



МОУ - Лицей № 2 г. Саратова

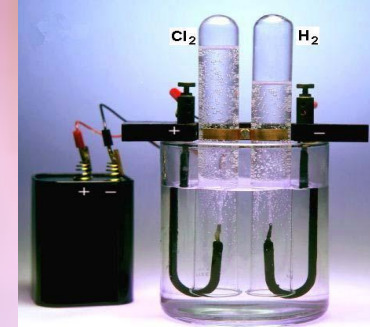
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Романова Вероника Олеговна

учитель химии, к.х.н



План

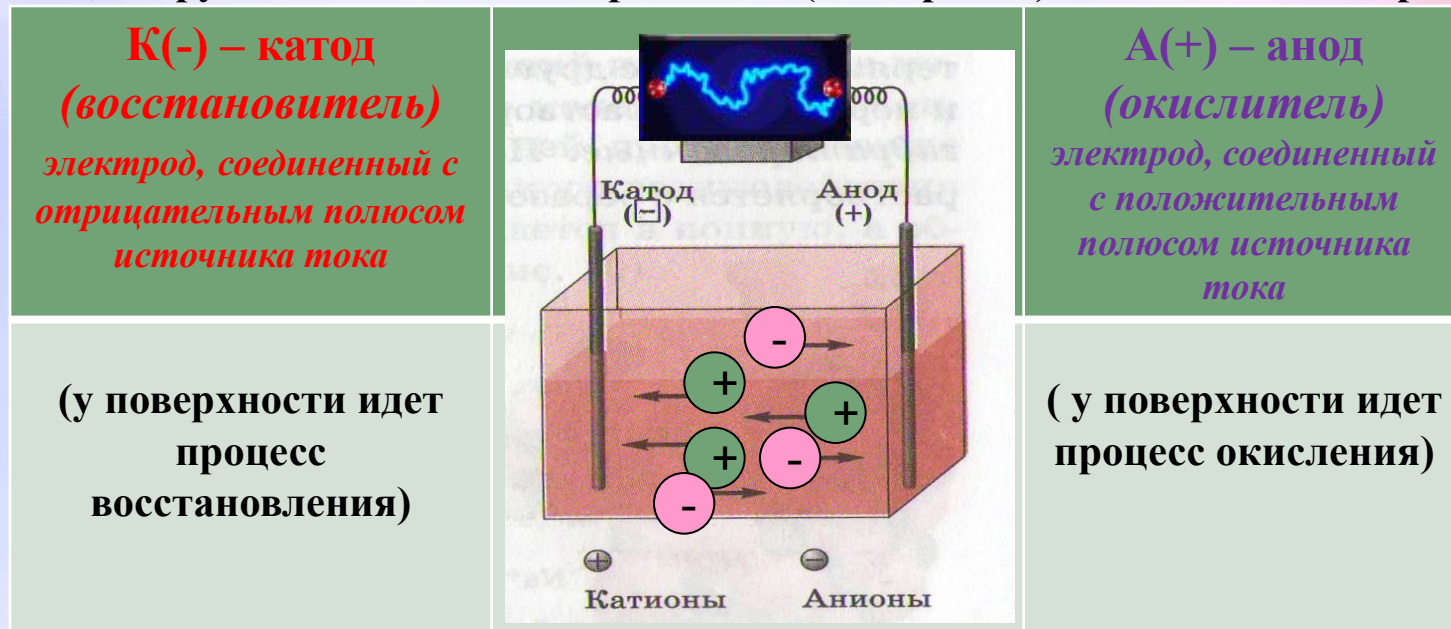


1. Электролиз как электрохимический процесс.
2. Электролитический ячейки и электролизеры.
3. Алгоритм написания реакций электролиза.
4. Два типа электролиза - электролиз раствора и электролиз расплава электролита .
5. Анодные процессы: с инертным и активным (растворимым) электродами.
6. Катодные процессы.
7. Применение электролиза.
8. Законы Фарадея.
9. Задачи на электролиз.
10. Используемая литература.

Для двух девчат подарков груз
ИОН взвалил себе на спину:
Для КАТИ ОН несет свой плюс,
Для АНИ ОН несет свой минус.

Электролиз – это совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих на электродах при прохождении электрического тока через расплав или водный раствор электролита.

Электрод – компактный материал (уголь, графит, металлы), являющийся электронным проводником, погруженный в ионный проводник (электролит). Имеются 2 электрода:

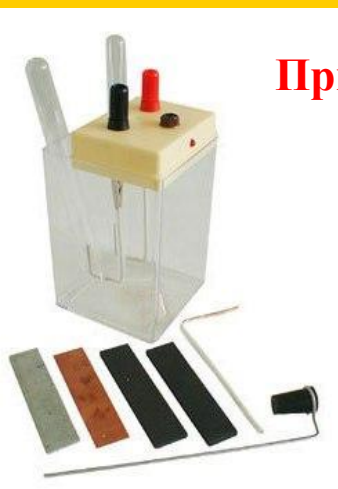


Электролиз отличается от обычных ОВР:

- 1) и окислитель, и восстановитель при электролизе является электрический ток;
- 2) процессы окисления и восстановления разделены в пространстве, они совершаются не при контакте частиц друг с другом, а при соприкосновении с электродами электрической цепи.

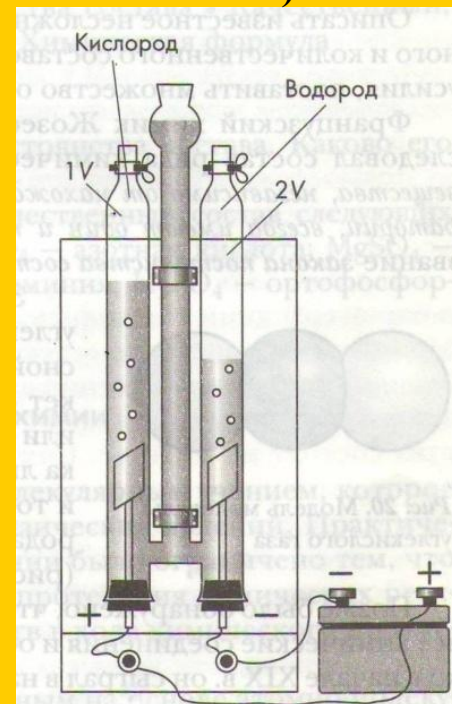
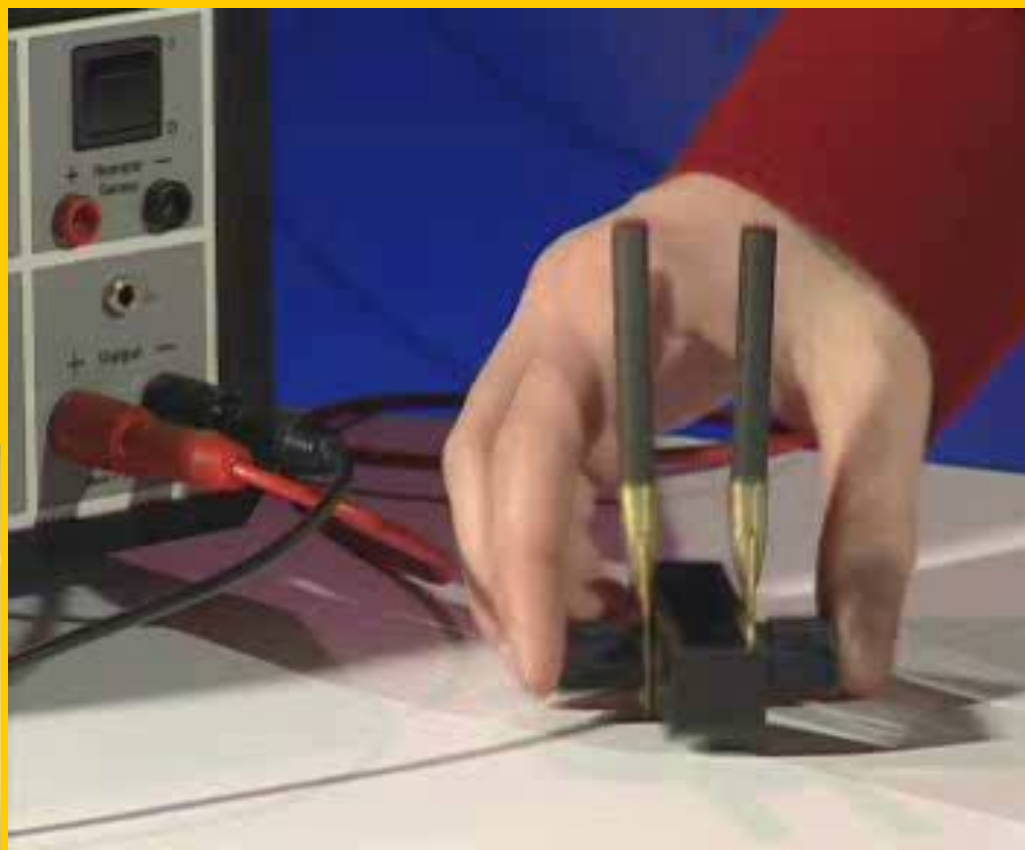
Устройство для электролиза называется в зависимости от размера *электролизером* или *электролитической ячейкой*

Приборы для электролиза растворов солей в лаборатории



Электролиз раствора CuSO_4

Аппарат Гофмана
(прибор для разложения
воды электрическим
током)



Алгоритмы написания реакций электролиза

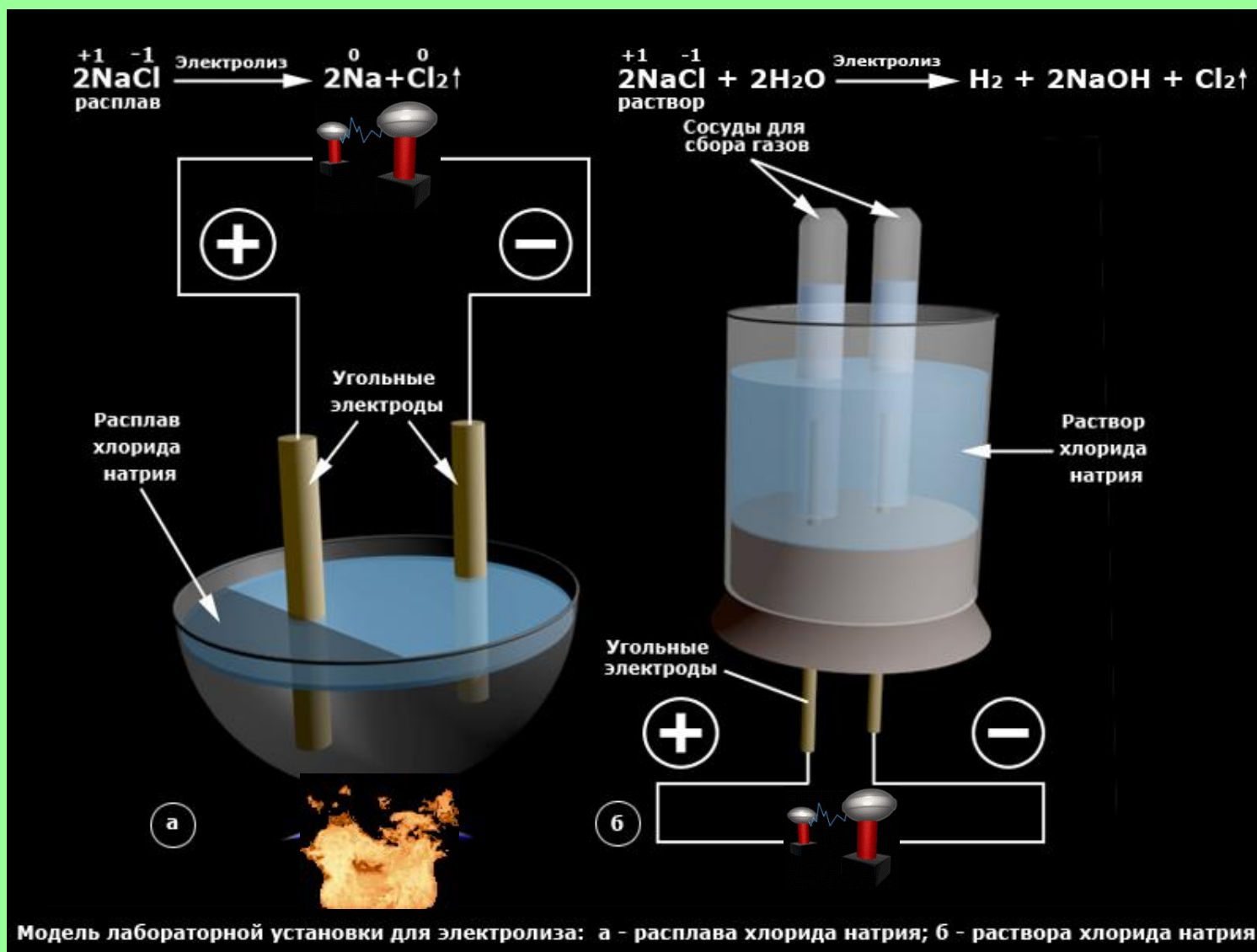
1. Записать уравнение электролитической диссоциации вещества, подвергаемого электролизу.
2. Записать уравнения процессов на катоде и аноде в ионном виде полуреакций.
3. Установить наименьшее общее кратное для чисел электронов в реакциях на катоде и аноде и определить коэффициенты, на которые множат соответствующие ионы.
4. Записать суммарное уравнение электролиза в молекулярном виде. Над стрелкой обязательно надо написать слово «электролиз».

Примечания:

- Если на электродах идут параллельные процессы, то суммарное уравнение электролиза не записывают, а записывают два уравнения, соответствующие параллельным реакциям электролиза.
- Суммарное уравнение электролиза не записывают, если растворимы анод изготовлен из металла, соль которого подвергается электролизу.



Процессы электролиза в расплавах и водных растворах электролитов имеют существенные различия

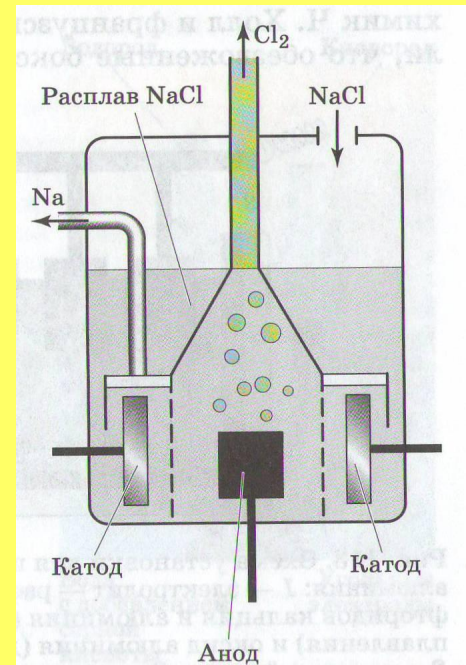
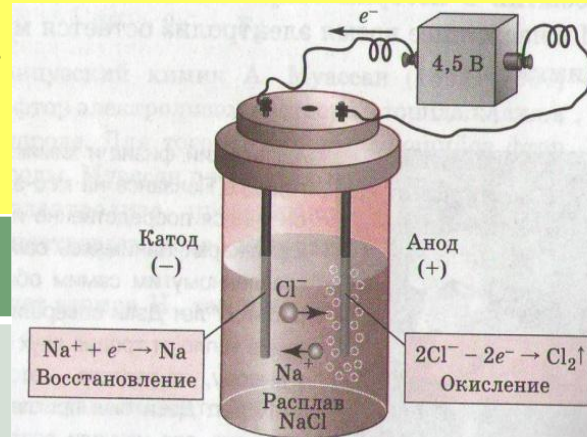


Электролиз расплавов

В расплавах в ОВР на электродах принимают участие только ионы самого электролита. На катоде катионы металлов превращаются в атомы соответствующих металлов. На аноде бескислородные анионы окисляются до простого вещества, а кислородсодержащие ионы выделяют молекулу $O_2 \uparrow$ и превращаются в один из оксидов.

Электролиз расплава хлорида натрия.

Последовательность действий	Выполнение действий
1. Составить уравнение диссоциации соли	$NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$
2. Показать перемещение ионов к соответствующим электродам	К(-): Na^+ , катод А(+): Cl^- анод
3. Составить схемы процессов окисления и восстановления	$K(-): Na^+ + e^- \rightarrow Na^0 \quad \quad 2$ (восстановление) $A(+): 2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2 \quad \quad 1$ (окисление)
4. Составить уравнение электролиза расплава соли	$2NaCl \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Cl_2$





Электролиз расплава сульфата натрия

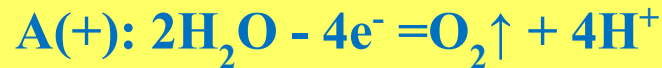
Последовательность действий	Выполнение действий
1. Составить уравнение диссоциации соли	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
2. Показать перемещение ионов к соответствующим электродам	К(-): Na^+ , катод А(+): SO_4^{2-} анод
3. Составить схемы процессов окисления и восстановления	К(-): $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}^0$ 4 (восстановление) А(+): $2\text{SO}_4^{2-} - 4e^- \rightarrow 2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \uparrow$ 1 (окисление) или А(+): $2\text{SO}_4^{2-} - 2e^- \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ (окисление)
4. Составить уравнение электролиза расплава соли	$2\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Na} + 2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \uparrow$ или $\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} + \text{SO}_3 + \text{O}_2 \uparrow$



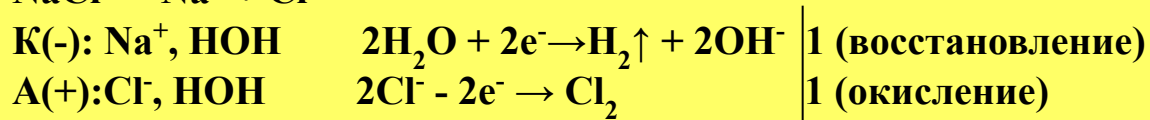
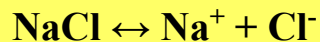
Электролиз расплава щёлочи

Последовательность действий	Выполнение действий
1. Составить уравнение диссоциации щелочи	$\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
2. Показать перемещение ионов к соответствующим электродам	К(-): Na^+ , катод А(+): OH^- анод
3. Составить схемы процессов окисления и восстановления	$\text{K}(-): \text{Na}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}^0$ 4 (восстановление) $\text{A}(+): 4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 1 (окисление)
4. Составить уравнение электролиза расплава щелочи	$4\text{NaOH} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Na} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

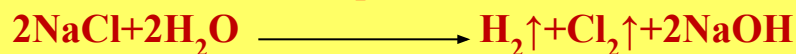
При электролизе водных растворов электролитов в реакциях на катоде и аноде, кроме ионов электролита, могут принимать участие и молекулы воды:



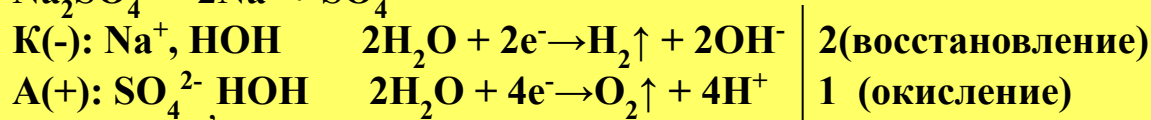
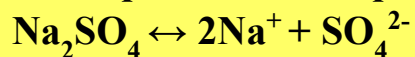
Электролиз водного раствора хлорида натрия на инертных электродах:



электролиз



Электролиз водного раствора сульфата натрия на инертных электродах:

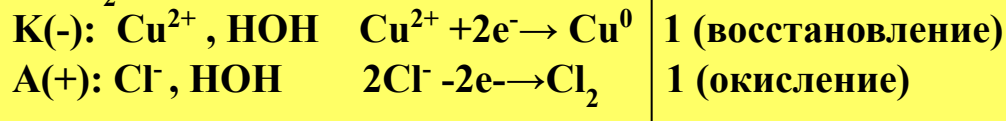


электролиз

электролиз



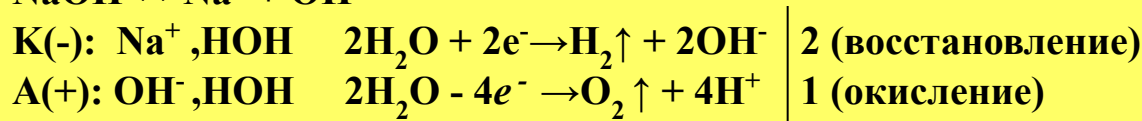
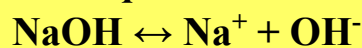
Электролиз водного раствора хлорида меди (II) на инертных электродах:



электролиз



Электролиз водного раствора гидроксида натрия на инертных электродах:



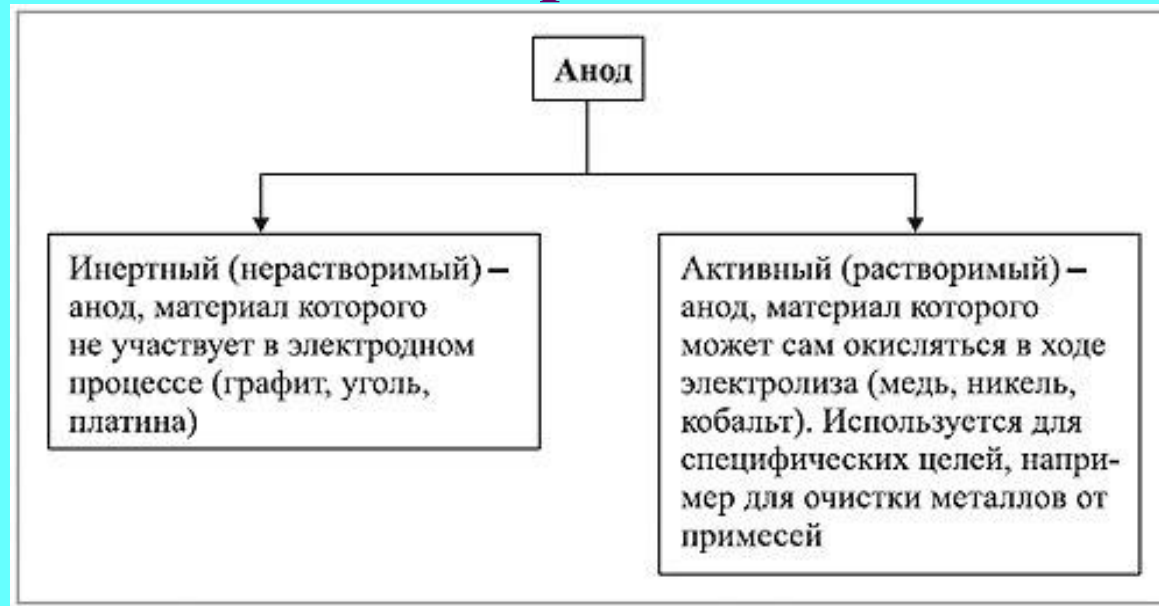
электролиз

электролиз

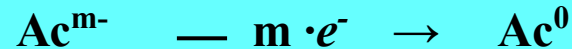




Анодные процессы



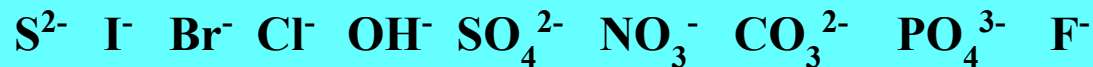
□ При электролизе растворов солей бескислородных кислот окисляются анионы солей (*кроме фторидов*):



□ при электролизе растворов солей кислородосодержащих кислот на аноде разряжаются молекулы воды:



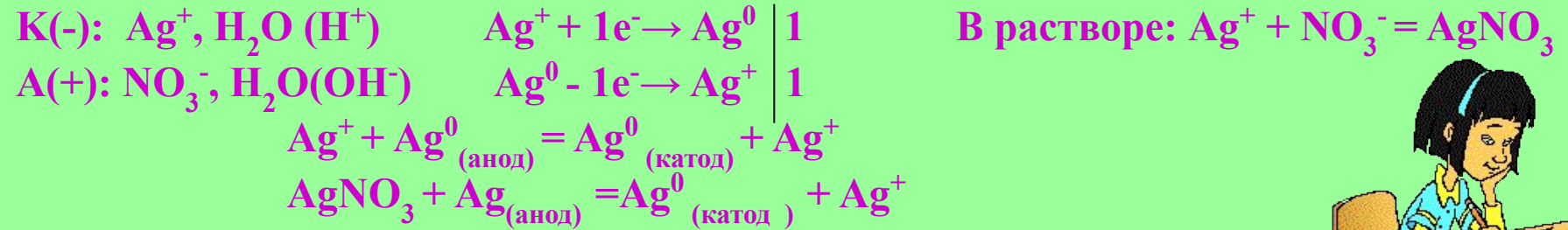
Ряд напряжений анионов:



→
уменьшение способности разряжаться на аноде

Если анод растворимый (активный), анионы не окисляются. Окисляется анод: $\text{Me}^0 - ne^- \rightarrow \text{Me}^{n+}$. Катионы металла переходят в раствор. Масса анода уменьшается.

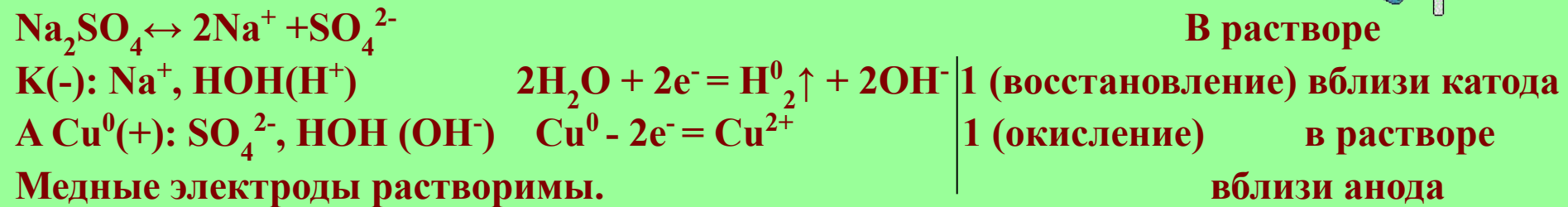
Электролиз раствора нитрата серебра с растворимым анодом (анод из Ag):



Электролиз сводится к переносу серебра с анода на катод

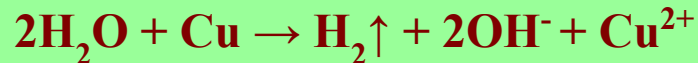


Электролиз сульфата натрия на медных электродах:



Медные электроды растворимы.

Сложим эти две полуреакции:



электролиз

Запишем уравнение в молекулярном виде: $2\text{H}_2\text{O} + \text{Cu} \longrightarrow \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^- + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

Катодные процессы

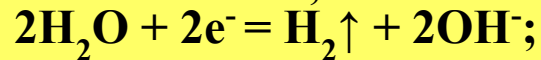
Ряд стандартных электродных потенциалов
в водных растворах при 25⁰С

Электрод		E ⁰ , А	Электрод		E ⁰ , А
Окисленная форма	Восстановленная форма		Окисленная форма	Восстановленная форма	
Li ⁺	Li	-3,05	Cd ²⁺	Cd	-0,40
K ⁺	K	-2,93	Co ²⁺	Co	0,28
Ba ²⁺	Ba	-2,91	Ni ²⁺	Ni	0,25
Ca ²⁺	Ca	-2,87	Sn ²⁺	Sn	-0,14
Na ⁺	Na	-2,71	Pb ²⁺	Pb	-0,13
Mg ²⁺	Mg	-2,36	Fe ³⁺	Fe	-0,04
Al ³⁺	Al	-1,66	Cu ²⁺	Cu	+0,34
Mn ²⁺	Mn	-1,18	Ag ⁺	Ag	+0,80
Zn ²⁺	Zn	-0,76	Hg ²⁺	Hg	+0,85
Cr ³⁺	Cr	-0,74	Pt ²⁺	Pt	+1,20
Fe ²⁺	Fe	-0,44	Au ³⁺	Au	+1,50

Процесс на катоде зависит только от положения металла в электрохимическом ряду активности металлов:

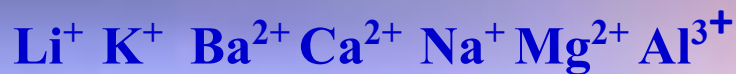
Окисленная форма (Ox)	Li ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ²⁺
	УСИЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (ПАДЕНИЕ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)										▶															
Восстановленная форма (Red)	Li	K	Rb	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	2Hg	Ag	Hg	Pt	Au
	◀										УСИЛЕНИЕ ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (РОСТ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)															
Стандартный потенциал φ ₀ , В	-3,045	-2,925	-2,925	-2,923	-2,906	-2,888	-2,866	-2,714	-2,363	-1,662	-1,180	-0,763	-0,744	-0,440	-0,403	-0,277	-0,250	-0,136	-0,126	0,000	0,337	0,788	0,799	0,854	1,20	1,498
Электролиз водных растворов электролитов	Катодный процесс $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$										$M^{z+} + ze \rightarrow M$ $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$										$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$		$M^{z+} + ze \rightarrow M$			
	Анодный процесс а) Инертный анод (уголь, Pt, Au и др.)										$2X^- - 2e \rightarrow X_2$ (где X = Cl, Br, I); $4OH^- - 4e \rightarrow O_2 + 2H_2O$												$2RCOO^- - 2e \rightarrow R - R + 2CO_2$ в других случаях $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+$			
	а) Растворимый анод (Cu, Ag, Zn, Cd, Ni и др.)										$M - ze \rightarrow M^{z+}$															

•Если металл в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит до алюминия включительно металл не восстанавливается, в восстанавливается водород воды:



•Если металл в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит между алюминием и водородом, то идут 2 параллельных процесса -восстановление водорода из воды и металла;

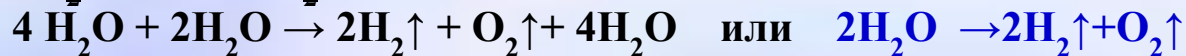
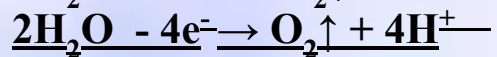
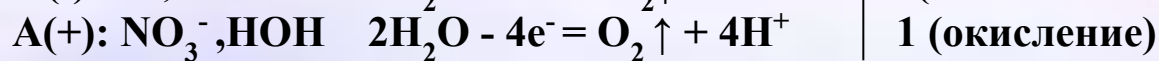
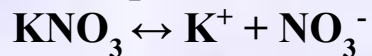
•Если металл в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит после водорода, то только его катион восстанавливается в растворе, т.е. восстановление идет в порядке, обратному расположению ионов в электрохимическом ряду напряжений металлов.



металл не выделяется, выделяется H_2 : $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$

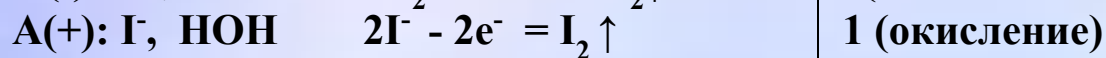
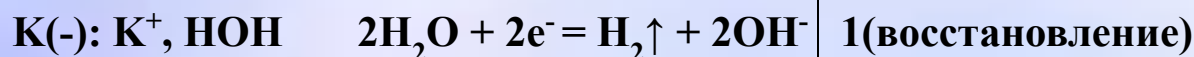
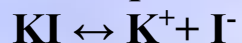
Несколько типичных случаев электролиза растворов:

Электролиз водного раствора нитрата кальция:

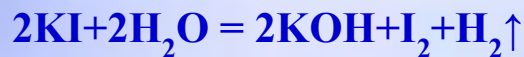


электролиз

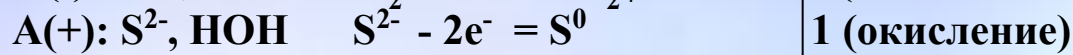
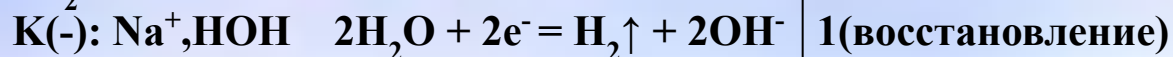
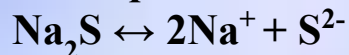
Электролиз водного раствора йодида калия:



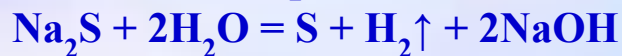
электролиз



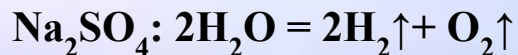
Электролиз водного раствора сульфида натрия:



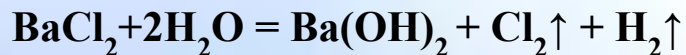
электролиз



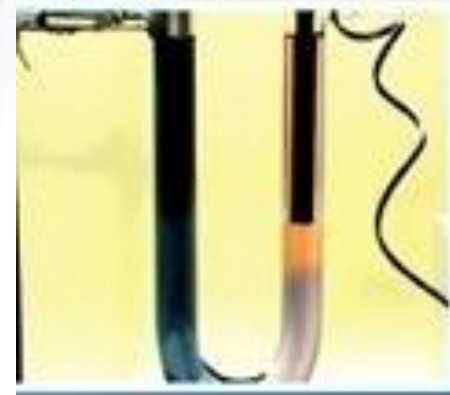
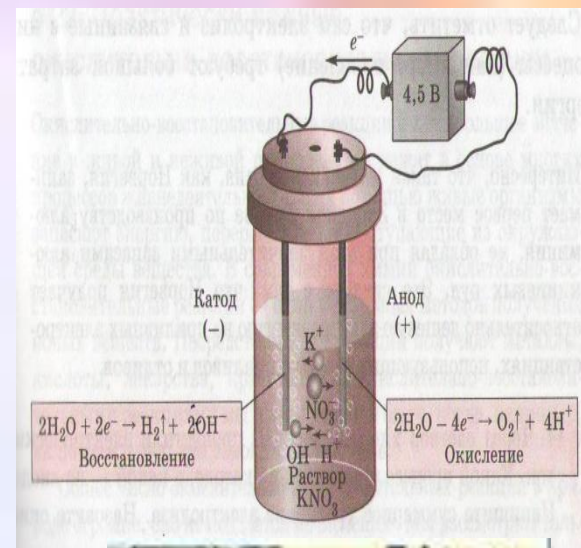
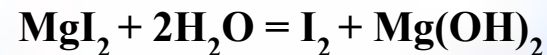
электролиз



электролиз



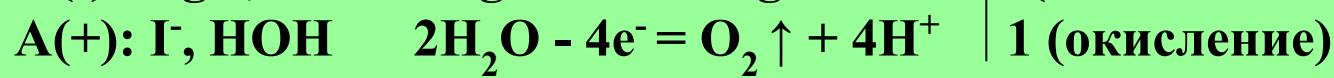
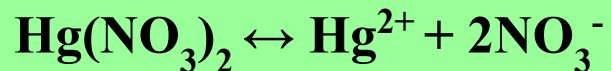
электролиз



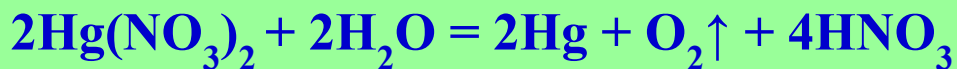


выделяется металл

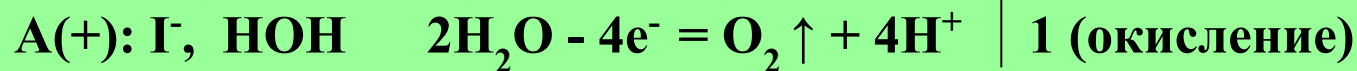
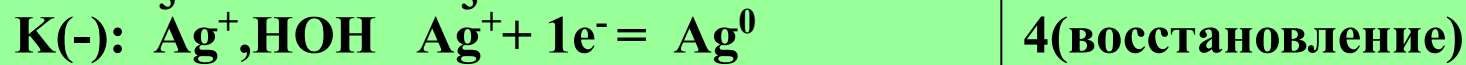
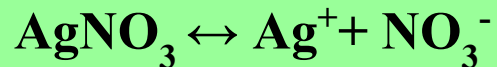
Электролиз водного раствора нитрата ртути (II) на инертных электродах:



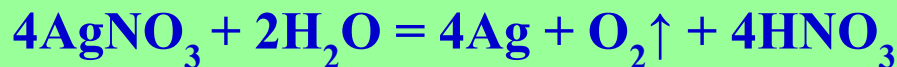
электролиз



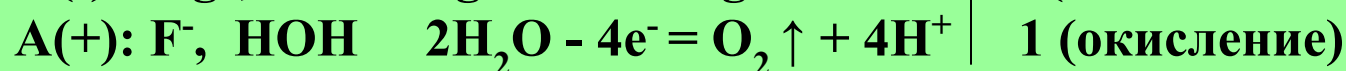
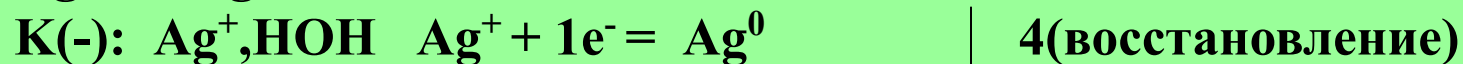
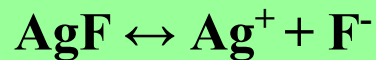
Электролиз водного раствора нитрата серебра на инертных электродах:



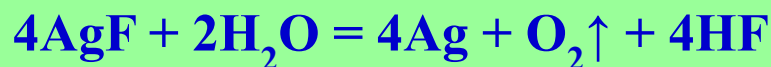
электролиз



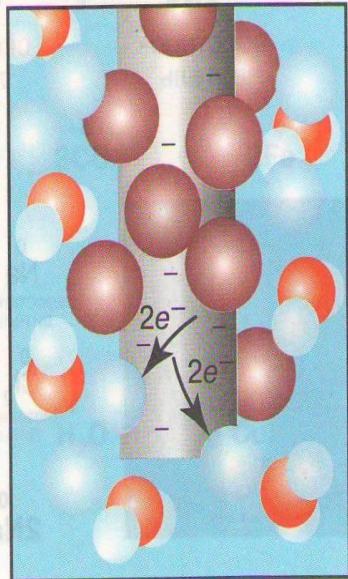
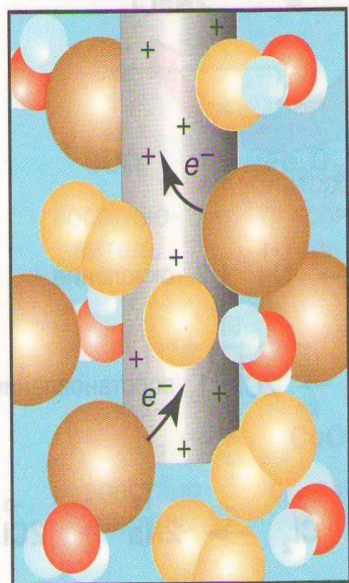
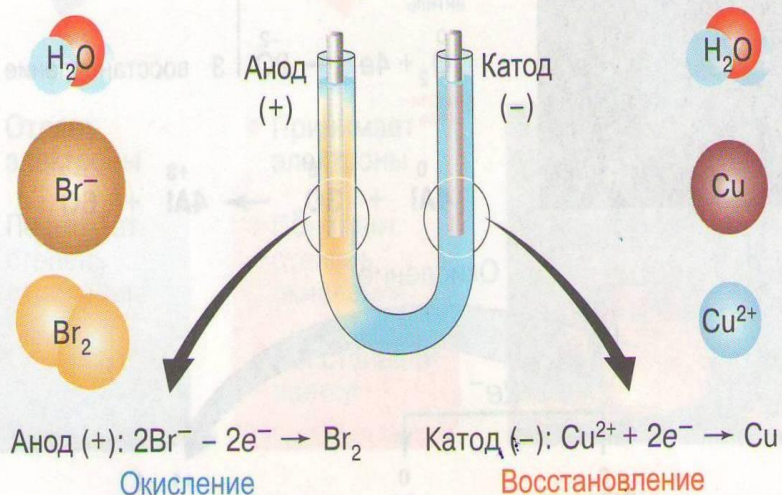
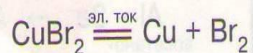
Электролиз водного раствора фторида серебра на инертных электродах:



электролиз

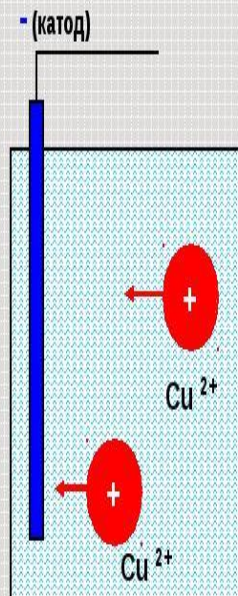


Электролиз раствора бромиды меди (II)

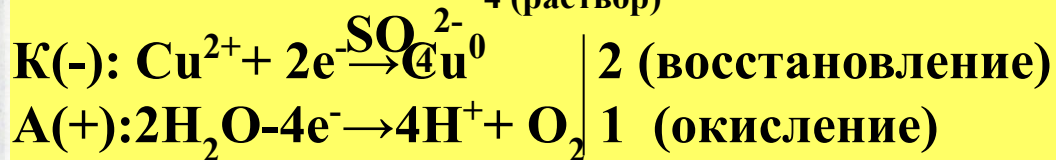
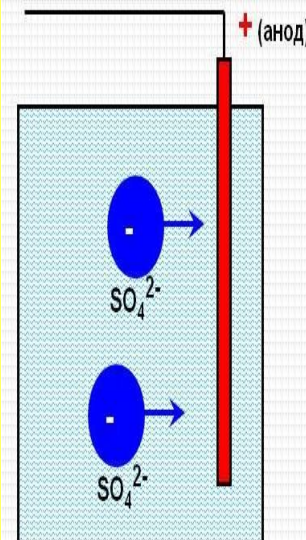


Электролиз раствора сульфата меди (II)

На катоде:

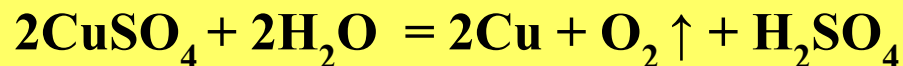


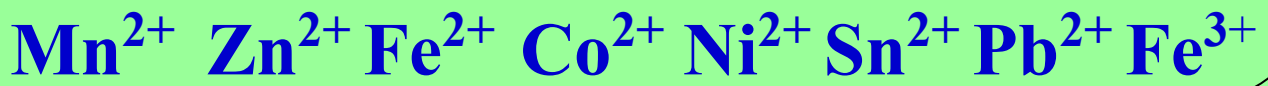
На аноде:



Уравнение реакции электролиза:

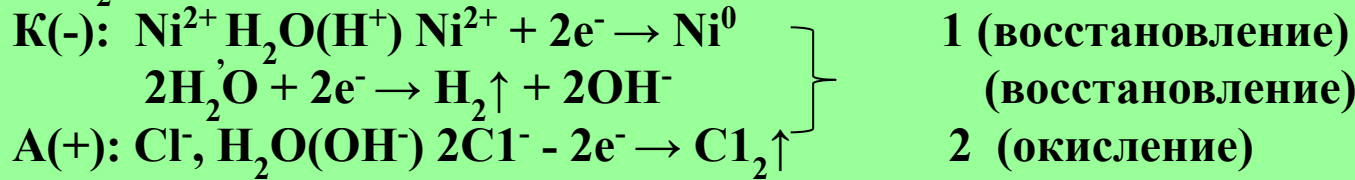
электролиз





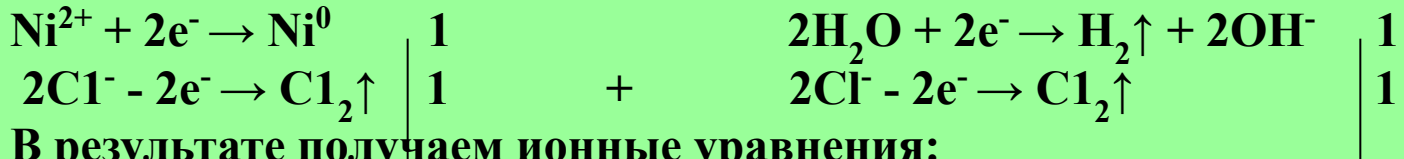
возможно выделение металла и H_2

Электролиз водного раствора хлорида никеля (II) на инертных электродах:



(на катоде происходит параллельное выделение H_2 и Ni , поэтому осадок никеля получается рыхлый, «наводороженный». Реально при проведении электролиза таких солей путем регулирования условий - сила тока, напряжение- удаётся замедлить восстановление молекул H_2O , и образование H_2 в заметных количествах не происходит).

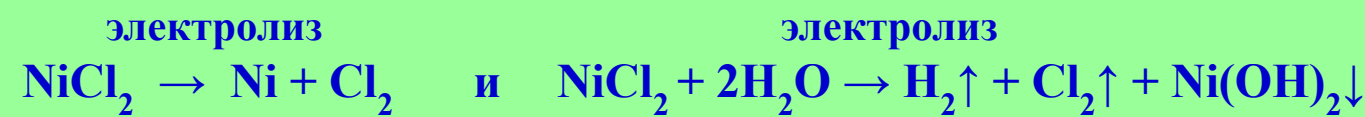
Просуммируем каждую реакцию катода с реакцией на аноде:



В результате получаем ионные уравнения:

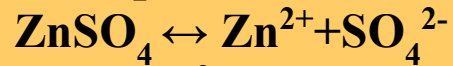


Представим эти уравнения параллельных процессов на электродах в молекулярном виде:

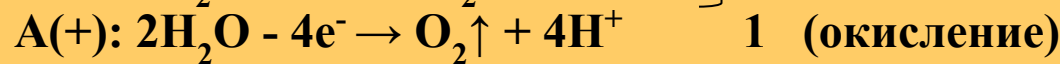
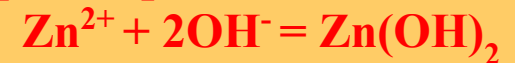


Суммарное уравнение (для решения задач): $2NiCl_2 + 2H_2O = Ni + H_2\uparrow + 2Cl_2\uparrow + Ni(OH)_2\downarrow$

Электролиз водного раствора **сульфата цинка** на инертных (платиновых) электродах:



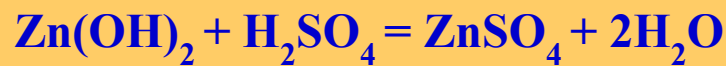
В растворе около катода:



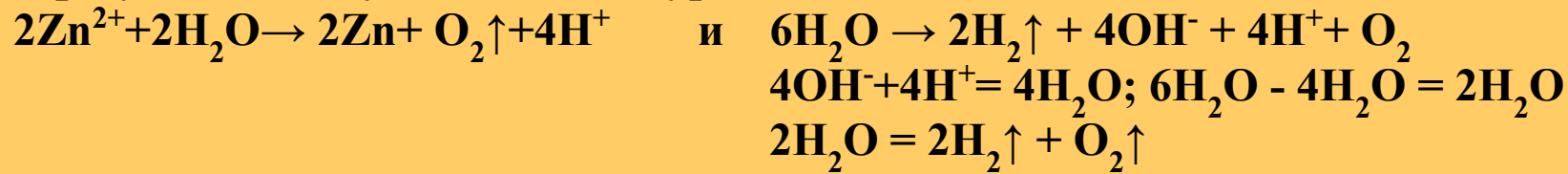
В растворе около анода:



Суммарная реакция в растворе:



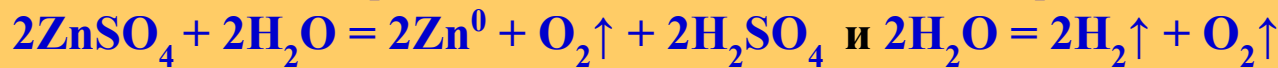
В результате получаем ионные уравнения:



Суммарное уравнение электролиза:

электролиз

электролиз



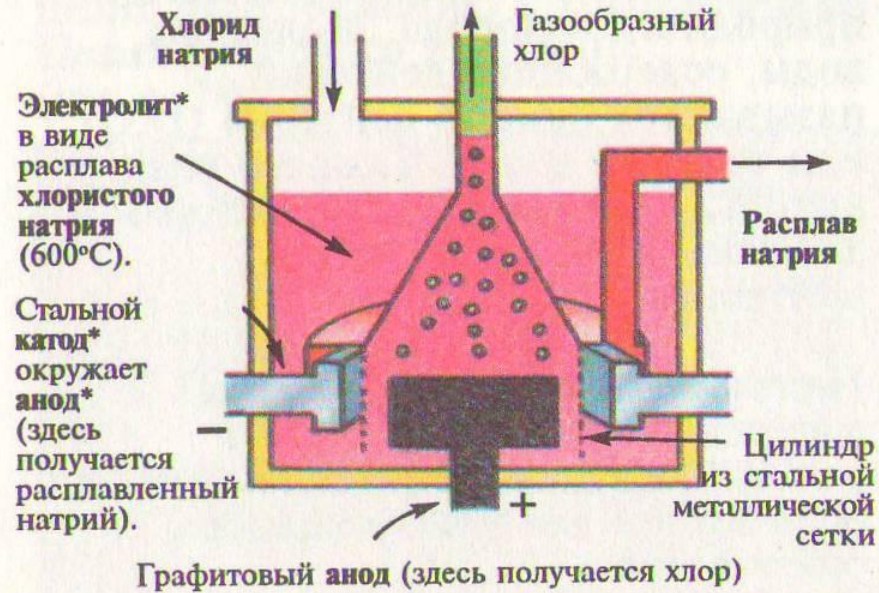
т.к. выделение H_2 замедляют, то (**для решения задач**):



Применение электролиза

1. Электролитическое получение металлов (электрометаллургия) из расплава соли или оксида

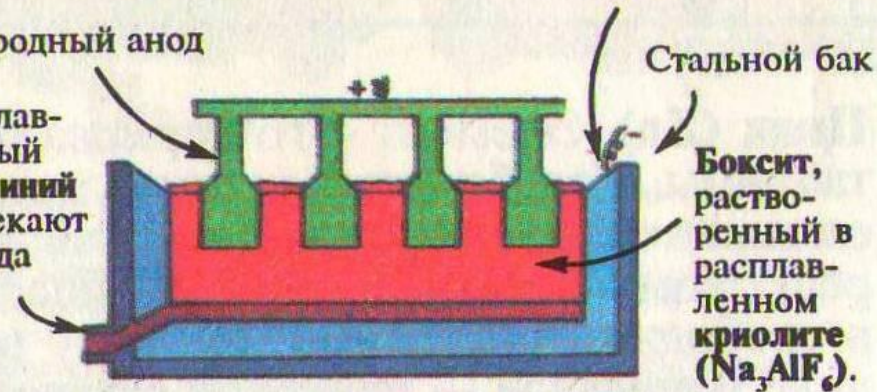
Камера Дауна. Используется для извлечения натрия из расплава хлористого натрия электролизом*.



Получение алюминия из боксита электролизом*.

Углеродный анод

Расплавленный алюминий извлекают отсюда

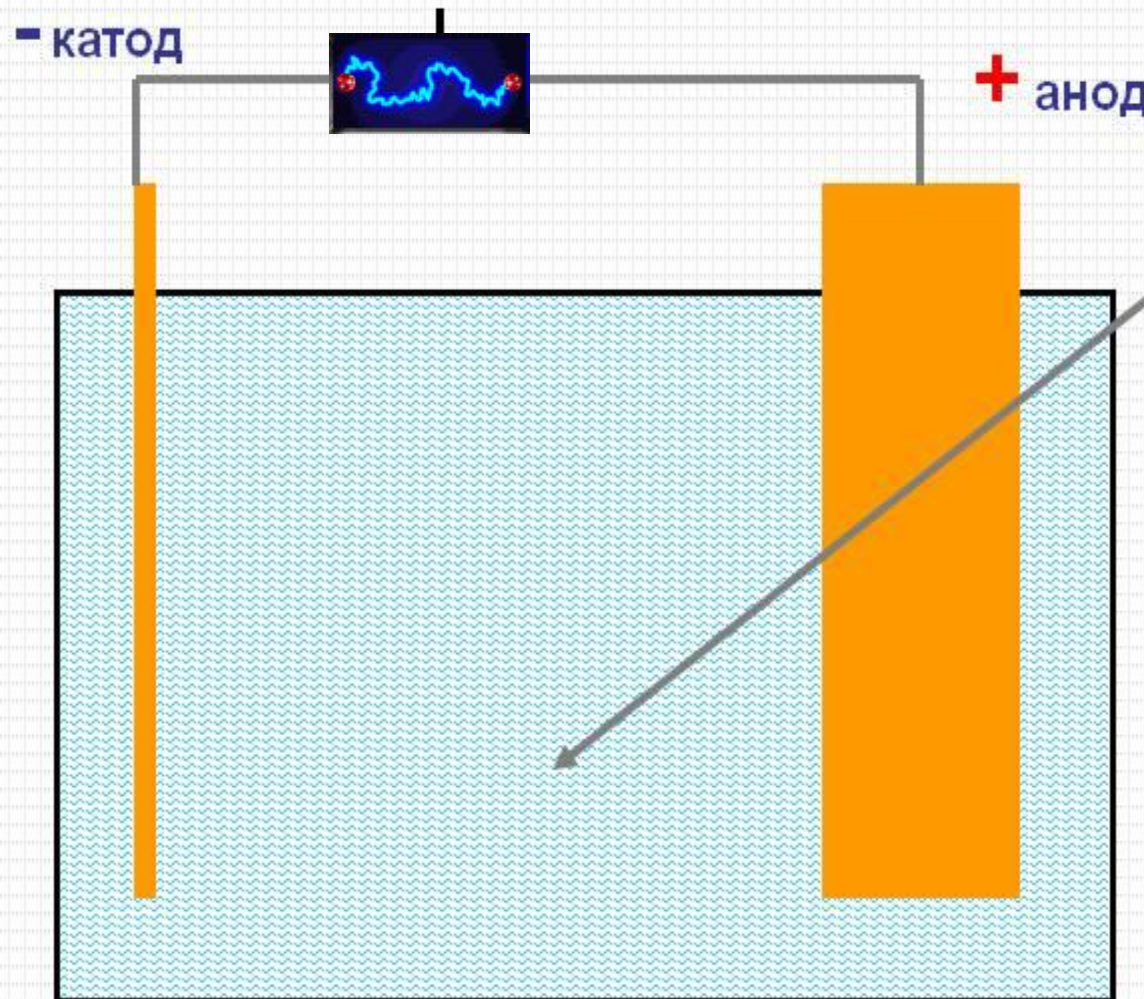


Пионером в использовании электрического тока в химии был английский ученый Гемфри Дэви. Он открыл, что электрический ток вызывает разложение кислот и солей. В 1807 г. электролизом расплава щелочей он впервые получил натрий и калий. А годом позже - барий, кальций, стронций, магний.



2. Для очистки металлов

Рафинирование меди



Катод – тонкая
пластина чистой меди,
анод – толстая
пластина
неочищенной меди

CuSO_4

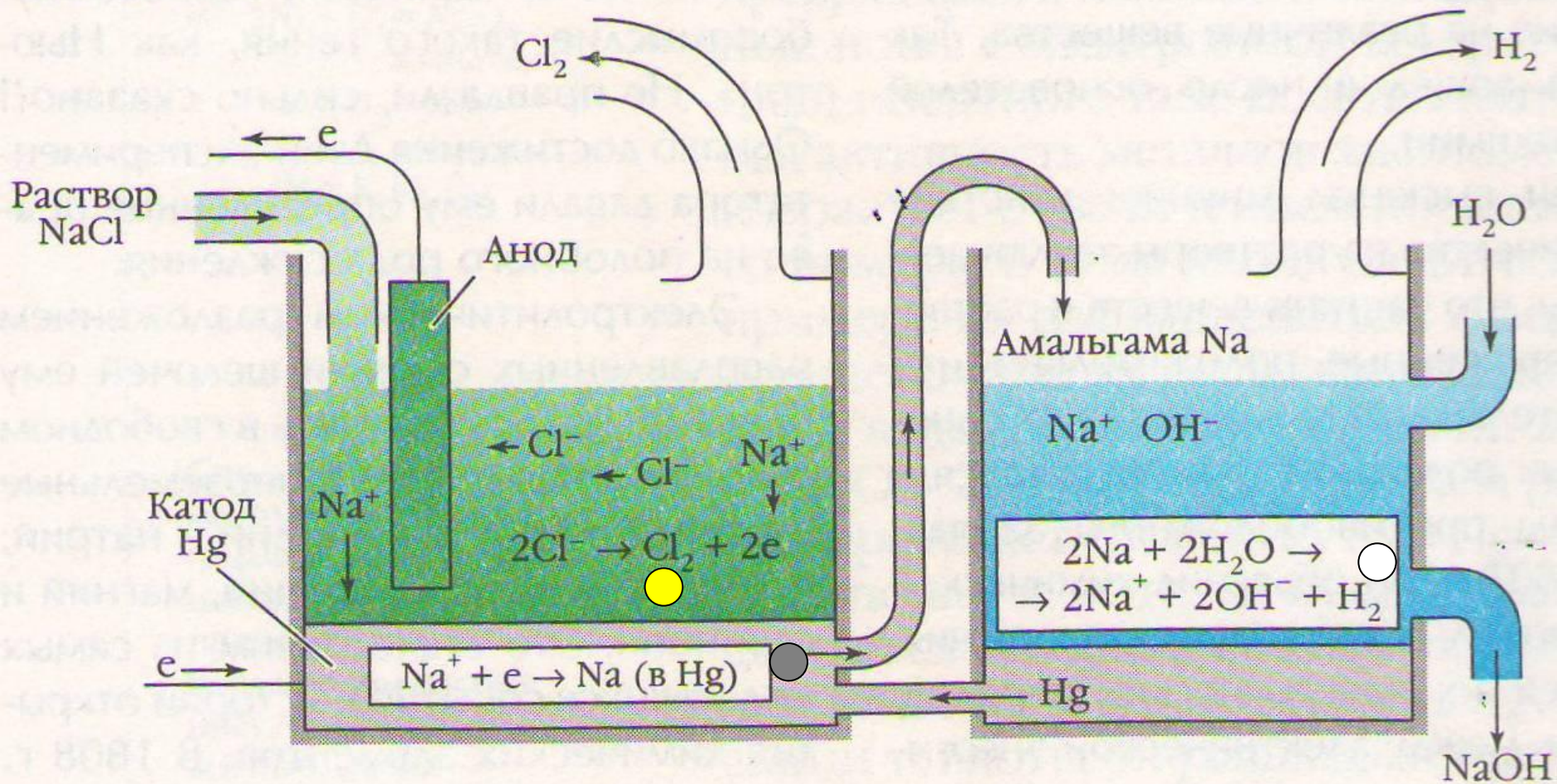
При прохождении
тока через электролит
на катоде оседает
чистая медь, анод
расходуется и
истощается

Примеси остаются в
электролите или
оседают на дно

При плотности тока $0,3 \text{ А на } 1 \text{ дм}^2$
процесс идет несколько дней

3. Для получения химических веществ

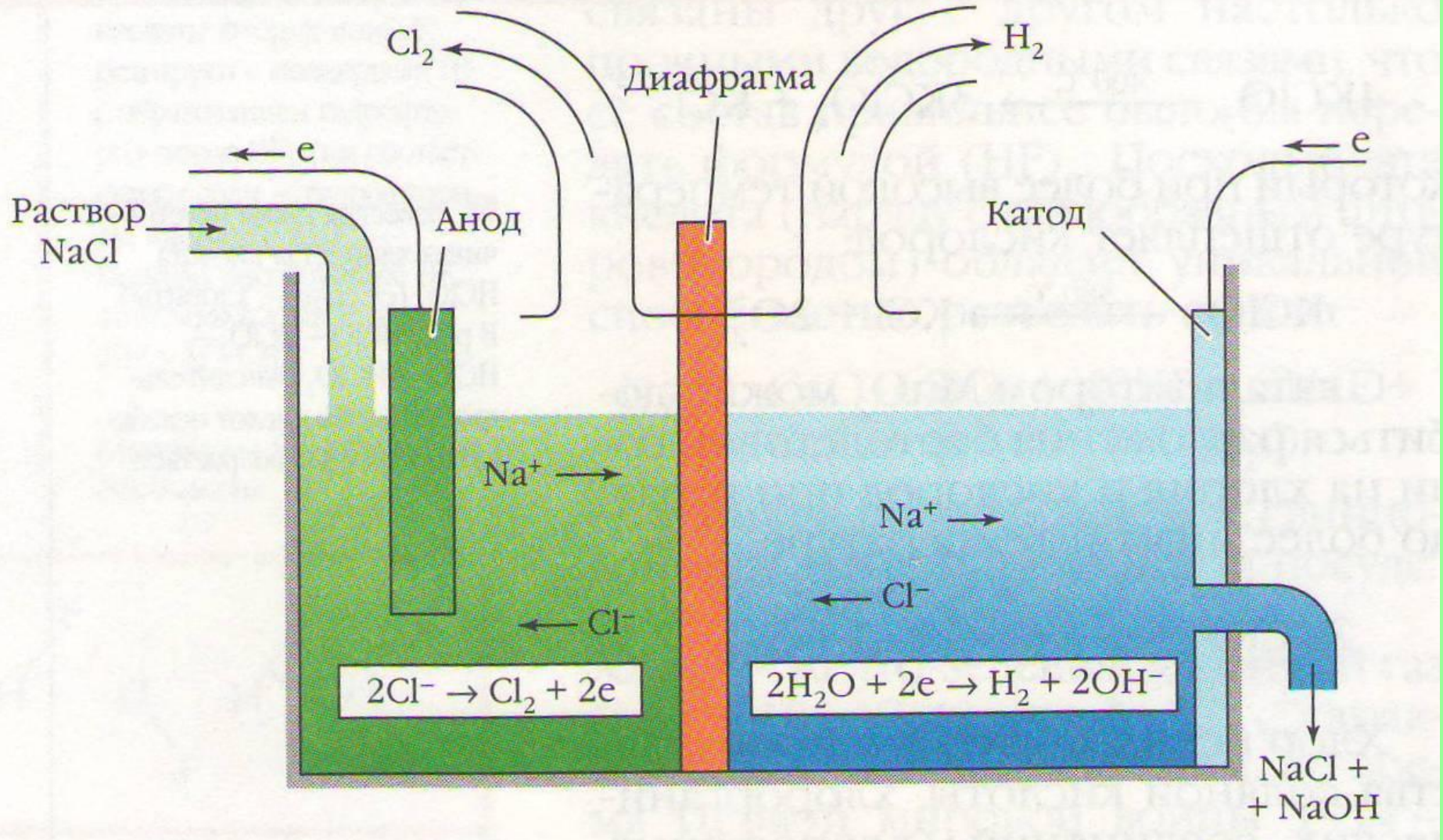
Схема установки для получения гидроксида натрия



В электролизере проводится электролиз раствора NaCl с ртутным катодом. Образующаяся амальгама натрия поступает в ванну, где она где она разлагается водой с образованием NaOH и выделением водорода. Ртуть возвращается обратно в электролизер.

Электролиз водного раствора хлорида натрия

Схема установки для получения гидроксида натрия



Диафрагма не позволяет смешиваться растворам из анодного и катодного пространства.



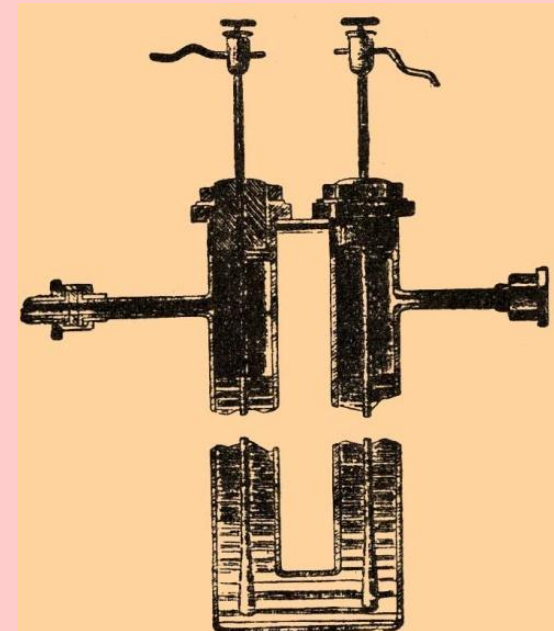
Открытие фтора (в 1866 г. французским химиком Анри Муассаном)

А. Муассан получил фтор электролизом раствора смеси жидкого безводного HF и гидродифосфида калия KNHF_2 в платиновом сосуде:



Для того, чтобы выделяющийся фтор не окислял электроды, Муассан проводил реакцию при -50°C .

В 1906 г Муассан был удостоен Нобелевской премии за открытие элемента фтора и введение в практику электрической печи, названной его именем.



Прибор Муассана

4. Гальваностегия - покрытие металлического изделия тонким слоем другого металла

Декоративные покрытия наносят методами гальваностегии.



Этот способ нанесения покрытий применяют для защиты железных и стальных изделий от коррозии.

Цинкование, алитирование (Al), хромирование, лужение (Sn), меднение, хромирование, золочение, серебрение, платинирование - эти все названия отдельных видов гальваностегии в зависимости от металла, употребляемого

для покрытия. Некоторые покрытия делают для того, чтобы улучшить внешний вид (хромирование, серебрение, золочение), повысить их твердость, улучшить отражательную способность и т.д. Изделие представляет собой катод, на котором осаждаются ионы металла электролита.



Луиджи Гальвани

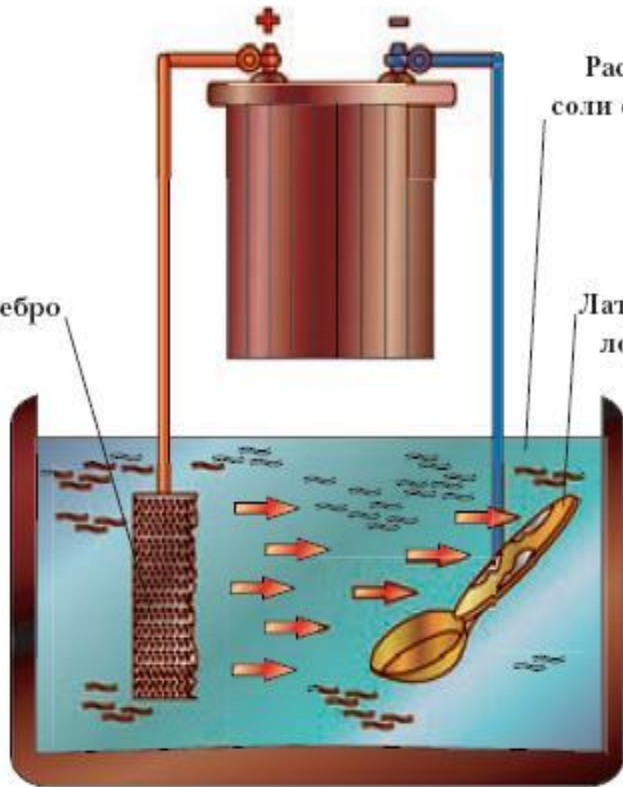
Примеры гальваностегии

Источник постоянного тока

Раствор соли серебра

Латунная ложка

Серебро

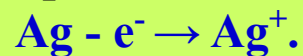


Многие ложки и вилки, которые мы называем серебряными, на самом деле изготовлены из дешевого никеля. Серебряное покрытие наносится на никель при электролизе раствора, содержащего растворимые соли серебра и калия. Никелевая деталь служит катодом, а анод изготавливают из серебра. Ионы серебра из раствора восстанавливаются на катоде:



а на серебряном аноде происходит обратный

процесс:



В результате электролиза общее число ионов серебра в растворе не изменяется, а на изделии образуется серебряная пленка.



autochel.ru



5. Гальванопластика - получение металлических копий изделий методом электролиза

За изобретение гальванопластики Б. С. Якоби в 1840 году удостоен Демидовской премии в размере 25000 рублей, в 1867 году награжден Большой золотой медалью на Всемирной выставке в Париже.



Б.С. Якоби



6. Анодирование -

покрытие алюминиевых предметов тонким слоем Al_2O_3 . Предмет –анод, а в качестве электролита используется разбавленная серная кислота. Покрытие из Al_2O_3 защищает металл от коррозии. Красители могут быть добавлены при анодировании для получения цветных покрытий.



Титановое
анодирование



Анодирование
алюминием

Электрофорез

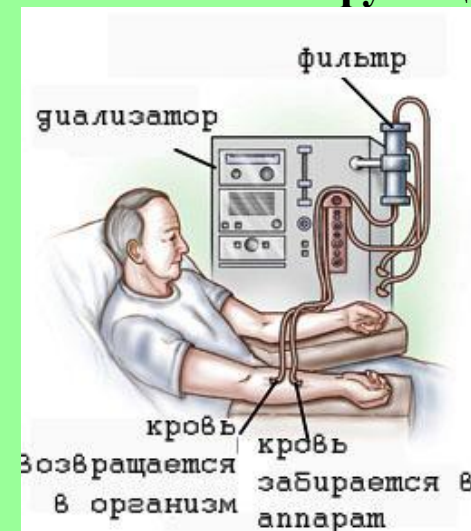
Перемещение заряженных коллоидных частиц под действием внешнего электрического поля; используется в химической промышленности, для окраски автомобилей, для осаждения дымов и туманов, в физиотерапии.



Электродиализ

Отделение коллоидных частиц от электролитов или молекулярных частиц дисперсной среды, в которой они растворены. Применяется в медицине для поддержания больных, почки которого не справляются со своей функцией (*гемодиализ, искусственная почка*).

Установка для очистки воды



Законы Фарадея

Количественно процесс электролиза характеризуется законами Фарадея. Масса вещества, выделяющегося в ходе электролиза, прямо пропорциональна количеству электричества, протекающего через электролизер и молярной массе эквивалента этого вещества:

$$m = \frac{M(\text{Э}) \cdot I \cdot t}{F}$$

Майкл Фарадей

m - масса выделившегося в-ва (г),

I - сила тока (А),

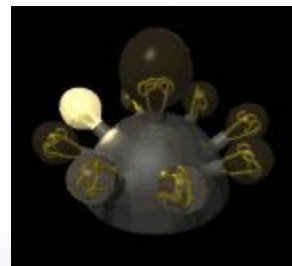
t – время (с),

F - постоянная Фарадея (96648 Кл/моль),

$M(\text{Э})$ - молярная масса эквивалента вещества

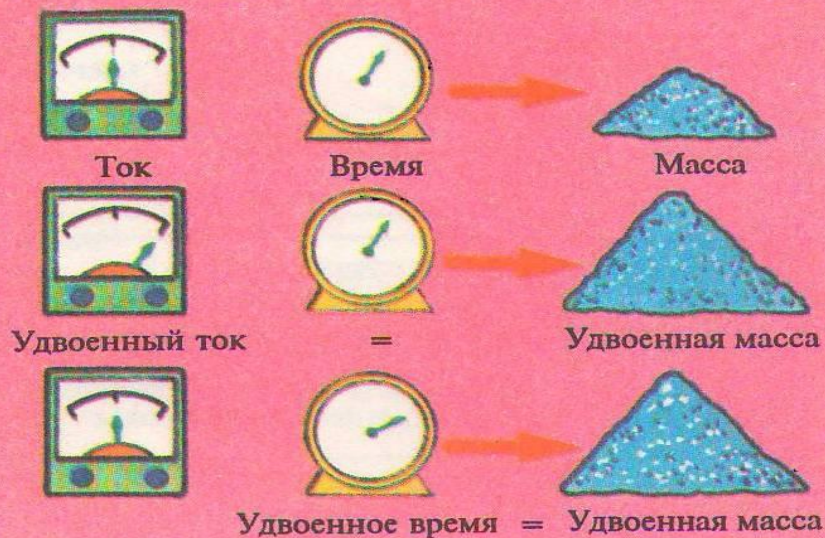
На ОВ процессы, протекающие при электролизе, влияют разные факторы:

- природа электролита и растворителя;
- материал электродов;
- режим электролиза, напряжение, сила тока, температура.



- **Первый закон электролиза Фарадея.** Масса вещества, полученного в результате химической реакции на электродах в результате электролиза, пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролит.

Количество электричества = ток × время

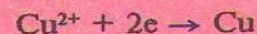


- **Кулонометр.** Электролитическая ячейка, используемая для измерения количества вещества, выделившегося в результате электролиза.

- **Кулон (Кл).** Единица СИ* электрического заряда. Один кулон электричества проходит в цепи, если ток в один ампер* течет в течение секунды.

- **Второй закон электролиза Фарадея.** При прохождении одинакового количества электричества через различные электролиты число молей* каждого элемента, выделенного на электродах, обратно пропорционально заряду иона этого элемента.

Ион меди должен присоединить 2 электрона для образования атома меди.



При прохождении заряда в один фарадей (1 моль* электронов) через раствор сульфата меди(II) два электрона необходимо присоединить для превращения каждого иона меди в атом.

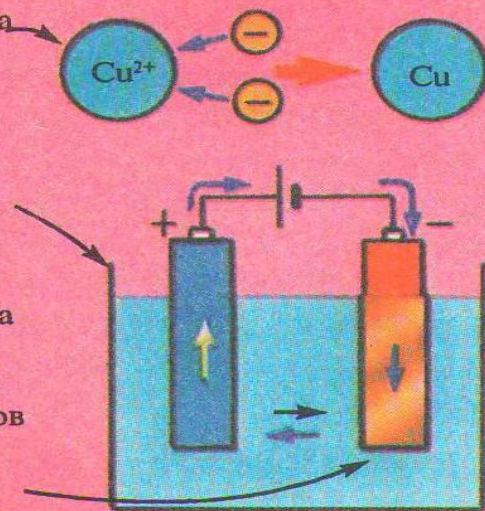
Следовательно, 1 фарадей превращает 1/2 моля ионов меди в атомы меди, которые выделяются на катоде.

1/2 — обратно пропорционально 2, т.е. заряду иона меди(II).

Другие примеры:

1 фарадей (F) производит один моль* атомов натрия из ионов натрия (Na^+).

1 фарадей (F) производит 1/3 моля* атомов алюминия из его ионов (Al^{3+}).



- **Фарадей (F).** Единица электрического заряда, равная 965 000 кулонов. Фарадей содержит один моль* электронов и может превратить в атомы один моль однозарядных ионов.

Задачи на электролиз

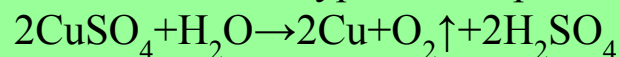
Задача 1.

200 г 25%-ного раствора сульфата меди подвергли электролизу с инертными электродами, после чего массовая доля соли в растворе снизилась до 20%.

Найдите массы веществ, выделившихся на катоде и на аноде.

Решение

1. Записывается уравнение реакции, протекающее при электролизе р-ра CuSO_4 :



2. Масса сульфата меди в исходном растворе:

$$m_{\text{исх.}}(\text{CuSO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 200 \cdot 0,25 = 50(\text{г});$$

Количество вещества CuSO_4 , подвергшегося электролизу, обозначается x моль. Тогда масса прореагировавшего сульфата меди будет равна:

$$m_{\text{(прор)}}(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 160x(\text{г});$$

Масса оставшегося в растворе сульфата меди:

$$m_{\text{(ост)}}(\text{CuSO}_4) = m_{\text{(исх)}}(\text{CuSO}_4) - m_{\text{(прореаг)}}(\text{CuSO}_4) = 50 - 160x$$

3. Масса р-ра после электролиза уменьшилась за счет выделившейся на катоде Cu и массы выделившегося на аноде O_2 . Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{Cu}) = n_{\text{(прореаг)}}(\text{CuSO}_4) = x \rightarrow m(\text{Cu}) = 64x(\text{г});$$

$$n(\text{O}_2) = n_{\text{(прореаг)}}(\text{CuSO}_4) / 2 = 0,5x \rightarrow m(\text{O}_2) = 0,5x \cdot 32 = 16x(\text{г}).$$

Масса раствора после электролиза будет равна:

$$m_{\text{ост.}}(\text{раствора}) = m_{\text{исх}}(\text{р-ра CuSO}_4) - m(\text{Cu}) - m(\text{O}_2) = 200 - 64x - 16x = 200 - 80x(\text{г});$$

4. Рассчитываются количества n и m веществ, выделяющихся на электродах.

По условию задачи $\omega(\text{CuSO}_4)$ в оставшемся растворе равна 20% или 0,2:

$$\omega_2(\text{CuSO}_4) = m_{\text{(ост)}}(\text{CuSO}_4) / m_{\text{(ост)}}(\text{CuSO}_4) = (50 - 160x) / (200 - 80x) \text{ или}$$

$$0,2 = (50 - 160x) / (200 - 80x) \rightarrow x = 0,07(\text{моль});$$

$$n(\text{Cu}) = 0,07 \text{ моль} \rightarrow m(\text{Cu}) = 64 \cdot 0,07 = 4,48(\text{г}); \quad n(\text{O}_2) = 0,035 \text{ моль} \rightarrow m(\text{O}_2) = 32 \cdot 0,035 = 1,12(\text{г}).$$

Ответ: $m(\text{Cu}) = 4,48 \text{ г}$, $m(\text{O}_2) = 1,12 \text{ г}$.



Задача 2.

При электролизе водного раствора калиевой соли одноосновной карбоновой кислоты на аноде выделилось твердое вещество, содержащее 93,5 углерода и газ. Назовите неизвестную соль.

Решение.

1. Уравнение электролиза: $2R-COOK + 2H_2O = 2KOH + H_2 \uparrow + CO_2 \uparrow + R-R$

2. На аноде выделяется CO_2 и C_xH_y .

Найдем массу водорода.

Пусть выделилось 100г C_xH_y : $m(H) = 100г - 93,5г = 6,5г$.

3. Найдем соотношение $n(C) : n(H) : n(O) = 93,5/12 : 6,5/1 = 7,79 : 6,5 = 1,2 : 1 = 12 : 10$;

соотношение в одном радикале: $6 : 5 \rightarrow M\Phi(R) - C_6H_5$

4. Определим формулу соли: C_6H_5COOK

Ответ: бензоат калия.

Задача 3.

При электролизе 15,8 г расплава некоторого соединения на аноде выделилось 2 г водорода. Какое соединение было взято?

Решение

1. Выделение H_2 на аноде означает, что с.о. водорода в соединении -1, т.е. входил в состав гидрида металла.

$\frac{15,8г}{2г}$

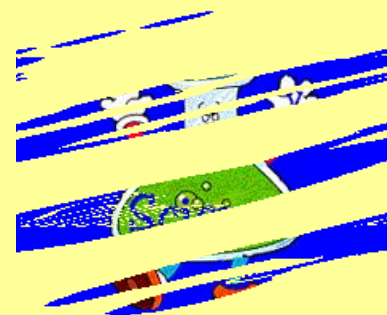
2. Уравнение электролиза расплава: $2MeH_x = 2Me + xH_2 \uparrow$

$\frac{2(A_r + x)г}{2xг}$

3. Составим пропорцию: $15,8/2(A_r + x) = 2/2x \rightarrow A_r = 6,9x$; x может принимать значения 1, 2 или 3.

При $x=1$ $A_r=6,9$; при $x=2$ $A_r=13,8$; при $x=3$ $A_r=20,7$. Металлов с атомными массами 13,8 и 20,7 не существует.

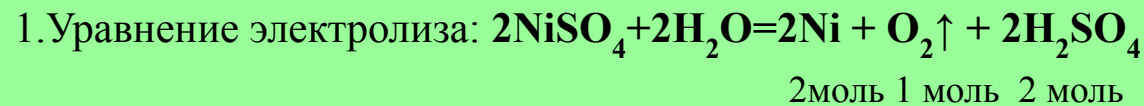
Ответ: LiH



Задача 4. При полном электролизе водного раствора сульфата никеля на катоде выделилось 58,7 г металла. Каков объем газа, выделившегося при этом на аноде (н.у.? Какова массовая доля полученной кислоты, если её объем равен 332,2 мл, а плотность 1,18?

Решение

58,7г x моль y моль



2. Найдем количество вещества никеля: $n(\text{Ni}) = m/M = 58,7\text{г}/58,7\text{г/моль} = 1$ моль.

3. Из мольного соотношения веществ по уравнению реакции $x = 0,5$ моль, а $y = 1$ моль.

4. Найдем объем кислорода: $V(\text{O}_2) = V_m \cdot n = 22,4\text{л/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 11,2\text{л}$.

5. Найдем массу H_2SO_4 : $m = M \cdot n = 98\text{г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 98\text{г}$.

6. Масса раствора $\text{H}_2\text{SO}_4 = V \cdot \rho = 332,2\text{мл} \cdot 1,18\text{г/мл} = 392\text{г}$.

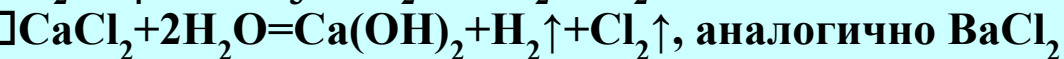
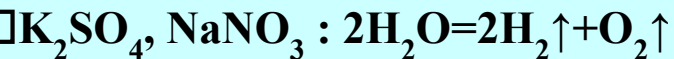
7. Найдем массовую долю серной кислоты в растворе: $\omega = m_{\text{в-ва}}/m_{\text{р-ра}} = 9,8\text{г}/392\text{г} \cdot 100\% = 25\%$.

Ответ: 25%

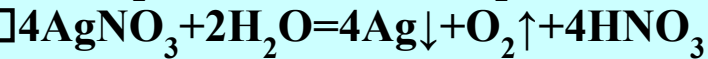
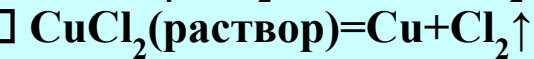
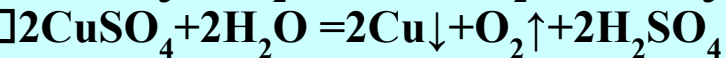
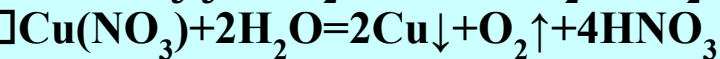
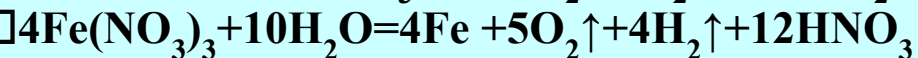
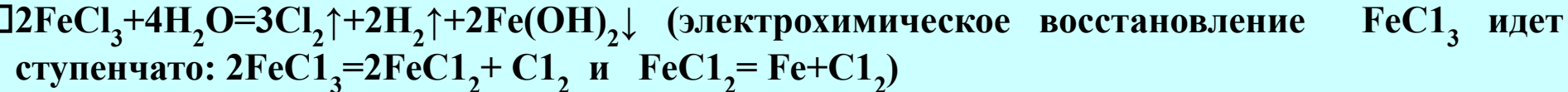
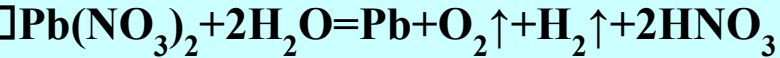
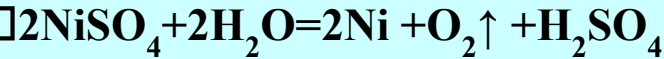
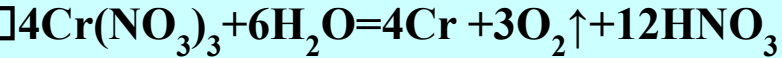
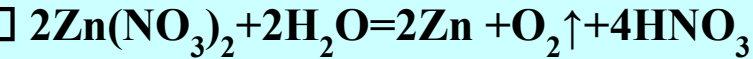
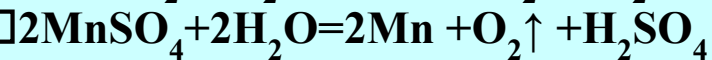
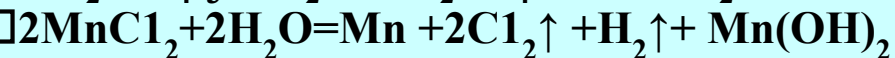
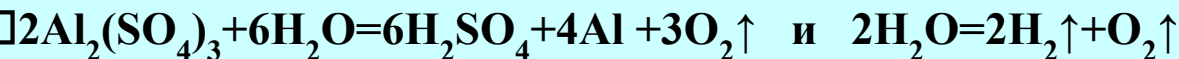


На заметку!

Уравнения электролиза некоторых солей, используемых при решении задач:



Одновременно на катоде идут два процесса:



Литература

1. Аркавенко Л.Н., Белоусова О.А. Словарь – справочник по химии для школьников. – Екатеринбург: У- Фактория, 2003.
2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Пособие для школьников старших классов и поступающих в вузы. – М.: Дрофа, 2005.
3. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. М.: Высшая школа. 1991.
4. Фримантл М. Химия в действии: В 2 ч. – М.: Мир, 1991.
5. Егоров А., Шацкая К., Иванченко Н., Слабченко И., Дионисьев В. Общая и неорганическая химия. Учебное пособие для учащихся медицинских лицеев, медико-биологических классов и классов с углубленным изучением химии. – Ростов-на-Дону: Феникс. 1997. с. 374.
6. <http://school-cokkection.edu.ru>.
7. <http://www.alhimik.ru/abitur/abit4.html>.

