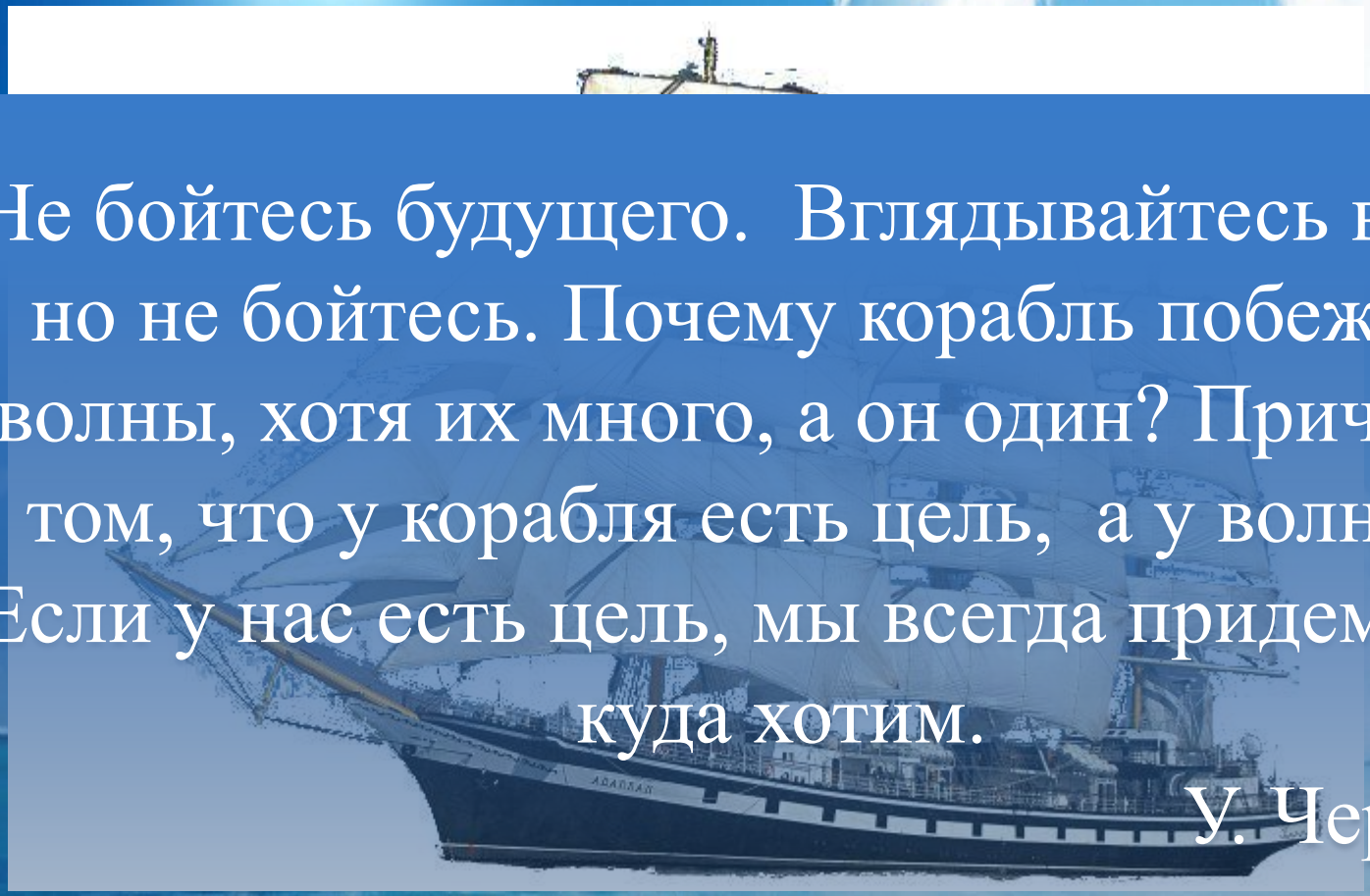


Не бойтесь будущего. Вглядывайтесь в него, но не бойтесь. Почему корабль побеждает волны, хотя их много, а он один? Причина в том, что у корабля есть цель, а у волн нет. Если у нас есть цель, мы всегда придем туда, куда хотим.

У. Черчилль

ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

Цель урока:

1. Сформировать понятие об окислительно-восстановительных реакциях.
2. Научиться уравнивать записи ОВР методом электронного баланса.

Вспомним …

1. **Валентность.**
2. **Степень окисления.**
3. **Восстановитель.**
4. **Окислитель.**
5. **Типы химических реакций.**

Значение окислительно - восстановительных процессов

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в промышленности: при производстве серной и азотной кислот, получении сажи, восстановлении металлов из руд, сжигании топлива. Коррозия металлов также окислительно-восстановительный процесс, причиняющий огромные убытки. Окислительно-восстановительные реакции играют большую роль в биохимических процессах: дыхании, обмене веществ, нервной деятельности человека и животных.

- Реакции, при протекании которых степени окисления всех или некоторых элементов изменяются называются окислительно – восстановительными.

Запомнить!

- Процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления, называется **окислением**.
- Процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления, называется **восстановлением**.
- Атом, который отдает электроны и увеличивает свою степень окисления, т.е. окисляется, называется **восстановителем.**
- Атом, который присоединяет электроны и уменьшает свою степень окисления, т.е. восстанавливается, называется **окислителем.**

Важнейшими окислителями являются:

- Простые вещества –неметаллы с наибольшими значениями электроотрицательности – фтор F_2, кислород O_2;
- Сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в высшей степени окисления, - перманганат калия KMnO4, хроматы и дихроматы ($K_2Cr_2O_7$ дихромат калия), азотная кислота HNO_3 и её соли – нитраты, концентрированная серная кислота H_2SO_4, оксид свинца (IV) PbO_2, хлорная кислота $HClO_4$ и её соли – перхлораты и др.

Важнейшими восстановителями являются:

- Все простые вещества –металлы. Наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочноземельные металлы, магний, алюминий, цинк.
- Сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в низшей степени окисления, - метан CH_4, силан SiH_4, аммиак NH_3, фосфин PH_3, нитриды и фосфиды металлов (Na_3N, Ca_3P_2).

- Если в состав вещества входит элемент с **промежуточной степенью окисления**, он может как повышать, так и понижать её. Следовательно, данное вещество может и отдавать и принимать электроны и выступать **в роли восстановителя и окислителя.** Это зависит от второго участника реакции.

Na_2SO_3 — свойства сульфита натрия определяются степенью окисления серы, которая имеет промежуточную степень окисления + 4, поэтому сульфит натрия проявляет **окислительно-восстановительную двойственность.**

в реакции с перманганатом калия:

$$3Na_2\overset{+4}{S}O_3 + 2K\overset{+7}{M}nO_4 + H_2O \longrightarrow 3Na_2\overset{+6}{S}O_4 + 2\overset{+4}{M}nO_2 + 2\,KOH$$

в реакции с сероводородом:

$$Na_2\overset{+4}{S}O_3 + 2H_2\overset{-2}{S} + 2HCl \longrightarrow 3\overset{0}{S} + 2NaCl + 3H_2O$$

Типы окислительно-восстановительных реакций

- **Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции:** в этих реакциях элемент –окислитель и элемент-восстановитель входят в состав молекул различных веществ.

$$\overset{+2}{2FeCl_2} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+3}{2Fe}\overset{-1}{Cl_3}$$

вост-ль *окис-ль*

–

- **Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции :** в этих реакциях элемент –окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества.

$$2K\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} \longrightarrow 2K\overset{-1}{Cl} + 3\overset{0}{O_2}$$

$\overset{+5}{Cl}$ — *окис-ль*

$\overset{-2}{O}$ — *вост-ль*

К этому типу ОВР относятся многие реакции термического разложения веществ.

Реакции сомоокисления-самовосстановления, называемые также реакциями диспропорционирования: в этих реакциях один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления, и окисляется и восстанавливается.

$$2\overset{+4}{\underline{N}}O_2 + H_2O \longrightarrow \overset{+5}{H}NO_3 + \overset{+3}{H}NO_2$$

вост-ль

окис-ль

Правила определения степени окисления

Следует запомнить:

1. Степени окисления атомов <u>в простых</u> веществах равны нулю: Na^{0}; H_2^{0}

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю
3. <u>Постоянную</u> степень окисления <u>в сложных</u> веществах имеют атомы:

-щелочных металлов (+1) $K^{+1}Cl$, $Li^{+1}NO_3$

-щелочноземельных металлов (+2) $Ca^{+2}CO_3$

-водорода (+1) $H_2^{+1}SO_4$

-кислорода (-2) H_2O^{-2}

Правила определения степеней окисления

1. Степени окисления атомов <u>в простых</u> веществах равны нулю: Na^{0}; H_2^{0}

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю

3. <u>Постоянную</u> степень окисления <u>в сложных</u> веществах имеют атомы:

-щелочных металлов (+1) $K^{+1}Cl$, $Li^{+1}NO_3$

-щелочноземельных металлов (+2) $Ca^{+2}CO_3$

-водорода (+1) $H_2^{+1}SO_4$

-кислорода (-2) H_2O^{-2}

Расчет степени окисления

1. Для веществ <u>из двух</u> элементов:

-поставить постоянную степень окисления CO^{-2}

-рассчитать степень окисления <u>другого</u> элемента:

сумма степеней окисления должна быть равна 0,

поэтому степень окисления атома C также будет равна 2,

но иметь противоположный знак, т.е. +

-поставить <u>вторую</u> степень окисления $C^{+2}O^{-2}$

-выполнить упражнения:

определить степени окисления элементов в следующих веществах

$NaCl$; $CaBr_2$; MgO; H_2S

Расчет степени окисления

2.Для веществ <u>из трех</u> и более элементов:

-поставить <u>постоянные</u> степени окисления $H^{+1}MnO_4^{-2}$

-рассчитать степень окисления марганца

сумма положительных степеней окисления равна 1

сумма отрицательных степеней окисления равна 8

так как эти суммы должны быть равны, то на атом марганца приходится 7 положительных СО

-поставить <u>рассчитанную</u> степень окисления $H^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$

-выполнить упражнения:

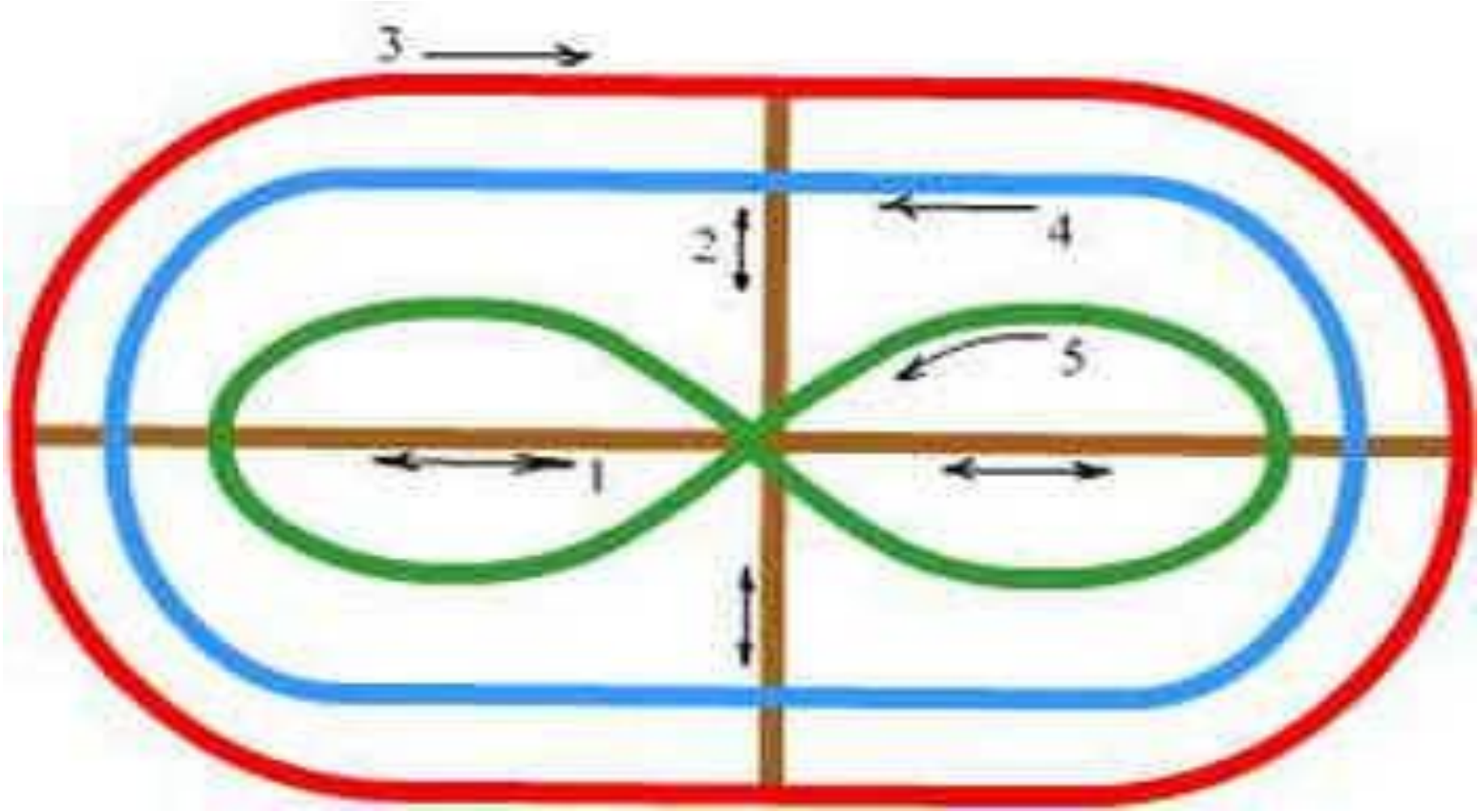
определить степени окисления элементов в следующих веществах

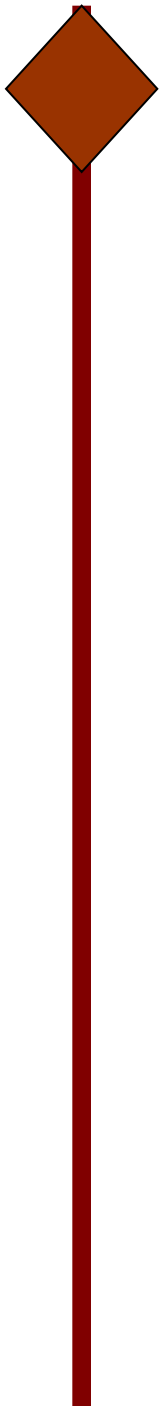
H_2MnO_4, H_2SO_4, HNO_3, $KClO_3$

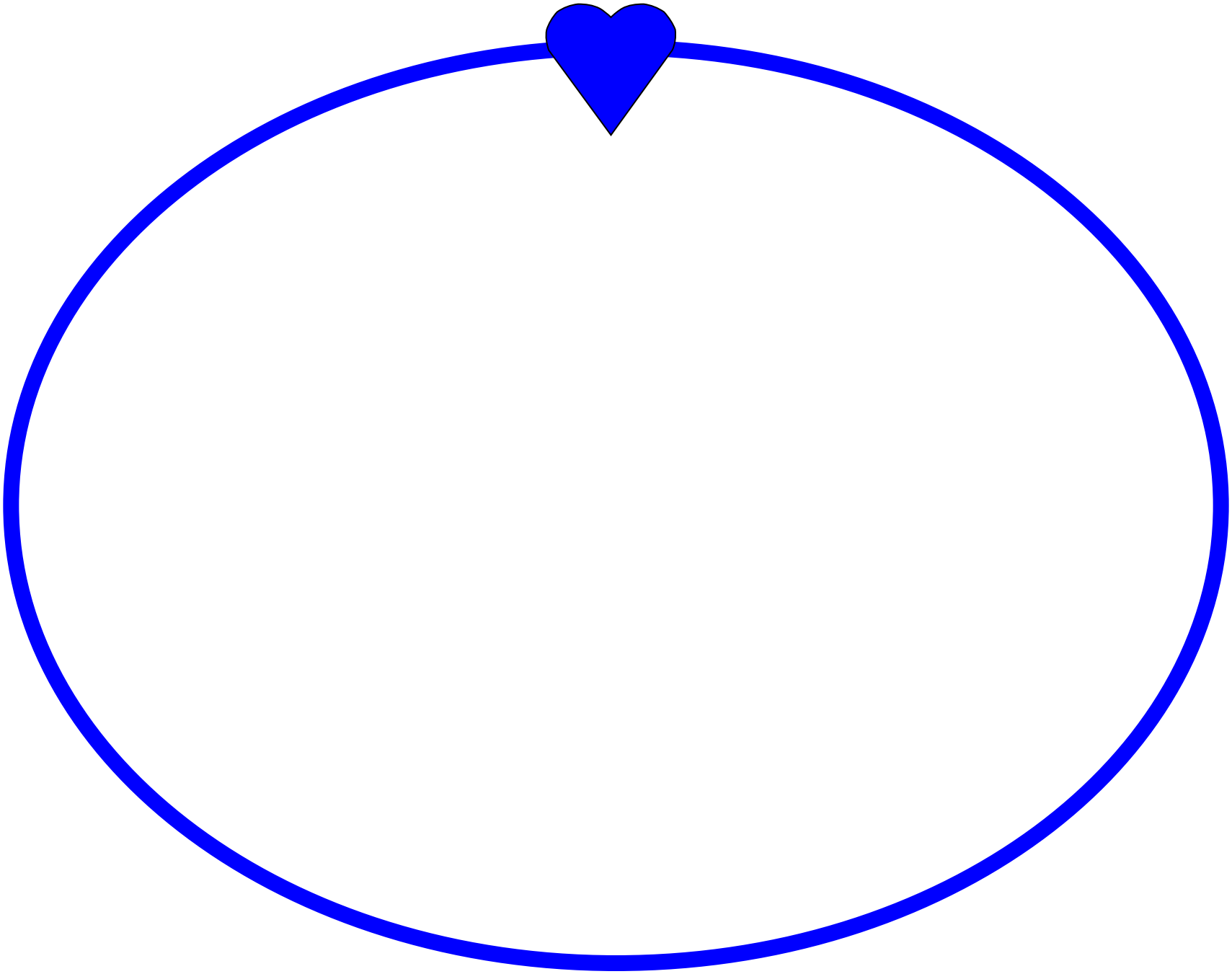
Гимнастика для глаз

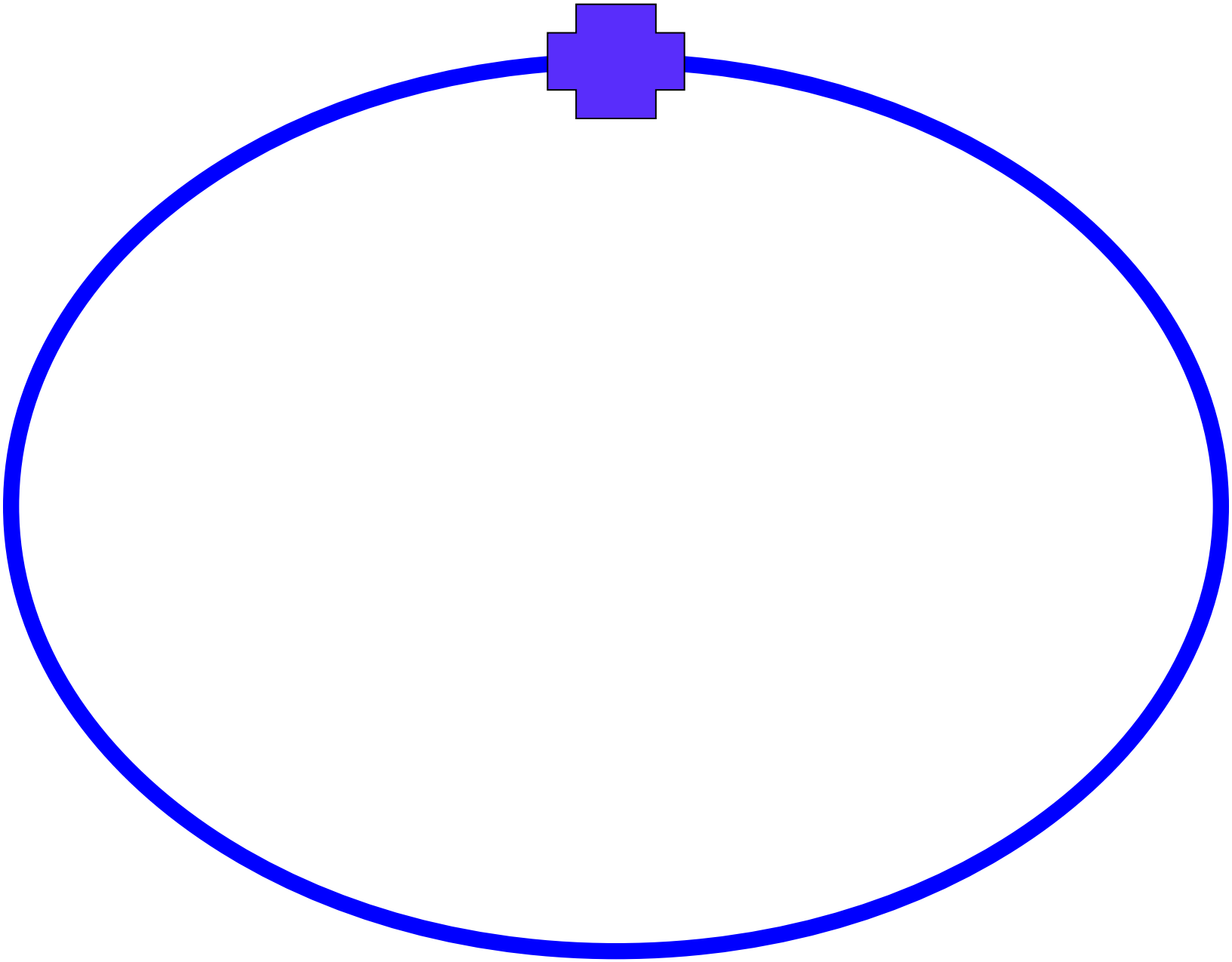
Зрительная гимнастика

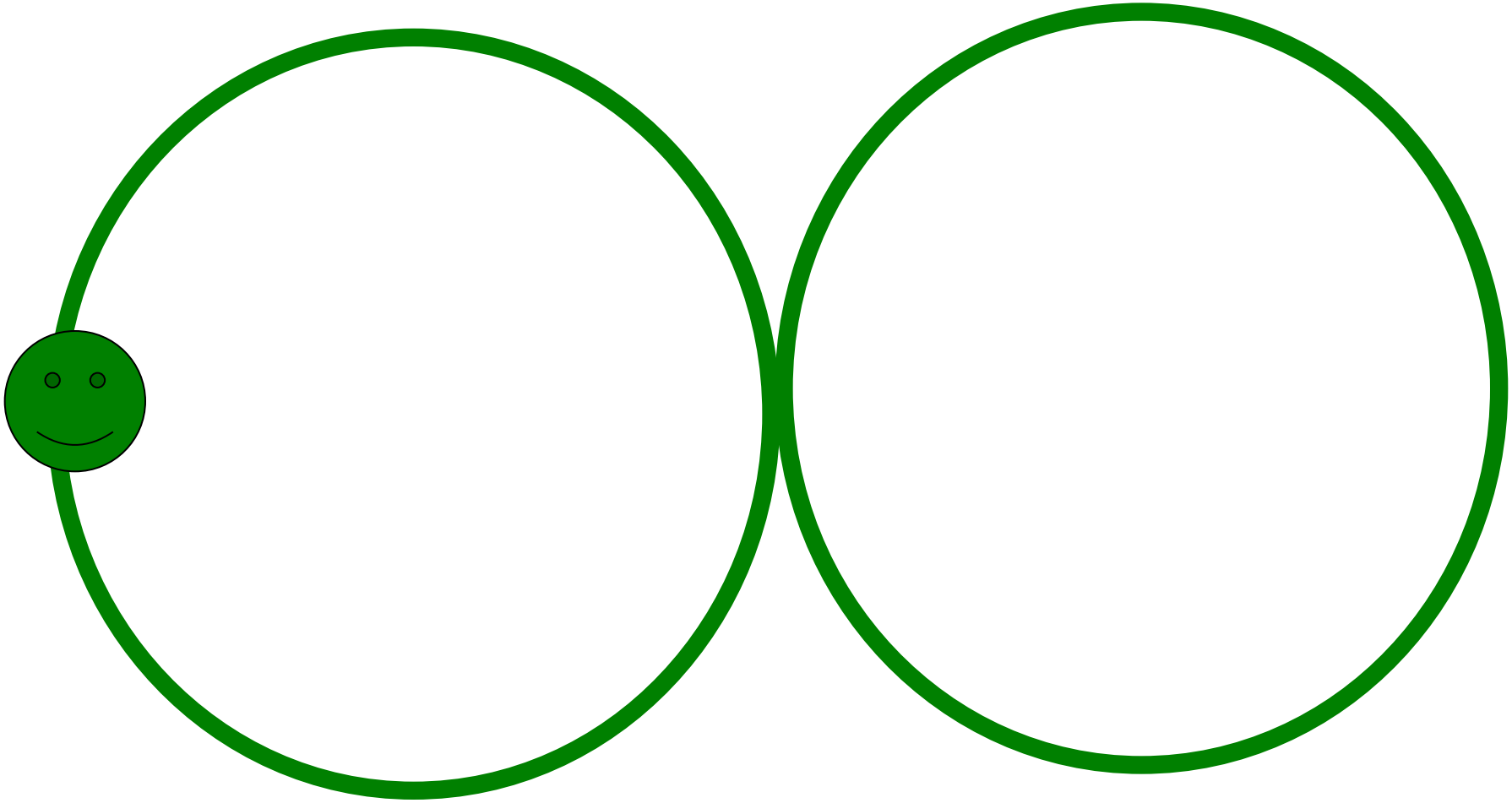
Тренажер Базарного В.Ф.

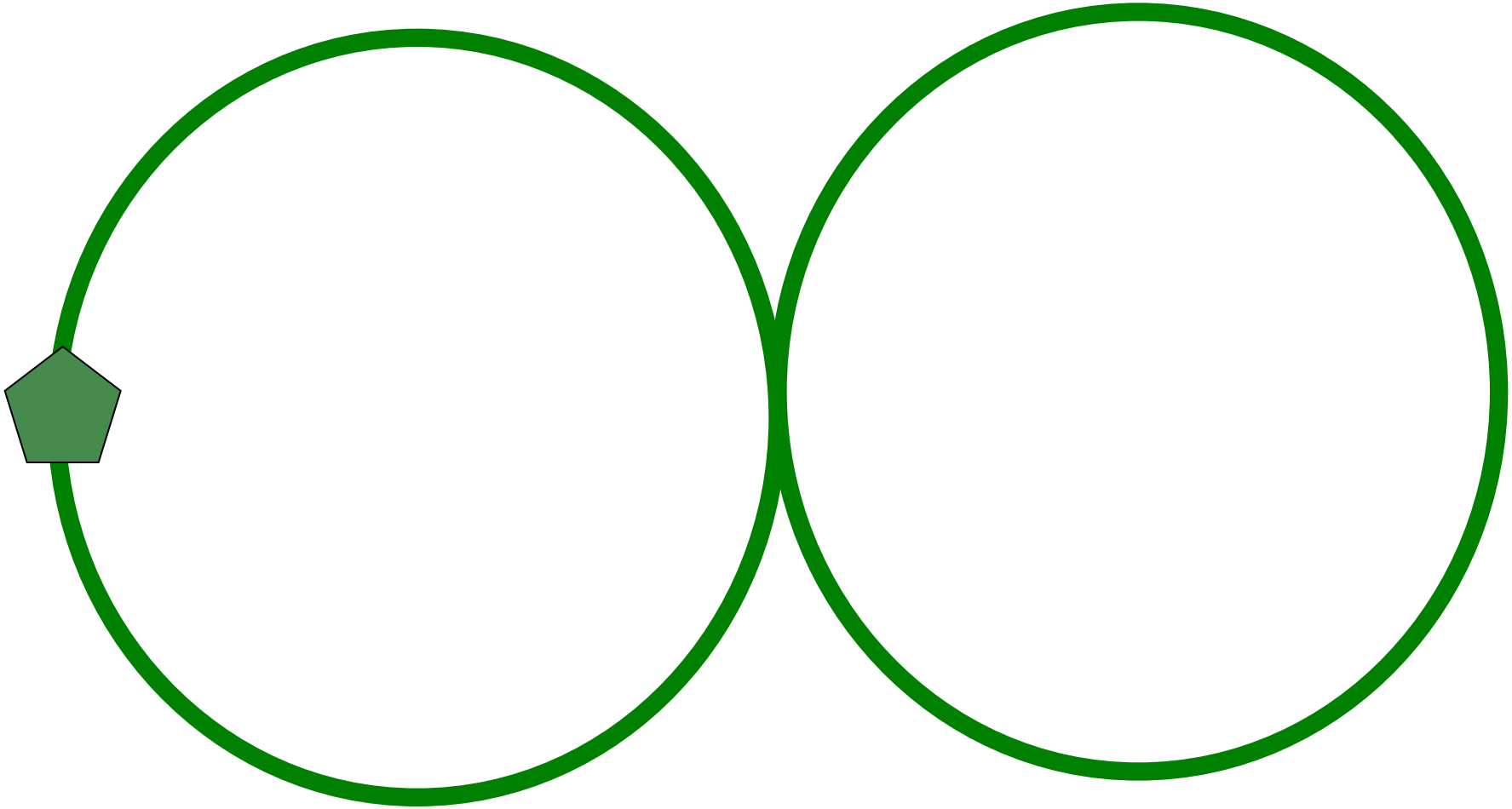






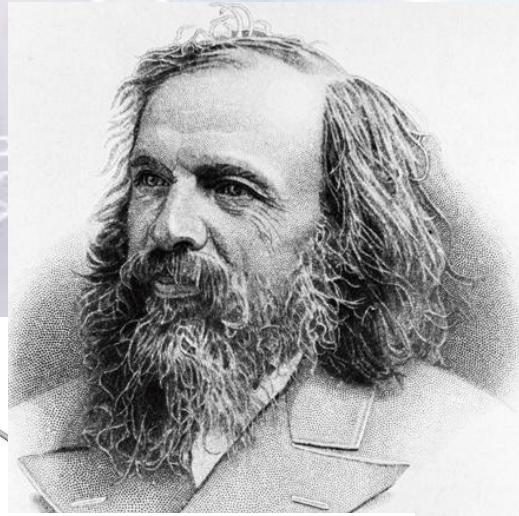


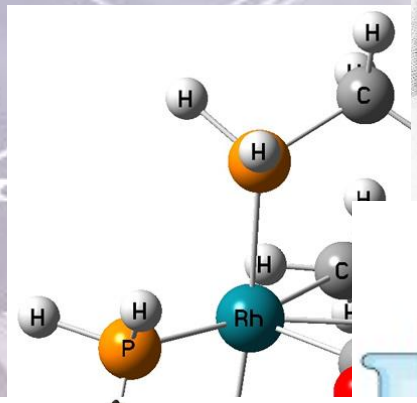


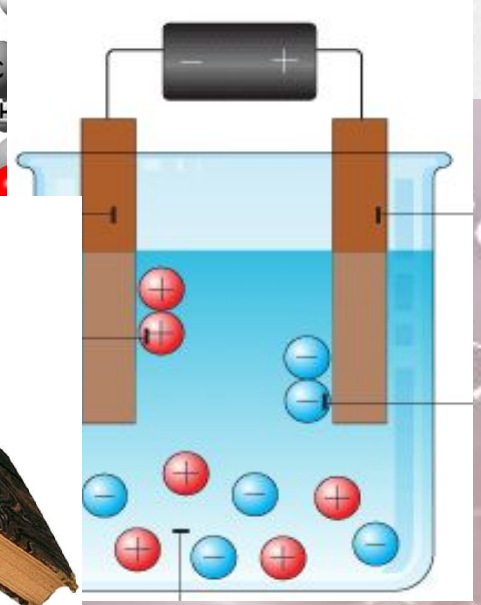


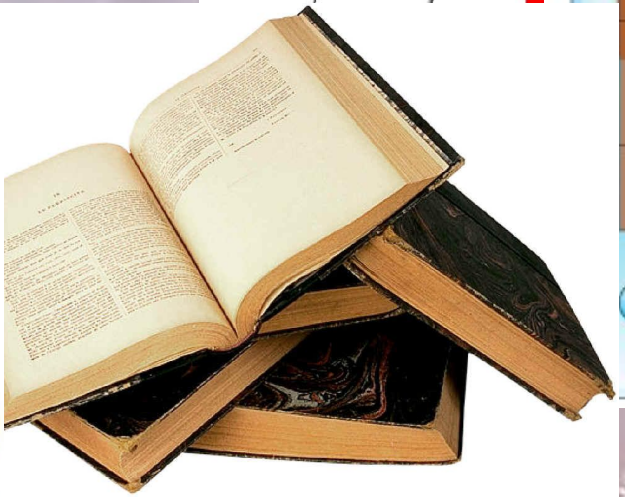
Будьте здоровы!

Электролиз





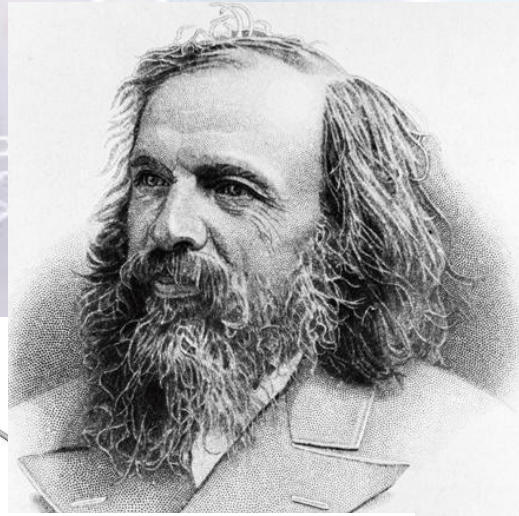


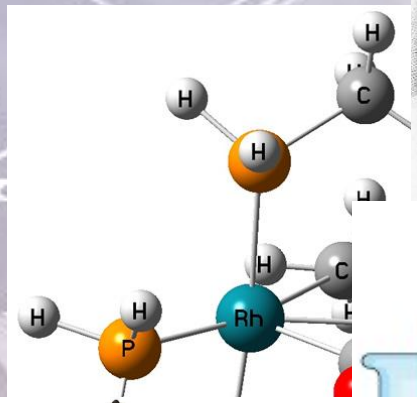


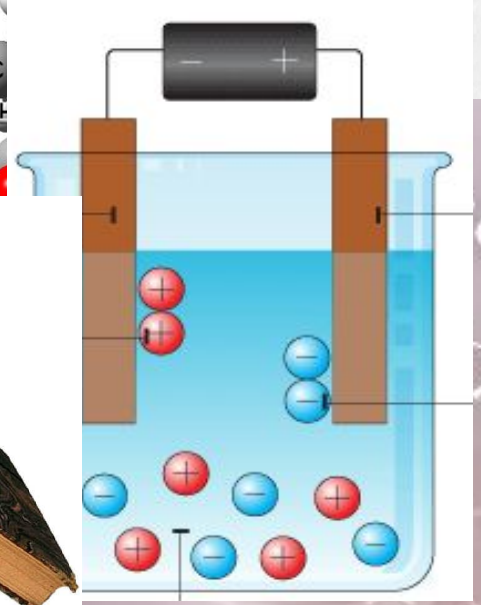
Цель:
Сформировать представление учащихся об электролизе как совокупности окислительно- восстановительного процессов.

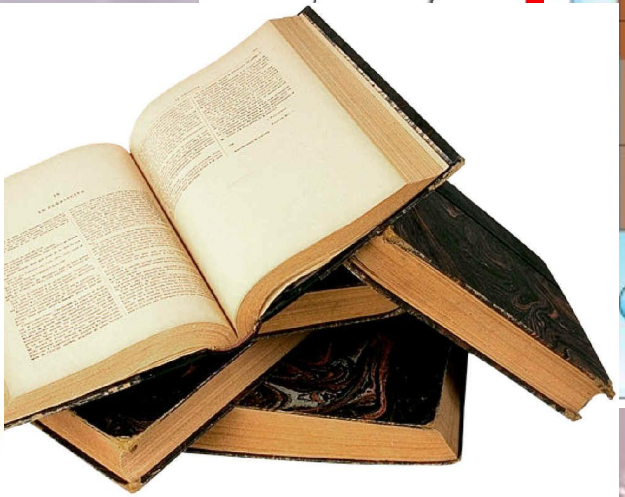
Задачи:
1. Что такое электролиз. Процесс электролиза. Основные закономерности протекания электролиза.
2. Правила написания электролиза. Разбор теории электролиза.
3. Научиться применять полученные знания при решении заданий ЕГЭ.

Электролиз





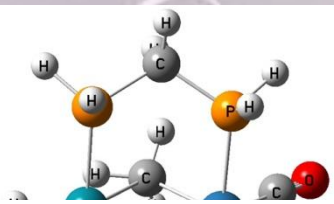




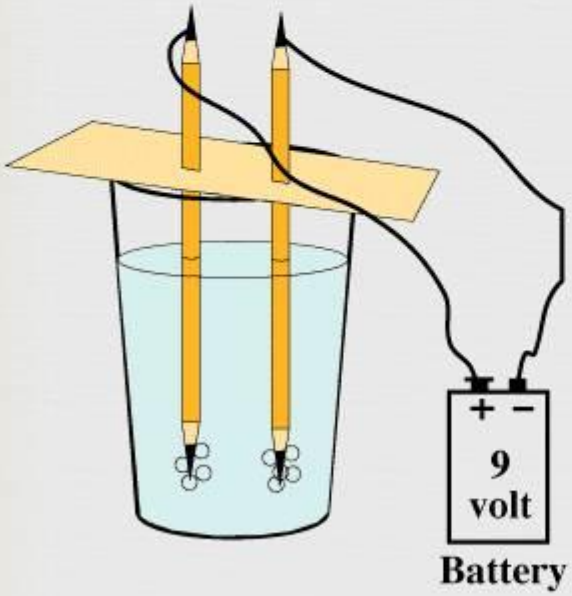
При растворении электролитов в воде происходит электролитическая диссоциация. Носителями зарядов в водных растворах или расплавах электролитов являются анионы (-) и катионы (+). Если сосуд с растворов электролита включить в электрическую цепь, то анионы (-) начнут двигаться к аноду (+), а катионы (+) – к катоду (-). В результате установится электрический ток - направленное движение заряженных частиц.

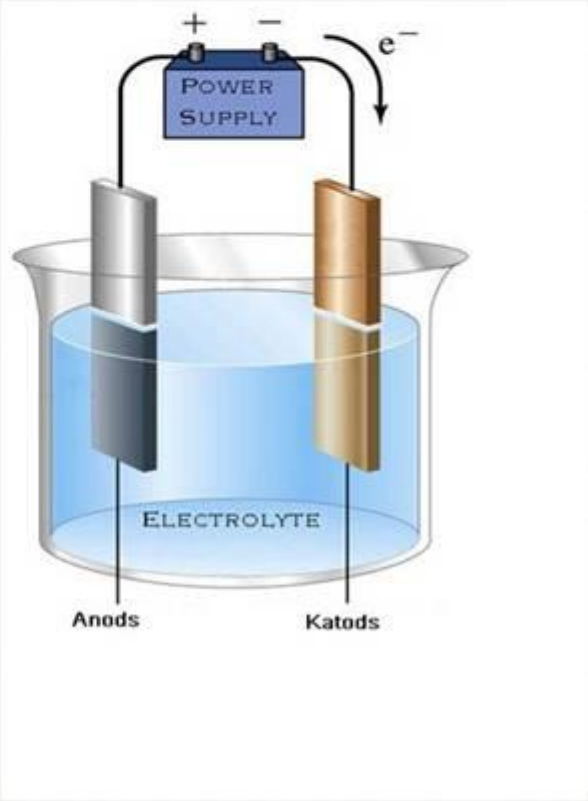
Такую проводимость называют ионной.

При ионной проводимости происхождение тока связанно с переносом вещества. На электродах происходит выделение веществ, входящих в состав электролитов. Электрод – это проводник в виде пластинки, сетки, стержня, шара и т. д., через который электрический ток п
жидкость или газ. Процесс выде
на электроде вещества называют эле



Электролиз – это совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих на электродах (катоде и аноде), если через раствор или расплав электролита протекает постоянный электрический ток.



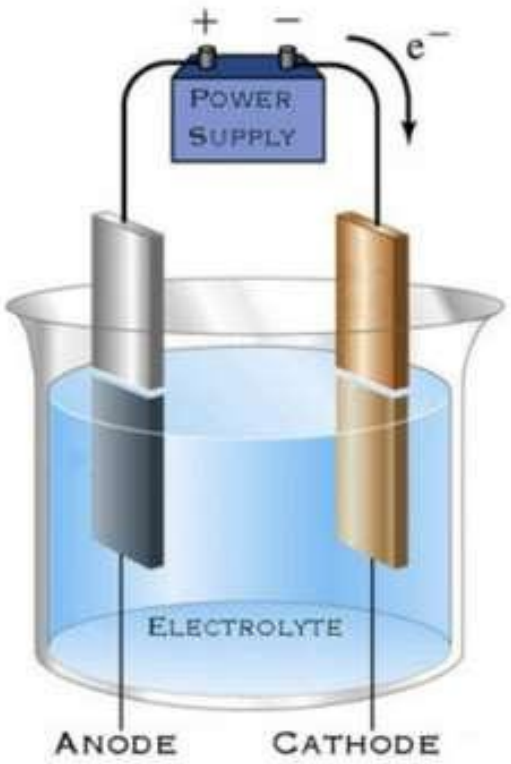


Катод – электрод, на котором при разложении вещества электрическим током происходит *восстановление*.

Анод – электрод, на котором происходит процесс *окисления*.

Положительные ионы — *катионы* (ионы металлов, водородные ионы, ионы аммония и др.) — движутся *к катоду.*

Отрицательные ионы — *анионы* (ионы кислотных остатков и гидроксильной группы) — движутся *к аноду*.



Исследовал электролиз и открыл его законы английский физик Майкл Фарадей в 1834 году

Майкл Фарадей (1791 – 1867)
Открыл явление электромагнитной индукции, законы электролиза, ввел представления об электрическом и магнитном поле

Первый закон электролиза

Масса вещества, выделившегося на электродах при электролизе, прямо пропорциональна величине заряда, прошедшего через электролит

***k* – электрохимический эквивалент вещества**
(равен массе вещества, выделившегося при прохождении через электролит заряда 1 Кл)

$$m = kq$$

k - электрохимический эквивалент (кг \ Кл)
Q – количество электричества (Кл)

Второй закон электролиза

При одинаковом количестве электричества (электрическом заряде, прошедшем через электролит) масса вещества, выделившегося при электролизе, пропорциональна отношению молярной массы вещества к валентности

$$k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{n}$$

M- Молярная масса (Г \ моль) n - Валентность

F- Число Фарадея F= 96500 Кл \ моль

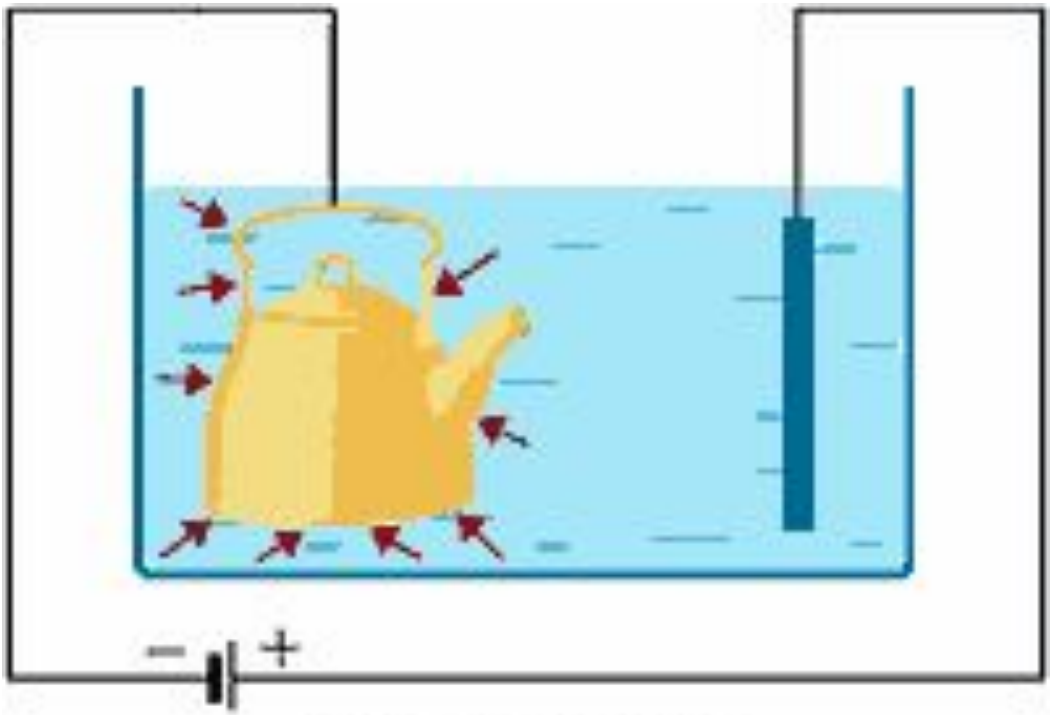
Заряд, необходимый для выделения 1 моля вещества, одинаков для всех электролитов. Он называется числом Фарадея *F*

$$F = N_A \cdot e = 9.65 \cdot 10^4 \, Кл / моль$$

ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- Получение химически чистых веществ
- Гальваностегия
- Гальванопластика

Гальваностегия



гальваностегия

это процесс, который позволяет покрыть изделие слоем (плёнкой) благородного металла защитить его от коррозии, повысить стойкость на износ, произвести отделку изделий.
Гальванические цеха есть на многих металлургических и других заводах.

Покрытие предметов слоем благородного металла

ГАЛЬВАНОПЛАСТИКА

это получение электролитическим способом более толстых отложений (до нескольких миллиметров).

Копия барельефа, полученная методом гальванопластики

- Изготовление медалей, монет.

«1 гривня», действующие часы, медь - гальванопластика с позолотой, (президенту Национального Банка Украины и директору Банкнотно-монетного Двора Украины)

Домашнее задание

Добрый день, уважаемые студенты!

Работы с домашним заданием по химии направлять до 14 ноября 2020г. на эл. адрес: zavaylova.inna@kitnk.ru,отправлять на Вайбер, Ватцап контактный телефон (89050721618 Солуянова Инна Валерьевна) ***с обязательным указанием Ф.И.О. студента +№ группы студента.*** Вам необходимо согласно приложенного файла (презентация Power Point –Электролиз. оформить письменно подробный опорный конспект + оформить домашнюю работу) . Материал сфотографировать и отравить на выше представленные координаты.

С уважением, Солуянова И.В.

Задание

Определите степени окисления атомов в соединениях:

Na_2S , P_2O_5 , MgS , CO_2, FeO

O_2, Cl_2 , K_3P, $NaCl$, NH_3, H_2S

Задание

Определите степени окисления атомов в соединениях:

H_3PO_4 $CaCO_3$ $Al_2(SO_4)_3$

Na_2SiO_3 $Ba(NO_3)_2$ $Ca_3(PO_4)_2$

•Проверочный тест по теме «Электролиз».

Задание 1. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах.

Формула вещества	Продукты электролиза
А) $AlCl_3$	1) металл, галоген
Б) RbOH	2) гидроксид металла, хлор, водород
В) $Hg(NO_3)_2$	3) металл, кислород
Г) $AuCl_3$	4) водород, галоген
	5) водород, кислород
	6) металл, кислота, кислород

А	Б	В	Г

Задание 2 Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на инертном аноде в результате электролиза его водного раствора.

Формула вещества	Продукт электролиза
А) $NiSO_4$	1) Cl_2
Б) $NiCl_2$	2) O_2
В) NiF_2	3) H_2
Г) K_2S	4) S
	5) SO_2
	6) HF

А	Б	В	Г

Задание 3.Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения.

Металл	Электролиз
А) натрий	1) водного раствора солей
Б) алюминий	2) водного раствора гидроксида
В) серебро	3) расплава поваренной соли
Г) медь	4) расплавленного оксида
	5) раствора оксида в расплавленном криолите
	6) расплавленного нитрата

А	Б	В	Г

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!

Рефлексия.

Если вы согласны с утверждениями, поставьте плюс, а если нет, то минус.

1. Я узнал много нового и интересного.
2. На все возникшие в ходе урока вопросы я получил ответы.
3. Мне было интересно и комфортно.
4. Считаю, что работал добросовестно и достиг цели урока.