

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Алтайский государственный технический университет
имени И.И.Ползунова»

Е.А. Нуднова, М.В. Андрюхова

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Методические указания к самостоятельной работе по курсу
«Общая химия» для студентов первого курса нехимических
специальностей всех форм обучения

Изд-во АлтГТУ
Барнаул 2010

УДК 54:519.85

Нуднова Е. А. Свойства металлов. Методические указания к самостоятельной работе для студентов первого курса нехимических специальностей всех форм обучения / Е.А. Нуднова, М.В. Андрюхова; Алт. гос. техн. ун-т им. И.И.Ползунова. – Барнаул: Изд-во АлтГТУ, 2010. – 31с.

Методические указания содержат теоретический материал для самоподготовки, примеры выполнения заданий, 30 вариантов заданий по данному разделу курса, список рекомендуемой литературы. Могут быть использованы студентами для самоподготовки и текущего контроля знаний.

Рассмотрено и одобрено на заседании кафедры общей химии. Протокол №10 от 24.06.10.

ОБЩИЕ ПОНЯТИЯ

Все простые вещества можно разделить на металлы и неметаллы (Рисунок 1), поскольку их свойства существенно различаются. Граница между металлами и неметаллами размыта, между ними находятся полуметаллы, обладающие свойствами и тех, и других.

													Неметаллы				
(H)												H	He				
Li	Be	Металлы										B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac*	Ku	105	106	107	108	109	110								

*La** - включает еще 14 лантаноидов

*Ac*** - включает еще 14 актиноидов

B - полуметаллы

Рисунок 1- Металлы, неметаллы и полуметаллы в таблице Д.И. Менделеева.

Находящиеся в металлической решетке ионы связаны друг с другом нелокализованными подвижными электронами, что обеспечивает металлам высокую тепло- и электропроводность. Ионы металлов в кристалле могут скользить относительно друг друга, создавая ковкость и пластичность.

Общей особенностью атомов металлов являются их большие в сравнении с атомами неметаллов размеры. Внешние электроны в атомах металлов находятся на

значительном удалении от ядра и связаны с ним сравнительно слабо. Именно поэтому металлы легко отдают валентные электроны, выступая в качестве восстановителей, и, как правило, не способны проявлять окислительные свойства. Таким образом, металлы проявляют в своих соединениях только положительную степень окисления, а низшая их степень окисления равна нулю. О восстановительной способности металлов судят по величине стандартного электродного потенциала ($\varphi^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$) (см. Приложение). Расположив металлы в порядке возрастания значений их электродных потенциалов, получим ряд напряжений (ряд активности) металлов.

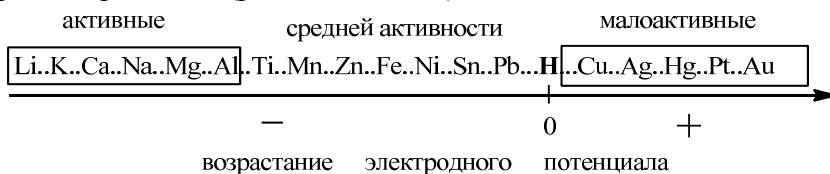


Рисунок 2- Ряд активности металлов

Этот ряд позволяет делать некоторые выводы относительно поведения конкретного металла в растворах различных электролитов:

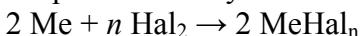
1. Чем левее расположен металл в ряду активности (чем меньшим потенциалом он обладает), тем он активнее.
2. Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие, расположенные в ряду правее него.
3. Все металлы, расположенные левее водорода, вытесняют его из кислот, расположенные правее – не вытесняют. (Это касается только кислот-неокислителей, таких как HCl, разбавленный раствор H₂SO₄).

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С НЕМЕТАЛЛАМИ

Неметаллы проявляют окислительные свойства в реакциях с металлами, принимая от них электроны и восстанавливаясь.

Взаимодействие с галогенами

Галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) являются сильными окислителями, поэтому с ними взаимодействуют все металлы при обычных условиях:



Продуктом такой реакции является соль – галагенид металла (MeF_n -фторид, $MeCl_n$ -хлорид, $MeBr_n$ -бромид, MeI_n -йодид). При взаимодействии с металлом галоген восстанавливается до низшей степени окисления (-1), а n равно степени окисления металла.

Скорость реакции зависит от химической активности металла и галогена. Окислительная активность галогенов снижается по группе сверху вниз (от F к I).

Взаимодействие с кислородом

Кислородом окисляются почти все металлы (кроме Ag, Au, Pt), при этом происходит образование оксидов Me_2O_n .

Активные металлы легко при обычных условиях взаимодействуют с кислородом воздуха.

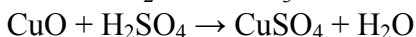
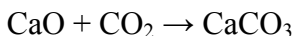


Металлы средней активности также реагируют с кислородом при обычной температуре. Но скорость такой реакции существенно ниже, чем при участии активных металлов.

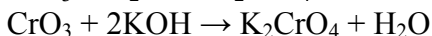
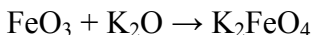
Малоактивные металлы окисляются кислородом при нагревании (горение в кислороде).

Оксиды металлов по химическим свойствам можно разделить на три группы:

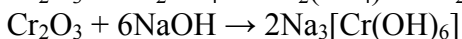
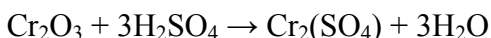
1. **Основные оксиды** (Na_2O , CaO , $\text{Fe}^{\text{II}}\text{O}$, $\text{Mn}^{\text{II}}\text{O}$, $\text{Cu}^{\text{I}}\text{O}$ и др.) образованы металлами в низких степенях окисления (+1, +2, как правило, ниже +4). Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей:



2. **Кислотные оксиды** ($\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}_3$, $\text{Fe}^{\text{VI}}\text{O}_3$, $\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_3$, $\text{Mn}_2^{\text{VII}}\text{O}_7$ и др.) образованы металлами в высоких степенях окисления (как правило, выше +4). Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами и основаниями с образованием солей:



3. **Амфотерные оксиды** (BeO , Al_2O_3 , ZnO , SnO , MnO_2 , Cr_2O_3 , PbO , PbO_2 и др.) имеют двойственную природу и могут взаимодействовать как с кислотами, так и с основаниями:

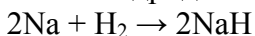


Взаимодействие с серой

С серой взаимодействуют все металлы (кроме Au), образуя соли – сульфиды Me_2S_n . При этом сера восстанавливается до степени окисления «-2». Платина (Pt) взаимодействует с серой только в мелкоизмельченном состоянии. Щелочные металлы, а также Ca и Mg реагируют с серой при нагревании со взрывом. Zn, Al (в порошке) и Mg в реакции с серой дают вспышку. В направлении слева направо в ряду активности скорость взаимодействия металлов с серой убывает.

Взаимодействие с водородом

С водородом некоторые активные металлы образуют соединения – гидриды:



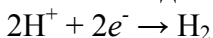
В этих соединениях водород находится в редкой для него степени окисления «-1».

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С ВОДОЙ

Вода является очень слабым электролитом, однако в процессе диссоциации ее молекул, хоть и в небольшом количестве, образуются ионы водорода:

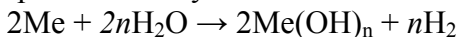


Образующиеся ионы H^+ способны окислять атомы металлов, расположенных в ряду активности до водорода, восстанавливаясь до молекулярного водорода:



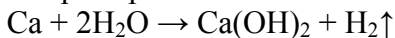
Следовательно, продуктом восстановления при взаимодействии любого металла (если он стоит в ряду активности левее водорода) с водой будет газообразный водород. Состав же продукта окисления зависит от активности металла и условий протекания реакции.

Активные металлы энергично взаимодействуют с водой при обычных условиях по схеме:

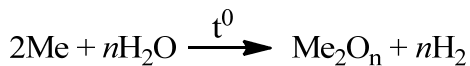


Продуктом окисления металла является его гидроксид – $\text{Me}(\text{OH})_n$ (где n-степень окисления металла).

Например:

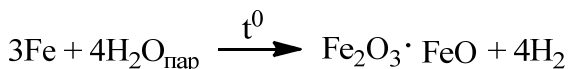


Металлы средней активности взаимодействуют с водой при нагревании по схеме:



Продукт окисления в таких реакциях – оксид металла Me_2O_n (где n – степень окисления металла).

Например:



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕКОТОРЫХ МЕТАЛЛОВ С ВОДНЫМИ РАСТВОРАМИ ЩЕЛОЧЕЙ

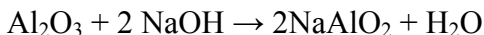
Щелочами металлы окисляться не могут, так как ионы щелочных металлов – одни из самых слабых окислителей в водных растворах. Однако в присутствии щелочей окисляющее действие воды может значительно возрасти. При окислении металлов водой образуется гидроксид и водород. Если характер оксида и гидроксида амфотерный, то они будут растворяться в щелочном растворе. В результате пассивные в чистой воде металлы могут энергично взаимодействовать с растворами щелочей.

Такое поведение характерно для следующей группы металлов:

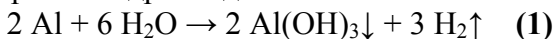
Be, Al, Ga, Zn, Sn, Pb, Cr

На поверхности этих металлов присутствуют естественные оксидные пленки нерастворимые в воде. При обычных условиях и даже при нагревании они защищают металл от контакта с ионами H^+ и, следовательно, от возможности окисления.

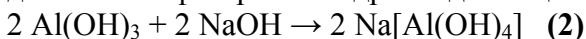
Оксидные пленки этих металлов обладают *амфотерными* свойствами (способны реагировать как с кислотами, так и с щелочами) и химически растворяются щелочами:



После растворения амфотерного оксида в щелочи металл реагирует с водой по схеме взаимодействия активного металла. При этом происходит образование амфотерного гидроксида:

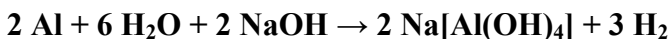


Но на этом процесс не останавливается, далее следует взаимодействие амфотерного гидроксида со щелочью:



Образуется гидроксокомплекс, в котором число гидроксильных групп OH^- соответствует координационному числу (КЧ) иона металла. Для алюминия $\text{КЧ}=4$.

Суммарный процесс $[(1)+(2)]$ взаимодействия алюминия с раствором щелочи можно выразить следующим уравнением:



Таким образом, роль окислителя выполняют ионы водорода H^+ из воды. Щелочь создает условия протекания этого процесса химически, растворяя сначала оксидную пленку, а затем и амфотерный гидроксид.

ОТНОШЕНИЕ МЕТАЛЛОВ К КИСЛОТАМ

Чаще всего в химической практике используются такие сильные кислоты как серная H_2SO_4 , соляная HCl и

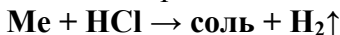
азотная HNO_3 . Далее рассмотрим отношение различных металлов к перечисленным кислотам.

Соляная кислота (HCl)

Соляная кислота – это техническое название хлороводородной кислоты. Получают ее путем растворения в воде газообразного хлороводорода – HCl . Ввиду невысокой его растворимости в воде, концентрация соляной кислоты при обычных условиях не превышает 38%. Поэтому независимо от концентрации соляной кислоты процесс диссоциации ее молекул в водном растворе протекает активно:

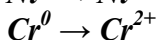
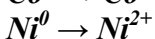
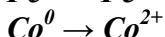
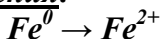


Образующиеся в этом процессе ионы водорода H^+ выполняют роль окислителя, окисляя **металлы, расположенные в ряду активности левее водорода**. Взаимодействие протекает по схеме:

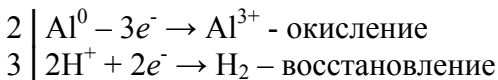
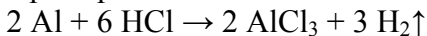


При этом соль представляет собой хлорид металла (NiCl_2 , CaCl_2 , AlCl_3), в котором число хлорид-ионов соответствует степени окисления металла.

Соляная кислота является слабым окислителем, поэтому металлы с переменной валентностью окисляются ей до низших положительных степеней окисления:

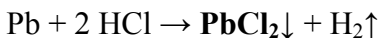


Пример:



Соляная кислота пассивирует свинец (Pb).

Пассивация свинца обусловлена образованием на его поверхности трудно растворимого в воде хлорида свинца (II), который защищает металл от дальнейшего воздействия кислоты:

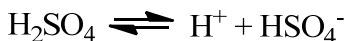


Серная кислота (H₂SO₄)

В промышленности получают серную кислоту очень высокой концентрации (до 98%). Следует учитывать различие окислительных свойств разбавленного раствора и концентрированной серной кислоты по отношению к металлам.

Разбавленная серная кислота

В разбавленном водном растворе серной кислоты большинство ее молекул диссоциируют:

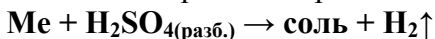


Образующиеся ионы ***H⁺*** выполняют функцию ***окислителя***.

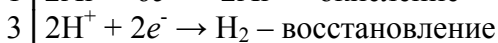
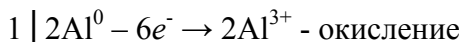
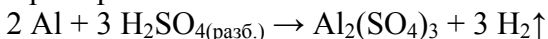
Как и соляная кислота, ***разбавленный*** раствор серной кислоты взаимодействует ***только с металлами активными***

и средней активности (расположенными в ряду активности до водорода).

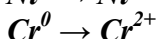
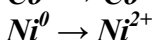
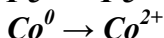
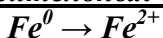
Химическая реакция протекает по схеме:



Пример:



Металлы с переменной валентностью окисляются разбавленным раствором серной кислоты до низших положительных степеней окисления:



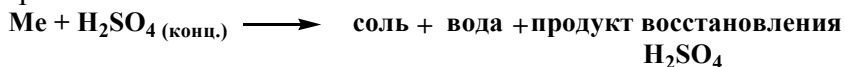
Свинец (Pb) не растворяется в серной кислоте (если ее концентрация ниже 80%), так как образующаяся соль PbSO₄ нерастворима и создает на поверхности металла защитную пленку.

Концентрированная серная кислота

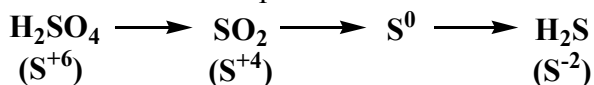
В концентрированном растворе серной кислоты (выше 68%) большинство молекул находятся в *недиссоциированном* состоянии, поэтому *функцию окислителя выполняет сера*, находящаяся в высшей степени окисления (S⁺⁶). Концентрированная H₂SO₄ окисляет все металлы, стандартный электродный потенциал которых меньше потенциала окислителя – сульфат-иона SO₄²⁻ (0,36

В). В связи с этим, с **концентрированной** серной кислотой реагируют и **некоторые малоактивные металлы**.

Процесс взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой в большинстве случаев протекает по схеме:

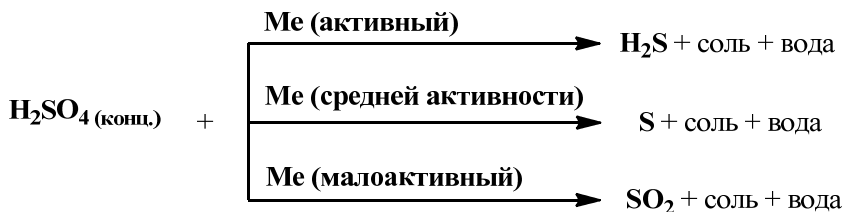


Продуктами восстановления серной кислоты могут быть следующие соединения серы:



Практика показала, что при взаимодействии металла с концентрированной серной кислотой выделяется смесь продуктов восстановления, состоящая из H_2S , S и SO_2 . Однако, один из этих продуктов образуется в преобладающем количестве. Природа основного продукта определяется **активностью металла**: чем выше активность, тем глубже процесс восстановления серы в серной кислоте.

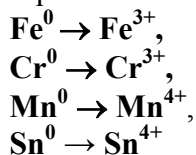
Взаимодействие металлов различной активности с концентрированной серной кислотой можно представить схемой:



Алюминий (Al) и **железо** (Fe) не реагируют с **холодной** концентрированной H_2SO_4 , покрываясь плотными оксидными пленками, однако при нагревании реакция протекает.

Ag, Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt не реагируют с серной кислотой.

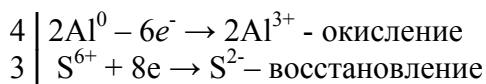
Концентрированная серная кислота является **сильным окислителем**, поэтому при взаимодействии с ней металлов, обладающих переменной валентностью, последние окисляются **до более высоких степеней окисления**, чем в случае с разбавленным раствором кислоты:



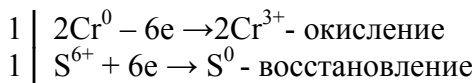
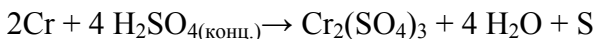
Свинец (Pb) окисляется до **двухвалентного** состояния с образованием растворимого гидросульфата свинца ***Pb(HSO₄)₂***.

Примеры

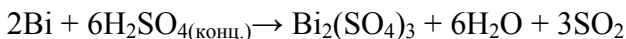
Активный металл

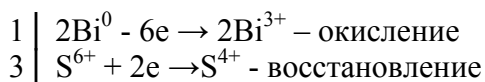


Металл средней активности



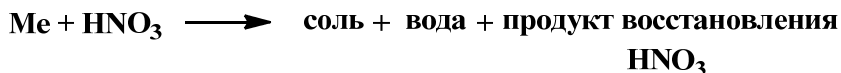
Металл малоактивный





Азотная кислота (HNO_3)

Особенностью азотной кислоты является то, что азот, входящий в состав NO_3^- имеет высшую степень окисления +5 и поэтому обладает сильными окислительными свойствами. Максимальное значение электродного потенциала для нитрат-иона равно 0,96 В, поэтому азотная кислота – более сильный окислитель, чем серная. Роль окислителя в реакциях взаимодействия металлов с азотной кислотой выполняет N^{5+} . Следовательно, *водород H_2 никогда не выделяется* при взаимодействии металлов с азотной кислотой (*независимо от концентрации*). Процесс протекает по схеме:



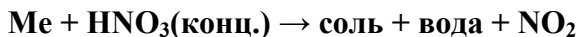
Продукты восстановления HNO_3 :



Обычно при взаимодействии азотной кислоты с металлом образуется смесь продуктов восстановления, но как правило, один из них является преобладающим. *Какой из продуктов будет основным, зависит от концентрации кислоты и активности металла.*

Концентрированная азотная кислота

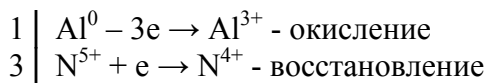
Концентрированным считают раствор кислоты плотностью $\rho > 1,25 \text{ кг/м}^3$, что соответствует концентрации $> 40\%$. Независимо от активности металла реакция взаимодействия с HNO_3 (конц.) протекает по схеме:



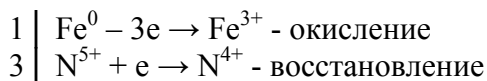
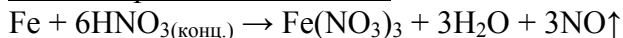
С концентрированной азотной кислотой не взаимодействуют благородные металлы (*Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt*), а ряд металлов (*Al, Ti, Cr, Fe, Co, Ni*) при *низкой температуре* пассивируются концентрированной азотной кислотой. Реакция возможна при повышении температуры, она протекает по схеме, представленной выше.

Примеры

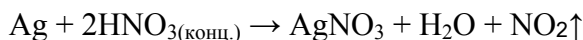
Активный металл

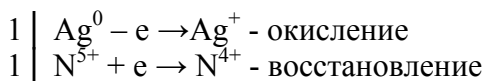


Металл средней активности



Металл малоактивный





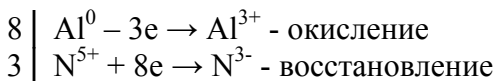
Разбавленная азотная кислота

Продукт восстановления азотной кислоты в разбавленном растворе зависит от **активности металла**, участвующего в реакции:

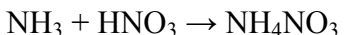


Примеры

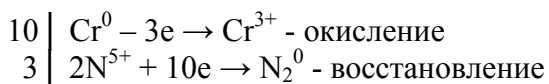
Активный металл



Выделяющийся в процессе восстановления азотной кислоты аммиак сразу взаимодействует с избытком азотной кислоты, образуя соль – нитрат аммония NH_4NO_3 :

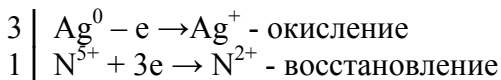
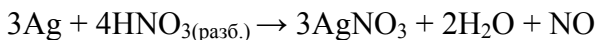


Металл средней активности



Кроме **молекулярного азота** (N_2) при взаимодействии металлов средней активности с разбавленной азотной кислотой образуется в равном количестве **оксид азота (I)** – N_2O . В уравнении реакции нужно писать **одно из этих веществ**.

Металл малоактивный

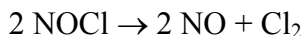


«Царская водка»

«Царская водка» (ранее кислоты называли водками) представляет собой смесь одного объема азотной кислоты и трех-четырех объемов концентрированной соляной кислоты, обладающую очень высокой окислительной активностью. Такая смесь способна растворять некоторые малоактивные металлы, не взаимодействующие с азотной кислотой. Среди них и «царь металлов» - золото. Такое действие «царской водки» объясняется тем, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и образованием хлороксида азота (III), или хлорида нитрозила – NOCl :

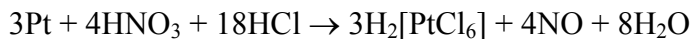
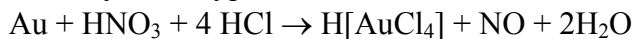


Хлорид нитрозила далее разлагается по схеме:



Хлор в момент выделения состоит из атомов. Атомарный хлор является сильнейшим окислителем, что и позволяет «царской водке» воздействовать даже на самые инертные «благородные металлы».

Реакции окисления золота и платины протекают согласно следующим уравнениям:



На Ru, Os, Rh и Ir «царская водка» не действует.

ВАРИАНТЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Вариант 1.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $K + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$
2. $Zn + HNO_3_{\text{разб}} \rightarrow$
3. $Zn + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$
4. $Zn + KOH \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Zn^{2+}) = 4]
5. $Zn + HCl_{\text{конц}} \rightarrow$

Вариант 2.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $Zn + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$
2. $K + HNO_3_{\text{разб}} \rightarrow$
3. $K + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$
4. $Be + NaOH \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $Zn + HCl_{\text{конц}} \rightarrow$

Вариант 3.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $Mn + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$
2. $Na + HNO_3_{\text{разб}} \rightarrow$
3. $Na + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$
4. $Zn + KOH \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Zn^{2+}) = 4]
5. $Mn + HCl_{\text{конц}} \rightarrow$

Вариант 4.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Sn^{2+}) = 4]
5. $\text{Sn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 5.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Cs} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cr} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cr} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Cr} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Cr^{3+}) = 6]
5. $\text{Al} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 6.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cs} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cs} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Zn^{2+}) = 4]
5. $\text{Cu} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 7.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Pb^{2+}) = 4]
5. $\text{Bi} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 8.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ba} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ba} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Be} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $\text{Ag} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 9.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Fe} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Fe} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Sn^{2+}) = 4]
5. $\text{Cr} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 10.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ca} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ca} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Sn^{2+}) = 4]
5. $\text{Fe} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 11.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Mg} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Mg} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Cr} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Cr^{3+}) = 6]
5. $\text{Sn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 12.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Sn} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Sn} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Be} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $\text{Mg} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 13.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Be} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Pb} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Pb^{2+}) = 4]
5. $\text{Ni} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 14.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Be} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Be} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Be} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $\text{Cu} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 15.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Sr} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Pb} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Pb} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Pb^{2+}) = 4]
5. $\text{Pb} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 16.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Sr} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Sr} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Sn^{2+}) = 4]
5. $\text{Ag} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 17.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Zn^{2+}) = 4]
5. $\text{Hg} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 18.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Na} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Na} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Be} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $\text{Na} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 19.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{KOH} \rightarrow [\text{В две стадии. КЧ} (\text{Sn}^{2+}) = 4]$
5. $\text{Sn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 20.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{K} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{K} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow [\text{В две стадии. КЧ} (\text{Zn}^{2+}) = 4]$
5. $\text{Zn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 21.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Zn} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Zn} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Cr} + \text{NaOH} \rightarrow [\text{В две стадии. КЧ} (\text{Cr}^{3+}) = 6]$
5. $\text{Bi} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 22.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cr} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cr} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Pb} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Pb^{2+}) = 4]
5. $\text{Cr} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 23.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Ge} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Ge^{2+}) = 4]
5. $\text{Ni} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 24.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Zn^{2+}) = 4]
5. $\text{Pd} + \text{HCl}_{\text{ разб}} \rightarrow$

Вариант 25.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Sr} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Ag} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Ag} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Cr} + \text{KOH}_{\text{ изб}} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Cr^{3+}) = 6]
5. $\text{Bi} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 26.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Sc} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Sc} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Ge} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Ge^{2+}) = 4]
5. $\text{Co} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 27.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{K} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{K} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Be} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Be^{2+}) = 4]
5. $\text{Zn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 28.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Na} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Na} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Cr} + \text{KOH}_{\text{ изб}} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Cr^{3+}) = 6]
5. $\text{Mn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 29.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Mn} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Sn} + \text{KOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Sn^{2+}) = 4]
5. $\text{Sn} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

Вариант 30.

Напишите продукты предложенных реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса

1. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{ конц}} \rightarrow$
2. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ разб}} \rightarrow$
3. $\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{ конц}} \rightarrow$
4. $\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$ [В две стадии. КЧ (Pb^{2+}) = 4]
5. $\text{Bi} + \text{HCl}_{\text{ конц}} \rightarrow$

ПРИЛОЖЕНИЕ

Стандартные электродные потенциалы металлов

Me^{n+}/Me	$\varphi (\text{Me}^{n+}/\text{Me}), \text{В}$	Me^{n+}/Me	$\varphi (\text{Me}^{n+}/\text{Me}), \text{В}$
1	2	1	2
Li^+/Li	- 3,05	Cd^{2+}/Cd	- 0,40
K^+/K	- 2,95	Co^{2+}/Co	- 0,28
Cs^+/Cs	- 2,92	Ni^{2+}/Ni	- 0,25
Ba^{2+}/Ba	- 2,90	Mo^{3+}/Mo	- 0,20
Sr^{2+}/Sr	- 2,89	Sn^{2+}/Sn	- 0,14
Ca^{2+}/Ca	- 2,87	Pb^{2+}/Pb	- 0,13
Na^+/Na	- 2,71	W^{6+}/W	- 0,12
Mg^{2+}/Mg	- 2,37	Fe^{3+}/Fe	- 0,04
Sc^{2+}/Sc	- 2,08	$2\text{H}^+/\text{H}_2$	0,00
Be^{2+}/Be	- 1,85	Sb^{3+}/Sb	0,02
Al^{3+}/Al	- 1,66	Bi^{3+}/Bi	0,22
Ti^{2+}/Ti	- 1,63	Cu^{2+}/Cu	0,34
Mn^{2+}/Mn	- 1,18	Hg^{2+}/Hg	0,79
V^{2+}/V	- 1,17	Ag^+/Ag	0,80
Nb^{3+}/Nb	- 1,10	Pd^{2+}/Pd	0,99
Zn^{2+}/Zn	- 0,76	Ir^{3+}/Ir	1,15
Cr^{3+}/Cr	- 0,74	Pt^{2+}/Pt	1,19
Fe^{2+}/Fe	- 0,44	Au^{3+}/Au	1,50

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Л.Н. Задачи и упражнения по общей химии / Л.Н. Глинка.– М.: Интеграл-Пресс, 2002.– 240с.
2. Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин.– М.: Высшая школа, 1998.– 559с.