

**Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев,  
Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова**

**ХИМИЯ**  
**ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ**

**Учебно-методическое пособие  
для студентов I курса  
нехимических специальностей**

**Санкт-Петербург  
2022**

**Министерство науки и высшего образования Российской Федерации**  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

**«Санкт-Петербургский государственный университет  
промышленных технологий и дизайна»  
Высшая школа технологии и энергетики**

**Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев,  
Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова**

# **ХИМИЯ**

## **ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ**

**Учебно-методическое пособие  
для студентов I курса  
нехимических специальностей**

Утверждено Редакционно-издательским советом ВШТЭ СПбГУПТД

Санкт-Петербург  
2022

УДК 54(07)  
ББК 24я7  
А 799

*Рецензенты:*

доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой неорганической химии  
Российского государственного педагогического университета им. А. И. Герцена

*Т. Б. Бойцова;*

кандидат химических наук, доцент кафедры общей и неорганической химии Высшей школы  
технологии и энергетики СПбГУПТД

*А. Н. Борисов*

**А 799** Химия. Индивидуальные задания: учебно-методическое пособие для студентов I курса нехимических специальностей. — 3-е изд., доп. и испр. / Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев, Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова. — СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2022. — 123 с.

Учебно-методическое пособие соответствует программам и учебным планам дисциплины «Химия» для студентов, обучающихся по направлениям подготовки 13.03.01 «Промышленная теплоэнергетика», «Энергетика теплотехнологий», 15.03.02 «Машины и аппараты комплексной переработки возобновляемых ресурсов», 27.03.04 «Системы и средства автоматизации технологических процессов». Пособие содержит оригинальные задания по всем основным темам общей химии. Каждому разделу задач предшествует краткое теоретическое введение с примерами решений.

УДК 54(07)  
ББК 24я7

© ВШТЭ СПбГУПТД, 2022  
© Ардашева Л. П., Вахрушев А. Ю.,  
Луканина Т. Л., Михайлова И. С., 2022

## ОГЛАВЛЕНИЕ

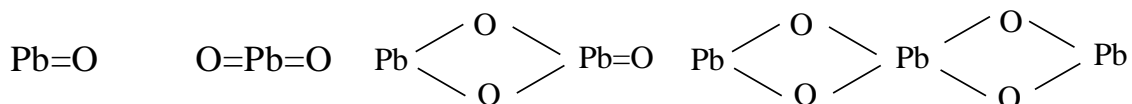
Раздел 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	4
ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ .....	13
Варианты заданий к разделу 1 .....	17
Раздел 2. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ .....	18
Варианты заданий к разделу 2 .....	26
Раздел 3. СТРОЕНИЕ АТОМА .....	27
ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ .....	34
Варианты заданий к разделу 3 .....	44
Раздел 4. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА .....	45
Варианты заданий к разделу 4 .....	51
Раздел 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ .....	52
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ .....	65
Варианты заданий к разделу 5 .....	73
Раздел 6. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	74
Варианты заданий к разделу 6 .....	84
Раздел 7. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ. ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	85
Варианты заданий к разделу 7 .....	97
Раздел 8. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ .....	98
Варианты заданий к разделу 8 .....	108
ПРИЛОЖЕНИЕ .....	109
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК. ....	123

## Раздел 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все вещества делятся на простые, состоящие из атомов одного элемента, и сложные, в состав которых входят атомы двух и более элементов. Среди основных классов неорганических соединений выделяют оксиды, гидроксиды, бескислородные кислоты и соли.

**Оксиды** – бинарные соединения элементов с кислородом в степени окисления -2. Каждый атом кислорода может образовывать две химические связи либо непосредственно с одним атомом элемента, либо, выступая в качестве «мостикового атома» между двумя атомами элемента.

В настоящих оксидах содержится не более одного мостикового атома кислорода между двумя атомами химических элементов. Таким образом, бинарные соединения с кислородом, в которых два и более мостиковых атома кислорода, следует относить к солям. Например:



$\text{PbO}$  и  $\text{PbO}_2$  – соответственно оксид свинца (II) и оксид свинца (IV) – настоящие оксиды, а  $\text{Pb}_2\text{O}_3$  ( $\text{PbPbO}_3$ ) и  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  ( $\text{Pb}_2\text{PbO}_4$ ) следует считать как соли.

Следует различать пероксиды и оксиды. В пероксидах имеется кислородная группировка, которая содержит химическую связь между двумя атомами кислорода  $\{-\text{O}-\text{O}-\}$ , например,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{CaO}_2$ . В связи с этим, несмотря на сходство молекулярных формул,  $\text{CaO}_2$  относится к пероксидам, а  $\text{MnO}_2$  – к оксидам.

Названия оксидов и пероксидов образуют по общим для бинарных соединений правилам:  $\text{Na}_2\text{O}$  оксид натрия,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  оксид железа (III),  $\text{BaO}_2$  пероксид бария,  $\text{H}_2\text{O}_2$  пероксид водорода.

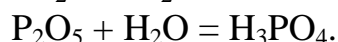
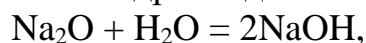
В зависимости от способности оксидов к образованию солей они подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие ( $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}$ ) оксиды. Среди солеобразующих оксидов выделяют основные, амфотерные и кислотные.

**Основные оксиды** характеризуются преимущественно ионным типом химической связи Э–О. При нормальных условиях это твердые кристаллические вещества. Образованы наименее электроотрицательными элементами Периодической системы с относительно низкой степенью окисления (+1, +2), например, щелочными и щелочноземельными металлами.

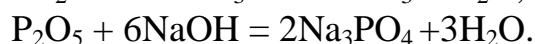
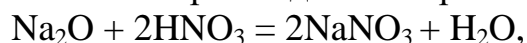
**Кислотные оксиды** имеют преимущественно ковалентный характер связи Э–О и для них характерны менее прочные молекулярные кристаллические решетки с относительно низкими температурами кипения и плавления. Таким образом, типично кислотные оксиды при нормальных условиях являются газами:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ , летучими жидкостями или легкоплавкими твердыми веществами:  $(\text{SO}_3)_3$ . Кислотные оксиды образуют электроотрицательные химические элементы с высокой степенью окисления.

**Амфотерные оксиды** характеризуются ионно-ковалентным характером химической связи Э–О и в основном образуют полимерные структуры. При нормальных условиях это твердые вещества. Образованию амфотерных оксидов способствует как промежуточное значение относительной электроотрицательности химического элемента, так и средние значения его степени окисления. Например, увеличение степени окисления  $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$  приводит к закономерному переходу от преимущественного основного оксида  $\text{CrO}$  к амфотерному  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и кислотному  $\text{CrO}_3$ .

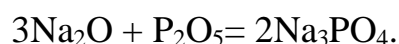
В соответствии с характером химической связи основные и кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих основных и кислотных гидроксидов – оснований и оксокислот:



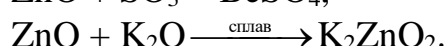
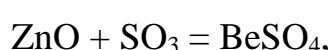
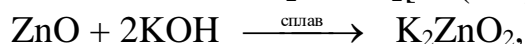
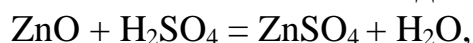
Взаимодействие основных оксидов с кислотами, а кислотных оксидов с основаниями сопровождается образованием соли и воды:



Кислотные и основные оксиды взаимодействуют между собой с образованием оксосолей:



Кислотно-основные свойства амфотерных оксидов выражены значительно слабее. С водой большинство амфотерных оксидов практически не взаимодействуют. Их кислотно-основная двойственность проявляется при взаимодействии с сильными основаниями и кислотами, а также с типично основными и кислотными оксидами:



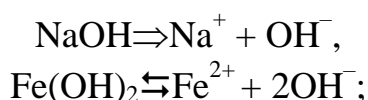
Образование оксосолей (типа  $\text{K}_2\text{ZnO}_2$ ) на основе амфотерных оксидов происходит только в расплавах. В водных растворах продуктами их взаимодействия с основаниями являются соли, содержащие в качестве аниона гидроксокомплексы.

**Гидроксиды** – сложные вещества, содержащие группировку  $\text{OH}$ , которая связана через атом кислорода одинарной химической связью с различными химическими элементами.

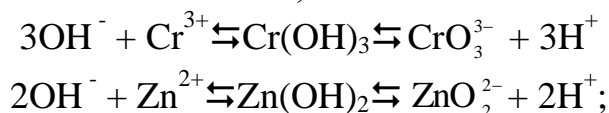
Каждому оксиду соответствует один или несколько гидроксидов. В зависимости от характера химической связи Э–ОН гидроксиды подразделяют на:

**основные** ( $\text{Na}(\text{OH})$ ,  $\text{Ti}(\text{OH})$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ) с преимущественно ионной связью. При растворении в воде диссоциируют на гидроксид-ионы и катионы. С учетом степени диссоциации различают сильные основания ( $\text{Na}(\text{OH})$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ), диссоциирующие практически нацело; средние

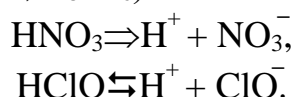
(Tl(OH), Mg(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>2</sub>) и слабые основания (Cu(OH), Fe(OH)<sub>2</sub>), диссоциация которых протекает частично:



**амфотерные** гидроксиды (Be(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Sb(OH)<sub>3</sub>,) с ионно-ковалентным типом связи, как правило, плохо растворимы в воде и проявляют как слабые основные, так и кислотные свойства:

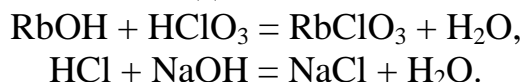


**кислотные гидроксиды (оксокислоты)** (HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>) с преимущественно ковалентной связью в водных растворах диссоциируют с образованием ионов оксония H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, который сокращенно часто изображают в виде катионов водорода H<sup>+</sup>. Подобно основаниям, кислотные гидроксиды по степени их диссоциации подразделяют на сильные (HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>), средние (HAsO<sub>3</sub>, HClO<sub>2</sub>) и слабые (HClO, H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>) кислоты:



В зависимости от числа OH группировок, содержащихся в гидроксиде, кислотные гидроксиды подразделяют на одно- (HNO<sub>3</sub>), двух- (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), трех- (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) и много (H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>, H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>, H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub>) основные кислоты, а основные гидроксиды – на одно- (NaOH), двух- (Ca(OH)<sub>2</sub>), трех- (Al(OH)<sub>3</sub>) кислотные основания.

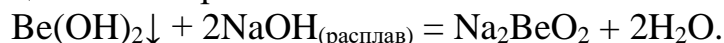
Кислотные и основные гидроксиды участвуют в реакции нейтрализации, которая приводит к образованию воды и соли:



Подобно амфотерным оксидам, взаимодействие с основаниями амфотерных гидроксидов в водных растворах приводит к образованию солей, содержащих не оксо-, а гидроксокомплексные анионы:



Образование же оксо солей происходит при взаимодействии амфотерных гидроксидов со щелочными расплавами:



Число гидроксидных группировок в составе гидроксида определяется как степень окисления элемента, так и его координационным числом, величина которого зависит от ионного радиуса элемента и радиуса, координированных к нему заместителей.

Систематическое название **основных** и **амфотерных гидроксидов** образуются из слова *гидроксид* и *русского названия элемента в родительном падеже с указанием (для элемента с переменной степенью окисления) римскими цифрами в круглых скобках степени окисления элемента*. Например, NaOH – гидроксид натрия, Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция, TlOH – гидроксид таллия(I), Ge(OH)<sub>4</sub> – гидроксид германия(IV).

Традиционное название оксокислоты состоит из двух слов: названия кислоты, выраженного прилагательным и групповым словом **кислота**. Название кислоты образуется из русского названия кислотообразующего элемента (если в названии элемента есть окончание «й», «о», «а», то оно опускается) с добавлением **в зависимости от степени окисления элемента различных окончаний** (Приложение 1).

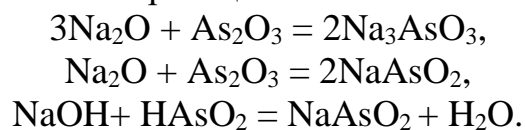
Несмотря на то, что характерные степени окисления переходных *d*-элементов не подчиняются правилу «четности», высшая степень окисления *d*-металлов, образующих побочные подгруппы III–VII группы, также определяется номером группы N, и традиционные названия их оксокислот образуются подобно *p*-элементам с помощью окончаний **-овая, -евая**: H<sub>4</sub>TiO<sub>4</sub> титановая, H<sub>3</sub>VO<sub>4</sub> ванадиевая, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> хромовая, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> дихромовая, HMnO<sub>4</sub> марганцевая.

Водные растворы водородных соединений халькогенов (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te) и галогенов (HF, HCl, HBr, HI), а также *псевдогалогенов* (HCN, HNCS, HCNO, HN<sub>3</sub>) образуют семейство **бескислородных кислот**.

Систематическое название бескислородных кислот образуется из русского названия элемента или специального названия псевдогалгенидной группировки с добавлением соединительной гласной **-о** и словосочетания **водородная кислота**. Например, HF фтороводородная кислота, H<sub>2</sub>Te теллуrowодородная кислота, HCN циановодородная кислота, HNCS тиоцианатоводородная кислота, HN<sub>3</sub> азидоводородная кислота.

Исторически для водных растворов ряда бескислородных кислот в химической практике применяют и тривиальные названия: HF плавиковая кислота, HCl соляная кислота, HCN синильная кислота, H<sub>2</sub>S сероводородная вода.

**Соли** являются одним из наиболее обширных по числу химических соединений классов неорганических соединений. Они образуются в результате самых разнообразных химических процессов и, в частности, являются продуктами кислотно-основных реакций:



В составе солей выделяют катионную и анионную составляющие. Вследствие этого в расплавах и растворах соли подвергаются процессу электролитической диссоциации, приводящей к образованию катионов и анионов.

В зависимости от природы катиона и аниона выделяют:

– соли, являющиеся продуктами полного замещения гидроксидных групп на кислотные остатки или атомов водорода на катионы металла (аммония), называются **средними**: NaNO<sub>3</sub>, NaPO<sub>3</sub>;

Названия средних солей бескислородных кислот образуют по общим правилам для бинарных соединений: Na<sub>2</sub>S сульфид натрия, FeCl<sub>3</sub> хлорид железа(III) или трихлорид железа, Cu(CN)<sub>2</sub> цианид меди(II), NH<sub>4</sub>CNO цианат аммония, AgCNS тиоцианат серебра.



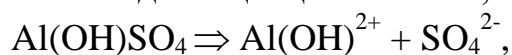
Названия *солей кислородсодержащих кислот* (Приложение 1) также состоят из названия аниона и катиона. Название анионов средних солей распространенных оксокислот строится из корней латинских названий кислотообразующих элементов с соответствующими окончаниями и приставками в зависимости от их степени окисления и через дефис групповым словом *-ион*. Для р-элементов III-VI групп в высшей степени окисления в названии анионов используют окончание *-ат*, в более низкой степени (N-2) – суффикс *-ит* и для N<sup>+</sup> и P<sup>+</sup> – приставку *гипо-* и окончание *-ит*.

Для галогенов в степени окисления +7 в названии анионов используют приставку *пер-* и окончание *-ат*; для степеней окисления: +5 – окончание *-ат*, +3 – окончание *-ит* и для наиболее низкой +1 – приставку *гипо-* и окончание *-ит*.

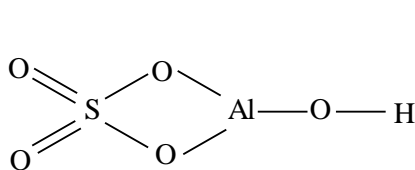
Различные приставки *мета-*, *орто-*, *ди-*, *три-* и т. д., используемые в названии оксокислот для указания их формы, сохраняются и в названии анионов.

Для оксоанионов, образованных *d*-элементами, в основном используются систематические названия и только для ограниченного круга анионов (Приложение 1) в химической практике применяют традиционные названия.

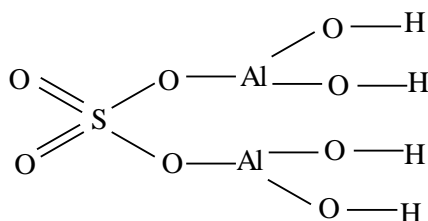
– соли, в состав катионов которых входят гидроксильные группировки (Al(OH)SO<sub>4</sub>, (Al(OH)<sub>2</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Al(OH)<sub>2</sub>Cl) и способные проявлять основные свойства за счет образования OH<sup>-</sup>-ионов в результате процесса электролитической диссоциации катиона, например:



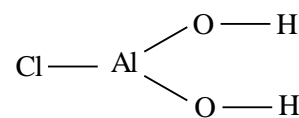
называются *основными*. Такие соли могут быть рассмотрены как продукты частичного замещения гидроксидных групп в основных гидроксидах на группировки, являющиеся кислотными остатками соответствующих оксо- или бескислородных кислот:



Al(OH)SO<sub>4</sub>



{Al(OH)<sub>2</sub>}<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



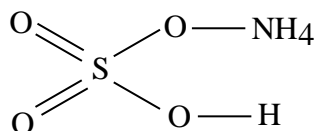
Al(OH)<sub>2</sub>Cl

Традиционные названия основных солей также образуются из названий средних солей с добавлением к названию аниона приставки *гидроксо-* и числительного *ди-*, *три-* и т. д., указывающего число незамещенных гидроксидных группировок в соответствующем основном гидроксиде: (CrOH)NO<sub>3</sub> *гидроксонитрат* хрома (II), (Cr(OH)<sub>2</sub>)<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> *дигидроксоортоарсенат* хрома (III), (ZnOH)Cl *гидроксохлорид* цинка.

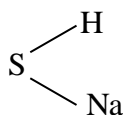
– соли, анионы которых содержат атомы водорода ((NH<sub>4</sub>)HSO<sub>4</sub>, NaHS) и способны проявлять кислотные свойства за счет образования ионов гидроксония при электролитической диссоциации аниона, например:



называются *кислыми*. Такие соли могут быть рассмотрены как продукты частичного замещения водорода в кислотах на катионы металла или аммония:



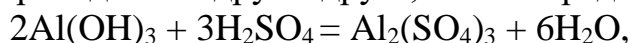
(NH<sub>4</sub>)HSO<sub>4</sub>



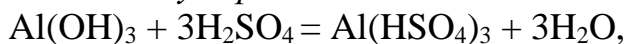
NaHS

Названия кислых солей образуются из названий соответствующих средних солей с добавлением к названию аниона приставки *гидро-* и числительного *ди-, три-, тетра-* и т.д., указывающего число незамещенных атомов водорода в кислотном остатке: KHSO<sub>3</sub> *гидросульфит* калия, Ni(H<sub>2</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) *дигидродифосфат* никеля (II), NaH<sub>4</sub>IO<sub>6</sub> *тетрагидроортопериодат* натрия, Ca(HS)<sub>2</sub> *гидросульфид* кальция. Несмотря на наличие в составе солей фосфористой H<sub>2</sub>PНО<sub>3</sub> и фосфорноватистой НРН<sub>2</sub>О<sub>2</sub> кислот атомов водорода – Na<sub>2</sub>PНО<sub>3</sub>, NaРН<sub>2</sub>О<sub>2</sub>, данные соли являются средними (фосфит и гипофосфит натрия), поскольку оставшиеся атомы водорода не замещаются на катионы металла или аммония.

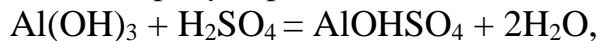
Кислые и основные соли образуются в результате реакции нейтрализации при различных соотношениях многоосновных кислот и многокислотных оснований и легко переходят как друг в друга, так и в средние соли:



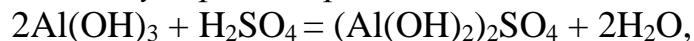
*сульфат алюминия*



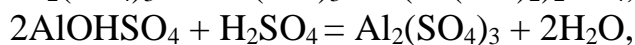
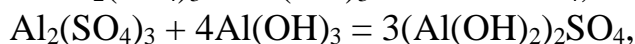
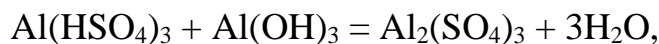
*гидросульфат алюминия*



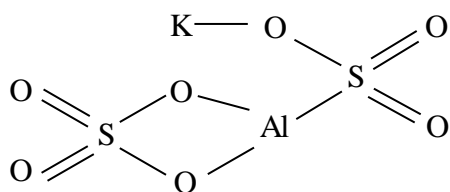
*сульфат гидроксиалюминия*



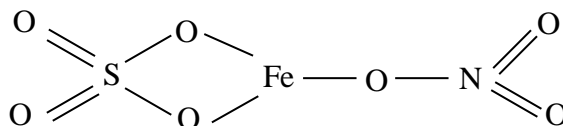
*сульфат дигидроксиалюминия*



– соли, содержащие несколько разных катионов и один вид анионов,  $(\text{KAl}[\text{SO}_4]_2, (\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2)$  называются **двойными** солями, а соли содержащие несколько разных анионов и один вид катионов  $(\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}, \text{Fe}(\text{SO}_4)\text{NO}_3)$  – **смешанными** солями:



$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$



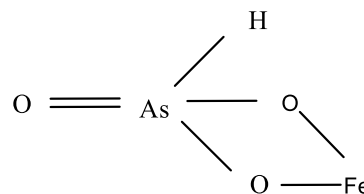
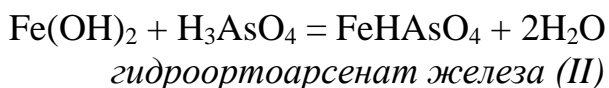
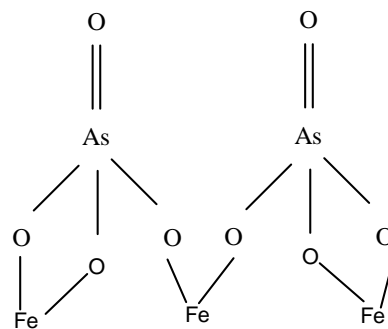
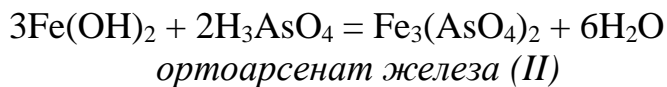
$\text{Fe}(\text{SO}_4)\text{NO}_3$

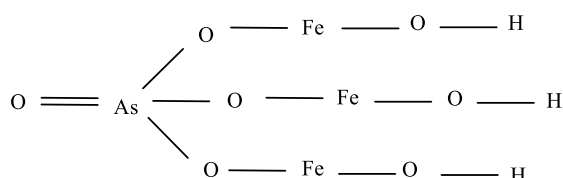
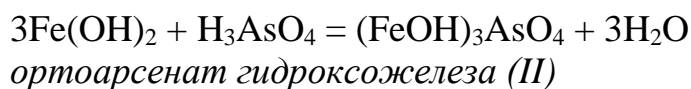
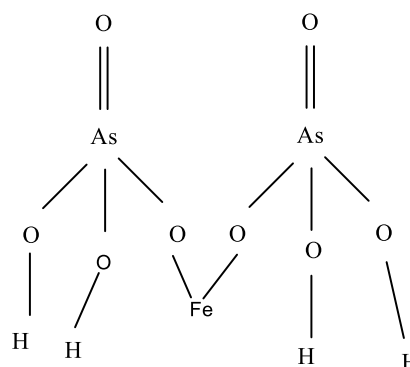
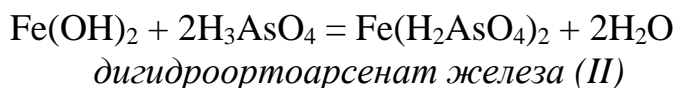
При традиционном названии двойных и смешанных солей, входящие в их состав катионы и анионы последовательно перечисляются:  $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$  сульфат хрома–натрия,  $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$  хлорид–гипохлорит кальция.

**Кристаллогидраты солей.** Названия кристаллогидратов солей состоят из группового слова **гидрат** с приставкой *ди-, три-, тетра-* и т. д., указывающей число молекул воды в составе соли, и традиционного или систематического названия соли:  $\text{Pb}(\text{BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  моногидрат бромата свинца(II),  $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  дигидрат дигидроортофосфата марганца(II) (дигидроортофосфат марганца(II) двухводный),  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  декагидрат карбоната натрия (десятиводный карбонат натрия).

**Пример 1.** Написать уравнения реакций образования всех теоретически возможных солей (средней, кислых и основных) для кислоты  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  и основания  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Дать названия полученным солям. Изобразить их графические формулы.

**Решение.** Определим количество требуемых солей в задании: средняя – 1, кислых – 2 и основная – 1.

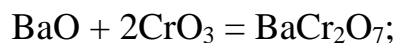




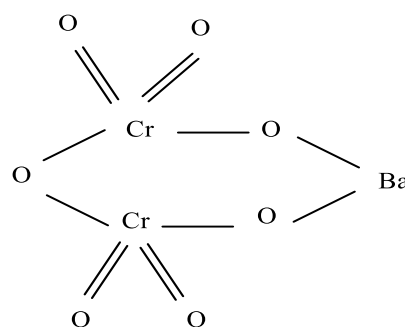
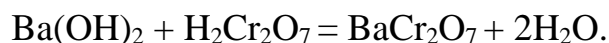
**Пример 2.** Написать эмпирические и графические формулы дихромата бария. Представить соль как продукт взаимодействия: а) основного и кислотного оксидов, б) кислоты и основания.

**Решение.** Дихромат бария –  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$ . В реакциях кислотно-основного взаимодействия степени окисления не меняются: поэтому степень окисления Ва в основных оксиде и гидроксиде + 2, а хрома в кислотном оксиде и оксокислоте + 6.

а) основной оксид + кислотный оксид



б) основание + кислота



## Задания к разделу 1

**Написать уравнения реакций образования всех теоретически возможных солей (средней, кислых и основных) для кислоты и основания. Дать названия полученным солям. Изобразить их графические формулы.**

1. Сернистая кислота + гидроксид марганца(II).
2. Серная кислота + гидроксид магния.
3. Селеновая кислота + гидроксид алюминия.
4. Хромовая кислота + гидроксид железа(II).
5. Угольная кислота + гидроксид натрия.
6. Ортофосфорная кислота + гидроксид калия.
7. Дифосфорная кислота + гидроксид цезия.
8. Марганцевая кислота + гидроксид никеля(III).
9. Азотистая кислота + гидроксид висмута(III).
10. Азотная кислота + гидроксид железа(III).
11. Сероводородная кислота + гидроксид магния.
12. Хлороводородная кислота + гидроксид олова (IV).
13. Хлорная кислота + гидроксид железа(III).
14. Ортомышьяковая кислота + гидроксид калия.
15. Сероводородная кислота + гидроксид олова (II).
16. Метакремниевая кислота + гидроксид стронция.
17. Хлорноватистая кислота + гидроксид хрома(III).
18. Ортокремниевая кислота + гидроксид калия.
19. Дихромовая кислота + гидроксид висмута(III).
20. Метаоловянная кислота + гидроксид стронция.
21. Марганцовистая кислота + гидроксид железа(II).
22. Ортоборная кислота + гидроксид бария.
23. Метафосфорная кислота + гидроксид никеля(III).
24. Хлористая кислота + гидроксид алюминия.
25. Дисерная кислота + гидроксид кобальта (II).
26. Селеновая кислота + гидроксид никеля (III)
27. Ортофосфорная кислота + гидроксид молибдена (II).
28. Ортомышьяковая кислота + гидроксид кальция.
29. Иодноватистая кислота + гидроксид висмута (III).
30. Селеноводородная кислота + гидроксид ванадия (II).
31. Сернистая кислота + гидроксид олова (II).
32. Метаиодная кислота + гидроксид титана (II).

**Написать эмпирические и графические формулы указанных солей. Представить каждую соль как продукт взаимодействия:**

**а) основного и кислотного оксидов, б) кислоты и основания.**

33. Метафосфат алюминия, нитрит натрия.
34. Перхлорат никеля (III), селенат калия.

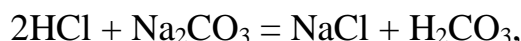
35. Дихромат цезия, ортоборат алюминия.
36. Бромат кальция, ортосиликат бериллия.
37. Карбонат алюминия, ортофосфат рубидия.
38. Нитрит железа (III), перманганат магния.
39. Дисульфат стронция, метастанат натрия.
40. Метаалюминат калия, сульфит кальция.
41. Гипоиодит алюминия, перманганат калия.
42. Хлорат натрия, нитрит меди (II).
43. Ортоарсенат натрия, метасиликат алюминия.
44. Метаборат натрия, сульфат никеля (III).
45. Метахромит цезия, гипохлорит кальция.
46. Манганат рубидия, дифосфат алюминия.
47. Метастанат бария, сульфит хрома (III).
48. Бромат калия, карбонат меди (II).
49. Ортоарсенит кальция, перхлорат рубидия.
50. Хромат серебра, ортоарсенат калия.
51. Метафосфат железа (III), дихромат калия.
52. Метаалюминат бария, ортофосфат кальция.
53. Хлорат калия, перманганат свинца (II).
54. Сульфат железа (III), перхлорат стронция.
55. Нитрит алюминия, дисульфат кальция.
56. Гипобромит железа (III), сульфит бария.
57. Метаборат калия, дисульфит кальция.
58. Метаарсенит натрия, бромат кальция.
59. Ортоборат калия, иодат магния.
60. Гипохлорит висмута (III), дихромат натрия.
61. Манганат кальция, селенат натрия.
62. Дифосфат хрома (III), нитрит магния.
63. Ортостибат калия, теллурит кальция.
64. Ортосиликат цезия, манганат бария.

## ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

*Эквивалент* – условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции соединяется, замещает или высвобождает один ион водорода. В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент – условная частица, которая в данной реакции присоединяет или отдает один электрон, т. е. эквивалентна (равноценна) одному электрону. Эквивалент одного и того же вещества может изменяться в зависимости от реакции, в которой участвует это вещество. Эквивалент не имеет размерности.

Под условными частицами подразумевают атомы, молекулы, ионы, электроны, радикалы, а также доли молекул или доли ионов (например,  $1/5$  часть молекулы  $\text{KMnO}_4$ ,  $1/3$  часть иона  $\text{Fe}^{3+}$ ).

**Фактор эквивалентности** ( $f_{\text{эkv}}$ ) – это число, обозначающее долю реальной частицы вещества эквивалентной одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Он может быть равен или меньше единицы и не имеет размерности. Фактор эквивалентности рассчитывают на основании стехиометрического уравнения химической реакции. Например, в реакции нейтрализации между соляной кислотой и карбонатом натрия, идущей по уравнению:

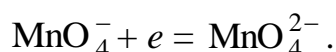
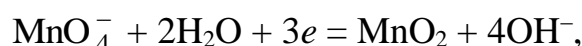
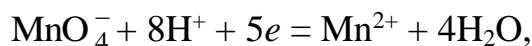


фактор эквивалентности  $f_{\text{эkv}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2$ , а эквивалентом является условная частица  $1/2\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Если же реакция между этими веществами протекает согласно следующему уравнению:



то фактор эквивалентности  $f_{\text{эkv}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1$  и эквивалент карбоната натрия в данной реакции – условная частица  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ( $f_{\text{эkv}} = 1$ ).

Глубина восстановления перманганата калия определяется характером (кислотностью) среды:



Фактор эквивалентности перманганата калия в кислой среде равен  $f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$ , а эквивалент – условная частица  $1/5\text{KMnO}_4$ ; в нейтральной среде фактор эквивалентности составляет  $f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) = 1/3$ , а эквивалент – условная частица  $1/3\text{KMnO}_4$ . При восстановлении перманганата калия в щелочной среде  $f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) = 1$ , эквивалент совпадает с формульной единицей вещества.

**Молярная масса эквивалента вещества** – это масса одного моль эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу  $M$  вещества  $X$ :

$$M_{\text{эkv}}(X) = f_{\text{эkv}}(X) \cdot M(X).$$

Таким образом, молярные массы эквивалентов кислот, оснований и солей зависят от стехиометрии реакций, в которых они участвуют, а в окислительно-восстановительных реакциях – от числа электронов, участвующих в полуреакциях окисления и восстановления.

Примеры расчета молярных масс эквивалента соединений различных классов веществ представлены в табл. 1.

Таблица 1 – Расчет молярной массы эквивалента вещества

Класс соединений	$f_{\text{экв}}$	Примеры
кислота	$\frac{1}{\text{основность (число } H^+ \text{)}}$	$M_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 1 \cdot 36,5 = 36,5 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,7 \text{ г/моль-экв}$
основание	$\frac{1}{\text{кислотность (число } OH^- \text{)}}$	$M_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 1 \cdot 40 = 40 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{1}{2} \cdot 74 = 37 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{Al(OH)}_3) = \frac{1}{3} \cdot 78 = 26 \text{ г/моль-экв}$
соль	$\frac{1}{\text{число катионов} \cdot \text{заряд катиона}}$	$M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2 \cdot 1} \cdot 142 = 71 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{CaSO}_3) = \frac{1}{1 \cdot 2} \cdot 120 = 60 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} \cdot 342 = 57 \text{ г/моль-экв}$
оксид	$\frac{1}{\text{число атомов} \cdot \text{валентность атом}}$	$M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{2 \cdot 1} \cdot 62 = 31 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{SO}_3) = \frac{1}{1 \cdot 6} \cdot 80 = 13,3 \text{ г/моль-экв}$ $M_{\text{экв}}(\text{Cl}_2\text{O}_7) = \frac{1}{2 \cdot 7} \cdot 183 = 13,1 \text{ г/моль-экв}$

**Число моль эквивалентов вещества  $n_{\text{экв}}$** , единица измерения – моль-экв.

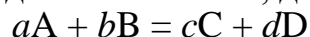
Число моль эквивалентов вещества можно выразить через его массу или объем раствора с известной молярной концентрацией эквивалента вещества:

$$n_{\text{экв}}(\text{X}) = m(\text{X})/M_{\text{экв}}(\text{X}),$$

$$n_{\text{экв}}(\text{X}) = C_{\text{экв}}(\text{X}) \cdot V_{(\text{р-ра})}$$

Один моль эквивалентов, как и моль частиц, содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  эквивалентов.

**Закон эквивалентов: все вещества взаимодействуют между собой и образуются в эквивалентном количестве.** При условии, что ни одно из реагирующих веществ не находится в избытке, для реакции:



можно записать:

$$n_{\text{экв}}(\text{A}) = n_{\text{экв}}(\text{B}) = n_{\text{экв}}(\text{C}) = n_{\text{экв}}(\text{D}).$$



## Задания к разделу 1 (продолжение)

**Определить молярные массы эквивалента массы следующих соединений**

65.	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cu(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	K <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub>
66.	Ru(OH) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> NbO <sub>5</sub>	Ca <sub>3</sub> TeO <sub>6</sub>	MnO <sub>3</sub>
67.	In(OH) <sub>3</sub>	Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Sn <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> ZrO <sub>4</sub>
68.	HgO	Pb(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	V(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiF <sub>6</sub>
69.	Ga(OH) <sub>3</sub>	Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>
70.	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Co <sub>4</sub> (P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> PtCl <sub>6</sub>	Po(OH) <sub>2</sub>
71.	Tl <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> TiO <sub>3</sub>	NiCO <sub>3</sub>	Zr(OH) <sub>2</sub>
72.	MnSeO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	PoO <sub>2</sub>	Ra(OH) <sub>2</sub>
73.	La(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	I <sub>2</sub> O	FeBr <sub>2</sub>
74.	HCOOH	MnO <sub>3</sub>	HgCl <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>2</sub>
75.	CuS	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	HClO <sub>3</sub>	W(OH) <sub>2</sub>
76.	Sn(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	TeO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	Cd(OH) <sub>2</sub>
77.	NiSO <sub>3</sub>	Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Cu(OH) <sub>3</sub>
78.	CoCl <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOH	Sn(OH) <sub>2</sub>	Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
79.	K <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O	HVO <sub>3</sub>	Pd(OH) <sub>2</sub>
80.	FeCl <sub>3</sub>	H <sub>4</sub> SnO <sub>4</sub>	Mn(OH) <sub>3</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
81.	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	HTcO <sub>4</sub>	Sc(OH) <sub>3</sub>
82.	ZnSO <sub>4</sub>	H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub>	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Au(OH) <sub>3</sub>
83.	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	SeO <sub>3</sub>	Ti(OH) <sub>2</sub>
84.	Cs <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	SiO <sub>2</sub>	V(OH) <sub>3</sub>	HSbO <sub>3</sub>
85.	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	FeO	H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	Co(OH) <sub>3</sub>
86.	SbCl <sub>3</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
87.	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Bi(OH) <sub>3</sub>	V <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	H <sub>4</sub> TiO <sub>4</sub>
88.	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> S	Mo(OH) <sub>2</sub>
89.	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> PbO <sub>3</sub>	SnSO <sub>4</sub>
90.	KMnO <sub>4</sub>	SnO <sub>2</sub>	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
91.	HMnO <sub>4</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	V(OH) <sub>3</sub>	CaSnO <sub>3</sub>
92.	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	Co(OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	OsO <sub>4</sub>
93.	K <sub>2</sub> O	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Ni <sub>2</sub> S	Fe(OH) <sub>3</sub>
94.	CaO	AlPO <sub>4</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>
95.	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CuCl	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Ge(OH) <sub>4</sub>
96.	ZnO	Fe(OH) <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	CaSeO <sub>3</sub>

## Варианты заданий к разделу 1

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	17, 49, 81	17	16, 48, 80
2	18, 50, 82	18	15, 47, 79
3	19, 51, 83	19	14, 46, 78
4	20, 52, 84	20	13, 45, 77
5	21, 53, 85	21	12, 44, 76
6	22, 54, 86	22	11, 43, 75
7	23, 55, 87	23	10, 42, 74
8	24, 56, 88	24	9, 41, 73
9	25, 57, 89	25	8, 40, 72
10	26, 58, 90	26	7, 39, 71
11	27, 59, 91	27	6, 38, 70
12	28, 60, 92	28	5, 37, 69
13	29, 61, 93	29	4, 36, 68
14	30, 62, 94	30	3, 35, 67
15	31, 63, 95	31	2, 34, 66
16	32, 64, 96	32	1, 33, 65

## Раздел 2. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

1. **Массовая доля (процентная концентрация)** показывает, какую часть от массы раствора составляет масса растворенного вещества. Она может быть выражена в долях или в процентах.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

2. **Молярная концентрация** показывает, какое количество вещества содержится в 1 л раствора. Она выражается в моль/л (для краткости часто ее обозначают М).

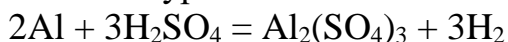
$$C_M = \frac{n}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

**Пример 1.** Сколько г алюминия можно растворить в 120 мл 0,5 М серной кислоты? Какой объем водорода при этом выделится?

**Решение.** Найдем количество серной кислоты:

$$n = C_M \cdot V = 0,12 \cdot 0,5 = 0,06 \text{ моль}$$

Запишем уравнение химической реакции:



Поскольку 3 моль серной кислоты реагируют с 2 моль алюминия, то для реакции с 0,06 моль потребуется:

3 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – 2 моль Al

0,06 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – x моль Al

x = 0,04 моль

Откуда масса Al может быть найдена по формуле:

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,04 \cdot 27 = 1,08 \text{ г.}$$

Составим уже знакомую нам пропорцию:

2 моль Al – 3 моль  $\text{H}_2$

0,04 моль Al – x моль  $\text{H}_2$

x = 0,06 моль

$$V(\text{H}_2) = V_M \cdot n(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 0,06 = 1,344 \text{ л.}$$

**Пример 2.** Какой объем концентрированной серной кислоты, с массовой долей 98 %, потребуется для приготовления 800 мл 0,8 М раствора?

**Решение.** Найдем массу серной кислоты в растворе, который требуется приготовить:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = V \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot C_M = 0,8 \cdot 98 \cdot 0,8 = 62,72 \text{ г.}$$

Поскольку масса серной кислоты в первом и втором растворах одинакова, найдем массу исходного раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} = \frac{62,72}{0,98} = 64 \text{ г}$$

Используя данные о плотности растворов серной кислоты различной концентрации (Приложение 2), найдем объем:

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{64}{1,8361} = 34,86 \text{ мл}$$

**Пример 3.** Определите массовую долю соляной кислоты в растворе с массовой долей 35 %.

**Решение.** Пусть масса раствора равна 100 г.

$$m_{\text{в-ва}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 100 \cdot 0,35 = 35 \text{ г}$$

Определим объем взятой порции раствора, используя табличное значение плотности раствора:

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{100}{1,174} = 85,18 \text{ мл} = 0,08518 \text{ л}$$

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{35}{36,5 \cdot 0,08518} = 11,26 \text{ М}$$

**Пример 4.** Какой объем газообразного HCl, измеренного при н. у., надо пропустить через 500 г 10 % раствора для получения 15 % раствора?

**Решение.** Возьмем массу добавленного HCl за x. Тогда:

$$\omega_2 = \frac{x + m_{\text{р-ра}1} \omega_1}{x + m_{\text{р-ра}1}} = \frac{x + 0,1 \cdot 500}{x + 500} = 0,15$$

$$x = 29,4.$$

Найдем n добавленного HCl.

$$n = \frac{29,4}{36,5} = 0,805$$

$$V = n \cdot V_M = 0,805 \cdot 22,4 = 18 \text{ л}$$

## Задания к разделу 2

**Решите задачи:**

1. Сколько л (н. у.) водорода выделится при взаимодействии 3,25 г цинка с 500 мл 0,8 М соляной кислоты?

2. Сколько граммов алюминия можно растворить в 150 мл 0,15 М раствора соляной кислоты?

3. Какой объем 0,2 М раствора азотной кислоты потребуется для растворения 11,76 г гидроксида меди(II)?

4. Какой объем углекислого газа (н. у.) выделится при действии на 150 г 9,2 % раствора карбоната калия избытка раствора серной кислоты?

5. Определите массовую долю азотной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 200 г этого раствора пошло 11,2 г гидроксида калия.

6. Какую массу карбоната кальция следует прибавить к 120 мл 3 М соляной кислоты для его нейтрализации?

7. К 300 мл 0,1 М раствора хлорида натрия добавили 200 мл 0,2 М раствора нитрата серебра. Вычислите массу выпавшего осадка.

8. К 150 г 11,2 % раствора гидроксида калия прилили 120 г 13,7 % раствора соляной кислоты. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

9. Вычислите массу сульфида натрия, полученного при растворении 6,272 л сероводорода (н. у.) в 200 мл 3 М раствора гидроксида натрия.

10. Сколько л аммиака (н. у.) выделится при обработке 300 мл 0,5 М раствора сульфата аммония избытком щелочи? Растворимостью аммиака в данных условиях пренебречь.

11. Сколько л (н. у.) водорода выделится при взаимодействии 2,8 г железа с 500 мл 0,8 М соляной кислоты?

12. Сколько граммов алюминия можно растворить в 300 мл 0,3 М раствора соляной кислоты?

13. Какой объем 0,1 М раствора серной кислоты потребуется для растворения 5,88 г гидроксида меди(II)?

14. Какой объем сернистого газа (н. у.) выделится при действии на 150 г 8,4 % раствора сульфита натрия избытка раствора серной кислоты?

15. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 150 г этого раствора пошло 9,6 г гидроксида натрия.

16. Какую массу карбоната калия следует прибавить к 150 мл 3 М хлорной кислоты для его нейтрализации?

17. К 300 мл 0,1 М раствора хлорида железа(III) добавили 500 мл 0,3 М раствора гидроксида лития. Вычислите массу выпавшего осадка.

18. К 250 г 8,55 % раствора гидроксида бария прилили 120 г 12,25 % раствора серной кислоты. Вычислите массу выпавшего осадка.

19. Вычислите массу сульфида меди(II), полученного при растворении 11,2 л сероводорода (н. у.) в 100 мл 3 М раствора сульфата меди(II).

20. Сколько л сероводорода (н. у.) выделится при обработке 300 мл 0,5 М раствора сульфиданатрия избытком соляной кислоты?

21. Какой объем газа (н. у.) выделится при взаимодействии 6 г карбоната кальция с 0,2 л 0,3 М бромоводородной кислоты?

22. Вычислить молярную концентрацию соли в растворе, полученном при смешении 100 мл 0,2 М раствора серной кислоты и 400 мл 0,05 М раствора гидроксида калия.

23. Какую массу 5,6 % раствора гидроксида калия следует добавить к 200 г 2,94 % дихромовой кислоты для получения дихромата калия?

24. Сколько л (н. у.) оксида серы(IV) выделится при взаимодействии 6,32 г сульфита калия с 100 мл 0,6 М соляной кислоты?

25. Определите массовую долю хлорной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 200 г этого раствора пошло 11,2 г гидроксида калия.

26. К 300 мл 0,1 М раствора иодида натрия добавили 200 мл 0,2 М раствора нитрата свинца. Вычислите массу выпавшего осадка.

27. Определите массовую долю гидроксида лития в растворе, если на нейтрализацию 150 г этого раствора пошло 7,665 г соляной кислоты.

28. Вычислите массу сульфида натрия, полученного при растворении 11,2 л сероводорода (н. у.) в 500 мл 3 М раствора гидроксида натрия.

29. Определите массовую долю азотной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 200 г этого раствора пошло 22,4 г гидроксида калия.

30. Какую массу карбоната кальция следует прибавить к 120 мл 0,1 М соляной кислоты для его нейтрализации?

**Для выполнения заданий 31-120 при необходимости используйте данные о плотностях водных растворов кислот и оснований (Приложение 2).**

31. Какой объем 20 % раствора серной кислоты надо взять для приготовления 6 л 2 М раствора?

32. Какой объем 3 М раствора серной кислоты необходимо взять для приготовления 300 мл 15 % раствора?

33. Сколько мл концентрированной серной кислоты ( $\omega=98\%$ ) и воды следует взять для приготовления 160 мл 3 М раствора? Изменением объема при смешении растворов пренебречь.

34. Сколько г воды надо прибавить к 1 л 20 % раствора серной кислоты для получения 15 % раствора?

35. Какой объем 60 % серной кислоты надо взять для приготовления 900 мл 2 М раствора?

36. Сколько мл концентрированной соляной кислоты ( $\omega = 35 \%$ ) надо взять для приготовления 2 л 3 М раствора?

37. Какой объем 6 М раствора соляной кислоты необходимо взять для приготовления 300 мл 15 % раствора?

38. Какие объемы концентрированной соляной кислоты ( $\omega = 35 \%$ ) и воды следует для приготовления 140 мл 2 М раствора? Изменением объема при смешении растворов пренебречь.

39. Сколько г воды надо прибавить к 150 мл 10 % раствора соляной кислоты для получения 5 % раствора?

40. Какой объем газообразного хлороводорода (н. у.) следует взять для приготовления 900 мл 1,5 М раствора?

41. Какую массу гидроксида натрия надо взять для приготовления 500 мл 2 М раствора?

42. Сколько мл концентрированной азотной кислоты ( $\omega = 60 \%$ ) надо взять для приготовления 1,5 л 0,6 М раствора?

43. Какой объем 10 М раствора соляной кислоты необходимо взять для приготовления 300 мл 20 % раствора?

44. Какие объемы концентрированной азотной кислоты ( $\omega = 60 \%$ ) и воды следует взять для приготовления 150 мл 4 М раствора? Изменением объема при смешении растворов пренебречь.

45. Сколько г воды надо прибавить к 500 мл 18 % раствора соляной кислоты для получения 5 % раствора?

46. Сколько воды и 1,5 М раствора азотной кислоты следует взять для приготовления 3 л 0,3 М раствора? Изменением объемов растворов при смешении пренебречь.

47. Сколько л 2 М соляной кислоты можно приготовить из 200 мл 35 % соляной кислоты?
48. Сколько г 30 % раствора ортофосфорной кислоты можно приготовить из 400 г 60 % раствора?
49. Какой объем газообразного хлороводорода (н. у.) следует взять для приготовления 150 мл 2,5 М раствора?
50. Какую массу гидроксида калия надо взять для приготовления 600 мл 2 М раствора?
51. Сколько мл концентрированной азотной кислоты ( $\omega = 62\%$ ) надо взять для приготовления 2 л 0,6 М раствора?
52. Какой объем 6 М раствора соляной кислоты необходимо взять для приготовления 300 мл 6 % раствора?
53. Какой объем концентрированной азотной кислоты ( $\omega = 62\%$ ) следует взять для приготовления 450 мл 3 М раствора? Изменением объема при смешении растворов пренебречь.
54. Какой объем 10 М раствора хлороводородной кислоты требуется для приготовления 500 г 15 % раствора?
55. Какие объемы концентрированной азотной кислоты ( $\omega = 55\%$ ) и воды следует взять для приготовления 150 мл 6 М раствора? Изменением объема при смешении растворов пренебречь.
56. Сколько г воды надо прибавить к 150 мл 20 % раствора соляной кислоты для получения 8 % раствора?
57. Какой объем хлороводородной кислоты с массовой долей 17 % следует взять для приготовления 3 л 1,5 М раствора?
58. Какую массу гидроксида лития надо взять для приготовления 500 г 6 % раствора?
59. Сколько мл концентрированной серной кислоты ( $\omega = 92\%$ ) надо взять для приготовления 1,5 л 0,2 М раствора?
60. Какой объем 8 М раствора соляной кислоты необходимо взять для приготовления 300 мл 10 % раствора?
61. Определите молярную концентрацию 20 % раствора серной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
62. Определите молярную концентрацию 15 % раствора соляной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
63. Определите молярную концентрацию 12 % раствора азотной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
64. Определите молярную концентрацию 4 % раствора гидроксида натрия. Приведите необходимые вычисления.
65. Определите молярную концентрацию 11,2 % раствора гидроксида калия. Приведите необходимые вычисления.
66. Определите молярную концентрацию 12 % раствора серной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
67. Определите молярную концентрацию 18 % раствора соляной кислоты. Приведите необходимые вычисления.

68. Определите молярную концентрацию 24 % раствора азотной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
69. Определите молярную концентрацию 12 % раствора гидроксида натрия. Приведите необходимые вычисления.
70. Определите молярную концентрацию 5 % раствора гидроксида калия. Приведите необходимые вычисления.
71. Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в 0,1 М растворе ( $\rho = 1,004$ ). Приведите необходимые вычисления.
72. Определите массовую долю серной кислоты в 0,2 М растворе ( $\rho = 1,01$ ). Приведите необходимые вычисления.
73. Определите массовую долю азотной кислоты в 0,15 М растворе ( $\rho = 1,003$ ). Приведите необходимые вычисления.
74. Определите массовую долю гидроксида натрия в 0,4 М растворе ( $\rho = 1,016$ ). Приведите необходимые вычисления.
75. Определите массовую долю гидроксида калия в 0,56 М растворе ( $\rho = 1,056$ ). Приведите необходимые вычисления.
76. Определите массовую долю серной кислоты в 1,5 М растворе ( $\rho = 1,09$ ). Приведите необходимые вычисления.
77. Определите массовую долю соляной кислоты в 0,365 М растворе ( $\rho = 1,005$ ). Приведите необходимые вычисления.
78. Определите массовую долю азотной кислоты в 0,2 М растворе ( $\rho = 1,005$ ). Приведите необходимые вычисления.
79. Определите массовую долю гидроксида натрия в 0,15 М растворе ( $\rho = 1,005$ ). Приведите необходимые вычисления.
80. Определите массовую долю гидроксида калия в 0,18 М растворе ( $\rho = 1,007$ ). Приведите необходимые вычисления.
81. Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в 0,15 М растворе ( $\rho = 1,006$ ). Приведите необходимые вычисления.
82. Определите массовую долю серной кислоты в 0,3 М растворе ( $\rho = 1,02$ ). Приведите необходимые вычисления.
83. Определите массовую долю азотной кислоты в 0,18 М растворе ( $\rho = 1,004$ ). Приведите необходимые вычисления.
84. Определите массовую долю гидроксида натрия в 0,3 М растворе ( $\rho = 1,012$ ). Приведите необходимые вычисления.
85. Определите массовую долю гидроксида калия в 0,8 М растворе ( $\rho = 1,04$ ). Приведите необходимые вычисления.
86. Определите молярную концентрацию 25 % раствора серной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
87. Определите молярную концентрацию 18 % раствора соляной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
88. Определите молярную концентрацию 16 % раствора азотной кислоты. Приведите необходимые вычисления.
89. Определите молярную концентрацию 40 % раствора гидроксида натрия. Приведите необходимые вычисления.



90. Определите молярную концентрацию 15 % раствора гидроксида калия. Приведите необходимые вычисления.

91. В 1 л раствора содержится 28 г гидроксида калия. Вычислите молярную концентрацию раствора.

92. В 1 л воды растворили 120 г NaOH. В результате получился раствор с плотностью 1,117 г/мл. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию гидроксида натрия.

93. К 150 г 20 % раствора серной кислоты добавили 5 мл 98 % серной кислоты. Определите массовую долю и молярную концентрацию серной кислоты в полученном растворе.

94. Какую массу соли надо добавить к 120 г 15 % раствора для получения 20 % раствора?

95. Какую массу воды следует выпарить из 500 г 20 % раствора серной кислоты для получения 60 % раствора?

96. Какую массу 96 % раствора серной кислоты следует добавить к 600 г 12 % раствора для получения 15 % раствора?

97. Какую массу поваренной соли надо добавить к 200 г 25 % раствора для получения 40 % раствора?

98. Какой объем 60 % раствора азотной кислоты следует добавить к 500 г 15 % раствора для получения 30 % раствора?

99. Смешали 150 г 20 % раствора и 200 г 10 % раствора соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

100. К раствору серной кислоты, с массовой долей 60 % и массой 500 г добавили 300 г раствора серной кислоты, с массовой долей 40 %. Вычислите массу 96 % раствора серной кислоты, которую необходимо добавить к полученному раствору, чтобы конечный раствор имел массовую долю 60 %.

101. Какой объем (н. у.) газообразного хлороводорода необходимо пропустить через 5 л воды, для получения раствора с массовой долей 3,65 %?

102. В 100 г воды растворили 10 г KOH. Вычислите молярную и массовую концентрации полученного раствора.

103. К 0,5 л воды добавили 20 г соли. Сколько г 25 % раствора этой соли необходимо добавить для получения раствора с массовой долей 10 %?

104. К 150 г 20 % раствора азотной кислоты добавили 5 мл 60 % азотной кислоты. Определите массовую долю и молярную концентрацию азотной кислоты в полученном растворе.

105. Какую массу соли надо добавить к 200 г 15 % раствора для получения 30 % раствора?

106. Какую массу воды следует прибавить к 500 г 18 % раствора серной кислоты для получения 10 % раствора?

107. Какую массу 60 % раствора ортофосфорной кислоты следует добавить к 500 г 12 % раствора для получения 15 % раствора?

108. К 0,2 л 0,15 М раствора азотной кислоты с плотностью 1,0033 г/мл добавили 60 мл 30 % раствора. Определите массовую долю и молярную концентрацию азотной кислоты в полученном растворе.

109. Какой объем 50 % раствора азотной кислоты следует добавить к 300 г 12 % раствора для получения 30 % раствора?

110. Смешали 150 г 20 % раствора и 200 г 10 % раствора КОН. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию щелочи в полученном растворе.

111. К раствору азотной кислоты, с массовой долей 48 % и массой 500 г, добавили 300 г раствора азотной кислоты, с массовой долей 40 %. Вычислите массу 60 % раствора серной кислоты, которую необходимо добавить к полученному раствору, чтобы конечный раствор имел массовую долю 50 %.

112. Какой объем (н. у.) газообразного хлороводорода необходимо пропустить через 5 л 10 % соляной кислоты, для получения раствора с массовой долей 30 %?

113. В 100 г воды растворили 80 г NaOH. Вычислите молярную и массовую концентрации полученного раствора.

114. К 0,5 л воды добавили 20 г соли. Сколько г 15 % раствора этой соли необходимо добавить для получения раствора с массовой долей 10 %?

115. Смешали 150 г 30 % раствора нитрата калия и 250 г раствора с неизвестной концентрацией, в результате получили раствор с концентрацией 25 %. Вычислите концентрацию второго раствора.

116. Смешали 200 мл 0,2 М раствора сульфида натрия и 600 мл раствора с неизвестной концентрацией. В результате получили раствор с концентрацией 0,125. Вычислите концентрацию второго раствора.

117. В 400 мл воды растворили 25 г NaOH. Определите молярную и массовую концентрации полученного раствора.

118. Смешали 120 г воды и 80 г 96 % раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

119. Смешали 160 мл воды и 160 мл 60 % раствора азотной кислоты. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

120. Через 500 г 15 % раствора соляной кислоты пропустили 44,8 л газообразного хлороводорода (н. у.). Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

## Варианты заданий к разделу 2

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	16, 46, 76, 106	16	15, 45, 75, 105
2	17, 47, 77, 107	17	14, 44, 74, 104
3	18, 48, 78, 108	18	13, 43, 73, 103
4	19, 49, 79, 109	19	12, 42, 72, 102
5	20, 50, 80, 110	20	11, 41, 71, 101
6	21, 51, 81, 111	21	10, 40, 70, 100
7	22, 52, 82, 112	22	9, 39, 69, 99
8	23, 53, 83, 113	23	8, 38, 68, 98
9	24, 54, 84, 114	24	7, 37, 67, 97
10	25, 55, 85, 115	25	6, 36, 66, 96
11	26, 56, 86, 116	26	5, 35, 65, 95
12	27, 57, 87, 117	27	4, 34, 64, 94
13	28, 58, 88, 118	28	3, 33, 63, 93
14	29, 59, 89, 119	29	2, 32, 62, 92
15	30, 62, 90, 120	30	1, 31, 61, 91

### Раздел 3. СТРОЕНИЕ АТОМА

Объекты микромира не подчиняются законам классической механики, и для описания строения атома необходимо применять законы *квантовой механики*.

Согласно современным представлениям, атом является сложной электромагнитной системой, включающей элементарные частицы – протоны и нейтроны, находящиеся в ядре атома, и электроны (табл. 2).

Таблица 2 – Свойства элементарных частиц, образующих атом

Частица	Заряд		Масса	
	Кл	условн. ед.	кг	а.е.м.
Электрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-31}$	0.00055
Протон	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1.00728
Нейтрон	0	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1.00866

Атом электронейтрален, поскольку число электронов в атоме равно числу протонов. Масса атома практически равна массе ядра и характеризуется *массовым числом атома* ( $A$ ), которая равна сумме чисел *протонов* ( $p^+$ ) и *нейтронов* ( $n^0$ ) в ядре:

$$A = p^+ + n^0.$$

Пользуясь Периодической системой Д. И. Менделеева, можно определить число элементарных частиц в атоме.

**Пример 1.** Определить число элементарных частиц в атоме (атомном ионе) химического элемента.

**Решение.** Используя положение элемента в ПС, выполним задание.

Атомная частица	Число протонов, $p^+$	Массовое число, $A$	Число нейтронов, $n^0$	Число электронов, $e^-$
${}^{19}_9F^-$	9	19	10	10
${}^{27}_{13}Al^0$	13	27	14	13
${}^{39}_{19}K^+$	19	39	20	18
${}^{75}_{33}As^{+3}$	33	75	41	30
${}^{128}_{52}Te^{2-}$	52	128	76	54

В ядрах атомов одного и того же элемента может содержаться разное число нейтронов. Такие атомы различаются по массе, но имеют одинаковые заряд ядра и число электронов и называются *изотопами*.

При химическом взаимодействии ядра атомов элементов остаются без изменения, а изменяется только строение внешних электронных оболочек.

По современным представлениям электрон имеет *двойственную (корпускулярно-волновую) природу*, проявляя одновременно свойства как

частицы, так и волны. Свойства волны проявляются в движении (явления дифракции и интерференции), свойства частицы – при фотоэффекте и электролизе.

Электронное облако не имеет четко очерченных границ, и поэтому было введено понятие *атомной орбитали* – области околоядерного пространства, в котором сосредоточено 90–95 % заряда и массы электрона.

Электрон, находящийся в атоме, участвует в двух видах движения – орбитальном движении относительно ядра и собственном вращательном движении. Поэтому для полного описания состояния электрона в атоме необходимо знать следующие четыре параметра:

- |   |   |  |
|---|---|--|
| – энергию электрона;                                    | } | характеризуют движение электрона относительно ядра |
| – величину орбитального момента количества движения;    |   |  |
| – направление орбитального момента количества движения; |   |  |
| – направление собственного момента количества движения  | } | описывает собственное движение электрона           |

Каждому из этих параметров соответствует свое *квантовое число*, принимающее строго определенные значения.

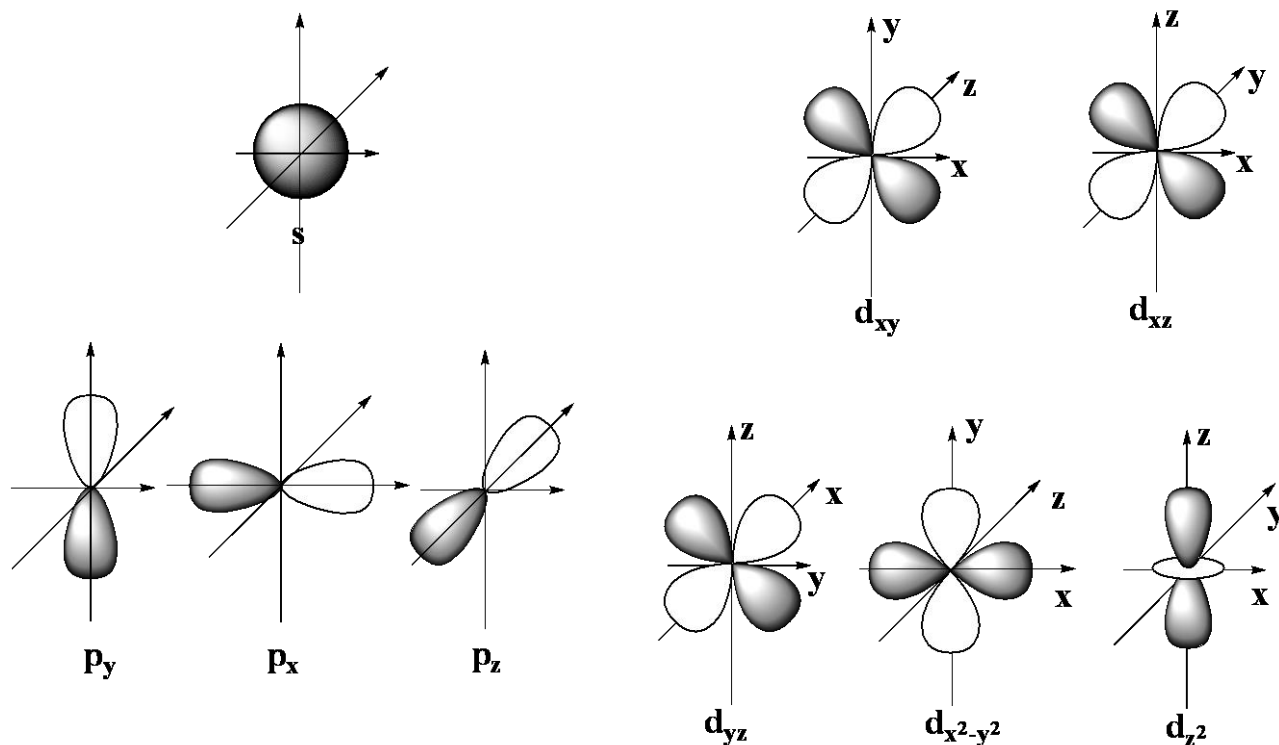
#### **Главное квантовое число $n$ :**

- характеризует общую энергию электрона, т. е. энергетический уровень электрона в атоме. Оно может принимать положительные целочисленные значения, начиная с единицы (1, 2, 3, 4, ...  $\infty$ ). При  $n = 1$  электрон находится на самом низком энергетическом уровне. По мере возрастания  $n$  энергия уровня увеличивается;
- удаленность данного электрона от ядра ( $r$ ). Чем больше величина  $n$ , тем дальше находится электрон от ядра и тем больше его энергия.
- указывает на число энергетических подуровней, соответствующих данному уровню. Так, в первом энергетическом уровне ( $n = 1$ ) имеется один подуровень, во втором ( $n = 2$ ) – два, в третьем ( $n = 3$ ) – три, в четвертом ( $n = 4$ ) – четыре подуровня и т. д.

#### **Орбитальное квантовое число $l$ характеризует:**

- величину орбитального момента количества движения электрона или, другими словами, определяет энергетическое состояние электронов в пределах данного уровня – энергию подуровня;
- форму атомных орбиталей электрона, соответствующих данному подуровню.

Для электронов, находящихся на энергетическом уровне с главным квантовым числом  $n$ , орбитальное квантовое число  $l$  может принимать целочисленные значения в пределах от 0 до  $n-1$ .



Значение $l$	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение	$s$	$p$	$d$	$f$	$g$

При  $l = 0$  имеем  $s$ -подуровень, которому соответствует сферическая форма атомной орбитали, называемой  $s$ -орбиталью.  $l = 1$  соответствует  $p$ -подуровень, содержащий атомные орбитали в виде объемной восьмерки (или двухлепестковой структуры), которые называются  $p$ -орбиталями.  $l = 2$  и  $l = 3$  сопоставляют энергетическим  $d$ - и  $f$ -подуровням с более сложной формой атомных орбиталей (четырёх- и шестилепестковые структуры соответственно).

Таким образом, в многоэлектронных атомах энергия электрона зависит от главного и орбитального квантовых чисел. Возрастание энергии по энергетическим подуровням, и, соответственно, заполнение их электронами происходит в следующей последовательности:

$$\begin{aligned}
 &1s < \\
 &< 2s < 2p < \\
 &< 3s < 3p < \\
 &< 4s < 3d < 4p < \\
 &< 5s < 4d < 5p < \\
 &< 6s < 4f \approx 5d < 6p < \\
 &< 7s < 5f \approx 6d < 7p <
 \end{aligned}$$

**Магнитное (азимутальное) квантовое число  $m_l$ .** Движение электрона по замкнутой орбите вызывает появление магнитного поля. Число  $m_l$  определяет:

- направление орбитального момента количества движения электрона и связанного с ним магнитного момента. Другими словами, оно характеризует ориентацию атомных орбиталей в магнитном поле.
- число атомных орбиталей в рамках данного энергетического подуровня.

Магнитное квантовое число может принимать целочисленные значения от  $-1$  до  $+1$ , включая  $0$ , т. е. всего  $(2l + 1)$  значений, которым отвечает число атомных орбиталей в данном подуровне. Так,  $s$ -подуровень содержит одну  $s$ -орбиталь, поскольку при  $l = 0$   $m_l$  принимает только одно значение равное нулю;  $p$ -подуровень составляют три  $p$ -орбитали, ориентированные по осям координат  $x, y, z$ , так как при  $l = 1$   $m_l = -1, 0, +1$ ;  $d$ -подуровень ( $l = 2$ ) – пять орбиталей ( $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ );  $f$ -подуровень ( $l = 3$ ) – семь орбиталей ( $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ).

Таким образом, с помощью трех квантовых чисел  $n, l$  и  $m_l$  можно полностью описать состояние электрона относительно ядра, т. е. охарактеризовать атомную орбиталь, на которой он находится.

Энергетические состояния электрона схематически обозначают в виде квантовых (энергетических) ячеек – прямоугольников, кружков или линий. Электроны в этих ячейках обозначают стрелками.



**Спиновое квантовое число  $m_s$**  характеризует собственный момент количества движения электрона, получивший название *спин*, и принимает два значения  $+1/2$  и  $-1/2$  в зависимости от того как – параллельно или антипараллельно магнитному полю – ориентируется магнитное поле спина электрона. Поскольку спин может иметь два противоположных направления, то при написании электронно-графических формул его часто обозначают  $\uparrow$  или  $\downarrow$ .

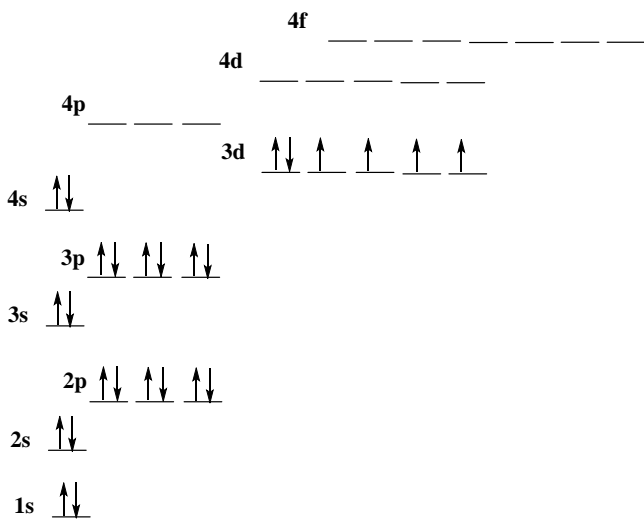
### **Принципы заполнения атомных орбиталей электронами**

*Принцип минимума энергии:* электроны в невозбужденном атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням так, чтобы их суммарная энергия была минимальна.

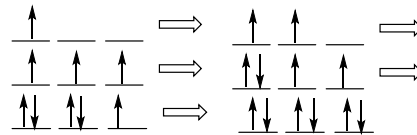
Электроны заселяют в первую очередь атомные орбитали того подуровня, находясь на котором они обладают наименьшей энергией, т. е. прочнее всего связаны с ядром. Любое другое состояние электрона является *возбужденным*, неустойчивым и из него электрон самопроизвольно переходит в состояние с более низкой энергией. Так, в невозбужденном атоме водорода единственный электрон находится в самом низком из возможных энергетических состояний, т. е. на  $s$ -подуровне первого энергетического уровня.

Заселение электронами атомных орбиталей подуровня определяется *правилом Гунда:* в невозбужденных атомах электроны в пределах данного подуровня занимают максимальное число свободных орбиталей, при этом суммарное спиновое число максимально.

Согласно этому правилу, вначале происходит последовательное заполнение всех орбиталей данного подуровня по одному электрону. Причем



спины всех этих электронов одинаковы. Только после этого будет происходить окончательное заполнение орбитали двумя электронами. Например, порядок заполнения трех орбиталей  $p$ -подуровня следующий:



Последовательность заполнения атомных орбиталей электронами в многоэлектронном атоме, в котором существует взаимное влияние электронов друг на друга, определяется *правилами Клечковского*. Первое правило Клечковского: *при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение атомных орбиталей происходит в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел ( $n + l$ )*. Например,  $4s$ -подуровень заполняется раньше, чем  $3d$ -подуровень, так как в первом случае  $n + l = 4 + 0 = 4$ , а во втором  $n + l = 3 + 2 = 5$ . Второе правило Клечковского: *при одинаковых значениях суммы ( $n + l$ ) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении увеличения значения главного квантового числа*. В соответствии с этим правилом  $3d$ -подуровень ( $n + l = 3 + 2 = 5$ ) заполняется раньше, чем  $4p$ -подуровень ( $n + l = 4 + 1 = 5$ ).

Распределение электронов по уровням и подуровням в электронной оболочке атома записывается в виде *электронных формул*. Цифры перед буквами – это номер энергетического уровня  $n$ , буквы  $s, p, d$ , обозначают подуровни, на которых находятся электроны в атоме, цифры в индексе вверху справа – это число электронов на подуровне. Так, запись  $5p^2$  означает, что на  $p$ -подуровне пятого уровня находятся два электрона. В частности, 26 электронов атома железа в нормальном (невозбужденном) состоянии заселяют четыре уровня и электронную формулу элемента записывают таким образом:  ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^6$ . Часто структуру электронных оболочек изображают с помощью *электронно-графических формул*. Для атома железа электронно-графическая формула имеет вид:

*Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором значений всех четырех квантовых чисел. Любая пара электронов в атоме должна различаться значением хотя бы одного квантового числа.*

В соответствии с принципом Паули каждая атомная орбиталь, характеризующаяся определенными значениями  $n, l$  и  $m_l$ , может быть занята не более чем двумя электронами, причем спины этих электронов должны быть противоположны по направлению. Два электрона с одинаковыми значениями квантовых чисел  $n, l, m_l$  с противоположно направленными спинами  $\uparrow\downarrow$  называются *спаренными*, или *неподеленной парой электронов*, а электроны с некомпенсированными спинами называются *неспаренными*. Нахождение в



одной квантовой ячейке третьего электрона противоречит принципу Паули, так как у двух из них были бы одинаковыми все четыре квантовые числа.

**Пример 2.** Изобразить электронную и электронно-графическую формулы атома фтора. Проиллюстрировать принцип Паули и представить для каждого из электронов фтора все квантовые числа.

**Решение.** Электронная формула фтора  ${}^{19}_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$ , электронно-графическая формула (электроны пронумерованы в порядке заполнения орбиталей).

	1-й	2-й	3-й	4-й	5-й	6-й	7-й	8-й	9-й
	$1s^1$	$1s^2$	$2s^1$	$2s^2$	$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$
$m$	1	1	2	2	2	2	2	2	2
$l$	0	0	0	0	1	1	1	1	1
$m_l$	0	0	0	0	-1	0	1	-1	0
$m_s$	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	+1/2	+1/2	-1/2	-1/2

Проанализировав таблицу, мы убедимся в выполнимости принципа Паули. Таким образом, можно расписать все квантовые числа для любого из элементов ПС.

Для более компактной записи электронных формул внутренние полностью заполненные электронами уровни изображают в виде символа благородного газа с указанием его порядкового номера в квадратных скобках, например,  ${}_{16}S [{}_{10}Ne] 3s^2 3p^4$ ,  ${}_{27}Co [{}_{18}Ar] 3d^7 4s^2$ .

При написании электронных формул следует учитывать «проскоки» электронов, обусловленные повышенной устойчивостью наполовину и полностью заполненных оболочек. Так, электронная формула хрома имеет вид  ${}_{24}Cr 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ . На внешнем уровне атома хрома не два электрона, а один. Второй электрон «проскакивает» на  $d$ -подуровень, образуя энергетически выгодную конфигурацию, в которой на каждой  $d$ -орбитали находится по одному электрону (наполовину заполненный  $d$ -подуровень). Аналогично, «проскок» одного электрона с  $4s$ - на  $3d$ -подуровень атома меди вызван образованием устойчивой  $d^{10}$ -электронной конфигурации (полностью заполненный  $d$ -подуровень):  ${}_{29}Cu 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ . Интересным и уникальным является атом палладия, у которого в основном состоянии наблюдается «проскок» сразу двух электронов:  ${}_{46}Pd 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^0 4d^{10}$ .

### Задания к разделу 3

Написать *полную электронную и сокращенную электронную формулы* химического элемента ..... (см. задание варианта ниже) ПС элементов Д. И. Менделеева; *изобразить полную электронно-графическую формулу*; указать *валентные электроны*, определить *тип семейства*; записать *все квантовые числа для последних шести электронов атома элемента*. Написать *сокращенную электронную формулу для частицы этого элемента, отвечающую формуле* ..... (см. задание варианта ниже).

1. элемента № 20; формуле  $\text{Э}^{+2}$ .
2. элемента № 22; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+4}$ .
3. элемента № 24; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+6}$ .
4. элемента № 21; формуле  $\text{Э}^{+1}, \text{Э}^{+3}$ .
5. элемента № 25; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}$ .
6. элемента № 27; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}$ .
7. элемента № 28; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}$ .
8. элемента № 29;  $\text{Э}^{+1}, \text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+3}$ .
9. элемента № 49; формуле  $\text{Э}^{+1}, \text{Э}^{+3}$ .
10. элемента № 19; формуле  $\text{Э}^{+1}$ .
11. элемента № 30; формуле  $\text{Э}^{+3}$ .
12. элемента № 33; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{-3}$ .
13. элемента № 32; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+4}$ .
14. элемента № 52; формуле  $\text{Э}^{+4}, \text{Э}^{+6}, \text{Э}^{-2}$ .
15. элемента № 35; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{-1}$ .
16. элемента № 37; формуле  $\text{Э}^{+1}$ .
17. элемента № 38; формуле  $\text{Э}^{+2}$ .
18. элемента № 39; формуле  $\text{Э}^{+1}, \text{Э}^{+3}$ .
19. элемента № 47; формуле  $\text{Э}^{+1}, \text{Э}^{+3}$ .
20. элемента № 48; формуле  $\text{Э}^{+2}$ .
21. элемента № 23; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{+2}$ .
22. элемента № 46; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+4}$ .
23. элемента № 53; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{+7}, \text{Э}^{-1}$ .
24. элемента № 42; формуле  $\text{Э}^{+4}, \text{Э}^{+6}, \text{Э}^{-2}$ .
25. элемента № 50; формуле  $\text{Э}^{+2}, \text{Э}^{+4}$ .
26. элемента № 51; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{-3}$ .
27. элемента № 34; формуле  $\text{Э}^{+4}, \text{Э}^{+6}, \text{Э}^{-2}$ .
28. элемента № 31; формуле  $\text{Э}^{+3}$ .
29. элемента № 41; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}$ .
30. элемента № 43; формуле  $\text{Э}^{+3}, \text{Э}^{+5}, \text{Э}^{+7}$ .

## ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Все химические процессы сопровождаются разрывом одних химических связей и образованием других. Многие свойства веществ определяются типом химической связи.

*Химическая связь – взаимодействие двух или нескольких атомов, сопровождающееся образованием химически устойчивой многоатомной системы. При этом существенно перестраиваются электронные оболочки, а полная энергия системы понижается.*

Химическая связь осуществляется валентными электронами, расположенными во внешнем энергетическом слое и обладающими максимальной энергией. В результате образования химической связи атомы могут приобретать такую же электронную конфигурацию, как у благородных газов, которые, за исключением гелия, имеют на внешней оболочке восемь (октет) электронов. Стремление к созданию такой устойчивой электронной конфигурации получило название *правила октета*.

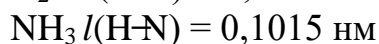
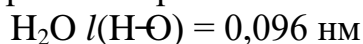
Электроны внешней оболочки, участвующие в образовании химической связи, могут условно изображаться точками (формула Льюиса), а связи – черточками. Например:

Молекула	HI	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>
Связь	H – I	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \quad \text{H} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{C} = \text{C} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H} \quad \quad \text{H}  \end{array}  $	N ≡ N
Формула Льюиса	H : I	$  \begin{array}{c}  \text{H} : \text{C} :: \text{C} : \text{H} \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $	:N: :: N:
Название связи	Простая (одинарная) ковалентная	Двойная ковалентная	Тройная ковалентная

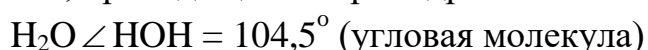
### Характеристики химической связи

Геометрические параметры – строгие величины. Определяют экспериментально, например, при рентгеноструктурном анализе:

– *длина связи (l)* – расстояние между ядрами связанных атомов. Зависит от размеров электронных оболочек и энергии связи.



– *валентный угол* (для ковалентной связи) – угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра химически связанных атомов



$\text{NH}_3 \angle \text{HNN} = 107,3^\circ$  (пирамидальная молекула)

Энергетические параметры:

– энергия атомизации ( $D$ ) – это энергия, необходимая для полной диссоциации молекулы на свободные атомы:



Поскольку обе связи О–Н в молекуле воды равноценны, то энергия каждой связи О–Н равна половине энергии атомизации:

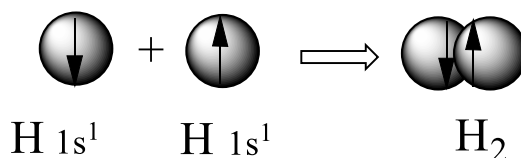
$$E(\text{O–H}) = D/2 = 464 \text{ кДж/моль}$$

– энергия связи – та часть энергии атомизации, которая приходится на данную связь.

Величины энергий связи составляют от 10–20 до 1000 кДж/моль. Чем больше энергия химической связи, тем прочнее связь.

**Ковалентная связь** – химическая связь, образованная путем обобществления пары электронов двумя атомами. Ковалентную связь называют «чисто химической связью».

При образовании молекулы водорода  $\text{H}_2$  происходит сближение атомов и перекрывание их электронных облаков.



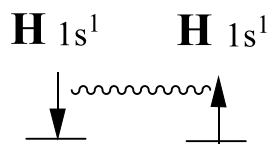
При этом электронная плотность между ядрами увеличивается, притяжение между ними возрастает, а энергия системы понижается.

Ковалентная связь, в зависимости оттого, как возникает общая электронная пара, может образовываться по обменному или донорно-акцепторному механизму.

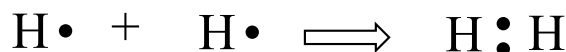
**Механизм обменного взаимодействия.** При образовании связей по обменному механизму каждый атом отдает на образование общей электронной пары (ковалентной связи) по одному неспаренному электрону с антипараллельными спинами. Это неспаренные электроны внешних оболочек у  $s$ - и  $p$ -элементов, внешних и предвнешних оболочек у  $d$ -элементов, внешних, предвнешних и предпредвнешних оболочек у  $f$ -элементов.

Например, образование одинарной ковалентной связи можно представить следующим образом:

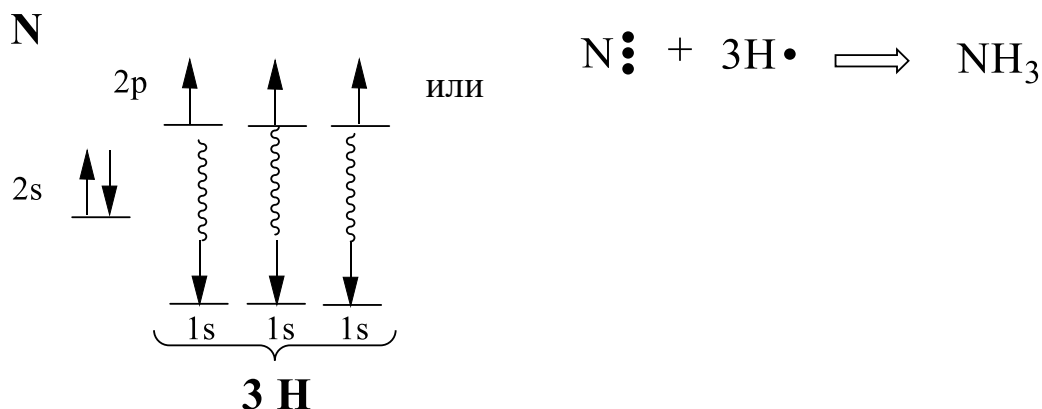
в молекуле **водорода**



или

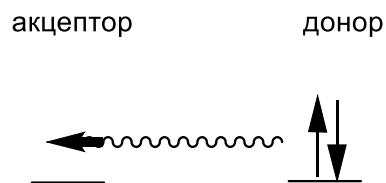


в молекуле **аммиака**

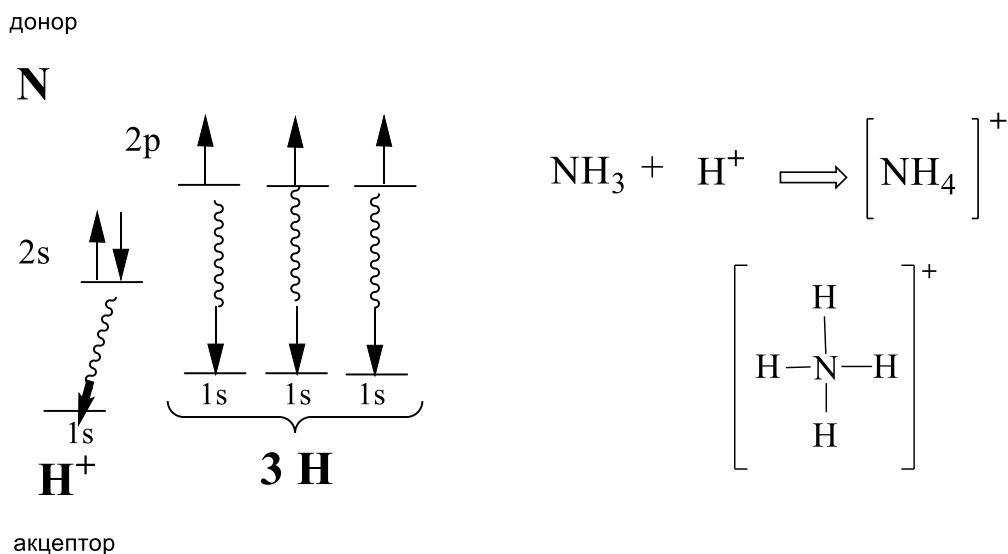


**Донорно-акцепторный механизм.** В этом случае ковалентная связь формируется при участии неподеленной электронной пары одного из атомов (ионов), так называемого *донора электронной пары*, и свободной (вакантной) орбитали другого из атомов или ионов, так называемого *акцептора электронной пары*. На схемах связь, образованную по донорно-акцепторному механизму, обозначают стрелкой.

Образование молекулы водорода  $H_2$  может быть осуществлено из гидрид-иона (донора пары) и протона (акцептора):



После образования молекулы аммиака  $NH_3$  на атоме азота остается одна неподеленная электронная пара, которая также может быть предоставлена в общее пользование. Данное явление обнаруживается, например, при образовании катиона аммония  $[NH_4]^+$ . Атом азота – донор пары, протон – акцептор.



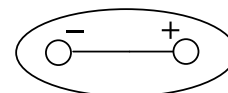
Механизм образования ковалентной связи не влияет на ее свойства. Длины и энергии образовавшихся связей абсолютно одинаковы. Таким образом, все четыре ковалентные связи в ионе аммония идентичны. То же самое можно сказать и о молекулах водорода: они неразличимы между собой.

В целом валентные возможности атомов определяются числом валентных электронов и вакантных валентных орбиталей.

Особенности ковалентной связи – *направленность и насыщенность*. Атомные орбитали пространственно ориентированы и обеспечивают перекрывание электронных облаков по определенным направлениям, что, в свою очередь, обуславливает направленность ковалентной связи. Насыщенность ковалентной связи связана с ограниченным числом валентных электронов, находящихся на внешних оболочках и способных к образованию связи.

*Ковалентная неполярная связь* – ковалентная связь, образованная одинаковыми атомами, например  $\text{H} - \text{H}$ ,  $\text{O} = \text{O}$ ,  $\text{N} \equiv \text{N}$ . При этом обобществленные электроны равномерно распределены между ними.

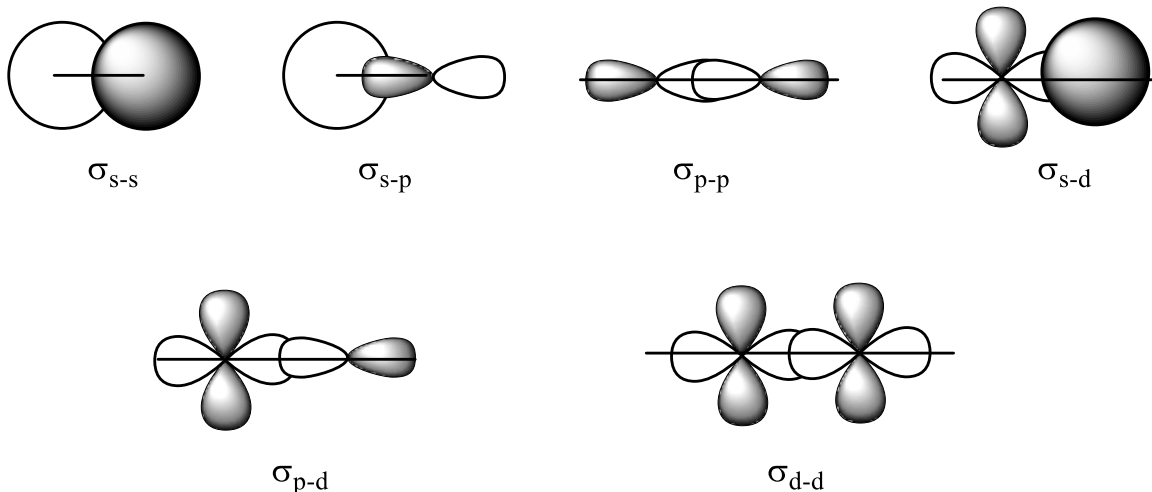
*Ковалентная полярная связь* – ковалентная связь, образованная атомами с различной относительной электроотрицательностью. В этом случае электронная пара смещена к более электроотрицательному элементу, что приводит к появлению на атоме этого элемента частичного отрицательного заряда  $\delta^-$ , а на другом атоме – частичного положительного заряда  $\delta^+$ , например, как это наблюдается в молекуле  $\text{HCl}$ . Эта молекула представляет собой диполь, так как центры распределения положительных и отрицательных зарядов не совпадают и находятся на некотором расстоянии друг от друга.



Полярную ковалентную связь с  $\delta$  приближающимся к 1 можно считать ионной связью. Однако даже у наиболее ионных соединений, например,  $\text{CsF}$ , реальное значение  $\delta$  меньше 1. В результате любая ионная связь имеет определенную долю ковалентности, поэтому говорят о *преимущественно* ионной связи. В то же время любая ковалентная полярная связь имеет определенную долю ионной связи, поэтому более верно говорить о *преимущественно* ковалентной связи.

**Одинарные и кратные связи.** Поскольку электронные облака имеют различную форму, то их взаимное перекрывание может осуществляться различными способами.

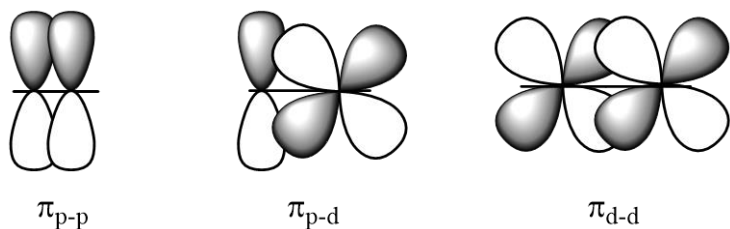
Различают:  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи.



**$\sigma$ -связь** – связь, образованная электронными облаками с возникновением максимальной электронной плотности на линии, соединяющей ядра атомов.  **$\sigma$ -связь** – связь одинарная и наиболее прочная из всех видов ковалентной связи. Поворот вокруг оси симметрии не приводит к разрыву связи.

**Кратная связь** – связь между двумя атомами, осуществляемая более чем одной электронной парой. **Кратность (порядок связи)** – число общих электронных пар, участвующих в образовании связи. Кратная связь может быть двойной и тройной. Максимально возможное число связей между двумя атомами – четыре: одна  **$\sigma$ -**, две  **$\pi$ -** и одна  **$\delta$ -**связи.

**$\pi$ -связь** – образование максимальной электронной плотности при перекрывании электронных облаков происходит в плоскости, содержащей линию связывающей ядра атомов (боковое перекрывание).



**$\pi$ -связь** менее прочная, чем  **$\sigma$ -связь** (энергия двойной связи в целом меньше, чем энергия удвоенного значения энергии одинарной связи).

Так энергия связи C-C ( $\sigma$ ) = 331 кДж/моль, а энергия связи C=C ( $\sigma+\pi$ ) = 587 кДж/моль. Поскольку  $\pi$ -связь не имеет осевой симметрии, то поворот атомов вокруг линии связи, требует большей энергии и приводит к разрыву связи.

Длина связи уменьшается с увеличением кратности связи. Чем больше кратность связи, тем связь прочнее и короче:

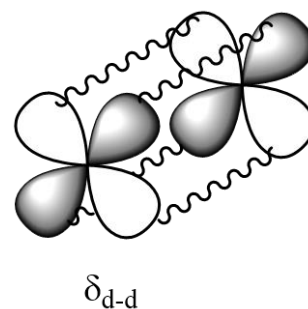
$$l(\text{C}-\text{C}) = 0,154 \text{ нм}$$

$$l(\text{C}=\text{C}) = 0,134 \text{ нм}$$

$$l(\text{C}\equiv\text{C}) = 0,120 \text{ нм}$$

**$\delta$ -связь** образуется при перекрывании всех четырех лепестков d-орбиталей, находящихся в параллельных плоскостях.  **$\delta$ -связь** еще менее прочная, чем  **$\pi$ -связь**.

В рамках метода валентных связей с учетом двух механизмов образования связи обменного и донорно-



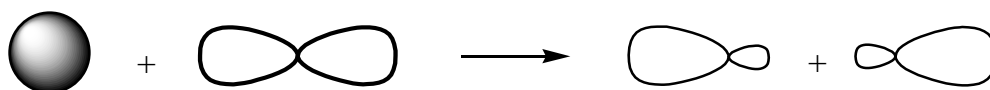
акцепторного для атома имеются три возможности образования химической связи: за счет неспаренных электронов, неподеленных электронных пар и вакантных валентных орбиталей.

**Пример 1.** Строение молекулы  $O_2$ . В молекуле кислорода образуется двойная связь посредством перекрывания электронных облаков  $p$ -типа с образованием одной  $\sigma$ - и одной  $\pi$ -связи.



**Гибридизацией** называется процесс смешения различного типа, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме.

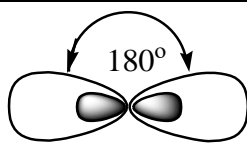
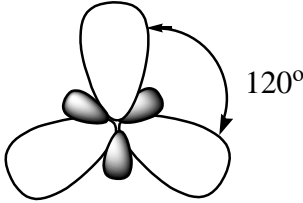
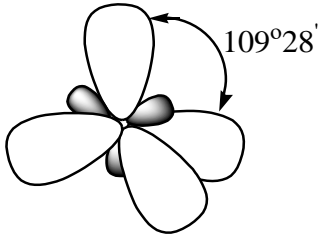
Например, при смешении  $s$ - и  $p$ -орбиталей возникают гибридные орбитали, имеющие форму несимметричной объемной восьмерки сильно вытянутой в одну сторону от ядра:



В результате гибридизации обеспечивается более полное перекрывание атомных орбиталей центрального атома с атомными орбиталями соседних атомов. Таким образом, несмотря на энергетические затраты в ходе распаривания и изменения формы атомных орбиталей, в целом гибридизация энергетически выгодный процесс, поскольку вполне окупается образованием более устойчивой, т.е. обладающей меньшей потенциальной энергией молекулы. Название гибридных орбиталей определяется числом и типом участвующих орбиталей:  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$ -гибридизация (табл. 3). Более подробно теория гибридизации обсуждается в органической химии.

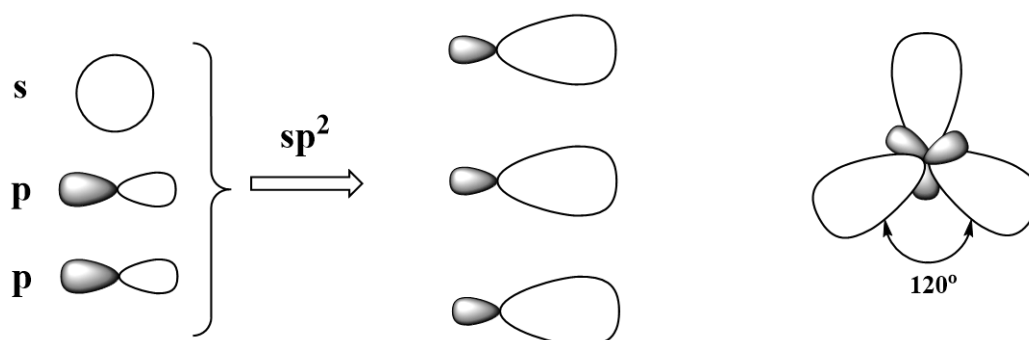


Таблица 3 – Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул

Орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Геометрия молекулы	Примеры
$s, p$	$sp$	 линейная	$\text{BeCl}_2$ $\text{C}_2\text{H}_2$
$s, p, p$	$sp^2$	 треугольная	$\text{BF}_3$ $\text{C}_2\text{H}_4$
$s, p, p, p$	$sp^3$	 тетраэдрическая	$[\text{BeF}_4]^-$ $\text{CH}_4$ $\text{NH}_4^+$ $\text{PO}_4^{3-}$

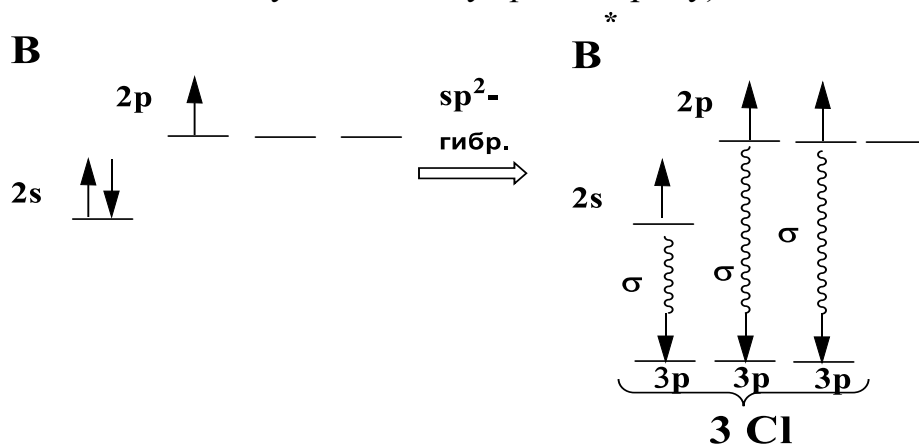
**Пример 2.** Строение молекулы  $\text{BCl}_3$ .

В нормальном состоянии атом В имеет электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^1$ , а атом хлора  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Атому бора в этом состоянии соответствует один неспаренный электрон, тогда как для образования трех  $\sigma$ -связей с тремя атомами хлора необходимо три неспаренных электрона. В результате возбуждения один из  $s$ -электронов атома бора переходит на  $p$ -подуровень.



Соответственно в гибридизации участвует 1  $s$ -орбиталь и 2  $p$ -орбитали атома бора, образуя 3 идентичных по форме и энергии  $sp^2$ -гибридные орбитали, тип гибридизации  $sp^2$ . Гибридные орбитали располагаются друг к другу под углом  $120^\circ$ .

Представим процесс схематически в виде электронно-графических формул (для того чтобы не загромождать схему, изобразим для атомов хлора только по одному валентному  $3p$ -электрону):



В результате процесса образуется 3  $\sigma$ -связи. Поскольку гибридные  $sp^2$ -орбитали расположены друг к другу под углом  $120^\circ$ , то молекула  $\text{BCl}_3$  имеет треугольное строение, причем треугольник – равносторонний.



Каждая одинарная образовавшаяся связь  $\text{B}-\text{Cl}$  является ковалентной полярной, вследствие большей электроотрицательности атома хлора и смещению на него общей электронной пары. Молекула же  $\text{BCl}_3$  является неполярной, т.к. и в этом случае центры положительного и отрицательного зарядов совпадают в одной точке с компенсацией электрических моментов диполя отдельных связей.

**Ионная связь** – это связь, осуществляемая за счет электростатического притяжения между ионами, образованными путем смещения общей электронной пары к одному из атомов. При взаимодействии двух атомов, резко различающихся по электроотрицательности, общая пара электронов может быть практически полностью смещена к более электроотрицательному атому, превращая его в отрицательный ион, при этом другой атом превращается в положительный ион. Между этими ионами и действует электростатическое притяжение.

Ионная связь наблюдается только в соединениях атомов типичных металлов с типичными неметаллами, например, в  $\text{CsF}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{NaCl}$ , и только в твердом состоянии. Ионную связь можно рассматривать как предельный случай сильнополярной ковалентной связи. Идеальных ионных соединений не существует, поэтому говорят о частично ионном и частично ковалентном

характере связей. Так, даже в кристаллах CsF связь носит частично ковалентный характер, так как электронная пара смещена к атому фтора только на 94 %. Степень ионности связи обычно тем выше, чем больше разность относительной электроотрицательности между соединенными атомами.

Так как электрическое поле ионов имеет сферическую симметрию, то ионная связь *не обладает направленностью*. Взаимодействие двух противоположно заряженных ионов не приводит к полной взаимной компенсации их полей. Они сохраняют способность притягивать другие ионы. Поэтому ионная связь не обладает *насыщаемостью*. Каждый ион окружен ионами противоположного знака, число которых определяется размерами и силой отталкивания одноименно заряженных ионов.

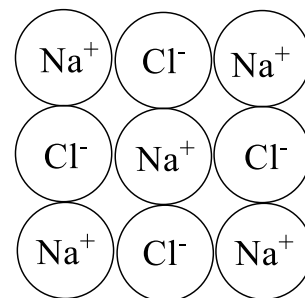
Условно принято считать, что при разнице между значениями относительной электроотрицательности (ОЭО) элементов, атомы которых образуют связь, больше 2 связь носит преимущественно ионный характер, меньше 2 – преимущественно ковалентный характер,  $\sim 2$  – ионно-ковалентный характер.

В качестве примера можно привести данные по ОЭО и разности ОЭО во фторидах элементов II периода (табл. 4)

Таблица 4 – Характер химической связи во фторидах элементов II периода

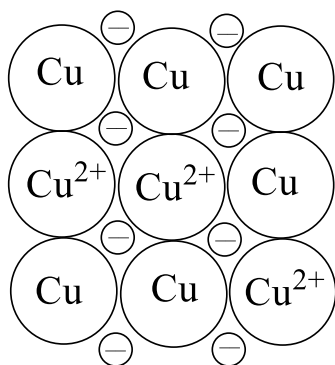
Соединение	LiF	BeF <sub>2</sub>	BF <sub>3</sub>	CF <sub>4</sub>	NF <sub>3</sub>
значения ОЭО элементов (по Полингу)	0,98 и 4,0	1,5 и 4,0	2,0 и 4,0	2,5 и 4,0	3,07 и 4,0
разность ОЭО	3,02	2,5	2,0	1,5	0,93
характер химической связи	преимущественно ионная	преимущественно ионная	ионно-ковалентная	преимущественно ковалентная	преимущественно ковалентная

Ионная связь проявляется только в агрегированном состоянии. Конечным этапом взаимодействия ионов является не ионная молекула, а ионный кристалл, в котором анионы и катионы расположены упорядоченно, образуя трехмерную решетку. Поскольку все связи данного иона с соседними равноценны, весь кристалл можно рассматривать как единую огромную «молекулу».



К особенностям ионных соединений можно отнести: 1) более высокие температуры плавления и кипения, чем у ковалентных соединений; 2) электрическая проводимость в расплавленном состоянии; 3) склонность растворяться в полярных жидкостях (воде).

**Металлическая связь** возникает между атомами металлов. Характерной особенностью атомов металлов является небольшое



число электронов на внешнем уровне, слабо удерживаемых ядром, и большое число близких по энергии свободных орбиталей. Эти электроны легко теряют связь с отдельными атомами и свободно перемещаются по множеству орбиталей с практически одинаковой энергией, образуя «электронный газ» – совокупность свободных электронов.

*Металлическая связь характеризуется полной делокализацией электронов между всеми атомами в кристалле, что обеспечивает устойчивость данного вида связи.*

Металлическая связь не обладает направленностью и насыщенностью, проявляется только в конденсированном состоянии. В то же время в парообразном состоянии атомы металлов между собой связаны ковалентной связью. Металлическая связь, как правило, характеризуется высокой прочностью, поэтому большинство металлов – твердые вещества с высокой температурой плавления и малой летучестью. *Металлические* свойства (непрозрачность, высокая электро- и теплопроводность, металлический блеск, ковкость, пластичность и др.) обеспечиваются именно металлической связью.

### Задания к разделу 3 (продолжение)

**На основе метода ВС определите тип гибридизации орбиталей центрального атома в частице, изобразите ее геометрическую форму, определите наличие (или отсутствие) дипольного момента частицы, а также кратность и полярность связи в частице ....(см. задание варианта ниже).**

- |                         |                                       |                         |
|-------------------------|---------------------------------------|-------------------------|
| 31. SnCl <sub>4</sub> , | 41. SCl <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , | 51. NOF <sub>3</sub> ,  |
| 32. AlBr <sub>3</sub> , | 42. CO <sub>2</sub> ,                 | 52. IF <sub>5</sub> ,   |
| 33. BeBr <sub>2</sub> , | 43. COF <sub>2</sub> ,                | 53. SeO <sub>2</sub>    |
| 34. NO <sub>2</sub> ,   | 44. POF <sub>3</sub> ,                | 54. AsF <sub>3</sub> ,  |
| 35. COCl <sub>2</sub> , | 45. SFCl <sub>5</sub> ,               | 55. BF <sub>3</sub> ,   |
| 36. BrF <sub>5</sub> ,  | 46. TeO <sub>2</sub> ,                | 56. TeF <sub>6</sub> ,  |
| 37. XeF <sub>2</sub> ,  | 47. NF <sub>3</sub> ,                 | 57. CF <sub>4</sub> ,   |
| 38. SF <sub>2</sub> ,   | 48. SnH <sub>4</sub> ,                | 58. CCl <sub>2</sub> O, |
| 39. SF <sub>4</sub> ,   | 49. OF <sub>2</sub> ,                 | 59. BrF <sub>3</sub> ,  |
| 40. PCl <sub>3</sub> O, | 50. GeCl <sub>2</sub> ,               | 60. SCIF <sub>5</sub> . |

### Варианты заданий к разделу 3

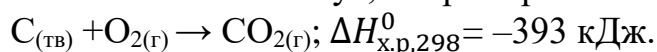
Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	1, 60	11	11, 50	21	21, 40
2	2, 59	12	12, 49	22	22, 39
3	3, 58	13	13, 48	23	23, 38
4	4, 57	14	14, 47	24	24, 37
5	5, 56	15	15, 46	25	25, 36
6	6, 55	16	16, 45	26	26, 35
7	7, 54	17	17, 44	27	27, 34
8	8, 53	18	18, 43	28	28, 33
9	9, 52	19	19, 42	29	29, 32
10	10, 51	20	20, 41	30	30, 31

## Раздел 4. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

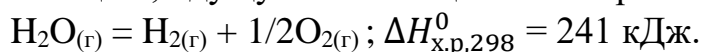
**Тепловой эффект химической реакции** – это количество выделяющейся или поглощающейся тепловой энергии при изобарном переходе определенного числа моль исходных веществ в соответствующее число моль продуктов реакции.

**Энтальпией (теплотой) образования сложного вещества** из простых веществ называется тепловой эффект реакции образования 1 моль данного вещества из простых веществ при стандартных условиях. Для краткости ее называют **стандартной энтальпией (теплотой) образования** и обозначают  $\Delta H_{f,298}^0$ .

Если в ходе химической реакции происходит нагревание реакционной смеси (выделение теплоты), то такую реакцию называют экзотермической, а ее энтальпия имеет знак минус, например:



Реакцию, идущую с поглощением энергии – эндотермической:



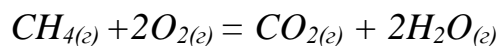
Поскольку абсолютное значение энтальпии измерить невозможно, в связи с тем, что этим термином описываются все виды энергии, заключенной в веществе, то для проведения расчетов следовало определить точку отсчета. Было принято, что стандартное значение энтальпии простых веществ равно 0, а следовательно, энтальпия реакции образования сложного вещества называется энтальпией образования данного вещества.

Стандартные значения энтальпии и энтропии приведены в Приложении 3.

**Закон Гесса:** Тепловой эффект химической реакции зависит от природы и состояния реагирующих веществ и продуктов их взаимодействия и не зависит от числа и характера промежуточных стадий, через которые может проходить химическая реакция.

**Следствие из закона Гесса:** Стандартное изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ.

1. *Определить стандартное изменение энтальпии  $\Delta H_{x.p,298}^0$  реакции горения метана.*

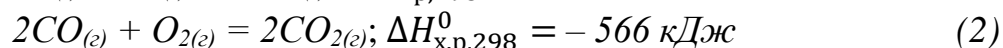
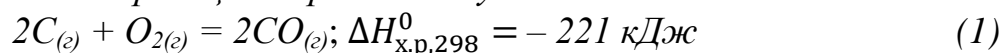


$$\Delta H_{f,298}^0 (\text{кДж/моль}) \quad -74,9 \quad 0 \quad -393,5 \quad -241,8$$

Вычтем из суммы энтальпий образования продуктов реакции, сумму энтальпий реагентов:

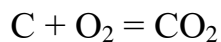
$$\Delta H_{x.p,298}^0 = (2\Delta H_{f,298}^0(H_2O) + \Delta H_{f,298}^0(CO_2)) - (\Delta H_{f,298}^0(CH_4) + 2\Delta H_{f,298}^0(O_2)) = -802,2 \text{ кДж}$$

2. По заданным термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию реакции образования углекислого газа:

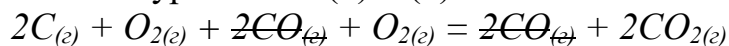


Чтобы найти энтальпию образования вещества, нужно найти энтальпию реакции синтеза 1 моль искомого вещества из простых веществ. Для этого следует провести ряд арифметических операций (сложение, вычитание, домножение на постоянную величину).

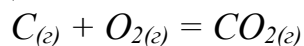
Реакция синтеза  $CO_2$  из простых веществ:



Сложим уравнения (1) и (2)



и разделим на 2:



Мы получили нужное уравнение. А поскольку по закону Гесса тепловой эффект реакции не зависит от пути процесса, мы можем выполнить те же самые действия и со значениями тепловых эффектов:

$$\Delta H_{f,298}^0(CO_2) = 0,5\Delta H_{x.p.1}^0 + 0,5\Delta H_{x.p.2}^0 = 0,5(-221) + 0,5(-566) = -393,5 \text{ кДж/моль.}$$

В химической термодинамике критерием самопроизвольного протекания любого процесса является свободная энергия Гиббса ( $\Delta G$ ), который может быть вычислен по уравнению Гиббса:

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

где  $\Delta S$  – изменение энтропии в ходе химической реакции;  $T$  – температура (К).

Изменение энергии Гиббса может быть вычислено как разность суммы стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции суммы стандартных энергий Гиббса образования реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов реакции.

Для самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе изменение свободной энергии Гиббса должно быть отрицательным ( $\Delta G^0 < 0$ ).

3. Вычислите изменение свободной энергии Гиббса  $\Delta G^0$  химической Реакции  $Fe_2O_{3(k)} + 3CO_{(g)} = 2Fe_{(k)} + 3CO_{2(g)}$  по значениям стандартной энтальпии и стандартной энтропии реагирующих веществ. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания данной реакции.

На основании  $\Delta H_{f,298}^0$  и  $S_{298}^0$  реагентов реакции, приведенных в табл. 5, определим значение  $\Delta G^0$  с помощью уравнения Гиббса.

Таблица 5 – Термодинамические характеристики веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$ (кДж/моль)	$S_{298}^0$ (Дж/(моль К))
$Fe_2O_{3(k)}$	-821,32	89,96
$Fe_{(k)}$	0	27,15
$CO_{(r)}$	-110,5	197,4
$CO_{2(r)}$	-393,5	213,6

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

Вычислим изменение энтальпии и энтропии в ходе химического процесса:

$$\Delta H_{x,p,298}^0 = 3\Delta H_{f,298}^0(\text{CO}_2) - (\Delta H_{f,298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3\Delta H_{f,298}^0(\text{CO})) = -393,51 \cdot 3 - (-821,32 - 110,5 \cdot 3) = -27,71 \text{ кДж}$$

$$\Delta S_{x,p,298}^0 = (2S_{298}^0(\text{Fe}) + 3S_{298}^0(\text{CO}_2)) - (S_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S_{298}^0(\text{CO})) = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 213,6) - (89,96 + 3 \cdot 197,4) = 12,94 \text{ Дж/К.}$$

Вычислим изменение свободной энергии Гиббса в стандартных условиях:

$$\Delta G^0 = -27,71 - 298 \cdot 12,94 \cdot 10^{-3} = -31,57 \text{ кДж.}$$

Обратим внимание на то, что изменения энтальпии и энтропии выражаются в кДж, а энтропии – в Дж.

$\Delta G^0 < 0$ , следовательно, данная реакция при стандартных условиях может самопроизвольно протекать в прямом направлении.

#### Задания к разделу 4

**Расставьте коэффициенты в схемах предложенных химических реакций и рассчитайте стандартную энтальпию реакций. Установите, являются ли реакции экзо- или эндотермическими:**

1.  $\text{HF}_{(\Gamma)} + \text{U}_{(\Gamma)} = \text{UF}_{4(\text{К})} + \text{H}_{2(\Gamma)}$ ;
2.  $\text{CS}_{2(\text{Ж})} + \text{O}_{2(\Gamma)} = \text{CO}_{2(\Gamma)} + \text{SO}_{2(\Gamma)}$ ;
3.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{К})} = \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{К})} + \text{SO}_{3(\Gamma)}$ ;
4.  $\text{P}_{(\text{К})} + \text{CaO}_{(\text{К})} = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{К})} + \text{Ca}_{(\text{К})}$ ;
5.  $\text{SO}_{2(\Gamma)} + \text{H}_2\text{S}_{(\Gamma)} = \text{S}_{(\text{К})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$ ;
6.  $\text{NiO}_{(\text{К})} + \text{Al}_{(\text{К})} = \text{Ni}_{(\text{К})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{К})}$ ;
7.  $\text{CuO}_{(\text{К})} + \text{C}_{(\text{К})} = \text{Cu}_{(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)}$ ;
8.  $\text{CaCO}_{3(\text{К})} = \text{CaO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}$ ;
9.  $\text{U}_{(\text{К})} + \text{BaO}_{(\text{К})} = \text{UO}_{2(\text{К})} + \text{Ba}_{(\text{К})}$ ;
10.  $\text{CuO}_{(\text{К})} + \text{C}_{(\text{К})} = \text{Cu}_{(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)}$ ;
11.  $\text{ZnS}_{(\text{К})} + \text{O}_{2(\Gamma)} = \text{ZnO}_{(\text{К})} + \text{SO}_{2(\Gamma)}$ ;
12.  $\text{N}_2\text{H}_{4(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} = \text{N}_{2(\Gamma)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}$ ;
13.  $\text{MgO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\text{К})} = \text{MgCO}_{3(\text{К})}$ ;
14.  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})} + \text{H}_{2(\Gamma)} = \text{FeO}_{(\text{К})} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}$ ;
15.  $\text{FeO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)} = \text{Fe}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}$ ;
16.  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})} + \text{C}_{(\text{К})} = \text{FeO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)}$ ;
17.  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}$ ;
18.  $\text{YCl}_3_{(\text{К})} + \text{Na}_{(\text{К})} = \text{Y}_{(\text{К})} + \text{NaCl}_{(\text{К})}$ ;
19.  $\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} + \text{Fe}_{(\text{К})} = \text{H}_{2(\Gamma)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})}$ ;
20.  $\text{PbS}_{(\text{К})} + \text{O}_{2(\Gamma)} = \text{PbO}_{(\text{К})} + \text{SO}_{2(\Gamma)}$ ;
21.  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)} = \text{FeO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}$ ;
22.  $\text{CuCl}_2_{(\text{К})} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} = \text{CuO}_{(\text{К})} + \text{HCl}_{(\Gamma)}$ ;
23.  $\text{AgNO}_3_{(\text{К})} = \text{Ag}_{(\text{К})} + \text{NO}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)}$ ;
24.  $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{К})} + \text{H}_{2(\Gamma)} = \text{Fe}_3\text{O}_4_{(\text{К})} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}$ .



По термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию образования продуктов реакции:

25.  $2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 6\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1750 \text{ кДж};$   
 26.  $2\text{CuO}(\text{к}) + 4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -440 \text{ кДж};$   
 27.  $4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{HNO}_3(\text{ж}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -256 \text{ кДж};$   
 28.  $2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -462 \text{ кДж};$   
 29.  $\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{CuO}(\text{к}) = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -101 \text{ кДж};$   
 30.  $2\text{PbO}(\text{к}) + 4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -588 \text{ кДж}.$

По заданным термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию реакций образования указанных в правом столбике сложных веществ:

Термохимические уравнения	Вещества
31. 1) $4\text{As}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{As}_2\text{O}_3(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1328 \text{ кДж};$ 2) $\text{As}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{As}_2\text{O}_5(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -261 \text{ кДж};$	$\text{As}_2\text{O}_5$
32. 1) $2\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -220 \text{ кДж};$ 2) $\text{CO}(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}) = \text{COF}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -525 \text{ кДж};$	$\text{COF}_2$
33. 1) $2\text{Cr}(\text{к}) + 3\text{F}_2(\text{г}) = 2\text{CrF}_3(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -2224 \text{ кДж};$ 2) $2\text{CrF}_3(\text{к}) + \text{Cr}(\text{к}) = 3\text{CrF}_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -38 \text{ кДж};$	$\text{CrF}_2$
34. 1) $2\text{P}(\text{к}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{PCl}_3(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -574 \text{ кДж};$ 2) $\text{PCl}_5(\text{г}) = \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +88 \text{ кДж};$	$\text{PCl}_5$
35. 1) $2\text{Pb}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{PbO}(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -438 \text{ кДж};$ 2) $2\text{PbO}_2(\text{к}) = 2\text{PbO}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +116 \text{ кДж};$	$\text{PbO}_2$
36. 1) $\text{Zr}(\text{к}) + \text{ZrCl}_4(\text{г}) = 2\text{ZrCl}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +215 \text{ кДж};$ 2) $\text{Zr}(\text{к}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{ZrCl}_4(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -867 \text{ кДж};$	$\text{ZrCl}_2$
37. 1) $2\text{As}(\text{к}) + 3\text{F}_2(\text{г}) = 2\text{AsF}_3(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1842 \text{ кДж};$ 2) $\text{AsF}_5(\text{г}) = \text{AsF}_3(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +317 \text{ кДж};$	$\text{AsF}_5$
38. 1) $2\text{ClF}_5(\text{г}) = \text{Cl}_2\text{F}_6(\text{г}) + 2\text{F}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +152 \text{ кДж};$ 2) $\text{Cl}_2(\text{г}) + 5\text{F}_2(\text{г}) = 2\text{ClF}_5(\text{г}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -478 \text{ кДж};$	$\text{Cl}_2\text{F}_6$
39. 1) $\text{Ce}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CeO}_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1090 \text{ кДж};$ 2) $3\text{CeO}_2(\text{к}) + \text{Ce}(\text{к}) = 2\text{Ce}_2\text{O}_3(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -332 \text{ кДж};$	$\text{Ce}_2\text{O}_3$
40. 1) $\text{CuCl}_2(\text{к}) + \text{Cu}(\text{к}) = 2\text{CuCl}(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -56 \text{ кДж};$ 2) $\text{Cu}(\text{к}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CuCl}_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -216 \text{ кДж};$	$\text{CuCl}$
41. 1) $\text{HgBr}_2(\text{к}) + \text{Hg}(\text{ж}) = \text{Hg}_2\text{Br}_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -38 \text{ кДж};$ 2) $\text{HgBr}_2(\text{к}) = \text{Hg}(\text{ж}) + \text{Br}_2(\text{ж}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +169 \text{ кДж};$	$\text{Hg}_2\text{Br}_2$
42. 1) $\text{Ir}(\text{к}) + 2\text{S}(\text{к}) = \text{IrS}_2(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -144 \text{ кДж};$ 2) $2\text{IrS}_2(\text{к}) = \text{Ir}_2\text{S}_3(\text{к}) + \text{S}(\text{к}), \Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +43 \text{ кДж};$	$\text{Ir}_2\text{S}_3$

43. 1)  $C_{(к)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -393,5 \text{ кДж};$   $CH_4$   
 2)  $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + CO_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -890,3 \text{ кДж};$   
 3)  $H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -285,8 \text{ кДж};$
44. 1)  $Ca_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CaO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -635,6 \text{ кДж};$   $Ca(OH)_2$   
 2)  $H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -286 \text{ кДж};$   
 3)  $CaO_{(к)} + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -65,0 \text{ кДж};$
45. 1)  $C_{(к)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -393,5 \text{ кДж};$   $C_2H_4$   
 2)  $H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -285,8 \text{ кДж};$   
 3)  $C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -1323 \text{ кДж};$
46. 1)  $C_{(к)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -393,5 \text{ кДж};$   $MgCO_3$   
 2)  $2Mg_{(к)} + O_{2(г)} = 2MgO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -1202 \text{ кДж};$   
 3)  $2MgO_{(к)} + CO_{2(г)} = MgCO_{3(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -117,7 \text{ кДж};$
47. 1)  $Ca_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CaO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -635,6 \text{ кДж};$   $CaC_2$   
 2)  $CaO_{(к)} + 3C_{(к)} = CaC_{2(к)} + CO_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = +460 \text{ кДж};$
48. 1)  $MnO_{2(к)} + 2C_{(к)} = Mn_{(к)} + 2CO_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = +293 \text{ кДж};$   $MnO_2$   
 2)  $C_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CO_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -110 \text{ кДж};$
49. 1)  $B_2O_{3(к)} + 3Mg_{(к)} = 2B_{(к)} + 3MgO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -531 \text{ кДж};$   $B_2O_3$   
 2)  $Mg_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = MgO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -601 \text{ кДж};$
50. 1)  $SiO_{2(к)} + 2Mg_{(к)} = Si + 2MgO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -290 \text{ кДж};$   $SiO_2$   
 2)  $Mg_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = MgO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -601 \text{ кДж};$
51. 1)  $3Mg_{(к)} + 2NH_{3(г)} = Mg_3N_{2(к)} + 3H_2, \Delta H_{x,p,298}^0 = -369 \text{ кДж};$   $Mg_3N_2$   
 2)  $\frac{1}{2}N_{2(г)} + 3/2H_{2(г)} = NH_{3(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -46 \text{ кДж};$
52. 1)  $2Al_{(к)} + 3H_2S_{(г)} = Al_2S_{3(к)} + 3H_2, \Delta H_{x,p,298}^0 = -446 \text{ кДж};$   $Al_2S_3$   
 2)  $H_{2(г)} + S_{(к)} = H_2S_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -21 \text{ кДж};$
53. 1)  $2Al_{(к)} + 2NH_{3(г)} = 2AlN_{(к)} + 3H_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -544 \text{ кДж};$   $AlN$   
 2)  $\frac{1}{2}N_{2(г)} + 3/2H_{2(г)} = NH_{3(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -46 \text{ кДж};$
54. 1)  $8Al_{(к)} + 3Fe_3O_{4(к)} = 4Al_2O_{3(к)} + 8Fe, \Delta H_{x,p,298}^0 = -3346 \text{ кДж};$   $Fe_3O_4$   
 2)  $Al_{(к)} + 3/2O_{2(г)} = Al_2O_{3(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -1675 \text{ кДж};$
55. 1)  $2Al_2O_{3(к)} + 9C_{(к)} = Al_4C_{3(к)} + 6CO_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = +2482 \text{ кДж};$   $Al_4C_3$   
 2)  $C_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CO_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -110 \text{ кДж};$   
 3)  $Al_{(к)} + 3/2O_{2(г)} = Al_2O_{3(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -1675 \text{ кДж};$
56. 1)  $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(к)} + 2H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -234 \text{ кДж};$   $H_2S$   
 2)  $S_{(к)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -297 \text{ кДж};$   
 3)  $H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -286 \text{ кДж};$
57. 1)  $PbO_{2(к)} + H_{2(г)} = PbO_{(к)} + H_2O_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -183 \text{ кДж};$   $PbO_2$   
 2)  $H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(г)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -242 \text{ кДж};$   
 3)  $Pb_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = PbO_{(к)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -219 \text{ кДж};$
58. 1)  $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)}, \Delta H_{x,p,298}^0 = -1169 \text{ кДж};$   $NO$

- 2)  $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1530$  кДж;
59. 1)  $2\text{ZnS}_{(\text{т})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{ZnO}_{(\text{т})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -890$  кДж;  $\text{ZnSO}_4$
- 2)  $\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{SO}_{3(\text{г})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -197$  кДж;
- 3)  $\text{ZnSO}_{4(\text{т})} = \text{ZnO}_{(\text{т})} + \text{SO}_{3(\text{г})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = +234$  кДж;
- 4)  $\text{Zn} + \text{S}_{(\text{т})} = \text{ZnS}_{(\text{т})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -201$  кДж;
60. 1)  $\text{C}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -393,5$  кДж;  $\text{MgCO}_3$
- 2)  $2\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -1202$  кДж;
- 3)  $2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{MgCO}_{3(\text{к})}$ ,  $\Delta H_{\text{x.p.},298}^0 = -117,7$  кДж.

**Оцените возможность самопроизвольного протекания химических процессов при стандартных условиях. Ответ подтвердите расчетом свободной энергии Гиббса двумя способами.**

61.  $\text{CS}_{2(\text{ж})} + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$ ;
62.  $\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})}$ ;
63.  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ ;
64.  $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
65.  $\frac{1}{2}\text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{CO}$ ;
66.  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$ ;
67.  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
68.  $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$ ;
69.  $\text{Zn} + 2\text{HCl}_{(\text{ж})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ ;
70.  $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ ;
71.  $2\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ;
72.  $\text{CH}_{4(\text{г})} + 4\text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CCl}_{4(\text{г})} + 4\text{HCl}_{(\text{г})}$ ;
73.  $\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{г})}$ ;
74.  $2\text{NH}_{3(\text{г})} + 2,5\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
75.  $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})}$ ;
76.  $\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{ж})} \rightarrow 3\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
77.  $2\text{HCl}_{(\text{ж})} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
78.  $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{NO}_{(\text{г})} \rightarrow \text{NO}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})}$ ;
79.  $2\text{HF}_{(\text{ж})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{F}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
80.  $\text{H}_2 + \text{Se}_{(\text{т})} \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$ ;
81.  $2\text{HF}_{(\text{г})} + \text{O}_3 \rightarrow \text{F}_{2(\text{г})} + \text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
82.  $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} + \text{O}_{3(\text{г})} \rightarrow 2\text{O}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
83.  $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$ ;
84.  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ ;
85.  $\text{CH}_4 + 2\text{S}_2 \rightarrow \text{CS}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$ ;
86.  $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{HCN}$ ;
87.  $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$ ;
88.  $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{NH}_{3(\text{г})} \rightarrow \text{HCN} + \text{H}_2 + \text{CO}_2$ ;
89.  $2\text{CH}_{4(\text{г})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2$ ;
90.  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow 2\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ .

### Варианты заданий к разделу 4

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	1, 60, 61	11	11, 50, 71	21	21, 40, 81
2	2, 59, 62	12	12, 49, 72	22	22, 39, 82
3	3, 58, 63	13	13, 48, 73	23	23, 38, 83
4	4, 57, 64	14	14, 47, 74	24	24, 37, 84
5	5, 56, 65	15	15, 46, 75	25	25, 36, 85
6	6, 55, 66	16	16, 45, 76	26	26, 35, 86
7	7, 54, 67	17	17, 44, 77	27	27, 34, 87
8	8, 53, 68	18	18, 43, 78	28	28, 33, 88
9	9, 52, 69	19	19, 42, 79	29	29, 32, 89
10	10, 51, 70	20	20, 41, 80	30	30, 31, 90

## Раздел 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Химической кинетикой* называют учение о скорости химических реакций и зависимости ее от различных условий – природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализаторов и др.

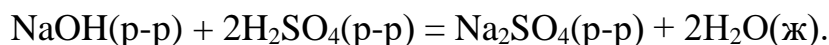
Под **скоростью химической реакции** понимают изменение концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции (в моль/л) в единицу времени (с, мин., ч.).

Если при неизменных объеме и температуре концентрация одного из реагирующих веществ уменьшилась от  $C_1$  до  $C_2$  за промежуток времени от  $\tau_1$  до  $\tau_2$ , то в соответствии с определением скорость реакции равна:

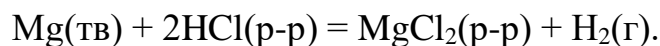
$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

Знак определяется направлением изменения концентрации вещества: плюс означает ее увеличение (расчет по увеличивающейся концентрации продуктов реакции), а минус – уменьшение (расчет по уменьшающейся концентрации исходных веществ).

**Гомогенной реакцией** называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе). **Гетерогенные реакции** протекают на границе раздела фаз, например, твердой и жидкой, твердой и газообразной. Примером гомогенной реакции служит взаимодействие растворов серной кислоты и гидроксида натрия, которые при смешивании образуют одну жидкую фазу – раствор:



Растворение магния в соляной кислоте представляет собой гетерогенную реакцию, поскольку она протекает в двухфазной системе, в которой одна фаза – твердая (магний), а вторая – жидкая (раствор кислоты):



Скорости различных реакций могут значительно отличаться друг от друга. Некоторые реакции происходят за ничтожные доли секунды. Примером такой реакции является взрыв гремучего газа – смеси водорода с кислородом. Практически мгновенно протекают ионные реакции, например, образование сульфата бария при смешивании растворов нитрата бария и сульфата натрия. Многие реакции протекают очень медленно, такие как атмосферная коррозия меди или бронзы с образованием зеленой патины, или образование алмазов из графита в недрах Земли.

**Факторы, влияющие на скорость химической реакции.** Скорость химической реакции зависит от: 1) природы реагирующих веществ; 2) условий, при которых протекает реакция (концентраций реагирующих веществ,

температуры, давления для реакций с участием газов, степени измельчения твердых веществ и др.); 3) присутствия катализатора.

Зависимость скорости реакции *от концентрации* определяется **законом действующих масс**: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Так, для реакции общего вида:  $aA + bB + \dots = cC + dD + \dots$  зависимость скорости реакции от концентрации (С) реагирующих веществ (кинетическое уравнение) может быть представлена в виде:

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n,$$

где  $k$  – коэффициент пропорциональности **химической реакции**, который называется **константой скорости**;  $m$  и  $n$  – экспериментально определяемые величины, постоянные числа, называемые **порядками реакции по реагентам А и В**.

Сумма  $m + n$  называется суммарным (общим) порядком реакции. Лишь для очень небольшого числа простых реакций показатели  $m = a$  и  $n = b$ .

Если концентрации реагирующих веществ (или их произведение) равны единице, то  $v = k$ , т.е. константа скорости численно равна скорости химической реакции. Константа скорости зависит от температуры, природы реагирующих веществ, присутствия катализатора, но не от концентраций реагентов.

Представленная зависимость строго справедлива для газов или жидких веществ (гомогенные системы) и не распространяется на реакции с участием твердых веществ (гетерогенные системы). Скорость гетерогенной реакции зависит также и от площади соприкосновения между реагирующими веществами. Всякое увеличение поверхности приводит к увеличению скорости реакции.

Так, для гомогенной реакции  $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$  выражение зависимости скорости химической реакции от концентрации имеет вид:

$$v = k \cdot C_{\text{CO}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}},$$

Для гетерогенной реакции  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) = 2\text{CO}(\text{г})$ , соответствующее выражение запишется как:

$$v = k \cdot C_{\text{CO}_2},$$

поскольку в этом случае учитываются только вещества, находящиеся или в жидкой, или газовой фазе.

Скорость химической реакции возрастает в наибольшей степени при увеличении концентрации всех исходных веществ. Увеличение или уменьшение давления газа во столько же раз соответственно уменьшает или увеличивает объем и, как следствие, во столько же раз увеличивает или уменьшает концентрации реагирующих веществ.

**Пример 1.** Как изменится скорость гомогенной реакции  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ : а) при увеличении концентрации каждого из веществ в 3 раза; б) при уменьшении давления в реакционном сосуде в 2 раза?

**Решение.** а) Запишем выражение скорости реакции, используя закон действующих масс:  $v = k \cdot (C_{\text{NO}})^2 \cdot C_{\text{O}_2}$ .

Согласно условию, новые концентрации реагентов ( $C'$ ) равны:  $C'_{\text{NO}} = 3C_{\text{NO}}$ ;  $C'_{\text{O}_2} = 3C_{\text{O}_2}$ .

Таким образом, скорость реакции после увеличения концентраций реагентов равна:  $v' = k \cdot (C'_{\text{NO}})^2 \cdot C'_{\text{O}_2} = k \cdot (3C_{\text{NO}})^2 \cdot (3C_{\text{O}_2}) = 27k \cdot (C_{\text{NO}})^2 \cdot C_{\text{O}_2}$ . Скорость реакции возрастет в 27 раз, поскольку  $v'/v = 27$ .

б) Уменьшение давления в системе равнозначно возрастанию ее объема и приводит к уменьшению концентраций реагентов в 2 раза:  $C'_{\text{NO}} = 0,5C_{\text{NO}}$ ;  $C'_{\text{O}_2} = 0,5C_{\text{O}_2}$ . В этом случае скорость реакции также уменьшится:  $v' = k \cdot (C'_{\text{NO}})^2 \cdot C'_{\text{O}_2} = k \cdot (0,5C_{\text{NO}})^2 \cdot (0,5C_{\text{O}_2}) = 0,125k \cdot (C_{\text{NO}})^2 \cdot C_{\text{O}_2}$ . Уменьшение скорости реакции составит:  $v/v' = 1/0,125 = 8$  раз.

**Пример 2.** Реакция выражается уравнением  $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = 2\text{C}$ . Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна  $0,8 \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \cdot \text{мин}}$ . Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.

**Решение.** а) По закону действующих масс, скорость гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов. Тогда скорость прямой химической реакции может быть записана как:

$$v = k (C_{\text{A}})^2 C_{\text{B}}$$

Подставим в выражение соответствующие значения указанных величин в начальный момент времени, мы рассчитаем скорость реакции в этот момент ( $v_0$ )

$$v_0 = 0,8 \cdot (0,3)^2 \cdot 0,5 = 0,036 \text{ (моль/(л·мин))}.$$

б) Согласно условию задачи, концентрация вещества А уменьшилась через некоторое время ( $\tau$ ) на 0,1 моль и, следовательно, достигла  $C_{\tau(\text{A})} = 0,3 - 0,1 = 0,2$  (моль/л).

Согласно уравнению реакции, на 2 моля вещества А расходуется 1 моль вещества В, тогда на 0,1 моля израсходованного вещества А приходится 0,05 моля вещества В. Тогда за тот же промежуток времени концентрация вещества В уменьшилась на 0,05 моль и достигла  $C_{\tau(\text{B})} = 0,5 - 0,05 = 0,45$  (моль/л).

Подставим в выражение для скорости реакции через некоторое время ( $v_\tau$ ) полученные значения концентраций исходных веществ:

$$v_\tau = 0,8 \cdot (0,2)^2 \cdot 0,45 = 0,0144 \text{ (моль/(л·мин))}.$$

Таким образом, скорость реакции в начальный момент времени 0,036 моль/(л·мин), а через некоторое время уменьшится до 0,0144 моль/(л·мин).

Решение пункта б) можно выполнить иным способом – составлением таблицы.

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$

В первую колонку записываются формулы всех веществ в системе (без коэффициентов).

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>			
<b>B</b>			
<b>C</b>			

Во вторую колонку – начальные концентрации веществ ( $C_0$ ):

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>	<b>0,3</b>		
<b>B</b>	<b>0,5</b>		
<b>C</b>			

Так как о концентрации продукта в первоначальный момент времени информации нет, то, следовательно, можно считать, что его концентрация в этот момент времени равна 0.

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>	<b>0,3</b>		
<b>B</b>	<b>0,5</b>		
<b>C</b>	<b>0</b>		

В третью колонку вписываем изменение концентрации вещества A:

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>	<b>0,3</b>	<b>0,1</b>	
<b>B</b>	<b>0,5</b>		
<b>C</b>	<b>0</b>		

Затем проставляем остальные значения в колонке  $\Delta C$ : все величины в ней должны соотноситься между собой так, как относятся друг к другу коэффициенты в уравнении реакции:

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>	<b>0,3</b>	<b>0,1</b>	
<b>B</b>	<b>0,5</b>	<b>0,05</b>	
<b>C</b>	<b>0</b>	<b>0,1</b>	

И, наконец, заполняем последнюю колонку  $C_t$ . Связь между этими величинами определяется следующим образом: для *исходных веществ* (они



расходятся в процессе реакции, и их концентрация убывает), то:  $C_0 - \Delta C = C_t$ ; для **продуктов реакции** (они накапливаются в процессе реакции, и их концентрация возрастает), то:  $C_0 + \Delta C = C_t$ .

	$C_0$	$\Delta C$	$C_t$
<b>A</b>	<b>0,3</b>	<b>0,1</b>	<b>0,2</b>
<b>B</b>	<b>0,5</b>	<b>0,05</b>	<b>0,45</b>
<b>C</b>	<b>0</b>	<b>0,1</b>	<b>0,1</b>

И далее мы используем полученные величины для решения поставленных вопросов.

Зависимость скорости реакции от *температуры* передается эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*: для большинства химических реакций с увеличением температуры на каждые десять градусов скорость увеличивается в 2-4 раза.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}},$$

где  $v_{T_1}$  и  $v_{T_2}$  – скорость реакции при двух разных температурах;

$k_{T_1}$  и  $k_{T_2}$  – скорость реакции при двух разных температурах (т.к. скорость реакции при единичных концентрациях веществ равна константе скорости, то можно в выражении использовать значения константы);

$\tau_{T_1}$  и  $\tau_{T_2}$  – время реакции при двух разных температурах (здесь зависимость обратная, т.к. чем выше скорость реакции, тем меньше требуется времени);

$\gamma$  (температурный коэффициент скорости, коэффициент Вант-Гоффа) – величина постоянная для каждой конкретной реакции и может варьировать в пределах от 2 до 4 (если же закон Вант-Гоффа не выполняется, то эта величина будет больше 4 или меньше 2).

**Пример 3.** Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз?

**Решение.** Согласно правилу Вант-Гоффа для данной реакции:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 30 = 2^{\frac{\Delta T}{10}}.$$

Прологарифмировав левую и правую часть уравнения, получим:  $\lg 30 = \frac{\Delta T}{10} \cdot \lg 2$ . Следовательно,  $1,48 = 0,30 \cdot \frac{\Delta T}{10}$ . Отсюда, необходимое повышение температуры составит:  $\Delta T = (1,48/0,30) \cdot 10 = 49,3$  °С.

Увеличение скорости реакции с повышением температуры объясняется увеличением числа так называемых активных молекул, т.е. молекул, обладающих достаточной энергией для осуществления химического взаимодействия при их столкновении. *Минимальная избыточная энергия по сравнению со средней энергией, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной, называется энергией активации.* Влияние энергии активации, а также температуры на скорость реакции, а точнее – ее константу ( $k$ ) выражается уравнением Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

или в логарифмическом виде:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT},$$

где  $k$  – константа скорости реакции;

$e$  – экспонента (основание натурального логарифма);

$A$  – предэкспоненциальный множитель или фактор частоты эффективных столкновений частиц (следует учитывать, что предэкспоненциальный множитель равен  $A = Z \cdot P$ , где  $Z$  – частота соударений между частицами,  $P$  – стерический (пространственный) фактор, учитывающий вероятность благоприятной для взаимодействия пространственной ориентации частиц);

$E_a$  – энергия активации;

$R$  – универсальная газовая постоянная;

$T$  – абсолютная температура.

Энергия активации – важнейшая характеристика химической реакции, определяемая природой реагирующих веществ. Чем меньше энергия активации, тем больше константа скорости химической реакции. Реакции с  $E_a < 40$  кДж/моль, считают быстрыми, и их скорость при комнатной температуре велика (например, ионные реакции в растворах). Реакции с  $E_a > 120$  кДж/моль считают медленными, и их скорость при комнатной температуре очень низка (например, реакции между некоторыми молекулами в газовой фазе).

Расчет при  $T_1 = 300$  К показывает, что температурным коэффициентам  $\gamma = 2 - 4$  соответствует энергия активации  $E_a = 54 - 107$  кДж/моль. Таким образом, очевидно, что правило Вант-Гоффа выполняется для ограниченного круга реакции (не очень быстрых и не очень медленных), протекающих при температурах близких к комнатной.

Расчет энергии активации можно провести по уравнению:

$$E_a = \frac{\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}$$

(\* Под знаком  $\ln$  может быть любой компонент уравнения Вант-Гоффа: и отношение скоростей реакции, и отношение констант скоростей, и обратная временная зависимость и даже коэффициент  $\gamma$  в соответствующей степени. Температура должна быть выражена в градусах Кельвина).

**Пример 4.** Известно, что скорость некоторой реакции при повышении температуры от 200 до 300 К возросла в 10000 раз. Определите энергию активации этой реакции.

**Решение.** Возрастание скорости определяется выражением  $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}$ .

Подставим соответствующие значения в уравнение:

$$E_a = \frac{\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} = \frac{\ln 100000 \cdot 8,31 \cdot 200 \cdot 300}{300 - 200} \approx 45900 \text{ Дж / моль}.$$

Таким образом, энергия активации составила 45,9 кДж/моль.

**Пример 5.** Во сколько раз возрастет скорость химической реакции с энергией активации 100 кДж/моль при повышении температуры от 300 К до 350 К?

**Решение.** Для того чтобы ответить на вопрос о возрастании скорости, нам нужно найти подлогарифмическое выражение  $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}$ . Воспользуемся уравнением расчета энергии активации и преобразуем его:

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a \cdot (T_2 - T_1)}{R \cdot T_2 \cdot T_1},$$

Подставим соответствующие значения, при этом требуется перевод кДж/моль в Дж/моль:

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a \cdot (T_2 - T_1)}{T_2 \cdot T_1} = \frac{100000 \cdot (350 - 300)}{8,31 \cdot 350 \cdot 300} = 5,73.$$

Далее найдем  $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = e^{5,73} = 308$ . Таким образом, скорость реакции возрастет в 308 раз.

### Задания к разделу 5

1. Рассчитайте, во сколько раз нужно увеличить давление, чтобы скорость химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  возросла в 1000 раз?
2. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  при увеличении концентрации вещества А в 3 раза?
3. Как изменится скорость химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$ , если одновременно уменьшить концентрацию вещества А в 3 раза и увеличить концентрацию вещества В в 2 раза?
4. Как изменится скорость прямой химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  при увеличении давления в 2 раза?

5. В реакции, протекающей по схеме  $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow C$ , концентрацию вещества А увеличили в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшили в 6 раз. Как при этом изменится скорость реакции?
6. Рассчитайте, во сколько раз нужно увеличить давление, чтобы скорость химической реакции  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C$  возросла в 400 раз?
7. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C$  при увеличении концентрации вещества А в 3 раза?
8. Как изменится скорость химической реакции  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C$ , если одновременно уменьшить концентрацию вещества А в 5 раза и увеличить концентрацию вещества В в 4 раза?
9. В системе с реакцией  $2NF_{3(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons N_{2(г)} + 6HF_{(г)}$  концентрацию  $NF_3$  уменьшили в 3 раза, а концентрацию  $H_2$  увеличили в 4 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
10. Как изменится скорость прямой химической реакции  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C$  при увеличении давления в 8 раз?
11. В системе с реакцией  $4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} \rightleftharpoons 4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)}$  увеличили концентрацию оксида азота (II) в 3 раза, а концентрацию паров воды уменьшили в 2 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
12. В реакции, протекающей по схеме  $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow C$ , концентрацию вещества А уменьшили в 3 раза, а концентрацию вещества В увеличили в 6 раз. Как при этом изменится скорость реакции?
13. Рассчитайте, во сколько раз нужно увеличить концентрацию вещества А, чтобы скорость химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  возросла в 40 раз?
14. Во сколько раз возрастет скорость прямой химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  при увеличении давления в системе в 12 раз?
15. Как изменится скорость химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$ , если одновременно уменьшить концентрацию вещества А в 5 раза и увеличить концентрацию вещества В в 3 раза?
16. Как изменится скорость прямой химической реакции  $2A_{(г)} + B_{(г)} = C$  при уменьшении давления в системе в 2 раза?
17. В реакции, протекающей по схеме  $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow C$ , концентрацию вещества А увеличили в 10 раз, а концентрацию вещества В уменьшили в 4 раз. Как при этом изменится скорость реакции?
18. В системе с реакцией  $2NF_{3(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons N_{2(г)} + 6HF_{(г)}$  концентрацию  $NF_3$  увеличили в 2 раза, а концентрацию  $H_2$  увеличили в 3 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
19. Рассчитайте, во сколько раз нужно увеличить концентрацию вещества А, чтобы скорость химической реакции  $3A_{(г)} + B_{(г)} = C$  возросла в 300 раз?
20. В системе с реакцией  $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} \rightleftharpoons 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$  концентрацию аммиака уменьшили 2 раза, а концентрацию кислорода увеличили в 3 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
21. Как изменится скорость прямой химической реакции  $3A_{(г)} + B_{(г)} = C$  при увеличении давления в системе в 12 раз?
22. В системе с реакцией  $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$  увеличили давление в 4 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?

23. Как изменится скорость химической реакции  $3A_{(r)} + B_{(r)} = C$ , если одновременно уменьшить концентрацию вещества А в 2 раз и увеличить концентрацию вещества В в 8 раз?
24. В системе с реакцией  $2NF_{3(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons N_{2(r)} + 6HF_{(r)}$  увеличили давление в 2 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
25. Как изменится скорость прямой химической реакции  $3A_{(r)} + B_{(r)} = C$  при увеличении давления в системе в 4 раза?
26. В реакции, протекающей по схеме  $3A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons C$ , концентрацию вещества А увеличили в 7 раз, а концентрацию вещества В уменьшили в 3 раз. Как при этом изменится скорость реакции?
27. В реакции, протекающей по уравнению  $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)} + H_{2(r)}$ , концентрацию СО увеличили в 7 раз, а концентрацию вещества В уменьшили в 5 раз. Как при этом изменится скорость реакции?
28. В системе с реакцией  $4NH_{3(r)} + 3O_{2(r)} \rightleftharpoons 2N_{2(r)} + 6H_2O_{(r)}$  уменьшили давление в 5 раз. Как при этом изменилась скорость реакции?
29. В системе с реакцией  $4NO_{(r)} + 6H_2O_{(r)} \rightleftharpoons 4NH_{3(r)} + 5O_{2(r)}$  увеличили давление в 3 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
30. В системе с реакцией  $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2Cl_{2(r)} + 2H_2O_{(r)}$  увеличили концентрацию хлороводорода в 3 раза, а концентрацию кислорода уменьшили в 2 раза. Как при этом изменилась скорость реакции?
31. Через 4 секунды после начала реакции  $2CO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2CO_{2(r)}$  в сосуде объемом 10 л образовалось 56 л  $CO_2$  (н. у.). Определите среднюю скорость образования углекислого газа.
32. В сосуд объемом 5 л внесли 20 моль  $N_2$  и некоторое количество  $H_2$ . Через 10 секунд после начала реакции  $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons 2NH_{3(r)}$  в сосуде находилось 15 моль  $N_2$ . Рассчитайте среднюю скорость расходования  $H_2$  в этой реакции.
33. Средняя скорость реакции  $H_{2(r)} + Cl_{2(r)} \rightleftharpoons 2HCl_{(r)}$  равна 0,05 моль/(л·с). Определите концентрацию  $H_2$  в сосуде через 20 секунд после начала реакции, если известно, что исходная концентрация  $H_2$  была равна 2,5 моль/л.
34. Скорость гомогенной реакции, протекающей по схеме  $2A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons C + 2D$  в некоторый момент времени равна 2 моль/(л·с). Чему равно значение константы скорости этой реакции, если концентрации веществ А и В в этот момент были, соответственно, равны 0,8 моль/л и 2,5 моль/л?
35. В системе с реакцией  $4NH_{3(r)} + 3O_{2(r)} \rightleftharpoons 2N_{2(r)} + 6H_2O_{(r)}$  через некоторое время концентрации аммиака, кислорода и воды оказались равными соответственно 0,86, 0,43 и 4,02 моль/л. Найдите начальные концентрации аммиака и кислорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.
36. При некоторой температуре скорость реакции  $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI$  равна 0,16. Исходные концентрации водорода и иода соответственно равны 0,04 и 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость и скорость реакции в тот момент, когда концентрация водорода достигнет 0,03 моль/л.
37. В системе протекает реакция  $2NO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент,

когда концентрация  $\text{NO}_2$  достигнет 0,5 моль/л. Начальные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 2,2 и 1,7 моль/л.

38. В системе с реакцией  $2\text{NF}_3(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{r}) + 6\text{HF}(\text{r})$  через некоторое время концентрации фторида азота, водорода и азота оказались равными соответственно 1,38, 1,02 и 0,78 моль/л. Найдите начальные концентрации фторида азота (III) и водорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

39. В системе протекает реакция  $2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{r})$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 20 %  $\text{NO}$ . Начальные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 2,5 и 1,5 моль/л.

40. В системе с реакцией  $4\text{NO}(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightleftharpoons 4\text{NH}_3(\text{r}) + 5\text{O}_2(\text{r})$  через некоторое время концентрации оксида азота (II), паров воды и кислорода оказались равными соответственно 1,52, 0,84 и 2,95 моль/л. Найдите начальные концентрации оксида азота (II) и паров воды; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

41. В системе протекает реакция  $2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{r})$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 50 %  $\text{O}_2$ . Начальные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 2,5 и 1,5 моль/л.

42. В системе с реакцией  $4\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r})$  через некоторое время концентрации аммиака, кислорода и воды оказались равными соответственно 1,63, 2,15 и 7,44 моль/л. Найдите начальные концентрации аммиака и кислорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

43. В системе протекает реакция  $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{r})$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда концентрация  $\text{SO}_3$  достигнет 0,6 моль/л. Начальные концентрации  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 2,6 и 1,6 моль/л.

44. В системе с реакцией  $4\text{NO}(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightleftharpoons 4\text{NH}_3(\text{r}) + 5\text{O}_2(\text{r})$  через некоторое время концентрации оксида азота (II), паров воды и кислорода оказались равными соответственно 3,86, 2,47 и 1,35 моль/л. Найдите начальные концентрации оксида азота (II) и паров воды; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

45. В системе протекает реакция  $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{r})$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 25 %  $\text{SO}_2$ . Начальные концентрации  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  соответственно равны 3,5 и 2,8 моль/л.

46. В системе с реакцией  $2\text{NF}_3(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{r}) + 6\text{HF}(\text{r})$  через некоторое время концентрации фторида азота, водорода и азота оказались равными соответственно 0,69, 0,88 и 1,23 моль/л. Найдите начальные концентрации фторида азота (III) и водорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

47. В системе протекает реакция  $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{r})$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент,

когда прореагирует 40 %  $O_2$ . Начальные концентрации  $SO_2$  и  $O_2$  соответственно равны 8,0 и 1,5 моль/л.

48. В системе с реакцией  $4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$  через некоторое время концентрации аммиака, кислорода и воды оказались равными соответственно 2,44, 0,59 и 8,22 моль/л. Найдите начальные концентрации аммиака и кислорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

49. В системе протекает реакция  $2CO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда концентрация  $CO_2$  достигнет 5,5 моль/л. Начальные концентрации  $CO$  и  $O_2$  соответственно равны 12,6 и 11 моль/л.

50. В системе с реакцией  $2NF_{3(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 6HF_{(g)}$  через некоторое время концентрации фторида азота, водорода и азота оказались равными соответственно 1,15, 0,72 и 0,97 моль/л. Найдите начальные концентрации фторида азота (III) и водорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

51. В системе протекает реакция  $2CO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 2 моль/л  $CO$ . Начальные концентрации  $CO_2$  и  $O_2$  соответственно равны 8,2 и 10 моль/л.

52. В системе протекает реакция  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной, в тот момент, когда образовалось 0,04 моль/л. Начальные концентрации  $N_2$  и  $H_2$  соответственно равны 0,05 и 0,52 моль/л.

53. В системе протекает реакция  $2CO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 30 %  $O_2$ . Начальные концентрации обоих исходных веществ составляли 8 моль/л.

54. В системе с реакцией  $4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$  через некоторое время концентрации аммиака, кислорода и воды оказались равными соответственно 0,37, 1,74 и 3,78 моль/л. Найдите начальные концентрации аммиака и кислорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

55. В системе с реакцией  $2NF_{3(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 6HF_{(g)}$  через некоторое время концентрации фторида азота, водорода и азота оказались равными соответственно 0,86, 0,43 и 1,24 моль/л. Найдите начальные концентрации фторида азота (III) и водорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

56. В системе с реакцией  $4NO_{(r)} + 6H_2O_{(r)} \rightleftharpoons 4NH_{3(g)} + 5O_{2(r)}$  через некоторое время концентрации оксида азота (II), паров воды и кислорода оказались равными соответственно 2,44, 1,58 и 0,65 моль/л. Найдите начальные концентрации оксида азота (II) и паров воды; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

57. В системе протекает реакция  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент,

когда прореагирует 10 % молекулярного азота. Начальные концентрации  $N_2$  и  $H_2$  соответственно равны 0,4 и 1,2 моль/л.

58. В системе протекает реакция  $NO_{(r)} + Cl_{2(r)} \rightleftharpoons NOCl_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда концентрация  $NOCl_2$  достигнет 0,65 моль/л. Начальные концентрации  $NO$  и  $Cl_2$  соответственно равны 2,34 и 117 моль/л.

59. В системе с реакцией  $CS_{2(r)} + 3O_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)} + 2SO_{2(r)}$  через некоторое время концентрации сероуглерода, кислорода и углекислого газа оказались равными соответственно 0,5, 0,3 и 0,6 моль/л. Найдите начальные концентрации сероуглерода и кислорода; определите во сколько раз скорость прямой реакции была выше в начальный момент.

60. В системе протекает реакция  $2NOCl_{(r)} + Br_{2(r)} \rightleftharpoons 2NOBr_{(r)} + Cl_{2(r)}$ . Найдите, как изменится скорость прямой реакции по сравнению с начальной в тот момент, когда прореагирует 15 %  $NOCl$ . Начальные концентрации  $NOCl_{(r)}$  и  $Br_2$  соответственно равны 3,0 и 1,5 моль/л.

61. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 30 °С.

62. При 20 °С химическая реакция протекает за 1 час. За какое время завершится эта реакция при 50 °С, если известно, что температурный коэффициент реакции равен 2,5?

63. При 60 °С химическая реакция протекает за 6 минут. За какое время завершится эта же реакция при 20 °С, если известно, что температурный коэффициент реакции равен 2,8?

64. При 600 °С химическая реакция протекает за 5 минут. За какое время завершится эта же реакция при 200 °С, если известно, что температурный коэффициент реакции равен 3?

65. При 30 °С реакция протекает за 16 минут, а при 80 °С – за 30 секунд. Найдите значение температурного коэффициент реакции.

66. Скорость химической реакции при 20 °С равна 0,2 моль/(л·с). Рассчитайте скорость этой же реакции при 50 °С, если известно, что температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 3.

67. Скорость химической реакции при 60 °С равна 1,5 моль/(л·с). Рассчитайте скорость этой реакции при 40 °С, если известно, что температурный коэффициент Вант-Гоффа для нее равен 2.

68. Скорость реакции при 60 °С равна 0,08 моль/(л·с), а при 70 °С равна 0,16 моль/(л·с). Какой будет скорость этой реакции при 20 °С?

69. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 20 до 100 °С. Температурный коэффициент реакции равен 2,6.

70. На сколько градусов нужно повысить температуру в системе, чтобы скорость реакции возросла в 15 раз? Температурный коэффициент реакции 3,2.

71. На сколько градусов нужно понизить температуру в системе, чтобы скорость реакции уменьшилась в 8 раз? Температурный коэффициент реакции 3,8.

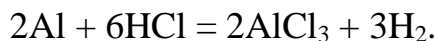
72. По правилу Вант-Гоффа скорость химической реакции возрастает в 2 раза при повышении температуры с 290 К до 300 К. Определите энергию активации реакции.



73. Реакция при температуре 50 °С протекает за 2 мин. 15 с. За какое время закончится эта реакция при температуре 70 °С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости равен 3?
74. Найдите энергию активации реакции при повышении температуры от 0 °С до 25 °С, если константы скорости реакции при этих температурах соответственно равны  $4,525 \cdot 10^{-7} \text{ с}^{-1}$  и  $1,925 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$ .
75. Рассчитайте энергию активации реакции при повышении температуры от 330 К до 400 К, если константа скорости реакции увеличилась в  $10^5$  раз.
76. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 500 до 1000 К, если энергия активации равна 95,5 кДж/моль.
77. Рассчитайте энергию активации процесса, если известно, что константа скорости реакции при температуре 295 К равна 0,01 мин<sup>-1</sup>, а при температуре 325 К равна 0,95 мин<sup>-1</sup>.
78. Найдите энергию активации реакции при повышении температуры от 30 °С до 120 °С, если константы скорости реакции при этих температурах соответственно равны  $6,7 \cdot 10^{-4}$  и  $5,88 \cdot 10^{-2}$ .
79. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 1000 до 1100 К, если энергия активации равна 80 кДж/моль.
80. Для реакции  $\text{COCl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$  константы скорости при 665 К и 745 К соответственно равны  $0,53 \cdot 10^{-2}$  и  $76,6 \cdot 10^{-2}$ . Вычислить энергию активации реакции.
81. Константа скорости реакции  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$  при 781 К равна 0,16. Энергия активации процесса равна 166,3 кДж/моль. Рассчитать константу скорости этой реакции при 900 К.
82. Константа скорости некоторой реакции при 313 К равна  $1,816 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$ , а при 333 К равна  $3,996 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$ . Вычислить энергию активации.
83. Определить энергию активации реакции, для которой при повышении температуры от 22 до 32 °С константа скорости возрастает в 2 раза.
84. Рассчитайте энергию активации процесса, если известно, что константа скорости реакции при температуре 726 К равна 0,0103, а при температуре 746 К равна 0,02447.
85. При увеличении температуры с 30 до 45 °С скорость гомогенной реакции повысилась в 20 раз. Чему равна энергия активации реакции?
86. Константа скорости распада пенициллина при 36 °С равна  $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$ , а при 41 °С равна  $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$ . Вычислите температурный коэффициент реакции.
87. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергию активации уменьшить на 4 кДж/моль?
88. Константа скорости реакции перегруппировки метилизонитрила при температуре 189 °С равна  $2,52 \cdot 10^{-5}$ , а при температуре 251 °С равна  $3,168 \cdot 10^{-3}$ . Вычислите энергию активации данной реакции.
89. Вычислите энергию активации реакции спиртового брожения глюкозы в растворе при повышении температуры с 30 до 70 °С, если скорость реакции увеличивается в 2 раза.
90. Рассчитайте энергию активации процесса, если известно, что константа скорости реакции при температуре 726 К равна 0,0103, а при температуре 766 К равна 0,05803.

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

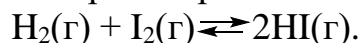
Если химический процесс идет до полного расходования одного из реагирующих веществ, то его называют *необратимым*. Например, взаимодействие алюминия с соляной кислотой идет необратимо, согласно уравнению:



При достаточном количестве соляной кислоты реакция завершится тогда, когда алюминий полностью растворится. Обратный процесс взаимодействия хлорида алюминия и водорода с получением Al и HCl невозможен.

Однако большинство химических реакций протекает не до конца, когда ни одно из исходных веществ не расходуется полностью. Такие реакции называются *обратимыми*. В уравнении обычно в этом случае вместо знака равенства ставятся стрелки, которые характеризуют одновременное протекание процессов в двух взаимно противоположных направлениях.

В качестве примера рассмотрим образование HI из газообразных H<sub>2</sub> и I<sub>2</sub>:



Согласно закону действующих масс, скорость прямой реакции выражается уравнением  $v_1 = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2]$ , а скорость обратной реакции – уравнением

$v_2 = k_2[\text{HI}]^2$ . В начальный момент времени скорость синтеза HI максимальна (так как концентрация H<sub>2</sub> и I<sub>2</sub> максимальна, а скорость диссоциации равна нулю – HI в системе еще отсутствует). По мере расходования водорода и иода скорость прямой реакции постепенно уменьшается, а скорость обратной, напротив, возрастает в соответствии с накоплением в реакционном объеме HI. Неминуемо наступит такой момент, когда эти скорости станут одинаковыми:  $v_2 = v_1$ . Подобное состояние называется химическим равновесием. В рассматриваемом примере устанавливается равновесие между газообразными H<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> и HI.

В состоянии химического равновесия химический состав системы сохраняется постоянным, хотя взаимодействие исходных H<sub>2</sub> и I<sub>2</sub> и диссоциация HI продолжают с одинаковыми скоростями. Поэтому такое равновесие называется *динамическим*.

Количественной характеристикой состояния равновесия является **константа химического равновесия K**, которая равна отношению констант скоростей обратной и прямой реакций. Константа равновесия – неизменная при данной температуре величина и определяется соотношением между *равновесными* концентрациями продуктов реакции и исходных веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов. Запишем выражение константы равновесия для рассматриваемой обратимой реакции взаимодействия водорода и иода:

$$K = \frac{k_2}{k_1} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

В случае гетерогенных обратимых реакций следует учитывать, что концентрации твердых веществ постоянны и не входят в выражение константы равновесия. Например, для реакции  $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{CO}_2(\text{г})$  константа равновесия равна:

$$K = \frac{k_2}{k_1} = \frac{[\text{CO}_2]^4}{[\text{CO}]^4}.$$

Состояние химического равновесия зависит только от особенностей данной реакции и от температуры. От наличия или отсутствия катализатора оно не зависит. Катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции. Состояние химического равновесия в системе поддерживается до тех пор, пока сохраняются постоянными внешние факторы, основными из которых являются концентрация компонентов, давление, температура. При изменении какого-либо из факторов равновесие нарушается, в системе происходит химическая реакция и в ней установится другое, отличное от предыдущего, равновесие с новыми значениями равновесных концентраций веществ. Процесс изменения концентраций, обусловленный нарушением равновесия, называется *смещением*, или *сдвигом равновесия*.

Направление сдвига равновесия в общем виде определяется **принципом Ле Шателье**: *если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, то равновесие смещается в сторону ослабления этого воздействия, т.е. противодействия ему*. Это означает, что до установления нового равновесия будет ускоряться та реакция, которая уменьшает внешнее воздействие.

1. Если внешнее воздействие на систему проявляется в уменьшении концентрации одного из веществ, участвующих в реакции, то это смещает равновесие в сторону его образования. Наоборот, при увеличении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону той реакции, которая ее уменьшает.

2. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение – в сторону экзотермической.

3. Изменение давления оказывает влияние на равновесие в том случае, если в реакции участвует хотя бы одно газообразное вещество, и число молей исходных газообразных веществ и газообразных продуктов реакции неодинаково. При увеличении или уменьшении давления равновесие смещается соответственно в сторону образования меньшего или большего числа молекул газа.

**Пример 6.** При некоторой температуре равновесные концентрации (моль/л) в системе  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$  составили:  $[\text{SO}_2] = 0,04$ ;  $[\text{O}_2] = 0,06$ ;  $[\text{SO}_3] = 0,02$ . Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

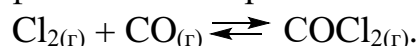
**Решение.** Запишем выражение константы равновесия и вычислим ее значение, используя равновесные концентрации веществ, приведенные в условии:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{0,02^2}{0,04^2 \cdot 0,06} = 4,17$$

Для нахождения исходных концентраций  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  учтем, что в начальный момент  $\text{SO}_3$  в смеси отсутствовал. Согласно уравнению реакции, на образование 0,02 моль оксида серы(VI) необходимо затратить 0,02 моль  $\text{SO}_2$  и 0,01 моль  $\text{O}_2$ . Таким образом, исходные концентрации реагентов равны (моль/л):

$$C_{0(\text{SO}_2)} = 0,04 + 0,02 = 0,06 \text{ моль/л}; C_{0(\text{O}_2)} = 0,06 + 0,01 = 0,07 \text{ моль/л}.$$

**Пример 7.** При синтезе фосгена имеет равновесная реакция:



Запишите выражение для константы равновесия, рассчитайте ее и определите исходные концентрации хлора и оксида углерода(II), если равновесные концентрации (моль/л) хлора, оксида углерода (II) и фосгена равны 2,5, 1,8 и 3,2 соответственно.

**Решение.** а) Согласно закону действующих масс, константа равновесия данной реакции имеет вид:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{3,2}{2,5 \cdot 1,8} = 0,71 < 1,$$

следовательно, равновесие смещено в сторону исходных веществ ( $\leftarrow$ )

б) Решить задачу можно иным способом, чем в примере 6, а именно через составление таблицы, где  $C_0$  – начальная концентрация веществ в системе,  $\Delta C$  – изменение концентрации веществ в ходе реакции, [...] – равновесные концентрации веществ:

	$C_0$	$\Delta C$	[...]

В первую колонку помещаем формулы всех веществ в системе (без коэффициентов):

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$\text{Cl}_2$			
$\text{CO}$			
$\text{COCl}_2$			

В последнюю колонку – равновесные концентрации веществ ([...]) – это вариант концентрации вещества, зафиксированный через некоторый промежуток времени в момент равновесия:

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$Cl_2$			2,5
$CO$			1,8
$COCl_2$			3,2

Так как о концентрации продукта в первоначальный момент времени информации нет, то, следовательно, можно считать, что его концентрация в этот момент времени равна 0 моль/л.

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$Cl_2$			2,5
$CO$			1,8
$COCl_2$	0		3,2

В колонку  $\Delta C$  вписываем изменение концентрации вещества  $COCl_2$ :

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$Cl_2$			2,5
$CO$			1,8
$COCl_2$	0	3,2	3,2

Затем проставляем остальные значения в колонке  $\Delta C$ : все величины в ней должны *соотноситься между собой так, как относятся друг к другу коэффициенты в уравнении реакции* (в нашем случае все коэффициенты в уравнении реакции одинаковые, поэтому и все значения в колонке  $\Delta C$  равны 3,2):

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$Cl_2$		3,2	2,5
$CO$		3,2	1,8
$COCl_2$	0	3,2	3,2

И, наконец, заполняем последнюю колонку [...]. Связь между этими величинами определяется следующим образом: для *исходных веществ* (они расходуются в процессе реакции, и их концентрация убывает), то:  $C_0 - \Delta C = \dots$ , для *продуктов реакции* (они накапливаются в процессе реакции, и их концентрация возрастает):  $C_0 + \Delta C = \dots$ . Тогда:

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
$Cl_2$	5,7	3,2	2,5
$CO$	5,0	3,2	1,8
$COCl_2$	0	3,2	3,2

И далее мы используем полученные величины для решения поставленных вопросов. Таким образом:  $C_{0(\text{CO})} = 5,0$  моль/л;  $C_{0(\text{Cl}_2)} = 5,7$  моль/л.

**Пример 8.** Константа равновесия реакции:  $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$  при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляли  $C_{0(\text{CO})} = 0,05$  моль/л,  $C_{0(\text{CO}_2)} = 0,01$  моль/л.

**Решение.** а) Согласно закону действующих масс, константа равновесия данной реакции имеет вид (концентрации твердых веществ не изменяются и при расчете константы равновесия не учитываются):

$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} = 0,5.$$

Запишем данные в таблицу:

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
<b>CO</b>	<b>0,05</b>		
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>0,01</b>		

Так как других данных нет, то вводим величину  $x$ . (Для удобства в дальнейших расчетах предпочтительнее вводить  $x$  для  $\Delta C$  тех веществ, перед формулами которых в уравнении реакции стоит коэффициент = 1). Пусть  $x$  моль/л =  $\Delta C_{\text{CO}}$ .

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
<b>CO</b>	<b>0,05</b>	$x$	
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>0,01</b>		

В нашем случае  $\Delta C_{(\text{CO}_2)}$  также равно  $x$  моль/л.

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
<b>CO</b>	<b>0,05</b>	$x$	
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>0,01</b>	$x$	

Заполняем последнюю колонку таблицы:

	$C_0$	$\Delta C$	[...]
<b>CO</b>	<b>0,05</b>	$x$	<b>0,05 - <math>x</math></b>
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>0,01</b>	$x$	<b>0,01 + <math>x</math></b>

Подставляем полученные величины в выражение константы равновесия и решаем полученное уравнение:

$$K = \frac{0,01 + x}{0,05 - x} = 0,5.$$

Отсюда  $x = 0,01$  моль/л. Тогда,  $[\text{CO}] = 0,04$  моль/л,  $[\text{CO}_2] = 0,02$  моль/л.

## Задания к разделу 5 (продолжение)

### Решить задачи:

91. В системе протекает реакция  $2A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons 2C_{(r)} + D_{(r)}$ . Через некоторое время после начала реакции наступило равновесие и концентрации (моль/л) веществ составили:  $[A] = 2$ ;  $[B] = 1$ ;  $[C] = 1,6$ . Вычислить  $C_0$  веществ А и В и константу равновесия.
92. В системе протекает реакция  $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$ . Через некоторое время после начала реакции равновесные концентрации (моль/л) веществ стали:  $[HCl] = 0,25$ ;  $[O_2] = 0,2$ ;  $[Cl_2] = 0,1$ . Определить начальные концентрации исходных веществ и константу равновесия.
93. Равновесие реакции  $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} \rightleftharpoons H_{2(r)} + CO_{2(r)}$  установилось при следующих концентрациях (моль/л):  $[CO] = 1$ ,  $[H_2O] = 4$ ,  $[H_2] = 2$ ,  $[CO_2] = 2$ . Определить начальные концентрации исходных веществ и константу равновесия.
94. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс диссоциации  $PCl_{5(r)} \rightleftharpoons PCl_{3(r)} + Cl_{2(r)}$ . Начальная концентрация  $PCl_5$  равна 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 33,3 %  $PCl_5$  диссоциировало. Вычислить  $K$  равновесия.
95. Равновесие в системе  $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$  установилось при концентрациях 0,25 моль/л для  $H_2$ ; 0,05 моль/л для  $I_2$  и 0,09 моль/л для  $HI$ . Определить константу равновесия и начальные концентрации  $H_2$  и  $I_2$ .
96. Найти константу равновесия реакции  $N_2O_{4(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$ , если начальная концентрация  $N_2O_4$  составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50 %  $N_2O_4$ .
97. В системе установилось равновесие  $C_{12}H_{26(r)} + H_{2(r)} \rightleftharpoons 2C_6H_{14(r)}$  в тот момент, когда прореагировало 40 %  $C_{12}H_{26}$ . Начальные концентрации  $C_{12}H_{26(r)}$  и  $H_{2(r)}$  составляли 2 и 3 моль/л соответственно. Рассчитайте константу равновесия процесса.
98. Для реакции  $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$  определить константу равновесия, если начальные концентрации веществ были 2,4 моль/л  $HCl$ ; 1,2 моль/л  $O_2$ , а к моменту наступления равновесия осталось не прореагировавшим 0,8 моль/л  $HCl$ .
99. В замкнутом сосуде протекает реакция  $AB_{(r)} \rightleftharpoons A_{(r)} + B_{(r)}$ .  $K_{равн} = 0,4$ , а  $[A] = [B] = 0,9$  моль/л. Найти начальную концентрацию вещества АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось?
100. Константа равновесия реакции  $A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons C_{(r)} + D_{(r)}$  равна 1. Сколько процентов вещества А подвергнется превращению, если начальные концентрации веществ А и В соответственно 3 моль/л и 5 моль/л?
101. Для реакции:  $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$  константа равновесия  $K_{равн} = 0,54$ , начальные концентрации обоих исходных веществ  $C_0 = 0,37$  моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ в системе.

102. Для гомогенной реакции  $2\text{HBr}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)}$  константа равновесия равна 0,36;  $C_{0(\text{HBr})}$  равна 0,44 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ в системе.
103. Для реакции  $\text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$  определите константу равновесия, если в начальный момент концентрация  $\text{CH}_4$  была 0,05 моль/л,  $\text{H}_2\text{O}$  составляла 0,04 моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 50 % начального количества метана.
104.  $K_{\text{равн}}$  реакции  $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \rightleftharpoons \text{C}_{(г)} + \text{D}_{(г)}$  равна 1. Сколько процентов вещества А прореагировало к моменту равновесия, если в начале реакции система содержала 3 моль/л вещества А и 2 моль/л вещества В?
105. Для реакции  $\text{CS}_{2(г)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + 2\text{SO}_{2(г)}$  рассчитайте константу равновесия и  $C_0$  реагентов (моль/л), если  $[\text{CS}_2] = 0,5$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,3$  моль/л;  $[\text{CO}_2] = 0,6$  моль/л.
106.  $K_{\text{равн}}$  реакции  $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \rightleftharpoons \text{C}_{(г)} + \text{D}_{(г)}$  равна 1. Начальная концентрация А равна 2 моль/л. Сколько процентов вещества А подвергается превращению, если начальная концентрация вещества В равна 10 моль/л?
107. Для гомогенной реакции  $2\text{NO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{O}_{2(г)} + \text{N}_{2(г)}$ ,  $K_{\text{равн}}$  равна 0,29;  $C_{0(\text{NO})}$  равна 0,27 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ.
108. Для реакции  $\text{CoO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Co}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  заданы  $K_{\text{равн}} = 18,67$ , и начальная концентрация  $\text{CO}_{(г)}$  равная 1,77 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации газообразных веществ.
109. В реакции  $2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  к моменту равновесия прореагировало 70 % водорода. Вычислить  $K_{\text{равн}}$  реакции, если начальные концентрации водорода и кислорода составляли 0,8 и 0,6 моль/л соответственно.
110. Для гомогенной реакции  $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(г)}$   $K_{\text{равн}} = 0,27$ , а  $C_0$  обоих исходных веществ равны 0,64 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ в системе.
111. Для реакции  $\text{C}_2\text{H}_{6(г)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{4(г)} + \text{H}_{2(г)}$  константа равновесия равна 2,45, а исходная концентрация этана равна 1,65 моль/л. Найдите равновесные концентрации веществ в системе.
112. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе  $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(г)}$  составляли:  $[\text{CO}] = 0,2$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,32$  моль/л,  $[\text{CO}_2] = 0,16$  моль/л. Определите константу равновесия при этой температуре и исходные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{O}_2$ , если исходная смесь не содержала  $\text{CO}_2$ .
113. Для реакции  $\text{SO}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_{2(г)}$  при некоторой температуре константа равновесия равна 4. Определите равновесную концентрацию  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ , если исходные концентрации  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  и  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  равны 2, 2 и 1 моль/л соответственно.
114. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе:  $2\text{HBr}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)}$  составляли:  $[\text{HBr}] = 0,3$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 0,6$  моль/л,  $[\text{Br}_2] = 0,6$  моль/л. Определите константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{HBr}$ .
115. Для реакции  $\text{H}_{2(г)} + \text{S}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(г)}$  при некоторой температуре константа равновесия равна 2. Определите равновесные концентрации  $\text{H}_2$  и  $\text{S}$ , если исходные концентрации  $\text{H}_2$ ,  $\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{S}$  равны, соответственно, 2, 3 и 0 моль/л.



116. Для реакции  $2\text{C}_3\text{H}_{8(g)} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_{12(g)} + \text{CH}_4(g)$  при температуре 1000 К константа равновесия равна 4. Определите равновесные концентрации всех веществ в системе, если исходная концентрация пропана равна 5 моль/л.

117. Для реакции  $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{Cl}_{2(r)}$  при некоторой температуре равновесная концентрация  $\text{CO}_2\text{Cl}_2$  равна 1,2 моль/л. Определите константу равновесия данного процесса, если исходные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{Cl}_2$  равны соответственно 2,0 и 1,8 моль/л.

118. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе  $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$  составляли:  $[\text{SO}_2] = 0,10$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,16$  моль/л,  $[\text{SO}_3] = 0,08$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ .

119. При определенных условиях в системе установилось равновесие:  $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$ . Равновесные концентрации веществ составили:  $[\text{NO}] = 4$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 6$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 10$  моль/л. Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ .

120. Некоторое количество азота и водорода смешали в сосуде и нагрели в присутствии железного катализатора до установления химического равновесия. Рассчитайте константу равновесия и определите исходные концентрации (моль/л) веществ в сосуде, если известно, что равновесная смесь содержала 1,0 моль/л азота, 2,4 моль/л водорода и 0,7 моль/л аммиака.

**Написать выражение для константы равновесия и определить, куда сместится равновесие при:**

**а) понижении температуры;**

**б) понижении давления в системе;**

**в) уменьшении концентрации одного из реагирующих веществ;**

**г) увеличении концентрации одного из продуктов реакции:**

121.  $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

122.  $2\text{F}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)} \leftrightarrow 4\text{HF}_{(r)} + \text{O}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,

123.  $4\text{NO}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} \leftrightarrow 2\text{HNO}_{3(ж)} + 2\text{NO}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

124.  $\text{COCl}_{2(r)} \leftrightarrow \text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,

125.  $4\text{NH}_{3(r)} + 5\text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(r)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

126.  $\text{CO}_{(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(r)} + 2\text{H}_2(g)$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

127.  $2\text{Na}_2\text{O}_{2(тв)} + 2\text{CO}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_{3(тв)} + \text{O}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

128.  $2\text{Fe}_{(тв)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(r)} \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(тв)} + 2\text{H}_2(g)$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,

129.  $2\text{PbS}_{(тв)} + 3\text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{PbO}_{(тв)} + 2\text{SO}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

130.  $\text{CH}_{4(r)} + 4\text{Cl}_{2(r)} \leftrightarrow \text{CCl}_{4(r)} + 4\text{HCl}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

131.  $2\text{N}_2\text{O}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,

132.  $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

133.  $\text{H}_2\text{S}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(r)} + \text{S}_{(тв)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

134.  $\text{CuO}_{(тв)} + \text{H}_2(g) \leftrightarrow \text{Cu}_{(тв)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

135.  $2\text{H}_2\text{S}_{(r)} + 3\text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

136.  $4\text{FeS}_{2(тв)} + 11\text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(тв)} + 8\text{SO}_{2(r)}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,

137.  $\text{PCl}_{5(r)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(r)} + \text{Cl}_2(g)$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,

138.  $2\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 139.  $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{S}_{(\text{тв})} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 140.  $2\text{ClF}_{5(\text{r})} \leftrightarrow \text{Cl}_2\text{F}_{6(\text{r})} + 2\text{F}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,  
 141.  $2\text{As}_{(\text{тв})} + 3\text{F}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{AsF}_{3(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 142.  $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 143.  $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,  
 144.  $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 145.  $2\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,  
 146.  $\text{CS}_{2(\text{ж})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 147.  $2\text{SO}_{3(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,  
 148.  $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} < 0$ ,  
 149.  $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{тв.})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ ,  
 150.  $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0_{\text{x.p.}} > 0$ .

### Варианты заданий к разделу 5

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	16, 46, 76, 106, 136	16	15, 45, 75, 105, 135
2	17, 47, 77, 107, 137	17	14, 44, 74, 104, 134
3	18, 48, 78, 108, 138	18	13, 43, 73, 103, 133
4	19, 49, 79, 109, 139	19	12, 42, 72, 102, 132
5	20, 50, 80, 110, 140	20	11, 41, 71, 101, 131
6	21, 51, 81, 111, 141	21	10, 40, 70, 100, 130
7	22, 52, 82, 112, 142	22	9, 39, 69, 99, 129
8	23, 53, 83, 113, 143	23	8, 38, 68, 98, 128
9	24, 54, 84, 114, 144	24	7, 37, 67, 97, 127
10	25, 55, 85, 115, 145	25	6, 36, 66, 96, 126
11	26, 56, 86, 116, 146	26	5, 35, 65, 95, 125
12	27, 57, 87, 117, 147	27	4, 34, 64, 94, 124
13	28, 58, 88, 118, 148	28	3, 33, 63, 93, 123
14	29, 59, 89, 119, 149	29	2, 32, 62, 92, 122
15	30, 62, 90, 120, 150	30	1, 31, 61, 91, 121

## Раздел 6. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

### Растворы сильных электролитов

Электролитами называются вещества, которые в растворе или расплаве проводят электрический ток. Это связано с тем, что при нагревании до температуры плавления или под действием растворителя они распадаются на положительно заряженные ионы (катионы) и отрицательно заряженные ионы (анионы), то есть *диссоциируют*.

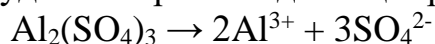
Электролиты, полностью диссоциирующие на ионы в водных растворах, называются *сильными*.

К сильным электролитам относятся:

1. Все растворимые соли.
2. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> и Ba(OH)<sub>2</sub>.
3. Кислоты:
  - а) бескислородные – HCl, HBr, HI;
  - б) кислородсодержащие, в которых число атомов кислорода на 2 и более превосходит число атомов водорода, например, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, HBrO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>.

1. *Определите концентрации сульфат-ионов и ионов алюминия в 0,1 М растворе сульфата алюминия.*

Поскольку данное соединение – растворимая соль (сильный электролит), она будет необратимо диссоциировать:



Согласно уравнению диссоциации, из 1 моль соли получается 2 моль ионов Al<sup>3+</sup> и 3 моль ионов SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Следовательно:

$$C_{\text{M}}(\text{Al}^{3+}) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ М}$$

$$C_{\text{M}}(\text{SO}_4^{2-}) = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ М.}$$

### Растворы слабых электролитов. Ионное произведение воды Водородный и гидроксильный показатели

Величиной, количественно характеризующей силу электролита (то есть его способность к диссоциации) является *степень диссоциации*.

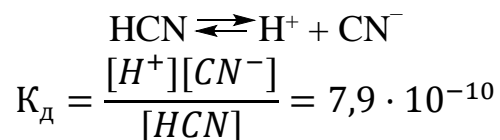
Степень диссоциации – это отношение концентрации продиссоциировавших частиц вещества к исходной концентрации вещества в растворе.

$$\alpha = \frac{C_{\text{продис}}}{C_{\text{исх}}}$$

$\alpha$  может принимать значения от 0 (для неэлектролита) до 1 (для сильного электролита). Она зависит от природы вещества, температуры и концентрации вещества в растворе.

Поскольку диссоциация слабых электролитов является обратимым процессом, то этот процесс можно описать с помощью константы равновесия, которая в данном случае называется *константой диссоциации*.

Рассмотрим диссоциацию HCN.



Поскольку константа диссоциации очень мала, практически вся циановодородная кислота в растворе находится в молекулярном состоянии. Следовательно, равновесная концентрация HCN практически равна исходной концентрации HCN.

$$C_{\text{исх}} = [\text{HCN}]$$

Концентрация  $\text{CN}^-$  равна концентрации  $\text{H}^+$  по уравнению реакции.

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

Следовательно, для нахождения концентраций  $\text{H}^+$  или  $\text{CN}^-$  можно воспользоваться следующей формулой:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C_{\text{исх}}}$$

Степень диссоциации и константа диссоциации связаны *законом разбавления Оствальда*:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_{\text{исх}}}}$$

Вода является весьма слабым электролитом. Диссоциация воды может быть выражена равновесием:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ , константа которого при 25 °C составляет:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

В приведенном выражении знаменатель  $[\text{H}_2\text{O}]$  представляет собой концентрацию недиссоциированных молекул воды. Однако, если пренебречь незначительной долей молекул, распавшихся на ионы, концентрацию недиссоциированных молекул воды можно принять равной общей молярной концентрации воды в чистой воде, которая составляет 1000: 18 = 55,55 моль/л. ( $M = 18$  г/моль, 1000 г – масса 1 л воды).

Тогда  $55,55 \cdot K_d = K_w = 10^{-14}$

Для воды и ее растворов произведение концентраций водородных и гидроксильных ионов – величина постоянная при данной температуре. Она называется ионным произведением воды  $K_w$  и при 25 °C составляет  $10^{-14}$ .

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе – нейтральном, кислом или щелочном – всегда представлены оба вида ионов, т. е. водородные и гидроксильные. Характер среды определяется теми

ионами, концентрация которых больше. Понятия кислая, нейтральная и щелочная среда приобретают количественный смысл.

В случае, если  $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$  моль/л, среда нейтральная.

Если  $[H^+] > 10^{-7}$  и равна, например  $10^{-6}$ ,  $10^{-5}$  или  $10^{-4}$ , то  $[OH^-]$  будет иметь соответственно значения  $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$  или  $10^{-10}$  моль/л, т. е. среда кислая.

Если  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л, например  $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$  или  $10^{-10}$ , то  $[OH^-]$  будет иметь соответственно значения  $10^{-6}$ ,  $10^{-5}$  или  $10^{-4}$  моль/л, т. е. среда щелочная.

Обычно для характеристики среды достаточно привести концентрацию одного вида ионов, например ионов  $[H^+]$ . На практике для удобства пользуются водородным ( $pH$ ) или гидроксильным ( $pOH$ ) показателями среды.

Это взятый с обратным знаком десятичный логарифм концентраций соответственно ионов водорода или гидроксидных ионов в растворе.

$$\begin{aligned} pH &= -\lg[H^+] \\ pOH &= -\lg[OH^-] \\ pH + pOH &= 14 \end{aligned}$$

2. Константа диссоциации муравьиной кислоты  $HCOOH$  составляет  $K_d = 2,1 \cdot 10^{-4}$ . Вычислить степень диссоциации ( $\alpha$ ) и концентрацию ионов водорода  $[H^+]$  в 0,3М растворе кислоты.

Уравнение диссоциации кислоты имеет вид  $HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$ .

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_{исх}}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 2,64 \cdot 10^{-2} \text{ (2,64 \%)}$$

$$[H^+] = C_M \cdot \alpha = 0,3 \cdot 2,64 \cdot 10^{-2} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

3. Вычислить  $pH$  1 %-го раствора муравьиной кислоты, считая, что плотность раствора = 1.

Определим молярную концентрацию раствора. Масса одного литра раствора равна 1000 г, так как  $\rho = 1$  г/мл. В 100 г раствора содержится 1 г вещества, следовательно, в 1000 г раствора – 10 г.

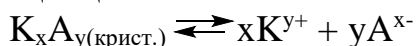
$$C_M = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва} \cdot V_{р-ра}} = \frac{10}{46 \cdot 1} = 0,22 \text{ моль/л}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_d \cdot C_{исх}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,22} = 6,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(6,8 \cdot 10^{-3}) = 2,17.$$

### Равновесие в системе твердое вещество-раствор Произведение растворимости

Для любого малорастворимого электролита можно записать уравнение диссоциации:



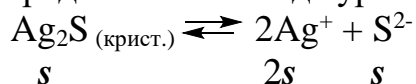
$$K = \frac{[K^{y+}]^x [A^{x-}]^y}{[K_x A_y]}$$

Поскольку концентрация твердого вещества постоянна,  $K[K_xA_y]$  является величиной постоянной при данной температуре и обозначается как произведение растворимости (ПР).

$$K[K_xA_y] = \text{ПР} = [K^{y+}]^x [A^{x-}]^y$$

4. Найдите растворимость  $\text{Ag}_2\text{S}$ , если ПР ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) =  $7,2 \cdot 10^{-50}$

Равновесие в системе малорастворимой соли сульфида серебра может быть представлено в виде уравнения:



Обозначим искомую растворимость в моль/л через  $s$ . Тогда в насыщенном растворе  $\text{Ag}_2\text{S}$  содержится  $s$  моль/л ионов  $\text{S}^{2-}$  и  $2s$  моль/л ионов  $\text{Ag}^+$ .

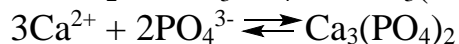
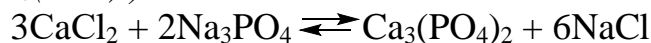
$$\text{ПР} = [\text{Ag}^+]^2[\text{S}^{2-}] = (2s)^2s = 4s^3$$

Выразив растворимость, мы получим следующее выражение:

$$s = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7,2 \cdot 10^{-50}}{4}} = 2,62 \cdot 10^{-17} \text{ моль/л.}$$

Также произведение растворимости позволяет определить, произойдет ли выпадение осадка. Чтобы нерастворимое вещество могло выделиться в виде твердой фазы, в растворе должна быть достаточной концентрация ионов, которые образуются при диссоциации этого вещества.

5. Выпадет ли осадок при сливании 500 мл 0,0001 М раствора ортофосфата натрия и 500 мл 0,001 М раствора хлорида кальция, если  $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1 \cdot 10^{-25}$ .



Запишем выражение для ПР:  $\text{ПР} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$

Рассчитаем концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{PO}_4^{3-}$  в образовавшемся растворе. Объем получившегося раствора равен  $V = 500 + 500 = 1000 \text{ мл} = 1 \text{ л}$ . Поскольку объем увеличивается в 2 раза, то и концентрации ионов в момент смешения растворов уменьшатся в 2 раза.

$$C_{\text{M}}(\text{Ca}^{2+}) = 0,00005 \text{ М}, C_{\text{M}}(\text{PO}_4^{3-}) = 0,0005 \text{ М.}$$

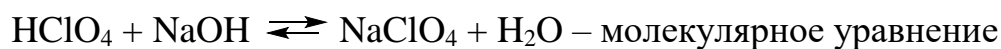
Подставив концентрации ионов в момент смешения растворов в выражение для произведения растворимости, мы получим произведение ионов (ПИ). Если  $\text{ПИ} > \text{ПР}$ , происходит выпадение осадка; если  $\text{ПИ} < \text{ПР}$ , концентрация ионов в растворе не достаточна для формирования осадка.

$$\text{ПИ} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2 = 0,00005^3 \cdot 0,0005^2 = 1,56 \cdot 10^{-23}$$

Таким образом,  $\text{ПИ} > \text{ПР}$ , следовательно, осадок выпадает.

## Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей

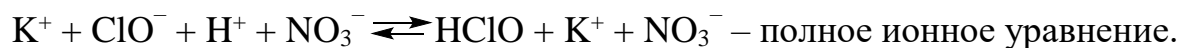
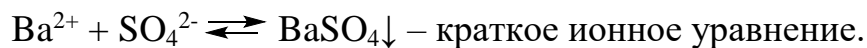
В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, твердыми веществами и газами участвуют также находящиеся в растворе ионы. Поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а находящиеся в растворе сильные электролиты (кислоты, основания) и водорастворимые соли – в виде составляющих их ионов. Например, уравнение реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями:



Сократив в полном ионном уравнении все ионы, которые остаются неизменными до и после реакции, получаем следующее уравнение:



$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{BaSO}_4\downarrow$  – полное ионное уравнение.



Рассмотренные примеры показывают, что обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении более прочного связывания ионов. Иными словами, в результате обменных реакций образуются малорастворимые вещества (осадки или газы) или молекулы слабых электролитов.

*Гидролизом* называется процесс разложения растворенного вещества водой.

В рамках нашего курса речь пойдет преимущественно об обратимом гидролизе солей. А поскольку соль – это продукт взаимодействия кислоты и основания, а кислоты и основания с точки зрения теории электролитической диссоциации могут быть сильными и слабыми, все соли могут быть разделены на 4 группы (табл. 6):

1. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием (гидролизуются по катиону).

2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием (гидролизуются по аниону).

3. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием (гидролизуются по катиону и аниону).

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

Таблица 6 – Примеры гидролиза солей разных типов

Гидролиз по катиону	
Уравнение электролитической диссоциации	$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$
Уравнение гидролиза в ионном виде	$Al^{3+} + H-OH \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$
Уравнение гидролиза в молекулярном виде	$AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons AlOHCl_2 + HCl$
Вывод о характере среды	Среда кислая, $pH < 7$
Гидролиз по аниону	
Уравнение электролитической диссоциации	$NaNO_2 \rightarrow Na^+ + NO_2^-$
Уравнение гидролиза в ионном виде	$NO_2^- + H-OH \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$
Уравнение гидролиза в молекулярном виде	$NaNO_2 + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + NaOH$
Вывод о характере среды	Среда щелочная, $pH > 7$
Гидролиз по катиону и аниону	
Уравнение электролитической диссоциации	$NH_4F \rightarrow NH_4^+ + F^-$
Уравнение гидролиза в ионном виде	$NH_4^+ + H-OH \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$ $F^- + H-OH \rightleftharpoons HF + OH^-$
Уравнение гидролиза в молекулярном виде	$NH_4F + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + HF$
Вывод о характере среды	Среда близкая к нейтральной, $pH \sim 7$
Гидролизу не подвергаются	
Уравнение электролитической диссоциации	$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$
Уравнение гидролиза в ионном виде	–
Уравнение гидролиза в молекулярном виде	–
Вывод о характере среды	Среда нейтральная, $pH = 7$

Таким образом, по представленным уравнениям процесса гидролиза можно сделать следующие выводы:

1. Гидролизу подвергаются только растворимые соли.
2. Ионы, образующиеся при диссоциации, реагируют только с **одной** молекулой воды, иными словами, гидролиз обычно протекает только по первой ступени.
3. Гидролизу подвергаются только соли, образованные слабыми кислотами или основаниями.



## Задания к разделу 6

### Произведите необходимые вычисления:

1. Определите pH 0,01 M растворов HCl и CH<sub>3</sub>COOH.
2. Определите pH 0,05 M раствора NH<sub>4</sub>OH.
3. Найдите концентрацию водородных ионов и степень диссоциации в 0,1 M растворе HCOOH.
4. Определите pH 0,2 M раствора и степень диссоциации NH<sub>4</sub>OH.
5. Концентрация гидроксид-ионов составляет 10<sup>-12</sup> M. Определите pH раствора и концентрацию азотной кислоты, которой может соответствовать такое значение pH.
6. Какова концентрация водородных ионов 0,1 M растворе KOH? Сколько граммов KOH требуется для приготовления 600 мл такого раствора?
7. Из 3 г чистой уксусной кислоты приготовили 500 мл раствора. Определите концентрацию ацетат-ионов и степень диссоциации уксусной кислоты в полученном растворе.
8. Определите концентрацию уксусной кислоты, если [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-4</sup> M.
9. Сколько г нитрит-ионов содержится в 700 мл 0,15 M раствора азотистой кислоты?
10. При какой концентрации бромноватистой кислоты (K<sub>д</sub> = 2,5 · 10<sup>-9</sup>) pH ее раствора равен 5?
11. Определите pH 1 %-го раствора NH<sub>4</sub>OH.
12. Определите концентрацию уксусной кислоты и степень ее диссоциации в растворе, если [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-4</sup> (K<sub>д</sub> = 1,8 · 10<sup>-5</sup>).
13. Определите pH 0,2 M раствора муравьиной кислоты. Как изменится pH раствора, если к 100 мл данного раствора прилить 400 мл воды?
14. Рассчитайте изменение pH 0,1 M раствора циановодородной кислоты при добавлении к 1 л такого раствора 4 л воды.
15. Во сколько раз надо разбавить 0,2 M раствор муравьиной кислоты, чтобы концентрация катионов водорода уменьшилась в 2 раза?
16. Вычислите [H<sup>+</sup>] в 0,1 M растворе HCN. Сколько граммов цианид-ионов содержится в 0,6 л указанного раствора?
17. При какой молярной концентрации уксусной кислоты в растворе ее степень диссоциации равна 0,01?
18. Вычислите α и [OH<sup>-</sup>] в 0,05 M растворе азотистой кислоты.
19. Во сколько раз [H<sup>+</sup>] в 0,1 M растворе муравьиной кислоты больше, чем в растворе уксусной кислоты той же концентрации?
20. При какой молярной концентрации муравьиной кислоты 95 % ее молекул будет находиться в недиссоциированном состоянии?
21. Вычислите [H<sup>+</sup>] и α в 1 %-ном растворе уксусной кислоты, приняв ρ = 1 г/мл.
22. При какой концентрации муравьиной кислоты [H<sup>+</sup>] = 8,4 · 10<sup>-3</sup> M?
23. Во сколько раз надо разбавить 0,15 M раствор азотистой кислоты, чтобы концентрация катионов водорода уменьшилась в 1,5 раза?

24. Вычислите  $[H^+]$  и  $[HCO_3^-]$  в  $2 \cdot 10^{-3}$  М растворе угольной кислоты. Диссоциацию считать только по первой ступени.

25. Вычислите  $[H^+]$  и  $[HS^-]$  в 0,7М растворе сероводородной кислоты. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

26. Вычислите  $\alpha$ ,  $[H^+]$  и  $[HSO_3^-]$  в 0,6 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

27. Определите рН 0,1 % раствора КОН.

28. Определите концентрацию уксусной кислоты, если рОН = 11.

29. Рассчитайте  $[H^+]$  и рН в 0,15 М растворе  $NH_4OH$ .

30. Сколько г КОН содержится в 1 л раствора, если рН = 11.

### Вычислите растворимость (моль/л):

31. иодида меди(I);

32. ортофосфата железа(III);

33. сульфида ртути(II);

34. карбоната марганца(II);

35. бромида свинца(II);

36. сульфида висмута(III);

37. ортофосфата алюминия;

38. сульфида серебра;

39. роданида серебра;

40. хромата бария;

41. карбоната бария;

42. иодида висмута(III);

43. сульфида железа(II);

44. иодида серебра;

45. хлорида свинца(II);

46. сульфида кадмия;

47. ортоарсената висмута(III);

48. карбоната кадмия;

49. оксалата кальция;

50. оксалата бария;

51. карбоната железа(II);

52. сульфата бария;

53. сульфида меди(II);

54. карбоната цинка

55. хлорида ртути(I);

56. сульфида цинка;

57. фторида свинца(II);

58. ортофосфата цинка

59. иодид свинца (II);

60. оксалата серебра.

### Выпадет ли осадок при сливании:

61. равных объемов  $10^{-6}$  М нитрата серебра и  $10^{-6}$  М бромида калия?

62. равных объемов  $10^{-8}$  М нитрата серебра и  $10^{-5}$  М иодида натрия?

63. 50 мл  $10^{-6}$  М нитрата серебра и 100 мл  $10^{-4}$  М хромата калия?

64. равных объемов 0,001 М нитрата серебра и  $10^{-5}$  М роданида натрия?

65. 0,2 л  $10^{-4}$  М нитрата серебра и 1,8 л  $10^{-4}$  М оксалата калия?

66. одного объема  $10^{-2}$  М хлорида бария и 3 объемов 0,1 М хромата калия?

67. равных объемов  $10^{-2}$  М хлорида бария и  $10^{-4}$  М фторида калия?

68. двух объемов 0,002 М хлорида бария и одного объема  $10^{-2}$  М фторида калия?

69. равных объемов  $10^{-4}$  М нитрата висмута(III) и  $10^{-5}$  М иодида калия?

70. 150 мл  $10^{-4}$  М хлорида кальция и 0,75 л  $10^{-4}$  М оксалата натрия?

71. равных объемов  $10^{-4}$  М хлорида кальция и  $10^{-4}$  М оксалата калия?

72. равных объемов  $10^{-3}$  М нитрата кальция и 0,002 М серной кислоты?

73. равных объемов  $10^{-4}$  М нитрата висмута (III) и  $10^{-4}$  М иодида натрия?

74. 800 мл  $10^{-3}$  М нитрата серебра и 200 мл  $10^{-3}$  М оксалата калия?

75. равных объемов  $10^{-3}$  М нитрата серебра и  $10^{-3}$ М дихромата калия?
76. двух объемов  $10^{-3}$ М нитрата висмута (III) и трех объемов  $10^{-3}$  М иодида натрия?
77. равных объемов  $10^{-3}$  М сульфата цинка и  $10^{-6}$ М карбоната натрия?
78. одного объема  $2 \cdot 10^{-5}$ М нитрата ртути (II) и двух объемов  $10^{-6}$ М хлорида калия?
79. равных объемов  $10^{-6}$  М нитрата никеля (II) и  $10^{-5}$ М сульфида натрия?
80. трех объемов  $10^{-2}$ М нитрата серебра и семи объемов  $10^{-3}$ М дихромата калия?
81. равных объемов  $3 \cdot 10^{-8}$ М хлорида алюминия и  $10^{-6}$ М ортофосфата натрия?
82. равных объемов  $10^{-4}$  М сульфата цинка и  $10^{-6}$  М сульфида натрия?
83. 250 мл  $10^{-3}$ М нитрата кальция и 50 мл 0,1 М серной кислоты?
84. равных объемов  $6 \cdot 10^{-3}$ М хлорида кальция и  $5 \cdot 10^{-4}$ М серной кислоты?
85. равных объемов  $2 \cdot 10^{-5}$  М нитрата висмута (III) и  $4 \cdot 10^{-3}$  М иодида натрия?
86. равных объемов  $10^{-4}$ М нитрата серебра и  $10^{-4}$ М дихромата калия?
87. 160 мл  $2 \cdot 10^{-3}$  М ортофосфата натрия и 40 мл  $4 \cdot 10^{-4}$  М сульфата цинка?
88. равных объемов 0,004 молярных растворов хлорида железа (II) и сульфида натрия?
89. равных объемов 0,02 М растворов хлорида алюминия и ортофосфата калия?
90. трех объемов  $10^{-3}$  М нитрата кальция и двух объемов 0,004 М серной кислоты?

**Напишите полное и сокращенное ионные, а также молекулярные уравнения взаимодействия водных растворов следующих веществ:**

91. нитратом серебра и бромидом калия;
92. нитратом серебра и соляной кислотой;
93. ортофосфатом калия и хлоридом алюминия;
94. бромидом бария и карбонатом калия;
95. нитратом бария и сульфитом натрия;
96. нитратом висмута (III) и ортоарсенатом натрия;
97. нитратом висмута (III) и ортофосфатом натрия;
98. хлоридом кальция и карбонатом натрия;
99. карбонатом калия и нитратом кадмия;
100. хлоридом кадмия и сульфидом калия;
101. карбонатом калия и нитратом меди (II);
102. ортофосфатом натрия и нитратом железа(III);
103. фторидом натрия и нитратом кальция;
104. оксалатом натрия и нитратом кадмия;
105. хроматом натрия и нитратом свинца;
106. соляной кислотой и гидроксидом магния;
107. сульфидом калия и нитратом ртути(II);
108. иодатом натрия и нитратом бария;

109. нитратом висмута(III) и иодатом натрия;
110. сульфитом натрия и нитратом серебра;
111. нитратом свинца (II) и соляной кислотой;
112. гипобромитом натрия и серной кислотой;
113. цианидом натрия и соляной кислотой;
114. селенитом калия и соляной кислотой;
115. ацетатом натрия и серной кислотой;
116. сульфидом калия и серной кислотой;
117. хлоридом кальция и серной кислотой;
118. ацетатом свинца(II) и сульфидом натрия;
119. оксалатом натрия и хлоридом кальция;
120. гидроксидом калия и нитратом цинка.

**Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей в молекулярном и ионном видах. Определите характер среды и тип гидролиза:**

121. сульфата железа(II), сульфида натрия;
122. нитрата меди(II), сульфида калия;
123. нитрита калия, сульфата калия;
124. сульфата алюминия, нитрита аммония;
125. нитрата меди(II), хлорида натрия;
126. хлорита калия, сульфата железа(III);
127. сульфита калия, нитрита натрия;
128. хлорида алюминия, ортофосфата калия;
129. гипохлорита натрия, хлорида железа(II);
130. ортоарсената калия, нитрата свинца(II);
131. сульфата железа(III), карбоната натрия;
132. сульфида аммония, сульфата кальция;
133. хлорида железа(II), ортофосфата натрия;
134. сульфита калия, сульфата натрия;
135. хлорида висмута(III), нитрита бария;
136. сульфата калия, ортофосфата аммония;
137. сульфита калия, ацетата цинка;
138. хлорида железа (III), карбоната лития;
139. ацетата аммония, хлорида железа (II);
140. сульфата алюминия, сульфида калия;
141. ортоарсената калия, нитрата висмута(III);
142. хлорида алюминия, нитрата кадмия;
143. гипобромита натрия, сульфата хрома(III);
144. ортофосфата натрия; нитрата меди(II);
145. сульфата калия, ортофосфата аммония;
146. силиката калия, нитрата кадмия;
147. нитрита бария, сульфата рубидия;
148. нитрата калия, гипохлорита аммония;
149. перхлората рубидия, бромита аммония;
150. нитрита аммония, перманганата натрия.

### Варианты заданий к разделу 6

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	1, 31, 61, 91, 121	16	16, 46, 76, 106, 136
2	2, 32, 62, 92, 122	17	17, 47, 77, 107, 137
3	3, 33, 63, 93, 123	18	18, 48, 78, 108, 138
4	4, 34, 64, 94, 124	19	19, 49, 79, 109, 139
5	5, 35, 65, 95, 125	20	20, 50, 80, 110, 140
6	6, 36, 66, 96, 126	21	21, 51, 81, 111, 141
7	7, 37, 67, 97, 127	22	22, 52, 82, 112, 142
8	8, 38, 68, 98, 128	23	23, 53, 83, 113, 143
9	9, 39, 69, 99, 129	24	24, 54, 84, 114, 144
10	10, 40, 70, 100, 130	25	25, 55, 85, 115, 145
11	11, 41, 71, 101, 131	26	26, 56, 86, 116, 146
12	12, 42, 72, 102, 132	27	27, 57, 87, 117, 147
13	13, 43, 73, 103, 133	28	28, 58, 88, 118, 148
14	14, 44, 74, 104, 134	29	29, 59, 89, 119, 149
15	15, 45, 75, 105, 135	30	30, 60, 90, 120, 150

## Раздел 7. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные (редокс) реакции – это реакции, при протекании которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что вещество полностью состоит из ионов. Иными словами, этот заряд мог бы появиться на химически связанном атоме, если бы электроны химических связей всегда были полностью смещены к более электроотрицательным атомам.

Степени окисления элементов можно легко определить, соблюдая несколько простых правил:

- степень окисления элементов в простых веществах (Na, Ba, Fe, Cu, Ar, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, C, P<sub>4</sub>, O<sub>2</sub>, S, O<sub>3</sub> и др.) равна нулю;
- степень окисления водорода во всех соединениях равна (+1). Исключение составляют гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (LiH, CaH<sub>2</sub>), в которых она равна (–1);
- степень окисления кислорода почти во всех соединениях равна (–2). В пероксидах (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, CaO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) она равна (–1), в надпероксидах (KO<sub>2</sub>, NaO<sub>2</sub>) –(–1/2); во фториде кислорода (II) OF<sub>2</sub> – (+2);
- степени окисления щелочных и щелочноземельных металлов в их соединениях всегда равны (+1) и (+2) соответственно;
- для молекулы сумма степеней окисления атомов всех элементов с учетом их числа равна нулю, для сложного иона – его заряду.

Степень окисления элемента не следует отождествлять с его валентностью. Например, в молекуле N<sub>2</sub> азот трехвалентен, но его степень окисления равна нулю. В органических соединениях углерод всегда четырехвалентен, но может проявлять различные степени окисления, например, CH<sub>4</sub> (–4), C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (–2), C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (–1), HCOH (0).

**Пример 1.** Определите степени окисления центрального элемента в следующих молекулах и ионах: H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; MnO<sub>4</sub><sup>–</sup>; HNO<sub>2</sub>; Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2–</sup>; KClO<sub>3</sub>.

**Решение.** Учитывая электронейтральность молекул (формульных единиц – для солей), найдем степень окисления серы в сернистой кислоте, азота – в азотистой кислоте, и хлора – в хлорате калия:

$$\text{H}_2\text{SO}_3: 2 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ следовательно, } x = +4;$$

$$\text{HNO}_2: 1 \cdot (+1) + x + 2 \cdot (-2) = 0, \text{ следовательно, } x = +3;$$

$$\text{KClO}_3: 1 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ следовательно, } x = +5.$$

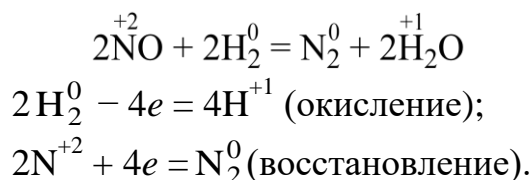
Для сложных ионов сумму степеней окисления элементов с учетом их числа приравняем к их заряду и найдем степени окисления марганца и хрома:

$$\text{MnO}_4^-: x + 4 \cdot (-2) = -1, \text{ следовательно, } x = +7;$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}: 2x + 7 \cdot (-2) = -2, \text{ следовательно, } x = +6.$$

Процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами называется *окислением*. Процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами называется *восстановлением*. Вещество, в состав которого входит элемент, понижающий свою степень окисления, называется *окислителем*. Вещество, содержащее элемент, повышающий свою степень окисления, называется *восстановителем*.

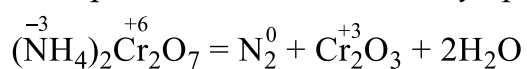
Окисление и восстановление – это два сопряженных друг с другом процесса:



Очевидно, что в соответствии с законом сохранения зарядов число электронов, присоединенных окислителем, равно числу электронов, отданных восстановителем.

Если в роли окислителя и восстановителя выступают разные соединения, то такие реакции называются *реакциями межмолекулярного окисления-восстановления*:  $2\text{Al}^0 + 3\text{S}^0 = \text{Al}_2^{+3}\text{S}_3^{-2}$  (Al – восстановитель, S – окислитель).

Если окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же соединения, то такие редокс реакции называются *внутримолекулярными*:

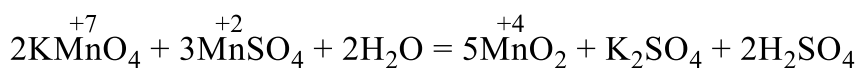


В этом случае окисляющиеся ионы  $\text{N}^{-3}$  и восстанавливающиеся ионы  $\text{Cr}^{+6}$  входят в состав одного соединения.

Среди внутримолекулярных редокс реакций выделяют реакции *диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)*, в которых окислению и восстановлению подвергается один и тот же элемент:

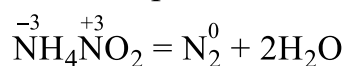


Особой разновидностью окислительно-восстановительных реакций являются реакции *конпропорционирования*, в которых носителем окислительно-восстановительных свойств является один элемент, входящий в состав окислителя и восстановителя:



В результате реакции происходит *выравнивание* степеней окисления элемента:  $\text{Mn}^{+7}$ , входящие в состав  $\text{KMnO}_4$ , восстанавливаются, а ионы  $\text{Mn}^{+2}$  из  $\text{MnSO}_4$  окисляются до  $\text{Mn}^{+4}$  с образованием оксида марганца (IV).

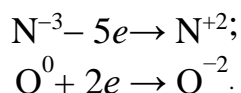
Конпропорционирование может быть и внутримолекулярным, например, при разложении нитрита аммония в горячем водном растворе:



Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо иметь представление об окислительно-восстановительных свойствах исходных веществ. Для подбора коэффициентов в уравнениях используют два метода: *электронного баланса* и *ионно-электронного баланса (метод полуреакций)*. Метод ионно-электронного баланса удобен для уравнивания реакций, протекающих в водных растворах. Метод электронного баланса используется для составления уравнений реакций, протекающих в газовой фазе или при разложении веществ.

**Пример 2.** Одна из стадий в производстве азотной кислоты – окисление аммиака кислородом с образованием оксида азота (II) и воды:  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ . Определите окислитель и восстановитель, методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении.

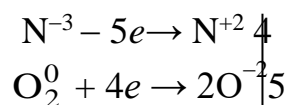
**Решение.** Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления:



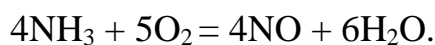
Восстановителем является аммиак, окислителем – кислород.

Учитывая, что в молекуле кислорода содержится два атома, вторую строчку можно переписать:  $\text{O}_2^0 + 4e \rightarrow 2\text{O}^{-2}$ .

Схема с учетом равенства отданных и принятых электронов может быть записана:



Из схемы реакции вытекает, что на каждые четыре молекулы восстановителя надо взять пять молекул окислителя. В результате процесса окисления образуется четыре частицы  $\text{N}^{+2}$  и десять частиц  $\text{O}^{-2}$ . Уравнение реакции взаимодействия аммиака с кислородом в окончательной форме имеет вид:



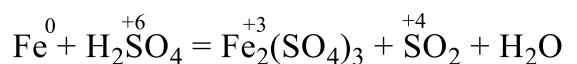
Полученные коэффициенты можно проверить, руководствуясь тем, что *число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым*.

**Пример 3.** Определите окислитель и восстановитель, методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции железа с концентрированной серной кислотой при нагревании.

**Решение.** Реакция растворения железа в концентрированной серной кислоте протекает по схеме:

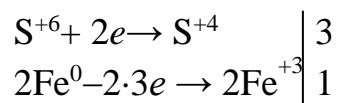


Определим степени окисления элементов в исходных веществах и продуктах реакции:

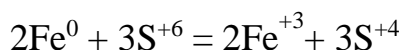




Окислителем является серная кислота за счет  $S^{+6}$ , восстановителем – железо. Запишем электронные уравнения процессов окисления и восстановления и уравниваем число отданных и принятых электронов:



Суммируем электронные уравнения, домножив их на соответствующие коэффициенты:



Таким образом, на окисление 2 моль Fe требуется 3 моль  $H_2SO_4$ , при этом образуется 1 моль соли, на образование которой дополнительно требуется еще 3 моль  $H_2SO_4$ . Следовательно, суммарное число моль серной кислоты с учетом солеобразования равно 6. Коэффициент для воды подбираем, сравнивая число атомов кислорода в левой и правой части уравнения.

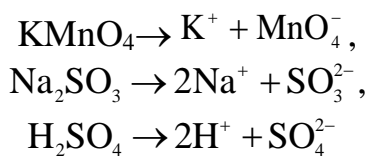
Итоговое уравнение реакции имеет вид:



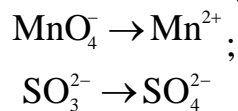
**Пример 4.** Метод полуреакций (ионно-электронного баланса).

Ионно-электронные схемы дают возможность уравнивать реакции, протекающие в растворах. При этом необходимость установления степеней окисления элементов отсутствует. Часто при уравнивании этим методом сначала и неизвестны продукты реакции – они выявляются в ходе самого уравнивания. *Сильные кислоты, основания и водорастворимые соли записываются в ионном виде, неэлектролиты, слабые кислоты и основания, малорастворимые соли – в молекулярном.*

Рассмотрим взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в сернокислой среде, учитывая, что идет диссоциация сильных электролитов:



Известно, что в кислой перманганат-ион восстанавливается до катиона марганца (II), а сульфит-ион независимо от кислотности среды окисляется до сульфат-иона. Запишем эти процессы в виде двух полуреакций:

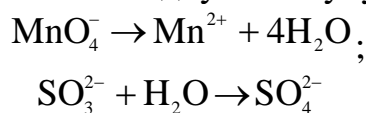


Цель дальнейших действий – это поставить знак равенства между правой и левой частями полуреакций. Это возможно только при условии полного совпадения в левой и правой частях каждой полуреакции видов элементов, числа их атомов и суммарных зарядов всех ионов. Чтобы добиться этого, используют дополнительные молекулы воды и ионы, обуславливающие реакцию среды. Обычно для кислой среды используют протоны, для щелочной – гидроксид-ионы, а для нейтральной – могут быть использованы как протоны,

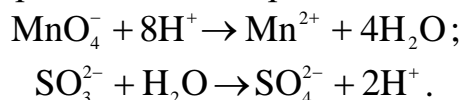
так и гидроксид-ионы. Также предпочтительно соблюдать правило неиспользования в одной полуреакции одновременно  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – ионов.

Сравниваем количество центральных атомов ионов в обеих полуреакциях: слева и справа по одному атом марганца, и также по одному атому серы.

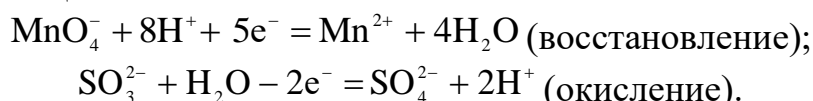
Теперь в каждой полуреакции равное количество атомов серы и марганца, но количество атомов кислорода разное. Дополнительные атомы кислорода в полуреакциях в кислой среде вводятся добавлением молекул воды слева или справа. В первой полуреакции не хватает справа четырех атомов кислорода, поэтому добавляем четыре молекулы воды, а во второй реакции не хватает одного атома кислорода – добавляем одну молекулу воды:



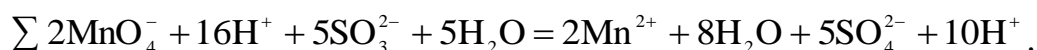
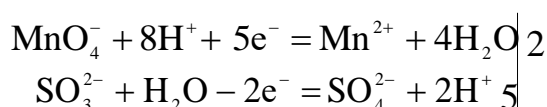
Однако сейчас появились дополнительные атомы водорода в обеих полуреакциях. Их число уравнивают добавлением эквивалентного количества атомов водорода, так как среда кислая, в противоположной части полуреакции:



Теперь уравнены все элементы, входящие в состав обеих полуреакций. Осталось уравнивать заряды частиц. В первой полуреакции справа сумма зарядов всех частиц равна +7, а в правой +2. Равенства зарядов добиваемся добавлением в левой части уравнения пяти отрицательных зарядов в виде электронов. Аналогично в уравнении второй полуреакции слева необходимо вычесть два электрона. Сейчас можем поставить знаки равенства между частями полуреакций:

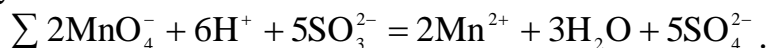


Эти два процесса идут параллельно, поэтому количество отданных и присоединенных электронов должно быть одинаково. Для этого мы должны найти наименьшее общее кратное для 5 и 2 – это будет 10, а затем первую полуреакцию домножить на 2, а вторую – на 5 и следующим действием сложить эти две полуреакции с учетом коэффициентов сначала слева, а затем справа:



Сократим подобные члены уравнения и добавим недостающие ионы к каждой частице в левой, а затем и в правой части уравнения.

В левой не хватает  $2K^+$ ,  $3SO_4^{2-}$  и  $10Na^+$ , чтобы получить целое число молекул перманганата калия, серной кислоты и сульфита натрия. То же добавляем и в правую часть:



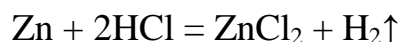
Затем это уравнение запишем в молекулярном виде с учетом всех ионов, задействованных в реакции, и расставим окончательно коэффициенты в уравнении:



Коэффициенты в уравнении реакции можно проверить, руководствуясь тем, что общие числа атомов каждого элемента в левой и правой части равенства должны быть одинаковы. Но чаще всего достаточно проверить соответствие атомов кислорода слева и справа.

### Важнейшие окислители и восстановители

1) *Почти все кислоты* проявляют свойства окислителей за счет протона при взаимодействии с сильными металлами-восстановителями, стоящими в ряду напряжений до водорода:



2) *Серная кислота* в разбавленных растворах – окислитель за счет протона, в концентрированных – за счет  $S^{+6}$  в сульфат-ионе (табл. 7)

Таблица 7 – Продукты восстановления концентрированной серной кислоты

Восстановитель	Продукт восстановления
Неметалл	$SO_2$
Малоактивные металлы	$SO_2$
Активные металлы	$H_2S$ или $S$

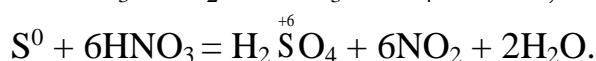
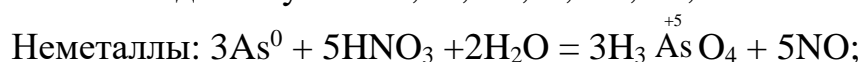
Данная схема довольно условна, так как продукты восстановления зависят от концентрации кислоты и активности восстановителя. Чем сильнее восстановитель, тем глубже он восстанавливает окислитель. Также продукты восстановления зависят от количественных соотношений окислителя и восстановителя, температуры и др. факторов.

Соли серной кислоты в водных растворах окислительными свойствами не обладают.

3) *Азотная кислота* – сильный окислитель за счет иона  $NO_3^-$ , в котором  $N^{+5}$ . Большая часть элементов окисляется азотной кислотой до высшей степени окисления за исключением фтора, хлора, кислорода.

Продукты восстановления азотной кислоты зависят от силы восстановителя, температуры и концентрации кислоты (табл. 8, 9).

Не взаимодействуют: Au, Pt, Os, Ir, Nb, Ta, W.



Fe, Al, Cr пассивируются в холодной  $\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$ , при нагревании реакции с участием этих металлов протекают.

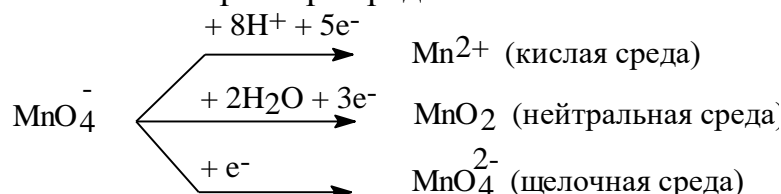
Таблица 8 – Продукты восстановления концентрированной азотной кислоты металлами

Восстановитель	Продукт восстановления
Малоактивные металлы, стоящие в электрохимическом ряду после <b>H</b> (например, <b>Cu</b> )	$\text{NO}_2$
Металлы средней активности, стоящие слева от <b>H</b> (например, <b>Fe, Cd, Ni, Sn</b> и др.)	$\text{NO}$
Активные металлы, стоящие значительно левее <b>H</b> (например, <b>Zn, Ca, Mg</b> и др.)	$\text{N}_2\text{O}$

Таблица 9 – Продукты восстановления разбавленной азотной кислоты металлами

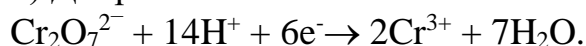
Восстановитель	Продукт восстановления
Малоактивные металлы, стоящие в электрохимическом ряду после <b>H</b> (например, <b>Cu</b> )	$\text{NO}$
Металлы средней активности, стоящие слева от <b>H</b> (например, <b>Fe, Cd, Ni, Sn</b> и др.)	$\text{NH}_4^+$
<b>Co</b>	$\text{N}_2$
Активные металлы, стоящие значительно левее <b>H</b> (например, <b>Zn, Ca, Mg</b> и др.)	$\text{NH}_4^+$

4) *Перманганат калия* – сильный окислитель. Продукты его восстановления зависят от характера среды:



Наибольшая активность как окислителя в кислой среде.

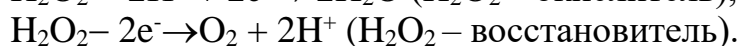
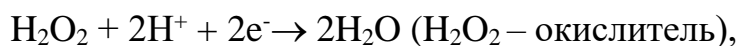
5) Дихромат-ион – сильный окислитель в кислой среде:



6) *Галогены* в свободном состоянии, как и другие неметаллы, проявляют окислительно-восстановительную двойственность (исключение составляет фтор), но окислительная функция у них выражена гораздо сильнее, чем восстановительная.

В ряду  $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$  окислительные свойства ослабевают, и, следовательно, возрастают восстановительные свойства сопряженных восстановителей ( $\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$ ). Самый сильный окислитель среди галогенов – фтор, самый сильный восстановитель среди галогенид-ионов –  $\text{I}^-$ .

7) *Пероксид водорода*  $\text{H}_2\text{O}_2$  обладает окислительно-восстановительной двойственностью:



В кислой среде наиболее характерны окислительные свойства, в щелочной – восстановительные.

8) *Диоксид серы*, сульфиты, фосфористая кислота и др. обладают окислительно-восстановительной двойственностью за счет элементов в промежуточных степенях окисления S(+4) и P(+3) соответственно. Но тем не менее восстановительная функция этих соединений выражена более ярко.

9) *Металлы в свободном состоянии* – восстановители (Zn, Mg и т.д.). Ионы металлов могут быть окислителями, если степень окисления наивысшая ( $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$ ), и могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность, если заряд иона металла соответствует промежуточной степени окисления ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{+}$ ).

### Задания к разделу 7

**Определите степень окисления атомов всех элементов соединения:**

1.	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{Cl}_2$	$\text{Na}_2\text{WO}_4$	$\text{H}_5\text{IO}_6$
2.	$\text{MgSO}_4$	$\text{RbBr}$	$\text{O}_2$	$\text{NaClO}_4$
3.	$\text{KO}_2$	$\text{N}_2$	$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{H}_2\text{SeO}_3$
4.	$\text{HClO}$	$\text{NH}_2\text{OH}$	$\text{CuCl}_2$	$\text{H}_3\text{PO}_4$
5.	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{I}_2$	$\text{HAsO}_2$	$\text{CuSO}_4$
6.	$\text{NaBr}$	$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{TeO}_4$	$\text{KMnO}_4$
7.	$\text{CH}_4$	$\text{HBrO}_3$	$\text{BrCl}_5$	$\text{HNO}_2$
8.	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{C}_2\text{H}_4$	$\text{HPO}_3$	$\text{ClI}_5$
9.	$\text{PCl}_5$	$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{NH}_2\text{OH}$	$\text{HClO}$
10.	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	$\text{NaClO}_2$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2$
11.	$\text{K}_2\text{MnO}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{MgCl}_2$	$\text{P}_4$
12.	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{CrCl}_3$	$\text{N}_2\text{O}_4$
13.	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{K}_3\text{MnO}_4$	$\text{PCl}_3$	$\text{H}_2\text{S}$
14.	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$\text{F}_2$	$\text{Na}_3\text{AsO}_4$	$\text{ClF}_3$
15.	$\text{OF}_2$	$\text{HBrO}_4$	$\text{K}_6\text{TeO}_6$	$\text{HI}$
16.	$\text{K}_2\text{MnO}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{NI}_3$
17.	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$\text{Na}_2\text{O}_2$	$\text{WO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_3$
18.	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{CH}_4$	$\text{I}_2$	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
19.	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{Ca}_2\text{SiO}_4$	$\text{AsH}_3$	$\text{S}_8$
20.	$\text{KBiO}_3$	$\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{BiH}_3$	$\text{KAsO}_2$
21.	$\text{K}_2\text{SnO}_2$	$\text{SiH}_4$	$\text{OF}_2$	$\text{KO}_2$
22.	$\text{HNO}_2$	$\text{NaSbO}_3$	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{O}_3$
23.	$\text{Na}_2\text{SnO}_3$	$\text{KClO}_2$	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	$\text{C}_4\text{H}_{10}$
24.	$\text{NaClO}_3$	$\text{PH}_3$	$\text{HBiO}_3$	$\text{ClF}_5$
25.	$\text{NH}_4\text{OH}$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{KPO}_3$	$\text{SnH}_4$
26.	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{H}_5\text{IO}_6$	$\text{ClF}$
27.	$\text{NaAlO}_2$	$\text{AgNO}_3$	$\text{PI}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}$
28.	$\text{Br}_2\text{O}_5$	$\text{Na}_2\text{GeO}_3$	$\text{PCl}_3$	$\text{N}_2$
29.	$\text{P}_4$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{KN}_3$	$\text{TiCl}_3$
30.	$\text{B}_2\text{H}_6$	$\text{B}_{12}$	$\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$	$\text{H}_3\text{PO}_2$

Рассчитайте степень окисления атомов каждого из элементов в соединении и определите формальную функцию атома: окислитель (максимальная из его возможных степеней окисления), восстановитель (минимальная степень окисления), окислительно-восстановительная двойственность (промежуточная степень окисления).

31.	HCl	HClO <sub>3</sub>	HClO <sub>4</sub>
32.	PH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>
33.	KI	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> Cr <sub>3</sub> O <sub>10</sub>
34.	HNO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S	KMnO <sub>4</sub>
35.	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	S	KBr
36.	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	PH <sub>3</sub>
37.	FeCl <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	Fe
38.	KBiO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S
39.	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Cr
40.	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>
41.	H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
42.	K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	KMnO <sub>4</sub>	MnO <sub>2</sub>
43.	SO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> S
44.	Cl <sub>2</sub>	TiCl <sub>4</sub>	HClO <sub>3</sub>
45.	HSnCl <sub>3</sub>	Bi	NaBiO <sub>3</sub>
46.	As	AsH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>
47.	K <sub>2</sub> SnCl <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> SnCl <sub>6</sub>	Sn
48.	O <sub>2</sub>	BaO <sub>2</sub>	KO <sub>3</sub>
49.	CoCl <sub>2</sub>	Co(OH) <sub>3</sub>	Co
50.	I <sub>2</sub>	PbI <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> IO <sub>5</sub>
51.	MnOOH	K <sub>3</sub> MnO <sub>4</sub>	MnS
52.	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	HCOH
53.	Cu	CuI	CuI <sub>2</sub>
54.	KCrO <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Cr
55.	KNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
56.	Ag	Ag <sub>2</sub> S	Ag <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
57.	CrO <sub>3</sub>	NaCrO <sub>2</sub>	CrCl <sub>2</sub>
58.	HgCl <sub>2</sub>	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	Hg
59.	Br <sub>2</sub>	HBrO <sub>4</sub>	Ba(BrO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>
60.	Na <sub>2</sub> PbO <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>	Pb

Дописать уравнение полуреакции (составить материальный и электронный балансы). Определить, какой из процессов – окисление, а какой – восстановление?

61.	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$
62.	$\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$	$\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$
63.	$\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$
64.	$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$	$\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}^-$
65.	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{IO}^- \rightarrow \text{I}^-$
66.	$\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	$2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2$
67.	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3$	$\text{P} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_2^-$
68.	$\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NH}_3$
69.	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	$\text{Mn} \rightarrow \text{MnO}_2$
70.	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$
71.	$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^{2-}$	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{OH}^-$
72.	$\text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{N}_2\text{O}$	$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
73.	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$
74.	$\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2$	$\text{AsH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow 3\text{Pb}^{2+}$
75.	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	$\text{Al} \rightarrow \text{AlO}_2^-$	$2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$
76.	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$	$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2$	$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
77.	$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$	$\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
78.	$\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3$	$\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$
79.	$\text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ni}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-}$	$\text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3$
80.	$\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	$\text{Pt} \rightarrow [\text{PtCl}_6]^{2-}$	$\text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$
81.	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2$
82.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3$	$2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$	$\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NH}_3$
83.	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{Bi}^{3+} \rightarrow \text{BiO}_3^-$
84.	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$	$\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}^-$	$\text{P} \rightarrow \text{PH}_3$
85.	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}$	$\text{Sn} \rightarrow \text{SnO}_2^{2-}$	$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$
86.	$\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	$\text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_2$	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrO}_2^-$
87.	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3$	$\text{P} \rightarrow \text{PCl}_3$	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$
88.	$\text{SeO}_3^{2-} \rightarrow \text{SeO}_4^{2-}$	$\text{Zn} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
89.	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$
90.	$\text{Sn} \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3$	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$

Дописать правую часть уравнения и расставить коэффициенты, используя один из методов (метод полуреакций или метод электронного баланса)

**Окислители – простые вещества**

91.  $O_2 + H_2S \rightarrow \dots$
92.  $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + \dots$
93.  $O_2 + Mn(OH)_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + \dots$
94.  $Cl_2 + H_2S + H_2O \rightarrow \dots$
95.  $Cl_2 + KBr \rightarrow \dots$
96.  $Cl_2 + KI \rightarrow \dots$
97.  $Cl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow KBrO_3 + \dots$
98.  $Cl_2 + I_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + \dots$
99.  $Cl_2 + Na_2S_2O_3 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SO_4 + \dots$
100.  $Br_2 + Na_2S_2O_3 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + S + \dots$
101.  $Br_2 + KCrO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + \dots$
102.  $Br_2 + CrCl_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + \dots$
103.  $I_2 + Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6 + \dots$
104.  $I_2 + Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + \dots$
105.  $Br_2 + CoCl_2 + KOH \rightarrow Co(OH)_3 + \dots$
106.  $Cl_2 + NiCl_2 + KOH \rightarrow Ni(OH)_3 + \dots$

**Окислители – ионы металлов**

107.  $FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow FeCl_2 + \dots$
108.  $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + \dots$
109.  $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + \dots$
110.  $HgCl_2 + SnCl_2 \rightarrow Hg + \dots$
111.  $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH \rightarrow K_2[Sn(OH)_6] + Bi + \dots$

**Окислители – оксиды и гидроксиды металлов**

112.  $MnO_2 + HCl \rightarrow Mn^{2+} + \dots$
113.  $MnO_2 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+} + \dots$
114.  $MnO_2 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+} + \dots$
115.  $MnO_2 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+} + Na_2SO_4 + \dots$
116.  $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + PbSO_4 + \dots$
117.  $Ni(OH)_3 + HCl \rightarrow NiCl_2 + \dots$
118.  $Co(OH)_3 + HCl \rightarrow CoCl_2 + \dots$
119.  $PbO_2 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + \dots$

**Окислители – азотная кислота и нитраты**

120.  $Cu + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
121.  $Zn + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
122.  $Sn + HNO_{3(конц.)} \rightarrow H_2SnO_3 + \dots$
123.  $As + HNO_{3(конц.)} \rightarrow H_3AsO_4 + \dots$
124.  $SO_2 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
125.  $C + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
126.  $S + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
127.  $PH_3 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$
128.  $Fe_3O_4 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow \dots$



129.  $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$   
 130.  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$   
 131.  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$   
 132.  $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$   
 133.  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$   
 134.  $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$   
 135.  $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \rightarrow \dots$   
 136.  $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$   
 137.  $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \rightarrow \dots$   
 138.  $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{N}_2 + \dots$   
 139.  $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$   
 140.  $\text{Au} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \dots$   
 141.  $\text{Pt} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \dots$

***Окислитель – концентрированная серная кислота***

142.  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$   
 143.  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots$   
 144.  $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$   
 145.  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$   
 146.  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \dots$   
 147.  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$

***Восстановители – металлы (простые вещества)***

148.  $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \dots$   
 149.  $\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \dots$   
 150.  $\text{Zn} + \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$

**В нижеприведенных уравнениях, не расставляя коэффициенты, определите элементы, атомы которых меняют степень окисления, и укажите вещество – окислитель и вещество – восстановитель.**

151.  $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 152.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 153.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 154.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$   
 155.  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 156.  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 157.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 158.  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 159.  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 160.  $\text{KMnO}_4 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 161.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 162.  $\text{KMnO}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 163.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 164.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 165.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 166.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 167.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

168.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 169.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{NO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 170.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 171.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 172.  $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 173.  $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 174.  $\text{KClO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 175.  $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 176.  $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 177.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
 178.  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 179.  $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 180.  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$

### Варианты заданий к разделу 7

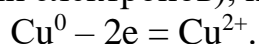
Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	30, 31, 90, 91, 150, 151	16	15, 46, 75, 106, 135, 166
2	29, 32, 89, 92, 149, 152	17	14, 47, 74, 107, 134, 167
3	28, 33, 88, 93, 148, 153	18	13, 48, 73, 108, 133, 168
4	27, 34, 87, 94, 147, 154	19	12, 49, 72, 109, 132, 169
5	26, 35, 86, 95, 146, 155	20	11, 50, 71, 110, 131, 170
6	25, 36, 85, 96, 145, 156	21	10, 51, 70, 111, 130, 171
7	24, 37, 84, 97, 144, 157	22	9, 52, 69, 112, 129, 172
8	23, 38, 83, 98, 143, 158	23	8, 53, 68, 113, 128, 173
9	22, 39, 82, 99, 142, 159	24	7, 54, 67, 114, 127, 174
10	21, 40, 81, 100, 141, 160	25	6, 55, 66, 115, 126, 175
11	20, 41, 80, 101, 140, 161	26	5, 56, 65, 116, 125, 176
12	19, 42, 79, 102, 139, 162	27	4, 57, 64, 117, 124, 177
13	18, 43, 78, 103, 138, 163	28	3, 58, 63, 118, 123, 178
14	17, 44, 77, 104, 137, 164	29	2, 59, 62, 119, 122, 179
15	16, 45, 76, 105, 136, 165	30	1, 60, 61, 120, 121, 180

## Раздел 8. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

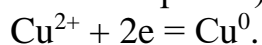
### Понятие об электродном потенциале

Система из двух электрических проводников (электродов), погруженных в электролит, называется **гальваническим элементом**. Электрод – проводник первого рода, погруженный в электролит.

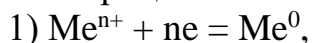
Электрод, на котором происходит реакция окисления (то есть процесс отдачи электронов), называется анодом. Пример анодной реакции:



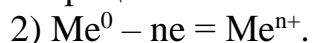
Электрод, на котором протекает реакция восстановления (то есть процесс принятия электронов), называется катодом. Примеры катодной реакции:



Рассмотрим электрохимическую систему, когда металл помещен в раствор электролита, содержащий ионы этого металла. В этом случае могут протекать процесс восстановления:



а также процесс окисления:



В первый момент скорость одного из этих процессов будет выше, чем второго.

Таким образом, на границе двух соприкасающихся фаз возникает скачок потенциала, который называется *электродным потенциалом* ( $E$ ,  $V$ ). Электродный потенциал между двумя фазами определяется переходом заряженных частиц из одной фазы в другую или избирательной адсорбцией заряженных или полярных частиц одной фазы на поверхности другой.

При этом образуется *двойной электрический слой*.

Абсолютные значения электродных потенциалов определить экспериментально и вычислить теоретически не представляется возможным. В связи с этим их определяют, например, по отношению к *стандартному водородному электроду* (СВЭ), потенциал которого условно принят равным нулю.



1) Если преобладает процесс восстановления, то есть процесс принятия электронов ионами металла в растворе, сопровождаемый осаждением атомов этого металла на электроде, то на данном электроде будет накапливаться избыточный положительный заряд. Из раствора к поверхности металла будут подходить отрицательно-заряженные ионы.

2) Если преобладает процесс окисления, то есть процесс отдачи электронов ионами атомами металла, сопровождаемый растворением данного металла, то на данном электроде будет накапливаться избыточный отрицательный заряд. Из раствора к поверхности металла будут подходить положительно-заряженные ионы.

### Факторы, влияющие на значение равновесного электродного потенциала Уравнение Нернста

Потенциал, возникающий на границе металла, погруженного в раствор, содержащий ионы данного металла с концентрацией 1 моль/л при  $T = 298 \text{ K}$  называется стандартным электродным потенциалом. Такие потенциалы измерены для всех металлов и сведены в специальные таблицы (Приложение 6).

Для расчета потенциала металла в нестандартных условиях используют уравнение Нернста. Для металла, погруженного в раствор его соли, условились о следующих допущениях:

1) писать для процесса восстановления независимо от того, в какую сторону сдвинуто равновесие, то есть под знаком логарифма в уравнении Нернста в числителе стоит окисленная форма реагента, в знаменателе – восстановленная;

2) в дробном индексе при  $E$  и  $E^0$  над чертой ставится окисленная форма полуэлемента, под чертой – восстановленная;

3) концентрации твердых веществ и воды в уравнение Нернста не входят. Таким образом, для реакции  $\text{Me}^{n+} + ne = \text{Me}^0$ :

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}},$$

где  $E$  – равновесный потенциал при данных условиях;

$E^0$  – стандартный потенциал;

$R$  – универсальная газовая постоянная (8,31 кДж/кмоль К);

$T$  – температура (К);

$n$  – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе;

$F$  – число Фарадея. (96500 Кл/моль).

При 298 К с учетом перехода от  $\ln$  к  $\lg$  можно записать:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}.$$

1. При какой концентрации ионов  $Ag^+$  в растворе, потенциал серебряного электрода составляет 0,74 В ( $E^0(Ag^+/Ag) = 0,799$  В)?

Потенциал серебряного электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы серебра, может быть описан уравнением Нернста:

$$E(Ag^+/Ag^0) = E^0(Ag^+/Ag^0) + \frac{0,0592}{1} \lg C_{Ag^+}.$$

Откуда концентрация  $Ag^+$  может быть выражена:

$$C_{Ag^+} = 10^{\frac{E(Ag^+/Ag^0) - E^0(Ag^+/Ag^0)}{0,059}} = 10^{\frac{0,74 - 0,799}{0,059}} = 0,1 \text{ М}.$$

### Гальванический элемент

Это устройство, преобразующее энергию химической реакции в электрическую. Простейший гальванический элемент состоит из двух металлических электродов, погруженных в растворы солей этих металлов (см. рисунок). Электроды соединяются посредством проводника первого рода (металлической проволоки), а растворы – проводника второго рода (солевого мостика или электролитического ключа).

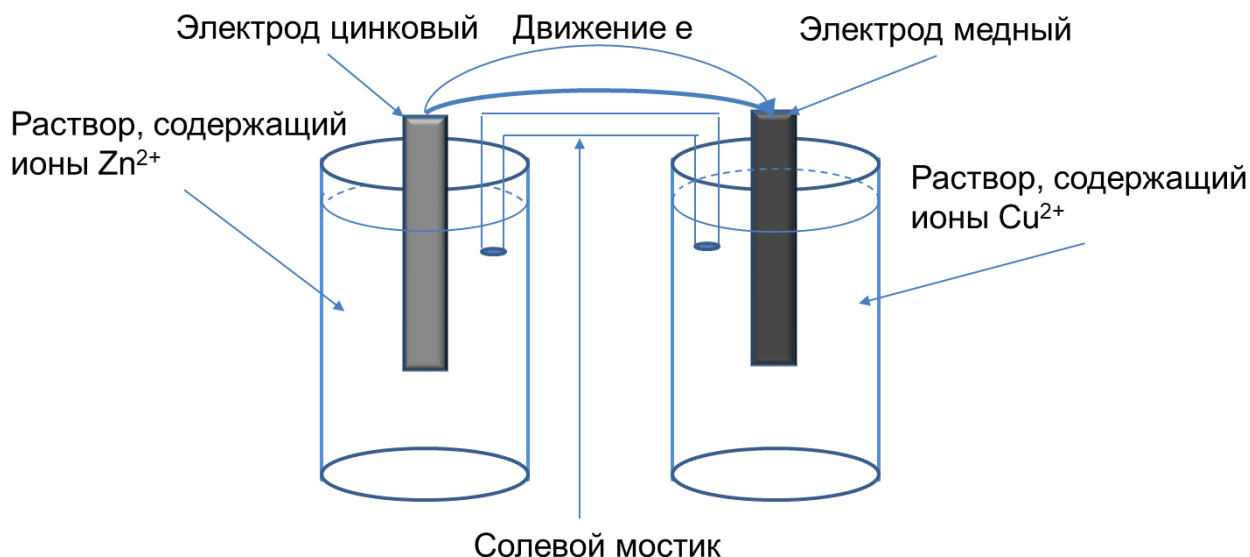


Схема простейшего гальванического элемента

Можно выделить следующие типы гальванических элементов:

1. Нормальный – образован двумя электродами из разных металлов, погруженных в растворы их солей.

2. Концентрационный – образован двумя электродами из одного и того же металла, погруженными в раствор солей с разной концентрацией.
3. Термический – образован двумя электродами из одного и того же металла, нагретыми до разных температур.

Одной из основных характеристик гальванического элемента является его электродвижущая сила (ЭДС). ЭДС работающего гальванического элемента всегда положительная величина. Чтобы найти ЭДС, надо из потенциала катода вычесть потенциал анода:

$$E = E_{\text{кат}} - E_{\text{ан.}}$$

2. *Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, образованного соединением медного и серебряного электродов, погруженных в растворы солей с концентрациями  $C_M(\text{Cu}^{2+}) = 0,01 \text{ M}$  и  $C_M(\text{Ag}^+) = 0,2 \text{ M}$ , соединенных друг с другом электрическим ключом. Напишите уравнения протекающих на электродах процессах и составьте схему гальванического элемента.*

Рассчитаем потенциал каждого электрода в заданных условиях по уравнению Нернста:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) + \frac{0,0592}{2} \lg C_{\text{Cu}^{2+}} = 0,34 + \frac{0,0592}{2} \lg 0,01 = 0,28 \text{ В};$$

$$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) + \frac{0,0592}{1} \lg C_{\text{Ag}^+} = 0,799 + \frac{0,0592}{1} \lg 0,2 = 0,758 \text{ В}.$$

Так как потенциал серебряного электрода выше потенциала медного электрода, то первый будет катодом, второй – анодом. Рассчитаем ЭДС образующегося гальванического элемента:

$$E = E_{\text{кат}} - E_{\text{ан}} = 0,758 - 0,28 = 0,478 \text{ В}.$$

Составим уравнения протекающих процессов:

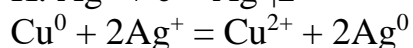
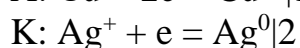
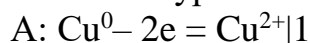


Схема гальванического элемента будет иметь следующий вид:

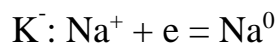
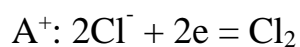
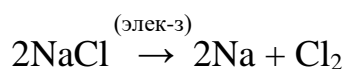


## Электролиз расплавов и водных растворов солей

*Окислительно-восстановительные реакции, протекающие при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита, называются электролизом.* Катионы будут двигаться к отрицательному электроду, катоду, а анионы – к положительному электроду, аноду. При этом на катоде протекают процессы восстановления, а на аноде – процесс окисления (как и в случае гальванического элемента). В зависимости от того, из каких материалов изготовлен положительный электрод, различают *инертные* и *растворимые аноды*.

Инертные аноды могут быть металлические (Pt, Au) и неметаллические (уголь, графит), растворимые аноды из металлов: хрома, никеля, цинка, серебра, меди и т. д.

**Электролиз расплавов солей:** электролизу подвергают расплавы солей бескислородных кислот. На катоде выделяется металл, на аноде – неметалл.



**Электролиз растворов солей:** существует определенная последовательность разряжения ионов на электродах при электролизе водных растворов электролитов, обусловленная значениями электродных потенциалов. На катоде сначала происходит восстановление частиц, имеющих более высокие потенциалы, а на аноде – окисление частиц, имеющих более низкие потенциалы. Удобно разобрать отдельно продукты, выделяющиеся на катоде и на аноде.

*Продукты, образующиеся на катоде, зависят от положения металла, входящего в состав соли, в электрохимическом ряду (табл. 10).*

Таблица 10 – Катодные продукты, образующиеся при электролизе водных растворов солей

Положение металла в электрохимическом ряду	от Li по Al (включительно)	между Al (не входит) и H	за H
Продукт(ы), выделяющиеся на катоде	водород H <sub>2</sub>	металл и водород H <sub>2</sub>	металл
Уравнение полуреакции электрохимического процесса	2H <sub>2</sub> O + 2e = H <sub>2</sub> + 2OH <sup>-</sup>	Zn <sup>2+</sup> + 2e = Zn <sup>0</sup> 2H <sub>2</sub> O + 2e = H <sub>2</sub> + 2OH <sup>-</sup>	Cu <sup>2+</sup> + 2e = Cu <sup>0</sup>

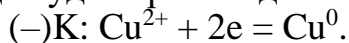
*Продукты, образующиеся на аноде, зависят от материала анода, наличия кислорода в составе соли. (табл. 11).*

Таблица 11 – Анодные продукты, образующиеся при электролизе водных растворов солей

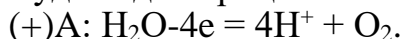
Активный анод (металл с E <sup>0</sup> < + 1,0 В)	Инертный анод (графит; металл с E <sup>0</sup> > + 1,0 В)	
1. Растворение анода при электролизе любого типа солей.	2. Соли бескислородных кислот (кроме фторидов)	3. Соли кислородсодержащих кислот (и фториды)
	На аноде выделяется неметалл	На аноде выделяется кислород из воды
Cu <sup>0</sup> - 2e = Cu <sup>2+</sup>	2Cl <sup>-</sup> - 2e = Cl <sub>2</sub>	2H <sub>2</sub> O - 4e = 4H <sup>+</sup> + O <sub>2</sub>

3. Напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе на инертных электродах водных растворов: а) сульфата меди (II); б) хлорида натрия.

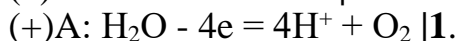
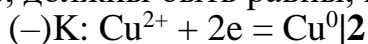
а) медь стоит в электрохимическом ряду правее водорода, то есть имеет положительное значение стандартного электродного потенциала. Поэтому на катоде будет происходить восстановление катионов  $\text{Cu}^{2+}$ :



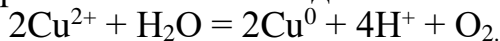
сульфат-ион –  $\text{SO}_4^{2-}$  является остатком кислородсодержащей кислоты, на аноде будет идти процесс окисления воды с выделением кислорода:



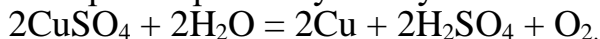
Поскольку количества электронов, принятых на катоде и отданных на аноде, должны быть равны, используем дополнительные множители:



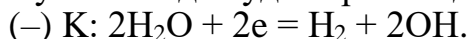
Сложим левые и правые части полуреакций и получим уравнение электролиза в ионном виде:



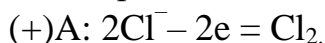
Свяжем имеющиеся катионы с сульфат-ионами, так как последние имеются в растворе и не участвуют в электродных процессах:



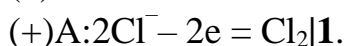
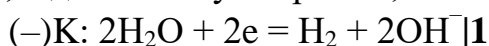
б) натрий стоит в электрохимическом ряду левее алюминия, то есть имеет весьма отрицательное значение стандартного электродного потенциала. Поэтому на катоде будет происходить восстановление воды:



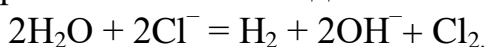
хлорид-ион –  $\text{Cl}^-$  является остатком бескислородной кислоты, на аноде будет идти процесс окисления хлорид-иона до хлора:



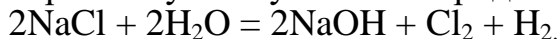
Поскольку количества электронов, принятых на катоде и отданных на аноде, в данном случае равны, можем записать:



Сложим левые и правые части полуреакций и получим уравнение электролиза в ионном виде:



Свяжем имеющиеся анионы с ионами натрия, так как последние имеются в растворе и не участвуют в электродных процессах:





## Задания к разделу 8

### Решите задачи:

Металлический электрод погружен в раствор его соли с определенной концентрацией. Заполните недостающие данные в соответствии с номером варианта, приведите необходимые расчеты:

Номер варианта	Металл	Концентрация ионов металла в растворе, М	Форма нахождения металла в растворе	Равновесный потенциал в данных условиях, В
1	цинк	0,1	Zn <sup>2+</sup>	?
2	медь	?	Cu <sup>2+</sup>	0,219
3	серебро	?	Ag <sup>+</sup>	0,622
4	олово	0,18	Sn <sup>2+</sup>	?
5	свинец	2·10 <sup>-3</sup>	Pb <sup>2+</sup>	?
6	никель	?	Ni <sup>2+</sup>	-0,486
7	кобальт	?	Co <sup>2+</sup>	-0,336
8	марганец	?	Mn <sup>2+</sup>	-1,297
9	кадмий	0,15	Cd <sup>2+</sup>	?
10	железо	2,5·10 <sup>-3</sup>	Fe <sup>2+</sup>	?
11	цинк	?	Zn <sup>2+</sup>	-0,997
12	медь	0,025	Cu <sup>2+</sup>	?
13	серебро	0,06	Ag <sup>+</sup>	?
14	олово	?	Sn <sup>2+</sup>	-0,2304
15	свинец	?	Pb <sup>2+</sup>	-0,3148
16	никель	0,03	Ni <sup>2+</sup>	?
17	кобальт	0,008	Co <sup>2+</sup>	?
18	марганец	5·10 <sup>-3</sup>	Mn <sup>2+</sup>	?
19	кадмий	?	Cd <sup>2+</sup>	-0,5092
20	железо	?	Fe <sup>2+</sup>	-0,7055

21. При какой концентрации ионов меди потенциал медного электрода составит 95 % от величины стандартного электродного потенциала?
22. При какой концентрации Pd<sup>2+</sup> потенциал палладиевого электрода будет на 0,01 В меньше его стандартного электродного потенциала?
23. Во сколько раз надо разбавить 0,2 М раствор сульфата меди(II), чтобы потенциал медного электрода уменьшился в 2 раза?
24. Сколько мл воды надо прилить к 150 мл 0,2 М раствора нитрата серебра, чтобы потенциал серебряного электрода уменьшился на 0,236 В?
25. Во сколько раз надо разбавить 0,1 М раствор сульфата никеля(II), чтобы потенциал никелевого электрода, погруженного в него, стал меньше на 0,1 В стандартного?

26. Медный электрод погружен в 0,2 М раствор сульфата меди(II) объемом 200 мл. Сколько мл воды надо прилить к данному раствору, чтобы потенциал медного электрода снизился на 0,0295 В?
27. Медный электрод погружен в 0,1 М раствор сульфата меди(II) объемом 200 мл. Какую массу сульфата меди(II) следует растворить в данной порции раствора, чтобы потенциал увеличился на 0,0295 В? (Изменением объема раствора при растворении твердого вещества пренебречь.)
28. Во сколько раз надо разбавить 0,1 М раствор нитрата серебра, чтобы потенциал серебряного электрода, погруженного в него, стал меньше на 0,1 В?
29. Серебряный электрод погружен в 0,2 М раствор нитрата серебра объемом 200 мл. Сколько мл воды надо прилить к данному раствору, чтобы потенциал серебряного электрода снизился на 0,0295 В?
30. Медный электрод погружен в 0,1 М раствор сульфата меди(II) объемом 200 мл. В данном растворе растворили 1,6 г сульфата меди(II). Как изменился при этом электродный потенциал? (Изменением объема раствора при растворении твердого вещества пренебречь).

### Схемы гальванических элементов. Расчет ЭДС

31. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием кадмиевого электрода в растворе  $\text{CdCl}_2$ ,  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,01$  моль/л и цинкового электрода в растворе  $\text{ZnCl}_2$ ,  $[\text{Zn}^{2+}] = 2 \cdot 10^{-2}$  моль/л.
32. При какой концентрации ионов  $\text{Cd}^{2+}$  (моль/л) будет равно нулю ЭДС элемента, составленного из железного электрода, погруженного в раствор с концентрацией 0,1 М и кадмиевого электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы  $\text{Cd}^{2+}$ ?
33. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванических пар, для которых указаны концентрации ионов металла в растворе:  $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ ,  $[\text{Ni}^{2+}] = 2 \cdot 10^{-2}$  моль/л, а  $[\text{Pb}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л.
34. Напишите уравнения электродных реакций, составьте схему гальванического элемента и вычислите ЭДС цинково-кадмиевого гальванического элемента, если образующие его электроды погружены в растворы с одинаковыми концентрациями катионов соответствующих металлов. Будет ли зависеть ЭДС гальванического элемента от абсолютных значений концентраций катионов?
35. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС концентрационного элемента, образованного сочетанием цинковых электродов, погруженных в растворы  $\text{ZnSO}_4$  с концентрациями  $4 \cdot 10^{-2}$  и  $3,2 \cdot 10^{-3}$  моль/л.
36. Гальванический элемент образован двумя электродами из одного и того же металла, погруженными в растворы солей данного металла разной концентрации катионов  $\text{Me}^{2+}$ . При каком соотношении концентраций ЭДС будет составлять 0,059 В?

37. Напишите уравнения электродных реакций, составьте схему и вычислите ЭДС серебряно-цинкового гальванического элемента, если образующие его электроды погружены в растворы с концентрацией катионов 0,01 моль/л.
38. Вычислите концентрацию  $[Mn^{2+}]$ , если ЭДС гальванического элемента, образованного соединением марганцевого электрода и никелевого электрода в растворе с концентрацией  $[Ni^{2+}]$  0,005 равна 0,882 В?
39. Вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух электродов одного и того же металла, погруженных в раствор двухвалентной соли этого металла с концентрациями  $Me^{2+}$  0,05 М и 0,00001 М, соответственно. Какой из электродов будет являться катодом, какой – анодом? Составьте схему гальванического элемента.
40. Вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из цинкового и свинцового электродов, погруженных в растворы их солей с концентрациями  $[Zn^{2+}]$  и  $[Pb^{2+}]$  0,2 и 0,012 М? Напишите уравнения протекающих на электродах процессах и составьте схему гальванического элемента.

**Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС, выбрав задание в соответствии с номером варианта. Для всех металлов (кроме серебра) примите заряд иона равный (+2), для серебра – (+1):**

Номер задания	Металл 1	Металл 2	Концентрация катионов металла 1, М	Концентрация катионов металла 2, М
41.	Цинк	Кадмий	0,1	0,2
42.	Кадмий	Никель	0,25	0,0025
43.	Никель	Кобальт	0,16	0,04
44.	Свинец	Цинк	0,08	0,24
45.	Марганец	Серебро	0,15	0,001
46.	Цинк	Медь	0,6	0,006
47.	Медь	Никель	0,16	0,12
48.	Никель	Цинк	0,05	0,025
49.	Олово	Свинец	0,18	0,006
50.	Кадмий	Свинец	0,01	0,002
51.	Никель	Олово	0,1	0,2
52.	Серебро	Медь	0,25	0,0025
53.	Медь	Кобальт	0,16	0,04
54.	Кадмий	Медь	0,08	0,24
55.	Олово	Медь	0,15	0,001
56.	Кобальт	Марганец	0,6	0,006
57.	Серебро	Свинец	0,16	0,12
58.	Медь	Марганец	0,05	0,025
59.	Никель	Олово	0,18	0,006
60.	Кадмий	Марганец	0,01	0,002

## Электролиз растворов и расплавов солей

**Напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе водных растворов следующих солей:**

Номер задания	Соли	Материал электродов
61.	а) NaI; б) Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Pt
62.	а) Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ; б) CuCl <sub>2</sub>	уголь
63.	а) CuSO <sub>4</sub> ; б) CuCl <sub>2</sub>	медь
64.	а) AlCl <sub>3</sub> ; б) NiSO <sub>4</sub>	графит
65.	а) Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ; б) CuBr <sub>2</sub>	Pt
66.	а) AgNO <sub>3</sub> ; б) NaCl	Pt
67.	а) K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ; б) Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	графит
68.	а) AgF; б) Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	уголь
69.	а) Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ; б) KF	Pt
70.	а) Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ; б) NaBr	графит
71.	а) AgNO <sub>3</sub> ; б) Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	уголь
72.	а) Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; б) ZnSO <sub>4</sub>	Pt
73.	а) Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ; б) FeCl <sub>3</sub>	графит
74.	а) KNO <sub>3</sub> ; б) CuCl <sub>2</sub>	уголь
75.	а) Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; б) AgF	Pt
76.	а) LiNO <sub>3</sub> ; б) BaCl <sub>2</sub>	графит
77.	а) NaF; б) CoSO <sub>4</sub>	уголь
78.	а) NiCl <sub>2</sub> ; б) Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Pt
79.	а) K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ; б) Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	графит
80.	а) CuBr <sub>2</sub> ; б) KNO <sub>3</sub>	уголь
81.	а) AgF; б) NiCl <sub>2</sub>	Pt
82.	а) NaBr; б) CoSO <sub>4</sub>	графит
83.	а) LiNO <sub>3</sub> ; б) FeSO <sub>4</sub>	уголь
84.	а) CaCl <sub>2</sub> ; б) Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Pt
85.	а) AgNO <sub>3</sub> ; б) NiSO <sub>4</sub>	графит
86.	а) KI; б) Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	уголь
87.	а) MgCl <sub>2</sub> ; б) Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Pt

88. Есть ли разница в продуктах электролиза растворов и расплавов: а) CuCl<sub>2</sub>; б) NaBr?

89. Каким образом можно электрохимически получить чистый KOH? Приведите уравнение соответствующей реакции.

90. В каком порядке будут восстанавливаться металлы при пропускании электрического тока через раствор, содержащий в равных концентрациях катионы Sn<sup>2+</sup>, Ag<sup>+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>?

### Варианты заданий к разделу 8

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	16, 46, 76	16	15, 45, 75
2	17, 47, 77	17	14, 44, 74
3	18, 48, 78	18	13, 43, 73
4	19, 49, 79	19	12, 42, 72
5	20, 50, 80	20	11, 41, 71
6	21, 51, 81	21	10, 40, 70
7	22, 52, 82	22	9, 39, 69
8	23, 53, 83	23	8, 38, 68
9	24, 54, 84	24	7, 37, 67
10	25, 55, 85	25	6, 36, 66
11	26, 56, 86	26	5, 35, 65
12	27, 57, 87	27	4, 34, 64
13	28, 58, 88	28	3, 33, 63
14	29, 59, 89	29	2, 32, 62
15	30, 62, 90	30	1, 31, 61

## ПРИЛОЖЕНИЕ

### 1. Номенклатура неорганических соединений

#### Традиционные названия оксокислот *p*-элементов III-VI групп и их анионов

Номер группы	$\Xi^{z+}$	Оксокислота (формула, название)	Анион оксокислоты (формула, название)
III	$B^{3+}$	$H_3BO_3$ <i>ортоборная</i> , $HBO_2$ <i>метаборная</i> , $H_2B_4O_7$ <i>тетраборная</i>	$BO_3^{3-}$ ортоборат-, $BO_2^-$ метаборат-, $B_4O_7^{2-}$ тетраборат-
	$Al^{3+}$	$H_3AlO_3$ <i>ортоалюминиевая</i> , $HAIO_2$ <i>метаалюминиевая</i>	$AlO_3^{3-}$ ортоалюминат-, $AlO_2^-$ метаалюминат-
IV	$C^{4+}$	$H_2CO_3$ угольная	$CO_3^{2-}$ карбонат-
	$Si^{4+}$	$H_4SiO_4$ <i>ортокремниевая</i> , $H_2SiO_3$ <i>метакремниевая</i>	$SiO_4^{4-}$ ортосиликат-, $SiO_3^{2-}$ метасиликат-
	$Ge^{4+}$	$H_4GeO_4$ <i>ортогерманиевая</i> , $H_2GeO_3$ <i>метагерманиевая</i>	$GeO_4^{4-}$ ортогерманат-, $GeO_3^{2-}$ метагерманат-
	$Sn^{4+}$	$H_4SnO_4$ <i>ортооловянная</i> , $H_2SnO_3$ <i>метаоловянная</i>	$SnO_4^{4-}$ ортостанат-, $SnO_3^{2-}$ метастанат-
V	$N^{5+}$	$HNO_3$ азотная	$NO_3^-$ нитрат-,
	$P^{5+}$	$H_3PO_4$ <i>ортофосфорная</i> , $HPO_3$ <i>метафосфорная</i> , $H_4P_2O_7$ <i>дифосфорная</i> ,	$PO_4^{3-}$ ортофосфат-, $PO_3^-$ метафосфат-, $P_2O_7^{4-}$ дифосфат-,
	$As^{5+}$	$H_3AsO_4$ <i>ортомышьяковая</i> , $HAsO_3$ <i>метамышьяковая</i>	$AsO_4^{3-}$ ортоарсенат-, $AsO_3^-$ метаарсенат-
	$Sb^{5+}$	$H_3SbO_4$ <i>ортосурьмяная</i> , $HSbO_3$ <i>метасурьмяная</i>	$SbO_4^{3-}$ ортостибат-, (ортостимонат-) $SbO_3^-$ метастибат-, (метастимонат-)
VI	$S^{6+}$	$H_2SO_4$ серная, $H_2S_2O_7$ <i>дисерная</i>	$SO_4^{2-}$ сульфат-, $S_2O_7^{2-}$ дисульфат-
	$Se^{6+}$	$H_2SeO_4$ селеновая	$SeO_4^{2-}$ селенат-
	$Te^{6+}$	$H_6TeO_6$ <i>ортотеллуровая</i> , $H_2TeO_4$ <i>метателлуровая</i>	$TeO_6^{6-}$ ортотеллурат-, $TeO_4^{2-}$ метателлурат-

V	$N^{3+}$	$HNO_2$ азотистая	$NO_2^-$ нитрит-,
	$P^{3+}$	$H_2PHO_3$ фосфористая (фосфоновая)	$PHO_3^{2-}$ фосфит- (фосфонат-)
	$As^{3+}$	$H_3AsO_3$ ортомышьяковистая, $HAsO_2$ метамышьяковистая	$AsO_3^{3-}$ ортоарсенит-, $AsO_2^-$ метаарсенит-
	$Sb^{3+}$	$H_3SbO_3$ ортосурьмянистая, $HSbO_2$ метасурьмянистая	$SbO_3^{3-}$ ортостибит- (ортоантимонит-), $SbO_2^-$ метастибит- (метаантимонит-)
VI	$S^{4+}$	$H_2SO_3$ сернистая $H_2S_2O_5$ дисернистая	$SO_3^{2-}$ сульфит-, $S_2O_5^{2-}$ дисульфит-
	$Se^{4+}$	$H_2SeO_3$ селенистая	$SeO_3^{2-}$ селенит-
	$Te^{4+}$	$H_2TeO_3$ теллуристая	$TeO_3^{2-}$ теллурит-
V	$N^{1+}$	$H_2N_2O_2$ азотноватистая	$N_2O_2^{2-}$ гипонитрит-
	$P^{1+}$	$PH_2O_2$ фосфорноватистая (фосфиновая)	$PH_2O_2^-$ гипофосфит- (фосфинат-)

**Традиционные названия оксокислот р-элементов VII группы (галогенов) и их анионов**

Номер группы	$\Xi^{z+}$	Оксокислота (формула, название)	Анион оксокислоты (формула, название)
VII	$Cl^{7+}$	$HClO_4$ хлорная	$ClO_4^-$ перхлорат-,
	$Br^{7+}$	$HBrO_4$ бромная	$BrO_4^-$ пербромат-,
	$I^{7+}$	$H_5IO_6$ ортоиодная, $HIO_4$ метаиодная	$IO_6^{5-}$ ортопериодат-, $IO_4^-$ метапериодат-
VII	$Cl^{5+}$	$HClO_3$ хлорноватая	$ClO_3^-$ хлорат-,
	$Br^{5+}$	$HBrO_3$ бромноватая	$BrO_3^-$ бромат-,
	$I^{5+}$	$HIO_3$ иодноватая	$IO_3^-$ иодат-
VII	$Cl^{3+}$	$HClO_2$ хлористая	$ClO_2^-$ хлорит-,
	$Br^{3+}$	$HBrO_2$ бромистая	$BrO_2^-$ бромит-,
	$I^{3+}$	$HIO_2$ иодистая	$IO_2^-$ иодит-
VII	$Cl^{1+}$	$HClO$ хлорноватистая	$ClO^-$ гипохлорит-,
	$Br^{1+}$	$HBrO$ бромноватистая	$BrO^-$ гипобромит-,
	$I^{1+}$	$HIO$ иодноватистая	$IO^-$ гипоиодит-

### Традиционные названия оксоанионов *d*-элементов

Номер группы	Элемент	Анион (формула, название)
III	Sc <sup>3+</sup>	ScO <sub>2</sub> <sup>-</sup> скандиат-
IV	Ti <sup>4+</sup> , Zr <sup>4+</sup> , Hf <sup>4+</sup>	TiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> ортотитанат-, TiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> метатитанат- ZrO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> ортоцирконат-, ZrO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> метацирконат- HfO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> ортогафниат-, HfO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> метагафниат-
V	V <sup>5+</sup> , Nb <sup>5+</sup> , Ta <sup>5+</sup>	VO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ванадат- NbO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ниобат- TaO <sub>3</sub> <sup>-</sup> танталат-
VI	Cr <sup>6+</sup> , Mo <sup>6+</sup> , W <sup>6+</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> хромат-, Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> дихромат- MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> молибдат- WO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> вольфрамат-
	Cr <sup>3+</sup>	CrO <sub>2</sub> <sup>-</sup> метахромит-
VII	Mn <sup>7+</sup> , Tc <sup>7+</sup> , Re <sup>7+</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> перманганат- TcO <sub>4</sub> <sup>-</sup> пертехнециат- ReO <sub>4</sub> <sup>-</sup> перренат-
	Mn <sup>6+</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> манганат-
	Mn <sup>4+</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> ортоманганит-, MnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> метаманганит-
VIII	Fe <sup>6+</sup> , Ru <sup>6+</sup>	FeO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> феррат- RuO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> рутенат-
	Fe <sup>3+</sup>	FeO <sub>2</sub> <sup>-</sup> феррит-
I	Cu <sup>3+</sup>	CuO <sub>2</sub> <sup>-</sup> купрат-
II	Zn <sup>2+</sup>	ZnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> цинкат-



## 2. Плотности водных растворов некоторых веществ

### Плотность растворов серной кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0051	26	1,1862	51	1,4049	76	1,6810
2	1,0118	27	1,1942	52	1,4148	77	1,6927
3	1,0184	28	1,2023	53	1,4248	78	1,7043
4	1,0250	29	1,2104	54	1,4350	79	1,7158
5	1,0317	30	1,2185	55	1,4453	80	1,7272
6	1,0385	31	1,2267	56	1,4557	81	1,7383
7	1,0453	32	1,2349	57	1,4662	82	1,7491
8	1,0522	33	1,2432	58	1,4768	83	1,7594
9	1,0591	34	1,2515	59	1,4875	84	1,7693
10	1,0661	35	1,2599	60	1,4983	85	1,7786
11	1,0731	36	1,2684	61	1,5091	86	1,7872
12	1,0802	37	1,2769	62	1,5200	87	1,7951
13	1,0874	38	1,2855	63	1,5310	88	1,8022
14	1,0947	39	1,2941	64	1,5421	89	1,8087
15	1,1020	40	1,3028	65	1,5533	90	1,8144
16	1,1094	41	1,3116	66	1,5646	91	1,8195
17	1,1168	42	1,3205	67	1,5760	92	1,8240
18	1,1243	43	1,3294	68	1,5874	93	1,8279
19	1,1318	44	1,3384	69	1,5989	94	1,8312
20	1,1394	45	1,3476	70	1,6105	95	1,8337
21	1,1471	46	1,3569	71	1,6221	96	1,8355
22	1,1548	47	1,3663	72	1,6338	97	1,8364
23	1,1626	48	1,3758	73	1,6456	98	1,8361
24	1,1704	49	1,3854	74	1,6574	99	1,8342
25	1,1783	50	1,3951	75	1,6692	100	1,8305

**Плотность растворов азотной кислоты (HNO<sub>3</sub>)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0036	26	1,1534	51	1,316	76	1,4375
2	1,0091	27	1,1600	52	1,3219	77	1,4413
3	1,0146	28	1,1666	53	1,3278	78	1,4450
4	1,0201	29	1,1733	54	1,3336	79	1,4486
5	1,0256	30	1,1800	55	1,3393	80	1,4521
6	1,0312	31	1,1867	56	1,3449	81	1,4555
7	1,0369	32	1,1934	57	1,3505	82	1,4589
8	1,0427	33	1,2002	58	1,3560	83	1,4622
9	1,0480	34	1,2071	59	1,3614	84	1,4655
10	1,0543	35	1,2140	60	1,3667	85	1,4686
11	1,0602	36	1,2205	61	1,3719	86	1,4716
12	1,0661	37	1,2270	62	1,3769	87	1,4745
13	1,0721	38	1,2335	63	1,3818	88	1,4773
14	1,0781	39	1,2399	64	1,3866	89	1,4800
15	1,0842	40	1,2463	65	1,3913	90	1,4826
16	1,0903	41	1,2527	66	1,3959	91	1,4850
17	1,0964	42	1,2591	67	1,4004	92	1,4873
18	1,1026	43	1,2655	68	1,4048	93	1,4892
19	1,1088	44	1,2719	69	1,4091	94	1,4912
20	1,1150	45	1,2783	70	1,4134	95	1,4932
21	1,1213	46	1,2847	71	1,4176	96	1,4952
22	1,1276	47	1,2911	72	1,4218	97	1,4974
23	1,1340	48	1,2975	73	1,4258	98	1,5008
24	1,1404	49	1,3040	74	1,4298	99	1,5056
25	1,1469	50	1,3100	75	1,4337	100	1,5129

**Плотность растворов ортофосфорной кислоты (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0038	9	1,0476	17	1,0946	25	1,1462
2	1,0092	10	1,0532	18	1,1008	26	1,1529
3	1,0146	11	1,0590	19	1,1071	27	1,1597
4	1,0200	12	1,0647	20	1,1134	28	1,1665
5	1,0255	13	1,0705	21	1,1199	29	1,1735
6	1,0309	14	1,0764	22	1,1263	30	1,1805
7	1,0365	15	1,0824	23	1,1329	35	1,216
8	1,0420	16	1,0884	24	1,1395	40	1,254

**Плотность растворов соляной кислоты (HCl)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0032	10	1,0474	19	1,0929	28	1,1392
2	1,0082	11	1,0524	20	1,0980	29	1,1443
3	1,0132	12	1,0574	21	1,1032	30	1,1493
4	1,0181	13	1,0625	22	1,1083	31	1,1543
5	1,0230	14	1,0675	23	1,1135	32	1,1593
6	1,0279	15	1,0726	24	1,1187	33	1,1642
7	1,0328	16	1,0776	25	1,1239	34	1,1691
8	1,0376	17	1,0827	26	1,1290	35	1,1740
9	1,0425	18	1,0878	27	1,1341	36	1,1789

**Плотность растворов аммиака (NH<sub>3</sub>)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	0,9939	7	0,9690	13	0,9465	19	0,9262
2	0,9895	8	0,9651	14	0,9430	20	0,9229
3	0,9853	9	0,9613	15	0,9396	21	0,9196
4	0,9811	10	0,9575	16	0,9362	22	0,9164
5	0,9770	11	0,9538	17	0,9328	23	0,9132
6	0,9730	12	0,9501	18	0,9295	24	0,9101

**Плотность растворов гидроксида натрия (NaOH)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0095	13	1,1420	25	1,2739	37	1,4001
2	1,0207	14	1,1530	26	1,2848	38	1,4101
3	1,0318	15	1,1641	27	1,2956	39	1,4201
4	1,0428	16	1,1751	28	1,3064	40	1,4300
5	1,0538	17	1,1862	29	1,3172	41	1,4397
6	1,0648	18	1,1972	30	1,3279	42	1,4494
7	1,0758	19	1,2082	31	1,3385	43	1,4590
8	1,0869	20	1,2191	32	1,3490	44	1,4685
9	1,0979	21	1,2301	33	1,3593	45	1,4779
10	1,1089	22	1,2411	34	1,3696	46	1,4873
11	1,1199	23	1,2520	35	1,3798	47	1,4969
12	1,1309	24	1,2629	36	1,3900	48	1,5065

**Плотность растворов гидроксида калия (KOH)**

%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>	%	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,0074	13	1,1187	25	1,2364	37	1,3629
2	1,0165	14	1,1283	26	1,2466	38	1,3738
3	1,0257	15	1,1379	27	1,2567	39	1,3848
4	1,0348	16	1,1475	28	1,2669	40	1,3959
5	1,0440	17	1,1572	29	1,2774	41	1,4071
6	1,0531	18	1,1669	30	1,2879	42	1,4183
7	1,0624	19	1,1766	31	1,2985	43	1,4296
8	1,0717	20	1,1864	32	1,3091	44	1,4409
9	1,0811	21	1,1963	33	1,3197	45	1,4524
10	1,0904	22	1,2062	34	1,3304	46	1,4639
11	1,0998	23	1,2162	35	1,3412	47	1,4755
12	1,1092	24	1,2263	36	1,352	48	1,4871

### 3. Термодинамические свойства неорганических веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$ , кДж/моль	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/(моль·К)	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$ , кДж/моль	Вещество	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$ , кДж/ моль	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/(моль· К)	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$ , кДж/моль
(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
Ag(к)	0	42,55	0	AlBr <sub>3(к)</sub>	-513,38	180,25	-490,6
Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4(к)</sub>	-634	276	-545	Al <sub>4</sub> C <sub>3(к)</sub>	-208	89	-196
AgBr(к)	-100,42	107,11	-97,02	AlCl <sub>3(к)</sub>	-704,17	109,29	-628,58
AgBrO <sub>3(к)</sub>	-8	152	74	AlF <sub>3(к)</sub>	-1510,42	66,48	-1431,15
AgCN(к)	146	107	157	Al <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1675,69	50,92	-1582,27
AgCl(к)	-126,78	96,23	-109,54	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(к)</sub>	-3441,8	239,2	-3100,87
AgClO <sub>3(к)</sub>	-22	150	71	AlH <sub>3(к)</sub>	-12	30	46
AgClO <sub>4(к)</sub>	-32	162	88	AlI <sub>3(к)</sub>	-308	190	-304
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4(к)</sub>	-725	218	-635	AlN(к)	-318	20	-287
AgI(к)	-61,92	115,48	-66,35	Al <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1675	51	-1582
AgIO <sub>3(к)</sub>	-169	149	-92	Al(OH) <sub>3(к)</sub>	-1295	70	-1157
AgF(к)	-206	84	-188	AlPO <sub>4(к)</sub>	-1734	91	-1618
AgN <sub>3(к)</sub>	309	99	378	Al <sub>2</sub> S <sub>3(к)</sub>	-509	96	-492
AgNO <sub>2(к)</sub>	-45	128	19	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(к)</sub>	-3441	239	-3100
AgNO <sub>3(к)</sub>	-124,52	140,92	-33,6	As(к)	0	35,61	0
Ag <sub>2</sub> O(к)	-30,54	121,75	-10,9	AsBr <sub>3(к)</sub>	-193	159	-162
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4(к)</sub>	-990	258	-894	AsCl <sub>3(ж)</sub>	-305,01	216,31	-259,16
Ag <sub>2</sub> S(к)	-31,8	143,51	-39,7	AsF <sub>3(ж)</sub>	-957	181	-910
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4(к)</sub>	-715,88	200	-618,36	AsF <sub>5(г)</sub>	-1238	353	-1181
Al(к)	0	28,33	0	AsH <sub>3(г)</sub>	66	223	69
AsI <sub>3(к)</sub>	-80	164	-66	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-992,07	213,8	-797,23
As <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-666	117	-588	BaO(к)	-553,54	70,29	-525,84
As <sub>2</sub> O <sub>5(к)</sub>	-921,32	105,44	-478,69	BaO <sub>2(к)</sub>	-644	78	-588
As <sub>2</sub> S <sub>3(к)</sub>	-96	164	-95	Ba(OH) <sub>2(к)</sub>	-943,49	100,83	-855,42
Au(к)	0	47,4	0	Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-3960	356	-3743
AuBr(к)	-14	98	-6	BaS(г)	64	249	18
AuBr <sub>3(к)</sub>	-54	155	-18	BaS(к)	-442	78	-437
AuCl(к)	-35	108	-20	BaSO <sub>3(к)</sub>	-1030	121	-947
AuCl <sub>3(к)</sub>	-118	152	-49	BaSO <sub>4(к)</sub>	-1458,88	132,21	-1348,43
AuF <sub>3(к)</sub>	-368	113	-297	BaSe(к)	-364	91	-360

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
AuI <sub>(к)</sub>	1	111	-1	BaTe <sub>(к)</sub>	-314	57	-298
Au <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-3	134	77	Be <sub>(к)</sub>	0	9,54	0
B <sub>(к)</sub>	0	5,86	0	BeBr <sub>2(к)</sub>	-368	121	-356
BBr <sub>3(ж)</sub>	-239	230	-238	BeCl <sub>2(к)</sub>	-491	83	-446
BCl <sub>3(ж)</sub>	-427	206	-387	BeF <sub>2(к)</sub>	-1035	53	-987
BF <sub>3(г)</sub>	-1136,58	254,01	-1119,93	BeI <sub>2(к)</sub>	-212	130	-213
BH <sub>3(г)</sub>	92	188	96	Be <sub>3</sub> N <sub>2(к)</sub>	-589	50	-538
BI <sub>3(к)</sub>	-37	200	-43	BeO <sub>(к)</sub>	-598,73	14,14	-569,54
BN <sub>(к)</sub>	-254	15	-228	Be(OH) <sub>2(к)</sub>	-905	53	-818
B <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1270,43	53,84	-1191,29	BeS <sub>(к)</sub>	-235	34	-233
B(OH) <sub>3(г)</sub>	-1013	303	-951	BeSO <sub>4(к)</sub>	-1200,81	77,97	-1089,45
B(OH) <sub>3(к)</sub>	-1094	89	-969	BeSeO <sub>4(к)</sub>	-947	-	-
BP <sub>(к)</sub>	-101	27	-95	Bi <sub>(к)</sub>	0	56,9	0
B <sub>2</sub> S <sub>3(к)</sub>	-239	106	-238	BiBr <sub>3(к)</sub>	-259	-	-
Ba <sub>(к)</sub>	0	60,67	0	BiCl <sub>3(к)</sub>	-378	172	-313
BaBr <sub>2(к)</sub>	-751	149	-732	BiClO <sub>(к)</sub>	-369	103	-319
BaCO <sub>3(к)</sub>	-1210,85	112,13	-1132,77	BiF <sub>3(к)</sub>	-904	-	-
BaCl <sub>2(к)</sub>	-859,39	123,64	-811,71	BiI <sub>3(к)</sub>	-174	234	-175
Ba(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-755	234	-557	Bi <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-570,7	151,46	-490,23
Ba(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-789	255	-536	Bi(OH) <sub>3(к)</sub>	-715	118	-583
BaCrO <sub>4(к)</sub>	-1426	156	-1325	Bi <sub>2</sub> S <sub>3(к)</sub>	-156	200	-153
BaH <sub>2(к)</sub>	-190	63	-152	Bi <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(к)</sub>	-2554	-	-
BaI <sub>2(к)</sub>	-610	167	-607	Bi <sub>2</sub> Se <sub>3(к)</sub>	-140	217	-133
Bi <sub>2</sub> Te <sub>3(к)</sub>	-79	251	-75	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	-3114,57	189,54	-2811,81
Br <sub>2(ж)</sub>	0	152,21	0	CaI <sub>2(к)</sub>	-538	145	-534
C <sub>(к)</sub> алмаз	1,83	2,37	2,83	Ca(IO <sub>3</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-1008	230	-846
C <sub>(к)</sub> графит	0	5,74	0	CaMoO <sub>4(к)</sub>	-1546	123	-1439
CBr <sub>4(г)</sub>	83	358	69	Ca <sub>3</sub> N <sub>2(к)</sub>	-432	105	-369
CCl <sub>4(ж)</sub>	-135	216	-65	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-938,76	193,3	-743,49
CCl <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	-221	284	-207	CaO <sub>(к)</sub>	-635,09	38,07	-603,46
CCl <sub>2</sub> O <sub>(ж)</sub>	-244	197	-204	Ca(OH) <sub>2(к)</sub>	-985,12	83,39	-897,52
CF <sub>4(г)</sub>	-933	262	-888	Ca <sub>3</sub> P <sub>2(к)</sub>	-494	-	-
Cl <sub>4(г)</sub>	307	392	261	Ca <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7(к)</sub>	-3333	189	-3126
C <sub>2</sub> N <sub>2(г)</sub>	309	244	297	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	-4120,82	235,98	-3884,9
CO <sub>(г)</sub>	-110,53	197,55	-137,15	CaS <sub>(к)</sub>	-476,98	56,61	-471,93

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
CO <sub>2(г)</sub>	-393,51	213,66	-394,37	CaSO <sub>4(к)</sub>	-1436,28	106,69	-1323,9
COCl <sub>2(г)</sub>	-219,5	283,64	-205,31	CaSiO <sub>3(к)</sub>	-1635	82	-1550
COF <sub>2(г)</sub>	-635	258	-619	CaWO <sub>4(к)</sub>	-1641	126	-1534
COS <sub>(г)</sub>	-141,7	231,53	-168,94	Cd <sub>(к)</sub>	0	51,76	0
CS <sub>(г)</sub>	230	210	179	Cd <sub>3</sub> As <sub>2(к)</sub>	-42	207	-36
CS <sub>2(ж)</sub>	88,7	151,04	64,41	CdBr <sub>2(к)</sub>	-316	139	-297
CS <sub>2(г)</sub>	116,7	237,77	66,55	CdCO <sub>3(к)</sub>	-754	97	-674
Ca <sub>(к)</sub>	0	41,63	0	CdCl <sub>2(к)</sub>	-390,79	115,27	-343,24
CaBr <sub>2(к)</sub>	-674	134	-656	CdF <sub>2(к)</sub>	-700	89	-651
CaC <sub>2(к)</sub>	-59,83	69,96	-64,85	CdI <sub>2(к)</sub>	-206	161	-204
CaCO <sub>3(к)</sub>	-1206,83	91,71	-1128,35	CdO <sub>(к)</sub>	-258,99	54,81	-229,33
CaC <sub>2</sub> O <sub>4(к)</sub>	-1352	-	-	Cd(OH) <sub>2(к)</sub>	-563	88	-474
CaCl <sub>2(к)</sub>	-795,92	108,37	-749,34	CdS <sub>(к)</sub>	-156,9	71,13	-153,16
Ca(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-725	-	-	CdSO <sub>4(к)</sub>	-934,41	123,05	-823,88
CaCrO <sub>4(к)</sub>	-1379	134	-1277	CdSe <sub>(к)</sub>	-136	97	-137
CaF <sub>2(г)</sub>	-779	274	-788	CdTe <sub>(к)</sub>	-108	92	-98
CaF <sub>2(к)</sub>	-1220,89	68,45	-1168,46	Cl <sub>2(г)</sub>	0	222,98	0
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-2344	155	-2152	ClO <sub>2(г)</sub>	104,6	257,02	122,34
Cl <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	75,73	266,23	93,4	Co <sub>(к)</sub>	0	30,04	0
CoSO <sub>4(к)</sub>	-867,76	113,39	-760,83	HCN <sub>(г)</sub>	132	201,71	121,58
Cr <sub>(к)</sub>	0	23,64	0	HCl <sub>(г)</sub>	-92,31	186,79	-95,3
CrCl <sub>3(к)</sub>	-556,47	123,01	-486,37	HF <sub>(г)</sub>	-273,3	173,67	-275,41
CrO <sub>3(к)</sub>	-590,36	73,22	-513,44	HI <sub>(г)</sub>	26,36	206,48	1,58
Cr <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1140,56	81,17	-1058,97	HNO <sub>3(ж)</sub>	-173	156,16	-79,9
Cs <sub>(к)</sub>	0	84,35	0	H <sub>2</sub> O <sub>(ж)</sub>	-285,83	69,95	-237,23
CsCl <sub>(к)</sub>	-442,83	101,18	-414,61	H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	-241,81	188,72	-228,61
CsI <sub>(к)</sub>	-336,81	125,52	-331,77	H <sub>2</sub> O <sub>2(ж)</sub>	-187,86	109,6	-120,52
CsOH <sub>(к)</sub>	-406,68	77,82	-354,71	H <sub>2</sub> S <sub>(г)</sub>	-20,6	205,7	-33,5
Cu <sub>(к)</sub>	0	33,14	0	H <sub>2</sub> SO <sub>4(ж)</sub>	-813,99	156,9	-690,14
CuCl <sub>(к)</sub>	-137,24	87,02	-120,06	H <sub>3</sub> PO <sub>4(ж)</sub>	-1266,9	200,83	-1134
CuCl <sub>2(к)</sub>	-205,85	108,07	-161,71	Hg <sub>(ж)</sub>	0	75,9	0
CuO <sub>(к)</sub>	-162	42,63	-134,2	HgBr <sub>2(к)</sub>	-169,45	170,31	-152,22
CuS <sub>(к)</sub>	-53,14	66,53	-53,58	HgCl <sub>2(к)</sub>	-228,24	140,02	-180,9
CuSO <sub>4(к)</sub>	-770,9	109,2	-661,79	HgI <sub>2(к)</sub>	-105,44	184,05	-103,05
Cu <sub>2</sub> O <sub>(к)</sub>	-173,18	92,93	-150,56	HgO <sub>(к) красн</sub>	-90,88	70,29	-58,66

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$\text{Cu}_2\text{S}_{(к)}$	-79,5	120,92	-86,27	$\text{HgS}_{(к)}$ красн	-58,99	82,42	-51,42
$\text{F}_{2(г)}$	0	202,67	0	$\text{Hg}_2\text{Br}_{2(к)}$	-207,07	217,7	-181,35
$\text{Fe}_{(к)}$	0	27,15	0	$\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(к)}$	-265,06	192,76	-210,81
$\text{FeCO}_{3(к)}$	-738,15	95,4	-665,09	$\text{In}_{(к)}$	0	57,82	0
$\text{FeO}_{(к)}$	-264,85	60,75	-244,3	$\text{In}_2\text{O}_{3(к)}$	-925,92	107,95	-831,98
$\text{FeS}_{(к)}$	-100,42	60,29	-100,78	$\text{In}_2(\text{SO}_4)_3(к)$	-2725,5	302,08	-2385,87
$\text{FeSO}_{4(к)}$	-927,59	107,53	-819,77	$\text{K}_{(к)}$	0	64,18	0
$\text{FeS}_{2(к)}$	-177,4	52,93	-166,05	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2(к)$	-2465	204,5	-2235
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)}$	-822,16	87,45	-740,34	$\text{K}[\text{BF}_4]_{(к)}$	-1886	157	-1791
$\text{Fe}_3\text{O}_{4(к)}$	-1117,13	146,19	-1014,17	$\text{KBr}_{(к)}$	-393,8	95,94	-380,6
$\text{H}_{2(г)}$	0	130,52	0	$\text{KCl}_{(к)}$	-436,68	82,55	-408,93
$\text{HBr}_{(г)}$	-36,38	198,58	-53,43	$\text{KClO}_{3(к)}$	-391,2	142,97	-289,8
$\text{Hg}_2\text{SO}_{4(к)}$ красн	-744,65	200,71	-627,51	$\text{KClO}_4(к)$	-430,12	151,04	-300,58
$\text{I}_{2(к)}$	0	116,14	0	$\text{KI}_{(к)}$	-327,9	106,4	-323,18
$\text{KMnO}_{4(к)}$	-828,89	171,54	-729,14	$\text{NaI}_{(к)}$	-287,86	98,32	-284,59
$\text{KNO}_{3(к)}$	-492,46	132,88	-392,75	$\text{NaNO}_{3(к)}$	-466,7	116,5	-365,97
$\text{KOH}_{(к)}$	-424,72	79,28	-379,22	$\text{NaOH}_{(к)}$	-426,35	64,43	-380,29
$\text{K}_2\text{CO}_{3(к)}$	-1150,18	155,52	-1064,87	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7(к)$	-3276,7	189,5	-3081,8
$\text{K}_2\text{CrO}_{4(к)}$	-1385,74	200	-1277,84	$\text{Na}_2\text{CO}_{3(к)}$	-1130,8	138,8	-1048,2
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(к)$	-2067,27	291,21	-1887,85	$\text{NaH}_2\text{PO}_4(к)$	-1544,9	127,57	-1394,24
$\text{K}_2\text{SO}_{4(к)}$	-1433,69	175,56	-1316,04	$\text{Na}_2\text{HPO}_4(к)$	-1754,8	150,6	-1615,25
$\text{Li}_{(к)}$	0	28,24	0	$\text{Na}_2\text{O}_{(к)}$	-417,98	75,06	-379,26
$\text{Li}[\text{BH}_4]_{(к)}$	-191	76	-125	$\text{Na}_2\text{O}_2(к)$	-513,21	94,81	-449,81
$\text{LiCl}_{(к)}$	-408,27	59,3	-384,3	$\text{Na}_2\text{S}_{(к)}$	-374,47	79,5	-358,13
$\text{LiNO}_{3(к)}$	-482,33	71,13	-374,92	$\text{Na}_2\text{SO}_{3(к)}$	-1089,4	146,02	-1001,21
$\text{LiOH}_{(к)}$	-484,67	42,78	-439	$\text{Na}_2\text{SO}_{4(к)}$	-1387,2	149,62	-1269,5
$\text{Li}_2\text{CO}_{3(к)}$	-1216	90,16	-1132,67	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(к)$	-1117,1	225	-1043
$\text{Li}_2\text{SO}_{4(к)}$	-1435,86	114	-1321,28	$\text{Na}_2\text{SiF}_6(к)$	-2849,7	214,64	-2696,29
$\text{Mg}_{(к)}$	0	32,68	0	$\text{Na}_2\text{SiO}_3(к)$	-1561,4	113,76	-1467,5
$\text{MgCO}_{3(к)}$	-1095,8	65,1	-1012,1	$\text{Na}_3\text{PO}_4(к)$	-1924,6	224,68	-1811,31
$\text{MgCl}_{2(к)}$	-644,8	89,54	-595,3	$\text{Ni}_{(к)}$	0	29,87	0
$\text{MgO}_{(к)}$	-601,49	27,07	-569,27	$\text{NiCl}_{2(к)}$	-304,18	98,07	-258,03
$\text{Mg}(\text{OH})_2(к)$	-924,66	63,18	-833,75	$\text{NiO}_{(к)}$	-239,74	37,99	-211,6
$\text{MgSO}_{4(к)}$	-1287,4	91,55	-1173,2	$\text{NiS}_{(к)}$	-79,5	52,97	-76,87
$\text{Mn}_{(к)}$	0	32,01	0	$\text{NiSO}_{4(к)}$	-873,49	103,85	-763,7



(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
MnCO <sub>3(к)</sub>	-881,66	109,54	-811,4	O <sub>2(г)</sub>	0	205,04	0
MnCl <sub>2(к)</sub>	-481,16	118,24	-440,41	O <sub>3(г)</sub>	142,26	238,82	162,76
MnO <sub>(к)</sub>	-385,1	61,5	-363,34	P <sub>(к) белый</sub>	0	41,09	0
MnO <sub>2(к)</sub>	-521,49	53,14	-466,68	P <sub>(к) красный</sub>	-17,45	22,8	-12
MnS <sub>(к)</sub>	-214,35	80,75	-219,36	PCl <sub>5(к)</sub>	-445,89	170,8	-318,36
Mn <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-957,72	110,46	-879,91	P <sub>2</sub> O <sub>5(к)</sub>	-1507,2	140,3	-1371,7
Mn <sub>3</sub> O <sub>4(к)</sub>	-1387,6	154,81	-1282,9	Pb <sub>(к)</sub>	0	64,81	0
Mo <sub>(к)</sub>	0	28,62	0	PbBr <sub>2(к)</sub>	-282,42	161,75	-265,94
N <sub>2(г)</sub>	0	191,5	0	PbCO <sub>3(к)</sub>	-699,56	130,96	-625,87
NH <sub>3(ж)</sub>	-69,87	-	-	PbCl <sub>2(к)</sub>	-359,82	135,98	-314,56
NH <sub>3(г)</sub>	-45,94	192,66	-16,48	PbI <sub>2(к)</sub>	-175,23	175,35	-173,56
NH <sub>4</sub> Al(SO <sub>4</sub> ) <sub>2(к)</sub>	-2353,5	216,31	-2039,8	PbO <sub>(к) Желт.</sub>	-217,61	68,7	-188,20
NH <sub>4</sub> Cl <sub>(к)</sub>	-314,22	95,81	-203,22	PbO <sub>(к) красный</sub>	-219,28	66,11	-189,1
NH <sub>4</sub> NO <sub>3(к)</sub>	-365,43	151,04	-183,93	PbO <sub>2(к)</sub>	-276,56	71,92	-217,55
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4(к)</sub>	-1180,3	220,08	-901,53	Pb <sub>3</sub> O <sub>4(к)</sub>	-723,41	211,29	-606,17
NO <sub>(г)</sub>	91,26	210,64	87,58	PbS <sub>(к)</sub>	-100,42	91,21	-98,77
NOCl <sub>(г)</sub>	52,59	263,5	66,37	PbSO <sub>4(к)</sub>	-920,48	148,57	-813,67
NO <sub>2(г)</sub>	34,19	240,06	52,29	Pt <sub>(к)</sub>	0	41,55	0
N <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	82,01	219,83	104,12	PtCl <sub>2(к)</sub>	-106,69	219,79	-93,35
N <sub>2</sub> O <sub>4(г)</sub>	11,11	304,35	99,68	PtCl <sub>4(к)</sub>	-229,28	267,88	-163,8
N <sub>2</sub> O <sub>5(г)</sub>	13,3	355,65	117,14	S <sub>(к) ромб</sub>	0	31,92	0
Na <sub>(к)</sub>	0	51,21	0	SO <sub>2(г)</sub>	-296,9	248,07	-300,21
NaAlO <sub>2(к)</sub>	-1133	70,29	-1069,2	SO <sub>3(г)</sub>	-395,85	256,69	-371,17
Na[BF <sub>4</sub> ] <sub>(к)</sub>	-1845	120	-1743	Sb <sub>(к)</sub>	0	45,69	0
NaBr <sub>(к)</sub>	-361,41	86,82	-349,34	SbCl <sub>3(к)</sub>	-381,16	183,26	-322,45
NaCl <sub>(к)</sub>	-411,12	72,13	-384,13	Sb <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-715,46	132,63	-636,06
NaF <sub>(к)</sub>	-573,63	51,3	-543,46	Se <sub>(к)</sub>	0	42,44	0
NaHCO <sub>3(к)</sub>	-947,3	102,1	-849,65	Si <sub>(к)</sub>	0	18,83	0
SiCl <sub>4(ж)</sub>	-687,85	239,74	-620,75	Ti <sub>(к)</sub>	0	30,63	0
SiF <sub>4(г)</sub>	-1614,9	282,38	-1572,6	TiCl <sub>4(ж)</sub>	-804,1	252,4	-737,32
SiH <sub>4(г)</sub>	34,73	204,56	57,18	TiO <sub>2(к) рутил</sub>	-944,7	50,33	-889,49
SiO <sub>2(к) кварц</sub>	-910,94	41,84	-856,67	TiO <sub>2(к) анатаз</sub>	-933	49,92	-877,65
Sn <sub>(к) белый</sub>	0	51,55	0	U <sub>(к)</sub>	0	50,29	0
SnCl <sub>2(к)</sub>	-330,95	131,8	-288,4	UF <sub>4(к)</sub>	-1910	151,67	-1819,7

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
SnCl <sub>4(ж)</sub>	-528,86	258,99	-457,74	UF <sub>6(к)</sub>	-2188	227,61	-2059,8
SnO <sub>(к)</sub>	-285,98	56,48	-256,88	UO <sub>2(к)</sub>	-1085	77,82	-1032
SnO <sub>2(к)</sub>	-580,74	52,3	-519,83	Zn <sub>(к)</sub>	0	41,63	0
SnS <sub>(к)</sub>	-110,17	76,99	-108,24	ZnCO <sub>3(к)</sub>	-812,5	80,33	-730,66
Sr <sub>(к)</sub>	0	55,69	0	ZnCl <sub>2(к)</sub>	-415	111,46	-369,39
SrO <sub>(к)</sub>	-592,04	54,39	-562,1	ZnO <sub>(к)</sub>	-348,1	43,51	-318,1
SrSO <sub>4(к)</sub>	-1444,7	117,57	-1332,4	ZnS <sub>(к)</sub>	-205,2	57,66	-200,44
Te <sub>(к)</sub>	0	49,5	0	ZnSO <sub>4(к)</sub>	-981,3	110,54	-870,12
TeCl <sub>4(к)</sub>	-323,84	200,83	-236	Zn(OH) <sub>2(к)</sub>	-645,4	76,99	-555,92
TeF <sub>6(г)</sub>	-1369	335,89	-1273,1	Zr <sub>(к)</sub>	0	38,99	0
TeO <sub>2(к)</sub>	-323,42	74,06	-269,61	ZrCl <sub>4(к)</sub>	-979,7	181,42	-889,27

#### 4. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
Азотистая кислота (HNO <sub>2</sub> )	4,0·10 <sup>-4</sup>		
Аммиака гидрат (NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O)	1,8·10 <sup>-5</sup>		
Бромноватистая кислота (HBrO)	2,1·10 <sup>-9</sup>		
Иодноватистая кислота (HIO)	2,3·10 <sup>-11</sup>		
Метакремниевая кислота (H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> )	2,2·10 <sup>-10</sup>	1,6·10 <sup>-12</sup>	
Муравьиная кислота (HCOOH)	1,8·10 <sup>-4</sup>		
Сернистая кислота (H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> )	1,6·10 <sup>-2</sup>	6,3·10 <sup>-8</sup>	
Сероводородная кислота (H <sub>2</sub> S)	6,0·10 <sup>-8</sup>	1,0·10 <sup>-14</sup>	
Угольная кислота (H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	4,5·10 <sup>-7</sup>	4,7·10 <sup>-11</sup>	
Уксусная кислота (CH <sub>3</sub> COOH)	1,8·10 <sup>-5</sup>		
Хлорноватистая кислота (HClO)	5,0·10 <sup>-8</sup>		
Ортофосфорная кислота (H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> )	7,5·10 <sup>-3</sup>	6,3·10 <sup>-8</sup>	1,3·10 <sup>-12</sup>
Фтороводородная кислота (HF)	6,6·10 <sup>-4</sup>		
Циановодородная кислота (HCN)	7,9·10 <sup>-10</sup>		

### 5. Произведения растворимости некоторых соединений

Соединение (1)	ПР (2)	Соединение (1)	ПР (2)
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,20·10 <sup>-5</sup>	Co(OH) <sub>2</sub>	1,58·10 <sup>-15</sup>
AgNO <sub>2</sub>	7,08·10 <sup>-5</sup>	Co <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	7,59·10 <sup>-29</sup>
AgBrO <sub>3</sub>	5,75·10 <sup>-5</sup>	CoS	5,01·10 <sup>-22</sup>
Ag <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2,00·10 <sup>-7</sup>	Co(OH) <sub>3</sub>	3,98·10 <sup>-45</sup>
AgIO <sub>3</sub>	3,02·10 <sup>-8</sup>	Cr(OH) <sub>2</sub>	1,00·10 <sup>-17</sup>
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	8,71·10 <sup>-12</sup>	Cr(OH) <sub>3</sub>	1,10·10 <sup>-30</sup>
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	1,20·10 <sup>-12</sup>	CsMnO <sub>4</sub>	9,12·10 <sup>-5</sup>
Ag <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,51·10 <sup>-14</sup>	CuCl	1,58·10 <sup>-7</sup>
AgCl	1,82·10 <sup>-10</sup>	CuBr	5,25·10 <sup>-9</sup>
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1,26·10 <sup>-20</sup>	CuI	1,10·10 <sup>-12</sup>
Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	6,46·10 <sup>-23</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub>	2,00·10 <sup>-20</sup>
AgBr	5,01·10 <sup>-13</sup>	CuS	1,41·10 <sup>-36</sup>
AgCN	1,45·10 <sup>-16</sup>	FeCO <sub>3</sub>	2,88·10 <sup>-11</sup>
AgI	7,94·10 <sup>-17</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	3,98·10 <sup>-16</sup>
Ag <sub>2</sub> S	2,00·10 <sup>-50</sup>	FeS	1,58·10 <sup>-19</sup>
Al(OH) <sub>3</sub>	1,10·10 <sup>-34</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	2,51·10 <sup>-39</sup>
AlPO <sub>4</sub>	7,94·10 <sup>-21</sup>	FeAsO <sub>4</sub>	8,71·10 <sup>-22</sup>
BaF <sub>2</sub>	2,00·10 <sup>-7</sup>	FePO <sub>4</sub>	2,51·10 <sup>-33</sup>
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	1,10·10 <sup>-7</sup>	HgS	3,98·10 <sup>-53</sup>
BaSO <sub>3</sub>	2,51·10 <sup>-10</sup>	Li <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	2,51·10 <sup>-10</sup>
BaCO <sub>3</sub>	7,94·10 <sup>-11</sup>	MgCO <sub>3</sub>	7,94·10 <sup>-6</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,10·10 <sup>-10</sup>	MgF <sub>2</sub>	5,50·10 <sup>-9</sup>
BaCrO <sub>4</sub>	1,17·10 <sup>-10</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>	6,03·10 <sup>-10</sup>
Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	6,03·10 <sup>-39</sup>	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	3,89·10 <sup>-26</sup>
Be(OH) <sub>2</sub>	7,94·10 <sup>-22</sup>	Mn(OH) <sub>2</sub>	1,58·10 <sup>-13</sup>
BiI <sub>3</sub>	8,13·10 <sup>-19</sup>	MnCO <sub>3</sub>	1,82·10 <sup>-11</sup>
Bi(OH) <sub>3</sub>	3,02·10 <sup>-36</sup>	MnS	1,10·10 <sup>-13</sup>
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	8,91·10 <sup>-105</sup>	NiCO <sub>3</sub>	1,29·10 <sup>-7</sup>
CaSO <sub>4</sub>	2,51·10 <sup>-5</sup>	Ni(OH) <sub>2</sub>	1,29·10 <sup>-7</sup>
CaSO <sub>3</sub>	6,03·10 <sup>-8</sup>	NiS	1,29·10 <sup>-15</sup>
CaHPO <sub>4</sub>	1,26·10 <sup>-7</sup>	PbBr <sub>2</sub>	3,16·10 <sup>-19</sup>
CaF <sub>2</sub>	3,98·10 <sup>-11</sup>	PbCl <sub>2</sub>	9,12·10 <sup>-6</sup>
CaCO <sub>3</sub>	3,80·10 <sup>-9</sup>	PbF <sub>2</sub>	1,66·10 <sup>-5</sup>
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2,29·10 <sup>-9</sup>	PbI <sub>2</sub>	2,69·10 <sup>-8</sup>
Ca <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	8,71·10 <sup>-22</sup>	PbSO <sub>4</sub>	1,05·10 <sup>-9</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,20·10 <sup>-29</sup>	Pb(OH) <sub>2</sub>	1,58·10 <sup>-8</sup>
Cd(CN) <sub>2</sub>	1,00·10 <sup>-8</sup>	PbCrO <sub>4</sub>	1,20·10 <sup>-20</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub>	4,27·10 <sup>-15</sup>	PbCO <sub>3</sub>	1,78·10 <sup>-14</sup>
CdCO <sub>3</sub>	2,51·10 <sup>-14</sup>	PbS	3,63·10 <sup>-14</sup>

(1)	(2)	(1)	(2)
CdS	$6,31 \cdot 10^{-29}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$8,71 \cdot 10^{-29}$
CoCO <sub>3</sub>	$1,05 \cdot 10^{-10}$	Sn(OH) <sub>2</sub>	$6,31 \cdot 10^{-27}$
SnS	$3,02 \cdot 10^{-28}$	Sr <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,00 \cdot 10^{-31}$
SrCrO <sub>4</sub>	$2,24 \cdot 10^{-5}$	ZnCO <sub>3</sub>	$1,45 \cdot 10^{-11}$
SrF <sub>2</sub>	$2,51 \cdot 10^{-9}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$3,39 \cdot 10^{-17}$
SrSO <sub>4</sub>	$2,09 \cdot 10^{-7}$	Zn <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$9,12 \cdot 10^{-33}$
SrCO <sub>3</sub>	$1,10 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$4,47 \cdot 10^{-25}$

## 6. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах

Электрод	E (Me <sup>n+</sup> /Me <sup>0</sup> ), В	Электрод	E (Me <sup>n+</sup> /Me <sup>0</sup> ), В
Li <sup>+</sup> /Li	-3,01	Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,44
K <sup>+</sup> /K	-2,93	Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,40
Cs <sup>+</sup> /Cs	-2,92	Co <sup>2+</sup> /Co	-0,28
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,91	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,25
Sr <sup>2+</sup> /Sr	-2,89	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,14
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,87	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,13
Na <sup>+</sup> /Na	-2,71	Bi <sup>3+</sup> /Bi	0,22
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,36	Cu <sup>2+</sup> /Cu	0,34
Be <sup>2+</sup> /Be	-1,85	Hg <sup>2+</sup> /Hg	0,85
Al <sup>3+</sup> /Al	-1,66	Ag <sup>+</sup> /Ag	0,80
Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,18	Hg <sup>2+</sup> /Hg	0,85
Cr <sup>2+</sup> /Cr	-0,91	Au <sup>3+</sup> /Au	1,50

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ахметов, А. С. Общая и неорганическая химия [Текст] / А. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2009. – 740 с.
2. Пресс, И. А. Основы общей химии [Текст]: учебное пособие / И. А. Пресс. – СПб.: Химиздат, 2014 – 352 с. [Электронный ресурс]. – URL: <http://www.iprbookshop.ru/22542>
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] / Н. Л. Глинка. – М.: Высшая школа, 2005. – 280 с.
4. Гольбрайх, З. Е., Маслов, Е. И. Сборник задач и упражнений по химии [Текст] / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. – М.: АСТ-Астрель, 2004. – 386 с.
5. Лидин, Р. А., Молочко, В. А., Андреева, Л. Л. Задачи по общей и неорганической химии [Текст] / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. – М.: Владос, 2004. – 384 с.
6. Романцева, Л. М., Лещинская, З. Л., Суханова, В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии [Текст] / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 288 с.

Учебное издание

**Ардашева Людмила Петровна  
Вахрушев Александр Юрьевич  
Луканина Татьяна Львовна  
Михайлова Ирина Сергеевна**

**Химия**  
**Индивидуальные задания**

*Учебно-методическое пособие*

Редактор и корректор А. А. Чернышева  
Техн. редактор Д. А. Романова

Темплан 2022 г., поз. 5155/22

---

Подписано к печати 13.09.22.    Формат 60x84/16.    Бумага тип № 1.  
Печать офсетная.            Печ.л. 7,8.                            Уч.-изд. л. 7,8.  
Тираж 50 экз.            Изд. № 5155/22.            Цена «С».    Заказ №

---

Ризограф Высшей школы технологии и энергетики СПбГУПТД,  
198095, Санкт-Петербург, ул. Ивана Черных, 4.