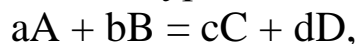


## Типы химических реакций

Химические свойства веществ выявляются в химических реакциях. *Химической реакцией* называются явления, при которых одни вещества превращаются в другие. Химическая реакция изображается в общем виде уравнением

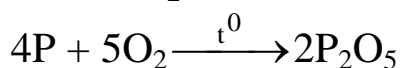
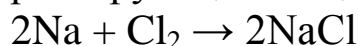


где А и В – вещества, вступающие в реакцию (*реагенты* или *исходные вещества*); С и D – новые вещества, образующиеся в результате протекания реакции (*продукты* или *конечные вещества*). Целочисленные параметры а, b, с, d в уравнении реакции называются *стехиометрическими коэффициентами*.

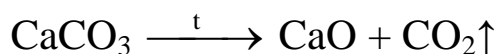
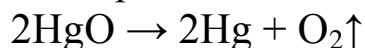
Существует несколько типов классификаций химических реакций.

### 1. По типу взаимодействия.

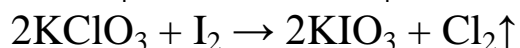
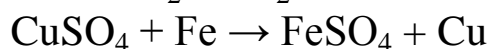
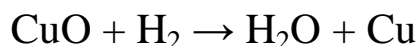
Реакции *соединения* – реакции, в результате которых из нескольких реагирующих веществ образуется одно новое вещество.



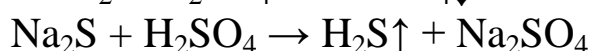
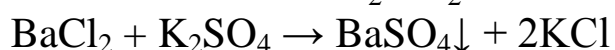
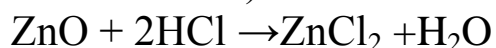
Реакции *разложения* – реакции, в результате которых сложное вещество разлагается на несколько новых веществ.



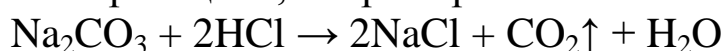
Реакции *замещения* – реакции между простым и сложным веществом, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.



Реакции *обмена* – реакции между сложными веществами, в результате которых происходит обмен между ними отдельными атомами или группами атомов (иногда такие реакции называют реакциями двойного обмена).



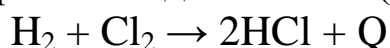
Указанные типы взаимодействия нередко совмещаются в более сложных реакциях, например:



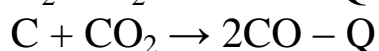
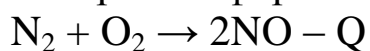
Эта реакция одновременно является реакцией обмена и реакцией разложения, так как образующаяся угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  неустойчива и разлагается на  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ .

## 2. По тепловому эффекту.

*Экзотермические* реакции – реакции, протекающие с выделением энергии в виде теплоты (+Q).

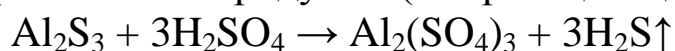


*Эндотермические* реакции – реакции, протекающие с поглощением энергии в форме теплоты (-Q).

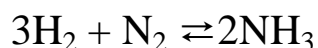


## 3. По направлению.

*Необратимые* реакции – реакции, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным (на 100%) превращением реагентов в продукты (т.е. реакции идут до конца слева направо).



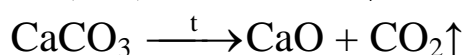
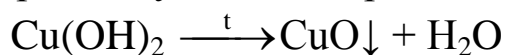
*Обратимые* реакции – реакции, которые протекают одновременно в прямом и в обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично.



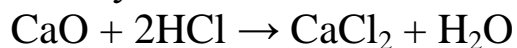
Обратимость в уравнении реакции подчеркивается противоположно направленными стрелками « $\rightleftharpoons$ ».

## 4. По числу молекул, участвующих в химической реакции.

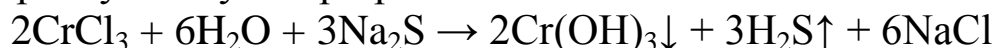
*Одномолекулярные* или *мономолекулярные* реакции – реакции, в которые вступает один реагент.



*Двухмолекулярные* или *бимолекулярные* реакции – реакции, в которые вступает два исходных вещества.



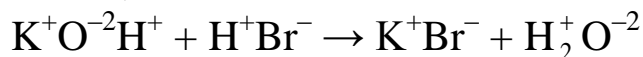
*Трехмолекулярные* или *тримолекулярные* реакции – реакции, в которых участвуют три реагента.



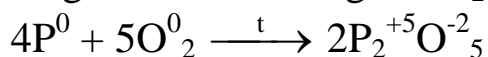
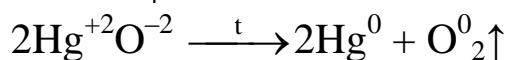
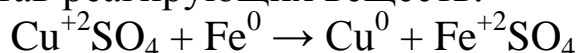
Вероятность протекания последних реакций очень мала. Наиболее часто встречаются моно- и бимолекулярные реакции.

#### 5. По изменению степени окисления.

Реакции, протекающие без изменения степени окисления всех элементов, входящих в исходные вещества (обменные реакции).



*Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)* – это реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.



### Окислительно-восстановительные реакции

*Степень окисления* – условный заряд, вычисленный из предположения, что молекула состоит из отдельных ионов.

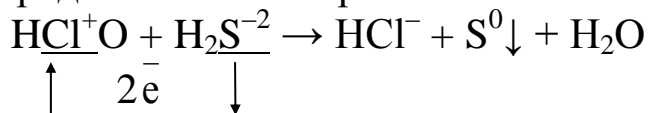
Степень окисления может быть равной нулю (для атомов в элементарном состоянии) –  $\text{Ca}^0$ ,  $\text{P}^0$ ,  $\text{N}_2^0$  и т.д.; положительной  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{S}^{+4}$ ; отрицательной  $\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Cl}^-$ .

Постоянную степень окисления имеют щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы (+2), водород с неметаллами (+1) и с металлами (–1), кислород (–2) и в перекисных соединениях (–1).

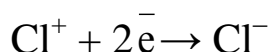
Расчет степени окисления  $\text{K}_2^+\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$ .

Так как молекула электронейтральна, то  $2(+1) + 2x + 7(-2) = 0$ . Отсюда  $x = -6$ .

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) протекают с изменением степени окисления элементов и сопровождаются перераспределением электронов.



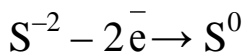
Присоединение электронов атомами (ионами) элемента, сопровождающееся снижением степени окисления, называется *восстановлением*.



В данной реакции  $\text{Cl}^+$  восстанавливается до  $\text{Cl}^-$ .

Вещество, частицы которого (молекулы, атомы, ионы) присоединяют электроны (восстанавливаются), являются в реакции окисления-восстановления *окислителями*. В данной реакции окислитель – хлорноватистая кислота  $\text{HClO}$ .

Отдача электронов атомами (ионами) элемента, сопровождающаяся повышением степени окисления, называется *окислением*.



В данной реакции  $\text{S}^{-2}$  окисляется до  $\text{S}^0$ .

Вещество, частицы которого (молекулы, атомы, ионы) отдают электроны (окисляются), являются в реакции окисления-восстановления *восстановителями*. В данной реакции восстановитель – сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ .

Только окислители – это вещества, содержащие элементы в высшей степени окисления, так как их атомы могут только принимать электроны, т.е. восстанавливаться. Например, перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (марганец +7);  $\text{PbO}_2$  (свинец + 4).

Только восстановители – вещества, содержащие элементы в низшей степени окисления, так как их атомы способны лишь отдавать электроны, окисляться. Например, металл цинк ( $\text{Zn}^0$ ), аммиак  $\text{NH}_3$  (азот-3).

Окислители-восстановители – вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления; их атомы способны и отдавать, и принимать электроны. Например, сульфит натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (сера + 4), нитрит натрия  $\text{NaNO}_2$  (азот +3).

В реакциях, протекающих при сплавлении исходных веществ, окислителями и восстановителями являются следующие молекулы и соединения:

– окислители  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ;

– восстановители  $\text{Al}$ ,  $\text{C}$  (кокс),  $\text{CO}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Na}$ .

Для реакций, протекающих в водных растворах, основные окислители и восстановители приведены в табл. 1.

Вещества расположены по уменьшению окислительной (восстановительной) способности.

Коэффициенты в уравнениях ОВР расставляются методом электронного баланса или методом электронно-ионного баланса.

**Окислители и восстановители в ОВР, протекающих  
в водных растворах**

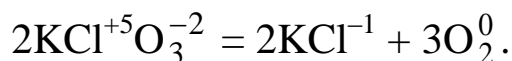
Окислители (восстановители)	Среда	
	кислотная	щелочная
Окислители	$F_2$ $Na_2O_2$ $O_3$ $K_2FeO_4$ $H_2O_2$ $KMnO_4$ $KBrO_3$ $PbO_2$ $Cl_2$ $K_2Cr_2O_7$ $MnO_2$ $O_2$ $KNO_2$ $KIO_3$ $Br_2$ $HNO_3$ (конц.) $I_2$ $H_2SO_4$ (конц.) $H^+$ (разб.)	$F_2$ $Cl_2$ $O_3$ $Na_2O_2$ $Br_2$ $H_2O_2$ $NaClO$ $NaBrO$ $KMnO_4$ $I_2$ $O_2$ $PbO_2$ $K_2CrO_4$ $H_2O$
Восстановители	$Ca$ $Na$ $Mg$ $H$ (атомарн.) $Al$ $H_2C_2O_4$ $H_3PO_3$ $Na_2SO_3$ $H_2$ $TiCl_3$ $H_2S$ $SO_2$ $C_2H_5OH$ $H_2O_2$ $KI$ $FeSO_4$ $KNO_2$ $HCl$ (конц.)	$NH_2OH$ (конц.) $Ca$ $H$ (атомарн.) $Mg$ $Li[AlH_4]$ $Al$ $CaH_2$ $SO_2$ $Na_2HPO_3$ $Zn$ $N_2H_4$ (конц.) $Na[Sn(OH)_3]$ $Na_2SO_3$ $H_2$ $Na_2S$

## Классификация ОВР

1. *Межмолекулярные ОВР*, в которых окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ (простых и сложных):



2. *Внутримолекулярные ОВР*, в которых окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же сложного вещества:

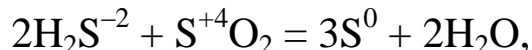


3. *Реакции диспропорционирования (дисмутации)*, в которых атомы одного и того же элемента, находящегося в промежуточной степени окисления, одновременно отдают и принимают электроны:

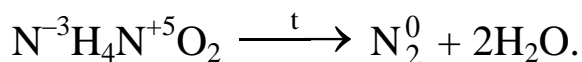


4. *Реакции конпропорционирования (конмутации)* – это реакции, обратные реакциям диспропорционирования. В результате этих реакций происходит «выравнивание» степени окисления одного элемента:

Реакции конпропорционирования могут быть как межмолекулярными:



так и внутримолекулярными:



Реакции диспропорционирования и конпропорционирования иногда называют реакциями *самоокисления-самовосстановления*.

Для составления уравнений ОВР наиболее часто применяют два метода – метод электронного баланса и метод полуреакций (или электронно-ионного баланса).

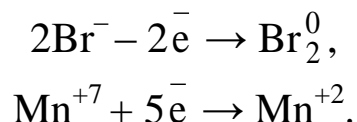
### Метод электронного баланса



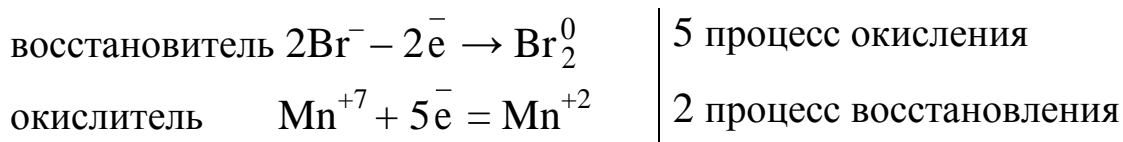
1. Определяют, какие атомы меняют степени окисления:



2. Составляют электронные уравнения:



3. Определяют коэффициенты перед формулой окислителя и восстановителя, указывают восстановитель и окислитель, а также процессы восстановления и окисления:



4. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем вносят в общее уравнение:



5. Далее уравнивают:

- а) количество ионов или атомов металлов, здесь это –  $\text{K}^+$ ;
- б) количество ионов или атомов неметаллов, в данном случае – это атомы серы;
- в) количество атомов водорода.

Для данной реакции получаем:



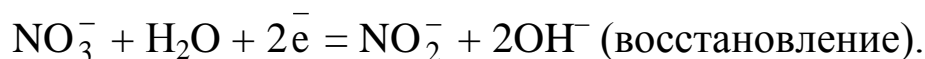
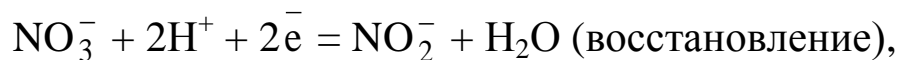
Признаком правильности подбора коэффициентов является одинаковое число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

### **Метод полуреакций (метод электронно-ионного баланса)**

Этот метод более наглядно отражает сущность процессов окисления-восстановления, учитывая реальные ионы и молекулы в водных растворах и характер среды. При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций используют общие правила написания ионно-молекулярных уравнений, что уже было рассмотрено выше. Сильные электролиты записывают в виде ионов; слабые электролиты, осадки, газы – в недиссоциированном виде, т.е. в виде молекул.

При составлении уравнений ОВР методом полуреакций следует пользоваться *правилами* (правила стяжения).

1. *Избыток кислорода* в исходных ионах в кислой среде связывается ионами водорода  $H^+$  в воду, а в нейтральной и щелочной среде – молекулами воды с образованием групп  $OH^-$ :



2. *Недостаток кислорода* до реакции в кислой среде восполняется за счет молекул воды  $H_2O$ , в щелочной среде – за счет гидроксо-групп  $OH^-$ :

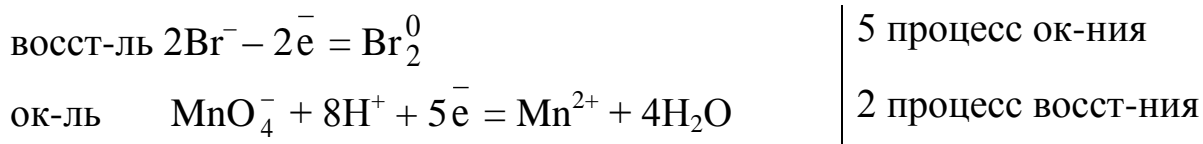


3. При составлении уравнений окислительно-восстановительного типа остается в силе общее правило: *не следует добавлять или выделять в кислой среде ионы  $OH^-$ , а в щелочной –  $H^+$* .

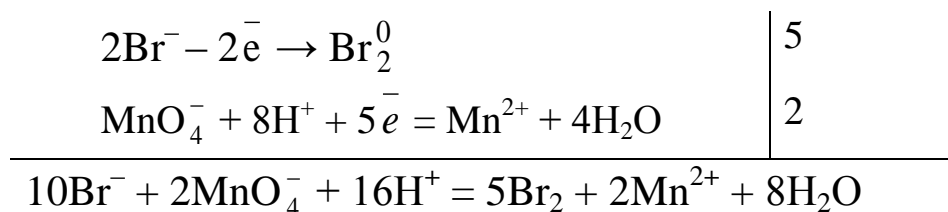
Рассмотрим основные положения метода на том же примере:



1. Составляются (или используются справочные данные) полуреакции для процессов окисления и восстановления:

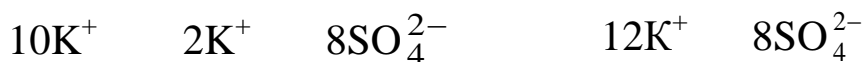
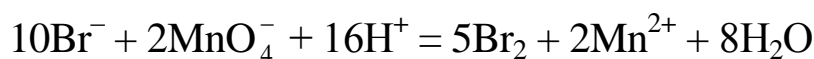


2. Суммируются обе полуреакции и составляется полная электронно-ионная схема:



3. Для электронно-ионной схемы подбираются недостающие так называемые вспомогательные ионы:

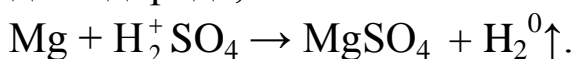




### ОВР с участием серной кислоты

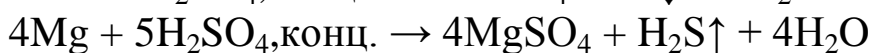
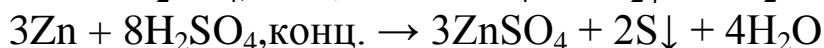
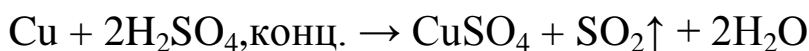
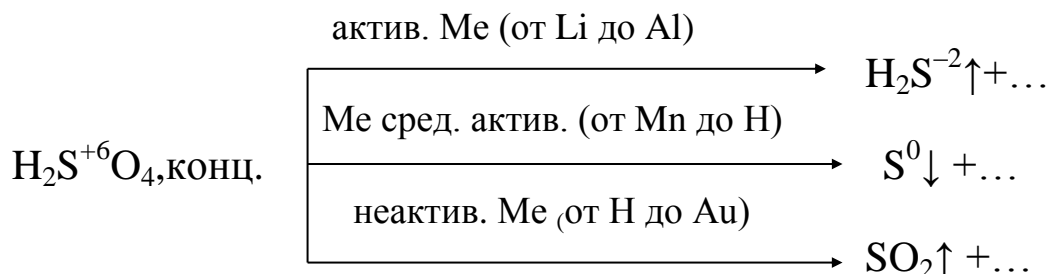
#### 1. $\text{H}_2\text{SO}_4$ разбавленная.

Окислителем является ион  $\text{H}^+$ . Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленной серной кислоты

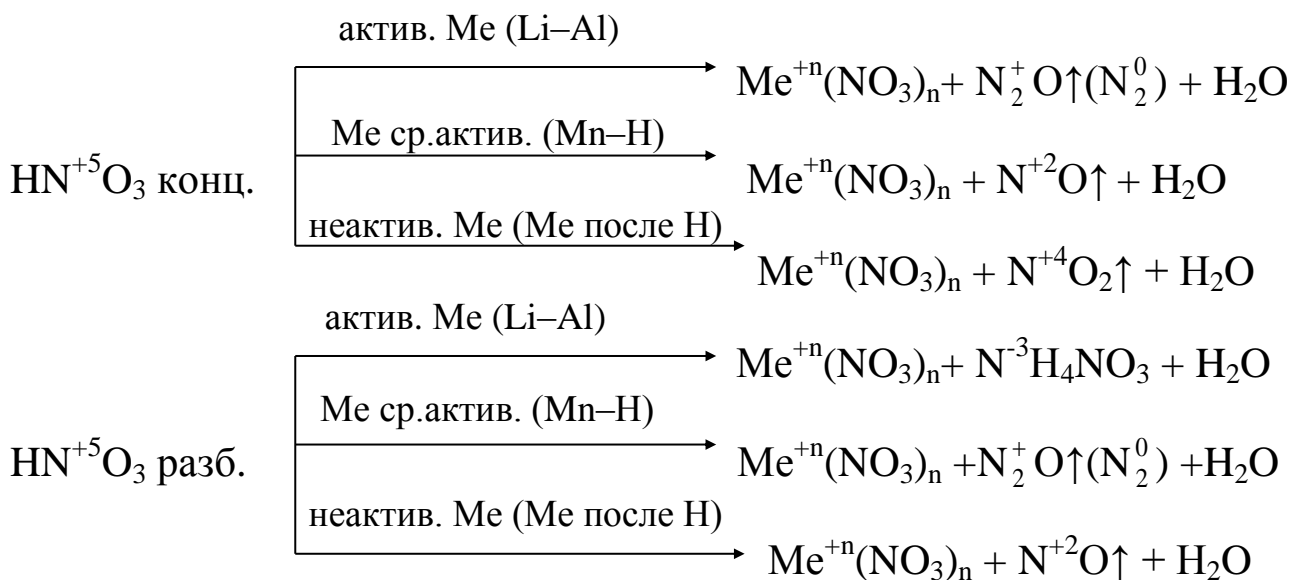


#### 2. $\text{H}_2\text{SO}_4$ концентрированная.

Окислителем является  $\text{S}^{+6}$ . Продукт восстановления зависит от активности металла



### ОВР с участием азотной кислоты



Степень окисления Me приняты равной +n. Чем меньше концентрация HNO<sub>3</sub> и активнее Me, тем больше глубина восстановления N<sup>+5</sup> (N<sup>+5</sup> + 8ē → N<sup>-3</sup>).

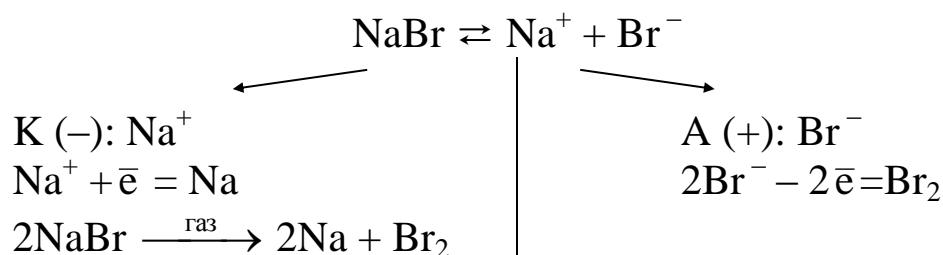
### Электролиз водных растворов и расплавов солей

*Электролизом* называется совокупность окислительно-восстановительных электрохимических процессов, проходящих при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Электрод, подключенный к (-) заряженному полюсу источника тока, называется *катодом*. На катоде происходит восстановление (в первую очередь будут восстанавливаться частицы с наибольшим φ<sup>0</sup>; см. ряд напряжений).

Электрод, подключенный к (+) полюсу источника тока, называется *анодом*. На аноде происходит окисление (в первую очередь окисляются частицы с наименьшим φ<sup>0</sup>).

Схема электролиза расплава NaBr



Последовательность разрядки ионов на катоде при электролизе водных растворов солей приведена в табл.2.

Таблица 2

#### Последовательность разрядки ионов на катоде

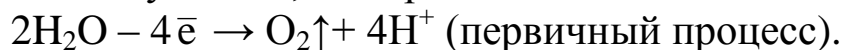
Металл	φ <sup>0</sup> , В	Процесс восстановления на катоде
Активные Me Li-Al	-3,045 – -1,179	Первичный процесс 2H <sub>2</sub> O + 2ē = H <sub>2</sub> ↑ + 2OH <sup>-</sup> (2H <sup>+</sup> + 2ē = H <sub>2</sub> ↑) Вторичный процесс Me <sup>n+</sup> + nOH <sup>-</sup> ⇌ Me(OH) <sub>n</sub> (pH < 7)

Металл	$\varphi^0$ , В	Процесс восстановления на катоде
Me <i>средней активности</i> Mn–H	-0,763 – -0,00	Первичные процессы $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$ Вторичный процесс $\text{Me}^{n+} + n\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Me}(\text{OH})_n$
<i>неактивные</i> Me после H	0,00 – +1,692	Первичный процесс $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$

Последовательность разрядки ионов на аноде следующая.

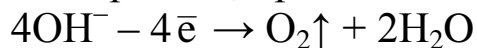
При электролизе водных растворов солей бескислородных кислот в первую очередь на аноде будут окисляться анионы этих кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и др.), кроме  $\text{F}^-$ .

При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  и др.) на аноде будут окисляться ионы кислорода из молекул воды, если  $\text{pH} \leq 7$ :



Вторичный процесс – образование кислоты.

Если  $\text{pH} \geq 7$ , происходит окисление  $\text{OH}^-$ -групп:



Существуют *нерастворимые* (инертные) аноды, выполненные из графита, платины, золота, и *растворимые* аноды, выполненные из металла, соль которого подвергается электролизу (при этом будет окисляться металл анода).

**Задача 1.** Какая частица будет в первую очередь окисляться в водном растворе на аноде  $\text{SO}_4^{-2}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}^-$ ?

**Решение.** В первую очередь будут окисляться в водном растворе ионы бескислородных кислот, затем ионы кислорода из молекул воды, в последнюю очередь ионы кислородсодержащих кислот  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$ .

**Задача 2.** Какая частица будет восстанавливаться в первую очередь на катоде  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ?

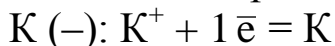
**Решение.** В первую очередь на катоде восстанавливаются ионы неактивных металлов (от олова до золота), затем ионы водорода из молекул воды, в последнюю очередь ионы активного металла  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ .

**Задача 3.** Составьте схему электролиза расплава  $\text{KOH}$ .

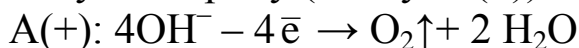
**Решение.** В расплаве КОН диссоциирует



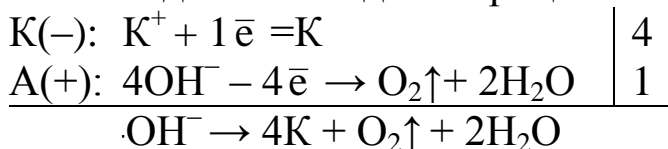
Под действием электрического тока образующиеся катионы перемещаются к отрицательно заряженному электроду (катоде К(-)) и принимают электроны (восстанавливаются)



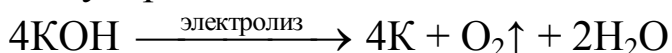
Отрицательно заряженные ионы  $\text{OH}^-$  перемещаются к (+) заряженному электроду (аноду А (+)) и отдают электроны, окисляются



Суммируем эти два процесса, умножив каждое из них на соответствующий коэффициент, чтобы уравнивать число электронов, участвующих в катодном и анодном процессах

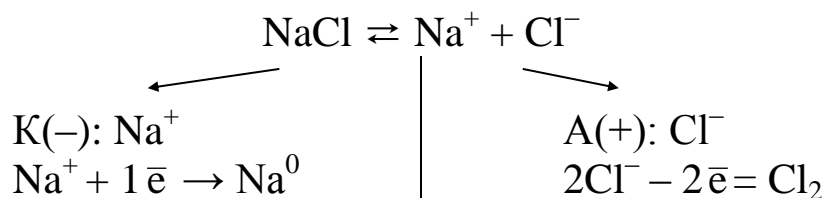


В молекулярном виде

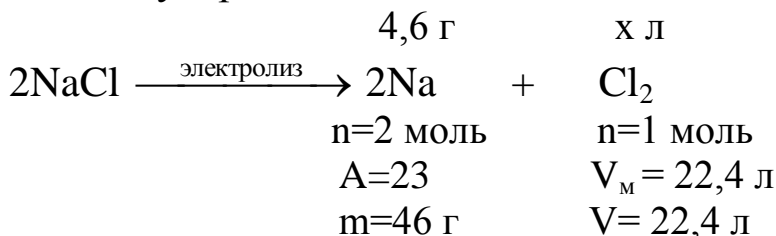


**Задача 4.** При электролизе расплава NaCl на катоде выделилось 4,6 г Na. Какой объем хлора выделился на аноде? Составьте схему электролиза.

**Решение.** Запишем уравнение диссоциации и схему электролиза



В молекулярном виде



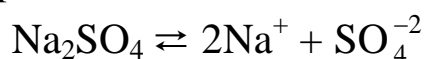
Составим пропорцию

$$\frac{4,6}{46} = \frac{x}{22,4}, \text{ отсюда } x = \frac{4,6 \cdot 22,4}{46} = 2,24 \text{ л.}$$

Следовательно, на аноде выделилось 2,24 л хлора.

**Задача 5.** Составьте схему электролиза водного раствора сульфата натрия с инертными электродами.

**Решение.** Запишем уравнение диссоциации  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  в водном растворе

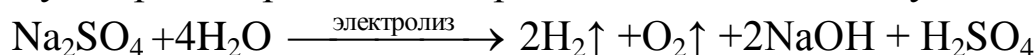


Это водный раствор, следовательно, у катода (–) кроме ионов  $\text{Na}^+$  и у анода (+) кроме ионов  $\text{SO}_4^{-2}$  будут находиться молекулы воды. Так как это соль активного металла, то на катоде будут восстанавливаться ионы водорода из молекул воды. Кроме того, это соль кислородсодержащей кислоты, следовательно, на аноде будут окисляться ионы кислорода из молекул воды.

Составим схему электролиза.

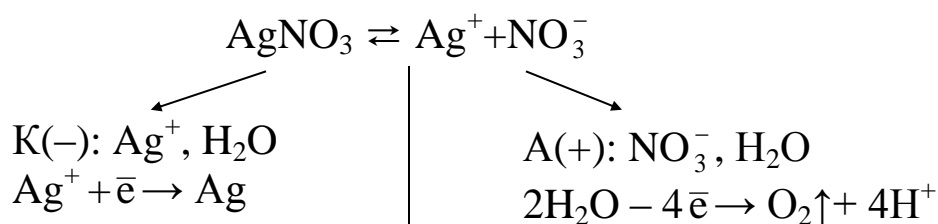


Суммарный процесс электролиза запишется следующим образом

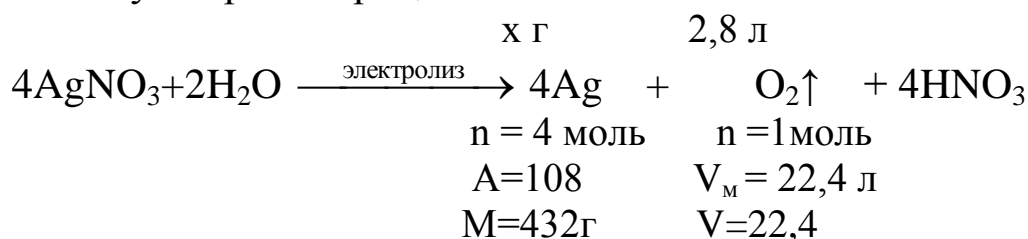


**Задача 6.** Сколько граммов серебра образуется при электролизе водного раствора нитрата серебра, если при этом выделилось 2,8 л кислорода? Составьте схему электролиза.

**Решение.** Так как это кислородсодержащая соль неактивного металла, то



Запишем суммарный процесс



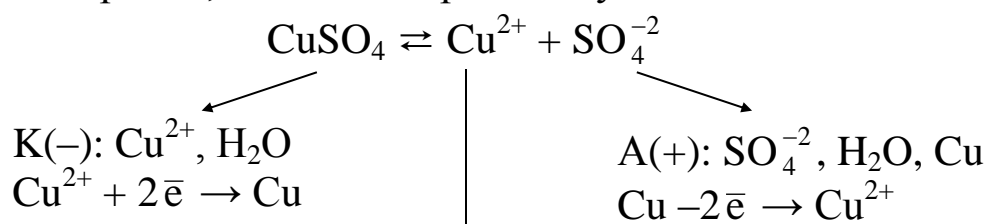
Составим пропорцию

$$\frac{x}{432} = \frac{2,8}{22,4}, \text{ отсюда } x = \frac{432 \cdot 2,8}{22,4} = 54 \text{ г.}$$

Следовательно, на катоде выделяется 54 г серебра.

**Задача 7.** Составьте схему электролиза водного раствора сульфата меди с медным анодом.

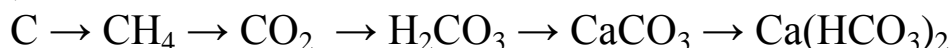
**Решение.** Так как это соль неактивного металла, то на катоде восстанавливаются ионы металла. Кроме того, анод выполнен из меди, следовательно, будет окисляться (растворяться) сам анод, т.е. медь. Таким образом, схема электролиза будет выглядеть так



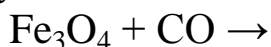
Осуществляется перенос ионов меди с анода на катод. Это электролиз с растворимым анодом, используется для рафинирования (очистки) металлов.

### *Задачи для самостоятельного решения*

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, и укажите, к какому типу относятся эти реакции.



2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



3. Укажите условия протекания реакций ионного обмена и приведите примеры.

8. Составьте схему электролиза сульфата калия. Укажите характер среды у катода и анода.

9. Составьте схему электролиза хлорида олова (II) с инертным и растворимым анодом.

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. 4-е изд., испр. и доп. – М.: Новая волна, 2002. – 480с. – ISBN 5-7864-0142-1.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков А.В. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Учеб. пособ. – М.: МГУ, ЛКИ, 2015. – 472с. – ISBN 978-5-19-010989-4.
3. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы. 4-е изд., испр. и доп. – М.: Новая волна, 2002. – 272с. – ISBN 5-7864-0143-X, 5-94368-004-7.
4. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. – М.: Дрофа, 1999. – 560. – ISBN 5-7107-2553-6.
5. Шиманович И.Е., Павлович М.Л. и др. Общая химия в формулах, определениях, схемах. – Минск: «Полымя», 1996. – 528с.
6. Егоров А.С. и др. Химия. Пособие-репетитор. 29-е изд. – Ростов-н/Д: Феникс, 2010. – 762с.
7. Слета Л.А. Химия: Справочник для студентов и абитуриентов. – Харьков: Фолио, 2000. – 496с. – ISBN 966-03-0769-1; ISBN 5-17000016-2.
8. Пенина В.И., Афанасьева О.Ю., Лаврентьева О.В. Общая химия для поступающих в вузы: Учеб. пособ. – Самара: СамГТУ, 2015. – 116с.
9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособ. для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – 24-е стереотипное – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 240 с.
10. Романцева Л.М. и др. Сборник задач по общей химии. – М.: Высш. шк., 1997.
11. Классификация химических реакций и некоторые их основные типы: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, О.Ю. Калмыкова. Ю.В. Мощенский. – Самара: СамГТУ, 2010. – 146 с. – ISBN 978-5-7964-1405-7.
12. Окислительно-восстановительные процессы: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, О.Ю. Калмыкова. И.М. Кондратюк. – Самара: СамГТУ, 2006. – 52 с. – ISBN 5-7964-0799-6.
13. Самоучитель решения задач по общей химии: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, И.Б. Костылева, Л.А. Медовщикова. – Самара: СамГТУ, 2010. – 260 с.
14. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 1. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 404 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1495-8.
15. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 2. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 234 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1479-2.