

Министерство образования Российской Федерации
НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра "Общая и неорганическая химия"

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания к лабораторным и практическим занятиям
по курсу общей и неорганической химии

Нижний Новгород
2003

Составители: Г.Ф.Володин, Л.А.Смирнова, В.И.Наумов, Л.Г.Лазарева

УДК 54 (07)

Окислительно-восстановительные реакции: Метод. указания к лаб. и практ. занятиям по курсу общей и неорганической химии / НГТУ; Сост.: Г.Ф.Володин, Л.А.Смирнова и др., Н.Новгород, 2003, 20с

Методические указания включают примеры решения типовых задач, вопросы и задачи для практических занятий и контроля знаний, а также описание лабораторных работ.

Научный редактор Ю.М.Тюрин
Редактор И.И.Морозова

Подп. к печ. 27.05.03. Формат 60x84 1/16. Бумага газетная. Печать офсетная. Печ.л. 1,25. Уч.-изд.л. 1,1. Тираж 1500 экз. Заказ 420.

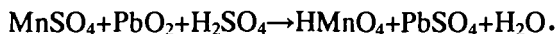
Нижегородский государственный технический университет.
Типография НГТУ. 603600, Н.Новгород, ул. Минини, 24.

©Нижегородский государственный
технический университет, 2003.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

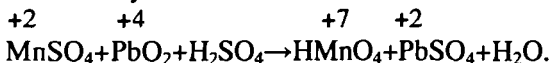
ПРИМЕР 1. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса.

Рассмотрим реакцию взаимодействия сульфата марганца с двуокисью свинца в сернокислой среде, которая протекает по следующей схеме:

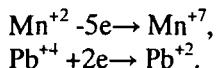


Подбор коэффициентов в уравнении в реакции проводится в такой последовательности:

1. Находят окислитель и восстановитель. Для этого определяют элементы, изменяющие степень окисления в процессе реакции. Надписывают значения степеней окисления над символом соответствующих элементов:

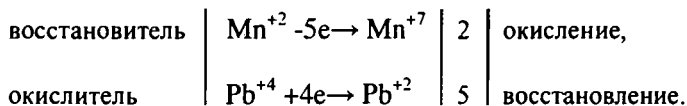


2. Составляют электронный баланс. Для этого записывают те элементы, степень окисления которых в процессе реакции изменяется. Определяют число электронов, теряемых восстановителем и принимаемых окислителем, и записывают схему перехода электронов:

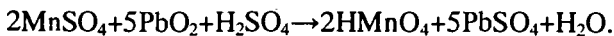


Те вещества, в которых степень окисления элементов не меняется, являются средой. В данном примере средой является серная кислота.

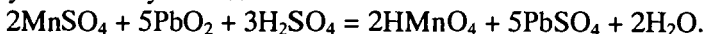
Из схемы видно, что один окисляющийся ион марганца теряет пять электронов, а один восстанавливающийся ион свинца приобретает два электрона. По условию электронного баланса число отданных и принятых электронов должно быть одинаково. Подбирают к уравнениям дополнительные множители и записывают их справа в схеме перехода электронов:



Из схемы видно, что для окисления 2 ионов марганца расходуется 5 ионов свинца. Эти числа являются коэффициентами в уравнении реакции перед восстановителем и окислителем:

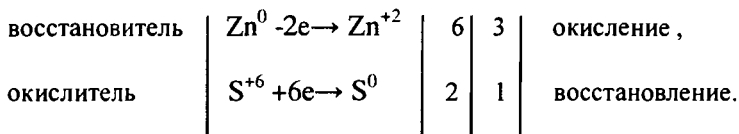
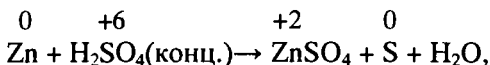


3. Находят коэффициенты к молекулам среды в левой части уравнения и к воде в правой части уравнения. Для этого сравнивают количество кислотных остатков SO_4^{2-} в правой и левой частях уравнения. Справа их 5, слева 2 вводятся двумя молекулами MnSO_4 , остальные 3 дополняются средой H_2SO_4 . Число молекул воды определяется по числу атомов водорода. В трех молекулах H_2SO_4 содержится 6 атомов водорода, 2 из них идут на образование двух молекул HMnO_4 , а оставшиеся 4 образуют 2 молекулы воды:

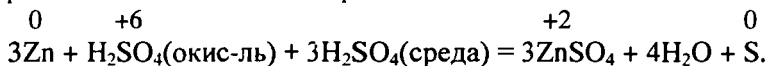


4. Проверка правильности подбора коэффициентов проводится по кислороду, количество атомов которого в левой и правой частях уравнения реакции должно быть одинаково.

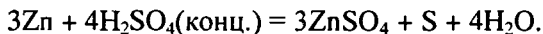
ПРИМЕР 2. Подобрать коэффициенты методом электронного баланса в уравнении реакции, в которой окислитель или восстановитель выполняют и роль среды.



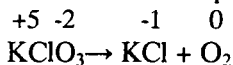
В этой реакции на каждые 3 атома восстановителя Zn расходуется по одной молекуле окислителя H_2SO_4 , но, кроме того, 3 молекулы H_2SO_4 расходуются на образование соли с тремя двухвалентными ионами цинка. При этом степень окисления серы не меняется.

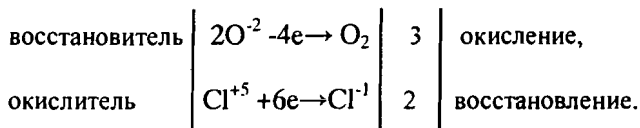


Сложив коэффициенты при H_2SO_4 , получают уравнение реакции в окончательном виде:



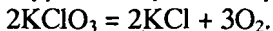
ПРИМЕР 3. Подобрать коэффициенты в уравнении внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции.



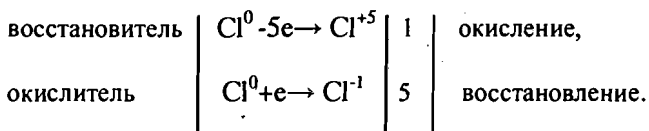
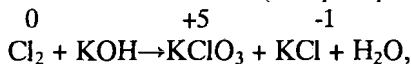


В этой реакции атомы кислорода со степенью окисления -2 восстанавливают атомы хлора со степенью окисления +5 до ионов хлора Cl^{-1} , окисляясь при этом до свободного кислорода.

Окончательное уравнение реакции принимает вид



ПРИМЕР 4. Подобрать коэффициенты в уравнении реакции самоокисления - самовосставления (диспропорционирования).

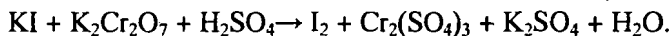


В этой реакции молекулы хлора являются и окислителями, и восстановителями, 1/6 часть атомов хлора является восстановителем, превращаясь в ионы ClO_3^- , а 5/6 частей атомов хлора являются окислителями, превращаясь в ионы Cl^{-1} .

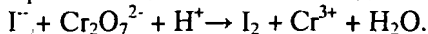
Окончательно уравнение реакции принимает вид



ПРИМЕР 5. Ионно-электронным методом подобрать коэффициенты в уравнении реакции, протекающей в кислой среде:



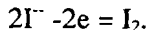
1. Составляют ионную схему реакции, руководствуясь общими правилами составления ионных уравнений, т.е. сильные электролиты записывают в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, труднорастворимые вещества и газы – в виде молекул.



2. Составляют ионно-электронные уравнения для процессов окисления и восстановления, учитывая при этом роль среды. Суммарное число зарядов справа и слева от знака равенства в этих уравнениях должно быть одинаково.

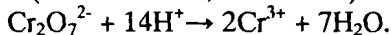
а) Реакция окисления

Из ионной схемы реакции видно, что ионы йода превратились в молекулы йода. Этот процесс записывают в виде ионно-электронного уравнения

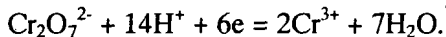


б) Реакция восстановления

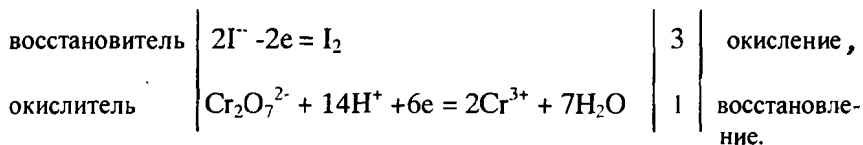
Из ионной схемы реакции видно, что ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращается в ион Cr^{3+} , который не содержит кислорода. Так как реакция протекает в кислой среде, то в ней принимают участие ионы водорода, в результате чего образуется вода. При этом на каждый атом кислорода расходуется по 2 иона H^+ (следовательно, всего по 14). Схема процесса восстановления:



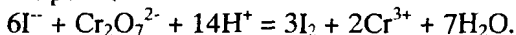
Число атомов каждого элемента справа и слева равно. Чтобы схему реакции превратить в уравнение реакции, необходимо обеспечить равенство зарядов, в правой части схемы имеется 6 положительных зарядов. Следовательно, в левой части надо присоединить 6 электронов. Тогда ионно-электронное уравнение реакции восстановления принимает вид



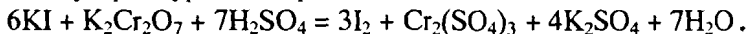
3. Находят коэффициенты для восстановителя и окислителя исходя из правила, что количество электронов, отдаваемых восстановителем и принимаемых окислителем, должно быть:



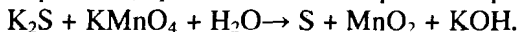
4. Суммируя частные ионно-электронные уравнения, получают ионное уравнение реакции:



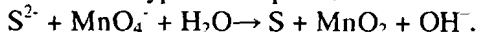
5. Переносят коэффициенты в молекулярную схему и получают молекулярное уравнение реакции



ПРИМЕР 6. Ионно-электронным методом подобрать коэффициенты в уравнении реакции, протекающей в нейтральной среде:

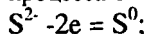


1. Ионная схема уравнения реакции



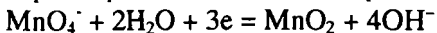
2. Ионно-электронные уравнения:

а) для процесса окисления

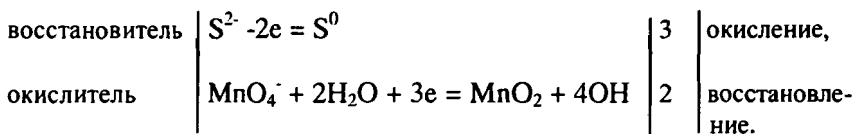


б) для процесса восстановления.

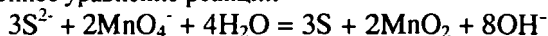
Из ионной схемы реакции видно, что ион MnO_4^- превращается в молекулу MnO_2 , которая содержит меньше кислорода. Так как реакция протекает в нейтральной среде, то в ней принимают участие молекулы воды, которые переходят в ионы OH^- . Уравнение реакции восстановления



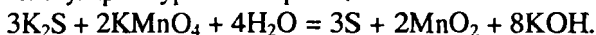
3. Коэффициенты для восстановителя и окислителя:



4. Ионное уравнение реакции



5. Молекулярное уравнение реакции



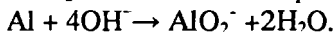
ПРИМЕР 7. Ионно-электронным методом подобрать коэффициенты в уравнении реакции, протекающей в щелочной среде:



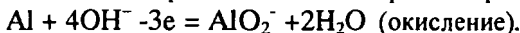
Здесь степень окисления изменяется у азота и алюминия. Металлический алюминий (степень окисления равна нулю) превращается в ион AlO_2^- , в котором степень окисления алюминия равна +3. Для составления уравнения окисления будем исходить из схемы



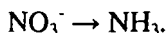
В щелочной среде источником кислорода, необходимого для протекания этого процесса, служат ионы OH^- . Для связывания одного атома алюминия в ионы AlO_2^- необходимо четыре гидроксид-иона:



В левой части схемы имеются четыре отрицательных заряда, а в правой один. Следовательно, в ходе процесса отдаются три электрона:

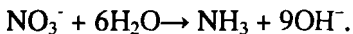


Для получения уравнения восстановления будем исходить из схемы

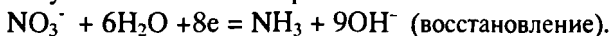


Здесь в ходе процесса атомы азота лишаются атомов кислорода и

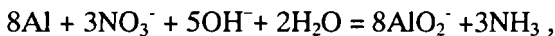
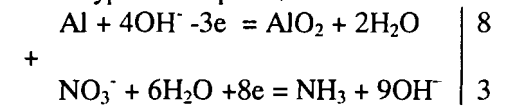
связываются с атомами водорода. В щелочной среде это возможно при участии молекул воды. Три молекулы воды понадобится для связывания трех атомов кислорода и еще три молекулы воды – для образования молекулы NH_3 :



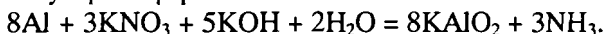
Суммарный заряд правой части схемы равен девяти отрицательным зарядам, в левой – одному. Следовательно, в процессе принимают участие восемь электронов:



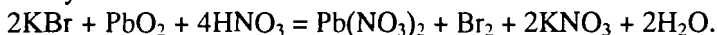
Подбирают коэффициенты для восстановителя и окислителя и составляют ионное уравнение реакции:



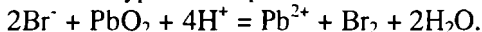
или в молекулярной форме:



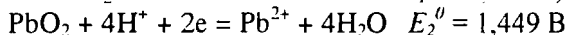
ПРИМЕР 8. Установить направление возможного протекания реакции при стандартных условиях:



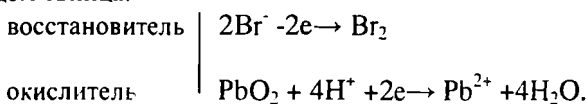
Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



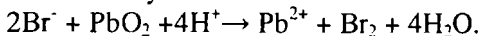
Из таблицы окислительно-восстановительных потенциалов находим потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции.



Окислителем всегда служит электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь E_2^0 больше, чем E_1^0 , то бромид-ион будет служить восстановителем и окисляться диоксидом свинца:

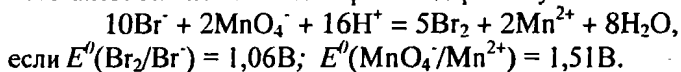


После сложения получаем:



Следовательно, приведенная реакция будет самопроизвольно протекать слева направо.

ПРИМЕР 9. Рассчитать константу равновесия окислительно-восстановительной системы при стандартных условиях:



Константа равновесия K окислительно-восстановительной реакции с окислительно-восстановительными потенциалами связана следующим соотношением:

$$\lg K = \frac{(E_{\text{ок}}^0 - E_{\text{вос}}^0)n}{0,059}$$

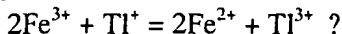
Окислителем в данной реакции является MnO_4^- , а восстановителем – Br^- . В окислительно-восстановительном процессе участвуют 10 электронов. Отсюда:

$$\lg K = \frac{(1,51 - 1,06) \cdot 10}{0,059} = 75,42,$$

$$K = 2,63 \cdot 10^{75}.$$

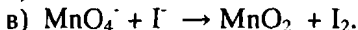
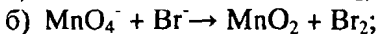
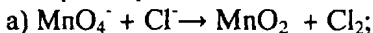
ЗАДАЧИ

1. Можно ли при стандартных условиях восстановить ионы Fe^{3+} ионами таллия Tl^+ по реакции



2. Могут ли при стандартных условиях находиться одновременно в растворе селенистая кислота H_2SeO_3 и йодистоводородная HI ?

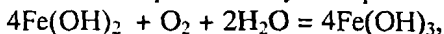
3. Какие из приведенных реакций могут самопроизвольно протекать в нейтральном водном растворе?

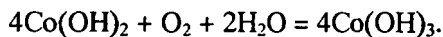


4. Можно ли при стандартных условиях окислить хлором сульфат железа (II) в сульфат железа (III)?

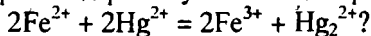
5. Можно ли металлическим цинком восстановить хлорид железа (III) в хлорид железа (II)?

6. Сопоставьте устойчивость растворов гидроксидов железа (II) и кобальта (II) к окислению кислородом воздуха по реакциям:





7. Может ли при стандартных условиях идти реакция



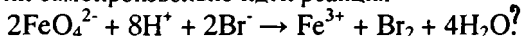
8. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



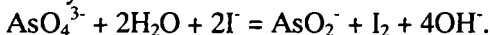
9. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



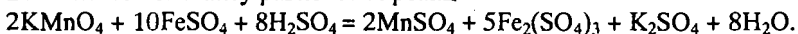
10. Может ли самопроизвольно идти реакция



11. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



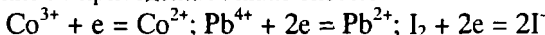
12. Вычислите константу равновесия реакции



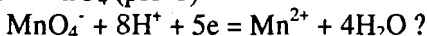
13. Определите направление реакции при стандартных условиях



14. Какие из приведенных ниже систем

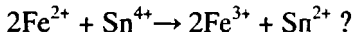


будут восстановителем, если в качестве окислителя использовать кислый раствор KMnO_4 ($\text{pH}=1$)

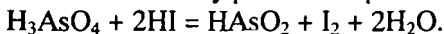


15. Может ли KNO_2 быть восстановителем? окислителем? Используя таблицу значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, приведите схемы возможных реакций.

16. Можно ли окислить ионы железа (II) ионами Sn^{2+} при стандартных условиях по схеме



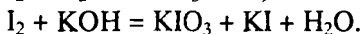
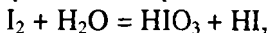
17. Вычислите константу равновесия реакции



Можно ли считать это равновесие практически полностью смещенным вправо?

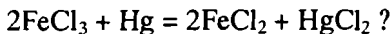
18. Какой из металлов (цинк, марганец или хром) легче взаимодействует с разбавленной HCl ? Ответ дайте на основании расчета.

19. Определите направление процессов при стандартных условиях.



20. В водном растворе $\text{C}(\text{Hg}^{2+})=10^{-2}$ моль/л, $\text{C}(\text{Fe}^{3+})=10^{-2}$ моль/л, $\text{C}(\text{Fe}^{2+})=10^{-3}$ моль/л. В каком направлении самопроизвольно протекает

реакция



21. Можно ли восстановить хлорид олова (IV) в хлориде олова (II) по реакциям

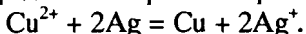


Обоснуйте ответ расчетом констант равновесия реакций.

22. Рассчитайте при стандартных условиях константу равновесия реакции

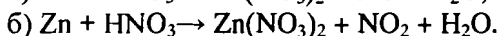
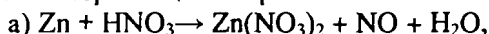


23. Определите направление реакции



Пользуясь величинами E^0 .

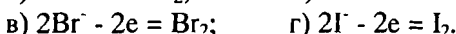
24. Растворение цинка в разбавленной азотной кислоте может идти так:



Пользуясь величинами E^0 указать, какой процесс более выгоден в стандартных условиях.

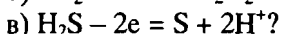
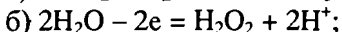
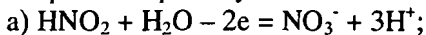
25. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, потенциал которой зависит от pH среды, напишите уравнение для расчета окислительно-восстановительного потенциала для этой реакции.

26. Можно ли в качестве окислителя в кислой среде использовать $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в следующих процессах при стандартных условиях:

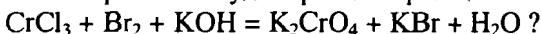


Стандартный окислительно-восстановительный потенциал системы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ равен 1,33 В.

27. Можно ли использовать KMnO_4 в качестве окислителя в следующих процессах при стандартных условиях:



28. В каком направлении будет протекать реакция

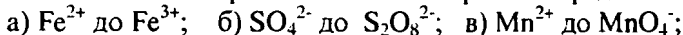


29. Возможна ли реакция между KClO_3 и MnO_4 в кислой среде?

30. Какой из окислителей (MnO_2 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) является наиболее эффективным по отношению к HCl с целью получения Cl_2 ?

31. Можно ли при стандартных условиях окислить в кислой среде Fe^{2+} в Fe^{3+} с помощью дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)?

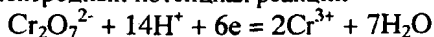
32. Можно ли действием хромата калия в нейтральной среде окислить:



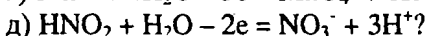
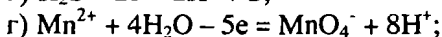
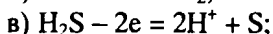
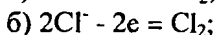
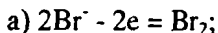
г) Sn^{2+} до Sn^{4+} ; д) SO_3^{2-} до SO_4^{2-} ; е) NO_2^- до NO_3^- .

Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.

33. Электродный потенциал реакции

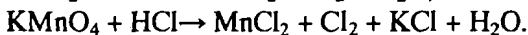


равен +1,33 В. Какие из следующих процессов возможны, если в качестве окислителя использовать кислый раствор бихромата



34. Будет ли протекать реакция, в которой Cr^{3+} окисляется до $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а разбавленная HNO_3 восстанавливается до NO ?

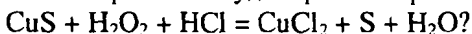
35. При окислении соляной кислоты диоксидом марганца или перманганатом калия образуется хлор. Процессы идут по схеме:



В каком случае получится больше хлора, если для той и другой реакции взять равные количества соляной кислоты?

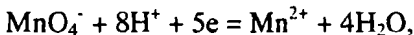
36. На основании значений окислительно-восстановительных потенциалов процессов восстановления перманганата-иона MnO_4^- в кислой, нейтральной и щелочной средах укажите: в каком случае ион MnO_4^- проявляет более высокую окислительную способность.

37. В каком направлении будет протекать реакция



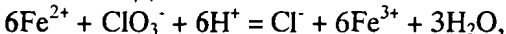
38. Можно ли при стандартных условиях окислить хлористый водород до Cl_2 с помощью серной кислоты?

39. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы



если $C(\text{MnO}_4^-) = 10^{-5}$, $C(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-2}$, $C(\text{H}^+) = 0,1$ моль/л.

40. Рассчитайте ЭДС окислительно-восстановительной системы



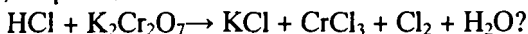
если $\text{pH} = 3$, а концентрация ионов Fe^{2+} , ClO_3^- , Cl^- и Fe^{3+} соответственно равны моль/л: 10^{-2} ; 10^{-1} ; 1,0; 2,0.

41. Вычислите при стандартных условиях ЭДС окислительно-восстановительной системы, состоящей из электродов: $\text{S}/\text{H}_2\text{S}$ и NO_3^-/NO . Напишите уравнение протекающей реакции.

42. В подкисленный раствор смеси KCl , KBr и KI прибавлен раствор

KMnO_4 . Какие галогенид-ионы могут быть окислены до свободного состояния действием перманганат-иона? Составить уравнения протекающих реакций.

43. Какой объем 2М HCl необходим для взаимодействия с 0,25 моля $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции

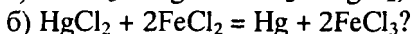
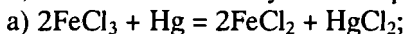


Какой объем хлора при этом выделится?

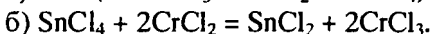
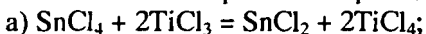
44. Сколько граммов Al можно окислить с помощью 0,1 л 0,25 М $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции



45. В водном растворе $C(\text{Hg}^{2+})=0,01$ моль/л, $C(\text{Fe}^{3+})=0,01$ моль/л, $C(\text{Fe}^{2+})=0,001$ моль/л. Какая из указанных реакций будет протекать:



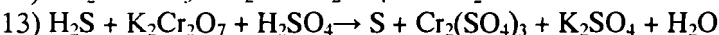
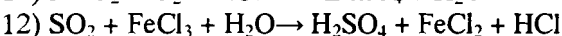
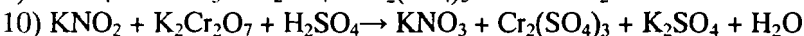
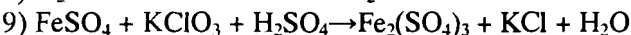
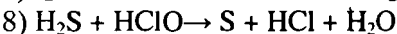
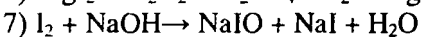
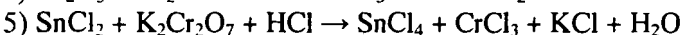
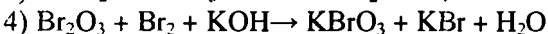
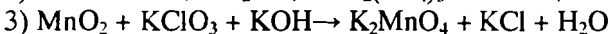
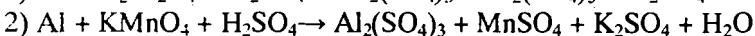
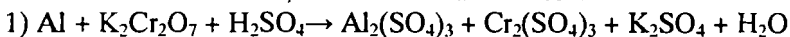
46. Вычислите константы равновесия реакций:



В какой из двух систем достигается более полное восстановление Sn^{4+} в Sn^{2+} ?

47. Какая кислота выполняет в реакции $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3$ функцию окислителя, а какая – восстановителя?

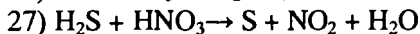
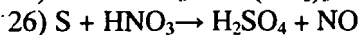
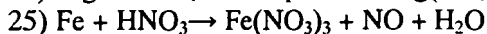
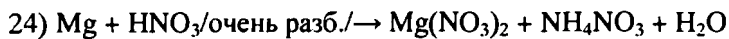
48. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой восстанавливается?



- 16) $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 18) $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 26) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

49. Составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой.

- 1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $\text{CuS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/ \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{FeS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/ \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{MnS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/ \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{Ag} + \text{HNO}_3/\text{конц}/ \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Вариант 1

ОПЫТ 1. В раствор 2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия поместите кусочек алюминия и нагрейте. Наблюдайте выделение газа. Запишите уравнение реакции, подберите коэффициенты и определите тип реакции.

ОПЫТ 2. К 3-4 каплям подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия добавьте несколько капель раствора иодида калия. Докажите выделение йода реакцией с крахмалом. Запишите уравнение реакции, если KMnO_4 восстанавливается до MnSO_4 , подберите коэффициенты, укажите окисленные и восстановленные формы веществ. Рассчитайте константу равновесия реакции. К каким веществам по своей окислительно-восстановительной активности относится KMnO_4 ? Ответ обоснуйте.

ОПЫТ 3. Выпишите из таблицы окислительно-восстановительные потенциалы пар: $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$ в кислой среде и $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$ в нейтральной среде. Что можно сказать о влиянии кислотности среды на окислительную активность этих веществ? Проведите реакции между порошком MnO_2 и концентрированной соляной кислотой. Опыт проводите под тягой! Объясните свои наблюдения, запишите уравнение реакции, подберите коэффициенты.

ОПЫТ 4. Нагрейте в пробирке небольшое количество нитрата свинца до появления бурого газа NO_2 , образование монооксида свинца и кислорода. Запишите уравнение реакции, определите тип реакции.

Вариант 2

ОПЫТ 1. В сухую пробирку поместите 0,5 г бихромата аммония. Нагрейте соль пламенем горелки до начала реакции. Наблюдайте образование темно-зеленого порошка оксида хрома(III). В реакции также выделяется свободный азот. Запишите уравнение реакции, подберите коэффициенты, определите тип реакции.

ОПЫТ 2. К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте несколько капель серной кислоты и 5 капель пероксида водорода. Обесцвечивание раствора говорит о переходе KMnO_4 в MnSO_4 . Какие еще вещества

являются продуктами этой реакции? Какие свойства (окислителя или восстановителя) проявляет пероксид водорода?

ОПЫТ 3. Возьмите раствор сульфата железа (II). Подберите из ряда веществ: хлорная вода (Cl_2), бромная вода (Br_2), KMnO_4 , KNO_2 те, которые могут окислить его до соединения железа (III). Ответ обоснуйте. Проведите опыт с одним из возможных окислителей, запишите уравнение реакции, подберите коэффициенты.

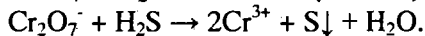
ОПЫТ 4. Поместите в пробирку немного порошка сульфита натрия. Пробирку нагрейте в течение 5 минут. Дайте охладиться и растворите содержимое пробирки в 1 мл дистиллированной воды. Раствор разделите на две части. К одной части добавьте несколько капель раствора соли кадмия. Наблюдайте образование желтого осадка CdS . К другой части раствора добавьте несколько капель хлорида бария. Наблюдайте образование белого осадка BaSO_4 . Запишите уравнения реакций. Объясните тип реакций, при которой происходит разложение сульфита натрия.

Вариант 3

ОПЫТ 1. К нескольким каплям подкисленного серной кислотой раствора KMnO_4 прилейте несколько капель раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . наблюдайте обесцвечивание раствора вследствие перехода KMnO_4 в MnSO_4 . Какие окислительно-восстановительные свойства характерны для сульфита натрия? Почему? Запишите уравнение реакции и подберите коэффициенты.

ОПЫТ 2 Вам необходимо окислить сероводород H_2S . Для этого налейте в пробирку немного сероводородной воды. Подберите наиболее энергичный окислитель исходя из значений электродных потенциалов и веществ, имеющихся в лаборатории. Запишите уравнение возможной реакции, подберите коэффициенты. Прodelайте опыт (под тягой!).

ОПЫТ 3. В одну пробирку налейте 5-6 капель 0,1 М KMnO_4 , в другую столько же 0,05 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В каждую добавьте столько же 2 н H_2SO_4 и по 3-4 капли (под тягой!) сероводородной воды. Объясните наблюдения. Схемы реакций:



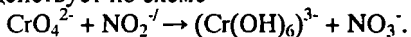
Составьте полные уравнения реакций, используя ионно-электронный метод. Сделайте вывод о свойстве сероводорода.

Вариант 4

ОПЫТ 1. Возьмите две пробирки. В одну поместите медный порошок или медные стружки. В другую поместите кусочек свинца. Прилейте (под

тягой!) в пробирки концентрированной серной кислоты. В первой пробирке появляется голубое окрашивание за счет CuSO_4 и выделяется газ SO_2 , во второй пробирке – ZnSO_4 и газ сероводород. Запишите уравнения реакций, подберите коэффициенты. Что можно сказать о восстановительной активности меди и цинка? Ответ обоснуйте. Определите тип реакций.

ОПЫТ 2. Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавьте в одну пробирку 2-3 капли разбавленной серной кислоты, в другую – 2-3 капли разбавленного раствора щелочи. Обратите внимание на изменение цвета во второй пробирке (бихромат переходит в хромат). Добавьте в обе пробирки нитрата натрия NaNO_2 . Объясните наблюдаемое. Запишите уравнения реакций, считая, что бихромат переходит в соединения хрома (III), а хромат (вторая пробирка) взаимодействует по схеме



Подберите коэффициенты. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет нитрит натрия в реакциях?

ОПЫТ 3. К раствору FeSO_4 прилейте раствор NaOH . Что наблюдается? Что происходит после взаимодействия полученного осадка с кислородом воздуха? Составьте уравнение реакции и объясните результаты опыта.

ОПЫТ 4. Нагрейте в пробирке небольшое количество нитрата калия до образования нитрита калия KNO_2 и кислорода (проверить тлеющей лучинкой). Запишите уравнение реакции, определите тип реакции.

Вариант 5

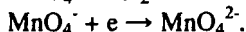
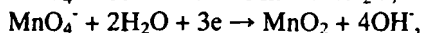
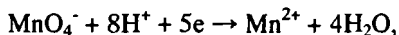
ОПЫТ 1. Нагрейте в пробирке /под тягой!! 1г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Соль сначала обезвоживается, затем разлагается на CuO , NO_2 и O_2 . Запишите уравнение реакции, свои наблюдения и подберите коэффициенты. Определите тип реакции.

ОПЫТ 2. Налейте в 3 пробирки по 3-4 капли водного раствора KMnO_4 , добавьте в одну несколько капель разбавленной серной кислоты, во вторую – разбавленной щелочи, в третью – немного дистиллированной воды. Добавьте во все пробирки раствора нитрита натрия NaNO_2 . Приведите стандартные окислительно-восстановительные потенциалы для систем:

кислая среда

нейтральная среда

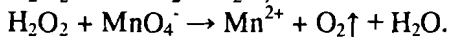
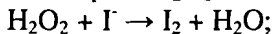
щелочная среда



В какой среде окислительные свойства иона MnO_4^- выражены сильнее? Отметьте свои наблюдения. Запишите уравнения реакций и подберите коэффициенты.

ОПЫТ 3. Проведите реакции взаимодействия двух металлов (активного и менее активного) с концентрированной и разбавленной азотной кислотой. Какие продукты могут при этом получиться? Обоснуйте ответ исходя из значений электродных потенциалов. Запишите уравнения реакций, подберите коэффициенты.

ОПЫТ 4. В одну пробирку налейте 3-5 капель 1 М KI и столько же 2 н H₂SO₄, а в другую – 2-3 капли 1 М KMnO₄ и 2-3 капли концентрированной H₂SO₄. В каждую пробирку добавьте по 3-5 капель пероксида водорода H₂O₂. Что наблюдаете? Схемы реакций:



Составьте полные уравнения реакций, используя ионно-электронный метод. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах H₂O₂.

Вариант 6

ОПЫТ 1. К нескольким каплям раствора хлорида железа(III) FeCl₃ добавьте (под тягой!) несколько капель сероводородной воды. Наблюдайте помутнение раствора вследствие выделения серы. Запишите уравнение реакции, исходя из значений окислительно-восстановительных потенциалов; укажите окисленные и восстановленные формы веществ. Подберите коэффициенты. Определите тип реакции.

ОПЫТ 2. К нескольким каплям раствора иодида калия добавляйте по каплям хлорную воду (Cl₂). Наблюдайте выпадение йода и дальнейшее обесцвечивание раствора вследствие окисления йода до иона IO₃⁻. Запишите уравнения реакций. На основании значений окислительно-восстановительных потенциалов, составьте сравнительный ряд окислительно-восстановительной активности галогенов (F₂, Cl₂, Br₂, I₂).

ОПЫТ 3. Назовите, какие вы знаете наиболее сильные восстановители. Запишите их окислительно-восстановительные потенциалы. Проведите реакции между цинком, медью, железом и разбавленной азотной кислотой. Запишите уравнения реакций. Расположите металлы по убыванию их восстановительной активности.

ОПЫТ 4. Нагрейте в пробирке небольшое количество перманганата калия KMnO₄ до образования манганата калия K₂MnO₄, диоксида марганца MnO₂ и кислорода (проверьте тлеющей лучинкой). Запишите уравнение реакции. Определите тип реакции.

Вариант 7

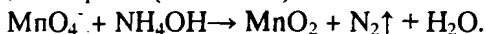
ОПЫТ 1. В одну пробирку положите кусочек серы, в другую – угля. В

каждую пробирку прилейте по 2 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно (под тягой!) нагрейте. Исследуйте выделяющиеся газы лакмусовой бумагой. Запишите уравнения реакций. Может ли серная кислота проявлять восстановительные свойства? Ответ обоснуйте.

ОПЫТ 2. Возьмите две пробирки. В одну налейте немного раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$, в другую – раствора нитрита натрия $NaNO_2$. Возможно ли совместное существование этих веществ в растворе? Ответ обоснуйте. Слейте растворы в одну пробирку. Объясните свои наблюдения. Запишите реакции, подберите коэффициенты.

ОПЫТ 3. Какие окислительно-восстановительные свойства характерны нитриту натрия $NaNO_2$? Может ли он быть восстановителем? Если да, выберите в ряду веществ подходящий восстановитель: $KMnO_4$, KI , KNO_3 . Запишите уравнение возможной реакции. Налейте в пробирку раствор $NaNO_2$, подкислите его разбавленной серной кислотой и добавьте раствор восстановителя. Опыт проводите под тягой. Объясните свои наблюдения. Запишите уравнение реакции, подберите коэффициенты.

ОПЫТ 4. В одну пробирку внесите 2-3 капли бромной воды (Br_2) и 1-2 капли 25%-го NH_4OH . Объясните наблюдения. Составьте уравнение реакции, учитывая, что одним из продуктов является свободный азот. В другую пробирку внесите 1-2 капли 1 М $KMnO_4$ и 3-4 капли 25%-го NH_4OH , подогрейте (под тягой!). Объясните наблюдения. Схемы реакции:



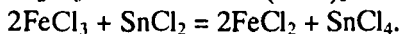
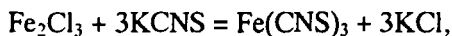
Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод о роли аммиака в окислительно-восстановительных процессах.

Вариант 8

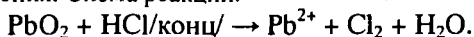
ОПЫТ 1. К подкисленному раствору соли железа (III) прилейте раствор йода натрия NaI . Выделяется йод. Запишите уравнение реакции. Будет ли протекать реакция при сливании раствора соли $Fe(III)$ и раствора бромида натрия $NaBr$? Ответ обоснуйте.

ОПЫТ 2. Налейте в 3 пробирки по 3-4 капли водного раствора $KMnO_4$, добавьте в одну разбавленной серной кислоты, во вторую – раствор щелочи, в третью – немного дистиллированной воды. Затем в каждую пробирку добавьте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . Объясните свои наблюдения, если в кислой среде ионы MnO_4^- восстанавливаются до Mn^{2+} , в нейтральной – до MnO_2 , в щелочной – до MnO_4^{2-} . Выпишите значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов этих процессов. В какой среде окислительные свойства MnO_4^- выражены сильнее?

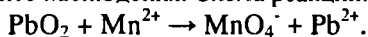
ОПЫТ 3. Могут ли совместно в растворе существовать следующие пары веществ: а) H_2S и FeCl_3 ; б) FeCl_3 и SnCl_2 ? Ответ обоснуйте. Дилекс проделайте опыт. К раствору роданида калия KCNS или аммония прибавьте раствор хлорида железа (III). Отметьте цвет образовавшегося раствора, после чего прибавляйте к нему по каплям раствор хлорида олова (II). Что происходит? Объясните свои наблюдения, исходя из следующих реакций:



ОПЫТ 4. В одну пробирку насыпьте диоксид свинца, добавьте немного концентрированной соляной кислоты (под тягой!). Выделяется хлор зеленого цвета. Поднесите к пробирке фильтровальную бумагу, смоченную раствором иодида калия. Почему бумага чернеет? Объясните наблюдения. Схема реакции:



В другую пробирку налейте дистиллированную воду (2-3 мл), капните 1-2 капли 0,5 М MnSO_4 , добавьте 2-3 капли HNO_3 /конц/, бросьте щепотку диоксида свинца, нагрейте до кипения (под тягой!) и дайте отстояться. Объясните наблюдения. Схема реакции:



Составьте полные уравнения реакций.

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ

Вариант	№№ задач	Вариант	№№ задач
1	1,43,48(1),49(1)	15	10,35,48(15),49(15)
2	3,22,48(2),49(2)	16	19,36,48(16),49(16)
3	6,16,48(3),49(3)	17	21,38,48(17),49(17)
4	9,20,48(4),49(4)	18	26,17,48(18),49(18)
5	11,44,48(5),49(5)	19	27,47,48(19),49(20)
6	13,23,48(6),49(6)	20	28,41,48(20),49(19)
7	2,25, 48(7),49(7)	21	29,42,48(21),49(22)
8	14,24,48(8),49(8)	22	30,13,48(22),49(23)
9	4,33,48(9),49(9)	23	31,12,48(23),49(24)
10	5,40,48(10),49(10)	24	32,23,48(24),49(21)
11	15,12,48(11),49(11)	25	34,24,48(25),49(25)
12	18,46,48(12),49(12)	26	37,14,48(26),49(26)
13	7,45,48(13),49(13)	27	9,30,48(17),49(9)
14	8,39,48(14),49(14)	28	14,35,48(24),49(21)