

Задание:

1. Изучить алгоритм уравнивания ОВР методом полуреакций.
2. Выполнить задание согласно списку:
Вариант 1: Бадалова, Белозерова, Власкина, Гуломова, Зайцева, Калягина, Кисаринова, Краюшкина;
Вариант 2: Кряукина, Кудряшова, Кулькова, Лапкина, Львова, Лямаева, Ляхина, Мубаракзянова;
Вариант 3: Назмеева, Найденкова, Пугачева, Решетова, Фоменко, Хлопкова, Шукшина, Хапина.
3. Ответы отправить на эл. почту **bandreeva68@mail.ru** не позже 15.00 27.04.2020

Практическое занятие

Уравнивание ОВР методом полуреакций (ионно-электронный метод)

При составлении уравнений ОВР, протекающих в водных растворах, подбор коэффициентов предпочтительнее осуществлять при помощи метода полуреакций.

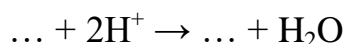
Порядок действий при подборе коэффициентов методом полуреакций:

1. Записывают схему реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах и определяют ионы и молекулы, которые изменяют степень окисления.
2. Определяют среду, в которой протекает реакция (H^+ – кислая; OH^- – щелочная; H_2O – нейтральная)
3. Составляют ионно-молекулярное уравнение каждой полуреакции и уравнивают число атомов всех элементов.

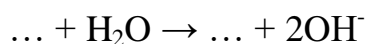
Количество атомов кислорода уравнивают, используя молекулы воды или ионы OH^- .

А) Если исходный ион или молекула содержат больше атомов кислорода, чем продукт реакции, то

в кислой среде избыток атомов кислорода связывается ионами H^+ в молекулы воды

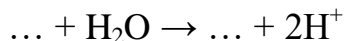


в нейтральной и щелочной среде избыток атомов кислорода связывают молекулами воды в группы OH^-

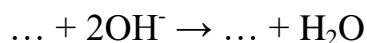


Б) Если исходный ион или молекула содержит меньшее число атомов кислорода, чем продукт реакции, то

в кислых и нейтральных растворах недостаток атомов кислорода компенсируется за счёт молекул воды



в щелочных растворах – за счёт ионов OH^-



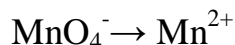
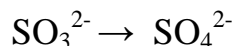
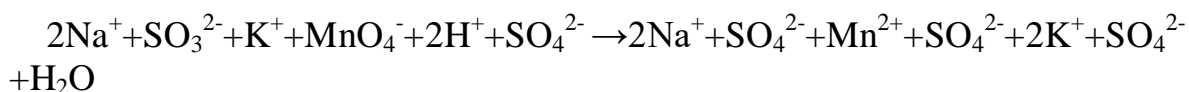
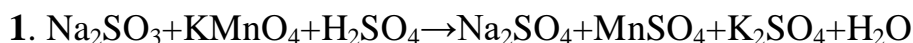
4. Составляют электронно-ионные уравнения полуреакций.

Для этого в левую часть каждой полуреакции добавляют (или вычитают) электроны с таким расчётом, чтобы суммарный заряд в левой и правой частях уравнений стал одинаковым. Умножаем полученные уравнения на наименьшие множители, для баланса по электронам.

5. Суммируют полученные электронно-ионные уравнения. Сокращают подобные члены и получают ионно-молекулярное уравнение ОВР.

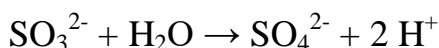
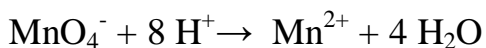
6. По полученному ионно-молекулярному уравнению составляют молекулярное уравнение.

Пример:



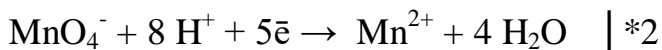
2. Среда кислая – H^+

3. В первой полуреакции избыток атомов кислорода связывается ионами H^+ в молекулы воды:



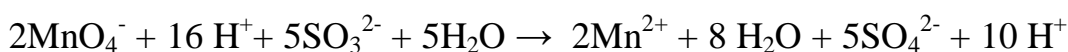
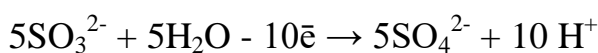
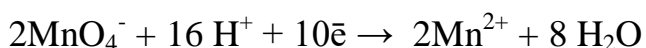
Во второй полуреакции недостаток атомов кислорода компенсируется за счёт молекул воды.

4. Добавляем (или вычитаем) электроны с таким расчётом, чтобы суммарный заряд в левой и правой частях уравнений стал одинаковым:

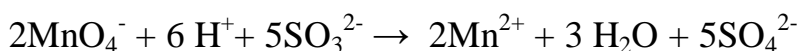


5. Умножаем на подобранные коэффициенты и суммируем уравнения:

сначала исходные вещества (члены обоих уравнений до стрелки), затем продукты реакции (члены обоих уравнений после стрелки):



Сокращаем подобные члены и получают ионно-молекулярное уравнение ОВР.



6. По полученному ионно-молекулярному уравнению составляем молекулярное уравнение, добавляя в левую и правую части одинаковое количество анионов и катионов:



Памятка!

<i>Восстановители</i>			
Название восстановителя (окислителя)	Электронное уравнение	Ионно-электронное уравнение	Продукт окисления (восстановления)
Ион хрома (III) в щелочной среде	$\text{Cr}^{+3} - 3\bar{e} = \text{Cr}^{+6}$	$\text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^- - 3\bar{e} = \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	CrO_4^{2-}
Ион хрома (III) в кислой среде	$\text{Cr}^{+3} - 3\bar{e} = \text{Cr}^{+6}$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} - 6\bar{e} = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Сероводород	$\text{S}^{-2} - 2\bar{e} = \text{S}^0$	$\text{H}_2\text{S} - 2\bar{e} = \text{S} + 2\text{H}^+$	S^0
Сульфит-ион	$\text{S}^{+4} - 2\bar{e} = \text{S}^{+6}$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} = \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+$	SO_4^{2-}

<i>Окислители</i>			
Перманганат-ион в кислой среде	$\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} = \text{Mn}^{+2}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	Mn^{2+}
Перманганат-ион в нейтральной среде	$\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} = \text{Mn}^{+4}$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	MnO_2
Перманганат-ион в щелочной среде	$\text{Mn}^{+7} + \bar{e} = \text{Mn}^{+6}$	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	MnO_4^{2-}
Дихромат-ион	$2\text{Cr}^{+6} + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{+3}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	Cr^{+3}
Пероксид водорода в кислой среде	$2\text{O}^- + 2\bar{e} = 2\text{O}^{-2}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	H_2O
Пероксид водорода в нейтральной и щелочной средах	$2\text{O}^- + 2\bar{e} = 2\text{O}^{-2}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$	OH^-

Задания:

Расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса (методом полуреакций):

Вариант 1

- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{AgNO}_3 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3$

Вариант 2

- $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 3

- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Задание:

1. Составить конспект.
2. Выполнить задание согласно списку:
Вариант 1: Бадалова, Белозерова, Власкина, Гуломова, Зайцева, Калягина, Кисаринова, Краюшкина;
Вариант 2: Кряукина, Кудряшова, Кулькова, Лапкина, Львова, Лямаева, Ляхина, Мубаракзянова;
Вариант 3: Назмеева, Найденкова, Пугачева, Решетова, Фоменко, Хлопкова, Шукшина, Хапина.
3. Ответы отправить на эл. почту **bandreeva68@mail.ru** не позже 15.00 29.04.2020

Практическое занятие

Отработка темы «Электролиз».

Электролиз - это окислительно-восстановительный процесс, который происходит на электродах во время прохождения электрического тока через расплав или раствор.

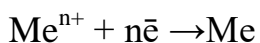
Различают **электролиз растворов** и **электролиз расплавов**. Оба эти процесса существенно отличаются друг от друга. Отличие - в наличии растворителя. При **электролизе растворов** кроме ионов самого вещества в процессе участвуют ионы растворителя. При **электролизе расплавов** - только ионы самого вещества.

Электродами могут служить любые материалы, проводящие электрический ток. В основном применяют металлы и сплавы, из неметаллов электродами могут служить, например, графитовые стержни (или углерод). Электрод, заряженный **положительно - анод**. Электрод, заряженный **отрицательно - катод**. При электролизе происходит окисление анода (он растворяется) и восстановление катода. Именно поэтому анод следует брать таким, чтобы его растворение не повлияло на химический процесс, протекающий в растворе или расплаве. Такой анод называют **инертным электродом**. В качестве инертного анода можно взять графит (углерод) или платину. В качестве катода можно взять металлическую пластину (она не будет растворяться). Подойдёт медь, латунь, углерод (или графит), цинк, железо, алюминий, нержавейка.

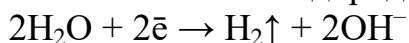
Особенности электролиза водных растворов

При электролизе водного раствора соли или щелочи на **катоде**, в зависимости от активности восстанавливающегося металла, возможны следующие реакции:

Восстановление катионов металла (Me^{n+}):



Восстановление водорода из воды:



Легче всего восстанавливаются наименее активные металлы, расположенные в ряду активности после водорода.

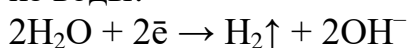
Наиболее активные металлы являются сильными восстановителями, поэтому обратный процесс – восстановление активных металлов из соединений осуществить сложно. В связи с этим, при электролизе водных растворов солей активных металлов на катоде протекает восстановление не катионов этих металлов, а воды с образованием водорода.

Для металлов со средней химической активностью, расположенных в ряду активности после алюминия, на катоде происходят одновременно две реакции – образование водорода и выделение металла.

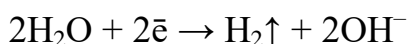
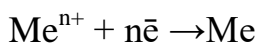
В общем виде схема катодных процессов электролиза водных растворов солей выглядит следующим образом:

Схема катодных процессов:

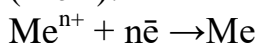
1. Для металлов, находящихся в электрохимическом ряду напряжений металлов до алюминия включительно происходит восстановление водорода из воды:



2. Для металлов, находящихся в электрохимическом ряду напряжений металлов после алюминия, но до водорода происходит восстановление катионов металла (Me^{n+}) и восстановление водорода из воды одновременно:



3. Для металлов, находящихся в электрохимическом ряду напряжений металлов после водорода, происходит восстановление катионов металла (Me^{n+}):



При электролизе водного раствора соли или щелочи на аноде, в зависимости от природы аниона, возможны следующие реакции:

Окисление анионов (An^{n-}), образующихся при диссоциации соли или щелочи:



Для щелочи: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Окисление воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ (для солей с анионами кислородсодержащих кислот NO_3^- ; SO_4^{2-} ; PO_4^{3-} и т.п.)

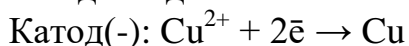
Отсюда следует, что при электролизе растворов галогенидов (кроме фтора) на аноде происходит выделение галогена. При электролизе растворов щелочей и солей кислородсодержащих кислот на аноде выделяется кислород.

Примеры электролиза водных растворов солей:

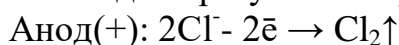
При составлении суммарного уравнения электролиза следует при подборе коэффициентов учитывать, что, как и для обычных ОВР, количество принятых и отданных электронов должно быть одинаковым.

1. Электролиз раствора хлорида меди CuCl_2

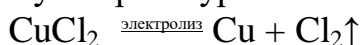
Медь располагается в ряду активности после водорода, поэтому на катоде выделяется металлическая медь:



На аноде образуется хлор:

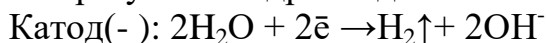


Суммарное уравнение:

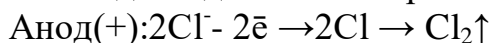


2. Электролиз раствора NaCl

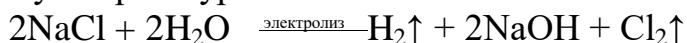
В отличие от электролиза расплава хлорида натрия, в процессе электролиза его водного раствора участвуют молекулы воды. Натрий располагается в ряду активности перед алюминием, поэтому на катоде восстанавливаются не катионы натрия, а вода, при этом выделяется водород и образуются гидроксид-ионы:



На аноде выделяется хлор:



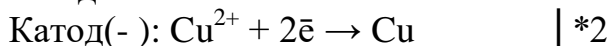
Суммарное уравнение:



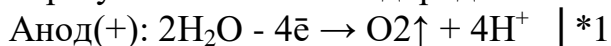
Таким образом, в процессе электролиза водного раствора хлорида натрия на аноде выделяется хлор, на катоде – водород, а в растворе образуется гидроксид натрия. Эта реакция используется в промышленности для получения гидроксида натрия и хлора. При промышленном осуществлении электролиза водного раствора хлорида натрия с целью получения гидроксида натрия и хлора катодное и анодное пространства электролизера разделяют мембраной либо пористой керамической перегородкой (диафрагмой) во избежание взаимодействия продуктов электролиза между собой.

3. Электролиз раствора CuSO_4

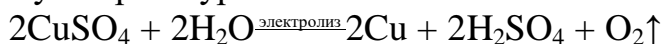
Медь располагается в ряду активности после водорода, поэтому на катоде восстанавливается металл:



На аноде протекает окисление воды, выделяется кислород и образуются катионы водорода:



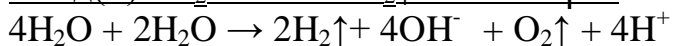
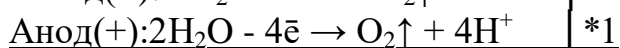
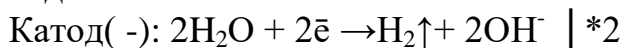
Суммарное уравнение:



Таким образом, при электролизе водного раствора медного купороса на катоде выделяется медь, на аноде – кислород, в растворе образуется серная кислота.

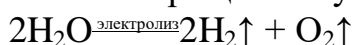
4. Электролиз раствора Na_2SO_4

Натрий располагается в ряду активности перед алюминием, поэтому на катоде протекает восстановление воды. На аноде происходит окисление воды.



В правой части уравнения $4\text{OH}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}$.

После сокращения суммарное уравнение:



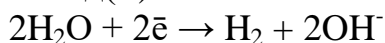
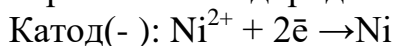
В данном случае, протекает электролиз воды, соль только увеличивает электропроводность раствора (напомним, что чистая вода очень плохо проводит электрический ток).

Такой же процесс (разложение воды) будет протекать при электролизе растворов фторидов, сульфатов, нитратов, фосфатов и карбонатов активных металлов (расположенных в ряду активности до алюминия включительно), растворов HF , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 и растворов щелочей.

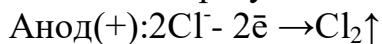
Обратите внимание, что электролизом водных растворов фтороводородной кислоты и фторидов нельзя получить F_2 , так как в этом случае на аноде будет выделяться кислород.

5. Электролиз раствора NiCl_2

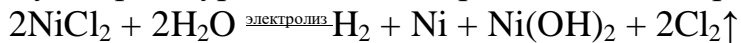
Никель располагается в ряду активности между алюминием и водородом, поэтому на катоде протекают одновременно две реакции – образование водорода и выделение никеля:



На аноде образуются молекулы Cl_2 :



Суммарное уравнение электролиза водного раствора NiCl_2



Можно сделать вывод, что электролизом водных растворов нельзя получить металлы, расположенные в ряду активности до алюминия включительно, так как в этом случае, вместо металла, на катоде будет выделяться водород.

Задание:

Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, а также суммарные уравнения электролиза водных растворов следующих веществ:

Вариант 1: KBr , SrCl_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.

Вариант 2: NaI , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 .

Вариант 3: CaCl_2 , ZnSO_4 , CuI_2 .