

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
“НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ” им. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА

Кафедра "Общая и неорганическая химия"

**ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С ВОДОЙ И ВОДНЫМИ
РАСТВОРАМИ КИСЛОТ И ЩЕЛОЧЕЙ**

Методические указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу
общей химии для студентов химических и нехимических специальностей
дневных, вечерних и заочных факультетов

Нижний Новгород 2011

Составители: В.И.Наумов, Л.Н. Четырбок, Ж.В. Мацулевич, Л.А.Смирнова

УДК 54 (07)

Взаимодействие металлов с водой и водными растворами кислот и щелочей: метод. указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов/ НГТУ им. Р.Е. Алексеева; сост.: В.И.Наумов, Л.Н. Четырбок, Ж.В. Мацулевич, Л.А.Смирнова. Н.Новгород, 2011. - 34 с.

Предложены теоретическая часть, вопросы и задачи для домашних и практических занятий, а также описание лабораторных работ по теме "Взаимодействие металлов с водными растворами кислот и щелочей".

Научный редактор Г.А. Паничева

Редактор Э.Б. Абросимова

Подп. к печ. 07.2011. Формат 60x84 1/16. Бумага газетная. Печать офсетная.
Печ. 2,25 л. Уч.-изд. 1,5 л. Тираж 1500 экз. Заказ

Нижегородский государственный технический университет.
Типография НГТУ. 603950, Н.Новгород, ул. Минина, 24.

© Нижегородский государственный технический университет, 2011

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Реакции окисления металлов протекают самопроизвольно, если в результате свободная энергия Гиббса системы понижается ($\Delta G < 0$). Так как рассматриваемые реакции являются окислительно - восстановительными, то, учитывая зависимость

$$\Delta G_{\text{хр}} = - nF\Delta E = - nF(E_{\text{окислителя}} - E_{\text{восстановителя}}),$$

можно в качестве критерия направления реакции использовать неравенство

$$E_{\text{восстановителя}} < E_{\text{окислителя}},$$

где n – число молей электронов, участвующих в реакции;

F – число Фарадея, равное 96500 Кл/моль

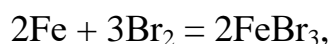
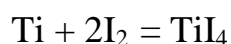
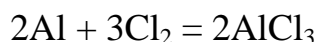
E_i - потенциал, В

Восстановителем в данных реакциях всегда является металл, а в качестве окислителей могут быть вода, кислота, галогены, кислород и др. Следовательно, критерием самопроизвольного протекания данных реакций является соотношение

$$E_{\text{Me } n+/ \text{Me}} < E_{\text{окислителя}}.$$

Взаимодействие металлов с элементарными окислителями

На способность металла окисляться оказывают влияние не только потенциал окислителя, но и энергия диссоциации его молекул. Так, окисление металлов галогенами, обладающими меньшей энергией диссоциации молекул ($E_{\text{дис}} < 200$ кДж/моль), происходит легче, чем кислородом и азотом. Энергия разрыва связи в молекуле кислорода 494 кДж/моль, а у азота 960 кДж/моль и, по этой причине, окисление металлов азотом происходит только при высоких температурах ($T > 800$ °С). Практически все металлы, в том числе золото и платиновые металлы, взаимодействуют с галогенами:

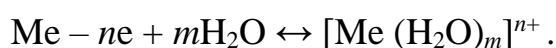


Взаимодействие металлов с растворами электролитов

Взаимодействие металлов в растворах электролитов зависит от устойчивости окислителей и температуры среды. При этом реакции часто осложняются гидролизом, выпадением осадков солей и гидроксидов.

В водных растворах процесс окисления металлов состоит из несколько стадий: разрыва химических связей между атомами в молекуле окислителя, превращения металлов в ионы $Me - ne = Me^{n+}$, восстановления атомов окислителя и гидратации образующихся ионов.

При растворении металлов энергия затрачивается на разрыв химических связей и ионизацию металла, а при переходе ионов металла в раствор идет процесс гидратации и энергия выделяется. Суммарно процесс можно записать в виде:



Процесс перехода ионов металла в раствор и обратно является обратимым, и значение равновесного потенциала можно вычислить на основе термодинамических данных ($\Delta G = - nFE$) или по уравнению Нернста,

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + 0,059/n \lg [Me^{n+}] .$$

Величина электродного потенциала количественно характеризует восстановительную способность металла: чем отрицательнее потенциал, тем более сильным восстановителем является данный металл. Для определения возможности самопроизвольного протекания реакций необходимо рассчитать ΔE системы. Реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении, если ΔE системы положительна, то есть:

$$\Delta E = E_{\text{окис-ля}} - E_{\text{восст-ля}} > 0 .$$

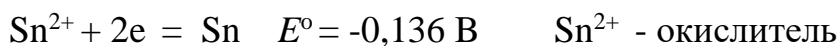
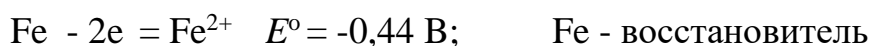
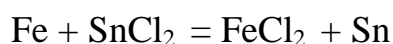
По значениям величин стандартных или рассчитанных электродных потенциалов металлов можно предсказать поведение металлов по отношению к воде, растворам кислот, солей и щелочей.

Исходя из этого, все металлы удобно разделить на три условные группы:

Активные	Средней активности	Малоактивные
Li K Na Ca Mg Al	Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb	Cu Ag Au

Взаимодействие металлов с растворами солей

В реакциях с водными растворами солей металлы, имеющие более отрицательные электродные потенциалы, вытесняют из раствора солей металлы с более положительной величиной потенциала. Например, в реакции



В данной реакции в качестве окислителя выступают ионы Sn^{2+} , так как стандартный потенциал олова имеет более положительное значение, чем у железа.

$$\text{ЭДС} = -0,136 - (-0,44) = 0,304 \text{ В}$$

ЭДС данной системы положительна, и процесс идет самопроизвольно в прямом направлении.

Рассматривая конкретные случаи таких реакций, следует помнить, что в водных растворах солей в качестве окислителя могут выступать не только ионы металла, но и молекулы воды.

Взаимодействие металлов с растворами кислот

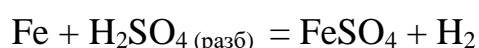
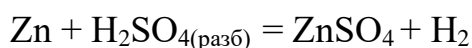
В растворах кислот окислителями могут быть ионы водорода H^+ (разбавленные кислоты, HCl), или анионы кислоты (концентрированные серная и азотная кислоты). Взаимодействие металлов с кислотами следует рассматривать с учетом следующих факторов:

- 1) величин электродных потенциалов металла и водорода;
- 2) окислительной способности кислотного остатка;
- 3) концентрации кислоты.

Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами

При взаимодействии металлов с разбавленными кислотами (за исключением разбавленной азотной кислоты) окислителем является ион водорода H^+ . К числу таких кислот, содержащих в качестве окислителя ион H^+ , относятся кислоты, не содержащие кислорода в анионе: HF, HCl, HI, H_2S , кислоты с устойчивыми анионами (H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_3PO_4) и разбавленная серная кислота H_2SO_4 .

Разбавленные кислоты, содержащие в качестве окислителя ионы водорода H^+ , могут взаимодействовать с относительно активными металлами – восстановителями, потенциалы которых отрицательнее потенциала водородного электрода $2H^+ + 2e = H_2$. В этом случае реакции окисления металлов протекают с выделением водорода, например:



$$E^0_{2H^+/H_2} = 0,0 \text{ В}; E^0_{Fe^{2+}/Fe} = - 0,44 \text{ В}$$

Избыток ионов водорода препятствует образованию гидроксидов на поверхности металлов и поэтому большинство активных металлов хорошо растворяется в кислотах.

В ряде случаев при взаимодействии металлов с разбавленными кислотами на поверхности некоторых металлов образуются трудно растворимые в кислотах солевые защитные пленки, тормозящие реакцию окисления металла. Так, свинец не растворяется в серной кислоте при ее концентрации ниже 70 %, так как образующаяся на начальном этапе растворения металла соль $PbSO_4$ трудно растворимая ($PP = 1,6 \cdot 10^{-5}$). К числу малорастворимых сульфатов относятся также $CaSO_4$ ($PP = 2,4 \cdot 10^{-5}$) и $BaSO_4$ ($PP = 1,1 \cdot 10^{-10}$).

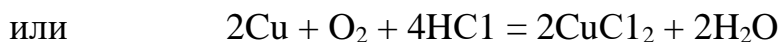
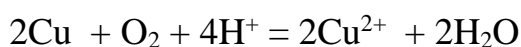
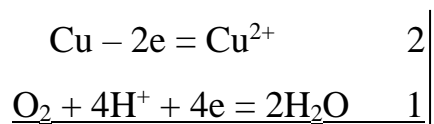
Кислые соли (гидросульфаты) практически все хорошо растворяются в воде.

Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют	Реагируют	Не реагируют
Li K Na Ca Mg Al	Ti Cr Zn Fe Ni Sn (пассивируется Pb)	Cu Ag Au

Для растворения в подобных кислотах малоактивных металлов, стоящих в ряду стандартных потенциалов после водорода, необходимо присутствие какого-либо другого окислителя, потенциал которого был бы положительнее потенциала металла в кислой среде.

Так, медь может растворяться в соляной кислоте в присутствии кислорода. Потенциал меди $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0,34 \text{ В}$, а потенциал кислорода при $\text{pH} = 0$ равен $+1,23 \text{ В}$, т.е. кислород является окислителем по отношению к меди.



В этом случае соляная кислота играет только роль среды и сама в окислительном процессе не участвует.

Если в системе одновременно присутствуют два окислителя, то в реакции в первую очередь всегда участвует окислитель, имеющий более положительное значение потенциала.

Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

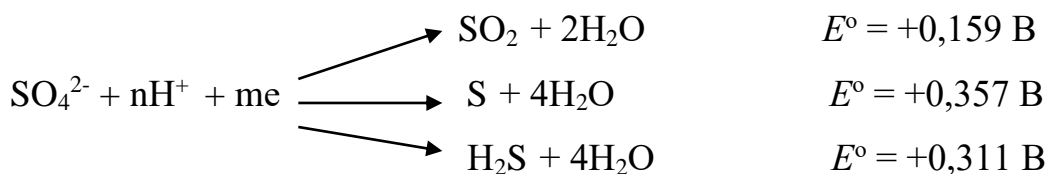
Окислительные свойства кислот, связанные с анионом кислоты, протекают более сложно, так как в большинстве случаев элемент, образующий анион кислоты, может восстанавливаться до разных степеней окисления.

По мере увеличения концентрации H_2SO_4 роль иона водорода как окислителя уменьшается и значительно возрастает окислительное действие недиссоциированных молекул кислоты.

При концентрации H_2SO_4 выше 70 % в растворе в основном присутствуют недиссоциированные молекулы кислоты, анионы которой выполняют роль окислителя. Формально можно считать, что окислителем в этом случае является сера со степенью окисления +6.

В реакциях с металлами в концентрированной серной кислоте водород не выделяется. Концентрированная серная кислота может окислять металлы,

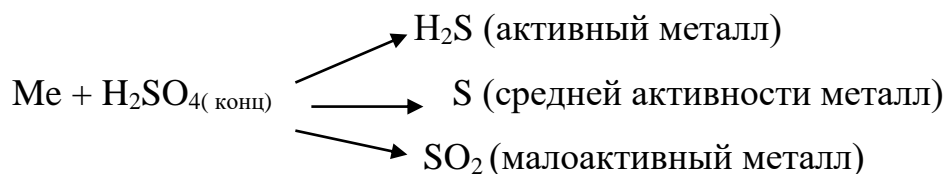
стоящие в ряду напряжений металлов и до водорода, и после него. Это следует из того, что в концентрированной серной кислоте потенциал окислителя (SO_4^{2-}) может достигать значений +0,357 В.



Продукты, в которые переходит ион SO_4^{2-} , в концентрированной кислоте при реакции с металлами зависят от активности самих металлов: чем отрицательнее потенциал металла, тем глубже идет восстановление серы (+6) в сульфат-ионе.

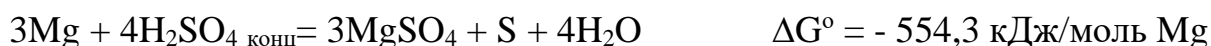
Металлы, стоящие в ряду стандартных потенциалов после водорода, взаимодействуют с концентрированной серной кислотой с образованием SO_2 . Активные металлы, имеющие стандартные потенциалы более отрицательные, чем потенциал водородного электрода, взаимодействуют с концентрированной серной кислотой с образованием в качестве продуктов S, H_2S или смеси SO_2 , S и H_2S .

Так как в смеси преобладает какой-либо один из продуктов восстановления иона SO_4^{2-} , то на основе экспериментальных данных можно принять следующую схему взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами.

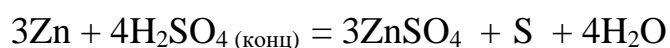


Таким образом, относительное содержание того или иного продукта зависит от восстановительной способности металла и от температуры.

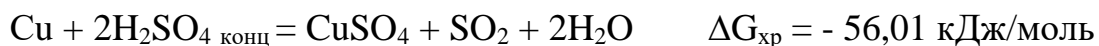
Энергия Гиббса всех этих реакций меньше нуля, и из-за близости значений ΔG° вероятность одновременного протекания данных реакций очень большая



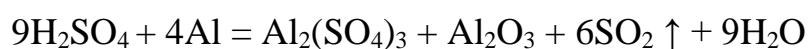
При взаимодействии металла средней активности с концентрированной серной кислотой преимущественно выделяется элементарная сера:



При взаимодействии концентрированной серной кислоты с малоактивными металлами (например, медь, серебро, ртуть, олово, германий и свинец) основными продуктами восстановления серной кислоты чаще всего является SO_2 .

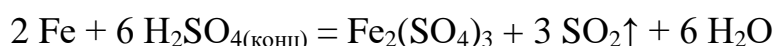


Концентрированная серная кислота обладает способностью при обычной температуре пассивировать многие металлы (железо, алюминий, хром), образуя на их поверхности защитные оксидные пленки.



Поэтому концентрированную серную кислоту перевозят в стальных железнодорожных цистернах или хранят в алюминиевых и железных емкостях.

При этом нужно учитывать, что при нагревании железо в концентрированной серной кислоте растворяется!



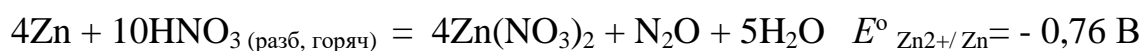
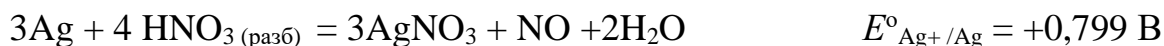
Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют Li K Na Ca Mg Пассивируется Al	Реагируют Ti Zn Ni Sn Пассивируются Fe, Cr	Реагируют Cu, Hg Не реагируют Ag, Au, Pt
Продукты S, H ₂ S, SO ₂	Продукты S, H ₂ S, SO ₂	Продукты SO ₂

Азотная кислота

Не совсем обычно действует на металлы азотная кислота. Она растворяет почти все металлы, кроме золота и платины. Окислительное действие азотной кислоты независимо от ее концентрации осуществляется анионом NO_3^- (фактически азотом со степенью окисления +5), и поэтому даже разбавленная азотная кислота окисляет металлы без выделения водорода, независимо

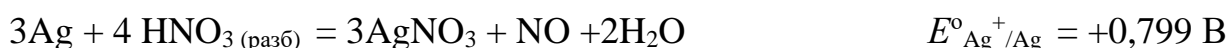
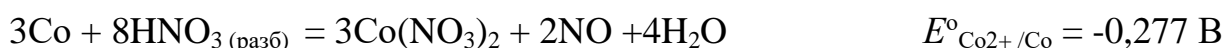
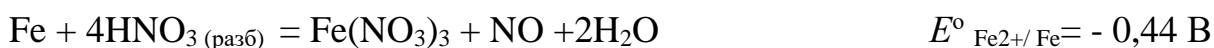
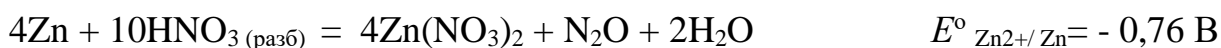
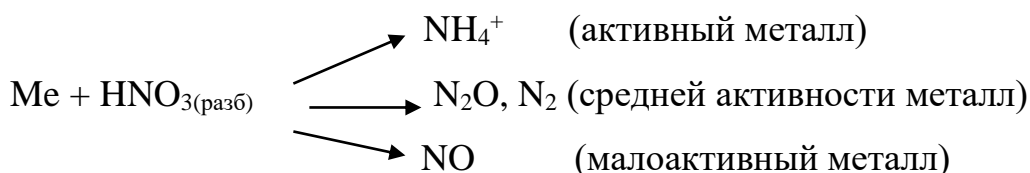
от того, стоит ли этот металл в ряду напряжений до водорода (Zn, Ni) или после водорода (Hg, Ag).



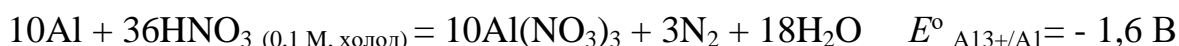
В разбавленной азотной кислоте продукты реакции зависят от активности металлов: чем активнее металл (более отрицательный стандартный потенциал), тем глубже идет восстановление азота в анионе NO_3^- .

При действии разбавленной азотной кислоты на металлы образуется вода, нитрат металла и в зависимости от активности металла и температуры – NO , N_2O , N_2 , NH_4^+ .

Из опытных данных следует принять следующую схему взаимодействия разбавленной кислоты с металлами



В очень разбавленной кислоте $[\text{HNO}_3] \leq 0,1 \text{ М}$, а также в холодных растворах увеличивается количество продуктов с более низкими степенями окисления (N_2):



Взаимодействие металлов с разбавленной азотной кислотой

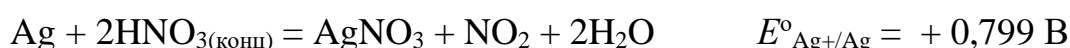
Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют Li K Na Ca Mg Al	Реагируют Fe, Cr, Zn, Ni, Sn (пассивируется Ti)	Реагируют Cu, Hg Ag, не реагируют Au, Pt, Rh, Ir, Ta

Восстановление NO_3^- может протекать следующим образом:



Из уравнений следует, что анион азотной кислоты является более сильным окислителем, чем анион SO_4^{2-} , самое большое значение потенциала которого реализуется в реакции $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \quad E^\circ = +0,357 \text{ В}$.

Концентрированная азотная кислота. При взаимодействии металлов с концентрированной азотной кислотой обычно выделяется диоксид азота NO_2 независимо от активности металла.



Холодная концентрированная азотная кислота пассивирует железо, титан, цирконий, гафний, а при нагревании эти металлы проявляют химическую активность, например:



Элементы, для которых характерны высокие степени окисления $+6 \div +8$ (Re, Os, Mn), в результате взаимодействия с концентрированной азотной кислотой образуют кислородсодержащие кислоты. Азотная кислота при этом восстанавливается до NO.

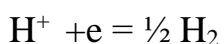


Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют Li K Na Ca Mg пассивируется Al	Реагируют Zn Ni Sn Pb пассивируются Ti, Cr, Fe	Реагируют Cu, Hg Ag, не реагируют Au, Pt, Rh, Ir, Ta

Взаимодействие металлов с соляной кислотой

Соляная кислота относится к числу наиболее сильных. Растворение металлов в соляной кислоте, окислительные свойства которой обусловлены ионами H^+ , определяется соотношением следующих, сопряженно протекающих окислительно - восстановительных реакций



При $pH = 0$ $E^\circ_{H^+/H_2} = 0,0 \text{ В}$; ($E_{H^+/H_2} = - 0,059pH, \text{ В}$).

Таким образом, в соляной кислоте должны растворяться металлы, имеющие электродный потенциал $E_{Me^{n+}/Me}$ отрицательнее потенциала водородного электрода.

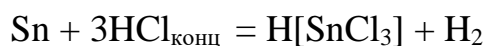
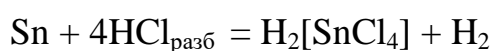
В соляной кислоте растворяется больше металлов, чем в серной кислоте, так как ион Cl^- является депассиватором и растворяет большинство оксидных пленок. В соляной кислоте растворяются Al, Cr и Ni, поверхность которых обычно плотно закрыта толстыми и прочными оксидными пленками.

Взаимодействие металлов с хлороводородной кислотой.

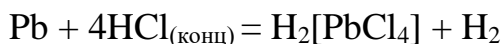
Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют Li K Na Ca Mg Al	Реагируют Ti Cr Zn Fe Ni Sn (пассивируется Pb)	Не реагируют Cu Ag Au

Лишь немногие металлы при взаимодействии с соляной кислотой образуют на своей поверхности пассивные солевые пленки, которые тормозят процесс растворения металла. Например, свинец в соляной кислоте практически не растворяется из-за образования на поверхности трудно растворимых хлоридов свинца (II) $PbCl_2$ ($IP = 2 \cdot 10^{-5}$).

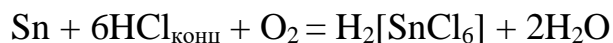
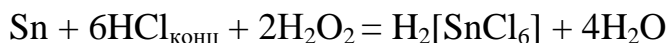
При обычных температурах Sn медленно растворяется в разбавленной соляной кислоте с образованием $[SnCl_4]^{2-}$, а в концентрированной - $[SnCl_3]^-$



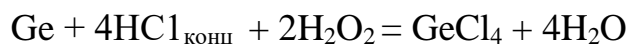
Свинец и в концентрированной кислоте образует $[\text{PbCl}_4]^{2-}$



В присутствии окислителей (Cl_2 , Br_2 , H_2O_2 , O_2), олово в концентрированной соляной кислоте образует хлоридные комплексы с большим координационным числом из-за окисления центрального иона до более высоких степеней окисления



Германий имеет стандартный потенциал положительнее стандартного водородного электрода и по этой причине в разбавленной соляной кислоте не растворяется, но растворяется в концентрированной соляной кислоте в присутствии окислителей



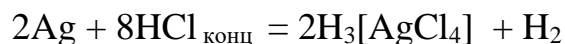
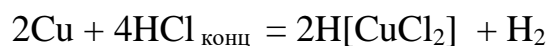
Часто причиной торможения процесса растворения некоторых металлов в соляной кислоте является высокое перенапряжение выделения водорода. Например, растворение химически чистого цинка в HCl идет с очень малой скоростью из-за значительного перенапряжения водорода ($\eta = -1,24 \text{ В}$).

Технический цинк, содержащий примеси металлов с низким перенапряжением водорода (медь, железо), растворяется в соляной кислоте с достаточно большой скоростью.

С концентрированными растворами HCl могут реагировать металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода если процесс сопровождается комплексообразованием. В результате связывания иона металла в комплексный ион происходит значительное уменьшение концентрации металла в растворе. В соответствии с уравнением Нернста это приводит к сдвигу его окислительно-восстановительного потенциала в отрицательную сторону, в результате чего восстановительная способность металла увеличивается.

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + 0,059/n \lg [\text{Me}^{n+}]$$

Так, например, медь и серебро растворяются в сильно концентрированных растворах соляной кислоты (медь в $[\text{HCl}] > 5 \text{ М}$, а серебро – в $[\text{HCl}] > 9 \text{ М}$).

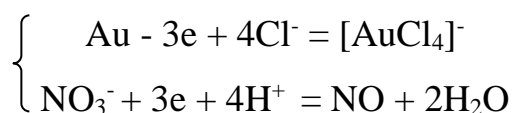


Действие смеси кислот и сильных комплексообразователей на металлы

При действии на металлы смеси кислот, одна из которых является окислителем, а другая является поставщиком лигандов, происходит растворение металлов с образованием комплексных соединений.

Благодаря этому становится возможным растворение таких металлов, как Au, Pt, Nb, Ta, Ge, Zr, Hf, Ti и др., не растворяющихся в концентрированных кислотах.

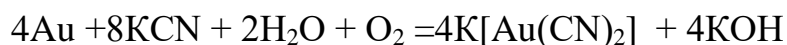
Примером может служить растворение золота в царской водке (смеси концентрированных азотной и соляной кислот).



Аналогичным образом растворяется цирконий, титан, гафний, платина и др. Все эти металлы растворяются с образованием комплексных ионов

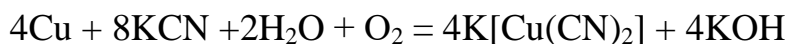


Современное производство золота из золотосодержащих руд основано на выщелачивании золота с помощью цианид-ионов, являющихся сильными лигандами. По этому методу золото выщелачивают из раздробленной породы с помощью насыщенного воздухом разбавленного раствора цианида:



Полученный водный раствор $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ отфильтровывается от пустой породы и далее подвергается электролизу, где на катоде осаждается золото.

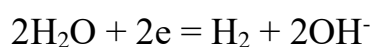
Аналогично в цианосодержащих растворах растворяются и другие электроположительные металлы, такие как Cu, Ag и Co.



Взаимодействие металлов с водой

Поскольку вода всегда содержит ионы гидроксония H_3O^+ , то она должна действовать на металлы как кислота. Однако концентрация этих ионов в воде очень мала и поэтому реакции металлов с водой отличаются своеобразием. Вода по отношению к металлам может являться и окислителем и выступать в качестве лиганда в процессах комплексообразования.

Потенциал водородного электрода зависит от рН среды: $E = -0,059 \text{ рН, В}$. В нейтральной среде, где окислителем является вода, потенциал водородного электрода равен $-0,41 \text{ В}$.



Чтобы реакции металлов с водой протекали, необходимо выполнение следующих условий:

1. Потенциал металла в нейтральной среде должен быть меньше потенциала окислителя (воды). Теоретически водород из воды могут вытеснять только те металлы, потенциалы которых отрицательнее $-0,41 \text{ В}$, т.е. стоящие в ряду напряжения до кадмия ($E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,401\text{В}$).
2. Продукты реакции взаимодействия металла со средой (оксиды и гидроксиды) должны быть растворимы в водных и щелочных растворах. Чем больше растворимость этих продуктов, тем больше скорость реакции.

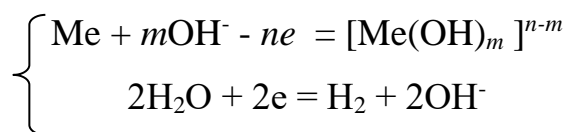
В случае образования малорастворимых соединений, а большинство гидроксидов металлов является именно таковыми, часто реакция, едва начавшись, тут же прекращается или протекает крайне медленно. Например, магний - активный металл ($E^\circ = -2,363 \text{ В}$), но при комнатной температуре не взаимодействует с водой, так как произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ мало ($\text{ПР} = 6,0 \cdot 10^{-12}$). Он вытесняет водород только из горячей воды, в которой растворимость гидроксида магния резко возрастает.

Рассматривая взаимодействие металлов с водой, нельзя не учитывать, что большинство металлов имеют на своей поверхности прочную оксидную пленку, обладающую защитными свойствами. Например, алюминий ($E^\circ = -1,663 \text{ В}$)

должен энергично взаимодействовать с водой, но этого не происходит из-за наличия на поверхности металла прочной, нерастворимой в воде оксидной пленки. В условиях атмосферного воздуха пассивные пленки образуются на многих металлах (Cr, Ni, Cd, Zn, Fe, Ti).

Взаимодействие металлов с водными растворами щелочей

При растворении металлов в водных растворах щелочей (обычно это NaOH или KOH), окислителем также является вода, и при этом протекают два параллельных процесса:



В щелочной среде при pH = 14 концентрация ионов водорода равна 10^{-14} моль/л и потенциал водородного электрода равен - 0,82 В.

Условия растворения металлов в водных растворах щелочей следующие:

- 1) электродный потенциал металла должен быть меньше потенциала восстановления воды

$$E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} < -0,82 \text{ В};$$

- 2) Металл в щелочном растворе должен образовывать растворимые гидрокомплексы, что характерно для металлов, образующих амфотерные гидроксиды.

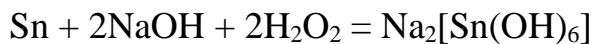
Со щелочами взаимодействуют металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be(OH)₂, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂, Cr(OH)₃, которые склонны образовывать устойчивые гидрокомплексы типа [Me(OH)₄]ⁿ⁻ или [Me(OH)₆]ⁿ⁻.

Например, растворение бериллия, цинка, свинца и алюминия в концентрированной щелочи протекает по реакциям



Магний ($E^{\circ} = -2,363$ В) является активным металлом, но не образует гидроксокомплексов, поэтому он и не растворяется в щелочных растворах.

В присутствии окислителей (галогены, H_2O_2 , $HClO$, O_2) олово и свинец реагируют с растворами щелочей



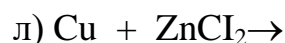
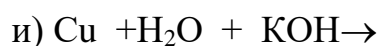
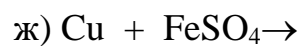
При нагревании эти металлы окисляются кислородом воздуха до PbO и SnO_2 и реакции идут по уравнениям



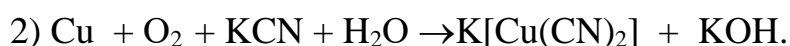
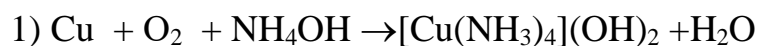
Такие металлы, как железо, кобальт и никель, например, имеют малоустойчивые комплексы и по этой причине не взаимодействуют со щелочами.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Отношение меди к водным растворам кислот, щелочей и солей. Закончите уравнения возможных реакций, укажите окислитель и восстановитель:



2. Учитывая склонность меди к комплексообразованию, объясните значительную коррозию ее в аэрированных аммиачных и цианистых растворах. Растворение идет согласно уравнениям:



Подберите коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте ЭДС и сделайте заключение, в каком растворе медь менее устойчива.

3. Почему медь не растворяется в деаэрированном 1 М растворе соляной кислоты при 25° С, но растворяется в том же растворе при доступе воздуха? Составьте уравнение возможной реакции.

4. Для извлечения золота золотоносный песок обрабатывают раствором цианида калия в присутствии кислорода воздуха. При этом золото переходит в раствор по реакции: $\text{Au} + \text{O}_2 + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + \text{KOH}$.

Объясните, почему золото растворяется. Подберите коэффициенты в уравнении реакции и укажите восстановитель и окислитель. Как влияет комплексообразование на восстановительную способность золота?

5. Взаимодействие магния с кислородом воздуха, водой, водными растворами кислот и щелочей. Как влияет рН раствора на скорость растворения магния?

Покажите графически эту зависимость в координатах: скорость растворения - рН раствора.

6. Опишите поведение цинка в атмосферных условиях, воде, водных растворах кислот и щелочей. Составьте уравнения протекающих реакций, укажите окислитель и восстановитель. Рассчитайте стандартный электродный потенциал цинка по следующим данным: $\text{Zn}^{2+}_{(р)} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}_{(к)}$, $\Delta G_{298}^0 = 147,4 \text{ кДж}$.

Объясните, почему цинк, имея сравнительно высокий отрицательный потенциал, стоек в атмосфере и не растворяется в воде.

7. В каком из растворов: а) сульфата цинка, б) аммиачном, в) щелочном металлический цинк обладает наиболее сильными восстановительными свойствами?

а) $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$; б) $\text{Zn} + 4 \text{NH}_3 - 2e = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; в) $\text{Zn} + 4\text{OH}^- - 2e = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

Ответ дайте на основании сравнения стандартных электродных потенциалов полуреакций.

8. Растворение цинка в 1 М растворе азотной кислоты может протекать по реакциям:

1) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Рассчитайте $(\Delta G_{298}^0)_{x.p}$ на 1 моль цинка и решите вопрос, какой процесс термодинамически более выгоден. Зная, что $E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В, рассчитайте $E^0_{NO_3^-/NO}$ и $E^0_{NO_3^-/NO_2}$. Не производя расчета, определите знак ΔS_{298}^0 для обоих процессов. Нагревание или охлаждение системы будет благоприятствовать их протеканию?

9. Какую роль играет перенапряжение водорода (η_{H_2}) при растворении (коррозии) цинка в кислой среде, содержащей примеси: а) ртути; б) меди; в) железа?

$(\eta_{H_2})^{Hg} > (\eta_{H_2})^{Zn} > (\eta_{H_2})^{Cu} > (\eta_{H_2})^{Fe}$. Напишите уравнения реакций окисления и восстановления и суммарное уравнение коррозионного процесса.

10. Почему алюминий, являясь активным металлом, достаточно устойчив в атмосферных условиях и в воде? В каких электролитах он растворяется? Напишите уравнения реакций.

11. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными растворами кислот: соляной, серной и азотной, а также с раствором щелочи. В какой из перечисленных кислот можно перевести алюминий в пассивное состояние?

12. В каком из растворов: сульфата или хлорида меди алюминий энергично вытесняет медь? Какие ионы оказывают разрушающее действие на защитную пленку на поверхности алюминия? Напишите уравнение протекающей реакции.

13. Отношение хрома к окислителям. Напишите уравнения реакций для следующих случаев: а) $Cr + O_2 \rightarrow$; б) $Cr + S \rightarrow$; в) $Cr + Cl_2 \rightarrow$; г) $Cr + Br_2 \rightarrow$; д) $Cr + I_2 \rightarrow$; е) $Cr + N_2 \rightarrow$. Укажите, какие реакции могут идти, а какие нет. Ответ дать на основании термодинамических данных.

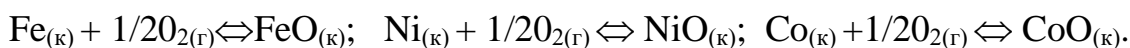
14. Взаимодействие галлия с кислотами и щелочами. Напишите уравнения реакций для следующих случаев: а) $Ga + HCl_{(разб)} \rightarrow$; б) $Ga + HCl_{(конц)} \rightarrow$; в) $Ga + H_2SO_4_{(разб)} \rightarrow$. Дайте пояснения.

15. Сравните термодинамическую возможность (способность) растворения в разбавленной HCl и H₂SO железа, кобальта и никеля.

16. Взаимодействие железа, кобальта и никеля с концентрированной серной и соляной кислотами. Соль металла со степенью окисления +2 или +3 образуется при этом? Ответ объяснить.

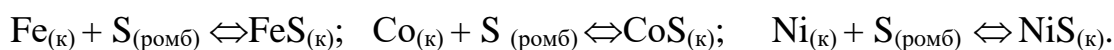
17. Взаимодействие железа, кобальта и никеля с азотной кислотой: а) разбавленной, б) концентрированной. Напишите уравнения соответствующих реакций.

18. Какой из металлов обладает наибольшим сродством к кислороду:



Ответ дать на основании термодинамических данных.

19. Как меняется сродство металлов к сере:



Ответ дать по термодинамическим данным.

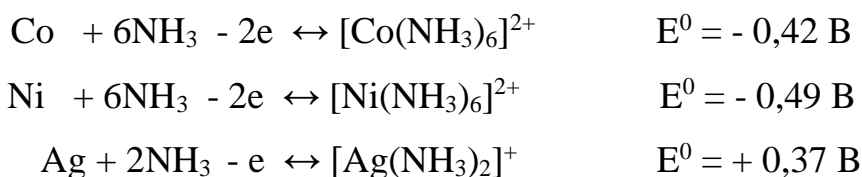
20. Какие из перечисленных ионов: Al^{3+} , V^{2+} , Pb^{2+} , H^+ , Cu^{2+} могут быть восстановлены железом из водных растворов и почему?

21. Какие из металлических пластин будут растворяться: а) Fe-пластинка; б) Ni-пластинка; в) Co-пластинка, если они опущены в растворы солей: Na_2SO_4 , MnSO_4 , CuSO_4 , ZnSO_4 , AgNO_3 , MgCl_2 — с одинаковой концентрацией катионов?

22. Почему в воде, почти не содержащей воздуха, при комнатной температуре железо практически не растворяется и, наоборот, в присутствии воздуха растворение прогрессирует?

23. Почему концентрированная HNO_3 , а также кислоты, содержащие $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, пассивируют железо?

24. Кобальт, серебро или никель лучше растворяются в аммиачных растворах по реакциям



Что можно сказать о способности этих металлов образовывать комплексы?

25. При растворении в концентрированной азотной кислоте германий образует германиевую кислоту, олово - оловянную, а в разбавленной HNO_3 олово ведет себя как металл, т.е. переходит в Sn^{2+} . Чем это объяснить? Составьте уравнения реакций, запишите для них процессы окисления и восстановления.

26. Составить уравнения реакций взаимодействия германия:

а) с $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, учитывая, что продуктом восстановления аниона является диоксид серы; б) с $\text{HNO}_{3\text{конц}}$, учитывая, что при этом образуется малорастворимая германиевая кислота.

27. Почему олово стойко по отношению к воде при обычных условиях, хотя его $E^0_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,136 \text{ В}$? С какими электролитами олово взаимодействует?

28. Перенапряжение выделения водорода на олове равно $(\eta_{\text{H}_2})^{\text{Sn}} = -1,2 \text{ В}$ в кислых средах. Как это влияет на растворение олова в разбавленных серной и соляной кислотах?

29. Составьте уравнения реакций взаимодействия олова:

а) с $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, учитывая, что продуктом восстановления аниона является SO_2 ;

б) с $\text{HNO}_{3\text{конц}}$, учитывая, что олово переходит в состав оловянной кислоты H_2SnO_3 ;

в) с $\text{HNO}_{3\text{разб}}$ (на холоду). Как объяснить образование в растворе нитрата аммония?

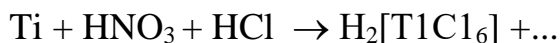
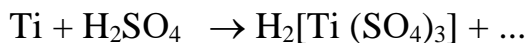
г) с раствором щелочи. В состав какого соединения входит олово после реакции?

30. В 1 М растворы HCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KNO_3 , NiSO_4 , опускают по кусочку олова. Где олово будет растворяться? Ответ дать по знаку ЭДС электрохимических процессов.

31. При растворении свинца в концентрированной H_2SO_4 образуется кислая соль. Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса. Назовите все вещества. Составьте уравнения реакций взаимодействия свинца а) с $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$ и с $\text{HNO}_{3(\text{разб})}$; б) с раствором NaOH ($KЧ \text{ Pb} = 6$).

32. Мелкораздробленный титан может быть растворен в смеси фтороводородной и азотной кислоты, царской водке, в концентрированной H_2SO_4 , при этом

образуются соединения со степенью окисления титана +4. Составьте полные уравнения реакций. К какому типу относятся образующиеся соединения титана? Запишите выражения для их констант нестойкости:



33. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с металлами. Что является окислителем в этих процессах? Может ли в этих реакциях выделяться водород в качестве конечного продукта? Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций.

34. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с переходными металлами V группы. Что является окислителем в этих реакциях? Какие продукты могут образовываться в результате взаимодействия? Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций.

35. Взаимодействие сурьмы и висмута с разбавленной и концентрированной серной кислотой. Отношение этих металлов к щелочи.

36. Что можно сказать об отношении ванадия к а) кислороду; б) воде; в) щелочам; г) серной и азотной кислотам. Напишите уравнения соответствующих реакций.

37. По величинам стандартных электродных потенциалов процессов:

а) $\text{V}^{3+} + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{V}$; б) $\text{Nb}^{3+} + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{Nb}$ сделайте вывод о восстановительной способности атомов ванадия и ниобия и об окислительной способности их ионов.

38. На основании $(\Delta G^0_{298})_{\text{х.р}}$ для реакций



определите, образование какого оксида термодинамически более выгодно?

39. Пользуясь стандартными электродными потенциалами, определите, в виде каких ионов хром переходит в раствор при взаимодействии с разбавленными

растворами соляной и серной кислот? Возможно ли дальнейшее окисление образующихся ионов хрома в этих кислотах? Напишите уравнения соответствующих реакций.

40. Объясните, почему хром, имея сравнительно высокий отрицательный потенциал, устойчив в атмосферных условиях и не взаимодействует с водой и концентрированной серной кислотой?

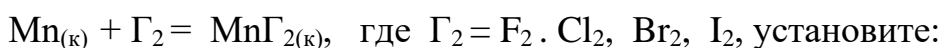
41. Объясните, почему хром в холодной соляной кислоте растворяется не сразу, а при нагревании раствора реакция идет с заметной скоростью. Напишите уравнения соответствующих реакций.

42. Природные соединения марганца. На основании ΔG^0_{298} реакции



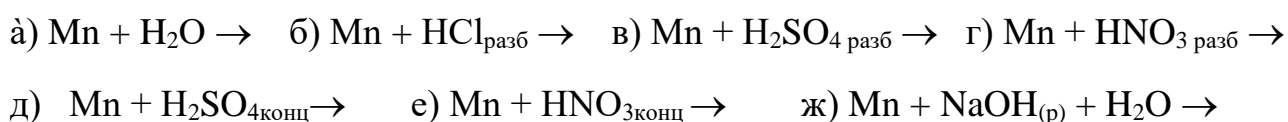
рассчитайте стандартный электродный потенциал марганца Mn^{2+}/Mn . Может ли марганец встречаться в природе в свободном состоянии? Какова химическая активность марганца? Напишите уравнения реакций с элементарными окислителями: серой, азотом, кислородом и др. На основании значений ΔG^0_{298} образования продуктов реакций определите, к какому окислителю марганец обладает наибольшим сродством.

43. На основании ΔG^0_{298} образования галидов марганца по реакции



- возможность получения галидов марганца из простых веществ;
- как меняется сродство марганца к галогенам;
- какой из галидов наиболее устойчив к разложению.

44. Отношение марганца к воде, кислотам и щелочам. Закончите уравнения реакций, подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



45. Используя ряд стандартных электродных потенциалов металлов, укажите, в каком случае возможны реакции: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe} = \dots$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe} = \dots$

46. Используя ряд стандартных электродных потенциалов металлов, укажите, в каком случае возможны реакции при взаимодействии металлов с разбавленными кислотами: $\text{Cu} + \text{HCl} = \dots$; $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots\dots$;

47. Какой из металлов: Cu, Mg, Hg, Fe, Sn следует взять, чтобы при взаимодействии с концентрированной серной кислотой получить сероводород?

48. Какие газы выделяются при взаимодействии меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотами?

49. Используя электродные потенциалы металлов, укажите, какой из металлов: Cu, Mg, Ni, Al будет взаимодействовать с серной кислотой? Какова роль оксидных пленок?

50. Используя электродные потенциалы металлов, укажите, какой из металлов: Cu, Mg, Ni, Al будет растворяться в водном растворе щелочи?

51. Золото не окисляется кислородом воздуха, но в присутствии воды и цианида калия реакция протекает. Чем это можно объяснить? Составьте электронно-ионную схему и молекулярное уравнение реакции.

52. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты реакций: а) $\text{Ge} + \text{HNO}_3 =$;
 $\text{Sn} + \text{HNO}_3 =$; $\text{Sn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$.

53. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты реакций: а) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб}) =$;
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{конц}) =$; $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$.

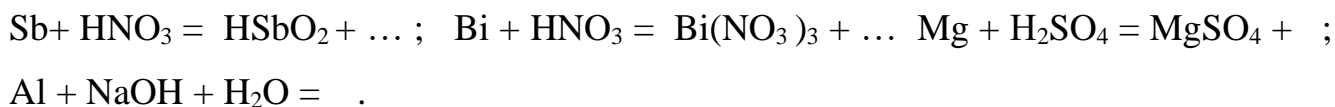
54. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты реакций: $\text{Cu} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} =$;
 $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 =$.

55. Одинаковое ли количество серной кислоты потребуется для растворения 20 г никеля, если в одном случае взять концентрированную кислоту, а в другом – разбавленную? Какая масса серной кислоты пойдет на окисление никеля в каждом случае?

56. Безводную серную кислоту (олеум) перевозят в железных цистернах. Можно ли заменить их свинцовыми? Почему олеум не растворяет железо? Что произойдет, если в железную цистерну залить разбавленную кислоту или щелочь?

57. Составить уравнения реакций: а) концентрированной H_2SO_4 с магнием и серебром; б) разбавленной H_2SO_4 с железом и магнием.

58. Закончить уравнения реакций, в которых окислителями являются концентрированные серная и азотная кислоты:



ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

1. Магний

Опыт 1. Отношение магния к воде на холоду и при нагревании.

В пробирку поместите магний и прилейте 2-3 мл дистиллированной воды. Измерьте с помощью универсального индикатора pH среды. Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, осторожно нагрейте пробирку. Какой газ выделяется? В охлажденный раствор добавьте 2-3 капли фенолфталеина. Как изменится окраска раствора и почему? Составьте уравнение реакции и рассчитайте $\Delta G_{\text{хр}}^0$.

Опыт 2. Взаимодействие магния с соляной кислотой.

В пробирку поместите магний и прилейте 2-3 мл 2М HCl. Отметьте свои наблюдения. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции и рассчитайте $\Delta G_{\text{хр}}^0$ и $E_{\text{хр}}^0$.

Опыт 3. Взаимодействие магния с серной кислотой.

В две пробирки положите по одной стружке магния и налейте в одну пробирку 2-3 мл 1М H_2SO_4 , во вторую пробирку налейте такой же объем концентрированной серной кислоты. Отметьте наблюдения. Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Взаимодействие магния с азотной кислотой.

В три пробирки поместите магниевые стружки и прилейте по 2 мл: а) в первую пробирку концентрированную HNO_3 , во вторую – азотную кислоту умеренной концентрации 1,0 – 2,0 М, а в третью – 0,1 М HNO_3 . Какой продукт восстановления азотной кислоты получается в каждом случае?

2. Цинк

Опыт.1. Взаимодействие цинка с водным раствором щелочи.

Поместите в пробирку немного цинковой стружки и прилейте 2 мл дистиллированной воды. Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, осторожно нагрейте пробирку. Рассчитайте ΔG_{xp}^0 : $\text{ZnO}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{Zn}(\text{OH})_2$. Почему нагревание не вызывает реакции?

В эту же пробирку добавьте 5 мл 20 % KOH. Отметьте наблюдения. Часть охлажденного раствора отлейте в чистую сухую пробирку и добавьте 2 капли насыщенного раствора сульфида натрия (под тягой!). Объясните образование белого осадка сульфида цинка и по значению произведения растворимости (ПР) рассчитайте растворимость ZnS. Почему идет реакция разрушения тетрагидроксоцинкат-иона сульфидом натрия? Ответ обоснуйте и составьте молекулярные и ионные уравнения протекающих реакций.

Опыт.2. Взаимодействие цинка с соляной кислотой.

В пробирку поместите гранулу цинка и прилейте 2 мл 2М HCl. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции и подтвердите возможность ее осуществления расчетом ΔG_{xp}^0 и E_{xp}^0 . С помощью реактива Na₂S докажите появление ионов Zn²⁺ в растворе.

Опыт.3. Взаимодействие цинка с серной кислотой.

В две пробирки положите по одной грануле цинка и налейте в одну пробирку 2 мл 1М H₂SO₄, а в другую - такой же объем концентрированной H₂SO₄. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции. Объясните различие в поведении цинка в разбавленной и концентрированной кислотах.

Опыт.3. Взаимодействие цинка с азотной кислотой.

В две пробирки положите по одной грануле цинка и налейте в одну пробирку 2 мл 2М HNO₃, а в другую - такой же объем концентрированной HNO₃. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции. Объясните различие в поведении цинка в разбавленной и концентрированной кислотах.

3. Алюминий

Опыт.1. Взаимодействие алюминия с водным раствором щелочи.

В пробирку с алюминиевой стружкой прилейте 2 мл дистиллированной воды. Почему реакция не идет. Добавьте к содержимому пробирки 5 мл 40 % раствора NaOH. Какой газ выделяется?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций, учитывая, что алюминий входит в состав гидрокскомплекса $[Al(OH)_4]^-$. Объясните термодинамическую возможность растворения алюминия в растворе щелочи по расчету ΔG_{xp}^0 . Может ли алюминий растворяться в чистой воде? Если нет, то почему? Ответ обоснуйте.

Опыт.2. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой.

В пробирку поместите стружку алюминия и прилейте 2 мл HCl концентрации 1 : 1. Почему реакция выделения газа идет не сразу? Составьте уравнения первичного (растворение оксида алюминия) и вторичного (растворение Al) процессов. Для первого и второго процессов рассчитать ΔG_{xp}^0 и E_{xp}^0 .

Опыт.3. Взаимодействие алюминия с серной кислотой.

В две пробирки положите алюминиевую стружку и прилейте в одну пробирку 2 мл 1М H₂SO₄, а в другую - такой же объем концентрированной H₂SO₄. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции. Далее, подогрейте пробирку с 1М H₂SO₄ и отметьте влияние температуры на скорость растворения в ней алюминия. Объясните различие в поведении цинка в разбавленной и концентрированной кислотах.

Опыт.4. Взаимодействие алюминия с азотной кислотой.

В три пробирки положите по стружке алюминия и налейте в одну пробирку 2 мл 0,1М HNO₃, во вторую – 2М HNO₃, а в третью - такой же объем концентрированной HNO₃. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции и подберите коэффициенты. Объясните различие в поведении цинка в разбавленной и концентрированной кислотах. С какой кислотой процесс не идет и почему?

4. Свинец

Опыт.1. Взаимодействие свинца с разбавленными кислотами.

В три пробирки положите по одной грануле свинца и прилейте в одну пробирку 2 мл 2М HNO_3 , во вторую – 2М HCl , а в третью - 1М H_2SO_4 . Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции и подберите коэффициенты. С какими кислотами процесс не идет и почему? Нагрейте на небольшом пламени горелки пробирки. Объясните различие в поведении свинца в разбавленных кислотах при комнатной температуре и при нагревании. Составьте уравнения всех реакций. Какие факторы повлияли на прекращение реакций в соляной и серной кислотах при комнатных температурах? Что могло измениться при нагревании?

Опыт.1. Взаимодействие свинца с концентрированными кислотами.

В две пробирки положите по одной грануле свинца и прилейте в одну пробирку 2 мл концентрированной HNO_3 , во вторую – концентрированную H_2SO_4 . Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции и подберите коэффициенты. Осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки пробирки. Объясните различие в поведении свинца в концентрированных кислотах при обычных температурах и при нагревании. Составьте уравнения всех реакций, учитывая, что при растворении свинца в концентрированной серной кислоте образуется кислая соль $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$.

5. Олово

Опыт.1. Взаимодействие олова с концентрированным раствором щелочи.

Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2 мл 40 % раствора NaOH . Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, осторожно нагрейте пробирку. Как повлияло нагревание на скорость реакции? Какой газ выделяется? Ответ обоснуйте и составьте молекулярные и ионные уравнения протекающих реакций, учитывая, что олово, окисленное кислородом воздуха до Sn^{4+} (SnO_2), входит в состав гидроксокомплекса $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$. Почему заметное растворение олова происходит в концентрированной щелочи только при нагревании?

Опыт.2. Взаимодействие олова с соляной кислотой.

Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2 мл HCl концентрации 1 : 1. Осторожно нагрейте содержимое пробирки и отметьте наблюдения. Охлажденный раствор отлейте в другую пробирку и добавьте 2 - 3 капли насыщенного раствора сульфида натрия. Объясните образование черного осадка сульфида олова ($PP_{SnS} = 10^{-28}$). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций; расчетным путем подтвердите термодинамическую возможность их протекания.

Опыт.3. Взаимодействие олова с серной кислотой.

В две пробирки положите по одной грануле олова и прилейте в одну пробирку 2 мл 1М H₂SO₄, а во вторую – концентрированную H₂SO₄. Осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки эти пробирки. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакции, подберите стехиометрические коэффициенты. При составлении уравнений следует учесть, что в концентрированной H₂SO₄ олово окисляется до Sn⁴⁺ и конечным продуктом является сульфат олова (IV) Sn(SO₄)₂.

Опыт.4. Взаимодействие олова с азотной кислотой.

В три пробирки положите по грануле олова и добавьте по 2 мл: в первую пробирку - 0,1М HNO₃, во вторую – 2М HNO₃, а в третью - такой же объем концентрированной HNO₃. Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакций и подберите стехиометрические коэффициенты. Учтите, что при растворении олова в концентрированной HNO₃ олово окисляется до метаоловянной кислоты (H₂SnO₃), которая выделяется в виде белого осадка. После опытов с разбавленной HNO₃ растворы перелейте в другую пробирку и проверьте наличие Sn²⁺ с помощью насыщенного раствора сульфида натрия..

6. Железо

Опыт.1. Взаимодействие железа с соляной кислотой.

В пробирку поместите железную стружку и добавьте 3 мл 2М HCl. Какой газ выделяется? Отлейте часть раствора в другую пробирку и добавьте в нее две капли красной кровяной соли K₃[Fe(CN)₆], которая является реактивом -

индикатором на ион Fe^{2+} . В пробирке образуется синий осадок $\text{KFe}^{2+}[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$ – турнбулева синь (гексацианоферрат (III) калия (I) железа (II)). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех реакций и подтвердите возможность их протекания по расчетной величине $\Delta G_{\text{хр}}^0$.

Опыт.2. Взаимодействие железа с серной кислотой.

В две пробирки положите по железной стружке и налейте в одну пробирку 2 мл 1М H_2SO_4 , а во вторую – 2 мл концентрированную H_2SO_4 . Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки пробирку с концентрированной кислотой. Как повлияло нагревание на скорость растворение железа? Запишите уравнения реакций и подберите стехиометрические коэффициенты.

По окончании реакций и охлаждения второй пробирки добавьте в первый раствор 2 капли красной кровяной соли (см. опыт 1), а во второй такое же количество роданида аммония или калия, которые являются реактивами-индикаторами на ион Fe^{3+} . В присутствии индикатора образуется ярко-красный роданид железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Запишите уравнения реакций и ответьте на вопрос: как концентрация серной кислоты влияет на продукт окисления железа?

Опыт.3. Взаимодействие железа с азотной кислотой.

В три пробирки положите железные стружки и добавьте по 2 мл: в первую пробирку - 0,1М HNO_3 , во вторую – 2М HNO_3 , а в третью - такой же объем концентрированной HNO_3 . Отметьте наблюдения, запишите уравнения реакций и подберите коэффициенты.

Осторожно нагрейте пробирку с концентрированной HNO_3 . Как повлияло повышение температуры на скорость растворения железа?

7 . Медь

Опыт.1. Взаимодействие меди с соляной кислотой.

В пробирку поместите кусочек медной фольги и добавьте 2 - 3 мл 2М HCl . Отметьте наблюдения. Свои наблюдения подтвердите расчётом $\Delta G_{\text{хр}}^0$ и $E_{\text{хр}}^0$.

Опыт.2. Взаимодействие меди с серной кислотой.

В две пробирки положите по кусочку медной фольги и налейте в одну пробирку 2 мл 1М H₂SO₄, а во вторую – 2 мл концентрированной H₂SO₄.

Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки пробирку с концентрированной кислотой. Как повлияло нагревание на скорость растворение меди? Запишите уравнения реакций и подберите стехиометрические коэффициенты.

Зная, что гидратированный ион Cu²⁺ имеет голубую окраску, разбавьте охлажденный раствор дистиллированной водой до появления голубого цвета.

Опыт.3. Взаимодействие меди с азотной кислотой.

В две пробирки положите по кусочку медной фольги и налейте в одну пробирку 2 мл 2М HNO₃, а во вторую – 2 мл концентрированной HNO₃. Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки пробирки и следите за изменениями в процессах. Запишите уравнения реакций.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Электродный процесс	E ⁰ , В
K ⁺ + e = K	-2,924
Na ⁺ + e = Na	-2,714
Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Al ³⁺ + 3e = Al	-1,663
Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,630
Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,179
Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913
Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744
Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,44
Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403
Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277
Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,25
Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,126
Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,037
H ⁺ + e = 1/2H ₂	0,00
Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,337
Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,854
Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1,188
Au ³⁺ + 3e = Au	+1,498

Потенциалы образования гидроксо- и аминоккомплексов металлов

Реакция	E° , В
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2e = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2e = \text{Sn} + 4\text{OH}^-$	-0,910
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + e \leftrightarrow \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	+0,37

Таблица 3

Константы нестойкости комплексных ионов

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$\text{Cu}(\text{CN})_2^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$\text{Ag}(\text{CN})_4^{3-}$	$2,1 \cdot 10^{-21}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_2^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-28}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_4^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	CuCl_4^{2-}	$6,3 \cdot 10^{-6}$
$\text{Ag}(\text{SO}_4)_2^{3-}$	0,59	CuBr_2^-	$1,3 \cdot 10^{-6}$
AgCl_2^-	$1,76 \cdot 10^{-5}$	CuI_2^-	$1,75 \cdot 10^{-9}$
AgCl_3^{2-}	$4,0 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
AgCl_4^{3-}	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
AgBr_2^-	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
AgI_3^{2-}	$1,4 \cdot 10^{-14}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
AgI_4^{3-}	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$\text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	$1,05 \cdot 10^{-3}$
AgBr_4^{3-}	$6,3 \cdot 10^{-10}$	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	HgCl_4^{2-}	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-9}$	HgBr_4^{2-}	$2,0 \cdot 10^{-22}$
AlF_6^{3-}	$1,44 \cdot 10^{-20}$	HgI_4^{2-}	$1,48 \cdot 10^{-30}$
AlF_4^-	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$\text{Hg}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$
$\text{Au}(\text{SCN})_2^-$	$1,0 \cdot 10^{-23}$	$\text{Hg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$5,3 \cdot 10^{-20}$
$\text{Au}(\text{SCN})_4^-$	$1,0 \cdot 10^{-42}$	$\text{Mg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	10,9
AuCl_4^-	$5,0 \cdot 10^{-22}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$
AuBr_2^-	$4,0 \cdot 10^{-13}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	PbCl_4^{2-}	$7,1 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	PbBr_4^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{SCN})_6^{4-}$	1,03	PbI_4^{2-}	$1,4 \cdot 10^{-4}$
CdCl_4^{2-}	$9,3 \cdot 10^{-3}$	PtCl_4^{2-}	$2,5 \cdot 10^{-17}$
CdCl_6^{4-}	$2,6 \cdot 10^{-3}$	PtBr_4^{2-}	$4,0 \cdot 10^{-21}$
CdBr_4^{2-}	$2,0 \cdot 10^{-4}$	PtI_4^{2-}	$2,5 \cdot 10^{-30}$

Окончание таблицы 3

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
CdI_4^{2-}	$8,0 \cdot 10^{-7}$	PdCl_4^{2-}	$6,3 \cdot 10^{-13}$
CdI_6^{4-}	$1,0 \cdot 10^{-6}$	PdBr_4^{2-}	$8,0 \cdot 10^{-17}$
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$\text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$	$\text{Zn}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-64}$	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	ZnCl_4^{2-}	1
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$	$1,35 \cdot 10^{-11}$	ZnI_4^{2-}	220

Таблица 4

Произведение растворимости труднорастворимых в воде соединений

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Hg_2CO_3	$9 \cdot 10^{-17}$
AgCH_3COO	$4,0 \cdot 10^{-3}$	Hg_2Cl_2	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	Hg_2I_2	$4,5 \cdot 10^{-29}$
Ag_2CO_3	$1,2 \cdot 10^{-12}$	HgS (красная)	$4,0 \cdot 10^{-53}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Hg_2S	$1 \cdot 10^{-47}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Hg_2SO_4	$6,8 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$1,0 \cdot 10^{-10}$	KClO_4	$1,1 \cdot 10^{-2}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	KIO_4	$8,3 \cdot 10^{-4}$
Ag_3PO_4	$1,3 \cdot 10^{-20}$	$\text{La}(\text{OH})_3$	$6,5 \cdot 10^{-20}$
Ag_2S	$2,0 \cdot 10^{-50}$	Li_2CO_3	$4,0 \cdot 10^{-3}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	LiF	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Ag_2SO_4	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Li_3PO_4	$3,2 \cdot 10^{-9}$
AgOH	$1,6 \cdot 10^{-8}$	MgCO_3	$2,1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1 \cdot 10^{-32}$	MgF_2	$6,5 \cdot 10^{-9}$
AuBr	$5,0 \cdot 10^{-17}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
AuCl	$2,0 \cdot 10^{-13}$	MnCO_3	$1,8 \cdot 10^{-11}$
AuCl_3	$3,2 \cdot 10^{-25}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$1,9 \cdot 10^{-13}$
AuI	$1,6 \cdot 10^{-23}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO_3	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Na_3AlF_6	$4 \cdot 10^{-10}$
BaCrO_4	$1,2 \cdot 10^{-10}$	NaIO_4	$3 \cdot 10^{-3}$
BaF_2	$1,1 \cdot 10^{-6}$	$\text{Ni}(\text{CN})_2$	$3 \cdot 10^{-23}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	NiCO_3	$1,3 \cdot 10^{-7}$
$\text{Be}(\text{OH})_2$	$6,3 \cdot 10^{-22}$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2 \cdot 10^{-15}$
$\text{Bi}(\text{OH})_3$	$4,3 \cdot 10^{-31}$	$\alpha\text{-NiS}$	$3,2 \cdot 10^{-19}$
Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$	$\beta\text{-NiS}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
CaCO_3	$3,8 \cdot 10^{-9}$	$\gamma\text{-NiS}$	$2,0 \cdot 10^{-26}$
CaCrO_4	$7,1 \cdot 10^{-4}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-6}$
CaF_2	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbCO_3	$7,5 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$	PbCl_2	$1,6 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2 \cdot 10^{-29}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaSO_4	$2,5 \cdot 10^{-5}$	PbF_2	$2,7 \cdot 10^{-8}$
CdCO_3	$1,0 \cdot 10^{-12}$	PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-14}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CoCO_3	$1,05 \cdot 10^{-10}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-15}$	$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$4 \cdot 10^{-42}$
$\text{Cr}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$	SnI_2	$8,3 \cdot 10^{-6}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$6,3 \cdot 10^{-27}$
CuBr	$5,25 \cdot 10^{-9}$	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-57}$

Вещество	ПР	Вещество	ПР
CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-8}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	SrF ₂	$2,5 \cdot 10^{-9}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Sr(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	TlCl	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	Tl ₂ CrO ₄	$9,8 \cdot 10^{-13}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	Tl(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-46}$
Fe(OH) ₂	$8,0 \cdot 10^{-16}$	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	Zn(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-17}$
FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$		

Варианты домашних заданий

Вариант	Задачи	Вариант	Задачи
1	1, 11, 21	11	16, 31, 58
2	2, 12, 22	12	17, 32, 57
3	3, 13, 23	13	19, 33, 56.
4	4, 14, 24	14	23, 27, 42
5	5, 15, 25	15	12, 35, 43
6	6, 16, 26	16	18, 37, 44
7	7, 17, 27	17	45, 51, 52
8	8, 18, 28	18	46, 50, 54
9	9, 19, 29	19	15, 47, 53
10	10, 20, 30	20	28, 48, 49