

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
КАФЕДРА ОБЩЕЙ, ФИЗИЧЕСКОЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ И ВЫПОЛНЕНИЯ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

для обучающихся по направлению 18.03.01 "Химическая технология",
всех форм обучения



Донецк
ДОННТУ
2020

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
КАФЕДРА ОБЩЕЙ, ФИЗИЧЕСКОЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ И ВЫПОЛНЕНИЯ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

для обучающихся по направлению 18.03.01 "Химическая технология",
всех форм обучения

РАССМОТРЕНО:
на заседании кафедры
общей, физической и органической химии
протокол № 1 от 31 августа 2020 г.

УТВЕРЖДЕНО:
на заседании
Учебно-издательского
совета ДОННТУ
протокол № 5 от 28 сентября 2020 г.

Донецк
ДОННТУ
2020

УДК 546
ББК 24.12
М54

Рецензент:

Ганнова Юлия Николаевна – кандидат химических наук, доцент кафедры «Прикладная экология и охрана окружающей среды» ГОУВПО «Донецкий национальный технический университет».

Составитель:

Волкова Елена Ивановна – кандидат химических наук, доцент кафедры общей, физической и органической химии ГОУВПО «Донецкий национальный технический университет».

М54 Методические рекомендации для самостоятельной работы и выполнения индивидуальных заданий по дисциплине «Общая и неорганическая химия» [Электронный ресурс]: для обучающихся по направлению 18.03.01 "Химическая технология" всех форм обучения / ГОУВПО «ДОННТУ», Каф. общей, физической и органической химии; сост.: Е. И. Волкова - Электрон. дан. (1 файл: 548 Кб).- Донецк: ДОННТУ, 2020.- Систем. Требования: ZIP-архиватор.

Методические рекомендации содержат краткое изложение основных теоретических положений и указаний к изучению дисциплины «Общая и неорганическая химия», примеры решения задач по основным разделам курса и контрольные задания. Представленный материал способствует формированию устойчивых знаний и навыков по дисциплине. Пособие рекомендуется использовать для самостоятельной работы при выполнении индивидуальных заданий студентами очной формы обучения и для выполнения контрольных работ студентами заочной формы обучения.

УДК 546
ББК 24.12

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
1. Строение вещества	4
1.1. Строение атома.....	4
1.1.1. Квантовые числа.....	4
1.1.2. Электронные конфигурации атомов (электронные формулы)	5
1.2. Периодический закон Д.И. Менделеева	7
1.2.1. Взаимосвязь электронных формул элементов с их свойствами и положением в таблице Д.И. Менделеева	8
1.2.2. Периодические свойства элементов.....	10
1.3. Химическая связь	11
2. Основные закономерности химических процессов	13
2.1. Химическая термодинамика	13
2.2. Химическая кинетика.....	17
2.3. Химическое равновесие	20
3. РАСТВОРЫ	22
3.1. Классификация растворов по растворимости.....	22
3.2. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева.....	23
3.3. Концентрация растворов и способы ее выражения.....	24
4. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	26
4.1. Общие понятия и определения.....	26
4.2. Количественные характеристики растворов электролитов	27
4.2.1. Степень диссоциации.....	27
4.2.2. Константа диссоциации	28
4.2.3. Диссоциация кислот, оснований и солей	29
4.2.4. Закон разбавления В. Оствальда	30
4.2.5. Состояние сильных электролитов в растворе.....	30
5. Ионные реакции	31
6. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ	32
7. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ.	33
8. Реакции нейтрализации и гидролиза.....	35
8.1. Количественная характеристика гидролиза	36
8.2. Частные случаи гидролиза.....	37
8.3. Смещение равновесия гидролиза	39
9. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ	40
9.1. Основные виды жесткости воды	40
9.2. Определение жесткости воды.....	41
9.3. Методы снижения и устранения жесткости воды	42

9.3.1. Термическая обработка воды.....	42
9.3.2. Химическая обработка воды (реагентный метод)	42
9.4. Расчет жесткости воды	43
10.КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ	43
10.1.Свойства растворов-неэлектролитов.....	44
10.2.Законы Рауля для растворов неэлектролитов	44
10.2.1. I закон Рауля	44
10.2.2. II закон Рауля	45
10.3.Осмотическое давление растворов	46
10.4.Коллигативные свойства растворов-электролитов.....	47
11.ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР).....	48
11.1.Основные понятия	48
11.2.Окислительно-восстановительные свойства элементов.....	49
11.3.Метод электронного баланса	49
11.4.Понятие ОВ-потенциала. Направление протекания ОВР	50
11.5.Влияние рН среды на состав продуктов ОВР	51
11.6.Уравнение Нернста.....	52
11.6.1. Зависимость ОВ-потенциала водородного электрода от рН-среды .	53
12.ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА (ХИТ).....	54
12.1.Гальванические элементы (ГЭ)	55
12.1.1. Концентрационный гальванический элемент	56
12.2.Явление поляризации	57
12.2.1. Электрохимическая поляризация	58
12.3.Топливные элементы (ТЭ)	58
12.4.Аккумуляторы	59
13.КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ	61
РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПРИ ИЗУЧЕНИИ ДИСЦИПЛИНЫ	64
ВОПРОСЫ ИТОГОВОГО КОНТРОЛЯ	72
КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ.....	73
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	74
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	75

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» рассматривает взаимосвязь химического состава, структуры, условий синтеза и свойств химических веществ, Периодический закон и Периодическую систему элементов, основные закономерности протекания химических реакций, окислительно-восстановительные процессы и электрохимию, дисперсные системы, истинные и коллоидные растворы, свойства неорганических соединений элементов по подгруппам Периодической системы.

Цель дисциплины – изучение основных понятий и фундаментальных законов химии; их применения в химической технологии, в теории и практике технологических процессов, создании и использовании новых материалов и конструкций, охране окружающей среды и здоровья человека; овладение основами научного метода анализа явлений; формирование у студентов соответствующих знаний, умений и навыков для использования в профессиональной деятельности; создание основ для изучения последующих дисциплин химического цикла.

Основное внимание в преподавании дисциплины уделяется формированию системы знаний фундаментальных законов и основных представлений химии.

В результате освоения дисциплины студент должен

знать

- основные законы и понятия химии;
- современные представления о строении атома и химической связи;
- основы теории химических реакций и технологических процессов (термодинамика, кинетика, равновесие);
- закономерности кислотно-основных взаимодействий химических соединений;
- теорию электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов и неэлектролитов;
- основные представления физической и химической теории растворов, методы определения коллигативных свойств растворов;
- электронную теорию окислительно-восстановительных реакций, окислительно-восстановительные потенциалы;
- основные представления электрохимии, электролиз, химические источники тока, теорию коррозии металлов;
- свойства элементов и их соединений согласно их положению в Периодической системе;
- методы промышленного производства, химические и физические свойства основных продуктов химического синтеза, металлов и сплавов.

уметь

- планировать и проводить химические эксперименты; выполнять химический анализ веществ;
- выполнять непосредственную обработку экспериментальных результатов, их анализ и теоретическое обобщение;

- описывать конкретный технологический процесс уравнениями химических реакций;
- выполнять стехиометрические, термодинамические и кинетические расчеты;
- использовать математические модели химических процессов;
- определять химический и фазовый состав изучаемых систем, концентрацию растворов; использовать методы химической идентификации;
- предсказывать основные свойства химических элементов по их положению в Периодической системе;
- применять новые достижения химической науки в своей профессиональной деятельности;
- анализировать явления с позиций научного метода.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

- обладать культурой мышления, способностью к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения (ОК-1);
- способностью и готовностью к кооперации с коллегами, работе в коллективе (ОК-3);
- готовностью к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, способностью приобретать новые знания в области техники и технологии, математики, естественных, гуманитарных, социальных и экономических наук (ОК-6);
- способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, (ОПК-1);
- использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире (ОПК-3);
- владеть основными методами, способами и средствами получения, хранения, переработки информации, иметь навыки работы с компьютером как средством управления информацией (ОПК-5).

Дисциплина относится к циклу математической и естественно-научной подготовки базовой части учебного плана, имеет связи со следующими естественно-научными дисциплинами: "Математика", "Физика", «Физическая химия», «Органическая химия», «Аналитическая химия», «Коллоидная химия», "Основы экологии", "Материаловедение и организация технологических процессов" и дисциплинами цикла "Нанотехнологии и наноматериалы», «Метрология и измерения».

Знания и умения, приобретенные при освоении данной дисциплины, реализуются студентом при изучении последующих дисциплин химического и экологического циклов, при прохождении учебной и производственной практики, подготовке курсовых и дипломных работ.

1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

1.1. Строение атома

1.1.1. Квантовые числа

Для квантовомеханической частицы, которой и является электрон, нельзя одновременно точно указать значения координат в пространстве и скорости, для нее теряет смысл понятие траектории движения. Та часть объема атома, в пределах которой вероятность нахождения электрона максимальна и составляет ~90–95%, называется **атомной орбиталью**.

Состояние электрона в атоме характеризуют квантовые числа: n — главное квантовое число; l — орбитальное квантовое число; m_l — магнитное квантовое число; m_s — спиновое квантовое число. Эти квантовые числа могут принимать значения:

$$\begin{aligned} n &= 1, 2, 3, 4, \dots \infty; \\ l &= 0, 1, 2, 3, \dots (n-1); \\ m_l &= 0; \pm 1; \pm 2; \pm 3; \dots \pm l; \\ m_s &= +1/2; -1/2. \end{aligned}$$

Состояние электрона в любом атоме определяется набором квантовых чисел n, l, m_l, m_s .

Главное квантовое число n характеризует энергию электрона, т.е. размеры орбитали. **Энергетический уровень** — для данного атома это совокупность состояний электронов, обладающих одинаковым значением n . Увеличение главного квантового числа ведет к возрастанию энергии электрона. Энергетические уровни 1, 2, 3 и т.д. обозначают также латинскими буквами K, L, M и т.д. Энергетический уровень состоит из подуровней, число которых определяется орбитальным квантовым числом.

Орбитальное квантовое число l определяет энергию электрона на подуровне данного уровня, а также геометрическую форму орбиталей (рис.1.1).

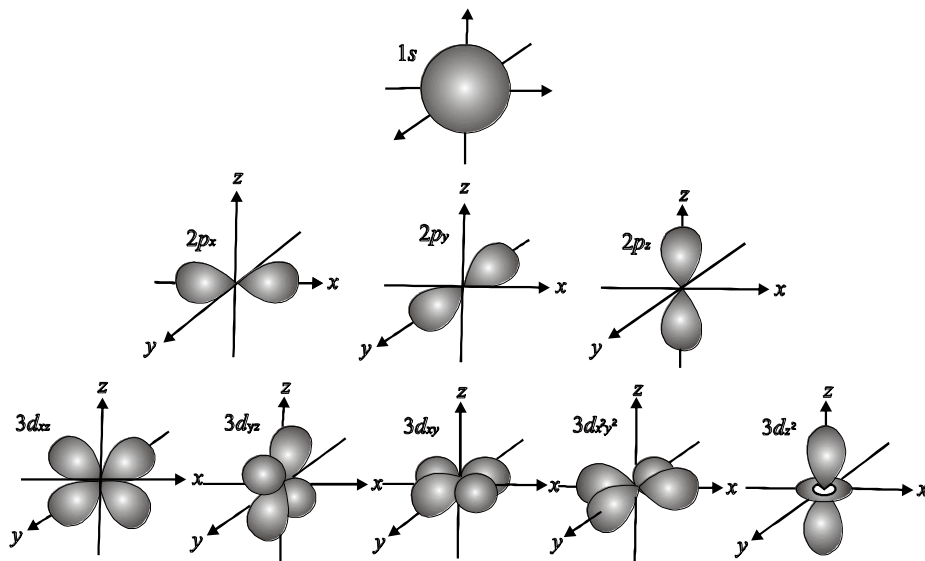


Рис.1.1 Форма и пространственная ориентация s -, p - и d -орбиталей

Орбитальное квантовое число может принимать множество значений от нуля до $(n-1)$, всего n значений. Совокупность электронных состояний с определенным значением n и l называют **квантовым (электронным) подуровнем**. Каждому численному значению орбитального квантового числа соответствует буквенное обозначение $s, p, d, f \dots$. Поэтому атомные орбитали подразделяют на соответствующие типы.

Магнитное квантовое число m_l определяет пространственную ориентацию электронной орбитали и число орбиталей на соответствующем подуровне. Значение m_l определяется значением орбитального квантового числа l : $m_l = -l \dots 0 \dots +l$. Всего на подуровне магнитное квантовое число имеет $(2l + 1)$ значений, а на уровне — n^2 значений.

Каждому значению магнитного квантового числа m_l отвечает одно энергетическое состояние или одна электронная орбиталь с определенной пространственной ориентацией. Все орбитали одного подуровня в изолированном атоме имеют одинаковую энергию. Схематично одну орбиталь обозначают квантовой ячейкой (таблица 1.1).

Таблица 1.1 Пределы изменения магнитного квантового числа

l	m_l	Число орбиталей $2l+1$	Схематическое обозначение
0	0	1	□
1	-1, 0, +1	3	□ □ □
2	-2, -1, 0, +1, +2	5	□ □ □ □ □
3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	□ □ □ □ □ □ □

Совокупность состояний электронов с определенными значениями n, l и m_l называют орбиталью. Таким образом, на s -подуровне — одна, на p -подуровне — три, на d -подуровне — пять, на f -подуровне — семь орбиталей.

Поскольку на любом уровне n общее число орбиталей равно n^2 , то первый уровень ($n = 1$) содержит только одну орбиталь — $1s$, второй ($n = 2$) — четыре орбитали: одну $2s$ и три $2p$, обозначаемые $2p_x, 2p_y, 2p_z$; третий ($n = 3$) — девять орбиталей: одну $3s$, три $3p$, пять $3d$ и т.д.

Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный момент импульса и магнитный момент электрона. Это число принимает только два возможных значения: $m_s = +1/2; -1/2$. Схематично электрон с положительным спином обозначают стрелкой, направленной вверх (\uparrow), а с отрицательным значением — стрелкой, направленной вниз (\downarrow).

Число состояний электрона в поле центральных сил ядра атома определяется четырьмя квантовыми числами: n, l, m_l и m_s .

1.1.2. Электронные конфигурации атомов (электронные формулы)

Принцип заполнения орбиталей. Согласно принципу В. Паули, в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех

квантовых чисел n , l , m_l , m_s . Число электронов на данном энергетическом уровне $N = n^2$.

Правило В.М. Клечковского. В многоэлектронных атомах электроны размещаются в околоядерном пространстве в порядке последовательного повышения энергии. Энергия атомных орбиталей возрастает в порядке увеличения суммы $(n + l)$, а при одинаковом значении этой суммы — в порядке последовательного увеличения главного квантового числа n .

Расположив орбитали в порядке их заполнения в соответствии с правилом Клечковского, получим последовательность заполнения орбиталей электронами: $1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d \dots$

Правило Хунда (Гунда). В одном и том же подуровне электроны располагаются таким образом, чтобы сумма значений спинов была максимальной.

Различают полные и сокращенные электронные формулы, отражающие порядок заполнения электронами уровней и подуровней в атоме. Полная электронная формула записывается в соответствии с формулой Клечковского. Например, полная электронная формула атома Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Так как у атомов последующих элементов электронная формула повторяет конфигурацию предыдущего атома, отличаясь только одним дополнительным электроном, можно записать сокращенную электронную формулу, в которой не указывают полностью заполненные электронные уровни. В сокращенной электронной формуле указывают только электроны внешнего энергетического уровня — **валентного уровня**. Такие электроны называют валентными. Например, сокращенная электронная формула атома Cl: $3s^2 3p^5$. Графическая схема заполнения валентного уровня: $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow}$.

В сокращенной электронной формуле p -элементов, принадлежащих длинным периодам, не указывают полностью заполненный d -подуровень предыдущего уровня. Например, полная электронная формула атома Ge: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$, его сокращенная электронная формула: $4s^2 4p^2$.

Все элементы таблицы Д.И. Менделеева по заполняемым подуровням делятся на четыре семейства: s -, p -, d -, f -семейство. Для каждого семейства можно записать общую сокращенную электронную формулу.

Для элементов s -семейства: $ns^{1 \rightarrow 2}$.

Для элементов p -семейства: $ns^2 np^{1 \rightarrow 6}$.

Для элементов d -семейства: $ns^2(n-1)d^{1 \rightarrow 10}$.

Для элементов f -семейства: $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$.

В краткой записи полной электронной формулы атомов для обозначения внутренних полностью заполненных электронных слоев, лежащих под валентной оболочкой, часто используют символ инертного газа. Например, полные электронные формулы атомов Ba: $(Xe)2s^2$; Cl: $(Ne)3s^2 3p^5$; Br: $(Ar)4s^2 3d^{10} 4p^5$. При этом после символа полностью заполненных оболочек инертного газа нужно указывать все подуровни валентных оболочек, включая и полностью заполненные.

1.2. Периодический закон Д.И. Менделеева

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Периодические изменения свойств химических элементов обусловлены закономерным повторением электронной конфигурации атомов с последовательным увеличением заряда ядра.

Графическим изображением периодического закона является таблица периодической системы элементов. Формы такого изображения различны. Их известно более 500, но наиболее широко используются три: 1) короткая, 8-клеточная; 2) полудлинная, 18-клеточная; 3) длиннопериодная, 32-клеточная.

Принципиальный подход к построению таблиц единый — элементы располагаются в порядке возрастания заряда ядер их атомов.

Наиболее распространенная – короткая форма таблицы Д.И. Менделеева включает семь горизонтальных рядов — **периодов**: один очень короткий (водород и гелий), два коротких по 8 элементов каждый, два длинных периода по 18 элементов каждый, один длинный из 32 элементов и один незаконченный.

Начало каждого периода сопровождается образованием нового электронного слоя. Период (кроме первого) начинается щелочным металлом (краткая электронная формула ns^1) и заканчивается благородным газом (ns^2np^6).

Восемь вертикальных столбцов называют **группами химических элементов**. Элементы, входящие в одну группу (главная — А-подгруппа, побочная — В-подгруппа), обладают аналогией структур внешнего или, соответственно, внешнего и предвнешнего квантовых уровней.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	1	H Hydrogenium Водород 1.00794	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА										He Helium Гелий 4.0026		
2	2	Li Lithium Литий 6.941	Be Beryllium Бериллий 9.0122	B Boron Бор 10.811	C Carbonum Углерод 12.011	N Nitrogenum Азот 14.007	O Oxygenium Кислород 15.999	F Fluorium Фтор 18.998	Ne Neon Неон 20.179				Sn Stannum Олово 118.71		
3	3	Na Natrium Натрий 22.99	Mg Magnesium Магний 24.305	Al Aluminium Алюминий 26.9815	Si Silicium Кремний 28.086	P Phosphorus Фосфор 30.974	S Sulfur Сера 32.066	Cl Chlorium Хлор 35.453	Ar Argon Аргон 39.948						
4	4	K Kalium Калий 39.098	Ca Calcium Кальций 40.08	Sc Scandium Скандий 44.956	Ti Titanium Титан 47.90	V Vanadium Ванадий 50.941	Cr Chromium Хром 51.996	Mn Manganum Марганец 54.938	Fe Ferum Железо 55.847	Co Cobaltum Кобальт 58.933	Ni Niccolum Никель 58.70				
	5	Cu Cuprum Медь 63.546	Zn Zincum Цинк 65.39	Ga Gallium Галлий 69.72	Ge Germanium Германий 72.59	As Arsenicum Мышьяк 74.992	Se Selenium Селен 78.96	Br Bromum Бром 79.904	Kr Kryptonum Криптон 83.80						
5	6	Rb Rubidium Рубидий 85.468	Sr Strontium Стронций 87.62	Y Yttrium Иттрий 88.906	Zr Zirconium Цирконий 91.22	Nb Niobium Нобий 92.906	Mo Molybdenum Молибден 95.94	Tc Technetium Технеций 97.91	Ru Ruthenium Рутений 101.07	Rh Rodium Родий 102.96	Pd Palladium Палладий 106.4				
	7	Ag Argentum Серебро 107.868	Cd Cadmium Кадмий 112.41	In Indium Индий 114.82	Sn Stannum Олово 118.71	Sb Stibium Сурьма 121.75	Te Tellurium Теллур 127.60	I Iodum Йод 126.9045	Xe Xenonum Ксенон 131.29						
6	8	Cs Cesium Цезий 132.905	Ba Barium Барий 137.33	La* Lanthanum Лантан 138.9055	Hf Hafnium Гафний 178.49	Ta Tantalum Тантал 180.9479	W Wolframium Вольфрам 183.85	Re Rhenium Рений 186.207	Os Osmium Осмий 190.2	Ir Iridium Иридий 192.22	Pt Platinum Платина 195.08				
	9	Au Aurum Золото 196.967	Hg Hydrargyrum Ртуть 200.59	Tl Thallium Таллий 204.38	Pb Plumbum Свинец 207.19	Bi Bismuthum Висмут 208.980	Po Polonium Полоний 209	At Astatium Астат 209.99	Rn Radonum Радон [222]						
7	10	Fr Francium Франций [223]	Ra Radium Радий [226]	Ac** Actiniumum Актиний [227]	Rf Rutherfordium Резерфордий [261]	Db Dubnium Дубний [262]	Sg Seaborgium Сиборгий [263]	Bh Bohrium Борий [264]	Hs Hassium Хассий [265]	Mt Meitnerium Мейтнерий [269]					
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄						
ЛЕТУЧЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH							
ЛАНТАНОИДЫ*		Ce Cerium 140.12	Pr Praseodymium Прометий 140.908	Nd Neodymium Неодим 144.24	Pm Promethium Прометий 144.91	Sm Samarium Самарий 150.36	Eu Europium Европий 151.96	Gd Gadolinium Гадолиний 157.25	Tb Terbium Тербий 158.926	Dy Dysprosium Диспрозий 162.50	Ho Holmium Гольмий 164.930	Er Erbium Эрбий 167.26	Tm Thulium Тулий 168.934	Yb Ytterbium Иттербий 173.04	Lu Lutetium Лютеций 174.967
АКТИНОИДЫ**		Th Thorium Торий 232.038	Pa Protactinium Протактиний 231.04	U Uranium Уран 238.03	Np Neptunium Нептуний 237.05	Pu Plutonium Плутоний 244.06	Am Americium Америций 243.06	Cm Curium Кюрий 247.07	Bk Berkelium Берклий 247.07	Cf Californium Калифорний 251.08	Es Einsteinium Эйнштейний 252.08	Fm Fermium Фермий 257.10	Md Mendelevium Менделевий 268.10	No Nobelium Нобелий 269.10	Lr Lawrencium Лоуренсий 260.10

В главных подгруппах (А) находятся элементы малых и больших периодов, валентные электроны которых расположены на внешних ns - и np -подуровнях. Побочные подгруппы (В) состоят из элементов только больших периодов. Их валентные электроны находятся на внешнем ns -подуровне и предвнешнем $(n-1)d$ - или $(n-2)f$ -подуровне. Химические свойства элементов побочных подгрупп как внутри периода, так и внутри группы меняются в значительно меньшей степени, чем у элементов главных подгрупп.

1.2.1. Взаимосвязь электронных формул элементов с их свойствами и положением в таблице Д.И. Менделеева

По сокращенной электронной формуле атома элемента можно определить:

1. **Период**, к которому принадлежит элемент: номер периода совпадает с максимальным значением главного квантового числа.

2. **Семейство** элемента: по заполняемому подуровню элемент может быть отнесен к s -, p -, d - или f -семейству.

3. **Подгруппу**: s - и p -элементы расположены в главных подгруппах (А); d - и f -элементы — в побочных (В).

4. **Номер группы**: определяется числом валентных электронов. Валентными считаются электроны s - и p -подуровней наружного уровня, а также d -подуровня предыдущего и f -подуровня второго снаружи уровня, если таковые существуют.

Для элементов s - и p -семейства номер группы равен суммарному количеству s - и p -электронов.

Для d -элементов номер группы определяется следующим образом: если на d -подуровне находится от 1 до 5 электронов, номер группы равен сумме s - и d -электронов. Если на d -подуровне — 6, 7 или 8 электронов, такой элемент принадлежит VIII группе; если число электронов 9 — I группе, если 10 — II группе.

Все f -элементы относятся к III группе побочной подгруппе.

5. **Металлические и неметаллические свойства**. Металлические свойства рассматриваются как способность атомов элемента легко отдавать электроны (восстановительные свойства), а неметаллические — присоединять электроны (окислительные свойства). Как правило, элементы, в атомах которых на внешнем энергетическом уровне находятся 1–3 электрона, обладают металлическими свойствами: высокой электро- и теплопроводностью, металлическим блеском, ковкостью, гибкостью и тягучестью. Если количество электронов на внешнем энергетическом уровне более трех, элементы проявляют неметаллические свойства.

Поэтому все s -элементы (за исключением водорода и гелия), d - и f -элементы относят к металлам, p -элементы — к металлам и неметаллам, которые условно делятся диагональю, проведенной от бора к астату. Элементы, лежащие выше и правее диагонали, проявляют неметаллические свойства, элементы, находящиеся ниже и левее диагонали — металлические. Все элементы, лежащие на диагонали, обладают двойственными свойствами с

преобладанием либо металлических, либо неметаллических свойств в зависимости от номера периода, к которому относится данный элемент.

6. Степень окисления (СО) элемента. Степень окисления — это электрический заряд (в единицах заряда электрона), который получил бы данный атом, если бы каждая общая пара электронов, связывающая его с другими атомами, полностью переместилась к более электроотрицательному атому. Иными словами, это условный заряд атома в электронейтральной молекуле, вычисленный из предположения, что молекула состоит только из ионов. Очевидно, что для **простых веществ степень окисления равна нулю**. Постоянную (положительную) степень окисления, равную номеру группы, проявляют в соединениях следующие элементы: *s*-элементы подгрупп IA (кроме водорода) и IIA, *p*-элементы В и Al (IIIA), *d*-элементы подгрупп IIB (кроме Hg) и IIIB, стоящие в начале и в конце ряда из 10 *d*-элементов в каждом периоде. Постоянную отрицательную $CO = -1$ проявляет в соединениях наиболее электроотрицательный из всех элементов — фтор. Все остальные элементы имеют переменную степень окисления.

Высшая степень окисления (ВСО) элементов всегда положительна и равна номеру группы. **Исключение составляют:** элементы подгруппы меди ($ВСО = +3$, т.е. больше номера группы); фтор, который в соединениях проявляет единственно возможную $CO = -1$, т.е. меньше номера группы; кислород, имеющий $CO = +1, +2$ только в соединениях со фтором, т.е. его $ВСО = +2$ меньше номера группы; *d*-элементы VIII группы, имеющие $ВСО$ меньше, чем номер группы, за исключением рутения и осмия, для которых $ВСО = +8$; гелий и неон — не образуют соединений с другими элементами.

Низшая степень окисления (НСО) — бывает либо положительной, либо отрицательной, либо понятие $НСО$ отсутствует, если степень окисления данного элемента постоянна.

Отрицательной $НСО$ бывает только у *p*-элементов неметаллов и определяется по формуле: $НСО = N_{группы} - 8$.

Например: $3s^23p^4$, VI группа, неметалл. $НСО = 6 - 8 = -2$.

Металлы не образуют соединений, в которых они проявляли бы отрицательную степень окисления. $НСО$ для *d*- и *f*-элементов определяется числом валентных электронов на самом внешнем уровне, т.е. количеством *s*-электронов. Таким образом, для *d*- и *f*-элементов $НСО = +2$. Для тех *d*-элементов, у которых количество электронов на *d*-подуровне равно 4 или 9, возможен, так называемый, «провал» электрона, т.е. образование электронной структуры: $ns^2(n-1)d^9 \rightleftharpoons ns^1(n-1)d^{10}$. Для таких элементов возможно значение $НСО = +1$.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов: оксиды и гидроксиды неметаллов проявляют в основном кислотные свойства; оксиды и гидроксиды металлов в $CO = +1, +2$ проявляют, как правило, основные свойства, в $CO = +3, +4$ — амфотерные, в высоких степенях окисления ($+5, +6, +7$) — кислотные свойства.

По краткой электронной формуле можно дать общую характеристику физико-химических свойств данного элемента и образуемых им соединений (таблица 1.3).

Таблица 1.3 Схема характеристики элемента по краткой электронной формуле

Характеристика \ Электронная формула	$3s^23p^5$ (Cl)	$4s^23d^5$ (Mn)
Период	третий	четвертый
Семейство	<i>s</i> -семейство	<i>d</i> -семейство
Подгруппа	главная	побочная
Номер группы	VII	VII
Металлические и неметаллические свойства	неметалл	металл
Высшая степень окисления (BCO)	+7	+7
Оксид в BCO и его кислотно-основные свойства	Cl_2O_7 – кислотный	Mn_2O_7 – кислотный
Гидроксид в BCO	$HClO_4$ – кислота	$HMnO_4$ – кислота
Низшая степень окисления (HCO)	-1	+2
Оксид в HCO и его кислотно-основные свойства	не образует	MnO – основной
Гидроксид в HCO	не образует	$Mn(OH)_2$ – основание
Соединение с водородом в HCO	HCl	не образует

Сходство этих элементов заключается в том, что у них одинаковое число валентных электронов, различие — в порядке расположения валентных электронов по уровням.

1.2.2. Периодические свойства элементов

С увеличением номера периода в одной и той же подгруппе атомные радиусы, как правило, возрастают в связи с увеличением числа электронных оболочек, за исключением *d*-элементов V и VI периодов, радиусы которых из-за так называемого лантаноидного сжатия практически одинаковы.

Радиусы катионов меньше, а радиусы анионов больше радиусов соответствующих атомов.

Энергия (потенциал) ионизации E_n , кДж/моль — энергия, необходимая для отрыва электрона от невозбужденного атома, т.е. энергия процесса $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{e}$. Чем меньше энергия ионизации, тем более типичные металлические свойства проявляет элемент. И, соответственно, с увеличением энергии ионизации усиливаются неметаллические свойства элементов.

Сродство к электрону, $E_{ср}$, кДж/моль — характеризует способность атома образовывать отрицательные ионы, численно определяется энергией,

которая выделяется при присоединении электрона к электронейтральному атому, т.е. в процессе $\text{Э} + \bar{e} \rightarrow \text{Э}^-$.

Электроотрицательность, ЭО характеризует способность атомов притягивать к себе валентные электроны. Величина электроотрицательности может быть выражена различными способами. Например, по Малликену $\text{ЭО} = \frac{E_{\text{и}} + E_{\text{ср}}}{2}$. По Л. Полингу за эталон сравнения принята электроотрицательность лития, равная 1, для фтора ЭО = 4, так что во втором периоде ЭО увеличивается на 0,5 при переходе к каждому последующему элементу.

На величины $E_{\text{и}}$, $E_{\text{ср}}$ и ЭО наибольшее влияние оказывают три фактора:

1. заряд ядра $z_{\text{я}} = N_{\text{эл}}$;
2. количество электронов, экранирующих ядро и потому снижающих его эффективный (т.е. реально действующий) заряд для рассматриваемого валентного электрона;
3. атомный радиус $r_{\text{а}}$.

По закону Кулона $E_{\text{и}} = \frac{q_{\text{е}} \cdot z_{\text{эф}}}{r_{\text{а}}}$, где $q_{\text{е}}$ — заряд электрона; $z_{\text{эф}} = (z_{\text{я}} - N_{\text{экр}})$ —

эффективный заряд, действующий на данный электрон. Отсюда следует, что величина $E_{\text{и}}$ тем больше, чем больше $z_{\text{эф}}$ и меньше $r_{\text{а}}$. Величины $E_{\text{ср}}$ и ЭО аналогично зависят от этих факторов.

Как правило, энергия ионизации атомов элементов внутри одной подгруппы уменьшается при возрастании порядкового номера элемента, т.к. увеличивается атомный радиус. В пределах одного периода энергия ионизации увеличивается с ростом порядкового номера элемента, что обусловлено уменьшением атомного радиуса. Легче всего электрон отрывается от атомов элементов, расположенных в начале периода (Li, Na, K), труднее всего — от атомов последних элементов периода: He, Ne, Ar.

Поэтому можно сказать, что в подгруппах сверху вниз происходит усиление металлических свойств элементов. В периодах слева направо металлические свойства элементов ослабевают, соответственно усиливаются их неметаллические свойства.

1.3. Химическая связь

Химическая связь — явление взаимодействия атомов, обусловленное перекрыванием электронных облаков, которое сопровождается уменьшением общей (кинетической и потенциальной) энергии системы (молекула, комплекс, кристалл и т.п.).

Энергия химической связи определяется работой, необходимой для разрушения связи, или выигрышем энергии при образовании вещества из отдельных атомов.

К геометрическим характеристикам относят длину химической связи, углы между связями в молекулах, комплексах, кристаллах и т.п. Под длиной химической связи понимают расстояние между центрами ядер атомов в

молекуле (кристалле), когда силы притяжения уравновешены силами отталкивания и энергия системы минимальна.

К основным типам связей относят ковалентную (полярную и неполярную), ионную и металлическую связи. Рассматривают силы межмолекулярного взаимодействия (вандерваальсовы силы), водородную связь.

Ковалентная связь образована путем обобществления пары электронов, принадлежащих двум атомам и имеющих антипараллельные спины. Ковалентную связь между одинаковыми атомами называют **атомной** или **гомеополярной** (например, в H_2 , N_2). Молекулы, образованные на основе таких связей, называют **неполярными** или **гомеополярными**.

Химическая связь характеризуется определенной **пространственной направленностью**. Двухатомные молекулы всегда линейны, трехатомные типа AB_2 могут иметь линейное строение (CO_2) или угловое (H_2O , H_2S , SO_2). Между взаимодействующими атомами, различающимися по электроотрицательности, возникают **полярные связи**. Мерой полярности молекулы является **электрический момент диполя μ** , который является векторной величиной и представляет собою произведение заряда δ на длину диполя l : $\mu = l\delta$. Направление электрического диполя условно принимают от отрицательного к положительному полюсу диполя.

Ионная связь может быть рассмотрена как предельный случай полярной ковалентной связи. Химическую связь квалифицируют как ионную, если разность $\Delta ЭО$ элементов >2 , чисто ковалентную, если $\Delta ЭО = 0 \dots 0,4$ и ковалентную с частично ионным характером, если $\Delta ЭО$ находится в пределах $0,4 \dots 2,0$. Эта связь при плотной упаковке атомов и молекул приводит к образованию механически прочных и тугоплавких веществ.

Металлическая связь — особый тип химической связи, когда валентные электроны полностью делокализованы и заполняют междоузлия кристаллической решетки, образуя "электронный газ". Наличие свободных электронов обуславливает отличительные свойства металлов: высокую электро- и теплопроводность, ковкость, пластичность, высокую отражательную способность по отношению к свету.

Связь Ван-дер-Ваальса возникает между молекулами с ковалентными связями независимо от того, полярны молекулы или нет. Межмолекулярное взаимодействие заключается в электростатическом притяжении частиц. Относительно слабые вандерваальсовы силы взаимодействия подразделяют на диполь-дипольное (ориентационное), индукционное и дисперсное взаимодействие за счет образования мгновенных диполей вследствие несовпадения центров тяжести зарядов электронных облаков и ядер атомов.

В результате их проявления соседние частицы испытывают взаимное притяжение, а энергия системы понижается. Этот эффект уменьшается обратно пропорционально шестой степени расстояния между взаимодействующими частицами. Это взаимодействие проявляется в молекулярных кристаллах, инертных газах. Именно межмолекулярные связи влияют на физические

свойства веществ: температуру плавления, плотность, твердость, вязкость, летучесть и т.д.

Водородная связь занимает промежуточное место между донорно-акцепторным взаимодействием и вандерваальсовыми силами. Эта химическая связь образована положительно поляризованным атомом водорода молекулы А—Н или полярной группы —А—Н и электроотрицательным атомом В другой молекулы, или атомом А той же молекулы.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Укажите значения квантовых чисел n , l и m_l для валентных электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 19, 23, 27, 30, 33 и 36. Для определения значений m_l руководствуйтесь тем, что орбитали каждого подуровня заполняются в порядке увеличения m_l , начиная с его наиболее отрицательного значения.
2. Сколько электронных слоев имеют атомы элементов с порядковыми номерами 8, 10, 18, 35, 39, 56, 80, 86? Сколько из них заполнены полностью и сколько частично? Попробуйте решить эту задачу без помощи таблицы Д.И. Менделеева.
3. Какие из p -элементов в виде простых веществ относятся к металлам и неметаллам? Приведите примеры гидроксидов p -элементов, проявляющих кислотные, амфотерные и основные свойства.
4. Почему вода и фтороводород, имея меньшую молекулярную массу, кипят при более высоких температурах, чем водородные соединения их аналогов по подгруппе?
5. Изобразите электронную схему образования молекул Cl_2 , H_2 , N_2 . Объясните, почему молекула азота имеет высокую прочность.

2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

2.1. Химическая термодинамика

Химическая термодинамика изучает превращения различных форм энергии при химических реакциях и устанавливает законы этих превращений. Каждое вещество, находящееся при определенной температуре T и давлении p , рассматривается как **термодинамическая система**. Для не изолированных от окружающей среды систем возможна передача энергии и массы через поверхность раздела. Для изолированных систем обмен энергией и массой с окружающей средой невозможен.

Термодинамическая функция состояния — это величина, значение которой однозначно определяется для каждого состояния системы, независимо от способа его достижения. Изменение любой функции состояния не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояний системы.

Основными функциями химической термодинамики являются внутренняя энергия системы U ; энтальпия H ; энтропия S ; свободная энергия Гиббса G .

Каждая из функций состояния в зависимости от условий может принимать бесконечное множество значений. В справочниках приводят их значения для стандартного состояния при стандартной температуре. **Стандартным состоянием вещества** при данной температуре T называется его состояние в виде чистого вещества в точно указанном агрегатном состоянии при давлении 101,3 кПа (1 атм или 760 мм рт.ст.). В качестве **стандартной температуры** принимают 298,15 К (25°C). Для обозначения стандартного состояния символы величин снабжают верхним индексом $^{\circ}$, а температуру указывают нижним индексом, например, S_{298}° , ΔH_T° .

Внутренняя энергия системы U определяется внутренним состоянием системы и включает кинетическую и потенциальную энергию составляющих систему частиц (молекул, атомов, ионов). В нее не входят кинетическая энергия движущейся системы как целого и ее потенциальная энергия во внешнем поле. Измерить внутреннюю энергию системы невозможно, но можно измерить изменение внутренней энергии, например, в ходе химической реакции:

$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

где U_1 — внутренняя энергия исходных веществ, U_2 — внутренняя энергия продуктов реакции. Если рассматривается химическое взаимодействие

$$\Delta U = \sum U_{\text{продуктов}} - \sum U_{\text{исход. веществ}} \quad (2.1)$$

Единица измерения ΔU — 1 кДж.

Закон сохранения энергии применительно к химическим процессам, в которых происходит теплопередача с учетом работы по изменению давления и объема, может быть представлен уравнением **первого закона (начала) термодинамики**: если система поглощает из внешней среды теплоту Q , то ее внутренняя энергия увеличивается на величину Q за вычетом энергии, расходуемой на работу A , совершаемую системой:

$$\Delta U = Q - A \quad (2.2)$$

В изохорном процессе ($V = \text{const}$) изменение внутренней энергии равно теплоте, поглощенной системой: $Q_V = \Delta U$, т.е. тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы.

При изменении параметров состояния процессы классифицируют на изобарные ($p = \text{const}$); изохорные ($V = \text{const}$); изотермические ($T = \text{const}$); изобарно-изотермические ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) и др.

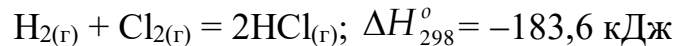
В химических процессах наиболее характерны условия $p = \text{const}$, $T = \text{const}$, т.е. изобарно-изотермические условия.

Изобарные процессы ($p = \text{const}$) характеризует функция состояния, которая называется **энтальпией H системы** (от греч. entalpo — согреваю). Для реакций, протекающих в изобарных условиях ($p = \text{const}$), тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии: $Q_p = \Delta H$.

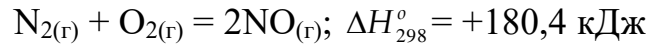
Эта функция состояния включает внутреннюю энергию и энергию, расходуемую на работу расширения против внешних сил:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V \quad (2.3)$$

Для **экзотермической реакции** (теплота выделяется системой, ее энергия снижается) $\Delta U < 0$ или $\Delta H < 0$.



Для **эндотермической реакции** (система поглощает теплоту, ее энергия повышается) $\Delta U > 0$ или $\Delta H > 0$.



Под **энтальпией образования** понимают количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моль сложного вещества из простых веществ. Энтальпия зависит от температуры, давления, агрегатного состояния вещества. Единица измерения — 1 кДж/моль. **Энтальпия образования простых веществ принята равной нулю.**

Энтальпия образования, измеренная в стандартных условиях, обозначается $\Delta_f H_{298}^{\circ}$, ΔH_{298}° , $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ или ΔH° . Для многих веществ величина $\Delta_f H_{298}^{\circ}$ занесена в таблицы.

Энтальпия образования вещества зависит от температуры, поэтому при температурах, отличных от стандартной, энтальпия образования простых веществ не равна нулю. Для реакции энтальпия сравнительно слабо зависит от температуры, поэтому можно считать $\Delta H_T^{\circ} \approx \Delta H_{298}^{\circ}$.

Химические уравнения, в которых указаны тепловые эффекты реакций ΔH или ΔU , называют **термохимическими уравнениями**. Например, термохимическое уравнение синтеза 1 моль воды имеет вид:



В термохимических уравнениях указывается также фазовое состояние и полиморфная модификация реагирующих и образующихся веществ: г — газовое, ж — жидкое, к — кристаллическое, т — твердое, р — растворенное.

В основе термохимических расчетов лежит **закон Гесса** (1841 г.): **энтальпия (тепловой эффект) химической реакции при $T, p = \text{const}$ зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.**

Закон Гесса позволяет относиться к термохимическим уравнениям как к алгебраическим: их можно складывать, вычитать, умножать или делить на постоянное число, переносить с изменением знака члены из одной части уравнения в другую и т.д.

Из закона Гесса и общих свойств термодинамических функций вытекает, что энтальпия химической реакции $\Delta H_{\text{хр}}$ равна разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и энтальпий образования исходных веществ:

$$\Delta H_{\text{хр}} = \sum n_i \cdot \Delta_f H_{\text{продуктов}} - \sum n_j \cdot \Delta_f H_{\text{исход. веществ}} \quad (2.4)$$

Энтропия S (от греч. entropia — поворот, превращение) есть функция состояния термодинамической системы, характеризующая направление

протекания теплообмена между системой и внешней средой, а также направление протекания самопроизвольных процессов в изолированных системах. **В изолированных системах возможно самопроизвольное протекание таких процессов, для которых энтропия возрастает, $\Delta S > 0$** , что является вторым законом термодинамики. Энтропия является количественной мерой беспорядка в системе и возрастает при нагревании, плавлении и испарении вещества, при смешивании и расширении газов, растворении кристаллов, при распаде сложных молекул на простые, в реакциях, приводящих к увеличению числа частиц и, особенно, числа частиц газообразных веществ. Единицей измерения энтропии является $1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$. Согласно третьему началу термодинамики, **энтропия чистых веществ, существующих в виде идеальных кристаллов, при температуре 0 К равна нулю**, т.е. при абсолютном нуле достигается полная упорядоченность в идеальном кристалле.

Стандартная энтропия вещества при 298 К S_{298}° занесена в таблицы, где в отличие от стандартной энтальпии образования $\Delta_f H_{298}^{\circ}$ даны абсолютные значения энтропии. **Стандартная энтропия простых веществ не равна нулю.**

В обратимом изотермическом процессе

$$\Delta S = \frac{Q}{T}. \quad (2.5)$$

Как и энтальпия, энтропия реакции слабо зависит от температуры, поэтому изменение энтропии в результате протекания реакции можно рассчитать по значениям стандартных энтропий веществ, участвующих в реакции:

$$\Delta S_{\text{хр}} = \sum n_i \Delta S^{\circ}_{\text{продуктов}} - \sum n_j \Delta S^{\circ}_{\text{исход. веществ}} \quad (2.6)$$

Для изобарно-изотермических процессов энтальпийный и энтропийный факторы объединяются термодинамической функцией, называемой **энергией Гиббса ΔG_T** :

$$\Delta G_T = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (2.7)$$

Стандартная энергия Гиббса образования веществ $\Delta_f G_{298}^{\circ}$ занесена в таблицы. Для реакции, протекающей в стандартных условиях при $T = 298$ К, изменение энергии Гиббса можно также рассчитать по следствию из закона Гесса:

$$\Delta G_{298}^{\circ} = \sum n_i \Delta_f G_{298}^{\circ} (\text{продуктов}) - \sum n_j \Delta_f G_{298}^{\circ} (\text{исход. веществ}) \quad (2.8)$$

Эта термодинамическая функция позволяет выразить условия термодинамического равновесия и условия самопроизвольного протекания процессов.

1) Если $\Delta G_T < 0$, то реакция имеет термодинамическую возможность протекать в прямом направлении (слева направо), т.е. равновесие сдвинуто в сторону образования продуктов реакции. Правда, термодинамическая возможность ($\Delta G_T < 0$) не означает, что реакция протекает с заметной скоростью. Вследствие кинетических затруднений скорость такой реакции

может оказаться бесконечно малой. В этом случае скорость реакции можно повысить, например, увеличением температуры, применением катализаторов.

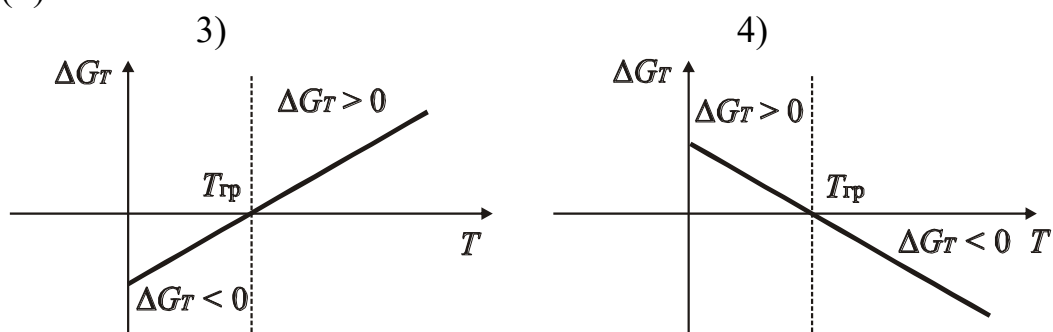
2) Условие $\Delta G_T > 0$ означает абсолютный термодинамический запрет на самопроизвольное протекание прямой реакции, возможно протекание обратной реакции (справа налево), т.е. равновесие сдвинуто в сторону образования исходных веществ. Обратите внимание на тот факт, что термодинамическая невозможность протекания реакции в данном направлении носит характер абсолютного запрета: никакие технические ухищрения не могут заставить такую реакцию протекать самопроизвольно при данной температуре!

3) Если $\Delta G_T = 0$, система находится в состоянии термодинамического равновесия. Чем более отрицательно значение ΔG , тем дальше система от состояния равновесия, тем более она реакционноспособна.

В общем случае температурный интервал, в котором реакция термодинамически возможна, зависит от сочетания знаков и величин ΔH и ΔS .

№	ΔH	ΔS	ΔG	Направление самопроизвольного протекания реакции
1	-	+	-	Протекает в прямом направлении при любой температуре
2	+	-	+	Термодинамически невозможна. Возможно протекание в обратном направлении
3	-	-	\pm	Протекает в прямом направлении при низких температурах
4	+	+	\pm	Протекает в прямом направлении при высоких температурах

При равновесии $\Delta G_T = 0$, следовательно, $T_{гр} = \frac{\Delta H}{\Delta S}$ — граничное значение температуры, при которой может наступить равновесие. Эту температуру рассчитывают только для третьего и четвертого вариантов, указанных в таблице. В этих случаях также можно воспользоваться графиками зависимости $\Delta G_T = f(T)$:

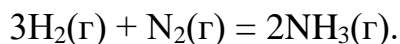


2.2. Химическая кинетика

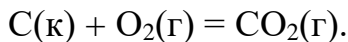
Химическая кинетика изучает закономерности протекания химических реакций во времени и устанавливает взаимосвязь между составом, строением и реакционной способностью веществ.

Скорость химической реакции характеризует изменение количества реагирующего вещества за единицу времени в единице объема реакционного пространства.

Гомогенные реакции протекают в однофазной системе (газовых смесях или растворах), эти реакции идут **во всем объеме системы**:



Гетерогенные реакции протекают в системах, состоящих из двух или большего числа фаз, они идут **на границе раздела фаз**, где частицы реагирующих веществ могут соприкасаться друг с другом:



Средняя скорость гомогенной реакции измеряется отношением изменения количества вещества (моль) к промежутку времени, за которое это изменение произошло, и к объему системы:

$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau}, \quad (2.9)$$

где знак “+” относится к продукту реакции, количество которого возрастает ($\Delta n > 0$), а знак “-” — к исходному веществу ($\Delta n < 0$). Скорость реакции всегда положительная величина. В данной формуле $\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1$, V — объем системы.

Истинная или мгновенная скорость реакции для изохорных условий ($V = \text{const}$) или для реакций в растворах, когда изменением объема можно пренебречь:

$$v = \pm \frac{1}{V} \frac{dn}{d\tau} = \frac{dc}{d\tau}. \quad (2.10)$$

Размерность величины скорости гомогенной реакции $[v] = 1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

Для **гетерогенных реакций скорость** измеряют изменением количества реагирующего вещества за единицу времени, отнесенного к единице площади S поверхности раздела фаз:

$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta \tau} \text{ и } v = \pm \frac{1}{S} \frac{dn}{d\tau}. \quad (2.11)$$

Скорость прямой одностадийной химической реакции (**при $T = \text{const}$**) пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам перед данными веществами в уравнении реакции, **что является выражением закона действующих масс (К. Гульдберг и П. Вааге, 1867 г.)**.

Для одностадийной реакции $aA + bB = cC + dD$ по закону действующих масс

$$v = kc_A^a c_B^b \quad (2.12)$$

Уравнение такого вида, устанавливающее зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, называется **кинетическим уравнением**. В кинетическое уравнение **включают** концентрации газообразных веществ и веществ в растворе и **не включают** концентрации веществ в твердой и жидкой фазах.

Принимая, что для газообразных веществ концентрация и парциальное давление связаны прямо пропорциональной зависимостью

$$p_i = c_i RT \quad (2.13)$$

кинетическое уравнение (2.12) для газообразных реагентов А и В можно записать через их парциальные давления в виде:

$$v = k p_A^a p_B^b \quad (2.14)$$

Коэффициент пропорциональности k в кинетическом уравнении называется **константой скорости**, он показывает, с какой скоростью протекает реакция при концентрациях реагирующих веществ, равных $1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$. Константа скорости **не зависит** от концентрации реагирующих веществ, давления, но **зависит** от температуры, присутствия катализаторов, природы реагирующих веществ.

Показатель степени, с которым концентрация входит в кинетическое уравнение, называется **порядком реакции** по этому веществу.

Для элементарных процессов порядок реакции по данному веществу совпадает со стехиометрическим коэффициентом в уравнении реакции. Если уравнение реакции не определяет ее механизм, порядок реакции не зависит от стехиометрических коэффициентов.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Гомогенные реакции	Гетерогенные реакции
1. Природа реагирующих веществ	1 – 5 как и для гомогенных реакций
2. Концентрация	6. Площадь поверхности раздела фаз
3. Давление (для газообразных веществ)	7. Состояние поверхности раздела фаз (наличие защитных пленок)
4. Температура	
5. Присутствие катализатора	

Константы скорости и, соответственно, скорости всех элементарных и большинства сложных, многостадийных реакций быстро увеличиваются с ростом температуры. Точный вид температурной зависимости дает **уравнение**

Аррениуса (1889 г.):
$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (2.15)$$

где k — константа скорости химической реакции;

A — предэкспоненциальный множитель, который зависит от частоты столкновений молекул при данной температуре ($\approx 10^{12} \div 10^{14} \text{ с}^{-1}$);

e — основание натурального логарифма;

R — молярная газовая постоянная ($R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$);

T — температура, К;

E_a — энергия активации, $\frac{\text{Дж}}{\text{моль}}$.

Существует более ограниченное по применимости правило, которое количественно оценивает влияние температуры на скорость реакции (**правило Вант-Гоффа**):

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} \quad (2.16)$$

где v_1 и v_2 — скорости реакций соответственно при температурах t_1 и t_2 ;

τ_1 и τ_2 — время протекания реакции при температурах t_1 и t_2 ;

γ — температурный коэффициент скорости реакции ($\gamma = 2 \div 4$), показывает, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на каждые 10° .

2.3. Химическое равновесие

Условием **химического равновесия** системы является равенство скоростей реакций, протекающих в прямом и обратном направлениях. Для этого состояния системы $\Delta G_T = 0$.

Так как в состоянии химического равновесия протекают и прямая, и обратная реакции, такое равновесие называют динамическим или подвижным, т.е. его установление не означает прекращения реакции. Концентрации всех участников реакции остаются постоянными, называются равновесными и, как правило, обозначаются $[A]$, $[B]$ и т.д.

Различают **гомогенное равновесие** — реагенты находятся в одной фазе (газовой или жидкой) и **гетерогенное равновесие** — реагенты находятся в разных фазах.

Для обратимой реакции $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ кинетические уравнения для прямой и обратной реакций:

$$\begin{aligned} \vec{v} &= \vec{k} c_A^a c_B^b \\ \bar{v} &= \bar{k} c_C^c c_D^d \end{aligned}$$

Так как в момент наступления равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, можно записать, обозначая равновесные концентрации как $[X]$:

$$\begin{aligned} \vec{v} &= \bar{v} \\ \vec{k} [A]^a [B]^b &= \bar{k} [C]^c [D]^d \end{aligned}$$

Найдем отношение констант скорости прямой и обратной реакций:

$$\frac{\vec{k}}{\bar{k}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c \quad (2.17)$$

Это выражение является законом действующих масс для системы в состоянии химического равновесия. Величину K_c называют константой равновесия, выраженную через концентрации участников реакции. Эта термодинамическая величина не зависит от пути протекания процесса, но указывает направление процесса: если $K_c \rightarrow \infty$, то в реакционной смеси преобладают продукты реакции, следовательно, протекает преимущественно прямая реакция (равновесие смещено вправо). Если $K_c \rightarrow 0$, в реакционной

смеси значительно больше исходных веществ, следовательно, протекает преимущественно обратная реакция (равновесие смещено влево).

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентраций веществ. Катализатор не влияет на величину константы равновесия, так как он в равной степени увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции.

Состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными термодинамические параметры, при которых оно установилось. При изменении условий (температуры, давления, концентраций участвующих в реакции веществ) скорости прямой и обратной реакций изменяются, как правило, неодинаково и равновесие нарушается. В результате в системе через некоторое время устанавливается состояние нового химического равновесия, которое характеризуется новыми равновесными концентрациями всех веществ.

Процесс перехода от одного равновесного состояния к другому называется **смещением химического равновесия**. Направление этого смещения подчиняется **принципу Ле-Шателье** (1884 г.): **если система, находящаяся в состоянии химического равновесия, подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается таким образом, что данное воздействие уменьшается.**

Факторы, влияющие на химическое равновесие

Изменение условий	Направление смещения равновесия
Температура – повышается – понижается	в сторону эндотермической реакции в сторону экзотермической реакции
Давление – повышается – понижается	в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема системы в сторону реакции, ведущей к увеличению объема системы
Концентрация – увеличивается – уменьшается	в сторону реакции, по которой вводимое вещество расходуется в сторону реакции, по которой выводимое вещество образуется
Катализаторы	равновесие не смещается

Константа равновесия однозначно связана с соответствующими термодинамическими функциями. Для газообразной системы связь между константой равновесия и изменением изобарного потенциала реакции ΔG_T выражается следующим уравнением:

$$\Delta G_T = -RT \ln K_p \quad (2.18)$$

или с учетом (2.7): $\Delta H^0 - T\Delta S^0 = -RT \ln K_p$

Тогда: $\ln K_p = -\frac{\Delta H^0}{R} \cdot \frac{1}{T} + \frac{\Delta S^0}{R}$ — уравнение прямой линии в координатах $\ln K$ и $1/T$ (см.

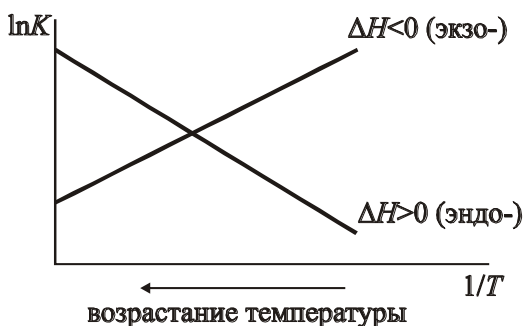


рисунок).

С ростом температуры для экзотермической реакции константа равновесия уменьшается, для эндотермической — увеличивается. С уменьшением температуры — наоборот.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Определить теплоту сгорания одного кубометра (н.у.) метана CH_4 и пропана C_3H_8 . Считать, что в продуктах сгорания вода находится в виде пара. Какой из этих двух газов выгоднее использовать в качестве газообразного топлива?

2. Можно ли найти катализатор для разложения жидкой воды на водород и кислород при комнатной температуре? Ответ мотивируйте расчетом изменения энергии Гиббса.

3. Спустя некоторое время τ после начала реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ концентрации веществ составили: $c_\tau(\text{N}_2) = 0,03$ моль/л; $c_\tau(\text{H}_2) = 0,01$ моль/л; $c_\tau(\text{NH}_3) = 0,008$ моль/л. Рассчитайте исходные концентрации азота и водорода. Как изменилась скорость реакции за этот промежуток времени?

4. Напишите выражение константы равновесия для процесса диссоциации углекислого газа по уравнению: $2\text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$, возможного в условиях взрыва в шахте. Как влияют увеличение давления и температуры на это равновесие?

5. Вычислить константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если известно, что начальная концентрация N_2O_4 равнялась 0,06 моль/л, до установления равновесия продиссоциировало 30% этого соединения, а NO_2 в исходной реакционной смеси отсутствовал?

3. РАСТВОРЫ

Растворы – это однородные (гомогенные) системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Компонентами растворов называют растворитель и растворенные в нем вещества.

Растворитель – это среда, в которой растворенные вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов.

Растворы существуют в трех агрегатных состояниях:

- жидкие;
- газообразные;
- твердые.

3.1. Классификация растворов по растворимости

Растворимость – это способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Количественной мерой растворимости является концентрация насыщенного раствора. Растворимость зависит от температуры и давления. Зависимость растворимости от температуры дают кривые растворимости.

Растворимость газов при нагревании обычно уменьшается, а с увеличением давления увеличивается.

Растворимость твердых веществ с повышением температуры обычно увеличивается.

Растворимость веществ зависит от природы растворителя и растворяемого вещества, а также от условий растворения (температуры, давления, концентрации, наличия других растворенных веществ).

В теории растворов различают:

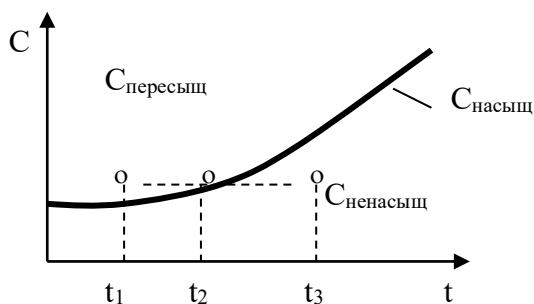
- **неограниченную** растворимость, т.е. раствор образуется при любых соотношениях веществ (например, вода - этиловый спирт);
- **ограниченную** растворимость, т.е. раствор образуется лишь при определенных соотношениях взаимодействующих веществ (вода - диэтиловый эфир);
- **полное отсутствие растворимости**, истинный раствор не образуется, можно получить коллоидную систему.

Процесс растворимости - обратимый: прямой процесс - растворение; обратный - кристаллизация.

В зависимости от скорости растворения различают растворы:

- **ненасыщенные** ($\vec{V} \gg \vec{V}$); содержит вещества меньше, чем это определяется его растворимостью;
- **насыщенные** ($\vec{V} = \vec{V}$); находится в равновесии с растворенным веществом;
- **пересыщенные** ($\vec{V} < \vec{V}$), содержит вещества больше, чем это определяется его растворимостью.

Насыщенный раствор является термодинамически устойчивым. Для него $\Delta G=0$, $\vec{V} = \vec{V}$.



При определенных условиях, например, при понижении температуры, в насыщенном растворе возможно образование пересыщенного раствора. При внесении в пересыщенный раствор кристаллов растворенного вещества, которые будут играть роль центров кристаллизации, быстро выпадают

кристаллы растворенного вещества.

3.2. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева

Растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями. Как и при образовании химического соединения, растворение сопровождается выделением или поглощением теплоты. Следовательно, между растворяемым веществом и растворителем происходит химическое взаимодействие. В отличие от химических соединений состав раствора не постоянен, может меняться в широких пределах. В отличие от механических смесей растворы однородны.

Еще в конце XIX века растворы считались физическими смесями двух или нескольких веществ, в которых отсутствуют какие-либо взаимодействия между растворенным веществом и растворителем. Химические явления в процессе растворения впервые были отмечены Д.И. Менделеевым.

Реакция присоединения молекул растворителя называется **сольватацией** (в случае водных растворов – **гидратация**), полученные растворы – **сольваты** (растворы в воде **гидраты**).

Гидратная теория растворов объяснила целый ряд явлений, наблюдавшихся при растворении и противоречащих физической теории растворов. Считая растворение дроблением вещества, которое сопровождается увеличением объема этого вещества, физическая теория могла объяснить лишь поглощение тепла при растворении. А с точки зрения гидратной теории закономерно и выделение тепла, т.к. образование гидратов - обычно экзотермический процесс.

Современная физико-химическая модель растворов рассматривает процесс растворения как три последовательные стадии:

1. **Физическая**, идет разрушение кристаллической решетки (эндотермический процесс, $\Delta H_1 > 0$, энтропия растет);
2. **Химическая**, химическое взаимодействие растворенного вещества с растворителем (экзотермический процесс, $\Delta H_2 < 0$, энтропия уменьшается).
3. **Самопроизвольное перемешивание раствора (диффузия сольватов)**. Этот процесс протекает с затратами энергии, $\Delta H \uparrow$, $\Delta S \uparrow$.

Суммарный тепловой эффект:

$$\Delta H_{\text{растворения}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Растворение в жидкостях газов и жидкостей сопровождается обычно выделением теплоты ($\Delta H < 0$); растворение твердых веществ в большинстве случаев – процесс эндотермический ($\Delta H > 0$). Энтропия при растворении твердых веществ, как правило, увеличивается ($\Delta S > 0$), при растворении газов – уменьшается ($\Delta S < 0$).

3.3. Концентрация растворов и способы ее выражения

Концентрация - это количество вещества в единице объема или массы раствора или растворителя.

Условные обозначения:

m - масса раствора;

m_1 - масса растворителя;

m_2 - масса растворенного вещества;

V - объем раствора;

1) **Массовая доля:**
$$\omega = \frac{m_2}{m_1 + m_2}$$

2) **Процентная концентрация** - массовая доля, выраженная в процентах:

$$C_{\%} = \omega \cdot 100\%.$$

3) **Молярная концентрация (или молярность)** - показывает число молей растворенного вещества (n_2) в одном литре раствора:

$$C_M = \frac{n_2}{V}, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

где $n_2 = \frac{m_2}{M_2}$.

В химии часто встречается обозначение молярности раствора «М»:

1М – одномолярный раствор ($C_M = 1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$);

0,1М - децимолярный раствор ($C_M = 0,1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$);

0,01М – сантимольный раствор ($C_M = 0,01 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$).

4) **Моляльная концентрация** (или **моляльность**) - показывает число моль n_2 растворенного вещества, приходящегося на 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{n_2}{m_1}, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}}$$

5) **Нормальная концентрация** (или **нормальность**) – показывает число моль эквивалентов растворенного вещества $n_{2 \text{ экв}}$ в одном литре раствора

$$C_N = \frac{n_{2 \text{ экв}}}{V}, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

Встречается обозначение размерности нормальной концентрации «н.». Например 0,1н. – децинормальный раствор.

б) **Мольная доля** равна отношению числа моль одного компонента (n_i) к сумме моль всех компонентов раствора. Если в растворителе растворено только одно вещество, то мольная доля растворенного вещества:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

а мольная доля растворителя:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Сумма мольных долей всех компонентов раствора равна единице:

$$X_1 + X_2 = 1.$$

Вопросы для самоконтроля знаний

1. В 253 г воды растворили 147 г серной кислоты. Плотность полученного раствора $\rho = 1,2$ г/мл. Вычислить массовую процентную, молярную и моляльную концентрации данного раствора.

2. Какой объем 14%-го (по массе) раствора HCl ($\rho=1,07$ г/мл) потребуется для полного растворения: а) 24,3 г Mg? б) 27,0 г Al?

3. Рассчитать моляльную концентрацию хлорида магния в подземных водах, если известно, что его процентная концентрация составляет 1%.

4. Определить массы хлорида калия KCl и воды, необходимые для приготовления 500 г раствора концентрацией 14%.

5. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты было израсходовано 8 мл раствора NaOH. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

4. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

4.1. Общие понятия и определения

Электролиты - вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток. В отличие от металлов носителем заряда в водных растворах электролитов являются положительные и отрицательные ионы. В связи с этим **металлы** называют **проводниками I рода**, а **электролиты** - **проводниками II рода**.

В растворах электролитов молекулы растворенного вещества полностью или частично распадаются на ионы. Поэтому общее число частиц (молекул и ионов) N' увеличивается.

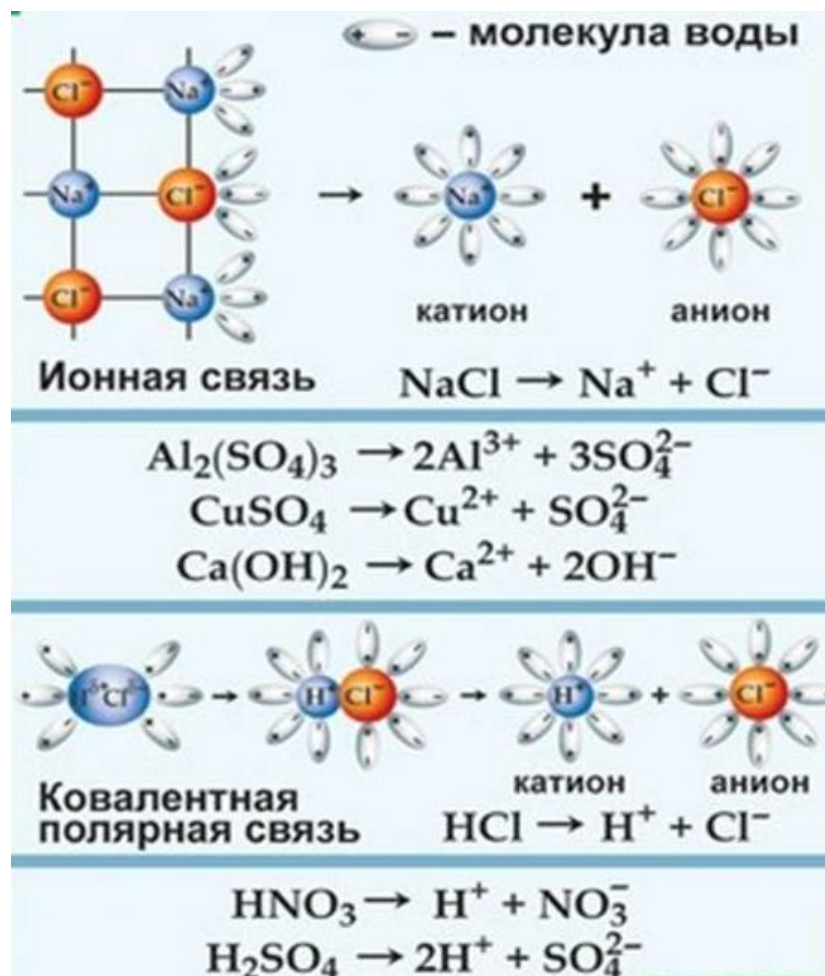
Изотонический коэффициент i показывает, во сколько раз увеличивается число частиц в растворе: $i = N'/N$.

Значение i для растворов электролитов >1 ;

i для растворов неэлектролитов $=1$.

Электролитическая диссоциация - процесс распада вещества на ионы.

Причиной диссоциации являются полярные молекулы растворителя. В зависимости от природы связи в молекулах растворенного вещества:



В результате и той и другой диссоциации образуются не свободные ионы, а соединения ионов с молекулами растворителя, т.е. **сольваты** (для воды -

гидраты). Основной причиной такого процесса является полярность молекул растворителя. При этом молекулы растворителя удерживаются возле образовавшихся ионов как за счет электростатических сил, так и за счет донорно-акцепторного взаимодействия. Сольваты нельзя рассматривать как химические соединения, так как их состав изменяется в зависимости от концентрации раствора и температуры. Число молекул растворителя, связанных с частичками растворенного вещества, с повышением температуры уменьшается, а с уменьшением концентрации – увеличивается.

4.2. Количественные характеристики растворов электролитов

4.2.1. Степень диссоциации

Степень диссоциации показывает долю продиссоциировавших молекул.

$$\alpha = \frac{\text{число распавшихся молекул электролита}}{\text{общее число молекул}} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{дисс}}}{n_{\text{исх}}} = \frac{C_{\text{Мдисс}}}{C_{\text{Мисх}}}$$

Степень диссоциации может выражаться в долях единицы или в процентах.

В частях: $1 \geq \alpha \geq 0$

$100\% \geq \alpha \geq 0\%$

В зависимости от величины степени диссоциации все электролиты условно делятся на:

а) слабые, для них $\alpha < 0,3$ (30%);

б) сильные, для них $\alpha > 0,3$ (30%).

Эти величины определены для **разбавленных** растворов.

Сильные электролиты

Основания	кислоты	Соли
Гидроксиды щелочных металлов $\text{Э}^I\text{OH}$ ($\text{Э} = \text{Li, Na, R, Rb, Cs}$)	$\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$ <i>ОВНI, НВr, НСI</i>	все
Гидроксиды щелочно-земельных металлов $\text{Э}^{II}(\text{OH})_2$ ($\text{Э}^{II} = \text{Ca, Sr, Ba}$)		

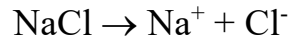
Слабые электролиты

Основания	Кислоты	Амфотерные гидроксиды
Все нерастворимые основания NH_4OH	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2, \text{H}_2\text{CO}_3,$ $\text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_3\text{BO}_3,$ CH_3COOH и другие органические кислоты $\text{HF}, \text{H}_2\text{S}$	Все H_2O

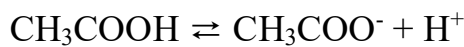
Степень диссоциации зависит от:

- природы электролита;
- природы растворителя;
- концентрации раствора;
- температуры (диссоциация – процесс эндотермический, с повышением температуры α растет);
- присутствия в растворе других электролитов.

При составлении уравнения диссоциации сильного электролита будем ставить знак “ \rightarrow ”:

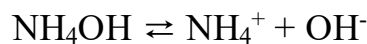


Для слабых электролитов диссоциация является процессом обратимым, поэтому в уравнении диссоциации ставим “ \rightleftharpoons ”:



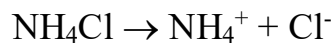
Зависимость α от присутствия других электролитов

Рассмотрим диссоциацию слабого электролита:



Добавим фенолфталеин, появится малиновая окраска, следовательно, среда щелочная.

Добавим соль NH_4Cl – сильный электролит:

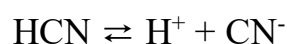


При этом в растворе увеличилась концентрация одного из продуктов диссоциации - ионов NH_4^+ . По принципу Ле-Шателье равновесие сместится влево, раствор посветлеет, что сигнализирует об уменьшении степени диссоциации слабого электролита.

Вывод: добавление сильного электролита к раствору слабого электролита, содержащего одноименные ионы, понижает степень диссоциации слабого электролита.

4.2.2. Константа диссоциации

Константа диссоциации – это константа равновесия для процесса диссоциации.



Значения констант диссоциации для слабых электролитов занесены в таблицы. Величина K_d этой реакции

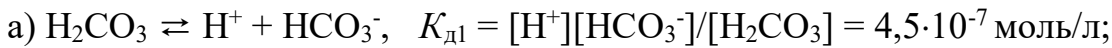
$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 8 \cdot 10^{-10}$$

Как и степень диссоциации, она количественно характеризует способность электролита распадаться на ионы. Чем больше величина K_d , тем сильнее электролит. Величина K_d **зависит от природы электролита и от**

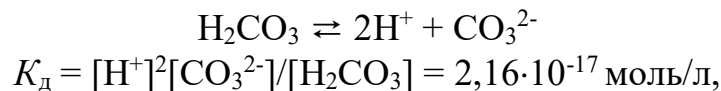
температуры, но в отличие от степени диссоциации **не зависит от концентрации раствора**.

При **ступенчатой диссоциации** каждая ступень характеризуется своим значением K_d , причем для каждой последующей ступени K_d всегда меньше, чем для предыдущей.

Например, в процессе диссоциации угольной кислоты:



Для суммарного процесса:



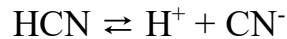
которая равна произведению констант диссоциации K_{d1} и K_{d2} для каждой ступени:

$$K_d = K_{d1} \cdot K_{d2}$$

4.2.3. Диссоциация кислот, оснований и солей

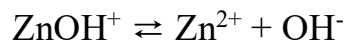
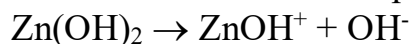
Диссоциация кислот

Слабые ($\alpha < 0,3$) одноосновные кислоты диссоциируют обратимо в одну стадию, многоосновные кислоты - по стадиям:



Диссоциация оснований

Слабые многокислотные основания диссоциируют по стадиям:

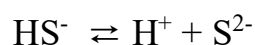
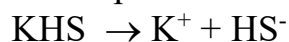


Диссоциация солей

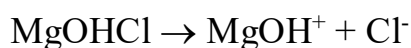
а) **Средние** (нормальные) соли как сильные электролиты диссоциируют в одну стадию

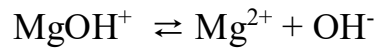


б) **Кислые** соли, образованные слабыми многоосновными кислотами, диссоциируют вначале как сильный электролит, а затем образовавшийся кислотный остаток - как слабый электролит



в) **Основные** соли, образованные слабыми многокислотными основаниями, диссоциируют вначале как сильный электролит, а затем образовавшийся основной остаток - как слабый электролит:



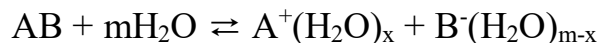


Как следует из стехиометрии процесса диссоциации, концентрация ионов в растворе ($C_{\text{и}}$) равна произведению молярной концентрации электролита ($C_{\text{м}}$) на степень диссоциации (α) и на число ионов данного вида (ν), образующихся из одной молекулы электролита:

$$C_{\text{и}} = C_{\text{м}} \cdot \alpha \cdot \nu$$

4.2.4. Закон разбавления В. Оствальда

Поскольку электролитическая диссоциация представляет собой обратимый процесс, который можно выразить схемой:



то разбавление раствора водой будет способствовать смещению равновесия вправо, т.е. повышению степени диссоциации электролита АВ.

Между α и константой диссоциации существует связь, **выраженная законом разбавления В. Оствальда:**

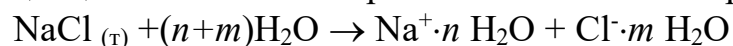
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C_{\text{м}}}}$$

В соответствии с этим законом степень диссоциации слабого электролита возрастает при снижении концентрации, т.е. при его разбавлении.

4.2.5. Состояние сильных электролитов в растворе

Согласно теории, сформулированной в 1823 г. П. Дебаем и Е. Хюккелем, сильные электролиты при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы. Это положение является основным в теории растворов сильных электролитов.

Процесс диссоциации сильных электролитов является необратимым:



Недиссоциированные молекулы в таком растворе отсутствуют, поскольку ионы кристаллической решетки вещества при растворении полностью переходят в гидратированные ионы. Однако физико-химические свойства концентрированных растворов сильных электролитов не отвечают представлениям об их полной диссоциации. Экспериментально определенная степень диссоциации таких растворов оказывается меньшей единицы.

Это связано с тем, что в растворе сильного электролита создается высокая концентрация ионов и это приводит к возможности их электростатического взаимодействия. Каждый ион оказывается окруженным “облаком” из противоположно заряженных ионов. Образование ионной сферы является одной из причин уменьшения подвижности ионов и их химической активности, что формально понижает степень диссоциации электролитов. Это приводит к существенному отклонению свойств реального раствора от идеального. Создается впечатление, что не все молекулы электролита продиссоциировали на ионы. Это сказывается на всех коллигативных свойствах растворов сильных электролитов. По этой причине степень диссоциации сильных электролитов,

определенная экспериментальным путем, оказывается меньше 1 и называется **кажущейся**.

Для сильных электролитов не пользуются понятием **концентрация ионов**, а используют понятие **активности** или **активной концентрации**:

$$a = \gamma \cdot C$$

где a – активность, γ – коэффициент активности, который учитывает силу межйонного взаимодействия, C – концентрация.

Активность ионов a означает эффективную условную концентрацию, согласно которой ионы действуют в химических реакциях. Активность введена для того, чтобы учесть электростатическое взаимодействие между ионами, которое усиливается с увеличением концентрации раствора. Чем слабее межйонное взаимодействие в растворе, тем ближе значение коэффициента активности γ к единице. В сильно разбавленных растворах $\gamma = 1$, $a = C$.

5. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

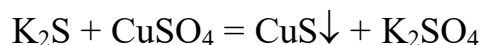
Большинство химических реакций в растворах электролитов сводятся к обмену ионами. Эти реакции характеризуются очень высокими скоростями. **В процессе реакций ионного обмена степени окисления элементов всех взаимодействующих веществ не изменяются.**

Ионнообменные реакции протекают в направлении уменьшения концентрации ионов в растворе. Поэтому равновесие в реакции обмена смещается в сторону образования продуктов реакции, если:

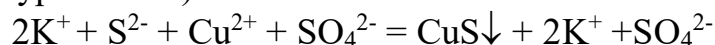
- образуются вещества, выпадающие в осадок;
- выделяются газообразные вещества;
- образуются слабые электролиты.

Более точно механизм реакции обмена отражается не молекулярными, а ионно-молекулярными уравнениями. Ионные уравнения могут быть **полными**, содержащими все ионы и молекулы, находящиеся в реакционной среде, и **сокращенными**, в которых записывают формулы только тех частиц (ионов, молекул, комплексов), которые действительно принимают участие во взаимодействии, т.е. в образовании малорастворимых, газообразных и слабо диссоциирующих веществ. При составлении таких уравнений **в виде ионов записывают растворимые и хорошо диссоциирующие на ионы вещества. Не записывают в виде ионов малорастворимые твердые, газообразные и слабо диссоциирующие вещества, их записывают в виде молекул.**

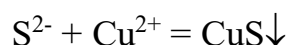
Пример.



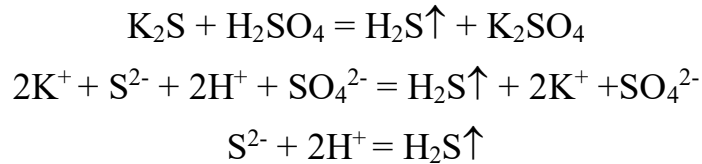
Записываем в виде ионов все вещества, кроме нерастворимой соли сульфида меди (полное ионное уравнение):



После сокращения одинаковых ионов слева и справа в уравнении получаем:

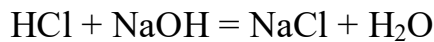


Пример.



Ионнообменными являются все реакции нейтрализации – реакции между кислотами и основаниями с образованием соли и воды.

Пример:



В виде ионов записываем все вещества, кроме воды, т.к. вода является слабым электролитом:



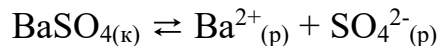
После сокращения одинаковых ионов слева и справа, запишем:



6. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

При растворении сильного электролита в раствор переходят не молекулы, а ионы, т.е. вся растворенная часть вещества практически полностью диссоциирует на ионы. Растворимость малорастворимых сильных электролитов характеризуют **произведением растворимости (ПР)**, которое представляет собой **произведение концентраций ионов в насыщенном растворе** данного электролита.

Например, при постоянной температуре в насыщенном растворе сульфата бария устанавливается равновесие:



Константа этого равновесия (константа диссоциации):

$$K_p = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

Поскольку $[\text{BaSO}_{4(\text{к})}]$ – концентрация вещества в осадке, которая при переходе ионов в раствор практически не изменяется, можно записать:

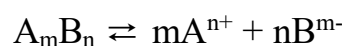
$$K_p [\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Обозначим постоянную величину в левой части уравнения $\text{ПР}_{\text{BaSO}_4}$, получим:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Эта постоянная величина называется **произведением растворимости** сульфата бария.

В общем случае для малорастворимых веществ, которые диссоциируют по схеме:



$$\text{ПР} = [\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n$$

Величина ПР для многих малорастворимых электролитов занесена в таблицы. Ориентируясь на величину ПР для данного вещества можно определить, выпадет ли при данных условиях осадок. **Если произведение равновесных концентраций ионов малорастворимого вещества в растворе больше величины ПР для данного вещества, выпадет осадок.**

В свою очередь осадок растворяется в том случае, если произведение равновесных концентрация ионов в насыщенном растворе будет меньше ПР.

По величине ПР можно судить о направлении протекания реакций обмена, если и в левой, и в правой части уравнения имеются малорастворимые электролиты. Равновесие реакции будет смещено в сторону образования более трудно растворимого электролита, для которого величина ПР будет меньше.

7. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ

Вода является очень слабым электролитом. Упрощенный механизм ее диссоциации можно представить схемой:



Ионное равновесие в воде характеризуется константой диссоциации:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

При 22°C $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/л, а концентрация воды практически постоянна, т.к. степень диссоциации мала, и равна

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{1000}{18} = 55,56 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Тогда можно записать произведение постоянных величин:

$$K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1,0 \cdot 10^{-14} \frac{\text{моль}^2}{\text{л}^2}$$

Таким образом, произведение концентраций ионов H^+ и OH^- есть величина постоянная при данной температуре. Она называется **ионным произведением воды $K_{\text{H}_2\text{O}}$** .

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

С повышением температуры $K_{\text{H}_2\text{O}}$ увеличивается.

В чистой воде при 22°C

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Концентрация ионов H^+ и OH^- характеризует кислотно-щелочную реакцию среды как в самой воде, так и в не слишком концентрированных водных растворах: в нейтральных растворах $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л; в кислых $[\text{H}^+] > 10^{-7} > [\text{OH}^-]$; в щелочных $[\text{H}^+] < 10^{-7} < [\text{OH}^-]$.

Зная ионное произведение воды и одну из концентраций: например, $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ моль/л, найдем концентрацию $[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12}$ моль/л.

Более удобной характеристикой среды являются:

водородный показатель pH

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

Для среды

- нейтральной $\text{pH} = 7$;
- кислой $\text{pH} < 7$;

- щелочной $pH > 7$.

Гидроксидный показатель pOH

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Величина pOH обратна величинам pH :

- нейтральной $pOH = 7$;

- кислой $pOH > 7$;

- щелочной $pOH < 7$.

$$pH + pOH = 14$$

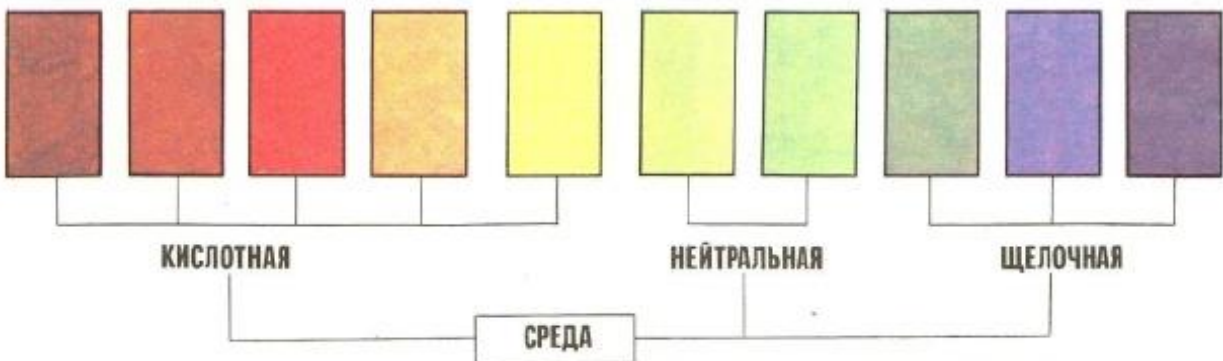
Кислотно-щелочную реакцию среды на практике можно оценить с помощью **индикаторов** – веществ, которые меняют свой цвет в зависимости от pH среды. Таких индикаторов известно несколько десятков. Они представляют собой обычно слабые органические кислоты или основания.

Окраска индикаторов

Индикаторы	Цвет индикатора в различных средах		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Метилоранж	оранжевый	Розовый	Желтый
Фенолфталеин	бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Лакмус	фиолетовый	Красный	Синий

ИНДИКАТОР	СРЕДА		
	КИСЛОТНАЯ	НЕЙТРАЛЬНАЯ	ЩЕЛОЧНАЯ
ФЕНОЛФТАЛЕИН	БЕСЦВЕТНЫЙ	БЕСЦВЕТНЫЙ	РОЗОВЫЙ
ЛАКМУС	КРАСНЫЙ	ФИОЛЕТОВЫЙ	СИНИЙ
МЕТИЛОРАНЖ	КРАСНЫЙ	ОРАНЖЕВЫЙ	ЖЕЛТЫЙ

УНИВЕРСАЛЬНЫЙ ИНДИКАТОР



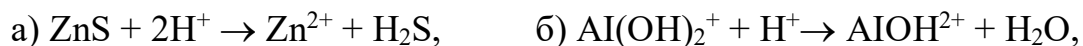
Вопросы для самоконтроля знаний

1. Укажите, какие из перечисленных ниже веществ относятся к сильным и слабым электролитам: HCN, Sr(OH)₂, K₂SO₄, H₂SiO₃, Mg(OH)₂, HNO₃, CH₃COOH, KOH, NH₄OH, NaF, H₂S.

2. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов: HNO₃, H₂S, Ba(OH)₂, Zn(OH)₂, Fe(OH)₂NO₃, NaHSO₄.

3. Составьте в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций между: а) гидроксидом цинка и соляной кислотой; б) гидрокарбонатом калия и гидроксидом калия; в) гидроксохлоридом меди(II) и соляной кислотой.

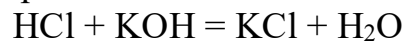
4. На основе каждого из приведенных ниже молекулярно-ионных уравнений составьте молекулярные уравнения реакций:



5. Рассчитать концентрации катионов и анионов в 0,1 М растворе двойной соли NH₄Fe(SO₄)₂, если степень диссоциации этой соли 70%.

8. РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ И ГИДРОЛИЗА

Реакция взаимодействия кислоты и основания с образованием соли и воды называется реакцией нейтрализации:



Эта реакция идет до конца, в результате образуется слабый электролит – вода. Тепловой эффект любого взаимодействия щелочи с кислотой $\Delta H_{\text{нейтр}} = -55,76$ кДж/моль.

Реакция, обратная реакции нейтрализации, т.е. взаимодействия соли с водой с образованием кислоты и основания, называется **гидролизом** («гидролиз» – разложение водой). При растворении многих солей в воде протекают реакции обмена между ионами соли и молекулами воды, в результате которых могут образовываться слабые электролиты, газообразные и малорастворимые вещества. В зависимости от того, какие ионы (H⁺ или OH⁻) связываются в продукты гидролиза, водный раствор соли может иметь кислую (pH<7), щелочную (pH>7) или нейтральную (pH=7) среду. **Гидролизом называется реакция обменного взаимодействия ионов соли с водой.**

Смысл процесса гидролиза солей состоит в том, что ионы соли связывают составные части воды (H⁺, OH⁻ или оба иона) с образованием малодиссоциирующего электролита. Вследствие этого равновесие процесса диссоциации воды



в определенной степени смещается вправо.

8.1. Количественная характеристика гидролиза

Количественной характеристикой процесса гидролиза является степень гидролиза (α_r) и константа гидролиза (K_r). Степень гидролиза показывает долю растворенных молекул, подвергающихся гидролизу:

α_r = число молекул, подвергающихся гидролизу/ общее число молекул соли

$$1 \geq \alpha_r \geq 0$$

Если $\alpha_r = 1$ – протекает полный гидролиз;

Если $\alpha_r = 0$ – гидролиз отсутствует.

Чем больше заряд и меньше радиус ионов соли, тем сильнее их электростатическое и поляризационное взаимодействие с водой и в большей степени протекает гидролиз.

Влияние на молекулы воды невелико у катионов щелочных и щелочноземельных металлов, однозарядных анионов, например, Cl^- , Br^- , NO_3^- , у некоторых двухзарядных, например, SO_4^{2-} .

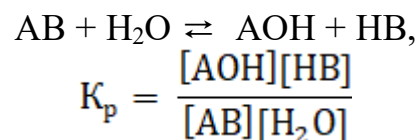
Величина α_r зависит от температуры и концентрации раствора. Рассмотрим характер этой зависимости для реакции:



а) при повышении температуры равновесие сдвигается в сторону протекания эндотермической реакции, т.е. гидролиз усиливается;

б) при разбавлении раствора водой, т.е. при понижении концентрации раствора, равновесие также сдвигается в сторону протекания прямой реакции, т.е. гидролиз усиливается.

Константа гидролиза K_r представляет собой константу равновесия процесса гидролиза. Для соли типа АВ процесс гидролиза имеет вид



$$K_p[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{AON}][\text{NB}]}{[\text{AB}]}$$

Поскольку при постоянной температуре концентрация воды практически не изменяется, то произведение $K_p [\text{H}_2\text{O}]$ также будет постоянной величиной. Эта величина называется **константой гидролиза**.

$$K_r = K_p[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{AON}][\text{NB}]}{[\text{AB}]}$$

Константа гидролиза **не зависит от концентрации** раствора, но зависит от температуры. С повышением температуры эта величина увеличивается. Чем больше K_r , тем в большей степени данная соль подвергается гидролизу.

Константа гидролиза зависит от ионного произведения воды и от констант диссоциации слабых электролитов – кислоты NB или основания AON. Эта зависимость выражается следующими соотношениями:

А) для солей, образованных слабой кислотой НВ и сильным основанием

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{HR}}$$

Б) для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{АОН}}$$

в) для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{АОН} \cdot K_{НВ}}$$

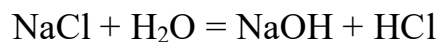
Между степенью гидролиза и константой гидролиза существует связь, выраженная соотношением:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$$

8.2. Частные случаи гидролиза

1. **Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой,**

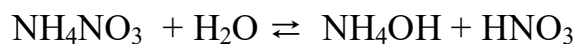
гидролизу не подвергается:



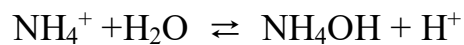
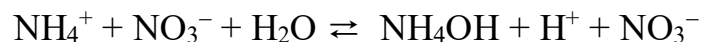
В ионном виде:



2. **Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону):** NH_4NO_3 (образована слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HNO_3)



В ионном виде:



Выводы:

1. Раствор соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, имеет кислую среду.

2. Чем слабее основание, тем в большей степени протекает гидролиз образованной им соли.

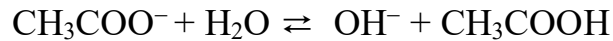
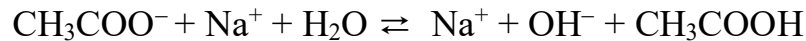
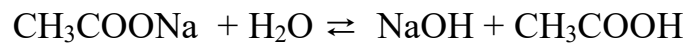
Степень гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{C \cdot K_{Д(слаб.основания)}}$$

Закон разбавления Оствальда показывает, что **с уменьшением концентрации соли степень гидролиза возрастает.**

3. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону):

CH_3COONa (образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH)



Предположим, для соли $C = 1$ моль/л. Константа диссоциации уксусной кислоты $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Тогда константа гидролиза данной соли

$$K_r = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10}$$

А степень гидролиза

$$\alpha_r = \sqrt{\frac{K_r}{C_M}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-10}}{1}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \approx 10^{-5}.$$

Найдем концентрацию ионов OH^- :

$$[\text{OH}^-] = C_M \cdot \alpha \cdot \nu = 1 \cdot 10^{-5} \cdot 1 = 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Концентрация ионов водорода

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{10^{-5}} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = 9 > 7 - \text{среда щелочная.}$$

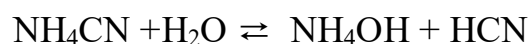
Степень гидролиза этой соли может быть выражена как:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C \cdot K_{\text{Д(слаб.кислоты)}}}}$$

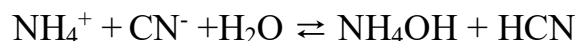
Выводы:

1. Раствор соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, имеет щелочную среду.
2. Чем слабее кислота, тем в большей степени протекает гидролиз образованной ею соли.
3. Разбавление раствора соли усиливает гидролиз.

4. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз по катиону и аниону): NH_4CN (образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой HCN)



В ионном виде



$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C \cdot K_{\text{Д(слаб.кислоты)}} \cdot K_{\text{Д(слаб.основания)}}}}$$

Поскольку образуются слабые электролиты, для них процесс диссоциации в растворе протекает как обратимый процесс:



Выводы:

1. Чем слабее основание и слабее кислота, образовавшие соль, тем полнее протекает гидролиз.

2. Характер среды раствора соли определяется соотношением констант диссоциации слабого основания и слабой кислоты, образовавшихся в результате реакции. В нашем случае:

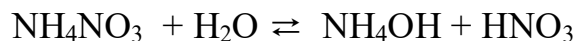
$$K_{\text{д NH}_4\text{OH}} = 2 \cdot 10^{-5} > K_{\text{д HCN}} = 8 \cdot 10^{-10}$$

Среда слабощелочная.

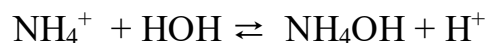
8.3. Смещение равновесия гидролиза

Гидролиз – обратимый **эндотермический** процесс. По принципу Ле-Шателье, воздействуя на систему, можно сместить равновесие в ту или иную сторону.

Например:



В ионном виде:



Установившееся равновесие можно сместить добавлением исходных веществ (если разбавить раствор – равновесие сместится вправо, гидролиз усилится) либо продуктов реакции (подкисление раствора ослабит гидролиз, равновесие сместится влево). Нагревание смеси также приведет к смещению равновесия – гидролиз усилится, т.к. прямая реакция эндотермична.

Таким образом, в соответствии с принципом Ле-Шателье **гидролиз по катиону (или аниону) усиливается при добавлении к раствору соли щелочи (или кислоты).**

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Вычислить pH 0,001н. раствора KOH, если $\alpha = 100\%$. Какую окраску приобретет лакмус в этом растворе?

2. Какие соли из приведенных ниже будут подвергаться гидролизу при растворении в воде: NaCl, K₂CO₃, Al(NO₃)₃, (NH₄)₂S? Составьте уравнения реакций гидролиза этих солей в ионном и ионно-молекулярном виде. Укажите значение pH в растворах данных солей.

3. Какие соли из приведенных ниже будут подвергаться полному гидролизу при растворении в воде: BaCl₂, Na₂CO₃, Al₂(CO₃)₃, FeCl₃? Составьте уравнения реакций гидролиза этих солей в ионном и ионно-молекулярном виде. Укажите значение pH в растворах данных солей.

4. При сливании водных растворов карбоната натрия и сульфата алюминия выпадает белый осадок и выделяется газ. Какое вещество выпадает в осадок? Какой газ выделяется? Составьте уравнения реакций, протекающих в растворе, в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. В отдельных пробирках находятся растворы солей: NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 . Как с помощью индикатора установить, в какой пробирке находится каждая соль? Ответ мотивируйте, составив уравнения гидролиза солей.

9. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Химический состав воды обычно характеризуется следующими показателями:

- ✓ ионный состав,
- ✓ общая щелочность или общая кислотность (рН),
- ✓ жесткость,
- ✓ общее солесодержание (сухой остаток),
- ✓ окисляемость (наличие загрязняющих воду органических веществ),
- ✓ растворенный кислород (важно для жизнедеятельности живых организмов),
- ✓ свободная углекислота,
- ✓ активный хлор (при хлорировании).

9.1. Основные виды жесткости воды

1. Карбонатная жесткость – обусловлена присутствием в основном гидрокарбонатов кальция, магния, железа и **незначительной части их карбонатов**.

Временная или устранимая жесткость – часть карбонатной жесткости, которая может быть устранена кипячением, вызвана наличием гидрокарбонатов кальция и магния.

Постоянная жесткость обусловлена солями, оставшимися в растворенном виде после кипячения.

2. Некарбонатная жесткость – вызвана наличием сульфатов, хлоридов, фосфатов, силикатов, нитратов кальция, магния и железа.

3. Общая жесткость – складывается из карбонатной и некарбонатной жесткости. Ее также можно рассматривать как **сумму постоянной и временной жесткости**.

Количественно жесткость воды выражают единицами жесткости. За единицу жесткости принимают жесткость воды, в 1 л которой содержится 1 ммоль-экв ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Выражается в мэкв/л.

Различают:

мягкая вода – менее 4 мэкв/л

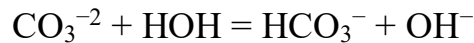
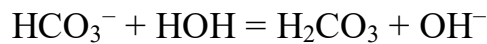
вода средней жесткости - от 4 до 8 мэкв/л

жесткая- от 8 до 12 мэкв/л

очень жесткая - выше 12 мэкв/л

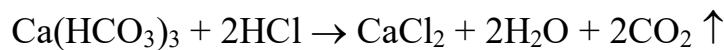
9.2. Определение жесткости воды

Карбонатную жесткость определяют объемным методом, основанным на кислотно-основном титровании. Вода, обладающая карбонатной жесткостью, имеет щелочную реакцию из-за гидролиза содержащихся в ней гидрокарбонатов и карбонатов кальция, магния и железа, протекающего по аниону. Поэтому мерой ее жесткости служит щелочность, которая может быть определена титрованием, например, соляной кислотой с использованием соответствующего индикатора (метилоранж и др.).



Наличие ионов OH^- проверяем индикатором ф-ф (малиновый) или метилоранж (желтый).

Суммарные процессы, протекающие при титровании, описываются следующими уравнениями



По закону эквивалентов $n_{\text{экв}}$ всех веществ одинаково.

$$C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{экв}}}{V}$$

Отсюда:

$$C_{\text{н1}} \cdot V_1 = C_{\text{н2}} \cdot V_2$$

где $C_{\text{н1}}$ и V_1 – нормальная концентрация солей и объем воды;

$C_{\text{н2}}$ и V_2 – нормальная концентрация и объем соляной кислоты, пошедшей на титрование.

Тогда:

$$C_{\text{н1}} = \frac{C_{\text{н2}} \cdot V_2}{V_1}$$

Карбонатная жесткость воды $\text{Ж} = C_{\text{н1}} \cdot 10^{-3}$ мэкв/л.

Основно-кислотное титрование позволяет определить карбонатную жесткость, но не устраняет ее.

Общую жесткость воды определяют трилометрическим (стандартным) методом, основанным на способности трилона Б образовывать с катионами Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} достаточно прочные окрашенные комплексные соединения.

Исследуемый образец воды титруют раствором трилона Б в присутствии индикатора – кислотного хрома синего (наиболее чувствителен к ионам Mg^{2+}). С ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} , присутствующими в воде, он образует окрашенные комплексные соединения при $\text{pH}=10$, придающие ей винно-красный цвет. Эти комплексные соединения менее прочны, чем комплексные соединения трилона Б с этими ионами. Поэтому в точке эквивалентности происходит разрушение комплексов с индикатором и образование комплексов с трилоном Б, в результате чего окраска из винно-красной переходит в сине-голубую.

Этот метод позволяет определить общую жесткость воды и одновременно устраняет ее.

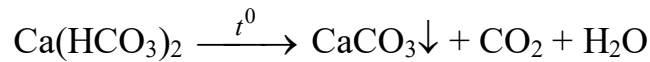
9.3. Методы снижения и устранения жесткости воды

Существуют три основных метода:

- ✓ термическая обработка
- ✓ химическая обработка
- ✓ метод ионного обмена.

9.3.1. Термическая обработка воды

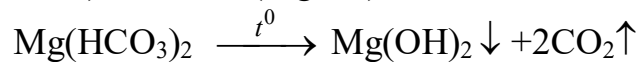
Сущность этого метода заключается в предварительном нагревании воды до 70-80°C и ее кипячении. Метод позволяет устранить только временную жесткость, обусловленную наличием в воде хорошо растворимых гидрокарбонатов кальция, магния и железа. При этом катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} осаждаются в виде нерастворимых соединений:



Распад гидрокарбонатов магния и железа, в отличие от гидрокарбоната

кальция, протекает сложнее. Это объясняется тем, что карбонаты магния и

железа, в отличие от карбоната кальция, более растворимы, чем их гидроксиды:



Если временная жесткость предварительно не была устранена, вышеприведенные процессы протекают при нагревании воды в паровых котлах, системах водяного отопления и охлаждения, бытовой металлической посуде с образованием в них слоя накипи из-за нерастворимых соединений.

При термической обработке воды удается снизить и содержание растворенных в ней газов, так как их растворимость с повышением температуры понижается.

9.3.2. Химическая обработка воды (реагентный метод)

Этот метод позволяет устранить как временную, так и постоянную жесткость. Сущность его заключается в обработке воды специальными реагентами, образующими с ионами, вызывающими жесткость, малорастворимые соединения.

К числу таких реагентов относятся

- ✓ сода (Na_2CO_3),
- ✓ негашеная (CaO) и гашеная ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) известь
- ✓ фосфат натрия (Na_3PO_4).

9.4. Расчет жесткости воды

1. Рассчитать жесткость воды можно по формуле:

$$Ж = \frac{m}{M_{\text{экр}} \cdot V}; \text{ мЭКВ/л}$$

где m – масса вещества, обусловившего жесткость, мг;

$M_{\text{экр}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

2. По результатам титрования рассчитать жесткость воды можно по формуле:

$$C_{\text{н1}} \cdot V_1 = C_{\text{н2}} \cdot V_2$$

$$C_{\text{н1}} = \frac{C_{\text{н2}} \cdot V_2}{V_1}$$

Карбонатная жесткость воды $Ж = C_{\text{н1}} \cdot 10^{-3}$ мЭКВ/л.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Какую массу Na_3PO_4 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 ммоль/л?

2. Жесткость шахтной воды 10 ммоль/л. Какую массу соды Na_2CO_3 надо прибавить к 1 м³ воды, чтобы ее жесткость понизилась до 3 ммоль/л?

3. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. Как понизилась карбонатная жесткость воды?

4. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

5. Жесткость воды, в которой присутствует только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль/л. Какой объем 0,1 н. раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 мл этой воды?

10. КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Многие свойства растворов зависят в первую очередь от концентрации компонентов, а не от их химической природы. Такие свойства называют **коллигативными**. К ним относятся давление пара растворителя над раствором, температура кипения и кристаллизации (замерзания) раствора, осмотическое давление.

Растворы или расплавы неэлектролитов не проводят электрический ток.

В растворах неэлектролитов растворенное вещество находится в виде молекул. Поэтому концентрация частиц в растворах неэлектролитов зависит от числа растворенных молекул (N).

10.1. Свойства растворов-неэлектролитов

Неэлектролиты не проводят электрический ток, чаще всего это растворы органических веществ с прочными ковалентными связями.

Важной физико-химической характеристикой растворов является давление пара растворителя над раствором. Если рассматривать раствор, образованный двумя веществами (1 - растворитель, 2 - растворенное вещество), то его состав в мольных долях подчиняется соотношению

$$X_1 + X_2 = 1.$$

Для чистого растворителя $X_1 = 1$ и давление насыщенного пара над ним будет P_0 . При введении в растворитель растворяемого вещества мольная доля растворителя в растворе будет меньше 1 и, соответственно, давление насыщенного пара растворителя P над раствором будет меньше, чем над чистым растворителем:

$$P < P_0$$

Разность $\Delta P = P_0 - P$ – это **абсолютное понижение давления пара растворителя над раствором**. Отношение $\Delta P/P_0 = (P_0 - P)/P_0$ называется **относительным понижением давления пара растворителя над раствором**.

С понижением давления пара растворителя над раствором связаны такие свойства, как температура кипения и замерзания (кристаллизации) раствора.

Температурой кипения называется температура, при которой давление насыщенных паров над жидкостью становится равным атмосферному.

Температурой кристаллизации называется температура, при которой данная жидкость переходит в твердое состояние. При этом давление насыщенных паров над веществом в жидком и твердом состояниях одинаковое.

10.2. Законы Рауля для растворов неэлектролитов

В конце 19 века (1887) французский ученый Рауль установил законы, в которых отражена математическая зависимость коллигативных свойств растворов от их концентрации и физических характеристик растворителя.

10.2.1. I закон Рауля

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества, т.е.

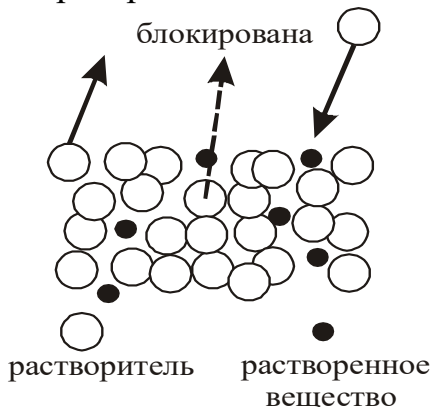


Рис.10.1. Схема, иллюстрирующая равновесие раствора с газовой фазой

$$\Delta P / P_0 = X_2 = n_2 / (n_1 + n_2),$$

или

$$\Delta P = P_0 X_2 = P_0 \cdot n_2 / (n_1 + n_2),$$

где n_1 и n_2 - числа молей растворителя и растворенного вещества соответственно.

Физико-химический смысл закона Рауля легко понять, если учесть, что на поверхности раствора частицы растворенного вещества «блокируют» переход молекул растворителя в газовую фазу (рис.10.1).

10.2.2. II закон Рауля

С повышением температуры давление пара над твердым или жидким веществом увеличивается. Влияние давления пара на температуры кипения и кристаллизации воды удобно рассмотреть по фазовой диаграмме (рис.2). На этом рисунке: ОА – кривая давления пара над чистым растворителем; СВ – кривая давления пара над раствором; t_k – температура кипения раствора; Δt_k – повышение температуры кипения раствора; t_3 – температура замерзания (кристаллизации) раствора; Δt_3 – понижение температуры замерзания раствора.

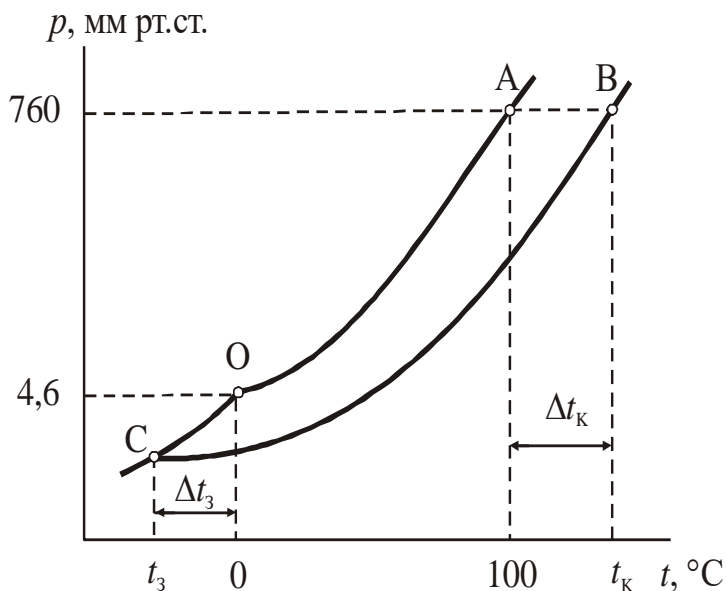


Рис.10.2. Фрагмент фазовой диаграммы чистого растворителя и раствора

На диаграмме кривая СВ лежит ниже кривой ОА, потому что при любой температуре давление насыщенного пара растворителя над раствором ниже, чем над чистым растворителем. Поэтому температура кипения t_k раствора выше температуры кипения t'_k чистого растворителя на $\Delta t_k = t_k - t'_k$, а температура кристаллизации раствора t_3 ниже температуры кристаллизации t'_3 чистого растворителя на $\Delta t_3 = t'_3 - t_3$. Таким образом, растворы кипят при более высокой, а

кристаллизуются при более низкой температуре, чем чистый растворитель, т.е. интервал устойчивого состояния растворов расширяется по сравнению с чистым растворителем.

Для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорциональны моляльным концентрациям растворов.

$$\Delta t_k = K_3 C_m;$$

$$\Delta t_3 = K_k C_m,$$

где K_3 - эбуллиоскопическая константа;

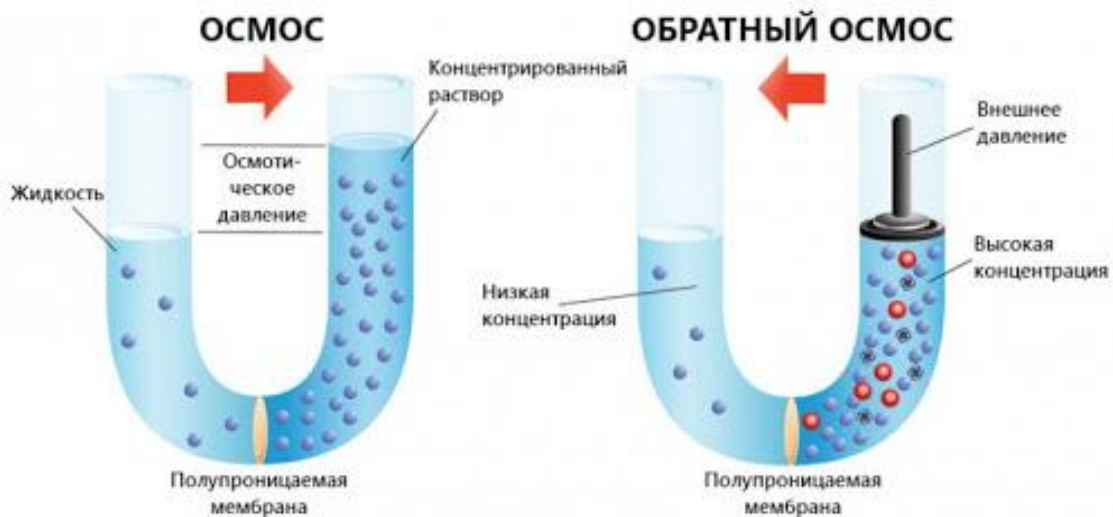
K_k - криоскопическая константа.

K_3 и K_k - постоянные величины, их значения определяются только природой растворителя. Из приведенных соотношений виден физический смысл данных констант: при $C_m = 1$ моль/кг $\Delta t_k = K_3$; $\Delta t_3 = K_k$, т.е. они равны повышению точки кипения и понижению точки замерзания соответственно одномоляльного раствора.

Например, для воды $K_s = 0,52 \text{ К кг/моль}$; $K_k = 1,86 \text{ К кг/моль}$. Поэтому температура кипения одномоляльного раствора любого неэлектролита на $0,52^\circ$ выше температуры кипения чистого растворителя (воды), т.е. равна $100,52^\circ\text{С}$. А температура замерзания одномоляльного раствора любого неэлектролита на $1,86^\circ$ ниже температуры замерзания чистого растворителя (воды), т.е. равна $-1,86^\circ\text{С}$.

10.3. Осмотическое давление растворов

При соприкосновении раствора с чистым растворителем вследствие теплового движения происходит диффузия частиц из раствора в растворитель и обратно. В результате этих двух противоположных процессов через некоторое время происходит выравнивание концентрации растворенного вещества и растворителя во всем объеме системы. Аналогичное явление будет происходить и при соприкосновении растворов различной концентрации.



Если между раствором и растворителем или между двумя растворами различной концентрации поместить полупроницаемую перегородку, через которую могут проникать только молекулы растворителя, то за единицу времени из слоя растворителя (или более разбавленного раствора) в слой раствора будет проникать молекул растворителя больше, чем в обратном направлении, т.е. будет происходить односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую перегородку. Такое явление называется **осмосом**. Вследствие осмоса объем более концентрированного раствора увеличивается за счет разбавления его растворителем и совершается работа, называемая осмотической. Полупроницаемая перегородка испытывает дополнительное давление Π , которое называется **осмотическим давлением**.

Схематическая иллюстрация явления осмоса приведена на рис.3: I, II – растворы с концентрацией соответственно C_1 и C_2 ($C_1 < C_2$); 1 – полупроницаемая перегородка; 2 – начальный уровень растворов; 3 – равновесный уровень растворов.

Вследствие осмоса уровень жидкости в левом колене будет подниматься, а в правом – опускаться до тех пор, пока гидростатическое давление столба жидкости высотой h не воспрепятствует односторонней диффузии

растворителя из правого колена в левое. В этот момент наступит динамическое равновесие и изменение уровней жидкости прекратится. Движущая сила осмоса уравнивается осмотическим давлением Π , равным гидростатическому давлению столба жидкости h , т.е. $\Pi = h \cdot \rho$, где ρ - плотность раствора.

Величина осмотического давления раствора зависит, главным образом, от концентрации раствора и температуры. Поведение частиц вещества в разбавленном растворе можно приближенно уподобить поведению молекул газа, занимающих одинаковый с раствором объем. Приняв такую аналогию, Вант-Гофф показал, что для вычисления осмотического давления в разбавленных растворах неэлектролитов можно использовать уравнение идеального газа:

$$\Pi \cdot V = \frac{m}{M} RT .$$

Отсюда

$$\Pi = \frac{m}{MV} RT .$$

Для растворов $\frac{m}{MV}$ представляет собой молярную концентрацию C_M .

Следовательно, осмотическое давление

$$\Pi = C_M \cdot RT .$$

Полученное уравнение является математическим выражением **закона Вант-Гоффа**, который формулируется так: **осмотическое давление разбавленного раствора неэлектролита равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно при той же температуре находилось в состоянии идеального газа и занимало бы объем, равный объему раствора.**

10.4. Коллигативные свойства растворов-электролитов

В растворах электролитов общая концентрация частиц всегда выше, чем в растворах неэлектролитов. Поэтому для растворов электролитов ΔP , Δt_k , Δt_3 всегда выше, чем это следует из величины концентрации раствора.

Неэлектролиты	Электролиты
$\Delta t_k = K_3 C_m$; $\Delta t_3 = K_k C_m$,	$\Delta t_k' = i K_3 C_m$ $\Delta t_3' = i K_k C_m$
$\Delta P / P_0 = n_2 / (n_1 + n_2)$,	$\Delta P' / P_0 = i n_2 / (n_1 + n_2)$,
$\Pi = C_M \cdot RT$	$\Pi' = i C_M \cdot RT$

Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз значения повышения температуры кипения $\Delta t_k'$ (или понижение температуры замерзания $\Delta t_3'$) для раствора электролита, найденные экспериментально, больше соответствующих значения (Δt_k , Δt_3) для растворов неэлектролитов при той же молярной концентрации. Отклонение растворов электролитов от законов Рауля

объясняется тем, что при растворении электролита увеличивается общее число частиц, так как электролиты диссоциируют на ионы.

$$i = \frac{\Delta t'_{\text{кип}}}{\Delta t_{\text{кип}}} = \frac{\Delta t'_3}{\Delta t_3}$$

По отклонениям коллигативных свойств электролитов от свойств растворов неэлектролитов той же концентрации можно экспериментально определить степень диссоциации:

$$\alpha = (i-1)/(n-1), \quad \text{отсюда: } i = 1 + \alpha(n-1),$$

где i – изотонический коэффициент ($i = N'/N$),

n – общее число ионов, на которое распадается молекула.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. Как понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?
2. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Сколько граммов глицерина $C_3H_5(OH)_3$ надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па?
3. Вычислить процентную концентрацию водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$, зная, что этот раствор кипит при 100,26°.
4. Раствор, содержащий 25,65 г некоторого неэлектролита в 300 г H_2O , кристаллизуется при -0,465°. Вычислить молярную массу растворенного вещества.
5. Вычислить температуру кипения 15%-го водного раствора пропилового спирта C_3H_7OH .

11. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

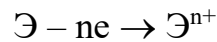
11.1. Основные понятия

Степень окисления (СО) – условный заряд атома или иона в соединении, вычисленный исходя из того, что алгебраическая сумма произведений чисел атомов на их степень окисления в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона. Степень окисления может быть отрицательной, положительной или иметь нулевое значение.

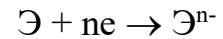
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, в ходе которых реагирующие вещества или их составные части обмениваются электронами, при этом степени окисления изменяются.

В соответствии с электронной теорией в каждой ОВР можно выделить два процесса: отдачу и присоединение электронов.

Окисление – процесс отдачи электронов, степень окисления элемента повышается



Восстановление – процесс присоединения электронов, при этом степень окисления элемента понижается



Таким образом, ОВР представляет собой совокупность двух сопряженных процессов (полуреакций) – окисления и восстановления.

Восстановителями (Red) называются частицы или вещества, отдающие электроны, степень окисления восстановителя (Red) повышается (он окисляется).

Окислителями (Ox) называются частицы или вещества, принимающие



электроны, степень окисления окислителя (Ox) понижается (он восстанавливается).

11.2. Окислительно-восстановительные свойства элементов

Способность частиц принимать или отдавать электроны, т.е. проявлять окислительные или восстановительные свойства, зависит от природы и степени окисления элементов, входящих в их состав, что в конечном счете определяется их электронной структурой.

Элементы в **высшей степени окисления** (ВСО) проявляют только **окислительные свойства** (H^{+1} , Na^{+1} , $\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^-$, $\text{S}^{+6}\text{O}_4^{2-}$ и т.д.).

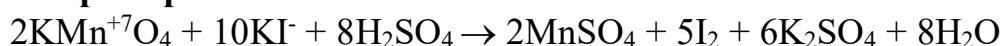
Элементы в **низшей степени окисления** проявляют только **восстановительные свойства** (Cl^- , S^{2-} , все металлы в свободном состоянии).

Элементы в **промежуточной степени окисления** проявляют как **окислительные, так и восстановительные** свойства (Cl^0 , H_2 , Fe^{2+} , Mn^{+4}O_2 и т.д.).

11.3. Метод электронного баланса

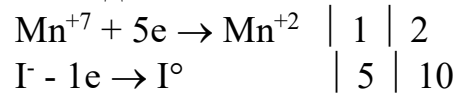
В соответствии с законом сохранения электрического заряда должен соблюдаться электронный баланс: количество электронов, отданных восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принятых окислителем. Метод электронного баланса используют для подбора коэффициентов в уравнении химической реакции.

Например:



Ox Red

1. Определяем элементы Ox и Red и продукты их восстановления и окисления.
2. Составляем схему электронного баланса. Указываем элемент в СО, его продукт окисления (или восстановления) и находим число электронов, принятых или отданных элементом.



3. Уравниваем катионы, не участвовавшие в ОВР (кроме иона водорода H^+)
4. Уравниваем анионы, не участвовавшие в ОВР (кроме OH^-)
5. Уравниваем водород
6. Проверяем баланс по кислороду.

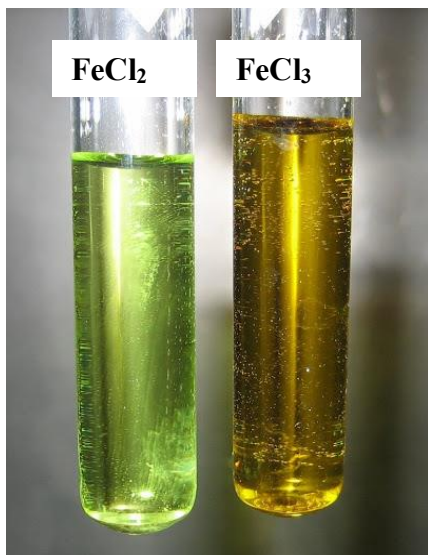
11.4. Понятие ОВ-потенциала. Направление протекания ОВР

В общем случае окислительные и восстановительные свойства ОВ-систем можно количественно оценить с помощью устройства, называемого окислительно-восстановительным электродом, которое состоит из металла или другого электронного проводника (электрода), приведенного в контакт с изучаемой ОВ-системой.

Окислительно-восстановительным потенциалом (ОВ-потенциалом) называется разность потенциалов, возникающая между электродом и ОВ-системой.

В качестве общепринятого электрода сравнения для процесса в водных средах условились применять так называемый водородный электрод, который состоит из платинового электрода в контакте с ОВ-системой: $2\text{H}^+/\text{H}_2$. При стандартных условиях, т.е. при концентрации ионов H^+ равной 1 моль/л и парциальном давлении H_2 равном 1 атм, потенциал этого электрода условно принимают равным нулю.

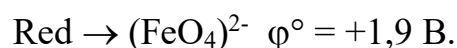
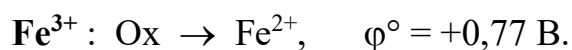
ОВ-потенциалы, измеренные при стандартных условиях, называют стандартными. Значения стандартных ОВ-потенциалов для различных ОВ-систем приводят в таблицах.



Пример 1:

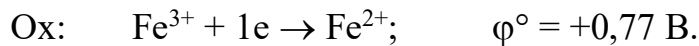


Находим в данной реакции все потенциальные окислители и восстановители:



Выбираем самый активный окислитель (с

наибольшим ОВ-потенциалом) и самый активный восстановитель (с наименьшим ОВ-потенциалом).



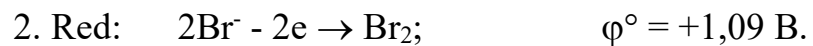
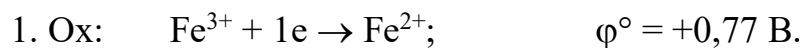
При записи продуктов восстановления окислителя связываем ион железа с кислотным остатком, не принимавшим участие в ОВР, т.е. получим хлорид железа(II).

Изменение окраски раствора подтверждает протекание реакции.

Стандартное значение э.д.с. реакции: $E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{ox}} - \varphi^{\circ}_{\text{Red}} = 0,77 - 0,54 = + 0,23 \text{ В.}$

Реакция протекает, если $\varphi_{\text{ox}} > \varphi_{\text{Red}}$ и : $E = \varphi_{\text{ox}} - \varphi_{\text{Red}} > 0$.

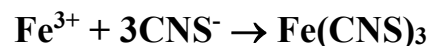
Пример 2: Изменим состав реакционной среды, заменив восстановитель **KI** на **KBr**



$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{ox}} - \varphi^{\circ}_{\text{Red}} = 0,77 - 1,09 = - 0,32 \text{ В}$$

Данная реакция **не будет протекать** в прямом направлении, возможно ее протекание в обратном направлении.

Тот факт, что ион Fe^{3+} не был восстановлен до Fe^{2+} , можно подтвердить качественной реакцией на наличие иона Fe^{3+} в растворе:

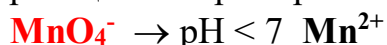


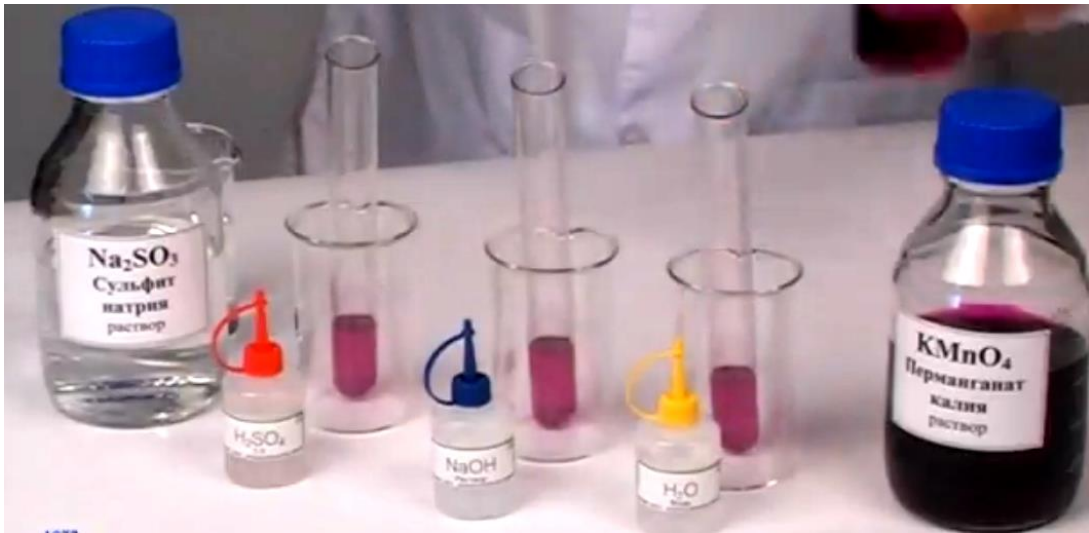
Раствор окрашивается в кроваво-красный цвет, характерный для образующегося роданида железа(III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

11.5. Влияние pH среды на состав продуктов ОВР

В зависимости от pH среды возможна различная степень восстановления окислителя, что характеризуется определенной величиной ОВ-потенциала.

Очень удобно проследить характер влияния pH среды на состав продуктов реакции на примере восстановления перманганат-иона MnO_4^{-} .





Чем выше ОВ-потенциал, тем сильнее окислительные свойства перманганат-иона, тем более глубокое восстановление окислителя происходит в данной реакции (сильнее изменяется степень окисления элемента).



1. $2\text{KMnO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
2. $2\text{KMnO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$
3. $2\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

11.6. Уравнение Нернста

Электродные потенциалы не являются неизменными. Их величина зависит от соотношения концентраций (точнее от активностей) окисленной и восстановленной форм вещества, от температуры, заряда ионов, природы растворителя, рН среды. Зависимость значения электродного потенциала от концентраций окисленной и восстановленной форм и температуры описывается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[ox]^x}{[red]^y}$$

или

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{[ox]^x}{[red]^y}$$

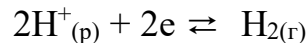
где φ^0 – стандартный электродный потенциал процесса; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура; n – число молей электронов, передаваемых в процессе; F – число Фарадея; $[ox]$ и $[red]$ – концентрации окисленной и восстановленной форм; x и y – стехиометрические коэффициенты в уравнении.

После подстановки постоянных величин ($R = 8,31$ Дж/(моль·град), $F = 96500$ Кл/моль) для $T = 298K$ ($25^\circ C$) уравнение принимает вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[ox]^x}{[red]^y}$$

11.6.1. Зависимость ОВ-потенциала водородного электрода от рН-среды

Водородный электрод является примером газового электрода, в котором хотя бы одна из форм (окисленная или восстановленная) ОВ-системы является газом. Уравнение полуреакции:



Металл электрода (губчатая платина, хорошо адсорбирующая H_2) принимает участие только в обмене электронами между окисленной и восстановленной формами.

Уравнение Нернста для ОВ-потенциала:

$$\varphi_{2H^+/H_2} = \varphi^0_{2H^+/H_2} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[H^+]^2}{P_{H_2}}$$

где P_{H_2} – парциальное давление газообразного водорода в атм. При стандартных условиях ($[H^+] = 1$ моль/л; $P_{H_2} = 1$ атм) значение потенциала водородного электрода принимается равным нулю при всех температурах.

Проведем следующие преобразования:

$$\varphi_{2H^+/H_2} = 0,059 \lg[H^+] - 0,029 \lg P_{H_2}$$

Так как $pH = -\lg[H^+]$

$$\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH - 0,029 \lg P_{H_2}$$

При атмосферном давлении ($P_{H_2} = 1$ атм):

$$\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH$$

В нейтральной среде $pH = 7$: $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 \cdot 7 = -0,413$ В

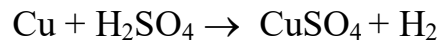
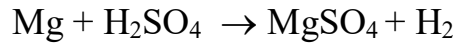
В щелочной среде при $pH = 14$: $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 \cdot 14 = -0,83$ В

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Укажите ОВ-свойства частиц: Cl_2 , Rb , K^+ , Sn^{2+} , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, O_2 .

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

3. По таблице стандартных электродных потенциалов определите, какая из данных реакций возможна. Почему? Что является окислителем в H_2SO_4 ?



4. Методом ионно-электронных схем допишите уравнение реакции и рассчитайте E° при стандартных условиях:



5. Завершить уравнение реакции и рассчитать E° при стандартных условиях:



12. ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА (ХИТ)

Электрохимия изучает процессы, связанные с превращениями химической и электрической форм энергии. Процессы прямого превращения химической энергии в электрическую и обратно называют электрохимическими процессами.

Электрохимические процессы можно разделить на две основные группы:

1. Процессы превращения химической энергии в электрическую (процессы в ХИТ);

2. Процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

Возможность таких превращений создается в результате пространственного разделения полуреакций окисления и восстановления, протекание которых обеспечивает любая окислительно-восстановительная реакция.

Химическими источниками тока (ХИТ) называются электрохимические устройства, в основе работы которых лежат окислительно-восстановительные превращения химической энергии в электрическую. К ним относятся гальванические элементы (ГЭ), аккумуляторы (А), топливные элементы (ТЭ). Во всех видах ХИТ используются электролиты – водные, неводные, твердые. Последние должны обладать высокой ионной проводимостью, малой коррозионной активностью, устойчивостью при работе и хранении.

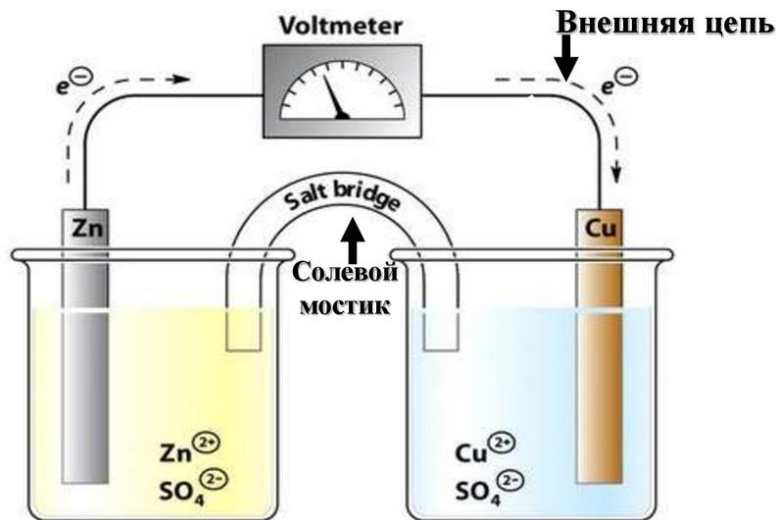
12.1. Гальванические элементы (ГЭ)

Токообразующая реакция – ОВ-реакция, самопроизвольно протекающая в ХИТ.

Рассмотрим работу гальванического элемента Даниэля-Якоби, который является одним из

самых простых и распространенных ГЭ.

Цинковый и медный электроды погружены в растворы их солей. Образуются два полуэлемента, каждый из которых представляет собой окислительно - восстановительную систему: Zn^{2+}/Zn и Cu^{2+}/Cu . Растворы солей соединяют солевым мостиком, что препятствует контакту окислителя и восстановителя, а с другой стороны, создается возможность обмена ионами за счет диффузии.



На границе металл-раствор устанавливается электродный потенциал φ , соответствующий равновесию металла с его ионами в растворе:



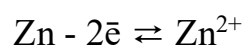
В рассматриваемых полуэлементах такими равновесиями являются



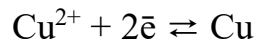
Цинк, как более активный металл, имеет меньшее значение электродного потенциала. При концентрациях ионов 1 моль/л $\varphi^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В; $\varphi^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В.

Движущей силой процессов в ХИТ является разность потенциалов между электродами. При замыкании внешней цепи начинается направленное движение электронов от электрода с меньшим потенциалом к электроду с большим потенциалом, т.е. в данном случае от цинкового к медному.

Отвод электронов от цинкового электрода приводит к его окислению и переходу образующихся катионов в раствор:



Подвод электронов к медному электроду вызывает восстановление ионов меди:



Электрический ток обеспечивается движением электронов в металлическом проводнике, соединяющего электроды (проводник 1-го рода, электронная проводимость), и движением ионов в электролите (проводник 2-го рода, ионная проводимость).

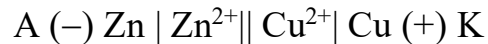
Анод (А) – электрод, на котором протекают процессы **о**кисления, роль анода выполняет электрод с меньшим значением ОВ-потенциала, он является **о**трицательным полюсом.

Катод (К) – электрод, на котором происходят процессы **в**осстановления, его роль выполняет электрод с большим значением ОВ-потенциала, он является **п**оложительным полюсом.

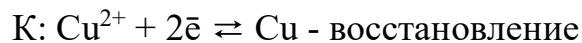
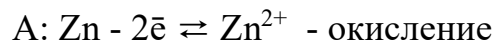
При составлении схемы гальванического элемента границу раздела между электродом и раствором обозначают одной вертикальной чертой, а между растворами электролитов – двумя чертами. Слева записывают анодную часть гальванического элемента (-), а справа – его катодную часть (+).

Составим схему ГЭ Даниэля-Якоби: А (-) Zn | ZnSO₄ || Cu SO₄ | Cu (+) К

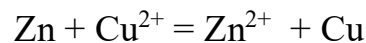
в ионном виде



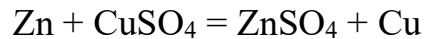
Запишем анодные и катодные процессы, протекающие в ГЭ:



Суммарный процесс:



или в молекулярном виде:



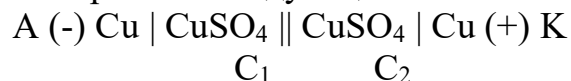
Термодинамическим условием самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водном растворе в прямом направлении является положительное значение ЭДС гальванического элемента, равной разности

$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{к}} - \varphi^{\circ}_{\text{А}}$$

Для описанного ГЭ: $E^{\circ} = 0,34 - (-0,76) = +1,1 \text{ В}$.

12.1.1. Концентрационный гальванический элемент

Рассмотрим возможность работы следующего гальванического элемента:



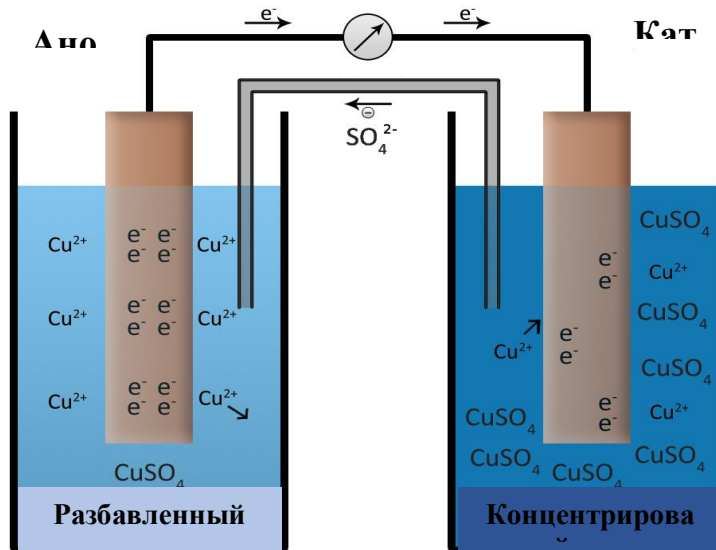
По уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{А}} = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Cu}^{2+}] = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg C_1 = +0,34 + 0,03 \lg C_1$$

$$\varphi_{\text{К}} = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Cu}^{2+}] = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg C_2 = +0,34 + 0,03 \lg C_2$$

Тогда

$$E = \varphi_{\text{К}} - \varphi_{\text{А}} = (+0,34 + 0,03 \lg C_2) - (+0,34 + 0,03 \lg C_1) = 0,03 \lg(C_2/C_1).$$



Если концентрации обоих растворов электролитов одинаковы, $E=0$, такой ГЭ работать не будет.

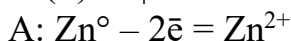
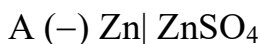
В общем виде можно записать, что э.д.с. концентрационного гальванического элемента

$$E = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_2}{C_1}$$

12.2. Явление поляризации

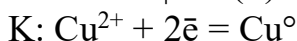
Поляризацией (η) электродов называется изменение электродного потенциала при протекании тока через электрод. При поляризации **потенциал анода всегда увеличивается** ($\eta_A > 0$), а **потенциал катода уменьшается** ($\eta_K < 0$).

Концентрационная поляризация возникает при изменении концентрации частиц в приэлектродном слое. Лимитирующей стадией электродного процесса в этом случае является скорость диффузии частиц от поверхности анода и к поверхности катода. В связи с этим при анодном окислении металла в приэлектродном слое повышается концентрация катионов металла, а при катодном восстановлении – понижается. И то, и другое, в соответствии с уравнением Нернста, приводит к изменению электродного потенциала: потенциал анода повышается, а потенциал катода понижается.



Концентрация ионов Zn^{2+} в растворе растет, электродный потенциал растет (потенциал анода) э.д.с. уменьшается.

Катодный процесс:



Уменьшить концентрационную поляризацию можно перемешиванием раствора. Концентрация ионов в растворе усредняется и, тем самым, уменьшается их концентрация вблизи анода и увеличивается вблизи катода.

12.2.1. Электрохимическая поляризация

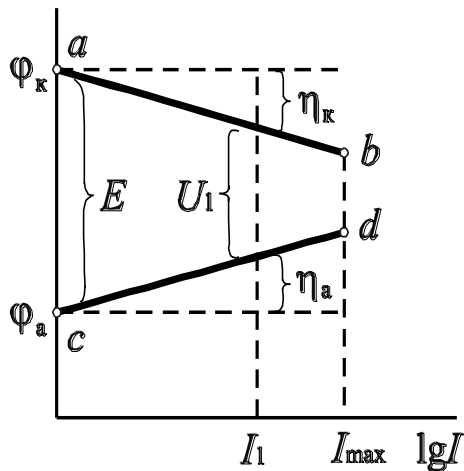
Эта разновидность поляризации связана с замедленностью протекания электродной реакции и определяется ее энергией активации.

Зависимость катодной (η_k) и анодной (η_a) поляризации от силы тока показывают на поляризационных диаграммах. На этой диаграмме: φ_k и φ_a – потенциалы катода и анода ХИТ при $I = 0$; ab и cd – поляризационные кривые катода и анода; η_k и η_a – величины поляризации катода и анода; U_1 – напряжение ХИТ при силе тока I_1 .

Как видно, напряжение источника тока тем меньше, чем больше сила тока. Оно определяется выражением:

$$U = E - (\eta_k - \eta_a) - I(R_M + R_3),$$

где E – э.д.с. ХИТ; R_M и R_3 – сопротивления металлических электродов и электролита.



Поляризационная диаграмма

При $I = 0$ напряжение ХИТ

максимально и соответствует его э.д.с: $U = E$. При увеличении силы тока возрастают и омические потери напряжения и потери за счет поляризации электродов. В результате напряжение ХИТ понижается, причем, чем I больше, тем в большей степени $U < E$. В этом плане явление поляризации является нежелательным при работе химического источника тока.

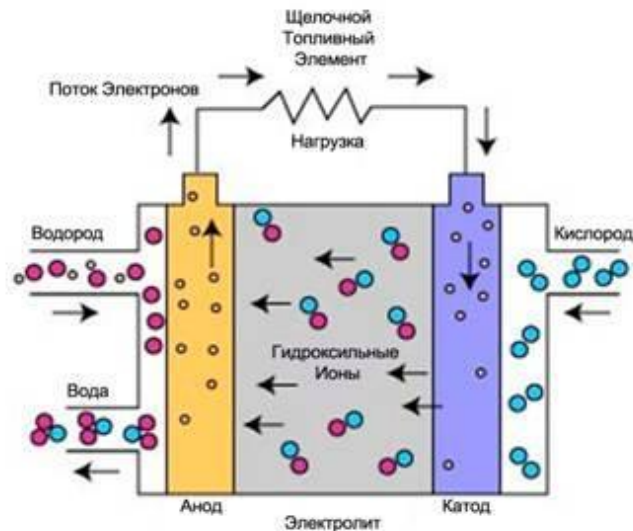
Поляризационные кривые анода и катода не могут пересечься, так

как R_3 не может быть равным нулю. Если же $R_M = 0$ (короткозамкнутый ХИТ), то сила тока достигает максимального значения I_{max} .

Электрохимическую поляризацию можно понизить нагреванием электролита или введением катализатора.

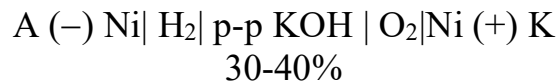
12.3. Топливные элементы (ТЭ)

Разновидностью гальванических элементов являются топливные элементы. В этих элементах электрическая энергия образуется за счет реакции окисления топлива (например, водорода). Окислитель и восстановитель (топливо) непрерывно подаются в систему извне. Они относятся к первичным (не перезаряжаемым) химическим источникам тока. Сгорание (окисление) топлива практически во всех ТЭ происходит на поверхности не расходуемых при работе электродов (графит, платина, серебро, никель и др.) Топливом (восстановителем) служат жидкие и газообразные водород, гидразин, гидриды металлов, окислителем – чаще всего чистый кислород, или кислород воздуха, реже – хлор, оксиды металлов.

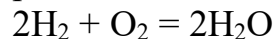


Широкое распространение получили водородно-кислородные топливные элементы. В этих элементах используются никелевые электроды, погруженные в раствор гидроксида калия, к электродам постоянно подаются газообразные водород и кислород.

Схема такого элемента:



Суммарный процесс в молекулярном виде:



- представляет собой реакцию горения водорода.

Э.д.с. топливного элемента:

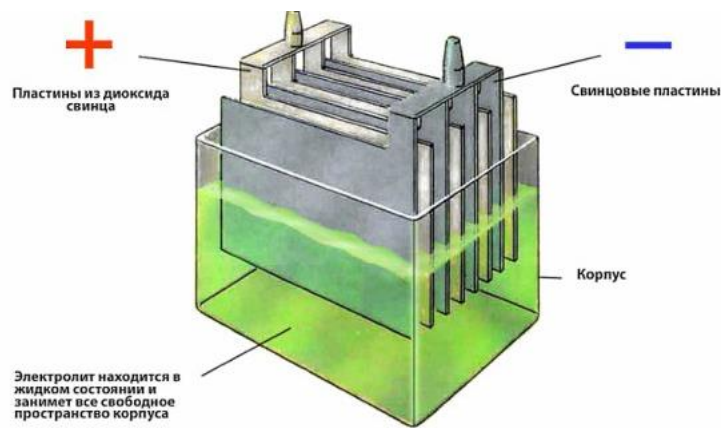
$$E = 0,41 - (-0,83) = +1,24 \text{ В.}$$

Топливные элементы обладают высокой эффективностью, однако существенным недостатком их является неудобство транспортировки и хранения топлива (особенно водорода). Несмотря на это, топливные элементы нашли широкое применение.

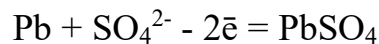
12.4. Аккумуляторы

В качестве источников постоянного тока эффективны и удобны в работе электрические аккумуляторы – гальванические элементы многократного использования.

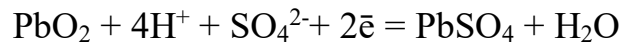
Рассмотрим работу таких источников тока на примере свинцового аккумулятора. Он состоит из погруженных в раствор серной кислоты свинцового электрода (хартблей – твердый свинец с примесью сурьмы) и электрода из свинца, который покрыт слоем оксида свинца (IV) PbO_2 (окислителем). **Такие аккумуляторы называют кислотными.**



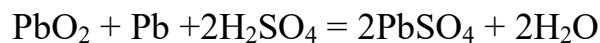
При работе аккумулятора на электроде без покрытия происходит реакция окисления:



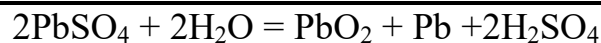
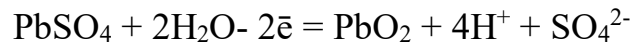
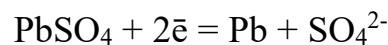
На электроде, покрытом окислителем, протекает процесс восстановления:



Суммарная реакция запишется так:



Пропуская электрический ток через отработанный (разряженный) аккумулятор, можно его снова полностью регенерировать (зарядить). Процесс зарядки складывается из следующих реакций:



В результате процесса зарядки аккумулятора сульфат свинца(II) удаляется с электродов и они приобретают исходную форму.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух свинцовых пластин, погруженных в растворы $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с концентрациями $C_1 = 0,001$ и $C_2 = 0,01$ моль/л. Опишите работу данного ГЭ.
2. Вычислить электродные потенциалы медного электрода в 0,0001, 0,001, 0,01 М растворах сульфата меди.
3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых Fe – анод, во втором – катод. Опишите их работу, рассчитайте электродвижущую силу при стандартных условиях.
4. Опишите работу медно-цинкового гальванического элемента и рассчитайте его ЭДС при концентрации ионов цинка 0,1 моль/л, а ионов меди 0,01 моль/л.
5. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из двух медных электродов, один из которых погружен в 0,1 М раствор CuSO_4 , а второй – в 0,001 М раствор этой соли. Рассчитайте его электродвижущую силу. Как называются гальванические элементы такого типа?

13. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

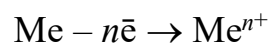
Под термином **коррозия** (от лат. **corrodo** — обгрызать, разъедать) понимают самопроизвольное разрушение или иную потерю эксплуатационных характеристик металлов или металлических изделий в результате окислительно-восстановительного взаимодействия с окружающей средой. В результате взаимодействия металла с коррозионной средой образуются химические соединения, называемые **продуктами коррозии**. Коррозия сопровождается выделением энергии и рассеиванием продуктов коррозии в окружающую среду ($\Delta G < 0$, $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$). Причиной коррозии металлов является их термодинамическая нестойкость в разных средах. При этом металлы окисляются с образованием оксидов, гидроксидов, солей, т.е. переходят в более устойчивое состояние.

По характеру взаимодействия с окружающей средой коррозию металлов подразделяют на химическую и электрохимическую. И химическая, и электрохимическая коррозии являются гетерогенными процессами, протекающими на границе раздела металл – коррозионная среда.

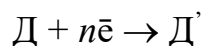
Электрохимическая коррозия протекает при контакте металлов с электролитами. Электролитами могут быть растворенные соли, кислоты, основания, морская вода, почвенная вода, вода атмосферы, содержащая CO_2 , SO_2 , O_2 и другие газы. Процесс коррозии сопровождается возникновением гальванических токов, связанных с пространственным разделением анодного и катодного процессов. Причинами начала коррозии являются наличие неоднородностей в металле, в самом электролите (различие в концентрации раствора), неравномерная деформация деталей, температурные градиенты, электромагнитные поля и т.д.

Все реакции коррозии могут быть разбиты на две полуреакции:

анодный процесс — полуреакция окисления металла



катодный процесс — восстановление окислителя из окружающей среды

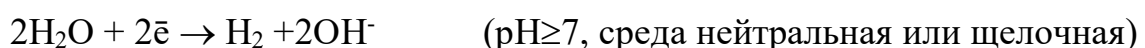


где D — окисленная форма окислителя;

D' — восстановленная форма окислителя.

Окислитель, восстанавливающийся на катоде, называется **деполяризатором** (D). В процессах коррозии характерными деполяризаторами являются кислород, ионы водорода H^+ , молекулы Cl_2 , ионы Fe^{3+} , NO_3^- и др.

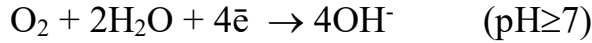
Если окислителем являются ионы водорода H^+ (**водородная деполяризация или коррозия с выделением водорода**), в зависимости от рН среды на катоде протекают процессы:



или



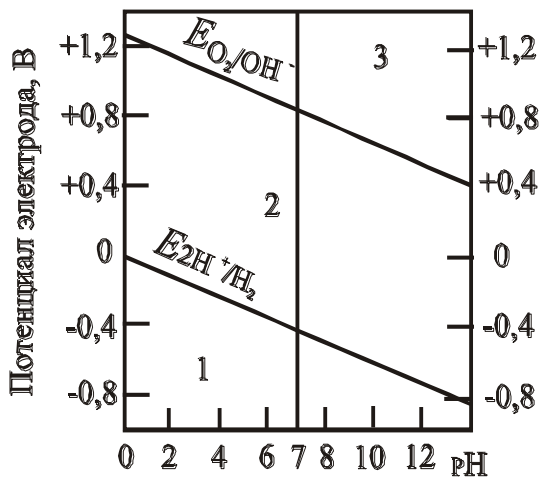
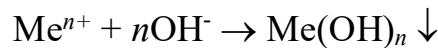
Если окислителем является кислород (**кислородная деполяризация или коррозия с поглощением кислорода**), в зависимости от pH среды на катоде протекают процессы:



или



Все это первичные процессы. Кроме них в процессе электрохимической коррозии протекают и вторичные процессы — химическое взаимодействие продуктов первичных процессов друг с другом, с электролитом, с растворенными в нем газами с образованием вторичных продуктов, например, труднорастворимых гидроксидов металлов:



Зависимость потенциалов водородного и кислородного электродов от pH среды при $\bar{p}_{\text{H}_2} = 1$ (101,3 кПа) и $\bar{p}_{\text{O}_2} = 1$ (101,3 кПа)

потенциала кислородного электрода, поэтому золото с поглощением O_2 и выделением H_2 корродировать не может, так как $E_{\text{Ox}} < E_{\text{Au}^+/\text{Au}^0}$;

б) если потенциал металла положительнее потенциала водородного электрода, определяемого по (3.4), и отрицательнее потенциала кислородного электрода (рис. область 2), коррозия возможна с поглощением кислорода, например, $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} < E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}$ и невозможна с выделением водорода, так как $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} > E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}$. Потенциалы многих металлов лежат в области 2 на рисунке;

в) если потенциал металла отрицательнее потенциала водородного электрода, то возможна коррозия как с поглощением кислорода, так и с

Для оценки возможности или невозможности протекания электрохимических процессов обычно используют так называемые диаграммы Пурбе. Анализ диаграмм Пурбе для разных металлов показывает, что в водных средах, содержащих H^+ и O_2 , в зависимости от pH металлы корродируют по-разному:

а) если потенциал металла положительнее потенциала кислородного электрода, то коррозия металла невозможна. Например, электродный потенциал золота во всей области pH положительнее

выделением водорода (рис., область 1). К таким металлам относятся щелочные и щелочноземельные металлы, магний, алюминий, цинк.

Методы защиты от коррозии условно подразделяют на такие группы:

1. Легирование металлов.
2. Нанесение защитных металлических и неметаллических покрытий.
3. Электрохимическая защита.
4. Изменение свойств коррозионной среды.
5. Рациональное конструирование изделий.

Вопросы для самоконтроля знаний

1. К анодному или катодному покрытию можно отнести железо, покрытое хромом, и железо, покрытое никелем? Как будет корродировать железо в случае нарушения целостности покрытия во влажном воздухе? Рассмотреть два варианта покрытия железа.

2. Приведите схему коррозии контактирующих цинка и кадмия в щелочной среде. Какие продукты коррозии при этом образуются?

3. Можно ли алюминиевые листы соединять медными заклепками? Опишите процесс коррозии, протекающий во влажном воздухе. Какой металл будет разрушаться?

4. Каким металлом, Al или Cd, выгоднее покрывать железо? Опишите процессы коррозии в случае нарушения целостности этих покрытий в кислой среде.

5. Приведите схему коррозии чугуна во влажном воздухе и в кислой среде.

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПРИ ИЗУЧЕНИИ ДИСЦИПЛИНЫ

Самостоятельная работа студента при изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» включает следующие элементы, обязательные для выполнения:

1. Изучение теоретического материала по кратким конспектам лекций или учебно-методическим пособиям, указанным как рекомендуемые для изучения дисциплины.
2. Ответы на вопросы для самоконтроля, приведенные после каждой лекции, изложенной в данном методическом издании.
3. Решение задач по изучаемым темам с целью детального анализа основных положений изучаемого учебного материала.
4. Подготовка к итоговому контролю (экзамену).

Рассмотрим примеры решения задач по отдельным разделам дисциплины «Общая и неорганическая химия».

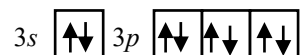
Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Пример 1. Запишите электронную конфигурацию двухзарядного отрицательного иона серы S^{2-} . Изменяется ли и каким образом радиус отрицательного иона серы по сравнению с нейтральным атомом серы?

Решение. Двухзарядный отрицательный ион серы S^{2-} должен иметь на два электрона больше, чем нейтральный атом серы S° . Электронная конфигурация серы $[Ne] 3s^2 3p^4$, так как сера расположена в третьем периоде VIA подгруппе.

Графическая схема валентного уровня: $3s \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} 3p \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$.

Два дополнительных электрона в ионе серы занимают $3p$ -подуровень, имеющий наименьшую энергию и два вакантных места до своего завершения. Электронная конфигурация иона серы $S^{2-} [Ne] 3s^2 3p^6$, графическая схема:



Присоединение двух дополнительных электронов к атому серы увеличивает радиус отрицательного иона, так как дополнительные внешние электроны экранируются от ядра внутренними электронами, что уменьшает притяжение валентных электронов к ядру. Действительно, радиус атома серы $r(S) = 0,104$ нм, а иона серы $r(S^{2-}) = 0,134$ нм (Приложение 7).

Пример 2. Один из изотопов железа ${}_{26}Fe$ имеет массовое число $A = 56$. Каков заряд ядра его атома? Сколько электронов находится на всех электронных оболочках атома? Сколько протонов и нейтронов содержит ядро атома этого изотопа?

Решение. Порядковый номер элемента в периодической системе Д.И. Менделеева равен числу протонов в ядре атома, определяет заряд ядра, а также число электронов, окружающих ядро электронейтрального атома. Для изотопа железа ${}_{26}\text{Fe}$ заряд ядра $Z=26$, количество электронов на всех электронных оболочках атома и количество протонов в ядре атома $N_e = N_p = 26$.

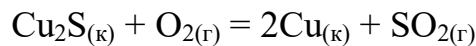
Массовое число A равно общему количеству нуклонов (протонов и нейтронов) в ядре атома. Количество нейтронов в ядре равно

$$N_n = 56 - 26 = 30.$$

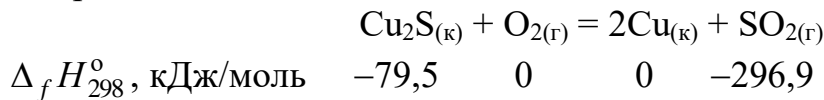
Химическая термодинамика

Пример 1 Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди(II) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы(IV)?

Решение. Запишем уравнение реакции:



Выпишем значения стандартных энтальпий образования всех веществ, участвующих в реакции (см. Приложение 12), и рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:



$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{Cu}_{(к)}) + 1 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{SO}_{2(г)}) - 1 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{Cu}_2\text{S}_{(к)}) - 1 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{O}_{2(г)})$$

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot 0 + (-296,9) - (-79,5) - 0 = -217,4 \text{ кДж.}$$

Такое количество теплоты может выделиться при обжиге 1 моль Cu_2S , т.е. 159,1 г. В 1,00 кг (или 1000 г) Cu_2S содержится $n = \frac{1000}{159,1} = 6,29$ моль,

следовательно, количество выделившейся теплоты в данной химической реакции:

$$\Delta H_{\text{xp}}^\circ = \Delta H_{298}^\circ \cdot n = -217,4 \cdot 6,29 = -1367,5 \text{ кДж.}$$

Пример 2. В каком направлении при стандартных условиях может самопроизвольно протекать реакция $3\text{SO}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{S}_{(\text{ромб})} + 2\text{SO}_{3(г)}$? Ответ дайте на основании расчетов изменения энергии Гиббса реакции ΔG_{298}° : а) по значениям стандартных энтальпий образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ и стандартных энтропий S_{298}° веществ, участвующих в реакции; б) по значениям стандартных энергий Гиббса образования $\Delta_f G_{298}^\circ$ веществ, участвующих в реакции.

Решение. Проводим расчеты для реакции, протекающей в прямом направлении. Для этого выпишем табличные значения стандартных энтальпий

образования, энтропий и энергий Гиббса образования всех веществ, участвующих в реакции (см. Приложение 12):

	$3\text{SO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{S}_{(\text{ромб})} + 2\text{SO}_{3(\text{г})}$		
$\Delta_f H_{298}^\circ$, кДж/моль	-296,9	0	-395,2
S_{298}° , Дж/(моль·К)	240,1	31,9	256,2
$\Delta_f G_{298}^\circ$, кДж/моль	-300,2	0	-370,4

а) Изменение энергии Гиббса реакции определяем по уравнению:

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta H_{298}^\circ - T \cdot \Delta S_{298}^\circ,$$

где T — абсолютная температура (для стандартных условий $T = 298$ К); ΔH_{298}° — изменение энтальпии реакции; ΔS_{298}° — изменение энтропии реакции.

Для энтальпии и энтропии, функций состояния, по уравнениям:

$$\Delta H_{298}^\circ = \sum n_i \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{продуктов}) - \sum n_j \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{исх.веществ})$$

$$\Delta S_{298}^\circ = \sum n_i \cdot S_{298}^\circ (\text{продуктов}) - \sum n_j \cdot S_{298}^\circ (\text{исх.веществ}),$$

где n_i, n_j — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Для данной реакции:

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})}) + 1 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{S}_{(\text{ромб})}) - 3 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})$$

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot (-395,2) + 0 - 3 \cdot (-296,9) = +100,3 \text{ кДж} = +100300 \text{ Дж}$$

Поскольку $\Delta H_{298}^\circ > 0$, протекает эндотермическая реакция, т.е. реакция с поглощением теплоты.

$$\Delta S_{298}^\circ = 2 \cdot S_{298}^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})}) + 1 \cdot S_{298}^\circ (\text{S}_{(\text{ромб})}) - 3 \cdot S_{298}^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})$$

$$\Delta S_{298}^\circ = 2 \cdot 256,2 + 31,9 - 3 \cdot 248,1 = -200,0 \text{ Дж/К}$$

$$\Delta G_{298}^\circ = 100300 - 298 \cdot (-200,0) = +159900 \text{ Дж} = +159,9 \text{ кДж.}$$

б) Поскольку энергия Гиббса является, как энтальпия и энтропия, функцией состояния, справедливо уравнение:

$$\Delta G_{298}^\circ = \sum n_i \cdot \Delta_f G_{298}^\circ (\text{продуктов}) - \sum n_j \cdot \Delta_f G_{298}^\circ (\text{исх.веществ})$$

Для данной реакции:

$$\Delta G_{298}^\circ = 2 \cdot \Delta_f G_{298}^\circ (\text{SO}_{3(\text{г})}) + 1 \cdot \Delta_f G_{298}^\circ (\text{S}_{(\text{ромб})}) - 3 \cdot \Delta_f G_{298}^\circ (\text{SO}_{2(\text{г})})$$

$$\Delta G_{298}^\circ = 2 \cdot (-370,4) + 0 - 3 \cdot (-300,2) = +159,8 \text{ кДж}$$

Результаты расчетов двумя способами совпадают.

Для обратной реакции изменение энергии Гиббса будет составлять ту же величину с противоположным знаком: $\Delta G_{298(\text{обратн.})}^{\circ} = -159,8$ кДж.

Поскольку критерием возможности самопроизвольного протекания реакции является уменьшение энергии Гиббса, т.е. $\Delta G < 0$, реакция



при стандартных условиях самопроизвольно может протекать в обратном направлении.

Химическая кинетика. Химическое равновесие

Пример 1. За 1 с в единице реакционного пространства по трем реакциям образуется 66 г CO_2 , 68 г H_2S и 51 г NH_3 . Скорость образования какого вещества больше?

Решение. Найдем количество вещества в моль каждого из продуктов реакций:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{66}{12 + 2 \cdot 16} = 1,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{68}{2 \cdot 1 + 32} = 2,0 \text{ моль}$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{51}{14 + 3 \cdot 1} = 3,0 \text{ моль}.$$

В соответствие с уравнением: $\bar{v} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$ делаем вывод, что скорость образования NH_3 больше, чем скорость образования CO_2 и H_2S .

Пример 2. При повышении температуры на 40°C скорость реакции увеличилась в 25 раз. Найти температурный коэффициент скорости реакции и определить, во сколько раз уменьшится скорость реакции при понижении температуры на 15°C ?

Решение. В соответствии с правилом Вант-Гоффа)

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

$$25 = \gamma^{\frac{40}{10}} = \gamma^4.$$

Тогда $\gamma = \sqrt[4]{25} = 2,24$.

При понижении температуры на 15°C скорость реакции уменьшается в

$$\frac{v_2}{v_1} = 2,24^{\frac{15}{10}} = 2,24^{1,5} = 3,35 \text{ раза.}$$

Пример 3. Запишите выражение для константы химического равновесия гетерогенной химической реакции



В каком направлении сместится равновесие данной химической реакции при повышении температуры? При увеличении давления в системе?

Решение. Константу гетерогенного химического равновесия можно записать через отношение равновесных концентраций или равновесных парциальных давлений газообразных реагентов:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2]},$$

$$K_p = \frac{p^2(\text{HI})}{p(\text{H}_2)}.$$

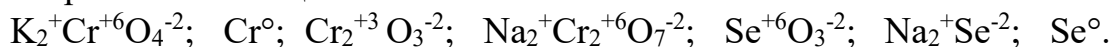
По принципу Ле-Шателье, при повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, т.е. вправо, в сторону прямой реакции.

При увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущую с образованием меньшего количества газообразных веществ, что приводит к уменьшению давления в системе. В данном случае по прямой реакции образуется 2 моль газообразных веществ, а по обратной — 1 моль. Следовательно, при увеличении давления равновесие сместится влево, в сторону обратной реакции.

Окислительно-восстановительные реакции

Пример 1. Исходя из значений степеней окисления хрома и селена в соединениях: K_2CrO_4 , Cr, Cr_2O_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, SeO_3 , Na_2Se , Se, определите, какие из приведенных веществ в ходе ОВР могут проявлять а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства?

Решение. Определим степени окисления хрома и селена в приведенных соединениях, исходя из того, что молекула (или атом) в целом электронейтральная частица:



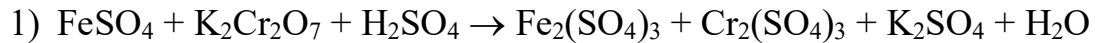
Только окислительные свойства могут проявлять вещества, содержащие атомы элемента в высшей степени окисления. Высшая степень окисления хрома (подгруппа VIB, валентные электроны $4s^13d^5$) и селена (подгруппа VIA, валентные электроны $4s^24p^4$) равна +6, так как атом каждого из этих элементов может отдать 6 электронов. Хром и селен имеют высшую степень окисления +6 в соединениях: $\text{K}_2^+\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2}$; $\text{Na}_2^+\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$; $\text{Se}^{+6}\text{O}_3^{-2}$.

Только восстановительные свойства могут проявлять вещества, содержащие атомы элемента в низшей степени окисления. До образования устойчивой октетной структуры $4s^24p^6$ атому селена не хватает двух электронов. Принимая два электрона, атом селена проявляет неметаллические свойства, приобретая низшую степень окисления –2. Металлы, к которым относится хром, в нулевой степени окисления могут только отдавать электроны, но не могут их принимать. Поэтому низшая степень окисления

хрома равна нулю. Хром и селен имеют низшую степень окисления в соединениях: Cr^0 ; $\text{Na}_2^+\text{Se}^{-2}$.

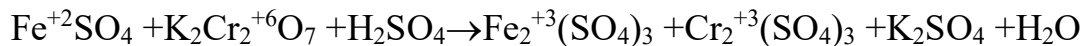
Как окислительные, так и восстановительные свойства проявляют соединения, в которых атомы элемента находятся в промежуточных степенях окисления: $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$; Se^0 .

Пример 2. ОВР протекают по схемам:



Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) процесс окисления и восстановления. Составьте электронные уравнения и на их основании расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях, если в Приложении имеются необходимые для расчета данные.

Решение. 1) Расставим степени окисления элементов в схеме реакции и определим характер процессов их изменения:

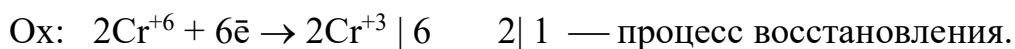
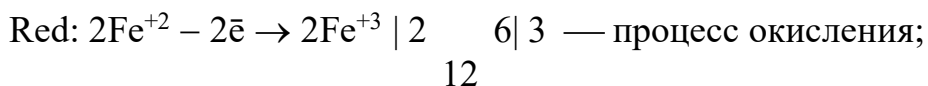


$\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ — повышение степени окисления; процесс окисления. Этот элемент выполняет роль восстановителя (Red).

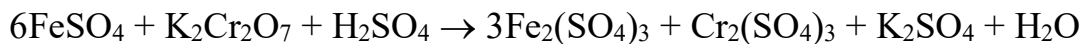
$\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ — понижение степени окисления; процесс восстановления. Этот элемент выполняет роль окислителя (Ox).

В данной реакции окислитель и восстановитель находятся в составе разных молекул. Такие реакции называют межмолекулярными.

Составляем электронные уравнения (коэффициенты удваиваем, так как в каждом моль $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$, $\text{Cr}_2^{+3}(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_2^{+3}(\text{SO}_4)_3$ содержатся по два моль Cr^{+6} , Cr^{+3} , Fe^{+3} соответственно):



Подставляем эти коэффициенты в уравнение реакции:

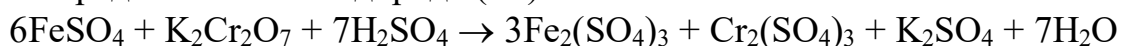


Остальные коэффициенты перед участниками реакции подбираем в следующем порядке:

– перед катионами металлов, не участвовавших в ОВР, т.е. не изменивших свою степень окисления (в данной реакции катион K^+);

– перед анионами кислотных остатков, не участвовавших в ОВР (в данной реакции анион SO_4^{2-});

– перед катионами водорода (H^+).



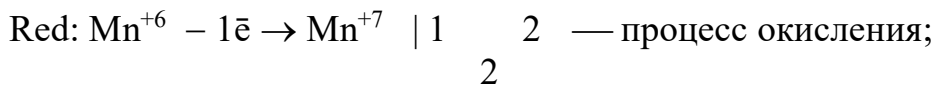
Окончательная проверка правильности подбора коэффициентов проводится по балансу атомов кислорода: $6 \cdot 4 + 7 + 7 \cdot 4 = 3 \cdot 3 \cdot 4 + 4 \cdot 3 + 4 + 7$;
 $59 = 59$.

Возможность самопроизвольного протекания реакции определяем по знаку ЭДС, которую рассчитываем по формуле (см. Приложение 14):

$$E^\circ = \varphi_{\text{Ox}} - \varphi_{\text{Red}} = +1,33 - 0,77 = +0,56 \text{ В.}$$

Так как $E^\circ > 0$, данная реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении при стандартных условиях.

2) В результате аналогичных действий получим:



В данной реакции и окислителем, и восстановителем является атом одного и того же элемента в промежуточной степени окисления, содержащийся в одной и той же молекуле (Mn^{+6} в $\text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$). ОВР такого типа называются реакциями диспропорционирования.

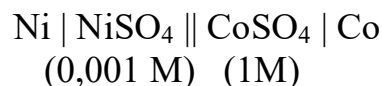
Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



Проверяем баланс по кислороду: $3 \cdot 4 + 2 = 2 \cdot 4 + 2 + 4$
 $14 = 14$.

Химические источники тока. Гальванические элементы

Пример 1. Опишите работу гальванического элемента (в скобках приведены молярные концентрации растворов соответствующих солей):



Для расчета электродных потенциалов используйте данные Приложения 13.

Решение. Описание работы гальванического элемента проведем по следующей схеме.

1) По величинам ОВ-потенциалов определим, какой из электродов будет выполнять роль анода, а какой — роль катода.

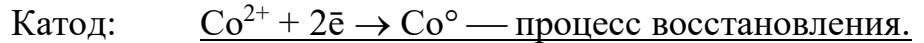
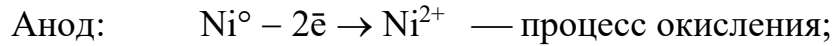
ОВ-потенциал никелевого электрода рассчитаем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = \varphi^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Ni}^{2+}] = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg(0,001) = -0,25 + \frac{0,059}{2} (-3) = -0,34 \text{ В.}$$

ОВ-потенциал кобальтового электрода равен стандартному ОВ-потенциалу: $\varphi^\circ_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 \text{ В.}$

Никелевый электрод, как электрод с более низким значением электродного потенциала, является анодом, а кобальтовый электрод — катодом.

2) Запишем уравнения полуреакций, протекающих на аноде и катоде при работе гальванического элемента, и суммарное уравнение токообразующей реакции в ионно-молекулярном и молекулярном виде:

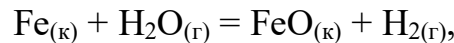


3) Рассчитаем значение ЭДС гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{К}} - \varphi_{\text{А}} = -0,28 - (-0,34) = +0,06 \text{ В.}$$

Коррозия и защита металлов

Пример 1. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из низкоуглеродистой стали, протекающей по реакции



если это изделие эксплуатируется при 700°C под действием водяного пара с относительным давлением $\bar{p}_{\text{H}_2\text{O}} = 6$ и $\bar{p}_{\text{H}_2} = 1$.

Решение. Условием протекания реакции является $\Delta G < 0$. Энергия Гиббса для указанного процесса зависит от парциального давления окислительного компонента $\bar{p}_{\text{H}_2\text{O}}$ при $\bar{p}_{\text{H}_2} = 1$ следующим образом:

$$\Delta G_{T,\text{корр}} = \Delta G_{T,\text{корр}}^\circ - RT \ln \bar{p}_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Стандартное значение энергии Гиббса $\Delta G_{T,\text{корр}}^\circ$ при температуре $T = 273 + 700 = 973 \text{ К}$ можно рассчитать по формуле:

$$\Delta G_{T,\text{корр}}^\circ = \Delta H_{T,\text{корр}}^\circ - T \cdot \Delta S_{T,\text{корр}}^\circ.$$

Учитывая, что $\Delta H_{T,\text{корр}}^\circ$ и $\Delta S_{T,\text{корр}}^\circ$ слабо зависят от температуры, запишем

$$\Delta G_{973,\text{корр}}^\circ = \Delta H_{298,\text{корр}}^\circ - 973 \cdot \Delta S_{298,\text{корр}}^\circ,$$

где $\Delta H_{298,\text{корр}}^\circ$ и $\Delta S_{298,\text{корр}}^\circ$ определены по закону Гесса и для заданной реакции:

$$\Delta H_{298,\text{корр}}^\circ = \Delta_f H_{298}^\circ (\text{FeO}_{(\text{к})}) + \Delta_f H_{298}^\circ (\text{H}_{2(\text{г})}) - \Delta_f H_{298}^\circ (\text{Fe}_{(\text{к})}) - \Delta_f H_{298}^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}),$$

$$\Delta H_{298,\text{корр}}^\circ = -265,5 + 0 - 0 - (-241,8) = -24,7 \text{ кДж} = -24700 \text{ Дж},$$

$$\Delta S_{298,\text{корр}}^\circ = S_{298}^\circ (\text{FeO}) + S_{298}^\circ (\text{H}_2) - (S_{298}^\circ (\text{Fe}) - S_{298}^\circ (\text{H}_2\text{O})),$$

$$\Delta S_{298, \text{корр.}}^{\circ} = 54,0 + 130,6 - (27,2 - 188,7) = -31,3 \text{ Дж/К,}$$

$$\Delta G_{973, \text{корр.}}^{\circ} = -24700 - 973 \cdot (-31,3) = +5754,9 \text{ Дж.}$$

$$\Delta G_{973, \text{корр.}} = 5754,9 - 8,314 \cdot 973 \cdot \ln 6 = -8739,6 \text{ Дж.}$$

Таким образом, $\Delta G_{973, \text{корр.}} < 0$, и газовая коррозия изделия из низкоуглеродистой стали при 700°C , относительных давлениях $\bar{p}_{\text{H}_2\text{O}} = 6$ и $\bar{p}_{\text{H}_2} = 1$ возможна.

ВОПРОСЫ ИТОГОВОГО КОНТРОЛЯ

1. Стехиометрические соотношения (массовые, мольные, объемные) между взаимодействующими веществами.
2. Основные термодинамические функции, их физический смысл.
3. Определение теплового эффекта реакции. Эндо- и экзотермические реакции.
4. Энтропия, физический смысл. Критерий самопроизвольного протекания реакции в изолированных системах.
5. Свободная энергия Гиббса. Направление протекания реакции в неизолированных системах.
6. Химическая кинетика. Кинетическое уравнение реакции. Постоянная скорости.
7. Порядок реакции по веществу. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов.
8. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
9. Химическое равновесие. Константа равновесия.
10. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
11. Растворы неэлектролитов. Виды концентраций раствора, единицы измерения.
12. Растворы электролитов. Степень диссоциации.
13. Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов.
14. Ионное произведение воды. pH растворов.
15. Индикаторы. Качественное определение кислотно-щелочной характеристики раствора.
16. Буферные растворы. Буферная емкость.
17. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Температуры кипения и кристаллизации растворов.
18. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
18. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия: процессы окисления, восстановления; окислитель, восстановитель.
19. Окислительно-восстановительные реакции. Направление самопроизвольного протекания реакций. Понятие э.д.с. процесса.
20. Химические свойства металлов. Количественная оценка активности металлов.

21. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой и растворами щелочей.
22. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной серной кислотой.
23. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.
24. Химические источники тока. Описание работы гальванического элемента.
25. Уравнение Нернста. Зависимость ОВ-потенциала водородного электрода от pH среды.
26. Уравнение Нернста. Зависимость ОВ-потенциала металлического электрода от концентрации катионов металла.
27. Концентрационные гальванические элементы. Расчет э.д.с. такого источника тока.
28. Коррозия металлов. Электрохимическая коррозия.
29. Защита от коррозии. Катодные и анодные покрытия.
30. Борные кислоты и бораты: основные свойства. Как из буры получить мета- и тетраборат натрия?
31. Водородные соединения элементов подгруппы VA. Как изменяются по подгруппе их устойчивость и окислительно-восстановительные свойства?
32. Гидратация, гидролиз и полимеризация оксоанионов в водных растворах (приведите примеры).
33. Кислородсодержащие соединения фосфора.
34. Лабораторные и промышленные способы получения серной кислоты.
35. Гидриды: ионные, ковалентные и металлоподобные.
36. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли. Их основные химические свойства.
37. Сера. Аллотропные модификации. Химические свойства.
39. Кремниевые кислоты. Полимеризация силикат-иона. Силикаты (краткая химическая характеристика).
40. Способы получения водорода в лаборатории и промышленности.

КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

Экзаменационный билет содержит пять заданий по разным разделам дисциплины.

Заданиям присваиваются следующие весовые коэффициенты: 0,1; 0,1; 0,1; 0,1 и 0,1. Сумма весовых коэффициентов равна единице.

Ответ на каждое задание оценивается по 100-бальной шкале.

Оценка «100» ставится в случае полного системного раскрытия вопроса без каких-либо неточностей. Баллы снимаются, если в ответе упущены какие-либо второстепенные моменты (до 10 баллов), допущены несущественные неточности (до 10 баллов), допущены существенные неточности при правильном ответе в целом (до 25 баллов), при недостаточном представлении материалов (баллы снимаются как процент недостающего материала с учетом его значимости).

Итоговая оценка за экзамен рассчитывается как сумма произведений оценок за каждое задание на их весовой коэффициент.

Полученная оценка по 100-балльной шкале определяет оценку по национальной шкале и шкале ECTS.

Перевод оценки из 100-балльной шкалы в государственную и ECTS осуществляется в соответствии со шкалой, приведенной в «Положении об организации учебного процесса в Донецком национальном техническом университете», утверждённом приказом ДОННТУ №337-14 от 02.05.2018г.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Э.Т. Оганесян, В.А. Попков, Л.Т. Щербакова, А.К. Брель ; под ред. Э.Т. Оганесяна – М. : Издательство Юрайт, 2016. - 447 с. – Режим доступа : <http://ed.donntu.org/books/19/cd9209.pdf>. - Загл. с экрана.

2. Химия элементов [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Э.Т. Оганесян, В.А. Попков, Л.Т. Щербакова, А.К. Брель ; под ред. Э.Т. Оганесяна – М.: Издательство Юрайт, 2017.- 251 с. – Режим доступа : <http://ed.donntu.org/books/19/cd9210.pdf>. - Загл. с экрана.

3. Практикум по общей химии [Электронный ресурс] : учеб.-метод. пособие для студентов инженерно-технических специальностей / Состав. : В.В. Приседский, Е.И. Волкова, Т.П. Кулишова, Л.И. Рублева / под редак. В.В. Приседского. – Донецк : ГОУВПО «ДОННТУ», 2017. – 160 с. – Режим доступа: <http://ed.donntu.org/books/17/cd6375.pdf> - Загл. с экрана.

4. Химия [Электронный ресурс] : учебник для высших учеб заведений./ [А.А. Гуров и др] .- 4 –е изд, стер.- М., Издательство ВГТУ им. Н.Э. Баумана, 2017. - 775 с. – Режим доступа : <http://ed.donntu.org/books/19/cd9211.pdf>. - Загл. с экрана.

Методические указания, изданные в ДонНТУ:

5. Методические указания к лабораторным работам по общей химии [Электронный ресурс]: для обучающихся нехимических специальностей всех форм обучения / ГОУВПО «ДОННТУ», каф. общей, физич. и органич. химии; сост.: Е.И. Волкова, Т.П. Кулишова, Л.И. Рублева. - Электрон. дан. (1 файл: 1,1 Мб).- Донецк: ДОННТУ, 2020.- 70 с. Доступ через личный кабинет студента.

6. Лабораторные работы по неорганической химии / Сост: В. В. Приседский, Е. И. Волкова : под ред. В. В. Приседского. – Донецк : ДОННТУ, 2017. – 46 с. Доступ через личный кабинет студента.

7. Методические указания и контрольные задания по химии : для студентов заочного отделения / Состав. : В. В. Приседский, Е. И. Волкова, Т. П. Кулишова, Л. И. Рублева / под редак. В. В. Приседского. – Донецк : ГОУВПО «ДОННТУ», 2017. – 83 с. Доступ через личный кабинет студента.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Некоторые единицы международной системы (СИ)

Величина	Единица	
	название	обозначение
<i>Основные единицы</i>		
Длина	Метр	м
Масса	Килограмм	кг
Время	Секунда	с
Сила электрического тока	Ампер	А
Температура	Кельвин	К
Количество вещества	Моль	моль
<i>Производные единицы</i>		
Объем	Кубический метр	м ³
Плотность	Килограмм на кубический метр	кг/м ³
Сила, вес	Ньютон	Н
Давление	Паскаль	Па
Энергия, работа, количество теплоты	Джоуль	Дж
Мощность	Ватт	Вт
Количество электричества	Кулон	Кл
Электрическое напряжение электрический потенциал электродвижущая сила	Вольт	В

Приложение 2

Соотношения между некоторыми внесистемными единицами и единицами СИ

Величина	Единица	Эквивалент в СИ
Длина	Микрон или микрометр (мкм)	$1 \cdot 10^{-6}$ м
	Ангстрем (Å)	$1 \cdot 10^{-10}$ м
Давление	Атмосфера физическая (атм)	$1,01325 \cdot 10^5$ Па
	Миллиметр ртутного столба (мм. рт. ст.)	133,322 Па
Энергия, работа, количество теплоты	Электронвольт (эВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ Дж
	Калория (кал)	4,1868 Дж
	Килокалория (ккал)	4186,8 Дж
Дипольный момент	Дебай (Д)	$3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м

Приложение 3

Значения некоторых фундаментальных физических постоянных

Постоянная	Обозначение	Численное значение
Скорость света в вакууме	c	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Постоянная Планка	h	$6,62618 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Элементарный электрический заряд	e	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Постоянная Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постоянная Фарадея	F	$9,64846 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газовая постоянная	R	$8,3144$ Дж/(моль·К)

Приложение 4

Названия важнейших кислот и их солей

Формула кислоты	Название	
	кислоты	соли
HAlO_2	Матаалюминиевая	Метаалюминат
H_3AlO_3	Ортоалюминиевая	Ортоалюминат
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборная	Тетраборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	Дихромат
HI	Йодоводородная	Йодид
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_2S	Сероводородная	Сульфид
HSCN	Родановодородная	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
H_2SiO_3	Метакремниевая	Метасиликат
H_4SiO_4	Ортокремниевая	Ортосиликат

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Приложение 5

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H 1 1,0079 Водород												He 2 4,0026 Гелий
2	Li 3 6,941 Литий	Be 4 9,012 Бериллий	B 5 10,811 Бор	C 6 12,011 Углерод	N 7 14,0067 Азот	O 8 15,999 Кислород	F 9 18,998 Фтор						Ne 10 20,179 Неон
3	Na 11 22,990 Натрий	Mg 12 24,305 Магний	Al 13 26,982 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,974 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,453 Хлор						Ar 18 39,948 Аргон
4	K 19 39,098 Калий	Ca 20 40,078 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель			
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,723 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,922 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром						Kr 36 83,80 Криптон
5	Rb 37 85,468 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	39 Y 88,906 Иттрий	40 Zr 91,224 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рубидий	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,42 Палладий			
	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,71 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,904 Йод						Xe 54 131,29 Ксенон
6	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	57 La* 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,20 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина			
	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,38 Таллий	82 Pb 207,20 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат						Rn 86 [222] Радон
7	Fr 87 [223] Франций	88 Ra 226,025 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий	110 Uun [272] Унуннилий			

*Лантано-иды	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометий	62 Sm 150,36 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,925 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Итербий	71 Lu 174,967 Лютеций
**Актиноиды	90 Th 232,04 Торий	91 Pa 231,036 Протактиний	92 U 238,029 Уран	93 Np 237,048 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделеевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

Приложение 6

ЭЛЕКТРОННЫЕ СТРУКТУРЫ АТОМОВ

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 1s ¹																	He 1s ¹
Li 2s ¹	Be 2s ²											B 2s ² 2p ¹	C 2s ² 2p ²	N 2s ² 2p ³	O 2s ² 2p ⁴	F 2s ² 2p ⁵	Ne 2s ² 2p ⁶
Na 3s ¹	Mg 3s ²											Al 3s ² 3p ¹	Si 3s ² 3p ²	P 3s ² 3p ³	S 3s ² 3p ⁴	Cl 3s ² 3p ⁵	Ar 3s ² 3p ⁶
K 4s ¹	Ca 4s ²	Sc 4s ² 3d ¹	Ti 4s ² 3d ²	V 4s ² 3d ³	Cr 4s ¹ 3d ⁵	Mn 4s ² 3d ⁵	Fe 4s ² 3d ⁶	Co 4s ² 3d ⁷	Ni 4s ² 3d ⁸	Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	Zn 4s ² 3d ¹⁰	Ga 4s ² 4p ¹	Ge 4s ² 4p ²	As 4s ² 4p ³	Se 4s ² 4p ⁴	Br 4s ² 4p ⁵	Kr 4s ² 4p ⁶
Rb 5s ¹	Sr 5s ²	Y 5s ² 4d ¹	Zr 5s ² 4d ²	Nb 5s ² 4d ³	Mo 5s ¹ 4d ⁵	Tc 5s ¹ 4d ⁶	Ru 5s ¹ 4d ⁷	Rh 5s ¹ 4d ⁸	Pd 5s ⁰ 4d ¹⁰	Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	Cd 5s ² 4d ¹⁰	In 5s ² 5p ¹	Sn 5s ² 5p ²	Sb 5s ² 5p ³	Te 5s ² 5p ⁴	I 5s ² 5p ⁵	Xe 5s ² 5p ⁶
Cs 6s ¹	Ba 6s ²	La* 6s ² 5d ¹	Hf 6s ² 5d ²	Ta 6s ² 5d ³	W 6s ² 5d ⁴	Re 6s ² 5d ⁵	Os 6s ² 5d ⁶	Ir 6s ² 5d ⁷	Pt 6s ¹ 5d ⁹	Au 6s ¹ 5d ¹⁰	Hg 6s ² 5d ¹⁰	Tl 6s ² 6p ¹	Pb 6s ² 6p ²	Bi 6s ² 6p ³	Po 6s ² 6p ⁴	At 6s ² 6p ⁵	Rn 6s ² 6p ⁶
Fr 7s ¹	Ra 7s ²	Ac** 7s ² 6d ¹	Rf 7s ² 6d ²	Db 7s ² 6d ³	Sg 7s ² 6d ⁴	Bh 7s ² 6d ⁵	Hn 7s ² 6d ⁶	Mt 7s ² 6d ⁷	Uun 7s ¹ 6d ⁹								

*Лантаноиды	Ce 6s ² 4f ²	Pr 6s ² 4f ³	Nd 6s ² 4f ⁴	Pm 6s ² 4f ⁵	Sm 6s ² 4f ⁶	Eu 6s ² 4f ⁷	Gd 6s ² 5d ¹ 4f ⁷	Tb 6s ² 4f ⁹	Dy 6s ² 4f ¹⁰	Ho 6s ² 4f ¹¹	Er 6s ² 4f ¹²	Tm 6s ² 4f ¹³	Yb 6s ² 4f ¹⁴	Lu 6s ² 4f ²
**Актиноиды	Th 7s ² 6d ²	Pa 7s ² 6d ¹ 5f ²	U 7s ² 6d ¹ 5f ³	Np 7s ² 6d ¹ 5f ⁴	Pu 7s ² 5f ⁶	Am 7s ² 5f ⁷	Cm 7s ² 6d ¹ 5f ⁷	Bk 7s ² 6d ¹ 5f ⁸	Cf 7s ² 5f ¹⁰	Es 7s ² 5f ¹¹	Fm 7s ² 5f ¹²	Md 7s ² 5f ¹³	No 7s ² 5f ¹⁴	Lr 7s ² 6d ¹ 5f ¹⁴

Приложение 7

АТОМНЫЕ РАДИУСЫ (Å)

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 0,46																	He 1,22
Li 1,55	Be 1,13											B 0,91	C 0,77	N 0,71	O 0,66	F 0,64	Ne 1,60
Na 1,89	Mg 1,60											Al 1,43	Si 1,34	P 1,30	S 1,04	Cl 0,99	Ar 1,92
K 2,36	Ca 1,97	Sc 1,64	Ti 1,46	V 1,34	Cr 1,27	Mn 1,30	Fe 1,26	Co 1,25	Ni 1,24	Cu 1,28	Zn 1,39	Ga 1,39	Ge 1,39	As 1,48	Se 1,60	Br 1,14	Kr 1,98
Rb 2,48	Sr 2,15	Y 1,81	Zr 1,60	Nb 1,45	Mo 1,39	Tc 1,36	Ru 1,34	Rh 1,34	Pd 1,37	Ag 1,44	Cd 1,56	In 1,66	Sn 1,58	Sb 1,61	Te 1,70	I 1,33	Xe 2,18
Cs 2,68	Ba 2,21	La*	Hf 1,59	Ta 1,46	W 1,40	Re 1,37	Os 1,35	Ir 1,35	Pt 1,39	Au 1,44	Hg 1,60	Tl 1,71	Pb 1,75	Bi 1,82	Po –	At –	Rn –
Fr 2,80	Ra 2,35	Ac**	Rf –	Db –	Sg –	Bh –	Hn –	Mt –	Uun –								

*Лантаноиды	Ce 1,83	Pr 1,82	Nd 1,82	Pm –	Sm 1,81	Eu 2,02	Gd 1,79	Tb 1,77	Dy 1,77	Ho 1,76	Er 1,75	Tm 1,74	Yb 1,93	Lu 1,74
**Актиноиды	Th 1,80	Pa 1,62	U 1,53	Np 1,50	Pu 1,50	Am –	Cm –	Bk –	Cf –	Es –	Fm –	Md –	No –	Lr –

Приложение 8

ЭНЕРГИИ ИОНИЗАЦИИ АТОМОВ (эВ)

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 13,6																	He 24,58
Li 5,39	Be 9,32											B 8,30	C 11,26	N 14,54	O 13,61	F 17,42	Ne 21,56
Na 5,14	Mg 7,64											Al 5,98	Si 8,15	P 10,55	S 10,36	Cl 13,01	Ar 15,75
K 4,40	Ca 6,11	Sc 6,56	Ti 6,83	V 6,74	Cr 6,76	Mn 7,43	Fe 7,90	Co 7,86	Ni 7,63	Cu 7,72	Zn 9,39	Ga 6,00	Ge 7,88	As 9,81	Se 9,75	Br 11,84	Kr 14,00
Rb 4,18	Sr 5,69	Y 6,38	Zr 6,84	Nb 6,88	Mo 7,13	Tc 7,23	Ru 7,36	Rh 7,46	Pd 8,33	Ag 7,57	Cd 8,99	In 5,78	Sn 7,33	Sb 8,64	Te 9,01	I 10,44	Xe 12,13
Cs 3,89	Ba 5,81	La*	Hf 5,50	Ta 7,70	W 7,98	Re 7,87	Os 8,70	Ir 9,20	Pt 8,96	Au 9,22	Hg 10,43	Tl 6,11	Pb 7,42	Bi 7,29	Po 8,43	At 9,50	Rn 10,74
Fr 3,98	Ra 5,28	Ac**	Rf –	Db –	Sg –	Bh –	Hn –	Mt –	Uun –								

*Лантаноиды	Ce 6,91	Pr 5,76	Nd 6,31	Pm –	Sm 5,60	Eu 5,67	Gd 6,16	Tb 6,74	Dy 6,82	Ho –	Er 6,08	Tm 5,81	Yb 6,20	Lu 6,15
**Актиноиды	Th 6,95	Pa –	U 6,08	Np –	Pu 5,80	Am 6,00	Cm –	Bk –	Cf –	Es –	Fm –	Md –	No –	Lr –

Приложение 9

ЭНЕРГИЯ СРОДСТВА АТОМОВ К ЭЛЕКТРОНУ (эВ)

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 0,75																	He –
Li 0,82	Be -0,19											B 0,33	C 1,12	N -0,27	O 1,47	F 3,45	Ne -0,57
Na 0,78	Mg -0,32											Al 0,52	Si 1,39	P 0,78	S 2,07	Cl 3,61	Ar –
K 0,92	Ca -1,60	Sc -0,14	Ti 0,40	V 0,94	Cr 0,98	Mn -1,07	Fe 0,58	Co 0,94	Ni 1,28	Cu 1,50	Zn –	Ga –	Ge –	As –	Se 3,70	Br 3,54	Kr –
Rb 0,60	Sr -0,50	Y 0,30	Zr 1,00	Nb 1,30	Mo 1,30	Tc 1,00	Ru 1,45	Rh 1,35	Pd 1,40	Ag 2,00	Cd –	In –	Sn –	Sb –	Te 3,60	I 3,29	Xe –
Cs –	Ba –	La* –	Hf –	Ta –	W –	Re –	Os –	Ir –	Pt –	Au 2,80	Hg 1,54	Tl 2,10	Pb –	Bi –	Po –	At –	Rn –
Fr –	Ra –	Ac** –	Rf –	Db –	Sg –	Bh –	Hn –	Mt –	Uun –								

*Лантаноиды	Ce –	Pr –	Nd –	Pm –	Sm –	Eu –	Gd –	Tb –	Dy –	Ho –	Er –	Tm –	Yb –	Lu –
**Актиноиды	Th –	Pa –	U –	Np –	Pu –	Am –	Cm –	Bk –	Cf –	Es –	Fm –	Md –	No –	Lr –

Приложение 10

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ (по Л.Полингу)

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 2,1																	He –
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne –
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar –
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr –
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe –
Cs 0,7	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn –
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1	Rf –	Db –	Sg –	Bh –	Hn –	Mt –	Uun –								

*Лантаноиды	Ce (1,15)	Pr (1,15)	Nd (1,15)	Pm (1,15)	Sm (1,15)	Eu (1,15)	Gd (1,15)	Tb (1,15)	Dy (1,15)	Ho (1,15)	Er (1,15)	Tm (1,15)	Yb (1,15)	Lu (1,15)
**Актиноиды	Th 1,3	Pa 1,4	U 1,4	Np (1,3)	Pu (1,3)	Am (1,3)	Cm (1,3)	Bk (1,3)	Cf (1,3)	Es (1,3)	Fm (1,3)	Md (1,3)	No (1,3)	Lr (1,3)

Приложение 11

ИОННЫЕ РАДИУСЫ (Å)

1a	2a	3b	4b	5b	6b	7b	8b			1b	2b	3a	4a	5a	6a	7a	8a
H 1 ⁺ 0,00 1 ⁻ 1,36																	He 0 1,22
Li 1 ⁺ 0,68	Be 2 ⁺ 0,34											B 3 ⁺ 0,21	C 4 ⁺ 0,20 4 ⁻ 2,60	N 5 ⁺ 0,15 3 ⁻ 1,48	O 6 ⁺ 0,09 2 ⁻ 1,32	F 7 ⁺ 0,07 1 ⁻ 1,33	Ne 0 1,00
Na 1 ⁺ 0,98	Mg 2 ⁺ 0,74											Al 3 ⁺ 0,57	Si 4 ⁺ 0,30	P 5 ⁺ 0,35 3 ⁻ 1,86	S 6 ⁺ 0,34 2 ⁻ 1,34	Cl 7 ⁺ 0,26 1 ⁻ 1,81	Ar 0 1,92
K 1 ⁺ 1,33	Ca 2 ⁺ 1,04	Sc 3 ⁺ 0,83	Ti 2 ⁺ 0,87 4 ⁺ 0,64	V 2 ⁺ 0,72 5 ⁺ 0,4	Cr 2 ⁺ 0,83 5 ⁺ 0,35	Mn 2 ⁺ 0,91 7 ⁺ 0,46	Fe 2 ⁺ 0,80 3 ⁺ 0,67	Co 2 ⁺ 0,78 3 ⁺ 0,64	Ni 2 ⁺ 0,74 3 ⁺ 0,72	Cu 1 ⁺ 0,98 2 ⁺ 0,80	Zn 2 ⁺ 0,83	Ga 3 ⁺ 0,62	Ge 2 ⁺ 0,65 4 ⁺ 0,44	As 5 ⁺ 0,47 3 ⁻ 1,91	Se 6 ⁺ 0,35 2 ⁻ 1,91	Br 7 ⁺ 0,39 1 ⁻ 1,96	Kr 0 1,98
Rb 1 ⁺ 1,49	Sr 2 ⁺ 1,20	Y 3 ⁺ 0,97	Zr 4 ⁺ 0,82	Nb 4 ⁺ 0,6 5 ⁺ 0,66	Mo 4 ⁺ 0,68 6 ⁺ 0,65	Tc 7 ⁺ 0,56	Ru 2 ⁺ 0,85 4 ⁺ 0,71	Rh 3 ⁺ 0,78 4 ⁺ 0,71	Pd 2 ⁺ 0,88 4 ⁺ 0,73	Ag 1 ⁺ 1,13	Cd 2 ⁺ 0,99	In 1 ⁺ 1,30 3 ⁺ 0,92	Sn 2 ⁺ 1,02 4 ⁺ 0,67	Sb 5 ⁺ 0,62 3 ⁻ 2,08	Te 6 ⁺ 0,56 2 ⁻ 2,22	I 7 ⁺ 0,50 1 ⁻ 1,33	Xe 0 2,18
Cs 1 ⁺ 1,65	Ba 2 ⁺ 1,38	La* 3 ⁺ 1,04	Hf 4 ⁺ 0,82	Ta 5 ⁺ 0,66	W 4 ⁺ 0,68 6 ⁺ 0,65	Re 4 ⁺ 0,72 7 ⁺ 0,56	Os 2 ⁺ 0,89 4 ⁺ 0,75	Ir 2 ⁺ 0,89 4 ⁺ 0,75	Pt 2 ⁺ 0,90 4 ⁺ 0,76	Au 1 ⁺ 1,37 3 ⁺ 0,85	Hg 2 ⁺ 1,12	Tl 1 ⁺ 1,36 3 ⁺ 1,05	Pb 2 ⁺ 1,26 4 ⁺ 0,76	Bi 3 ⁺ 1,20 5 ⁺ 0,74	Po —	At 7 ⁺ 0,62	Rn
Fr 1 ⁺ 1,75	Ra 2 ⁺ 1,44	Ac** 3 ⁺ 1,11	Rf —	Db —	Sg —	Bh —	Hn —	Mt —	Uun —								

*Лантаноиды	Ce 3 ⁺ 1,00 4 ⁺ 0,93	Pr 3 ⁺ 1,00 4 ⁺ 0,92	Nd 3 ⁺ 0,99 4 ⁺ 0,90	Pm 3 ⁺ 0,98	Sm 2 ⁺ 1,11 3 ⁺ 0,97	Eu 2 ⁺ 1,09 3 ⁺ 0,96	Gd 3 ⁺ 0,94	Tb 3 ⁺ 0,92 4 ⁺ 0,84	Dy 3 ⁺ 0,91	Ho 3 ⁺ 0,89	Er 3 ⁺ 0,87	Tm 3 ⁺ 0,86	Yb 3 ⁺ 0,85	Lu 3 ⁺ 0,84
**Актиноиды	Th 3 ⁺ 1,08 4 ⁺ 0,99	Pa 3 ⁺ 1,05 5 ⁺ 0,90	U 3 ⁺ 1,03 4 ⁺ 0,93 6 ⁺ 0,83	Np 3 ⁺ 1,01 4 ⁺ 0,92 6 ⁺ 0,82	Pu 3 ⁺ 1,00 4 ⁺ 0,90 6 ⁺ 0,81	Am 3 ⁺ 0,99 4 ⁺ 0,89 6 ⁺ 0,80	Cm —	Bk —	Cf —	Es —	Fm —	Md —	No —	Lr —

Приложение 12

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ В СТАНДАРТНОМ
СОСТОЯНИИ ПРИ 298,15 К**

Вещество	$\Delta H_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S_{298}^0, \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$
Ag (к)	0	42,71	0
AgCl (к)	-127,04	96,11	-109,72
Al (к)	0	28,3	0
AlCl ₃ (к)	-695,3	167,4	-631,18
Al ₂ O ₃ (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
BaO (к)	-582,0	70,3	-552,0
BaCO ₃ (к)	-1235,0	112,0	-1136,0
C (графит)	0	5,7	0
CCl ₄ (г)	-106,7	309,41	-64,0
CCl ₄ (ж)	-135,4	214,4	-64,6
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₃ H ₈ (г)	-103,9	269,9	-107,2
C ₆ H ₆ (ж)	49,03	172,8	124,5
C ₂ H ₅ OH (ж)	-277,6	160,7	-174,8
C ₆ H ₁₂ O ₆ (ж)	-1273,0	-	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
Ca (к)	0	41,63	0
CaCO ₃ (к)	-1207,0	92,8	-1128,7
CaO (к)	-635,6	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	76,1	-896,8
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Cr (к)	0	23,8	0
Cr ₂ O ₃ (к)	-1440,6	81,2	-1050,0
Cu (к)	0	33,3	0
CuO (к)	-162,0	46,2	-129,9
Cu ₂ S (к)	-79,5	120,0	-86,1
CuSO ₄ (к)	-771,2	113,3	-681,9
F ₂ (г)	0	202,9	0
Fe (к)	0	27,52	0
FeO (к)	-266,5	54,0	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	146,2	-1014,2
H ₂ (г)	0	130,6	0
HBr (г)	-36,24	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (ж)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8

Вещество	$\Delta H_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S_{298}^0, \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$
I ₂ (г)	62,24	260,5	19,37
I ₂ (к)	0	116,7	0
Mg (к)	0	32,51	0
MgCO ₃ (к)	-894,96	85,7	-817,5
MgCl ₂ (к)	-641,1	89,9	-591,6
MgO (к)	-601,8	26,9	-569,6
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-385,4	151,0	-183,8
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	307,0	140,5
NO ₂ (г)	33,5	240,46	51,5
N ₂ O ₄ (г)	9,6	304,3	98,4
N ₂ O ₅ (г)	-42,7	178,0	114,1
Ni (к)	0	30,12	0
NiO (к)	-239,7	38,0	-211,6
O (г)	247,52	160,95	230,1
O ₂ (г)	0	205,0	0
O ₃ (г)	142,3	237,6	163,43
PCl ₃ (г)	-306,35	311,66	-286,27
PCl ₅ (г)	-398,94	352,71	-324,63
P ₂ O ₅ (к)	-1492,0	114,5	-1348,8
Pb (к)	0	64,9	0
PbO (к)	-219,3	66,1	-189,1
PbO ₂ (к)	-276,6	74,9	-218,3
S (ромбич.)	0	31,9	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-395,2	256,2	-370,4
Si (к)	0	18,7	0
SiF ₆ (г)	-1506,2	284,5	-1468,6
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
Sn (к)	0	51,5	0
SnO (к)	-286,0	56,5	-256,9
SnO ₂ (к)	-580,8	52,3	-519,3
Sr (к)	0	54,4	0
SrO (к)	-604,0	55,6	-575,0
SrCO ₃ (к)	-1176,0	98,3	-1138,0
Ti (к)	0	30,6	0
TiCl ₄ (к)	-804,2	252,4	-737,4
TiO ₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6
Zn (к)	0	41,63	0
ZnCO ₃ (к)	-812,6	82,4	-731,4
ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	124,6	-871,2

Приложение 13

Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (φ° , В)

$\text{Me}^{n+}/\text{Me}^\circ$	φ° , В	$\text{Me}^{n+}/\text{Me}^\circ$	φ° , В
Li ⁺ /Li	-3,045	Cd ²⁺ /Cd	-0,403
Rb ⁺ /Rb	-2,925	In ³⁺ /In	-0,338
K ⁺ /K	-2,930	Ti ³⁺ /Ti	-0,368
Cs ⁺ /Cs	-2,923	Tl ⁺ /Tl	-0,336
Ra ⁺ /Ra	-2,916	Co ²⁺ /Co	-0,277
Ba ²⁺ /Ba	-2,905	Ni ²⁺ /Ni	-0,250
Sr ²⁺ /Sr	-2,888	Mo ³⁺ /Mo	-0,200
Ca ²⁺ /Ca	-2,864	Sn ²⁺ /Sn	-0,136
Na ⁺ /Na	-2,714	Pb ²⁺ /Pb	-0,130
Ac ³⁺ /Ac	-2,600	Fe ³⁺ /Fe	-0,037
La ³⁺ /La	-2,522	2H⁺/H₂	0,000
Ce ³⁺ /Ce	-2,483	Sn ⁴⁺ /Sn	+0,130
Y ³⁺ /Y	-2,372	Sb ³⁺ /Sb	+0,200
Mg ²⁺ /Mg	-2,363	Re ³⁺ /Re	+0,300
Sc ³⁺ /Sc	-2,077	Bi ³⁺ /Bi	+0,125
Th ⁴⁺ /Th	-1,899	Co ³⁺ /Co	+0,330
Be ²⁺ /Be	-1,847	Cu ²⁺ /Cu	+0,340
U ³⁺ /U	-1,798	Tc ²⁺ /Tc	+0,400
Hf ⁴⁺ /Hf	-1,700	Ru ²⁺ /Ru	+0,450
Al ³⁺ /Al	-1,663	Cu ⁺ /Cu	+0,520
Ti ²⁺ /Ti	-1,630	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,790
Ti ³⁺ /Ti	-1,208	Ag ⁺ /Ag	+0,799
Mn ²⁺ /Mn	-1,180	Rh ³⁺ /Rh	+0,800
V ²⁺ /V	-1,180	Pb ⁴⁺ /Pb	+0,840
Nb ³⁺ /Nb	-1,100	Os ²⁺ /Os	+0,850
V ³⁺ /V	-0,868	Hg ²⁺ /Hg	+0,852
Cr ²⁺ /Cr	-0,913	Pd ²⁺ /Pd	+0,915
Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Ir ³⁺ /Ir	+1,150
Cr ³⁺ /Cr	-0,744	Pt ²⁺ /Pt	+1,190
Ga ³⁺ /Ga	-0,560	Au ³⁺ /Au	+1,498
Fe ²⁺ /Fe	-0,440	Au ⁺ /Au	+1,691

Приложение 14
Стандартные электродные потенциалы (φ, В) некоторых ОВ-систем
в водных растворах при 25°C

Элемент	Электродный процесс ox + nē ⇌ red	φ°, В
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
Al	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
	$\text{Au}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Be	$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be} + 4\text{OH}^-$	-2,62
	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,85
Br	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,50
	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,09
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,59
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Cl	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,66
	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,33
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,91
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,52
F	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

Элемент	Электродный процесс ox + nē ⇌ red	φ°, В
Fe	$\text{Fe(OH)}_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
Ge	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ge}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,36
	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (щелочная среда, pH>7)	-0,83
	$2\text{H}^+ (10^{-7} \text{ моль/л}) + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ (нейтральная среда, pH=7)	-0,41
	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ (кислая среда, pH<7)	0,00
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
I	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
K	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
La	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{La}$	-2,52
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,18
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$ (щелочная среда, pH>7)	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,86
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1,12
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,25
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00

Элемент	Электродный процесс ox + nē ⇌ red	φ°, В
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$ (щелочная среда, pH>7)	+0,41
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+(10^{-7} \text{ моль/л}) + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+0,82
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1,24
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,08
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{PH}_3$	+0,06
Pb	$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + 4\text{OH}^-$	-0,54
	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	+1,80
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,19
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
	$\text{S} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,15
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
Si	$\text{SiF}_6^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,70
Sn	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn} + 4\text{OH}^-$	-0,91
	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	+0,01
	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Te	$\text{Te} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Te}^{2-}$	-1,14
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,63
	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,86
	$\text{Sn}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	-0,37
V	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{V}$	-1,18
Zn	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ И ВЫПОЛНЕНИЯ
ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

для обучающихся по направлению 18.03.01 "Химическая технология"
всех форм обучения

Составитель:

Волкова Елена Ивановна, доцент, к.х.н.