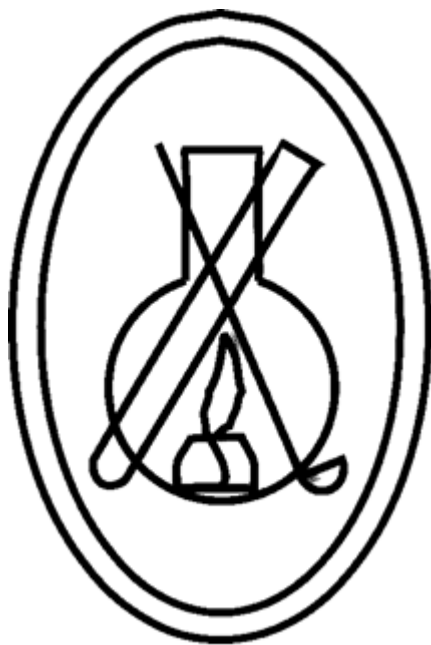


**Г.А. Тихановская
Л.М. Воропай
В.В. Кочетова**

ХИМИЯ

Учебное пособие
для строительных специальностей



Вологда
2014

Министерство образования и науки Российской Федерации
Вологодский государственный университет

**Г.А. Тихановская
Л.М. Воропай
В.В. Кочетова**

ХИМИЯ

Утверждено редакционно-издательским советом ВоГУ
в качестве учебного пособия

Вологда
2014

УДК 54 (075.8)
ББК 24Я73
Т 46

Рецензенты:

Т.Л. Бланк, канд. хим. наук, доцент Вологодской
молочнохозяйственной академии им. Н.В. Верещагина;
И.А. Подольный, канд.хим.наук, профессор

Тихановская, Г.А.

Т 46 Химия: учеб. пособие / Г.А. Тихановская, Л.М. Воропай,
В.В. Кочетова – Вологда: ВоГУ, 2014. – 104 с.

Учебное пособие по курсу «Химия» предназначено для специальностей и направлений бакалавриата, объединенных под грифом «Строительство», и включает теоретический материал по основным разделам курса, способы решения типовых задач, контрольные задания и словарь терминов. Отдельной главой рассмотрена тема химии строительных материалов.

Пособие способствует активизации и результативности познавательной самостоятельной деятельности студентов. Может быть использовано студентами очной и заочной форм обучения как при постоянном изучении материала, так и при выполнении контрольных работ и подготовке к экзаменам.

УДК 54 (075.8)
ББК 24Я73

© ВоГУ, 2014
© Тихановская Г.А., 2014
© Воропай Л.М., 2014
© Кочетова В.В. 2014

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие по химии подготовлено коллективом авторов в связи с переходом высшей школы на двухступенчатую систему образования. Из-за уменьшения объема часов, отведенных под аудиторные занятия, особое значение приобретает сокращение объема материала без потери сведений, касающихся основных законов и положений химии. Эта цель достигается за счет изложения материала в сжатой реферативной форме.

Особая роль отведена рассмотрению способов решения типовых задач по основным разделам курса. Это поможет студентам при изучении тем, вынесенных на самостоятельную проработку. Пособие ориентировано на достаточное глубокое изучение курса при минимальных затратах времени, включает 10 глав по общим темам и специальный раздел по основам химии вяжущих веществ. Может быть также использовано студентами заочной формы обучения при самостоятельной подготовке и выполнении контрольных работ.

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемое учебное пособие рассматривает фундаментальные вопросы химии применительно к современному строительному производству. В основе получения и эксплуатации строительных материалов лежат физико-химические и химические явления и процессы, понимание и раскрытие которых базируется на фундаментальных законах и представлениях химии. Характерная особенность строительства – это использование основных химических закономерностей и всего нового, что появляется в химической науке.

В связи с этим возрастают требования к освоению основных постулатов химии, ее законов и методов расчета основных химических характеристик.

В данном пособии рассматриваются главным образом группы вопросов, лежащих в основе строительных технологий:

- свойства и строение различных веществ (а также частиц, из которых они состоят – молекул, атомов и ионов) в зависимости от их химического состава и химического строения и от условий существования;

- изучение химических реакций и других форм взаимодействия между веществами и частицами (направление, скорость, молекулярный механизм и термодинамические параметры процесса) в зависимости от их химического состава и строения и от условий, в которых происходит процесс, а также от внешних воздействий – электрических, ионизирующих, световых и т.д.

Содержание курса разделено на несколько основных разделов, характеризующих направление химической науки и определяющих ее предмет.

Основные химические понятия и законы включают: закон Авогадро, эквивалент, закон эквивалентов, определение молекулярных масс, важнейшие классы неорганических соединений, газовые законы и химические расчеты.

Характеристика жидких химических систем рассматривает природу растворов, их внутреннюю структуру и важнейшие свойства, зависимость свойств растворов от концентрации и химической природы компонентов и вопросы растворимости.

Термохимия. Закон Гесса рассматривает основные соотношения, вытекающие из первого закона термодинамики, которые позволяют рассчитать количество выделяемой или поглощаемой теплоты и определить, как будет влиять на него изменение внешних условий.

На основе *энергии Гиббса и направленности химических процессов* определяется возможность самопроизвольного течения реакции, а также условия и положение равновесия и его смещения под влиянием изменения внешних условий.

В разделе *скорость химической реакции* рассматривается скорость и молекулярный механизм химической реакции как в гомогенной, так и гетерогенной среде.

Раздел *окислительно-восстановительные реакции* рассматривает сущность окислительно-восстановительных реакций; изучает некоторые особенности свойств растворов электролитов, электропроводность растворов, процессы электролиза, водность растворов, работу гальванических элементов и электрохимическую коррозию металлов.

Основы химии вяжущих веществ включают кристаллическое строение природных карбонатов, сульфатов, силикатов, отношение их к нагреванию, изоморфизм в природных и техногенных минералах, последовательность и механизм реакций клинкерообразования; особое внимание уделено физико-химическим аспектам технологии строительных материалов, приведены химические реакции, сопровождающие их получение.

Знание химии дает специалисту ключ к пониманию механизма химических процессов и, следовательно, к сознательному регулированию их, к выбору условий, наиболее благоприятных для проведения производственных процессов.

1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

С 1 января 1963 г. введена Международная система единиц измерения (СИ), состоящая из шести основных единиц: метр(м) – длина, килограмм (кг) – масса, секунда(с) – время, ампер(А) – сила электрического тока, кельвин(К) – термодинамическая температура, кандела(кд) – сила света. XIV Генеральная конференция по мерам и весам (1971) утвердила единицу количества вещества(моль) в качестве седьмой основной величины Международной системы. Моль (моль) равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C . В 0,012 кг углерода ^{12}C содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода. Число частиц $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро. Если числу Авогадро приписать единицу моль^{-1} , то получится константа - постоянная Авогадро (обозначение N_A): $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Постоянная Авогадро показывает, что в одном моле любого вещества содержится $6 \cdot 10^{23}$ условных частиц. Условная частица (УЧ) - любой вид реальных частиц (атомы, молекулы, ионы, электроны, атомные группы и т.п.) и условно существующие доли таких частиц ($\frac{1}{2} \text{Ba}^{2+}$, $\frac{1}{3} \text{H}_3\text{PO}_4$ и т.п.).

Молярная масса вещества, состоящего из частиц X ($M_{(X)}$), равна отношению массы m порции вещества к количеству вещества n_X в этой порции:

$M_{(X)} = \frac{m}{n_X}$. Единица молярной массы - $\text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$ или $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$. Числовое значение молярной массы $\{M\}$, выраженной в $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$ или $\text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$, равно относительной молекулярной массе. Например, $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$, $M_{\text{CaO}} = 56 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$, $M_{\text{NH}_3} = 17 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Относительной молекулярной массой M_r вещества называют отношение массы молекулы вещества к $\frac{1}{12}$ массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Количество вещества находится по следующим формулам:

$$n = \frac{m}{M_{(X)}}; \quad n = \frac{N}{N_A}; \quad n = \frac{V}{V_m};$$

где m - данная масса вещества, кг или г;

$M_{(X)}$ - его молярная масса, $\text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$ или $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$;

N - число частиц любой системы;

N_A - постоянная Авогадро;

V - объем вещества (газа), м^3 или л;

V_m - молярный объем газа, $\text{м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}$ или $\text{л} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Молярный объем газа V_m - постоянная величина - объем одного моля любого газа при нормальных условиях ($p = 1.01 \cdot 10^5$ Па. $T = 273$ К).

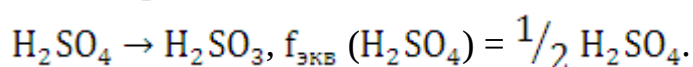
$$V_m = 22.4 \cdot 10^3 \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \text{ или } \text{л} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}(x)}$ - число, равное той доле частицы x , которая является эквивалентом вещества в данной реакции.

Эквивалент - реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях одному электрону. Так, эквивалент серной кислоты в реакциях полной нейтрализации равен $1/2$

доле частицы x : $1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4$; в реакциях неполной нейтрализации, когда $f_{\text{экв}} = 1$, эквивалент H_2SO_4 идентичен самой частице x : H_2SO_4 ; в окислительно-восстановительной реакции, когда сера принимает $2 e^-$ (окислитель)

$$+6 + 2e^- = +4$$



Массу одного моля эквивалента элемента называют молярной массой эквивалента $M_{\text{экв}(x)}$. Значение эквивалента вещества зависит от того, в какой конкретной реакции участвует это вещество.

Молярная масса эквивалента химического элемента ($M_{\text{экв}(x)}$), а также простых или сложных веществ рассчитывается по формуле

$$M_{\text{экв}(x)} = f_{\text{экв}(x)} \cdot M(x)$$

Фактор эквивалентности простого или сложного вещества, а также химического элемента равен единице, деленной на суммарную валентность химического элемента или вещества.

Для простых веществ суммарная валентность определяется произведением валентности атома химического элемента и числа атомов.

К сложным веществам относятся *оксиды, гидроксиды, кислоты, соли*.

Суммарная валентность *оксидов* равна произведению валентности кислорода (2) и количества атомов кислорода в молекуле. Суммарная валентность *гидроксидов* определяется их кислотностью, которая равняется числу замещенных гидроксильных групп. Суммарная валентность *кислот* равняется основности данных соединений, которая определяется числом замещенных атомов водорода. Суммарная валентность *соли* равняется произведению валентности катиона и количества катионов в молекуле, или валентности аниона и количества анионов в молекуле.

Молярная масса эквивалентов *сложных веществ* может быть определена как сумма молярных масс эквивалентов элементов или условных частиц, образующих данное вещество.

$$M_{\text{экв(оксиды)}} = M_{\text{экв(O)}} + M_{\text{экв(элемента)}} = 8 + M_{\text{экв(элемента)}},$$

т.к. $M_{\text{экв}}$ кислорода величина постоянная, равна $8 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

$$M_{\text{экв(кислота)}} = M_{\text{экв(H)}} + M_{\text{экв(кислотного остатка)}} = 1 + M_{\text{экв(кислотного остатка)}},$$

т.к. $M_{\text{экв}}$ водорода величина постоянная, равна $1 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

$$M_{\text{экв(гидроксиды)}} = M_{\text{экв(OH}^-)} + M_{\text{экв(металла)}} = 17 + M_{\text{экв(металла)}},$$

т.к. $M_{\text{экв}}$ «ОН» величина постоянная, равна $17 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

$$M_{\text{экв(соли)}} = M_{\text{экв(катиона)}} + M_{\text{экв(кислотного остатка)}}.$$

Эквивалент и его молярная масса могут быть найдены на основании закона эквивалентов, согласно которому химические элементы (сложные вещества) соединяются между собой или замещают друг друга в количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов.

Пример 1. Определение молярной массы эквивалента элемента.

Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и его атомную массу, если $1,215 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его вытесняют из серной кислоты $1,12 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода (н.у.). Степень окисления металла в соединении +2.

Решение

На основании закона эквивалентов (одна молярная масса эквивалента металла вытесняет один эквивалентный объем водорода):

$$\frac{1,215 \cdot 10^{-3}}{1,12 \cdot 10^{-3}} = \frac{M_{\text{экв(Ме)}}}{V_{\text{экв(H}_2)}};$$

$$V_{\text{экв(H}_2)} = 11,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 (\text{н.у.});$$

$$M_{\text{экв(Ме)}} = \frac{1,215 \cdot 10^{-3} \cdot 11,2 \cdot 10^{-3}}{1,12 \cdot 10^{-3}} = 12,15 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot \text{моль}^{-1};$$

Молярная масса эквивалента связана с молярной массой элемента соотношением:

$$M_{\text{экв(x)}} = \frac{M_x}{z}, \text{ где } z - \text{степень окисления элемента.}$$

Так как у металла степень окисления 2, то $M_x = 2 M_{\text{экв(x)}} = 24,3 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$. По периодической таблице Менделеева находим, что металл с относительной атомной массой 24,30 - магний.

Пример 2. Определение молярной массы эквивалента сложных веществ в реакциях обмена.

Чему равны молярные массы эквивалентов гидросульфита калия и дигидроксохлорида алюминия в следующих химических реакциях:

- а) $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Решение

а) 1 моль KHSO_4 взаимодействует с 1 моль KOH . $f_{\text{ЭКВ(Х)}}$ гидроксида калия равен 1. Поэтому $f_{\text{ЭКВ}(\text{KHSO}_4)} = 1$; $M_{\text{ЭКВ}(\text{K}_2\text{SO}_4)} = f_{\text{ЭКВ}(\text{KHSO}_4)} \cdot M_{\text{ЭКВ}(\text{KHSO}_4)}$; $M_{(\text{K}_2\text{SO}_4)} = 136 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$, $M_{\text{ЭКВ}(\text{KHSO}_4)} = 136 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

б) Один моль $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ взаимодействует с 2 моль HCl . $f_{\text{ЭКВ(Х)}}$ соляной кислоты равен 1. Поэтому

$$f_{\text{ЭКВ}(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})} = 1/2;$$

$$M_{\text{ЭКВ}(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})} = f_{\text{ЭКВ}(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})} \cdot M_{(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})};$$

$$M_{(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})} = 96.5 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$M_{\text{ЭКВ}(\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl})} = 1/2 \cdot 96.5 = 48.25 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Пример 3. Определение молярной массы эквивалента сложного вещества.

Из 7.7 г нитрата металла получено 3.2 г его гидроксида. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

Решение

При решении задачи следует иметь в виду: молярная масса эквивалента гидроксида равна сумме молярных масс эквивалентов металла и гидроксильной группы; молярная масса эквивалента соли равна сумме молярных масс эквивалентов металла и кислотного остатка.

Отсюда следует:

$$\frac{7.7}{3.2} = \frac{M_{\text{ЭКВ}(\text{Me})} + M_{\text{ЭКВ}(\text{NO}_3^-)}}{M_{\text{ЭКВ}(\text{Me})} + M_{\text{ЭКВ}(\text{OH})^-}},$$

$$\frac{7.7}{3.2} = \frac{M_{\text{ЭКВ}(\text{Me})} + 62}{M_{\text{ЭКВ}(\text{Me})} + 17}; M_{\text{ЭКВ}(\text{Me})} = 15 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Пример 4. Вычисление молярной массы эквивалента сложного вещества по реакции взаимодействия его с другим веществом.

На нейтрализацию $0.471 \cdot 10^{-3}$ кг фосфористой кислоты израсходовано $0.644 \cdot 10^{-3}$ кг КОН. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

Решение

Молярная масса эквивалента КОН равна его молярной массе $56 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$. Вещества взаимодействуют между собой в массах, пропорциональных их молярным массам эквивалента, т.е. $0.644 \cdot 10^{-3}$ кг щелочи взаимодействует с $0.471 \cdot 10^{-3}$ кг кислоты.

$$M_{\text{ЭКВ}(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{0.471 \cdot 10^{-3} \cdot 56 \cdot 10^{-3}}{0.644 \cdot 10^{-3}} = 40.95 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

2. ХАРАКТЕРИСТИКА ЖИДКИХ ХИМИЧЕСКИХ СИСТЕМ. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

2.1. Способы выражения концентрации растворов

Раствором называют гомогенную систему, состоящую из двух или более веществ, содержание которых можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности.

Для количественной характеристики растворов используют понятие Концентрации.

Концентрация - величина, выражающая относительное содержание данного компонента в системе (смеси, растворе).

Из концентраций растворов наибольшее применение в химии находят следующие:

Процентная концентрация растворов показывает число единиц массы растворенного вещества, содержащееся в 100 единицах массы раствора.

Так, 12% раствор CaCl_2 содержит 12 единиц массы CaCl_2 в 100 единицах массы раствора и для его приготовления следует взять 12 единиц массы CaCl_2 и 88 единиц массы растворителя.

Молярная концентрация раствора (молярность) - отношение количества этого вещества, содержащегося в растворе (в молях), к объему раствора:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}; \text{ Единица СИ – моль} \cdot \text{м}^{-3}, \text{ обычно применяют моль} \cdot \text{л}^{-1},$$

где m - масса растворенного вещества, г;

M - молярная масса растворенного вещества, г $\cdot \text{моль}^{-1}$;

V - объем раствора, л.

Молярным называется раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества.

Эквивалентная (нормальная) концентрация раствора (нормальность) – отношение числа эквивалентов вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора:

$$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{m}{M_{\text{ЭКВ}} \cdot V},$$

где m - масса растворенного вещества;

$M_{\text{ЭКВ}}$ - молярная масса эквивалента растворенного вещества. Единица эквивалентной концентрации в СИ - моль $\cdot \text{м}^{-3}$ обычно применяют моль $\cdot \text{л}^{-1}$.

Моляльная концентрация раствора (моляльность) определяется числом молей растворенного вещества в 1 кг (1000 г) растворителя. Единица моляльности раствора в СИ - моль $\cdot \text{кг}^{-1}$, можно применять моль $\cdot \text{г}^{-1}$.

Основная особенность моляльного способа выражения концентрации заключается в том, что моляльная концентрация раствора не зависит от температуры, поскольку для определения моляльности не привлекается объем.

Массовой долей растворенного вещества называют отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовую долю обычно выражают в долях единицы и обозначают W .

Молярная доля - отношение числа молей данного вещества в растворе к общему числу молей веществ, образующих раствор.

Для приготовления растворов заданных концентраций должны проводиться соответствующие расчеты [1].

Пример 1.

Какой массы кристаллогидрат $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления раствора объемом 0.5 л., в котором массовая доля BaCl_2 составляет 0.1 (10% - ный раствор)?

Решение. Если $W_{(\text{BaCl}_2)} = 0.1$, или 10%, то плотность раствора $\rho = 1.090 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ (из справочных таблиц). Тогда масса раствора BaCl_2 заданного объема равна:

$500 \cdot 1.090 = 545.0 \text{ (г)}$. Масса BaCl_2 в этом растворе находится из пропорции:

$$m_{(\text{BaCl}_2)} - m_{(\text{р-ра BaCl}_2)}$$

$$10 \text{ г} - 100 \text{ г}$$

$$X_{\text{г}} - 545 \text{ г} \quad X = 54.5 \text{ г}.$$

Масса кристаллогидрата:

$$m_{(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} - m_{(\text{BaCl}_2)}$$

$$244.2 \text{ г} - 208.4 \text{ г}$$

$$X_{\text{г}} - 54.5 \text{ г} \quad X = 64.0 \text{ г}.$$

Пример 2.

Какова масса KCl, содержащегося в 0.5 л раствора, если молярная концентрация раствора $0.2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. ?

Решение. Молярную концентрацию ($\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$) выражают формулой :

$$C = \frac{m}{M \cdot V},$$

где m - масса растворенного вещества, г;

M - молярная масса растворенного вещества, $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

V - объем раствора, л;

$M_{(\text{KCl})} = 74.5 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$. Масса KCl, содержащаяся в растворе, равна:

$$m = M \cdot V = 0.2 \cdot 0.5 \cdot 74.5 = 7.45 \text{ г}.$$

Пример 3.

Определите эквивалентную концентрацию хлорида железа (III), если в 0.3 л раствора содержится 32.44 г FeCl_3 .

Решение. Эквивалентная концентрация (нормальность раствора) рассчитывается по формуле:

$$C_N = C_{\text{экв}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{р-ра}}};$$

Молярная масса эквивалента FeCl_3 равна:

$$M_{\text{экв}}(\text{FeCl}_3) = \frac{M_{\text{FeCl}_3}}{3} = \frac{162.206}{3} = 54.07 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

$$C_{\text{экв}} = \frac{32.44}{54.07 \cdot 0.3} = 2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Пример 4.

В какой массе воды надо растворить 5.85 г хлорида натрия, чтобы получить раствор, моляльность которого равна $0.3 \text{ моль} \cdot \text{г}^{-1}$.

Решение. $C_M = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}},$

где $m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя в г.

Отсюда $m_{\text{р-ля}} = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в-ва}} \cdot C_M} = \frac{5.85 \cdot 1000}{0.3 \cdot 58.5} = 333.3 \text{ (г)}.$

Пример 5. *Вычисления, связанные с пересчетом концентраций растворов из одних единиц в другие.*

Вычислите эквивалентную концентрацию, молярную концентрацию и моляльность раствора, в котором массовая доля CuSO_4 равна 0.10. Плотность раствора $1107 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$.

Решение. Определим молярную массу и молярную массу эквивалента CuSO_4 :

$$M_{(\text{CuSO}_4)} = 160 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}; M_{\text{экв}}(\text{CuSO}_4) = 160/2 = 80 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

В 100 г раствора с $\omega_{(\text{CuSO}_4)} = 0.1$ содержится 10.0 г CuSO_4 и 90 г H_2O .

Следовательно, C_M раствора CuSO_4 равна:

$$C_M = \frac{10 \cdot 1000}{160 \cdot 90} = 0.7 \text{ моль} \cdot \text{г}^{-1}.$$

C_M и $C_{\text{экв}}$ относятся к 1 л раствора:

$$M = \rho \cdot V = 1107 \cdot 10^{-3} = 1.107 \text{ кг}.$$

В этой массе раствора содержится $1.107 \cdot 0.1 = 0.1107 \text{ кг } \text{CuSO}_4$, что составляет $110.7/159.61 = 0.693 \text{ моль}$, или $0.693 \cdot 2 = 1.386 \text{ экв}$.

Молярная концентрация и эквивалентная концентрация данного раствора соответственно равны 0.693 и $1.386 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

Пример 6. Расчеты, связанные с приготовлением разбавленных растворов из концентрированных.

Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 0.3 ($\rho = 1180 \text{ кг} \cdot \text{м}^{-3}$) требуется для приготовления 20 л 0.5 М раствора этой кислоты?

Решение. Сначала определяем массу азотной кислоты в 20 л 0.5 раствора:
 $C_M = \frac{m_{\text{р.в-ва}}}{M_{(\text{HNO}_3)} \cdot V_{\text{р-ра}}}$; $M_{(\text{HNO}_3)} = 63 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$; $m_{\text{р.в-ва}} = 0.5 \cdot 63 \cdot 20 = 630 \text{ г}$.
Так как $C_{\%} = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 100}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 100}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho}(\%)$;

Следовательно, для приготовления 20 л 0.5 М раствора HNO_3 надо израсходовать всего 1.78 л раствора азотной кислоты 30%-ой концентрации.

2.2. Физико-химические свойства растворов неэлектролитов

2.2.1. Осмотическое давление разбавленных растворов

Осмотическое давление прямо пропорционально молярной концентрации раствора (C_M) и абсолютной температуре (Т). Эта зависимость дается уравнением Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T,$$

где R - универсальная газовая постоянная, значение которой определяется принятыми единицами измерения. Если давление измерять в Па, а объем в м^3 , то $R = 8.3144 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$, Т - абсолютная температура.

Поскольку $C_M = n/V$, то уравнение Вант - Гоффа аналогично уравнению Менделеева - Клапейрона, которое характеризует газовое состояние вещества:

$$P_{\text{осм}} = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T = C_M \cdot R \cdot T,$$

где n - число молей растворенного вещества;

V - объем раствора.

Заменяя C_M в выражении $P = C_M \cdot R \cdot T$ его выражением по формуле для молярной концентрации:

$$C_M = \frac{m}{M},$$

где m - масса растворенного вещества,

M - молярная масса растворенного вещества,

получим формулу, удобную для вычисления молярной массы растворенного вещества.

Пример 1. Вычисление осмотического давления растворов.

Определить величину осмотического давления раствора, если в 500 мл раствора содержится 1.8 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при-25 °С.

Решение. Осмотическое давление раствора определяют согласно закону Вант - Гоффа:

$$P_{\text{осм}} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}.$$

В 0.5 л раствора содержится 1.8 г глюкозы, молярная масса которой равна $180 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$. Следовательно, в 0.5 л раствора содержится $n = 1.8 : 180 = 0.01$ моль глюкозы.

Осмотическое давление этого раствора глюкозы:

$$P_{\text{осм}} = \frac{0.01 \cdot 8.3144 \cdot 298}{0.5 \cdot 10^{-3}} = 0.49 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Пример 2. Вычисление молярной массы неэлектролита по относительному понижению давления пара растворителя над раствором.

Навеска вещества массой 12.42 г растворена в воде объемом 500 мл. Давление пара полученного раствора при 20 °С равно 3732.7 Па. Давление пара воды при той же температуре 3742 Па. Как по этим данным найти молярную массу (М) растворенного вещества?

Решение. Для определения М надо вычислить n, пользуясь законом Рауля:

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n}{N}, \text{ откуда } n = \frac{\Delta P \cdot N}{P_0},$$

так как $\Delta P = 3742 - 3732.7 = 9.3 \text{ Па}$ и $N = \frac{500}{18} = 27.78 \text{ моль}$, то

$$n = \frac{9.3 \cdot 27.78}{3742} = 0.069 \text{ моль}.$$

Поскольку $n = \frac{m}{M}$, то $M = \frac{m}{n} = \frac{12.42}{0.069} = 180 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

2.2.2. Давление пара разбавленных растворов неэлектролитов. Первый закон Рауля

Давление пара растворов ниже давления пара чистых растворителей при той же температуре. Понижение давления пара ΔP , отнесенное к P_0 ($\Delta P / P_0$) называют относительным понижением давления насыщенного пара раствора.

Закон Рауля: относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества,

$$\text{т.е.}, \frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n}{N+n},$$

где N и n - количества растворителя и растворенного вещества соответственно.

Закон Рауля используют для определения молярной массы вещества.

Пример 1. Вычисление давления пара растворителя над раствором. Определите давление пара растворителя над раствором, содержащим $1.212 \cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 100 г воды при 100 °С. Давление пара воды при 100°С равно $1.0133 \cdot 10^3 \text{ Па}$.

Решение. Относительное понижение давления пара растворителя над раствором согласно закону Рауля выражается соотношением $\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n}{N+n}$.

Количество растворителя N и растворенного вещества n находим :

$$N = \frac{n}{M_{(H_2O)}} = \frac{100}{18} = 5.56 \text{ моль}, n = \frac{N}{N_A} = \frac{1.212 \cdot 10^{23}}{2.03 \cdot 10^{23}} = 0.2 \text{ моль}.$$

Давление пара над раствором :

$$P = P_0 - P_0 \cdot \frac{n}{N+n} = 1.0133 \cdot 10^5 - .0133 \cdot 10^5 \cdot \frac{0.2}{5.56 + 0.2} = 0.98 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Пример 2. Вычисление молярной массы неэлектролита по относительному понижению давления пара растворителя над раствором.

Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если 28.5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара воды над раствором на 52.37 Па при 40 °С. Давление водяного пара при этой же температуре равно 7375.9 Па.

Решение. Относительное понижение давления пара растворителя над раствором равно $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{N+n}$.

$$\text{Находим: } N = \frac{m_{(H_2O)}}{M_{(H_2O)}} = \frac{785}{18.02} = 43.56 \text{ моль}; n = \frac{m_x}{M_x} = \frac{28.5}{M_x},$$

здесь m_x - неэлектролита, молярная масса которого $M_x \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

$$\frac{52.37}{7375.9} = \frac{28.5/M_x}{43.56 + 28.5/M_x}; 0.309 \cdot M_x + 0.202 = 28.5.$$

$$0.309 \cdot M_x = 28.298; M_x = 91.58 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Молярная масса неэлектролита равна $\approx 92 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$.

2.2.3. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Второй закон Рауля

Растворы замерзают при более низкой температуре, а кипят при более высокой температуре, чем чистый растворитель. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества (II закон Рауля), т.е.

$$\Delta t_{\text{зам}}^0 = K_K \cdot C_m;$$

$$\Delta t_{\text{кип}}^0 = E \cdot C_m;$$

где $\Delta t_{\text{зам}}^0$ - понижение температуры замерзания раствора;

$\Delta t_{\text{кип}}^0$ - повышение температуры кипения раствора;

K_K - криоскопическая константа;

E - эбулиоскопическая константа;

C_m - моляльная концентрация растворенного вещества.

Если “ m “ граммов неэлектролита, имеющего молярную массу М, растворены в m граммах растворителя, то закон Рауля для неэлектролитов можно записать в следующие виде :

$$\Delta t_{\text{зам}}^0 = K_K \cdot \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} \quad \text{и} \quad \Delta t_{\text{кип}}^0 = E \cdot \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}}.$$

Указанные формулы позволяют находить молярную массу растворенного вещества.

Пример 1. *Определение температуры кипения и замерзания раствора неэлектролита.*

Определите температуру кипения и замерзания раствора, содержащего 1 г нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ в 10 г бензола. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы бензола соответственно равны 2.57 и 5.1 °С. Температура кипения чистого бензола 80,2 °С, замерзания – 5,4 °С.

Решение. По закону Рауля следует, что

$$\Delta t_{\text{зам}}^0 = K_K \cdot \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{5.1 \cdot 1000}{10 \cdot 123.11} = 4.14 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Тогда $\Delta t_{\text{зам}}^0$ раствора равна $\Delta t_{\text{зам}}^0 = 5.4 - 4.14 = 1.26 \text{ } ^\circ\text{C}$.

$$\Delta t_{\text{кип}}^0 = E \cdot \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{2.57 \cdot 1000 \cdot 1}{10 \cdot 123.11} = 2.09 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Температура кипения раствора: $t_{\text{кип}}^0 = 80.2 + 2.09 = 82.29 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Пример 2. *Вычисление молярной массы неэлектролита по повышению температуры кипения раствора.*

Раствор камфоры массой 0.552 г в 17 г эфира кипит при температуре на 0.461°С выше, чем чистый эфир. Эбуллиоскопическая константа эфира 2.16°С. Определите молярную массу камфоры.

Решение. Молярную массу камфоры определяем, пользуясь соотношением

$$M_{(x)} = E \cdot \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{\Delta t_{\text{кип}}^0 \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{2.16 \cdot 1000 \cdot 0.552}{0.461 \cdot 17} = 155.14.$$

Молярная масса камфоры равна 155.14.

Пример 3. *Вычисление криоскопической константы растворителя.* Вычислите криоскопическую константу воды, если водный раствор этилового спирта

($\omega = 0.113$) замерзает при - 5 °С.

Решение. Молярная масса этилового спирта равна 46.07. Из соотношения, приведенного в примере I, получаем

$$K_K = \frac{\Delta t_{\text{кип}}^0 \cdot m_{\text{р-ля}} \cdot M_{(X)}}{1000 \cdot m_{\text{р. в-ва}}} = \frac{5.0 \cdot 88.7 \cdot 46}{1000 \cdot 11.3} = 1.81 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Криоскопическая константа воды $K_K = 1.81 \text{ } ^\circ\text{C}$.

2.3. Физико-химические свойства растворов электролитов

Вещества, растворы которых полностью или частично состоят из ионов, называются электролитами. Распад молекул на ионы под действием молекул воды или другого растворителя называется электролитической диссоциацией.

Количественная оценка процесса электролитической диссоциации дается двумя величинами: степенью диссоциации " α " и константой диссоциации K_d .

Степенью диссоциации называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул. Если из " c " молекул, находящихся в растворе, " x " молекул распалось на ионы, то степень диссоциации α будет равна $\alpha = \frac{x}{c}$, или $\alpha = \frac{x}{c} 100\%$. Степень диссоциации зависит от температуры, природы растворенного вещества и растворителя, концентрации раствора.

Процесс диссоциации является обратимым и приводит к состоянию равновесия, которое характеризуется константой равновесия. Процесс диссоциации вещества АВ выражается уравнением: $A_x B_y \leftrightarrow x A^{y+} + y B^{x-}$

$$\text{Константа равновесия равна } K_p = \frac{[A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y}{[A_x B_y]} = K_d$$

Постоянная K_d называется **константой диссоциации**. Она характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше K_d , тем больше ионов в растворе. Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита, а зависит от природы электролита и от температуры.

Закон разбавления Оствальда, связывающий три величины: K_d , c , α , выражается уравнением:

$$K_d = \frac{C_M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

При малых значениях α разность $1 - \alpha$ можно принять за единицу, тогда

$$K_d = C_M \cdot \alpha^2 \text{ и } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}.$$

В результате диссоциации общее число частиц растворенного вещества в растворе увеличивается. Число, показывающее увеличение числа частиц в растворе, называется изотоническим коэффициентом Вант-Гоффа и обозначается буквой i . Увеличение числа частиц вызывает изменение тех величин, ко-

которые зависят от числа частиц растворенного вещества в данном объеме раствора: $\Delta t_{\text{кип}}^0$, $\Delta t_{\text{зам}}^0$, $P_{\text{осм}}$, ΔP .

Если учесть изотонический коэффициент и определить истинное число частиц в растворе, то законы Рауля будут справедливы и для электролитов:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T;$$

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{i \cdot n}{N+n};$$

$$\Delta t_{\text{кип}}^0 = i \cdot E \cdot \frac{m_{\text{р-в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}};$$

$$\Delta t_{\text{зам}}^0 = i \cdot K_K \cdot \frac{m_{\text{р-в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ля}}}.$$

Степень электролитической диссоциации связана с изотоническим коэффициентом уравнением $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$, где n – число ионов, на которые распадается молекула электролита. Значения i позволяют определить степень диссоциации электролитов в растворах заданной концентрации.

Пример 1. Вычисление кажущейся степени диссоциации сильного электролита.

Вычислить степень диссоциации 0.2 М раствора муравьиной кислоты НСООН, если $K_d = 2.1 \cdot 10^{-4}$.

$$\text{Но закону разбавления } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{2.1 \cdot 10^{-4}}{0.2}} = 3.24 \cdot 10^{-2}, \text{ или } 3.24\%.$$

Пример 2. Вычисление степени диссоциации электролита по осмотическому давлению его раствора.

Рассчитайте кажущуюся степень электролитической диссоциации LiCl в 0.1 Н растворе соли, если раствор изотоничен с 0.19 М раствором сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 0°C.

Решение. Моль сахара равен 342 г.

$$P_{\text{осм}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = \frac{342 \cdot 0.19 \cdot 8.3144 \cdot 273}{342 \cdot 10^{-3}} = 4.31 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

$M(\text{LiCl}) = 42 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$. По осмотическому давлению определяем изотонический коэффициент раствора LiCl:

$$i = \frac{P_{\text{осм}} \cdot V}{n \cdot R \cdot T} = \frac{4.31 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} \cdot 42.39}{4.239 \cdot 8.3144 \cdot 273} = 1.9.$$

Кажущаяся степень диссоциации в 0.1 М LiCl равна

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} = \frac{1.9-1}{2-1} = \frac{0.9}{1} = 0.9 \text{ (или } 90\%).$$

Пример 3. Вычисление степени диссоциации электролита по понижению давления пара растворителя над раствором.

Решение. С помощью первого закона Рауля для электролитов вычисляем значение изотонического коэффициента для NaNO_3 :

$$\alpha = \frac{1.63-1}{2-1} = 0.63 \text{ (или 63\%).}$$

Раствор, содержащий 8 г NaOH в 1000 г H_2O , кипит при 100.184 °C. Определите изотонический коэффициент (для воды E=0.516 °C).

$$\text{Тогда } i = \frac{\Delta t_{\text{кип}}^0 \cdot G \cdot M_x}{E \cdot m \cdot 1000} = \frac{0,184 \cdot 1000 \cdot 40}{0,516 \cdot 8 \cdot 1000} = 1,78.$$

Электростатическое взаимодействие полярных молекул воды приводит к их самоионизации : $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ или в упрощенной форме $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$;

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

Но концентрация воды равна $1000 / 18 = 55.56$ моль $\cdot$ л $^{-1}$, отсюда получаем $[H^+] \cdot [OH^-] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_B$.

19

В чистой воде и нейтральных растворах

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Математически более удобной характеристикой среды является водородный показатель pH, равный десятичному логарифму концентрации водородных ионов, взятому с обратным знаком: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Тогда pH различных растворов будут иметь следующие значения:

кислотный $\text{pH} < 7$.

нейтральный $\text{pH} = 7$,

щелочной $\text{pH} > 7$.

Аналогично, отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксо-ионов называется гидроксильным показателем и обозначается pOH.

Следовательно, $[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{в}}}{[\text{OH}^-]}$; $[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{в}}}{[\text{H}^+]}$; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Пример 1. Вычисление водородного показателя раствора.

Вычислите водородный показатель pH раствора гидроксида натрия, содержащегося в растворе в концентрации $4.2 \cdot 10^{-3}$ моль $\cdot \text{л}^{-1}$.

Решение. Концентрация OH^- ионов в растворе NaOH равна:

$$[\text{OH}^-] = 4.2 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Исходя из ионного произведения воды $K_{\text{в}}$, находим концентрацию ионов водорода :

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{в}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{4.2 \cdot 10^{-3}} = 0.24 \cdot 10^{-11}.$$

Водородный показатель раствора NaOH равен :

$$\text{pH} = -\lg([\text{H}^+]) = -\lg(0.24 \cdot 10^{-11}) = 11.62.$$

Пример 2. Определение концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах сильных кислот и оснований.

Определите концентрацию ионов водорода и pH в 0.01 М растворе соляной кислоты.

Решение. Соляная кислота - сильный электролит, в растворе полностью диссоциирует на ионы : $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Концентрация ионов $[\text{H}^+]$ численно равна концентрации HCl. Из 0.01 моль HCl образуется 0.01 моль иона H^+ .

$$\text{Отсюда, } [\text{H}^+] = 0.01 = 1 \cdot 10^{-2}; \quad \text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

Пример 3. Вычисление pH сильного электролита с учетом его коэффициента активности.

Найдите водородный показатель раствора HNO_3 , если его молярная концентрация равна 0.178 моль $\cdot \text{л}^{-1}$.

Решение. При значительной концентрации сильного электролита его активная концентрация существенно отличается от истинной. Поэтому в таких

случаях нужно вводить поправку на активность электролита. Определяем ионную силу раствора HNO_3 :

$$J = \frac{1}{2} \cdot (0.178 \cdot 1^2 + 0.178 \cdot 1^2) = 0.356/2 = 0.178.$$

Далее по вычисленной ионной силе находим коэффициент активности иона $[\text{H}^+]$: $f(\text{H}^+) = 0.838$. Тогда активность ионов $[\text{H}^+]$: $a(\text{H}^+) = 0.83 \cdot 0.178 = 0.148$. Водородный показатель раствора HNO_3 равен :

$$\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+) = -\lg 0.148 = 0.83.$$

Пример 4. *Определение концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах слабых кислот и оснований.*

Концентрации $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ ионов в растворах слабой кислоты и слабого основания могут быть вычислены, если известны их константы диссоциации.

В общем виде формула для вычисления концентрации H^+ в растворе слабой кислоты : $[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д кислоты}} \cdot C_{\text{кислоты}}}$;

Концентрация ионов $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе слабого основания может быть вычислена по формуле :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{д осн}} \cdot C_{\text{осн}}}; \quad [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{в}}}{[\text{OH}^-]}; \quad [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{в}}}{\sqrt{K_{\text{д осн}} \cdot C_{\text{осн}}}}.$$

Определите концентрацию $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH и pOH в 0.03 М растворе муравьиной кислоты, если $K_{\text{д}}(\text{НСООН}) = 2.1 \cdot 10^{-4}$.

Решение.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{2.1 \cdot 10^{-4} \cdot 3 \cdot 10^{-2}} = \sqrt{6.3 \cdot 10^{-6}} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$\text{pH} = -\lg 2.5 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 2.5 = 3 - 0.4 = 2.6.$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{в}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{2.5 \cdot 10^{-3}} = 4.0 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2.6 = 11.4.$$

2.5. Гидролиз солей

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающееся изменением pH раствора. Гидролиз может происходить только тогда, когда из ионов соли и ионов воды образуются малодиссоциированные вещества.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону);
- б) слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону);
- в) слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз по катиону и аниону).

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

Уравнения гидролиза пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциированные (в том числе и вода) и малорастворимые, а также газообразные вещества пишутся в виде молекул, сильные электролиты записываются в виде ионов. Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням.

Пример 1. Гидролиз по аниону соли Na_2CO_3

I ступень: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

II ступень: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$

$\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

В результате гидролиза соли по аниону образуется слабая кислота, а накопление OH^- приводит к тому, что pH становится > 7 .

Пример 2. Гидролиз по катиону соли NH_4Cl

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$

$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

В результате гидролиза соли по катиону образуется слабое основание, а накопление ионов водорода приводит к тому, что pH раствора становится < 7 .

Пример 3. Гидролиз по катиону и аниону соли $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

$\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$

$\text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$

В результате гидролиза образуются слабое основание и слабая кислота, накопления H^+ и OH^- не происходит и $\text{pH} \approx 7$.

Количественной оценкой гидролиза является степень β_r и константа гидролиза K_r .

K_r равна отношению произведения концентраций продуктов гидролиза к концентрации негидролизованной соли.

β_r равна отношению концентрации гидролизованной соли (C_r) к концентрации растворенной соли (c) $\beta_r = C_r / c$, откуда $C_r = c \beta_r$.

K_r и β_r связаны между собой отношением, аналогичным закону разбавления:

$$K_r = \frac{c\beta_r^2}{1 - \beta_r}.$$

При малых значениях β_r : $K_r = c\beta_r^2$, откуда $\beta_r = \sqrt{(K_r/c)}$.

Константа гидролиза K_{Γ} и степень гидролиза β_{Γ} связаны с ионным произведением воды K_B и концентрацией гидролизующейся соли C следующими соотношениями:

а) гидролиз по катиону:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{Дк}}; \beta_{\Gamma} = \sqrt{(K_B/[K_{Дк} \cdot c])};$$

$K_{Дк}$ – константа диссоциации кислоты.

б) гидролиз по аниону:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{Досн}}; \beta_{\Gamma} = \sqrt{(K_B/[K_{Досн} \cdot c])};$$

$K_{Досн}$ – константа диссоциации основания.

в) гидролиз по катиону и аниону:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{Досн} \cdot K_{Дк}}; \frac{\beta_{\Gamma}}{1 - \beta_{\Gamma}} = \sqrt{(K_B/K_{Досн} \cdot K_{Дк} \cdot c)}.$$

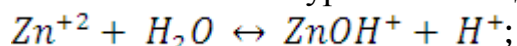
Пример 1. Вычислить константу гидролиза NH_4Cl .

Решение. Из таблицы находим $K_{Д}(NH_4Cl) = 1.8 \cdot 10^{-5}$. Отсюда

$$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{Дк}} = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.56 \cdot 10^{-10}.$$

Пример 2. Вычислить степень гидролиза $ZnCl_2$ по I ступени в 0.5 М растворе.

Решение. Ионное уравнение гидролиза:

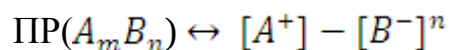


$$K_{Д(ZnOH)^{+}} = 1.5 \cdot 10^{-9};$$

$$\beta_{\Gamma} = \sqrt{(K_B/[K_{Досн} \cdot C_M])} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.5 \cdot 10^{-9} \cdot 0.5}} = 0.36 \cdot 10^{-2} (0.36\%).$$

2.6. Произведение растворимости

Гетерогенное равновесие “осадок $\leftrightarrow$ насыщенный раствор” подчиняется правилу произведения растворимости. Если малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению $A_mB_n \leftrightarrow mA^{+} + nB^{-}$, то выражение для произведения растворимости будет иметь вид:



Отсюда вытекают два следствия:

1. Условие растворения осадка. Произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости;

$$[A^{+}]^m = [B^{-}]^n < ПР(A_mB_n).$$

2. Условие осаждения осадка. Произведение концентраций ионов, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости:

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

Пример 1. *Определение условий выпадения осадка.*

Образуется ли осадок CaCO_3 при смешивании равных объемов 0.02 М растворов хлористого кальция и углекислого натрия?

$$(\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 1.0 \cdot 10^{-5})$$

Решение. При смешивании равных объемов растворов CaCl_2 и Na_2CO_3 объем смеси увеличивается в 2 раза, а концентрация каждого из ионов уменьшается в 2 раза.

Следовательно,

$$[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{+2}] = 0.02 \cdot 0.5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = [\text{CO}_3^{2-}] = 0.02 \cdot 0.5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Откуда

$$[\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-4}.$$

Осадок образуется, так как $1 \cdot 10^{-5} < 1 \cdot 10^{-4}$.

Пример 2. *Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.*

Произведение растворимости BaF_2 при 18°C равно $1.7 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте концентрацию ионов Ba^{+2} и F^- в насыщенном растворе BaF_2 при этой температуре.

Решение. BaF_2 диссоциирует по уравнению $\text{BaF}_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{+2} + 2 \cdot \text{F}^-$

При диссоциации BaF_2 ионов F^- получается в 2 раза больше, чем ионов Ba^{+2} . Следовательно, $[\text{F}^-] = 2 \cdot [\text{Ba}^{+2}]$. Произведение растворимости соли $\text{ПР}(\text{BaF}_2) = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^-]$. Выразим концентрацию ионов F^- через концентрацию ионов $[\text{Ba}^{+2}]$, тогда

$$\text{ПР}(\text{BaF}_2) = [\text{Ba}^{+2}] \cdot 2 \cdot [\text{Ba}^{+2}]^2 = 4 \cdot [\text{Ba}^{+2}]^3 = 1.7 \cdot 10^{-6}.$$

Концентрация ионов Ba^{+2} равна:

$$[\text{Ba}^{+2}] = \sqrt[3]{\frac{1.7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0.75 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Концентрация ионов F^- равна:

$$[\text{F}^-] = 0.75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Пример 3. *Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.*

Растворимость Ag_3PO_4 в воде при 20°C равна $0.0065 \text{ г} \cdot \text{л}^{-1}$. Рассчитайте значение произведения растворимости.

Решение. Растворимость Ag_3PO_4 в моль $\cdot$ л⁻¹ равна:

$$P = \frac{65 \cdot 10^{-2}}{418.58} = 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

При диссоциации 1 моль Ag_3PO_4 образуется 3 моль ионов Ag^+ и 1 моль ионов PO_4^{3-} , поэтому концентрация иона PO_4^{3-} равна растворимости Ag_3PO_4 , а концентрация иона Ag^+ в 3 раза больше т.е.

$$C[PO_4^{3-}] = 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}; [Ag^+] = 3 \cdot 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Произведение растворимости Ag_3PO_4 равно:

$$IP = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] = (4.8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1.6 \cdot 10^{-5} = 110.6 \cdot 10^{-15} \cdot 1.6 \cdot 10^{-5} = 1.77 \cdot 10^{-18}.$$

Пример 4. Определение условий одновременного выпадения осадков солей из раствора.

При каком соотношении концентрации ионов Zn^{+2} и Cd^{+2} в растворе прибавление к нему раствора Na_2CO_3 вызывает одновременное осаждение карбонатов этих ионов? $IP_{(ZnCO_3)} = 6 \cdot 10^{-11}$, $IP_{(CdCO_3)} = 2.5 \cdot 10^{-14}$.

Решение. Концентрацию вводимых карбонат-ионов обозначим через $[CO_3^{2-}]$, тогда:

$$[Zn^{+2}] = \frac{IP_{(ZnCO_3)}}{C(CO_3^{2-})}; [Cd^{+2}] = \frac{IP_{(CdCO_3)}}{C(CO_3^{2-})};$$
$$\frac{[Zn^{+2}]}{[Cd^{+2}]} = \frac{IP_{(ZnCO_3)}}{IP_{(CdCO_3)}} = \frac{6 \cdot 10^{-11}}{2.5 \cdot 10^{-14}} = 2.4 \cdot 10^3 = 2400.$$

Карбонаты цинка и кадмия будут выпадать одновременно из раствора, если $[Zn^{+2}] > [Cd^{+2}]$ в 2400 раз. Если отношение $[Zn^{+2}] / [Cd^{+2}] > 2400$, то первым из раствора будет выпадать $ZnCO_3$ до тех пор, пока отношение $[Zn^{+2}] / [Cd^{+2}]$ не будет равным 2400. И только после этого начнется одновременное выпадение осадков. Если же отношение концентрации ионов цинка и кадмия меньше 2400, то первым начнет осаждаться карбонат кадмия. Осаждение карбоната кадмия будет протекать до тех пор, пока отношение $[Zn^{+2}] / [Cd^{+2}]$ не достигнет значения, при котором $ZnCO_3$ и $CdCO_3$ будут осаждаться одновременно.

Пример 5. Вычисление растворимости электролита по величине произведения растворимости.

Произведение растворимости IP оксалата бария BaC_2O_4 равно $1.62 \cdot 10^{-1}$. Вычислите растворимость BaC_2O_4 в воде.

Решение. В растворе труднорастворимого сильного электролита BaC_2O_4 существует равновесие: $BaC_2O_4 = Ba^{+2} + (C_2O_4)^{2-}$

$$\text{в осадке в растворе } IP_{(BaC_2O_4)} = [Ba^{+2}] \cdot [C_2O_4^{2-}].$$

Так как оксалат бария диссоциирует на два иона, то концентрация его в растворе равна концентрации каждого из ионов, т.е.

$[BaC_2O_4] = [Ba^{+2}] = [C_2O_4^{2-}] = \sqrt{1.62 \cdot 10^{-1}} = 0.4 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$,
т.е. растворимость оксалата бария в воде при $t^\circ = 20^\circ \text{C}$ равна $0.4 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

3. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОН ГЕССА

Термохимия изучает тепловые эффекты химических процессов. Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в виде теплоты. Уравнения реакций, в которых учитываются их тепловые эффекты, называют термохимическими. В этих уравнениях выделение теплоты обозначают знаком (+), а поглощение (-).

В термодинамике принята обратная система знаков, и выделение теплоты обозначают знаком (-), а поглощение знаком (+). Агрегатные состояния веществ (К – кристалл, Ж – жидкость, Г – газ) обозначаются буквами у химических символов реагентов.

Основными понятиями термохимии являются теплота образования, теплота разложения, теплота сгорания.

Теплотой образования соединения называется количество выделяемой или поглощаемой теплоты при образовании одного моля соединения из простых веществ.

Теплотой разложения соединения называется количество теплоты, которое поглощается или выделяется при разложении одного моля соединения на простые вещества.

Теплотой сгорания соединения называется количество теплоты, которое выделяется при сгорании вещества количеством вещества один моль.

В качестве стандартных условий в термодинамике принимается температура 25°C (298 К) и давление $1,013 \times 10^5$ Па. Теплоты образования в этих условиях называют стандартными, для многих веществ они приводятся в таблицах справочной литературы.

Основным законом термохимии является **закон Гесса** (1840): тепловой эффект (энтальпия) химических реакций, протекающих при постоянном объеме или при постоянном давлении, не зависит от числа промежуточных стадий и определяется только по начальным и конечным состояниям системы.

Следствие из закона Гесса: тепловой эффект реакции равен сумме теплот (энтальпий) образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции.

Тепловые эффекты химических реакций связаны с изменением внутренней энергии системы при переходе от исходных веществ к продуктам реакции. Теплота Q , поглощаемая системой, идет на изменение ее внутренней энергии ΔU и на совершение работы A .

$$Q = \Delta U + A$$

Внутренняя энергия является функцией состояния, т.е. ее изменение определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс.

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Работа, которую совершает химическая система против внешних сил, равна произведению давления P на изменение объема $= \Delta V$ системы:

$$A = P(V_2 - V_1) = P\Delta V$$

При изохорном процессе $A=0$, т.е. изменения объема системы не происходит. Тогда $Q = U_2 - U_1 = \Delta U$.

Для изобарического процесса тепловой эффект равен $Q_p = \Delta U + P\Delta V$, где ΔV - изменение объема системы.

$$\Delta V = \sum V_{\text{прод}} - \sum V_{\text{исх}}$$

$$\text{Тогда } Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = (U_2 + U_1) - P(V_2 + V_1)$$

Введем обозначение $U + PV = H$

$$\text{Тогда } Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Величина H называется **энтальпией** (теплосодержанием).

Таким образом, для реакции $aA + bB + \dots = dD + eE + \dots$

Тепловой эффект изохорного процесса

$$Q_v = \Delta U = \sum U_{\text{прод}} - \sum U_{\text{исх}}$$

Изобарного процесса

$$Q_p = \Delta H = \sum H_{\text{прод}} - \sum H_{\text{исх}}$$

Энтальпия, как и внутренняя энергия, аддитивная величина, которая не зависит от промежуточных стадий реакции и определяется только начальным и конечным состоянием системы:

$$\Delta H_{298(\text{р-ции})}^0 = \sum \Delta H_{298(\text{прод})}^0 - \sum \Delta H_{298(\text{исх})}^0,$$

где ΔH_{298}^0 – энтальпия образования соединения из простых веществ при температуре 298°K.

Пример 1. Расчет теплового эффекта химических реакции по теплоте образования реагирующих веществ и продуктов реакции.

Определите количество теплоты, выделяющейся при гашении 100 кг извести водой при 25°С, если известны стандартные теплоты образования веществ, участвующих в химической реакции:

$$\Delta H_{298, \text{CaO}(\text{к})}^0 = -635,1 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$\Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{ж})}^0 = -285,84 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$\Delta H_{298, \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})}^0 = -986,2 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

Решение. Реакция гашения извести: $\text{CaO}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca(OH)}_{2(к)}$

Согласно первому следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{298(p)}^0 = \sum \Delta H_{298(\text{прод})}^0 - \sum \Delta H_{298(\text{исх})}^0$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{298(p)}^0 &= \sum \Delta H_{298, \text{Ca(OH)}_2(к)}^0 - \Delta H_{298, \text{CaO}(к)}^0 - \Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}(ж)}^0 = \\ &= -986,2 - (-635,1) - (-285,84) = -65,26 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}\end{aligned}$$

Таким образом, при гашении водой 1 моль извести выделяется 65,26 кДж, при гашении 1 кмоль – 65260 кДж.

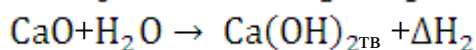
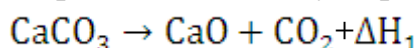
$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1} = 56 \text{ кг} \cdot \text{кмоль}^{-1}; m(\text{CaO}) = 100 \text{ кг}$$

$$n_{(\text{CaO})} = \frac{m_{(\text{CaO})}}{M_{(\text{CaO})}}$$

При гашении водой 100 кг извести выделяется $100/56 \cdot 116536$ кДж

Пример 2. Расчет теплоты образования.

Определить теплоту образования $\text{Ca(OH)}_{2\text{тв}}$ на основе реакций:



Решение. Для определения суммарной теплоты образования ΔH для этой реакции определяем ΔH_1 и ΔH_2 , тогда $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$;

$$\Delta H_1 = \Delta H_{\text{CaO}} + \Delta H_{(\text{CO}_2)} - \Delta H_{\text{CaCO}_3} = +177,83 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_{\text{Ca(OH)}_2} - \Delta H_{\text{CaO}} - \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = -65,2 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

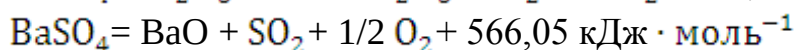
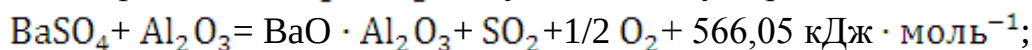
$$\Delta H = +177,83 - 65,2 = +113,61 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

Пример 3. Расчет теплоты образования вещества по теплоте реакции и теплоте разложения веществ.

Определить теплоту образования алюмината бария – главной составной части бариевого огнеупорного цемента из BaSO_4 и $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$.

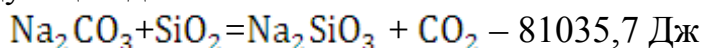
Решение. Для определения искомой величины надо знать теплоту ΔH_1 реакции $\text{BaSO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3$ и теплоту ΔH_2 разложения BaSO_4 .

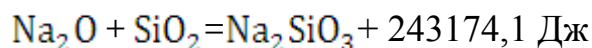
Найдя разности $\Delta H_1 + \Delta H_2$, получим теплоту образования $\text{BaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$;



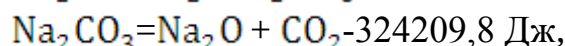
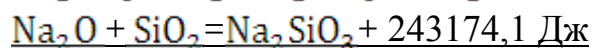
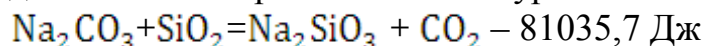
Пример 4. Определение теплоты разложения.

Определить, сколько теплоты нужно затратить на разложение 5 кг Na_2CO_3 , протекающее по уравнению $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$, на основании следующих данных:





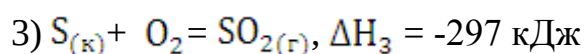
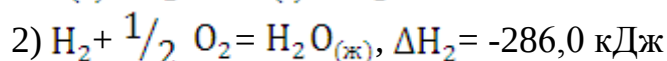
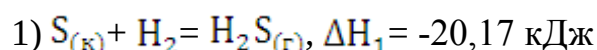
Решение. На основании приведенных термохимических уравнений находим искомое термохимическое уравнение



а на 5 кг карбоната натрия, в которых содержится 47,17 моль Na_2CO_3 , будет затрачено теплоты 15292976 Дж, или 15292,98 кДж.

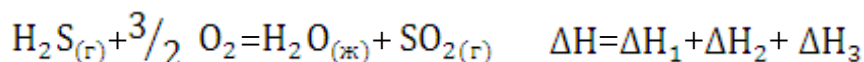
Пример 5.

Рассчитайте тепловой эффект реакции горения сероводорода $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \frac{3}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{SO}_{2(\text{г})}$ по следующим данным:



Решение. Уравнения 1-3 есть термохимические уравнения образования соответственно 1 моль $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, $\text{SO}_{2(\text{г})}$ из простых веществ в стандартных условиях: $T=298 \text{ К}$ и $P=101,325 \text{ кПа}$, а тепловые эффекты – стандартные энтальпии образования указанных соединений ΔH_{298}^0 .

+1	$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	ΔH_1
+1	$\text{S}_{(\text{к})} + \text{O}_2 = \text{SO}_{2(\text{г})}$	ΔH_2
-1	$\text{S}_{(\text{к})} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	ΔH_3



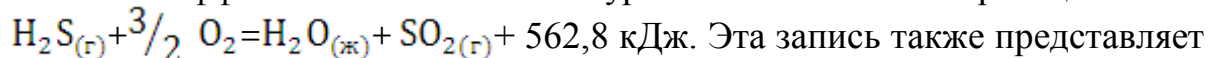
Подставив значение энтальпии образования $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, $\text{SO}_{2(\text{г})}$, получим значение теплового эффекта реакции.

$$\Delta H = -286 - 297 - (-20,17) = -562,8 \text{ кДж}$$

Отрицательное значение энтальпии горения сероводорода означает, что данная реакция экзотермическая.

$$\sum \Delta H_{\text{исх}} = \sum \Delta H_{\text{прод}} + 562,8 \text{ кДж}$$

Тепловой эффект можно включить в уравнение химической реакции



Эта запись также представляет собой термохимическое уравнение реакции.

4. ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ В РАЗЛИЧНЫХ ПРОЦЕССАХ

Направление и возможность протекания термодинамических процессов определяют с помощью второго начала термодинамики. Подобно тому, как первое начало термодинамики вводит функцию состояния – внутреннюю энергию, второе начало вводит функцию – энтропию S . Характер изменения энтропии позволяет разделить термодинамические процессы на два класса:

- а) необратимые процессы, в ходе которых энтропия возрастает;
- б) обратимые процессы, в ходе которых энтропия остается неизменной.

Процессы, способствующие дезагрегации, беспорядку, приводят к росту энтропии. Это процессы испарения, растворения, расширения газов, разрыв связей между атомами и т.п. Процессы, способствующие упорядочению системы (конденсация, кристаллизация, сжатие, полимеризация и т.д.) ведут к уменьшению энтропии. Энтропию рассматривают как меру неупорядоченности системы. Ее изменение определяется соотношением

$$\Delta S = R \ln \frac{\text{беспорядок 1}}{\text{беспорядок 2}},$$

где ΔS – изменение энтропии, Дж · моль⁻¹ · К⁻¹;

R – газовая постоянная.

Энтропия является функцией состояния системы, и изменение энтропии рассматривают по формуле:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum \Delta S_{\text{прод}} - \sum \Delta S_{\text{исх в-в}}$$

При нагревании системы изменение энтропии определяют по формуле

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Изменение энтропии, связанное с фазовыми переходами (плавление, сублимация, испарение, энантиотропные превращения), можно вычислить из выражения:

$$\Delta S_{\text{пл}} = \Delta H_{\text{пл}} / T_{\text{пл}}$$

При рассмотрении процессов и реакций необходимо учитывать состояние веществ, участвующих в превращениях [1].

Энтропия является критерием направленности процесса в изолированной системе. Если $\Delta S > 0$, реакция идет в прямом направлении, если $\Delta S < 0$ – самостоятельное протекание реакции невозможно. $\Delta S = 0$ – критерий равновесия системы.

Пример 1. *Определение изменения энтропии в стандартных условиях.* Определить изменение энтропии реакции $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3$ при температуре 298 К.

Решение. Находим по справочнику значения энтропии продукта и исходных веществ при $T=298\text{ К}$

$$S_{298, \text{Na}_2\text{O}(\tau)}^0 = 42,09 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

$$S_{298, \text{SiO}_2(\tau)}^0 = 71,1 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

$$S_{298, \text{Na}_2\text{SiO}_3(\tau)}^0 = 113,8 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

Изменение энтропии в химической реакции равно разности между суммой энтропий продуктов реакции и суммой энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$S_{298, \text{р.}}^0 = S_{298, \text{Na}_2\text{SiO}_3(\tau)}^0 - S_{298, \text{SiO}_2(\tau)}^0 - S_{298, \text{Na}_2\text{O}(\tau)}^0 =$$

$$113,8 - 71,1 - 42,09 = 0,61 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

Пример 2. *Определение изменения энтропии при фазовых превращениях.*

Определить изменение энтропии 1г кристобалита при температуре плавления 1986 К, если теплота обратимого фазового превращения кристобалита равна 744,05 Дж · г⁻¹

Решение. Изменение энтропии при переходе вещества из одного агрегатного состояния в другое равно:

$$\Delta S_{\text{пл}} = \frac{\Delta H}{T},$$

где ΔH – теплота фазового превращения.

$$S_1 - S_2 = \Delta S = \Delta H_{\text{пл}} / T_{\text{пл}} = 744,05 / 1986 = 0,238 \text{ Дж} \cdot \text{г}^{-1} \cdot \text{град}^{-1}$$

Пример 3.

Определить изменение энтропии 1 моль кварца при переходе его из β – модификации в α – модификацию при 846К.

Решение. По справочнику находим значение ΔH для перехода β – модификации в α – модификацию. Тогда

$$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{фп}}}{T} = \frac{186}{846} = 0,22 \text{ Дж} \cdot \text{г}^{-1} \cdot \text{град}^{-1}$$

5. ЭНЕРГИЯ ГИББСА И НАПРАВЛЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Свойство, которое характеризует работоспособность системы, называется энергией Гиббса или изобарно-изотермическим потенциалом и обозначается буквой G .

При любом процессе, протекающем самостоятельно при постоянных величинах давления и температуры, энергия Гиббса уменьшается, и величина G приобретает минимальное значение. Следовательно, условием протекания химической реакции является неравенство $\Delta G_{\text{х.р.}} < 0$; условием химического равновесия $\Delta G_{\text{х.р.}} = 0$. Если $\Delta G_{\text{х.р.}} > 0$, химическая реакция самопроизвольно протекать не может.

$\Delta G_{\text{х.р.}}$ является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{продуктов}} - \sum \Delta G_{\text{исходных веществ}}.$$

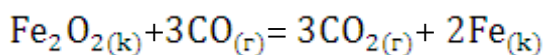
Изменение энергии Гиббса зависит от величины энтальпии, энтропии, температуры и определяется соотношением:

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

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения ΔH , увеличения ΔS и температуры. Из соотношения видно, что самопроизвольно могут протекать процессы, для которых $\Delta H > 0$ (эндотермические). Это возможно, если $\Delta S > 0$, но $[T \cdot \Delta S] > [\Delta H]$, и тогда $\Delta G < 0$. С другой стороны, экзотермические реакции $\Delta H < 0$ самопроизвольно не протекают, если при $\Delta S < 0$ окажется, что $\Delta G > 0$.

Пример 1. Вычисление уменьшения энергии Гиббса в химической реакции по значениям теплот образования и энтропий реагирующих веществ и продуктов реакции.

Вычислите ΔG_{298}^0 для химической реакции



Возможно ли протекание этой реакции в стандартных условиях?

$$\Delta H_{298, \text{Fe}_2\text{O}_{2(\text{к})}}^0 = -821,32 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$\Delta H_{298, \text{CO}_{(\text{г})}}^0 = -110,5 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$\Delta S_{298, \text{CO}_{2(\text{г})}}^0 = -395,51 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};$$

$$\Delta S_{298, \text{Fe}_2\text{O}_{2(\text{к})}}^0 = 89,96 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};$$

$$\Delta S_{298, \text{CO}_{(\text{г})}}^0 = 197,4 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};$$

$$\Delta S_{298, \text{Fe}_{(\text{к})}}^0 = 27,15 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};$$

$$\Delta S_{298, \text{CO}_{2(\text{г})}}^0 = 213,6 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};$$

Решение. Изменение энергии Гиббса в химической реакции можно вычислить по уравнению: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

$$\Delta H_{298}^0 = 3\Delta H_{298,CO_2(r)}^0 - \Delta H_{298,Fe_2O_2(k)}^0 - 3\Delta H_{298,CO(r)}^0 =$$

$$= 3(-393,51) - (-821,32) - 3(-110,5) = -27,71 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S = 2\Delta S_{298,Fe(k)}^0 + 3\Delta S_{298,CO_2(r)}^0 - \Delta S_{298,Fe_2O_2(k)}^0 - 3\Delta S_{298,CO(r)}^0 =$$

$$= 2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 213,6 - 89,96 - 3 \cdot 197,4 = 12,94 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1}$$

$\Delta G_{298}^0 < 0$, следовательно, в стандартных условиях протекание химической реакции возможно.

Пример 2.

Вычислите ΔG_{298}^0 для химической реакции $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2SO_{3(r)}$

В каком направлении может протекать эта реакция в стандартных условиях?

$$\Delta G_{298,SO_2(r)}^0 = -300,37 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

$$\Delta G_{298,SO_3(r)}^0 = -370,37 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1};$$

Решение. Изменение энергии Гиббса в химической реакции:

$$\Delta G_{298}^0 = 2\Delta G_{298,SO_3(r)}^0 - 2\Delta G_{298,SO_2(r)}^0 = 2 \cdot (-370,37) - 2 \cdot (-300,37) = -140 \text{ кДж}$$

$\Delta G_{298}^0 < 0$, поэтому в стандартных условиях данная реакция может протекать в сторону образования SO_3 .

6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Если реакция гетерогенная, то скорость измеряется количеством вещества системы, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единицу поверхности раздела фаз:

$$\vartheta = \frac{\Delta n}{s \cdot \Delta t},$$

где $\Delta n = n_1 - n_2$, n_1 и n_2 – количество реагирующего вещества в момент времени t_1 и t_2 ; $\Delta t = t_1 - t_2$; s – площадь поверхности.

Скорость гомогенных реакций измеряется количеством вещества системы, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единицу объема:

$$\vartheta = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}.$$

Так как n/V – молярная концентрация C , а $\Delta n/V$ – ее изменение ΔC , то средняя скорость v за отрезок времени Δt равна отношению $\Delta C/\Delta t$. Если Δt

стремится к нулю, то в пределе средняя скорость $\bar{v}$ становится скоростью в данный момент времени или истинной скоростью v , которая равна производной от концентрации по времени:

$$V = \pm \frac{dc}{dt},$$

Знак определяется направлением уменьшения концентрации вещества: плюс означает ее увеличение, а минус – уменьшение.

Скорость химической реакции зависит от:

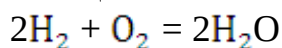
1) природы реагирующих веществ; 2) условий, при которых протекает реакция - концентраций реагирующих веществ, температуры, давления (для газов), облучение квантами света и др., 3) присутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации определяется **законом действующих масс**: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрическим коэффициентом.

Для реакции $mA + nB = AmBn$ скорость химической реакции выражается равенством $v = k[A]^m \cdot [B]^n$, где v – скорость реакции, $[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации реагирующих веществ, m , n – стехиометрические коэффициенты, k – константа скорости реакции, численно равная скорости реакции, когда произведение концентраций реагирующих веществ равно единице.

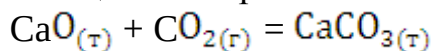
Закон действия масс применим только к гомогенным системам. В случае гетерогенных систем в выражение скорости реакции войдут лишь концентрации газообразных или растворенных веществ. Реакции с участием твердых тел протекают лишь по поверхности, концентрация твердого вещества остается постоянной и не входит в выражение скорости реакции.

Реакция в гомогенной системе:



$$v = k[H_2]^2 \cdot [O_2]$$

Реакция в гетерогенной системе:



$$v = k[CO_2]$$

Пример 1. Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ.

Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $2A + B = C$; концентрация вещества А равна $6 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а вещества В – $5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Константа скорости реакции равна $0,5 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной системе останется 45% вещества В.

Решение. Скорость химической реакции выражается уравнением:

$$\vartheta = k[A]^2 \cdot [B].$$

Скорость химической реакции в начальный момент равна $\vartheta_1 = 0,5 \cdot 6^2 \cdot 5 = 90,0$ моль $\cdot$ с $^{-1}$ $\cdot$ л $^{-1}$. Через некоторое время в реакционной смеси останется 45% вещества В, т.е. концентрация вещества В станет $5 \cdot 0,45 = 2,25$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Следовательно, концентрация вещества А уменьшилась на 5,5 моль $\cdot$ л $^{-1}$ и стала равной 0,5 моль $\cdot$ л $^{-1}$ ($6 - 5,5$). Отсюда

$$\vartheta_2 = 0,5 \cdot (0,5)^2 \cdot 2,25 = 0,28 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Пример 2. Влияние давления на скорость реакции.

Определите, как изменится скорость прямой реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если общее давление в системе увеличить в 4 раза.

Решение. При увеличении давления в 4 раза объем системы уменьшится в 4 раза, а концентрация реагирующих веществ возрастет в 4 раза.

Тогда $\vartheta_1 = k[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$, а $\vartheta_2 = k[4\text{CO}]^2 \cdot [4\text{O}_2]$.

$$\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = \frac{k[4\text{CO}]^2 \cdot [4\text{O}_2]}{k[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 64$$

После увеличения давления в 4 раза скорость реакции возрастет в 64 раза.

7. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ

Зависимость скорости химической реакции от температуры описывается уравнением Вант-Гоффа.

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \text{ или } V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

где V_{T_2} – скорость реакции при температуре T_2 ;

V_{T_1} – скорость реакции при температуре T_1 ;

γ – температурный коэффициент скорости реакции, равный обычно 2-4.

Показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 10°.

При увеличении температуры на каждые 10° скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза. Точнее зависимость скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$K = C \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции;

C – постоянная;

$E_{\text{акт}}$ – энергия активации;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура.

Уравнение Аррениуса для двух температур T_1 и T_2 может быть записано после преобразований в удобной для вычислений логарифмической форме:

$$E_{\text{акт}} = 4,58 \lg \left(\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} \right) \cdot \frac{T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \text{ (кал} \cdot \text{моль}^{-1} \text{)}$$

где k_{T_1} и k_{T_2} – константа скорости химических реакций при температурах T_1 и T_2 .

Пример 1. *Определение изменения скорости реакции при изменении температуры.*

Вычислить, во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20° до 40° . Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

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

При повышении температуры с 20° до 40° С скорость реакции возрастет в 9 раз.

Пример 2. *Вычисление времени протекания реакции при изменении температуры.*

При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени длится реакция при 293 К, если температурный коэффициент реакции 2,5?

Решение. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная зависимость

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}, \text{ откуда } \tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 20 \cdot \gamma^{\frac{353 - 293}{10}} = 20 \cdot 2,5^6;$$

$$\lg \tau_1 = \lg 20 + 6 \lg 2,5 = 1,3010 + 6 \cdot 0,3979 = 3,6884;$$

$$\tau_1 = 4879 \text{ с} = 1 \text{ ч } 21 \text{ мин } 19 \text{ с}.$$

При температуре 293 К эта реакция заканчивается за 1 ч 21 мин 19 с.

Пример 3. *Вычисление энергии активации.*

Константа скорости некоторой реакции при 20° равна $2 \cdot 10^{-2}$, а при 40° $3,6 \cdot 10^{-1}$. Вычислить энергию активации.

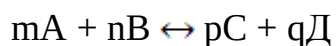
Решение. Выразим температуру в абсолютной шкале и подставим исходные данные в формулу.

$$E = 4,58 \lg \frac{3,6 \cdot 10^{-1}}{2 \cdot 10^{-2}} \cdot \frac{293 \cdot 313}{20} = 26380 \text{ кал}.$$

8. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

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

Уравнение обратимой реакции в общем виде



Скорость прямой и обратной реакции выражается уравнениями

$$V_{\text{пр}} = k_1 [A]^m [B]^n \quad \text{и} \quad V_{\text{обр}} = k_2 [C]^p [D]^q.$$

Так как при химическом равновесии $V_1 = V_2$, то

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} = K$$

где K – константа химического равновесия, не зависящая от концентрации реагирующих веществ, но изменяющаяся с температурой. При $K > 1$ произведение концентраций продуктов реакции больше произведения концентрации исходных веществ. Поэтому обратимая реакция дает в этом случае большой выход продуктов реакции. При $K < 1$, наоборот, выход продуктов реакции очень мал.

В выражение константы равновесия входят концентрации веществ, находящиеся в газовой фазе.

Константа равновесия связана с изменением основных термодинамических характеристик соотношением $-RT \ln K = \Delta G$. Так как $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$, то

$$R \ln K = \Delta S - \Delta H / T.$$

Если в уравнение $-RT \ln K = \Delta G$ ввести значение $R = 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ и перейти от натуральных логарифмов к десятичным, то оно примет вид $\lg K = -0,175 \Delta G_{298}^0 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$.

При отрицательных значениях ΔG ($\Delta G < 0$) правая часть уравнения становится положительной и, следовательно, в этом случае $\lg K > 0$ и $K > 1$.

Чем больше отрицательные значения ΔG , тем численно больше константа равновесия и тем сильнее смещается равновесие вправо. При $\Delta G = 0$ оба направления протекания обратимых реакций равновероятны. В этих случаях $\lg K = 0$ и $K = 1$, т.е. произведение концентраций исходных веществ равно произведению концентраций продуктов реакций.

Температуру, при которой $\Delta G^0 = 0$, называют температурой начала реакции. При этой температуре прямая и обратная реакция равновероятны. Температура начала реакции позволяет судить о начале развития реакции в желаемом направлении. Так как $\Delta G^0 = 0$, $\Delta H^0 - T \Delta S^0$ и $T_{\Delta G^0 = 0} = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$.

Химическое равновесие устанавливается при определенных значениях концентрации реагирующих веществ, температуры, давления для газов. Изменение одного из этих параметров приводит к нарушению равновесия. Направление смещения равновесия определяется правилом Ле-Шателье, согласно которому если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо внешнее воздействие (изменить температуру, концентрацию, давление), то это воздействие благоприятствует той из двух противоположных реакций, которая ослабляет оказанное воздействие.

Пример 1. *Вычисление константы равновесия реакции по равновесным концентрациям реагирующих веществ.*

Вычислите константу равновесия реакции $A + B \rightleftharpoons 2C$, если равновесные концентрации $[A] = 0,3 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $[B] = 1,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $[C] = 2,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

Решение. Выражение константы равновесия для реакции имеет вид

$$K_p = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]^2}$$

Подставим сюда указанные в условии задачи равновесные концентрации:

$$K_p = \frac{2,1}{0,3 \cdot 1,1^2} = 5,79.$$

Пример 2. *Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.*
Реакция протекает по уравнению $A + 2B \rightleftharpoons C$.

Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ А и В соответственно равны 0,5 и 0,7 моль $\cdot \text{л}^{-1}$, а константа равновесия реакции $K_p = 50$.

Решение. На каждый моль веществ А и В образуются 2 моль вещества С. Если понижение концентрации веществ А и В обозначить через x моль, то увеличение концентрации вещества С будет равно $2x$ моль.

Равновесные концентрации реагирующих веществ будут:

$$C_A = (0,5 - x) \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$C_B = (0,7 - x) \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$C_C = 2x \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

$$K_p = \frac{C_C^2}{C_A C_B} = \frac{4x^2}{(0,5 - x)(0,7 - x)} = \frac{4x^2}{0,35 - 1,2x + x^2} = 50$$

$$x_1 = 0,86; x_2 = 0,44.$$

По уравнению задачи справедливо значение x_2 . Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:

$$C_A = 0,5 - 0,44 = 0,06 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}; C_B = 0,7 - 0,44 = 0,26 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$C_C = 0,44 \cdot 2 = 0,88 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Пример 3. Определение изменения энергии Гиббса ΔG° реакции по значению константы равновесия K_p .

Рассчитайте энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ при 700 К, если константа равновесия равна $K_p = 1,0685 \cdot 10^{-4}$. Пропорциональное давление всех реагирующих веществ одинаково и равно 101325 Па.

Решение.

$$\Delta G_{700} = 2,303 \cdot RT \left(\lg \frac{P_C P_D}{P_A P_B} - \lg K_p \right).$$

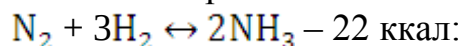
Для данного процесса:

$$\Delta G_{700} = 2,303 \cdot 8,3144 \cdot 700 \left(\lg \frac{101325}{101325 \cdot 101325} - \lg 1,0685 \cdot 10^{-4} \right) = 13403,65 \left(\lg \frac{1}{101325} - \lg 1,0685 \cdot 10^{-4} \right) = -13862 \text{ Дж} = -13,9 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta G^\circ < 0$, то реакция $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ при 700 К возможна.

Пример 4. Смещение химического равновесия.

В каком направлении сместится равновесие с системе



- а) при увеличении концентрации N_2 ;
- б) при увеличении концентрации H_2 ;
- в) при повышении температуры;
- г) при уменьшении давления?

Решение. Увеличение концентрации веществ, стоящих в левой части уравнения реакции, по правилу Ле-Шателье должно вызвать процесс, стремящийся ослабить оказанное воздействие, привести к уменьшению концентраций, т.е. равновесие сместится вправо (случай а и б).

Реакция синтеза аммиака – экзотермическая. Повышение t вызывает смещение равновесия влево – в сторону эндотермической реакции, ослабляющей оказанное воздействие (случай в).

Уменьшение давления (случай г) будет благоприятствовать реакции, ведущей к увеличению объема системы, т.е. в сторону образования N_2 и H_2 .

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называют реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. *Под степенью окисления (n) понимают условный заряд атома, который вычисляют исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.* Иными словами: *степень окисления — это условный заряд, который приобрел бы атом элемента, если предположить, что он принял или отдал то или иное число электронов.*

Окисление-восстановление — это единый, взаимосвязанный процесс. *Окисление приводит к повышению степени окисления восстановителя, а восстановление — к ее понижению у окислителя.*

Повышение или понижение степени окисления атомов отражается в электронных уравнениях: окислитель принимает электроны, а восстановитель их отдает. При этом не имеет значения, переходят ли электроны от одного атома к другому полностью, и образуются ионные связи, или электроны только оттягиваются к более электроотрицательному атому, и возникает полярная связь. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

Атом того или иного элемента в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом же элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Например:

$N^{5+}(HNO_3)$	$S^{6+}(H_2SO_4)$	Проявляют только окислительные свойства
$N^{4+}(NO_2)$	$S^{4+}(SO_2)$	Проявляют окислительные и восстановительные свойства
$N^{3+}(NH_2)$		
$N_{2+}(NO)$	$S^{2+}(SO)$	
$N^{+}(N_2O)$		
$N^0(N_2)$	$S^0(S_2; S_8)$	
$N^{-}(NH_2OH)$	$S^{-1}(H_2S_2)$	
$N^{2-}(N_2H_4)$		Проявляют только восстановительные свойства
$N^{3-}(NH_3)$	$S^{2-}(H_2S)$	

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции $\text{H}^\circ_2 + \text{Cl}^\circ_2 = 2\text{H}^+\text{Cl}^-$ валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице. Изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака заряда не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус.

Пример 1. *Определение окислительной и восстановительной способности веществ.*

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

Решение. Степень окисления азота в указанных соединениях соответственно равна: -3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая); $n(\text{S})$ соответственно равна: -2 (низшая), +4 (промежуточная), +6 (высшая); $n(\text{Mn})$ соответственно равна: +4 (промежуточная), +7 (высшая). Отсюда: NH_3 , H_2S — только восстановители; HNO_3 , H_2SO_4 , KMnO_4 — только окислители; HNO_2 , H_2SO_3 , MnO_2 — окислители и восстановители.

Пример 2. *Определение возможности протекания окислительно-восстановительных реакций*

Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ?

Решение: а) степень окисления в H_2S $w(\text{S}) = -2$; в HI $i(1) = -1$. Так как и сера, и иод находятся в своей низшей степени окисления, то оба вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) в H_2S $n(\text{S}) = -2$ (низшая), в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем H_2SO_3 является окислителем; в) в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная); в HClO_4 $n(\text{Cl}) = +7$ (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать, H_2SO_3 в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

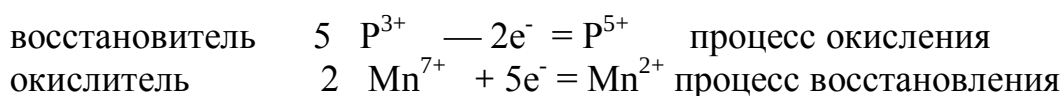
Пример 3. *Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций*

Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных

уравнений. Вычисляем, как изменяют степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:



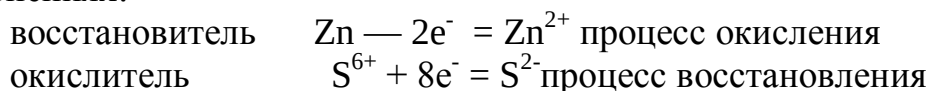
Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которые присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов десять. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид



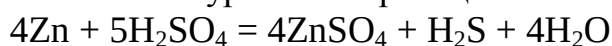
Пример 4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с учетом степени окисленности

Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

Решение. Цинк, как любой металл, проявляет только восстановительные свойства. В концентрированной серной кислоте окислительная функция принадлежит сере (+6). Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы как *p*-элемента VIA-группы равна -2. Цинк как металл IIB-группы имеет постоянную степень окисления +2. Отражаем сказанное в электронных уравнениях:



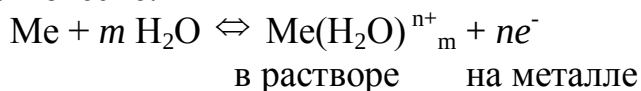
Составляем уравнение реакции:



Перед H_2SO_4 стоит коэффициент 5, а не 1, ибо четыре молекулы H_2SO_4 идут на связывание четырех ионов Zn^{2+} .

9.1. Электродные потенциалы и электродвижущие силы

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



где *n* - число электронов, принимающих участие в процессе.

На границе металл – жидкость возникает *двойной электрический слой*, характеризующийся определенным скачком потенциала – *электродным потенциалом*. Абсолютные значения электродных потенциалов измерить не удастся. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры и др.). Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях – так называемые стандартные электродные потенциалы (E°).

Стандартным электродным потенциалом металла называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией (или активностью), равной 1 моль/л, измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 25°C условно принимается равным нулю ($E^\circ = 0$; $\Delta G^0 = 0$).

Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов (E^0), получаем ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений).

Положение того или иного металла в ряду стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений) характеризует его восстановительную способность, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение E° , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньшие окислительные способности проявляют его ионы, и наоборот. Электродные потенциалы измеряют приборами, которые называют гальваническими элементами. Окислительно-восстановительная реакция, которая характеризует работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором ЭДС элемента имеет положительное значение. В этом случае $\Delta G^0 < 0$, так как $\Delta G^0 = -nFE^0$.

Пример 1. *Определение электродного потенциала в зависимости от концентрации ионов металла в растворе*

Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта (табл.1). Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л, а потенциалы кобальта — в растворе с концентрацией 0,1 моль/л.

Решение. Электродный потенциал металла (E) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость уравнения Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg c,$$

где E° – стандартный электродный потенциал; n – число электронов, принимающих участие в процессе; c – концентрация (при точных вычислениях – активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л; E^0 – для никеля и кобальта соответственно равны -0,25 и -0,277 В. Определим электродные потенциалы этих металлов при заданных концентрациях:

$$E_{Ni^{2+}/Ni} = -0.25 + \frac{0.059}{2} \lg 10^{-3} = -0.339B$$

$$E_{Co^{2+}/Co} = -0.277 + \frac{0.059}{2} \lg 10^{-1} = -0.307B$$

Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

Таблица 1

**Стандартные электронные потенциалы(ΔE^0)
некоторых металлов**

Электрод	E^0 , В	Электрод	E^0 , В
Li^+/Li	-3.045	Cd^{2+}/Cd	-0.403
Rb^+/Rb	-2.925	Co^{2+}/Co	-0.277
K^+/K	-2.924	Ni^{2+}/Ni	-0.25
Cs^+/Cs	-2.923	Sn^{2+}/Sn	-0.136
Ba^{2+}/Ba	-2.90	Pb^{2+}/Pb	-0.127
Ca^{2+}/Ca	-2.87	Fe^{3+}/Fe	-0.037
Na^+/Na	-2.714	$2H^+/H_2$	-0.000
Mg^{2+}/Mg	-2.37	Sb^{3+}/Sb	+0.20
Al^{3+}/Al	-1.70	Bi^{3+}/Bi	+0.215
Ti^{2+}/Ti	-1.603	Cu^{2+}/Cu	+0.34
Zr^{4+}/Zr	-1.58	Cu^+/Cu	+0.52
Mn^{4+}/Mn	-1.18	$Hg_2^{2+}/2Hg$	+0.79
V^{2+}/V	-1.18	Ag^+/Ag	+0.80
Cr^{2+}/Cr	-0.913	Hg^{2+}/Hg	+0.85
Zn^{2+}/Zn	-0.763	Pt^{2+}/Pt	+1.19
Cr^{3+}/Cr	-0.74	Au^{3+}/Au	+1.50
Fe^{2+}/Fe	-0.44	Au^+/Au	+1.70

Пример 2. Вычисление концентрации ионов металла в зависимости от электродного потенциала

Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равен -2.41 В. Вычислите концентрацию ионов магния (в моль/л).

Решение. Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста (см. пример 1):

$$-2.41 = -2.37 + \frac{0.059}{2} \lg c, -0.04 = 0.0295 \lg c?$$

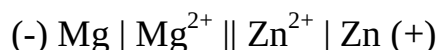
$$\lg c = \frac{-0.04}{0.0295} = -1.3559 = \bar{2},6441, c_{Mg^{2+}} = 4.4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Пример 3. Составление схемы гальванического элемента

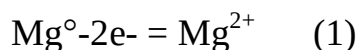
Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой

катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

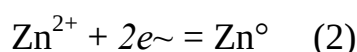
Решение. Схема данного гальванического элемента



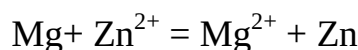
Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки — границу раздела двух жидких фаз — пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал (-2,37 В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



Цинк, потенциал которого -0,763 В, — катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:



Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = -0.763 - (-2.37) = 1.607 \text{ В}$$

9.2. Электролиз

Пример 1. Вычисление массы вещества, выделяющегося при электролизе

Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO_4 в течение 1 ч. При силе тока 4 А?

Решение. Согласно законам Фарадея

$$m = \frac{\mathcal{E}It}{96500}, \quad (1)$$

где m — масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде; $\mathcal{E}$ — молярная масса эквивалента вещества; I — сила тока, А; t — продолжительность электролиза, с.

Молярная масса эквивалентов меди в CuSO_4 равна $63,54 : 2 = 31,77$ г/моль. Подставив в формулу (1) значения $\mathcal{E} = 31,77$, $I = 4$ А, $t = 60 \cdot 60 = 3600$ с, получим

$$m = \frac{31,77 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} = 4,74$$

Пример 2. *Определение молярной массы эквивалента металла по количеству электричества, прошедшего через электролит*

Вычислите молярную массу эквивалента металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

Решение. Подставляя в формулу (1) числовые значения, получаем

$$\mathcal{E} = 11,742 \cdot 96500 / 3880 = 29,35 \text{ г/моль},$$

где $m = 11,742 \text{ г}$; $It = Q = 3880 \text{ Кл}$.

Пример 3. *Определение силы тока по объему выделившегося при электролизе водорода*

Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода (н.у.)?

Решение. Из формулы (1) $I = m \cdot 96500 / \mathcal{E} t$

Так как дан объем водорода, то отношение $m/\mathcal{E}$ заменяем отношением $V_{\text{H}_2} / V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}$, где V_{H_2} — объем водорода, л.; $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}$ — объем эквивалентной массы водорода, л. Тогда $I = V_{\text{H}_2} \cdot 96500 / V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} \cdot t$.

Объем эквивалентной массы водорода при н.у. равен половине молярного объема $22,4/2 = 11,2 \text{ л}$. Подставив в приведенную формулу значения $V_{\text{H}_2} = 1,4 \text{ л}$, $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} = 11,2 \text{ л}$, $t = 6025 \text{ (1 ч 40 мин 25 с = 6025 с)}$, находим

$$I = 1,4 \cdot 96,500 / (11,2 \cdot 6025) = 2 \text{ А}$$

Пример 4. *Определение массы веществ, образовавшихся у электродов при электролизе солей щелочных металлов и кислородосодержащих кислот*

Какая масса гидроксида калия образовалась у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)?

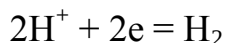
Решение. Объем эквивалентной массы кислорода (н.у.) $22,4/4 = 5,6 \text{ л}$. Следовательно, 11,2 л содержат две молярные массы эквивалента кислорода. Столько же эквивалентных масс KOH образовалось у катода, или $56,11 \cdot 2 = 112,22 \text{ г}$ ($56,11 \text{ г/моль}$ — молярная и эквивалентная масса KOH).

9.3. Коррозия металлов

Коррозия — это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса: анодный — окисление металла

$\text{Me}^0 - ne = \text{Me}^{n+}$ и катодный — восстановление ионов водорода



или молекул кислорода, растворенного в воде,



Ионы или молекулы, которые восстанавливаются на катоде, называют деполяризаторами. При атмосферной коррозии — коррозии во влажном воздухе при комнатной температуре — деполяризатором является кислород.

Пример 1. *Определение продуктов коррозии и составление электродных процессов*

Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. Цинк имеет более отрицательный потенциал (-0,763 В), чем кадмий (-0,403 В), поэтому он является анодом, а кадмий катодом.

Анодный процесс: $\text{Zn}^0 - 2e^- = \text{Zn}^{2+}$

катодный процесс: в кислой среде $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$

в нейтральной среде $\frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{OH}^-$

Так как ионы Zn^{2+} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

10. ОСНОВЫ ХИМИИ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ

10.1. Неорганические вяжущие вещества

Неорганическими вяжущими веществами называют материалы, способные при смешивании с водой образовывать пластично-вязкую массу, которая постепенно затвердевает, превращаясь в прочное камневидное тело.

Признаки неорганических вяжущих веществ:

- гидрофильность;
- способность образовывать с водой тестообразную, легко формирующуюся массу;
- способность переходить из тестообразного состояния в твердое.

Отличие от органических вяжущих веществ:

- органические вяжущие вещества гидрофобны;
- в рабочее состояние переходят при расплавлении, нагревании или при растворении в органических жидкостях.

По условиям твердения и водостойкости продуктов твердения вяжущие вещества делятся на воздушные и гидравлические.

Воздушные вяжущие вещества после замешивания с водой твердеют на воздухе и продукты твердения нестойки по отношению к воде (известь, гипсовые вяжущие и др.).

Гидравлические вяжущие после замешивания с водой и начального затвердевания на воздухе в дальнейшем могут твердеть под водой; продукты твердения способны сохранять свою прочность при пребывании в воде (портландский цемент, глиноземистый цемент, пуццолановый цемент, гидравлическая известь и т.д.).

Физико-химические свойства вяжущих веществ:

- вяжущие вещества представляют собой дисперсные материалы с достаточно высокой *степенью дисперсности*;
- вяжущие вещества при смешивании с водой образуют пастообразную однородную смесь, называемую вяжущим тестом; оно обладает *пластичностью*; при хорошей пластичности массы ускоряются и удешевляются операции ее смешивания, укладки, формования и уплотнения;
- *твердение* вяжущих веществ происходит в результате специфических химических и физико-химических процессов; здесь различаются два процесса:
 - схватывание;
 - твердение.

10.2. Известь

Известь получают посредством обжига кальцево-магниеых карбонатных горных пород (известняков, мела, доломитизированных известняков, мергелистых известняков). Температура обжига 1000-1200⁰С.

Целью обжига кальцево-магниеых пород служит их декарбонизация, т.е. удаление СО₂. При этом образуется продукт, обладающий вяжущими свойствами.

Реакции, происходящие при обжиге:



При обжиге магниево-кальцевых карбонатных пород сначала завершается термическое разложение карбоната магния (650-750⁰С), а затем карбоната кальция (1000-1350⁰С). Продукт обжига (в данном случае негашеная известь, состоящая в основном из СаО) имеет пористую структуру.

При обжиге пород, содержащих наряду с карбонатами кальция и магния глинистые примеси, существенные изменения претерпевают не только карбонаты, но и гидросиликаты алюминия:

- каолит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- монтмориллонит;
- галлуазит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot (2+x)\text{H}_2\text{O}$;
- аллофан $m\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2 \cdot p\text{H}_2\text{O}$;

При 500-800⁰С гидросиликаты алюминия деградируются, и свойства глины меняются, т.к. образуются аморфные вещества с различной структурой частиц.

При обжиге известь отличается разрыхленной структурой частиц, такая же структура характерна и для продуктов обжига глинистых примесей. Эти продукты обжига природных минералов энергично реагируют *друг с другом*. Реакции, происходящие в твердом состоянии в печи при 1000-1200⁰С, приводят к образованию главным образом низкоосновных алюмината и силиката кальция:

- $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$
- $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$

При 1250-1300⁰С эти соединения дальше насыщаются известью. При этом получается:

- 5CaO· SiO₂ ;
- 3CaO· Al₂O₃ (в небольших количествах);
- 3CaO· SiO₂ (в небольших количествах).

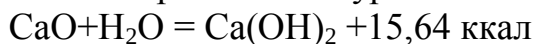
Получение вяжущих материалов на основе извести достигается путем диспергирования ее гашением или помолом. В обожженной извести наряду с оксидом кальция (и оксидом магния) содержатся также силикаты и алюминаты кальция. В зависимости от количества примесей получают:

- если примесей не более 6%, получается *воздушная известь*; содержание свободных оксидов CaO+MgO 90-95%, а силикатов и алюминатов кальция – не более 10%;

- если содержание примесей более 6%, образуется гидравлическая известь, в которой силикаты и алюминаты составляют до 70-80%, остальное – свободные CaO+MgO.

Из воздушной извести при гашении получается воздушное вяжущее вещество. Из гидравлической извести путем помола получается гидравлическое вяжущее вещество, гидравлические свойства которого обуславливаются силикатами и алюминатами кальция.

Гашение воздушной извести протекает по уравнению:



Получается *тонкодисперсный* продукт без помола в результате химического диспергирования, происходящего при гидратации.

Твердение известково-песчаных смесей при обычных температурных условиях вызывается в первые месяцы карбонизацией извести и ее перекристаллизацией. В присутствии CO₂, содержащейся в воздухе, идет реакция карбонизации гидроокиси кальция:



Наличие песка в смеси облегчает доступ CO₂ в толщу материала.

Для успешного процесса схватывания и твердения извести необходимо соблюдение следующих условий:

- в сухой среде известь практически не карбонизируется;
- в присутствии большого количества воды известь также не карбонизируется, т.к. равновесие реакции смещается влево [3].

10.3. Портландский цемент

Это гидравлическое вяжущее вещество, твердеющее в воде и на воздухе. Применяется для изготовления бетона и железобетона.

Получение портландцемента включает следующие этапы:

- изготовление сырьевой смеси требуемого состава;
- обжиг до спекания, при этом получают цементный клинкер;
- размалывание до получения тонкого порошка.

Элементарный *химический состав* клинкера принято условно выражать в пересчете на соответствующие оксиды (в вес. %):

- CaO 62-68;
- SiO₂ 18-26;
- Al₂O₃ 4-9;
- Fe₂O₃ 03-6;

В качестве сырья применяют породы, состоящие в основном из карбонатов кальция и силикатов алюминия (известняки и глины) в соотношении 1:3 (по массе).

Сырьевую смесь изготавливают мокрым способом – измельчением и смешиванием сырьевых материалов с водой (шлам). Затем:

- шлам подсушивается;
- дегидратация минералов глины (500-800⁰С);
- диссоциация карбоната кальция (900-1200⁰С) и образование CaO·Al₂O₃ и 2CaO·SiO₂;
- завершается образование 2CaO·SiO₂;
- CaO·Al₂O₃ → 5CaO·3Al₂O₃ и 3CaO·Al₂O₃ при температуре 1000-1250⁰С;
- частичное плавление материала при температуре 1450⁰С; завершение образования силикатов и алюминатов кальция. Материал спекается, образуя зернистую массу, называемую *клинкером*;
- охлаждение до 1000-1200⁰С и быстрое охлаждение в специальном устройстве, называемом холодильником;
- помол клинкера.

В химии силикатных материалов при выражении состава минералов приняты сокращения:

- CaO – C;
- SiO₂ – S;
- Al₂O₃ – A;
- Fe₂O₃ – F;
- H₂O – H;

Состав цементного клинкера

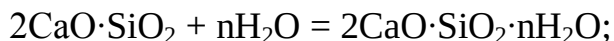
Название минерала	Формула	Условные обозначения	Примерное содержание в клинкере
Трехкальциевый силикат	3CaO·SiO ₂	C ₃ S	40 – 65
Двухкальциевый силикат	2CaO·SiO ₂	C ₂ S	15 – 4
Трехкальциевый алюминат	3CaO·Al ₂ O ₃	C ₃ A	5 – 15
Четырехкальциевый алюмоферрит	4CaO·Al ₂ O ₃ ·Fe ₂ O ₃	C ₄ AF	10 – 20

Взаимодействие минералов цементного клинкера с водой происходит через процессы гидролиза, гидратации и образования гидритных соединений:

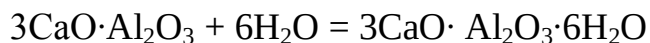
- при действии воды на трехкальцевый силикат некоторая его часть растворяется в воде с гидролитическим расщеплением; продукты гидролиза гидратируются. В результате из раствора выделяется труднорастворимый двухкальцевый гидросиликат:



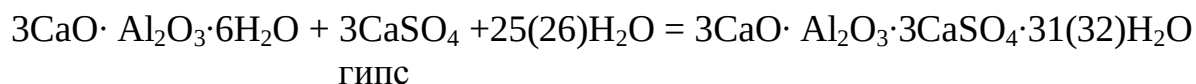
- при взаимодействии с водой двухкальцевый силикат практически не подвергается гидролизу, а гидратируется:



- при смешивании с водой $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ переходит в раствор, выделяясь из него в осадок в виде гидроалюминатов кальция:



При добавлении гипса (для регулирования сроков схватывания):



- четырехкальцевый алюмоферрит при действии воды гидролитически расщепляется с образованием шестиводного трехкальцевого алюмината и гидроферрита кальция:



Это основные химические реакции, происходящие при взаимодействии основных клинкерных минералов с водой.

Цементный камень, образующийся в результате взаимодействия минералов цементного клинкера с водой, включает следующие основные части:

- гидроксид кальция;
- гидросиликаты кальция;
- гидроалюминаты кальция;
- гидрофериты кальция.

10.4. Коррозия бетона и методы борьбы с ней

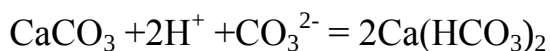
Основные виды коррозии бетона можно свести в три группы:

- разложение цементного камня водой, а также растворение и вымывание образующейся при этом $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Растворимость гидроксида кальция может увеличиваться или уменьшаться в зависимости от содержания примесей в воде в соответствии с правилом произведения растворимости;

- образование легко растворимых солей в результате взаимодействия составляющих цементного камня с веществами, находящимися в окружающей среде, и вымывание этих солей. Особое практическое значение имеют коррозии – углекислая и магниевая.

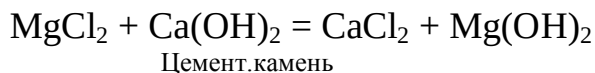
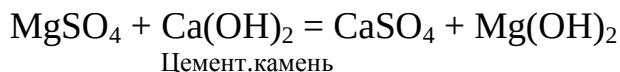
Углекислая коррозия обуславливается наличием в большинстве природных вод двуокиси углерода. Вода, в которой растворенная CO_2 и ионы H^+ , HCO_3^- , CO_3^{2-} находятся в равновесии, не способна растворить карбонатную

пленку бетона. Увеличение количества CO_2 в воде приводит к растворению карбонатной пленки по реакции:



Избыточная (сверх равновесного количества) двуокись углерода (агрессивная CO_2) вызывает углекислую коррозию цементного камня.

Магнезиальная коррозия вызывается содержащимися в морской воде и грунтовых водах солями магния (MgSO_4 , MgCl_2)



При действии магнезиальных солей образуются наряду с гидроксидом магния (рыхлая, пронизываемая для воды пленка) хлорид и сульфат кальция. CaCl_2 повышает растворимость извести и, следовательно, ускоряет коррозионные процессы.

Сульфатная коррозия обуславливается накоплением в порах и капиллярах бетона соединений, имеющих больший объем, чем исходные продукты реакции.

Сульфаты встречаются в большинстве природных вод, а также в сточных водах.

В результате обменных реакций с цементным камнем, вода, с ним соприкасающаяся, постепенно насыщается сульфатом кальция. Сульфат кальция может далее взаимодействовать с гидроалюминатом кальция. При этом получается высокосульфатная форма гидросульфалюмината кальция



образующаяся с большим увеличением объема, т.к. она кристаллизуется с 31-32 молекулами воды. Рост ее кристаллов вызывает разрушение цементного камня и бетона.

Методы защиты бетона и других материалов от коррозии можно свести в следующие группы:

- выбор цемента, по отношению к которому данная среда не являлась бы агрессивной. Так, например, во избежание сульфатной коррозии необходимо использовать *сульфатостойкий портландцемент* (с пониженным содержанием трехкальцевого алюмината - не более 5%). Для эксплуатации коррозионного действия только мягкой воды используют цемент с 30-50% активной минеральной добавки – *пуццолановый портландцемент*;

- изготовление особо плотного цемента, т.к. иначе облегчается диффузия агрессивных жидкостей в тело бетона. Для этой цели применяются пластифицирующие поверхностно-активные добавки;

- применение защитных покрытий и облицовок, практически исключая воздействие агрессивной среды на бетон [3].

Пример 1. Определение массы воды по уравнению реакции

Для получения пушонки к негашеной извести добавили воду, масса которой составляет 96,4% массы исходной извести. Во сколько раз масса использованной воды превышает массу воды, которая необходима по уравнению реакции гашения?

Решение. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

$M_{(\text{CaO})} = 56 \text{ г/моль}$; $M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18 \text{ г/моль}$;

1. Допустим, что негашеная известь – чистый гидроксид кальция и количество извести для гашения составляет 1 моль. Следовательно, масса извести равна: $m_{(\text{CaO})} = 1 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г}$.

2. Масса использованной воды: $m_{(\text{H}_2\text{O})} = 56 \cdot 0,964 = 54 \text{ г}$.

3. Из уравнения реакции гашения видно, что для получения пушонки количество требуемой воды составляет 1 моль, следовательно, по массе 18 г H_2O .

4. Находим отношение массы использованной воды к массе требуемой по уравнению реакции:

$$\frac{m_{(\text{исп})}}{m_{(\text{треб})}} = \frac{54}{18} = 3$$

Ответ: в 3 раза.

Пример 2. Определение степени чистоты гипса

Определить степень чистоты гипса, если при нагревании до 120°C образца минерала массой 20 г. потеря массы составила 2,83 г (примесь воду не содержит).

Решение. Масса природного гипса уменьшается за счет частичной дегидратации:



$M_{(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} = 172 \text{ г/моль}$

$M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18 \text{ г/моль}$

По уравнению реакции: на 172 г $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ потеря воды составит 27 г.

По условию задачи находим массу чистого гипса без примесей:

$$\frac{172}{x} = \frac{27}{2,83}$$

Находим степень чистоты гипса (содержание $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$):

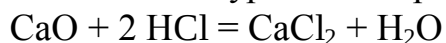
$$C\%_{(\text{чист})} = 18 \cdot 100 / 20 = 90\%$$

Ответ: степень чистоты гипса составляет 90%.

Пример 3. Определение объема кислоты

Сколько (мл) соляной кислоты массовой доли 36,5 % и плотностью 1,2 г/мл потребуется для взаимодействия оксида кальция, который содержится в цементном порошке массой 40 г, если на долю оксида кальция приходится 58%.

Решение. По уравнению реакции:



1 моль 1 моль

$$M_{(\text{CaO})} = 56 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{HCl})} = 36,5 \text{ г/моль}$$

1. Находим массу оксида кальция в цементном порошке:

$$m_{(\text{CaO})} = \frac{m_{(\text{ц.п.})} \cdot C\%}{100} = \frac{40 \cdot 58}{100} = 23,2 \text{ г.}$$

2. Находим массу соляной кислоты:

$$m_{(\text{HCl})} = \frac{m_{(\text{CaO})} \cdot 2M_{(\text{HCl})}}{M_{(\text{CaO})}} = \frac{23,2 \cdot 73}{56} = 30,24 \text{ г.}$$

3. Находим объем соляной кислоты из формулы:

$$C\% = \frac{m_{(\text{HCl})} \cdot 100}{V_{(\text{HCl})} \cdot \rho_{(\text{HCl})}},$$

где $m_{(\text{HCl})}$ – масса HCl;

$V_{(\text{HCl})}$ – объем HCl (р-р);

$\rho_{(\text{HCl})}$ – плотность HCl (р-р);

C% – процентная концентрация раствора соляной кислоты.

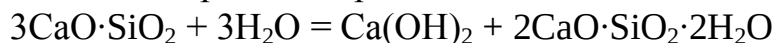
$$V_{(\text{HCl})} = \frac{m_{(\text{HCl})} \cdot 100}{C\% \cdot \rho} = \frac{30,24 \cdot 100}{36,5 \cdot 1,2} = 69,04 \text{ (мл)}$$

Ответ: потребуется 69,04 мл соляной кислоты.

Пример 4. Определение массы воды

В состав цементного клинкера входит алит (трехкальциевый силикат) $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, который при схватывании связывает 3 моль воды. Определить массу воды, которую необходимо добавить к клинкеру для твердения алита, если масса портландцементного клинкера составляет 100 г, содержание в клинкере алита 48%.

Решение. Уравнение реакции схватывания алита:



$$M_{(3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2)} = 228 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18 \text{ г/моль}$$

1. Находим массу алита в клинкере:

$$m_{(\text{алита})} = \frac{m_{(\text{клинк})} \cdot C\%}{100},$$

где $m_{(\text{клинк})}$ – масса клинкера;

$m_{(\text{алита})}$ – масса алита;

C% - процентное содержание алита в клинкере.

$$m_{(\text{алита})} = \frac{100 \cdot 48}{100} = 48 \text{ г.}$$

2. Находим массу воды по формуле:

$$m_{(H_2O)} = \frac{m_{(алита)} \cdot 3M_{(H_2O)}}{M_{(алита)}},$$

где $m_{(алита)}$ – масса алита;

$M_{(H_2O)}$ – молярная масса воды;

$M_{(алита)}$ – молярная масса алита.

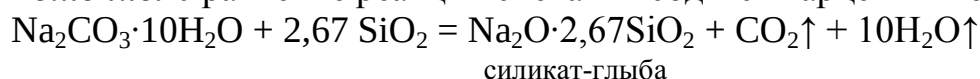
$$m_{(H_2O)} = \frac{48 \cdot 3 \cdot 18}{228} = 11,37 \text{ г.}$$

Ответ: масса воды составляет 11,37 г.

Пример 5. Определение массы кристаллической соды

Сколько (кг) кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ потребуется для приготовления силикат-глыбы $Na_2O \cdot 2,67SiO_2$ массой 11,1 кг, если на 1 моль соды при спекании расходуется 2,67 моль SiO_2

Решение. Уравнение реакции спекания соды с кварцевым песком:



$$M_{(силикат-глыбы)} = 222 \text{ г/моль}$$

$$M_{(крист. соды)} = 286 \text{ г/моль}$$

По уравнению реакции:

На 222 г силикат-глыбы требуется 286 г соды.

Находим массу кристаллической соды, которая требуется для получения силикат-глыбы по уравнению

$$\frac{M_{(сил-глыбы)}}{M_{(соды)}} = \frac{m_{(сил-глыбы)}}{m_{(соды)}},$$

где $M_{(сил-глыбы)}$ – молярная масса силикат-глыбы;

$M_{(соды)}$ – молярная масса соды;

$m_{(сил-глыбы)}$ – масса силикат-глыбы;

$m_{(соды)}$ – масса соды.

$$m_{(соды)} = \frac{286 \cdot 11,1 \cdot 10^3}{222} = 14,3 \cdot 10^3 (\text{г}) = 14,3 \text{ кг}$$

Ответ: Масса соды составляет 14,3 кг.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ

1. Основные химические понятия и законы

1. Найдите молярную массу эквивалента двух металлов по следующим экспериментальным данным: навеска первого металла массой 2.0000 г. и навеска второго массой 1.0582 г. образуют оксиды массой, соответственно равной 2.5036 и 2.0000 г.

2. Олово образует два оксида. Первый содержит 78.8% , второй - 88.2% олова. Вычислите молярные массы эквивалентов олова в этих соединениях.

3. Мышьяк образует два оксида с массовыми долями мышьяка 0.652 и 0.758. Определите молярные массы эквивалентов мышьяка в этих оксидах.

4. Элемент образует гидрид с массовой долей водорода 0.887. Вычислите молярную массу эквивалента элемента.

5. В оксиде металла $\omega(O) = 0.286$. В его же соединении со фтором $\omega(F) = 0.487$. Определите молярную массу эквивалента фтора.

6. При горении фосфора в недостатке кислорода на 6.2 г фосфора расходуется 3.36 л кислорода, а в избытке 5.60 л. Рассчитайте $M_{\text{экв}}$ фосфора в полученных соединениях. Как относятся эквиваленты друг к другу?

7. Одно и то же количество металла соединяется с $0.6 \cdot 10^{-3}$ кг кислорода и $9.534 \cdot 10^{-3}$ кг галогена. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла.

8. На восстановление $3.6 \cdot 10^{-3}$ кг оксида металла израсходовано $1.7 \cdot 10^{-3}$ м³ водорода (н.у.). Рассчитайте молярную массу эквивалента металла.

9. Анализом установлено, что массовая доля углерода в соединении с водородом составляет 0.75. Какова молярная масса эквивалента углерода и его валентность?

10. Чему равен при н.у. молярный объем эквивалента водорода? Вычислите молярную массу эквивалента металла, если на восстановление 1.017 г его оксида израсходовалось 0.28 л водорода (н.у.).

11. При растворении в кислоте металла массой 11.9 г выделился водород объемом 2.24 л (н.у.). Чему равны $f_{\text{экв}}$ и $M_{\text{экв}}$ для этого металла?

12. Металл массой $1.5 \cdot 10^{-3}$ кг вытесняет из раствора никель массой $3.67 \cdot 10^{-3}$ кг, а из раствора кислоты – водород объемом $11.4 \cdot 10^{-3}$ м³ (н.у.). Определите молярную массу эквивалента никеля.

13. Кальций массой 0.69 г и цинк массой 1.13 г вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Определите молярную массу эквивалента цинка, зная, что молярная масса эквивалента кальция 20 г/моль.

14. Алюминий массой 0.752 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород объемом 0.936 л (н.у.). Определите молярный объем эквивалента водорода. Молярная масса эквивалента алюминия 8.99 г/моль.

15. На нейтрализацию 245 г 10% раствора H_2SO_4 пошло 20 г NaOH. Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты.

16. Вычислить $M_{\text{экв}}(HCl)$, если известно, что при полном взаимодействии цинка с 66.4 мл 20 % раствора соляной кислоты расходуется 13 г цинка, а то же количество цинка, в свою очередь, реагируя с кислородом, дает 16.2 г оксида цинка.

17. В лаборатории имеются два различных хлорида железа. Их анализ показал, что в одной соли содержится 34.5 % железа, в другой - 44.1%. Определите молярные массы эквивалента железа в этих соединениях, если известно, что 2.24 л (н.у.) хлора соединяются с 2.24 л (н.у.) водорода. Как относятся $M_{\text{экв}}$ друг к другу ?

18. Определите $M_{\text{экв}}$ алюминия и количество выделившегося газа, если известно, что для растворения 5.4 г алюминия потребовалось 99.6 мл 20-% раствора соляной кислоты.

19. На нейтрализацию 0.943 г фосфористой кислоты H_3PO_4 израсходовано 1.291 г KOH. Вычислите эквивалент, молярную массу эквивалента, основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

20. Из 3.85 г нитрата металла получено 1.60 г его гидроксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

21. Из 1.35 г оксида металла получается 3.15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

22. Для растворения $8.43 \cdot 10^{-3}$ кг металла потребовалось 0.147 кг раствора с массовой долей H_2SO_4 0.05. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося водорода (н.у.).

23. Какая масса цинка потребуется для вытеснения меди из раствора, содержащего 0.1 молярной массы эквивалента $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

24. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты действовали на растворы:

- а) гидрокарбоната кальция ;
- б) хлорида гидроксоалюминия.

Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их молярные массы эквивалентов.

25. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной кислотой, при которых образуются следующие соединения железа:

- а) хлорид дигидроксожелеза (III);
- б) хлорид гидроксожелеза (III);
- в) хлорид железа (III).

Вычислить фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций.

2. Способы выражения концентрации растворов

1. Кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ какой массы потребуется для приготовления раствора объемом 12 л, если его:

- а) молярная концентрация равна 0.2 моль/л;
- б) эквивалентная концентрация равна 0.2 моль/л?

2. Медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ какой массы потребуется для приготовления раствора объемом 2 л, содержащего $CuSO_4$ количеством вещества 0.5 моль? Какова молярная концентрация полученного раствора?

3. Чему равны массы хлорида бария безводного и кристаллогидрата $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, которые надо взять для приготовления раствора ($\rho = 1.072 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$) объемом 1.5 л, в котором $\omega(BaCl_2) = 0.08$? Какой объем воды потребуется в том и другом случае?

4. Какие массы безводного сульфата меди и медного купороса потребуются для приготовления раствора ($\rho = 1.084 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$) объемом 1 л, для которого $\omega(BaCl_2) = 0.08$?

5. Определите эквивалентную концентрацию 8-процентного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1.092 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$).

6. Определите нормальную концентрацию 10-процентного раствора серной кислоты ($\rho = 1.07 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$).

7. Сколько миллилитров 96-процентного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1.84 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$) нужно взять для приготовления 1 л 0.25N раствора?

8. Плотность 40-процентного (по массе) раствора HNO_3 равна $1.25 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$. Рассчитать молярность, моляльность этого раствора.

9. Вычислите массовую долю HNO_3 в растворе и моляльность 8N раствора HNO_3 , плотность которого равна $1246 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$.

10. Какой объем раствора гидроксида калия с массовой долей КОН 24% ($\rho = 1218 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$) можно приготовить из 125 л раствора гидроксида калия с массовой долей КОН 0.48 ($\rho = 1510 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$)?

11. Определите эквивалентную концентрацию, моляльность и массовую долю $Fe_2(SO_4)_3$ в растворе, если плотность раствора равна $1000 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$.

12. Какой объем 5N раствора NaOH можно приготовить из 4 л раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 0.50 ($\rho = 1510 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$)?

13. Плотность 15-процентного (по массе) раствора H_2SO_4 равна $1105 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$. Вычислите нормальность, молярность, моляльность раствора.

14. Из 3 л раствора с массовой долей КОН 0.50 и плотностью $1.09 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ нужно приготовить раствор с массовой долей КОН 0.10 ($\rho = 1.09 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$). Сколько воды нужно взять для приготовления указанного раствора?

15. Из 5 л раствора гидроксида калия с массовой долей KOH 0.50 и плотностью $1538 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$ надо приготовить раствор с массовой долей KOH 0.18. Какой объем воды надо взять?

16. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 0.96 ($\rho = 1835 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$) нужно взять для приготовления 5 л 0.5Н раствора H_2SO_4 ?

17. Какой объем 50-процентного раствора KOH ($\rho = 1.538 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$) требуется для приготовления 3 л 6-процентного раствора $\rho = 1.048 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$?

18. Какой объем 0.1Н HNO_3 можно приготовить из 0.7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ($\rho = 1180 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$)?

19. К 100 мл 96-процентной (по массе) H_2SO_4 ($\rho = 1.84 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью $1.220 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$. Вычислить его эквивалентную концентрацию и массовую долю H_2SO_4 .

20. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1.19 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$), содержащей 38% (масс.) HCl, нужно взять для приготовления в 2 Н раствора?

21. Смешаны 0.8 л 1.5 Н NaOH и 0.4 л 0.6 Н NaOH. Какова эквивалентная концентрация полученного раствора?

22. Водный раствор содержит 577 г H_2SO_4 в 1 л. Плотность раствора $1335 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$. Вычислите массовую долю H_2SO_4 в растворе, а также эквивалентную концентрацию раствора.

23. Определите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента H_2SO_4 в растворе, в котором массовая доля H_2SO_4 0.98, а $\rho = 1.84 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$.

24. К 0.78 л раствора NaOH с массовой долей 0.20 и $\rho = 1.225 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ прибавили 0.14 л раствора с массовой долей NaOH 0.10 и $\rho = 1.115 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$. Определите массовую долю NaOH в полученном растворе.

25. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 0.3 ($\rho = 1219 \text{ г} \cdot \text{м}^{-3}$) можно приготовить из 12 кг раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 0.6.

3. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

3.1. Осмотическое давление растворов неэлектролитов

1. Вычислите величину осмотического давления раствора, в 1 л которого содержится 0.2 моля неэлектролита, если температура раствора 17°C .

2. Определите относительную молекулярную массу глюкозы, если осмотическое давление раствора, содержащего 6 г глюкозы в 1л раствора, равно 0.82 атм при 27°C .

3. Вычислите осмотическое давление раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, если 1л раствора содержит 91 г растворенного вещества, а температура равна 27°C .

4. Раствор неэлектролита содержит в 1л 0.12 моля растворенного вещества. Вычислите осмотическое давление раствора, если температура его равна 37° С.

5. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 0.05 моля растворенного вещества, если температура раствора равна 35° С.

6. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1л 3.1г анилина $C_6H_5NH_2$ при 21° С .

7. Вычислите осмотическое давление 4% - ного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 20° С, если плотность раствора равна $1.014 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$.

8. Вычислите, при какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 45 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$, достигнет 6 атм.?

9. Сколько граммов глюкозы $C_6H_{12}O_6$ содержится в 200 мл раствора, осмотическое давление которого при 37° С составляет 8 атм.?

10. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 0.66 г мочевины, равно 836 мм рт. ст. при 33°С. Вычислите относительную молекулярную массу мочевины.

11. Чему равно при 27°С осмотическое давление раствора, взятого объемом 1л и содержащего этиловый спирт массой 23 г, или глюкозу $C_6H_{12}O_6$ массой 36 г?

12. Методом измерения осмотического давления растворов было установлено значение M_r гемоглобина - 68000. В одном из опытов при 4° С осмотическое давление раствора, содержащего гемоглобин массой 40 г в растворе объемом 0.5 л, оказалось равным 2634 Па. Какое значение M_r гемоглобина было найдено в этом опыте?

13. Чему равно при 17 °С осмотическое давление раствора глюкозы, в котором ее массовая доля составляет 0.10($\rho = 1.0377 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$)?

14. Каким будет при 0°С осмотическое давление раствора, содержащего сахарозу $C_{12}H_{22}O_{11}$ массой 25.2 г в растворе 200 мл?

15. При 20°С плотность раствора, в котором массовая доля сахарозы составляет 0.17, равна $1.067 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$. Какое осмотическое давление имеет этот раствор при той же температуре?

16. Осмотическое давление раствора мочевины $CO(NH_2)_2$ при 0° С равно $6.8 \cdot 10^5$ Па. Найдите ее массу в этом растворе объемом 1 л.

17. Чему равна молярная концентрация раствора неэлектролита, если при 17° С его осмотическое давление составляет 1204.5 Па?

18. Какой массы сахароза находится в растворе объемом 200 мл, если осмотическое давление этого раствора при 0° С равно $6.61 \cdot 10^5$ Па?

19. Чему равна массовая доля сахарозы в растворе с осмотическим давлением $0.637 \cdot 10^5$ Па при 6.8° С ?

20. Масса анилина $C_6H_5NH_2$ в растворе объемом 1 л составляет 9.30 г. Если этот раствор при $18^\circ C$ изотоничен с раствором метилового спирта, то чему равна $m(CH_3OH)$ в растворе объемом 1 л ?

21. Будут ли при одной и той же температуре изотоническими водные растворы сахарозы и глицерина $C_3H_5(OH)_3$, в которых их массовые доли:

а) одинаковы и равны 0.01 ;

б) неодинаковы: для сахара 0.01, для глицерина 0.0027 ? (для растворов $\rho = 1 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$).

22. Какова молярная концентрация раствора, объем которого равен 1 л, а осмотическое давление при $10^\circ C$ составляет 0.12 МПа ?

23. Сколько воды надо прибавить к 5 л раствора сахара, чтобы понизить его осмотическое давление с $10.13 \cdot 10^5$ до $1.013 \cdot 10^3$ Па ?

24. Осмотическое давление в организме млекопитающих колеблется от 669 до 8.10 кПа. Какой должна быть молярная концентрация раствора, чтобы при $20^\circ C$ осмотическое давление было равно его максимальному значению ?

25. Осмотическое давление клеточного сока наземных органов болотных растений при $20^\circ C$ колеблется от $2.026 \cdot 10^5$ до $16.2 \cdot 10^5$ Па, а степных - от $8.104 \cdot 10^5$ до $40.52 \cdot 10^5$ Па. Какой молярной концентрации раствора соответствует минимальное значение осмотического давления для болотных растений и максимальное для степных ? В каком молярном соотношении находятся эти концентрации ?

3.2 Давление пара разбавленных растворов неэлектролитов. Первый закон Рауля

1. Требуется вычислить давление пара раствора, содержащего 0.2 моля сахара в 450 г йода. Давление пара чистой воды при $20^\circ C$ равно 17,5 мм рт. ст.

2. Давление пара воды при $25^\circ C$ составляет 23.76 мм рт. ст. Вычислите для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

3. Давление пара воды при $20^\circ C$ составляет 1734 мм рт. ст. Сколько граммов сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление пара которого на 0.14 мм рт. ст. ниже давления пара воды ?

4. Вычислите, каково будет давление пара раствора при $65^\circ C$, содержащего 13.68 г сахара в 90 г воды, если давление водяного пара при той же температуре равно 187.5 мм рт. ст.

5. При $42^\circ C$ давление водяного пара 613 мм рт. ст. На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

6. Вычислить давление пара 10%-ного водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при $100^\circ C$.

7. Каково будет давление пара 10% - ного водного раствора мочевины $CO(NH_2)_2$ при $100^\circ C$?

8. Давление водяного пара при 70°C равно 233.8 мм рт. ст., давление пара раствора, содержащего в 270 г воды 12 г растворенного вещества, при той же температуре равно 230.68 мм рт. ст. Определите относительную молекулярную массу растворенного вещества.

9. Определите относительную молекулярную массу анилина, если при 30°C давление пара раствора, содержащего 3.09 г анилина в 370 г эфира $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ равно 643.6 мм рт. ст., а давление пара чистого эфира при той же температуре равно 647.9 мм рт. ст.

10. При 30°C давление пара этилового эфира равно 863.6 кПа. На сколько понизится давление пара при этой температуре, если в эфире массой 300 г растворить анилин массой 2.79 г ?

11. Вычислите давление пара водного раствора глицерина массовой долей 0.03 , взятого при 25°C . Давление пара воды при этой температуре равно 31.67 кПа.

12. Определите давление пара раствора при 40°C , содержащего глюкозу массой 3.6 г в воде массой 250 г. Давление пара воды при той же температуре равно 73.74 кПа.

13. Определить массовую долю мочевины в водном растворе, если давление пара над ним на 1% меньше давления пара воды при той же температуре.

14. Давление пара раствора, содержащего анилин массой 0.425 г в эфире массой 100 г при 20°C , равно 587.7 кПа. Давление пара над чистым эфиром при той же температуре равно 589.7 кПа. Определить относительную молекулярную массу анилина.

15. Давление пара воды при 50°C равно 123,3 кПа. Сколько граммов глюкозы нужно растворить в воде массой 270 г, чтобы давление пара над раствором понизилось на 0,7 кПа.?

16. Определите относительное понижение давления пара над раствором, содержащим салициловую кислоту ($\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3$) массой 4.14 г в этиловом спирте массой 100 г.

17. Определите моляльность раствора мочевины. Давление пара над раствором при 25°C равно 31.1 кПа. Давление пара воды при этой температуре 31.67 кПа.

18. Давление пара над раствором, содержащим нафталин массой 2.55 г в бензоле массой 234 г, при 20°C , равно 99.53 кПа. Давление пара над чистым бензолом при этой температуре равно 100.21 кПа. Вычислите относительную молекулярную массу нафталина и относительную ошибку в процентах по сравнению с величиной, найденной в справочнике .

19. Определите атмосферное давление, если раствор, содержащий глицерин массой 1.5 г в воде массой 90 г, кипит при 99°C . Давление водяного пара при той же температуре равно 977,3 кПа.

20. Какова масса свекловичного сахара в растворе, если давление пара его на 2% меньше давления пара воды при той же температуре ?

21. При 20°C давление пара над чистым сероуглеродом равно 397,2 кПа, а над раствором, содержащим бензойную кислоту массой 5.168 г в сероуглероде массой 100 г, 390.8 кПа. Вычислите относительную молекулярную массу бензойной кислоты, сравните найденную величину с табличной и объясните полученный результат.

22. Вычислите давление пара над раствором, содержащим дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ массой 0.514 г в бензоле массой 50 г (раствор взят при 20°C). Давление пара бензола при этой температуре равно 100.2 кПа.

23. Определите массовую долю глюкозы в растворе, если давление пара над ним равно при той же температуре давлению пара раствора, содержащего мочевины массой 1.56 г и воду массой 90 г.

24. При 10°C давление пара воды равно 1227.8 Па. Для того чтобы понизить давление пара до 1200 Па, в воде какой массы надо растворить CH_3OH массой 16 г?

25. Чему равно значение M_r растворенного вещества, если оно массой 3.52 г образует с 25.2 г воды раствор, давление пара которого при 70°C равно 30.728 кПа? При этой же температуре $p(\text{H}_2\text{O}) = 31.157\text{ кПа}$.

3.3. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Второй закон Рауля

1. Водный раствор мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ замерзает при 0.93°C . Определить процентный состав раствора. Криоскопическая константа воды равна 1.86°C .

2. Вычислить температуру замерзания раствора, содержащего 54 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 250 г воды. Криоскопическая константа воды равна 1.86°C .

3. При растворении 0.94 г фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ в 50 г спирта точка кипения повысилась на 0.232°C .

Определите относительную молекулярную массу фенола, если эбуллиоскопическая константа спирта 1.16°C .

4. Вычислите, на сколько градусов понизится температура замерзания бензола, если в 100 г его растворить 4 г нафталина C_{10}H_8 . Криоскопическая константа бензола 5.12°C .

5. На сколько градусов повысится температура кипения, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? Эбуллиоскопическая константа воды 0.512°C .

6. При какой температуре будет кипеть 50% - ный водный раствор $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$? Эбуллиоскопическая константа воды 0.512 .

7. Сколько граммов сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ надо растворить в 100 г воды, чтобы понизить ее точку замерзания на 1° ? Криоскопическая константа вода 1.86°C .

8. В каком количестве воды следует растворить 23л глицерина $C_3H_8O_3$, чтобы получить раствор с температурой кипения $100.104^{\circ}C$. Эбуллиоскопическая константа воды $0.512^{\circ}C$.

9. Сколько граммов глюкозы $C_6H_{12}O_6$ следует растворить в 260 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $0.05^{\circ}C$. Эбуллиоскопическая константа воды $0.512^{\circ}C$.

10. Раствор, содержащий 5.4 г неэлектролита в 200 г воды, кипит при $100.078^{\circ}C$. Вычислить относительную молекулярную массу растворенного вещества, если эбуллиоскопическая константа воды $0.512^{\circ}C$.

11. Раствор, содержащий 2 г растворенного вещества в 150 г воды, замерзает при $-0.547^{\circ}C$. Вычислить относительную молекулярную массу растворенного вещества, если криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$.

12. Раствор, содержащий 6.15 г растворенного вещества в 150 г воды, замерзает при $0.93^{\circ}C$. Определите относительную молекулярную массу растворенного вещества, если криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$.

13. При растворении 2.76 г глицерина $C_3H_8O_3$ в 200 г воды температура замерзания понизилась на 0.279° . Определите относительную молекулярную массу глицерина, если криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$.

14. Раствор, приготовленный из 2 кг этилового спирта C_2H_5OH и 8 кг воды, залили в радиатор автомобиля. Вычислить температуру замерзания раствора, если криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$.

15. Раствор, содержащий 2.7 г фенола C_6H_5OH в 75 г бензола, замерзает при $3.5^{\circ}C$, тогда как чистый бензол замерзает при $5.5^{\circ}C$. Вычислите криоскопическую константу бензола.

16. Сколько бензойной кислоты ($C_7H_6O_2$) растворено в уксусной кислоте массой 100 г, если температура замерзания последней понизилась на 0.824° ? Криоскопическая константа уксусной кислоты $3.9^{\circ}C$.

17. Температура замерзания бензола $5.5^{\circ}C$, а раствора, содержащего в бензоле массой 25.04 г неизвестное вещество массой 0.4678 г, $4.872^{\circ}C$. Криоскопическая константа воды $5.12^{\circ}C$. Вычислите относительную молекулярную массу неизвестного вещества.

18. Для охлаждения цилиндров автомобильных, тракторных и авиационных двигателей в морозную погоду, когда вода может замерзнуть во время стоянок, применяют антифризы – водные растворы, не замерзающие при низких температурах. Допустив, что закон Рауля справедлив для раствора нижеуказанного состава, вычислите, при какой температуре замерзнет раствор этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ массовой долей 0.40. Криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$.

19. Раствор, содержащий глюкозу массой 7.252 г в воде массой 200 г, замерзает при $-0.378^{\circ}C$. Криоскопическая константа воды $1.86^{\circ}C$. Определите относительную молекулярную массу глюкозы и относительную ошибку в процентах по сравнению с величиной, найденной в справочнике.

20. Сколько граммов глюкозы нужно растворить в воде массой 100 г, чтобы повышение температуры кипения было равно $1,7^{\circ}\text{C}$. Считать, что в этом случае применим закон Рауля. Эбуллиоскопическая константа воды $0,512^{\circ}\text{C}$.

21. Вычислите массовую долю мочевины в водном растворе, который кипит при $100,128^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая постоянная воды $0,512^{\circ}\text{C}$.

22. При растворении камфоры ($\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{O}$) массой 0,298 г в бензоле массой 21,2 г температура кипения повысилась на $0,236^{\circ}$. Эбуллиоскопическая постоянная бензола $2,6^{\circ}\text{C}$. Вычислите относительную молекулярную массу камфоры и относительную ошибку опыта в процентах по сравнению с величиной, найденной в справочнике.

23. Определите массовую долю мочевины в водном растворе, температура кипения которого равна $100,174^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая постоянная воды $0,512^{\circ}\text{C}$.

24. При одинаковой ли температуре замерзает вода на уровне моря и на высокогорной вершине?

25. При одинаковой ли температуре замерзает речная и морская вода? Почему обледенелые тротуары посыпают солью и охлаждающие смеси готовят из снега и соли?

4. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Найдите степень диссоциации сульфата меди по значению изотермического коэффициента раствора, равного 1,7.

2. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода в растворе, если $K_d = 4,6 \cdot 10^{-4}$.

3. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов $[\text{OH}^-]$ в 0,1 М растворе NH_4OH ? если $K_d = 2 \cdot 10^{-3}$.

4. Вычислите степень диссоциации α и $[\text{H}^+]$ в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты, если $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$.

5. Давление водяного пара над раствором 66,6 г CaCl_2 в 90 г H_2O при 90°C равно 56690 Па. Чему равен изотонический коэффициент, если давление паров воды при той же температуре равно 70101 Па.

6. Изотонический коэффициент раствора 178,5 г КВг в 900 г H_2O равен 1,7. Определите давление водяного пара над этим раствором при 50°C , если давление паров воды при 50°C равно 12334 Па.

7. Раствор, содержащий 16,05 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в 500 г воды, кипит при $100,122^{\circ}\text{C}$. Рассчитайте изотонический коэффициент этого раствора.

8. Изотонический коэффициент водного раствора соляной кислоты равен 1,66 ($\omega = 0,068$), Вычислите температуру замерзания этого раствора.

9. Изотонический коэффициент 1 Н HNO_3 равен 1,03. Сколько растворенных частиц содержится в 10^{-3} л этого раствора?

10. Определите осмотическое давление 0.01 Н $MgSO_4$ при $18^\circ C$, если кажущаяся степень диссоциации этого электролита равна 66%.

11. Определите давление пара водяного раствора гидроксида калия ($\omega = 0.55$) при $50^\circ C$. Давление пара воды при этой температуре равно 12.334 Па. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида калия в этом растворе равна 87%.

12. Вычислите кажущуюся степень диссоциации NaCl в 0.25 Н растворе, если этот раствор изотоничен с 0.44 М раствором глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при $18^\circ C$.

13. Кажущаяся степень диссоциации KNO_3 в растворе, содержащем 4.55 г KNO_3 и 50 г воды, равна 70%. Во сколько раз повышение температуры кипения этого раствора больше повышения температуры кипения эквивалентного раствора неэлектролита?

14. Раствор, содержащий 14.62 г NaCl в 500 г воды, замерзает при $-1.67^\circ C$. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этого электролита.

15. Чему равен изотонический коэффициент раствора $Ca(NO_3)_2$, если для него молярная концентрация эквивалента $0.05 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а осмотическое давление при $0^\circ C$ составляет $1.474 \cdot 10^5$? Найдите α соли по этим данным.

16. Определите кажущуюся степень диссоциации иодида натрия в растворе, содержащем 0.506 г NaI на 22.48 г этилового спирта. Раствор такой концентрации кипит при $78.464^\circ C$. Чистый этиловый спирт кипит при $78.300^\circ C$. Эбуллиоскопическая постоянная спирта равна $1.19^\circ C$.

17. Раствор, в котором массовое отношение цианида калия и воды равно 3:500 замерзает при $-0.32^\circ C$, а экспериментально найденная α соли составляет 84%. Найдите молярную массу KCN.

18. При какой температуре должен замерзать раствор, в котором $m(Na_2SO_4)$, равная 0.412 г, приходится на 50 мл воды, если считать, что для соли $\alpha = 0$ или $\alpha = 1$.

19. Раствор, содержащий нитрат цинка количеством вещества 0.0065 моль и воду массой 100 г, замерзает при $-0.32^\circ C$. Какое значение α определяют эти данные?

20. Найдите значение αNH_4Cl в растворе, для приготовления которого соль была взята массой 1.07 г и растворена в растворе объемом 200 мл, а от $t_{\text{кип}}$ полученного раствора оказалась равной $100.09^\circ C$.

21. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на $2.65^\circ C$. Какая степень диссоциации NaOH соответствует этим данным?

22. Давление пара раствора, в котором количество вещества сульфата натрия и масса воды находятся в соотношении 0.05 моль на 450 г, равно $1.0072 \cdot 10^5$ Па при $100^\circ C$. Какое значение α определяется по этим данным?

23. Какое осмотическое значение при $27^\circ C$ будет иметь раствор, содержащий Na_2SO_4 массой 2.26 г в растворе объемом 150 мл, если экспериментально найденная α соли равна 80%.

24. Экспериментальное значение степени диссоциации CaCl_2 и AlCl_3 приблизительно одинаково в растворах концентрации $0.1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Какой раствор будет замерзать при более высокой температуре?

25. Раствор, содержащий 0.85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при -0.23°C . Определите кажущуюся степень диссоциации ZnCl_2 .

5. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

1. Вычислите pH и pOH 0.01 М раствора HCl.
2. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого 12.05.
3. Вычислите pH 0.1 Н раствора HCl.
4. Вычислите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты (pH=3, $K_d=2.1 \cdot 10^{-4}$).
5. Вычислите pH 0.01 %-ного раствора HCl ($\rho = 1 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, $\alpha = 1$).
6. Вычислите pH 3.12 %-ного раствора HCl ($\rho = 1.015 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$).
7. Вычислите pH следующих растворов KOH (степень диссоциации принять равной единице).
 - а) 0.01 М; б) 0.005 М.
8. Вычислите pH и pOH 1 М раствора NaOH ($\alpha = 72.6 \%$).
9. Какова молярная концентрация раствора соляной кислоты, если pH ее 1.6?
10. Вычислите pH для 0.01 М раствора цианистоводородной кислоты, если $K_d(\text{HCN})=7,2 \cdot 10^{-10}$.
11. Определите, в каком из растворов больше величина pH: в 0.01 М растворе соляной кислоты или в 0.1 М растворе цианистоводородной кислоты HCN.
12. В каком случае pH имеет большую величину: в 0.0001 М растворе HNO_3 или в 0.01 М растворе H_2S .
13. Вычислите pH 4%-ного раствора борной кислоты, считая $K_d(\text{H}_3\text{BO}_4) = 5.7 \cdot 10^{-10}$.
14. Какая масса HCOOH содержится в 0.3 л раствора этой кислоты, имеющей pH 6.04? $K_d = 1.77 \cdot 10^{-4}$.
15. Чему равна константа диссоциации кислоты, если pH 0.08 Н раствора кислоты равен 2.4.
16. Определите pH раствора, в 3 л которого содержится $0.81 \cdot 10^{-3}$ моль ионов OH^- .
17. Какое значение имеет pH для растворов CH_3COOH и NH_4OH , если их концентрация равна $0.1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и $\alpha = 1.3 \%$?
18. Определите концентрацию ионов OH^- в 0.01 М NH_4OH . Рассчитайте pH этого раствора при 295 К.

19. В 200 мл раствора гидроксида натрия содержится 0.2 г NaOH. Вычислите pH этого раствора.

20. Определите активности ионов H^+ и OH^- в некотором растворе, если его pH 4.7.

21. Рассчитайте активности ионов H^+ и OH^- в некотором растворе, если его pH 13.23.

22. Рассчитайте pH 0.01 М H_2CO_3 (диссоциацией по второй ступени можно пренебречь).

23. Рассчитайте pH 0.01 М H_3PO_4 (диссоциацией по второй и третьей ступени можно пренебречь).

24. Какое количество гидроксида натрия растворено в 200 мл раствора NaOH, если pH этого раствора 12?

25. Вычислите pH раствора азотной кислоты ($\omega = 0.0005$). Плотность раствора и степень диссоциации HNO_3 считать равным единице.

6. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды (pH) в растворах следующих солей :

1. а) K_2CO_3 ; б) $NaNO_2$; в) $Zn(NO_3)_2$.

2. а) $NaJO_3$; б) $(HN_4)_2SO_4$; в) CH_3COOK .

3. а) $CuCl_2$; б) $Ca(CH_3COO)_2$; в) $Pb(NO_3)_2$.

4. а) $FeCl_3$; б) $(HN_4)_2CO_3$; в) Na_3PO_4 .

5. а) $NaHS$; б) Al_2S_3 ; в) NaF .

6. а) Na_3AsO_4 ; б) $CoSO_4$; в) $AlCl_3$.

7. а) K_3PO_4 ; б) BaS ; в) KNO_2 .

8. а) $NaHSO_3$; б) $MnCl_2$; в) $(HN_4)_2SO_4$.

9. а) $ZnCl_2$; б) Na_2HPO_4 ; в) $Ca(HS)_2$.

10. а) $CuSO_4$; б) $Fe(SO_4)_3$; в) $KHCO_3$.

11. Вычислить константу гидролиза ацетата натрия.

12. Вычислить константу гидролиза нитрата калия.

13. Вычислить степень гидролиза KCN в 0.1 М растворе.

14. Вычислить степень гидролиза Na_2CO_3 по I ступени в 0.2 М растворе.

15. Вычислить степень гидролиза Na_3PO_4 по I ступени в 0.1 М растворе.

16. Вычислить степень гидролиза в 0.06 М растворе $Pb(NO_3)_2$ по I ступени.

17. Вычислить степень гидролиза в 1 М растворе $ZnSO_4$ по 1 ступени.

18. Какую реакцию имеют растворы следующих солей: $Zn(NO_3)_2$; K_2CO_3 ; KNO_3 ; NaCN? Ответы подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

19. Почему растворы K_2CO_3 и NaCN имеют щелочную реакцию, а растворы NH_4Cl и $ZnCl_2$ - кислую? Ответ подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

20. При сливании растворов $CrCl_3$ и Na_2CO_3 образуется осадок гидроксида хрома (III). Объясните причину этого явления и напишите соответствующие уравнения в молекулярном и ионном виде.

21. При смешении растворов $Al_2(SO_4)_3$ и K_2S в осадок выпадает гидроксид и выделяется газ. Укажите причину этого процесса и составьте соответствующие молекулярные и ионные уравнения.

22. Напишите уравнения ступенчатого гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах для солей: K_3AsO_4 ; $FeCl_3$; $Zn(NO_3)_2$; $Al_2(SO_4)_3$. Объясните, как и по какой причине изменяются значения констант и степени гидролиза от первой степени к последней.

23. Константы диссоциации кислот HNO_2 , HBrO, HClO имеют значения $4 \cdot 10^{-4}$; $2.5 \cdot 10^{-9}$; $5 \cdot 10^{-8}$ соответственно. Расположите формулы их натриевых солей в порядке уменьшения величины Кг и покажите, во сколько раз каждая из них меньше предыдущей.

24. Чему равна степень гидролиза и концентрация гидролизованной соли в растворах NH_4Cl и KCN, если для них $C=0.1$ моль $\cdot$ л $^{-1}$?

25. Степень гидролиза соли щелочного металла и одноосновной кислоты в растворе концентрации 0.1 моль $\cdot$ л $^{-1}$ равна 0.0014 %. Найдите Кг этой соли и Кд образовавшей ее кислоты.

7. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

1. Растворимость $Fe(OH)_3$ равна $1.9 \cdot 10^{-10}$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Вычислите величину $ПР(Fe(OH)_3)$.

2. В 2 л H₂O при 25 $^{\circ}$ C может раствориться $2.2 \cdot 10^{-4}$ г AgBr. Вычислите $ПР(AgBr)$.

3. Растворимость сульфата бария в воде равна 1 : 428000. Вычислите произведение растворимости $BaSO_4$.

4. Растворимость $CaCO_3$ при 18 $^{\circ}$ C равна $1.3 \cdot 10^{-4}$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Вычислите произведение растворимости $CaCO_3$.

5. Растворимость $PbBr_2$ при 18 $^{\circ}$ C равна $2.7 \cdot 10^{-2}$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Вычислите произведение растворимости $PbBr_2$.

6. Растворимость $BaCO_3$ равна $8.9 \cdot 10^{-5}$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Вычислить: концентрации ионов Ba^{+2} , CO_3^{2-} в г $\cdot$ л $^{-1}$ и произведение растворимости $BaCO_3$.

7. $PR(CuCO_3)$ при 25 °С равно $236 \cdot 10^{-10}$. Определите концентрацию ионов Cu^{+2} в насыщенном растворе $CuCO_3$, содержащем K_2CO_3 в количестве 0.001 моль/л; степень диссоциации K_2CO_3 равна 95 %.

8. Насыщенный раствор $Ag_2Cr_2O_7$ объемом 5 л содержит 0.5 моль $Na_2Cr_2O_7$. Найдите концентрацию ионов Ag^+ в этом растворе, если $PR(Ag_2Cr_2O_7) = 2 \cdot 10^{-7}$ и $\alpha(Na_2Cr_2O_7) = 75$ %.

9. Определите растворимость Ag_2CO_3 в воде: $PR(Ag_2CO_3) = 6.15 \cdot 10^{-12}$.

10. Насыщенный при комнатной температуре раствор $PbSO_4$ объемом 3 л содержит 0.132 г соли. Вычислите $PR(PbSO_4)$.

11. Насыщенный раствор $AgIO_3$ объемом 3 л содержит в виде ионов 0.176 г серебра. Вычислите $PR(Ag_2CO_3)$.

12. $PR(Ag_3PO_4)$ составляет $1.8 \cdot 10^{-18}$. В каком объеме насыщенного раствора содержится 0.050 г растворенной соли?

13. $PR(PbSO_4) = 2.3 \cdot 10^{-8}$. Чему равна концентрация Pb^{+2} в насыщенном растворе сульфата свинца?

14. Сколько воды потребуется для растворения при комнатной температуре 1 г $BaCO_3$? $PR(BaCO_3) = 1.9 \cdot 10^{-9}$.

15. $PR(CuS) = 4 \cdot 10^{-38}$. Сколько литров воды понадобится для растворения 1 г сульфида меди (II)?

16. $PR(PbSO_4) = 2.3 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов $PbSO_4$ можно растворить в 1 л H_2O при обычной температуре?

17. Растворимость $Mg(OH)_2$ при некоторой температуре равна 0.012 г $\cdot$ л $^{-1}$. Определите $PR(Mg(OH)_2)$.

18. $PR(Ag_2SO_4) = 7 \cdot 10^{-5}$. Образуется ли осадок, если к 0.02 Н раствору $AgNO_3$ прибавить равный объем нормального раствора серной кислоты?

19. $PR(AgCl) = 1.6 \cdot 10^{-10}$. Выпадет ли осадок, если смешали 20 мл 0.01 Н раствора KCl с 5 мл 0.001 М раствора $AgNO_3$?

20. $PR(Ag_2Cr_2O_7) = 2.0 \cdot 10^{-7}$. Выпадет ли осадок, если смешали равные объемы 0.01 Н растворов $AgNO_3$ и $K_2Cr_2O_7$?

21. $PR(PbCl_2) = 1.7 \cdot 10^{-5}$. Выпадет ли осадок, если смешали 1 мл 0.2 М раствора $Pb(NO_3)_2$ и 2 мл 0.01 М раствора NaCl?

22. Произведение растворимости $AgCl = 1.56 \cdot 10^{-10}$. Сколько граммов этой соли содержится в 100 мл насыщенного раствора?

23. Произведение растворимости сульфата стронция $SrSO_4$ равно $2.8 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость этой соли в воде в моль $\cdot$ л $^{-1}$.

24. Образуется ли осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, если к одному литру 0,006 Н FeCl_3 прибавить 0.125 л 0.0001 М КОН? $\text{PR}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 3.8 \cdot 10^{-38}$. Степень электролитической диссоциации исходных веществ принять равной 1.

25. Выпадет ли осадок сульфата кальция, если к 0.1 л 0.01 М $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ прибавлено 0.4 л 0.001 Н H_2SO_4 ? Степень электролитической диссоциации $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 равна 95 %. $\text{PR}(\text{Ca}_2\text{SO}_4) = 6.1 \cdot 10^{-5}$

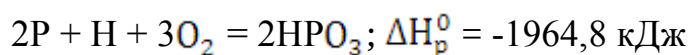
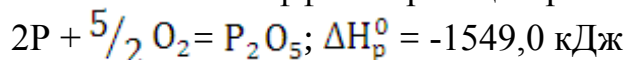
8. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОН ГЕССА

1. Определите $\Delta H_{298}^0 \text{Fe}_2\text{O}_3$, если при реакции $2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al}$ на каждые 80г Fe_2O_3 поглощается 426,5 кДж теплоты.

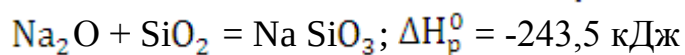
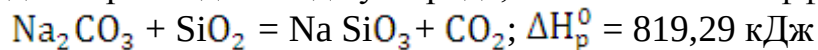
2. При растворении 16г CaC_2 в воде выделяется 31,3 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

3. Определите количество теплоты, выделяющееся при взаимодействии 50г P_2O_5 с водой по реакции: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$

Если тепловые эффекты реакции равны:

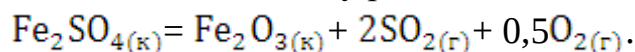


4. Сколько нужно затратить теплоты, чтобы разложить 200г Na_2CO_3 до оксида натрия и диоксида углерода, если тепловые эффекты реакции равны:



5. При сгорании 9,3 фосфора выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитайте ΔH_{298}^0 оксида фосфора (V).

6. Вычислите теплоту разложения 1кг Fe_2SO_4 по уравнению:



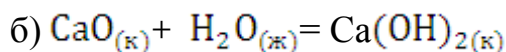
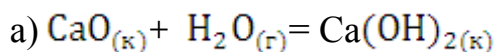
7. Вычислите теплоту реакции сгорания водяного газа ($\text{CO} + \text{H}_2$) по реакции: $\text{O}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}.$

8. Сколько тепла выделится при реакции горения 100л $\text{CO}_{(\text{г})}$ до $\text{CO}_{2(\text{г})}$.

9. Стандартная теплота образования $\text{MgO}_{(\text{к})}$ и $\text{CO}_{2(\text{г})}$ соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж $\cdot \text{моль}^{-1}$. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = +100,7 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.

10. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Вычислите теплоту образования CO_2 из элементов. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2 \text{ кДж}$.

11. Найдите ΔH_{298}^0 реакций:



12. Исходя из теплового эффекта реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$, равного -26,8 кДж; вычислите ΔH_{298}^0 образования оксида железа (III).

13. Вычислите тепловой эффект реакции нейтрализации между $\text{KOH}_{(р)}$ и $\text{HCl}_{(р)}$; $\text{Cs(OH)}_{(р)}$ и $\text{H}_2\text{SO}_{4(р)}$; $\text{NaOH}_{(р)}$ и $\text{HNO}_{3(р)}$ в расчете 1 моль H_2O в стандартных условиях. Почему тепловые эффекты этих реакций одинаковы?

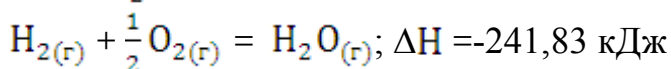
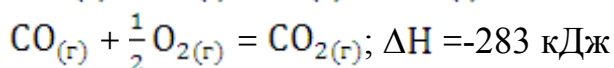
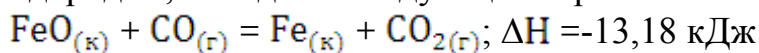
14. Процесс гашения оксида кальция представлен следующим термохимическим уравнением: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 16 \text{ ккал}$. Сколько теплоты выделится при гашении 1 т извести, содержащей 20% посторонних примесей.

15. Определите теплоту образования двуокси кремния, если известны: тепловой эффект реакции восстановления кремния из кремнезема магнием; равный 86,5 ккал, и теплота образования оксида магния, равная 145,8 ккал.

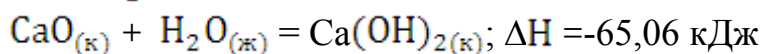
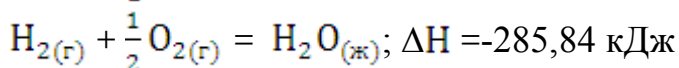
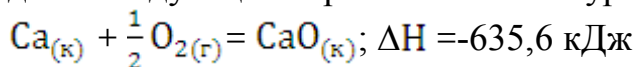
16. Рассчитайте расход тепловой энергии при реакции:



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

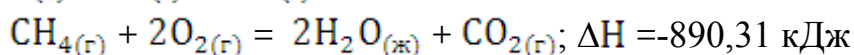
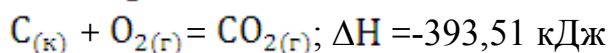
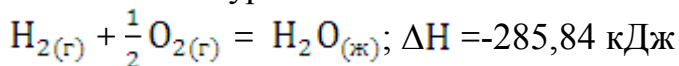


18. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:

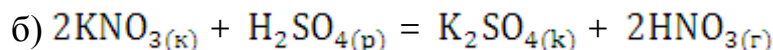
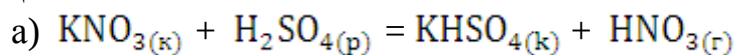


19. При получении эквивалентной массы Ca(OH)_2 из $\text{CaO}_{(к)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования CaO .

20. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



21. При получении азотной кислоты из KNO_3 протекают следующие реакции:

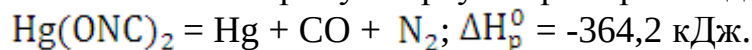


Сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 кг азотной кислоты, если 80% ее образуется по реакции [а];

$$\Delta H_{\text{HNO}_{3(\text{г})}}^0 = -133,90 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

22. Вычислите количество теплоты, которое выделяется при сгорании 20 л диборана (н.у.), если $\Delta H_{298, \text{B}_2\text{O}_{3(\text{к})}}^0$ и $\Delta H_{298, \text{B}_2\text{O}_{6(\text{г})}}^0$ соответственно равны – 1264 и +31,4 кДж · моль⁻¹. Целесообразно ли использовать в качестве топлива диборан вместо этана, если стандартная теплота сгорания этана – 1559,88 кДж · моль⁻¹?

23. Разложение гремучей ртути по взрыву идет по уравнению



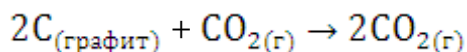
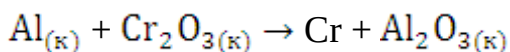
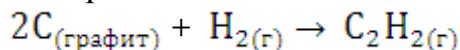
Определите объем выделившихся газов (н.у.) и количество теплоты, выделившейся при взрыве 1,5 кг $\text{Hg}(\text{ONC})_2$.

24. Найдите теплоту сгорания алмаза, если стандартная теплота сгорания графита равна -393,51 кДж · моль⁻¹, а теплота фазового перехода графита в алмаз равна 1,88 кДж · моль⁻¹.

25. Какое количество теплоты выделяется при превращении 1 кг красного фосфора в черный, если $\Delta H_{\text{р(красный)}}^0 = -18,41$; $\Delta H_{\text{р(черный)}}^0 = 43,20$ кДж · моль⁻¹.

9. ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ В РАЗЛИЧНЫХ ПРОЦЕССАХ

1. Определите изменение энтропии в следующих реакциях:

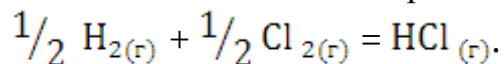


2. Определите ΔS_{298}^0 системы $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{к})} = \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$.

3. Рассчитайте ΔS_{298}^0 реакции разложения бертолетовой соли, если $\Delta S_{298, \text{KClO}_3}^0 = 142,97 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, а $\Delta S_{298, \text{KCl}}^0 = 82,68 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

4. В каком состоянии энтропия 1 моль вещества больше: в кристаллическом или в парообразном при той же температуре?

5. Вычислите ΔS^0 в ходе реакции:

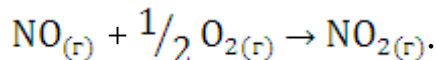


6. Определите ΔS° системы $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$.

7. Подсчитав ΔS° реакции, определите, какая из двух реакций термодинамически возможна: $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$; $\text{Fe} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

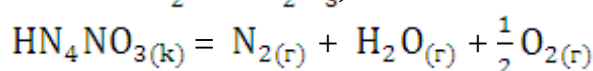
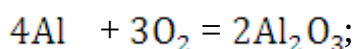
8. Как изменяется в ряду $\text{MgO} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{SrO} \rightarrow \text{BaO}$ устойчивость оксидов и как это согласуется со значением ΔS образования рассматриваемых карбонатов из оксидов?

9. Рассчитайте изменение энтропии для следующей реакции:



Возможно ли принудительное осуществление этой реакции при 25°C ?

10. Рассчитайте ΔS_{298}° следующих реакций:



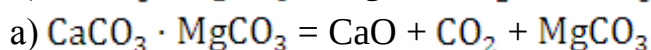
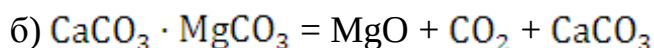
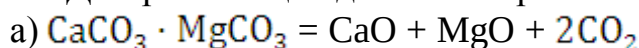
Сделайте вывод о возможности протекания реакций.

11. Составьте уравнения реакций термического распада:

1) $\text{CaCO}_{3(\text{к})}$; 2) $\text{MgCO}_{3(\text{к})}$; 3) $\text{BaCO}_{3(\text{к})}$ на оксиды $\text{EO}_{(\text{к})}$ и $\text{CO}_{2(\text{г})}$.

Рассчитайте ΔS_{298}° термического распада этих соединений. Расположите карбонаты в ряд по их термической устойчивости.

12. Декарбонизация доломита протекает по схемам:



Рассчитайте ΔS данных реакций и сделайте вывод о возможности их протекания при стандартных условиях.

13. Определите, пойдет ли самостоятельно процесс кристаллизации воды при температуре 263 К. Определение произвести на основании изменения энтропии.



Определите ΔS данной реакции и сделайте вывод о возможности ее протекания при $T=298 \text{ К}$.

15. Определить изменение энтропии γ - α -модификационного превращения Al_2O_3 при 298 К.

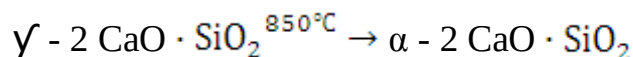
16. Определите изменение энтропии β - α -модификационного превращения кварца при температуре 846 К.

17. Определите изменение энтропии при переходе α - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (гетит) в гематит α - Fe_2O_3 при температуре 1073 К.

Сделайте вывод о возможности модификационного превращения.

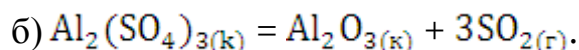
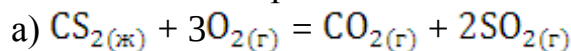
18. Вычислите ΔS превращения переохлажденной воды в лед при температуре 268 К.

19. Полиморфные превращения ортосиликата кальция протекают по схеме:



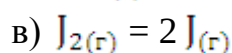
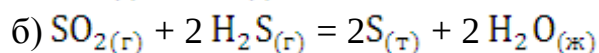
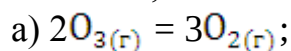
На основании рассчитанного значения ΔS сделайте вывод о возможности данного процесса.

20. По известным значениям стандартной энтропии для приведенных ниже реакций определите, какие из этих реакций являются термодинамически возможными в изолированной системе:



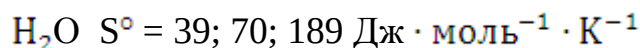
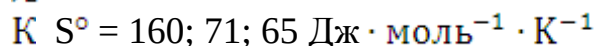
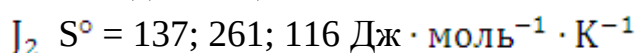
21. Энтропия реакции зависит не только от химической индивидуальности реагентов и продуктов, сколько от агрегатного состояния веществ и их количеств, участвующих в реакции.

Укажите, какое значение ($>0, <0$) имеет стандартная энтропия реакций:

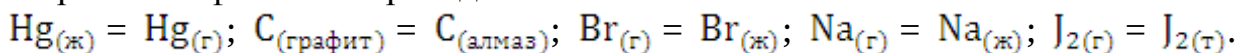


Подтвердите Ваш ответ расчетом с использованием справочных данных.

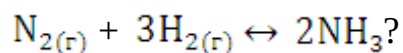
22. Определите, какому агрегатному состоянию соответствует каждое значение S° для веществ:



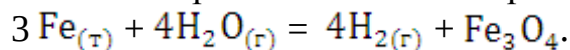
23. Укажите, какое значение ($>0, <0, =0$) будет иметь стандартная энтропия необратимых фазовых переходов:



24. Как изменится энтропия изолированной системы, в которой находится равновесная смесь:



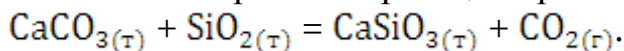
25. В изолированной системе протекает следующий процесс:



На основании определенного значения ΔS укажите направление реакции.

10. ЭНЕРГИЯ ГИББСА И НАПРАВЛЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

1. Может ли протекать реакция при стандартных условиях:



2. Какие из карбонатов: BeCO_3 или BaCO_3 – можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2 ? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив ΔG_{298}^0 реакций.

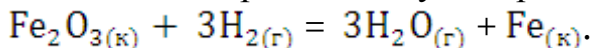
3. Вычислив ΔG_{298}^0 реакции образования моноалюмината кальция

$\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, являющегося главным минералом глиноземного цемента:

$\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ на основе ΔH_{298}^0 , ΔS_{298}^0 реагирующих веществ, определите, возможна ли эта реакция.

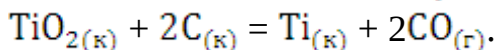
4. Вычислите значение ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 для процесса $\text{MeCO}_{3(\text{к})} \rightarrow \text{MeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ и составьте ряд термической стабильности карбонатов: MeCO_3 , BaCO_3 , CaCO_3 . Как влияет на течение этих процессов температура?

5. В каком направлении будет протекать реакция:



6. Как ведет себя магний в атмосфере кислорода, углекислого газа, паров воды? Ответ подтвердите расчетами.

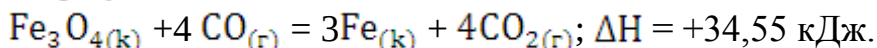
7. Вычислите ΔH° , ΔS° , ΔG_T° реакции, протекающей по уравнению:



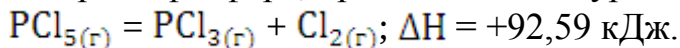
Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000, 3000 К?

8. Определите, при какой температуре начинается реакция восстановления

Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



9. Вычислите, при какой температуре начинается диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:

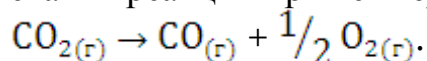


10. Тепловой эффект и изменение энергии Гиббса при 25°C для реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ соответственно равны $-253,02 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1}$; $-130,1 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1}$. Определите ΔS° для этой реакции.

11. Подсчитав ΔG_{298}^0 реакции, определите возможность протекания реакции $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})}$ при стандартных условиях.

12. Реакция $\text{CO}_{(\text{г})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})}$ протекает при 298 К. Рассчитайте ΔG химической реакции.

13. Установите возможность или невозможность самопроизвольного протекания реакции при температуре 298 К.



14. Установите возможность самопроизвольного протекания реакции $\text{BaO} + \text{SiO}_2 = \text{BaSiO}_3$ при температуре 298 К.

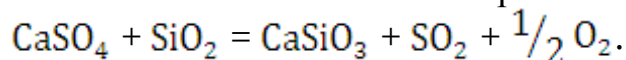
15. Установите возможность самопроизвольного протекания реакции $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3 = \text{CaO} + \text{MgO} + 2\text{CO}_2$ при температуре 298 К.

16. Установите возможность самопроизвольной диссоциации доломита при температуре 298 К: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3 = \text{Mg} + \text{CO}_2 + \text{CaCO}_3$.

17. Установите возможность самопроизвольной реакции разложения сульфатных соединений: $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_3$; $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$.

18. Установите возможность протекания реакции растворения трехкальциевого силиката: $\text{Ca}_3\text{SiO}_5 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}_3\text{SiO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$.

19. Установите возможность протекания реакции:



20. Приведите значения ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 реакции для синтеза аммиака. Как влияет температура на величину ΔG реакции?

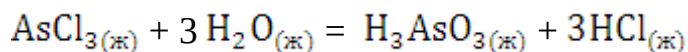
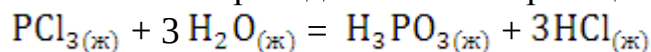
21. Образование какого оксида СО или CO_2 – наиболее вероятно при сгорании угля. При ответе используйте данные ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0 .

22. Вычислите ΔG_{298}^0 процессов взаимодействия $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ и $\text{B}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ с $\text{CaO}_{(\text{к})}$.

23. Вычислите ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 окисления кислородом оксидов кальция, бария до их пероксидов.

24. Вычислите ΔG_{298}^0 процессов окисления аммиака кислородом с образованием NO или N_2 . Какой из этих процессов наиболее вероятен при сжигании аммиака?

25. Какая из приведенных ниже реакций



обратима в обычных условиях, а какая нет? При обосновании ответа вычислите ΔG_{298}^0 реакций.

11. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

1. В начальный момент протекания реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации были равны (моль $\cdot \text{л}^{-1}$): $C_{\text{N}_2} = 1,5$; $C_{\text{H}_2} = 2,5$; $C_{\text{NH}_3} = 0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль $\cdot \text{л}^{-1}$?

2. Реакция протекает по схеме $2A + 3B = C$. Концентрация вещества А уменьшилась на $0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Каково при этом изменение концентрации вещества В?

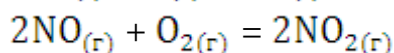
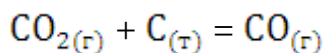
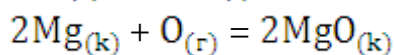
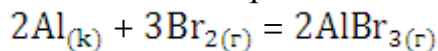
3. Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ были равны: $\text{CO} = 0,3$; $\text{H}_2\text{O} = 0,4$; $\text{CO}_2 = 0,4$; $\text{H}_2 = 0,05$. Каковы концентрации всех веществ в момент, когда прореагировала $\frac{1}{2}$ оксида углерода?

4. Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, равны ($\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$): $\text{N}_2 = 0,3$; $\text{H}_2 = 0,3$; $\text{NH}_3 = 0$. Каковы концентрации азота и водорода в момент, когда концентрация аммиака составит $0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$?

5. Написать выражение для скорости химических реакций, протекающих по схеме $2A + B = C$, если

а) А и В – газообразные вещества; б) А – твердое тело.

6. Написать выражение для скорости химических реакций:



7. Написать выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по схеме $A + 2B = C$, и определить, во сколько раз увеличится скорость реакции, если

а) концентрация А увеличится в 2 раза;

б) концентрация В увеличится в 2 раза;

в) концентрация А и В увеличится в 2 раза.

8. В реакции $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ концентрация водорода увеличится в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

9. В реакции $\text{C} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4$ концентрация водорода увеличится в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

10. Во сколько раз необходимо увеличить концентрацию CO_2 , чтобы скорость реакции $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ возросла в 3 раза?

11. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

12. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2A + B \leftrightarrow \leftrightarrow 2C$. Начальная концентрация вещества А равна $0,3 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а веществ В – $0,5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на $0,1 \text{ моль}$.

13. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль $\cdot$ л $^{-1}$): $C_{\text{NO}} = 0,8$; $C_{\text{O}_2} = 0,6$.

Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль $\cdot$ л $^{-1}$; а концентрацию оксида азота до 1,2 моль $\cdot$ л $^{-1}$?

14. В процессе реакции, протекающей по уравнению $2\text{A} + 3\text{B} \rightarrow \text{C}$, за определенный период времени концентрация вещества А уменьшится на 0,3 моль $\cdot$ л $^{-1}$. Как изменилась при этом концентрация вещества В?

15. Чему равна скорость химической реакции, если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент была равна 1,2 моль $\cdot$ л $^{-1}$, а через 50 мин. стала равной 0,3 моль $\cdot$ л $^{-1}$?

16. При взаимодействии SO_2 и O_2 концентрация последнего уменьшилась за 1 ч на 0,25 моль $\cdot$ л $^{-1}$. Как изменится при этом концентрация SO_2 , и чему равна средняя скорость реакции?

17. Начальные концентрации исходных веществ в реакции

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ были равны 1,6 моль $\cdot$ л $^{-1}$ SO_2 и 1,2 моль $\cdot$ л $^{-1}$ O_2 . Найдите концентрации этих веществ в тот момент, когда образовалось 0,6 моль $\cdot$ л $^{-1}$ SO_3 .

18. При синтезе аммиака к данному моменту времени прореагировало 0,9 моль $\cdot$ л $^{-1}$ водорода, а его начальная концентрация была равна 1,4 моль $\cdot$ л $^{-1}$. Определите концентрацию оставшегося водорода и прореагировавшего азота.

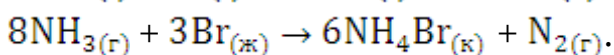
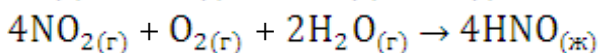
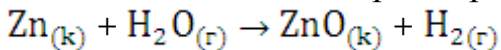
19. Начальная концентрация исходных веществ в системе

$\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$, была равна 0,3 моль $\cdot$ л $^{-1}$ CO и 0,2 моль $\cdot$ л $^{-1}$ Cl_2 . Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию CO увеличить до 0,6 моль $\cdot$ л $^{-1}$, а концентрацию Cl_2 – до 1,2 моль $\cdot$ л $^{-1}$?

20. Концентрации NO и O_2 , образующих NO_2 , были равны 0,03 и 0,05 моль $\cdot$ л $^{-1}$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию O_2 увеличить до 0,1, а NO – до 0,06 моль $\cdot$ л $^{-1}$?

21. Найдите константу скорости реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, зная, что при концентрациях А и В, соответственно равных 0,5 и 0,6 моль $\cdot$ л $^{-1}$, ее скорость составляет 0,018 моль $\cdot$ л $^{-1}$ мин $^{-1}$.

22. Как изменяется скорость реакций при увеличении давления в 3 раза:



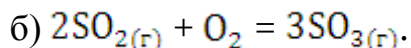
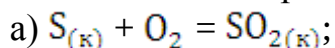
23. Для того чтобы увеличить в 216 и 256 раз скорость реакции синтеза NH_3 , во сколько раз надо повысить в первом случае концентрацию H_2 , а во втором давление? Как изменится скорость при увеличении давления в 10 раз?

24. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были:

$$[N_2] = 0,049 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}; [O_2] = 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[NO] = 0,005 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

25. Окисление серы и ее диоксида протекают по уравнениям:



Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в 4 раза.

12. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысилась на 30° , а $\gamma = 3$?

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

3. При повышении температуры на 60° скорость реакции увеличилась в 4000 раз. Вычислить γ .

4. При повышении температуры на 42° скорость реакции увеличилась в 320 раз. Определить температурный коэффициент.

5. Скорость химической реакции возросла в 124 раза, $\gamma = 2,8$. На сколько градусов была повышена температура?

6. При 10° реакция заканчивается за 95 с, а при 20° - за 60 с. Вычислить энергию активации.

7. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 30° до 50° , если энергия активации равна 30 ккал?

8. Реакция заканчивается при 7° за 120 с, а при 27° за 60 с. Вычислить энергию активации.

9. Реакция при 20° протекает за 60 с. Сколько времени потребуется для завершения реакции при 40° , если энергия активации равна 7980 кал?

10. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 27° до 47° , если энергия активации равна 20 ккал?

11. При 37° реакция заканчивается за 150 с, а при 47° - за 75 с. Вычислить энергию активации.

12. Константа скорости реакции при 20° равна $3 \cdot 10^{-2}$, а при 50° равна $1 \cdot 10^{-2}$. Вычислить энергию активации и рассчитать скорость реакции при 30° .

13. Константа скорости реакции при 600° К равна 7,5, а при 650° К равна $4,5 \cdot 10^{-2}$. Вычислить энергию активации, а также константу скорости реакции при 700° К .

14. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5%-ной HCl при повышении температуры на 32°, если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?

15. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если γ равен 3?

16. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и $0,38 \text{ с}^{-1}$. Определить температурный коэффициент скорости этой реакции при температуре 303 К.

17. Вычислите энергию активации реакции разложения диоксида азота $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$, если константы скорости этой реакции при 600 и 640 К соответственно равны 83,9 и 407,0 л · моль⁻¹.

18. Вычислите энергию активации и константу скорости реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при 303 К, если константы скорости этой реакции при 288 и 313 К соответственно равны $3,1 \cdot 10^{-4}$ и $8,15 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

19. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45° реакция замедлилась в 25 раз?

20. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45° реакция замедлилась в 30 раз?

21. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3.

22. При 393 К реакция заканчивается за 25 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 443 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

23. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от 50 до 30°C?

24. При повышении температуры на 20° скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

25. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от 80 до 140°C?

13. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Как отразится повышение давления на равновесии системы

$\text{BaO} + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{BaCO}_3 - \Delta H$? Как следует изменить температуру, чтобы равновесие сместилось влево? Написать выражение для константы равновесия.

2. Определить температуру, при которой константа равновесия реакции

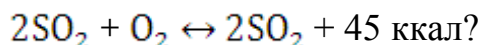
$\text{CaCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ равна 1.

3. По величине ΔG_{298}^0 образования сульфата и карбоната магния определить, какая из этих солей более устойчива. Вычислить температуры термической диссоциации этих солей, если константы равновесия принять равными 1.

4. Константа равновесия системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ найдена равной 1,21. Равновесные концентрации: $[\text{N}_2] = 0,72$ и $[\text{NO}_2] = 0,84$ моль $\cdot$ л $^{-1}$. Найти первоначальную и равновесную концентрацию кислорода.

5. Константа равновесия реакции $\text{MgCO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{MgO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ при 676° К равна 1. Найти константу равновесия указанной реакции при 924° К, если среднее изменение энтальпии ΔH° в этом интервале температур составляет 28,6 ккал.

6. Как надо поступить, чтобы при данной концентрации исходных веществ максимально повысить выход SO_3 по реакции



7. Константа диссоциации угольной кислоты по первой стадии при 0 и 50°С равна $2,95 \cdot 10^{-7}$ и $4,9 \cdot 10^{-7}$ соответственно. Определите термодинамические характеристики в интервале 0 - 50°С для диссоциации угольной кислоты по уравнению $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$.

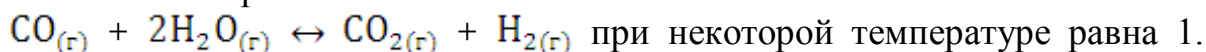
8. Куда сместится равновесие в системе $\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ при добавлении концентрированного раствора хлорида аммония, т.е. будет ли $\text{Mg}(\text{OH})_2$ растворяться или осадок будет увеличиваться?

9. Рассчитать термодинамические характеристики процесса диссоциации карбоната на оксид кальция и углекислый газ при стандартной температуре.

10. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна 0,16. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,08 моль $\cdot$ л $^{-1}$. Вычислить равновесную и первоначальную концентрацию N_2O_4 . Сколько процентов этого вещества диссоциировало?

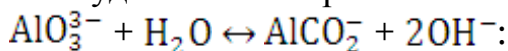
11. Какими изменениями концентраций можно направить в обратную сторону процесс $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$?

12. Константа равновесия гомогенной системы



Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации $[\text{CO}] = 0,1$ моль $\cdot$ л $^{-1}$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ моль $\cdot$ л $^{-1}$.

13. Куда сместится равновесие в системе



а) при разбавлении раствора;

б) при прибавлении щелочи;

в) при прибавлении кислоты?

14. Скорость образования иодида водорода из водорода и йода при температуре 450°С в момент, когда $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1$ составляет $2 \cdot 10^{-2}$ моль $\cdot$ с $^{-1}$. Скорость распада иодида водорода при той же температуре и при $[\text{HI}] = 1$ равна $4 \cdot 10^{-4}$ моль $\cdot$ с $^{-1}$. Вычислить константу равновесия реакции разложения иодида водорода при этой же температуре.

15. При какой температуре константа равновесия реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$ равна 1?

16. Почему при изменении давления смещается равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ и не смещается равновесие $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$?

17. Реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ протекает в объеме 10л. Состав равновесной смеси: 14 г CO ; 35,5 г Cl_2 и 49,5 г COCl_2 . Вычислить константу равновесия реакции.

18. Равновесные концентрации веществ в обратимой реакции

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ составляют (моль $\cdot$ л $^{-1}$):

$[\text{SO}_2] = 0.002$; $[\text{O}_2] = 0.004$; $[\text{SO}_3] = 0.003$.

Вычислить исходные концентрации кислорода и оксида серы (IV). Вычислить константу равновесия.

19. В сосуд объемом 0,5 л помещено 0,5 моля кислорода и 0,5 моля азота. К моменту равновесия образовалось 0,02 моля аммиака. Вычислить константу равновесия.

20. Определите температуру, для которой константа равновесия реакции термического разложения $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ равна 1.

21. Как изменится равновесие системы

$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$

а) при добавлении кислоты;

б) при добавлении щелочи?

22. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ при 25°C равна

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}.$$

Вычислить ΔG° процесса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ и сделать вывод о реакции, которая самопроизвольно может протекать в растворе, содержащем эти ионы и аммиак при стандартных условиях.

23. Вычислить константу равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$, происходящей в сосуде объемом 2 л, если первоначальные количества веществ были следующие: 0,2 г H_2 ; 0,12 г I_2 и к моменту равновесия прореагировало 20% водорода.

24. Рассчитать температуру, для которой константа равновесия реакции термического разложения нитрата меди равна 1. Чему равна константа равновесия этой реакции при 550° K?

25. Вычислить равновесные концентрации веществ в обратимой реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$, если начальная концентрация водорода равна 1 моль $\cdot$ л $^{-1}$, а йода – 0,6 моль $\cdot$ л $^{-1}$, и известно, что в реакцию вступило 50% водорода.

Вычислить константу равновесия реакции.

14. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

1. Составьте гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{Cl}^- = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SO}_4^{2-}$. Укажите знаки электродов, запишите электронные реакции, рассчитайте стандартную Э.Д.С. данного элемента.

2. Составьте гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $5\text{Pb}^0 + 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{PbSO}_4^{2-}$.

Укажите знаки электродов, запишите электродные реакции, рассчитайте нормальную Э.Д.С. данного элемента.

3. Составьте гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $\text{Pb} + 2\text{OH}^- + 2\text{AgCl} = \text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag} + 2\text{Cl}^-$. Укажите знаки электродов, запишите электродные реакции, рассчитайте нормальную Э.Д.С. данного элемента.

4. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, образованного металлическим электродом Pb/Pb^{2+} при концентрации $[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-2}$ г-ион/л в сочетании со стандартным водородным электродом. Определить знаки электродов, написать уравнения электродных процессов.

5. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, образованного медным электродом в растворе CuSO_4 , $[\text{Cu}^{2+}] = 10^{-1}$ г-ион/л и никелевого электрода в растворе NiSO_4 , $[\text{Ni}^{2+}] = 10^{-2}$ г-ион/л. Указать направление движения электронов в составленной схеме данного гальванического элемента.

6. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, образованного цинковым электродом в растворе ZnSO_4 , $[\text{Zn}^{2+}] = 0,01$ г-ион/л и свинцового электрода в растворе $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,1$ г-ион/л. Указать направление движения электронов в составленной схеме данного гальванического элемента.

7. Составьте гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $\text{Ag}^0 + \text{Br}^- + \text{Co}^{3+} = \text{AgBr} + \text{Co}^{2+}$. Укажите знаки электродов, запишите электродные реакции, рассчитайте нормальную Э.Д.С. данного элемента.

8. Для гальванического элемента $\text{Ag}, \text{AgI}/\text{I}^-//\text{MnO}_4^-, \text{MnO}_2$ составить уравнение электродных реакций, суммарную реакцию. Рассчитать нормальную Э.Д.С. элемента.

9. Для гальванического элемента $(\text{Pt}) \text{Sn}^{+2}, \text{Sn}^{+4} // \text{Fe}^{+3}, \text{Fe}^{+2}(\text{Pt})$ составьте уравнения электродных реакций, суммарную реакцию. Рассчитать нормальную Э.Д.С. элемента.

10. Вычислите Э.Д.С. гальванического элемента, который образован электродами Zn/Zn^{+2} при $C(\text{Zn}^{2+}) = 0,1$ г-ион/л и Cu/Cu^{+2} при $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,01$ г-ион/л и сравните Э.Д.С. гальванического элемента, образованного нормальными электродами тех же металлов.

11. Составьте гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $\text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Hg}_2\text{SO}_4 = \text{GeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{Hg} + 2\text{SO}_4^{2-}$. Укажите знаки электродов, запишите электродные реакции, рассчитайте нормальную Э.Д.С. данного элемента.

12. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, образованного металлическим электродом Co/Co^{2+} при концентрации $[\text{Co}^{2+}] = 0,01$ г–ион/л в сочетании со стандартным водородным электродом. Определить знаки электродов, выписать уравнения электродных процессов.

13. Для гальванического элемента $(\text{Pt})\text{Cu}^+, \text{Cu}^{+2}/\text{Cl}^-, \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}$ составить уравнения электродных реакций, суммарную реакцию. Рассчитать нормальную Э.Д.С. элемента.

14. Для гальванического элемента $\text{Ag}, \text{AgCl}, \text{Cl}^-/\text{MnO}_4^-, \text{MnO}_4^{2-} (\text{Pt})$ составить уравнения электродных реакций, суммарную реакцию. Рассчитать нормальную Э.Д.С. элемента.

15. Составить гальванический элемент, в котором протекала бы следующая реакция: $\text{Pb}^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{Fe}^{3+} = \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{Fe}^{2+}$. Укажите знаки электродов, запишите электродные реакции, рассчитайте нормальную Э.Д.С. данного элемента.

16. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделятся на электродах при пропускании тока силой 5 ампер за время 2 часа при $t=17^\circ\text{C}$ и $p=99,75$ кПа? Выход по току составил 90%.

17. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора CuCl_2 при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделятся на электродах при пропускании тока силой 4 ампер за время 1,5 часа при $t=17^\circ\text{C}$ и $P=750$ мм. рт. ст.?

18. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах в водном растворе $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделятся на электродах при пропускании тока силой 1,5 ампер? Выход по току 75%, время 1,5 часа, $t=27^\circ\text{C}$, $P=760$ мм.рт.ст.

19. При пропускании тока через раствор NiSO_4 в течение 40 мин. на катоде выделилось 30 г Ni . Какой газ и в каком количестве выделится на аноде при $T=17^\circ\text{C}$ и $P=740$ мм рт. ст.? Определите силу тока.

20. Какова была сила тока при электролизе водного раствора нитрата свинца (II), если в течение 20 мин. был выделен весь металл из 500 мл 0,1 н раствора? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

21. Какова была сила тока при электролизе водного раствора сульфата меди, если в течение 10 мин. был выделен весь металл из 250 мл 0,25 н раствора? Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

22. Составьте уравнения реакции, протекающих на электродах в водном растворе Na_2SO_4 при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделятся на электродах при пропускании тока силой 5 ампер. Выход по току 92%, время – 0,5 часа., $t=17^\circ\text{C}$, $P=98,42$ к Па.

23. Какова была сила тока при электролизе водного раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, если в течение 20 мин был выделен весь металл из 500 мл 0,1 н раствора. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

24. Какова была сила тока при электролизе водного раствора AgNO_3 , если в течение 15 мин. был выделен весь металл из 300 мл 0,5 н раствора. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

25. Составьте уравнения реакций электролиза водного раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Какой объем 0,5 М раствора был взят, если для полного превращения электролита потребовалось 1,5 часа ? Сила тока равна 4 А.

26. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах в водном растворе $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделяются на электродах при пропускании тока силой 10 ампер. Выход по току 98%, время 0,6 часа, $T=17^\circ\text{C}$, $P=95,76$ кПа.

27. При пропускании тока через раствор $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ в течение 1 часа на катоде выделилось 26 г Cr. Какой газ и в каком количестве выделится на аноде при $T=27^\circ\text{C}$ и $P=720$ мм рт. ст. Определить силу тока.

28. Какова была сила тока при электролизе водного раствора CuSO_4 если в течение 10 мин. был выделен весь металл из 250 мл 0,25 н раствора ? Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

29. Какова была сила тока при электролизе водного раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, если в течение 20 мин был выделен весь металл из 500 мл 0,1 н раствора ? Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

30. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах в водном растворе FeSO_4 при нерастворимом аноде. Какие вещества и в каком количестве выделяются на электродах при пропускании тока силой 5 ампер ? Выход по току 98%, время 2 часа, $t=17^\circ\text{C}$, $P=750$ мм рт.ст.

31. Составьте схему атмосферной коррозии железа в контакте с медью. Ответ мотивируйте.

32. Составьте схему атмосферной коррозии Ag в контакте с Cd. Дать соответствующие пояснения.

33. Составьте схему атмосферной коррозии Mg в контакте с Co. Дать соответствующие пояснения.

34. Sn склепан с Au. Система находится в агрессивной кислой среде. Какой металл будет корродировать? Почему? Составьте схему коррозии.

35. Mg склепан с Cu. Деталь находится в H_2O с растворимым в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему? Если будет, записать схему коррозии.

36. Zn склепан с Co. Деталь находится в H_2O с растворимым в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему? Если будет, записать схему коррозии.

37. Sn склепан с Bi. Система находится в агрессивной кислой среде. Какой металл будет корродировать? Почему? Составьте уравнения электродных процессов.

38. Mg склепан с Cu. Деталь находится в H_2O с растворенным в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему? Если будет, то записать схему коррозии.

39. Ti склепан с Cu. Деталь находится в H_2O с растворенным в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему. Если будет, то записать схему коррозии.

40. Никель покрыт серебром. Система работает в кислом водном растворе. Будет ли протекать коррозия в системе, если нарушена целостность покрытия ? Ответ мотивируйте.

41. Sn склепан с Zn . Система находится в агрессивной кислой среде. Какой металл будет корродировать? Почему? Составить уравнения электродных процессов.

42. Fe склепан с Cu. Система находится в агрессивной кислой среде. Какой металл будет корродировать ? Почему ? Составьте схему коррозии.

43. Zn склепан с Co. Деталь находится в H_2O с растворенным в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему? Если будет, то записать схему коррозии.

44. Mg склепан с Cu. Деталь находится в H_2O с растворенным в ней O_2 . Будет ли наблюдаться коррозия и почему ? Если будет, то записать схему коррозии.

45. Составьте схему атмосферной коррозии Fe в контакте с Cu . Дать соответствующие пояснения.

15. ХИМИЯ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ

1. Минерал шпинель имеет состав, выражаемый формулой $MgAl_2O_4$. Привести химическое название этого вещества.

2. Состав доломитной горной породы может быть выражен общей формулой $mCaCO_3 \cdot nMgCO_3$. Вычислить m и n, если образец породы содержит: а) 28,17% Ca; б) 21,74% MgO.

3. Образец доломитной породы имеет состав, выражаемый формулой $3CaCO_3 \cdot 2MgCO_3$. Других примесей не содержит: А). Вычислить процентное содержание CaO в образце; Б). Какой объем CO_2 (при н.у.) выделится из 400 г этого образца, если он содержит 8% посторонних примесей (при обработке образца достаточным количеством, например, соляной кислоты)?

4. Минерал каолинит (белая глина) имеет состав, который может быть выражен формулой $AlHSiO_4 \cdot H_2O$. Привести химическое название соли; представить состав каолинита в виде соединения окислов.

5. Для производства цемента используют известняк, содержащий 92% $CaCO_3$, и глину, содержащую 48% SiO_2 . Сколько глины требуется взять на 1 т цемента, чтобы в полученном цементе окисел составлял 22%? Сколько процентов будет составлять окисел CaO?

6. Как получается негашеная известь? В чем заключается процесс гашения извести? Вычислите, сколько гашеной извести можно получить из 10 т известняка $CaCO_3$?

7. Какие соединения металлов II группы широко применяются в строительном деле в качестве вяжущих материалов? Как они получаются, чем обусловлены их вяжущие свойства? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Какой объем CO_2 (н.у.) и какую массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно получить из известняка массой 1 т, если он содержит 90% CaCO_3 ?

9. При смешивании портландцемента с водой трехкальцевый силикат, или алит $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, массовая доля которого в цементе 0,60, гидrolитически разлагается с образованием $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и гидросиликата кальция:

$$y\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}; \quad 3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 + n\text{H}_2\text{O} = x\text{Ca}(\text{OH})_2 + y\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}.$$
Какая масса воды (в килограммах) необходима для гидратации алита, содержащегося в 1 т цемента, при $x = 2$, $y = 1$ и $m = 3$?

10. Для производства цемента используются известняк с массовой долей CaCO_3 0,92 и глина с массовой долей SiO_2 0,48. Какая масса глины необходима на каждую тонну известняка, чтобы в полученном цементе оксид кальция составлял 0,62 массовой доли, а оксид кремния 0,22?

11. При сплавлении известняка массой 150 т с песком получился силикат кальция массой 150 т. Определить массовую долю примеси в известняке.

12. Рассчитать массу продукта, получаемого при обжиге 1 т известняка с массовыми долями CaCO_3 0,90, MgCO_3 0,06 и SiO_2 0,04.

13. Определить массовую долю оксида углерода в известняке, имеющем следующий состав (в массовых долях): CaCO_3 0,944, MgCO_3 0,016 и других соединений, не являющихся карбонатами, 0,04.

14. При обжиге известняка массой 100 т получается 40 т оксида углерода (IV). Найти массовую долю карбоната кальция в известняке, допуская, что карбонат кальция разложился полностью.

15. Рассчитать расходный коэффициент известняка с массовой долей CaCO_3 0,89 для получения негашеной извести с массовой долей CaO 0,94; CaCO_3 (недопал) 0,012 и примесей 0,048.

16. На производственном объединении “Доломит” произведено известняково-доломитовой крошки массой 200 тыс. т и доломитового щебня объемом 370 тыс.м³. Определить израсходованную массу доломитизированного известняка в пересчете на карбонат кальция и карбонат магния, если расходный коэффициент для известняково-доломитовой крошки составляет 1,06, а для доломитового щебня 1,4. Массовая доля CaCO_3 в доломитизированном известняке 0,47, MgCO_3 0,4 и глинистых примесей 0,08.

17. Вычислить выход продукта (в процентах), если на получение извести массой 1 т с массовой долей CaO 0,85 израсходовано известняка 1,7 т с массовой долей CaCO_3 0,94.

18. Провести анализ реакции образования моноалюмината кальция $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ (СА), являющегося главным минералом глиноземистого цемента, при использовании различных исходных материалов: Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, CaO , CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Исходные данные для расчета представлены в таблице.

Соединение	ΔH_{298}^0 кДж/моль	ΔG_{298}^0 кДж/моль
CaO	-635,55	-604,17
Ca(OH) ₂ (тв)	-686,59	-896,76
CaCO ₃	-1206,87	-1128,76
$\alpha \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$	-1669,83	-1576,53
CaO $\cdot$ Al ₂ O ₃	-2321,28	-2202,04

19. Определить теплоту образования Ca(OH)₂ тв на основе реакций:



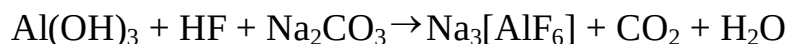
20. Вычислить гидромодуль для образца цемента состава: 66% CaO, 21% SiO₂, 6% Al₂O₃, 3,5% Fe₂O₃, 3,5% MgO .

21. Определите, для какого из минералов - магнезита MgCO₃, кальцита CaCO₃ или доломита CaMg(CO₃)₂ - прокаливание образцов одинаковой массы приведет к получению большего объема углекислого газа. Рассчитайте этот объем (м³, н.у.), если прокалена 1 т минерала.

22. Жженный гипс mCaSO₄ · nH₂O готовят из обычного гипса xCaSO₄ · yH₂O выдерживанием последнего при 130⁰С. По данным анализа образец гипса содержит 20,9% (по массе) воды, а образец жженого гипса – только 6,2%. Установите химический состав обоих кристаллогидратов.

23. Вычислите процентное содержание алюминия в природных минералах: корунде Al₂O₃, криолите AlF₃ · 3NaF, глине Al₂O₃ · 2SiO₂ · 2H₂O.

24. Месторождения криолита встречаются редко, поэтому его в основном получают искусственным путем по схеме:



Относится ли эта реакция к окислительно-восстановительным? Сколько образуется граммов криолита, если в реакцию вступает 15,6 г гидроксида алюминия?

25. При строительстве Волго-Донского канала было уложено 2,9 млн.м³ бетона. Определить, сколько вагонов известняка для этого потребовалось (один товарный вагон имеет грузоподъемность 16,5 т), если принять, что 1 м³ бетона содержит в среднем 150 кг гашеной извести и что известняк, применяемый для получения извести, содержит в среднем 95% карбоната кальция.

ГЛОССАРИЙ

Авогадро число N_A (постоянная Лошмидта) – природная константа, указывающая число молекул в одном моле вещества. ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹)

Аккумуляторы электрические – гальванические элементы, предназначенные для многократного использования. Наиболее распространены А – свинцовые $Pb|H_2SO_4|PbO_2|Pb$, железо-никелевые $Fe|KOH|NiOOH|Ni$ и кадмий-никелевые $Cd|KOH|NiOOH|Ni$

Активация – сообщение частицам такого количества энергии, что при их эффективном соударении происходит разрыхление связей и образование веществ в активированном состоянии.

Анионы – отрицательно заряженные ионы.

Атом – наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Это электронейтральная микросистема, подчиняющаяся квантовым законам.

Адсорбция – концентрирование вещества (адсорбата) из объема фаз на поверхности раздела между ними, например из газа или раствора на поверхности или в объеме микропор твердого тела (адсорбента).

Азотистая кислота – HNO_2 . Существует только в разбавленных водных растворах.

Азотистая кислота – HNO_3 с водой смешивается во всех отношениях. Сильная одноосновная кислота.

Алебастр (жженный гипс) – $2CaSO_4 \cdot H_2O$. Получают из гипса ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) при нагревании его до 150-170⁰С, при этом гипс теряет $\frac{3}{4}$ содержащейся в нем кристаллизационной воды, образуя алебастр.

Алюминаты – соли неустойчивых алюминевых кислот – ортоалюминиевой H_3AlO_3 и метаалюминиевой $HAIO_2$ и др. Обладают высокой химической и термической стойкостью.

Алюмосиликаты – силикаты, содержащие алюминий. Самыми важными являются полевые шпаты. Обычный полевой шпат (ортоклаз) имеет формулу $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$

Ангидрит – безводный сульфат кальция (тех).

Апатит – минерал, содержащий $Ca_3(PO_4)_2$, CaF_2 или $CaCl_2$.

Асбест – собирательное название группы природных гидросиликатов, способных при механическом воздействии расщепляться на гибкие, тонкие (до 0,5мкм) волокна. Обладает огнестойкостью, щелочностойкостью,

адсорбционной активностью и т.д. Образует устойчивые композиции с цементом, битумом, асфальтом, органическими соединениями.

Аэрозоли – дисперсные системы, состоящие из мелких частиц, взвешенных в воздухе или другом газе.

Бетон – строительный материал, получаемый при смешивании цементного раствора с гравием или щебнем. Сооружения из бетона с основой из железных балок или стержней называются железобетонными.

Битумы – состоят из асфальтенов (высокомолекулярные компоненты нефти), асфальтовых кислот, их ангидридов, смол и масел.

Битумные пластики – термопластичные материалы на основе природных и искусственных битумов, каменного угля, пека или их сплавов.

Валентность – способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Водородный показатель (pH) – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода ($\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$). Определяет кислотность или щелочность среды.

Водяной газ – смесь газов, получаемая газификацией твердых или жидких топлив под действием водяного пара ($\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ – 136,9 мДж/моль). Примерный состав водяного газа из каменного угля (в % по объему): 56,5 CO; 31,2 H₂; 10,0 CO₂; 1,6N₂; 0,6(H₂S+COS); 0,1CH₄.

Воздушный газ - смесь газов (до 65% по объему N₂ и до 33% CO), получаемая газификацией природного топлива или кокса, с использованием воздуха в качестве окислителя.

Вяжущие материалы – неорганические тонкодисперсные вещества, образующие при смешивании с водой или водными растворами солей (магнезиальные вяжущие) или кислот (фосфатные вяжущие) пластичную массу, со временем затвердевающую в прочное камневидное тело.

Газовая постоянная (R) = 8,314 Дж/(моль·K).

Гальванические элементы – химические источники тока, состоящие из одной гальванической ячейки. В состав такой ячейки входит ионопроводящий электролит, два разнородных электрода и реагенты.

Гальванотехника – нанесение металлических слоев на поверхность изделий методом электроосаждения. Включает гальваностегию и гальванопластику. Гальваностегию используют для защиты изделий от коррозии, повышения их износостойкости, электропроводности и т.д.

Гальванопластика позволяет получать копии, воспроизводящие мельчайшие подробности рисунка или рельефа поверхности.

Гелеобразование (желатинирование, застудневание) – переход жидкостей (дисперсных систем, растворов, расплавов) в твердообразное состояние – гель или студень.

Гели – структурированные коллоидные системы с жидкой дисперсной средой.

Гидратация – взаимодействие веществ с водой, при котором молекулы не разрушаются (в отличие от гидролиза и других реакций с участием воды), частный случай сольватации.

Гидриды – соединения водорода с металлами или менее электроотрицательными, чем водород неметаллами.

Гидролиз – обменная реакция между веществом и водой. При гидролизе солей образуются кислоты и основания.

Гипс строительный (алебастр) – вяжущий материал воздушного твердения. Основное сырье – гипсовый камень $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Иногда используют отходы производства H_3PO_4 , HF или B , содержащие $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ с примесями фосфатных солей Ca , плавикового шпата или H_3BO_4 (соответственно фосфогипс, фторогипс, борогипс).

Глинозем – оксид алюминия (Al_2O_3).

Графит – модификация углерода, кристаллизующегося в гексагональной слоистой структуре. Встречается в природе. Получается нагреванием смеси кокса и пека до 2800° , из газообразных углеводородов и т.д.

Гремучий газ – смесь H_2 и O_2 (обычно при соотношении по объему 2:1). Взрывается при соприкосновении с огнем или под действием электрической искры.

Дальтона законы: 1. Общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих между собой, равно сумме их парциальных давлений. 2. Растворимость каждого из компонентов газовой смеси в данной жидкости при постоянной температуре пропорциональна парциальному давлению компонента над жидкостью и не зависит от общего давления смеси и индивидуальности другого компонента.

Дейтерий – (тяжелый водород) D , стабильный изотоп водорода, массовое число 2, атомная масса 2,014. Молекула двухатомная.

Диаграмма состояния – (фазовая диаграмма), графическое изображение всех возможных фазовых состояний термодинамической системы в

пространстве основных параметров состояния – температуры, давления, объема и состава.

Доломит – $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$.

Жесткость воды – совокупность свойств воды, обусловленная наличием в ней катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Сумма их концентраций, выраженная в ммоль/л или ммоль/кг, называется общей жесткостью.

Законы:

- Авогадро: в равных объемах любых газов, взятых при одинаковых температурах и давлениях, содержится одно и то же число молекул.

- Вант-Гоффа: осмотическое давление зависит от температуры (Т) и молекулярной концентрации (C_m), т.е. $P_{\text{осм}} = C_m RT$.

- Гесса: тепловой эффект реакции зависит от начального и конечного состояния вещества и не зависит от промежуточных стадий процесса.

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

- периодический Д.И. Менделеева: свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.

- разбавление (Оствальда): $K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$, где К – константа скорости реакции; С – молярная концентрация (моль/л); α – степень диссоциации (доли единицы).

- Рауля: относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества ($N = \frac{p_0 - p}{p_0}$, где N – мольная доля растворенного вещества).

- эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных эквивалентным массам (объемам).

- электролиза: масса образующегося при электролизе вещества, пропорциональна количеству электричества и электрохимическому эквиваленту данного вещества ($m = A \cdot Q$ или $m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot \tau}{F}$, где m – масса вещества; А – электрохимический эквивалент вещества $A = \mathcal{E}/F$; Q – количество электричества, кл; I – сила тока, А; τ – время, с; F – число Фарадея = 96500 кл (эквивалент электричества); $\mathcal{E}$ – молярная масса эквивалент вещества, г/моль.)

Золи – коллоидные системы с жидкой дисперсной средой.

Известь – вяжущий материал воздушного или гидравлического твердения. Получается обжигом кусковых известково-магнезиальных карбонатных горных пород (известняка, мела и т.д.) при $1000-1200^{\circ}\text{C}$. Воздушная известь состоит в основном из CaO и MgO . Негашеная известь – CaO ; гашеная известь – $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Гашение, т.е. взаимодействие CaO с водой происходит с выделением тепла. В зависимости от объема воды образуется известь пушенка или известковое молоко.

Известняк – в основном CaCO_3 .

Изотопы – атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра (и следовательно, тождественными химическими свойствами), но разным числом нейтронов (а значит, и разным массовым числом).

Иониты – (ионнообменники, ионнообменные сорбенты), вещества, способные к ионному обмену при контакте с растворами электролитов. По знаку заряда обменивающихся ионов иониты делят на катиониты, аниониты и амфолиты. Иониты могут быть природными (цеолиты, целлюлозы, древесина, торф) и синтетическими (силикагель, Al_2O_3 , сульфоуголь и ионнообменные смолы).

Коррозия металлов – физико-химическое взаимодействие металла со средой, ведущее к разрушению металла.

Кремнезем – диоксид кремния SiO_2 (кремниевый ангидрид).

Криолит – Na_3AlF_6 .

Латуни – сплавы Cu с Zn (до 50%).

Лиофильность и лиофобность – термины, характеризующие способности вещества (тела) взаимодействовать с жидкой средой. Лиофильные вещества растворимы в данной жидкости, смачиваются или набухают. Лиофобные вещества не набухают, поверхность лиофобных тел не смачивается.

Массовая доля (W) – способ выражения концентрации, показывающий отношение массы вещества ($m_{\text{в-ва}}$) к массе всего раствора ($m_{\text{р-ра}}$); выражается в долях единицы ($W = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$) или процентах ($W \cdot 100$).

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в 0,012 кг углерода.

Молярная масса – масса 1 моля данного вещества; молярная масса вещества, выраженная в граммах, имеет то же численное значение, что и его относительная молекулярная атомная масса), выраженная в а.е.м.

Молярная доля (X) – способ выражения концентрации, выражающий отношение числа молей данного вещества (n) к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе ($X = \frac{n}{n+N}$, где N – число молей растворителя).

Молярный объем газа – 22,4 л при нормальных условиях (н.у.)

Молярность (C_м) – способ выражения концентрации раствора, показывающий число молей вещества в литре раствора ($C_m = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва} \cdot V}$, где m_{в-ва} – масса вещества, г; M_{в-ва} – молярная масса вещества, г/моль; V – объем раствора, л)

Моляльность (C_м) – способ выражения концентрации, показывающий число молей вещества в 1 кг растворителя ($C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{р-ля}}$, где v – количество вещества, моль; m_{р-ля} – масса растворителя, г).

Мрамор – природная разновидность карбоната кальция (CaCO₃).

Нормальность растворов – эквивалентная концентрация (C_{экв}, Н, N), показывает число эквивалентов данного вещества в 1 литре раствора.

Обессоливание воды – обработка воды, в результате которой вода освобождается от катионов и анионов. Обычно это достигается применением ионнообменных материалов.

Окислительно-восстановительные реакции – сопровождаются изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате перемещения электронов от атома одного из реагентов (восстановителя) к атому другого (окислителя).

Осмоз – самопроизвольный переход вещества через полупроницаемую мембрану, разделяющую два раствора различных концентраций или чистый растворитель и раствор.

Парциальное давление – давление, которое производило бы имеющееся в смеси количество данного газа, если бы оно занимало при той же температуре весь объем системы.

Пены – ячеистые структурированные дисперсные системы, образованные скоплением пузырей газа (пара), разделенных тонкими прослойками жидкости.

Поверхностно-активные вещества – (ПАВ), концентрируются на поверхности раздела фаз, вызывая снижение поверхностного (межфазного) натяжения. Типичные ПАВ – это органические соединения, молекулы которых

лиофильные и лиофобные атомные группы (обычно гидрофильные и гидрофобные).

Принцип Ле Шателье – если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

Произведение растворимости – величина, количественно характеризующая способность электролита растворяться; в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре; эта величина называется произведением растворимости электролита (ПР).

Растворимость – способность вещества образовывать с другими веществами растворы. Количественно характеризуется концентрацией насыщенного раствора данного вещества в данном растворителе.

Седиментация – направленное движение частиц в поле действия гравитационных или центробежных сил.

Силитры – нитраты Na, K, NH_4^+ , Ca, Ba. Натриевая (наиболее растворенная) и калиевая селитры встречаются в виде природных залежей.

Силикаты – соли кремниевых кислот. Различают мета-, орто-, дисиликаты и др.

Сода – Na_2CO_3 .

Сольватация – взаимодействие растворенных частиц с молекулами растворителя.

Сорбция – поглощение твердым телом или жидкостью вещества из окружающей среды.

Стехиометрия – соотношение между количеством вступающих в реакцию реагентов и образующихся реагентов.

Сублимация – (возгонка), переход вещества из твердого состояния (непосредственно без плавления) в газообразное.

Тепловой эффект реакции – теплота, выделенная (экзотермический процесс) или поглощенная (эндотермический процесс) термодинамической системой при протекании в ней химической реакции, при условии, что данная система не совершает никакой работы, кроме работы растирания, а температура продуктов реакции равна температуре исходных веществ.

Теплота образования – (стандартная энтальпия образования), тепловой эффект образования соединений из простых веществ в их стандартных соотношениях.

Термохимия – раздел химической термодинамики, включающий определение тепловых эффектов реакций и установление их зависимостей от различных физико-химических параметров.

Тиксотропия – обратимое изменение физико-механических свойств полимерных и дисперсных систем при механическом воздействии в изотермических условиях.

Тяжелая вода – (оксид дейтерия) D_2O , изотопная разновидность воды, молекулы которой вместо атомов 1H содержат атомы дейтерия; $t_{пл} = 3,813^{\circ}C$; $t_{кип}=101,43^{\circ}C$.

Фаза – однородная часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства веществ меняются скачкообразно.

Электролиз – совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.

Энтальпия – (теплосодержание) функция состояния термодинамической системы $H = U + pV$, где U – внутренняя энергия, p – давление, V – объем.

Энтропия – функция состояния термодинамической системы. $S = K \ln W$, где k – константа Больцмана, W – термодинамическая вероятность данного состояния системы.

Ядро атомное – центральная часть атома, в которой сосредоточена основная часть его массы.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка; под ред. А. И. Ермакова . - Изд. 30-е, испр. . - М. : Интеграл-Пресс , 2006 . - 727 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для нехим. специальностей вузов / Н. Л. Глинка, под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной . - Изд. стер. . - М. : Интеграл-Пресс , 2006 . - 240 с.
3. Введение в химию окружающей среды: пер. с англ./ Дж.Андруз, П. Бримблекумб, Т. Джикелз, П.Лисс. - М.: Мир, 1999. – 271с.
4. Артеменко, А.И. Органическая химия: учебник для строит. специальностей вузов / А.И. Артеменко. – Изд. 5 –е, испр.. – М.: Высш. шк., 2002. – 559с.

**Произведение растворимости малорастворимых веществ
в воде при 25°C**

Вещество	ПР
AgBr	$6,3 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$
Ag ₃ PO ₄ (20°C)	$1,8 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-51}$
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$1,9 \cdot 10^{-33}$
BaCO ₃	$7 \cdot 10^{-9}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
Ca ₃ (PO ₄) ₃	$1 \cdot 10^{-25}$
CaSO ₄	$6,10 \cdot 10^{-5}$
CdCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-14}$
CuCO ₃	$2,36 \cdot 10^{-10}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
CuS	$4, \cdot 10^{-38}$
Fe(OH) ₃ (18°C)	$3,8 \cdot 10^{-38}$
FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
MnCO ₃	$5,05 \cdot 10^{-10}$
MnS (18°C)	$5,6 \cdot 10^{-16}$
PbCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-13}$
PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
PbS (18 °C)	$1,1 \cdot 10^{-29}$
PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$
SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$
Zn(OH) ₂ (20°C)	$4 \cdot 10^{-16}$

Стандартные, окислительно – восстановительные потенциалы (по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода при $t\ 25^{\circ}\text{C}$).

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	φ° , В
1	2	3	4
Li^{+}	1	Li	3,045
Rb^{+}	1	Rb	-2,925
K^{+}	1	K	-2,925,
Cs^{+}	1	Cs	-2,923
Ba^{2+}	2	Ba	-2,900
Sr^{2+}	2	Sr	-2,890
Ca^{2+}	2	Ca	-2,870
Na^{+}	1	Na	-2,714
La^{3+}	3	La	-2,522
Mg^{2+}	2	Mg	-2,370
$\text{AlO}_2^{-} + 2\text{H}_2\text{O}$	3	$\text{Al} + 4\text{OH}^{-}$	-2,350
Be^{2+}	2	Be	-1,847
Al^{3+}	3	Al	-1,662
$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Zn} + 4\text{OH}^{-}$	-1,216
Mn^{2+}	2	Mn	-1,180
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^{-}$	-0,930
$2\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{H}_2 + 2\text{OH}^{-}$	-0,828
Zn^{2+}	2	Zn	-0,763
Cr^{3+}	3	Cr	-0,744
Fe^{2+}	2	Fe	-0,440
Cd^{2+}	2	Cd	-0,403
Ti^{3+}	1	Ti^{2+}	-0,370
PbSO_4	2	$\text{Pb} + (\text{SO}_4)^{2-}$	-0,356
In^{3+}	3	In	-0,343
Ti^{+}	1	Ti	-0,336
CO^{2+}	2	Co	-0,277
Ni^{2+}	2	Ni	-0,250
Sn^{2+}	2	Sn	-0,136
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	3	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^{-}$	-0,130
Pb^{2+}	2	Pb	-0,126
Fe^{3+}	3	Fe	-0,036
2H^{+}	2	H_2	0,000
$(\text{NO}_3)^{-} + \text{H}_2\text{O}$	2	$(\text{NO}_2)^{-} + 2\text{OH}^{-}$	+0,010
$\text{S} + 2\text{H}^{+}$	2	H_2S	+0,141
Sn^{4+}	2	Sn^{2+}	+0,150
Cu^{2+}	1	Cu^{+}	+0,153
$(\text{SO}_4)^{2-} + 4\text{H}^{+}$	2	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,170
AgCl	1	$\text{Ag} + \text{Cl}^{-}$	+0,222
$2(\text{SO}_4)^{2-} + 10\text{H}^{+}$	8	$(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	+0,290
$(\text{ClO}_3)^{-} + \text{H}_2\text{O}$	2	$(\text{ClO}_2)^{-} + 2\text{OH}^{-}$	+0,330
Cu^{2+}	2	Cu	+0,337

1	2	3	4
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	1	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,360
$(\text{SO}_4)^{2-} + 8\text{H}^+$	6	$\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,360
$(\text{ClO}_4)^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$(\text{ClO}_3)^- + 2\text{OH}^-$	+0,360
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	4	4OH^-	+0,401
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+$	4	$\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,450
Cu^+	1	Cu	+0,521
I_2	2	2I^-	+0,536
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	2	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,559
$(\text{MnO}_4)^-$	1	$(\text{MnO}_4)^{2-}$	+0,564
$(\text{MnO}_4)^- + 2\text{H}_2\text{O}$	3	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,588
$(\text{MnO}_4)^- + 2\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
$(\text{ClO}_2)^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$(\text{ClO})^- + 2\text{OH}^-$	+0,660
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	H_2O_2	+0,682
$(\text{BrO})^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,760
Fe^{3+}	1	Fe^{2+}	+0,771
$(\text{NO}_3)^- + 2\text{H}^+$	1	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,790
Hg_2^{2+}	2	2Hg	+0,798
Ag^+	1	Ag	+0,799
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ (10^{-7}\text{M})$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+0,815
Hg^{2+}	2	Hg	+0,854
$(\text{ClO})^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,890
$(\text{NO}_3)^- + 3\text{H}^+$	2	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,940
$(\text{NO}_3)^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,960
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	1	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,000
Br_2	2	2Br^-	+1,065
$(\text{IO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,090
$2(\text{IO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,195
$(\text{ClO}_4)^- + 2\text{H}^+$	2	$(\text{ClO}_3)^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,190
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,230
Tl^{3+}	3	Tl	+1,125
$\text{HBrO} + \text{H}^+$	2	$\text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,330
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 14\text{H}^+$	6	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,330
Cl_2	2	2Cl^-	+1,359
$(\text{BrO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,440
$(\text{ClO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,450
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Pb}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,456
$2(\text{ClO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,470
Au^{3+}	3	Au	+1,500
$(\text{MnO}_4)^- + 8\text{H}^+$	5	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,510
$2(\text{BrO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,520
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	$\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685
$(\text{MnO}_4)^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,695
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,776
CO^{3+}	1	Co^{2-}	+1,810
F_2	2	2F^-	+2,870

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	ΔS_{298}^0 , Дж/(моль·К)
1	2	3	4
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	-99,16	-95,94	107,1
AgCl (к)	-126,8	-109,7	96,07
AgI (к)	-64,2	-66,3	114,2
AgF (к)	-202,9	-184,9	83,7
AgNO ₃ (к)	-120,7	-32,2	140,9
Ag ₂ O (к)	-30,56	-10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃ (к)	-506,1	-437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (к)	-1275,7	1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	-697,4	-636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	-3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	-656,8	-575,0	107,1
As ₂ O ₅ (к)	-918,0	-772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	-74,3	-58,6	96,4
AuF ₃ (к)	-348,53	-297,48	114,2
Au(OH) ₃ (к)	-418,4	-289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	-118,4	-48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	-1264,0	-1184,0	53,85
B ₂ H ₆ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaO (к)	-556,6	-528,4	70,3
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	-598,7	-581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	-951,57	-944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	-270,7	-260,2	356,9
BiCl ₃ (к)	-379,1	-318,9	189,5
Br ₂ (г)	30,92	3,14	345,35
HBr (г)	-36,23	-53,22	198,48
C (алмаз)	1,897	2,866	2,38
C(графит)	0	0	5,74
CO (г)	-110,5	-137,27	197,4
CO ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,6
COCl ₂ (г)	-223,0	-210,5	289,2
CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0

1	2	3	4
C_2H_2 (г)	226,75	209,2	200,8
C_2H_4 (г)	52,28	68,12	219,4
CH_4 (г)	-74,85	-50,79	186,19
C_2H_6 (г)	-847,67	-32,89	229,5
C_6H_6 (г)	49,04	124,50	173,2
CH_3OH (ж)	-238,7	-166,31	126,7
C_2H_5OH (ж)	-227,6	-174,77	160,7
CH_3COOH (ж)	-484,9	-392,46	159,8
Ca (κ)	0	0	41,62
CaO (κ)	-635,1	-604,2	39,7
CaF ₂ (κ)	-1214,0	-1161,9	68,87
CaCl ₂ (κ)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂ (κ)	-62,7	-67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (κ)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (κ)	-986,2	-896,76	83,4
CaSO ₄ (κ)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (κ)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (κ)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (κ)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO (ж)	-116,4	-80,0	129,7
Cr (κ)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (κ)	-1141,0	-1046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (κ)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs (κ)	0	0	84,35
Cs ₂ O (κ)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH (κ)	-406,5	-355,2	77,8
Cu (κ)	0	0	33,3
Cu ₂ O (κ)	-167,36	-146,36	93,93
CuO (κ)	-165,3	-127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (κ)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (κ)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (κ)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr ₂ (κ)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (κ)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S (κ)	-82,01	-86,19	119,24
CuS (κ)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (κ)	-771,1	-661,91	113,3
CuCO ₃ (κ)	-594,96	-517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (κ)	-307,11	-114,22	193,3
Fe (κ)	0	0	27,15
FeO (κ)	-263,68	-244,35	58,79
FeCl ₂ (κ)	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (κ)	-821,32	-740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (κ)	-824,25	-694,54	96,23

1	2	3	4
FeCl ₃ (κ)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (κ)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (κ)	-744,75	-637,88	92,9
GeO (κ)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (κ)	-539,74	-531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg (κ)	0	0	76,1
HgCl (κ)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (κ)	-264,85	-210,66	195,81
I ₂ (κ)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	-158,9	-98,7	24,32
K (κ)	0	0	64,35
K ₂ O (κ)	-361,5	-193,3	87,0
K ₂ O (κ)	-361,5	-193,3	87,0
KOH (κ)	-425,93	-374,47	59,41
KNO ₃ (κ)	-492,71	-393,13	132,93
KNO ₂ (κ)	-370,28	281,58	117,15
K ₂ SO ₄ (κ)	-1433,44	-1316,37	175,73
KHSO ₄ (ж)	-1158,1	-1043,49	187,89
KH (κ)	-56,9	-38,49	67,95
Li (κ)	0	0	28,03
Li ₂ O (κ)	-595,8	-560,2	37,9
LiOH (κ)	-487,8	-443,1	42,81
Mg (κ)	0	0	32,55
MgO (κ)	-601,24	-569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (κ)	-924,66	-833,7	63,14
MgCO ₃ (κ)	-1096,21	-1029,3	65,69
MnSO ₄ (κ)	-1063,74	-955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O(г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	-46,19	-16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl (κ)	-315,39	-343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na(κ)	0	0	51,42
Na ₂ O (κ)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH (κ)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl (κ)	-410,9	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (κ)	-1129,0	-1047,7	136,0

1	2	3	4
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,00	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	-286,27	311,7
PCl ₅ (г)	-369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	-902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb(к)	0	0	64,9
PbO (к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,6	-218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	-359,2	-313,97	136,4
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS (к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH (к)	-413,8	-364,43	70,7
S (ромб)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S (г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S (ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-742,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09
SnO(к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO ₂ (к)	-580,8	-519,65	52,34
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	-394,0	-318,19	43,5
ZnS (к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-378,2	-871,57	124,6

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ВВЕДЕНИЕ	3
1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ	5
2. ХАРАКТЕРИСТИКА ЖИДКИХ ХИМИЧЕСКИХ СИСТЕМ. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ	9
2.1. Способы выражения концентрации растворов	9
2.2. Физико-химические свойства растворов неэлектролитов.	12
2.2.1. Осмотическое давление разбавленных растворов.	12
2.2.2. Давление пара разбавленных растворов неэлектролитов. Первый закон Рауля.	13
2.2.3. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Второй закон Рауля.	14
2.3. Физико-химические свойства растворов электролитов	16
2.4. Ионное произведение воды. Водородный показатель.	18
2.5. Гидролиз солей	20
2.6. Произведение растворимости	22
3. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОН ГЕССА	25
4. ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ В РАЗЛИЧНЫХ ПРОЦЕССАХ	29
5. ЭНЕРГИЯ ГИББСА И НАПРАВЛЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ	31
6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	32
7. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ	34
8. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	36
9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	39
9.1. Электродные потенциалы и электродвижущие силы	41
9.2. Электролиз	44
9.3. Коррозия металлов	45
10. ОСНОВЫ ХИМИИ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ	46
10.1. Неорганические вяжущие вещества	46
10.2. Известь	47
10.3. Портландский цемент	48
10.4. Коррозия бетона и методы борьбы с ней	50
КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ	55
ГЛОССАРИЙ	89
ПРИЛОЖЕНИЯ	96
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	97

Учебное издание

Галина Алексеевна Тихановская
Людмила Михайловна Воропай
Виктория Валерьевна Кочетова

ХИМИЯ

Учебное пособие

Редактор И.Т. Куликова

Подписано в печать 06.03.2014. Формат 60 × 90/16

Бумага писчая. Печать офсетная.

Усл.-п.л. 6,5. Тираж экз. Заказ №

Отпечатано: РИО, ВоГУ 160000, г. Вологда, ул. Ленина, 15