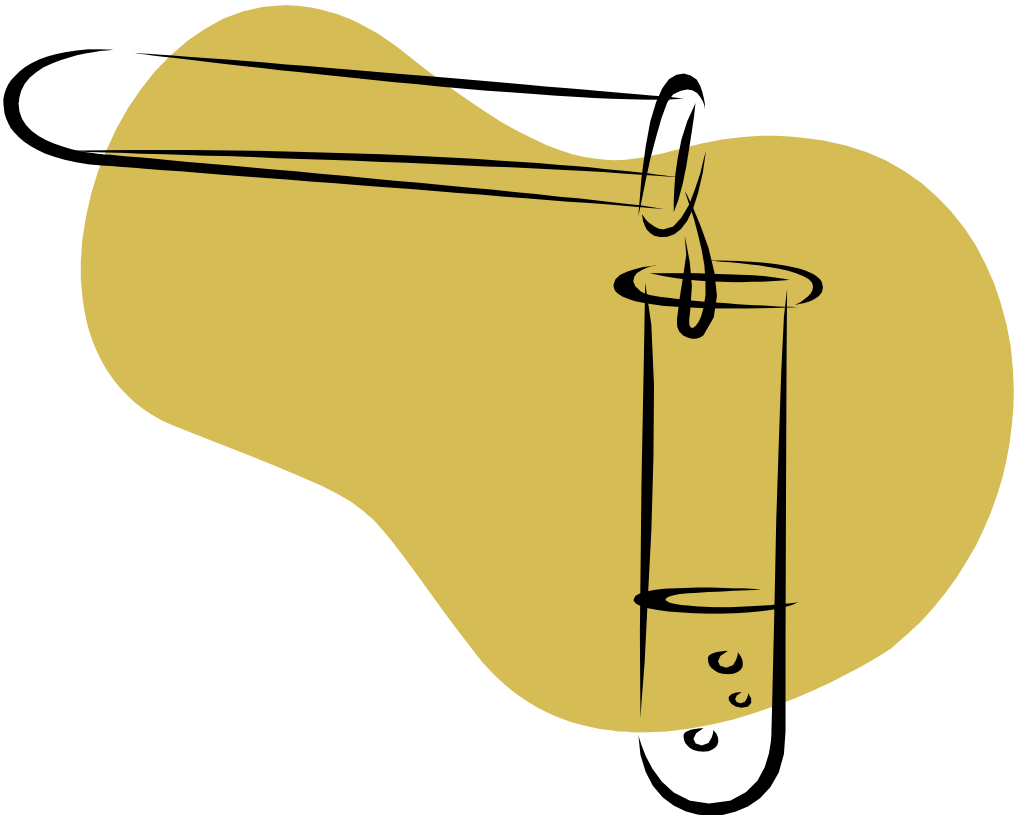
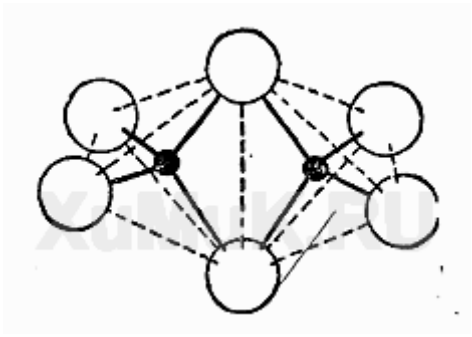


ХИМИЯ элементов



ВСТАВИТЬ ПЕРИДИЧЕСКУЮ СИСТЕМУ

**МИНИСТЕРСТВО ПО СОЦИАЛЬНОМУ РАЗВИТИЮ
И ЗДРАВООХРАНЕНИЮ РФ**

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ**

Кафедра общей химии

ХИМИЯ d-элементов

Часть 2

Учебно-методическое пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов I курса фармацевтического факультета КГМУ

Рекомендовано Учебно-методическим объединением по медицинскому и фармацевтическому образованию вузов России в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся по специальности 060198 (040500) – Фармация

Краснодар

2008

УДК 546(075.8)
ББК 24
Х-46

Составители:
доцент кафедры общей химии КГМУ, к.х.н. Кириллова Е.Г.,
старший преподаватель кафедры общей химии КГМУ, к.х.н. Вальтер Н.И.,
ассистент кафедры общей химии КГМУ Юдина Т.Г.

Под редакцией зав. кафедрой общей химии КГМУ, д.п.н., профессора, Литвиновой Т.Н.

Рецензенты:
– зав. кафедрой общей и биоорганической химии Волгоградской государственной медицинской академии, д.х.н., профессор **Брель А.К.**

– зав. кафедрой биоорганической и биофизической химии Ярославской государственной медицинской академии, к.б.н., доцент **Широкова Т.Ю.**

Учебно-методическое пособие составлено на основе примерной программы по общей и неорганической химии (2002 г), и предназначено для студентов I курса фармацевтического факультета.

Рекомендовано к изданию УМО МЗ и СР РФ
№ 790 от 16.11. 2007 года.

Введение

Общая характеристика d-элементов

Семейство *d*-элементов включает более 30 элементов, расположенных в 3-м, 4-м и 5-м периодах в виде вставных декад по 10 элементов. Несколько *d*-элементов находится в незаконченном 7-м периоде.

Характерной особенностью переходных элементов является тот факт, что в их атомах заполняются орбитали не внешнего, а предвнешнего (n-1)*d*-подуровня. У *d*-элементов валентными являются энергетически близкие девять орбиталей: одна *ns*-орбиталь, три *np*-орбитали и пять (n-1)*d*-орбиталей.

На внешнем уровне атомы *d*-элементов имеют, как правило, по два *s*-электрона, но у некоторых элементов на внешнем уровне остаётся по одному *s*-электрону в результате «провала» электрона с *ns*- на (n-1)*d*-подуровень, например, у элементов подгруппы меди ($ns^1(n\text{-}1)d^{10}$) и подгруппы хрома ($ns^1(n\text{-}1)d^5$). В этом случае образуются устойчивые конфигурации d^5 и d^{10}. Подобное строение электронных оболочек атомов *d*-элементов определяет ряд их общих свойств, например, металличность. Для 3*d*-элементов ярко выражен эффект проникновения 4*s*-электронов под 3*d*-электронный слой, а для 4*d*- и 5*d*-элементов – эффект проникновения 6*s* и 7*s*-электронов под двойной «экран» 5*d*-, 4*f*-электронов и 6*d*-, 5*f*-электронов соответственно. Этот фактор в соответствии с тем обстоятельством, что у *d*-элементов заполняется предвнешний (n-1)*d*-подуровень, позволяет сделать следующие выводы:

а) радиусы атомов и потенциалы ионизации сравнительно мало изменяются при переходе в периоде от одного элемента к другому;

б) значения потенциалов ионизации вставных декад выше, чем у металлов главных подгрупп. Особенно это проявляется у следующих за лантаноидами 4*d*- и 5*d*-элементов;

в) свойства 3*d*-элементов отличаются от свойств 4*d*- и 5*d*-элементов. Сходство последних обусловлено тем, что увеличение радиусов в результате возрастания числа электронных слоёв при переходе от V-го к VI-му периоду компенсируется 4*f* –сжатием при заполнении *f*-орбитали у лантаноидов. Лантаноидное «сжатие» возникает за счёт увеличения взаимодействия низко лежащих 4*f* –электронов с ядром по мере возрастания его заряда. Поскольку лантаноиды вклиниваются в самом начале *d*-элементов VI-го периода, то последующие за ним элементы вставной декады характеризуются аномально низкими величинами атомных радиусов, что приводит к практическому совпадению радиусов элементов, принадлежащих к различным периодам, а именно, циркония и гафния, ниобия и тантала, молибдена и вольфрама, технеция и рения. Металлы этих пар очень близ-

ки по физическим и химическим свойствам, часто встречаются в одних рудных месторождениях, трудно разделяются.

Наличие неспаренных *d*-электронов обусловливает возрастание числа ковалентных связей и увеличение за счёт этого температуры плавления.

Высокую температуру плавления имеют металлыVБ- и VI-Бгрупп, имеющие максимальное число неспаренных электронов. Напротив, спаренные электроны цинка, кадмия и ртути не участвуют в образовании ковалентных связей, поэтому эти металлы легкоплавки, а ртуть – жидкий металл.

Все атомы элементов *d*-блока за исключением элементов IБ- и IIБ-групп имеют незавершённый *d*-подуровень. Такие электронные оболочки неустойчивы, поэтому *d*-элементы имеют переменную валентность, набор разных степеней окисления и, как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений в широких пределах.

Вследствие незаполненности *d*-оболочек и наличия близких по энергии незаполненных *ns*- *np*-подуровней, *d*-элементы являются хорошими комплексообразователями.

Рассмотрим подробнее все вышеуказанные свойства.

Окислительно-восстановительные свойства *d*-элементов и их соединений.

Окислительно-восстановительные тенденции соединений *d*-элементов определяются изменением устойчивости высших и низших степеней их окисления в зависимости от положения в ПСЭ Д.И.Менделеева.

Восстановительная способность *d*-металлов определяется их электронной конфигурацией, размерами радиусов *d*-элементов, значением окислительно-восстановительных потенциалов. Так, например, стоящие в ряду напряжений до водорода и имеющие отрицательные значения потенциалов *d*-металлы могут восстанавливать водород из растворов соляной кислоты и из разбавленных растворов серной кислоты, окисляться кислородом воздуха. Стоящие в ряду напряжений за водородом и имеющие электроположительные значения потенциалов *d*-металлы могут взаимодействовать с разбавленными растворами азотной кислоты и концентрированными растворами азотной и серной кислот (кроме Pt, Au, которые растворяются только в «царской водке»).

Поскольку часть валентных электронов находится на *s*-орбитали, то проявляемые *d*-элементами низшие степени окисления, как правило, равны +2. Исключение составляют элементы, ионы которых $Э^{+3}$ и $Э^{+}$ имеют устойчивые конфигурации d^0, d^5 и d^{10}: Sc^{+3}, Fe^{+3}, Cu^{+}, Ag^{+}, Au^{+3}. Соединения, в которых *d*-элементы находятся в низшей степени окисления, образуют кристаллы ионного типа, проявляют окислительно-

восстановительную двойственность с преобладанием восстановительных свойств, о чём свидетельствуют значения приведённых ниже ОВП потенциалов.

Химизм процессов	φ^o, В	Примечание
$Cr^{+3} + 3e = Cr^0$ $Cr^{+3} + 8OH^- - 3e = CrO_4^{2-} + 4H_2O$	–0,913 +1,477	$\varphi^o(Cr^{+3}/Cr) > \varphi^o(CrO_4^{2-} / Cr^{+3})$
$Mn^{+2} + 2e = Mn^0$ $Mn^{+2} + 4H_2O - 5e = MnO_4^- + 8H^+$	–1,179 +1,507	$\varphi^o(Mn^{+2}/Mn) > \varphi^o(Mn^{+2}/MnO_4^-)$, Следовательно Cr^{+3} и Mn^{+2} являются преимущественно восстановителями

Устойчивость соединений, в которых *d*-элементы находятся в высшей степени окисления, равной номеру группы, возрастает в пределах каждого переходного ряда слева направо, достигая максимума для 3*d*-элементов у марганца, для 4*d*- и 5*d*-элементов – у рутения и осмия соответственно, так как увеличивается количество неспаренных *d*-электронов и число образуемых ими ковалентных связей. При числе электронов, большем пяти, т.е. при появлении неспаренных *d*-электронов, становятся более устойчивыми соединения, содержащие *d*-элементы в низших степенях окисления, так как спаренные электроны менее активно участвуют в образовании связей. В пределах одной подгруппы стабильность соединений *d*-элементов с высшей степенью окисления возрастает, так как при увеличении главного квантового числа происходит уменьшение разности энергий (*n*-1)*d* и *ns*-подуровней. Этим соединениям свойственны ковалентные связи, их окислительная способность сверху вниз уменьшается.

Организм содержит соединения *d*-элементов в таких степенях окисления, что они не могут проявлять сильных окислительно-восстановительных свойств, поэтому существование в организме соединений *d*-элементов в низших степенях окисления вполне оправдано. Соединения, содержащие Fe^{+3}, Cu^{+2}, Ag^+ ,в биологических средах при физиологических значениях pH практически не проявляют окислительных свойств. Соответственно, соединения, содержащие Fe^{+2}, Co^{+2}, Mn^{+2}, не являются сильными восстановителями. В то же время известно, молибден в соединениях в организме имеет степень окисления +5 и +6, т.к. эти соединения устойчивы.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов *d*-элементов.

На кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов *d*-элементов влияют те же факторы (величина ионного радиуса, заряд иона), что и на свойства соединений *p*-элементов. Гидроксиды , содержащие *d*-элементы в низших степенях окисления, проявляют основный, в высших степенях – кислотный характер. Граница между теми и другими чаще всего соответ-

ствует степеням окисления +3 и +4 и смещается к более низким степеням окисления с ростом атомного номера. Гидроксида и оксиды, отвечающие этим степеням окисления, часто амфотерны, например:

уменьшение основных
увеличение кислотных свойств

Основные	Амфотерные	Кислотные
$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_4$	$HMnO_4$
$Cr(OH)_2$	$Cr(OH)_3$	$HCrO_4$
$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3$	$HFeO_4$

Комплексообразующие свойства соединений *d*-элементов.

Максимальной комплексообразующей способностью обладают *d*-элементы с незаполненными *d*-подуровнями: Fe, Co, Ni, Pt, элементы подгруппы марганца и хрома. При переходе вдоль большого периода отчётливо наблюдается возрастание способности к комплексообразованию в обоих направлениях к центру периода.

При переходе вниз по подгруппе способность к комплексообразованию изменяется сложным образом. Она связана с зарядом иона и его радиусом. Невысокие заряды ионов и их большие радиусы приводят к уменьшению прочности комплексных ионов, но при этом часто наблюдается их большое разнообразие. Напротив, высокозарядные ионы и их малые радиусы способствуют увеличению прочности комплексов, но при этом снижается число возможных комплексных соединений.

d-элементы могут образовывать:

а) *нейтральные комплексы*:

$[Fe(CO)_5]$ – пентакарбонил Fe(0)

$[Ni(CO)_4]$ – тетракарбонил (Ni(0)

$[Pt(NH_3)_2CI_2]$ – дихлородиамминплатина (II)

б) *катионные комплексы*:

$[Ag(NH_3)_2]CI$ – хлорид диаммин Ag(I)

$[Fe(H_2O)]CI_3$ – хлорид гексааква Fe(III).

Особую группу составляют сверхкомплексные соединения, в которых число лигандов превышает координационную валентность комплексообразователя. Примерами таких соединений могут быть купоросы: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. У$\cdot Cu^{+2}$ координационная валентность равна четырём, следовательно, во внутренней сфере координировано четыре молекулы воды, а пятая молекула присоединяется к комплексу при помощи водородных связей: $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$. Аналогично можно рассматривать гидраты сульфата железа (II) тёмно-зелёного цвета и светло-зелёного хлорида хрома(III): $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ или $[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$, $CrCI_3 \cdot 6H_2O$ или

$[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$. Хлорид хрома(III) фиолетового цвета является нормальным комплексным соединением: $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ или $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$.

в) *анионные комплексы*:

$K_3[Fe(CN)_6]$-гексацианоферрат(III) калия

$Na_2[NiCl_4]$ – тетрахлороникелиат (II) натрия.

Между внешней и внутренней сферами образуется связь по ионному механизму, поэтому диссоциация осуществляется по типу сильного электролита, необратимо и неступенчато:

$$[Ag(NH_3)_2]Cl = [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

Между комплексообразователем и лигандами связь может осуществляться по донорно-акцепторному или по ионному (во внутрикомплексных соединениях) механизмам. Диссоциация внутренней сферы осуществляется по типу слабого электролита: обратимо и ступенчато:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftarrows [Ag(NH_3)]^+ + NH_3 \qquad \text{(I ступень)}$$

$$[Ag(NH_3)]^+ \rightleftarrows Ag^+ + NH_3 \qquad \text{(II ступень)}$$

Мерой прочности комплекса служит константа нестойкости $K_н$ или константа устойчивости $K_{уст} = 1/K_н$: чем меньше величина $K_н$ и больше величина Куст, тем прочнее комплекс. $K_н$ характеризует установившееся равновесие при ступенчатой диссоциации комплексного иона.

$$K_{н\ I} = \frac{[Ag(NH)_3]^+ \cdot [NH_3]}{[Ag(NH_3)_2]^+}$$

$$K_{н\ II} = \frac{[Ag]^+ \cdot [NH_3]}{[Ag(NH)_3]^+}$$

Общая константа нестойкости равна произведению ступенчатых констант $K_н$ нестойкости:

$$K_н = K_{нII} \cdot K_{н\ I} = \frac{[Ag]^+ \cdot [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+}$$

Природа химической связи в комплексных соединениях описывается с помощью метода валентных связей (МВС) и теории кристаллического поля (ТКП).

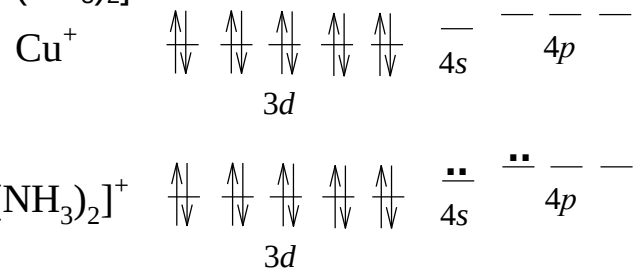
В основе МВС лежат следующие положения:

1) Связь между комплексообразователем и лигандами образуется по донорно-акцепторному механизму: лиганды предоставляют электронные пары, а комплексообразователь – свободную орбиталь.
2) Орбитали центрального атома, участвующие в образовании связи, подвергаются гибридизации. Тип гибридизации определяется числом, природой и электронной структурой лигандов. Гибридизация электронных орбиталей комплексообразователя определяет геометрию комплекса.

3) Дополнительное упрочнение комплекса происходит в том случае, если занятая электронами орбиталь центрального атома перекрывается с вакантной орбиталью лиганда. Перераспределение электронной плотности в результате σ- и π-связывания происходит в противоположных направлениях: при возникновении σ–связи идёт перенос на комплексообразователь, при π-связывании – от него к лигандам.
4) Магнитные свойства, проявляемые комплексом, объясняются исходя из заселённости орбиталей. При наличии неспаренных электронов комплекс парамагнитен. Спаренность электронов обусловливает диамагнетизм комплексного соединения.

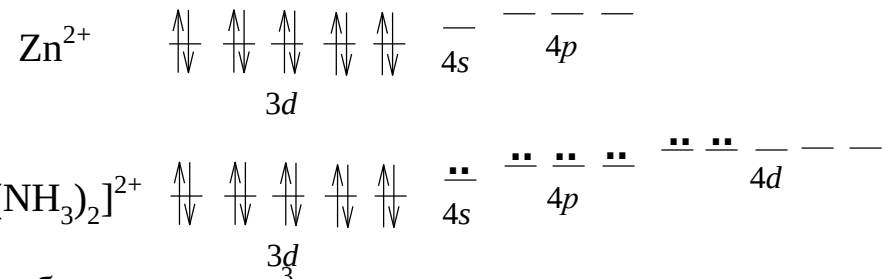
Рассмотрим, как МВС описывает электронную структуру, строение и свойства некоторых комплексов (электронные пары лигандов изображены точками):

а) $[Cu(NH_3)_2]^+$



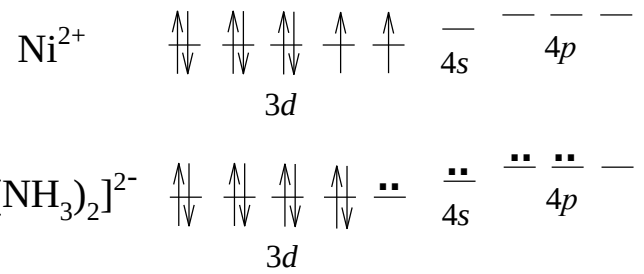
Тип гибридизации *sp*, строение линейное, комплекс диамагнитен.

б) $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$



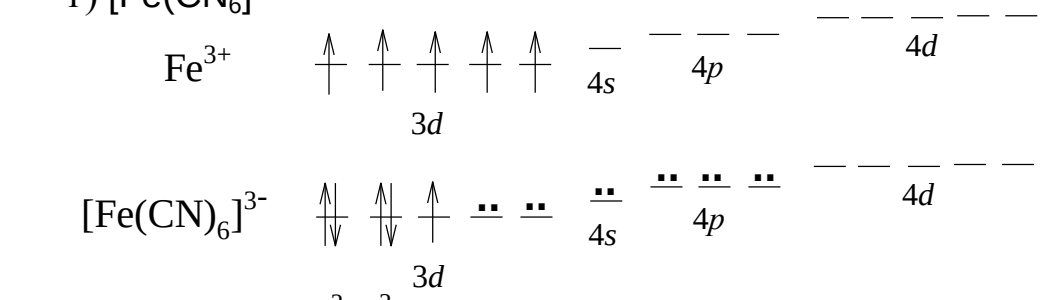
Тип гибридизации sp^3, тетраэдр, комплекс диамагнитен.

в) $[Ni(CN)_4]^{2-}$



Тип гибридизации dsp^2, плоский квадрат, комплекс диамагнитен.

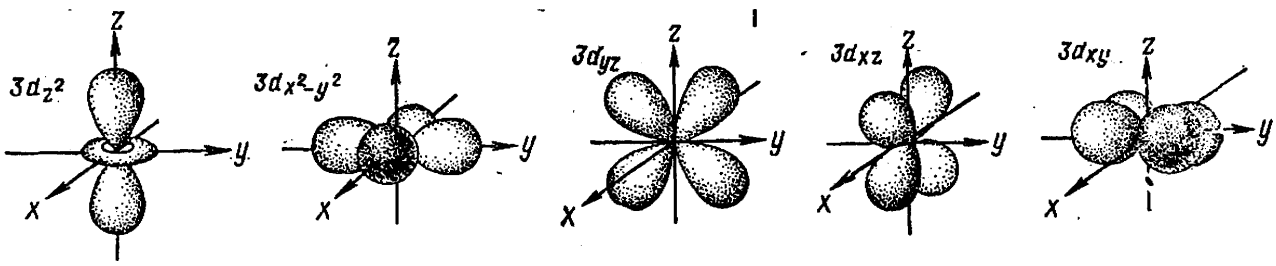
г) $[Fe(CN_6]^{3-}$



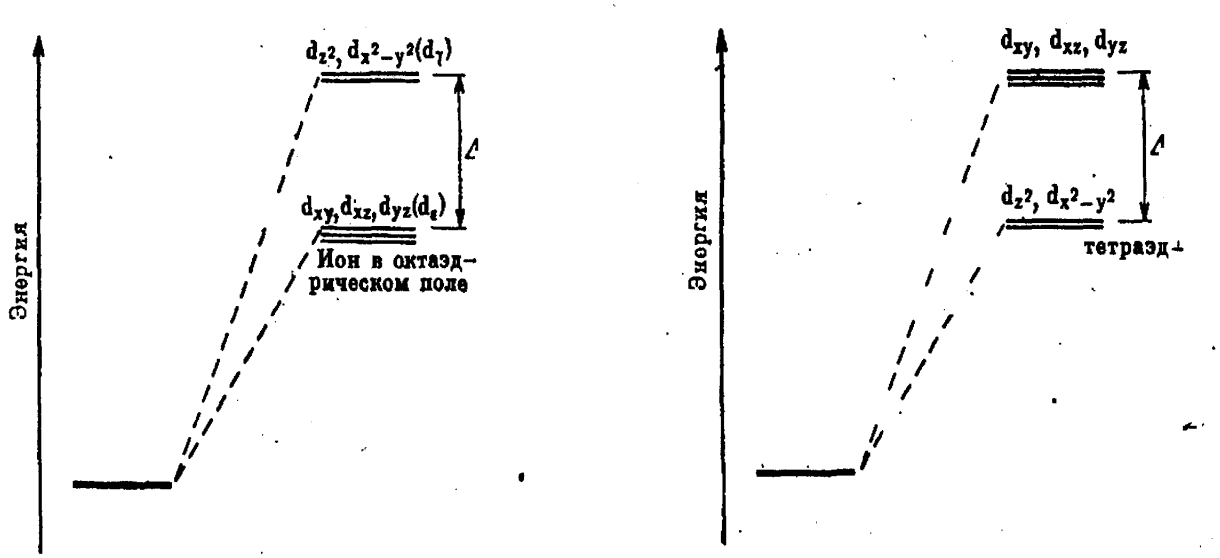
Тип гибридизации d^2sp^3, октаэдр, комплекс парамагнитен.

Как видно из приведённых примеров при образовании комплекса распределение электронов на *d*-орбиталях может оставаться таким же, как у изолированного иона, или испытывать изменения. В приведённых примерах Cu^+ в $[Cu(NH_3)_2]^+$ и Zn^{+2} в $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ сохранили электронную структуру катионов, в то время, как в остальных комплексах произошло спаривание электронов. Освобождающиеся при этом электронные орбитали участвуют в образовании σ-связей с лигандами. Гибридизация при этом осуществляется с использованием внутренних (*n*-1)*d*-орбиталей. Степень перекрывания электронных облаков при внутренней гибридизации высокая, связь лигандов с комплексообразователем прочная. Однако МВС не позволяет предусмотреть электронную структуру комплексообразователя. Кроме того, МВС не объясняет и не предсказывает оптические свойства комплексных соединений, не даёт оценку энергий для различных структур комплексов, поэтому не может объяснить, почему комплексы некоторых металлов, построенные в форме квадрата, отличаются достаточной прочностью и не переходят в более симметричные тетраэдрические комплексы. Ответ на этот и многие другие вопросы даёт теория кристаллического поля.

Эта теория основана на предположении об электростатическом взаимодействии между комплексообразователем и лигандами. В свободном атоме или ионе все *d*-электроны, принадлежащие одной и той же электронной оболочке, обладают одинаковой энергией. Если же ион (атом) попадает в создаваемое лигандами несимметричное поле, то энергия *d*-электронов будет возрастать тем значительнее, чем ближе к лиганду будет расположена соответствующая орбиталь.



Очевидно, что в октаэдрическом окружении наиболее сильному воздействию поля лигандов будут подвергаться орбитали d_{z^2} и $d_{x^2y^2}$, (d_γ), следовательно, занимающие эти орбитали электроны будут обладать наибольшей энергией. Напротив, электроны, находящиеся на орбиталях d_{yz}, d_{xz} и d_{xy}, обладают меньшей энергией. В тетраэдрическом окружении иона лигандами более высокой энергией обладают электроны на орбиталях d_{xy}, d_{yz} и d_{xz} (d_ε). Таким образом, происходит расщепление энергетических уровней, величина энергии расщепления (Δ) зависит от природы лигандов и конфигурации комплекса.



В порядке убывания энергии расщепления лиганды располагаются в следующий спектрохимический ряд:

$CN^- > NO_2^-$ > этилендиамин > NH_3 > NCS^- > H_2O > F^- > COO^- > OH^- > Cl^- > Br^- > I^-

Лиганды слабого поля вызывают малое расщепление энергии *d*-подуровня, поэтому энергия отталкивания двух спаренных электронов превышает энергию расщепления. Заполнение электронами *d*-орбиталей осуществляется в этом случае в соответствии с правилом Хунда. Лиганды сильного поля вызывают значительное расщепление *d*-подуровня, при этом энергия расщепления превышает энергию межэлектронного отталкивания спаренных электронов, поэтому в первую очередь заполняются нижние *d*-орбитали в соответствии с принципом Паули.

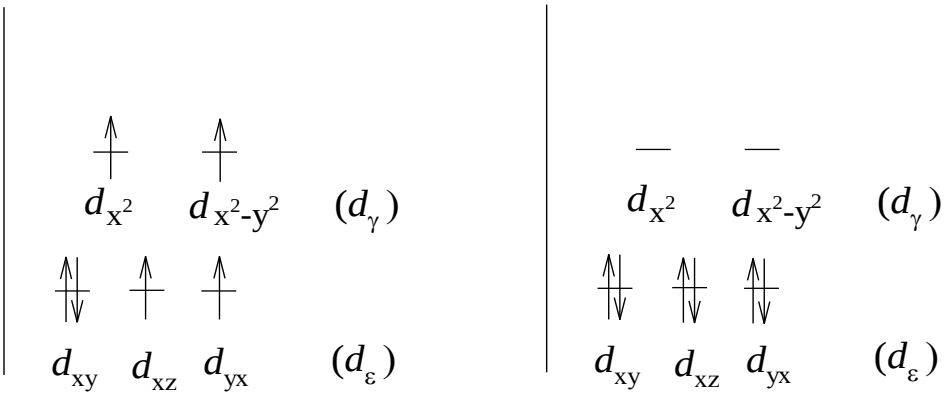
Пример. Объясните, почему ион $[FeF_6]^{4-}$ парамагнитен, а ион $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – диамагнитен.

Решение:

Электронное строение иона Fe^{+2} …$4s^o3d^6$

В октаэдрическом поле лигандов происходит расщепление *d*-подуровня. Но для лигандов слабого поля (F^-) $\Delta < E_{\text{оттал. }e}$, а для лигандов сильного поля $\Delta > E_{\text{оттал. }e}$.

В связи с этим распределение электронов можно выразить следующими схемами:



$[FeF_6]^{4-}$ $[Fe(CN)_6]^{4-}$

Как следует из схемы, $[FeF_6]^{4-}$ содержит неспаренные электроны, следовательно, он парамагнитен, а комплекс $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – диамагнитен, так как не содержит неспаренных электронов.

При наличии на подуровне d_γ вакантных орбиталей возможен переход электрона с d_ε на d_γ-подуровень. Поглощаемая им при этом энергия равна энергии расщепления

$\Delta = N_A \cdot E = N_A \cdot h \cdot \nu = N_A \cdot h \cdot c/\lambda$,

где N_A – число Авогадро;

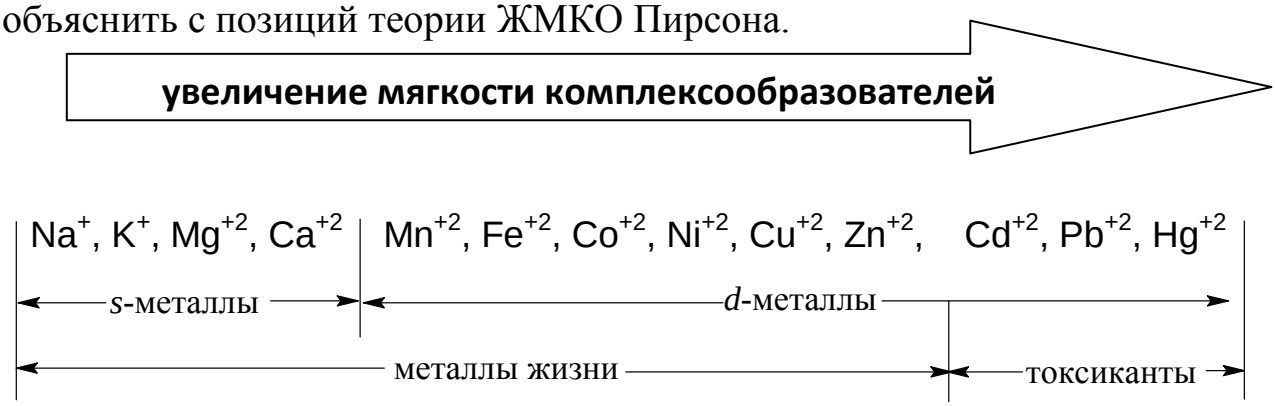
h – постоянная Планка;

c – скорость света;

ν и λ – соответственно частота и длина волны поглощаемого света.

Таким образом, спектр поглощения и окраска большинства комплексов *d*-элементов обусловлена переходами электронов с d_ε на d_γ-орбиталь. Если комплексообразователь имеет конфигурацию благородных газов, например, Cu^+, Ag^+, Zn^{+2}, Cd^{+2}, Hg^{+2} и др., то такие комплексы бесцветны по причине невозможности перехода электронов.

Устойчивость образуемых в организме комплексных соединений можно объяснить с позиций теории ЖМКО Пирсона.



F^-, OH^-, H_2O, Cl^-, Br^-, I^-, $RCOO^-$, NR_3, RSH, CN^-

В соответствии с теорией ЖМКО мягкие комплексообразователи образуют прочные связи с мягкими лигандами. Так как белки, включая ферменты, содержат мягкие легкополяризуемые группы $–COO^-$, $–NH_2$ и –SH, то все относящиеся к *d*-элементам «металлы жизни» в организме встречаются практически только в виде комплексов с биосубстратами. Очень токсичные «мягкие» катионы тяжёлых металлов Cd^{+2}, Pb^{+2} и , особенно, Hg^{+2} образуют прочные комплексы с жизненно важными белками, содержащими –SH-группу:

$$2RSH + 2Hg^{+2} = [R–S–Hg–S–R] + 2H^+$$

Биокомплексы *d*-элементов с белковыми группами называют биокластерами. Внутри биокластера находится полость, содержащая металл, который взаимодействует с донорными атомами связывающих групп. В полость могут попасть только «избранные металлы, так как это определяется диаметрами ионов металлов и полости, природой и расположением групп, содержащих электронодонорные атомы. В качестве примера можно привести следующие данные:

Металлофермент	Центральный атом	Лиганды
Карбоангидраза	Zn (+2)	Аминокислотные остатки
Карбоксипептидаза	Zn (+2)	Аминокислотные остатки
Каталаза	Fe (+3)	Аминокислотные остатки, гистидин, тирозин
Пероксидаза	Fe (+3)	Белки
Оксиредуктаза	Cu (+2)	Аминокислотные остатки
Пируваткарбоксилаза	Mn (+2)	Белки тканей

Таким образом, форма существования *d*-элементов и механизм их действия в организме определяются строением и свойствами ионов металлов в соответствии с их положением в ПСЭ Д.И.Менделеева.

Элементы I-Б группы

Физико-химические характеристики *d*-элементов I-Б группы

	Cu	Ag	Au
Строение внешнего электронного слоя	$3d^{10}4s^1$	$4d^{10}5s^1$	$5d^{10}6s^1$
Энергия ионизации, эВ	7,73	7,58	9,23
Сродство атома к электрону, эВ	1,2	1,3	2,3
Относительная электроотрицательность (ОЭО)	1,50	1,48	1,93
Радиус атома, нм	0,128	0,144	0,144
Радиус иона $Э^+$, нм	0,096	0,126	0,137
Степень окисления	+1, +2	+1, +2	+1, +3
Координационное число	2, 4, 6	2	2, 4
Конфигурация комплексных соединений	линейная тетраэдр	линейная	линейная квадрат
Содержание в организме человека, %	$1\cdot10^{-4}$	$1\cdot10^{-6}$–$1\cdot10^{-5}$	–
Содержание в земной коре, %	$1{,}2\cdot10^{-2}$	$1\cdot10^{-5}$	$5\cdot10^{-7}$

Основная характеристика элементов IБ-группы

В атомах элементов подгруппы меди наблюдается «провал электрона» вследствие устойчивости d^{10}-конфигурации. Благодаря наличию одного *s*-электрона во внешнем слое эти элементы имеют характерную степень окисления +1.

Энергия ионизации у элементов подгруппы меди существенно выше, чем у *s*-элементов I-А группы за счет проникновения внешнего *ns*-электрона под экран $(n\text{-}1)d^{10}$-электронов, поэтому их восстановительные свойства существенно ниже. Причем, здесь наблюдается вторичная периодичность: при переходе от Cu к Ag потенциал ионизации уменьшается за счет увеличения главного квантового числа «*n*», а затем увеличивается при переходе к Au, что обусловлено проникновением 6*s*-электрона не только под экран $5d^{10}$-электронов, но и под экран $4f^{14}$-электронов.

Немонотонно изменяются также и некоторые другие константы, например, температуры кипения и плавления.

За счет особой стабильности 4*d*-оболочки, появляющейся уже у предшествующего серебру в ПСЭ палладия, *s*-электрон серебра менее подвержен эффекту проникновения, поэтому степень окисления +1 для серебра наиболее устойчива, а его теплопроводность и электрическая проводимость выше, чем у меди и золота.

Одним из основных свойств элементов IБ-группы в любых степенях окисления является способность образовывать комплексные соединения.

Их комплексообразующая способность объясняется дефектностью (n-1)d-оболочек (при степенях окисления больше +1), а также π-связыванием спаренных электронов тех же орбиталей с лигандами. Последний фактор играет доминирующую роль, поэтому при переходе от меди к золоту комплексообразующая способность возрастает вследствие лабильности d-электронных пар у более тяжёлых элементов. Это можно продемонстрировать на примере сопоставления значений p$K_н$ некоторых однотипных комплексных ионов:

Формула	p$K_н$	Формула	pK
$[Cu(CN)_2]^-$	16	$[CuBr_2]^-$	5,92
$[Ag(CN)_2]^-$	21,1	$[AgBr_2]^-$	7,34
$[Au(CN)_2]^-$	38,3	$[AuBr_2]^-$	12,46

Прочность комплексных ионов возрастает с увеличением числа лигандов (сравните p$K_н[Ag(NH_3)]^+$ = 3,2 и p$K_н[Ag(NH_3)_2]^+$ = 7,0) и с возрастанием степени окисления комплексообразователя (сравните (p$K_н[Au(CN)_2]^-$ =38,3 и p$K_н$ $[Au(CN)_4]^-$ = 56).

Химические свойства металлов IБ-группы

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Кислород	$2Cu + O_2 \xrightarrow{t \sim 600^oC} 2CuO$ $2Cu + O_2 \xrightarrow{t \sim 1100^oC} 2Cu_2O$	С O_2 реагирует только Cu: при температуре красного каления образуется CuO, при более высокой температуре – Cu_2O
Галогены	$Cu + Cl_2 = CuCl_2$ $2Ag + Cl_2 \xrightarrow{t} 2AgCl$ $2Au + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2AuCl_3$	Cu с Cl_2 взаимодействует при комнатной температуре, а со F_2 практически не взаимодействует вследствие образования прочной защитной пленки фторида
Сера	$2Cu + S \xrightarrow{t} Cu_2S$ $2Ag + S \xrightarrow{t} Ag_2S$	Au с серой не взаимодействует
Кислоты	$3Cu + 8HNO_3разб = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $Ag + 2HNO_3конц. = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$ $Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO + 2H_2O$	Cu, Ag, Au не вытесняют водород из растворов кислот. Cu и Ag легко растворяются в азотной кислоте. Au растворяется только в «царской водке»

Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов IБ-группы

Реагенты, условия	Химизм процессов	Примечание
NH_3	$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O = 2[Cu(NH_3)_2]OH$ $CuO + 4NH_3 + H_2O = [Cu(NH_3)_4](OH)_2$ $Ag_2O + 4NH_3 + H_2O = 2[Ag(NH_3)_2]OH$	Оксиды легко растворяются в аммиаке
Нагревание	$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O$ $2AgOH = Ag_2O + H_2O$	$Cu(OH)_2$ разлагается при нагревании, AgOH существует только в очень разбавленном растворе, при выделении он разлагается на Ag_2O и H_2O
Щелочи	$Cu(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Cu(OH)_4]$ $Au(OH)_3 + KOH = K[Au(OH)_4]$	Гидроксиды $Cu(OH)_2$ и $Au(OH)_3$ амфотерны

Химические свойства солей металлов IБ-группы

Реагенты	Химизм процессов	Примечание
NH_3	$AgCl + 2NH_3 \cdot H_2O = [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$	Растворимость AgHal падает при переходе от AgF к AgI: AgF растворим в воде, AgCl и AgBr растворимы в аммиаке, а AgI нерастворим даже в NH_3
Соли	$2CuSO_4 + 2Na_2CO_3 + H_2O = (CuOH)_2CO_3 + 2Na_2SO_4 + CO_2$	За счет протекания совместного гидролиза образуется карбонат гидроксомеди(II) (малахит)

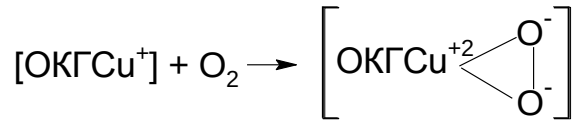
	$2CuSO_4 + 4KI =$ $2CuI\downarrow + I_2 + 2K_2SO_4$	Образование белого осадка иодида меди(I) объясняется неустойчивостью CuI_2, который сразу разлагается на Cu и I_2
	$CuI + 2Na_2S_2O_3 =$ $Na_3[Cu(S_2O_3)_2] + NaI$ $AgHal + 2Na_2S_2O_3 =$ $Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaHal$	В отличие от аммиака тиосульфат натрия растворяет все галогениды серебра. Образующийся комплексный анион практически очень важен, т.к. образуется при закреплении фотоматериалов тиосульфатов: неразложившийся под действием света AgBr связывается в прочный комплекс и переходит в раствор
Альдегиды	$CH_3C(=O)H + 2[Ag(NH_3)_2]OH \xrightarrow{t} CH_3C(=O)ONH_4 + 2Ag + 3NH_3 + H_2O$ $CH_3C(=O)H + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CH_3C(=O)OH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$	Реакция «серебряного зеркала» и образование кирпично-красного осадка оксида меди(I) являются качественными реакциями на альдегиды. Реактивы: аммиачный раствор оксида серебра (реактив Толленса); щелочной раствор гидроксида меди(II) (реактив Феллинга)

Биологическая роль элементов IБ группы

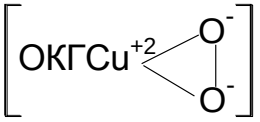
В организме человека содержится около 100 мг ионов меди в составе комплексных соединений. Она концентрируется в печени, головном мозге и крови. Медь является необходимым микроэлементом растительных и животных организмов, т.к. ионы меди образуют устойчивые комплексы с аминокислотами и белками, являются эффективными катализаторами и легко меняют степень окисления. Последнее свойство благоприятствует её метаболическим функциям при активации молекулы кислоро-

да в реакциях окисления органических соединений. Известно около 25 медьсодержащих белков и ферментов.

Оксигеназы присоединяют молекулу кислорода с образованием пероксидной цепочки и окислением меди согласно схеме:



Образовавшийся комплекс окисляет биосубстрат:



Цитохромоксидаза, содержащая еще и железо, катализирует перенос электронов от окисляемого вещества на молекулярный кислород, который, присоединяя протоны, превращается в воду. Степени окисления меди и железа при этом обратимо изменяются:

$2[Fe^{2+}ЦХОCu^{+}] + O_2 + 4H^{+} \rightarrow 2[Fe^{3+}ЦХОCu^{+2}] + 2H_2O$

Церулоплазмин катализирует окисление Fe^{3+} в Fe^{2+}, участвуя в кроветворении:

$Fe^{2+} + [ЦПCu^{+2}] \rightarrow Fe^{3+} + [ЦПCu^{+}]$

Восстановленная форма церулоплазмина подобно цитохромоксидазе катализирует четырёхэлектронное восстановление молекулярного кислорода в воду:

$$O_2 + 4e + 4H^{+} \xrightarrow{[ЦПCu^{+}]} 2H_2O$$

Кроме того, церулоплазмин, содержащий 98% имеющейся в организме меди, выполняет транспортную функцию, регулируя баланс меди и обеспечивая выведение ее избытка из организма.

Супероксиддисмутаза ускоряет реакцию разложения свободного радикала $\cdot O_2^-$, который активно взаимодействует с разными компонентами клетки, разрушая её.

$[СОДCu^{2+}] + \cdot O_2^- = [СОДCu^{+}] + O_2$

$[СОДCu^{+}] + \cdot O_2^- + 2H^{+} = [СОДCu^{2+}] + H_2O_2$

Образующийся пероксид водорода является слабым окислителем. К тому же он быстро разлагается в организме под действием фермента каталазы.

Гемоцианин переносит кислород у моллюсков и членистоногих. В процессе связывания и освобождения кислорода происходит окисление и восстановление меди в гемоцианине, что обуславливает голубой цвет крови у этих организмов:

$[ГЦCu^{+}] + O_2 \rightleftarrows [ГЦCu^{2+}]O_2 + e$

Потребность человека в меди (2-3 мг в сутки) полностью обеспечивается пищей. В больших концентрациях соли меди токсичны за счёт сродства ионов Cu^{+2} к SH-группам белков, пептидов и аминокислот, протекания реакций комплексообразования с многочисленными азот- и кислородсодержащими биогенными лигандами. Для человека смертельная доза сульфата меди составляет 10г.

Избыточное накопление меди в печени, мозге, почках и роговице глаза отмечается при болезни Вильсона-Коновалова (болезнь курчавых волос) с генетическим нарушением регуляции всасывания и транспорта меди в организме. Болезнь проявляется с раннего возраста микроцефалией, судорогами; курчавые волосы лишены пигмента, происходит их очаговое выпадение.

Серебро-микроэлемент: его содержание в организме составляет около 8 мг. Концентрируется серебро в печени, гипофизе,эритроцитах и пигментной оболочке глаза. Попадая в организм, оно оказывает токсическое действие, так как соединяется с серусодержащими белками, инактивирует ферменты, разрушает и свёртывает белки, образуя нерастворимые альбуминаты.При длительном поступлении в организм препаратов серебра возникает аргирия («посиневший» больной), так как образующиеся альбуминаты и металлическое серебро придают коже тёмно-синее окрашивание:

$$2Ag^+ + 2RSH = 2Ag + RS–SR=2H^+$$

$$Ag^+ + RSH = RS–Ag + H^+$$

Способность ионов серебра образовывать нерастворимые альбуминаты определяет и их бактерицидные свойства, которые проявляются уже при содержании ионов серебра порядка 10^{-8} ммоль/л.

Механизм действия ионов золота также предположительно основан на взаимодействии Au^+ с SH-группами ферментов белковой природы:

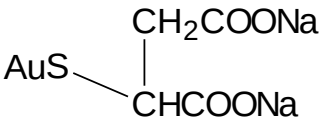
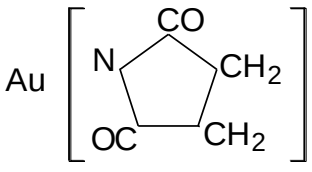
$$RSH+ Au^+ = RS–Au + H^+$$

Таким образом, ионы серебра и золота в небольших количествах оказывают бактерицидное действие, в больших количествах – токсичны. Медь – жизненно важный элемент, но в больших количествах также токсичен и приводит к серьёзным заболеваниям.

Лекарственные препараты

Название	Применение
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ медь(II) сульфат (медный купорос)	Используется в качестве наружного антисептического средства, т.к. ионы меди образуют с белками нерастворимые бионеорганические хелаты – альбуминаты, т.е. свертывают белки
$AgNO_3$	Используется при воспалительных процессах как

серебро(I) нитрат (ляпис)	бактерицидное средство, т.к. соединяясь с серусодержащими белками, серебро инактивирует ферменты, разрушает и свертывает белки микроорганизмов

Серебряная вода	Растворы, содержащие ионы серебра, используются в фармацевтической промышленности для стерилизации и увеличения сроков хранения лекарственных препаратов
Протаргол белковый комплекс серебра Колларгол коллоидное серебро	Используют как бактерицидное средство при конъюктивитах, инфекционных заболеваниях слизистых оболочек, для лечения кожных и венерических заболеваний.
^{198}Au изотоп золота	Индикаторный изотоп для изучения биохимических процессов, а также для лечения злокачественных опухолей в виде коллоидных растворов, гранул, игл. Период полураспада $\tau_{1/2} = 2{,}69$ дня
 миокризин $Na_3[Au(S_2O_3)_2]$ санкризин  тетрасукцин-имидозолото(III)	Соединения золота (I) используются для лечения ревматоидного артрита, бактериальных заболеваний, в частности, туберкулеза. Основной вклад в лечебный эффект вносит взаимодействие Au^+ с SH-группами ферментов белковой природы, которые влияют на ход болезни

Элементы IIБ-группы

Физико-химические характеристики *d*-элементов IIБ-группы

	Zn	Cd	Hg
Строение внешнего электронного слоя	$3d^{10}4s^2$	$4d^{10}5s^2$	$5d^{10}6s^2$
Энергия ионизации, эВ	9,39	8,99	10,44
Сродство атома к электрону, эВ	0,09	-0,27	-0,19
Относительная электроотрицательность (ОЭО)	1,59	1,46	1,71
Радиус атома, нм	0,139	0,156	0,160
Радиус иона $Э^+$, нм	0,083	0,099	0,112
Степень окисления	+2	+2	+2
Координационное число	4	4, 6	2, 4
Конфигурация комплексных соединений	тетраэдр	тетраэдр октаэдр	линейная квадрат
Содержание в организме человека, %	$1\cdot10^{-3}$	$1{,}3\cdot10^{-4}$	$1\cdot10^{-5}$
Содержание в земной коре, %	$2\cdot10^{-2}$	$1{,}3\cdot10^{-5}$	$8{,}3\cdot10^{-6}$

Основная характеристика элементов IIБ-группы

Элементы IIБ-группы характеризуются полностью заполненными $(n\text{-}1)d^{10}$ и ns^2 орбиталями. Для них невозможна дефектность $(n\text{-}1)d$-оболочек, поэтому Zn и Cd проявляют только одну степень окисления, равную +2. Ртуть обладает высоким ионизационным потенциалом за счёт сильно выраженного эффекта проникновения 6*s*-электронов через двойной экран из *d*- и *f*-электронных облаков. Она образует два ряда соединений: соединения ртути (II),содержащие Hg^{+2}, и соединения ртути Hg_2^{2+}, получаемые при действии металлической ртути на соединения Hg^{+2}. В ионе Hg_2^{2+} атомы ртути связаны между собой ковалентной связью.

Элементами IIБ-группы заканчиваются три ряда переходных *d*-металлов, поэтому с учётом стабильности заполненной *d*-оболочки металлы IIБ-группы являются связующим звеном между элементами подгруппы меди, с одной стороны, и галлия – с другой. Так, например:

а) гидроксид цинка является амфолитом, как и гидроксид галлия;

б) таллий, подобно ртути, проявляет нехарактеристическую низшую степень окисления;

в) металлы подгруппы цинка и галлия относятся к самым легкоплавким за счёт незначительного вклада ковалентной связи, которая практически не образуется из-за малого количества неспаренных электронов.

В подгруппе цинка, как и в подгруппе меди наблюдается вторичная периодичность в изменении ионизационных потенциалов вследствие проникновения 6*s*-электронов золота и ртути под двойной экран *d*- и *f*-электронов, поэтому химические свойства Au и Hg отличаются от химических свойств их гомологов по подгруппе. Подобно золоту ртуть относится к благородным металлам ($\varphi^o(Hg^{+2}/Hg) = +0{,}85$ В).

Вторичная периодичность имеет место и в химии комплексных соединений. Это можно продемонстрировать с помощью ниже приведённых справочных данных.

Формула	$pK_н$	Формула	pK
$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	19,46	$[Zn(S_2O_3)_2]^{2-}$	8,2
$[Cd(NH_3)_4]^{2+}$	7,12	$[Cd(S_2O_3)_2]^{2-}$	6,4
$[Hg(NH_3)_4]^{2+}$	19,28	$[Hg(S_2O_3)_2]^{2-}$	24,2

Комплексообразующая способность элементов IIБ-группы является промежуточной между таковой металлов подгруппы меди и галлия.

Химические свойства металлов II-Б группы

Реагент	Химизм реакций	Примечание
Кислород	$2Zn + O_2 = 2ZnO$ $2Cd + O_2 = 2CdO$ $2Hg + O_2 = 2HgO$	Zn и Cd устойчивы на воздухе за счет образования оксидной пленки, но при нагревании сгорают до ЭО, причем термическая устойчивость в ряду ZnO–CdO–HgO уменьшается. При разложении HgO впервые Шееле был получен O_2
Сера	$Zn + S \overset{t}{=} ZnS$ $Cd + S \overset{t}{=} CdS$ $Hg + S = HgS$	Сульфиды Zn и Cd синтезируют сплавлением компонентов, а HgS получают при растирании в ступке серы с ртутью на холоду, т.к. жидкое состояние облегчает химическое взаимодействие

Кислоты	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$ $Cd+H_2SO_4(разб.) = CdSO_4+H_2$ $4Zn+10HNO_3(оч. разб.)= 4Zn(NO_3)_2+NH_4NO_3+3H_2O$ $Hg+4HNO_3(конц.) = Hg(NO_3)_2+2NO_2+2H_2O$ $6Hg + 8HNO_3(разб.) = 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO+4H_2O$	Zn и Cd вытесняют водород из кислот, ртуть же растворяется только в кислотах, содержащих анион-окислитель: при действии на Hg конц. HNO_3 образуется нитрат Hg(II), а при действии на избыток Hg разбавленной HNO_3 образуется $Hg_2(NO_3)_2$. Zn взаимодействует с HNO_3 очень активно
Щелочи	$Zn+2NaOH+2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$	Zn при нагревании растворяется в щелочах, Cd и Hg – не растворяются
Металлы	$3Au+Hg = HgAu_3$ $2Au+3Hg = Hg_3Au_2$ $K + 2Hg = KHg_2$	Сплавы ртути с другими металлами – амальгамы – можно получить растиранием или даже простым перемешиванием металла со ртутью. При этом может образоваться несколько интерметаллидов. На растворимости в Hg золота основан один из методов выделения его из руды.
Соли	$2Hg + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + Hg_2Cl_2$	Для ликвидации загрязнения помещений металлической ртутью необходима их обработка $FeCl_3$

Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов II-Б группы

Реагент	Химизм реакций	Примечание
Щелочи	$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ $Zn(OH)_2 + 2KOH = K_2[Zn(OH)_4]$ $Cd(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2[Cd(OH)_4]$	ZnO и $Zn(OH)_2$ легко растворяются в щелочах. Кислотные свойства $Cd(OH)_2$ гораздо слабее, поэтому он будет растворяться только в концентрированных щелочах при длительном нагревании. Гидроксид Hg(II) неизвестен, т.к. уже при получении разлагается на HgO и H_2O
Кислоты	$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $Cd(OH)_2+2HCl = CdCl_2 +2H_2O$	Эти реакции доказывают амфотерный характер соединений
NH_3	$Zn(OH)_2+4NH_3+2H_2O = [Zn(NH_3)_4(H_2O)_2](OH)_2$ $2HgO + NH_3 + H_2O = [Hg_2N]OH\cdot 2H_2O$	$Zn(OH)_2$ и $Cd(OH)_2$ легко растворяются в водных растворах аммиака. Иначе реагирует с аммиаком HgO: в этом случае образуется желтое малорастворимое соединение, называемое основанием Миллона. Ион $[Hg_2N]^+$ можно рассматривать как ион NH_4^+, в котором все четыре атома водорода заменены двумя атомами Hg

Химические свойства солей металлов II-Б группы

Реагент	Химизм реакций	Примечание
Щелочи	$ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2 + 2NaCl$ $ZnCl_2 + 4NaOH = Na_2[Zn(OH)_4] + 2NaCl$	Благодаря своей амфотерности образовавшийся при приливании недостатка щелочи белый осадок $Zn(OH)_2$ будет растворяться в избытке щелочи
	$Hg_2(NO_3)_2 + 2KOH = HgO + Hg + 2KNO_3 + H_2O$	Гидроксид Hg_2^{2+} неустойчив и при образовании сразу превращается в смесь соединений
	$Hg(NO_3)_2 + 2KOH = HgO + 2KNO_3 + H_2O$	Образуется высокодисперсный HgO за счет разложения $Hg(OH)_2$
Аммиак	$ZnCl_2 + 4NH_3 \cdot H_2O = [Zn(NH_3)_4]Cl_2 + 4H_2O$ $HgCl_2 + 2NH_3 \xrightarrow{NH_4Cl} [Hg(NH_3)_2]Cl_2$ плавкий белый преципитат $HgCl_2 + 2NH_3 \rightarrow [H_2NHg]Cl + NH_4Cl$ неплавкий белый преципитат	При наличии в растворе значительного количества NH_4Cl образуется «плавкий белый преципитат», а в отсутствие NH_4Cl – амидное соединение
	$2K_2[HgI_4] + NH_3 + 3KOH = [Hg_2N]I \cdot H_2O + 7KI + 2H_2O$	Образование бурого осадка иодида основания Миллона является очень чувствительной реакцией обнаружения NH_3. Для этого используют реактив Несслера – щелочной раствор $K_2[HgI_4]$

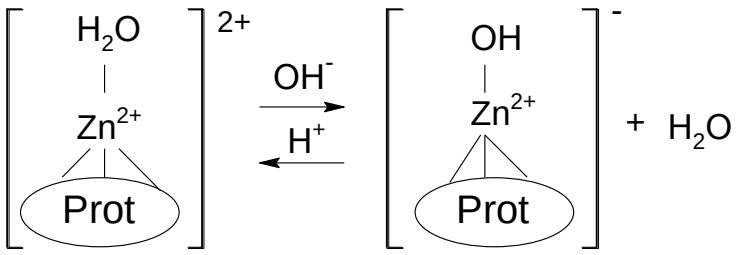
Кислоты	$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2S$ $CdS + H_2SO_4(конц.) = CdSO_4 + H_2S$ $3HgS + 8HNO_3 + 6HCl = 3HgCl_2 + 3H_2SO_4 + 8NO + 4H_2O$	ZnS растворяется в разбавленных кислотах. CdS – в концентрированных, а прочный HgS растворятся только при действии сильных окислителей, например, «царской водки»
Соли	$Hg(NO_3)_2 + 2KI = HgI_2 + 2KNO_3$ $HgI_2 + 2KI = K_2[HgI_4]$	Эта реакция используется для качественного определения иона ртути: при недостатке KI образуется характерный красный осадок, который в избытке KI растворяется вследствие комплексообразования
	$2HgCl_2 + SnCl_2 = Hg_2Cl_2 + SnCl_4$ $Hg_2Cl_2 + SnCl_2 = 2Hg\downarrow + SnCl_4$	Соединения ртути легко восстанавливаются: при этом сначала образуется Hg_2^{2+}, а затем Hg^o

Биологическая роль металлов подгруппы цинка

Цинк – жизненно необходимый микроэлемент. В организме взрослого человека содержится 1,4–2,3 г цинка. Он находится в костях, мышцах, крови, печени, предстательной железе. Цинк входит в состав более 200 металлоферментов в качестве кофактора.

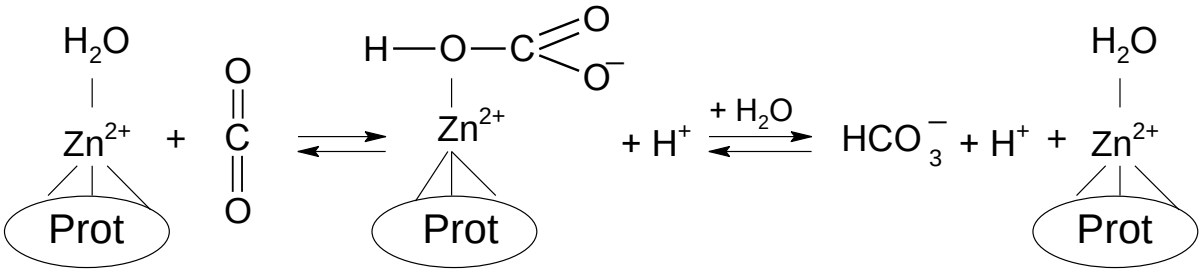
Имеющий постоянную степень окисления +2 цинк не участвует в организме в окислительно-восстановительных превращениях, для него характерны амфотерные и комплексообразующие свойства.

Кислотно-основные свойства у гидроксида цинка выражены одинаково с небольшим преобладанием основных свойств, следовательно, в средах, близких к нейтральным, в зависимости от величины pH будет существовать равновесие:

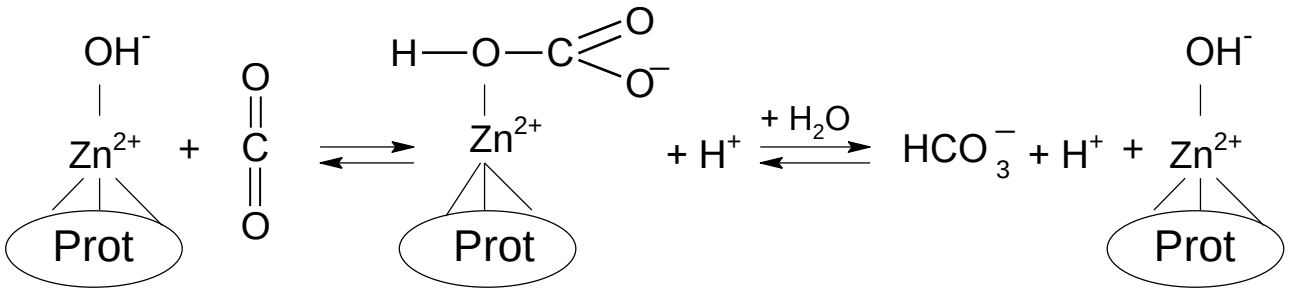


Три координационных места Zn заняты аминокислотными остатками, четвертое – молекулой воды или OH^--группой.

Zn входит в состав карбоангидразы, катализирующей процессы гидратации CO_2 и дегидратации угольной кислоты, влияя тем самым на процесс дыхания и на газообмен в организме. Схемы этого процесса можно представить следующим образом в зависимости от pH среды.



при pH < 7,8



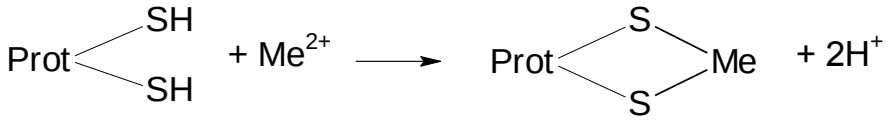
при pH > 7,8

Подобный механизм действия, включающий две формы фермента, имеет место и в случае фермента карбоксипептидазы, катализирующего гидролиз пептидных связей.

Цинк оказывает влияние на углеводный обмен, вызывая благоприятное для организма больного диабетом удлинение гипогликемического эффекта. Это происходит в результате стабилизирующего воздействия цинка на молекулу инсулина и угнетения цинком процесса разрушения инсулина в тканях под действием фермента инсулиназы. Цинк активирует биосинтез витаминов С и В, стимулирует фагоцитарную активность лейкоцитов.

Zn^{+2} может конкурировать с другими, имеющими такую же степень окисления катионами (Fe^{+2}, Ca^{+2}, Cu^{+2}, Mn^{+2}) в реакциях комплексообразования, поэтому в больших дозах соединения цинка токсичны. Смертельная доза цинка хлорида 3-5г, цинка сульфата-5-10г.

Токсичность металлов IIБ-группы обусловлена также образованием устойчивых комплексов с биологически важными молекулами, содержащими SH-группы, что приводит к денатурации белков и ингибированию ферментов:



От Zn к Hg токсичность возрастает, так как, являясь « мягким» основанием, ионы Hg^{+2} проявляют наибольшее химическое сродство к SH-группам.

Ртуть существует в окружающей среде преимущественно в виде элементной ртути, солей ртути (I) и ртути (II). Каждая химическая форма ртути оказывает своё специфическое действие на организм.

Элементная (жидкая металлическая) ртуть практически безопасна, так как адсорбция металла в желудочно-кишечном тракте незначительна. Опасность представляет газообразная ртуть, которая образуется при испарении с поверхности жидкой ртути. Пары элементной ртути практически полностью поглощаются организмом и могут привести к развитию острого бронхита, пневмонии, изменениям в центральной и вегетативной нервной системе. Во избежание этого необходимо осторожно обращаться с ртутными термометрами и манометрами. Для предотвращения перехода разлитой ртути в парообразное состояние необходимо провести демеркулизацию:

а) собрать капли разлитой ртути с помощью ваты или амальгамированной медной пластинки;

б) многократно промыть очищенное место насыщенным раствором $FeCl_3$ или засыпать порошком серы. При этом образуются малорастворимые нелетучие соединения ртути: каломель (Hg_2Cl_2) или сульфид ртути (HgS):

$2Hg + 2FeCl_3 = Hg_2Cl_2 + 2FeCl_2$

$Hg + S = HgS$

Токсичность ионов кадмия заключается не только в ингибировании ферментов, но также в замещении ионов кальция в костной ткани, с которым Cd^{+2} является аналогом по размеру и заряду. Кадмий накапливается в организме, период его полувыведения составляет около 30 лет. Хроническое отравление соединениями кадмия проявляется ринитом, фарингитом, потерей обоняния, возникновением золотистого кадмиевого кольца вокруг шеек зубов.

Таким образом, цинк является жизненно важным микроэлементом, а кадмий и ртуть – токсичны.

Лекарственные препараты

Название	Применение
ZnO цинк(II) оксид 	Применяется наружно как вяжущее, дезинфицирующее средство в виде присыпок, мазей и паст. Входит в состав готовых лекарственных средств «Гальманин», «Мазь цинковая», свечей «Анестезол» и «Неоанузол»
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ цинк(II) сульфат 	Антисептическое, вяжущее и прижигающее средство при конъюктивитах (глазные капли – 0,25-0,5%), при хроническом катаральном ларингите (смазывание 0,25-0,5% раствором), для спринцеваний при уретритах и вагинитах (0,1-0,5%)
HgO ртуть(II) оксид	Мелкодисперсный порошок желтого цвета. Применяют в глазной практике в виде 2%-ной мази
$HgCl_2$ ртуть(II) хлорид (сулема)	Применяют в качестве дезинфицирующих средств в растворах (1:1000–2:1000) для дезинфекции белья, одежды, обмывания стен, предметов ухода и дезинфекции кожи. Разрушает белки микроорганизмов
NH_2HgCl ртуть(II) амидохлорид	Применяют наружно в виде 5-10%-ной мази (белая ртутная мазь) как антисептическое и противовоспалительное средство при заболеваниях кожи
$Hg(CN)_2HgO$ ртуть(II) оксидцианид	Применяют как дезинфицирующее средство для промываний (1:5000–1:10000) при гонорее, конъюктивитах. Ядовит
Hg_2Cl_2 ртуть(I) хлорид (каломель) 	Нерастворимый в воде беловатый порошок. Сильный антисептик

Элементы VIБ-группы

Физико-химические характеристики *d*-элементов VI-Б группы

	Cr	Mo	W
Строение внешнего электронного слоя	$3d^5 4s^1$	$4d^5 5s^1$	$5d^4 6s^2$
Энергия ионизации, эВ	6,77	7,10	7,98
Сродство атома к электрону, эВ	0,98	1,18	0,5
Относительная электроотрицательность (ОЭО)	1,29	1,38	1,42
Радиус атома, нм	0,127	0,139	0,140
Радиус иона $Э^+$, нм	0,035	0,065	0,065
Степень окисления	+2, +3, +6	+6	+6
Координационное число	4, 6	4, 6	4, 6
Конфигурация комплексных соединений	тетраэдр октаэдр	тетраэдр октаэдр	октаэдр
Содержание в организме человека, %	$1\cdot10^{-5}$	$1\cdot10^{-6}$–$1\cdot10^{-5}$	–
Содержание в земной коре, %	$3{,}3\cdot10^{-2}$	$1\cdot10^{-3}$	$7\cdot10^{-3}$

Основная характеристика элементов VIБ-группы

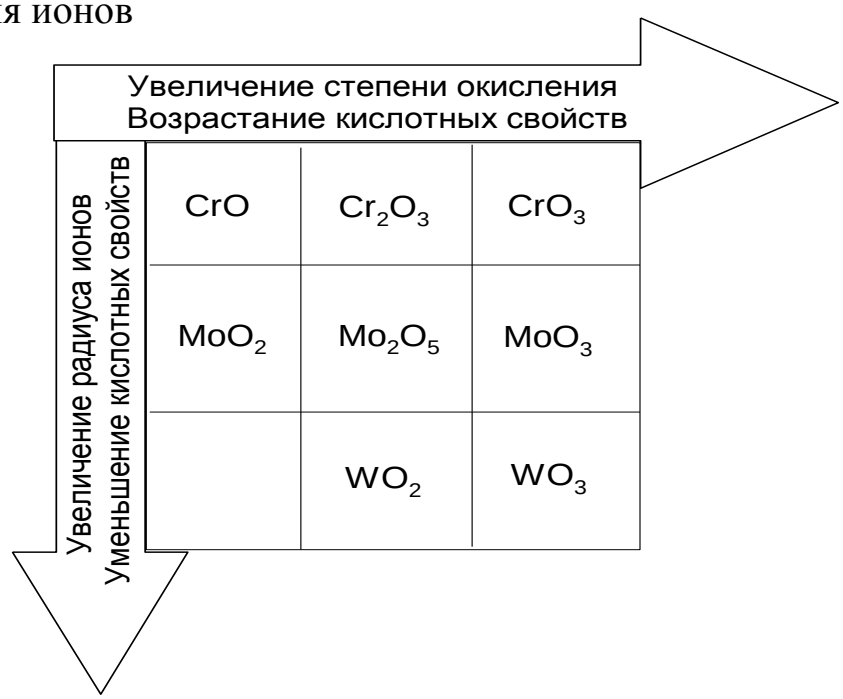
Элементы VБ-группы располагаются вблизи середины *d*-рядов. В силу стабильности конфигурации d^5 у атомов первых двух элементов подгруппы – хрома и молибдена – наблюдается проскок одного электрона с *ns* на (*n*-1)*d*-подуровень. У вольфрама валентной электронной конфигурации предшествует завершённая $4f^{14}$-оболочка, поэтому 6*s*-электроны вольфрама проникают под двойной экран 5*d*- и 4*f*-электронов, что обусловливает его высокий ионизационный потенциал, а за счёт лантаноидного сжатия атомы молибдена и вольфрама имеют практически одинаковые радиусы.

В соединениях с кислородом атом хрома проявляет степени окисления +2, +3, +4 и +6; атомы молибдена – +4,+5, +6; атомы вольфрама – +4,+6. Таким образом, в ряду Cr–Mo–W наблюдается повышение стабильности соединений элементов в высших степенях окисления, так как происходит образование ковалентных связей в результате уменьшения разности энергий (*n*-1)*d* и *ns*-подуровней, поэтому окислительная способность соединений, содержащих $Э^{+6}$, уменьшается. Так, если очень сильный окислитель CrO_3 разлагается при t = 500°C, то MoO_3 – слабый окислитель и достаточно стойкое вещество, разлагающееся при t = 1700°C. Ещё более стойким является WO_3, что подтверждается приведёнными в таблице величинами окислительно-восстановительных потенциалов.

Химизм процессов	φ^o, В
$CrO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \rightarrow Cr^0 + 4H_2O$	0,366
$MoO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \rightarrow Mo^0 + 4H_2O$	0,154
$WO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \rightarrow W^0 + 4H_2O$	0,049

Заметный ковалентный вклад в химическую связь обусловливает высокую температуру плавления этих металлов (1875°С, 2620°С и 3395°С соответственно). Они являются самыми тугоплавкими в своих рядах, а вольфрам – самый тугоплавкий из всех металлов, поэтому из него изготавливают нити накаливания в электрических лампах.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ-группы определяются также согласно схеме Косселя радиусом и степенью окисления ионов



Хром и его аналоги обладают высокой комплексообразующей способностью. Все три металла подгруппы хрома образуют однотипные гексакарбонилы $[Me(CO)_6]$, в которых степень окисления металла формально равна нулю.Лиганды «СО» помимо неподелённых электронных пар имеют вакантные π-орбитали и, являясь льюисовскими кислотами, акцептируют электроны с заполненных орбиталей комплексообразователя.

Cr^{+2} образует кристаллогидраты $CrSO_4 \cdot 7H_2O$, которые представляют собой сверхкомплексные соединения: $[Cr(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$. Химия хрома (+2) в определённом смысле подобна химии железа (+2). Так, для них известны одинаковые по составу амино- и ацидокомплексы. В частности, для Cr^{+2} известны комплексный ион $[Cr(NH_3)_6]^{2+}$ и соединение $K_4[Cr(CN)_6]$, аналогичное по составу известной жёлтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, а также аналогичный по составу роданидный комплекс $K_4[Cr(CNS)_6]$.

Катион Cr^{+3} обладает внутренней 3*d*-оболочкой с частично свободными орбиталями, способными принять участие в донорно-акцепторном взаимодействии с лигандами, поэтому при координационном числе, равном шести, для него характерна внутренняя d^2sp^3-гибридизация. Кроме того, катион Cr^{+3}, благодаря своим маленьким размерам, оказывает сильное поляризующее действие, что также обеспечивает большую устойчивость комплекса.

Химические свойства металлов VIБ-группы

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Неметаллы	$4Cr + 3O_2 = 2Cr_2O_3$ $2Mo + 3O_2 = 2MoO_3$ $2W + 3O_2 = 2WO_3$	Если в компактном состоянии металлы довольно устойчивы, то порошки легко сгорают в кислороде при нагревании, причем Mo и W образуют высшие оксиды, вследствие увеличения устойчивости высшей степени окисления
	$2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3$ $Mo + 3F_2 = MoF_6$ $W + 3Cl_2 = WCl_6$	Увеличение степени окисления элементов приводит к росту ковалентности связи, поэтому галогениды $ЭF_6$ отличаются высокой летучестью, гидролизуемостью
Кислоты	$Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2$ $Cr + H_2SO_4 = CrSO_4 + H_2$ $Mo + 6HNO_3 + 8HF = H_2[MoF_8] + 6NO_2 + 6H_2O$ $W + 8HF + 2HNO_3 = H_2[WF_8] + 2NO_2 + 4H_2O$	Хром реагирует с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4, т.к. в этих условиях пассивирующая пленка поверхностного оксида (близкая по составу к Cr_2O_3), постепенно разрушается. У Mo и W коррозионная устойчивость в кислых средах резко возрастает, т.к. состав их пассивирующих пленок близок к кислотообразующим оксидам (MoO_3 и WO_3). По этой причине Mo и W лучше растворяются в горячей смеси HNO_3+HF

Щелочи	$Э + 3NaNO_3 + 2NaOH = Na_2ЭO_4 + 3NaNO_2 + H_2O$ $2Э + 2Na_2CO_3 + 3O_2 = 2Na_2ЭO_4 + 2CO_2$	По причине образования поверхностных кислотообразующих оксидов Mo и W легче взаимодействуют с расплавами щелочей в присутствии окислителей с образованием соответствующих молибдатов и вольфраматов, чем хром, для которого не характерно образование высших оксидов на поверхности

Химические свойства соединений металлов VIБ-группы

Названия соединений	Химизм процессов	Примечание
Оксиды и гидроксиды металлов (II)	$CrO + 2HCl = CrCl_2 + H_2O$ $Cr(OH)_2 + H_2SO_4 = CrSO_4 + 2H_2O$	Черный оксид Cr(II) и гидроксид Cr(II) желтого цвета обладают только основными свойствами и легко растворяются в кислотах
	$4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3$ $3CrO = Cr_2O_3 + Cr$	Т.к. степень окисления +2 для Cr неустойчива, то $Cr(OH)_2$ легко окисляется кислородом воздуха, а CrO диспропорционирует при небольшом нагревании. Кислородсодержащих соединений Mo(II) и W(II) не образуют в силу чрезвычайной неустойчивости и склонности к диспропорционированию
Соли Cr(II)	$4CrCl_2 + O_2 + 4HCl = 4CrCl_3 + 2H_2O$ $2CrCl_2 + 2H_2O = 2Cr(OH)Cl_2 + H_2$	Будучи сильными восстановителями соли Cr(II) в растворах легко окисляются кислородом воздуха, а при отсутствии окислителя даже восстанавливают воду

Оксиды и гидроксиды металлов (III)	$Cr_2O_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ $Cr_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O = 2Na_3[Cr(OH)_6]$ $Cr_2O_3 + 2NaOH_{расплав} = 2NaCrO_2 + H_2O$ $Cr_2O_3 + Na_2CO_{3(расплав)} = 2NaCrO_2 + CO_2$ метахромит $Cr(OH)_3+3HCl=CrCl_3+3H_2O$ $Cr(OH)_3+3NaOH_{изб.} = Na_3[Cr(OH)_6]$ $Cr(OH)_3+NaOH+2H_2O = Na[Cr(OH)_4(H_2O)_2]$	Оксид Cr(III) амфотерен. В высокодисперсном состоянии он растворяется в сильных кислотах и растворах щелочей. При сплавлении Cr_2O_3 с оксидами щелочных металлов, щелочами и карбонатами щелочных металлов образуются зеленые метахромиты. Амфотерный $Cr(OH)_3$ при взаимодействии с щелочами может образовывать комплексные соединения различного состава в зависимости от концентрации щелочи.
	$Cr_2O_3+3KNO_3 + 2Na_2CO_3 = 2Na_2CrO_4 + 3KNO_2 + 2CO_2$ $Cr_2O_3+KClO_3 + 4KOH = 2K_2CrO_4 + KCl + 2H_2O$	Cr_2O_3 проявляет восстановительные свойства при сплавлении с окислителями в щелочной среде
	$2Mo(OH)_3 + 6H_2O = 2H_3[Mo(OH)_6] + 3H_2$	Гидроксид $Mo(OH)_3$ – сильный восстановитель. Он разлагает воду с выделением водорода
Соли Cr(III)	$[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2H_2O$ $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ сине-фиолетовый $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl.H_2O$ темно-зеленый	Твердый шестиводный кристаллогидрат $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ в зависимости от ориентации воды и хлорид-ионов имеет различные изомерные формы. Доказать существование этих изомеров можно с помощью $AgNO_3$, который осаждает соответственно 3, 2 и 1 моль ионов Cl^-, находящихся во внешней сфере

	$Cr_2(CO_3)_3 + 3H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3CO_2$ $Cr_2S_3 + 6H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3H_2S$	При попытке получить в водном растворе по обменным реакциям Cr_2S_3 или $Cr_2(CO_3)_3$ вследствие гидролиза образуется гидроксид
Соединения хрома(VI)	$H_2O \xrightarrow{CrO_3} H_2CrO_4$ желтый $\xrightarrow{CrO_3} H_2Cr_2O_7$ оранжевый	В разбавленных водных растворах для хрома характерно образование иона CrO_4^{2-}, в концентрированных – дихромат-ионов $Cr_2O_7^{2-}$
	$H_2O + Cr_2O_7^{2-} \rightleftarrows 2H^+ + 2\,CrO_4^{2-}$ $K_2Cr_2O_7+2KOH= 2K_2CrO_4+ H_2O$ $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7+K_2SO_4 + H_2O$	Растворы дихроматов имеют кислую реакцию за счет взаимодействия дихромат-иона с водой, поэтому за счет смещения равновесия в кислой среде образуется $Cr_2O_7^{2-}$, а в щелочной – CrO_4^{2-}, т.о. можно осуществлять взаимные превращения хроматов и дихроматов
	$3H_2S+K_2Cr_2O_7+4H_2SO_4 = 3S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$ $6KI+K_2Cr_2O_7+7H_2SO_4 = 3I_2 + Cr_2(SO_4)_3 +4K_2SO_4+ 7H_2O$ $6FeSO_4+K_2Cr_2O_7+7H_2SO_4 = 3Fe_2(SO_4)_3+K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3+ 7H_2O$ $3SO_2+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+ H_2O$ $K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2CrCl_3 + 2KCl + 3Cl_2 + 7H_2O$ $2K_2CrO_4 + 3KNO_2 + H_2O = 2KCrO_2 + 3KNO_3 + 2KOH$	Все хроматы являются сильными окислителями, причем наиболее энергичное окислительное действие они оказывают в кислой среде, восстанавливаясь при этом до производных Cr^{+3}. Именно по этой причине устойчивые в кислой среде дихроматы являются более сильными окислителями. Устойчивые в щелочной среде хроматы являются менее сильными окислителями

Биологическая роль элементов VIБ группы

Хром является условно эссенциальным элементом. Содержание его в организме человека условно 6мг.

Метаболизм хрома сложен из-за различных его степеней окисления в соединениях. Cr(III) необходим для функционирования протеолитических ферментов нормального использования глюкозы. В образуемых им комплексных соединениях в организме лигандами являются изоникотиновая кислота и некоторые аминокислоты.Эти комплексы действуют синергически с инсулином. Ионы Cr^{+3} не способны проникать через клеточные мембраны, а гидроксид Cr^{+3} плохо растворим, поэтому токсичность соединений Cr(III) незначительна. Токсичность соединений Cr(VI) обусловлена реакциями восстановления до Cr(III) с одновременным окислением биогенных соединений. На реакции восстановления Cr(VI) до Cr(III) основан экспресс-метод экспертизы алкогольного опьянения. Соли Cr(VI) вызывают раздражение и некротические процессы кожи и других оболочек. Результатом хронического отравления являются фиброз и рак лёгких. Смертельная доза от 1 до 8г.

Молибден – один из десяти металлов жизни. В организме взрослого человека содержится около 9 мг молибдена. Предполагается, что важнейшее участие молибдена в биохимических процессах возможно благодаря его способности существовать в различных степенях окисления. В организме он существует в форме сложных по составу комплексов, в которых степень окисления молибдена +5 и +6. В этих комплексах молибден связан, как правило, через кислород, поэтому предполагают, что в биохимических реакциях молибден образует связи с карбоксильными и гидроксильными группами белков. Вместе с тем он может образовывать связи с галогенными, тиоцианатными (NCS^-), цианидными (CN^-) лигандами, а также с SH-группами.

В организме животных и человека молибден входит в состав ферментов: а) ксантиноксидазы, катализирующей окисление ксантина до мочевой кислоты; б) сульфитоксидазы, катализирующей окисление сульфита до сульфата; в) альдегидоксидазы, катализирующей окисление альдегидов.

В ходе ферментативных реакций молибден со степенью окисления +6 восстанавливается сначала до степени окисления +5 или даже +4.

При избыточном поступлении молибдена в организм активизируется синтез ксантиноксидазы, возрастает количество образующейся мочевой кислоты, что может привести к возникновению заболевания «молибденовой подагры». Избыток молибдена приводит также к уменьшению концентрации меди и кобальта. Молибден совместно с медью участвует в обмене гормонов. Взаимодействие между молибденом и медью может приводить к образованию в желудочно-кишечном тракте малорастворимого

соединения $CuMoO_4$, что используется в терапевтической практике для вывода из организма избытка молибдена.

Важным микроэлементом молибден является для растений. Молибденсодержащие ферменты катализируют процесс превращения молекулярного азота в аммиак и другие азотсодержащие продукты.

Таким образом, молибден – жизненно необходимый элемент, а хром – примесный токсичный элемент.

Учебно-исследовательская лабораторная работа № 1

Тема: *d*-элементы IБ, IIБ, VIБ групп

Цель занятия: теоретически и экспериментально изучить химические свойства элементов IБ, IIБ, IVБ- групп; научиться объяснять зависимость свойств элементов и соединений от их строения

Опыт 1. Восстановительные свойства меди

Реактивы и оборудование: растворы: 2н. HCl, H_2SO_4, HNO_3; конц. HCl, H_2SO_4, HNO_3; твердое вещество – медная стружка (порошок); спиртовка, микрошпатель.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 1 микрошпателю медной стружки (порошка) и прибавьте по 5-6 капель 2н. растворов кислот: в 1-ю – соляной, во 2-ю – серной, в 3-ю – азотной. Что наблюдаете?

Повторите опыт с концентрированными кислотами без нагревания и при **осторожном нагревании.**

Напишите уравнения реакций.

Вывод: используя табличные величины стандартных ОВП сопряженных пар, поясните возможность протекания указанных реакций.

Опыт 2. Получение гидроксида меди(II), исследование его кислотно-основных свойств и термической устойчивости

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. соли меди(II); 2н. KOH (NaOH); конц. KOH (NaOH); 2н. H_2SO_4; спиртовка.

Порядок выполнения

В четырех пробирках получите гидроксид меди(II): для этого внесите в каждую по 3-4 капли соли меди(II), по 3-4 капли 2н. раствор гидроксида калия (натрия). Затем добавьте в 1-ю пробирку 2н. раствор гидроксида калия (натрия); во 2-ю – 2н. раствор серной кислоты; в 3-ю – избыток концентрированного раствора гидроксида калия (натрия). Четвертую пробирку с полученным осадком нагрейте до изменения цвета осадка.

Опишите наблюдения. Отметьте цвет растворов и осадков. Напишите уравнения реакций в ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида меди(II) .

Вывод: поясните, как смещается равновесие диссоциации гидроксида меди(II) при добавлении избытка щелочи и кислоты. О каком химическом характере гидроксида меди(II) это говорит? Каким основным свойством должны обладать разлагающиеся при нагревании гидроксиды металлов?

Опыт 3. Получение нерастворимых солей меди(II), гидролиз солей меди(II)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. соли меди (II), 0,5н. Na_2CO_3, KOH, HNO_3; универсальная индикаторная бумага, спиртовка.

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 3-5 капель 0,5н. раствора сульфата (хлорида) меди(II) и с помощью универсального индикатора определите реакцию среды. В одну пробирку добавьте 3-5 капель подогретого 0,5н. раствора карбоната натрия. Опишите наблюдения. Отметьте цвет осадка карбоната гидроксомеди (II) и выделение газа. Напишите уравнения реакций гидролиза соли меди (II) в молекулярном и ионном видах.

Вывод: поясните, почему гидролиз сульфата меди(II) идет до конца в присутствии карбоната натрия.

Опыт 4. Получение иодида меди(I)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. $CuSO_4$, 0,5н. KI, 0,5н. Na_2SO_3.

Порядок выполнения

Внесите в пробирку по 3-4 капли 0,5н. растворов сульфата меди(II) и иодида калия. Отметьте наблюдаемые явления: выпадение осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Добавьте в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Вывод: на основании сопоставления справочных данных $\Delta G(CuI_2)$ = –8,2 кДж/моль и $\Delta G^{\circ}_{298}(CuI)$ = –71 кДж/моль определите, какой из йодидов меди выпадет в осадок.

Опыт 5. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. $Zn(NO_3)_2$ ($ZnCl_2$), 0,5н. $CdCl_2$, 0,5н. Na_2S; 2н. KOH (NaOH), 0,5н. HCl, 25% $NH_3 \cdot H_2O$.

Порядок выполнения

А. В три пробирки внесите по 4-5 капель 0,5н. раствора соли цинка (нитрата или хлорида) и добавьте по каплям 2н. раствор гидроксида натрия (калия) до появления осадка. Отметьте цвет выпавшего осадка. Испытайте полученные гидроксиды растворами кислоты, щелочи и аммиака. Для этого внесите раздельно по 5-6 капель в 1-ю пробирку – 0,5н. раствор соля-

ной кислоты, во 2-ю – 2н. раствор гидроксида натрия (калия), в 3-ю – концентрированный раствор аммиака. Опишите наблюдения.
Проведите аналогичные опыты с солью кадмия (сульфатом или хлоридом). Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.
Напишите выражения для констант нестойкости комплексных соединений, учитывая, что координационные числа цинка и кадмия равны 4.
Б. В пробирки с полученными аммиакатами цинка и кадмия добавьте по каплям 0,5н. раствор сульфида натрия. Опишите наблюдения.
Вывод: а) поясните, как смещается равновесие диссоциации гидроксида цинка при добавлении избытка щелочи и кислоты; наблюдается ли подобное явление для гидроксида кадмия?; б) объясните с точки зрения конкуренции между гетерогенными процессами и процессами комплексообразования возможность растворения гидроксидов металлов в концентрированном растворе аммиака; в) на основании сопоставления величин $K_н$ аммиачных комплексов и K_s сульфидов металлов поясните, почему происходит разрушение комплексных соединений.

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. соль хрома(III), 2н. NaOH (KOH), 2н. HCl, 2н. H_2SO_4.
Порядок выполнения
В две пробирки внесите по 4-5 капель 0,5н. раствор соли хрома(III) и по 2-3 капли 2н. раствора гидроксида натрия (калия). Опишите наблюдения. Исследуйте отношение гидроксида хрома к кислоте и избытку щелочи, для чего в каждую пробирку раздельно добавьте по каплям 2н. раствор соляной (серной) кислоты и 2н. раствор щелочи до растворения осадка. Объясните наблюдаемые признаки реакций. Напишите уравнения реакций получения гидроксида хрома(III) и взаимодействия его с кислотой и щелочью в молекулярном и ионном видах. Для гидроксида хрома(III) составьте уравнения диссоциации.
Вывод: поясните, как смещается равновесие диссоциации гидроксида хрома(III) при добавлении избытка щелочи и кислоты. О каком химическом характере гидроксида хрома(III) это говорит?

Опыт 7. Гидролиз солей хрома (III)

Реактивы и оборудование: кристаллы $Cr_2(SO_4)_3$; микрошпатель; растворы: 0,5н. соль хрома(III), 0,5н. Na_2CO_3, 0,5н. Na_2S, раствор нейтрального лакмуса или раствор универсального индикатора, дистиллированная H_2O.
Порядок выполнения
А. В пробирку внесите 4-5 капель раствора индикатора (универсального или нейтрального лакмуса), добавьте несколько кристалликов сульфата хрома (III) и 4-5 капель $H_2O_{дист.}$. Опишите изменение окраски индикатора. Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном видах.

Б. Гидролиз солей хрома (III) в присутствии карбонат-ионов.
В пробирку внесите 4-5 капель 0,5н. раствор хлорида (сульфата) хрома(III) и 0,5н. раствор карбоната натрия. Что наблюдаете? Отметьте цвет осадка (какого?) и выделение газа (какого?). Напишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.
В. Гидролиз солей хрома (III) в присутствии сульфида натрия.
В пробирку внесите 3-4 капли 0,5н. раствора хлорида (сульфата) хрома(III) и 0,5н. раствор сульфида натрия. Поясните наблюдаемые признаки реакции: выпадение осадка (какого?) и выделение газа (какого?). Напишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.
Вывод: а) поясните, почему наиболее полно идет гидролиз по I ступени. Как можно усилить или ослабить гидролиз сульфата хрома(III)?
б) Поясните, почему гидролиз сульфата хрома(III) идет наиболее полно в присутствии карбонат- и сульфид-ионов.

Опыт 8. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца, серебра

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. K_2CrO_4, 0,5н. $BaCl_2$, 0,5н. $Pb(NO_3)_2$, 0,1н. $AgNO_3$.
Порядок выполнения
В три пробирки внесите по 3-4 капли 0,5н. раствора хромата калия и добавьте по 3-4 капли в 1-ю пробирку – 0,5н. раствор хлорид бария; во 2-ю – 0,5н. раствор нитрата свинца, в 3-ю – 0,1н. раствор нитрата серебра. Отметьте цвет образующихся осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.
Вывод: на основании сопоставления табличных величин K_s образующихся осадков определите, какой из катионов выиграет в конкуренции за анион CrO_4^{2-} . поясните какие из реакций являются качественными?

Опыт 9. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. $K_2Cr_2O_7$, 0,5н. KI, 0,5н. Na_2SO_3 (K_2SO_3), 3% H_2O_2, 2н. H_2SO_4, 1% крахмал.
Порядок выполнения
А. Окисление йодида калия.
В пробирку внесите 4-5 капель 0,5н. раствора дихромата калия, 2-3 капли 2н. раствора серной кислоты и добавьте 3-4 капли 0,5н. раствора йодида калия. Отметьте изменение окраски раствора. Докажите с помощью 1%-ного раствора крахмала присутствие в реакционной смеси свободного йода. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Б. Окисление сульфита натрия.

В пробирку внесите 4-5 капель 0,5н. раствора сульфита натрия (калия), добавьте 3-4 капли 2н. раствора серной кислоты и 4-5 капель 0,5н. раствора дихромата калия. Отметьте изменение цвета реакционной смеси. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Вывод: используя табличные величины стандартных ОВП сопряженных пар, подтвердите возможность протекания указанных реакций.

Элементы VIIIБ-группы

Физико-химические характеристики *d*-элементов VIIIБ-группы (подгруппа железа)

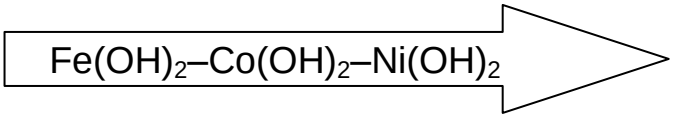
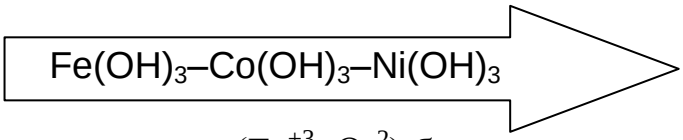
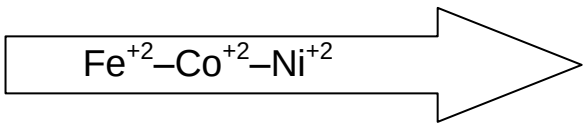
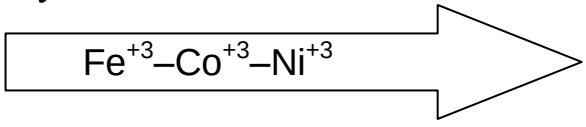
	Fe	**Co**	**Ni**
Строение внешнего электронного слоя	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$
Энергия ионизации, эВ	7,89	7,87	7,63
Сродство атома к электрону, эВ	0,58	0,94	1,10
Относительная электроотрицательность (ОЭО)	1,42	1,47	1,46
Радиус атома, нм	0,126	0,125	0,124
Радиус иона $Э^{2+}$, нм	0,080	0,078	0,071
Степень окисления	+2, +3, +6	+2, +3, +4	+2, +4
Координационное число	4, 6	4, 6	4, 6
Конфигурация комплексных соединений	тетраэдр октаэдр	тетраэдр октаэдр	тетраэдр октаэдр
Содержание в организме человека, %	$3\cdot10^{-3}$	$1\cdot10^{-6}$–$1\cdot10^{-5}$	$1\cdot10^{-6}$
Содержание в земной коре, %	5,1	$4\cdot10^{-3}$	$1{,}8\cdot10^{-2}$

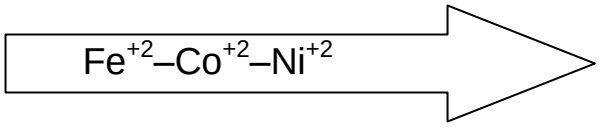
Изменение свойств элементов триады железа

Элементы триады железа имеют валентную электронную конфигурацию $3d^6\ 4s^2$, $3d^7\ 4s^2$ и $3d^8\ 4s^2$ для Fe, Co и Ni соответственно. Очевидно, что в VIIIБ-группе число валентных электронов элементов Co и Ni превышает номер группы, поэтому ни в одном из своих соединений они не проявляют степень окисления, отвечающей номеру группы. С этой точки зрения даже Fe можно отнести к VIIIБ-группе лишь формально, так как максимальная степень окисления, проявляемая им в соединениях, равна +6.

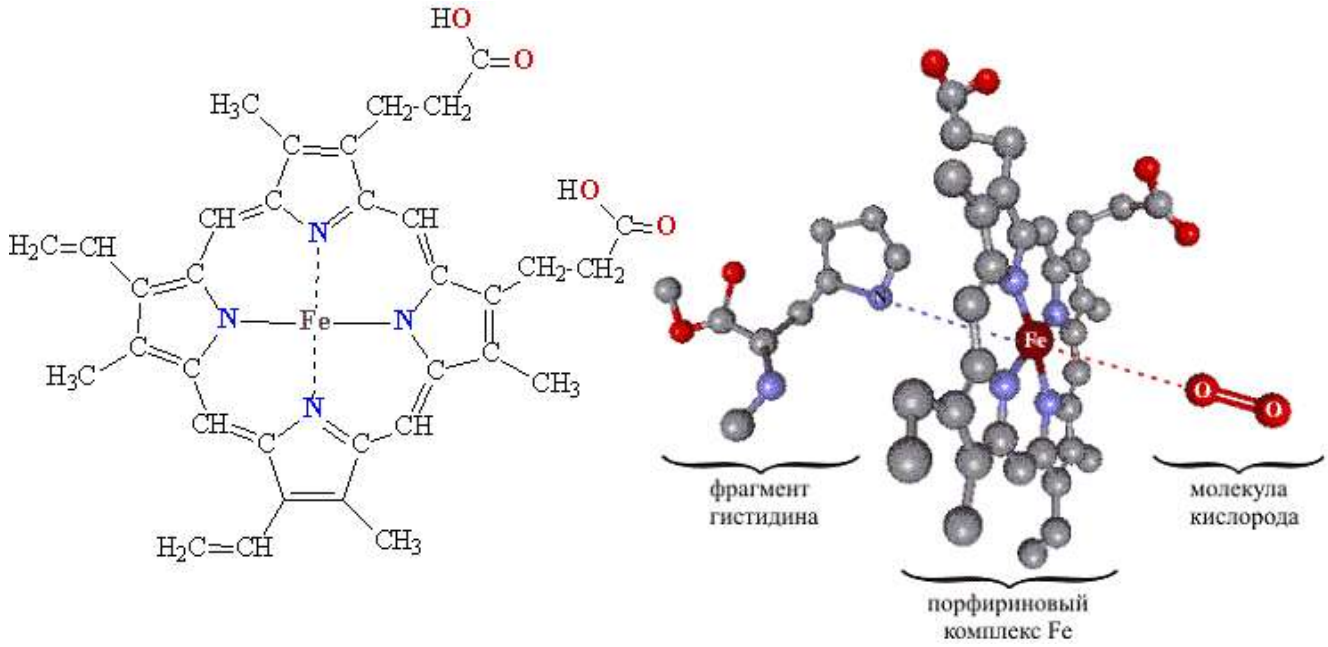
Соединения, содержащие Fe, Co и Ni в одинаковых степенях окисления, очень похожи по структуре и термодинамическим характеристикам. Особенно большое сходство имеют Co и Ni. Но при общем сходстве свойств рассматриваемых элементов и их соединений имеется определённая закономерность в их изменении от Fe к Ni.

Изменение свойств элементов триады железа и их соединений в ряду Fe–Co–Ni:

Свойства	Характеристика изменений
Радиус атома	В ряду Fe, Co, Ni вследствие *d*-сжатия уменьшаются радиусы ионов
Степень окисления	Для железа наиболее устойчива степень окисления +3, т.к. ион Fe^{+3} имеет устойчивую электронную конфигурацию $4s^2 3d^5$. Рост заряда ядра ведет к более прочной связи электронов с ядром, поэтому для кобальта, и, особенно, для никеля, степень окисления +3 менее характерна, чем для железа. Если Co может имеет степень окисления +3 и +2, то Ni практически только +2
Кислотно-основные свойства	 Радиус атома уменьшается, энергия связи Э–О возрастает, поэтому в соответствии со схемой Косселя основные свойства уменьшаются.  Энергия связи (Fe^{+3}–O^{-2}) больше энергии связи (Fe^{+2}–O^{-2}), поэтому основные свойства $Fe(OH)_3$ ниже, чем $Fe(OH)_2$. $Fe(OH)_3$ – амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств. Амфотерные свойства $Co(OH)_3$ и $NI(OH)_3$ выражены еще слабее, чем у $Fe(OH)_3$. По сути дела их формулы условны, правильнее писать $Э_2O_3 \cdot xH_2O$
Окислительно-восстановительные свойства	 восстановительные свойства уменьшаются, т.к. возрастает устойчивость степени окисления +2.  Окислительные свойства возрастают, т.к уменьшается устойчивость степени окисления +3

Комплексообразующая способность	 Возрастает устойчивость комплексов, что связано с заполнением электронами *d*-орбиталей с низкой энергией при октаэдрическом окружении лигандами. В водных растворах ионы Fe^{+2}, Co^{+2} и Ni^{+2} образуют октаэдрические комплексные и сверхкомплексные соединения, например: $[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ (светло-зеленый), $[Co(H_2O)_6] \cdot H_2O$ (розовый), $[Co(H_2O)_6]Cl_2$ (красно-фиолетовый), $[Ni(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ (ярко-зеленый). Для Co^{+2} наряду с координационным числом 6 характерно также координационное число 4 и тетраэдрическое окружение Co^{+2} лигандами. Эти комплексные соединения имеют ярко-синюю окраску, т.к. в тетраэдрическом поле лигандов энергия расщепления *d*-орбиталей значительно меньше, чем в октаэдрическом, полоса поглощения Co^{+2} сдвигается в сторону более длинных волн, окраска переходит из розовой в синюю. Еще в древности научились готовить смальту – содержащий Co^{+2} силикатный расплав, образующий при охлаждении стекловидную массу. Её применяют и сейчас для окрашивания фарфора в очень красивый синий цвет. Известно также много комплексов Ni^{+2} с координационным числом 4, причем такие комплексы со слабо взаимодействующими лигандами имеют тетраэдрическое строение, а с сильными – плоское квадратное. Это обусловлено электронной конфигурацией данного иона d^8, при которой в сильном поле лигандов орбиталь $d_{x^2-y^2}$ не заполнена электронами, что позволяет четырем лежащим в одной плоскости лигандам прочно связываться с ионами Ni^{+2}. Примерами комплексов Ni^{+2} с координационным числом 4 являются $[NiCl_4]^{2-}$ (тетраэдрический) и $[Ni(CN)_4]^{2-}$ (квадратный). $Э^{+3}$ могут образовывать катионные комплексы: аквакомплексы $[Э(H_2O)_6]^{3+}$, аммиакаты$[Э(NH_3)_6]^{3+}$, смешанные аквааминнокомплексы, например, $[Э(NH_3)_5H_2O]^{3+}$. Однако, аквакомплексы Fe^{+3} и Co^{+3} малоустойчивы, Ni^{+3} не образует ни аква, ни амминокомплексы. Дело в том, что практически все лиганды (в том числе H_2O и NH_3) в комплексах с катионами триады железа создают недостаточ-

	но сильное кристаллическое поле, в котором энергия расщепления меньше энергии спаривания электронов Поэтому соответствующие высокоспиновые комплексы малоустойчивы (внешняя sp^3d^2-гибридизация). Но при этом аммиачный комплекс $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ более устойчив, чем $[Fe(NH_3)_6]^{3+}$, т.к. радиус иона Co^{+3} меньше, а его поляризующее действие больше, чем у иона Fe^{+3}. С увеличением степени окисления комплексообразователя при сохранении координационного числа параметр расщепления увеличивается и растет устойчивость комплексного иона, т.к. один и тот же лиганд создает более сильное кристаллическое поле. Например, если тип гибридизации атомных орбиталей Co^{+2} в комплексе $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ sp^3d^2 (внешняя) и $pK_н = 6$, то в $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ тип гибридизации атомных орбиталей d^2sp^3 (внутренняя) и $pK_н = 39$. Многичисленны для элементов триады железа анионные комплексы. Амфотерность гидроксидов железа и в определенной мере кобальта предопределяет возможность образования гидроксокомплексов, что особенно характерно для степени окисления +3. При растворении гидроксидов в избытке щелочи образуются октаэдрические комплексы $[Э(OH)_6]^{+3}$. Среди анионных комплексов очень распространены ацидокомплексы: а) галогенидные: $[Э^{+2}Г_4]^{2-}$, $[Э^{+3}Г_6]^{3-}$ б) оксалатные: $[Э^{+2}(C_2O_4)_2]^{2-}$, $[Э(C_2O_4)_3]^{3-}$ в) роданидные: $[Э^{+2}(CNS)_4]^{2-}$, $[Э^{+3}(CNS)_6]^{3-}$ г) цианидные: $[Fe^{+2}(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ Цианидные комплексы наиболее прочны, т.к. лиганды CN^-, возглавляющие спектрохимический ряд, образуют низкоспиновые комплексы с внутренней d^2sp^3-гибридизацией, устойчивость которых очень велика. Так, $pK_н$ $[Fe(CN)_6]^{4-} = 36$, а $pK_н$ $[Fe(CN)_6]^{3-} = 44$. Этот пример подтверждает факт возрастания устойчивости комплексного иона с увеличением степени окисления комплексообразователя, о чем говорилось выше. Высокую прочность имеют хелатные и внутрикомплексные соединения элементов триады железа, например, диметилглиоксимат никеля (см. ниже реакцию Чугуева) и гемоглобин. Центральный ион в геме - железо(II) с координационным числом 6, хелатообразующий лиганд – тетрадентатный порфирин.



Гем представляет собой плоский жесткий макроцикл, что обусловлено существованием системы сопряженных связей. Размер порфиринового «окна» несколько меньше размера высокоспинового иона железа(II), но немного больше, чем размер низкоспинового железа(II).

В координационной сфере железа только четыре места заняты атомами азота порфирина. Пятое место занимает донорный атом азота в боковой цепи гистидина, связывающего гем с белковой частью молекулы – глобином. Шестое вакантное место может занимать молекула кислорода, образуя оксигемоглобин, которая, в свою очередь, может замещаться на CO, H_2S при отравлении этими газами.

Таким образом, строение элементов триады железа и их соединений определяют их химические свойства и поведение в организме.

Химические свойства металлов VIIIБ-группы

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Окислители простые вещества	$2Fe + O_2 = 2FeO$ $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$ $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ $3Co_2O_3 = 2Co_3O_4 + \frac{1}{2}O_2$ $Ni_2O_3 = 2NiO + O_2$	Оксиды ЭО можно получить для всех трех металлов, но оксид $Э_2O_3$ устойчив только для железа. Оксиды Co(III) и Ni(III) неустойчивы и разлагаются с отщеплением кислорода

	$2Fe + 3Cl_2 \xrightleftharpoons{t} 2FeCl_3$ $2Fe + 3Br_2 \xrightleftharpoons{t} FeBr_3$ $Fe + I_2 \xrightleftharpoons{t} FeI_2$ $2Co + 3F_2 = 2CoF_3$ $2Co + 3Cl_2 = 2CoCl_3$ $CoCl_3+3H_2O=Co(OH)_3+3HCl$ $Ni + F_2 \neq$ $Ni + Cl_2 \xrightleftharpoons{t} NiCl_2$	$FeCl_3$ образуется только при нагревании, поэтому улетучивается. Без нагревания реакция не идет, поэтому Cl_2 перевозят в сухих баллонах. Соединения Co(III) неустойчивы, в присутствии влаги полностью гидролизуются. Ni вообще не образует соединения $NiHal_3$
	$3Fe + C \xrightarrow{t} Fe_3C$ $3Fe + P \xrightarrow{t} Fe_3P$ $3Fe + Si \xrightarrow{t} Fe_3Si$ $Fe + N_2 \rightarrow Fe_4N$, Fe_2N	С C, Si, N, P, H железо образует соединения нестехиометрического состава (твердые растворы)
H_2O	$3Fe + 4H_2O_{пар} \xrightarrow{t} Fe_3O_4 + 4H_2$ $2Fe + 3/2\ O_2 + nH_2O \longrightarrow Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ $3Fe + 2O_2 + nH_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + nH_2O$	В H_2O железо корродирует, образуя при недостатке O_2 $Fe_3O_4 \cdot nH_2O$, при избытке – $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$

Кислоты HCl	$Me + 2HCl = MeCl_2 + H_2$	С HCl и H_2SO_4(разб.) образуются соли Me(II)
H_2SO_4(разб.)	$Me + H_2SO_4 = MeSO_4 + H_2O$	
H_2SO_4(конц.)	$2Fe + 6H_2SO_4(конц) \overset{t}{=} Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$	Концентрированные растворы H_2SO_4 и HNO_3 пассивируют металлы, но при нагревании реакции идут
HNO_3(конц.)	$Fe + 6HNO_3(конц.) \overset{t}{=} Fe(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$	
HNO_3(разб.)	$Fe + 4HNO_3(разб.) = Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$ $8Fe + 30\ HNO_3(оч.\ разб.) = 8Fe(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$	Разбавленные и очень разбавленные растворы HNO_3 окисляют металлы до с.о. +3
CO	$Fe + 5CO \xrightarrow{p,\ t} [Fe(CO)_5]$ $2Co + 8CO \xrightarrow{p,\ t} [Co_2(CO)_8]$ $Ni + 4CO \xrightarrow{p,\ t} [Ni(CO)_4]$	Карбонилы металлов получают в виде жидкостей при пропускании потока CO над порошками металла. Эти соединения отвечают нулевой степени окисления элементов, поэтому при нагревании разлагаются с выделением особо чистых металлов

Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов VIIIБ-группы

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Кислород O_2	$6FeO + O_2 = 2Fe_3O_4$ $4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$ $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ $4Fe_3O_4 + O_2 = 6Fe_2eO_3$ $4Co(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Co(OH)_3$ $2Ni(OH)_2 + 2NaOH + Br_2 = 2Ni(OH)_3 + 2NaBr$	$Fe(OH)_2$ и $Co(OH)_2$ могут окисляться даже кислородом воздуха, а $Ni(OH)_2$ окисляется только сильными окислителями в щелочной среде

Кислоты	$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$ $Fe_3O_4 + 8HCl = FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$ $3FeO + 10HNO_3(разб.) = 3Fe(NO_3)_3 + NO + 5H_2O$ $Fe_3O_4 + 10HNO_3(конц.) = 3Fe(NO_3)_3 + NO_2 + 5H_2O$ $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$ $Fe(OH)_3+3HCl=FeCl_3+3H_2O$ $4Co(OH)_3+ 4H_2SO_4(разб.) = 4CoSO_4 + O_2 + 10\ H_2O$ $2Ni(OH)_3 + 6HCl = 2NiCl_2 + Cl_2 + 6H_2O$	Разбавленные растворы кислот HCl и H_2SO_4 не окисляют соединения Fe(II), а соединения Co(III) и Ni(III), напротив, восстанавливают. Разбавленные и концентрированные растворы HNO_3 окисляют соединения Fe(II) и Fe(II, III) до более устойчивой степени окисления +3
Щелочи. Соли	$Fe_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow[\text{сплав}]{t} 2NaFeO_2$ феррит $Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow[\text{сплав}]{t} 2NaFeO_2 + CO_2$ $NaFeO_2 + 2H_2O = NaOH + Fe(OH)_3$	Амфотерные свойства оксид и гидроксид железа (III) проявляет в основном только при сплавлении с щелочами, образуя легко и необратимо гидролизующиеся ферриты

Химические свойства солей металлов

В водных растворах Fe^{+2}, Co^{+2}, Ni^{+2} образуют октаэдрические комплексы $[Э(H_2O)_6]^{2+}$. Так, например, купоросы являются комплексными соединениями

$[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ – железный купорос бледно-зеленого цвета

$[Co(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ – кобальтовый купорос красного цвета

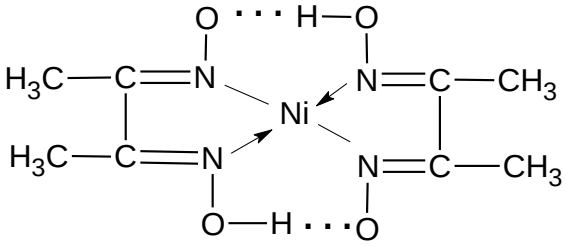
$[Ni(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ – никелевый купорос темно-зеленого цвета

$(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2] \cdot 6H_2O$ – соль Мора

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Соли	$FeCl_2+Na_2CO_3= FeCO_3+2NaCl$ $FeCO_3 + CO_2 + H_2O = Fe(HCO_3)_2$ $2CoCl_2+2Na_2CO_3+H_2O = (CoOH)_2CO_3+4NaCl+CO_2$ $2NiSO_4+2Na_2CO_3+ H_2O= (NiOH)_2CO_3+2Na_2SO_4+CO_2$ $FeCl_2+Na_2S=FeS + 2NaCl$ $2FeCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Fe(OH)_3 + CO_2 + 6NaCl$ $Fe_2(SO_4)_3+3Na_2S+6H_2O= 2Fe(OH)_3+3H_2S+3Na_2SO_4$	$FeCO_3$–минерал сидерит. Его кристаллическая решетка подобна $CuCO_3$. На воздухе $FeCO_3$ превращается в растворимую соль $Fe(HCO_3)_2$, присутствующую в природных водах. Соли Ni^{+2} и Co^{+2} при действии соды образуют малорастворимые основные карбонаты. При пропускании H_2S в раствор солей Fe(II) FeS не образуется, т.к. он растворяется в образующейся кислоте. Соли Fe(III) не образуют в растворе карбонаты Fe(III), т.к. подвергаются полному и необратимому гидролизу
$NH_3\cdot H_2O$	$FeCl_2 + 6NH_3\cdot H_2O = [Fe(NH_3)_6]Cl_2 + 6H_2O$ $[Fe(NH_3)_6]Cl_2 + 2H_2O = Fe(OH)_2 + 2NH_4Cl + 4NH_3$ $FeCl_3 + 3NH_3\cdot H_2O = Fe(OH)_3 + 3NH_4Cl$	Устойчивость аммиачных комплексов возрастает в ряду Fe^{+2}–Co^{+2}–Ni^{+2}. Аммиачные комплексы Fe(+2) и Co(+2) устойчивы лишь в твердом состоянии и в насыщенных водных растворах аммиака. При растворении в воде они разрушаются. Fe^{+3} вообще не образует аммиачных комплексов
Окислители	$10FeSO_4+2KMnO_4+8H_2SO_4= 5Fe_2(SO_4)_3+2MnSO_4+K_2SO_4+ 8H_2O$ $2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$ $4FeCl_2 + 4HCl + O_2 = 4FeCl_3 + 2H_2O$ $2Fe(OH)_3 + 3Br_2 + 10KOH = 2K_2FeO_4 + 6KBr + 8H_2O$	Соли Fe^{+2} даже в растворе легко окисляются кислородом воздуха. Соединения Fe^{+3} могут окисляться только в щелочной среде сильными окислителями

Восстановители	$2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + S + 2HCl$ $2FeCl_3 + 2KI = 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$ $2FeCl_3 + Cu = 2FeCl_2 + CuCl_2$ $2Co(NO_3)_3 + 2KI = 2Co(NO_3)_2 + 2KNO_3 + I_2$	Соли Fe^{+3} и Co^{+3} могут восстанавливаться до Fe^{+2} и Co^{+2}. Солей Ni^{+3} не существует

Качественные реакции на катионы металлов

Катион	Химизм процессов	Примечание
Fe^{+3}	$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + 3KCl$	При действии желтой кровяной соли образуются золь «берлинской лазури» синего цвета
	$FeCl_3 + 6KCNS = K_3[Fe(CNS)_6] + 3KCl$	Комплексное соединение гексатиоцианоферрата(III) имеет кроваво-красное окрашивание
Fe^{+2}	$FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + K_2SO_4$	При действии красной кровяной соли образуется золь «турнбулевой сини» синего цвета. По сути дела берлинская лазурь и турнбулева синь имеют одинаковое строение, т.к. при осаждении происходит обмен Fe^{+3} и Fe^{+2} между внутренней и внешней сферами комплекса
Ni^{+2}	$Ni^{+2} + 2HON=C(CH_3)-CH_3C=N-OH$ = 	При действии диметилглиоксима на соли Ni^{+2} в присутствии $NH_3 \cdot H_2O$ образуется ярко-розовый осадок хелатного комплекса (реакция Чугуева)

Биологическая роль элементов триады железа

В организме человека содержится ~5 г железа. Оно входит в состав гемоглобина, биологически важных ферментов цитохромов, а также некоторых других.

Гемоглобин содержит простетическую группу гем, комплексообразователем в которой является Fe^{+2}, а лигандом – полициклическое органическое вещество порфирин. В легких гемоглобин присоединяет молекулы O_2, превращаясь в оксигемоглобин, который переносит O_2 от легких к тканям.

$$HHb(Fe^{+2}) + O_2 \underset{\text{в тканях}}{\overset{\text{в легких}}{\rightleftarrows}} HHbO_2(Fe^{+2})$$

Следует отметить, что связывание гемоглобином кислорода является реакций обмена лиганда, не сопровождающейся изменением степеней окисления.

Напротив, цитохромы катализируют процесс переноса электронов в дыхательной цепи за счет изменения степени окисления железа:

$Fe^{+3} + e \rightarrow Fe^{+2}$.

Активные центры каталазы и пероксидазы содержат железо в степени окисления +3. Каталаза эффективно ускоряет разложение H_2O_2, а пероксидаза ускоряет реакции окислительного дегидрирования субстратов RH_2 пероксидом водорода

$$RH_2 + H_2O_2 \xrightarrow{\text{пероксидаза}} R + 2H_2O$$

В организме имеется замкнутый цикл использования железа: все железосодержащие субстраты после использования разлагаются до катионов Fe^{+3}, которые депонируются в виде соединений FeOOH и $FeO \cdot H_2PO_4$ с помощью белка ферритина. От ферритина железо переносится железосодержащим белком трансферрином, который легко проходит через клеточную мембрану и доставляет железо в костный мозг, где образуется гемоглобин в новых эритроцитах.

Кобальт в организме содержится в основном в витамине B_{12}, представляющем собой сложный азотсодержащий органический комплекс Co^{+3} с координационным числом, равным шести.

Витамин B_{12} необходим для нормального кроветворения и созревания эритроцитов, синтеза аминокислот, белков, РНК, ДНК. Его недостаток в организме вызывает злокачественную анемию.

Некоторые ферментативные системы содержат B_{12}–кофермент, который выполняет две функции:

а) роль переносчика метильных CH_3-групп (реакции метилирования);

б) роль переносчика ионов водорода $HRCo^{+3} \underset{-e}{\overset{+e}{\rightleftarrows}} RCo^{+2} + H^+$.

За счет этих функций кобальт влияет на углеводный, минеральный, жировой и белковый обмены, участвует в процессе кроветворения.

Никель относится к условно необходимым элементам. В организме человека содержится около 10мг никеля. Преобладающая его форма в клетке – соединения никеля (II). Гидроксиды и оксиды имеют низкую токсичность в связи с малой растворимостью. Токсические свойства никеля обусловлены его способностью образовывать комплексные соединения с биолигандами. При контакте металлического никеля с кожей(украшения, браслеты часов и т.п.) могут возникнуть аллергические дерматиты. Особенно токсичен тетракарбонил Ni(II) ($[Ni(CO)_4]$). Даже при невысоких его концентрациях появляются головные боли, при высоких-тошнота, рвота, одышка, повышение температуры. При отсутствии лечения на $10^{ый}$-$14^{ый}$ день может наступить летальный исход.

Таким образом, железо является жизненно необходимым элементом, а хром и никель-канцерогенами.

Лекарственные препараты

Название	Применение
Железо восстановленное	Лекарственный препарат для лечения железодефицитных анемий. Растворяется в HCl желудочного сока
Глицерофосфат $Fe_2[PO_3OC_3H_5(OH)_2]_3 \cdot nH_2O$	Эти препараты используются для лечения железодефицитной анемии
Железа сульфат(II) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ таблетки Бло	
Железа лактат $\left(H_3C-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-COO\right)_2Fe \cdot 3H_2O$	
Кислота железоаскорбиновая $(C_6H_8FeO) \cdot 1/2FeSO_4 \cdot 4H_2O$	
Витамин B_{12} $(C_{63}H_{90}N_{14}O_{14}PCo)$	Лечение злокачественной анемии
^{60}Co изотоп радиоактивного кобальта	Лечение злокачественных опухолей

Элементы VII-Б группы

Физико-химические характеристики *d*-элементов VIIБ-группы

	Mn	Te	Re
Строение внешнего электронного слоя	$3d^5 4s^2$	$4d^5 5s^2$	$5d^5 6s^2$
Энергия ионизации, эВ	7,44	7,28	7,88
Сродство атома к электрону, эВ	–0,97	1,00	0,15
Относительная электроотрицательность (ОЭО)	1,08	1,38	1,34
Радиус атома, нм	0,130	0,136	0,137
Радиус иона $Э^{7+}$, нм	0,046	0,056	0,056
Степень окисления	+2, +4, +6, +7	+7	+7
Координационное число	4, 6	4, 6, 7, 8	4, 6, 7, 8
Конфигурация комплексных соединений	тетраэдр октаэдр	октаэдр	октаэдр
Содержание в организме человека, %	$1 \cdot 10^{-5}$	–	–
Содержание в земной коре, %	$9 \cdot 10^{-2}$	следы	$1 \cdot 10^{-7}$

Основная характеристика элементов VII-Б группы

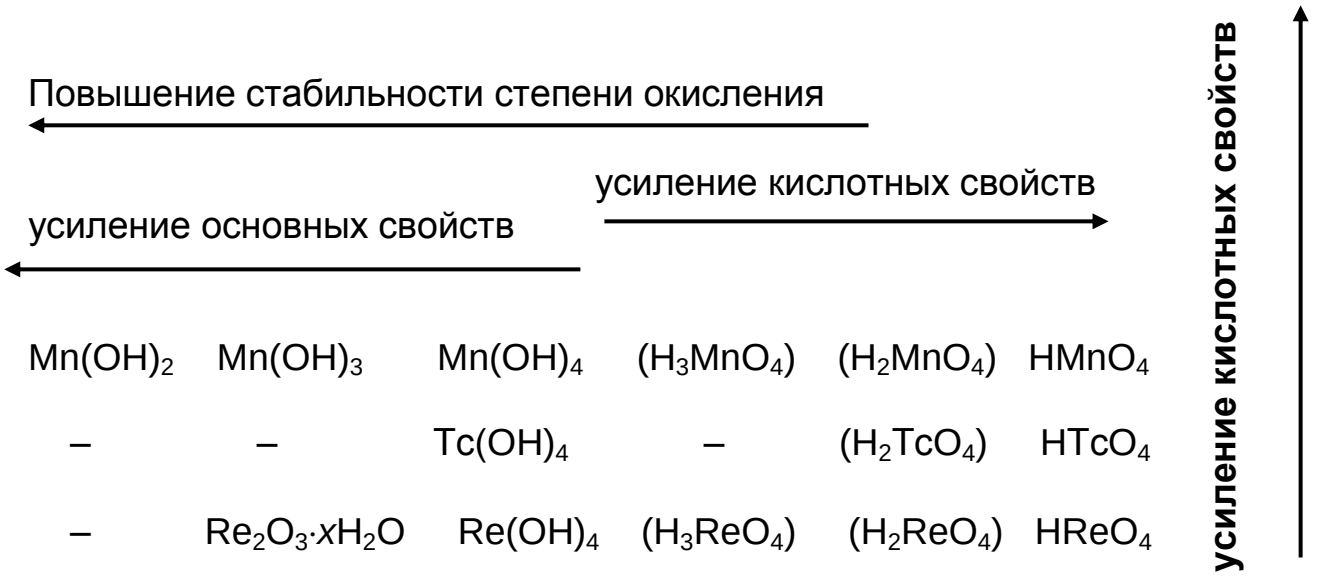
Mn, Tc, Re завершают первые пятерки вставных декад *d*-элементов. Их валентная электронная конфигурация $(n–1)d^5s^2$ свидетельствует об относительной стабильности степени окисления +2, т.к. наполовину заполненная d-оболочка отличается повышенной устойчивостью. Это положение особенно характерно для марганца в силу заметной энергетической неравноценности 4*s*– и 3*d*-состояний.

Для технеция и рения энергетическое различие между $(n–1)d$ и *ns*-оболочками становится меньше и особая роль *ns*-электронов утрачивается. Кроме того, близкие атомные и ионные радиусы технеция и рения обуславливают большую схожесть их между собой, чем с марганцем.

Для марганца характерны степени окисления +2, +4 и +7, однако, существуют и соединения марганца, в которых он проявляет степень окисления 0 (карбонилы), + 3, +5, +6. Для технеция и рения устойчива высшая степень окисления +7.

Увеличение устойчивости высших степеней окисления вызывает тенденцию элементов к образованию кислотных оксидов и кислот.

Ниже сопоставлены кислотно-основные свойства известных гидроксидов элементов VII-Б группы и стабильность различных степеней окисления. Формулы гидроксидов, не выделенных в свободном состоянии, приведены в скобках:



Химические свойства металлов

Реагент	Химизм процессов	Примечание
Простые вещества – окислители	$3Mn + 2O_2 = Mn_3O_4$ $4Tc + 7O_2 = 2Tc_2O_7$ $4Re + 7O_2 = 2Re_2O_7$ $Mn + Cl_2 = MnCl_2$ $Mn + 2F_2 = MnF_4$ $Re + 3F_2 = ReF_6$ $Mn + S = MnS$ $2Mn + C = Mn_2C$ $3Mn + N_2 = Mn_3N_2$ $2Mn + Si = Mn_2Si$	Все три металла устойчивы на воздухе в обычных условиях. Но при нагревании на воздухе до 300^oC они сгорают, причем высшие оксиды $Э_2O_7$ летучи и не предохраняют металл от дальнейшего окисления. Mn активен при нагревании только в высокодисперсном состоянии, т.к. покрыт оксидной пленкой Mn_2O_3

Кислоты	$Mn + 2HCl = MnCl_2 + H_2$ $Mn + H_2SO_4(разб.) = MnSO_4+H_2$ $3Mn + 8HNO_3 = 3Mn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $3Э+ 7HNO_3 = 3HЭO_4 + 7NO + 2H_2O$	Как активный металл, марганец энергично взаимодействует с неокисляющими разбавленными кислотами, образуя при этом только производные (+2). Подобным же образом действует на Mn и разбавленная HNO_3. Технеций и рений с неокисляющими кислотами не взаимодействуют, т.к. стоят в ряду напряжений после водорода. С HNO_3 они образуют соответственно технециевую $HTcO_4$ и рениевую $HReO_4$ кислоты

Химические свойства соединений марганца (II)

Реагенты	Химизм реакций	Примечание
Кислоты	$MnO + 2HCl = MnCl_2 + H_2O$ $Mn(OH)_2+H_2SO_4= MnSO_4+2H_2O$	Оксиды и гидроксиды Mn(II) проявляют основные свойства
Окислители	$2Mn(OH)_2+O_2+ 2H_2O=2Mn(OH)_4$	Гидроксид Mn(II) легко окисляется кислородом воздуха до $Mn(OH)_4$ бурого цвета
	$3MnSO_4+2KClO_3+12KOH \xrightarrow{сплавление} 3K_2MnO_4+2KCl+3K_2SO_4+6H_2O$	В сильнощелочной среде соединения Mn(II) окисляются до устойчивых в этой среде манганатов
	$2Mn(NO_3)_2+5PbO_2+6HNO_3 \xrightarrow{t} 2HMnO_4 + 5Pb(NO_3)_2+2H_2O$ $2Mn(NO_3)_2 +5(NH_4)_2S_2O_8 +8H_2O = 2HMnO_4 + 10NH_4HSO_4 + 4HNO_3$	Сильные окислители в кислой среде переводят соединения Mn(II) в перманганаты. Эти реакции используются как качественные на соединения марганца

Химические свойства соединений элементов(IV)

Реагенты	Химизм реакций	Примечание
Щелочи	$MnO_2 + CaO = CaMnO_3$ $MnO_2 + 2KOH_{(распл)} \overset{t}{=} K_2MnO_3 + H_2O$	MnO_2 амфотерен, но кислотные свойства проявляет слабые и взаимодействует с основными оксидами и щелочами только при сплавлении
Кислоты	$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ $2MnO_2+H_2SO_4(конц.) = 2MnSO_4+O_2+2H_2O$	С кислотами оксиды и гидроксиды Mn(II) взаимодействуют не по типу реакций обмена, а по типу ОВР
Окислители	$3MnO_2+KClO_3+6KOH \overset{сплавление}{=\!=\!=} 3K_2MnO_4+KCl+3H_2O$ $2MnO_2+4KOH+O_2 = 2K_2MnO_4+2H_2O$ $MnO_2+2KOH+KNO_3 = K_2MnO_4+KNO_2 + H_2O$	При действии сильных окислителей в щелочной среде MnO_2 окисляется до устойчивых в этой среде мангантов
	$2MnO_2+3PbO_2+6HNO_3 = 2HMnO_4+3Pb(NO_3)_2+2H_2O$	При действии сильных окислителей в кислой среде MnO_2 окисляется до устойчивых в этой среде перманганатов

Химические свойства соединений элементов(VI)

Реагенты	Химизм реакций	Примечание
H_2O Щелочи	$3K_2ЭO_4 + 2H_2O =$ $2KЭO_4 + ЭO_2 + 4KOH$ $3ЭCl_6 + 20\ KOH =$ $2KЭO_4+ЭO_2+18KCl+10\ H_2O$	Производные MnO_4^{2-}, TcO_4^{2-} и ReO_4^{2-} (темно-зеленого цвета) в водных растворах существуют лишь при большом избытке щелочи, в противном случае диспропорционируют. Особенно легко этот процесс происходит в кислой среде, поэтому производных типа $H_2ЭO_4$ в кислых средах не образуется. Диспропорционированием сопровождается также гидролиз галидов в щелочной среде
Восстановители	$KNO_2 + K_2MnO_4 + H_2SO_4 =$ $MnO_2 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$	Соединения Mn(VI) – сильные окислители, в особенности в кислой среде $\varphi^o(MnO_4^{2-}/MnO_2)$ = 2,26 В
Окислители	$2K_2MnO_4+Cl_2=2KMnO_4+2KCl$ $4K_2ЭO_4+O_2+2H_2O=$ $4KЭO_4 + 4KOH$	Окисляются манганаты сильными окислителями. Производные Tc(VI) и Re(VI), напротив, легко окисляются даже молекулярным кислородом воздуха

Химические свойства соединений элементов(VII)

Реагенты, условия	Химизм процессов	Примечание
Нагревание	$2KMnO_4=K_2MnO_4+MnO_2+O_2$	Перманганаты разлагаются при нагревании. Соли технециевой кислоты (пертехнаты) и рениевой кислоты (перренаты) в отличие от перманганатов плавятся при 500–600°С, не разлагаясь
Восстановители	$10FeSO_4+2KMnO_4+8H_2SO_4=5Fe_2(SO_4)_3+2MnSO_4+K_2SO_4+8H_2O$ $5H_2C_2O_4+2KMnO_4+3H_2SO_4=10\ CO_2+2MnSO_4+K_2SO_4+8H_2O$ $10KI+2KMnO_4+8H_2SO_4=5I_2+2MnSO_4+6K_2SO_4+8H_2O$ $5CH_3OH+6KMnO_4+9H_2SO_4=5\ CO_2+6MnSO_4+3K_2SO_4+19H_2O$	В зависимости от характера среды $KMnO_4$ проявляет различную окислительную способность. В кислой среде $KMnO_4$ проявляет максимальные окислительные свойства. Он обесцвечивается, восстанавливаясь до Mn^{+2} $MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$ $\varphi^o(MnO_4^-/Mn^{+2})=1{,}51$ В
	$3Na_2SO_3+2KMnO_4+H_2O=3Na_2SO_4+2MnO_2+2KOH$ $3H_2O_2+2KMnO_4=3O_2+2MnO_2+2KOH+2H_2O$	В нейтральной среде перманганат-анион восстанавливается до MnO_2, представляющего собой осадок бурого цвета $MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-$ $\varphi^o(MnO_4^-/MnO_2)=+0{,}6$ В

	$Na_2SO_3+2KMnO_4+2KOH = Na_2SO_4+2K_2MnO_4+ H_2O$ $H_2O_2+2KMnO_4 +2KOH = O_2+2K_2MnO_4+ 2H_2O$	В нейтральной среде перманганат-анион восстанавливается до манганат-аниона. $MnO_4^- + 3e \rightarrow MnO_4^{2-}$ $\varphi^o(MnO_4^-/MnO_4^{2-})=+0,56$ В. Таким образом, максимальные окислительные свойства перманганат-анион проявляет в кислой среде, а минимальные – в щелочной

Биологическая роль марганца

В организме человека содержится 12 мг марганца, причем 43% этого количества находится в костях, остальное – в мягких тканях.

В биологических системах марганец присутствует в виде ионов Mn^{+2} или его комплексов с белками, нуклеиновыми кислотами и аминокислотами. Хотя эти комплексы из-за большого радиуса катиона Mn^{+2} и его жесткости мало устойчивы, но они способствуют активации большого числа ферментов: трансфераз, гидролаз, изомераз. Ионы Mn^{+2} стабилизируют конформацию нуклеиновых кислот, участвуют в процессах репликации ДНК, синтезе РНК и белка. Таким образом, ионы марганца влияют на кроветворение, образование костей, минеральный обмен, рост, размножение и другие функции.

В отличие от Mn^{+2} катион Mn^{+3} очень прочно связывется с белками, поэтому входит в состав трансферина, супероксиддисмутазы и кислотной фосфатазы.

Лекарственные препараты

Название	Применение
$KMnO_4$ калий марганцовокислый 	Применяют как антацидное средство, наружно в водных растворах для промывания ран (0,1-0,5%), для полоскания рта и горла (0,01-0,1), для смазывания язв и ожогов (2-5%), для спринцеваний и промывания в гинекологической и урологический практике (0,02-0,1%). Образующаяся при обработке ран плотная пленка оксида марганца(IV) предохраняет раневую поверхность от инфицирования. Как окислитель $KMnO_4$ используется для промывания желудка при пищевых токсикоинфекциях, отравлениях рас-

	тениями, содержащими атропин, органическими растворителями. Для лечения же острых отравлений перманганатом калия используются 3%-ный раствор H_2O_2 в уксуснокислой среде: $2KMnO_4+5H_2O_2+6CH_3COOH =$ $2Mn(CH_3COO)_2+2CH_3COOK + 5O_2+8H_2O$

Учебно-исследовательская лабораторная работа № 2

Тема: *d*-элементы VIIБ и VIIIБ-групп (триады железа)

Цель занятия: теоретически и экспериментально изучить химические свойства *d*-элементов VIIБ и VIIIБ-групп; научиться объяснять зависимость свойств элементов и их соединений от строения

Опыт 1. Окислительные свойства оксида марганца(IV)

Реактивы и оборудование: растворы: конц. HCl, 2н. H_2SO_4, 0,5н. $FeSO_4$; порошок MnO_2, микрошпатель, йодкрахмальная бумага.

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 1 микрошпателю MnO_2. Добавьте в 1-ю пробирку конц. HCl и с помощью йодкрахмальной бумаги убедитесь в выделении из нее хлора. Во 2-ю – по 3-4 капли 2н. раствора серной кислоты и 0,5н. раствора сульфата железа(II). Отметьте изменения в пробирках. Напишите уравнения ОВР в молекулярном и ионном видах.

Вывод: используя табличные величины стандартных ОВП, определите, какие ОВ свойства проявляет Mn(IV). Поясните, почему, являясь амфотерным оксидом, MnO_2 взаимодействует с кислотой по типу ОВР.

Опыт 2. Окислительные свойства перманганата калия ($KMnO_4$) и влияние среды на силу окислителя

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5М $KMnO_4$, 0,5М соль марганца(II), 2н. H_2SO_4, 0,5М H_2O_2, 2н. NaOH (KOH), дист. H_2O; 0,5М соль натрия (Na_2SO_3 или $NaNO_2$).

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 4-5 капель 0,5М раствора перманганата калия. Добавьте в 1-ю пробирку 2-3 капли 2н. раствора серной кислоты, во 2-ю – 2-3 капли дист. воды, в 3-ю – 2-3 капли 2н. раствора гидроксида натрия (калия). Затем в каждую пробирку добавьте по 4-5 капель 0,5М раствора восстановителя (соль сульфита или нитрита натрия). Отметьте изменение в каждой пробирке. Напишите уравнения ОВР.

Вывод: используя табличные величины стандартных ОВП сопряженных пар, определите, в какой среде окислительные свойства перманганата калия проявляются наиболее сильно.

Опыт 3. Получение гидроксидов железа(II) и железа(III) и исследование их свойств

Реактивы и оборудование: растворы: 2н. KOH (NaOH), 2н. H_2SO_4, дист. H_2O; кристаллы $FeSO_4$, соль железа(III).

Порядок выполнения

А. В три пробирки внесите по 0,5 микрошпателя кристаллов сульфата железа(II), 5-6 капель воды и перемешайте до растворения. Добавьте в каждую пробирку 3-4 капли 2н. раствора гидроксида калия (натрия). Затем внесите раздельно в 1-ю пробирку избыток раствора гидроксида калия (натрия), во 2-ю – 3-4 капли 2н. раствора серной кислоты, а 3-ю оставьте на воздухе. Что наблюдаете? Отметьте цвет образующегося осадка, его изменение во времени. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Б. Аналогично получите гидроксид железа(III) и исследуйте его свойства. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Вывод: основываясь на различии в строении ионов Fe^{+2} и Fe^{+3}, объясните: а) почему $Fe(OH)_2$ не является в отличие от $Fe(OH)_3$ амфотерным гидроксидом; б) почему соединения, содержащие Fe^{+2}, в отличие от соединений, содержащих Fe^{+3}, неустойчивы и легко окисляются даже на воздухе.

Опыт 4. Образование сульфидов железа, кобальта, никеля

Реактивы и оборудование: 0,5М растворы солей железа(III), железа(II), кобальта(II), никеля(II), дист. H_2O, 0,5М раствор $(NH_4)_2S$.

Порядок выполнения

В 4 пробирки внесите раздельно по 4-5 капель 0,5М растворов солей железа(III), железа(II), кобальта(II), никеля(II). В каждую пробирку добавьте про 3-4 капли 0,5М раствора сульфида аммония. Что наблюдаете? Отметьте цвет осадков.

Составьте уравнения соответствующих реакций, учитывая, что соль железа(III) участвует в ОВР по схеме: $Fe^{3+} + (NH_4)_2S^{2-} \rightarrow Fe^{+2}S \downarrow + S^o$. Для остальных солей напишите ионные уравнения трех обменных реакций с участием ионов Me^{2+} (Fe^{2+}; Co^{2+}; Ni^{2+}) и S^{-2}-аниона, в результате которых образуются осадки сульфидов $MeS \downarrow$.

Вывод: а) поясните, почему соединения Fe^{+3} в отличие от соединений Fe^{+2}, Co^{+2}, Ni^{+2} в реакциях с сульфидами проявляют окислительные свойства; б) на основании сопоставления табличных величин K_s сульфидов FeS, CoS и NiS определите, какой из катионов выиграет в конкуренции за анион S^{2-}.

Опыт 5. Качественные реакции на ион Fe^{2+}, действие на соли железа(II) гексацианоферрата(III) калия

Реактивы и оборудование: 0,5М раствор $K_3[Fe(CN)_6]$, дист. H_2O; кристаллы $FeSO_4$ ($FeCl_2$); микрошпатель.

Порядок выполнения

В пробирку внесите 2-3 кристаллика соли железа(II) и 2-3 капли воды, добавьте 1-2 капли 0,5н. раствора гексацианоферрата(III) калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь). Напишите уравнение качественной реакции в молекулярном и ионном видах.

Вывод: напишите математическое выражение для $K_н$ образующегося иона, определите тип гибридизации АО катиона Fe^{+2} и геометрию комплекса.

Опыт 6. Качественные реакции на ион Fe^{3+}, действие на соли железа (III) гексацианоферрата(II) калия и тиоцианата аммония (калия)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. $FeCl_3$, 0,01 н. $K_4[Fe(CN)_6]$, NH_4SCN (KSCN).

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 2-3 капли 0,5н. раствора хлорида железа(III) и добавьте по 1-2 капли: в 1-ю пробирку 0,01н. раствора гексацианоферрата(II) калия, во 2-ю – 0,01н. раствора тиоцианата аммония (калия). Что наблюдаете? Отметьте изменение цвета и образование осадка берлинской лазури в первой пробирке. Чем вызвано появление красной окраски во второй пробирке? Напишите уравнение качественных реакций в молекулярном и ионном видах.

Вывод: напишите математическое выражение для $K_н$ образующихся ионов. Поясните, чем являются по отношению друг к другу берлинская лазурь и турнбуллева синь.

Опыт 7. Исследование прочности комплексных ионов железа(II) и железа (III)

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5н. $K_3[Fe(CN)_6]$ и $K_4[Fe(CN)_6]$, 2н. NaOH (KOH).

Порядок выполнения

В две пробирки внесите раздельно по 2-3 капли 0,5н. растворов гексацианоферрата(II) калия и гексацианоферрата (III) калия, добавьте в каждую по 2-3 капли 2н. раствора гидроксида натрия (калия). Что наблюдаете? Выпадают ли в осадок гидроксиды железа(II) и железа(III)? Напишите уравнения соответствующих реакций, математическое выражение $K_н$ для комплексных соединений железа(II) и железа(III).

Вывод: на основании сопоставления величин $K_н$ комплексных ионов и K_s гидроксидов железа(II) и (III) поясните, может ли происходить разрушение комплексных соединений.

Опыт 8. Восстановительные свойства солей железа (II)

Реактивы и оборудование: растворы: 3% H_2O_2, 0,01н. NH_4SCN (KSCN), 0,5М $KMnO_4$; кристаллы соли железа(II), дист. H_2O.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 2-3 кристаллика соли железа(II), по 2-3 капли воды и по 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавьте в 1-ю пробирку 2 капли 3%-ного раствора пероксида водорода, во 2-ю – 2 капли 0,5М раствора перманганата калия, 3-ю пробирку оставьте для контроля. Затем во все три пробирки внесите по 2 капли 0,01н. раствор тиоцианата аммония (калия). В каких пробирках появилось красное окрашивание и почему? Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Вывод: используя табличные величины стандартных ОВП сопряженных пар, поясните, какие свойства будет проявлять сульфат железа(II) в этих реакциях.

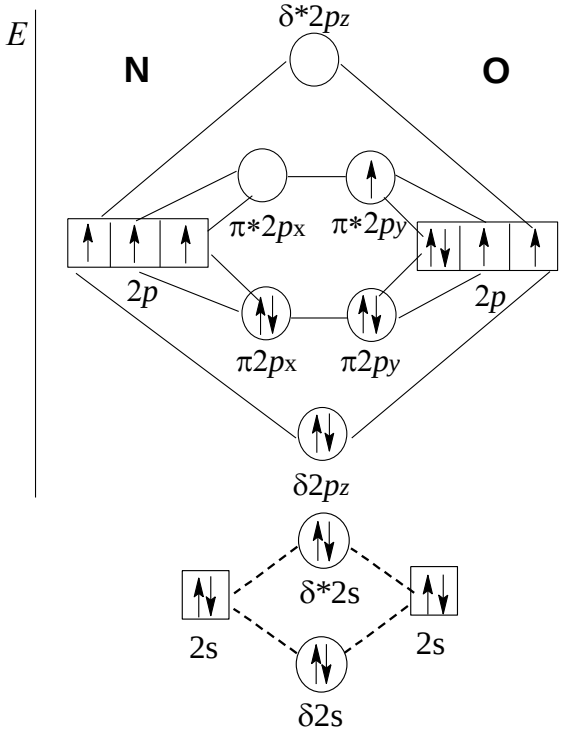
Обучающие задачи и упражнения с решением по теме «Химия элементов»

Задача № 1

Какая из частиц – NO^+, NO или NO^- характеризуется максимальной прочностью связи?

Решение:

Составим энергетические диаграммы образования молекулы NO и ее электронную формулу.



$[КК(\sigma 2s)^2(\sigma^*2s)^2(\sigma 2p_z)^2(\pi 2p_x)^2(\pi 2p_y)^2(\pi^*2p_y)^1)]$

Таким образом, кратность связи в молекуле NO равна 2,5, так как на разрыхляющей МО $\pi 2p_y$ находится 1*e*.

Соответственно, в катионе NO^+ к.с. = 3, а в анионе NO^- – к.с. = 2.

Таким образом, максимальная прочность связи будет в нитрозил-катионе NO^+, что объясняет существование нитрозилгалогенидов и амфолитные свойства азотистой кислоты.

Задача № 2

Почему взаимодействие H_2 с Cl_2 или O_2 не протекает самопроизвольно при комнатной температуре, однако при поджигании эти реакции идут? Правильно ли говорить, что водород сгорает в хлоре или кислороде (а не наоборот, хлор или кислород сгорает в водороде)? Дайте мотивированный ответ.

Решение:

Так как молекула H_2 характеризуется высокой прочностью химической связи (432 кДж/моль) и малой её длиной, то энергия активации химических реакций, в которые вступает водород, имеет большую величину. В связи с этим для разрыва связи H–H необходима высокая температура. Так как горение – это реакция окисления, сопровождающаяся выделением тепла и света, следовательно, утверждение, что водород сгорает в хлоре или кислороде, являющихся окислителями, правильное.

Задача № 3

Почему гидроксид магния реагирует с сульфатом аммония в растворе, а гидроксид бериллия не реагирует?

Решение:

Взаимодействие $Mg(OH)_2$ с NH_4Cl происходит согласно уравнению:

$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl = MgCl_2 + NH_3 \cdot H_2O$.

Протекание данного процесса обусловлено тем, что $Mg(OH)_2$ более сильное основание, чем $NH_3 \cdot H_2O$, диссоциацию которого к тому же подавляет NH_4Cl. (Сравните: $pK_в(Mg(OH)_2) = 2{,}46$; $pK_в(NH_3 \cdot H_2O) = 4{,}76$). В химическом анализе пользуются добавление NH_4Cl для предотвращения образования осадка $Mg(OH)_2$, когда это нежелательно.

$Be(OH)_2$ более слабое основание по сравнению с $NH_3 \cdot H_2O$, поэтому он не взаимодействует с NH_4Cl.

Задача № 4

Смягчение воды (устранение постоянной жесткости) можно проводить с помощью Na_2CO_3 осаждением карбонатов $MgCO_3$ и $CaCO_3$ или с помощью Na_3PO_4 осаждением ортофосфатов $Mg_3(PO_4)_2$ и $Ca_3(PO_4)_2$. Почему смягчение воды воздействием ортофосфата натрия более эффективно?

Решение:

Фосфаты кальция и магния менее растворимы, чем их карбонаты (Сравните: $K_s(CaCO_3) = 3{,}8 \cdot 10^{-9}$, $K_s(Ca_3(PO_4)_2) = 2{,}0 \cdot 10^{-29}$; $K_s(MgCO_3) = 4{,}0 \cdot 10^{-5}$; $K_s(Mg_3(PO_4)_2) = 1{,}0 \cdot 10^{-13}$). Кроме того, произведение активностей ионов в растворе для карбонатов и фосфатов рассчитываются соответственно по формулам: $П_c = a^2(MgCO_3)$ и $П_c = 108a^5(Me_3(PO_4)_2)$.

Совокупность этих факторов приводит к тому, что раствор становится пересыщенным ($П_c \geq K_s$) для фосфатов металлов при гораздо меньшей концентрации фосфат-ионов по сравнению с карбонатами, т.е. достигается б*о*льшая полнота осаждения ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}.

Задача № 5

Студент приготовил для опыта четыре пробирки с раствором сульфата алюминия, затем ввел в первую пробирку недостаток раствора щелочи, во вторую – избыток щелочи, в третью – вначале избыток щелочи, затем из-

быток серной кислоты, в четвертую – вначале избыток щелочи, затем избыток диоксида углерода. В каких пробирках выпал осадок и каков его состав?

Решение:

Запишем уравнения реакций, протекающих в четырех пробирках.

1-ая пробирка:

$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH(нед.) = 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$

2-ая пробирка:

$$\begin{cases} Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4 \\ Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4] \end{cases}$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 8NaOH(изб.) = 2Na[Al(OH)_4] + 3Na_2SO_4$$

Выпавший вначале при постепенном приливании щелочи осадок $Al(OH)_3$ будет растворяться в избытке NaOH.

3-я пробирка:

$2Na[Al(OH)_4] + 4H_2SO_4 = Na_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 8H_2O$

Образующийся при приливании избытка щелочи тетрагидроксоалюминат натрия будет взаимодействовать с избытком серной кислоты с образованием растворимого сульфата алюминия.

4-я пробирка:

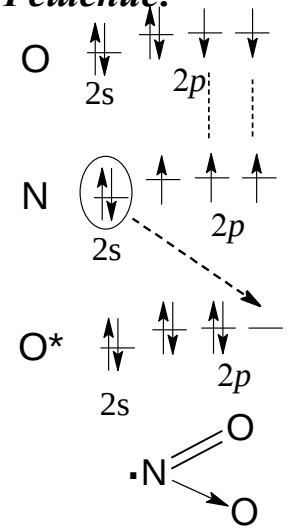
$Na[Al(OH)_4] + CO_2(изб.) = NaHCO_3 + Al(OH)_3$

Образующийся при приливании избытка щелочи тетрагидроксоалюминат натрия с избытком CO_2 будет образовывать осадок гидроксида алюминия, карбонат алюминия не существует в растворе за счет полного и необратимого гидролиза.

Задача № 6

Объясните с точки зрения МВС, почему NO_2 правильнее называть не молекулой, а радикалом? Почему оксид NO_2 полностью обесцвечивается при охлаждении?

Решение:



$2NO_2 \Leftrightarrow N_2O_4$

С одним атомом кислорода атом азота образует 2 ковалентные связи по обменному механизму, а с другим – 1 ковалентную связь по донорно- акцепторному механизму благодаря переходу этого атома в возбужденное состояние за счет спаривания электронов на 2*p*- подуровне. При этом у атома азота остается 1 неспаренный электрон, что и позволяет его считать неорганическим радикалом. За счет этого NO_2 димеризуется, превращаясь в бесцветный твердый N_2O_4 так как процесс димеризации экзотермический, то в соответствии с принципом Ле Шателье равновесии смещается вправо при понижении температуры.

Задача № 7

Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании хлорной воды запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните наблюдаемое явление.

Решение:

При пропускании хлора через воду образуются хлорноватистая и соляная кислоты за счет реакции диспропорционирования хлора:

$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HCl + HClO$

Равновесие при этом смещено влево. Образующаяся хлорная вода содержит 70% Cl_2, поэтому имеет запах хлора. Если к хлорной воде прибавить щелочь, то вследствие нейтрализации хлорноватистой и соляной кислот, равновесие в системе смещается вправо, поэтому запах хлора исчезает.

Задача № 8

Чем объясняется различный характер продуктов взаимодействия соды с солями Be^{2+} и Mg^{2+} и с солями Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}? Напишите уравнения реакций.

Решение:

В отличие от солей щелочноземельных металлов соли Be^{+2} и Mg^{+2} подвергаются гидролизу, поэтому при их взаимодействии с содой, преимущественно образуются менее растворимые основные соли:

$2Me^{+2} + 2CO_3^{2-} + H_2O = (MeOH)_2CO_3 + CO_2$

Задача № 9

Растворимость карбонатов щелочноземельных металлов значительно увеличивается при кипячении их с раствором NH_4Cl. Объясните причины этого явления и напишите уравнения реакций.

Решение:

Растворимость карбонатов щелочноземельных металлов при кипячении с раствором NH_4Cl значительно возрастает за счет протекания реакции:

$MeCO_3 + 2NH_4Cl = MeCl_2 + 2NH_3 + H_2O + CO_2$

Кроме того, карбонаты щелочноземельных металлов за счет взаимодействия с выделившимся CO_2, превращаются в растворимые гидрокарбонаты согласно уравнению реакции:

$MeCO_3 + CO_2 + H_2O = Me(HCO_3)_2$

Задача № 10

Малорастворимый $CaSO_4$, в отличие от $SrSO_4$ и $BaSO_4$, растворяется при действии на него концентрированного раствора $(NH_4)_2SO_4$. Объясните причину этого явления и напишите уравнение реакции.

Решение:

Растворимость $CaSO_4$ в присутствии $(NH_4)_2SO_4$ возрастает за счет образования растворимой двойной соли, являющейся по существу комплексным соединением:

$CaSO_4 + (NH_4)_2SO_4 = (NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$.

Аналогичные соли для Sr^{2+} и Ba^{2+} менее устойчивы и малорастворимы в воде.

Задача № 11

Почему при пропускании H_2S через раствор $ZnCl_2$ осаждение малорастворимого ZnS происходит не полностью? Что нужно добавить к $ZnCl_2$ для полного осаждения ZnS?

Решение:

$ZnCl_2 + H_2S = ZnS + 2HCl$

H_2S – слабый электролит, ZnS – осадок, поэтому происходит конкуренция за S^{2-} между H^+ и Zn^{+2}. В зависимости от того, тенденция образования какого из указанных веществ преобладает, равновесие может быть сдвинуто влево или вправо, что и объясняет неполное осаждение ZnS. Для его полного осаждения к раствору $ZnCl_2$ необходимо добавить растворимые сульфаты, например, сульфаты щелочных металлов.

Задача № 12

Поясните, почему для получения фосфорной кислоты экстракционным способом, фосфориты обрабатывают не соляной, а серной кислотой?

Решение:

$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$

Возможность протекания этой реакции обусловлена образованием малорастворимого сульфата кальция.

В соляной кислоте фосфат кальция растворяется с образованием кислых солей.

$Ca_3(PO_4)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2CaHPO_4$

$Ca_3(PO_4)_2 + 2HCl = CaCl_2 + Ca(H_2PO_4)_2$

H_3PO_4 при этом не образуется, так как HPO_4^{2-} и $H_2PO_4^-$ более слабые электролиты по сравнению с H_3PO_4, а $CaCl_2$ растворим.

Задача № 13

Почему раствор сульфита натрия, стоявшего некоторое время на воздухе, дает с хлоридом бария нерастворимый в кислотах осадок?

Решение:

Сульфит-анион легко окисляется кислородом воздуха до сульфат-аниона: $2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$, который и образует с $BaCl_2$ нерастворимый в кислотах и щелочах осадок $BaSO_4$: $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NaCl$

Задача № 14

Растворы $FeCl_3$ за счет гидролиза имеют желто-коричневую окраску. Почему при нагревании раствора окраска становится темной и, наоборот, светлеет при добавлении кислот?

Решение:

Гидролиз – процесс эндотермический и обратимый, поэтому, согласно принципу Ле Шателье, гидролиз будет усиливаться при нагревании. В связи с этим возможно протекание одноступенчатого процесса с образованием бурого $Fe(OH)_3$:

$$FeCl_3 + 3H_2O \overset{t}{\rightleftarrows} Fe(OH)_3 + 3HCl.$$

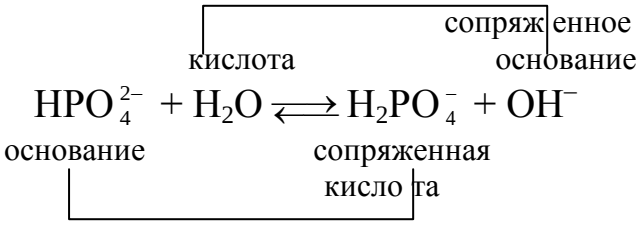
При подкислении согласно принципу Ле Шателье равновесие смещается влево, поэтому раствор светлеет.

Задача № 15

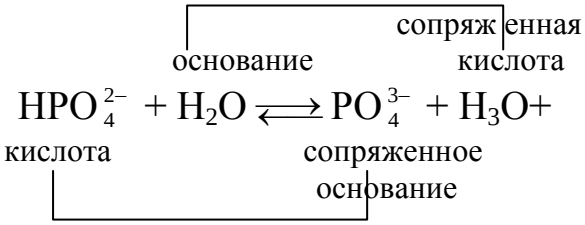
Поясните, почему раствор Na_2HPO_4 имеет слабощелочной характер среды, а раствор NaH_2PO_4 – слабокислый?

Решение:

Анион HPO_4^{2-} – амфолит, поэтому возможно протекание двух процессов:



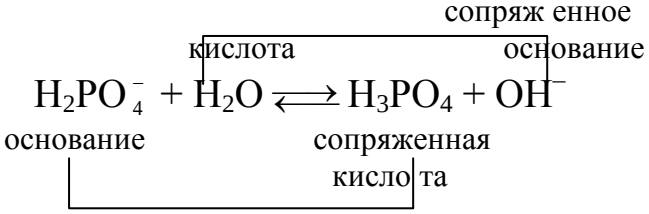
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^- \qquad pK_в(HPO_4^{2-}) = 6{,}79$$



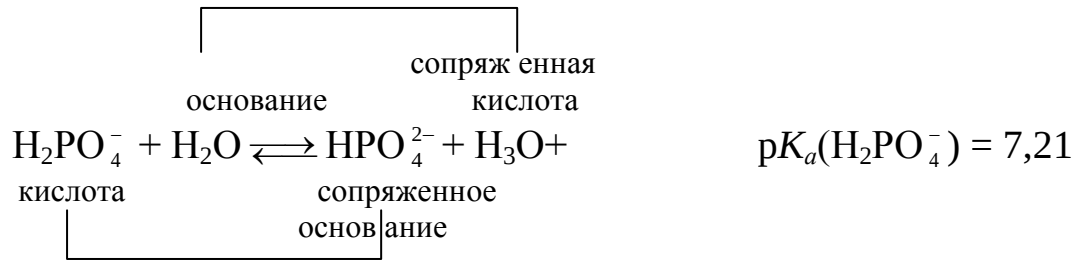
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows PO_4^{3-} + H_3O+ \qquad pK_a(HPO_4^{2-}) = 12{,}34$$

Так как $pK_в(HPO_4^{2-}) < pK_a(HPO_4^{2-})$, то HPO_4^{2-} проявляет преимущественно основные свойства, поэтому раствор Na_2HPO_4 имеет значение pH > 7.

Анион $H_2PO_4^-$ является также амфолитом, поэтому может проявлять как кислотные, так и основные свойства:



$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3PO_4 + OH^- \qquad pK_в(H_2PO_4^-) = 11{,}86$$



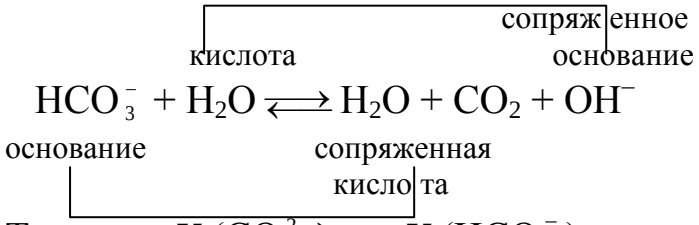
Так как $pK_в(H_2PO_4^-) > pK_a(H_2PO_4^-)$, то $H_2PO_4^-$ проявляет преимущественно кислотные свойства, поэтому раствор NaH_2PO_4 имеет значение pH < 7.

Задача № 16

Поясните, раствор какой соли – Na_2CO_3 или $NaHCO_3$, можно использовать в качестве антацидного препарата.

Решение:

HCO_3^- – амфолит, может проявлять как основные, так и кислотные свойства.



Так как $pK_в(CO_3^{2-}) < pK_в(HCO_3^-)$, то основные свойства CO_3^{2-} выше, чем HCO_3^-, поэтому при равных концентрациях раствор Na_2CO_3 имеет большее значение pH, чем $NaHCO_3$.

В связи с этим в качестве антацидного средства желательно использовать ратвор $NaHCO_3$, так как он оказывает более мягкое воздействие на желудок.

Задача № 17

Определите направление возможного самопроизвольного протекания реакции: $Cu^{+2} + Fe = Fe^{+2} + Cu$.

Решение:

Стандартная э.д.с. E^o гальванического элемента связана со стандартной энергией Гиббса ΔG^o протекающей реакции соотношением: $\Delta G^o = -nFE^o$.

Самопроизвольное протекание реакции возможно при $\Delta G^o < 0$ и $E^o > 0$.

Значение E^o рассчитывается по формуле:

$E^o = \varphi^o$(окислителя) – φ^o(восстановителя)

Следовательно, окислителем будет окисленная форма сопряженной пары с более электроположительным значением потенциала, а восстановителем – восстановленная форма сопряженной пары с более электроотрицательным значением потенциала. Согласно справочным данным

$\varphi^o(Cu^{+2}/Cu) = 0{,}34$ В, $\varphi^o(Fe/Fe^{+2}) = -0{,}44$ В,

Следовательно, восстановителем будет Fe, а окислителем Cu^{+2}.

$Fe^o - 2e \rightarrow Fe^{+2}$		восстановитель
$Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu^o$		окислитель

$Fe^o + Cu^{+2} \rightarrow Fe^{+2} + Cu^o$

$E^o = 0{,}34 - (-0{,}44) = 0{,}78$ В.

Таким образом, направление реакции слева направо.

Задача № 18

Установите, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции: $2NaCl + Fe_2(SO_4)_3 = 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$

Решение:

Согласно справочным данным

$\varphi^o(Fe^{+3}/Fe^{+2}) = 0{,}77$ В, $\varphi^o(Cl_2/2Cl^-) = 1{,}36$ В.

Таким образом, восстановителем будет Fe^{+2}, а окислителем Cl_2.

$Fe^{+2} - e \rightarrow Fe^{+3}$	2		восстановитель
$Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^-$	1		окислитель

$2Fe^{+2} + Cl_2 = 2Fe^{+3} + 2Cl^-$

Направление реакции справа налево.

Задача № 19

Окислительно-восстановительный потенциал сопряженной пары $Tl^{+3} + 2e = Tl^+$ составляет 1,25 В. Может ли сульфат таллия (III) окислить: а) HCl; б) KI?

Решение:

Согласно справочным данным

$\varphi^o(Cl_2/2Cl^-) = 1{,}36$ В, $\varphi^o(I_2/2I^-) = +0{,}54$ В.

Рассчитаем E^o процессов, исходя из предположения, что Tl^{+3} будет окислителем.

а) $E^o = \varphi^o(Tl^{+3}/Tl^+) - \varphi^o(Cl_2/2Cl^-) = 1{,}25 - 1{,}36 = -0{,}11$ В.

Так как $E^o < 0$, то $\Delta G^o > 0$, следовательно процесс невозможен.

б) $E^o = \varphi^o(Tl^{+3}/Tl^+) - \varphi^o(I_2/2I^-) = 1{,}25 - 0{,}54 = 0{,}71$ В.

Так как $E^o > 0$, то $\Delta G^o < 0$, следовательно процесс возможен.

$Tl_2(SO_4)_3 + 4KI = I_2 + 2Tl_2SO_4 + 2K_2SO_4$

Задача № 19

Окислительно-восстановительные потенциалы систем
$Me(OH)_2 + e = Me(OH)_2 + OH^-$
Имеют для гидроксидов железа(II), кобальта (II) и никеля (II) соответственно следующие значения: –0,56; 0,2 и 0,49 В. Обоснуйте различное поведение гидроксидов в воде по отношению к кислороду воздуха, если потенциал системы $O_2 + 4e + 2H_2O = 4OH^-$ составляет 0,401 В.

Решение:

Окислителем является окисленная форма сопряженной пары с более электроположительным значением потенциала, а восстановителем – восстановленная форма сопряженной пары с более электроотрицательным значением потенциала, та как $\varphi^o(O_2, 2H_2O/4OH^-) > \varphi^o(Fe^{+3}/Fe^{+2})$, то окислителем будет кислород, а восстановителем – Fe^{+2}. Fe^{+2} будет легко окисляться кислородом воздуха в водных растворах:

$E = \varphi^o(O_2, 2H_2O/4OH^-) – \varphi^o(Fe^{+3}/Fe^{+2}) = 0,401 – (–0,56) = 0,961$ В > 0.

Co^{+2} тоже будет окисляться в водных растворах кислородом воздуха, так как $\varphi^o(O_2, 2H_2O/4OH^-) > \varphi^o(Co^{+3}/Co^{+2})$, но гораздо менее интенсивно, так как E процесса меньше:

$E = \varphi^o(O_2, 2H_2O/4OH^-) – \varphi^o(Co^{+3}/Co^{+2}) = 0,401 – 0,2 = 0,2061$ В > 0.

Ni^{+2} не будет окисляться кислородом воздуха в водных растворах, так как $\varphi^o(O_2, 2H_2O/4OH^-) < \varphi^o(Ni^{+3}/Ni^{+2})$ и э.д.с. будет иметь отрицательное значение, а ΔG^o – положительное.

Задания для самостоятельной подготовки по теме «Химия элементов»

1. Как реагирует Na_2O_2 с CO_2 и в каких случаях эта реакция может быть практически использована?
2. Какие соединения образуются при пропускании над нагретым литием: а) водорода; б) азота. Как реагируют полученные соединения с водой? Напишите уравнения реакций.
3. Чем объяснить различную последовательность расположения щелочных металлов в ряду напряжений и в ПСЭ Д.И. Менделеева?
4. Технический гидроксид натрия часто содержит значительную примесь соды. Как это обнаружить? Как освободить NaOH от примеси соды? Напишите уравнения реакций.
5. Напишите уравнения реакций получения из карбоната натрия: а) силиката натрия б)ацетата натрия; в)нитрата натрия; г) сульфита натрия.
6. Известно, что гидриды щелочных металлов в твёрдом состоянии нерастворимы в неполярных органических растворителях, но активно реагируют с водой, в расплаве подвергаются электролизу, в газообраз-

ном состоянии находятся в виде молекул. Каков тип химической связи в этих гидридах?

7. Почему атомы водорода соединяются в молекулу H_2, а атомы гелия молекулу He_2 не образуют? Могут ли существовать частицы H_2^+, H_2^+, H_2^-, H_3, He_2^+, He_2^-?Дайте мотивированные ответы. Среди реально существующих частиц найдите две изоэлектронные частицы.
8. Известно, что ионосфера(слой атмосферы, расположенный на расстоянии 50-80км от поверхности Земли) содержит частично ионизированные газы, в том числе и водород. В виде каких ионов (H^+, H_2^+, H_3^+, H^-, H_2^-) наиболее вероятно существование водорода в атмосфере? Дайте обоснованный ответ.
9. Составьте уравнение гетерогенного равновесия «насыщенный раствор-осадок» для гидроксида бериллия (координационное число атома бериллия в растворённом состоянии следует принять равным четырём) Какие функции в водном растворе свойственны гидроксиду бериллия?
10. В три пробирки, содержащие равные объёмы растворов $CaCI_2$, $SrCI_2$, и $BaCI_2$ одинаковой молярности, добавляют (по каплям при перемешивании) раствор Na_2CO_3. В какой пробирке осадок появится при наименьшем (наибольшем) объёме водного раствора Na_2CO_3? Выпадут ли в итоге и при каком условии осадки во всех пробирках?
11. Объясните, почему хромат стронция реагирует с уксусной кислотой, а хромат бария не реагирует. Почему оба хромата реагируют с хлороводородной кислотой?
12. Как можно отличить известковую воду (насыщенный водный раствор гидроксида кальция) от баритовой воды (насыщенный водный раствор гидроксида бария)?
13. Чем объясняется различный характер продуктов взаимодействия соды с солями бериллия и магния и с солями кальция, стронция, бария? Напишите уравнения реакций.
14. При добавлении карбоната аммония к раствору хлорида бериллия образующийся вначале осадок (какой?) растворяется при действии реактива с образованием малоустойчивого комплексного соединения; последнее разлагается при кипячении с образованием гидроксосоли. Напишите уравнения реакций
15. Можно ли использовать карбонат аммония для разделения смесей: а) $Be(OH)_2$ и $Mg(OH)_2$ б)$Be(OH)_2$ и $AI(OH)_3$? Напишите уравнения реакций.
16. Что происходит при насыщении оксидом углерода (IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция и бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? Напишите уравнения реакций.

17. Растворимость карбонатов щелочноземельных металлов значительно увеличивается при кипячении их с раствором NH_4CI. Объясните причины этого явления и напишите уравнения реакций.
18. Почему при реакции между $MgCI_2$ и NH_4OH образование малорастворимого гидроксида магния происходит не полностью? Что следует добавить к этой системе, чтобы полностью предотвратить образование $Mg(OH)_2$?
19. Через суспензию карбоната кальция в воде пропускают ток углекислого газа; раствор становится прозрачным. Какими способами можно вновь осадить исходное вещество?
20. Известно, что карбонат бария практически нерастворим в воде. Почему же он не выпадает в осадок при насыщении углекислым газом раствора нитрата бария?
21. Порошкообразный цинк всыпают при небольшом нагревании в водный раствор цианида калия. Наблюдают переход цинка в раствор за счёт окисления и комплексообразования (к.ч. = 4) Поскольку в реакционной смеси имеется два лиганда –цианид-ион и гидроксид ион (укажите, почему в растворе имеются гидроксид-ионы), установите на основе справочных данных, какой комплекс должен образоваться в этом процессе. Составьте уравнения реакций.
22. Смесь цинка и сульфида цинка обрабатывают концентрированной азотной кислотой. Какие продукты будут преобладать в реакционной смеси?
23. Укажите, как изменится значение pH водного раствора аммиака при внесении в него гидроксида цинка.
24. Объясните тот факт, что сульфид кадмия (II) не выпадает в осадок, а сульфид ртути (II) осаждается при насыщении сероводородом кислого раствора, содержащего одновременно ионы Cd^{+2} и Hg^{+2}. Предложите способы выделения CdS в осадок.
25. В лаборатории для очистки использованной ртути, чаще всего загрязнённой цинком, свинцом, медью и железом, её перемешивают с насыщенным раствором нитрата ртути(II). Какие химические реакции лежат в основе этого способа очистки?
26. В лаборатории оказались без этикеток банки с KOH, $Zn(NO_3)_2$, $Cd(NO_3)_2$ и $Hg(NO_3)_2$. Все эти вещества имеют одинаковую окраску (укажите какую). Какой способ идентификации этих веществ Вы можете предложить, если в Вашем распоряжении имеется только вода? Напишите уравнения реакций и дайте аргументированный ответ.
27. Гидроксид алюминия весьма мало, но всё же растворим в воде. Какие частицы находятся в растворе? Опишите кислотно-основные свойства гидроксида алюминия в водном растворе (воспользуйтесь справочными данными) Какие из этих свойств преобладают в водном растворе?

28. Студент приготовил для опыта четыре пробирки с раствором сульфата алюминия, затем ввёл в первую пробирку недостаток раствора щёлочи, во вторую-избыток щёлочи, в третью сначала избыток щёлочи, затем избыток серной кислоты, в четвёртую-вначале избыток щёлочи, а затем избыток углекислого газа. В каких пробирках выпал осадок и каков его состав? Напишите уравнения всех протекающих реакций.
29. Напишите уравнения реакций между алюминием и раствором NaOH с образованием в одном случае тетрагидроксоалюмината натрия, а в другом-гексагидроксоалюмината натрия. Что произойдёт при постепенном прибавлении HCI к растворам обоих алюминатов и что-при обработке их избытком кислоты? Напишите уравнения реакций.
30. Сопоставьте, не производя вычислений, степень гидролиза солей и pH их растворов: а) $AI_2(SO_4)_3$ и $Ga_2(SO_4)_3$; б) $NaAIO_2$ и $NaGaO_2$.
31. Окислительно-восстановительный потенциал сопряжённой пары $TI^{+3}+ 2e= TI^{+}$ ссоставляет 1,25В. Может ли сульфат таллия(III) окислить: а) HCI б)KI? Напишите уравнения реакций
32. Закончите уравнение реакции $TI_2(SO_4)_3 + H_2S$=….., учитывая весьма малую растворимость сульфида таллия (I).
33. Напишите уравнения реакций взаимодействия сульфата алюминия с растворами: а)$(NH_4)_2S$ б)Na_2CO_3 в) KOH (в избытке).
34. Чем различается действие избытка водных растворов NH_3 и NaOH на раствор $AICI_3$? Напишите уравнения соответствующих реакций.
35. Добавление каких веществ усилит гидролиз $AICI_3$: а) H_2SO_4 б) $ZnCI_2$ в)Na_2S.
36. В лаборатории монооксид углерода получают разложением муравьиной или щавелевой кислот: $HCOOH=CO+H_2O$; $H_2C_2O_4=CO+CO_2+H_2O$. С какой целью разложение проводят не простым нагреванием реагента, а введением этих кислот в горячую концентрированную серную кислоту? Какие способы обнаружения CO Вы знаете?
37. Известно, что зажжённый на воздухе магний продолжает гореть и в атмосфере диоксида углерода. Но также хорошо известно применение углекислотных огнетушителей. Нет ли здесь противоречия? Ответ поясните.
38. Перечислите все возможные продукты, образующиеся при пропускания углекислого газа через: а) раствор гидроксида бария; б) суспензию гидроксида магния в) тетрагидроксоберрилата (II) натрия; г) ортосиликата натрия. Почему в этих же условиях суспензия гидроксида алюминия не становится прозрачной?
39. Какая из двух таутомерных форм циановодорода, отвечающих формулам H–C–N и H–N–C будет более сильным протолитом (в роли кислоты) в водном растворе? Дайте аргументированный ответ.

40. Почему для переведения в раствор твёрдую соль $SnCl_2 \cdot 2H_2O$ вносят не в воду, а в хлороводородную кислоту? Что происходит при разбавлении полученного раствора водой?
41. В осадке находятся смесь солей $PbSO_4$, PbS и $PbCrO_4$. Предложите способ количественного определения состава смеси без предварительного её разделения и схему разделения этих солей.
42. Составьте уравнения следующих реакций:
    а) $PbS + O_2 =$; б) $PbS + H_2O_2 =$; в) $PbS + HNO_3$(конц.);
    г) $PbO + C =$; д) $PbCl_2 + HCl$(конц.); е) $PbCrO_4 + HNO_3$.
43. Какое соединение более гидролизуется в водном растворе-$SnCl_2$ или $SnCl_4$? В каком растворе при одинаковой молярной концентрации больше pH? Какое соединение образует $SnCl_4$ с продуктом гидролиза?
44. По методу молекулярных орбиталей рассмотрите образование связи в частицах N_2^+, N_2^o и N_2^-. Укажите изменение порядка, энергии и длины связи при переходе от N_2^+ к N_2^-.
45. Составьте уравнения следующих реакций:
    а) $NH_3 + F_2$ (недост.); б) $NH_3 + F_2$ (изб.); в) $NH_4Cl + Ca(OH)_2$.
46. Составьте энергетические диаграммы образования связи по методу молекулярных орбиталей для частиц NO^+, NO^o и NO^-. Укажите характер изменения порядка, энергии и длины связи в ряду этих частиц. Имеется ли изоэлектронность между ними и частицами N_2, O_2 и O_2^+? Каковы магнитные свойства этих частиц?
47. Объясните, почему оксид азота NO_2 полностью обесцвечивается при охлаждении. Можно ли добиться его обесцвечивания при нагревании?
48. Известны значения энергии Гиббса реакций:
    а) $KNO_3 + H_2SO_4 + 2FeSO_4 = KNO_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$ $\Delta G^o = +18$кДж/моль
    $HNO_3 + H_2SO_4 + 2FeSO_4 = HNO_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$ $\Delta G^o = -34$кДж/моль
    б) $8HNO_{3(разб)} + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4\,H_2O$ $\Delta G^o = -357$кДж/моль
    $2H_2SO_{4(разб)} + Cu = CuSO_4 + SO_2 + 2\,H_2O$ $\Delta G^o = +35$кДж/моль
    Какие выводы Вы можете сделать о сравнительной реакционной способности KNO_3 и $HNO_{3(разб)}$, $H_2SO_{4(разб)}$ и $HNO_{3(разб)}$?
49. По методу молекулярных орбиталей рассмотрите образование связи в частицах O_2^- и O_2^{2-}. Укажите характер изменения порядка, энергии и длины связи в ряду этих частиц.
50. При контакте серы и древесного угля с расплавленным нитратом калия происходит их загорание. В чём горят сера и уголь?
51. Опишите процессы, протекающие при смешивании хлороводородной и концентрированной азотной кислот. Для чего применяется эта смесь? Приведите её тривиальное название. Какие частицы в этой смеси являются «действующим началом»?

52. Известно, что газообразный диоксид азота при охлаждении легко димеризуется. Объясните, почему подобная реакция невозможна для диоксида серы?
53. Говорят, что сера «сгорает» в кислороде и образует диоксид серы. Какое вещество «сгорает» в реакции между диоксидом серы и сероводородом?
54. Почему при обработке раствора тиосульфата натрия хлорной водой может выпасть осадок? Каков его состав?
55. При взаимодействии фтора с аммиаком образовалась смесь фтороводорода и трифторида азота. К продуктам реакции добавили воду. Пользуясь справочной литературой, установите реакцию среды полученного раствора.
56. Хлор активно реагирует с большинством металлов. Как объяснить, что это вещество, тем не менее, хранят в стальных баллонах?
57. Дисмутация хлора в воде протекает в большей степени, чем брома, а дисмутация йода в воде практически не происходит. Приведите все возможные доказательства в пользу этого факта.
58. Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании хлорной воды запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните наблюдаемое явление.
59. Укажите, какие продукты образуются при пропускании газообразного хлора через холодный и горячий растворы карбоната натрия.
60. Объясните, почему для получения свободного хлора из хлоридов необходимо использовать окислители? Приведите примеры реакций образования газообразного хлора. Одинаковый или разный объёмы хлора получатся при взаимодействии 1 моль твёрдых $K_2Cr_2O_7$,MnO_2 , $KMnO_4$ и $KClO_3$ с избытком хлороводородной кислоты? Дайте мотивированный ответ.
61. Укажите, какие галогеноводороды получают по реакции KHaI(тв)+ H_2SO_4(конц.)= . Объясните, почему подобный метод нельзя использовать для получения остальных галогеноводородов и приведите способы их получения.
62. Почему для получения хлороводорода в лаборатории применяют твёрдый хлорид натрия и концентрированную серную кислоту, а не их разбавленные растворы? Можно ли серную кислоту заменить азотной, а хлорид натрия- хлоридом серебра (I)?
63. К водному раствору бромида калия добавляют хлорную воду и несмешивающийся с водой органический растворитель (например, CCl_4) и смесь встряхивают. Через некоторое время образуется два слоя. Что представляет собой каждый слой?
64. Почему при получении йода окислением йодидов свободный йод часто не осаждается из раствора? Как этот факт связан с количеством вводимого окислителя? (недостаток, избыток, эквивалентное количество).

65. В лаборатории оказались без этикеток банки с фторидом, хлоридом, бромидом и йодидом натрия(все вещества белого цвета). Предложите химические способы идентификации веществ. (выбор дополнительных реактивов не ограничен)
66. Известно, что хлориды металлов в той или иной степени растворимы в воде. Приведите примеры солей с разной растворимостью. Почему нельзя говорить о растворимости хлоридов неметаллов(кроме HCI)?
67. Технический продукт, называемый хлорной или белильной известью, получают при пропускании хлора через гидроксид кальция. Что является «действующим началом» белильной извести, как окислителя?
68. Что произойдёт при добавлении к раствору, содержащему $AgNO_3$, KCI и избыток аммиака: а) соляной кислоты в количестве, достаточном для нейтрализации избыточного аммиака; б) избытка концентрированной соляной кислоты.
69. При добавлении к раствору $AgNO_3$ разбавленного раствора аммиака образуется бурый осадок Ag_2O, растворяющийся в избытке реактива. Напишите уравнения реакций.
70. Чем объясняются различия в свойствах элементов главной и побочной подгрупп I группы?
71. Почему радиус иона Cu^+меньше радиуса иона K^+? Какой из этих ионов обладает большей поляризующей способностью?
72. Как взаимодействуют соли меди с растворами щелочей и аммиака? Напишите уравнения реакций. Используя теорию кристаллического поля, объясните, почему комплексный ион $[CuCI_2]^-$ в водном растворе бесцветный, а $[Cu(H_2O)_2CI_4]^{2-}$ окрашен в зелёный цвет.
73. Чем объяснить, что при действии хлорида натрия на раствор $K[Ag(CN)_2]$ не получается осадка хлорида серебра, тогда как сульфид натрия с тем же раствором даёт осадок Ag_2S.
74. Объясните, почему AgCI, AgBr и AgI хорошо растворяются в растворе KCN, а в растворе аммиака растворяются только AgCI и AgBr.
75. В каком из соединений-KCI или AgCI – химическая связь имеет более ковалентный характер? Ответ поясните.
76. Объясните, почему при добавлении к раствору сульфата хрома (III) карбоната натрия никогда не образуется карбонат хрома(III)?
77. Дихромат калия обработали следующими реактивами: а) концентрированной серной кислотой; б) разбавленной серной кислотой; г) концентрированной соляной кислотой; д) раствором гидроксида калия. В результате какой реакции образуется оксид хрома(VI)? К каким типам относятся все остальные реакции. Напишите их уравнения.
78. К водному раствору дихромата калия добавляют бесцветный раствор нитрата свинца (II). При этом выпадает осадок, а раствор становится более кислым. Объясните наблюдаемые явления.

79. Приведите все возможные доводы для объяснения того факта, что переход хромата в дихромат происходит в кислой среде.
80. Почему при взаимодействии соли бария с растворами хромата и дихромата калия выпадают осадки одинакового состава?
81. Почему происходит неполное осаждение малорастворимого $BaCrO_4$ при взаимодействии растворов $BaCl_2$ и $K_2Cr_2O_7$? Напишите уравнение реакции. Что следует добавить к этой системе: а) для практически полного осаждения $BaCrO_4$; б) для предотвращения его образования?
82. Что такое хромовая смесь и что происходит при её нагревании?
83. В какой среде сильнее проявляются окислительно-восстановительные свойства оксида марганца(IV)? Ваш ответ обоснуйте справочными данными. Приведите примеры соответствующих реакций.
84. Известно, что перманганат калия в сильнощелочном растворе постепенно превращается вначале в манганат калия, а затем в оксид марганца (IV) с одновременным выделением газа. Составьте уравнения происходящих при этом реакций.
85. Требуется обесцветить раствор, содержащий небольшое количество перманганата калия, но так, чтобы не происходило выпадения каких-либо осадков. Предложите возможные пути решения этой экспериментальной задачи.
86. Перечислите все продукты, которые могут образоваться при термическом разложении перманганата калия. Объясните, получение каких продуктов наиболее вероятно.
87. В трёх пробирках находятся 0,1М растворы сульфата железа(II), нитрата кобальта (II) и хлорида никеля (II). Не проводя расчёты, поясните, в каком из растворов степень протолиза выше.
88. Водный раствор хлорида железа (III) при длительном кипячении становится мутным. Поясните происходящие изменения.
89. В двух пробирках имеется приготовленный заранее («несвежий») раствор сульфата железа (II). В первую пробирку добавляют три капли раствора тиоцианата аммония, а во вторую – сначала избыток хлорной воды, а затем три капли тиоцианата аммония. Укажите, какую окраску принимают оба конечных раствора, и объясните, почему интенсивность окраски раствора в одной из пробирок больше.
90. В трёх пробирках находятся водные растворы солей $FeSO_4$, $CoCl_2$ $Ni(NO_3)_2$. В каждую пробирку добавляют по каплям раствор гидрата аммиака. Опишите наблюдаемые явления и объясните их.
91. Укажите реакции, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: а) сульфат железа (III); б) сульфат железа (II); в) оксид железа(III);г) оксид железа (II); д) нитрат железа ((III). Какие продукты образуются при обработке пирита бромной водой, взятой в избытке?

Обучающие тесты с решениями

1. Какие утверждения для железа справедливы: а) соединения Fe(III) более сильные восстановители, чем соединения Fe(II); б) в контакте с оловом корродирует сильнее; в) в природе железо в основном встречается в самородном виде?

   1) а, б, в 2) а, б 3) б, в 4) а, г

   Решение:

   а) Электронные формулы Fe(III) и Fe(II) соответственно: Fe^{+3} …$4s^o3d^5$ и Fe^{+2} …$4s^o3d^6$. Наиболее устойчивы завершенные и полузавершенные электронные конфигурации, поэтому соединения Fe(II) будут более сильными восстановителями, так как, отдавая электрон, Fe(II) переходит в Fe(III) и приобретает устойчивую полузавершенную электронную конфигурацию *d*-подуровня.

   б) Согласно справочным данным $\varphi^o(Sn^{+2}/Sn) = -0{,}136$ В, $\varphi^o(Fe^{+2}/Fe) = -0{,}44$ В, поэтому в гальванопаре железа с оловом роль анода будет выполнять железо, имеющее более электроотрицательное значение потенциала, следовательно, коррозия железа будет происходить сильнее. Так, например, консервные банки, изготовленные из лужёного железа, не должны иметь дефектов, так как железо при контакте с продуктами будет интенсивно корродировать, что может привести к порче консервов.

   в) В природе в самородном виде железо не встречается, так как, являясь активным металлом, будет легко окисляться кислородом воздуха.

   Ответ: 2.

2. Какие соли аммония при создании соответствующих условий разлагаются обратимо: а) NH_4Cl; б) $(NH_4)_2CO_3$; в) $(NH_4)_2SO_4$; г) NH_4NO_3; д) NH_4NO_2; е) $(NH_4)_2Cr_2O_7$?

   1) а, б, в 2) а, б, в, г, д, е 3) г, д, е 4) а, б, д, е

   Решение:

   Если анион аммонийной соли содержит атом-окислитель, то при её нагревании происходит реакция внутримолекулярного окисления-восстановления, например:

   $NH_4NO_3 \overset{t}{=} N_2O + 2H_2O$

   $NH_4NO_2 \overset{t}{=} N_2 + 2H_2O$

   $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$

   Если анионы соли не содержат атом-окислитель, то такие соли при нагревании разлагаются, выделяя газообразные продукты, которые при охлаждении вновь дают соль, например:

$NH_4Cl \overset{t}{=} NH_3 + HCl$

$(NH_4)_2CO_3 \overset{t}{=} 2NH_3 + CO_2 + H_2O$

$(NH_4)_2SO_4 = 2NH_3 + H_2SO_4$

Ответ: 1.

3. При растворении NH_3 в H_2O преимущественно образуются:
   1) $NH_3 \cdot H_2O$ 3) оба соединения образуются в равной степени
   2) NH_4OH 4) не растворяется в воде

   Решение:

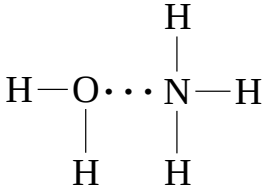
   При растворении NH_3 в воде могут происходить два процесса:

   а) $NH_3 + H_2O = NH_3 \cdot H_2O$

   б) $NH_3 + H^+ = NH_4^+$

   Вторая реакция – образование NH_4OH идет в небольшой степени, основная масса в растворе находится в виде гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, так как:

   1) за счет большой электроотрицательности атомов азота и кислорода связь N–H и O–H является ковалентной полярной, поэтому на атоме водорода возникает частичный положительный заряд, величина которого больше в молекуле воды за счет большей электроотрицательности атома кислорода. Благодаря этому заряду и малому радиусу атом водорода молекулы воды внедряется в электронную оболочку атома азота, образуя прочную водородную связь, поэтому гидрат аммиака можно выделить из раствора при охлаждении в качестве самостоятельного соединения:



   2) H_2O – слабый электролит, поэтому количество H^+ в растворе исчезающе мало и количество образующихся катионов аммония незначительно.

   Ответ: 1.

4. Назовите вещества А, В, С, Д, образующиеся в цепочке превращений:

   $CrCl_3 \xrightarrow{Br_2,\ KOH} A \xrightarrow{H_2SO_4} B \xrightarrow{SO_2,\ H_2SO_4} C \xrightarrow{KOH(изб.)} Д$

   1) K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$
   2) K_2CrO_4, $Cr_2(SO_4)_3$, $CrSO_4$, $Cr(OH)_3$
   3) $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$
   4) K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $K[Cr(OH)_4]$

Решение:

В щелочной среде Cr^{+3} окисляется, превращаясь в устойчивые в этой среде хроматы:

$2CrCl_3 + 3Br_2 + 16KOH = 2K_2CrO_4 + 6KCl + 6KBr + 8H_2O$

При подкислении водных растворов хроматов образуются устойчивые в кислой среде дихроматы:

$2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$

$K_2Cr_2O_7$ является сильным окислителем в кислой среде, восстанавливаясь при этом до соединений хрома (III):

$3SO_2 + 2K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

При приливании щелочи к $Cr_2(SO_4)_3$ образовавшийся вначале $Cr(OH)_3$, являясь амфотерным, будет растворяться в избытке щелочи:

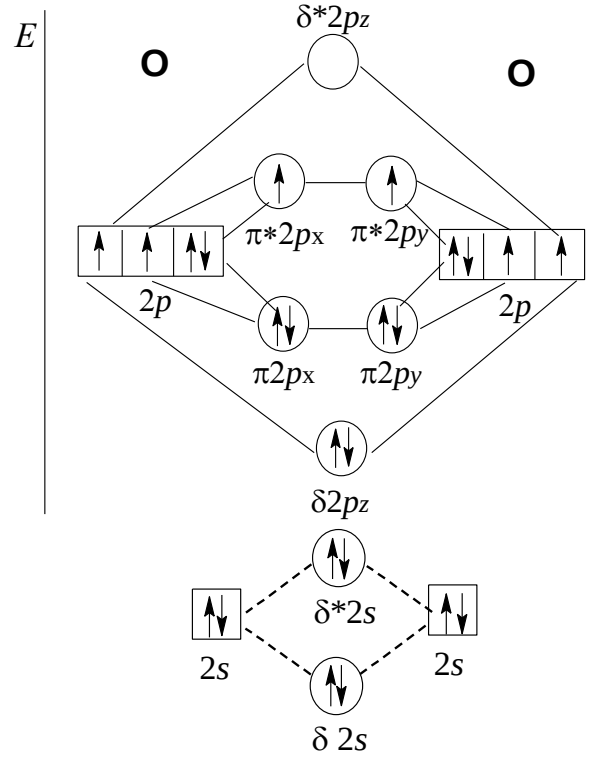
$Cr_2(SO_4)_3 + 8KOH = 2K[Cr(OH)_4] + 3K_2SO_4$

Ответ: 4.

5. Супероксид O_2^- прочнее, чем пероксид O_2^{2-}, так как:
   1) имеет меньший отрицательный заряд
   2) на разрыхляющих орбиталях имеет меньшее количество электронов, поэтому кратность связи выше
   3) на связывающих орбиталях имеет большее количество электронов
   4) радиус иона O_2^- меньше, чем O_2^{2-}.

   Решение:

   Составим энергетическую диаграмму молекулы кислорода и ее электронную формулу



O_2 [КК$(\sigma 2s)^2(\sigma^*2s)^2(\sigma 2p_z)^2(\pi 2p_x)^2(\pi 2p_y)^2(\pi^*2p_x)^1)$ $(\pi^*2p_y)^1)$]

Молекула O_2 парамагнитна, так как на разрыхляющих орбиталях есть неспаренные электроны. В супероксид-ионе на разрыхляющих орбиталях добавляется еще 1*e*, а в пероксид-ионе – 2*e*, поэтому кратность связи в этих ионах будут соответственно равны 1,5 и 1, то есть O_2^- будет прочнее, чем O_2^{2-}.

Ответ: 2.

Тестовый контроль по теме «Химия элементов IA-, IIA-, IIIA групп»

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует H_2 при соответствующих условиях: а) Na; б) Ca; в) Al; г) CaO; д) Fe_2O_3; е) Cu?
   1) а, б, д 2) со всеми 3) а, б, в, г, д 4) а, б, г, д
2. В реакции NaH + H_2O окислителем является:
   1) H_2O 3) реакция не идёт
   2) NaH 4) реакция не является ОВР
3. Какие из методов получения H_2 являются промышленными:
   а) C + H_2O(*t*); б) CO + H_2O(*t*); в) Fe + H_2O(пар); г) CH_4 + H_2O(*t*);
   д) KOH(р-р)(электролиз); е) Zn + HCl; ж) NaH + H_2O.
   1) все 2) а, б, в, г, д 3) е, ж 4) а, б, г
4. При нормальных условиях литий взаимодействует с: а) H_2; б) O_2; в) H_2O; г) Cl_2; д) N_2:
   1) со всеми 2) б, в, г 3) б, в, г, д 4) а, д
5. Находящийся некоторое время на воздухе кусочек натрия бросили в воду. При этом выделяется газ: а) H_2 б) O_2 в) NH_3:
   1) а, б, в 2) а, в 3) а 4) а, б
6. Назовите вещества: A, B, C $Na \xrightarrow{C,t} A \xrightarrow{H_2O} B + C$
   1) NaC_2, C_2H_2, NaOH 3) Na_2C_2, C_2H_2, NaOH
   2) Na_4C, CH_4, NaOH 4) Na_2C_2, CH_4, NaOH
7. Валиномицин более прочно связывает ионы:
   1) K^+ 3) оба в равной степени
   2) Na^+ 4) валиномицин не связывает эти ионы
8. В реакции Li_3N + H_2O восстановителем является:
   1) Li_3N 2) H_2O 3) реакция не идёт 4) реакция не является ОВР
9. Находящийся некоторое время на воздухе кусочек лития бросили в воду. При этом выделяется газ: а) H_2; б) O_2; в) NH_3.
   1) а, б, в 2) а, в 3) а 4) а, б
10. Натрий хранят:
   1) на воздухе 3) под слоем воды
   2) под слоем керосина 4) под слоем этанола

11. Более щелочную реакцию среды при равной концентрации имеет раствор:
    1) Na_2CO_3 2) $NaHCO_3$ 3) Na_2SO_3 4) $NaHSO_3$
12. Какими реактивами (X, У, Z) нужно подействовать для осуществления следующих превращений: $Na \xrightarrow{X} NaOH \xrightarrow{У} Na_2CO_3 \xrightarrow{Z} NaHCO_3$.
    1) H_2O, CO_2, HCl(недост.) 3) H_2O, CO_2, NaOH
    2) H_2O, CO_2, HCl(изб.) 4) KOH, CO_2, $CO_2 + H_2O$
13. Глауберова соль ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) используется как:
    1) антацидное средство 3) антисептик
    2) слабительное средство 4) анальгетик
14. При нормальных условиях натрий взаимодействует с: а)H_2;б)O_2;в) H_2O; г) Cl_2; д) N_2.
    1) со всеми 2) б, в, г 3) б, в, г, д 4) а, д
15. При увеличении содержания *in vivo* ионов Na^+ количество ионов K^+:
    1) уменьшается 2) увеличивается 3) не изменяется 4) не влияет
16. Укажите вещество «А», образующееся в результате следующих превращений: $CaO \xrightarrow{C,t} X_1 \xrightarrow{H_2O} X_2 \xrightarrow{CO_{2,изб.}} A$.
    1) $CaCO_3$ 2) $Ca(HCO_3)_2$ 3) CaO 4) CO
17. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (горькую соль) используют как: а) антацидное средство; б) бактерицидное средство; в) слабительное средство; г) успокаивающее средство.
    1) а, б, в, г 2) в, г 3) б, в, г 4) а, в
18. Временную жесткость можно удалить: а) кипячением; б) добавлением $Ca(OH)_2$; в) добавлением Na_3PO_4; г) катионитным способом.
    1) а, б, в. г 2) а, б 3) а, б, в 4) а, б, г
19. В качестве контрастного вещества при рентгеновской диагностике заболевания пищеварительного тракта используется.
    1) $BaSO_4$ 2) $BaCO_3$ 3) $BaSO_4$ и $BaCO_3$ 4) $BaSO_3$
20. При кипячении раствора, содержащего $Ca(HCO_3)_2$, образуется:
    1) CaO 2) $CaCO_3$ 3) $Ca(OH)_2$ 4) CaH_2
21. Назовите вещества A, B, C $Ca \xrightarrow{C,t} A \xrightarrow{H_2O} B + C$
    1) CaC_2, C_2H_2, $Ca(OH)_2$ 3) Ca_2C, CH_4, $Ca(OH)_2$
    2) CaC_2, C_2H_2, CaO 4) CaC_2, CH_4, $Ca(OH)_2$
22. Токсичность ионов Ba^{+2} заключается в том, что он *in vivo* замещает:
    1) ионы K^+ 2) ионы Na^+ 3) ионы Mg^{+2} 4) ионы Ca^{+2}
23. MgO используется: а) как антацидный препарат; б) как бактерицидный препарат; в) входит в состав цементов и пломбировочных материалов.
    1) а, б, в 2) а, в 3) а, б 4) б, в
24. $CaCl_2$ используют: а) как антацидное средство; б) при отравлении солями Mg^{+2}; в)при отравлении оксалат- и фторид-ионами; г) для осушения газов.
    1) б, в, г 2) а, б, в, г 3) в, г 4) а, б, в

25. Какие из солей кальция разлагаются при прокаливании: а) $CaCO_3$; б) $Ca_3(PO_4)_2$; в) $CaCl_2$; г) $Ca(NO_3)_2$; д) $Ca(HCO_3)_2$.
1) все 2) а, г, д 3) а, б, г, д 4) а, д
26. Препарат «магний перекись» ($MgO+MgO_2$) используют как: а) антацидное средство; б) бактерицидное средство; в) успокаивающее средство; г) вяжущее средство.
1) а, б 2) а, б, в 3) а, в, г 4) а, в
27. Какие из металлов взаимодействуют с водой при нормальных условиях: а) Na; б) Mg; в) Ca; г) Rв; д) Cs; е) Be; ж) K?
1) все 2) а, в, г, д, ж 3) а, б, в, г, д, ж 4) а, в, ж
28. Постоянную жесткость можно удалить: а) кипячением; б) добавлением $Ca(OH)_2$; в) добавлением Na_3PO_4; г) катионитным способом; д) добавлением соды.
1) а, б, в, г 2) в, г, д 3) б, в, г, д 4) г, д
29. Препарат «белая магнезия» ($Mg(OH)_2 \cdot 4MgCO_3 \cdot H_2O$) используют как: а) антацидное средство; б) бактерицидное средство; в) слабительное средство; г) успокаивающее средство.
1) а, б, в, г 2) а, в 3) а. в, г 4) а. б, г
30. Какие из карбонатов не разлагаются при прокаливании: а) Li_2CO_3; б) Na_2CO_3; в) $MgCO_3$; г) K_2CO_3; д) $CaCO_3$?
1) б, г 2) а, б, г 3) б, в, г 4)а, в
31. Какие из перечисленных веществ взаимодействуют с HCl: а) Na_2CO_3; б) $CaCO_3$; в) $BaCO_3$; г) $BaSO_4$; д) $Ba(NO_3)_2$?
1) а, б, в, г 2) все 3) а, б, в 4) а, б
32. Какие из перечисленных оксидов амфотерны: а) Na_2O; б) Li_2O; в) MgO; г) CaO; д) BeO?
1) в, д 2) д 3) в, г, д 4) нет амфотерных оксидов
33. Mg^{+2} содержится в большей степени:
1) внутри клеток 3) во внеклеточной жидкости
2) в равной степени во внутри- и внеклеточной жидкостях
34. Ca^{+2} и Mg^{+2} являются:
1) антагонистами 3) и антагонистами, и синергистами
2) синергистами 4) ни антагонистами, ни синергистами
35. Какие из перечисленных веществ обеспечивают карбонатную жёсткость воды: а)$NaHCO_3$; б) $MgCO_3$; в) $KHCO_3$; г) $Ca(HCO_3)_2$; д) $Mg(HCO_3)_2$; е) $CaCO_3$.
1) все 2) г, д 3) б, г, д, е 4) б, е
36. Накипь в Вашем чайнике состоит из смеси:
1) $MgCO_3$ и $CaCO_3$ 3) $MgCO_3$ и $Ca(OH)_2$
2) $Mg(OH)_2$ и $CaCO_3$ 4) MgO и $CaCO_3$
37. Какие из перечисленных оксидов взаимодействуют с водой: а) Na_2O; б) Li_2O; в) MgO; г) CaO; д) BeO?

1) все 2) а, б, г 3) а, б, в, г 4) а, б

38. Ортоборная кислота H_3BO_3: а) антисептик; б) слабительное средство; в) растворима в липидах; г) денатурирует белки.
1) а, в, г 2) а, б, г 3) а, б, в, г 4) а, г

39. Назовите вещества А, В, С $Al \xrightarrow{C,t} A \xrightarrow{H_2O} B + C$
1) Al_4C_3, $Al(OH)_3$, C_2H_2 3) Al_4C_3, CH_4, $Al(OH)_3$
2) Al_4C_3, C_2H_2, $Al(OH)_3$ 4) Al_4C_3, C_2H_2, $Al(OH)_3$

40. В качестве антацидного средства предпочтительнее использовать:
1) MgO 2) $NaHCO_3$ 3)$AI(OH)_3$ 4) Na_2CO_3

41. В результате реакции $Al_2(SO_4)_3$ + NaOH(изб.) образуется:
1) $Al(OH)_3$ 2) $Na[Al(OH)_4]$ 3) $NaAlO_2$ 4) реакция не идёт

42. Растворы каких веществ имеют pH > 7: а) Na_2CO_3; б) NaCl; в) $MgCl_2$; г) $Al(NO_3)_3$ д) $NaAlO_2$?
1) а, д 2) а, б, д 3) в, г 4) а, б, г, д

43. С какими из перечисленных веществ взаимодействует алюминий: а) HCl; б) N_2; в) H_2; г) NaOH; д) Cr_2O_3; е) NaCl?
1)со всеми 2) а, б, г, д 3) а, г, д 4) а, б, в, г, д

44. Al^{+3} : а) замещает ионы Mg^{+2} и Ca^{+2}; б) уменьшает усвояемость фосфора вследствие образования малорастворимого фосфата $AlPO_4$; в) входит в состав вяжущих препаратов; г) макроэлемент.
1) все 2) а, б, в 3) б, в 4) б

45. В результате реакции $NaAlO_2$ + HCl(изб.) $\rightarrow$ образуется:
1) $Al(OH)_3$ 2) $AlCl_3$ 3) $HAIO_2$ 4) AI_2O_3

46. В промышленности Al получают: а) электролизом расплава Al_2O_3; б) электролизом расплава Al_2O_3 в криолите; в) электролизом растворов солей алюминия; г) восстановлением водородом из Al_2O_3.
1) б 2) а, б, в 3) б, г 4) б, в, г

47. Растворы каких веществ имеют pH < 7: а)Na_2CO_3; б) NaCl; в) $MgCl_2$; г) $Al(NO_3)_3$; д) $KAlO_2$?
1) а, д 2) а, б, д 3) в, г 4) а, б, г, д

48. В результате реакции $AlCl_3$ + NaOH(недост.) образуется:
1) $Al(OH)_3$ 2) $Na[Al(OH)_4]$ 3) $NaAlO_2$ 4) AI_2O_3

49. Назовите вещества А, В: $Al(OH)_3 \xrightarrow{NaOH_{p-p}} A \xrightarrow{H_2SO_{4(недост.)}} B$
1) $Na[Al(OH)_4]$, $Al_2(SO_4)_3$ 3) $NaAlO_2$, $Al_2(SO_4)_3$
2) $Na[Al(OH)_4]$, $Al(OH)_3$ 4) $NaAlO_2$, $Al(OH)_3$

50. Осадок, образовавшийся при сливании растворов $AlCl_3$ и K_2S, прокалили. В состав твердого остатка входит:
1) $Al(OH)_3$ 2) Al_2O_3 3) Al_2S_3 4) $KAlO_2$

51. Квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ обладают: а) вяжущим действием; б) антацидным действием; в) бактерицидным действием; г) успокаивающим действием.

1) а, б, в, г 2) а 3) а, б 4) а, б, г

52. Какое из веществ: $AlCl_3$ или $NaAlO_2$ – имеет большую степень гидролиза в растворах равной концентрации?
    1) $AlCl_3$ 3) в равной степени
    2) $NaAlO_2$ 4) соли не гидролизуются
53. В результате реакции $NaAlO_2 + HCl$(недост.) $\rightarrow$ образуется:
    1) $Al(OH)_3$ 2) $AlCl_3$ 3) Al_2O_3 4) $Na[AI(OH)_4]$
54. Какими реактивами нужно подействовать для осуществления следующих превращений: $AlCl_3 \xrightarrow{X} Al(OH)_2Cl \xrightarrow{Y} AlCl_3$
    1) $Al(OH)_3$, HCl 2) NaOH, HCl 3) H_2O, HCl 4) HCl ,H_2O
55. При пропускании избытка углекислого газа через раствор тетрагидроксоалюмината натрия образуется:
    1) $AI(OH)_3$ 2) $AI_2(CO_3)_3$ 3) AI_2O_3 4) $AIOHCO_3$
56. Выберите соответствие между формулой соли и pH среды её раствора:

Формула соли	*pH среды*
1) $AI_2(SO_4)_3$	А) pH = 7
2) $CaCI_2$	Б) pH > 7
3) $NaHCO_3$	В) pH < 7
4) $MgCO_3$	
5) K_2SO_3	

1) ББВАА 2) БАВАВ 3) ВВББА 4) ААБВВ

Ответы к заданию

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

Тестовый контроль по теме «Химия элементов IVA-, VA-, VIA-,VIIA- групп»

1. Выберите правильные утверждения: HCN – :
   а) слабая кислота; б) существует в двух изомерных формах; в) ее соли легко гидролизуются; г) ядовита только одна ее изоформа; д) ядовиты обе ее изоформы.
   1) а, б, в, г 2) а, б, в, д 3) б, в, д 4) а, б, в, г, д
2. При н.у. наиболее устойчивой аллотропной модификацией является:
   1) графит 2) алмаз 3) карбин

3. Твердый CO_2 имеет кристаллическую решетку:
   1) атомную 2) молекулярную 3) ионную.
4. Укажите реакции окисления оксида углерода(II): а) $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$; б) $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$; в) $CO + S \rightarrow COS$; г) $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$; д) $Ni + 4CO \rightarrow Ni(CO)_4$; е) $Fe + 5CO \rightarrow Fe(CO)_5$.
   1) все 2) а, б, в, г 3) а, б, г 4) а, б, г, д, е
5. Отравившихся угарным газом необходимо вынести на воздух, т.к. при этом равновесие процесса $HHbO_2 + CO_2 \rightleftarrows HHbCO + O_2$ смещается:
   1) влево 2) вправо 3) не имеет значения
6. Увеличение содержания CO_2 в плазме крови приводит к:
   1) уменьшению pH крови 3) pH крови не изменяется
   2) увеличению pH крови
7. Высокую токсичность имеет изоформа
   1) HCN 2) HNC 3) обе изоформы одинаково токсичны
8. С какими из перечисленных веществ взаимодействует CO:
   а) O_2; б) Cl_2; в) S; г) NaOH; д) Fe; е) Fe_2O_3?
   1) со всеми 2) а, б, в, д, е 3) а, б, в, г, е 4) а, б, е
9. В каких реакциях углерод проявляет восстановительные свойства:
   а) $Ca + C \rightarrow$; б) $C + F_2 \rightarrow$; в) $C + S \rightarrow$;г) $C + N_2 \rightarrow$; д) $C + HNO_3 \rightarrow$; е) $C + O_2 \rightarrow$?
   1) во всех 2) б, в, г, д, е 3) б, д, е 4) б, е
10. Выберите правильные утверждения. H_2CO_3 – :
    а) слабая кислота; б) сильная кислота; в) устойчивое соединение; г) неустойчивое соединение; д) ее растворимые соли гидролизуются; ж) ее растворимые соли не гидролизуются.
    1) а, г, д 2) а, в, д 3) б, в, ж 4) б, г, д
11. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в CO_2:
    1) *sp* 2) sp^2 3) sp^3
12. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $C + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$ равна:
    1) 2 2) 3 3) 4 4) 7
13. В каких реакциях углерод проявляет окислительные свойства:
    а) $Al + C \rightarrow$; б) $C + Ca \rightarrow$; в) $C + F_2 \rightarrow$;
    г) $C + S \rightarrow$; д) $C + H_2 \rightarrow$; е) $C + N_2 \rightarrow$?
    1) а, б, д 2) а, б, г, д 3) а, б, г, д, е 4) а, б
14. Более прочные гомоцепи образует:
    1) Si 2) C
15. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в алмазе:
    1) *sp* 2) sp^2 3) sp^3
16. Термодинамически более вероятно протекание реакции:
    1) $C + O_2 \rightarrow CO_2$ 2) $2C + O_2 \rightarrow 2CO$

17. В изомерной форме HNC валентность атома «С» равна:
    1) II 2) III 3) IV
18. Выберите правильные утверждения. CO – :
    а) газ без запаха; б) ядовит; в) имеет характерный запах г) индифферентный оксид; д) обладает ОВ-двойственностью; е)солеобразующий оксид; ж) участвует в реакциях присоединения.
    1) а, б, г,д, ж 2) а, б, д, е 3) б, в, г, е 4) а, б, д, е, ж
19. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в графите:
    1) *sp* 2) sp^2 3) sp^3
20. Карбонаты щелочноземельных металлов при прокаливании образуют:
    1) карбонилы металлов и кислород
    2) оксиды металлов и углекислый газ
    3) пероксиды металлов и углекислый газ
    4) свободные металлы, угарный газ и воду
21. Укажите реакции присоединения для монооксида углерода:
    а) $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$; б) $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$; в) $CO + S \rightarrow COS$;
    г) $Ni + 4CO \rightarrow Ni(CO)_4$; д) $Fe + 5CO \rightarrow Fe(CO)_5$.
    1) все 2) а, б, в 3) г, д
22. С какими из перечисленных веществ взаимодействует CO_2:
    а) O_2; б) Cl_2; в) NaOH; г) $CaCO_3$; д) Mg; е) MgO; ж) C.
    1) в, г, е, ж 2) в, г, д, е, ж 3) б, в, г, е, ж 4) в, г, е
23. Степень окисления и валентность атома углерода в молекуле «CO» соответственно равны:
    1) +2; II 2) +2; III 3) –2; III 4) –2; III
24. С какими из перечисленных веществ взаимодействует кокс:
    а) O_2; б) N_2; в) HCl; г) HNO_3; д) H_2SO_4(конц.); е) H_2; ж) H_2SO_4(разб.)?
    1) со всеми 2) а, б, г, д, е 3) а, г, д, е 4) а, в, г, д, е, ж
25. Выберите правильные утверждения. CO_2 – :
    а) газ без запаха; б) имеет характерный запах;
    в) индифферентный оксид; г) солеобразующий оксид;
    д) обладает ОВ-двойственностью; е) является только окислителем;
    ж) его молекула полярна; з) его молекула неполярна.
    1) а, г, е, з 2) а, в, е, з 3) а, г, д, ж 4) б, г, е, з
26. Возможные валентности атома «С»: а) I; б) II; в) III; г) IV.
    1) а, б, в, г 2) б, в, г 3) б, г 4) в, г
27. С какими из перечисленных веществ взаимодействует SiO_2:
    а) H_2O; б) HCl; в) HNO_3; г) NaOH; д) Na_2CO_3; е) HF; ж) $Ca_3(PO_4)_2$?
    1) со всеми 2) г, д, е, ж 3) в, г, д, е, ж 4) б, в, г, д, е, ж
28. При соединении двух структурных единиц $[SiO_4]^{4-}$ образуется поликремниевая кислота состава:
    1) $H_6Si_2O_7$ 2) $H_4Si_2O_8$ 3) $H_2Si_2O_8$ 4) $H_4Si_2O_7$

29. Водный раствор «жидкого стекла» Na_2SiO_3 мутнеет на воздухе за счет:
    1) взаимодействия с CO_2 из воздуха 2) гидролиза 3) разложения
30. Водный раствор Na_2SiO_3 имеет:
    1) pH < 7 2) pH > 7 3) pH ≈ 7
31. Реакция $Na_2SiO_3 + CO_2$ протекает в:
    1) растворе 2) расплаве
32. С какими из перечисленных веществ взаимодействует Si:
    а) O_2; б) F_2; в) H_2O; г) C; д) Mg; е)HF; ж) H_2SO_4(конц.); з) HNO_3; и) NaOH?
    1) со всеми 2) а, б, г, д, е, и 3) а, б, г, д, е, ж, з, и
33. SiO_2 имеет кристаллическую решетку:
    1) атомную 2) молекулярную 3) ионную
34. При циклическом соединении четырех структурных единиц $[SiO_4]^{4-}$ образуется поликремниевая кислота состава:
    1) $H_4Si_4O_{16}$ 2) $H_8Si_4O_{12}$ 3) $H_6Si_4O_{12}$ 4) $H_8Si_4O_{16}$
35. Для полного растворения кремния можно использовать:
    1) концентрированную плавиковую кислоту
    2) смесь концентрированных азотной и плавиковой кислот в соотношении 1:3
    3) царскую водку
    4) концентрированную серную кислоту
36. В природе кремний встречается:
    1) только в свободном виде 3) в обоих видах
    2) только в связанном виде
37. При циклическом соединении трех структурных единиц $[SiO_4]^{4-}$ образуется поликремниевая кислота состава:
    1) $H_6Si_3O_{12}$ 2) $H_6Si_3O_9$ 3) $H_3Si_3O_9$ 4) $H_9Si_3O_{12}$
38. При получении стекла можно использовать:
    а) Na_2CO_3; б) Na_2SO_4; в) C; г) $CaCO_3$; д) SiO_2; ж) Na_2SiO_3.
    1) все вещества 2) а, б, в, г, д 3) а, г, д 4) а, г, д, ж
39. С какими из перечисленных веществ взаимодействует Ge:
    а) O_2; б) HCl; в) HNO_3(конц.); г) KOH; д) H_2O?
    1) со всеми 2) а, в, г 3) а, в 4) а, г
40. С какими из перечисленных веществ взаимодействует Pb:
    а) O_2; б) H_2O; в) KOH; г) HCl; д) H_2SO_4(разб.); е) HNO_3?
    1) со всеми 2) а, в, г, е 3) а, в, г, д, е 4) а, в, е
41. С какими из перечисленных веществ взаимодействует Sn:
    а) O_2; б) H_2O; в) KOH; г) HCl; д) H_2SO_4(разб.); е) HNO_3?
    1) со всеми 2) а, в, г, д, е 3) а, г, д, е 4) а, в, г, д
42. Валентность атома «N» в N_2O_5 равна:
    1) V 2) III 3) IV 4) II

43. В какой реакции NO проявляет восстановительные свойства:
а) $NO + Cl_2$; б) $NO + H_2$; в) $NO + O_2$; г) $NO + NaOH$; д) $Cu + NO$?
1) а, г, е 2) б, в, д 3) а, б 4) а, б, г, е 5) а, в

44. При восстановлении азотной кислоты атомарным водородом образуется:
1) NH_3 2) N_2H_2 3) N_2 4) NH_2OH

45. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $N_2H_4+KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ перед окислителем и восстановителем равна:
1) 9 2) 7 3) 4 4) 11

46. На разрыхляющих орбиталях в молекуле NO:
1) 1 электрон 2) 2 электрона 3) 3 электрона 4) 4 электрона

47. В каких реакциях NH_3 проявляет основные свойства:
а)$NH_3 + CuO$; б) $NH_3 + HCl$; в) $NH_3 + Cl_2$; г) $NH_3 + H_2SO_4$?
1) во всех 2) б, г 3) а, в 4) а

48. Равновесие процесса $2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$ $\Delta H = -57$ кДж/моль при охлаждении
1) смещается вправо, образуется бурый газ
2) смещается вправо, образуется белое кристаллическое вещество
3) смещается влево, образуется бурый газ
4) смещается влево, образуется белое кристаллическое вещество

49. Гидразин (диамид) – :
1) токсичный газ
2) легко испаряемая токсичная жидкость
3) твердое белое кристаллическое вещество
4) стеклоподобное вещество

50. Какие соли аммония возгоняются при нагревании:
а) NH_4Cl; б) $(NH_4)_2CO_3$; в) $(NH_4)_3PO_4$; г) $(NH_4)_2SO_4$; д) $(NH_4)_2Cr_2O_7$?
1) все 2) а, б 3) а, б, в, г 4) а, б, г

51. В результате каких реакций образуется NO_2:
а) $N_2 + O_2 \xrightarrow{t}$; б) $NH_3 + O_2 \xrightarrow{t,Pt}$; в) $Cu + HNO_3$(разб.) ;
г) $Cu + HNO_3$(конц.) ; д) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t}$; е) $NaNO_3 \xrightarrow{t}$?
1) г, д 2) а, б, г, д 3) г, д, е 4) а, б, г, д, е

52. В результате реакции $NO_2 + H_2O \xrightarrow{t}$ образуется:
1) $HNO_3 + HNO_2$ 3) $HNO_2 + NO$
2) $HNO_3 + NO$ 4) $NO + NO_2 + H_2O$

53. В реакции $N_2H_2 + Na \rightarrow$ … гидразин проявляет свойства:
а) окислительные; б) восстановительные; в) кислотные; г) основные.
1) а, в 2) б, в 3) а, г 4) б, г

54. Укажите уравнения реакций в которых N_2 проявляет окислительные свойства: а) $N_2 + O_2$; б) $N_2 + H_2$; в) $N_2 + Li$; г) $C + N_2$; д) $N_2 + F_2$?
1) во всех 2) а, д 3) б, в, г 4) б, в

55. Валентность атома «N» в HNO_3 равна:

1) V 2) III 3) IV 4) II

56. Назовите вещества А, В, С, Д: $NH_3 \xrightarrow{O_2/t} A \xrightarrow{O_2/t} B \xrightarrow{NaOH} C + Д$
1) N_2, NO, N_2O, $NaNO_2$ 3) N_2, NO, $NaNO_2$, $NaNO_3$
2) NO, NO_2, $NaNO_2$, $NaNO_3$ 4) NO, NO_2, $NaNO_3$, NO

57. Структурная формула N_2O:
1) N–O–N 2) N≡N=O 3) $N \overset{\cdots}{=} N \overset{\cdots}{=} O$ 4) N=O–N

58. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции: $Cu + HNO_3(конц.) \rightarrow \ldots$ равна:
1) 14 2) 11 3) 5 4) 7

59. Порядок связи в молекуле N_2 равен:
1) 2 2) 2,5 3) 3 4) 1,5

60. «Царская водка» – это:
1) 1 объем HNO_3 + 3 объема HCl(конц.)
2) 1 объем HNO_3 + 1 объем HCl(конц.)
3) 1 объем HNO_3 + 3 объема H_2SO_4(конц.)
4) 1 объем HNO_3 + 1 объем H_2SO_4(конц.)

61. Круговорот азота в природе приводит к накоплению его преимущественно в виде:
1) N_2 2) NH_3 3) NO_2 4) HNO_3 5) KNO_3

62. В какой реакции NO проявляет окислительные свойства:
а) NO + Cl_2 ; б) NO + H_2 ; в) NO + SO_2 ; г) NO + O_2 ; д) NO + NaOH; е)Cu + NO?
1) а, г, е 2) б, в 3) а, б 4) а, б, г, е

63. В результате реакции $NO_2 + H_2O + O_2 \rightarrow \ldots.$ образуются:
1) HNO_2 3) HNO_3 + NO
2) HNO_3 4) HNO_2 + NO 5) $HNO_3 + HNO_2$

64. Синтез NH_3 в промышленности проводят при:
1) повышенной температуре и пониженном давлении
2) повышенных температурах и давлении
3) пониженной температуре и повышенном давлении
4) условия не играют роли

65. В результате каких реакций образуется N_2O_5:
а) $HNO_3 + P_2O_5$; б) $NO_2 + O_3$; в) $NO_2 + O_2$; г) $N_2O_3 + N_2O$; д) $Cu + HNO_3(конц.)$?
1) а, б 2) а, б, г, д 3) б, в, г, д 4) всех

66. Кратность связи в NO^+ равна:
1) 2,5 2) 3 3) 2 4) 3,5

67. Какие соли аммония разлагаются с образованием NH_3:
а) NH_4Cl; б) $(NH_4)_2CO_3$;в) $(NH_4)_2SO_4$; г) NH_4NO_3; д) NH_4NO_2; е) $(NH_4)_2Cr_2O_7$; ж) $(NH_4)_3PO_4$?
1) а, б, в, ж 2) г, д, е 3) а, б, ж 4) а, б, в, е, ж

68. Температура сжижения NH_3 выше, чем PH_3, так как:

1) прочность связи N–H выше, чем P–H

2) в жидком и твердом состояниях в NH_3 существуют межмолекулярные водородные связи, а в PH_3 – не существуют

3) в жидком и твердом состояниях в PH_3 существуют межмолекулярные водородные связи, а в NH_3 – не существуют.

69. В каких реакциях HNO_2 является восстановителем:
а) $HNO_2 + HI$; б) $HNO_2 + H_2S$; в) $HNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4$; г) $HNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$.
1) а 2) в, г 3) в 4) г 5) а, в

70. Получают N_2O разложением:
1) NH_4NO_3 2) HNO_2 3) NO_2 4) NH_4NO_2

71. Равновесие процесса синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$, $\Delta H = -92{,}4$ кДж/моль смещается вправо при:
1) понижении температуры и повышении давления
2) повышении температуры и давления
3) понижении температуры и давления
4) повышении температуры и понижении давления

72. Концентрированная азотная кислота на холоду пассивирует:
1) Fe, Al, Cr 2) Fe, Al, Cr, Au, Pt 3) Fe, Al, Cr, Ag 4) Au, Pt

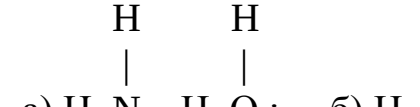
73. При разложении $AgNO_3$ образуются:
1) $AgNO_2 + O_2$ 3) $Ag + NO_2 + O_2$
2) $Ag_2O + NO_2 + O_2$ 4) не разлагается

74. В результате каких реакций образуется оксид азота(II):
а) $NH_3 + O_2 \xrightarrow{t}$; б) $NH_3 + O_2 \xrightarrow{t,Pt}$; в) $Cu + HNO_3$(конц.) $\rightarrow$; г) $Cu + HNO_3$(разб.); д) $N_2 + O_2 \xrightarrow{t}$;е) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t}$?
1) а, в, д 2) б, г, д 3) в, д, е 4) б, г, д, е

75. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $Ba + HNO_3$(разб.) … равна:
1) 14 2) 11 3) 5 4) 7

76. Валентность атома «N» в NO_2 равна:
1) II 2) III 3) IV 4) I

77. При растворении NH_3 в H_2O образуются водородные связи по схеме



а) H–N…H–O ; б) H–N–H…O–H.
1) а 3) обе схемы правильные
2) б 4) обе схемы неправильные

78. При разложении $Zn(NO_3)_2$ образуются:
1) $ZnNO_2 + O_2$ 3) $Zn + NO_2 + O_2$
2) $ZnO + NO_2 + O_2$ 4) не разлагается

79. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $Ag + HNO_3$(разб.) $\rightarrow$ … равна:

1) 4 2) 7 3) 3 4) 5

80. В результате взаимодействия NO с NaOH образуются:
1) $N_2O + NaNO_2$ 3) $NH_4OH + NaNO_2$
2) $N_2 + NaNO_3$ 4) $NaNO_2 + NaNO_3$

81. Укажите уравнения реакций, в которых N_2 проявляет восстановительные свойства: а) $N_2 + O_2$; б) $N_2 + H_2$; в) $N_2 + Li$; г) $C + N_2$; д) $N_2 + F_2$?
1) во всех 2) а, д 3) б, в, г 4) б, в

82. Укажите продукты реакции: $NH_3 + Cl_2$(изб.) $\rightarrow$:
1) $N_2 + HCl$ 2) $N_2 + NH_4Cl$ 3) $NCl_5 + N_2$ 4) $NCl_5 + NH_4Cl$

83. В результате протекания реакции $NH_2OH + HCl$ … происходит образование:
1) $(NH_3OH)^+Cl^-$ 3) $NH_3 + H_2O + Cl_2$
2) $NH_2Cl + H_2O$ 4) $NHCl_2 + 2H_2O$

84. В каких реакциях HNO_2 является окислителем:
а) $HNO_2 + HI$; б) $HNO_2 + H_2S$; в) $HNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4$; г) $HNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$?
1) а 2) б, в 3) а, б 4) в, г 5) б

85. N_2H_4 по сравнению с NH_3:
1) более сильный восстановитель
2) менее сильный восстановитель
3) их восстановительные свойства примерно одинаковы
4) более сильный окислитель

86. NO взаимодействует с HCl:
1)в водных растворах
2) в неводных растворах
3) как в водных, так и неводных растворах
4) в газовой фазе.

87. Какие соли аммония разлагаются с образованием азота:
а) NH_4Cl; б) $(NH_4)_2CO_3$; в) $(NH_4)_2SO_4$; г) NH_4NO_3; д) NH_4NO_2; е) $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ж) $(NH_4)_3PO_4$.
1) а, б, в, ж 2) д, е 3) а, б, ж 4) в, г, д, е

88. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции: $N_2O+KMnO_4+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+Mn(NO_3)_2+K_2SO_4 + H_2O$ равна:
1) 10 2) 13 3) 12 4) 8

89. Валентность атома «N» в димере N_2O_4 равна:
1) II 2) III 3) IV 4) I

90. Порядок связи в молекуле NO равен:
1) 2,5 2) 2 3) 3 4) 3,5

91. N_2O:
1) окислитель 2) восстановитель 3) проявляет ОВ-двойственность

92. В природе связанный азот находится в виде:

а) KNO_3; б) $NaNO_3$; в) KNO_2; г) NH_3; д) $Ca(NO_3)_2$; е) нитридов металлов.

1) все 2) а, б, г, д 3) а, б, д, е 4) а, б, д

93. Лабораторные способы получения N_2:

а) $NH_4NO_2 \xrightarrow{t}$; б) $NH_3 + Br_2 \rightarrow$; в) $NH_3 + HBr \rightarrow$; г) $NH_3 + CuO \rightarrow$; д) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow$; е) $(NH_4)_2CO_3$; ж) фракционная перегонка воздуха?

1) все 2) а, б, г, д 3) а, б, г, д, ж 4) а, б, г, д, е

94. Более устойчива частица:

1) NO 2) NO^+ 3) $NO^{\bullet}$ 4) NO^-

95. При диспропорционировании NH_2OH образуются:

1) $N_2 + NO_2$ 2) $N_2 + NH_3$ 3) $NH_3 + H_2O$ 4) $N_2O + H_2O$

96. N_2O_5 – белое кристаллическое вещество имеющее:

1) молекулярную кристаллическую решетку
2) ионную кристаллическую решетку

97. В результате реакции $NO_2 + KOH \rightarrow$ … образуются:

1) KNO_3 2) KNO_2 3) $KNO_3 + KNO_2$ 4) $KNO_3 + NO$

98. Гидразин может образовывать катионы:

а) $N_2H_5^+$; б) $N_2H_6^{2+}$; в) $N_2H_3^+$; г) $N_2H_7^+$.

1) а 2) б 3) а, б 4) а, б, в 5) все

99. N_2O – :

1) индифферентный оксид 3) амфотерный оксид
2) кислотный оксид 4) основной оксид

100. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $NH_2OH+FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + (NH_4)_2SO_4 + H_2O$ равна:

1) 6 2) 7 3) 8 4) 4

101. При разложении $NaNO_3$ образуются:

1) $NaNO_2 + O_2$ 3) $Na + NO_2 + O_2$
2) $Na_2O + NO_2 + O_2$ 4) $Na_2O_2 + NO$

102. При взаимодействие с металлическим натрием NH_3 проявляет свойства: а) окислительные; б) кислотные; в) восстановительные; г) основные.

1) а, б 2) в, г 3) а, г 4) б, в

103. Назовите вещества А, В, С, Д

$NH_3 \xrightarrow{O_2/t,Pt} A \xrightarrow{O_2/t} B \xrightarrow{NaOH} C + Д$

1) N_2, NO, N_2O, $NaNO_2$ 3) N_2, NO, $NaNO_2$, $NaNO_3$
2) NO, NO_2, $NaNO_2$, $NaNO_3$ 4) NO, NO_2, $NaNO_3$, NO

104. Раствор соли Na_3PO_4 имеет реакцию среды:

1) щелочную 3) слабокислую
2) нейтральную 4) сильнокислую

105. Степень окисления и валентность фосфора в фосфористой кислоте H_3PO_3 соответственно равны:
1) +3; III 2) +3; V 3) +5; III 4) +3; V

106. В природе фосфор встречается в виде соединений:
а) Ca_3P_2; б) $Ca_3(PO_4)_2$; в) $Ca_5X(PO_4)_3$; г) PH_3; д) в свободном виде.
1) а, б, в, г, д 2) а, б, в 3) б, в 4) а, б, в, д

107. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $PH_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow$ … равна:
1) 9 2) 5 3) 4 4) 3

108. Фосфорноватистая кислота H_3PO_2 является:
1) трехосновной 2) одноосновной 3) двухосновной

109. Выберите верные утверждения:
а) PH_3 – токсичный газ; б) PH_3 – легко испаряющаяся жидкость; в) образует прочные межмолекулярные водородные связи; г) горит на воздухе; д) горит только в чистом кислороде; е) практически не образует межмолекулярных водородных связей.
1) б, г, е 2) а, г, е 3) а, в, д 4) а, д, е

110. При линейном соединении двух структурных единиц $(PO_4)^{3-}$ образуется кислота состава:
1) $H_4P_2O_7$ 2) $H_3P_2O_7$ 3) $H_6P_2O_8$ 4) $H_2P_2O_7$

111. Раствор соли NaH_2PO_4 имеет реакцию среды:
1) щелочную 3) слабокислую
2) нейтральную 4) сильнокислую

112. Фосфорноватистую кислоту можно получить в результате реакций:
а) $P_2O_3 + H_2O$; б) $PCl_3 + H_2O$; в) $PH_3 + O_2$; г) $Ca_3(PO_4)_2 + C + Si$.
1) а, б 2) а, б, в 3) а 4) всех

113. PH_3 по сравнению с NH_3 является:
1) более сильным восстановителем
2) менее сильным восстановителем
3) их восстановительные свойства примерно одинаковы
4) более сильным окислителем

114. Фосфорная кислота образуется в результате реакций:
а)$PH_3 + O_2$; б) $H_3PO_3 + Cl_2$; в) $H_3PO_3 \xrightarrow{t}$; г) $P + HNO_3$(конц.); д) $H_4P_2O_7 + H_2O$.
1) всех 2) а, б, г 3) а, г, д 4) г, д

115. При взаимодействии P_2O_5 с водой образуются:
а) H_3PO_4; б) H_3PO_3; в) HPO_3; г) $H_4P_2O_7$.
1) все 2) а, в, г 3) а, в 4) б, в, г

116. Фосфористая кислота является:
1) одноосновной 2) двухосновной 3) трехосновной

117. Ортофосфорную кислоту можно получить в результате реакций:

а)$Ca_3(PO_4)_2$ + HCl; б) $Ca_3(PO_4)_2$ + H_2SO_4; в) P_2O_5 + H_2O; г)PCl_5 + H_2O; д) HPO_3 + H_2O; е) $Ca_3(PO_4)_2$ + C + SiO_2.

1) а, б, в, г, д 2) б, в, г, д 3) б, в, г, д, е 4) всех

118. В каких реакциях фосфор является восстановителем:

а) Ca + P; б) P + O_2; в) P + Cl_2; г) P + S; д) P + HNO_3(конц.)?

1) а, г 2) б, в, г, д 3) б, в, д 4) а, б, в, г, д

119. В каких реакциях фосфор является окислителем:

а) Ca + P; б) P + O_2; в) P + Cl_2; г) P + S; д) P + HNO_3(конц.).

1) а, г 2) а 3) б, в, д 4) б, в, г, д

120. При циклическом соединении трех структурных единиц $(PO_4)^{3-}$ образуется кислота состава:

1) $H_3P_3O_9$ 2) $H_5P_3O_{10}$ 3) $H_6P_3O_{12}$ 4) $H_3P_3O_{12}$

121. Продуктами реакции P + NaOH $\xrightarrow{t}$ являются:

1) PH_3 + Na_3PO_4 3) PH_3 + NaH_2PO_2

2) PH_3 + Na_3PO_3 4) PH_3 + Na_2HPO_3

122. При линейном соединении трех структурных единиц $(PO_4)^{3-}$ образуется кислота состава:

1) $H_9P_3O_{12}$ 2) $H_5P_3O_{10}$ 3) $H_3P_3O_{12}$ 4) $H_6P_3O_9$

123. Валентность атома «О» в молекуле CO равна:

1) II 2) III 3) IV 4) I

124. Промышленные способы получения кислорода:

а) электролиз 30%-ного раствора KOH; б) фракционная перегонка жидкого воздуха; в) $KClO_3$ $\xrightarrow{t,MnO_2}$; г) $KMnO_4$ $\xrightarrow{t}$.

1) все 2) в, г 3) а, б 4) б

125. Порядок связи в пероксид-ионе O_2^{2-} равен:

1) 1,5 2) 1 3) 2 4) 2,5

126. С какими из перечисленных веществ взаимодействует O_2:

а) Cu; б) Pt; в) F_2; г) CO_2; д) KNO_3; е) KNO_2; ж) Na_2SO_3; з) KI.

1) а, е, ж 2) а, в, е, ж 3) а, в, г, д, е, ж, з 4) б, г, д

127. В катионе H_3O^+:

1) две ковалентные полярные связи
2) три ковалентные полярные связи
3) три ковалентные полярные связи, в том числе одна по донорно-акцепторному механизму
4) две ковалентные и одна ионная связь

128. Пористая бумага, пропитанная крахмальным клейстером и раствором KI, синеет в атмосфере:

1) O_2 2) O_3 3) как O_2, так и O_3 4) N_2

129. Пероксид-ион O_2^{2-} на разрыхляющих орбиталях содержит:

1) 2 неспаренных электрона
2) две неподеленные электронные пары
3) неподеленную электронную пару и один неспаренный электрон

4) нет электронов

130. С какими из перечисленных веществ взаимодействует озон:
а) KI; б) Ag; в) PbS; г) NO_2; д) Au; е) Cl_2?
1) со всеми 2) а, б, в, г, е 3) а, б, в, г 4) а, б, в

131. Для регенерации воздуха в закрытых помещениях используется реакция:
1) $Na_2O_2 + CO_2$ 3) $xCO_2 + yH_2O$
2) $Na_2O + CO_2$ 4) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

132. Укажите лабораторные способы получения кислорода
а) электролиз 30%-ного раствора КОН; б) фракционная перегонка жидкого воздуха; в) $KClO_3 \xrightarrow{t,MnO_2}$; г) $KMnO_4 \xrightarrow{t}$.
1) все 2) в, г 3) а, б 4) а, в, г

133. С какими из перечисленных веществ взаимодействует O_2:
а) Ag; б) Au; в) He; г) Cl_2; д) CO; е) ZnS; ж) $AlCl_3$.
1) со всеми 2) д, е 3) а, в, г, д, е 4) д

134. На разрыхляющих орбиталях молекулы O_2 находятся(ится):
1) 2 спаренных электрона 3) 1 электрон
2) 2 неспаренных электрона 4) нет электронов

135. Кратность связи в молекуле O_2 равна:
1) 2,5 2) 2 3) 1,5 4) 3

136. Электронная формула O^{2-}:
1) $2s^2 2p^4$ 2) $2s^2 2p^6$ 3) $2s^2 2p^2$ 4) $2s^2 2p^0$

137. Супероксид-ион O_2^- на разрыхляющих орбиталях содержит:
1) 3 неспаренных электрона
2) 2 спаренных и 1 неспаренный электрон
3) 1 электрон
4) 2 неспаренных электрона

138. В супероксид-ионе O_2^- порядок связи:
1) 2 2) 1,5 3) 2,5 4) 3

139. В каких реакциях H_2O_2 проявляет окислительные свойства:
а) $H_2O_2 \xrightarrow{h\nu}$; б) $H_2O_2 + KI$; в) $H_2O_2 + NaOH$; г) $H_2O_2 + KIO_4 + H_2SO_4$;
д) $H_2O_2 + KMnO_4$; е) $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$?
1) д, е 2) б, г 3) б, в, г 4) а, б, в, г

140. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $H_2O_2 + KI + H_2SO_4$ … равна:
1) 5 2) 3 3) 4 4) 6

141. Для H_2O_2 в кислых средах более характерны:
1) окислительные свойства
2) восстановительные свойства
3) окислительные и восстановительные свойства в равной степени
4) свойства кислот

142. Выберите верные утверждения: H_2O_2 – :

а) сильная кислота; б) слабая кислота; в) образует межмолекулярные водородные связи; г) проявляет ОВ двойственность.

1) а, в, г 2) б, в, г 3) б, г 4) а, г

143. Оксид серы(IV) проявляет окислительные свойства в реакциях:
а) $SO_2 + Cl_2$; б) $SO_2 + H_2S$; в) $SO_2 + HI$; г) $SO_2 + KMnO_4$.
1) а, г 2) б, в 3) б 4) а, б, в

144. Концентрированная серная кислота пассивирует металлы:
а) Zn; б) Fe; в) Al; г) Au; д) Ag; е) Pt; ж) Cr.
1) б, в, ж 2) б, в, г, е, ж 3) б, в, г, д, е, ж 4) б, в, д, ж

145. Продуктами реакции $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4$ являются:
1) $Na_2SO_4 + SO_2 + S$ 3) $Na_2S + SO_2 + S$
2) $Na_2SO_3 + Na_2S + S$ 4) $Na_2S_2 + S + H_2O$

146. Сумма всех коэффициентов в левой части уравнения реакции $H_2S + Cl_2$ равна:
1) 5 3) 4
2) 9 4) 6

147. Разбавленная серная кислота является окислителем за счет:
1) H^+ 2) S^{+6} 3) как за счет H^+, так и S^{+6} 4) SO_4^{2-}

148. Восстановительные свойства H_2S проявляет в реакциях:
а) $H_2S + HNO_3$(конц.); б) $H_2S + H_2SO_4$(конц.); в) $H_2S + I_2$;
г) $PbCl_2 + H_2S$; д) $Ag + H_2S + O_2$.
1) а, б, в 2) а, б, в, г 3) во всех 4) г

149. Сумма всех коэффициентов в левой части ОВР:
$SO_2 + KMnO_4 \rightarrow$ равна:1) 7 2) 9 3) 5 4) 8

150. Тиосерная кислота $H_2S_2O_3$ содержит два атома серы, степень окисления которых равна:
1) +2 2) +4 3) –2; +4 4) –2; +6

151. Сумма всех коэффициентов в левой части уравнения
$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ … равна
1) 7 2) 11 3) 9 4) 10

152. Продуктами реакции $FeCl_2 + Na_2S$ являются:
1) FeS + NaCl 3) FeS_2 + NaCl
2) $Fe(OH)_2$ + NaCl + H_2S 4) $FeCl_3$ + S + NaCl

153. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции
$FeS_2 + O_2 \rightarrow$ … равна:1) 25 2) 10 3) 15 4) 11

154. Щелочные металлы восстанавливают концентрированную H_2SO_4 до:
1) H_2 2) H_2S 3) SO_2 4) S

155. С какими из веществ взаимодействует концентрированная серная кислота: а) C; б) S; в) Cu; г) Au; д) H_2S; е) SO_2?
1) со всеми 2) а, б, в, д 3) а, б, в, д, е 4) а, б, д

156. Степень окисления атома серы в тионилхлориде равна:
1) +2 2) +4 3) +6 4) –2

157. Концентрированная серная кислота является окислителем за счет:
1) H^+ 2) S^{+6} 3) как за счет H^+, так и S^{+6} 4) O^{-2}

158. При взаимодействии серебра с сероводородом на воздухе восстановителем является:
1) Ag 2) H_2S 3) Ag и H_2S 4) O_2 воздуха

159. С какими из перечисленных веществ взаимодействует разбавленная серная кислота: а) S; б) P; в) Zn; г) Cu; д) $BaCl_2$; е) $NaNO_3$?
1) а, б, в, д 2) в, д 3) а, б, в, г, д 4) со всеми

160. Степень окисления атома серы в хлористом сульфуриле равна:
1) +2 2) +4 3) +6 4) +3

161. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2O$ … равна:
1) 5 2) 4 3) 7 4) 3

162. Неактивные металлы восстанавливают концентрированную H_2SO_4 до:
1) H_2 2) H_2S 3) SO_2 4) S

163. В каких реакциях сера проявляет восстановительные свойства:
а) $H_2 + S$; б) $Zn + S$ в) $C + S$; г) $S + Cl_2$; д) $S + HNO_3$; е) S + P.
1) а, б, в, е 2) г, д 3) в, г, д, е 4) в, г, д

164. Восстановительные свойства H_2S проявляет в реакциях:
а) $H_2S + O_2$; б) $H_2S + KMnO_4$; в) $H_2S + Cl_2$; г) $H_2S + FeCl_2$;
д) $H_2S + FeCl_3$.
1) во всех 2) а, б, в, е 3) а, б, в, д 4) а, б, в

165. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции $Na_2S_2O_3+Cl_2+H_2O \rightarrow$ … равна:
1) 10 2) 20 3) 15 4) 12

166. При гидролизе тионилхлорида образуются:
1) $HCl + H_2SO_4$ 3) $HCl + H_2S$
2) $HCl + H_2SO_3$ 4) $SO_2 + H_2O + Cl_2$

167. Продуктами реакции $FeCl_3 + Na_2S$ являются:
1) $FeCl_2 + NaCl + S$ 3) $Fe(OH)_3 + NaCl + H_2S$
2) $Fe_2S_3 + NaCl$ 4) $Fe_2O_3 + NaCl + S$

168. Продуктами реакции $S + NaOH \xrightarrow{t}$ являются:
1) $Na_2SO_3 + Na_2SO_4$ 3) $Na_2S + Na_2SO_3$
2) $Na_2S + Na_2SO_4$ 4) $NaHS + Na_2SO_4$

169. Оксид серы(IV) проявляет восстановительные свойства в реакциях:
а) $SO_2 + O_2$; б) $SO_2 + H_2S$; в) $SO_2 + Br_2$; г) $SO_2 + HI$.
1) во всех 2) а, в 3) а 4) б, г

170. При гидролизе хлористого сульфурила образуются:
1) $H_2SO_3 + HCl$ 3) $H_2S + HCl$
2) $H_2SO_4 + HCl$ 4) $S + HCl + H_2O$

171. При взаимодействии тиосульфата натрия с иодом образуются:
1) $Na_2SO_4 + NaI$ 3) $Na_2S_4O_6 + NaI$

2) $Na_2SO_4 + Na_2S + NaI$ 4) $Na_2SO_4 + NaI + S$

172. Максимальная валентность атома «S» в соединениях равна:
1) VI 2) V 3) IV 4) II

173. Сумма всех коэффициентов в ОВР $P + H_2SO_4$(конц.) $\rightarrow$ … равна:
1) 7 2) 9 3) 16 4) 10

174. В каких реакциях сера проявляет окислительные свойства:
а) $H_2 + S$; б) $Zn + S$; в) $C + S$; г) $S + Cl_2$; д) $S + HNO_3$; е) $S + P$?
1) а, б, в, е 2) а, б, в 3) г, д 4) а, б

175. Выберите **неверное** утверждение. Галогены обладают следующими общими свойствами:
1) в газообразном состоянии существуют в виде двухатомных молекул
2) способны образовывать с щелочными металлами соединения типа MeHaI, представляющие собой твёрдые вещества ионного типа
3) образуют ковалентную связь с водородом и углеродом
4) обладают только окислительными свойствами.

176. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства у:
1) Фтора 2) йода 3) хлора 4) брома.

177. Высокая химическая активность фтора объясняется тем, что:
1) он имеет самое большое значение электроотрицательности
2) его молекула имеет низкую энергию диссоциации, а химическая связь в большинстве соединений фтора отличается большой прочностью
3) до завершения внешнего электронного уровня не хватает одного электрона
4) молекула имеет относительно небольшую массу и достаточно подвижна

178. В отличие от других галогенов фтор энергично взаимодействует с:
1) Na 2) H 3) H_2 4) SiO_2

179. Какой из благородных газов горит в атмосфере фтора ярким пламенем:
1) Неон 2) аргон 3) криптон 4) ксенон

180. Раствор хлора в воде, называемый хлорной водой, сохраняется на свету непродолжительное время. Жёлтая окраска хлорной воды на свету постепенно исчезает, так как хлор:
1) постепенно улетучивается 3) хорошо растворяется в воде
2) на свету разрушается 4) взаимодействует с водой

181. Тепловой эффект реакций взаимодействия галогенов с водородом в ряду от фтора к йоду
1) увеличивается 3) уменьшается
2) увеличивается, а затем уменьшается 4) остаётся неизменным

182. Для осушения хлороводорода можно использовать

1) безводный карбонат натрия 3)
2) концентрированную серную кислоту
3) кристаллический гидроксид натрия
4) гидроксид кальция

Ответы к заданию

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
1	1	2	2	1	2	2	1	2	1	1	2	1	2
15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
1	1	2	1	2	2	3	2	2	2	1	2	2	1
29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42
1	2	1	2	1	2	2	2	2	3	2	2	2	3
43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56
5	4	1	1	2	2	2	2	1	2	1	3	3	1
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
3	3	3	1	1	2	2	2	1	2	1	2	2	1
71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84
1	1	3	2	1	2	1	2	2	1	2	2	1	3
85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98
1	2	2	2	3	1	3	2	2	2	2	2	3	3
99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112
1	1	1	1	2	1	2	1	1	2	2	1	3	1
113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126
1	1	2	2	2	2	2	1	3	2	2	3	2	1
127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
3	2	2	3	1	2	2	2	2	2	2	1	2	2
141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154
1	2	1	1	1	2	1	1	2	4	4	1	1	2
155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168
2	2	2	1	2	3	1	3	2	3	2	2	2	3
169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182
2	2	1	1	3	2	4	2	2	4	4	1	3	2

Тестовый контроль «*d*-элементы»

1. Биологическое действие хрома объясняется его способностью образовывать комплексные соединения. Наибольшая комплексообразующая способность у:
   1) Cr^{2+} 2) Cr^{3+} 3) Cr^{+6}
2. Степень окисления хрома в соединении $Fe(CrO_2)_2$ равна:
   1) 0 2) +1 3) +3 4) +6
3. Укажите какие из перечисленных ниже оксидов являются основными:
   а) TiO б) TiO_2 в) CrO г) Cr_2O_3 д) ZnO е) WO_3 ж) Mn_2O_7 з) Cu_2O.
   1) а, в, з 2) в, д, з 3) а, б, в 4) а, б, в, е
4. Металлический хром может взаимодействовать при н.у. с:
   1) H_2O 2) HCl 3) HNO_3(конц.) 4) NaOH(конц.)
5. При взаимодействии растворов солей $CrCl_3$ и Na_2S образуются вещества:
   1) $Cr(OH)_3$ и H_2S 3) Cr_2S_3 и NaCl
   2) не взаимодействуют 4) $CrCl_2$, S, NaCl
6. Чтобы из гидроксида хрома(III) получить хромит натрия необходимо добавить:
   1) Na_2SO_4 2) $NaAlO_2$ 3) NaOH 4) Na_2CrO_4
7. Исходные вещества в уравнении химической реакции:
   ? + ? = $2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$.
   1) $K_2Cr_2O_7$ и $CrCl_2$ 3) $K_2Cr_2O_7$ и HCl
   2) K_2CrO_4 и KClO 4) $K[Cr(OH)_4]$ и HCl
8. В результате взаимодействия хрома с хлором при нагревании образуется:
   1) $CrCl_2$ 2) $CrCl_3$ 3) $CrCl_5$ 4) $CrCl_6$
9. В реакции, протекающей по схеме:
   $Cr_2S_3 + KNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2CrO_4 + KNO_2 + CO_2 + Na_2SO_4$
   окислению подвергаются элементы следующей пары:
   1) N, S 2) S, Cr 3) C, N 4) Cr, N
10. Сильными канцерогенами, способными повреждать клеточные структуры, проникая через клеточные мембраны, являются соединения:
    1) Cr(II) 2) Cr(III) 3) Cr(IV) 4) все
11. Какое вещество следует добавить к K_2CrO_4 чтобы перевести его в $K_2Cr_2O_7$?
    1) кислоту 2) щелочь 3) воду 4) $Na_2Cr_2O_7$
12. При кипячении разбавленных растворов $Fe_2(SO_4)_3$ наблюдается выделение желтого осадка. Это связано:
    1) с образованием $Fe(OH)_3$ за счет гидролиза соли
    2) с изменением растворимости соли при нагревании
    3) с выпариванием части воды
    4) с образованием $Fe(OH)_2$

13. Гидроксид железа(III)взаимодействует с: а) азотной кислотой; б) хлоридом натрия; в) гидроксидом калия; г) йодоводородной кислотой.
    1) а 2) всеми 3) а, б 4) а, в, г
14. Раствор сульфата железа(II) от примеси сульфата меди(II) можно очистить добавлением
    1) избытка раствора NH_3
    2) железа
    3) добавлением недостатка, а затем избытка NaOH
    4) H_2SO_4
15. При растворении в соляной кислоте Fe_3O_4 образуются
    1) $FeCl_2$ и H_2O 3) $FeCl_2$; $FeCl_3$ и H_2O
    2) $FeCl_3$ и H_2O 4) только $FeCl_2$ и $FeCl_3$
16. В четырех пробирках находятся порошки оксида меди(II), оксида железа(III), серебра и железа. Чтобы распознать эти вещества необходимо прилить в каждую пробирку раствор:
    1) NaOH 2) HCl 3) H_2O 4) Na_2CO_3
17. Железо образует соединения со степенью окисления (+2), реагируя с: а) азотной кислотой при нагревании; б) избытком хлора при нагревании; в) нитратом серебра(I); г) йодоводородной кислотой.
    1) а, б 2) в, г 3) а 4) б, в
18. Число неспаренных электронов в основном состоянии атома железа равно:
    1) 2 2) 4 3) 3 4) 1
19. Сумма коэффициентов при формулах веществ в ОВР:
    $Fe + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$
    1) 13 2) 4 3) 17 4) 15
20. Как отделить железные опилки от примеси серебряных:
    а) добавить HNO_3(конц.); б) добавить раствор HCl; в) добавить раствор NaOH; г) добавить H_2SO_4(конц.).
    1) а, г 2) б, в 3) а, б 4) в, г
21. Железо взаимодействует с: а) O_2; б) Cl_2; в) H_2SO_4(разб.); г) KOH; д) $CuCl_2$.
    1) а, в, г, д 2) а, б, в, д 3) а, б, в 4) со всеми
22. Физиологическая роль железа связана с его способностью преимущественно образовывать различные комплексные соединения с:
    а) O; б) N; в) S; г) O–, N–, S–лигандами.
    1) а 2) б 3) в, г 4) а, б
23. Качественными реакциями на Fe^{+3} являются:
    а) $K_3[Fe(CN)_6] + FeCl_2 \rightarrow$; б) $K_4[Fe(CN)_6] + FeCl_3 \rightarrow$;
    в) $NH_4SCN + FeCl_3 \rightarrow$; г) $Fe + H_2SO_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t}$; д) $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$.
    1) б, в, д 2) б, в 3) а, г 4) б, д
24. Выберите верное утверждение:

1) $Fe(OH)_2$ – более сильное основание, чем $Fe(OH)_3$
2) $Fe(OH)_3$ – более сильное основание, чем $Fe(OH)_2$
3) основания примерно равны по силе
4) оба основания растворимы

25. Железо со степенью окисления (+3) входит в состав соединений:
а) K_2FeO_4; б) Fe_3O_4; в) $KFeO_2$; г) $K_3[Fe(OH)_6]$.
1) все 2) а, б 3) б, в, г 4) б, в

26. Осуществите следующие превращения, определите неизвестные вещества: $FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \xrightarrow{HI} X_1 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow S \xrightarrow{Fe} X_2 \xrightarrow[H_2SO_4,\ t]{KMnO_4} X_3$
1) FeI_3, FeS, $FeSO_4$ 3) FeI_3, Fe_2S_3, $FeSO_4$
2) FeI_2, FeS, $Fe_2(SO_4)_3$ 4) $Fe(OH)_2$, FeS, $Fe(OH)_3$

27. Степень окисления алюминия и железа одинаковы в соединениях
а) K_2FeO_4; б) $K_3[Fe(OH)_6]$; в) $Ba(AlO_2)_2$; г) AlO (обнаружены в парах).
1) а, в 2) а, б, в 3) б, в 4) б, г

28. Железо нельзя получить:
а) вытеснением из раствора его соли цинком
б) термическим разложением сульфата железа(III) на воздухе
в) электролизом раствора сульфата железа(II)
г) взаимодействием оксида железа(II) с кислородом.
1) а 2) б 3) б, г 4) в

29. Основной характер оксида железа(III) показывают схемы реакций:
а) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow$; б) $Fe_2O_3 + SO_3 \rightarrow$; в) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$;
г) $Fe_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$.
1) а 2) а, б, в 3) все 4) б, в, г

30. Сульфат железа(II) реагирует со следующими веществами:
а) $KMnO_4$; б) NaOH; в) $K_2Cr_2O_7$; г) $K_3[Fe(CN)_6]$; д) Na_3PO_4; е) Mn.
1) а, б, г 2) а, б, в 3) а, б, д, е 4) со всеми

31. В отличие от гидроксида Fe(III) гидроксид Fe(II) реагирует с:
а) кислородом во влажном воздухе; б) концентрированным раствором щелочи; в) соляной кислотой; г) хлоридом кальция
1) а, б 2) а 3) в, г 4) а, г

32. Оксид железа(III) реагирует с
а) водой (20^oC); б) водородом при нагревании; в) соляной кислотой; г) оксидом углерода(II) при нагревании.
1) а, б 2) в, г 3) б, в, г 4) а, б, г

33. Железо можно получить:
а) восстановлением из оксидов; б) алюминотерапией; в) восстановлением из амальгамы; г) электролизом.
Какой из указанных способов ошибочный?
1) а 2) в 3) г 4) все

34. Соединение $KFe(SO_4)_2$ является:
    1) комплексной солью 3) двойной солью
    2) смешанной солью 4) солью не является
35. Сульфат железа(II) реагирует с:
    а) $KMnO_4$; б) NaOH; в) $K_2Cr_2O_7$; г) $K_3[Fe(CN)_6]$; д) Na_3PO_4; е) Mn.
    1) а, б, г 2) а, б, в 3) а, б, д, е 4) со всеми
36. Электронная конфигурация иона Fe^{2+}.
    1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
    2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
37. Какая последовательность расположения металлов в ряду соответствует уменьшению их активности:
    1) Fe, Zn, Pb, Cd 3) Zn, Fe, Cd, Pb
    2) Fe, Zn, Cd, Pb 4) Zn, Fe, Pb, Cd
38. Укажите схемы реакций, в которых продуктом является $Fe(OH)_3$:
    а) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$; б) $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow$; в) $FeCl_3 + KOH$(разб.) $\rightarrow$;
    г) $Fe(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow$.
    1) все 2) а, г 3) в, б 4) а, в, г
39. Реагируя с какими веществами железо образует соединения со степенью окисления (+3):
    а) соляной кислотой; б) избытком хлора при нагревании; в) серной разбавленной кислотой; г) серной концентрированной кислотой при нагревании.
    1) а, в 2) б, г 3) а 4) а, б
40. Укажите схемы реакций, в которых железо или его ионы проявляют свойства восстановителя:
    а) $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$; б) $Fe + CuSO_4$(р-р) $\rightarrow$; в) $FeO + HCl \rightarrow$;
    г) $FeCl_3 + HI \rightarrow$.
    1) все 2) а, б 3) в, г 4) а, в, г
41. Масса железа в организме человека в виде ионов:
    1) 1 г 2) 3 г 3) 5 г 4) 7 г
42. Укажите правильную последовательность добавления реагентов для осуществления превращений: $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2$
    1) HCl; Cl_2; H_2S; $AgNO_3$ 3) HCl; Cl_2; H_2S; HNO_3
    2) Cl_2(нед.); Cl_2(изб.); H_2; $AgNO_3$ 4) Cl_2(нед.); Cl_2(изб.); H_2; HNO_3
43. Медь не взаимодействует с:
    1) KOH 2) Cl_2 3) O_2 4) H_2SO_4(конц.)
44. Металлическая медь будет реагировать с:
    а) H_2; б) O_2 в) HNO_3 г) HCl д) CO_2 е) Cl_2.
    1) а, б, в 2) б, в, е 3) в, г, д 4) а, в, е
45. Металлическую медь можно растворить в кислотах:
    1) HCl(разб.) и H_2SO_4(конц.) 3) H_2SO_4(разб.) и HNO_3(разб.)
    2) Cl(разб.) и HNO_3(разб.) 4) HNO_3(разб.) и H_2SO_4(конц.)

46. Суточная потребность меди:
    1) 2 мг 2) 5 мг 3) 7 мг 4) ≈ 10 мг
47. Марганец – жизненно важный микроэлемент так как влияет на:
    а) регуляцию артериального давления
    б) содержание витамина B_1, Е, А, аскорбиновой кислоты
    в) деятельность щитовидной железы
    г) деятельность надпочечников.
    1) а 2) б 3) а, б, в 4) все
48. Электронная конфигурация иона Mn^{2+} соответствует электронной формуле:
    1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
    2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
49. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции
    $KMnO_4 + HCl \rightarrow \ldots$ равна:
    1) 4 2) 8 3) 17 4) 18
50. Как изменяются окислительные свойства соединений в ряду:
    MnO, MnO, MnO_2, MnO_3,Mn_2O_7?
    1) не проявляют 3) увеличиваются
    2) уменьшаются 4) остается практически неизменным
51. Исходными веществами в уравнении химической реакции:
    ? + ? + ? = $2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 3H_2O$ являются:
    1) $KMnO_4$, K_2S, H_2SO_4 3) $KMnO_4$, K_2SO_3, H_2SO_4
    2) MnO_2, K_2SO_3, H_2SO_4 4) $KMnO_4$, K_2SO_3, KOH
52. Окисление имеет место в процессе:
    1) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$; 3) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$
    2) $MnO_2 \rightarrow MnO_4^-$ 4) $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$
53. Марганец – микроэлемент, встречается в организме в виде:
    а) Mn; б) Mn^{2+}; в) Mn^{3+}; г) Mn^{+5}.
    1) а, б 2) б, в 3) в 4) а, г
54. Марганец активно участвует в процессе биохимического окисления, так как: а) входит в состав ферментов или служит их активатором; б) участвует в кроветворении, формировании костной ткани, размножении, росте; в) регулирует белковый, углеводный, жировой обмен; г) стабилизирует структуру нуклеиновых кислот участвует в синтезе РНК; д) влияет на синтез витаминов С и В.
    1) а, б 2) б, в, г 3) в, г, д 4) а, б, в, г, д
55. Укажите ряд элементов, расположенных в порядке возрастания металлических свойств.
    1) Sc, V, Cr, Mn, Fe, Cu 3) Sc, V, Mn, Cr, Fe, Cu
    2) Cu, Fe, Mn, Cr, V, Sc 4) Cu, Mn, Fe, V, Cr, Sc
56. Полная взаимная растворимость серебра и золота объясняется тем, что:

1) оба металла относятся к благородным
2) оба металла имеют близкие физические свойства
3) атомы обоих металлов имеют полное заполнение *d*-орбиталей и помещаются в I группе периодической системы
4) оба металла имеют одинаковые кристаллические состояния и почти одинаковые атомные радиусы

57. Металлическая платина устойчива к действию кислот-окислителей (HNO_3; H_2SO_4). Она растворяется при нагревании в растворе смеси концентрированных кислот.
1) HCl, HNO_3 2) HNO_3, H_2SO_4 3) H_3PO_4, HNO_3 4) HCl, H_2SO_4

58. В ряду элементов: K, Cr, Mn, Fe, Cu, Zn радиус атома:
1) увеличивается 3) не изменяется
2) уменьшается 4) сначала уменьшается, а затем увеличивается

59. Металлические свойства в ряду Cr–Mo–W по мере увеличения порядкового номера элемента:
1) усиливаются 3) остаются практически неизменными
2) ослабевают 4) ослабевают, а затем усиливаются

60. Какой из металлов активнее всего реагирует с кислородом при комнатной температуре?
1) Fe 2) Hg 3) Ag 4) Cu

61. Никель – микроэлемент, обнаружен во всех тканях и органах человека, так как: а) влияет на ферментативные процессы; б) ускоряет окисление сульфгидрильных групп в дисульфидные; в) участвует в окислении аскорбиновой кислоты; г) недостаток никеля приводит к лейкозу.
1) а, б, в, г 2) б, в, г 3) а, г 4) б, в

62. Молибден – микроэлемент с важными биологическими функциями. Участие молибдена в процессах окисления связано со способностью его изменять степень окисления до: а) Mo^{+}; б) Mo^{+3}; в) Mo^{+4}; г) Mo^{+5}; д) Mo^{+6}.
1) а, б 2) б, в, д 3) в, г, д 4) все

63. Кобальт, характеризующийся в организме склонностью к комплексообразованию и окислительно-восстановительной способностью, содержится в виде ионов: а) Co; б) Co^{2+}; в) Co^{3+}; г) Co^{5+}.
1) а 2) б 3) б, в 4) б, г

64. Цинк будет взаимодействовать с:
а) HCl; б) $KCl_{(водн.\ р\text{-}р)}$; в) CO_2; г) $Cu(NO_3)_{2(водн.\ р\text{-}р)}$; д) $KOH_{(водн.\ р\text{-}р)}$.
1) б, в, г, д 2) а, б, в, г 3) а, г, д 4) а, в, г

65. Гидроксид цинка реагирует по отдельности в присутствии воды с веществами ряда:
1) FeO, HCl, NaC1, CO_2 3) NH_3, SO_3, CaO, NaOH
2) H_2SO_4, $CaCl_2$, P_2O_5, FeO 4) в NO, $Mg(OH)_2$, NH_3, HCl

66. Цинк реагирует с обоими веществами пары:
1) H_2SO_4 и KCl 2) O_2 и $CaSO_4$ 3) HCl и Cl_2 4) FeO и CO_2

67. Между какими веществами произошла реакция, если раствор приобрел ярко-синий цвет?
1) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 3) $Cu(OH)_2$ + HCI
2) $Cu(OH)_2 + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow$ 4) $CuCl_2 + NaOH \rightarrow$

68. Ртуть при обычных условиях реагирует по отдельности с веществами ряда:
1) H_2SO_4(разб.), $CuCO_2$, S 3) HNO_3(разб.), S, Cl_2
2) O_2, HNO_3(конц.), HCl 4) H_2SO_4(конц.), S, $AuCl_3$

69. Молибден – жизненно необходимый элемент: а) влияет на биохимические процессы, благодаря существованию в различных степенях окисления; б) образует через кислород связи с карбоксильными и гидроксильными группами белков; в) входит в состав ферментов; г) избыточное поступление приводит к заболеванию «молибденовой подагры»; д) совместно с медью участвует в обмене гармонов.
1) а, б, д 2) б, в, г 3) все 4) а, б, в, г

70. Цинк – жизненно важный микроэлемент: а) имеет постоянную степень окисления +2; б) участвует в окислительно-восстановительных превращениях; в) для него характерны амфотерные и комплексообразующие свойства; г) оказывает влияние на углеводный обмен; д) активирует биосинтез витаминов С и В.
1) а, б, в, г 2) а, в, г, д 3) а, б, г, д 4) все

Ответы к заданию

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
2	3	1	2	1	3	3	2	2	3	1	1	4	2
15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
3	2	2	2	3	1	2	2	1	1	3	2	3	3
29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42
4	4	2	3	3	3	4	3	3	4	2	2	3	1
43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56
1	2	4	1	4	1	3	3	3	2	2	4	1	4
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
1	2	2	1	1	3	3	3	3	3	2	3	3	2

Экзаменационные вопросы по теме «Химия элементов»

1. Водород. Особенности положения в ПСЭ. Взаимодействие с простыми (O_2, S, N_2, C, Hal, металлами) и сложными (оксидами) веществами. Катион гидроксония.
2. Вода. Физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Природные, минеральные воды.
3. Общая характеристика элементов I-А группы с точки зрения положения в ПСЭ. Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, надпероксидов, взаимодействие их с водой. Гидриды щелочных металлов, их восстановительные свойства, взаимодействие с водой.
4. Гидроксиды щелочных металлов, их химические свойства, получение.
5. Взаимодействие щелочных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.
6. Общая характеристика элементов II-А группы. Сопоставление их химической активности с элементами I-А подгруппы. Взаимодействие их с простыми веществами (O_2, C, S, N_2, Hal), со сложными веществами (H_2O, кислотами).
7. Гидроксиды металлов II-А группы. Амфотерность гидроксида бериллия.
8. Жесткость воды. Методы ее устранения.
9. Элементы VII-А группы. Общая характеристика с точки зрения положения в ПСЭ. Особенность химических свойств фтора.
10. Соединения галогенов с водородом. Галогеноводородные кислоты, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
11. Соединения, содержащие галогены в положительных степенях окисления. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли. Зависимость кислотных свойств от степени окисления галогенов, устойчивость в свободном состоянии и в растворах.
12. Хлорная известь, ее дезинфицирующее действие. Хлораты, броматы, иодаты, их свойства.
13. Биологическая роль галогенов. Применение хлорной воды, хлорной извести, препаратов активного хлора и т.п. в медицине, санитарии, фармации.
14. Общая характеристика элементов VI-А группы. Кислород, особенности его электронного строения. Химические свойства. Биологическая роль.
15. Озон. Химическая активность в сравнении с кислородом (на примере взаимодействия с Ag, PbS, KI).

16. Пероксид водорода, его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Применение в медицине как дезинфицирующего препарата.
17. Сера, общая характеристика, аллотропные модификации. Взаимодействие с простыми (H_2, O_2, Hal, неметаллами, металлами) и сложными веществами (кислотами, щелочами).
18. Сероводород. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде, гидролиз. Полисульфиды.
19. Соединения серы(IV) – оксид, хлорид, тионилхлорид, сернистая кислота, сульфиты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Взаимодействие тиосульфатов с окислителями
20. Соединения серы(VI) – оксид, хлористый сульфурил, серная кислота, сульфаты; олеум, пиросерная кислота. Окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства.
21. Общая характеристика элементов V-А группы. Азот, строение, химические свойства.
22. Соединения, содержащие азот в отрицательных степенях окисления: аммиак, амиды, гидразин, гидроксиламин, окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства.
23. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды азота. Азотистая кислота и нитриты, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Азотная кислота и нитраты, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. «Царская водка».
24. Биологическая роль азота и его соединений. Азотсодержащие лекарственные препараты.
25. Фосфор. Аллотропные модификации, химические свойства: взаимодействие с простыми веществами (кислородом, галогенами, серой, металлами), со сложными веществами (кислотами, щелочами).
26. Соединения фосфора с отрицательными степенями окисления: фосфин, фосфиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сопоставление со свойствами аммиака.
27. Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Оксид фосфора(III), фосфористая кислота: основность, кислотные свойства, окислительно-восстановительные свойства, получение гидролизом галогенидов фосфора. Пирофосфористая кислота, пирофосфаты.
28. Оксид фосфора(V), модификации, химические свойства. Метафосфорная, пирофосфорная, ортофосфорная кислоты. Кислотно-основные

и окислительно-восстановительные свойства. Полифосфорные кислоты. Фосфорноватистая кислота, строение, основность, получение.

29. Общая характеристика IV-А группы. Аллотропные модификации, физические и химические свойства: взаимодействие с простыми веществами: O_2, галогенами, серой, металлами; со сложными веществами: водой, кислотами, оксидами.
30. Соединения, содержащие углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов, соответствующие им углеводороды.
31. Оксид углерода(II), его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.
32. Соединения углерода(IV). Строение, химические свойства. Угольная кислота; карбонаты, гидрокарбонаты, гидролиз, термохимическое разложение.
33. Соединения углерода с галогенами и серой. Строение, химические свойства.
34. Кремний. Строение; физические и химические свойства: взаимодействие с простыми веществами (F_2, Br_2, O_2, S, C, N_2, металлами); со сложными веществами (щелочами, плавиковой кислотой, смесью плавиковой и азотной кислот). Силициды, силаны: окисление, гидролиз.
35. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния(IV), строение, химические свойства. Кремниевая кислота. Силикаты, растворимость, гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты.
36. Биологическая роль кремния. Соединения кремния в медицине.
37. Алюминий, физические, химические свойства. Оксид алюминия(III) и гидроксид алюминия(III), их амфотерность. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Квасцы. Биологическая роль алюминия, его применение в медицине и фармации.
38. Общая характеристика элементов II-Б группы. Цинк, химические свойства; амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения цинка. Биологическая роль цинка. Кадмий и его соединения.
39. Общая характеристика элементов I-Б группы. Соединения меди(I) и меди(II), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения меди. Биологическая роль и химические основы применения меди в медицине и фармации.
40. Серебро, химические свойства. Соединения серебра, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения серебра. Химические основы применения соединений серебра в медицине и фармации.

41. Золото. Соединения золота(I) и золота(III), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения золота. Химические основы применения соединений золота в медицине и фармации.
42. Общая характеристика элементов VI-Б группы. Хром, химические свойства: взаимодействие с галогенами, халькогенами, неметаллами IV-А группы, растворами кислот.
43. Оксид хрома(II), кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Оксид хрома(III), амфотерность, окислительно-восстановительные свойства, способность к комплексообразованию.
44. Оксид хрома(VI). Хромовая и дихромовая кислоты. Окислительные свойства хроматов и дихроматов .в Общая характеристика элементов VII-Б группы. Марганец, химические свойства: взаимодействие с неметаллами, кислотами.
45. Соединения марганца(II), (III), (IV). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
46. Соединения марганца (VI) и (VII), кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Зависимость окислительных свойств от pH среды. Химические основы применения перманганата калия как антисептического средства.
47. Общая характеристика элементов VIII-Б группы Железо. Химические свойства: взаимодействие с неметаллами, водой, растворами кислот.
48. Оксиды железа(II) и (III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения железа(II) и железа(III). Гемоглобин и железосодержащие ферменты.

ПРИЛОЖЕНИЕ

1. Основные физические постоянные

Постоянная Авогадро, $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.
Универсальная газовая постоянная, $R = 8{,}31$ Дж/(моль·К) или кПа·л·К$^{-1}$·моль$^{-1}$.
Постоянная Больцмана, $k = R/N_A = 1{,}38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.
Нормальный молярный объем газа, $V_0 = 22{,}4$ л/моль.
Постоянная Планка, $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.
Заряд электрона, $\bar{e} = 1{,}60 \cdot 10^{-19}$ Кл.
Постоянная Фарадея, $F = 9{,}65 \cdot 10^{4}$ Кл/моль.

2. Коэффициенты активности *f* ионов в водных растворах

Ионы	**Ионная сила (μ) раствора**								
	0,0005	**0,001**	**0,01**	**0,02**	**0,1**	**0,2**	**0,3**	**0,5**	**1,0**
H^+	0,98	0,97	0,91	0,90	0,87	0,81	0,80	0,79	0,85
NH_4^+, Ag^+, K^+, Li^+, Cl^-, Br^-, I^-, NO_2^-, NO_3^-	0,98	0,96	0,90	0,87	0,75	0,67	0,62	0,55	0,44
OH^-,F^-, ClO_4^-	0,98	0,96	0,90	0,87	0,76	0,68	0,63	0,56	0,46
Na^+, $H_2PO_4^-$	0,98	0,96	0,90	0,87	0,77	0,73	0,70	0,67	0,63
Ионы	**Ионная сила (μ) раствора**								
	0,0005	**0,001**	**0,01**	**0,02**	**0,1**	**0,2**	**0,3**	**0,5**	**1,0**
Pb^{2+}, SO_4^{2-}, $S_2O_3^{2-}$, CrO_4^{2-}, CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, HPO_4^{2-}	0,90	0,87	0,66	0,62	0,36	0,29	0,25	0,22	0,18
Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg^{2+}, S^{2-}	0,90	0,87	0,67	0,63	0,38	0,30	0,26	0,24	0,20
Ca^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}	0,90	0,87	0,68	0,64	0,41	0,33	0,28	0,25	0,21
Mg^{2+}, Be^{2+}	0,91	0,87	0,69	0,65	0,45	0,37	0,34	0,28	0,23
PO_4^{3-}	0,80	0,73	0,40		0,10				
Al^{3+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}	0,80	0,74	0,45		0,18				

3. Средние значения водородного показателя (pH) биологических жидкостей

Объект	pH	Объект	pH
Дистиллированная вода в контакте с воздухом	5,6	Желчь в пузыре	5,4–6,9
Морская вода	8,0	Желудочное содержимое через45 мин после пробного завтрака	1,5–2,0
Молоко	6,6–6,9		
Сыворотка крови	7,35–7,45	Кожа (внутриклеточная жидкость)	6,6–6,9
Артериальная кровь	7,36–7,42		
Венозная кровь	7,26–7,36	Печень (внутриклеточная жидкость):	
Спинномозговая жидкость	7,35–7,45	купфферовские клетки	6,4–6,5
Водянистая влага глаза	7,4	клетки по периферии долек	7,1–7,4
Слезная жидкость	7,4	клетки в центре долек	6,7–6,9
Слюна	6,35–6,85	Моча	4,8–7,5
Чистый желудочный сок	0,9	Содержимое тонкого кишечника	7,0–8,0
Сок поджелудочной железы	7,5–8,0	Кал	7,0–7,5
Желчь в протоках	7,4–8,5		

4. Ионное произведение воды при различных температурах

t, °C	$K_W \cdot 10^{14}$	t, °C	$K_W \cdot 10^{14}$	t, °C	$K_W \cdot 10^{14}$
0	0,11	30	1,48	60	9,55
5	0,17	35	2,09	70	15,8
10	0,30	37	2,4	80	25,8
15	0,46	40	2,95	90	38,8
20	0,69	50	5,50	100	55,0
25	1,0				

5. pK_a и константы ионизации кислот по реакции $HB^x + H_2O = B^{x-1} + H_3O^+$

Кислота	p*K*a	*K*a
$Ag^+ \cdot aq$	11,99	$1{,}02 \cdot 10^{-12}$
$Al^{3+} \cdot aq$	5,02	$9{,}55 \cdot 10^{-6}$
H_3BO_3	9,14	$7{,}24 \cdot 10^{-10}$
$Ba^{2+} \cdot aq$	13,36	$4{,}36 \cdot 10^{-14}$
HBr	–9	10^{9}
$CO_2 + H_2O$	6,37	$4{,}26 \cdot 10^{-7}$
HCO_3^-	10,33	$4{,}68 \cdot 10^{-11}$
HCOOH	3,75	$1{,}79 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	4,76	$1{,}74 \cdot 10^{-5}$
$H_2C_2O_4$	1,19	$6{,}46 \cdot 10^{-2}$
$HC_2O_4^-$	4,21	$6{,}16 \cdot 10^{-5}$
C_2H_5COOH	4,87	$1{,}35 \cdot 10^{-5}$
C_2H_5OH	>15	$<10^{-15}$
$CH_2OHCHOHCOOH$ (глицериновая)	3,52	$3{,}0 \cdot 10^{-4}$
$CH_3CHOHCOOH$ (молочная)	3,83	$1{,}48 \cdot 10^{-4}$
$H_6C_4O_6$ (винная)	3,04	$9{,}12 \cdot 10^{-4}$
Аскорбиновая	4,04	$9{,}12 \cdot 10^{-5}$
Глюконовая	3,86	$1{,}38 \cdot 10^{-4}$
Бензойная	4,20	$6{,}31 \cdot 10^{-5}$
C_6H_5OH (фенол)	10,0	10^{-10}
HHb (гемоглобин)	8,20	$6{,}31 \cdot 10^{-9}$
$HHb–O_2$ (оксигемоглобин)	6,95	$1{,}12 \cdot 10^{-7}$
$Ca^{2+} \cdot aq$	12,77	$1{,}70 \cdot 10^{-13}$
HCl	–7	10^{7}
HClO	7,55	$2{,}82 \cdot 10^{-8}$
$HClO_3$	0	1
$HClO_4$	–10	10^{10}
$Co^{2+} \cdot aq$	8,90	$1{,}26 \cdot 10^{-9}$
$Cr^{3+} \cdot aq$	3,95	$1{,}12 \cdot 10^{-4}$
$H_2Cr_2O_7$	1,64	$2{,}29 \cdot 10^{-2}$
$Cu^{2+} \cdot aq$	7,34	$4{,}57 \cdot 10^{-8}$
$Fe^{3+} \cdot aq$	2,17	$6{,}76 \cdot 10^{-3}$
$Fe^{2+} \cdot aq$	6,74	$1{,}82 \cdot 10^{-7}$
HF	3,18	$6{,}61 \cdot 10^{-4}$
HI	–10	10^{10}
$K^+ \cdot aq$	14,46	$3{,}47 \cdot 10^{-15}$
$Li^+ \cdot aq$	13,64	$2{,}29 \cdot 10^{-14}$
$Mg^{2+} \cdot aq$	11,42	$3{,}80 \cdot 10^{-12}$

Кислота	p*Ka*	*Ka*
$Mn^{2+}\cdot aq$	10,59	$2{,}57\cdot10^{-11}$
$HMnO_4$	–3	10^{3}
NH_4^+	9,24	$5{,}75\cdot10^{-10}$
$CH_3NH_3^+$	10,66	$2{,}19\cdot10^{-11}$
HCN	9,0	10^{-9}
HNO_2	3,29	$5{,}13\cdot10^{-4}$
HNO_3	–1,32	21
H_2O	15,74	$1{,}82\cdot10^{-16}$
H_3O^+	–1,74	55
H_2O_2	11,62	$2{,}40\cdot10^{-12}$
H_3PO_4	2,14	$7{,}24\cdot10^{-3}$
$H_2PO_4^-$	7,21	$6{,}16\cdot10^{-8}$
HPO_4^{2-}	12,34	$4{,}57\cdot10^{-13}$
$Pb^{2+}\cdot aq$	6,15	$7{,}08\cdot10^{-7}$
H_2S	6,98	$1{,}05\cdot10^{-7}$
HS^-	13	10^{-13}
$SO_2 + H_2O$	1,78	$1{,}66\cdot10^{-2}$
HSO_3^-	7,20	$6{,}31\cdot10^{-8}$
H_2SO_4	–3	10^{3}
HSO_4^-	1,95	$1{,}12\cdot10^{-2}$
$Sr^{2+}\cdot aq$	13,17	$6{,}76\cdot10^{-14}$
$Zn^{2+}\cdot aq$	7,69	$2{,}04\cdot10^{-8}$

6. Константы растворимости некоторых малорастворимых солей и гидроксидов (25°C)

Вещество	K_s	Вещество	K_s
AgBr	$5{,}3\cdot10^{-13}$	FeC_2O_4	$2{,}0\cdot10^{-7}$
AgCl	$1{,}78\cdot10^{-10}$	$Fe(OH)_2$	$1{,}0\cdot10^{-15}$
AgI	$8{,}3\cdot10^{-17}$	$Fe(OH)_3$	$3{,}2\cdot10^{-38}$
Ag_2CO_3	$1{,}2\cdot10^{-12}$	$FePO_4$	$1{,}3\cdot10^{-22}$
$Ag_2C_2O_4$	$3{,}5\cdot10^{-11}$	FeS	$5{,}0\cdot10^{-18}$
Ag_2CrO_4	$1{,}1\cdot10^{-12}$	Hg_2Cl_2	$1{,}3\cdot10^{-18}$
$Ag_2Cr_2O_7$	$1{,}0\cdot10^{-10}$	HgS	$4{,}0\cdot10^{-53}$
AgCN	$1{,}4\cdot10^{-16}$	Hg_2SO_4	$6{,}8\cdot10^{-7}$
AgSCN	$1{,}1\cdot10^{-12}$	Li_2CO_3	$3{,}98\cdot10^{-3}$
$AgNO_2$	$1{,}6\cdot10^{-4}$	LiF	$3{,}8\cdot10^{-3}$
Ag_3PO_4	$1{,}3\cdot10^{-20}$	Li_3PO_4	$3{,}2\cdot10^{-9}$
Ag_2S	$6{,}3\cdot10^{-50}$	$MgCO_3$	$4{,}0\cdot10^{-5}$
Ag_2SO_3	$1{,}5\cdot10^{-14}$	MgC_2O_4	$8{,}6\cdot10^{-5}$
Ag_2SO_4	$1{,}6\cdot10^{-5}$	$Mg(OH)_2$	$6{,}0\cdot10^{-10}$

Вещество	K_s	Вещество	K_s
$Al(OH)_3$	$1{,}0\cdot10^{-32}$	$Mg_3(PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-13}$
$AlPO_4$	$5{,}7\cdot10^{-19}$	$MnCO_3$	$1{,}8\cdot10^{-11}$
AuBr	$5{,}0\cdot10^{-17}$	$Mn(OH)_2$	$4{,}5\cdot10^{-13}$
AuCl	$2{,}0\cdot10^{-13}$	MnS	$2{,}5\cdot10^{-10}$
AuI	$1{,}6\cdot10^{-23}$	$PbBr_2$	$9{,}1\cdot10^{-6}$
$BaCO_3$	$4{,}0\cdot10^{-10}$	$PbCl_2$	$1{,}6\cdot10^{-5}$
BaC_2O_4	$1{,}1\cdot10^{-7}$	PbI_2	$1{,}1\cdot10^{-9}$
$BaCrO_4$	$1{,}2\cdot10^{-10}$	$PbCO_3$	$7{,}5\cdot10^{-14}$
BaF_2	$1{,}1\cdot10^{-6}$	PbC_2O_4	$4{,}8\cdot10^{-10}$
$Ba(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-3}$	$PbCrO_4$	$1{,}8\cdot10^{-14}$
$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}0\cdot10^{-39}$	$Pb(OH)_2$	$1{,}1\cdot10^{-20}$
$BaSO_3$	$8{,}0\cdot10^{-7}$	$Pb_3(PO_4)_2$	$7{,}9\cdot10^{-43}$
$BaSO_4$	$1{,}1\cdot10^{-10}$	PbS	$2{,}5\cdot10^{-27}$
$CaCO_3$	$3{,}8\cdot10^{-9}$	$PbSO_4$	$1{,}6\cdot10^{-8}$
CaC_2O_4	$2{,}3\cdot10^{-9}$	$Sr(OH)_2$	$3{,}2\cdot10^{-4}$
$CaC_4H_4O_6$	$7{,}7\cdot10^{-7}$	$SrCO_3$	$1{,}1\cdot10^{-10}$
CaF_2	$4{,}0\cdot10^{-11}$	SrC_2O_4	$1{,}6\cdot10^{-7}$
$Ca(OH)_2$	$5{,}5\cdot10^{-6}$	$Sr_3(PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-31}$
$Ca(H_2PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-3}$	$SrSO_3$	$4{,}0\cdot10^{-8}$
$CaHPO_4$	$2{,}7\cdot10^{-7}$	$SrSO_4$	$3{,}2\cdot10^{-7}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}0\cdot10^{-29}$	TlBr	$3{,}9\cdot10^{-6}$
$CaSO_3$	$3{,}2\cdot10^{-7}$	TlCl	$1{,}7\cdot10^{-4}$
$CaSO_4$	$2{,}5\cdot10^{-5}$	TlI	$5{,}75\cdot10^{-8}$
$CdCO_3$	$1{,}0\cdot10^{-12}$	Tl_2CO_3	$4{,}0\cdot10^{-3}$
CdC_2O_4	$1{,}5\cdot10^{-8}$	$Tl_2C_2O_4$	$2{,}0\cdot10^{-4}$
CdS	$1{,}0\cdot10^{-29}$	Tl_3PO_4	$6{,}7\cdot10^{-8}$
$Cr(OH)_3$	$6{,}3\cdot10^{-31}$	Tl_2S	$5{,}0\cdot10^{-21}$
$Cu(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-20}$	Tl_2SO_3	$6{,}3\cdot10^{-4}$
CuS	$6{,}3\cdot10^{-36}$	Tl_2SO_4	$4{,}0\cdot10^{-3}$
Cu_2S	$2{,}5\cdot10^{-48}$	$Zn(OH)_2$	$7{,}1\cdot10^{-18}$
		ZnS	$1{,}6\cdot10^{-24}$

7. Константы нестойкости комплексных ионов в водных растворах (25°С)

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Al^{3+}	OH^-	$K_{1-4} = 1\cdot10^{-33}$	Cu^{2+}	Гистидин	$K_{1-2}=4{,}68\cdot10^{-19}$
Zn^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 1{,}99\cdot10^{-18}$	Zn^{2+}	Гистидин	$K_{1-2}=1{,}32\cdot10^{-13}$
Cu^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 2{,}75\cdot10^{-15}$	Al^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 3{,}2\cdot10^{-17}$
Cr^{3+}	OH^-	$K_{1-4} = 1{,}26\cdot10^{-30}$	Ba^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}7\cdot10^{-8}$
Cd^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 2\cdot10^{-9}$	Bi^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}0\cdot10^{-28}$
Zn	(H_2O)	$K_{1-4} = 2{,}1\cdot10^{-10}$	Ca^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 2{,}6\cdot10^{-11}$
Ag^+	NH_3	$K_{1-2} = 5{,}9\cdot10^{-8}$	Cd^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 3{,}5\cdot10^{-17}$
Cd^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 2{,}8\cdot10^{-7}$	Co^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}9\cdot10^{-17}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 8{,}5\cdot10^{-6}$	Co^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 2{,}5\cdot10^{-41}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1-6} = 4{,}1\cdot10^{-5}$	Cr^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}0\cdot10^{-21}$
Co^{3+}	NH_3	$K_{1-6} = 6{,}2\cdot10^{-36}$	Cu^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-19}$
Cu^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 1{,}1\cdot10^{-12}$	Fe^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 6{,}3\cdot10^{-15}$
Hg^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 5{,}0\cdot10^{-20}$	Fe^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 5{,}9\cdot10^{-25}$
Ni^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 3{,}4\cdot10^{-8}$	Hg^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-22}$
Zn^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 8{,}3\cdot10^{-12}$	Mg^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 7{,}6\cdot10^{-10}$
Al^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 2{,}1\cdot10^{-21}$	Mn^{2+}	$ЭДТА^{4-}$–ион	$K_1 = 9{,}1\cdot10^{-15}$
Al^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 2{,}1\cdot10^{-21}$	Pb^{2+}	$ЭДТА^{4-}$–ион	$K_1 = 9{,}1\cdot10^{-19}$
Fe^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 7{,}9\cdot10^{-17}$	Tl^+	$ЭДТА^{4-}$–ион	$K_1 = 2{,}9\cdot10^{-7}$
Bi^{3+}	Br^-	$K_{1-6} = 3{,}0\cdot10^{-10}$	Tl^{3+}	$ЭДТА^{4-}$–ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-38}$
Hg^{2+}	Br^-	$K_{1-4} = 1{,}0\cdot10^{-21}$	Zn^{2+}	$ЭДТА^{4-}$–ион	$K_1 = 5{,}5\cdot10^{-17}$
Pt^{2+}	Br^-	$K_{1-4} = 3{,}2\cdot10^{-21}$	Ca^{2+}	Тартрат-ион	$K_{1-2} = 9{,}8\cdot10^{-10}$
Bi^{3+}	Cl^-	$K_{1-6} = 3{,}8\cdot10^{-7}$	Fe^{3+}	Тартрат-ион	$K_{1-2} = 1{,}4\cdot10^{-12}$
Pt^{2+}	Cl^-	$K_{1-4} = 1\cdot10^{-16}$	Ca^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 2{,}1\cdot10^{-5}$
Bi^{3+}	I^-	$K_{1-6} = 7{,}98\cdot10^{-20}$	Mg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}1\cdot10^{-4}$
Hg^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1{,}5\cdot10^{-30}$	Cu^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}3\cdot10^{-6}$
Pb^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1{,}2\cdot10^{-4}$	Hg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}3\cdot10^{-11}$
Cd^{2+}	I^-	$K_{1-5} = 7{,}1\cdot10^{-6}$	Mg^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 3{,}5\cdot10^{-7}$
Hg^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1{,}48\cdot10^{-30}$	Ca^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 4{,}2\cdot10^{-2}$
Ag^+	CN^-	$K_{1-2} = 1{,}4\cdot10^{-20}$	Mn^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 3{,}6\cdot10^{-4}$
Au^+	CN^-	$K_{1-2} = 5{,}0\cdot10^{-30}$	Fe^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 1{,}6\cdot10^{-8}$
Cd^{2+}	CN^-	$K_{1-4} = 7{,}8\cdot10^{-18}$	Co^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 5{,}6\cdot10^{-10}$
Co^{2+}	CN^-	$K_{1-6} = 8{,}1\cdot10^{-20}$	Ni^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 2{,}7\cdot10^{-11}$
Co^{3+}	CN^-	$K_{1-6} = 1\cdot10^{-64}$	Cu^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 2{,}6\cdot10^{-16}$
Cu^+	CN^-	$K_{1-4} = 2{,}0\cdot10^{-30}$	Zn^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 1{,}1\cdot10^{-10}$
Fe^{2+}	CN^-	$K_{1-6} = 1{,}3\cdot10^{-37}$	Mn^{2+}	Цистеинат-ион	$K_1 = 7{,}94\cdot10^{-5}$
Fe^{3+}	CN^-	$K_{1-6} = 1{,}3\cdot10^{-44}$	Fe^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2} = 1{,}7\cdot10^{-12}$
Ni^{2+}	CN^-	$K_{1-4} = 1{,}0\cdot10^{-31}$	Co^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2}=1{,}26\cdot10^{-17}$
Ag^+	SCN^-	$K_{1-2} = 5{,}9\cdot10^{-9}$	Ni^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2}=5{,}01\cdot10^{-20}$

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Bi^{3+}	SCN^-	$K_{1\text{-}6} = 5{,}9\cdot10^{-5}$	Zn^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 2{,}0\cdot10^{-19}$
Co^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}3} = 1{,}6\cdot10^{-2}$	Mg^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1=3{,}72\cdot10^{-5}$
Cu^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}3} = 3{,}0\cdot10^{-7}$	Ca^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1=2{,}51\cdot10^{-2}$
Fe^{3+}	SCN^-	$K_{1\text{-}6} = 5{,}9\cdot10^{-4}$	Mn^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1=1{,}82\cdot10^{-4}$
Hg^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}4} = 6{,}3\cdot10^{-22}$	Co^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1\text{-}2}=6{,}61\cdot10^{-11}$
Ag^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 7{,}1\cdot10^{-15}$	Cu^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1\text{-}2}=4{,}47\cdot10^{-16}$
Cd^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 6{,}3\cdot10^{-9}$	Zn^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1\text{-}2}=7{,}08\cdot10^{-11}$
Cu^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 1{,}9\cdot10^{-14}$	Mg^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1=1{,}26\cdot10^{-2}$
Pb^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}4} = 6{,}3\cdot10^{-8}$	Ca^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 8{,}91\cdot10^{-3}$
Hg^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}4} = 2{,}4\cdot10^{-34}$	Mn^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 5{,}01\cdot10^{-4}$
Ag^+	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 1\cdot10^{-9}$	Fe^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 2{,}51\cdot10^{-5}$
Cu^+	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 4{,}4\cdot10^{-10}$	Co^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1\text{-}2} = 3{,}47\cdot10^{-9}$
Hg^{2+}	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 1{,}1\cdot10^{-25}$	Ni^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1\text{-}2}=4{,}57\cdot10^{-11}$
Ag^+	NO_2^-	$K_{1\text{-}2} = 1{,}5\cdot10^{-3}$	Cu^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1\text{-}2}=3{,}98\cdot10^{-15}$
Cd^{2+}	NO_2^-	$K_{1\text{-}3} = 1{,}5\cdot10^{-4}$	Zn^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1\text{-}2}=3{,}47\cdot10^{-10}$
Al^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 5{,}0\cdot10^{-17}$	Ni^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 1{,}8\cdot10^{-12}$
Cr^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 3{,}6\cdot10^{-16}$	Cu^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 2{,}0\cdot10^{-21}$
Fe^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 6{,}3\cdot10^{-21}$	Co^{3+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 3{,}8\cdot10^{-12}$
Mn^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 3{,}8\cdot10^{-20}$	Fe^{3+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}3} = 5{,}4\cdot10^{-37}$
Ca^{2+}	Серин	$K_1 \sim 0{,}32$	Mg^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 8{,}7\cdot10^{-2}$
Fe^{2+}	Серин	$K_1 = 10^{-7}$	Ca^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 5{,}75\cdot10^{-2}$
Co^{2+}	Серин	$K_1 = 10^{-8}$	Mn^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 7{,}08\cdot10^{-3}$
Cu^{2+}	Серин	$K_{1\text{-}2}=2{,}83\cdot10^{-15}$	Co^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1\text{-}2}=1{,}32\cdot10^{-6}$
Mg^{2+}	Пролин	$K > 10^{-4}$	Cu^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1\text{-}2}=2{,}19\cdot10^{-12}$
Mn^{2+}	Пролин	$K_{1\text{-}2} = 3{,}16\cdot10^{-6}$	Zn^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1\text{-}2}=2{,}69\cdot10^{-7}$
Fe^{2+}	Пролин	$K_{1\text{-}2}=5{,}01\cdot10^{-9}$	Mg^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2} = 10^{-4}$
Co^{2+}	Пролин	$K_{1\text{-}2}=5{,}01\cdot10^{-10}$	Mn^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2} \sim 3{,}2\cdot10^{-5}$
Cu^{2+}	Пролин	$K_{1\text{-}2}=1{,}58\cdot10^{-17}$	Fe^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2}=3{,}16\cdot10^{-19}$
Zn^{2+}	Пролин	$K_{1\text{-}2}=6{,}31\cdot10^{-11}$	Co^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2}=7{,}41\cdot10^{-9}$
Mn^{2+}	Лизин	$K_1 = 10^{-2}$	Ni^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2}=2{,}51\cdot10^{-11}$
Fe^{2+}	Лизин	$K_1 = 3{,}16\cdot10^{-5}$	Cu^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2}=1{,}26\cdot10^{-15}$
Co^{2+}	Лизин	$K_{1\text{-}2} = 1{,}68\cdot10^{-7}$	Zn^{2+}	Аспаргин	$K_{1\text{-}2} = 2{,}0\cdot10^{-9}$
Ni^{2+}	Лизин	$K_{1\text{-}2} = 1{,}58\cdot10^{-9}$	Mn^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_1 = 3{,}89\cdot10^{-2}$
Cu^{2+}	Лизин	$K_{1\text{-}2} = 2{,}0\cdot10^{-14}$	Co^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1\text{-}2}=2{,}57\cdot10^{-6}$
Zn^{2+}	Лизин	$K_{1\text{-}2} = 2{,}51\cdot10^{-8}$	Cu^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1\text{-}2}=2{,}75\cdot10^{-11}$
Mn^{2+}	Гистидин	$K_{1\text{-}2}=1{,}82\cdot10^{-8}$	Zn^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1\text{-}2}=4{,}79\cdot10^{-7}$
Fe^{2+}	Гистидин	$K_{1\text{-}2}=5{,}01\cdot10^{-10}$			
Co^{2+}	Гистидин	$K_{1\text{-}2}=1{,}38\cdot10^{-14}$			
Ni^{2+}	Гистидин	$K_{1\text{-}2}=1{,}26\cdot10^{-16}$			

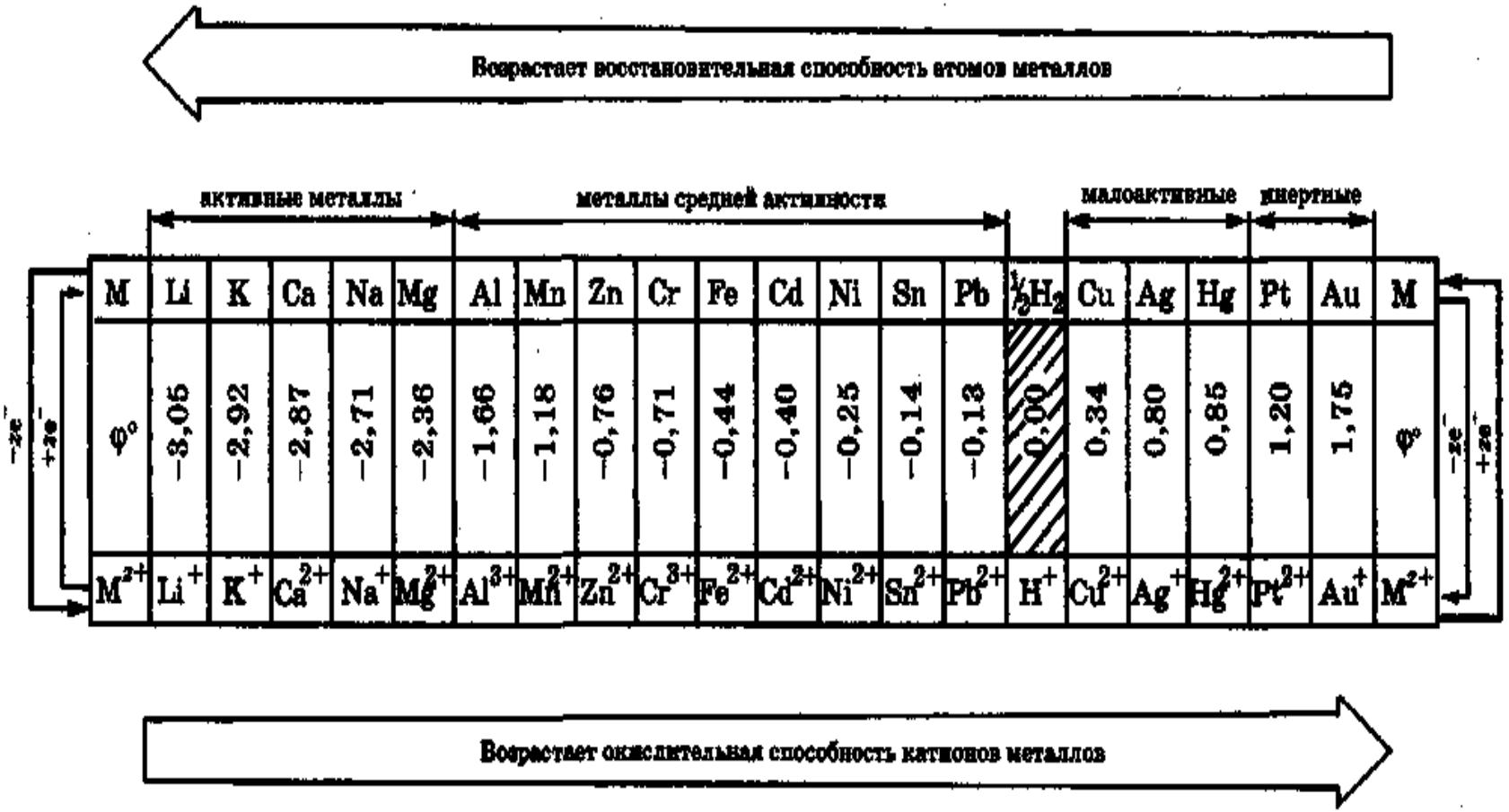
8. Стандартные восстановительные (редокс) потенциалы (25°C)

Полуреакция	φ°, В	Полуреакция	φ°, В
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag\downarrow$	+0,80	$[Mn(CN)_6]^{3-} + e \rightleftarrows [Mn(CN)_6]^{4-}$	–0,24
$[Ag(NH_3)_2]^+ + e \rightleftarrows Ag\downarrow + 2NH_3$	+0,373	$MnO_4^- + e \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	+0,56
$AgCl + e \rightleftarrows Ag\downarrow + Cl^-$	+0,283	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$Au^+ + e \rightleftarrows Au\downarrow$	+1,68	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	+0,60
$Au^{3+} + 2e \rightleftarrows Au^+$	+1,41	$[Mo(CN)_6]^{3-} + e \rightleftarrows [Mo(CN)_6]^{4-}$	+0,73
$Au^{3+} + 3e \rightleftarrows Au\downarrow$	+1,50	$N_2 + 8H^+ + 6e \rightleftarrows 2NH_4^+$	+0,26
$Br_2 + 2e \rightleftarrows 2Br^-$	+1,09	$NO_3^- + H_2O + e \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$	+0,01
$HBrO + H^+ + 2e \rightleftarrows Br^- + H_2O$	+1,34	$NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftarrows HNO_2 + H_2O$	+0,94
$BrO_3^- + 5H^+ + 4e \rightleftarrows HBrO + 2H_2O$	+1,45	$NO_3^- + 2H^+ + e \rightleftarrows NO_2 + H_2O$	+0,80
$Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	+1,36	$NO_3^- + H_2O + e \rightleftarrows NO_2 + 2OH^-$	–0,86
$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$	+1,95	$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftarrows NO + 2H_2O$	+0,96
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co\downarrow$	–0,29	$NO_3^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows NO + 4OH^-$	–0,14
$Co^{3+} + 3e \rightleftarrows Co\downarrow$	+0,46	$HNO_2 + H^+ + e \rightleftarrows NO + H_2O$	+1,00
$[Co(NH_3)_6]^{3+} + e \rightleftarrows [Co(NH_3)_6]^{2+}$	+0,1	$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$	+1,23
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	–0,41	$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$ (pH=7)	+0,82
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33	$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	+0,40
$[Cr(CN)_6]^{3-} + e \rightleftarrows [Cr(CN)_6]^{4-}$	–1,28	$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2$	+0,68
$Cu^+ + e \rightleftarrows Cu\downarrow$	+0,53	$O_2 + H_2O + 2e \rightleftarrows HO_2^- + OH^-$	–0,08
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu\downarrow$	+0,35	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows 2H_2O$	+1,77
$Cu^{2+} + e \rightleftarrows Cu^+$	+0,16	$HO_2^- + H_2O + 2e \rightleftarrows 3OH^-$	+0,88
$Cu^{2+} + I^- + e \rightleftarrows CuI$	+0,86	$O_3 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows O_2 + H_2O$	+2,07
$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	+2,77	$O_3 + H_2O + 2e \rightleftarrows O_2 + 2OH^-$	+1,24
$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	+0,77	$S + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2S$	+0,17
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e \rightleftarrows [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36	$S + 2e \rightleftarrows S^{2-}$	–0,48
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$	0,00	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftarrows SO_2 + 2H_2O$	+0,17
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$ (pH = 7)	–0,414	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
$2Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg_2^{2+}$	+0,91	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftarrows 2S_2O_3^{2-}$	+0,09
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg\downarrow$	+0,85	$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn\downarrow$	–0,14
$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftarrows 2Hg$	+0,80	$Sn^{4+} + 2e \rightleftarrows Sn^{2+}$	+0,15
$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	+0,54	$Tl^+ + e \rightleftarrows Tl\downarrow$	–0,36
$IO_3^- + 5H^+ + 4e \rightleftarrows HIO + 2H_2O$	+1,14	$Tl^{3+} + 2e \rightleftarrows Tl^+$	+1,25
$HIO + H^+ + 2e \rightleftarrows I^- + H_2O$	+0,99	$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn\downarrow$	–0,76
$Mn^{3+} + e \rightleftarrows Mn^{2+}$	+1,51	$[Zn(NH_3)_4]^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn\downarrow + 4NH_3$	–1,04
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd\downarrow$	–0,403		

9. Относительная электроотрицательность элементов χ (по Полингу)

H																
2,1																
Li	**Be**											**B**	**C**	**N**	**O**	**F**
1,0	1,5											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	**Mg**											**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	**Ca**	**Sc**	**Ti**	**V**	**Cr**	**Mn**	**Fe**	**Co**	**Ni**	**Cu**	**Zn**	**Ga**	**Ge**	**As**	**Se**	**Br**
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	**Sr**	**Y**	**Zr**	**Nb**	**Mo**	**Tc**	**Ru**	**Rh**	**Pd**	**Ag**	**Cd**	**In**	**Sn**	**Sb**	**Te**	**I**
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5
Cs	**Ba**	**La-Lu**	**Hf**	**Ta**	**W**	**Re**	**Os**	**Ir**	**Pt**	**Au**	**Hg**	**Tl**	**Pb**	**Bi**	**Po**	**At**
0,7	0,9	1,1-1,2	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2
Fr	**Ra**	**Ac**	**Th**	**Pa**	**U**	**Np-No**										
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,3										

Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 298 К (ряд напряжений металлов)



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учеб. для вузов/ Ершов Ю.А., Попков В.А, Берлянд А.С. и др. Под ред. Ершова Ю.А. –М.: «Высш. шк.», 2005. – 560с.
2. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. пособие для вузов / под ред. Попкова В.А., Бабкова А.В. –М.: «Высшая школа», 2006. –239 с.
3. Слесарев В.И. Химия: Основы химии живого: Учеб. для вузов. –СПб: Химиздат, 2005. –784с.
4. Угай Я.А. Неорганическая химия: Учеб. для студентов высших учебных заведений, обучающихся по курсу «Химия». –М.: «Высшая школа», 1989. – 462 с.
5. Угай Я.А. Общая химия: Учеб. для студентов высших учебных заведений, обучающихся по курсу «Химия». –М.: «Высшая школа», 1984. –430 с.

Дополнительная

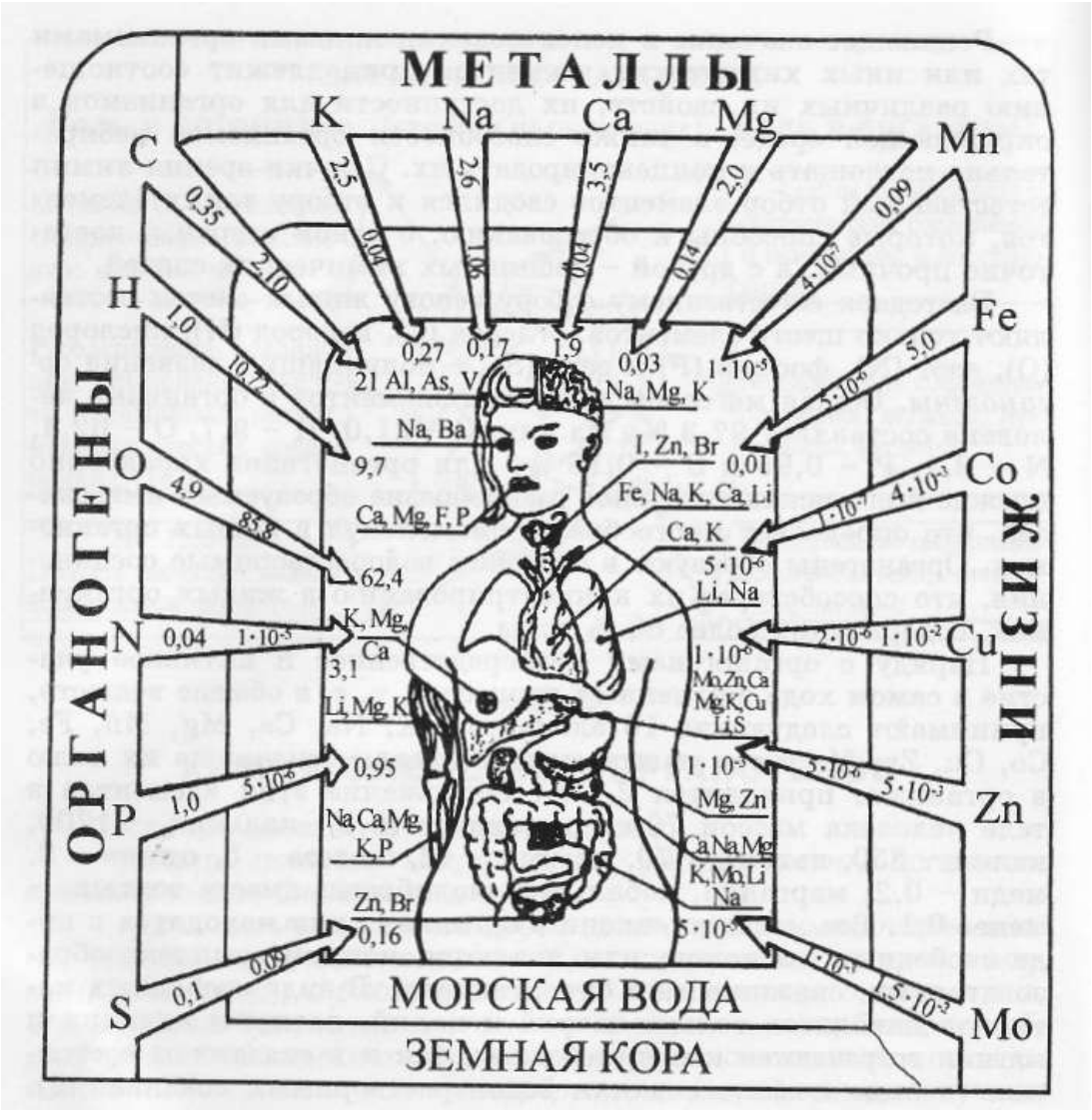
1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. –М.: «Высшая школа», 1981. – 680 с.
2. Исидоров В.А. Экологическая химия: Учеб. пособие для вузов. –СПб: «Химиздат», 2001. – 304 с.
3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия Учеб. для студентов химико-технологических вузов. –М.: «Химия», 1981. –631с.
4. Кудрин А.В., Громова О.О. Микроэлементы в неврологии / А.В. Кудрин, О.А. Громова. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2006. – 304 с.
5. Практикум по неорганической химии: Учеб. для студентов химико-технологических вузов / под ред. Воробьёва А.Ф., Дракина С.И. –М.: «Химия», 1984. – 246 с.
6. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролов. –2-е изд., перераб. и доп. –М.: Дрофа, 2002. – 304 с.
7. Практикум по общей химии: Учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – 4-е изд., перераб. и доп. –М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.
8. Реми Г. Курс неорганической химии. –М.: «Мир», т.1, 1963. –920 с.
9. Скальный А.В. Химические элементы в физиологии и экологии человека. – М.: Издательский дом «ОНИКС 21 век»: Мир, 2004. – 216 с.
10. Токсикологическая химия: учебник вузов / под ред. Т.В. Плетневой. – 2-е изд. Испр. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2006. – 512 с.
11. *http:/www.webelements.narod.ru* – онлайн-справочник химических элементов периодической системы Д.И. Менделеева.

Содержание

Введение. Общая характеристика *d*-элементов	5
Элементы I-Б группы	15
Элементы IIБ-группы	22
Элементы VIБ-группы	31
УИЛР № 1. Тема «*d*-элементы IБ, IIБ, VIБ групп»	38
Элементы VIIIБ-группы	42
Элементы VII-Б группы	54
УИЛР № 2. Тема «*d*-элементы VIIБ и VIIIБ-групп (триады железа)»	61
Обучающие задачи и упражнения с решением по теме «Химия элементов»	65
Задания для самостоятельной подготовки по теме «Химия элементов»	73
Обучающие тесты с решениями	81
Тестовый контроль по теме «Химия элементов IA-, IIA-, IIIA групп»	84
Ответы к заданию	88
Тестовый контроль по теме «Химия элементов IVA-, VA-, VIA-,VIIA-групп»	88
Ответы к заданию	103
Тестовый контроль «*d*-элементы»	104
Ответы к заданию	110
Экзаменационные вопросы по теме «Химия элементов»	111
Приложение	115
Литература	125

МЕТАЛЛЫ ЖИЗНИ

Катионы *s*-металлов	Na^+ K^+	Mg^{2+} Ca^{2+}
	В организме находятся в виде:	
	– гидратированных катионов – неустойчивых комплексов	– гидратированных катионов – комплексов различной устойчивости – водонерастворимых соединений

Катионы *d*-металлов	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Mo^{+4} Mo^{+5} Mo^{+6}	Zn^{2+}

В организме находятся только в виде комплексов различной устойчивости, в которых комплексообразователь может быть или окислителем, или восстановителем; комплексы Zn^{2+} проявляют амфотерные свойства