6. Основы электрохимии

Пример 1. Процесс электролитического рафинирования свинца заключается в растворении анода, отлитого из чернового металла, и осаждении свинца в виде чистого марочного металла на катоде. Укажите примеси чернового свинца, которые не растворяются в электролите и остаются на аноде, образуя шлам:

- а) Bi; б) Sb; в) As;
г) Ni; д) Ag; е) Fe; ё) Cu.

Решение

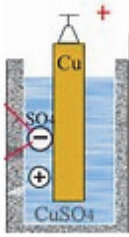
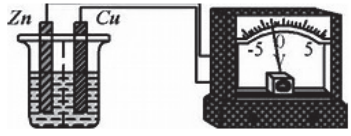
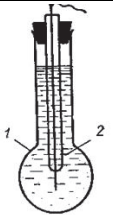
Необходимо воспользоваться значениями ОВП металлов (см. прил. 5):

- а) $E^0_{(\text{Bi}^{3+}/\text{Bi})} = 0,32 \text{ В};$ б) $E^0_{(\text{Sb}^{3+}/\text{Sb})} = 0,152 \text{ В};$
в) $E^0_{(\text{As}^{3+}/\text{As})} = 0,247 \text{ В};$ г) $E^0_{(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})} = -0,26 \text{ В};$
д) $E^0_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} = 0,80 \text{ В};$ е) $E^0_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0,44 \text{ В};$
ё) $E^0_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = 0,34 \text{ В}.$

В шлам будут переходить металлы, ОВП которых будут больше ОВП свинца: $E^0_{(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})} = -0,126 \text{ В}$. Следовательно, это ответы а, б, в, д, ё.

Ответ: а, б, в, д, ё.

Пример 2. Установите соответствие между схемой и понятием:

Схема	Понятие
<p>А.</p> 	<p>1. Металлический электрод 2. Гальванический элемент</p>
<p>Б.</p> 	<p>3. Платиновый электрод 4. Электролиз</p>
<p>В.</p> 	<p>5. Водородный электрод 6. Стеклянный электрод</p>

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

Решение

А – схема отражающая металлический электрод; Б – гальванический элемент; В – стеклянный электрод.

Ответ: А – 1, Б – 2, В – 6.

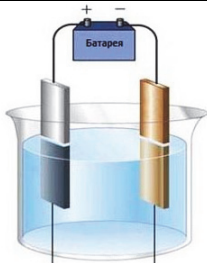
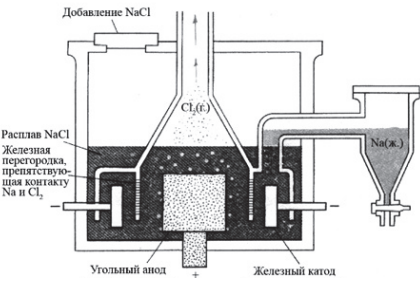
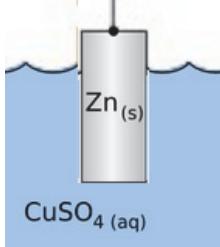
Пример 3. Гальванический элемент – это устройство, в котором _____ энергия ОВР превращается в _____.

Ответ: химическая, электрическую.

Задания для самостоятельного решения**В а р и а н т 1**

1. Коррозия – это самопроизвольное _____ металла в результате физико-химического _____ на него окружающей среды.

2. Установите соответствие установки и химического процесса, протекающего в ней:

Установка	Процесс
<p>А.</p> 	<p>1. Химическое осаждение металла (цементация) 2. Электролиз растворов</p>
<p>Б.</p> 	<p>3. Электролиз расплава 4. Осаждение малорастворимого соединения</p>
<p>В.</p> 	<p>5. Определение плотности раствора</p>

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Выделение цинка из очищенного раствора сульфата цинка путем электролиза осуществляется на инертном свинцовом аноде. $E^0_{(Zn^{2+}/Zn)} = -0,76 \text{ В}$.

Установите соответствие между металлами и их поведением на катоде при электролизе промышленного сульфатного раствора цинка:

Процессы на катоде	Металлы-примеси
А. Восстанавливаются Б. Не восстанавливаются	1. Co^{2+} 2. Cu^{2+} 3. Ag^+ 4. Mn^{2+}

Ответ: А — ..., Б — ...

4. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, который образуется на инертном аноде при электролизе её водного раствора.

Формула соли	Продукты на аноде
А. CuSO_4 Б. K_2S В. BaCl_2 Г. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	1. Азот 2. Сера 3. Хлор 4. Металл 5. Кислород 6. Водород

Ответ: А — ..., Б — ..., В — ..., Г — ...

5. При электролитическом получении цинка медь выделяется вместе с цинком на катоде. Её присутствие приведет:

- а) к растворению выделившегося цинка, вследствие возникновения микрогальванического элемента;
- б) к растворению выделившейся меди, вследствие возникновения микрогальванического элемента;
- в) к ухудшению физического состояния цинка, выделившегося на катоде.

В а р и а н т 2

1. Существенные признаки понятия «анод» — это ...

- а) инертный электрод;
- б) активный электрод;
- в) электрод;
- г) процесс окисления;
- д) процесс восстановления;
- е) знак электрода (–) или (+) .

2. Концентрационный ГЭ — элемент, в котором ЭДС возникает за счет разной _____ электролита.

3. Установите соответствие между открытием и фамилией ученого, сделавшего это открытие:

Открытие	Ученый
А. Законы электролиза Б. Фундаментальный закон, известный как уравнение зависимости ОВП от ряда факторов в системе В. Основа гальванопластики	1. Антуан Лоран Лавуазье 2. Д.И. Менделеев 3. Майкл Фарадей 4. Вернер Гейзенберг 5. Вальтер Герман Нернст 6. Б.С. Якоби

Ответы: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Установите соответствие между математическим выражением (формулой) и понятием:

Формула	Понятие
А. $-nF\Delta E$ Б. $E = E^{\circ} + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \Pi_{\text{п.о}}$ В. $(-)M M^{n+}, C_1 M^{n+}, C_2 M(+)$	1. Энергия Гиббса 2. Уравнение Нернста 3. Электрохимическая схема концентрационного электрода 4. ЭДС концентрационного элемента 5. Электродвижущая сила гальванического элемента 6. ЭДС гальванического элемента

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

5. Одним из способов защиты металла от коррозии является механическая защита, которая подразумевает:

- а) удаление кислорода воздуха из среды электролита;
- б) нанесение на металл слоя масла, краски, лака, эмали и т. д. Лаки и краски, растворенные в льняном масле, при высыхании образуют плотное покрытие;
- в) нанесение покрытия защищаемого металла на слой другого металла;
- г) нанесение химическим путем на поверхность изделия различных пленок (оксидные, фосфатные и др.);
- д) введение хрома, никеля, титана, меди и т. п. в металл, вызывающее его пассивность, что понижает его химическую активность.

6. В металлургической практике металлы получают электрохимическим методом. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, который выделится на инертном катоде при электролизе её водного раствора:

Соль	Продукт на катоде
А. CuSO_4 Б. $\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4]$ В. InCl_3	1. Индий 2. Медь 3. Галлий 4. Водород 5. Кислород

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

7. Никель, получаемый из сульфидных руд на ЗФ «ГМК «Норильский никель», всегда содержит значительное количество ценных металлов-примесей. Поэтому его подвергают электролитическому рафинированию – проводят электролиз сульфатного раствора с никелевыми электродами.

Без принятия специальных мер на катоде наряду с никелем $E^{\circ}_{(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})} = -0,26 \text{ В}$ будут восстанавливаться:

- а) Fe^{2+} ; б) Zn^{2+} ; в) Cu^{2+} ;
г) Co^{2+} ; д) 2H^{+} ; е) Na^{+} .

В а р и а н т 3

1. Существенные признаки понятия «катод» – это ...

- а) инертный электрод; б) активный электрод;
в) электрод; г) процесс окисления;
д) процесс восстановления; е) знак электрода (–) или (+).

2. Протекторная защита – защищаемая конструкция, находящаяся в среде электролита, которая присоединяется к более активному металлу – протектору.

3. Установите соответствие между названием метода защиты металла от коррозии и его содержанием:

Метод защиты	Содержание
А. Протекторная защита Б. Легирование металлов В. Химическая защита	1. Добавление веществ, замедляющих коррозию. В частности, соединений хрома (VI), некоторых гетерополисоединений на основе молибдена, вольфрама и др. 2. Защищаемую деталь присоединяют к катоду внешнего источника постоянного тока, а к аноду – дополнительный электрод или конструкцию из металлического лома. 3. На покрытие защищаемого металла наносят слой другого металла. При этом иногда защита осуществляется менее активным металлом (катодное покрытие), а иногда – более активным (анодное покрытие). 4. Более активный металл, являющийся анодом, присоединяют к защищаемой металлической конструкции, работающей в воде или почве (становится катодом). 5. Нанесение химическим путем на поверхность изделия различных пленок (оксидные, фосфатные и др.). 6. Введение хрома, никеля, титана, меди и т. п. в металл, вызывающее их пассивность

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Ученый, открывший количественные закономерности при электролизе растворов...

- а) Антуан Лоран Лавуазье; б) Д.И. Менделеев;
в) Майкл Фарадей; г) Вернер Гейзенберг.

5. Установите соответствие между математическим выражением (формулой) и понятием:

Формула	Понятие
А. $E_k - E_a$ Б. $M_3 = M \cdot f$ В. $E = E^0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \Pi_{\text{п.о}}$ Г. $-n \cdot F \cdot \Delta E$	1. Энергия Гиббса. 2. Молярная масса эквивалента 3. Электрохимическая схема концентрационного электрода. 4. ЭДС концентрационного элемента. 5. Электродвижущая сила гальванического элемента. 6. Уравнение Нернста

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

6. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, который выделяется на инертном аноде при электролизе её водного раствора:

Соль	Продукт на аноде
А. CuSO_4 Б. $\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4]$ В. InCl_3 Г. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	1. Металл 2. Хлор 3. Кислород 4. Водород 5. Азот

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

7. Процесс электролитического рафинирования свинца заключается в растворении анода, отлитого из черногого металла, и осаждении свинца $E^0_{(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})} = -0,126 \text{ В}$ в виде чистого марочного металла на катоде. Примеси черногого свинца остаются в виде шлама на аноде или переходят в электролит, не осаждаясь на катоде.

Установите соответствие поведения распределение примесей металлов, содержащихся в черновом свинце, при электролитическом рафинировании свинца.

Распределение примесей	Металлы-примеси
А. Переходят в шлам Б. Восстанавливаются на катоде	1. Ni, $E^0_{(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})} = -0,26 \text{ В}$ 2. Zn, $E^0_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,76 \text{ В}$ 3. Cu, $E^0_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = 0,34 \text{ В}$ 4. Ag, $E^0_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} = 0,80 \text{ В}$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

В а р и а н т 4

1. Существенные признаки понятия «протекторная защита» – это ...

- а) электрод;
- б) процесс окисления на аноде;
- в) процесс восстановления на катоде;
- г) знак электрода (–) или (+);
- д) протектор – более активный металл;
- е) протектор – менее активный металл.

2. Электролиз – это совокупность _____, протекающих при прохождении _____ через систему, состоящую из двух электродов и раствора или расплава электролита.

3. Установите соответствие между названием метода защиты металла от коррозии и его сущностью:

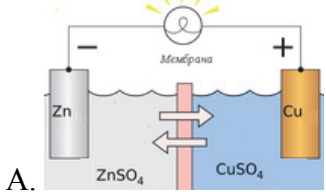
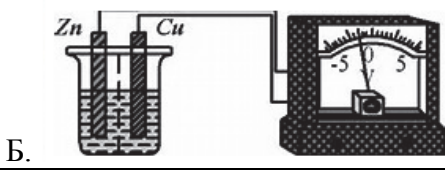
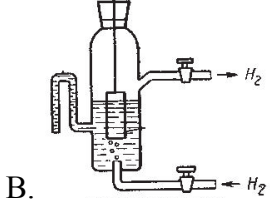
Метод защиты	Суть метода
А. Катодная защита Б. Электрохимическая защита В. Применение ингибиторов	1. Добавление веществ, замедляющих коррозию. В частности, соединений хрома (VI), некоторых гетерополисоединений на основе молибдена, вольфрама и др. 2. Защищаемую деталь присоединяют к катоду внешнего источника постоянного тока, а к аноду – дополнительный электрод или конструкцию из металлического лома. 3. На покрытие защищаемого металла наносят слой другого металла. При этом иногда защита осуществляется менее активным металлом (катодное покрытие), а иногда – более активным (анодное покрытие). 4. Более активный металл, являющийся анодом, присоединяют к защищаемой металлической конструкции, работающей в воде или почве (становится катодом). 5. Нанесение химическим путем на поверхность изделия различных пленок (оксидные, фосфатные и др.)

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. Электрохимическая коррозия как самопроизвольный процесс протекает, если энергия Гиббса $\Delta_r G^0 < 0$. Это возможно при условии, если электродный потенциал окислителя _____ потенциала восстановителя.

- а) положительнее;
- б) отрицательнее.

5. Установите соответствие между схемой и понятием:

Схема	Понятие
 <p>А.</p>	1. Металлический электрод 2. Гальванический элемент
 <p>Б.</p>	3. Водородный электрод 4. Электролиз с активным анодом
 <p>В.</p>	5. Платиновый электрод 6. Стекланный электрод

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

6. Теллур из отходов свинцового производства переводят в щелочной раствор в форме теллурид-ионов TeO_3^{2-} . Установите соответствие между электродами и протекающими на них процессами:

Электроды	Электродные процессы
А. Анод Б. Катод	1. $\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Te} + 6\text{OH}^-$ 2. $\text{Te}^{+4} + 4\text{e}^- = \text{Te}$ 3. $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$ 4. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ 5. $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Ответ: А – ..., Б – ...

7. Установите последовательность совместного восстановления на катоде с цинком $E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^0 = -0,76$ В металлов-примесей при электролизе промышленных растворов сульфата цинка:

- а) Fe^{2+} ; б) Cd^{2+} ; в) Cu^{2+} ;
 г) Co^{2+} ; д) As^{3+} ; е) Ni^{2+} .

В а р и а н т 5

1. Существенные признаки понятия «электролиз» – это ...

- а) электрод;
 б) процесс окисления на аноде;
 в) окислительно-восстановительная реакция;
 г) электрический ток;
 д) процесс восстановления на катоде.

2. Катод – это _____ активный металл с большим значением электродного потенциала, на нем происходит процесс _____.

3. Установите соответствие между понятием и его математическим выражением (формулой):

Понятие	Формула
А. Электродвижущая сила Б. Уравнение Нернста Г. Масса восстановленного и окисленного вещества	1. $I \cdot t \cdot M_3 / F$ 2. $E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}$ 3. $0,059 / n_e \cdot \lg C_1 / C_2$ 4. $I \cdot t \cdot V_3 / F$ 5. $Q \cdot F / 96\,500$

Ответ: А – ..., Б – ..., Г – ...

4. Метод введения хрома, никеля, титана, меди и т. п. в металлы, вызывающий их пассивность называют _____ металлов.

5. Установите соответствие между ситуацией и методом её решения:

Метод	Задачная ситуация
А. Расчет по уравнению Нернста Б. Расчет ЭДС	1. Определите окислительно-восстановительный потенциал алюминиевого электрода (В), согласно схемы $\text{Al} / 0,1M \text{AlCl}_3$. 2. Выберите галоген (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), который можно использовать для окисления Cu^+ в Cu^{2+} . 3. Укажите продукт, который выделится на инертном катоде при электролизе раствора нитрата серебра. 4. Укажите, как изменится pH анодного пространства при электролизе раствора нитрата серебра

Ответ: А – ..., Б – ...

6. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, который выделится на инертном аноде при электролизе её расплава:

Соль	Продукт на аноде
А. K_2ZrF_6 Б. BeCl_2 В. LiCl Г. Al_2O_3 в Na_3AlF_6	1. Фтор 2. Хлор 3. Металл 4. Кислород 5. Водород

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

7. Процесс электролитического рафинирования свинца заключается в растворении анода, отлитого из чернового металла, и осаждении свинца $E^{\circ}_{(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})} = -0,126 \text{ В}$ в виде чистого марочного металла на катоде. Однако в электролит могут перейти металлы-примеси. Укажите вещества, которые могут выделяться на катоде в первую очередь из электролита и загрязнить свинец:

- а) Bi; б) Sb; в) As;
г) Ni; д) Ag; е) Fe; ж) Cu.

6.7. Общая характеристика металлов, неметаллов и их соединений

Для описания свойств металлов в химии мы используем классификацию в зависимости от валентного слоя атома химического элемента. В технике выделяют другие основания классификации металлов (табл. 7.1).

Таблица 7.1

Классификация металлов в технике

Черные	Цветные							
	Тяжелые	Легкие	Драгоценные (благородные)	Редкие				
				Тугоплавкие	Легкие	Рассеянные	Редкоземельные	Радиоактивные
Fe, Mn, Cr их сплавы	Cu, Zn, Sn, Pb	Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Ba, Al	Pt, Ir, Os, Pd, Ru, Rh, Au, Ag	Ti, Zr, V, Nb, Ta, W, Mo, Co	Rb, Cs, Sr	Ga, In, Tl, Re, Ge	Sc, Y, La, 14 лантаноидов	Po, Ra, Ac, 15 актиноидов

Пример 1. Верны ли следующие суждения о промышленных способах получения металлов?

А. В основе пирометаллургии лежит процесс восстановления металлов из руд при высоких температурах.

Б. В промышленности в качестве восстановителей используют оксид углерода (II) и кокс.

- а) верно только А; б) верно только Б;
в) верны оба утверждения; г) оба утверждения неверны.

Решение

Пирометаллургия – совокупность металлургических процессов, протекающих при высоких температурах. Основными восстановителями в металлургической промышленности являются кокс и оксид углерода (II).

Ответ: а.

Пример 2. Установите соответствие металла и наиболее характерное для него состояние (степень окисления) на основе изменения стандартных значений энергии Гиббса для реакций диспропорционирования:

- А. $2\text{Au} + \text{AuCl}_3 = 3\text{AuCl}$; $\Delta_r G^\circ = 12,6$ кДж/моль;
 Б. $\text{Hg} + \text{HgCl}_2 = \text{Hg}_2\text{Cl}_2$; $\Delta_r G^\circ = 33,5$ кДж/моль;
 В. $3\text{Tl} + \text{TlCl}_3 = 3\text{TlCl}$; $\Delta_r G^\circ = -259,5$ кДж/моль;
 Г. $\text{Pb} + \text{PbCl}_4 = 2\text{PbCl}_2$; $\Delta_r G^\circ = -292,9$ кДж/моль.

Металл	Степень окисления
А. Ртуть	1. +1
Б. Золото	2. +2
В. Свинец	3. +3
Г. Талий	4. +4

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

Решение

Используя закономерность: уменьшение значения энергии Гиббса – является мерой устойчивости соединения, получим:

а) для реакции (2) $\Delta_r G^\circ = +33,5$ кДж, следовательно, для обратной реакции значение энергии Гиббса будет $-33,5$ кДж, поэтому с.о. Hg (+2);

б) аналогично уравнение реакции (1) показывает, что для золота Au наиболее устойчива степень окисления (+3);

в) для реакций (3) и (4) $\Delta_r G^\circ$ отрицательна, следовательно, более устойчива степень окисления для свинца Pb (+2), а для таллия (+1).

Ответ: А – 2, Б – 3, В – 2, Г – 1.

Пример 3. Взаимодействие кислорода с литием: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ относится к реакциям...

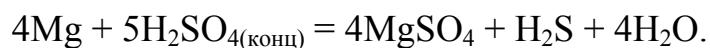
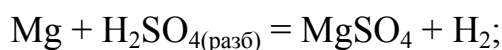
- а) соединения, эндотермическим;
 б) соединения, экзотермическим;
 в) замещения, эндотермическим;
 г) обмена, экзотермическим.

Ответ: Реакция горения – это реакция соединения, экзотермическая.

Пример 4. Сравните действие концентрированной и разбавленной серной кислоты на магний.

Решение

В разбавленной серной кислоте окислителем выступают ионы водорода, а в концентрированной – сульфат-ионы:



Задания для самостоятельного решения

В а р и а н т 1

1. Добываемые металлы в технике классифицируют в классы.

Укажите металлы, которые относят к драгоценным металлам.

- а) W, Mo, Ti, Zr; б) Na, Ba, Al;
в) Ce, La, Nd; г) Pt, Os, Au;
д) Fe, Mn, Cr.

2. Установите соответствие между свойствами и формулами оксидов, проявляющих эти свойства:

Свойства	Оксиды
А. Основные Б. Кислотные В. Амфотерные	1. As_2O_5 2. CaO 3. CO_2 4. SO_2 5. PbO

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Укажите пару химических элементов наиболее близких по химическим свойствам ...

- а) Li и Be; б) Li и Na;
в) Be и Ba; г) Be и В.

4. Верны ли следующие утверждения о способах получения металлов?

А. Алюминий получают восстановлением его оксида углеродом.

Б. Железо получают электролизом раствора его солей.

- 1) верно только А;
2) верны оба утверждения;
3) верно только Б;
4) оба утверждения неверны.

5. Укажите группу металлов, способных растворяться только в смесях кислот ...

- а) золото, платина;
б) золото, марганец;
в) серебро, медь;
г) платина, цинк.

6. Процесс *электролитического рафинирования свинца* заключается в растворении анода, отлитого из чернового металла и осаждении свинца в виде чистого марочного металла на катоде. Примеси чернового свинца остаются в виде шлама на аноде или переходят в электролит, не осаждаясь на катоде. Установите соответствие между металлом-примесью и его распределением при электролитическом рафинировании свинца:

Распределение примесей	Металлы – примеси
А. Переходят в шлак Б. Восстанавливаются на катоде В. Переходят в электролит	1. Pb, $E^{\circ}_{(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})} = -0,126 \text{ В}$ 2. Zn, $E^{\circ}_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,76 \text{ В}$ 3. Fe, $E^{\circ}_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0,44 \text{ В}$ 4. Cu, $E^{\circ}_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = 0,34 \text{ В}$ 5. Ag, $E^{\circ}_{(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})} = 0,80 \text{ В}$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

В а р и а н т 2

1. Металлы в технике классифицируют на классы. Укажите металлы, которые относят к цветным металлам.

- а) W, Mo, Ti, Zr; б) Na, Ba, Al;
в) Ce, La, Nd; г) Pt, Os, Au;
д) Fe, Mn, Cr.

2. Установите соответствие между формулой оксида и его типом:

Тип оксида	Оксиды
А. Солеобразующие Б. Несолеобразующие	1. CaO 2. ZnO 3. CO 4. NO

Ответ: А – ..., Б – ...

3. Сера при термической диссоциации высших сульфидов удаляется в форме ...

- а) S₂; б) H₂SO₄;
в) SO₂; г) SO₃.

4. Верны ли следующие утверждения об окислительных свойствах галогенов?

А. Самый сильный окислитель фтор, так как в Периодической системе элементов неметаллические свойства с ростом порядкового номера элемента усиливаются (в периоде), а в главных подгруппах – уменьшаются (сверху вниз).

Б. Хлор способен вытеснить бром из раствора его соли, так как проявляет более сильные окислительные свойства, чем бром.

- 1) верно только А;
2) верны оба утверждения;
3) верно только Б;
4) оба утверждения неверны.

5. Выберите формулу наименее термически устойчивого водородного соединения:

- а) CH_4 ; б) SiH_4 ;
в) GeH_4 ; г) SnH_4 .

6. Электролиз в металлургической практике используется для получения многих металлов. Установите соответствие способа и металлов, получаемых этим способом:

Способ	Металлы
А. Электролиз раствора Б. Электролиз расплава солей	1. Cu, Ni 2. Na, K 3. Zn, Na 4. Co, K 5. Rb, Pt

Ответ: А – ..., Б – ...

В а р и а н т 3

1. В соответствии с используемой в технике классификацией металлов укажите металлы, которые относят к *легким* металлов.

- а) W, Mo, Ti, Zr; б) Na, Ba, Al;
в) Ce, La, Cu; г) Pt, Os, Au;
д) Fe, Mn, Cr.

2. Кварцевый флюс применяют в процессе плавки при избыточном содержании в сырье:

- а) CaO ; б) FeO ; в) SiO_2 .

3. Укажите ряд водородных соединений, в котором кислотные свойства возрастают слева направо...

- а) H_2Te ; H_2Se ; H_2S ; H_2O ; б) HF , HCl , HBr , HI ;
в) H_2O ; H_2S ; H_2Se ; H_2Te ; г) HI ; HBr , HCl , HF .

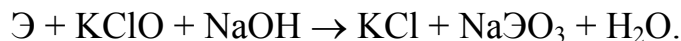
4. Верны ли следующие утверждения о способах получения металлов?

А. Кобальт высокой чистоты получают электролизом сульфатного раствора кобальта.

Б. Медь из промышленных сульфатных растворов можно осаждать цементацией цинком.

- 1) верно только А;
2) верны оба утверждения;
3) верно только Б;
4) оба утверждения неверны.

5. Малоактивные металлы в присутствии окислителей способны окисляться в расплаве щелочей. Укажите металлы, которые преимущественно растворяются по следующей схеме:



- а) V; б) Fe;
в) W; г) Mn.

6. Установите соответствие между названием операции металлургического процесса и схемой химической реакции, отражающей её сущность:

Название процесса	Схема реакции
А. Электролиз Б. Цементация В. Гидролиз	1. $\text{ZnO} + \text{CO} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}_2$ 2. $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$ 3. $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ 4. $\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

В а р и а н т 4

1. В соответствии с используемой в технике классификацией металлов укажите металлы, которые относят к *тяжелым цветным металлов*.

- а) W, Mo, Ti, Zr; б) Cu, Ni, Co, Pb;
в) Ce, La, Nd; г) Pt, Os, Au;
д) Fe, Mn, Cr.

2. При восстановительно-сульфидирующей плавке окисленных никелевых руд протекает процесс – *сульфидирование*, в ходе которого образуются сульфиды. Укажите уравнение реакции, которые можно отнести к процессу сульфидирования.

- а) $\text{NiO} + 9\text{CO} + 2\text{SO}_3 = \text{Ni}_2\text{S}_3 + 9\text{CO}_2$;
б) $\text{FeS}_2 = \text{FeS} + 0,5\text{S}_2$;
в) $\text{NiSiO}_3 + 2\text{FeO} + \text{C} = \text{Ni} + \text{Fe}_2\text{SiO}_4 + \text{CO}$;
г) $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}$;
д) $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.

3. При обработке шеелита CaWO_4 соляной кислотой в ряде случаев в растворе обнаруживают соединения вольфрама (V). Какое вещество необходимо добавить в раствор для образования вольфрамовой кислоты H_2WO_4 :

- а) азотная кислота; б) вода;
в) гидроксид кальция; г) едкий натр?

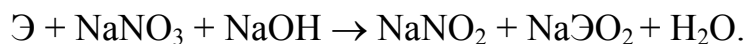
4. Верны ли следующие утверждения о свойствах соединений неметаллов?

А. Зная положение атома элемента в периодической системе химических элементов, можно предсказать максимальную валентность элемента, распространенность элемента в природе, формулу водородного соединений.

Б. Кислотные свойства водородных соединений в периоде с ростом порядкового номера элемента усиливаются, так как возрастают неметаллические свойства элементов.

- 1) верно только А;
- 2) верны оба утверждения;
- 3) верно только Б;
- 4) оба утверждения неверны.

5. Малоактивные металлы в присутствии окислителей способны окисляться в расплаве щелочей. Укажите металлы, которые преимущественно растворяются по следующей схеме:



- а) Ti; б) Fe;
- в) Zr; г) Mn.

6. Цинк в металлургической практике получают несколькими способами. Установите соответствие между способом получения цинка и уравнением реакции, на котором он основан:

Способ	Уравнение реакции
А. Пирометаллургический Б. Электролитический	1. $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}$ 2. $\text{ZnS} + \text{O}_2 = \text{ZnO} + \text{SO}_2$ 3. $2\text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Zn} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ 4. $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: А – ..., Б – ...

В а р и а н т 5

1. Установите соответствие между металлом и наиболее характерным для него состоянием (степенью окисления) на основе изменения стандартных значений энергии Гиббса для реакций диспропорционирования:

- | | |
|--|---------------------------------------|
| А. $\text{Sn} + \text{SnO}_2 = 2\text{SnO}$; | $\Delta_r G^\circ = 6,3$ кДж/моль; |
| Б. $\text{Ge} + \text{GeO}_2 = 2\text{GeO}$; | $\Delta_r G^\circ = 40,6$ кДж/моль; |
| В. $2\text{Au} + \text{AuCl}_3 = 3\text{AuCl}$; | $\Delta_r G^\circ = 12,6$ кДж/моль; |
| Г. $\text{Pb} + \text{PbO}_2 = 2\text{PbO}$; | $\Delta_r G^\circ = -157,7$ кДж/моль. |

Металл	Степень окисления
А. Золото Б. Германий В. Олово Г. Свинец	1. +1 2. +2 3. +3 4. +4 5. +4 и +2

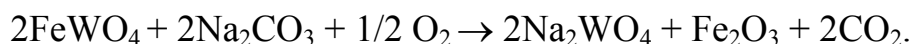
Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

2. Установите соответствие между свойствами и формулами оксидов, проявляющих эти свойства:

Свойства	Оксиды
А. Основные Б. Кислотные В. Амфотерные	1. Sb_2O_5 2. BaO 3. CO_2 4. CO 5. ZnO

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

3. Спекание ферберита, одного из минерала вольфрамит с содой в присутствии кислорода описывает уравнение реакции



Установите соответствие между свойствами и формулами реагентов, проявляющих эти свойства:

Реагенты	Свойства
А. FeWO_4 Б. Na_2CO_3 В. O_2	1. Основные 2. Кислотные 3. Восстановительные 4. Окислительные 5. Среда расплава – щелочная 6. Среда расплава – кислотная

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ...

4. В процессе *реакционной плавки* богатого свинцового концентрата протекает ряд химических реакций. Укажите процесс, в котором проявляются основные свойства соединений свинца:

- а) $\text{PbS} + 1,5 \text{O}_2 = 2\text{PbO} + \text{SO}_2$;
- б) $2\text{PbO} + \text{PbS} \rightleftharpoons 3\text{Pb} + \text{SO}_2$;
- в) $\text{PbO} + \text{C} = \text{Pb} + \text{CO}$;
- г) $\text{PbO} + \text{SiO}_2 = \text{PbO} \cdot \text{SiO}_2$;
- д) $\text{PbO} \cdot \text{SiO}_2 + \text{C} = \text{Pb} + \text{SiO}_2 + \text{CO}$.

5. Обоснуйте вывод. Известно, что HF и HCl можно получить реакцией ионного обмена – действием концентрированной серной кислоты на соответствующую соль. Аналогичным способом получить HBr и HI нельзя, так как...

- а) HBr и HI проявляются сильные восстановительные свойства;
- б) HF и HCl практически не проявляют восстановительных свойств;
- в) HF не проявляет, а HCl – частично проявляет восстановительные свойства;
- г) HBr и HI проявляются сильные окислительные свойства;
- д) соли HBr и HI неустойчивы.

6. Переработка молибденитового концентрата включает различные процессы. Установите соответствие между уравнением химической реакции и формулой вещества, которое в данной реакции является окислителем:

Уравнение реакции	Окислитель
А. $\text{MoS}_2 + 6\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}$ Б. $\text{MoO}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Mo} + 3\text{H}_2\text{O}$ В. $\text{MoS}_2 + 3,5\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{MoO}_3 + 2\text{SO}_2$ Г. $\text{MoS}_2 + 6\text{MoO}_3 = 7\text{MoO}_2 + 2\text{SO}_2$	1. MoS_2 2. HNO_3 3. MoO_3 4. H_2 5. O_2 6. H_2SO_4

Ответ: А – ..., Б – ..., В – ..., Г – ...

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Бледнов, Б.П. Металлургия меди и никеля: учеб. пособие / Б.П. Бледнов, Н.В. Марченко. – Красноярск : ГОУ ВПО «Гос. ун-т цвет. металлов и золота», 2006. – 104 с.
2. Зеликман, А.Н. Теория гидрометаллургических процессов: учебник / А.Н. Зеликман, Г.М. Вольдман, Л.В. Беляевская. – М. : Metallurgia, 1983. – 424 с.
3. Коржуев, Н.Г. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / Н.Г. Коржуев, В.И. Деляна. – М. : МИСИС: ИНФРА-М, 2004. – 512 с.
4. Котляр, Ю.А. Металлургия благородных металлов: учебник: в 2 кн. Кн.1 / Ю.А. Котляр, М.А. Меретуков, Л.С. Стрижко. – М. : МИСИС., Изд. Дом «Руда и Металлы», 2005. – 432 с.
5. Михнев А.Д. Расчеты технологических процессов в металлургии тугоплавких редких металлов: учеб. пособие / А.Д. Михнев, Л.П. Колмакова, О.Н. Ковтун. – Красноярск : ГОУ ВПО «Гос. ун-т цвет. металлов и золота», 2006. – 164 с.
6. Тамм, М.Е. Неорганическая химия: учебник в 3 т. / под ред. Ю.Д. Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: учебник для студ. высш. учеб. заведений / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков. – М. : «Академия», 2004. – 240 с.
7. Общая и неорганическая химии: учеб. для вузов: в 2 т. Т. 2. Химические свойства неорганических веществ / под ред. А.Ф. Воробьева. – М. : ИКЦ «Академкнига», 2007. – 543 с.
8. Чекушин, В.С. Гидрометаллургические процессы: практикум / В.С. Чекушин, Н.В. Олейникова. – Красноярск : ГУЦМиЗ, 2004. – 148 с.
9. Химическая энциклопедия: в 5 т. – М. : Большая Российская энциклопедия, 1998. – Т. 1. – 623 с.
10. Коростелов, П.П. Реактивы и растворы в металлургическом анализе / П.П. Коростелов. – М. : «Металлургия», 1977. – 400 с.
11. Термодинамические характеристики веществ [Электронный ресурс] // Сайт. Alhimikov.net. – URL: <http://www.alhimikov.net/htab/termodinamika.html>.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Краткий словарь металлургических терминов

Аффинаж (фр. *affinage*, от *affiner* – очищать) – металлургический процесс получения высокочистых благородных металлов путём отделения от них загрязняющих примесей.

Выщелачивание (иногда – варка), перевод в раствор (обычно водный) одного или нескольких компонентов твёрдого вещества с помощью водного или органического растворителя, часто при участии газов – окислителей или восстановителей.

Гидрометаллургия – это выделение металлов из руд, концентратов и отходов производства с помощью водных растворов различных веществ (химических реагентов).

Карботермическое восстановление – это высокотемпературный процесс взаимодействия соединений металла с углеродом, приводящий к получению свободного металла.

Кек (от англ. *cake* – затвердевать) – слой твёрдых частиц, остающийся на фильтрующей поверхности после фильтрации суспензий.

Конденсат – продукт конденсации газа или пара.

Концентрат – продукт обогащения руды, содержащий один или нескольких ценных минералов.

Хвосты – это часть пустой породы, которая отделяется в процессе обогащения.

Металлургический процесс – совокупность методов (технологических процессов) добычи и производства металла. Металлургические процессы подразделяются на три основных категории: *гидрометаллургические*, *пирометаллургические* и *электрометаллургические*. Основная цель металлургических процессов – получение металлов без примесей (более высокой чистоты).

Обжиг – высокотемпературная термическая обработка материалов или изделий с целью изменения (стабилизации) их фазового и химического состава и/или повышения прочности и кажущейся плотности, снижения пористости. Обжиг руды или рудных концентратов – операция подготовки рудных материалов к последующему переделу (обогащению, окускованию, плавке), осуществляемая в целях изменения их физических свойств и химического состава, перевода полезных компонентов в извлекаемую форму, удаления примесей.

Обогащение полезных ископаемых [*mineral concentration*] – комплекс процессов первичной переработки твёрдого минерального сырья с целью

выделения продуктов для дальнейшей химической и металлургической переработки или использования. Относятся процессы, в которых происходит разделение минералов без изменения их химического состава, структуры или агрегатного состояния. В результате обогащения получают два основных продукта: концентрат и хвосты, направляемые в отвал.

Огарок [*matte, residue*] – конечный продукт окислительного обжига руд и концентратов для удаления примесей или придания технологических свойств, облегчения извлечения ценных компонентов.

Осадок – твёрдое вещество, выделяющееся в виде частиц из раствора в результате химической реакции, упаривания, отстаивания

Осаждение [*precipitation*] – способ выделения одного или нескольких компонентов раствора переводом их в малорастворимые соединения.

Пирометаллургия – совокупность металлургических процессов, протекающих при высоких температурах. Это отрасль металлургии, связанная с получением и очищением металлов и металлических сплавов при высоких температурах. К пирометаллургическим относят процессы агломерации, плавки, обжига, рафинирования.

Плавка [*heat, melt; melting*] – процесс переработки материалов (руд, концентратов, металлов и др.) с полным расплавлением шихты и разделением расплава обычно на 2 слоя (металл и шлак, металл и штейн).

Примеси – химические элементы, которые не вводятся в металл или сплав специально и присутствуют в нем в небольших количествах.

Пульпа (англ. *pulp, slurry*; нем. *Trübe f, Pulpe f*) – смесь твердых частиц и жидкости, негустая неоднородная система.

Рафинирование (нем. *raffinieren*, от фр. *raffiner* – очищать) – очистка чего-либо от посторонних примесей.

Руда – вид полезных ископаемых, природное минеральное образование, содержащее соединения полезных компонентов (минералов, металлов) в концентрациях, делающих извлечение этих минералов экономически целесообразным.

Спекание – процесс получения твёрдых и пористых материалов (изделий) из мелких порошкообразных или пылевидных материалов при повышенных температурах.

Сплав – макроскопически однородный металлический материал, состоящий из смеси двух или большего числа химических элементов с преобладанием металлических компонентов.

Фильтрация [*filtration*] – процесс разделения суспензий или аэрозолей, т. е. дисперсных систем, состоящих из твердых частиц и жидкости, с использованием пористых перегородок (фильтров), через которые пропускают суспензию.

Флотация (фр. *flottation* – плавать) – процесс разделения мелких твёрдых частиц (главным образом, минералов), основанный на различии их в *смачиваемости* водой.

Флюс (от нем. Flur – поток) [*fluxes*] – материал, применяемый в металлургических процессах для образования и регулирования состава шлака в соответствии с требованиями к его физическим и химическим свойствам (добавка к концентрату для улучшения условий плавки).

Цементация – способ извлечения металла из раствора его соли другим металлом (цементатором), имеющим более отрицательное значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала.

Шихта (нем. *Schicht*) – смесь исходных материалов, а в некоторых случаях и топлива в определённой пропорции, подлежащая переработке в металлургических, химических и других агрегатах. В состав металлургических шихт обычно входят исходное или обогащённое рудное сырьё, сырьё с флюсами и оборотными материалами.

Шлак (от нем. *Schlacke*) – металлургический, расплав (после затвердевания – камневидное или стекловидное вещество), покрывающий поверхность жидкого металла при металлургических процессах – плавке сырья, обработке расплавленных промежуточных продуктов и рафинировании металлов. Представляет собой сплав оксидов переменного состава; главные компоненты шлака: SiO_2 , CaO , FeO , MgO , Al_2O_3 и (реже) ZnO .

Штейн (нем. *Stein* – камень) – промежуточный или побочный продукт в цветной металлургии, сплав сульфидов железа и цветных металлов переменного химического состава. Расплавленный штейн отделяется при плавке от шлака и образует отдельный слой, расположенный под ним. Штейн – основной продукт, в который переходят медь, никель и кобальт при плавке медного и никелевого сульфидного сырья. В штейне, как правило, аккумулируются благородные и сопутствующие металлы, имеющиеся в сырье.

Электролиз – физико-химический процесс, который возникает при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита и состоящий в выделении на *электродах* составных частей растворённых веществ или других веществ.

Электрометаллургия – методы получения металлов из растворов или расплавов их соединений, основанные на электролизе.

2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Группы Ряды	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII												
	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б					
1	H 1 Водород																		He 2 Гелий								
2	Li 3 Литий		Be 4 Бериллий		B 5 Бор		C 6 Углерод		N 7 Азот		O 8 Кислород		F 9 Фтор						Ne 10 Неон								
3	Na 11 Натрий		Mg 12 Магний		Al 13 Алюминий		Si 14 Кремний		P 15 Фосфор		S 16 Сера		Cl 17 Хлор						Ar 18 Аргон								
4	K 19 Калий		Ca 20 Кальций		Sc 21 Скандий		Ti 22 Титан		V 23 Ванадий		Cr 24 Хром		Mn 25 Марганец		Fe 26 Железо		Co 27 Кобальт	Ni 28 Никель									
5	Rb 37 Рубидий		Sr 38 Стронций		Y 39 Иттрий		Zr 40 Цирконий		Nb 41 Ниобий		Mo 42 Молибден		Tc 43 Технеций		Ru 44 Рутений		Rh 45 Родий	Pd 46 Палладий									
6	Cs 55 Цезий		Ba 56 Барий		*La 57 Лантан		Hf 72 Гафний		Ta 73 Тантал		W 74 Вольфрам		Re 75 Рений		Os 76 Осмий		Ir 77 Иридий	Pt 78 Платина									
7	Fr 87 Франций		Ra 88 Радий		**Ac 89 Актиний		Pb 82 Свинец		Bi 83 Висмут		Po 84 Полоний		At 85 Астат						Rn 86 Радон								
* Лантаноиды																											
Ce	58	Pr	59	Nd	60	Pm	61	Sm	62	Eu	63	Gd	64	Tb	65	Dy	66	Ho	67	Er	68	Tm	69	Yb	70	Lu	71
Церий	14,112	Празмодим	Неодим	144,240	Прометий	150,360	Самарий	151,960	Европий	157,250	Тербий	158,925	Гадолиний	158,925	Диспрозий	162,500	Гольмий	164,930	Эрбий	167,260	Тулий	168,934	Итербий	173,040	Лютеций	174,967	
** Актиноиды																											
Th	90	Pa	91	U	92	Np	93	Pu	94	Am	95	Cm	96	Bk	97	Cf	98	Es	99	Fm	100	Md	101	(No)	102	(Lr)	103
Торий	232,038	Протактиний	Уран	238,028	Нептуний	237,048	Плутоний	244,064	Америций	243,061	Кюрий	247,070	Берклий	247,070	Калифорний	251,079	Эйнштейний	252,082	Фермий	257,085	Менделевий	258,086	(Нобелий)	259,001	(Лоренсий)	260,105	

3. Молярные массы некоторых минералов и соединений

Элементы	Минерал /соединение		
	Название	Формула	Молярная масса, г/моль
Al	Глинозем	Al_2O_3	102
	Нефелин	$(\text{Na,K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$	346
	Алюмоаммониевые квасцы	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	876
	Алюмоцезиевые квасцы	$\text{CsAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	568
Ag	Аргентит	Ag_2S	248
	Роговое серебро (хлорид)	AgCl	143,5
	Нитрат серебра	AgNO_3	170
Au	Дицианоаурат (I) натрия	$\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$	272
Be	Гидроксид бериллия	$\text{Be}(\text{OH})_2$	43
	Оксид бериллия	BeO	25
C	Углекислый газ	CO_2	88
	Карбид кальция	CaC_2	64
Ca	Оксид кальция	CaO	56
	Мрамор	CaCO_3	100
	Хлорид кальция	CaCl_2	111
Cd	Сульфат кадмия	CdSO_4	208
Cr	Сульфат хрома (III)	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	392
	Хромистый железняк	$\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$	224
Co	Сульфат кобальта	CoSO_4	155
	Кобальтовый (красный) купорос	$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	281
Cu	Халькозин	Cu_2S	160
	Ковеллин	CuS	96
	Тенорит	CuO	80
	Халькопирит	CuFeS_2	184
	Сульфат меди	CuSO_4	159,5
Fe	Вюстит	FeO	72
	Гематит	Fe_2O_3	159,6
	Пирит	FeS_2	120
	Магнетит	Fe_3O_4	232
	Файялит	$2\text{FeO} \cdot \text{SiO}_2$	132
	Сидерит	FeCO_3	116
	Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	151,8 + 126
	Скородит	FeAsO_4	194,7
Ge	Оксид германия	GeO_2	104,6
Hg	Сульфид ртути	HgS	232,5
K	Фторид калия	KF	58

Элементы	Минерал /соединение		
	Название	Формула	Молярная масса, г/моль
Li	Сподумен	$\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$	370,6
	Сульфат лития	Li_2SO_4	109,8
	Карбонат лития	Li_2CO_3	73,8
	Гидроксид лития	LiOH	23,9
Mg	Сульфат магния	MgSO_4	120,3
Mo	Молибденит	MoS_2	160,1
	Оксид молибдена	MoO_3	143,9
	Повеллит	CaMoO_4	200
	Молибдат железа (II)	FeMoO_4	215,9
	Парамолибдат аммония (ПМА)	$3(\text{NH}_4)_2\text{O} \cdot 7\text{MoO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	1235,5
Mn	Оксид марганца (II)	MnO	71
	Пиролюзит	MnO_2	87
	Перманганат калия	KMnO_4	158
	Сульфат марганца	MnSO_4	150,9
N	Аммониевая селитра	NH_4NO_3	80
Na	Галит, поваренная соль	NaCl	58,5
	Сода	Na_2CO_3	106
	Цианид натрия	NaCN	59
Ni	Пентландит	NiFeS_2	178,5
	Силикат никеля	$\text{NiO} \cdot \text{SiO}_2$	134,7
	Сульфат никеля	NiSO_4	154,7
	Никелевый купорос	$\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	262,7
	Карбонат никеля	NiCO_3	118,7
Nb	Оксид ниобия	Nb_2O_5	265,8
Ta	Оксид тантала	Ta_2O_5	441,8
	Танталит	$\text{Fe}(\text{TaO}_3)_2$	513,8
		$\text{Mn}(\text{TaO}_3)_2$	512,9
Pb	Галенит	PbS	239
	Свинцовый глет	PbO	223
PЗМ	Оксиды редкоземельных металлов	$(\text{PЗМ})_2\text{O}$	337
Rb	Хлорид рубидия	RbCl	121
Si	Кремнезем	SiO_2	60
Se	Оксид селена	SeO_3	126,9
	Селеновая кислота	H_2SeO_4	144,9
Ti	Рутил	TiO_2	80
	Ильменит	$\text{FeO} \cdot \text{TiO}_2$	151,8
	Перовскит	$\text{CaO} \cdot \text{TiO}_2$	136
	Тетрахлорид титана (IV)	TiCl_4	189,7

Элементы	Минерал /соединение		
	Название	Формула	Молярная масса, г/моль
Zn	Сфалерит	ZnS	97,4
	Цинкит	ZnO	81,4
	Сульфат цинка	ZnSO_4	161,4
Zr	Бадделеит	ZrO_2	123
	Циркон	ZrSiO_4	183
W	Оксид вольфрама	WO_3	231,8
	Вольфрамовая кислота	H_2WO_4	250
	Ферберит	FeWO_4	303,9
	Гюбнерит	MnWO_4	302,8
	Шеелит	CaWO_4	288
	Вольфрамат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$	283,8
	Паравольфрамат аммония	$5(\text{NH}_4)_2\text{O} \cdot \text{WO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	501,9
V	Оксид ванадия	V_2O_5	182
	Ванадат аммония	NH_4VO_3	234
In	Индит	FeIn_2S_4	413,6
Re	Перренат аммония	NH_4ReO_4	286

4. Термодинамические характеристики некоторых веществ

Элемент	Вещество	$\Delta_f G^\circ$ кДж/моль	$\Delta_f H^\circ$ кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)
Азот	$\text{NO}_{(г)}$	86,7	90,37	210,6
	$\text{NO}_{2(г)}$	51,8	33,5	240,45
	$\text{N}_2\text{O}_{(г)}$	103,6	81,55	220,0
Алюминий	$\text{Al}_{(т)}$	0	0	28,31
	$\text{Al}_2\text{O}_{3(т)}$	-1576,4	-1674	50,94
Барий	$\text{BaO}_{(т)}$	-528,4	-557,9	70,29
	$\text{Ba(OH)}_{2(т)}$	-854,0	-950	124,0
Ванадий	$\text{V}_{(т)}$	0	0	28,9
	$\text{V}_2\text{O}_{5(т)}$	-1420	-1550	131
Висмут	$\text{Bi}_{(т)}$	0	0	56,9
	$\text{Bi}_2\text{O}_{3(т)}$	-497,3	-578	151,5
Водород	$\text{H}_{2(г)}$	0	0	130,52
	$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-228,6	-241,8	188,7
	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	237,2	-285,84	70,1
Железо	$\text{Fe}_{(т)}$	0	0	27,15
	$\text{FeO}_{(т)}$	-244,3	-264,8	60,8
	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)}$	-740,99	-822,2	87,4
	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(т)}$	-1014,2	-1117,1	146,2
Кальций	$\text{Ca}_{(т)}$	0	0	41,62
	$\text{CaO}_{(т)}$	-604,2	-635,1	39,7
	$\text{Ca(OH)}_{2(т)}$	-898,0	-986,2	83,4
	$\text{CaCO}_{3(т)}$	-1128,8	-1206	92,90
Кадмий	$\text{Cd}_{(т)}$	0	0	51,76
	$\text{CdS}_{(т)}$	-153,2	-157	71,0
	$\text{CdO}_{(т)}$	-229,3	-259	54,8
Кислород	$\text{O}_{2(г)}$	0	0	205,0
Магний	$\text{Mg}_{(т)}$	0	0	32,7
	$\text{MgCl}_{2(т)}$	-593	-642	89,8
Мышьяк	$\text{As}_{(т)}$	0	0	35,61
	$\text{As}_2\text{O}_{3(т)}$	-582,3	-1675,7	50,9
	$\text{As}_2\text{O}_{5(т)}$	-783,8	-926,4	105,4
Молибден	$\text{MoS}_{2(т)}$	-328	-382	70,9
	$\text{MoO}_{3(т)}$	-669	-746	78
Медь	$\text{Cu}_{(т)}$	0	0	33,2
	$\text{CuO}_{(т)}$	-134,4	-162,0	42,64
	$\text{Cu}_2\text{O}_{(т)}$	-151	-173,2	92,9
Натрий	$\text{Na}_{(т)}$	0	0	51,4
	$\text{NaCl}_{(т)}$	-384	-412	72,3

Элемент	Вещество	$\Delta_f G^\circ$ кДж/моль	$\Delta_f H^\circ$ кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)
Никель	Ni _(т)	0	0	29,7
	NiO _(т)	-211,6	-239,7	38,1
Ниобий	Nb _(т)	0	0	36,4
	Nb ₂ O _{5(т)}	-1765	-1910	137
Свинец	Pb _(т)	0	0	64,8
	PbO _(т)	-189,1	-219,3	66,2
Сера	S _(к, ромб)	0	0	31,9
	SO _{2(г)}	-300,4	-296,9	248,1
	H ₂ S _(г)	-33,01	-20,15	205,64
Серебро	Ag _(т)	0	0	42,69
	AgNO _{3(т)}	- 33,6	- 124,5	140,9
	Ag ₂ O _(т)	-10,82	-30,56	121,81
Сурьма	Sb ₂ O _{5(т)}	- 864,74	- 1007,51	125,10
	Sb ₂ O _{3(т)}	- 653	- 699	132,63
Тантал	Ta _(т)	0	0	41,6
	Ta ₂ O _{5(т)}	-1915	-2045	143
Титан	Ti _(т)	0	0	30,6
	TiCl _{4(ж)}	-738	-805	253
	TiO _{2(т, рутил)}	-889	-943,9	50,0
Углерод	CO _(г)	-137,1	-110,5	197,5
	CO _{2(г)}	-394,4	-393,5	213,7
	C _(алмаз)	2,8	1,8	2,4
	C _(графит)	0	0	5,74
Фосфор	H ₃ PO _{4(ж)}	-1134,00	-1266,90	200,83
	P ₄ O _{10(т)}	-644,7	-713,2	54,7
Хлор	Cl _{2(г)}	0	0	223
Цезий	Cs _(т)	0	0	84,4
Цинк	Zn _(т)	0	0	41,7
	ZnO _(т)	-320,88	-350,6	43,6
Цирконий	Zr _(т)	0	0	39
	ZrO _{2(т)}	-1042,8	-1094	50,32
	ZrCl _{4(т)}	-887	-980	173

5. Производство растворимости малорастворимых электролитов при 25 °С

Соединение	ПП	Соединение	ПП
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ S	$5,9 \cdot 10^{-52}$	Co(OH) ₃	$3,0 \cdot 10^{-41}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-15}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₃	$1,1 \cdot 10^{-36}$
AgCN	$7,0 \cdot 10^{-15}$	FeS	$4,9 \cdot 10^{-18}$
AgCNS	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Li ₂ CO ₃	$8,15 \cdot 10^{-4}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
Al(OH) ₃	$1,9 \cdot 10^{-33}$	MnS	$2,8 \cdot 10^{-13}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2 \cdot 10^{-29}$	NiS	$2,8 \cdot 10^{-21}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	PbCl ₂	$2,12 \cdot 10^{-5}$
CdS	$7,1 \cdot 10^{-27}$	PbS	$9,3 \cdot 10^{-28}$
CoS	$1,8 \cdot 10^{-22}$	PdSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CuS	$8,9 \cdot 10^{-36}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Cu ₂ S	$3,6 \cdot 10^{-50}$	ZnS	$8,9 \cdot 10^{-25}$
CuCl	$1,02 \cdot 10^{-6}$	Tl(OH) ₃	$1,5 \cdot 10^{-44}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	Tl ₂ S	$5,0 \cdot 10^{-21}$
Zn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-17}$	Sn(OH) ₄	$1,0 \cdot 10^{-56}$
Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$	Sn(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-26}$
Cd(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-14}$	Bi(OH) ₃	$4,3 \cdot 10^{-33}$

6. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных средах

Элемент	Реакция	E^0 , В
Ag серебро	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,779
	$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,222
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31
	$\text{AgCN} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,017
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,66
Al алюминий	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 6\text{OH}^-$	-2,36
	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,33
As мышьяк	$\text{As}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{As}$	+0,247
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HAsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Au золото	$\text{Au}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,68
	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
	$\text{Au}^{3+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}^+$	+1,42
	$\text{AuCl}_2^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au} + 2\text{Cl}^-$	+1,17
	$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,00
	$\text{Au} + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^-$	-0,54
Ba барий	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Be бериллий	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,85
Br бром	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,05
Bi висмут	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,226
C	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + 4\text{e}^-$	-0,50
Ca кальций	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Cd кадмий	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Co кобальт	$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,43
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
Cu медь	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,521
	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
	$\text{CuCl} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{e}^- + \text{Cl}^-$	+0,54
Cr хром	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,56
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36

Элемент	Реакция	E^0 , В
Cs цезий	$\text{Cs}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-3,02
Cl хлор	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,39
	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,81
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36
Cl хлор	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,33
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,56
Ga галлий	$\text{Ga}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Ga}$	-0,53
Ge германий	$\text{Ge}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ge}$	-0,15
Eu европий	$\text{Eu}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Eu}^{2+}$	-0,43
F фтор	$\text{F}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87
Fe железо	$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons 3\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,98
	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,036
H водород	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$ pH < 7	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{OH}^- + \text{H}_2$, pH = 7	-0,414
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{OH}^- + \text{H}_2$, pH < 7	-0,83
H ₂ O ₂ пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2e^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	+0,68
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	+0,88
O ₂ кислород	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,228
Hf гафний	$\text{Hf}^{4+} + 4e^- \rightleftharpoons \text{Hf}$	+1,70
Hg ртуть	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,79
I йод	$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
In индий	$\text{In}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{In}$	-0,34
	$\text{In}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{In}$	-0,25
Ir иридий	$[\text{IrCl}_6]^{2-} + 4e^- \rightleftharpoons \text{Ir} + 6\text{Cl}^-$	+0,86
	$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,93
K калий	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Li литий	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,05

Элемент	Реакция	E° , В
Mg магний	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
Mn марганец	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,15
	$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^{-}$	+0,60
	$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^{-} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
N азот	$2\text{NO}_3^{-} + 12\text{H}^{+} + 10\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,25
	$2\text{HNO}_3^{-} + 8\text{H}^{+} + 10\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1,16
	$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^{-} + 2\text{H}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,86
	$\text{NO}_3^{-} + 10\text{H}^{+} + 8\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NH}_4^{+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$\text{NO}_3^{-} + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}_2^{-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,84
	$\text{NO}_3^{-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}_2^{-} + 2\text{OH}^{-}$	+0,01
Na натрий	$\text{Na}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Nb ниобий	$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Nb}$	-1,10
Ni никель	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
	$\text{Ni}^{2+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{3+}$	+1,77
O кислород	$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} \text{ pH} < 7$	+1,23
	$4\text{OH}^{-} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^{-} \text{ pH} = 14$	+0,40
Pb свинец	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	+1,69
	$\text{PbO}_2 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,44
Pd палладий	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pd}$	+0,987
Pt платина	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,2
	$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons [\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\text{Cl}^{-}$	+0,68
	$[\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pt} + 4\text{Cl}^{-}$	+0,73
Rb рубидий	$\text{Rb}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,99
Re рутений	$\text{RuO}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ru} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,79
S сера	$\text{S} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,44
	$2\text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^{-}$	+2,01
	$\text{SO}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{S}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^{+} + 8\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$	+0,17
	$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^{+}$	+0,138
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^{-}$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{S} + 8\text{OH}^{-}$	-0,75
Sb сурьма	$\text{Sb}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sb}$	+ 0,24
Sc скандий	$\text{Sc}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sc}$	-2,08

Элемент	Реакция	E^0 , В
Se селен	$\text{Se} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}_{(\text{aq})}$	-0,40
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,74
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SeO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,15
Sn олово	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
	$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	+ 0,01
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+ 0,15
Te теллур	$\text{Te}_2\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Te} + \text{S}^{2-}$	-0,90
	$\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,892
	$\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Te} + 6\text{OH}^-$	-0,57
Ti титан	$\text{Ti}^{+4} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}^{+3}$	-0,04
	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,75
	$\text{Ti}^{+3} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,63
Tl таллий	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Tl}$	-0,336
	$\text{Tl}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Tl}$	+ 0,72
Zn цинк	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
	$\text{Zn} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 3\text{e}^-$	-1,26

7. Ответы

2. Стехиометрические расчеты в металлургической практике

2.2. Определение содержания элемента/минерала в руде

Задачи базового уровня сложности

1. 5,7 % CuFeS_2 ; 2. 54 % Ti; 3. 14 % V; 4. 182,74 т и 48,1 % Zr; 5. 1,76 т Ti; 6. 65,8 % Zn; 7. 60,8 % CuFeS_2 ; 8. 5,92 % Mo; 9. 698,4 г Ca; 10. 14,4, кг Ti; 11. $\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 55,2\%$; пустой породы 44,8 %; 12. 52,41 % Al, 99 кг Al; 13. 13,8 % Cu; 14. 584,6 г W; 15. 84,8 кг нефелина; 16. 1,52 кг Ag.

Задачи повышенного уровня сложности

1. 61 % W; 2. 54 % Mo; 3. 12 % Cu; 4. 1427,4 кг W; 5. 42,7 % CaMoO_4 ; 6. 43,1 % CuFeS_2 , 12,4 % Cu_2S ; 7. 1,7 % FeS_2 ; 8. 52,5% FeS_2 ; 9. 9,7 % CaSiO_3 ; 10. 23,4 % PbS, 43,6 % PbO; 11. 0,0059 кг Ti, 0,057 кг Ta, 0,053 кг Al; 12. 18,3 % Fe, 24,8 % SiO_2 ; 13. 4,87 т или 4,87 % Mo; 14. 17,9 % S; 15. 35,8 % Pb; 16. 2,7 кг SiO_2 .

2.3. Расчет массы, количества веществ, объема газов

Задачи базового уровня сложности

1. 1120 м³ CO_2 ; 2. 2,24 м³ CO_2 ; 3. 5,6 л CO_2 ; 4. 23 л O_2 ; 5. 292 г ZnS; 6. 37,6 т Cu; 7. 44 г FeS; 8. 31 л H_2 ; 9. 296 л H_2 ; 10. 65,61 кг Mg; 11. 179,2 л SO_2 ; 12. 161кг $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$; 13. 0,45 л O_2 ; 0,22 л NO_2 ; 14. 13,4 л Cl_2 ; 15. 3,4 л H_2 ; 16. 16,3 г Zn.

2.4. Расчет с избытком или недостатком реагентов, содержащих примеси

2.5. Расчет с учетом вскрытия минерала

Задачи базового уровня сложности

1. масса смеси 56,28 кг; 2. 94,6 % C; 3. 173 г NH_4ReO_4 ; 4. 58,9 кг Al; 5. 7,4% примесей; 6. 298,7 м³ H_2 ; 7. 2,02 м³ CO_2 ; 8. 66,6 % CuO; 9. 917,7 м³ SO_2 ; 10. 21,23 кг C; 11. 19 л O_2 ; 12. 83,12 кг технической соды; 13. 20% примесей в техническом Zn, избыток HCl составил 13 г.

2.6. Расчет воздуха на окисление сульфидов

Задачи базового уровня сложности

1. 92,4 л воздуха; 2. 21473 м³ воздуха, 2240 м³ SO_2 ; 3. 43,7 м³ воздуха; 4. 1,77 м³ воздуха; 5. 4,73 м³ воздуха; 6. 60,7 м³ воздуха; 7. 5,8 л воздуха;

8. 241,8 м³ воздуха; 9. 220,4 м³ воздуха; 10. 752,3 м³ воздуха; 11. 153,3 м³ воздуха; 12. 210,5 м³ воздуха; 13. 82,6 м³ воздуха.

2.7. Расчет основных показателей металлургических процессов

Задачи базового уровня сложности

1. 464 кг Fe; 2. $D_s = 69,4 \%$; 3. 332 л H₂; 4. $D_s = 66 \%$; 5. Выход хлороводорода $\eta(\text{HCl}) = 77 \%$; 6. $D_s = 75,5 \%$; 7. $\varepsilon(\text{W}) = 71,8 \%$; 8. Меди в штейне содержится 52,8 %; 9. $D_s = 72,8 \%$; 10. Выход штейна $\eta = 27 \%$; 11. Содержание меди в штейне 40 %; 12. $D_s = 88,5 \%$; 13. Извлечение меди в штейн $\varepsilon_{\text{Cu}} = 96 \%$; 14. $\eta(\text{S}) = 75 \%$; 15. $D_s = 82,9 \%$.

3. Задачи по термодинамике и кинетике химических реакций в металлургических процессах

3.1. Расчеты по термохимическому уравнению

Задачи базового уровня сложности

1. 480 кДж/моль; 2. 4211,4 кДж/моль; 3. 2,3 кг CaO; 4. -310 кДж/моль; 5. -20,4 кДж/моль; 6. 240 г Cu; 7. 10278,7 кДж; 8. 107491,8 кДж; 9. 6,37 кг ZnO; 10. 400 кг SO₃; 11. 3,6 кг кокса; 12. 6048387 кДж; 13. 652 кДж; Термохимическое уравнение: $\text{FeO} + \text{Si} = \text{Fe} + \text{SiO}_2$, $\Delta_r H^\circ = -652$ кДж; 14. Тепла не хватит 107520,91 кДж; 15. Объем CO равен 142,5 м³.

3.2. Оценка направления самопроизвольного протекания процесса

Задачи базового уровня сложности

1. $\Delta_f H^\circ(\text{CdO}_{(\text{к})}) = -255$ кДж; 2. -568 кДж; 3. -121,5 кДж/моль; 4. $\Delta_r G^\circ_{298} = -1378$ кДж; $\Delta_r G^\circ_{773} = -916,3$ кДж. С повышением температуры процесса термодинамическая возможность процесса окисления уменьшается; 5. $\Delta_r G^\circ_{298} = 55$ кДж, $T = 695$ К; 6. Процесс в ст.у. невозможен, так как $\Delta_r G^\circ_{298} = 614,4$ кДж; $T > 1986,5$ К; 7. $\Delta_r G^\circ_{298} \cong -17$ кДж; 8. Восстановление оксида никеля оксидом углерода (II) будет протекать, так как $\Delta_r G^\circ_{1773} = -57,14$ кДж; 9. Реакция будет протекать, так как $\Delta_r G^\circ_{1000 \text{ К}} = -273$ кДж; 10. Реакция не будет протекать, так как $\Delta_r G^\circ_{1000 \text{ К}} = 127,5$ кДж; 11. $\Delta_f H^\circ(\text{MgCl}_{2(\text{к})}) = -642$ кДж; 12. -100,4 кДж; 13. -407 кДж/моль P₄O_{10(к)}; 14. $\Delta_r G^\circ_{298} = -257,4$ кДж/моль.

4. Расчеты, связанные с гидрометаллургическими процессами

4.1. Способы выражения состава раствора и расчеты, связанные с их приготовлением

Задачи базового уровня сложности

1. $C\% = 5,3\%$; 2. 10 %-ный раствор H_2SO_4 ; 3. $C(H_2SO_4) = 12,1$ моль/л; $C_H = 24,2$ моль/л; 4. 6М, 6н. HCl; 5. 0,9 л HNO_3 ; 6. 83, 6 мл H_2SO_4 и 916,4 мл H_2O ; 7. 0,2н.; 8. 85 л; 9. 3н. $CdSO_4$; 10. 129 мл HNO_3 , 871 мл H_2O .

4.2. Расчеты, связанные с гетерогенными системами типа «раствор – осадок»

Задачи базового уровня сложности

1. Растворимость CaO в воде: $\approx 0,056$ г при $95^\circ C$; $\approx 0,11$ г при $25^\circ C$; 2. а) 1631 кг воды; б) 259 кг воды; 3. 25,6 %; 4. 656 г $NiSO_4 \cdot 6H_2O$; 5. ПП ($CaCO_3$) = $4,8 \cdot 10^{-9}$; 6. Растворимость $PbSO_4$ равна $3,9 \cdot 10^{-2}$ г/л; 7. Реакция протекать будет, так как $\beta_{уст} > ПП$; 8. FeS; 9. Да; 10. Нет; 11. 4,96 г/л $Ca_3(PO_4)_2$; 12. 22,4 % HCl; 13. 25 % $CaCl_2$.

Задачи повышенного уровня сложности

1. 291 л HF; 2. 79,3 л H_2SO_4 ; 3. 50,1 л NH_3 ; 4. 41,8 л HCl; 5. 29,25 г NaCl; 6. 234,2 л H_2SO_4 ; 7. 60 л NH_4OH ; 8. 127 dm^3 H_2SO_4 ; 9. 812,3 л H_2SO_4 ; 10. 482 л H_2SO_4 ; 11. $\approx 98\%$ Co; 12. $\approx 95,7\%$ Be(OH)₂.

4.3. Расчеты, с участием окислительно-восстановительных реакций

Задачи базового уровня сложности

1. 1,29 л Cl_2 ; 2. 0,523 кг Na_2SO_3 ; 3. 39,2 m^3 SO_2 ; 4. 0,135 г; 5. 10,1 г $PbSO_4$; 6. 0,134 л NO_2 , 0,096 г S; 7. 0,84 г Br_2 ; 8. 6,86 $m^3/сут$ H_2 ; 9. $\eta = 82,8\%$.

Задачи повышенного уровня сложности

1. 556,7 кг MnO_2 ; 2. 4781 кг $Ca(OCl)_2$; 3. 124,19 г $KMnO_4$; 4. 1,1кг Cl_2 ; 5. 48,7 кг воздуха; 6. 272,6 т воздуха; 7. 3, 44 л CO_2 ; 13,06 кг $NaNO_3$; 8. 360,6 кг Fe.

4.4. Расчеты, связанные с электролитическим способом выделения металлов

Задачи базового уровня сложности

1. 8075,3А·ч; 2. 15200 Кл; 3. 3,1 г; 4. а) 6 г Mg; 5,6 л Cl_2 ; 5. 90,5 %; 6. 9 г K; 1,3 л O_2 ;

Задачи повышенного уровня сложности

7. 2,25 г-ионов Cu^{2+} ; **8.** 64,8 г NiCl_2 ; **11.** 2 л Cl_2 ; **9.** 32 мин; 1,12 л O_2 ; **10.** 311,2 кг; **11.** 12,4 кг; **12.** 34,3 кг; **13.** 9,4 кг; **14.** 30 кг; **15.** 13,45 кг.

**4.5. Расчеты, связанные с растворением металлов
в растворах кислот и щелочей**

Задачи базового уровня сложности

1. 17 л H_2 ; **2.** 115,5 л NaOH ; **3.** 1 г Ag ; **4.** 18,25 % Cu ; **5.** 14,93 л H_2 ; **6.** 81,75 г Ag ; **7.** 75,7 г смеси; **8.** 11,2 % MgSO_4 ; **9.** 665,8 л HF ; **10.** 314 г Zn ; **11.** 99,1 % Zn ; **12.** 3,7% C ; **13.** 9,8 $\text{дм}^3 \text{Cl}_2$.

6. Комбинированные задачи

1. 97 %; **2.** 378 кг; **3.** 6т 222 кг CaO ; **4.** 48 кг CuSO_4 ; **5.** 812,3 л; **6.** 1,75 кг; 1,5 л HCl ; **7.** 275 кг Au ; 4 % Au ; **8.** 27,9 кг NaCN ; **9.** 1,78 $\text{дм}^3 \text{NaOH}$; **10.** 42,04кг Al ; **11.** 44,05 т SiO_2 ; **12.** 75 % Al .

Учебно-практическое издание

Вострикова Наталья Михайловна
Марченко Наталья Владимировна
Безрукова Наталья Петровна

Х И М И Я

Сборник практико-ориентированных задач
и тестовых заданий

Редактор *И.Н. Байкина*
Корректор *И.В. Угрюмова*
Компьютерная верстка *О.А. Кравченко*

Подписано в печать 18.09.2015. Печать плоская. Формат 60×84/16
Бумага офсетная. Усл. печ. л. 10,6 Тираж 500 экз. Заказ № 2523

Библиотечно-издательский комплекс
Сибирского федерального университета
660041, Красноярск, пр. Свободный, 82а
Тел. (391) 206-26-67; <http://bik.sfu-kras.ru>
E-mail: publishing_house@sfu-kras.ru