

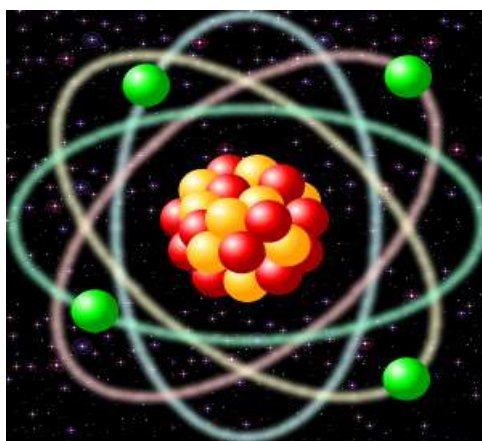
**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО
СПЕЦИАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ
УЗБЕКИСТАН**

**ТАШКЕНТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ
ИСЛАМА КАРИМОВА**

Г.А.Ихтиярова, Л.С.Муминова

ХИМИЯ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**



Ташкент – 2020

УДК 54(076.5)

Ихтиярова Г.А., Муминова Л.С.

Химия. Методические указания. – Ташкент: ТашГТУ, 2020. 73 с.

Данные методические указания по дисциплине “Химия” разработаны в соответствии с учебной программой для студентов, обучающихся по направлениям образования: 563100 – Экология и охрана окружающей среды, 5320500 – Биотехнология, 5320100 – Материаловедение и технология новых материалов, 5311000 – Автоматизированные системы управления технологических процессов и производств, 5310200 – Электроэнергетика. Они отвечают современным требованиям при подготовке квалифицированных кадров.

Методические указания содержат краткую теоретическую часть, задачи и упражнения для каждого практического занятия.

Основной целью данных указаний является возможность повысить способность химического мышления, применять химические законы в технике, знакомиться с экспериментальными методами.

Печатаются по решению научно-методического совета ТашГТУ.
Протокол № 10 от 24 июня 2020 г.

Рецензенты:

доц., к.х.н. Валеева Н.Г. (ТашГТУ);

PhD Набиев А. (ТХТИ).

© - Ташкентский государственный технический университет, 2020



Практическое занятие № 1. **ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Теоретическая часть: *оксиды, основания, кислоты и соли*

Все вещества делятся на две группы: простые и сложные вещества.

Простые вещества – это вещества, состоящие из атомов одного элемента. Например: O_2 , Ag , Fe , Al , N_2 , I_2 , S_8 , P_4 . Они делятся на два вида: металлы и неметаллы.



S_8



P_4



Br_2



Au



Ag

Рис. 1.1. Простые вещества: сера, фосфор, вром, золото, серебро.

Сложные вещества (или химические соединения) – это вещества, состоящие из атомов двух или более элементов. Например: H_2O , $NaCl$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, $CaCO_3$



$CaCO_3$



$C_{12}H_{22}O_{11}$



H_2O



$NaCl$

Рис. 1.2. Сложные вещества: карбонат кальция, глюкоза, вода.

Оксиды, их названия, получение и свойства

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Оксиды	
Несоле- образующие	Индифферентные: CO , H_2O , NO , N_2O , SiO
Соле- образующие	Основные - оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов и металлов, проявляющих степень окисления +1, +2: Na_2O ; K_2O ; MgO ; CaO ; FeO ; CuO
	Кислотные - оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7: SO_2 ; SO_3 ; P_2O_5 ; Mn_2O_7 ; CrO_3
	Амфотерные - оксиды металлов со степенью окисления +3, +4: ZnO ; BeO ; Al_2O_3 ; Cr_2O_3 ; SnO_2

Общая формула оксидов $\text{Э}_x\text{O}_y$, где Э -химический элемент, x – количество атомов элемента, y – количество атомов кислорода. О – кислород.

Названия оксидов. Название оксида образуют из слова «оксид» и русского названия элемента, образующего оксид, в родительном падеже. Например: K_2O – оксид калия. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия. Например: FeO – оксид железа (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI), Cl_2O_5 – оксид хлора (V) и т.д. Оксиды также можно называть с помощью греческих названий цифр: PbO_2 – диоксид свинца, NO – монооксид азота, NO_2 – диоксид азота, SO_3 – сульфат ангидрид (соответствует сульфатной кислоте), N_2O_5 – нитрат ангидрид (соответствует нитратной кислоте), CO_2 – карбонат ангидрид.

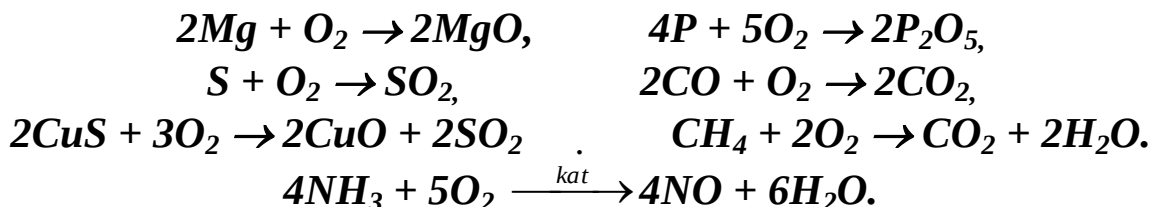
Кроме этого запишем названия всех оксидов азота:

N_2O – оксид азота (I);

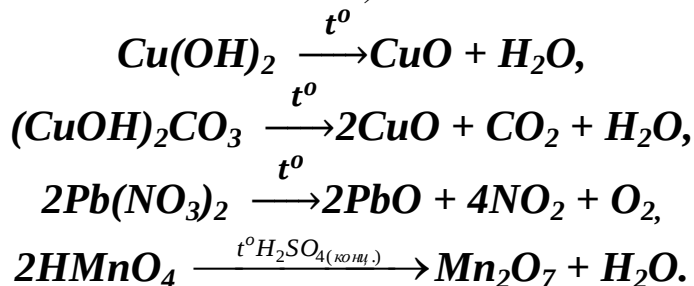
NO – оксид азота (II) (оксид азота);

N_2O_3 – оксид азота (III) (нитрит ангидрид);
 NO_2 – оксид азота (IV) (диоксид азота);
 N_2O_4 – димер оксида азота (IV) (двойной оксид азота);
 N_2O_5 – оксид азота (V) (нитрат ангидрид).

Получение. 1. Взаимодействие кислорода с простыми и сложными веществами:



2. Термическое разложение кислородсодержащих сложных веществ (оснований, кислот, солей):



Химические свойства.

Таблица 1.1.

Основные оксиды	Кислотные оксиды
Взаимодействие с водой	
Образование щелочей: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH,$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2.$	Образование кислот: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4,$ $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4.$
Взаимодействие с кислотами и основаниями	
При взаимодействии с кислотами образуют соль и воду: $MgO + H_2SO_4 \xrightarrow{t^0} MgSO_4 + H_2O,$ $CuO + 2HCl \xrightarrow{t^0} CuCl_2 + H_2O.$	При взаимодействии с основаниями образуют соль и воду: $CO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O,$ $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O.$
Взаимодействие амфотерных оксидов	
Проявляют свойства оснований: $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O.$	Проявляют свойства кислот: $ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O,$ $(ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4])$

Продолжение таблицы 1.1.

<i>Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами</i>
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$
<i>Восстанавливаются до простого вещества:</i>
$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O},$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO}.$

Основания, их названия, получение и свойства

Основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металла и гидроксильные группы.

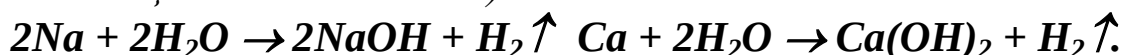
Или по теории электролитической диссоциации: сложные вещества, диссоциирующие на катионы металла (или NH_4^+) и гидроксид анионы, называются **основаниями**.

Общая формула оснований: $\text{Me}(\text{OH})_n$, где *Me* – атом металла, *n* – число гидроксильных групп (по валентности металла).

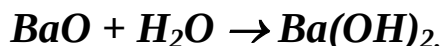
Названия. Соединения, образованные из щелочных металлов, называются «**щелочами**». Соединения, образованные остальными металлами, называются «**основаниями**».

Классификация. Основания делятся на растворимые в воде (щелочи), нерастворимые и амфотерные. Амфотерные основания проявляют свойства слабой кислоты.

Получение. 1. Взаимодействие активных металлов (щелочных и щелочно-земельных) с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей:



Химические свойства

Таблица 1.2.

<i>Щелочи</i>	<i>Нерастворимые в воде основания</i>
1. Действия индикаторов	
лакмус - синий	—

Продолжение таблицы 1.2.

метилоранж – желтый фенолфталеин – малиновый	
2. С кислотными оксидами	
$2KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$, $KOH + CO_2 \rightarrow KHCO_3$	—
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$	$Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$
4. Взаимодействие с солями (реакция обмена)	
$Ba(OH)_2 + K_2SO_4 \rightarrow 2KOH + BaSO_4 \downarrow$, $3KOH + Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3KNO_3$	—
5. Термическое разложение	
—	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CuO + H_2O$

Кислоты, их названия, получение и свойства

Кислотами называются сложные вещества, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться на металл, и кислотный остаток

или:

сложные вещества, диссоциирующие на катионы водорода, способные замещаться на металл, и анионы кислотного остатка.

Общая формула кислот: **кислородных** ($H_n\mathcal{E}O_m$) и **бескислородных** ($H_n\mathcal{E}_m$)., где H – атомы водорода, $\mathcal{E}$ – кислотный остаток бескислородной кислоты, $\mathcal{E}O_m$ – кислотный остаток кислородсодержащей кислоты.

Классификация.

1. По аниону: кислородные и бескислородные.

2. По катиону (числу атомов водорода): одно-, двух-, трех-, четырех-основные:

Таблица 1.3.

Бескислородные кислоты	По катиону	Название соли
HCl – хлороводородная	одноосновная	хлорид
HBr – бромоводородная	одноосновная	бромид
HI – йодоводородная	одноосновная	йодид
HF – фтороводородная	одноосновная	фторид

Продолжение таблицы 1.3.

H_2S – сероводородная	двухосновная	сульфид
Кислородные кислоты		
HNO_3 – азотная кислота	одноосновная	нитрат
H_2SO_3 – сернистая кислота	двухосновная	сульфит
H_2SO_4 – серная кислота	двухосновная	сульфат
H_2CO_3 – угольная кислота	двухосновная	карбонат
H_2SiO_3 – кремниевая кислота	двухосновная	силикат
H_3PO_4 – ортофосфорная к-та	трехосновные	ортофосфат
$H_4P_2O_7$ – пиррофосфорная к-та	четырёхосновные	пиррофосфат

Получение.

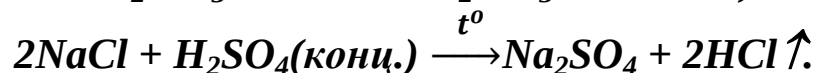
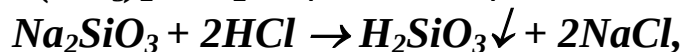
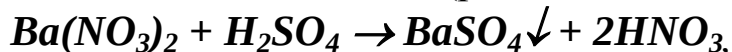
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой (кислородсодержащие кислоты):



2. Непосредственное взаимодействие металла с водородом (бескислородная кислота):



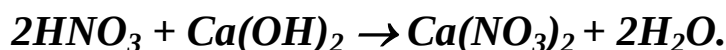
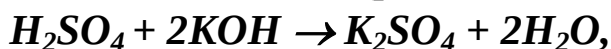
3. Взаимодействие соли с кислотой (реакция обмена):



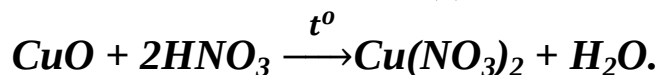
Химические свойства

1. Действие индикаторов: лакмус – красный, фенолфталеин – бесцветный, метилоранж – красный.

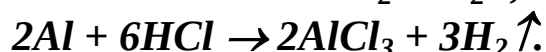
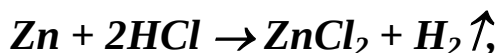
2. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):



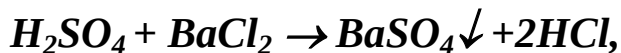
3. Взаимодействие с основными оксидами:



4. Взаимодействие с металлами:



5. Взаимодействие с солями (реакции обмена), в этих реакциях образуется осадок или газ:



Соли, их названия, получение и свойства

Солями называются сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.

Общая формула солей: $Me_nЭO_m$ и $Me_nЭ_m$.

Названия солей. В настоящее время при названии соли используют в основном Международную номенклатуру. По этой номенклатуре название соли составляется из латинского названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже.

Средние (нормальные) соли – это сложные вещества, в состав которых входят только атом металла и кислотный остаток.

Общая формула средней соли: $M_xЭ_y$ или $M_xЭO_y$

Название образуется из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже.

Например: $NaCl$ – хлорид натрия, $FeCl_2$ – хлорид железа (II), $CuSO_4$ – сульфат меди (II), $Sn(NO_3)_2$ – нитрат олова (II), $Cr_2(SO_4)_3$ – сульфат хрома (III).

Кислые соли – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металла, водорода и кислотный остаток.

В названии кислой соли к аниону кислотного остатка прибавляется приставка «гидро-», если один атом водорода – «гидро-», если два – «дигидро-».

Например: $NaHCO_3$ – гидрокарбонат натрия, $KHSO_3$ – гидросульфит калия, KH_2BO_3 – дигидроборат калия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия, $CaHPO_4$ – гидрофосфат кальция, $Al(HSO_4)_3$ – гидросульфат алюминия, $Ca(H_2PO_4)_2$ – дигидрофосфат кальция, $Mg(H_2PO_4)_2$ – дигидрофосфат магния.

Основные соли – это сложные вещества, в состав которых входят атомы одного металла, кислотного остатка и одна или несколько гидроксильных групп (ОН).

Названия этих солей образуется из названия аниона кислотного остатка с прибавлением приставки «гидроксо-», если одна группа **ОН** или «дигидроксо-», если две группы **ОН**.

Например: $Mg(OH)NO_3$ – гидроксонитрат магния, $Fe(OH)Cl$ – гидрохлорид железа (II), $Fe(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид железа (III), $Al(OH)_2CH_3COO$ – дигидроксоацетат алюминия.

Двойные соли – это сложные вещества, в состав которых входят один кислотный остаток и атомы двух металлов.

Название двойной соли состоит из названия аниона в именительном падеже и катионов металлов в родительном падеже, сначала с большей валентностью, затем с меньшей валентностью.

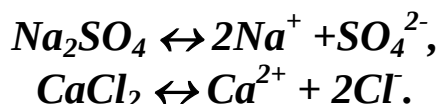
Например: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – сульфат алюминия калия, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – сульфат железа аммония. Эти соли называются общим названием «кристаллы квасца». Например, алюминий калиевые квасцы, железо-аммониевые квасцы.

Комплексные соли – это сложные вещества, в состав которых входят комплексные и простые ионы, сохраняющиеся как в твердом состоянии, так и в растворе.

При названии этих солей используют специальную номенклатуру. Здесь к названию кислотного остатка прибавляют букву “о”. Например: Cl^- – хлоро, Br^- – вромо, NO_2^- – нитро, SO_4^{2-} – сульфато, NO_3^- – нитрато, CN^- – циано, если вода «акво», NH_3 – аммин, CO – карбонил. $[Ag(NH_3)_2]Br$ – амминобромид серебра, $Na[Ag(CN)_2]$ – циано серебро натрия.

Классификация: В зависимости от состава различают следующие типы солей: 1. Средние; 2. Кислые; 3. Основные; 4. Двойные; 5. Комплексные.

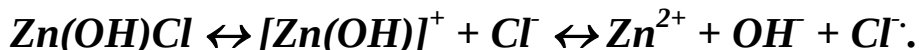
Средние соли. Диссоциируют только на катионы металла (или NH_4^+) и анионы кислотного остатка:



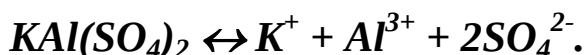
Кислые соли. Диссоциируют на катионы металла (или NH_4^+), ионы водорода и анионы кислотного остатка:



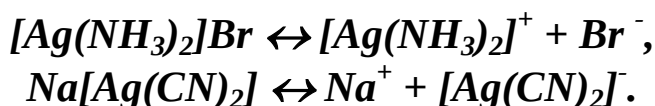
Основные соли. Диссоциируют на катионы металла, гидроксид анионы и анионы кислотного остатка:



Двойные соли. Диссоциируют на катионы двух металлов и анион кислотного остатка:



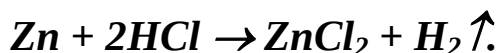
Комплексные соли. Состоят из сложного катиона или аниона.



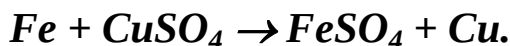
Получение:

1) Взаимодействие металлов с неметаллами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$.

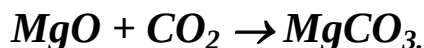
2) Взаимодействие металлов с кислотами:



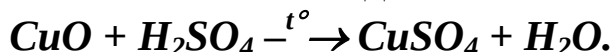
3) Взаимодействие менее активных металлов с солями:



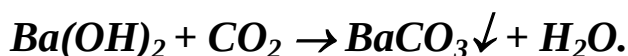
4) Взаимодействие основных и кислотных оксидов:



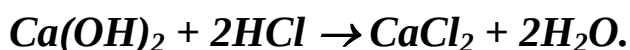
5) Взаимодействие основных оксидов с кислотами:



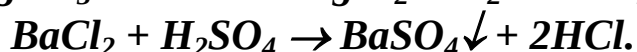
6) Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



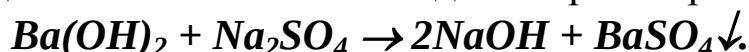
7) Взаимодействие оснований с кислотами:



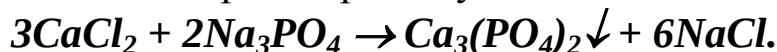
8) Взаимодействие солей с кислотами:



9) Взаимодействие оснований с водными растворами солей:



10) Взаимодействие растворов двух солей:

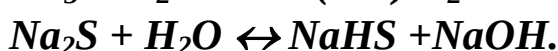


Химические свойства.

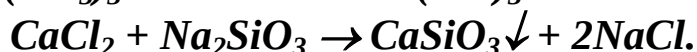
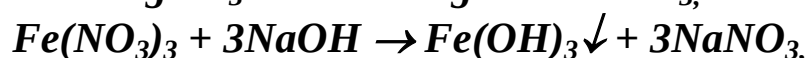
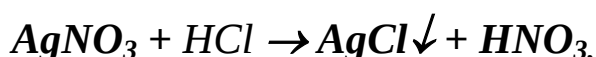
1) Термическое разложение:



2) Гидролиз солей:



3) Реакции обмена кислот, оснований и солей:



4) Окислительно-восстановительные реакции:



Вопросы и задачи:

1. Вычислите массу карбоната кальция, полученного при нагревании 81 г гидрокарбоната кальция ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). $M_{\text{rCa}(\text{HCO}_3)_2} = 162$ г/моль; $M_{\text{rCaCO}_3} = 100$ г/моль.
2. Какой объем кислорода можно получить при воздействии 30 г карбонат ангидрида на пероксид натрия?
3. Напишите структурные формулы следующих веществ: Al_2O_3 , SO_3 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , HCN , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaCO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Какие реакции называются реакциями нейтрализации. Приведите примеры.
5. Напишите уравнения реакций, дающие возможность осуществления следующих превращений:
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;
 $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$.
6. Для нейтрализации 1,4 г ортофосфорной кислоты H_3PO_4 израсходовано 1,2 г едкого натра. Определить какая образуется соль и ее массу в граммах?
7. Какой объем аммиака надо присоединить к 200 г 20%-ной серной кислоте для получения сульфата аммония?
8. При пропускании углекислого газа через раствор гидроксида кальция получено 81 г гидрокарбоната кальция. Определить объем, пропущенного через раствор углекислого газа CO_2 (при нормальных условиях).
9. Сколько моль хлоридной кислоты надо присоединить к 28 г раствора гидроксида кальция для получения нормальной соли.
10. Для нейтрализации 1,47 г фосфорной кислоты израсходовано 1,8 г едкого натра. Определить какая соль образуется и ее массу.



Практическое занятие № 2. **ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ**

Теоретическая часть: Первый закон химии – **Закон сохранения массы.** Этот закон впервые в 1748 году сформулировал М.В.Ломоносов, несколько позже (1789 г.) установлен французским химиком А.Лавуазье:

Масса веществ, вступающих в реакцию, всегда равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

По определению: $\Sigma m_{\text{вступ.в-ва}} = \Sigma m_{\text{образ.в-ва}}$

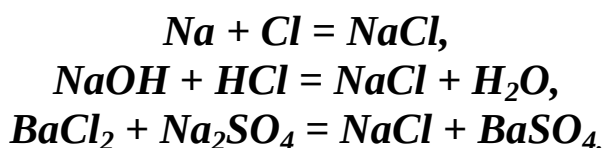
$$\begin{aligned} 2\text{H}_2 + \text{O}_2 &\rightarrow 2\text{H}_2\text{O} \\ 2 \cdot 2 + 16 \cdot 2 &\rightarrow 2 \cdot 18 \\ 4 + 32 &\rightarrow 36 \\ 36 &= 36 \end{aligned}$$

В 1756 году **М.В.Ломоносов** прокаливал металлы в запаянных ретортах. Взвешивая реторту с металлом после охлаждения, он установил, что ее масса не изменилась. Таким образом, он доказал справедливость этого закона опытным путём. В 1789 году французский химик А.Лавуазье самостоятельно (независимо от работ Ломоносова) повторил опыт прокалывания металлов в реторте и установил закон сохранения массы веществ. Лавуазье доказал, что кроме общей массы веществ, вступающих в реакцию, также сохраняется масса элементов, входящих в состав реагирующих и образующихся веществ. В 1781 году **А.Лавуазье** получил углекислый газ 10 разными способами и определил, что во всех случаях в составе полученного газа отношение масс углерода и кислорода равно 3:8. В результате пришли к выводу, что ***всякое химически чистое вещество независимо от места и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.*** Это заключение определяет **Закон постоянства состава.** Этот закон открыт в 1799 году французским ученым Ж.Прустом.

В 1803 году французский ученый Бертолле на основании опытов обратимых реакций пришел к выводу, что количественный состав соединений, образующихся в результате реакции, зависит от отношения массы исходных веществ, взятых для реакции.

Французский ученый Жозеф Луи Пруст возразил вышеприведенным выводам Бертолле. Он тщательно провел анализ химически чистых веществ: в результате многих анализов он доказал, что количественный состав чистых веществ постоянный. Споры между Прустом и Бертолле продолжались 7 лет. Многие ученые поддержали выводы Пруста, и в результате в 1809 году был сформулирован один из основных законов химии - **Закон постоянства состава**:

Всякое химически чистое вещество независимо от места и способа получения имеет один и тот же постоянный количественный состав.



Например, в составе чистой воды H_2O содержится 11,11% водорода и 88,89% кислорода. В составе карбонат ангидрида CO_2 содержится 27,29% углерода и 72,71% кислорода.

Итальянский ученый Амадео Авогадро (1776–1856) ввел в науку представление о том, что молекула - мельчайшая частица вещества, а мельчайшими частицами элементов являются атомы. Согласно его учения: молекулы простых веществ состоят из атомов одного элемента, а молекулы сложных веществ из атомов двух и более элементов. Таким образом, Авогадро поддержал атомно-молекулярное учение Ломоносова о строении веществ и в 1811 году открыл следующий закон. Этот закон гласит:

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

Закон справедлив только для газообразных веществ. Из закона Авогадро вытекает два следствия:

1. При нормальных условиях ($T=273K$, $P=101,325kPa$) 1 моль любого газа занимает объём 22,4 литра и называется молярным объемом - $V_{\text{молярный}}=V_o=22,4$ л/моль.

Например: 1 моль газа N_2 при н.у. занимает 22,4 литра, 10 молей этого газа – 224 литра, а 0,1 моль занимает 2,24 литра.

2. Объём и количество газообразного вещества непосредственно зависит от числа частиц (молекул, атомов), входящих в состав данного вещества. Отсюда:

1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц (молекул, атомов, ионов и др.), равное $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Это число называется числом Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Значит, в составе 1 моля H_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул водорода.

Берцелиус и его сторонники не одобрили закон Авогадро. В 1860 году после Международного съезда химиков эта гипотеза была признана как Закон Авогадро.

В 1814 году Воллостон ввел в химию понятие «**эквивалент**». Слово эквивалент означает «**равное количество**». Дальтон выразил мысль, что элементы взаимодействуют между собой в определенных количествах и назвал их «присоединяющим количеством».

Химическим эквивалентом называется весовое количество элемента, которое соединяется с 1 в.ч. водорода или 8 в.ч. кислорода или замещает их в этих же количествах.

Например, эквивалент магния равен 12, так как 8 г кислорода, соединяясь с 12 г магния, образует 20 г оксида магния без остатка. Эквивалент элемента вычисляется через состав соединения, образованного им с водородом или кислородом или через замену водорода. Ещё надо отметить, что не обязательно определять эквивалент элемента по водороду или кислороду. Также можно определять эквивалент с помощью соединения, образованного с элементом, у которого известен эквивалент.

Понятие эквивалент введено и для сложных веществ. Количество сложного вещества, вступающего в реакцию с одним эквивалентом водорода или одним эквивалентом любого другого вещества, называется эквивалентом данного вещества.

При анализе и расчётах, в общем, в различных реакциях, в основном приходится рассчитывать эквиваленты элементов, оксидов, оснований, кислот и солей.

После введения в химию понятия «эквивалент» был сформулирован **Закон эквивалентов**, который гласит:

Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Этот закон можно выразить следующим уравнением:

$$\frac{m_a}{m_b} = \frac{E_a}{E_b}$$

Эквивалент элемента рассчитывается отношением атомной массы к валентности, атомная масса элемента равна произведению эквивалента и валентности данного элемента. **Эквиваленты элемента с переменной валентностью тоже разные.**

$$E_{\text{O}} = \frac{A_r}{V} = \frac{16}{2} = 8$$

Эквивалент оксида равен отношению молекулярной массы оксида к произведению общей валентности элемента и количества атомов элемента, например:

$$E_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{M_r}{V \cdot n_x} = \frac{102}{6} = 17; \quad E_{\text{CaO}} = \frac{M_r}{V \cdot n_x} = \frac{56}{2} = 28$$

Для определения **эквивалента основания** его молекулярную массу делят на валентность металла, входящего в состав данного основания, например:

$$E_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_r}{\text{OH}_x} = \frac{74}{2} = 37; \quad E_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{M_r}{\text{OH}_x} = \frac{78}{3} = 26$$

Для определения **эквивалента кислоты** необходимо молекулярную массу разделить на основность данной кислоты, например:

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_r}{H_x} = \frac{98,077}{2} = 49,039 \quad E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_r}{H_x} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

Для определения **эквивалента соли** молекулярную массу соли делят на произведение валентности и числа атомов металла, входящего в состав этой соли, например:

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_r}{V \cdot n_x} = \frac{342}{6} = 57$$

Вопросы и задачи:

1. Элемент, находящийся в группе магния, образует оксид, в котором массовая доля кислорода равна 12,46%. Определите название этого элемента.
2. При сгорании 3,92 г металла, расположенного во II группе периодической системы, образовалось 4,48 г оксида. Определите металл.

3. При длительном нагревании 20,1 г металла получено 21,7 г оксида. Определите эквивалент металла.
4. При взаимодействии 10 г металла с водой выделилось 5,6 литров водорода. Определить какой это металл, если он в соединениях двух-валентный.
5. Определите валентность серебра, если при восстановлении 0,261 г его оксида получено 0,243 г серебра.
6. При взаимодействии 3,6 г металла с хлором образовалось 14,1 г соли. Эквивалент хлора равен 35,5. Определить эквивалент металла.
7. При растворении в кислоте 1,2 г металла (при н.у.) выделилось 1,12 литра водорода. Определить эквивалент металла.
8. При нагревании 0,243 г магния в потоке кислорода, его масса увеличилась на 65,8% . Определите эквивалент магния.
9. Определить эквивалент металла, если при взаимодействии 0,195 г данного металла с кислотой (при н.у.) вытеснилось 56 мл водорода.
10. В оксиде один элемент составляет 46,7%. и на один его атом приходится два атома кислорода. Определить атомную массу и эквивалент элемента.



Практическое занятие № 3. **СТРОЕНИЕ АТОМА И МОЛЕКУЛЫ**

Теоретическая часть. Великий русский ученый М.В.Ломоносов первым ввел в химию атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярного учения можно сформулировать следующим образом:

1. Вещества состоят из «корпускул» (так М.В.Ломоносов называл молекулы).

2. Молекулы состоят из «элементов» (так М.В.Ломоносов называл атомы).

3. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость их движения возрастает с повышением температуры.

4. Молекула каждого вещества состоит из атомов, присущих данной молекуле. Как и молекулы, атомы также находятся в непрерывном движении.

Спустя 67 лет после М.В.Ломоносова известный английский ученый Джон Дальтон ввёл в химию атомистическое учение.

Согласно атомистической теории Д.Дальтона атом каждого элемента обладает массой и другими свойствами. Во время химической реакции сохраняется масса веществ, так как в это время атомы меняют место в молекулах. Д.Дальтон в первую очередь старался определить атомную массу известных в то время элементов. Однако, он опровергал существование молекул вещества, а это было шагом назад по отношению учения Ломоносова. По мнению Д.Дальтона, простые вещества состоят только из атомов, а сложные вещества состоят из сложных атомов (в настоящее время «молекул»).

Только в середине XIX века в химии окончательно утвердилось атомно-молекулярное учение. В 1860 году в городе Карлсруэ на Международном съезде химиков были приняты определения понятий «молекула» и «атом».

Молекулой называется мельчайшая частица вещества, которая сохраняет свойства данного вещества.

Химические свойства молекулы определяются её составом и химическим строением.

Атом – это мельчайшая химически неделимая частица вещества, которая входит в состав простых и сложных

веществ.

Химические свойства элемента определяются строением их атомов. Вещество – это материя, обладающая определенным составом. Существует два типа вещества:

- простые вещества;
- сложные вещества.

Вещества, состоящие из атомов одного элемента, называются простыми веществами.

Например: Li, K, Na, Rb, Cs, Fr, B, C, N₂, O₂, F, Cl₂, Br, J, P, S, Si, Al, Au.

Они могут встречаться в атомарном или в молекулярном состоянии.

Вещества, состоящие из атомов двух и более элементов, называются сложными веществами.

Например: KCl, Na₂SO₄, HF, H₂O, H₂SO₄, NaNO₃, CaCO₃, CH₄, NH₃, SiO₂.

Смесь – это физическая смешанная материя с изменяющимся составом, состоящая из двух или более веществ. Свойства сложного вещества отличаются от свойств его компонентов, а в смеси не так.

Если связать три массовых закона с теорией строения атома, тогда: при химических изменениях масса сохраняется, например, компоненты любого соединения находятся в пропорциональных отношениях, атомы соединения относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Опыты, начатые в XX веке, показали, что:

Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена преобладающая часть массы атома, и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

Атом состоит из трех видов элементарных частей: положительно заряженные протоны и беззарядные нейтроны составляют ядро атома, и отрицательно заряженные электроны, вращающиеся вокруг ядра. Атом электронейтрален, его число протонов равно числу электронов. Во всех атомах одного элемента число протонов равно (число протонов – Z), а также их химические свойства тоже одинаковы. Атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра, но разным числом нейтронов (а значит и разным массовым числом), называют ***изотопами***. Атомной массой

элемента считается средняя масса его изотопов, встречающихся в природе. Атом, с точки зрения молекулярного учения, каждый в отдельности называется химическим элементом. Важнейшей характеристикой атома является положительный заряд его ядра, который численно равен порядковому номеру.

Квантовые числа электронов

Состояние электрона в основном характеризует его энергия. Энергия электрона, подобно энергии лучевого потока частиц, принимает только дискретные, то есть квантованные значения. Для выражения квадрата полной функции (2) существования электрона в атоме, это значение функции в свою очередь зависит от трех величин (n , l , m). Кроме этого, электрон обладает еще одной дополнительной свободной степенью, то есть спиновым квантовым числом. Значит, для полного описания состояния электрона в реальном атоме необходимо указать четыре параметра. Эти параметры называются **квантовыми числами**. Квантовые числа тоже, подобно энергии электрона, не могут принимать любые значения, а только принимают определенные значения.

Главное квантовое число – n – выражает запас общей энергии электрона или его энергетическую степень. Главное квантовое число может принимать значение любых целых чисел от 1 до $+\infty$. Если электрон находится на площади ядра, то главное квантовое число принимает значение от 1 до 7. Энергетический уровень обозначается числами или буквами, соответствующими главному квантовому числу.

Главное квантовое число	1	2	3	4	5	6	7
Показатель уровня	K	L	M	N	O	P	Q

2. Орбитальное (побочное) квантовое число – l – характеризует энергетическое состояние электронов на подуровне и форму электронного облака. Оно показывает, по какой орбите вращается электрон.

Число энергетических уровней равно главному квантовому числу. Орбитальное квантовое число имеет значения любого целого числа от 0 до $n-1$. Например, если главное квантовое число равно 4, то орбитальное квантовое число равно $l = 0, 1, 2, 3$. Значит, на четвертом энергетическом уровне четыре подуровня. Эти

подуровни обозначаются буквами s,p,d,f. Значения $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots$
 буквенные значения s,p,d,f,g,h,...

Электроны подуровня называются соответственно s,p,d,f – электронами.

При орбитальном квантовом числе $l=0, 1, 2, 3$, то есть s,p,d,f соответственно можно написать электронные формулы элементов периодической таблицы.

На первом энергетическом уровне один подуровень ($n=1, l=0$).

На втором энергетическом уровне два подуровня ($n=2, l=0, 1$).

На третьем энергетическом уровне три подуровня ($n=3, l=0, 1, 2$).

На четвертом энергетическом уровне четыре подуровня ($n=4, l=0, 1, 2, 3$).

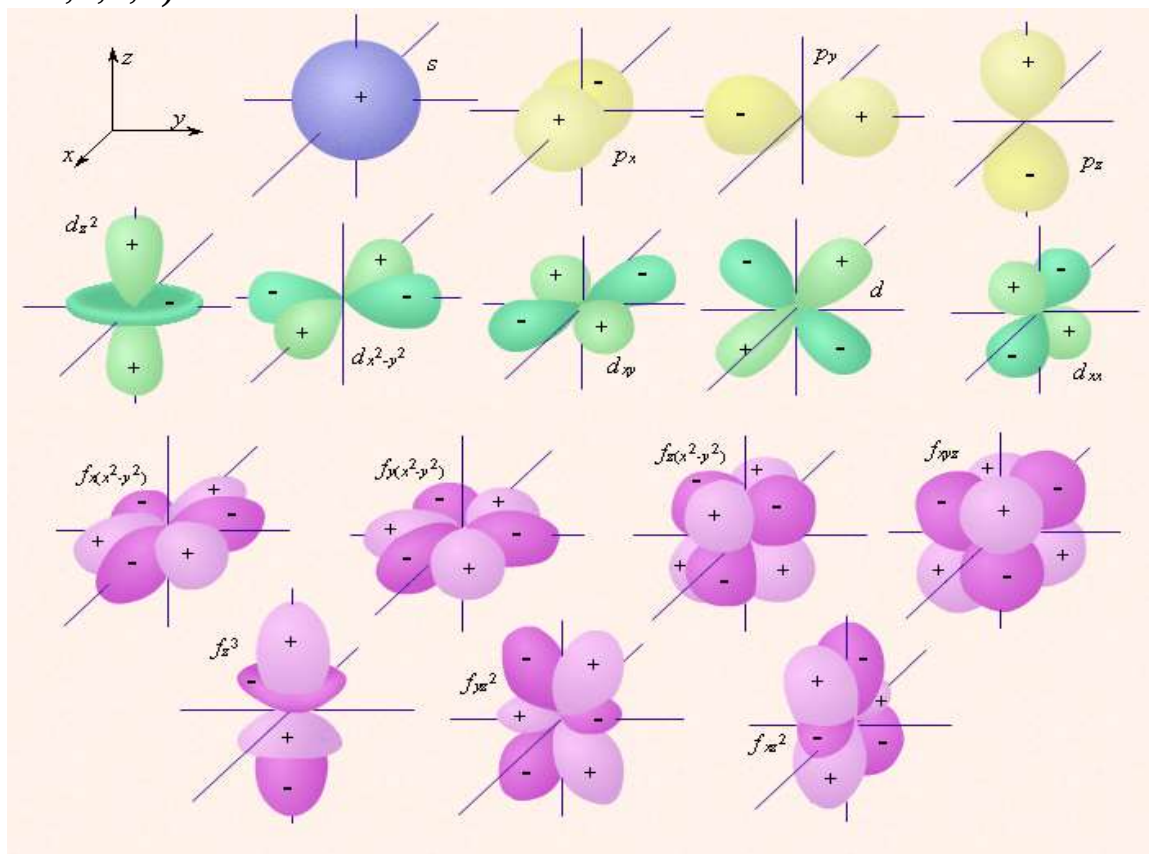


Рис.3.1. Электронные облака атомов.

Число электронов на каждом энергетическом уровне определяется по формуле $2n^2$, а максимальное значение электронов на подуровне равно $(2L+1) \cdot 2$. Максимальное число электронов на подуровнях равно: $s = 2$; $p = 6$; $d = 10$; $f = 14$.

3. Магнитное квантовое число – m – характеризует магнитный момент электрона и показывает отношение направления к магнитному полю электронного облака. Магнитное квантовое число принимает положительные и отрицательные значения целых

чисел, а также ноль, то есть положительные и отрицательные значения орбитального квантового числа. Например:

$L=0 \ m=0$	одна ячейка
$L=1 \ m=+1, 0, -1$	три ячейки
$L=2 \ m=+2, +1, 0, -1, -2$	пять ячеек
$L=3 \ m=+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$	семь ячеек

Значение магнитного квантового числа равно $(2l+1)$. Значение магнитного квантового числа определяет число энергетических состояний, соответствующее электронному подуровню. Значит, на s-подуровне один, на p-подуровне три, на d-подуровне 5, на f-подуровне 7 энергетических состояний. Энергетическое состояние принято обозначать энергетическими ячейками, а электроны в ячейках стрелками ($\uparrow\downarrow$). Энергетическая ячейка схематически выражается прямоугольником $\square$.

4. Спиновое квантовое число – s – характеризует внутренний слой. Спиновое квантовое число связано с магнитным моментом вращения электрона вокруг своей оси, оно имеет два значения $+1/2$ и $-1/2$, в зависимости от того, вращается ли электрон вокруг ядра параллельно магнитного поля или антипараллельно.

Если у двух электронов три квантовых числа одинаковы (n, l, m), но спиновые квантовые числа разные ($\uparrow\downarrow$), то они называются спаренными электронами, а если с одинаковыми спинами, то неспаренными электронами и обозначаются ($\uparrow, \uparrow$).

Правило Гунда

Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Порядок заполнения подуровней и обителей в нормальном (устойчивом) атоме следующий: сначала заполняется подуровень с меньшей энергией, затем со средней энергией, только потом подуровень с наибольшей энергией и в таком порядке заполняется по принципу значений меньших энергии.

$s=0; p=1; d=2; f=3$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14}$
 $6d^7$

Такой порядок заполнения электронов можно рассмотреть с помощью правил Клечковского (I и II).

I правило: При увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбитали с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$) к орбиталям с большим значением этой суммы.

Например, даны два подуровня $3d$ и $4s$: для состояния $4s$ $n+l=4+0=4$, для состояния $3d$ $n+l=3+2=5$ (для d -подуровня $l=2$).

Следовательно, $4s$ подуровень должен заполняться раньше, чем подуровень $3d$, что в действительности и происходит (так как энергия $4s$ состояния меньше энергия $3d$ состояния).

2 правило: Если сумма двух квантовых чисел $n+l$ в данных двух состояниях одинаковы, то последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим главным квантовым числом к орбиталям с большим значением главного квантового числа (состояние с меньшим главным квантовым числом обладает меньшим значением).

Например, обозначены состояния $3d$ и $4p$:

Для $3d$ состояния: $n+l=3+2=5$.

Для $4p$ состояния: $n+l=4+1=5$, сначала заполняется $3d$ подуровень, так как для этого состояния $n=3$.

При заполнении подуровня атома электроны подчиняются трем основным правилам:

Каждый электрон стремится занять такое положение, при котором состояние соответствует минимальной энергии.

Расположение электрона не должно противоречить принципу Паули.

Принцип Паули:

Заполнение электронами атомных орбиталей подчиняется принципу Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы. Например, у двух электронов три квантовых числа (n , l и m) одинаковы и только спиновые квантовые числа имеют два значения. Следовательно, в любой атомной орбитали может быть не больше двух электронов с разными спинами. Принцип Паули определяет максимальное число электронов на энергетическом подуровне, то есть на одной s -орбитали может быть два электрона (s^2), на трех p -орбиталях шесть электронов (p^6), на пяти d и семи f -

орбиталях соответственно десять и четырнадцать электронов. (d^{10} и f^{14}).

Химические связи и их типы

Энергия связи – наименьшее значение энергии, необходимое для разрыва химической связи, называется энергией связи.

Длина связи обозначается буквой «г» и измеряется в нм.

Длиной связи называется расстояние между ядрами атомов, участвующих в образовании химической связи

Например: длина связи $H-H$ $r_{(H-H)} = 0,074$ нм

H_3C-CH_3 $r_{C-C} = 0,154$ нм

$H_2C=CH_2$ $r_{C-C} = 0,135$ нм

$HC\equiv CH$ $r_{C-C} = 0,121$ нм

Валентный угол: угол между химическими связями называется валентным углом.

Угол между связями в молекуле метана равен $109,5^\circ$

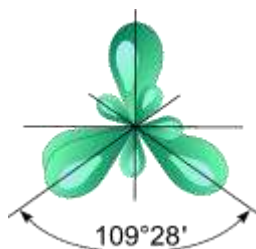


Рис. 3.2. Угол между связями в молекуле метана.

Ковалентная связь

Связь, образованная посредством общих электронных пар, называется ковалентной связью.

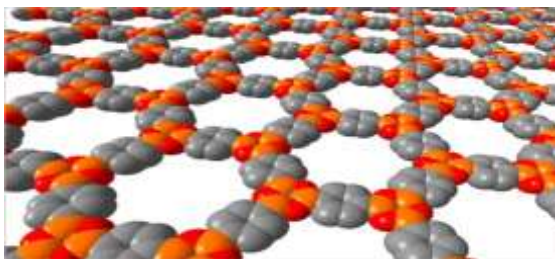


Рис. 3.3. Ковалентная связь.

Ковалентная связь делится на два вида:

1. неполярная ковалентная связь;
2. полярная ковалентная связь.

Связь, образованная между атомами элементов с одинаковой (или очень близкой) электроотрицательностью, называется ковалентной неполярной связью.

Например: H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , Br_2 , N_2 , I_2 .

Кроме этого, сюда входят соединения частично отличающиеся электроотрицательностью.

Связь, образованная между элементами, резко отличающимися электроотрицательностями, называется ковалентной полярной связью.

Например: H_2O , NH_3 , HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se .

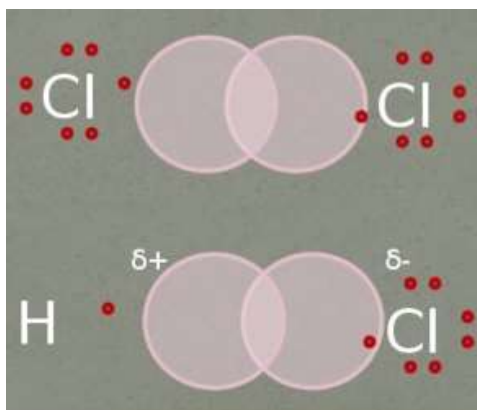


Рис. 3.4. Связь молекулы хлороводородной кислоты.

$\text{NEM} < 0,3 \leq \text{NEM} \leq 1,7 \leq \text{NEM}$
неполярная полярная ионная

То есть, если разность электроотрицательностей элементов меньше 0,3, то связь неполярная ковалентная, если разность в промежутке от 0,3 до 1,7, то связь полярная ковалентная, а если больше 1,7, то связь считается ионной.

Для того чтобы охарактеризовать степень полярности полярной молекулы введена величина «дипольный момент».

Дипольный момент молекулы (μ)

Векторная величина, характеризующая асимметрическое распределение положительных и отрицательных зарядов в молекулах, связанных ковалентной полярной связью, называется дипольным моментом молекулы.

$$\mu = q \cdot l,$$

где l – длина диполя, м, см;

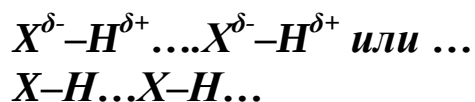
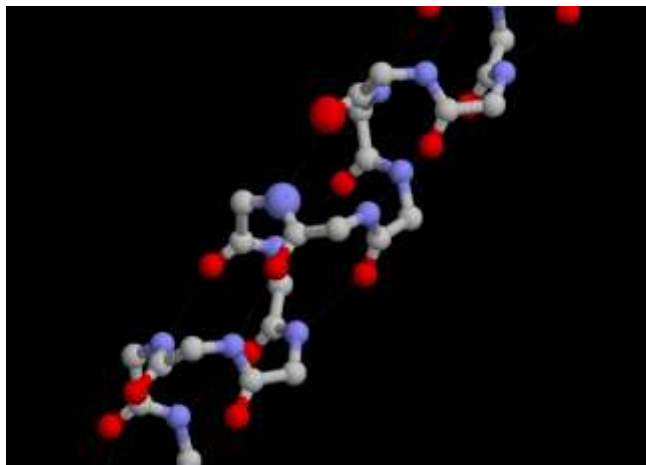
q – заряд электрона.

Если дипольный момент химической связи не равен нулю, то это полярная связь.

Единица измерения дипольного момента при $q = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл и длины диполя $l = 1 \cdot 10^{-10}$ м равна $\mu = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} \cdot 1 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 1,6 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$.

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водород одной молекулы соединяется с наиболее электроотрицательным атомом другой молекулы. Такая связь называется водородной.



где $X = F, O, N, Cl, S, Br$
могут быть атомами.

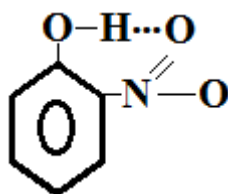
Рис. 3.5. Водородная связь.

Водородная связь устойчивее силы Ван-дер-Ваальса ($E_{\text{связи}} = 8-40 \text{ кДж}$) и слабее, чем ковалентная связь.

Если рассмотрим воду, в ней каждая молекула воды может образовывать до 4-х водородных связей.

Водородная связь: водородная связь делится на два типа: межмолекулярную и внутримолекулярную. Связь в молекуле воды может служить примером межмолекулярной водородной связи.

В качестве примера внутримолекулярной водородной связи можно привести молекулу нитрофенола.

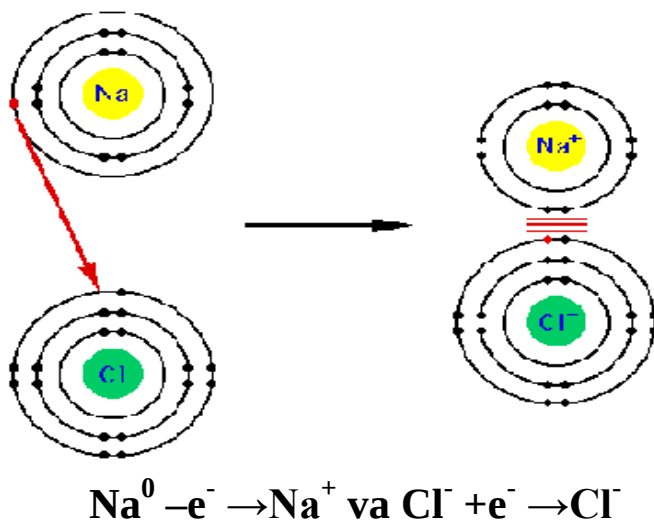


А в пара-нитрофеноле образуется межмолекулярная водородная связь, поэтому $t_{\text{кип. о-нитрофенола}} < t_{\text{кипения р-нитрофенола}}$.

ИОННАЯ СВЯЗЬ

В образовании ионной связи участвуют элементы, с резко отличающимися электроотрицательностями друг от друга (металлы и неметаллы).

Например: натрий Na элемент I группы III периода периодической таблицы, его электроотрицательность равна 0,9. Хлор Cl элемент VII группы этого же периода, его электроотрицательность равна 3,0. При взаимодействии этих атомов атом хлора Cl притягивает электрон внешнего слоя атома натрия:



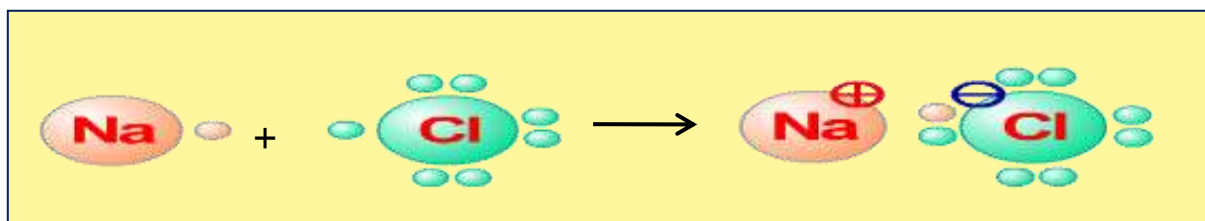


Рис. 3.6. Ионная связь.

Химическая связь, возникающая посредством сил электростатического притяжения заряженных ионов, называется ионной связью.

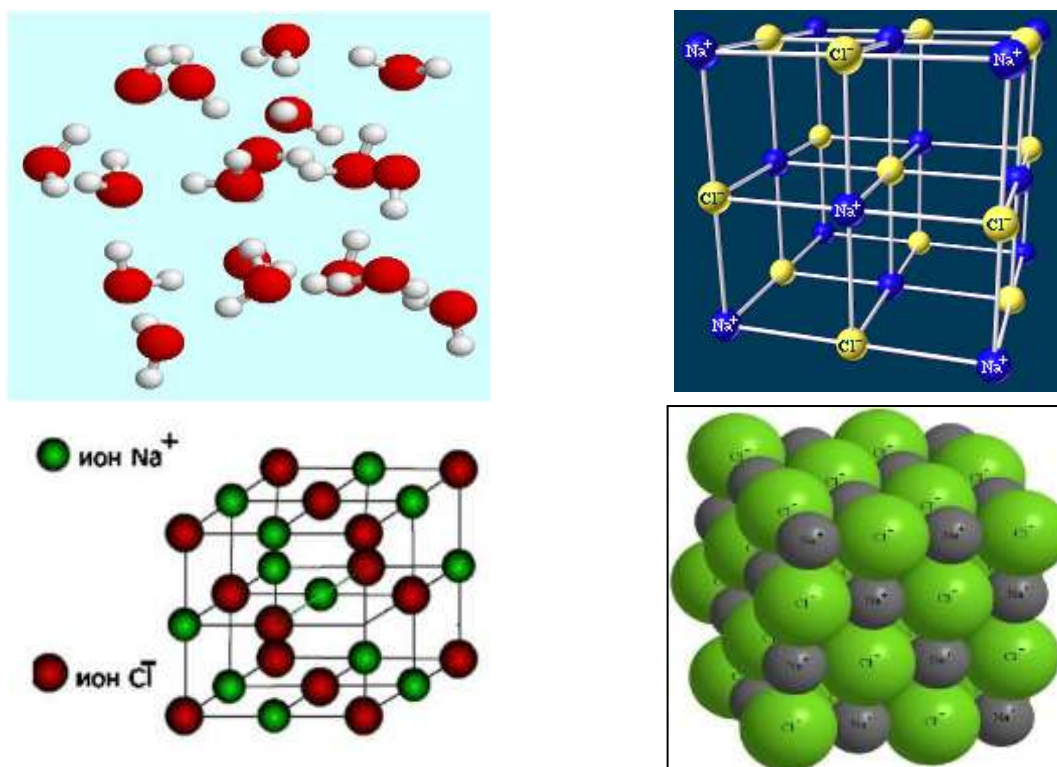


Рис. 3.7. Координационное число молекулы хлорида натрия.

Величина, показывающая число ионов с противоположными зарядами, расположенных вокруг одного иона, называется координационным числом (к.ч.)

В кристалле молекулы хлорида натрия вокруг каждого иона натрия Na^+ расположено 6 ионов Cl^- и вокруг каждого аниона Cl^- 6 ионов натрия Na^+ .

Металлическая связь

В узлах кристаллической решетки металла расположены атом-ионы данного металла. Атомно-ионная решетка образуется в результате отделения одного или нескольких электронов от каждого атома металла.

Связь в металлах или сплавах, обусловленная взаимодействием относительно свободных электронов в узлах кристаллической решётки, называется металлической связью.

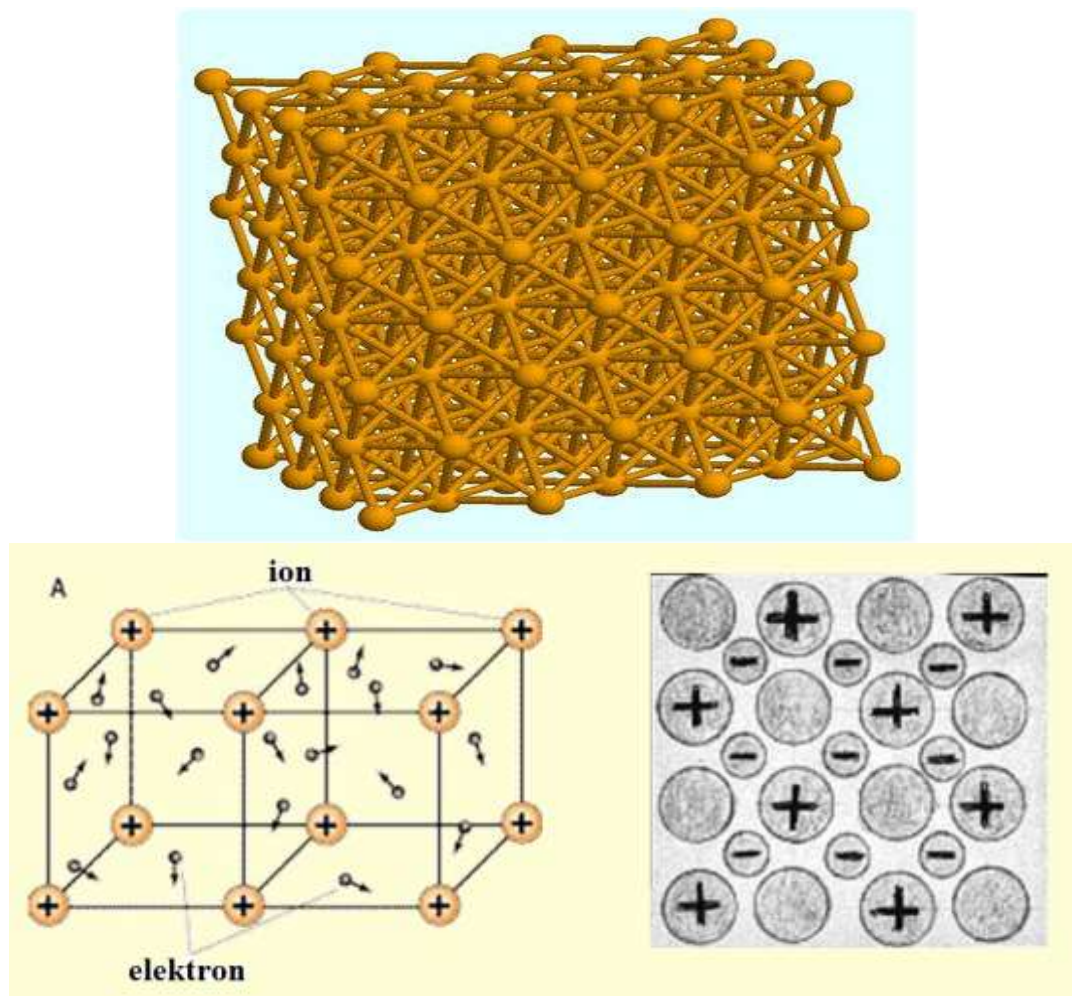


Рис. 3.8. Металлическая связь.

Металлическая связь, являясь прочной связью, в основном определяет свойства металлов. Так как в металлах есть легко движущийся электронный поток, они хорошо проводят тепло и электрический ток. Их металлический блеск, разность цветов также объясняется их электронным строением. В образовании металлической связи участвуют не только электроны наружного

слоя, но и электроны внутреннего слоя с вакантными орбиталями оставшихся соседних атомов образуя донорно-акцепторную связь. Поэтому металлы имеют высокую прочность и температуру плавления. Тепло и ток переносит электромагнитное поле.

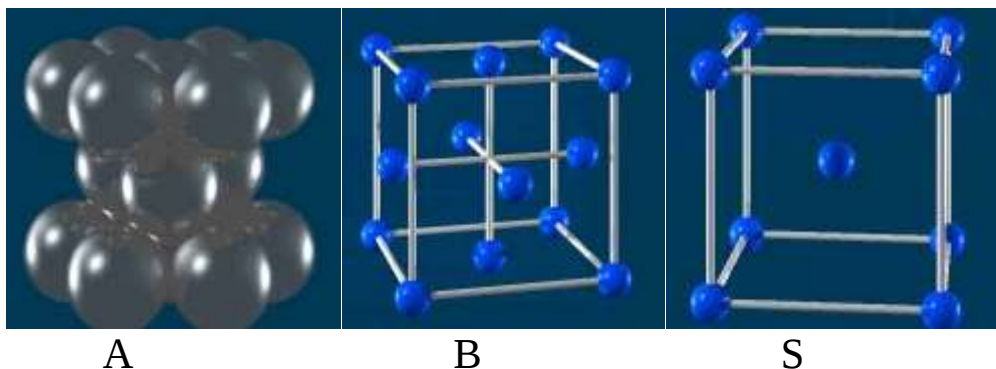


Рис. 3.9. Кристаллические решетки металлов:
А- кобальт; В-медь; S-хром.

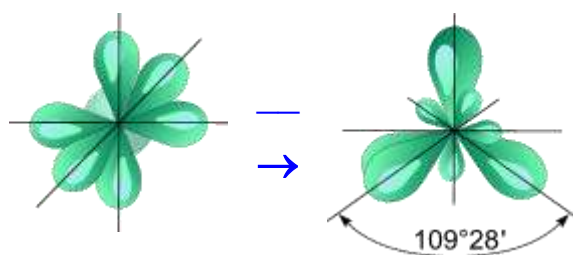


Рис. 3.10. sp^3 - гибридизация.

Пространственное расположение sp^3 - гибридизации имеет форму тетраэдра. Примером молекулы, в которой осуществляется sp^3 -гибридизация, могут служить молекулы метана CH_4 , аммиака NH_3 .

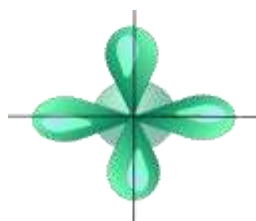


Рис. 3.10. sp^2 - гибридизация.

sp^2 - гибридизация. При гибридизации одной s -орбитали и двух p -орбиталей образуются три равноценные sp^2 -орбитали. Гибридные

электронные облака располагаются в направлениях, лежащих в одной плоскости и ориентированных под углами 120° друг к другу. Три sp^2 -орбитали могут образовывать три π -связи, например: молекулы BF_3 , $AlCl_3$ или молекула C_2H_4 .

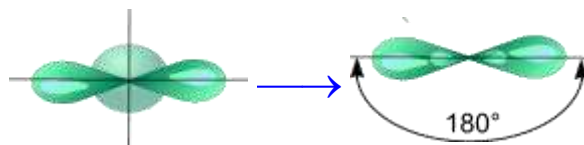


Рис. 3.10. sp -гибридизация.

sp -гибридизация. Гибридизация одной s -орбитали и одной p -орбитали образуют две sp -орбитали под углом 180° .

Вопросы и задачи

1. Определите сумму протонов, электронов и нейтронов следующих соединений: CO_2 , NH_3 , CO , MgO .
2. Сколько протонов в 8,8 граммах CO ?
3. Напишите электронную конфигурацию элементов Cu и Ag .
4. Относительная атомная масса цинка с порядковым номером 30 равна 65. Определить сколько нейтронов в его ядре.
5. Определите элемент, в ядре которого 9 протонов и 10 нейтронов.
6. Найдите изотоп, у ядра которого 57 нейтронов и 43% протонов.
7. Сколько процентов ядра составляют протоны элемента Ag ?
8. В атоме элемента 45 нейтронов, а это составляет 56,25% атомной массы элемента. Определите число электронов в атоме этого элемента.
9. Сколько процентов ядра составляют протоны элемента Ba ?
10. Если общее число электронов в атоме равно 14, сколько из них “ p ” электронов?



Практическое занятие № 4. **ТЕРМОХИМИЯ**

Теоретическая часть: При химических реакциях, наряду с изменением состава веществ, имеет место изменения внутренней энергии системы. Любые изменения химической системы соответствуют закону сохранения энергии. На основании закона сохранения энергии:

$$Q = \Delta U + A \quad \text{или} \quad \Delta U = Q - A \quad (1)$$

где ΔU – изменение внутренней энергии системы;

Q – количество тепла, передаваемое системе;

A – выполняемая работа.

При постоянном давлении ($P = \text{const}$), за счет изменения объема выполняется работа, следовательно:

$$A = P (V_2 - V_1) = P \Delta V, \quad (2)$$

где ΔV – изменение объема системы.

Так как $A = P \Delta V$ уравнение (1) можно записать следующим образом:

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V$$

Q_p – тепловой эффект при постоянном давлении,

тогда: $\Delta U = U_2 - U_1$ и $\Delta V = V_2 - V_1$

на основании этого:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

$$Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \quad (3)$$

Величина $U + PV$ в уравнении называется энергией системы (теплоемкость) и обозначается буквой H .

Так как $U + PV = H$, $U_2 + PV_2 = H_2$ и $U_1 + PV_1 = H_1$

В таком случае, уравнение (3) можно записать следующим образом:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Значит, изменение энтальпии является термодинамической функцией, характеризующей количество теплоты, поглощающееся или выделяющееся системой при постоянном давлении. Химические процессы, протекающие с выделением тепла,

называются **экзотермическими**, а протекающие с поглощением тепла, называются **эндотермическими** процессами.

Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся в результате химической реакции, называется тепловым эффектом реакции и обозначается значениями Q_p или ΔH .

В экзотермических процессах из-за выделения тепла уменьшается внутренняя энергия (энтальпия) системы. То есть, ΔH приобретает отрицательное значение, а это значит, что $Q_p = -\Delta H$.

В практике количество теплоты выражается в джоулях (Дж) или килоджоулях (кДж), а также в калориях (кал) или килокалориях (ккал). $1 \text{ кДж} = 1000 \text{ Дж}$, $1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}$. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моля соединения из простых веществ, называется теплотой образования данного соединения и обозначается буквой q или ΔH (здесь $q = -\Delta H$).

Теплота образования вещества зависит от его агрегатного состояния. Например; теплота образования воды в парообразном состоянии равна 241,84 кДж, а теплота образования воды в жидком состоянии равна 285,77 кДж.

Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект реакции, называются термохимическими уравнениями. Только в термохимических уравнениях используются дробные коэффициенты, так как теплота образования веществ всегда рассчитывается для 1 моля при стандартных условиях (температуре 25°C и давлении 760 мм рт.ст.).

Процессы выделения или поглощения тепла происходят не только при химических реакциях, но и при растворении веществ в растворителях.

Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся во время процесса растворения, называется тепловым эффектом растворения и обозначается как тепловой эффект реакции как Q или ΔH .

Количество теплоты, образующееся при растворении 1 моля вещества, называется теплотой растворения и обозначается $Q_{\text{раств}}$ или $\Delta H_{\text{раств}}$.

Теплота растворения выражается следующей формулой:

$$Q_{\text{раств}} = \frac{c \cdot m \cdot \Delta t \cdot M_r}{m_1 \cdot 1000} ,$$

здесь c – удельная теплоёмкость раствора, для воды она равна $c = 4,18$ кДж/г-град.

m – масса раствора;

Δt – разность температур;

M_r – относительная молекулярная масса растворённого вещества;

m_1 – масса растворённого вещества.

Основным законом термохимии является закон Г.И.Гесса (1840 г.), который гласит:

«Тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояний участвующих в реакции веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса».

Из закона Гесса вытекает следующий вывод:

Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплоты образования продуктов реакции за вычетом суммы теплоты образования исходных веществ (ΔH^0_{298}):

$$\Delta H_{(\text{хим.р.})} = \sum m H_{\text{получ.в-в}} - \sum n H_{\text{исх.в-в}},$$

где

$\sum m H_{\text{получ.в-в}}$ – сумма энтальпий продуктов;

$\sum n H_{\text{исх.в-в}}$ – сумма энтальпий исходных веществ;

m и n – количество моль каждого вещества в уравнении реакции. Тепловой эффект любой химической реакции рассчитывается на основании уравнения:

$$Q_{(\text{хим.р.})} = \sum Q_{(\text{пол.в-в})} - \sum Q_{(\text{исх.в-в})}.$$

Вопросы и задачи

1. При взаимодействии газообразных этилена $C_2H_{4(г)}$ с водой образуется этиловый спирт в газообразном состоянии. Определите тепловой эффект этой реакции. Напишите термохимическое уравнение данной реакции.

Решение: $C_2H_{4(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons C_2H_5OH_{(г)} - \Delta H_{\text{х.р.}}$,

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta H_{\text{исх.в-в.}},$$

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = [-235,31] - [52,28 + (-241,85)] = 45,75 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{H_2O_{(г)}} = -241,85 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{C_2H_4_{(г)}} = -52,28 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{C_2H_5OH_{(г)}} = -235,3 \text{ кДж/моль}.$$

2. Реакция горения метилового спирта выражается следующим уравнением:



Определите тепловой эффект этой реакции, если известно, что теплота образования паров из $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$ равна +37,4 кДж.

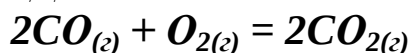
3. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделяется 11,31 кДж. Вычислите теплоту образования FeS .

4. При взаимодействии газообразного сероводорода с оксидом углерода (IV) образуются пары воды и сульфид углерода $\text{CS}_{2(\text{г})}$. Определите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение этой реакции.

5. Рассчитайте значение ΔG для реакции $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$. Расчёт производите на основании теплоты образования и значений стандартных энтропий веществ.

6. Определить, в каком направлении будет протекать реакция $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при стандартных условиях системы? Обоснуйте ответ, рассчитав ΔG^0_{298} для прямой реакции.

7. Сколько литров углекислого газа CO_2 (при н.у.) надо сжечь для выделения тепла 4,187 кДж:



8. При взаимодействии 14 г железа Fe с кислородом образовался оксид железа (III) Fe_2O_3 и выделилось 102,09 кДж тепла. Определите теплоту образования оксида железа (III) Fe_2O_3 .

9. При взаимодействии 19 г алюминия Al с кислородом образовался оксид алюминия Al_2O_3 и выделилось 125,65 кДж тепла. Определите теплоту образования оксида алюминия.

10. При взаимодействии 25 г цинка Zn с кислородом образовался оксид цинка ZnO и выделилось 202,14 кДж тепла. Определите теплоту образования оксида цинка.



Практическое занятие № 5. **ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ**

Теоретическая часть: Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции в единицу времени в единице объема (для гомогенной реакции) или на единице площади поверхности раздела фаз (для гетерогенной реакции).

Скорость гомогенной реакции выражается в следующей математической форме:

$$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

Скорость гетерогенной реакции выражается следующей формулой:

$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{S \Delta t},$$

где $v_{\text{гомоген}}$ – скорость гомогенной реакции; $v_{\text{гетероген}}$ – скорость гетерогенной реакции; n – количество молей образованного вещества; V – объём системы; t – время; S – площадь поверхности раздела; Δ – знак изменения ($\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$).

Выражение скорости гомогенной реакции можно упростить. Отношение количества вещества (n) к объему (V) равно молярной концентрации (C), тогда:

$$\frac{n}{V} = C \quad \text{отсюда} \quad \frac{\Delta n}{V} = \Delta C,$$

Следовательно:

$$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Скорость реакции в гомогенной системе измеряется изменением концентрации вступающих или получающихся веществ в единицу времени.

Учение о скорости химической реакции называется **химической кинетикой**.

Скорость химической реакции зависит от природы (энергии активации) и концентрации веществ, температуры, степени измельчения вещества (для гетерогенных реакций), а также от давления (если в реакции участвуют газы), различных видов излучений (рентгеновские лучи, солнечные лучи, ультрафиолетовые,

инфракрасные лучи) и от участия катализаторов.

Закон действия масс

Большое влияние на скорость реакции оказывает концентрация вступающих в реакцию веществ. Чем больше концентрация, тем больше число столкновений, следовательно, больше скорость химической реакции. Закон, объясняющий влияние концентрации исходных веществ, на скорость химической реакции, был предложен в 1867 году двумя норвежскими учеными К.Гульдбергом и П.Вааге и назван законом действия масс.

Скорость химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций вступающих в реакцию веществ.

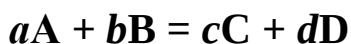
Согласно этому закону скорость реакции $A + B = C$ выражается следующим образом:

$$v = k [A] \cdot [B],$$

где v – скорость реакции; $[A]$, $[B]$ – концентрация вступающих в реакцию веществ, выраженная в моль/л; k – константа скорости.

Константой скорости называется скорость, при концентрации вступающих в реакцию веществ равной 1 моль/л, то есть удельная скорость. Значение k зависит от природы веществ, вступающих в реакцию, температуры и катализатора, и не зависит от их концентрации.

Если стехиометрические коэффициенты веществ, вступающих в реакцию, больше единицы, то эти цифры ставятся в степень математического выражения концентрации, например: для реакции



закон действия масс выражается следующим образом:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b \text{ или } v = kC_A^a \cdot C_B^b.$$

Если вступающие вещества являются газами, то закон действия масс можно выразить через давление газов:

$$v = kP_A^a \cdot P_B^b$$

Влияние температуры на скорость реакции

С повышением температуры число активных молекул увеличивается и возрастает скорость реакции. Это возрастание характеризуется температурным коэффициентом скорости реакции:

При повышении температуры на каждые 10⁰С скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза.

С изменением температуры скорость реакции изменяется следующим образом. Это определил опытным путем Вант-Гофф:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

V_{t_1} - начальная скорость реакции; V_{t_2} – конечная скорость реакции; γ – температурный коэффициент скорости реакции; t_1^0 – начальная температура; t_2^0 – конечная температура.

Катализ

Вещества, не расходуемые в результате реакции, но влияющие на её скорость, называются **катализаторами**. Реакции, протекающие под действием катализаторов, называются **каталитическими**. Явления изменения скорости реакции под действием катализаторов называется **катализом**. Вещества, замедляющие скорость реакции, называются **ингибиторами**. Например, для замедления коррозии железа добавляют анилин, синтез **HCl** резко снижает действие кислорода **O₂**.

Необратимые и обратимые реакции

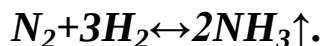
Все реакции можно условно разделить на два вида:

1. *Химические процессы, которые протекают до конца, то есть до полного расходования реагирующих веществ и только в одном направлении, называются **необратимыми реакциями***



2. *Химические процессы, которые протекают в двух*

противоположных направлениях, и ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью, называются **обратимыми реакциями**



Химическое равновесие

Кинетические уравнения скоростей прямой и обратной реакций, согласно основному закону кинетики, выражаются следующим образом:

$$1. v_{\text{прям.}} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

$$2. v_{\text{обрат.}} = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d$$

Через определенное время скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, и тогда устанавливается химическое равновесие.

Когда скорости прямой и обратной реакции становятся одинаковыми, наступает химическое равновесие системы.

Какое количество веществ разлагается в состоянии химического равновесия в единицу времени, такое же количество новых образуется.

Химическое равновесие называют динамическим равновесием. При равновесном состоянии протекают и прямая, и обратная реакции, но их скорости одинаковы, вследствие чего изменений в системе не заметно.

Чем больше значение константы равновесия ***K***, тем больше продуктивность реакции.

В системе, находящейся в химическом равновесии, при постоянной температуре, отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ, представляет собой постоянную величину. Для системы $aA + bB \rightarrow cC + dD$ константа химического равновесия следующая:

$$K = \frac{C^c * D^d}{A^a * B^b}$$

Значение постоянной любой реакции зависит от природы и температуры участвующих в реакции веществ, и не зависит от концентрации веществ.

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Если в состоянии равновесия изменить какой-либо из параметров (концентрацию, температуру, давление), то при увеличении продуктов равновесие сместится в правую сторону, а при уменьшении – в левую сторону. Смещение химического равновесия подчиняется принципу, известному под названием принципа Ле Шателье:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

Влияние концентрации – если в равновесной системе увеличить концентрацию вещества *A* или *B* (исходные вещества), то скорость прямой реакции увеличится, равновесие сместится в сторону образования (вправо) новых веществ (*C* и *D*).

Если в системе увеличить концентрацию веществ *C* или *D*, тогда произойдет обратная реакция и равновесие сместится в левую сторону.

Влияние температуры – зависимость равновесия системы от экзотермических и эндотермических процессов. Если в системе экзотермический процесс, то есть в результате реакции выделяется теплота, то в этом случае при повышении температуры равновесие смещается в левую сторону, то есть в сторону обратной реакции. Если понизить температуру в системе равновесие смещается в правую сторону.



или



Влияние давления – изменение давления и объема влияют только на равновесие реакций, в которых участвуют газы и в таких условиях приводят к изменению объема реакции.

Если число молекул исходных веществ и продуктов реакции одинаково, то и объемы тоже одинаковы, в таких системах давление не влияет на равновесие.

При увеличении давления в системе равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газообразного вещества, а при уменьшении давления, смещается в сторону увеличения числа газообразных молекул.

Вопросы и задачи

1. Определите скорость реакции, если константа скорости реакции равна 3, концентрация вещества $[A]$ равна 3 моль/л, концентрация вещества $[B] = 4$ моль/л.

2. Найти значение константы скорости реакции, если при концентрациях веществ $[A]$ и $[B]$, равных соответственно 2 и 5 моль/л, скорость реакции равна 25 моль/л*с.

3. Если в системе понизить температуры с 80°C до 60°C скорость реакции уменьшится в 4 раза. Чему равен температурный коэффициент реакции?

4. Химическая реакция при температуре 80°C заканчивается за 20 минут. За какое время закончится эта реакция при температуре 50°C , если температурный коэффициент равен 2.

5. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 50°C скорость реакции возрастает в 32 раза?

6. При понижении температуры в системе на 10°C скорость реакции уменьшается в 2 раза, во сколько раз уменьшится скорость этой реакции, если понизить температуру со 100°C до 50°C .

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру в системе с 40 до 120°C . Температурный коэффициент равен 2.

8. При увеличении температуры

а) на 30°C скорость реакции возрастает в 64 раза;

б) с 10 до 50°C скорость возрастает в 16 раз;

в) с 40° до 120°C скорость возрастает в 1200 раз.

Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

9. Константа равновесия реакции $A+B \leftrightarrow C+D$ равна $3 \cdot 10^{-2}$. Определите концентрацию вещества $[B]$, если концентрации веществ $[A]$, $[C]$ и $[D]$ в состоянии равновесия равны соответственно 0,5, 0,2 и 0,1 моль/л.

10. Определите константу равновесия реакции $A+B \leftrightarrow C+D$, если концентрации веществ $[A]$, $[B]$, $[C]$ и $[D]$ в состоянии равновесия равны соответственно 0,7, 0,6, 0,3 и 0,2 моль/л.



Практическое занятие № 6. **РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ**

Теоретическая часть: Частицы растворенного вещества равномерно распределяются в растворителе. С увеличением количества растворенного вещества изменяются температура кипения и замерзания, а также давление водяного пара и осмотическое давление. Здесь наблюдаются изменение объема раствора и энергетические явления.

Однородная гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, называется раствором.

Растворимость – это способность вещества растворяться в воде или в другом растворителе. Если растворяемого вещества много, тогда происходит равновесие определенного движения. Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом, называется **насыщенным раствором**. Раствор, содержащий значительно больше растворенного вещества, чем требуется для насыщения при данной температуре, называется **пересыщенным раствором**. Стоит только бросить в раствор кристаллик того вещества, которое в нем растворено, как тотчас же вокруг него начинают расти другие кристаллы и через короткое время весь избыток растворенного вещества выкристаллизовывается.

Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя. В химии используется несколько различных способов выражения концентрации:

- 1) процентная концентрация;
- 2) молярная концентрация;
- 3) нормальная концентрация;
- 4) моляльная концентрация;
- 5) титр.

Процентная концентрация (массовая доля (ω)) ($C\%$) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора (выражается в процентах или в долях единицы). Процентная концентрация определяется по следующей формуле:

$$C_{\%} = \frac{m_1}{m_3} \cdot 100 ,$$

$$m_3 = m_1 + m_2,$$

где m_1 - масса растворенного вещества;

m_3 – масса раствора;

m_2 – масса растворителя.

Молярная концентрация (C_M)- число грамм-молекул растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества, называется молярным (1М). Молярная концентрация раствора определяется по следующей формуле:

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

где V - объем раствора, мл

n - количество вещества, так как $n = \frac{m}{M}$, формула приобретает следующий вид:

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot V} ,$$

m_1 - масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса растворенного вещества;

Нормальная концентрация (C_n) – количество (моль) эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора (моль-экв/л). Нормальная концентрация определяется по следующей формуле:

$$C_n = \frac{m_1 \cdot 1000}{E \cdot V} ,$$

где m_1 - масса растворенного вещества, г;

E – эквивалент растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, мл.

Моляльная концентрация или моляльность (C_m) – количество (моль) растворенного вещества в 1000 г чистого растворителя (моль/кг). Моляльная концентрация определяется по следующей формуле:

$$C_{molyal} = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2} ,$$

где m_1 и m_2 – масса растворенного вещества и растворителя, г;

M – молекулярная масса растворенного вещества, г/моль.

Титр (Т) – масса растворенного вещества в 1 мл раствора (г/мл). Взаимозависимость нормальной концентрации с титром определяется по следующей формуле: $T = \frac{Cn \cdot E}{1000}$.

Электролитическая диссоциация

При растворении электролитов – оснований, кислот и солей – в воде, под действием полярных молекул воды происходит распад на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы), такой процесс называется электролитической диссоциацией.

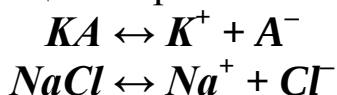
Ионы, образованные во время диссоциации, соединяясь с молекулами воды, превращаются в гидратированные ионы. Например:



Например:



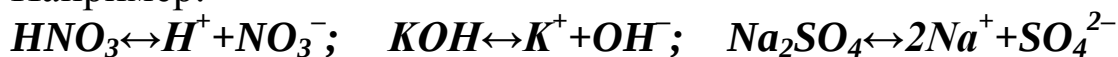
На практике для удобства в процессах диссоциации не показываются молекулы воды гидратированных ионов, и упрощенно пишется следующим образом



Процесс диссоциации является обратимым процессом, обратный процесс называется ассоциацией.

Кислоты – диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка, основания – на катионы металла и гидроксид-анионы, а соли на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Например:



Величина, показывающая какая часть молекул электролита в растворе, распадается на ионы, называется степенью диссоциации и обозначается α . Например, если $\alpha = \frac{3}{5}$, это показывает, что три части из пяти всех молекул находятся в ионном состоянии, а две части из пяти в молекулярном состоянии. Обычно степень диссоциации выражается в процентах. Для этого значение α умножается на 100. В данном случае:

$$\alpha = \frac{3}{5} \cdot 100\% = 60\%$$

По степени диссоциации электролиты условно делятся на сильные, средние и слабые электролиты. Если в 0,1n растворе электролитов степень диссоциации больше 30% - это сильные, если больше 3%, но меньше 30% - это средние, а если α меньше 3% - это слабые электролиты.

Например: кислоты **HCl, HNO₃, HClO₄, HBr, H₂SO₄** и хорошо растворимые в воде гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов **NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂**, а также хорошо растворимые соли относятся к сильным электролитам. **H₂SO₃, H₃PO₄** – это средние электролиты, **H₂CO₃, H₃BO₃, HCN, CH₃COOH, NH₄OH, H₂S**, а также нерастворимые в воде основания и соли являются слабыми электролитами.

Значение степени диссоциации зависит от концентрации раствора, температуры и от природы электролита и растворителя.

Так как электролиты диссоциируют на ионы, величины растворов электролитов, такие как осмотическое давление, понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения, понижение давления пара, отличаются от показателей растворов неэлектролитов такой же концентрации. Чтобы количественно охарактеризовать эту разность был введен поправочный коэффициент Вант-Гоффа “*i*”, который называется изотоническим коэффициентом. В водных растворах неэлектролитов $i=1$, а в растворах электролитов $i>1$. На этом основании математические выражения правил и выводов, используемых для неэлектролитов, можно записать в следующем виде:

$$\text{а) } \Delta t_{\text{замерз.}} = K \frac{m \cdot i}{M} \quad \text{или} \quad \Delta t_{\text{замерз.}} = \frac{i \cdot k \cdot m_1 \cdot 100}{M_r \cdot m_2},$$

$$\text{б) } \Delta t_{\text{кип.}} = E \frac{m \cdot i}{M} \quad \text{или} \quad \Delta t_{\text{кип.}} = \frac{i \cdot E \cdot m_1 \cdot 100}{M_r \cdot m_2},$$

$$\text{в) } \Delta P = P \frac{n \cdot i}{n + n_1} \quad \text{или} \quad \Delta P = \frac{m_1 \cdot i}{m_r} \cdot RT,$$

$$\text{г) } P_{\text{осм}} = i C_m \cdot R \cdot T \quad \text{или} \quad P_{\text{осм}} = \frac{m_1 \cdot i}{m_r} \cdot RT,$$

между ***i*** и **α** существует зависимость:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где n – число ионов, образованных в результате диссоциации молекул электролита в растворе. Например, в $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ $n=3$, так как $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ диссоциирует на 3 иона.

Константа диссоциации. Так как электролитическая диссоциация процесс обратимый, к нему можно применить закон действия масс. Например:



$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

В таких случаях константа равновесия K называется константой диссоциации. В растворах слабых электролитов между K и α существует следующая зависимость:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha} \quad \text{или} \quad K = \frac{\alpha^2}{V(1 - \alpha)},$$

где V – объём раствора, в котором содержится 1 моль вещества, называется молярным объёмом.

Если $\alpha < 1$ можно предположить, что $(1 - \alpha) = 1$, то $K = \alpha^2 \cdot C$, тогда $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$ или $\alpha = \sqrt{K \cdot V}$.

Следовательно, с разбавлением раствора электролита, то есть с уменьшением его концентрации, степень диссоциации увеличивается – закон разбавления Оствальда.

Вопросы и задачи

1. В 1,5 л воды растворено 50 г вещества. Вычислить процентную концентрацию раствора.
2. Сколько воды необходимо добавить к 50 мл 96% раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/мл для получения 20% раствора?
3. Определить молярность 500 мл раствора, содержащего 20,52 г сульфата алюминия.

4. Определить массовую долю хлороводорода в растворе, если к одному объему 37% соляной кислоты плотностью $1,19 \text{ г/см}^3$ прибавить 4 объема воды.
5. Какой объем 68% раствора азотной кислоты плотностью $1,41 \text{ г/см}^3$ и воды необходимо для приготовления 40 г 12% раствора азотной кислоты?
6. Какой объем 96% серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ необходим для приготовления 250 мл 0,1н раствора?
7. По сколько грамм надо взять 60% и 10% растворов серной кислоты для приготовления 15 г 20% раствора серной кислоты?
8. Сколько надо взять 37,23% раствора соляной кислоты плотностью $1,19 \text{ г/см}^3$ и воды для приготовления 500 мл 10% раствора соляной кислоты плотностью $1,049 \text{ г/см}^3$?
9. Степень диссоциации 0,005 М раствора масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ равняется 5,5%. Вычислить константу диссоциации.
10. Осмотическое давление 0,1н раствора сульфата меди (II) при температуре 0°C равно 1,58 атм. Определить степень диссоциации раствора сульфата меди (II).



Практическое занятие № 7. **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Теоретическая часть:

Реакции взаимодействия ионов соли с водой, которая в основном протекает с изменением среды раствора, называется гидролизом солей.

или:

Изменение pH раствора в результате взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды называется гидролизом солей.

В результате гидролиза ионы соли с ионами воды образуют малодиссоциируемые комплексы (ион молекулы). Если продукты гидролиза растворимы, то процесс является обратимый. В результате гидролиза иногда могут образовываться легколетучие и плохо растворимые вещества. В таких случаях реакция необратима и протекает до конца.

Кроме этого, в зависимости от природы катиона и аниона соли гидролиз в основном бывает трех видов:

1. Гидролиз по катиону – соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием. Например: BeCl_2 , NH_4Br , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

2. Гидролиз по аниону – соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, например: K_2SO_3 , Na_2CO_3 ,
 $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$.

3. Гидролиз по катиону и аниону (полный гидролиз) – соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой. Например: $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, BeCO_3 .

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу. В этом случае протекает реакция нейтрализации (обратный процесс гидролиза) и образуются молекулы воды:

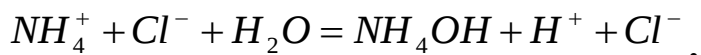
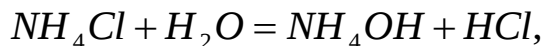


Здесь вода диссоциирует на ионы в незначительной степени.

Рассмотрим важнейшие случаи гидролиза солей:

1. Гидролиз по катиону – гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием. При гидролизе соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием в основном катионы соли с ионами воды OH^- образуют малодиссоциирующие

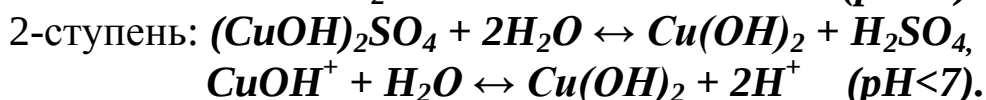
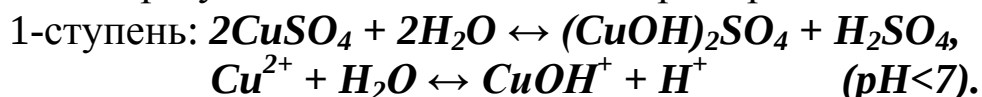
соединения, в результате этого концентрация ионов OH^- уменьшается, а концентрация ионов водорода H^+ увеличивается. С увеличением концентрации H^+ ионов водорода раствор приобретает кислую среду. Например, возьмем гидролиз хлорида аммония NH_4Cl :



Кратко-ионное уравнение имеет следующую форму:

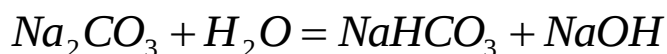


Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием с несколькими гидроксильными группами, проходит ступенчато, в обычных условиях только первая ступень проходит хорошо и образуется основная соль. Например:

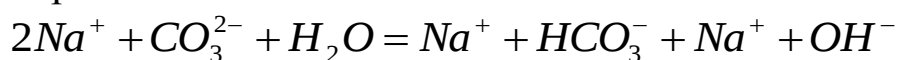


2. Гидролиз по аниону – гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. В гидролизе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, в реакцию в основном вступает анион кислоты. При гидролизе соли такого типа анионы слабой кислоты, входящие в состав соли, соединяясь с ионами воды H^+ , образуют малодиссоциируемые соединения, в результате концентрация ионов водорода H^+ в растворе уменьшается, а концентрация OH^- -ионов увеличивается. В связи с увеличением концентрации OH^- -гидроксид ионов в растворе образуется щелочная среда.

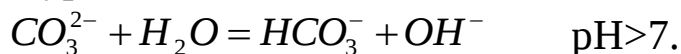
В качестве примера рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 (соли, образованной сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2CO_3):



Ионно-молекулярное уравнение этой реакции пишется следующим образом:

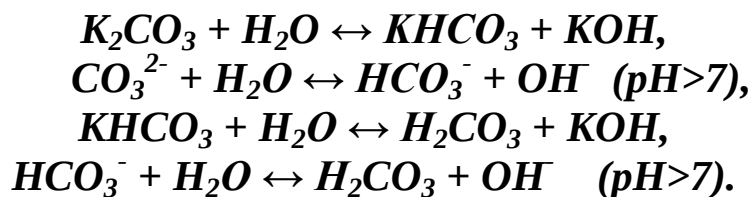


кратко-ионное уравнение:



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой

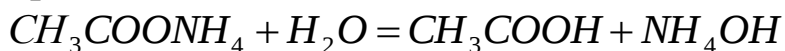
многоосновной кислотой, так же проходит ступенчато, в обычных условиях только первая ступень протекает хорошо и образуется кислая соль:



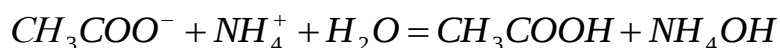
3. Гидролиз по катиону и по аниону – полный гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.

При гидролизе соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, и катионы и анионы соли взаимодействуют с водой, то есть соли этого типа, подвергаясь гидролизу, образуют малодиссоциирующие кислоту и основание.

например:



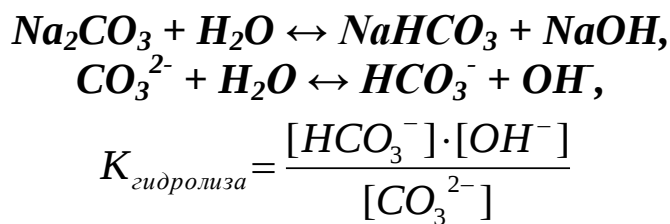
Уравнение в ионно-молекулярном виде пишется следующим образом:



Среда раствора соли может быть либо кислой (если основание слабее кислоты), либо щелочной (если кислота слабее основания), или нейтральной (если сила кислоты и сила основания равны, то есть их константы ионизации равны друг другу).

Количественно гидролиз солей характеризуется константой гидролиза и степенью гидролиза.

Гидролиз является обратимым процессом, поэтому к нему можно применить закон действия масс:



В таких случаях константа равновесия называется константой гидролиза и выражается $K_{гидролиза}$. В выражении константы гидролиза не учитывается концентрация воды, так как количество воды в растворе принимается неизменным. С увеличением значения константы гидролиза усиливается и сам гидролиз. Существует следующая связь константы гидролиза соли, образованной одноосновной кислотой и одноосновным основанием, с ионным

произведением воды (10^{-14} моль/л) и константами диссоциации кислот и оснований:

$$K_{\text{гидролиза}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_{\text{кислоты}}},$$

где $K_{\text{гидролиза}}$ – константа гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием.

$$K_{\text{гидролиза}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_{\text{основания}}},$$

где $K_{\text{гидролиза}}$ – константа гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой.

$$K_{\text{гидролиза}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{основания}}},$$

где $K_{\text{гидролиза}}$ – константа гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.

Отношение числа гидролизированных молекул к общему числу молекул растворенной соли называется степенью гидролиза и выражается буквой « h ».

Степень гидролиза зависит от силы, концентрации и температуры кислоты или основания, образованной в результате гидролиза. С уменьшением концентрации раствора соли увеличивается степень гидролиза, например:

с уменьшением концентрации степень гидролиза соли, выраженная уравнением



изменяется следующим образом:

C (моль/л)	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
$h, \%$	1,7	2,9	4,5	11,3	16	34

Степень гидролиза также увеличивается с повышением температуры, например:

$t^\circ (C^\circ)$	0	25	50	75	100
$h, \%$	4,6	9,4	17	28	40

В связи с тем, что существует схожесть между степенью гидролиза и степенью диссоциации слабых электролитов, на

основании закона разбавления, связь между степенью гидролиза h и константой гидролиза $K_{\text{гидролиза}}$ можно выразить следующим уравнением:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидролиза}}}{C_{\text{соли}}}}$$

Вопросы и задачи

1. Какие ионы проявляют кислотные или основные свойства в растворах солей ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KNO_2 , Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , FeCl_3 , Na_2CO_3 , CH_3COONa ?

2. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли хлорида аммония?

3. Определить степень гидролиза и pH 0,1М раствора ацетата калия CH_3COOK .

4. Написать молекулярное и ионное уравнения гидролиза следующих солей:

1) NaClO ; 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; 3) NaCN ; 4) NaCH_3COO ; 5) NH_4CN ; 6) CuSO_4 ; 7) CrCl_2 ; 8) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 9) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 10) K_2CO_3 ; 11) MnCl_2 ; 12) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Укажите соли, которые подвергаются гидролизу по катионному, анионному и по катионно-анионному механизму.

5. Определите степень гидролиза и pH 0,5М раствора карбоната натрия NaCO_3 .

6. Определить константу гидролиза и степень гидролиза 0,8М раствора фосфата алюминия AlPO_4 .

7. Определить pH 0,1М раствора карбоната кальция.

8. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 2,4М раствора фосфата натрия.

9. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора ацетата натрия CH_3COONa .

10. Определить константу гидролиза и степень гидролиза 10% раствора нитрата алюминия.



Практическое занятие № 8

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Теоретическая часть: Окислительно-восстановительные реакции широко распространены в природе, они широко используются в химической промышленности и отраслях народного хозяйства.

Реакции, происходящие с изменением степени окисления элементов, называются окислительно-восстановительными реакциями.

Важнейшие биологические и жизненные процессы, как дыхание, разрушение и фотосинтез, являются многоступенчатыми каталитическими сложными окислительно-восстановительными реакциями.

В окислительно-восстановительных реакциях электроны одного атома могут полностью переходить к другому атому или плотность электронного облака одного атома уменьшается, а плотность другого может увеличиваться. Процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисленности элемента, называется окислением, а процесс принятия их, сопровождающийся понижением степени окисленности, – восстановлением.

Атом или ион, отдавший электроны в процессе химической реакции, называется **восстановителем**, а атом или ион, присоединивший эти электроны – **окислителем**.

Окислители: галогены, перманганат калия, манганат калия, бихромат калия, хромат калия, азотная кислота, серная кислота, озон, пероксид водорода и т.д.

Восстановители: металлы, водород, уголь, сероводород, сульфид аммония, аммиак, альдегиды, спирты, муравьиная и оксалатная кислоты, глюкоза и т.д.

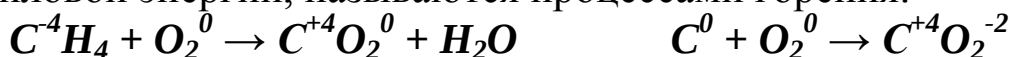
Типы окислительно-восстановительных реакций.

Различают 4 типа окислительно-восстановительных реакций:

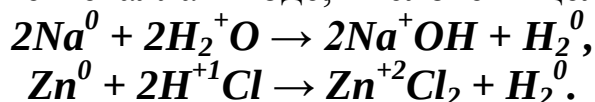
1. Межмолекулярные
2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции;
3. Реакции диспропорционирования;
4. Реакции контдиспропорционирования.

1. Химические реакции, при которых изменяются степени окисления атомов элементов, входящих в состав молекул разных веществ, называются **межмолекулярными** окислительно-восстановительными реакциями:

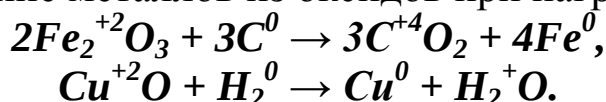
а. Процессы горения. Окислительно-восстановительные реакции, которые протекают с излучением света и выходом тепловой энергии, называются процессами горения:



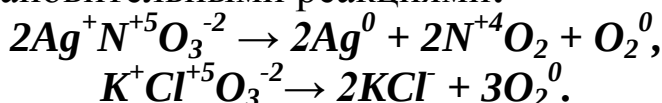
б. Растворение металла в воде, кислоте и щелочи:



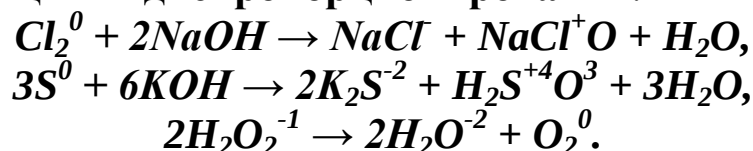
в. Восстановление металлов из оксидов при нагревании:



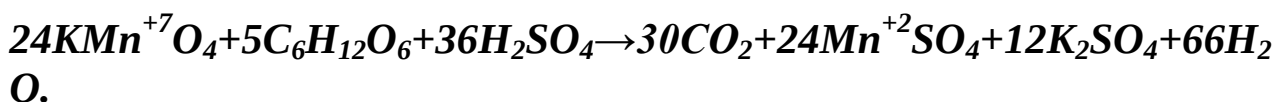
2. Окислительно-восстановительные реакции, при которых степень окисления изменяют атомы разных элементов одного и того же вещества, называются **внутримолекулярными** окислительно-восстановительными реакциями:



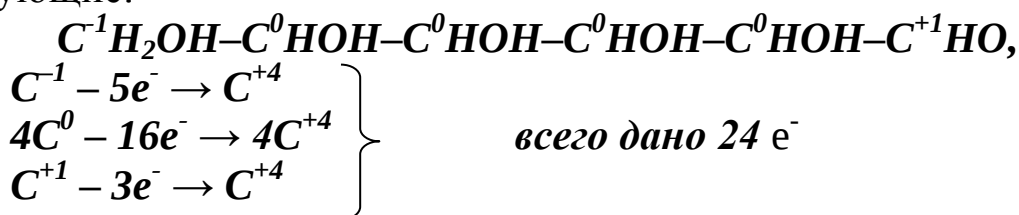
3. **Реакции диспропорционирования.** Реакции, при которых окисляются и восстанавливаются атомы одного и того же элемента, называются реакциями **диспропорционирования**:



4. **Реакции кондиспропорционирования.** Реакции, при которых происходит выравнивание степеней окисления атомов одного и того же элемента, называются реакциями **синпропорционирования**.



Строение глюкозы и степени окисления атомов углерода следующие:

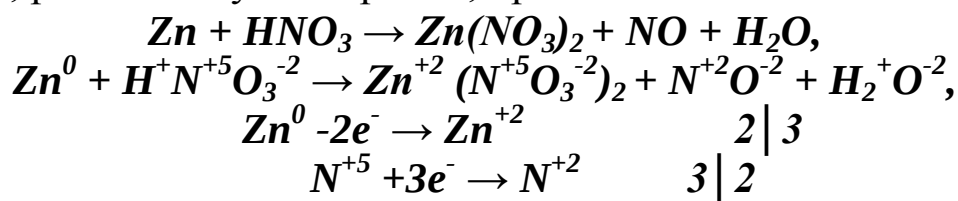


Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Уравнения окислительно-восстановительных реакций составляются различными методами, например:

1. Метод электронного баланса;
2. Ионно-электронный метод.

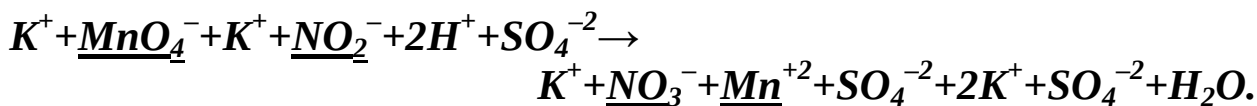
Метод электронного баланса. В этом методе число электронов, отданных восстановителем окислительно-восстановительной реакции, равно числу электронов, принятых окислителем.



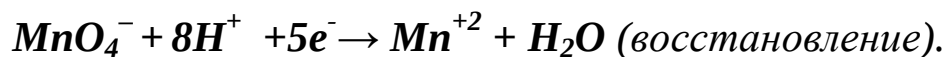
Ионно-электронный метод. В этом методе окислительно-восстановительные реакции протекают в растворе между ионами. Например:



Запишем уравнение реакции в ионном виде:



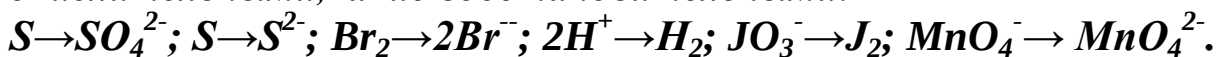
Теперь запишем электронное уравнение окислительно-восстановительной реакции для элементов, изменивших степень окисления:



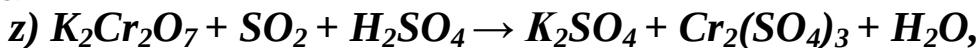
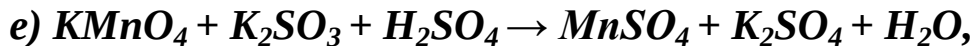
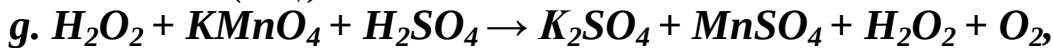
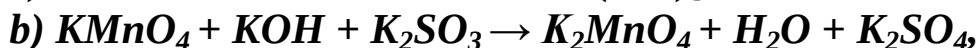
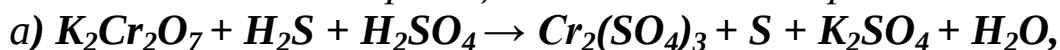
Вопросы и задачи

1. Какие вещества называются окислителями и восстановителями? Приведите примеры.

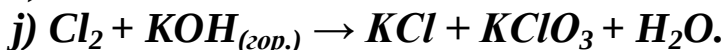
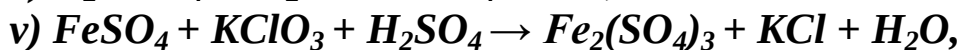
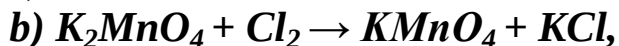
2. Укажите какие из приведенных процессов являются окислительными, какие восстановительными:



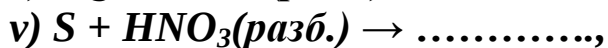
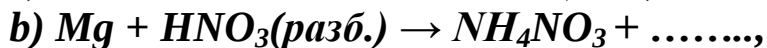
3. Определите коэффициенты для нижеприведенных окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



4. Определите коэффициенты и уравняйте ионно-электронным методом следующие окислительно-восстановительные реакции:



5. Закончите реакции и составьте молекулярные уравнения:





Практическое занятие № 9 ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Теоретическая часть:

Устройства, в которых осуществляются химические реакции, в результате которых возникает электрическая энергия, то есть химическая энергия превращается в электрическую энергию, называются гальваническими элементами.

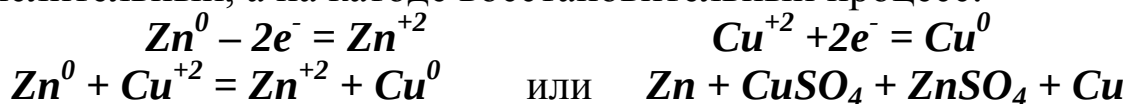
Для образования гальванического элемента необходимо в раствор электролита опустить две пластины или стержня, изготовленных из разных металлов, и их концы соединить через внешнюю цепь. Итальянский ученый Вольт, опустив в раствор кислоты пластинки из меди и цинка и соединив их между собой, стал наблюдать образование электрического тока и впоследствии этот элемент назвали вольт-элементом. В таком гальваническом элементе электроны с цинкового электрода по внешней цепи переходят на медный электрод, то есть цинк заряжается отрицательно, а медь положительно.

Электрохимическая схема медно-цинкового гальванического элемента



где А – анод, К – катод.

При работе данного гальванического элемента, в результате перехода потока электронов с цинкового электрода (анода) через внешнюю цепь на медный электрод (катод), на аноде протекает окислительный, а на катоде восстановительный процесс:



В гальванических элементах электрод, на котором происходит окислительный процесс (отдача электронов), называется анодом, а, на котором происходит восстановительный процесс (присоединение электронов), называется катодом. Процесс образования тока в гальваническом элементе зависит от строения кристаллической решетки металла. При опускании металла в раствор какого-либо электролита на границе металла с раствором образуется двойной электрический слой. Поэтому ионы металла

притягиваются полярными молекулами воды и начинают переходить из металла в раствор $Me \leftrightarrow Me^{n+} + n\bar{e}$. Здесь Me – металл, Me^{n+} – ион металла. В результате этого металл, потерявший одну часть положительных ионов, приобретает лишние электроны и заряжается отрицательно, а раствор заряжается положительно. Образование двойного электрического слоя здесь образует разность потенциалов. Эта разность потенциалов называется электродным потенциалом металла. Например, образование двойных электрических слоев на границе растворов **Zn** с **ZnSO₄** и **Cu** с **CuSO₄** медно-цинкового гальванического элемента можно изобразить следующими схемами.

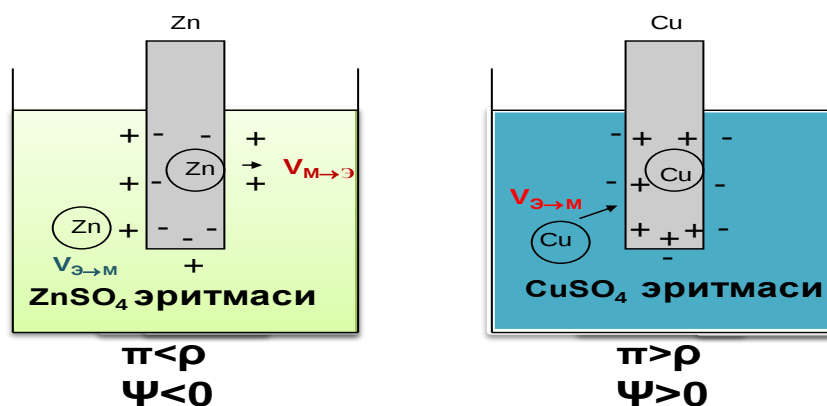


Рис. 9.1. Схема медно-цинкового гальванического элемента.

Разность электродных потенциалов двух электродов (катода и анода) называется электродвижущей силой гальванического элемента (ЭДС). Для определения электродвижущей силы гальванического элемента необходимо от электродного потенциала катода отнять значение электродного потенциала анода. Например, для определения ЭДС медно-цинкового гальванического элемента надо от двойного потенциала окислителя отнять двойной потенциал восстановителя:

$$ЭДС = E_{(CuSO_4)/Cu} - E_{(ZnSO_4)/Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,1В$$

где $E_{(CuSO_4)/Cu}$ – двойной потенциал окислителя,

$E_{(ZnSO_4)/Zn}$ – двойной потенциал восстановителя,

они обычно выглядят как $E_{Cu^{+2}/Cu}$ и $E_{Zn^{+2}/Zn}$.

Электродный потенциал металлов зависит от свойств металлов, концентрации ионов металла в растворе и от температуры. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$E_{Me} = E^0_{Me} + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me} n + (t = 25^\circ C)$$

где: E_{Me} – электродный потенциал металла;

E^0_{Me} – нормальный (или стандартный) электродный потенциал металла;

n – число электронов, отдаваемых одним атомом металла (степень окисления иона металла);

C_{Me}^{n+} – концентрация ионов металла в растворе.

Если в формуле $C_{Me}^{n+} = 1$ моль/л, $\lg 1 = 0$, то $E_{Me} = E^0_{Me}$. На основании этого электродный потенциал металла, опущенного в раствор с концентрацией равной 1 моль/л, называется стандартным электродным потенциалом данного металла.

Гальванический элемент можно составлять из разных пар элементов, например: в гальваническом элементе Даниэля-Якоби цинковый и медный электроды погружены в растворы соответствующих солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$ концентрацией равной 1 моль/л и соединены между собой вольтметром.

Коррозия металлов. Слово коррозия взято от латинского слова “corrozero” и означает разрушение.

Процесс химического и электрохимического разрушения металлов и сплавов под действием внешней среды называется коррозией.

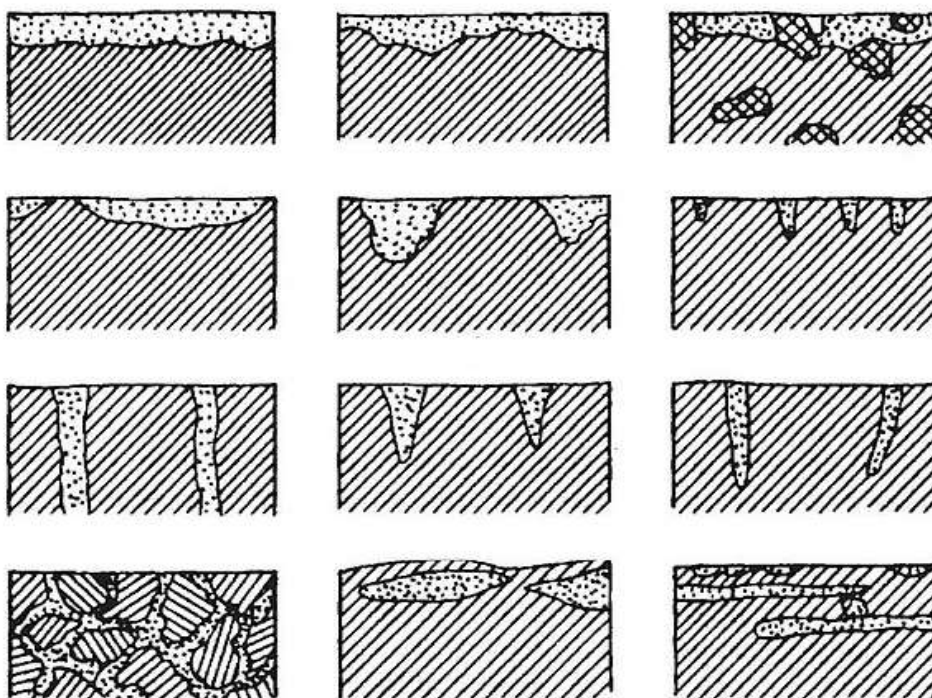


Рис. 9.2. Коррозия металлов.

Химическая коррозия металлов происходит под воздействием различных газов (кислорода, сульфит ангидрида, сероводорода и других).

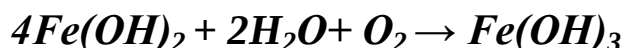
В результате химической коррозии на поверхности металлов образуется вещество в виде тонкого слоя. Этот плотный слой или тонкая оксидная пленка защищает металл от дальнейшего разрушения. А при окислении железа образуется пористый слой, который не может защищать его от дальнейшего разрушения.

Коррозия металлов является окислительно-восстановительным процессом. Рассматриваемая коррозия изделий из железа в природе обычно происходит за счет кислорода в воздухе или за счет веществ (активных неметаллов и кислот) и влаги, легко вступающих в химическую реакцию с железом.

Процесс окисления: $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe_{(m\phi)}$; $E^0 = -0,44B$.

Процесс восстановления: $0,5 O_{2(g)} + H_2O - 2e^- \rightarrow 2OH$; $E^0 = 0,80B$.

На поверхностном слое металла образуется $Fe(OH)_2$, но он легко окисляется под действием воды H_2O и кислорода, образуя $Fe(OH)_3$



и легко дегидрируется:

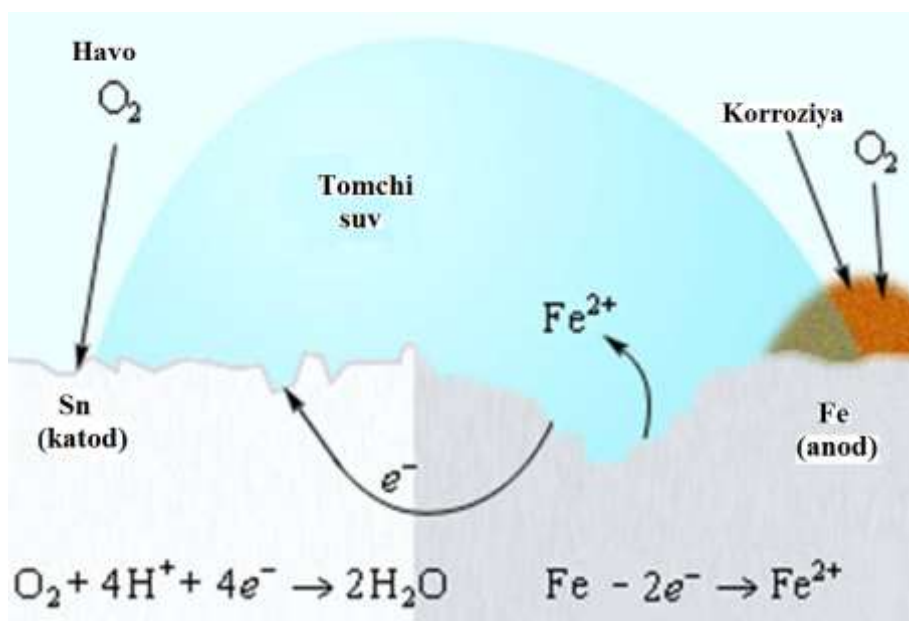
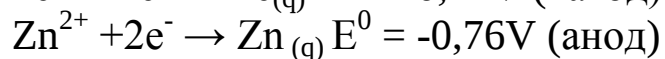
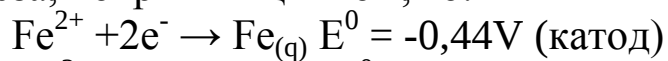


Рис. 9.3. Схематическое изображение коррозии металлов.

Липучесть образованного слоя со слоем железа, не подвергнувшегося внутренней коррозии, очень плохая. Поверхность металла должна непрерывно покрываться оксидной пленкой, выполняющей роль покрытия, обладающего защитными свойствами. Одним из важнейших значений имеет способ защиты от коррозии покрытие металлов водостойкими и кислородостойкими маслянными красками, но они не сохраняют долгое время свои свойства. Способы защиты от коррозии металлов, имеющие важное значение, основаны на электрохимических законах. Широко применяется покрытие поверхностей металлических предметов металлами, оксидные пленки которых очень прочные. Если сравнить коррозиестойкость изделий из железа, покрытых цинком, то:



Они не сильно отличаются друг от друга, так как эти металлы при контакте между собой могут выполнять роль гальванической пары по отношению друг к другу, здесь металл цинк защищает железо от коррозии, а прочная оксидная пленка цинка защищает от коррозии сам цинк. Если цинковое покрытие хоть немного повреждено, то железный предмет подвергается коррозии под действием кислорода и воды, и только после полного исчезновения цинкового покрытия начинается электрохимический процесс, то есть начинается коррозия железа.

Кроме цинка изделия из железа можно защищать от коррозии с помощью покрытия более пассивными металлами, например, оловом, которое тоже помогает. Данное покрытие называется катодным. В этом случае $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(\text{ТВ})}$, $E^0 = -0,14\text{В}$ само покрытие не участвует в электрохимической коррозии, так как он выполняет роль катода и защищает железо от окисления.

Из железных частей, погруженных в почву, появляются агрессивные вещества. Причиной появления такого тока являются транспортные средства, работающие за счет источников постоянного тока.

Коррозия металлов очень вредное явление. Каждый год по всему миру несколько тонн металла разрушается от коррозии. Поэтому надо изучать процессы коррозии и бороться против них.

Электролиз - это окислительно-восстановительный процесс, происходящий при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Известно, что любой раствор электролита состоит из катионов и анионов. Они в растворе находятся в постоянном движении. Если в такой раствор опустить положительный и отрицательный электроды, движение ионов приобретает определенный порядок. Анионы движутся к аноду, а катионы к катоду. Катионы получают от катода электроны, а анионы отдают лишние электроны аноду. На катоде протекает восстановительный процесс, а на аноде – окислительный процесс.

Электролиз проводится в специальных установках – электролизере или в электролитических ваннах. Частицы (ионы) раствора или расплава электролита, приняв электроны на катоде, восстанавливаются, а на аноде частицы отдают электроны и окисляются.

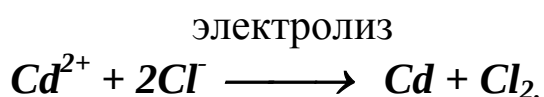
В качестве примера электролиза расплава соли можно привести электролиз расплава хлорида кадмия $CdCl_2$. В расплаве соль диссоциирует на ионы:



На катоде катионы кадмия восстанавливаются, а на аноде ионы хлора окисляются:



Суммируя обе полуреакции, запишем следующим образом:



При электролизе водных растворов солей, кроме ионов соли, учитывается присутствие ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- , образованных за счет диссоциации молекул воды.

На катоде катионы электролита и водорода теряют заряд. А на аноде заряд теряют анионы электролита и гидроксид-ионы. Молекулы воды могут электрохимически окисляться или восстанавливаться. Протекание химических процессов электролиза на электродах зависит от относительных значений электродных потенциалов электрохимической системы. При этом на катоде происходит процесс восстановления, а на аноде – процесс окисления.

При электролизе могут быть использованы два типа анодных электродов: активные (расходуемые) и инертные (нерасходуемые). Активный анод окисляется, переходя в раствор в виде ионов, а инертный является только электродом, через который в раствор (или расплав) передаются электроны. Инертные электроды обычно изготавливают из графита или платины.

Процессы, протекающие на электродах при электролизе водных растворов солей с инертными электродами:

Катодные процессы

1. Катионы металлов, стоящих в ряду напряжений до Al , и сам Al не разряжаются на катоде; в этом случае на катоде восстанавливаются молекулы воды по уравнению $2H_2O + 2\dot{e} = H_2 + 2OH$ и образуется щелочная среда ($pH > 7$).
2. Катионы металлов, находящихся в ряду напряжений металлов в пределах от Al до $H_2(\varphi^0 = 0)$, разряжаются параллельно с водородом:

$$Me^{n+} + n\dot{e} = Me^0, \quad 2H_2O + 2\dot{e} = H_2 + 2OH$$
3. Ионы благородных и малоактивных металлов, потенциал которых больше $\varphi^0 = 0$, разряжаются в первую очередь, и разряд ионов водорода или молекул воды не происходит:

$$Me^{n+} + n\dot{e} = Me^0.$$

Анодные процессы

1. Простые анионы Cl^- , Br^- , S^{2-} и др. (кроме F^-) на аноде разряжаются сами: $2Cl^- - 2\dot{e} = Cl_2$.
2. Сложные анионы (SO_4^{2-} , NO_3^- и т.д.) и F^- на аноде не разряжаются, происходит окисление воды:

$$2H_2O - 4\dot{e} = O_2 + 4H^+, (\varphi^0 = +1,23V)$$
 и образуется кислая среда ($pH < 7$).

Реакции электролиза являются такими же химическими реакциями, как и остальные, т.е. по ним можно производить стехиометрические расчеты. Массу и объем веществ, выделяющихся в процессе электролиза, определяют по законам Фарадея:

1. При прохождении одного и того же количества электричества через раствор или расплав электролита массы

(объемы) веществ, выделившихся на электродах, прямо пропорциональны их химическим эквивалентам

$$m = K_E \cdot Q = K_E \cdot I \cdot t, \quad K_E = \mathcal{E} / F,$$

где K_E – электрохимический коэффициент.

2. Масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы (объемы) образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}, \quad V_{O_2} = \frac{5,6 \cdot I \cdot t}{F}, \quad V_{H_2} = \frac{11,2 \cdot I \cdot t}{F},$$

где m – масса выделившегося или подвергшегося превращению вещества, г;

V – объем, выделившегося на электродах вещества, л;

$\mathcal{E}$ – эквивалентная масса вещества. г/моль экв.;

I – сила тока, А; t – время, с;

F – постоянная Фарадея (96500 Кл/моль экв.), т.е. количество электричества, необходимое для выделения или превращения одного моля эквивалента вещества.

Вопросы и задачи

1. Сколько существуют методов защиты от коррозии?
2. Как можно осуществить электрохимическую защиту?
3. Какие процессы могут протекать на катоде и аноде в гальваническом элементе?
4. Чем отличаются процессы электролиза с участием растворимого электрода от процессов с участием нерастворимого (инертного) электрода?
5. Какой силы ток надо пропустить через раствор хлорида натрия, чтобы получить 100 кг NaOH?
6. Сколько серебра выделится на катоде, если через раствор $AgNO_3$ пропустить ток силой 10 А в течение 10 минут?
7. Какое количество $CuCl_2$ диссоциирует при пропускании тока силой 8 А в течение 1 часа через раствор $CuCl_2$?

8. При пропускании тока через раствор соль в течение 20 минут получено 0,8 г никеля. Определить силу тока.
9. Какое время надо пропускать ток силой 30 А через раствор щелочи, чтобы получить 30 л водорода?
10. Сколько граммов железа выделится в каждой из ванн, если через растворы сульфата железа (II) и хлорида железа (III) пропускать ток силой 1,5 А в течение 1 часа?

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1.

Давление водяного пара при разных температурах

Температура, °C	Давление водяного пара		Температура, °C	Давление водяного пара		Температура, °C	Давление водяного пара	
	Па	мм. рт.ст.		Па	мм. рт.ст.		Па	мм. рт.ст.
1	656	4,93	11	1312	9,84	21	2486	18,65
2	705	5,29	12	1402	10,52	22	2643	19,83
3	757	5,69	13	1450	11,23	23	2809	21,07
4	813	6,10	14	1598	11,99	24	2983	22,38
5	872	6,54	15	1705	12,79	25	3167	23,76
6	934	7,01	16	1817	13,63	26	3360	25,21
7	1001	7,51	17	1937	14,53	27	3564	26,74
8	1073	8,05	18	2063	15,48	28	3779	28,35
9	1148	8,61	19	2197	16,48	29	4004	30,04
10	1228	9,21	20	2338	17,54	30	4241	31,82

Таблица 2.

Цвет индикаторов в различных средах

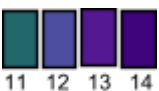
Название индикатора	Кислая $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$		Нейтральная $[H^+] = [OH^-]$ $pH = 7$		Щелочная $[OH^-] > [H^+]$ $pH > 7$	
	Розовый		Фиолетовый		Синий	
Лакмус	Бесцветный		Бесцветный		Малиновый	
Фенолфталеин	Бесцветный		Бесцветный		Малиновый	
Метилоранж	Красный		Оранжевый		Жёлтый	
						
	0 1 2 3	4 5 6	7		8 9 10	11 12 13 14
	Сильно кислая	Слабо кислая	↓	нейтральна	Слабо щелочная	Сильно щелочная
	←				→	
	Усиливается кислая среда				Усиливается щелочная среда	

Таблица 3.

**Термодинамические константы некоторых веществ при
нормальных условиях**

Вещество	ΔH°_{298} , Дж/моль	ΔG°_{298} , Дж/моль	ΔS°_{298} , Дж/(моль•К)
A_2O_3 (κ)	-1671	-1583,3	50,9
CH_4 (г)	-74,9	-50,8	186,4
C_2H_2 (г)	226,9	-	-
CO (г)	-110,6	-137,2	197,7
CO_2 (г)	-393,8	-394,6	213,8
CaC_2 (κ)	-62,8	-64,9	70,0
CaO (κ)	-636	-604,4	39,8
$Ca(OH)_2$ (κ)	-987,2	-899,2	83,4
CuO (κ)	-155,3	-129,5	42,7
CS_2 (с)	87,92	64,5	151,1
$COCl_2$ (г)	-223,1	-206,9	283,9
Fe_2O_3 (κ)	-822,7	-740,8	87,5
Fe_3O_4 (κ)	-1117,9	-1014,8	146,3
HCl (г)	-92,36	-95,4	186,9
H_2O (г)	-242	-228,8	188,8
H_2O (с)	-286	-237,4	70,0
H_2SO_4 (с)	-811,8	-690,8	157,0
NH_3 (г)	-46,22	-16,3	192,8
NO (г)	89,93	80,6	210,7
NH_4Cl (κ)	-313,8	-203,3	95,9
$(NH_4)_2SO_4$ (κ)	-1180,2	-902	220,2
P_2O_5 (κ)	-1531,5	-	-
PbO (κ)	-218	188,3	68,7
SO_2 (г)	-297,1	-300,4	248,2
SO_2Cl_2 (г)	-343,5	-	-

Таблица 4.

Растворимость в воде солей и оснований

Катионы	Анионы										
	<i>OH</i>	<i>F⁻</i>	<i>Cl⁻</i>	<i>Br⁻</i>	<i>I⁻</i>	<i>S²⁻</i>	<i>NO₃⁻</i>	<i>CO₃²⁻</i>	<i>SiO₃²⁻</i>	<i>SO₄²⁻</i>	<i>PO₄³⁻</i>
<i>H⁺</i>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
<i>Na⁺</i>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>K⁺</i>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>NH₄⁺</i>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<i>Mg²⁺</i>	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК
<i>Ca²⁺</i>	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК
<i>Sr²⁺</i>	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК
<i>Ba²⁺</i>	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК
<i>Sn²⁺</i>	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Pb²⁺</i>	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н
<i>Al³⁺</i>	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК
<i>Cr³⁺</i>	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК
<i>Mn²⁺</i>	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Fe²⁺</i>	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Fe³⁺</i>	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК
<i>Co²⁺</i>	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Ni²⁺</i>	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Cu²⁺</i>	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
<i>Zn²⁺</i>	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Cd²⁺</i>	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Hg²⁺</i>	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
<i>Hg₂²⁺</i>	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н
<i>Ag⁺</i>	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Р - растворимое вещество;

Н – нерастворимое вещество;

М – малорастворимое вещество;

РК – растворимое в кислоте;

НК - нерастворимое в кислоте вещество;

Г – вещество подвергается гидролизу.

Таблица 5.

**Плотность кислот и щелочей при различных концентрациях
(г/см³)**

Концентрация, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	KOH
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225
22	1,143	1,119	1,110	1,196	1,247
24	1,158	1,132	1,121	1,217	1,268
26	1,174	1,145	1,132	1,240	1,289
28	1,190	1,158	1,142	1,263	1,310
30	1,205	1,171	1,152	1,286	1,332
32	1,224	1,184	1,163	1,310	1,352
34	1,238	1,198	1,173	1,324	1,374
36	1,255	1,211	1,183	1,38	1,395
38	1,273	1,225	1,194	1,384	1,416
40	1,290	1,238	-	1,411	1,437
42	1,307	1,251		1,437	1,458
44	1,324	1,264		1,460	1,478
46	1,342	1,277		1,485	1,499
48	1,361	1,290		1,511	1,519
50	1,380	1,303		1,538	1,540
52	1,399	1,328		1,564	1,560
54	1,419	1,340		1,590	1,580
56	1,439	1,351		1,616	1,601
58	1,460	1,362		-	-
60	1,482	1,373			
62	1,503	1,384			
64	1,525	1,394			
66	1,547	1,403			
68	1,571	1,412			
70	1,594	1,421			
72	1,640	1,429			
74	1,664	1,437			
76	1,687	1,445			
78	1,710	1,453			
80	1,732	1,460			
84	1,776	1,474			
88	1,808	1,486			
92	1,830	1,496			
96	1,840	1,504			

Таблица 6.

Значение pH некоторых растворов

Раствор	pH		Раствор	pH
поджелудочный сок	1.4		Мочевина	6.0
Лимонный сок	2.1		Слюна	6.35 – 6.85
Уксусная кислота - 6%	2.4		Вода, слёзы	7.0
Желудочный сок	8.3		Кровь	7.36 – 7.44
Лимонад, кола	2.5		Кожа человека	6.5
Томатный сок	4.1		Раствор NaHCO_3 1%	8.5
Пиво	4.5		Раствор соды Na_2CO_3 - 1%	11.6
Кофе	5.0		Нашатырный спирт	11.9
Молоко	6.4		Известковая вода	12.9
Морская вода	8.0		Раствор щелочи	14

Таблица 7.

Важнейшие восстановители и окислители

<i>Восстановители</i>	<i>Окислители</i>
Металлы	Галогены
Водород	Перманганат калия (KMnO_4)
Уголь	Манганат калия (K_2MnO_4)
Оксид углерода (II) (CO)	Оксид марганца (IV) (MnO_2)
Сероводород (H_2S)	Дихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
Оксид серы (IV) (SO_2)	Хромат калия (K_2CrO_4)
Сернистая кислота H_2SO_3 и её соли	Азотная кислота (HNO_3)
Галогеноводороды и их соли	Серная кислота (H_2SO_4) _{конц.}
SnCl_2 , FeCl_2 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.	Оксид меди (II) (CuO)
Азотистая кислота HNO_2	Оксид свинца (IV) (PbO_2)
Аммиак NH_3	Оксид серебра (Ag_2O)
Гидразин NH_2NH_2	Пероксид водорода (H_2O_2)
Оксид азота (II) (NO)	Хлорид железа (III) (FeCl_3)
	Бертолетова соль (KClO_3)

Таблица 8.

Ряд электрохимических напряжений металлов

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,28	+1,5
Li^+	Cs^+	K^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	2H	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pt^{2+}	Au^{3+}

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахмеров К., Жалилов А., Сайфуддинов Р. Общая и неорганическая химия. 1 часть. Конспект лекций. Ташкент, 2000.
2. Абдулхаева М.М. Учебное пособие по химии. Т, 2011.
3. Белезин С.А. Практикум по общей химии. - М., Просвещение, 1980- 271с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. – Ленинград.: Химия. 2000.- 280 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Ленинград.: Химия, 2000.- 280 с.
6. Тухтаев Х., Исмоилов А. Лабораторные работы по неорганической химии.-Т.,1984.
7. Хомченко А. Общая и неорганическая химия. –М., 1988.
8. Хомченко А. Сборник задач по общей и неорганической химии. 1988.
9. Шукарев С.А. Неорганическая химия.М., 1999.
10. Валеева Н.Г., Усманова Г.А. и др. Общая и неорганическая химия. Методическое пособие для практических занятий. Часть 1.Ташкент., ТашГТУ, 2014 – 143с.
11. Валеева Н.Г., Усманова Г.А. и др. Общая и неорганическая химия. Методическое пособие для лабораторных работ. Часть 1.Ташкент: ТашГТУ, 2014 – 74 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Практическое занятие № 1. Важнейшие классы неорганических соединений	3
Практическое занятие № 2. Основные законы химии	13
Практическое занятие № 3. Строение атома и молекулы...	18
Практическое занятие № 4. Термохимия.....	32
Практическое занятие № 5. Химическая кинетика и равновесие	36
Практическое занятие № 6. Растворы и электролитическая диссоциация	42
Практическое занятие № 7. Гидролиз солей.....	48
Практическое занятие № 8. Окислительно-восстановительные реакции.....	53
Практическое занятие № 9. Гальванические элементы и коррозия металлов.....	57
Приложение.....	66
Литература.....	72

Редактор Покачалова Н.С.

Для заметок:

Для заметок:

