

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Химические свойства d-элементов

Методические указания
К выполнению лабораторной работы
по дисциплине «Химия»
для студентов очной и заочной форм обучения

Севастополь
2021

УДК 546.30'04(076.5)
ББК 24.12я73
Х46

Р е ц е н з е н т:

Л.А. Ничкова - зав. кафедрой "Техносферная безопасность",
доцент, канд. тех. наук

Составитель : А.В. Львов

Х46 Химические свойства d-элементов : методические указания к выполнению лабораторной работы и самостоятельному изучению темы по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения технических специальностей / Севастопольский государственный университет; сост. Львов А. В. – Севастополь: Изд-во СевГУ, 2021. – 19 с.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Химические свойства d-элементов"

УДК 546.30'04(076.5)
ББК 24.12я73

Рассмотрены и утверждены на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 9 от 18 июня 2020 г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Теоретические положения	4
2. Экспериментальная часть	9
2.1 Лабораторная работа	
"Химические свойства d-элементов"	9
2.2 Контрольные вопросы	11
3. Библиографический список	16
4. Приложение А	17

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

d-элементы ($\dots(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$)

Большинство известных металлов - это d-элементы Периодической системы Д.И. Менделеева. Электронная формула d-элементов заканчивается на ($\dots(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$).

В соответствии с теорией строения атома переходными элементами следует считать те элементы, у которых в нейтральных свободных атомах заполняются электронами d- или f-энергетические подуровни.

Переходные элементы или d-элементы отличаются некоторыми общими свойствами:

1. Все они являются металлами.
2. Практически все переходные элементы обладают значительной твердостью, прочностью, высокими температурами плавления и кипения, высокими тепло- и электропроводностью. По физическо-химическим свойствам, это “типичные” металлы, которые человек использует в жизни, технике и технологиях.
3. Они образуют сплавы между собой и с другими металлами (s-элементами).
4. Многие из них имеют электроотрицательный электродный потенциал и растворяются в минеральных кислотах: часть из них, это “благородные” металлы, т.е. металлы с большим электроположительным потенциалом, не взаимодействующие при нормальных условиях с кислотами.
5. Большинство металлов проявляют переменную валентность, а их ионы и соединения, как правило, окрашены хотя бы в каком-нибудь одном состоянии окисления.
6. Наличие частично заполненных электронных оболочек обуславливает способность переходных элементов образовывать парамагнитные соединения, комплексные соединения.
7. Некоторые d-элементы (металлы) обладают в определенных степенях окисления амфотерными свойствами.

ХРОМ. СОЕДИНЕНИЯ ХРОМА

Теоретическая часть

Хром – элемент VI группы периодической системы Д. И. Менделеева.

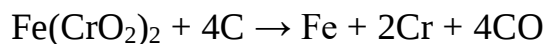
Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$.

В невозбужденном состоянии электронное строение наружных энергетических уровней у хрома - $3d^5 4s^1$ (характерен провал электрона, т.е. переход электрона с 4s на 3d подуровень). Этот элемент металл, на внешнем энергетическом уровне находится один электрон. У хрома в соединениях проявляются следующие основные степени окисления: +2, +3, +6. Максимальная степень окисления хрома равна +6, она обуславливается способностью атома отдавать электроны как внешнего, так и предыдущего энергетического уровня.

В природе хром встречается в виде хромистого железняка $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ или $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ и свинцовой красной руды PbCrO_4 .

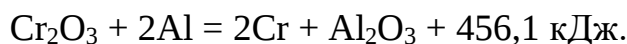
Получение хрома

Из хромистого железняка методом карботермии получают в чистом виде хром и железо:



Сплав хрома с железом – феррохром.

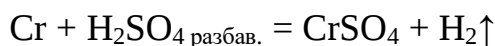
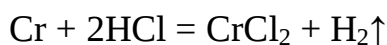
Чистый хром получают из оксида хрома методом алюмотермии:



Химические свойства хрома

Хром – достаточно активный металл ($\varphi^0_{\text{Cr/Cr}^{3+}} = -0,74 \text{ В}$), однако на воздухе и в воде он устойчив, так как на его поверхности формируется тонкая пассивная оксидная пленка.

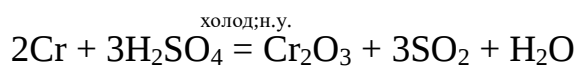
Соляная и разбавленная серная кислоты медленно взаимодействуют с хромом с выделением водорода и образованием солей хрома (II) синего цвета, которые в дальнейшем легко окисляются кислородом воздуха.



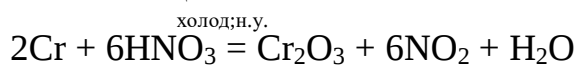
Разбавленная азотная кислота окисляет хром очень медленно:



Концентрированная азотная и серная кислоты на холоде и при нормальных условиях (без нагревания) пассивируют поверхность хрома:

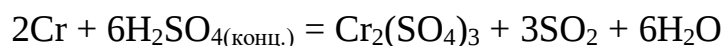


конц

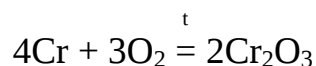


конц.

Даже при нагревании процесс протекает очень медленно:



Хром при н.у. – инертен, очень трудно соединяется с различными неметаллами. С кислородом хром реагирует лишь при температуре красного каления, то есть при температуре близкой к температуре плавления металла:



При высокой температуре хром реагирует с галогенами и с такими неметаллами, как сера, азот, углерод, кремний и бор.

Соединения хрома

Хром образует три оксида: CrO оксид хрома (II) основного характера; Cr₂O₃ оксид хрома (III), проявляющий амфотерные свойства; CrO₃ – оксид хрома (VI) или хромовый ангидрид – кислотный оксид.

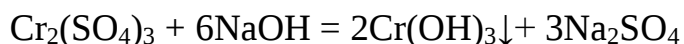
Cr₂O₃ не растворяется в воде, очень слабо растворяется в кислотах и щелочах. В лабораторных условиях Cr₂O₃ можно получить термическим разложением дихромата аммония:



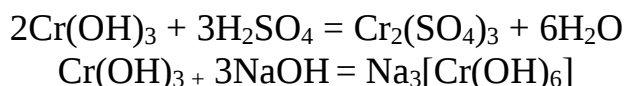
В промышленности его получают восстановлением дихромата калия коксом (углерод):



Данным оксидам соответствуют гидроксиды, проявляющие характер соответствующих оксидов. Cr(OH)₂ – гидроксид хрома (II), имеющий основной характер, Cr(OH)₃ – амфотерный гидроксид. Его можно получить действием щелочей на растворимые соли хрома:



Cr(OH)₃ растворяется в кислотах с образованием солей хрома (III), а в щелочах – образуются изумрудно-зеленые растворы хромитов:



Соединения хрома (III) могут быть восстановителями и окислителями. При действии окислителей на соединения хрома (III) в щелочной среде они превращаются в соединения хрома (VI).

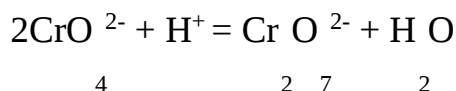
Важнейшими соединениями хрома являются CrO₃ – хромовый ангидрид и соответствующие ему кислоты: H₂CrO₄ – хромовая и H₂Cr₂O₇ – дихромовая кислота. Эти кислоты существуют только в водном растворе, выделить их в твердом виде из раствора невозможно, так как они распадаются на хромовый ангидрид и воду.

Соли этих кислот достаточно стойки. Соли хромовой кислоты – хроматы, окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой – это бихроматы или дихроматы, имеют оранжевую окраску.

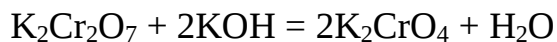
Хроматы и дихроматы способны существовать при определенном значении pH среды. В кислых средах (pH < 7) соединения хрома (VI) существуют в виде дихроматов



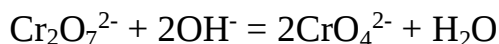
или



В щелочных средах ($\text{pH} > 7$) соединения хрома (VI) существуют в виде хроматов:



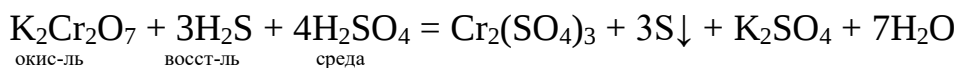
Или



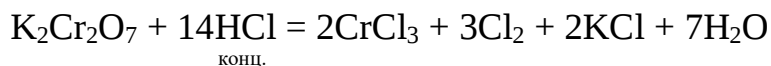
Т.е. при $\text{pH} > 7 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$, а при $\text{pH} < 7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Так как высшая степень окисления хрома равна +6, то соединения хрома (VI) – сильные окислители. Эти свойства интенсивно проявляются в кислых средах:

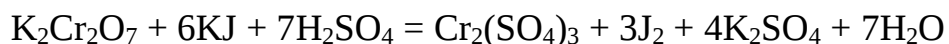
1. При пропускании сероводорода через подкисленный серной кислотой раствор дихромата оранжевая окраска раствора переходит в зеленую, одновременно наблюдается помутнение вследствие выпадения серы:



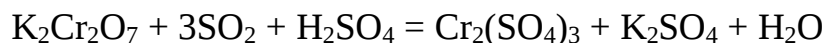
2. При действии концентрированной соляной кислоты на дихромат калия выделяется хлор, получается зеленый раствор, содержащий хлорид хрома (III):



3. Если к подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия добавить раствора йодида калия, то образуется зеленый раствор сульфата хрома (III) и выделяется свободный йод:



4. При пропускании диоксида серы через концентрированный раствор дихромата калия, содержащий достаточное количество серной кислоты, образуются сульфат калия и сульфат хрома (III):



При выпаривании воды из получившегося раствора образуются хромовокалиевые квасцы $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Применение хрома и его соединений

Главным потребителем хрома является металлургическая промышленность для изготовления высококачественных марок стали. Сплавы железа и хрома обладают большой механической прочностью и значительной коррозионной

устойчивостью. Хром является главной легирующей добавкой всех нержавеющей и жаропрочных сталей. Введение нескольких процентов Cr, Mo, W и добавок других металлов увеличивает твердость стали. Такие стали применяют для изготовления инструментов, ружейных и орудийных стволов, броневых плит, деталей и частей турбин, двигателей и др. При содержании в сплаве не менее 12 % хрома получают сталь, устойчивую к коррозии (нержавеющая сталь). Ее используют для изготовления аппаратуры химических заводов, а также предметов домашнего обихода. Сплав 33 % Fe, 60 % Cr и 6 % Mo отличается высокой кислотоупорностью и применяется для изготовления резервуаров и аппаратов для производства кислот.

Хром применяется для электролитического нанесения защитных покрытий. Это процесс хромирования. Хромовые покрытия отличаются высокими антикоррозионными свойствами, твердостью и хорошим декоративным видом.

В электротехнике сплавы металлов, содержащие хром, например, сплав хрома с никелем (нихром), применяется для изготовления электрических нагревательных приборов.

Оксид хрома (III) Cr_2O_3 используют как материал для шлифования и полирования стальных изделий. Применяют в качестве красителя для получения красок зеленого цвета.

Бихроматы (называемые в технике хромпиками) и хроматы применяются как окислитель в химической, кожевенной, текстильной промышленности. Они находят также применение как ингибиторы химических процессов (в нейтральной среде) и деполяризаторы (в кислой среде).

В лабораториях в качестве сильного окислителя пользуются хромовой смесью (смесь равных объемов концентрированной H_2SO_4 и насыщенного раствора бихромата калия – для очистки химической посуды и для энергичного окисления различных веществ).

Хромовые квасцы – двойная соль $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ применяются в крашении, в кожевенном производстве для выделки специальных сортов кожи («хромовая кожа») и в текстильной промышленности

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме "Химические свойства d-элементов"

Опыт № 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия.

Приготовить в пробирке раствор соли Мора и добавить раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь) составить химическое название полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} .

Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия.

Налить в пробирку раствора хлорида железа (III) и добавить раствор гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь). Характерная реакция на ионы Fe^{3+} .

Написать уравнения реакций и молекулярной и ионной форме.

в) Действие на соли железа (III) роданида аммония.

Налить в пробирку раствора хлорида железа (III) и добавить раствора роданида аммония. Такой же опыт проделать с раствором соли Мора.

Написать уравнение реакции с получением $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, сообщающего раствору красную окраску.

Опыт № 2. Гидроксид железа (II)

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II), так как двойная соль Мора практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие ее ионы.

Приготовить раствор соли Мора, взяв порошок этой соли и дистиллированную воду. К раствору соли Мора прибавить раствор гидроксида натрия до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Через некоторое время происходит побурение полученного осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Написать уравнения реакции получения гидроксида железа (II) и его окисления в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт № 3. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами

а) Взаимодействие кобальта с кислотами.

Поместить в три пробирки по кусочку кобальта и добавить разбавленные растворы соляной, серной и азотной кислот с концентрацией 2н. Нагреть про-

бирки и наблюдать выделение газообразных продуктов. Написать уравнения реакций.

б) Взаимодействие никеля с кислотами.

Поместить в три пробирки по кусочку никеля. В первую пробирку добавить 2н раствора соляной кислоты, во вторую – 2н раствор серной кислоты, в третью – 2н раствор азотной кислоты. Нагреть пробирки. Какие газообразные вещества выделяются.

Написать уравнения реакций.

Опыт № 4. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II)

В пробирку налить раствор соли кобальта и добавлять по каплям раствор гидроксида натрия. Появляется синий осадок основной соли, который при прибавлении раствора кислоты снова становится розовым. Во вторую пробирку налить раствора соли никеля (II) и добавлять по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка гидроксида никеля (II).

Написать уравнения реакций. Происходит ли окисление гидроксидов кобальта и никеля кислородом воздуха?

Написать реакции окисления $\text{Co}(\text{OH})_2$ перекисью водорода. Сравнить восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в степени окисления +2, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов (при переходе в гидроксиды этих элементов в степень окисления +3).

Опыт № 5. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Налить в пробирку немного соли сульфата хрома (III) и прибавить туда по каплям раствор щелочи до образования осадка. Распределить осадок в две пробирки. В одну пробирку к осадку добавить по каплям раствор соляной кислоты, в другую – раствор щелочи до растворения осадка.

Написать уравнения реакций:

- а) получения гидроксида хрома (III),
- б) диссоциации гидроксида хрома (III),
- в) взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и со щелочью, учитывая, что при реакции со щелочью получается комплексный анион.

Сделать вывод о химическом (кислотно-основном) характере гидроксида хрома (III).

Опыт № 6. Восстановительные свойства солей хрома (III)

К полученному в опыте №5 раствору $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ добавить немного щелочи и 3%-ного раствора пероксида водорода. Нагреть смесь на водяной бане до перехода зеленой окраски в желтую, что указывает на образование в растворе хромата.

Написать уравнение реакции окисления $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ в K_2CrO_4

Опыт № 7. Хроматы и бихроматы

а) Переход хромата калия в бихромат.

К раствору хромата калия прибавить по каплям раствор серной кислоты. Отметить окраску полученного и взятого растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются.

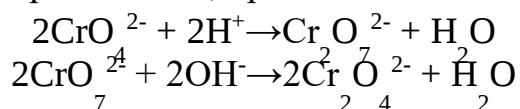
Написать уравнение реакции взаимодействия хромата калия с серной кислотой с образованием бихромата калия.

б) Переход бихромата в хромат.

К раствору бихромата калия прибавить по каплям раствор щелочи до изменения окраски.

Написать уравнение реакции взаимодействия бихромата калия со щелочью с образованием хромата калия.

Разобрать смещение равновесия, при добавлении: кислоты, щелочи:



Опыт № 8. Окислительные свойства хроматов

К раствору бихромата калия добавить серной кислоты и йодида калия. Отметить изменение окраски.

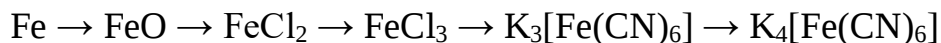
В пробирку с полученным раствором внести несколько капель свежеприготовленного раствора крахмала, чтобы доказать выделение свободного йода.

Написать уравнение реакции взаимодействия бихромата калия с серной кислотой и йодидом калия с образованием сульфата хрома (III) и выделением свободного йода.

2.2. Контрольные вопросы

1. Феррат калия K_2FeO_4 образуется при реакции Fe_2O_3 с хлором в присутствии KOH . Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

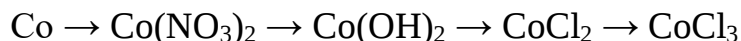
2. Составьте молекулярные и электронные, где необходимо, уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



К окислительно-восстановительным реакциям составьте электронные уравнения.

3. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) растворения платины в HCl в присутствии кислорода; б) взаимодействия палладия с горячей, концентрированной H_2SO_4 . Платина окисляется до степени окисления +4, а палладий до +2.

4. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



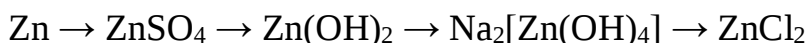
Уравнения окислительно-восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

5. Могут ли в растворе существовать совместно следующие вещества: а) FeCl_3 и Hg_2Cl_2 ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH ; в) FeCl_3 и FeCl_2 ? Для взаимодействующих веществ составьте уравнения реакций.

6. Написать взаимодействие гидроксидов калия (II), и ртути (II) с кислотами и щелочами. Составьте молекулярные уравнения соответствующих реакций.

7. В каких степенях окисления железо имеет стабильные соединения? С помощью каких качественных реакций можно определить соединения двух, трех, шестивалентного железа. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

8. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



9. Для получения брома смешивают бромид калия с MnO_2 в присутствии уксусной кислоты. Составьте электронные и молекулярные уравнения этой реакции.

10. Почему оксид марганца (IV) может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Исходя из электронных уравнений, составьте уравнения реакций:



11. На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции получения манганата калия K_2MnO_4 сплавлением оксида марганца (IV) с нитратом калия и карбонатом калия. Окислитель восстанавливается, приобретая степень окисления +3.

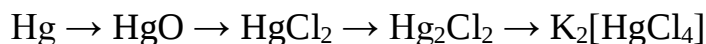
12. Как меняется степень окисления марганца при восстановлении KMnO_4 в кислой, нейтральной и щелочной средах? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции между KMnO_4 и PH_3 в кислой среде.

13. Хлор окисляет кобальт в $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$. Какое соединение при этом получается? Как меняется окраска раствора в результате этой реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

14. Кадмий азотной кислотой окисляется до низшей положительной степени окисления, а технеций приобретает высшую степень окисления. Какие со-

единения при этом получаются? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

15. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции напишите на основании электронных уравнений.

16. Ванадий получают методом алюминотермии из его оксида (V), а палладий восстановлением хлорида палладия (II) водородом. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

17. К подкисленному серной кислотой раствору KMnO_4 прибавили порошок цинка. Через некоторое время фиолетовая окраска раствора перешла в бесцветную. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

18. При сплавлении хромита железа $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ с карбонатом калия и нитратом калия хром (III) и железо (II) окисляются и приобретают соответственно степени окисления +6 и +3. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

19. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) растворения молибдена в расплаве $\text{KOH} + \text{KNO}_3$; б) вольфрама со фтором. Молибден и вольфрам приобретают высшую степень окисления.

20. Бихромат калия в водном растворе смеси концентрированной серной и сернистой кислот образует хромокалиевые квасцы. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

21. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции ортованадата натрия с газообразным HCl , при этом образуется хлор оксихлорид ванадия (IV).

VOCl_2 и NaCl - продукты реакции.

22. Какую степень окисления проявляет титан в соединениях? Составьте формулы оксидов титана, отвечающих этим степеням окисления. Как меняются кислотно-основные свойства оксидов титана при переходе от низшей к высшей степени окисления. Составьте уравнения реакций: а) TiO_2 с $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$; б) TiO_2 с NaOH в расплаве.

23. Концентрированная серная кислота окисляет ванадий до окисульфата ванадия VOSO_4 . Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

24. Ванадий получают металлотермией с применением более активных металлов и оксидов ванадия. Оксид ванадия (V) растворяется в щелочах с образованием ортованадатов. Напишите уравнения соответствующих реакций. Урав-

нения окислительно-восстановительных реакций. Составьте на основании электронных уравнений.

25. Какие сплавы образует медь? Если их растворить в азотной кислоте, то как с помощью качественных реакций можно определить медь в получившихся растворах. Составьте уравнения соответствующих реакций.

26. В присутствии влаги, сероводорода и кислорода серебро окисляется и покрывается черным налетом. Как называется и каков состав образующегося соединения? Что произойдет, если на него подействовать раствором аммиака? Напишите уравнения соответствующих реакций. Окислительно-восстановительную реакцию составьте на основании электронных уравнений.

27. Платина растворяется в царской водке и в соляной кислоте в присутствии кислорода, приобретая при этом степень окисления равную четырем. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

28. На гидроксиды кобальта и никеля подействовали избытком растворов серной кислоты, гидроксида натрия, аммиака в присутствии хлорида аммония. Какие соединения кобальта и никеля образуются в каждой из этих реакций? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций?

29. Титан и цирконий при сплавлении взаимодействуют со щелочами. О каких свойствах металлов говорят эти реакции? Напишите уравнения реакций между: TiCl_4 и NaOH ; ZrCl_4 и NaOH . В реакциях образуются ортотитановая и ортоциркониевая кислоты.

30. Какую степень окисления проявляют хром, молибден, вольфрам? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Иодид калия восстанавливает хром от +6 до степени окисления +3. Составьте электронные и молекулярные уравнения взаимодействия KJ с $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде.

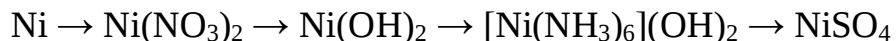
31. При растворении меди в концентрированной серной кислоте при температуре сера восстанавливается минимально, а медь переходит в катион с высшей степенью окисления. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

32. При действии на золото смеси концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты и азотной образуется золотохлористоводородная кислота. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

33. К какому классу соединений относятся вещества, полученные при действии избытка гидроксида аммония на растворы CuCl_2 , NiCl_2 , PdCl_2 ? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

34. При сливании растворов нитрата меди и цианида калия выпадает осадок, который легко растворяется в избытке KCN . Какое комплексное соединение при этом получается? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

35. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



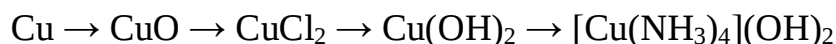
36. При постепенном прибавлении раствора KJ к раствору AgNO_3 образующийся вначале осадок растворяется. Какое комплексное соединение при этом получается? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

37. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



38. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций циркония:
а) с расплавом гидроксида натрия; б) с царской водкой.

39. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



40. Ртуть не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной она растворяется. Чем это можно объяснить? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 914 с
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. – 2-е изд., испр. / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А.1 – Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 25 °С (ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + $\bar{e}$ = Li	-3,05
K ⁺ /K	K ⁺ + $\bar{e}$ = K	-2,93
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + $\bar{e}$ = Cs	-2,92
Ra ²⁺ /Ra	Ra ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ra	-2,91
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ba	-2,90
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ca	-2,87
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + $\bar{e}$ = Na	-2,71
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = La	-2,52
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Mg	-2,36
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Be	-1,85
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Al	-1,66
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ti	-1,63
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = V	-1,19
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Mn	-1,18
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Cr	-0,91
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Zn	-0,76
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Cr	-0,74
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Fe	-0,44
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Cd	-0,40
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Co	-0,28
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ni	-0,25
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Mo	-0,20
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Sn	-0,14
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Pb	-0,13
W ³⁺ /W	W ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = W	-0,05
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Fe	-0,04
2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2 $\bar{e}$ = H ₂	0
Ge ²⁺ /Ge	Ge ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Ge	+0,01
Sb ³⁺ /Sb	Sb ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Sb	+0,20
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Bi	+0,23
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Cu	+0,34
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + $\bar{e}$ = Cu	+0,52
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + $\bar{e}$ = Ag	+0,80
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Hg	+0,85
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Pd	+0,99
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2 $\bar{e}$ = Pt	+1,20
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3 $\bar{e}$ = Au	+1,50
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + $\bar{e}$ = Au	+1,70

Таблица А.2 – Периодическая система Д.И. Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА														VII		VIII												
I		II		III		IV		V		VI		(H)		2		VIII												
1	H ВОДОРОД 1,00794	2	He ГЕЛИЙ 4,00260																									
3	Li ЛИТИЙ 6,94	4	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218	5	B БОР 10,81	6	C УГЛЕРОД 12,011	7	N АЗОТ 14,0067	8	O КИСЛОРОД 15,9994	9	F ФТОР 18,998403	10	Ne НЕОН 20,17													
11	Na НАТРИЙ 22,98977	12	Mg МАГНИЙ 24,305	13	Al АЛЮМИНИЙ 26,98154	14	Si КРЕМНИЙ 28,085	15	P ФОСФОР 30,97376	16	S СЕРА 32,06	17	Cl ХЛОР 35,453	18	Ar АРГОН 39,94													
19	K КАЛИЙ 39,098	20	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21	Sc СКАНДИЙ 44,9558	22	Ti ТИТАН 47,88	23	V ВАНАДИЙ 50,9415	24	Cr ХРОМ 51,996	25	Mn МАРГАНЕЦ 54,9380	26	Fe ЖЕЛЕЗО 55,84	27	Ni НИКЕЛЬ 58,70											
29	Cu МЕДЬ 63,54	30	Zn ЦИНК 65,38	31	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32	Ge ГЕРМАНИЙ 72,5	33	As МЫШЬЯК 74,9216	34	Se СЕЛЕН 78,9	35	Br БРОМ 79,904	36	Kr КРИПТОН 83,80													
37	Rb РУБИДИЙ 85,467	38	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39	Y ИТРИЙ 88,9059	40	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41	Nb НИОБИЙ 92,9064	42	Mo МОЛИБДЕН 95,94	43	Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,9062	44	Ru РУТЕНИЙ 101,0	45	Rh РОДИЙ 102,9055	46	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4									
47	Ag СЕРЕБРО 107,8682	48	Cd КАДМИЙ 112,41	49	In ИНДИЙ 114,82	50	Sn ОЛОВО 118,6	51	Sb СУРЬМА 121,7	52	Te ТЕЛЛУР 127,6	53	I ИОД 126,9045	54	Xe КСЕНОН 131,3													
55	Cs ЦЕЗИЙ 132,9054	56	Ba БАРИЙ 137,33	57	La ЛАНТАНЫ	58	Hf ГАФНИЙ 178,4	59	Ta ТАНТАЛ 180,947	60	W ВОЛЬФРАМ 183,8	61	Re РЕНИЙ 186,207	62	Os ОСМИЙ 190,2	63	Pt ПЛАТИНА 195,0	78										
79	Au ЗОЛОТО 196,9665	80	Hg РУТУТЬ 200,5	81	Tl ТАЛЛИЙ 204,3	82	Pb СВИНЕЦ 207,2	83	Bi ВИСМУТ 208,9804	84	Po ПОЛОНИЙ [209]	85	At АСТАТ [210]	86	Rn РАДОН [222]													
87	Fr ФРАНЦИЙ [223]	88	Ra РАДИЙ 226,0254	89	Ac АКТИИДЫ	90	Ku КУРАЧОВИЙ [261]	91	Ns НИЛЬСБОРИЙ [261]	92	Dy ДИСПРОЗИЙ [261]	93	Ho ГОЛЬМИЙ [261]	94	Er ЭРБИЙ [261]	95	Tm ТУЛИЙ [261]	96	Yb ИТТЕРБИЙ [261]	97	Lu ЛУТЕЦИЙ [261]	103						
57	Ce ЦЕРИЙ 140,12	58	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,9077	59	Nd НЕОДИМ 144,2	60	Sm САМАРИЙ 150,36	61	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	62	Tb ТЕРБИЙ 158,92534	63	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	64	Ho ГОЛЬМИЙ 164,9304	65	Er ЭРБИЙ 167,257	66	Tm ТУЛИЙ 168,9342	67	Yb ИТТЕРБИЙ 173,054	68	Lu ЛУТЕЦИЙ 174,967	104				
89	Th ТОРИЙ 232,0381	90	Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,03688	91	U УРАН 238,02891	92	Np НЕПУТНИЙ 237,04817	93	Pu ПУТОНИЙ 244,0642	94	Am АМЕРИЦИЙ 243,06138	95	Cm КУРИЙ 247,0703	96	Bk БЕРКЛИЙ 247,07125	97	Cf КАЛИФОРНИЙ 251,0833	98	Es ЭЙЗЕНХАЙМЕРИЙ 252,083	99	Fm ФЕРМИЙ 257,1037	100	Md МЕНДЕЛЕВИЙ 258,10386	101	No НОБЕЛИЙ 259,10108	102	Lr ЛОУРЕНСИЙ 262,10331	105
* л а н т а н о и д ы																												
* а к т и н о и д ы																												
Атомные массы приведены по Международному союзу чистой и прикладной физики (1981) года. Точность последних значащих цифр - 1 или -2, если она указана мелким шрифтом. В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.																												



Периодический закон открыт
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году

Li
ЛИТИЙ
6,94
Атомная
масса

Атомные массы приведены по Международной таблице 1981 года.
Точность последних значащих цифр -1 или -2, если она выделена мелким шрифтом.
В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.

— s-элементы — p-элементы
— d-элементы — f-элементы

* лантаноиды

* актиноиды

Таблица А.3 – Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

катион анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	-	M	H	H	H
NO ₃	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	-	-	H	M	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	-	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	M	-	H	H	H	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	-	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P

- растворимые (больше 1 г в 100 г воды)

M

- малорастворимые (от 0,001 г до 1 г в 100 г воды)

H

- нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)

-

- разлагаются водой или не существуют

заряд(ов) иону(ов)

Химические свойства d-элементов

*Методические указания
к выполнению лабораторной работы*

*Составитель : **Львов** Александр Владимирович*

В авторской редакции

Изд. № 16/2021. Объем 1,25 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»