

Госкомитет Российской Федерации по высшему образованию  
НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра общей и неорганической химии

19

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С ВОДОЙ И ВОДНЫМИ РАСТВОРАМИ  
КИСЛОТ И ЩЕЛОЧЕЙ

Методические указания к лабораторным работам по курсу общей и  
неорганической химии

НИЖНИЙ НОВГОРОД  
1996

Составители: Л.Н.Четырбок, Ю.В.Батталова, Т.В.Сазонтьева,  
С.В.Краснодубская

УДК 54 (07)

Взаимодействие металлов с водой и водными растворами кислот и щелочей:  
Метод. указания по курсу общей и неорганической химии/ НГТУ; Сост.:  
Л.Н.Четырбок, Ю.В.Батталова, Т.В.Сазонтьева, С.В.Краснодубская.  
Н.Новгород, 1996. 19 с.

Методические указания "Взаимодействие металлов с водой и водными растворами кислот и щелочей" включает краткое теоретическое введение, описание проведения лабораторных работ, примеры расчета термодинамических параметров реакций, справочные материалы по данной теме.

Научный редактор Г.Ф.Володин

Редактор И.И.Морозова

Подп. к печ. 26.09.96. Формат 60x84<sup>1</sup>/16. Бумага газетная. Печать офсетн.  
Печ.л. I, 25 Уч.-изд.л. I, 2 . Тираж 1000 экз. Заказ 327.  
Бесплатно.

Типография НГТУ.

603600, Н.Новгород, ул.Минина, 24.

© Нижегородский государственный  
технический университет, 1996

Принципиальная возможность растворения металлов в воде, водных растворах кислот и щелочей определяется термодинамикой процессов. Термодинамическим критерием самопроизвольного протекания реакции при  $P, T = \text{const}$  является убыль энергии Гиббса,  $\Delta G_{xp} < 0$ . Поскольку рассматриваемые реакции являются окислительно-восстановительными, то, учитывая зависимость

$$\Delta G_{xp} = -nF \cdot E_{xp} = nF(E_{\text{ок-лв}} - E_{\text{в-лв}}),$$

можно в качестве критерия направления процесса использовать неравенство

$$E_{\text{ок-лв}} > E_{\text{в-лв}},$$

где  $n$  - число молей электронов, участвующих в реакции;  $F$  - число Фарадея, 96500 Кл/моль;  $E$  - ЭДС, В;  $E_{\text{ок-лв}}$  и  $E_{\text{в-лв}}$  - окислительно-восстановительные потенциалы.

Восстановителем в этих реакциях всегда является металл, а окислителем может быть вода или кислота. Следовательно, критерием самопроизвольного протекания данных реакций является неравенство

$$E_{\text{ок-лв}} > E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}},$$

где  $\text{Me}^{n+}$  - ион металла в растворе,  $\text{Me}$  - металл.

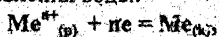
В соответствии с уравнением Нернста для металлических электродов  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^0 + RT/nF \ln a_{\text{Me}^{n+}}$  уменьшение активности потенциалопределяющих ионов  $a_{\text{Me}^{n+}}$  приводит к уменьшению потенциала электрода. Поэтому в условиях образования металлом устойчивых комплексных соединений равновесный потенциал металлического электрода смещается в отрицательную сторону, и увеличивается восстановительная активность металла. Чем устойчивее образующийся комплекс, тем больше восстановительные свойства металла.

В ряде случаев термодинамически возможный процесс может быть заторможен, и реальность его осуществления определяет кинетика. Одной из причин торможения процесса растворения металлов может быть образование на их поверхности защитных оксидных или солевых пленок, затрудняющих непосредственный контакт металла с окислителем. Торможение или полное прекращение химического процесса за счет продуктов взаимодействия называется пассивированием.

Если окислителем является вода или ионы водорода, то тормозящим фактором может быть также высокое перенапряжение выделения водорода.

#### Взаимодействие металлов с водой

Термодинамическая возможность взаимодействия металлов с водой определяется соотношением электродных потенциалов металла и восстановления воды:



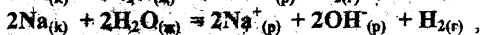
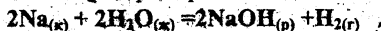
$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$$

$$E_{\text{H}_2/\text{OH}^-} = -0,41 \text{ В (pH}=7)$$

Следовательно, металлы, имеющие электродный потенциал более отрицательный, чем  $-0,41$  В, могут реагировать с водой с выделением водорода.

При взаимодействии металлов с водой может быть два случая:

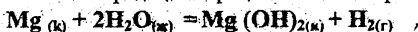
1) образующийся гидроксид металла хорошо растворим в воде, и реакция протекает беспрепятственно, например:



$$\Delta G^{\circ}_{298}, \text{ кДж/моль} \quad 0,00 \quad -237,40 \quad -262,13 \quad -157,4 \quad 0,00$$

$$\Delta G^{\circ}_{298\text{р}} = -2 \cdot 157,4 - 2 \cdot 262,13 - (-2 \cdot 237,4) = -364,26 \text{ кДж};$$

2) образующийся гидроксид металла труднорастворим в воде, и термодинамически возможная реакция практически не протекает, например:



$$\Delta G^{\circ}_{298}, \text{ кДж/моль} \quad 0,00 \quad -237,4 \quad -833,7 \quad 0,00$$

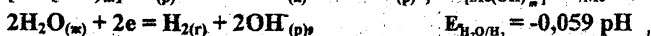
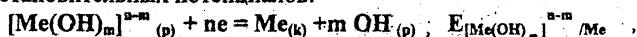
$$\Delta G^{\circ}_{298\text{р}} = -833,7 - (-2 \cdot 237,4) = -358,9 \text{ кДж};$$

$$\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

Многие термодинамически активные металлы не реагируют с водой вследствие пассивирования образующимися на их поверхности прочными нерастворимыми оксидными пленками (Al, Zn и другие).

### Взаимодействие металлов с водными растворами щелочей

С водными растворами щелочей могут взаимодействовать металлы с достаточно отрицательными электродными потенциалами, амфотерные гидроксиды которых образуют растворимые гидроксокомплексы. Образование гидроксокомплексов смещает равновесный электродный потенциал металла в отрицательную сторону. Окислителем являются молекулы воды. Термодинамическая возможность растворения металлов в водных растворах щелочей определяется соотношением следующих окислительно-восстановительных потенциалов:



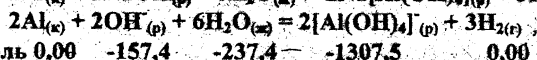
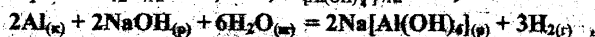
$$E_{\text{H}_2/\text{OH}^-} = -0,82 \text{ В при рН}=14$$

Растворение металла в водном растворе щелочи ( $C_{\text{OH}^-} = 1$  моль/л) может происходить при условии  $E_{[\text{Me}(\text{OH})_m]^{n-m}/\text{Me}} < -0,82$  В и сопровождается выделением водорода. Реакция протекает тем легче, чем устойчивее образующийся гидроксокомплекс (например, с цинком и алюминием). Железо, кобальт, марганец вследствие неустойчивости  $[\text{Э}(\text{OH})_m]^{n-m}$  взаимодействуют с растворами щелочей лишь в мелкораздробленном состоянии и при длительном нагревании.

Термодинамически активный магний не растворяется в щелочных растворах, так как для него не характерно образование гидроксокомплексов, а

устойчивость малорастворимого основного гидроксида магния  $Mg(OH)_2$  в щелочных растворах увеличивается.

Рассмотрим в качестве примера взаимодействие с раствором  $NaOH$  алюминия, для которого  $E_{Al^{3+}/Al}^0 = -1,66$  В,  $E_{[Al(OH)_4]^-/Al}^0 = -2,35$  В:



$$\Delta G^{\circ}_{298} \text{ кДж/моль } 0,00 \quad -157,4 \quad -237,4 \quad -1307,5 \quad 0,00$$

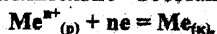
$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -21307,5 + 2157,4 + 6237,4 = -875,8 \text{ кДж}$$

$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -nFE^{\circ} = -696500 \cdot (-0,82 + 2,35) \cdot 10^{-3} = -885,87 \text{ кДж}$$

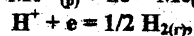
### Взаимодействие металлов с соляной кислотой

Соляная кислота относится к числу наиболее сильных. Концентрированная кислота (массовая доля хлороводорода  $\approx 37\%$ ) имеет плотность  $1,19$  г/см<sup>3</sup>.

Растворение металлов в соляной кислоте, окислительные свойства которой обусловлены ионами  $H^+$ , определяется соотношением следующих окислительно-восстановительных потенциалов:



$$E_{Me^{n+}/Me}$$

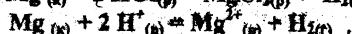


$$E_{H^+/H_2} = -0,059 \text{ рН}$$

$$(E_{H^+/H_2} = 0,0 \text{ В при рН} = 0)$$

Таким образом, в соляной кислоте при  $C_{H^+} = 1$  моль/л должны растворяться металлы, имеющие электродный потенциал  $E_{Me^{n+}/Me}$  меньше нуля.

Например:  $Mg_{(к)} + 2HCl_{(р)} = MgCl_{2(р)} + H_{2(г)}$



$$\Delta G^{\circ}_{298} \text{ кДж/моль } 0,0 \quad 0,0 \quad -455,1 \quad 0,0$$

$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -455,1 \text{ кДж}$$

Чем отрицательнее значение  $E_{Me^{n+}/Me}$ , тем глубже протекает процесс.

В ряде случаев термодинамически разрешенный процесс взаимодействия металла с соляной кислотой тормозится вследствие образования на его поверхности защитных солевых пленок. Например, свинец в разбавленной соляной кислоте практически не растворяется, так как на его поверхности образуется труднорастворимый хлорид свинца (II) ( $IP_{PbCl_2} = 2 \cdot 10^{-5}$ ).

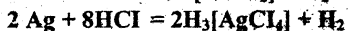
Не менее важной причиной торможения процесса растворения некоторых металлов в соляной кислоте является высокое перенапряжение выделения водорода. Например, реакция растворения чистого цинка в соляной кислоте не будет происходить с заметной скоростью вследствие значительного перенапряжения выделения водорода на цинке ( $\eta_{H_2} = -1,24$  В).

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

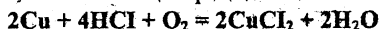
С концентрированными растворами соляной кислоты с образованием комплексных соединений могут реагировать и некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода. Образование прочных хлоридных

комплексов уменьшает электродный потенциал металла и увеличивает его восстановительную активность. Так, медь и серебро растворяются в сильно концентрированных растворах соляной кислоты (медь при концентрациях выше 5,2 М, серебро - выше 9,2 М).

Процессы растворения меди и серебра могут быть выражены следующими уравнениями



В присутствии окислителей, например кислорода, медь может растворяться в соляной кислоте любой концентрации:



### Взаимодействие металлов с серной кислотой

Разбавленная серная кислота, окислителем в которой является ион водорода, действует на металлы подобно соляной кислоте. Так, при  $C_{\text{H}^+} = 1$  моль/л в серной кислоте могут растворяться только металлы, для которых  $E_{\text{Me}^{2+}/\text{Me}} < 0,0$  В. (Например,  $\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р})} = \text{MgSO}_{4(\text{р})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ ,  $\text{Mg}_{(\text{к})} + 2\text{H}^+_{(\text{р})} = \text{Mg}^+_{(\text{р})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ ).

По мере увеличения концентрации  $\text{H}_2\text{SO}_4$  роль иона водорода как окислителя уменьшается, и значительно возрастает окислительное действие недиссоциированных молекул кислоты. При концентрации кислоты более 70% окисление металлов происходит практически молекулами  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Формально можно считать, что окислителем в этих случаях является сера со степенью окисления +6. Концентрированная серная кислота может окислять металлы, стоящие в ряду напряжений металлов и до водорода, и после него. Продуктами восстановления концентрированной серной кислоты могут быть  $\text{SO}_{2(\text{г})}$ ,  $\text{S}_{(\text{к})}$  и  $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$ . Относительное содержание того или иного продукта зависит от восстановительной активности металла и от условий протекания реакции, в частности от температуры.

Так, для металлов с сильными восстановительными свойствами (Mg, Zn, Fe и др.) отрицательные и близкие значения  $\Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}}$  указывают на возможность одновременного протекания трех параллельных реакций.

Рассмотрим взаимодействие магния с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кДж/моль}} \quad 0,00 \quad -690,7 \quad -1158,7 \quad -300,41 \quad -237,4$$

$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}} = -552,51 \text{ кДж/моль Mg}$$



$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кДж/моль}} \quad 0,00 \quad -690,7 \quad -1158,7 \quad 0,0 \quad -237,4$$

$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}} = -1662,9 \text{ кДж, или } \Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}} = -554,3 \text{ кДж/моль Mg}$$



$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кДж/моль}} \quad 0,0 \quad -690,7 \quad -1158,7 \quad -33,0 \quad -237,4$$

$$\Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}} = -2163,9 \text{ кДж, или } \Delta G^{\circ}_{298, \text{кР}} = -540,98 \text{ кДж/моль Mg}$$

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с такими малоактивными металлами как медь, серебро, ртуть, основным продуктом восстановления серной кислоты является  $\text{SO}_2$ , так как две другие реакции, хотя и являются термодинамически разрешенными, протекают с очень малой скоростью:



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

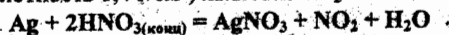
### Взаимодействие металлов с азотной кислотой

Азотная кислота - сильная одноосновная кислота. Соли азотной кислоты практически все хорошо растворимы в воде.

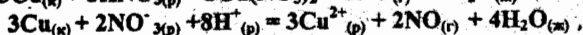
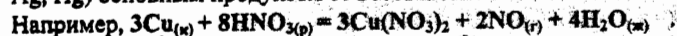
Азотная кислота, являясь сильным окислителем, растворяет почти все металлы, кроме золота и платины. Окислительное действие азотной кислоты осуществляется анионом  $\text{NO}_3^-$  (фактически азотом со степенью окисления +5), поэтому при взаимодействии её с металлами водород не выделяется. Разнообразные продукты восстановления  $\text{HNO}_3$  содержат азот в различных степенях окисления: +4 +2 +1 0 -3 -3

$\text{NO}_2, \text{NO}, \text{N}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{NH}_3 (\text{NH}_4\text{NO}_3)$  (см. таблицу окислительно-восстановительных потенциалов). Образование тех или иных продуктов зависит от концентрации  $\text{HNO}_3$  и активности металла.

Основным продуктом восстановления концентрированной  $\text{HNO}_3$  (обычно 65%  $\text{HNO}_3$ , плотность 1,4 г/см<sup>3</sup>) является  $\text{NO}_2$ :

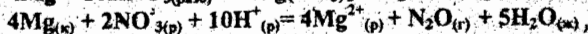
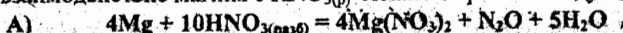


При взаимодействии разбавленной азотной кислоты (плотность 1,2 г/см<sup>3</sup> и ниже) с металлами, стоящими в электрохимическом ряду после водорода (Cu, Ag, Hg) основным продуктом ее восстановления является NO:

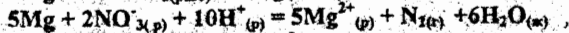
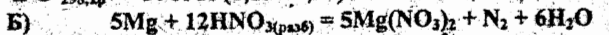


$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -nFE^{\circ} = -6 \cdot 96500(0,96 - 0,34) \cdot 10^{-3} = -358,98 \text{ кДж}$$

С увеличением активности металла возрастает содержание продуктов во все более низкими степенями окисления азота. Для металлов, стоящих в электрохимическом ряду до водорода (Sn, Mg, Zn и др.) основными продуктами восстановления азотной кислоты являются  $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{N}_2$ . Например, взаимодействие магния с  $\text{HNO}_{3(р)}$  можно выразить следующими уравнениями:

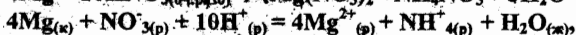


$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -8 \cdot 96500(1,12 + 2,37) \cdot 10^{-3} = -2694,28 \text{ кДж}$$



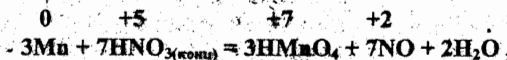
$$\Delta G^{\circ}_{298,р} = -10 \cdot 96500(1,12 + 2,37) \cdot 10^{-3} = -3483,65 \text{ кДж}$$

Очень разбавленная  $\text{HNO}_3$  ( $\approx 0,1 \text{ M}$ ) при взаимодействии с активными металлами может быть восстановлена до  $\text{NH}_3$ , который с избытком  $\text{HNO}_3$  образует нитрат аммония:



$$\Delta G_{298, \text{р}} = -896500(0,87 + 2,37)10^{-3} = -2501,28 \text{ кДж}$$

На некоторые металлы, такие как олово, марганец, рений, концентрированная азотная кислота действует несколько необычно. В этом случае образуются не соли металлов, а кислоты с высшей положительной степенью окисления металла, и азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}$ .

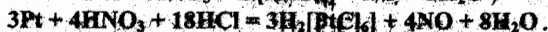


Концентрированная азотная кислота при обычных условиях пассивирует многие металлы: железо, хром, алюминий, металлы подгруппы титана - на их поверхности образуется тонкий, но плотный слой нерастворимого оксида, защищающий металл от дальнейшего окисления.

### Взаимодействие металлов с "царской водкой"

Смесь одного объема концентрированной  $\text{HNO}_3$  (плотность  $1,4 \text{ г/см}^3$ ) и трех объемов концентрированной  $\text{HCl}$  (плотность  $1,19 \text{ г/см}^3$ ) называют "царской водкой". Она растворяет платину и золото, которые не взаимодействуют ни с одной из рассмотренных выше кислот, и другие неактивные металлы. Растворение сопровождается образованием прочных растворимых хлоридных комплексов. Азотная кислота играет роль окислителя, а соляная кислота является комплексообразующей средой.

Растворение золота и платины в "царской водке" можно представить следующими уравнениями:



## ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

### А. Общее задание к опытам с концентрированной серной кислотой

Выполнить реакции обнаружения возможных продуктов восстановления концентрированной серной кислоты металлом следующим образом:

1. Обнаружение  $\text{SO}_2$ :  $\text{SO}_2$  - кислотный оксид, с парами воды он дает слабую сернистую кислоту  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ . Как только после закипания раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. с металлом начинает выделяться газ, к отверстию пробирки



поднесите фильтровальную бумагу, смоченную лакмусом. Как изменяется цвет лакмусового пятна? Почему?

2. При дальнейшем нагревании в пробирке появляется мутно-желтоватый коллоидный раствор свободной серы, которая обнаруживается визуально.

3. Последующее нагревание приводит к образованию сероводорода. Для его обнаружения к отверстию пробирки поднесите фильтровальную бумагу, смоченную нитратом свинца (II)  $Pb(NO_3)_2$ . Появляющееся на бумаге черное пятно - осадок сульфида свинца ( $IP_{PbS} = 2,5 \cdot 10^{-27}$ ). Объясните причину его появления, составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции его образования.

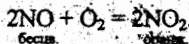
Для всех окислительно-восстановительных процессов запишите уравнения реакций, используя метод электронного баланса, рассчитайте для них  $\Delta G^{\circ}_{298}$  и определите наиболее вероятный продукт восстановления концентрированной серной кислоты металлом, с которым вы работаете.

### Б. Общее задание к опытам с азотной кислотой

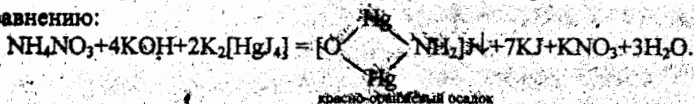
Продукты восстановления азотной кислоты металлом обнаруживаются следующим образом:

1. Диоксид азота  $NO_2$  (бурый газ) образуется на границе металл-раствор и, выделяясь, заполняет всю пробирку ярко-оранжевыми парами.

2. Выделяющийся оксид  $NO$  бесцветен, но он легко окисляется до  $NO_2$ , поэтому у отверстия пробирки сразу появляются клубы бурого газа  $NO_2$ , образующегося при контакте  $NO$  с кислородом воздуха:



3. Образующийся ион аммония  $NH_4^+$  обнаруживается с помощью реактива Несслера, представляющего собой щелочной раствор комплексного соединения ртути состава  $K_2[HgJ_4]$ . Реакция протекает по следующему уравнению:



Для всех приведенных процессов составьте уравнения, используя ионно-электронный метод, подтвердите термодинамическую возможность их протекания на основании расчета  $\Delta G^{\circ}_{298}$  для каждого процесса. Как окислительная способность азотной кислоты зависит от ее концентрации?

Плотности:  $H_2SO_4$  конц.  $1,84 \text{ г/см}^3$ ,  $HNO_3$  конц.  $1,4 \text{ г/см}^3$ .

## 1. МАГНИЙ

**Опыт 1. Взаимодействие магния с водой.** В пробирку поместите магний и прилейте 2-3 мл дистиллированной воды. Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, осторожно нагрейте пробирку. Какой газ выделяется? В охлажденный раствор добавьте 2-3 капли фенолфталеина. Как изменяется окраска раствора? Почему? Составьте уравнение реакции, рассчитайте  $\Delta G^\circ_{xp}$  и  $E^\circ_{xp}$ .

**Опыт 2. Взаимодействие магния с соляной кислотой.** В пробирку поместите магний и прилейте 2-3 мл 2М HCl. Отметьте наблюдения. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции и рассчитайте  $\Delta G^\circ_{xp}$  и  $E^\circ_{xp}$ .

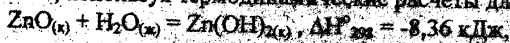
**Опыт 3. Взаимодействие магния с серной кислотой.** В две пробирки положите по одной стружке магния и налейте в одну пробирку 2-3 мл 1М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а в другую - такой же объем H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> концентрированной. Отметьте наблюдения. Выполните задание А(стр.8).

**Опыт 4. Взаимодействие магния с азотной кислотой.** В три пробирки поместите магниевые стружки и прилейте по 2-3 мл: в одну пробирку HNO<sub>3</sub> концентрированную, во вторую - азотную кислоту умеренной концентрации (пл. 1,2 г/см<sup>3</sup>), а в третью - 0,1 М HNO<sub>3</sub>. Какой продукт восстановления азотной кислоты получается в каждом случае? Выполните задание Б(стр.9).

## II. ЦИНК

**Опыт 1. Взаимодействие цинка с водным раствором щелочи.** Поместите в пробирку немного порошкообразного цинка и прилейте ~ 2 мл дистиллированной воды. Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, осторожно нагрейте пробирку. Почему нагревание не вызывает реакции?

Объясните, используя термодинамические расчеты для процесса



Затем в пробирку добавьте 5-6 мл 20%-го раствора KOH. Отметьте наблюдения. Часть охлажденного раствора отлейте в чистую сухую пробирку и добавьте 2-3 капли насыщенного раствора сульфида натрия (под тягой!). Объясните образование белого осадка сульфида цинка (IP  $ZnS = 1,6 \cdot 10^{-24}$ ). Рассчитайте  $\Delta G^\circ_{298}$  реакции разрушения тетрагидроксоцинкат-иона ( $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-} = 3,6 \cdot 10^{-16}$ ). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных реакций и объясните термодинамическую возможность их протекания по расчету  $\Delta G^\circ_{298}$  для них.

**Опыт 2. Взаимодействие цинка с соляной кислотой.** В пробирку поместите гранулу цинка и прилейте 2-3 мл 2М HCl. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции и подтвердите возможность ее

осуществления расчётом ( $\Delta G^{\circ}_{298}$ )<sub>кр.</sub> и  $E^{\circ}$ <sub>кр.</sub> С помощью реактива  $\text{Na}_2\text{S}$  докажите появление ионов  $\text{Zn}^{2+}$  в растворе.

**Опыт 3. Взаимодействие цинка с серной кислотой.** В две пробирки положите по одной грануле цинка и налейте в одну пробирку 2-3 мл 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а в другую - такой же объем  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированной. Отметьте наблюдения. Для концентрированной кислоты выполните задание А (стр.8).

**Опыт 4. Взаимодействие цинка с азотной кислотой.** В две пробирки поместите гранулированный цинк, а в третью - цинковую пыль и прилейте по 2-3 мл: в одну пробирку - концентрированной  $\text{HNO}_3$ , во вторую - азотную кислоту умеренной концентрации, а в третью - 0,1 М  $\text{HNO}_3$ . Отметьте наблюдения, выполните задание Б (стр.9).

### III. КАДМИЙ

**Опыт 1. Взаимодействие кадмия с разбавленными кислотами.** В три пробирки положите по 2-3 стружки металлического кадмия и прилейте по 2-3 мл.: в первую пробирку -  $\text{HCl}$  концентрации 1:1, во вторую - 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а в третью - 2 М  $\text{HNO}_3$ . С какой кислотой идет процесс при комнатной температуре?

Пробирки с серной и соляной кислотами нагрейте до кипения растворов. Отметьте наблюдения. Как влияет повышение температуры на скорость растворения кадмия в этих кислотах.

Охлажденные растворы перелейте в две пробирки и в каждую добавьте по две-три капли насыщенного раствора сульфида натрия (под тягой!). Объясните причину образования желтого осадка сульфида кадмия ( $\text{IP}_{\text{CdS}} = 1,2 \cdot 10^{-28}$ ).

Для всех реакций составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения и по расчету  $\Delta G^{\circ}_{298}$  и  $E^{\circ}$  для них объясните термодинамическую возможность их осуществления.

**Опыт 2. Взаимодействие кадмия с концентрированными кислотами.** В две пробирки поместите немного металлического кадмия и добавьте по 2-3 мл в одну концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а другую - концентрированной  $\text{HNO}_3$ . Отметьте наблюдения. Пробирку с серной кислотой нагрейте. Выполните задания А и Б (стр.8,9).

### IV. А ЛЮМИНИЙ

**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 5-6 мл 40%-ного  $\text{NaOH}$ . Какой газ выделяется?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции учитывая, что окисленный алюминий входит в состав гидроксокомплекса  $[\text{Al}(\text{OH})_4]$ . Объясните термодинамическую возможность растворения

алюминия в растворе щелочи по расчету ( $\Delta G^{\circ}_{298}$ )<sub>хр</sub>. Может ли алюминий растворяться в чистой воде? Ответ обоснуйте.

**Опыт 2. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой.** В пробирку поместите стружку алюминия и прилейте 2-3 мл HCl концентрации 1:1. Почему реакция выделения газа идет не сразу? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций первичного и вторичного процессов, рассчитайте для них  $\Delta G^{\circ}_{298}$ , а для процесса растворения алюминия в соляной кислоте -  $E^{\circ}_{хр}$ . Объясните все наблюдения.

**Опыт 3. Взаимодействие алюминия с серной кислотой.** В две пробирки положите алюминиевую стружку и прилейте по 2-3 мл в одну 1 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а в другую - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> концентрированную. Что наблюдаете?

Подогрейте пробирку с 1 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и отметьте влияние температуры на скорость растворения в ней алюминия.

Процесс растворения алюминия в концентрированной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> начинается при комнатной температуре. Докажите, что выделяющийся газ - SO<sub>2</sub>, и далее поступайте, как написано в задании А (стр.8).

**Опыт 4. Взаимодействие алюминия с азотной кислотой.** В три пробирки поместите алюминиевую стружку и прилейте по 2-3 мл.: в первую пробирку - концентрированной HNO<sub>3</sub>, во вторую - 2М HNO<sub>3</sub>, а в третью - 0,1М HNO<sub>3</sub>. С кислотой какой концентрации процесс не идет и почему? Для протекающих процессов выполните соответствующие пункты задания Б (стр.9).

**Опыт 5. Пассивация алюминия концентрированной азотной кислотой.** Поместите в пробирку алюминиевую стружку, прилейте 2-3 мл концентрированной HNO<sub>3</sub> и выдержите в ней 3-5 минут. Осторожно слейте кислоту и, не встряхивая металл, тщательно промойте его 2-3 раза дистиллированной водой. Слив воду, добавьте в пробирку 3-4 мл HCl концентрации 1:1. Сравните наблюдения с опытом 2. Чем объясняется резкое снижение скорости процесса?

Вылейте соляную кислоту и осторожно снова промойте металл дистиллированной водой. Слив воду, добавьте к алюминию HNO<sub>3</sub> концентрированную (2-3 мл), осторожно нагрейте на небольшом пламени горелки. Как повлияло нагревание на растворение алюминия в концентрированной азотной кислоте? Какой газ выделяется?

Составьте уравнения проведенных реакций, для окислительно-восстановительных процессов подберите коэффициенты методом электронного баланса, докажите термодинамическую возможность их протекания по расчету  $\Delta G^{\circ}_{298}$  для них.

## У. СВИНЕЦ

**Опыт 1. Взаимодействие свинца с разбавленными кислотами.** В три пробирки положите по одной грануле свинца и прилейте по 2-3 мл: в одну 2 М

HCl, в другую - 1 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а в третью 2 М HNO<sub>3</sub>. Отметьте наблюдения. Нагрейте пробирки на небольшом пламени горелки. С какими кислотами процесс не идет и почему? Охладив растворы, слейте их в другие пробирки и добавьте по 2-3 капли насыщенного раствора иодида калия (реактив на ион Pb<sup>2+</sup>). В какой пробирке выпад желтый осадок иодида свинца (II) PbI<sub>2</sub>? Объясните причину его образования ( $\text{IP}_{\text{PbI}_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$ ).

• Составьте уравнения всех прошедших реакций, для окислительно-восстановительных - подберите коэффициенты ионно-электронным методом и по расчету  $\Delta G^{\circ}_{298}$  для них объясните термодинамическую возможность их протекания. Какие факторы повлияли на прекращение реакции в соляной и серной кислотах?

**Опыт 2. Взаимодействие свинца с концентрированными кислотами.** В две пробирки положите по одной грануле свинца и прилейте по 2-3 мл концентрированных кислот: в одну - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, в другую - HNO<sub>3</sub>. Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте пробирки. Какие изменения происходят? Составьте уравнения проведенных реакций (при растворении свинца в концентрированной серной кислоте образуется кислая соль Pb(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>). Объясните термодинамическую возможность протекания реакций расчетом  $\Delta G^{\circ}_{298}$  для них.

## VI. О Л О В О

**Опыт 1. Взаимодействие олова с концентрированным раствором щелочи.** Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2-3 мл 40%-ного NaOH. Отметьте отсутствие реакции при комнатной температуре; слегка нагрейте пробирку. Как повлияло нагревание на скорость процесса? Какой газ выделяется? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Рассчитайте ( $\Delta G^{\circ}_{298}$ )<sub>р</sub> и объясните, почему растворение происходит в концентрированной щелочи и при нагревании.

**Опыт 2. Взаимодействие олова с соляной кислотой.** Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2-3 мл HCl концентрации 1:1. Осторожно нагрейте содержимое и отметьте наблюдения. Охлажденный раствор отлейте в другую пробирку и добавьте 2-3 капли насыщенного раствора сульфида натрия. Объясните образование черного осадка сульфида олова ( $\text{IP}_{\text{SnS}} = 1 \cdot 10^{-28}$ ). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций, объясните термодинамическую возможность их протекания по расчету  $\Delta G^{\circ}_{298}$  для них и E° для окислительно-восстановительной реакции.

**Опыт 3. Взаимодействие олова с серной кислотой.** В две пробирки положите по грануле олова и добавьте по 2-3 мл: в одну - 1 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а в другую - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> концентрированной, отметьте наблюдения. Осторожно подогрейте обе пробирки. Какие изменения происходят? Выполните задание А (стр.8). (При растворении в концентрированной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> олово окисляется до Sn<sup>4+</sup>, образуя сульфат олова (IV) Sn(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>).

**Опыт 4. Взаимодействие олова с азотной кислотой.** В три пробирки положите по грануле олова и добавьте по 2-3 мл: в первую пробирку - концентрированной  $\text{HNO}_3$ , во вторую -  $\text{HNO}_3$  умеренной концентрации, а в третью - 0,1 М  $\text{HNO}_3$ . Отметьте наблюдения. Выполните задание Б (стр.9). (При растворении в концентрированной  $\text{HNO}_3$  олово окисляется до метаоловянной кислоты, которая выделяется в виде белого осадка). После опытов с разбавленной  $\text{HNO}_3$  растворы перелите в другие пробирки и проверьте наличие иона  $\text{Sn}^{2+}$  с помощью насыщенного сульфида натрия (см. оп. 2).

## VII. ХРОМ

**Опыт 1. Взаимодействие хрома с соляной кислотой.** Кусочек хрома поместите в пробирку и добавьте 2-3 мл 2 М  $\text{HCl}$ . Слегка подогрейте. Как повлияла температура на скорость процесса? Отметьте наблюдения. Образующиеся в процессе ионы  $\text{Cr}^{2+}$  моментально окисляются до ионов  $\text{Cr}^{3+}$ , которые в гидратированном состоянии имеют зелено-голубую окраску.

Составьте уравнения протекающих реакций; объясните, почему в первую очередь в раствор переходят ионы  $\text{Cr}^{2+}$  и почему они неустойчивы в данной системе. Ответ дайте на основании расчетов ( $\Delta G_{298}^0$ )<sub>кр</sub> и  $E^0$ <sub>кр</sub>.

**Опыт 2. Взаимодействие хрома с серной кислотой.** В две пробирки внесите по кусочку металлического хрома и добавьте по 2-3 мл: в первую - 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированной. Отметьте наблюдения.

Осторожно нагрейте пробирки до кипения растворов. Какие наблюдаются изменения? Объясните, почему цвет раствора свидетельствует о присутствии в нем ионов  $\text{Cr}^{3+}$ ? Выполните задание А (стр.8).

**Опыт 3. Взаимодействие хрома с азотной кислотой.** В две пробирки поместите по кусочку хрома и добавьте по 2-3 мл; в одну - 2 М  $\text{HNO}_3$ , в другую -  $\text{HNO}_3$  концентрированную. Отметьте наблюдения.

Нагрейте обе пробирки до кипения растворов. Какие появились изменения? Выполните задание Б (стр.9).

## VIII. МАРГАНЕЦ

**Опыт 1. Взаимодействие марганца с соляной кислотой.** В пробирку поместите небольшой кусочек металлического марганца и прилейте 2-3 мл 2М  $\text{HCl}$ . Отметьте наблюдения. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции и обоснуйте термодинамическую возможность протекания по расчету ( $\Delta G_{298}^0$ )<sub>кр</sub> и  $E^0$ <sub>кр</sub>.

**Опыт 2. Взаимодействие марганца с серной кислотой.** В две пробирки поместите по небольшому кусочку марганца и налейте по 2-3 мл: в одну - 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а в другую -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированную. Отметьте наблюдения и выполните задание А (стр.8).

**Опыт 3. Взаимодействие марганца с азотной кислотой.** В три пробирки поместите по небольшому кусочку марганца и прилейте по 2-3 мл азотной кислоты: в первую - концентрированной  $\text{HNO}_3$ , во вторую - 2 М  $\text{HNO}_3$ , а в третью - 0,1 М  $\text{HNO}_3$ . Отметьте наблюдения. Выполните задание Б (стр.9).

## IX. ЖЕЛЕЗО

**Опыт 1. Взаимодействие железа с соляной кислотой.** В пробирку поместите железную стружку и добавьте 3-4 мл 2 М  $\text{HCl}$ . Какой газ выделяется?

Отлейте часть раствора в другую пробирку и добавьте в нее 2-3 капли красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , которая является реактивом на ион  $\text{Fe}^{2+}$ . В пробирке образуется синий осадок  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$  - турбулеза синь.

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных реакций и подтвердите термодинамическую возможность их протекания по расчету ( $\Delta G_{298}^\circ$ )<sub>кр</sub> и  $E^\circ$ <sub>кр</sub> (для окислительно-восстановительной реакции).

**Опыт 2. Взаимодействие железа с серной кислотой.** В две пробирки поместите железные стружки и налейте по 2-3 мл: в одну - 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в другую -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированную. Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте пробирку с концентрированной кислотой. Как повлияло нагревание на скорость растворения железа? Выполните задание А (стр.8).

По окончании реакций и охлаждении второй пробирки растворы слейте в другие пробирки и добавьте в первый раствор 2-3 капли красной кровяной соли (см.оп.1), а во второй - такое же количество роданида калия или аммония, который является реактивом на ион  $\text{Fe}^{3+}$ : в его присутствии образуется роданид железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_2$  - ярко-красного цвета. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций обнаружения катионов железа  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$  в растворе и объясните термодинамическую возможность их осуществления. Как концентрация серной кислоты влияет на продукт окисления железа?

**Опыт 3. Взаимодействие железа с азотной кислотой.** В три пробирки поместите железные стружки и налейте по 2-3 мл: в первую - концентрированную азотной кислоты, во вторую - 2 М  $\text{HNO}_3$ , в третью - 0,1 М  $\text{HNO}_3$ . Отметьте наблюдения.

Осторожно нагрейте пробирку с концентрированной  $\text{HNO}_3$ . Как повлияло повышение температуры на скорость растворения железа? Выполните задание Б (стр.9).

## X. КОБАЛЬТ

**Опыт 1. Взаимодействие с соляной кислотой.** В пробирку положите немного металлического кобальта и налейте 2-3 мл 2 М  $\text{HCl}$ . Осторожно нагрейте ее до кипения. Что наблюдаете? Какую окраску имеют

гидратированные ионы  $\text{Co}^{2+}$ ? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

**Опыт 2. Взаимодействие с серной кислотой.** В две пробирки положите немного металлического кобальта и налейте в одну пробирку 2-3 мл 1 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а в другую - такой же объем  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированной.

Осторожно нагрейте их. Что наблюдаете? Выполните задание А (стр.8). Какие продукты восстановления серной кислоты образуются в каждом случае? Составьте уравнения всех происходящих реакций с учетом окисления кобальта до  $\text{Co}^{2+}$ . В чем заключается различие в действии на кобальт разбавленной и концентрированной серной кислоты?

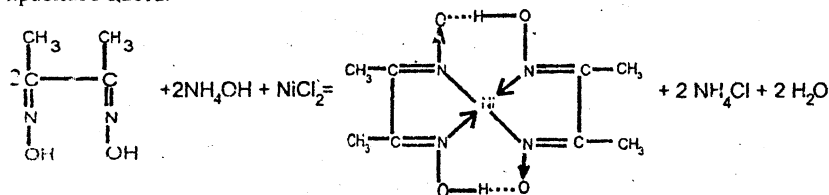
**Опыт 3. Взаимодействие с азотной кислотой.** В две пробирки поместите немного металлического кобальта и налейте в одну пробирку 2-3 мл концентрированной азотной кислоты, а в другую пробирку - такой же объем азотной кислоты плотности 1,2 г/см<sup>3</sup>. Что наблюдаете? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения соответствующих реакций, подберите коэффициенты ионно-электронным методом.

## XI. НИКЕЛЬ

**Опыт 1. Взаимодействие с соляной кислотой.** Поместите в пробирку немного металлического никеля и прилейте 2-3 мл  $\text{HCl}$  конц. 1:1. Слегка нагрейте. Что наблюдаете? Какую окраску имеют гидратированные ионы  $\text{Ni}^{2+}$ ? Как влияет увеличение температуры на скорость реакции? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия никеля с соляной кислотой. Рассчитайте  $(\Delta G^{\circ}_{298})_{\text{кр}}$  и  $E^{\circ}_{\text{кр}}$ .

**Опыт 2. Взаимодействие с серной кислотой.** В две пробирки поместите несколько стружек никеля и добавьте в одну пробирку 2-3 мл 1 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а во вторую -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированной.

Осторожно нагрейте пробирки. Что наблюдаете? Составьте уравнения соответствующих реакций. После окончания реакций и охлаждения пробирок прибавьте несколько капель раствора диметилглиоксима, образующего с гидратированными ионами  $\text{Ni}^{2+}$  диметилглиоксимат никеля - осадок розово-красного цвета.



Для обнаружения продукта восстановления концентрированной серной кислоты используйте задание А(стр.8). В чем состоит различие взаимодействия никеля с разбавленной и концентрированной серной кислотой?



**Опыт 3. Взаимодействие с азотной кислотой.** В две пробирки поместите несколько стружек никеля и добавьте в одну пробирку 2 М  $\text{HNO}_3$ , а во вторую -  $\text{HNO}_3$  концентрированной. Что происходит?

Нагрейте обе пробирки. Какие изменения наблюдаете? Присутствием каких ионов обусловлена окраска растворов? Составьте уравнения соответствующих реакций.

## XII. МЕДЬ

**Опыт 1. Взаимодействие меди с соляной кислотой.** В пробирку поместите кусочек медной фольги и прилейте 2-3 мл 2М  $\text{HCl}$ . Свои наблюдения поясните расчетом ( $\Delta G^{\circ}_{298\text{K}}$ )<sub>р</sub> и  $E^{\circ}_{\text{р}}$ .

**Опыт 2. Взаимодействие меди с серной кислотой.** В две пробирки поместите по кусочку медной фольги и прилейте по 2-3 мл: в одну - 1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в другую -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированной. Отметьте наблюдения. Осторожно нагрейте вторую пробирку. Какие произошли изменения? Выполните задание А (стр.8) (соответствующий вашим наблюдениям пункт).

Зная, что гидратированный ион меди  $\text{Cu}^{2+}$  имеет голубую окраску, разбавьте охлажденный концентрированный раствор дистиллированной водой (~ 1 мл) до появления голубого цвета.

**Опыт 3. Взаимодействие меди с азотной кислотой.** В две пробирки поместите по кусочку медной фольги и прилейте по 2-3 мл: в одну - 2 М  $\text{HNO}_3$ , а в другую -  $\text{HNO}_3$  концентрированную. Отметьте наблюдения.

Слегка нагрейте, следите за изменениями в процессах. Выполните задание Б (стр.9) (пункты, соответствующие вашим наблюдениям). Что свидетельствует о том, что медь растворилась?

Таблица 1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

I. Ряд напряжений металлов	
Электродная реакция	$E^{\circ}, \text{В}$
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,92
$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,90
$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,89
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,71
$\text{La}^{3+} + 3e = \text{La}$	-2,52
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,37
$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,85
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,18
$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,91

$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,76
$Cr^{3+} + 3e = Cr$	-0,74
$Fe^{2+} + 2e = Fe$	-0,44
$Cr^{3+} + 1e = Cr^{2+}$	-0,41
$Cd^{2+} + 1e = Cd$	-0,401
$Co^{2+} + 2e = Co$	-0,277
$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,25
$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0,136
$Pb^{2+} + 2e = Pb$	-0,126
$2H^+ + 2e = H_2$	0,00
$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	+0,15
$Cu^{2+} + e = Cu^+$	+0,153
$Cu^+ + e = Cu$	+0,521
$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	+0,770
$Ag^+ + e = Ag$	+0,799
$Hg^{2+} + 2e = Hg$	+0,854
$Pd^{2+} + 2e = Pd$	+0,987
$Pt^{2+} + 2e = Pt$	+1,200
$Au^{3+} + 3e = Au$	+1,498
$Au^+ + e = Au$	+1,691

## 2. Щелочные растворы

	$E^{\circ}, B$
$[Al(OH)_4]^- + 3e = Al + 4OH^-$	-2,350
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,216
$[Sn(OH)_4]^{2-} + 2e = Sn + 4OH^-$	-0,910
$Mg(OH)_2 + 2e = Mg + 2OH^-$	-2,69

## 3. Равновесные потенциалы (В) водородного электрода при разных рН

$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-(pH = 14)$	-0,82
$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-(pH = 7)$	-0,41

## 4. Восстановление азотной кислоты $E^{\circ}, B$

$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	+0,78
$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	+0,87
$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	+0,96
$2NO_3^- + 10H^+ + 8e = N_2O + 5H_2O$	+1,12
$2NO_3^- + 12H^+ + 10e = N_2 + 6H_2O$	+1,24

Таблица 2

 $\Delta G^{\circ}_{298}$  образования некоторых веществ и ионов (кДж/моль)

Молекула или ион	$\Delta G^{\circ}_{298}$	Молекула или ион	$\Delta G^{\circ}_{298}$
$Al^{3+}_{(p)}$	-480,5	$N_2O_{(r)}$	+104,2
$Al_2O_3_{(s)}$	-1583,3	$NH_4^+_{(p)}$	-79,5
$Al(OH)_3_{(s)}$	-1157	$NO_3^-_{(p)}$	-111,7
$[Al(OH)_4]^-_{(p)}$	-1307,5	$HNO_3_{(p)}$	-80,9
$CNS^-_{(p)}$	+88,6	$Na^+_{(p)}$	-262,13
$Cd^{2+}_{(p)}$	-77,7	$Ni^{2+}_{(p)}$	-45,6
$CdS_{(s)}$	-153,2	$OH^-_{(p)}$	-157,4
$Co^{2+}_{(p)}$	-53,6	$H_2O_{(ж)}$	-237,4
$CoSO_4_{(s)}$	-783,7	$Pb^{2+}_{(p)}$	-24,37
$Co(NO_3)_2_{(s)}$	-243,3	$PbCl_2_{(s)}$	-315,62
$Cl^-_{(p)}$	-131,4	$PbJ_2_{(s)}$	-173,6
$Cr^{2+}_{(p)}$	-183,4	$PbS_{(s)}$	-98,8
$Cr^{3+}_{(p)}$	-223,2	$PbSO_4_{(s)}$	-814,3
$Cu^{2+}_{(p)}$	+65	$S^{2-}_{(p)}$	+92,5
$Cu^+_{(p)}$	+50,0	$SO_4^{2-}_{(p)}$	-741,28
$CuSO_4_{(s)}$	-662,2	$SO_2_{(r)}$	-300,41
$Cu(NO_3)_2_{(s)}$	-117,0	$H_2S_{(r)}$	-33
$Fe^{2+}_{(p)}$	-78,96	$H_2SO_4_{(ж)}$	-690,7
$Fe^{3+}_{(p)}$	-4,5	$HSO_4^-_{(p)}$	-736,25
$[Fe(CN)_6]^{3-}_{(p)}$	+748,4	$Sn^{2+}_{(p)}$	-27,3
$FeSO_4_{(s)}$	-825,5	$SnS_{(s)}$	-108,3
$H^+_{(p)}$	0,0	$Sn(SO_4)_2_{(s)}$	-1451,0
$Mg^{2+}_{(p)}$	-455,1	$[Sn(OH)_4]^{2-}_{(p)}$	-409,64
$Mg(NO_3)_2_{(s)}$	-587,83	$Zn^{2+}_{(p)}$	-147,26
$MgSO_4_{(s)}$	-1158,7	$ZnS_{(s)}$	-200,85
$Mg(OH)_2_{(s)}$	-833,7	$ZnSO_4_{(s)}$	-871,57
$Mn^{2+}_{(p)}$	-229,73	$ZnO_{(s)}$	-320,88
$MnO_4^-_{(p)}$	-449,3	$Zn(OH)_2_{(s)}$	-554,79
$MnSO_4_{(s)}$	-959,0	$Zn(NO_3)_2_{(s)}$	-298,45
$NO_{2(r)}$	+51,5	$Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$	-1776
$NO_{(r)}$	+80,6	$[Zn(OH)_4]^{2-}_{(p)}$	-905,4