**Отчет о проделанной работе по дистанционному обучению на период с 13.04. – 30.04. 2020г.**

**Преподавателя по химии Багомедова Р.М.**

**ПД 02. Химия**

**1 курс «Химия»**

по специальности 34.02.01 Сестринское дело

**С/Д 1 курс 1-4 группы лекции:**

15.04. 1-2 группа тема «Понятие о растворах. Гидролиз.»

14.04. 3-4 группа тема «Понятие о растворах. Гидролиз.»

21.04. 3-4 группа тема «Окислительно- восстановительные реакции»

21.04. 1-2 группа тема «Окислительно- восстановительные реакции»

28.04. 1-2 группа тема «Электролиз»

29.04. 3-4 группа тема «Электролиз»

**С/Д 1 курс 1-2 группы практические занятия:**

17.04. 2группа тема «Строение атома»

13.04. 1группа тема «Строение атома»

20.04. 1 группа тема «П.З. и П.С.Д.И.Менделеева»

20.04. 2 группа тема «П.З. и П.С.Д.И.Менделеева»

27.04. 1 группа тема «Строение вещества»

**С/Д 1 курс 1-4 группы лекции:**

**15.04. 1-2 группа тема «Понятие о растворах. Гидролиз.»**

**14.04. 3-4 группа тема «Понятие о растворах. Гидролиз.»**

**Растворы**

**Концентрация растворов**

**Массовая доля вещества в растворе *w***равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора: *w = mв-ва/mр-ра*или *w = mв-вa/(V × ρ*), так как *mр-ра = Vp-pa ×* ρ*р-ра.*

**Молярная концентрация *с***равна отношению числа молей растворенного вещества к объему раствора: *с = n*(моль)/*V*(л) или *с = m/(М × V(*л*)).*

**Молярная концентрация эквивалентов (нормальная или эквивалентная концентрация) сэ**равна отношению числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора: *сэ = n*(моль экв.)/*V*(л) или *сэ = m/(Мэ × V(л)).*

**Электролитическая диссоциация**

**Электролитическая диссоциация**– распад электролита на катионы и анионы под действием полярных молекул растворителя.

**Степень диссоциации α** – отношение концентрации диссоциированных молекул (сдисс) к общей концентрации растворенных молекул (соб): α = сдисс/соб.

Электролиты можно разделить на *сильные*(α ~ 1) и *слабые.*

**Сильные электролиты**(для них α ~ 1) – соли и основания, растворимые в воде, а также некоторые кислоты: HNO3, HCl, H2SO4, HI, HBr, HClO4 и другие.

**Слабые электролиты**(для них α <<1) – Н2O, NH4OH, малорастворимые основания и соли и многие кислоты: HF, H2SO3, H2CO3, H2S, CH3COOH и другие.

**Ионные уравнения реакций. В**ионных уравнениях реакций сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и газы – в виде молекул. Например:

CaCO3↓ + 2HCl = CaCl2 + Н2O + CO2↑

CaCO3↓ + 2H+ + 2Cl¯ = Са2+ + 2Cl¯ + Н2O + CO2↑

CaCO3↓ + 2Н+ = Са2+ + Н2O + CO2↑

**Реакции между ионами**идут в сторону образования вещества, дающего меньше ионов, т. е. в сторону более слабого электролита или менее растворимого вещества.

**Диссоциация слабых электролитов**

Применим закон действия масс к равновесию между ионами и молекулами в растворе слабого электролита, например, уксусной кислоты:

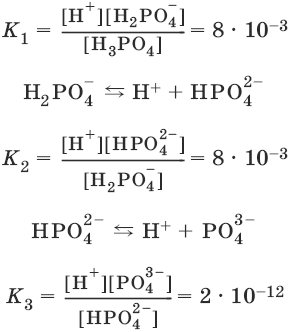
CH3COOH ↔ CH3COО¯ + Н+



Константы равновесия реакций диссоциации называются *константами диссоциации.*Константы диссоциации характеризуют диссоциацию слабых электролитов: чем меньше константа, тем меньше диссоциирует слабый электролит, тем он слабее.

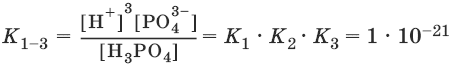
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

Н3PO4 ↔ Н+ + Н2PO4¯



Константа равновесия суммарной реакции диссоциации равна произведению констант отдельных стадий диссоциации:

Н3PO4 ↔ ЗН+ + PO43-



**Ионное произведение воды. Водородный показатель**

Вода – слабый электролит – диссоциирует, образуя ионы Н+ и OH¯. Эти ионы гидратированы, т. е. соединены с несколькими молекулами воды, но для простоты их записывают в негидратированной форме

Н2O ↔ Н+ + OH¯.

На основании закона действия масс, для этого равновесия:



Концентрацию молекул воды [Н2O], т. е. число молей в 1 л воды, можно считать постоянной и равной [Н2O] = 1000 г/л : 18 г/моль = 55,6 моль/л. Отсюда:

*К •*[Н2O] = *К*(Н2O*) =*[Н+] • [OH¯] = 10-14 (22°C).

**Ионное произведение воды**– произведение концентраций [Н+] и [OH¯] – есть величина постоянная при постоянной температуре и равная 10-14 при 22°C.

Ионное произведение воды увеличивается с увеличением температуры.

**Водородный показатель рН**– отрицательный логарифм концентрации ионов водорода: рН = – lg[H+]. Аналогично: pOH = – lg[OH¯].

Логарифмирование ионного произведения воды дает: рН + рOH = 14.

Величина рН характеризует реакцию среды.

Если рН = 7, то [Н+] = [OH¯] – нейтральная среда.

Если рН <7, то [Н+]> [OH¯] – кислотная среда.

Если рН> 7, то [Н+] <[OH¯] – щелочная среда.

**Буферные растворы**

Буферные растворы – растворы, имеющие определенную концентрацию ионов водорода. рН этих растворов не меняется при разбавлении и мало меняется при добавлении небольших количеств кислот и щелочей.

I. Раствор слабой кислоты НА, концентрация – скисл, и ее соли с сильным основанием ВА, концентрация – ссоли. Например, ацетатный буфер – раствор уксусной кислоты и ацетата натрия: CH3COOH + CHgCOONa.

**рН = рКкисл + lg(ссоли/скисл).**

II. Раствор слабого основания ВOH, концентрация – сосн, и его соли с сильной кислотой ВА, концентрация – ссоли. Например, аммиачный буфер – раствор гидроксида аммония и хлорида аммония NH4OH + NH4Cl.

**рН = 14 – рКосн – lg(ссоли/сосн).**

**Гидролиз солей**

**Гидролиз солей** – взаимодействие ионов соли с водой с образованием слабого электролита.

Примеры уравнений реакций гидролиза.

I. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой:

Na2CO3 + H2O ↔ NaHCO3 + NaOH

2Na+ + CO32- + H2O ↔ 2Na+ + HCO3¯ + OH¯

CO32- + H2O ↔ HCO3¯ + OH¯, pH > 7, щелочная среда.

По второй ступени гидролиз практически не идет.

II. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой:

AlCl3 + H2O ↔ (AlOH)Cl2 + HCl

Al3+ + ЗCl¯ + H2O ↔ AlOH2+ + 2Cl¯ + Н+ + Cl¯

Al3+ + H2O ↔ AlOH2+ + Н+, рН <7.

По второй ступени гидролиз идет меньше, а по третьей ступени практически не идет.

III. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой:

KNO3 + H2O ≠

К+ + NO3¯ + Н2O ≠ нет гидролиза, рН ≈ 7.

IV. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой:

CH3COONH4 + H2O ↔ CH3COOH + NH4OH

CH3COO¯ + NH4+ + H2O ↔ CH3COOH + NH4OH, рН = 7.

В ряде случаев, когда соль образована очень слабыми основаниями и кислотами, идет полный гидролиз. В таблице растворимости у таких солей символ – «разлагаются водой»:

Al2S3 + 6Н2O = 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑

Возможность полного гидролиза следует учитывать в обменных реакциях:

Al2(SO4)3 + 3Na2CO3 + 3H2O = 2Al(OH)3↓ + 3Na2SO4 + 3CO2↑

**Степень гидролиза *h***– отношение концентрации гидролизованных молекул к общей концентрации растворенных молекул.

Для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой:



[OH¯] = *ch,*рOH = – lg[OH¯], рН = 14 – рOH.

Из выражения следует, что степень гидролиза *h*(т. е. гидролиз) увеличивается:

а) с увеличением температуры, так как увеличивается K(H2O);

б) с уменьшением диссоциации кислоты, образующей соль: чем слабее кислота, тем больше гидролиз;

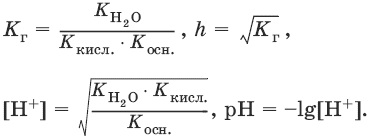
в) с разбавлением: чем меньше с, тем больше гидролиз.

Для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



[Н+] = *ch,*рН = – lg[H+].

Для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой



**Протолитическая теория кислот и оснований**

*Протолиз*– процесс передачи протона.

*Протолиты*– кислоты и основания, отдающие и принимающие протоны.

**Кислота**– молекула или ион, способные отдавать протон. Каждой кислоте соответствует сопряженное с нею основание. Сила кислот характеризуется константой кислоты *Кк.*

Н2CO3 + Н2O ↔ Н3O+ + HCO3¯

*Кк =*4 × 10-7

[Al(Н2O)6]3+ + Н2O ↔ [Al(Н2O)5OH]2+ + Н3O+

*Кк =*9 × 10-6

**Основание**– молекула или ион, способные принимать протон. Каждому основанию соответствует сопряженная с ним кислота. Сила оснований характеризуется константой основания *К0.*

NH3 × Н2O (Н2O) ↔ NH4+ + OH¯

*К0=*1,8 ×10-5

**Амфолиты** – протолиты, способные к отдаче и к присоединению протона.

HCO3¯ + H2O ↔ Н3O+ + CO32-

HCO3¯ – кислота.

HCO3¯ + H2O ↔ Н2CO3 + OH¯

HCO3¯ – основание.

Для воды: Н2O+ Н2O ↔ Н3O+ + OH¯

K(H2O) = [Н3O+][OH¯] = 10-14и рН = – lg[H3O+].

Константы *Кк*и *К0*для сопряженных кислот и оснований связаны между собой.

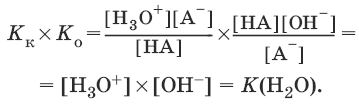
НА + Н2O ↔ Н3O+ + А¯,



А¯ + Н2O ↔ НА + OH¯,



Отсюда



**Константа растворимости. Растворимость**

В системе, состоящей из раствора и осадка, идут два процесса – растворение осадка и осаждение. Равенство скоростей этих двух процессов является условием равновесия.

**Насыщенный раствор** – раствор, который находится в равновесии с осадком.

Закон действия масс в применении к равновесию между осадком и раствором дает:



Поскольку [AgClтв] = const,

*К •*[AgClтв] = *Ks(AgCl) =*[Ag+] • [Cl¯].

В общем виде имеем:

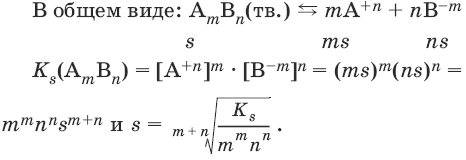
А*m*B*n*(тв.) ↔ *m*A*+n + n*B*-m*

*Ks(*A*m*B*n)*= [А*+n*]*m* • [В*-m*]*n*.

**Константа растворимости***Ks*(или произведение растворимости ПР) – произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита – есть величина постоянная и зависит лишь от температуры.

**Растворимость малорастворимого вещества *s*** может быть выражена в молях на литр. В зависимости от величины *s*вещества могут быть разделены на малорастворимые – s <10-4 моль/л, среднерастворимые – 10-4 моль/л ≤ *s*≤ 10-2 моль/л и хорошо растворимые *s*>10-2 моль/л.

Растворимость соединений связана с их произведением растворимости.



Условие осаждения и растворения осадка

В случае AgCl: AgCl ↔ Ag+ + Cl¯

*Ks*= [Ag+] • [CI¯]:

а) условие равновесия между осадком и раствором: [Ag+] • [Cl¯] = *Ks.*

б) условие осаждения: [Ag+] • [Cl¯] > *Ks;*в ходе осаждения концентрации ионов уменьшаются до установления равновесия;

в) условие растворения осадка или существования насыщенного раствора: [Ag+] • [Cl¯] < *Ks;*в ходе растворения осадка концентрация ионов увеличивается до установления равновесия.

**21.04. 3-4 группа тема «Окислительно- восстановительные реакции»**

**21.04. 1-2 группа тема «Окислительно- восстановительные реакции»**

**Окислительно-восстановительные реакции**– реакции, которые идут с изменением степеней окисления элементов.

**Окисление**– процесс отдачи электронов.

**Восстановление**– процесс присоединения электронов.

**Окислитель**– атом, молекула или ион, который принимает электроны.

**Восстановитель**– атом, молекула или ион, который отдает электроны.

Окислители, принимая электроны, переходят в восстановленную форму:

F2 [ок.] + 2ē → 2F¯ [восст.].

Восстановители, отдавая электроны, переходят в окисленную форму:

Na0 [восст.] – 1ē → Na+ [ок.].

Равновесие между окисленной и восстановленной формами характеризуется с помощью *уравнения Нернста*для окислительно-восстановительного потенциала:



где *Е0* – стандартное значение окислительно-восстановительного потенциала; *n* – число переданных электронов; [восст. ] и [ок. ] – молярные концентрации соединения в восстановленной и окисленной формах соответственно.

Величины стандартных электродных потенциалов *Е0*приведены в таблицах и характеризуют окислительные и восстановительные свойства соединений: чем положительнее величина *Е0,*тем сильнее окислительные свойства, и чем отрицательнее значение *Е0,*тем сильнее восстановительные свойства.

Например, для F2 + 2ē ↔ 2F¯*Е0 =*2,87 вольт, а для Na+ + 1ē ↔ Na0*Е0 =*-2,71 вольт (процесс всегда записывается для реакций восстановления).

Окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух полуреакций, окисления и восстановления, и характеризуется электродвижущей силой (э.д.с.) Δ*Е0:*Δ*Е0*= Δ*Е0ок* – Δ*Е0восст*, где *Е0ок*и Δ*Е0восст*– стандартные потенциалы окислителя и восстановителя для данной реакции.

Э.д.с. реакции Δ*Е0* связана с изменением свободной энергии Гиббса ΔG и константой равновесия реакции *К:*

*ΔG = – nF*Δ*Е0*или Δ*Е = (RT/nF)*ln*K.*

Э.д.с. реакции при нестандартных концентрациях Δ*Е*равна: Δ*Е =*Δ*Е0 – (RT/nF) ×* Ig*K*или Δ*Е =*Δ*Е0 –*(0,059/*n*)lg*K*.

В случае равновесия ΔG = 0 и ΔЕ = 0, откуда Δ*Е =*(0,059/n)lg*K* и *К =*10nΔE/0,059.

Для самопроизвольного протекания реакции должны выполняться соотношения: ΔG <0 или *К>>*1, которым соответствует условие Δ*Е0>* 0. Поэтому для определения возможности протекания данной окислительно-восстановительной реакции необходимо вычислить значение Δ*Е0.*Если Δ*Е0 >*0, реакция идет. Если Δ*Е0 <*0, реакция не идет.

***Химические источники тока***

**Гальванические элементы**– устройства, преобразующие энергию химической реакции в электрическую энергию.

*Гальванический элемент Даниэля*состоит из цинкового и медного электродов, погруженных в растворы ZnSO4 и CuSO4 соответственно. Растворы электролитов сообщаются через пористую перегородку. При этом на цинковом электроде идет окисление: Zn → Zn2+ + 2ē, а на медном электроде – восстановление: Cu2+ + 2ē → Cu. В целом идет реакция: Zn + CuSO4 = ZnSO4 + Cu.

*Анод*– электрод, на котором идет окисление. *Катод* – электрод, на котором идет восстановление. В гальванических элементах анод заряжен отрицательно, а катод – положительно. На схемах элементов металл и раствор отделены вертикальной чертой, а два раствора – двойной вертикальной чертой.

Так, для реакции Zn + CuSO4 = ZnSO4 + Cu схемой гальванического элемента является запись: (-)Zn | ZnSO4 || CuSO4 | Cu(+).

Электродвижущая сила (э.д.с.) реакции равна Δ*Е0 = Е0ок – Е0восст*= *Е0*(Cu2+/Cu) – *Е0*(Zn2+/Zn) = 0,34 – (-0,76) = 1,10 В. Из-за потерь напряжение, создаваемое элементом, будет несколько меньше, чем Δ*Е0.*Если концентрации растворов отличаются от стандартных, равных 1 моль/л, то *Е0ок* и*Е0восст* вычисляются по уравнению Нернста, а затем вычисляется э.д.с. соответствующего гальванического элемента.

**Сухой элемент**состоит их цинкового корпуса, пасты NH4Cl с крахмалом или мукой, смеси MnO2 с графитом и графитового электрода. В ходе его работы идет реакция: Zn + 2NH4Cl + 2MnO2 = [Zn(NH3)2]Cl + 2MnOOH.

Схема элемента: (-)Zn | NH4Cl | MnO2, C(+). Э.д.с. элемента – 1,5 В.

**Аккумуляторы.**Свинцовый аккумулятор представляет собой две свинцовые пластины, погруженные в 30%-ный раствор серной кислоты и покрытые слоем нерастворимого PbSO4. При заряде аккумулятора на электродах идут процессы:

PbSO4(тв) + 2ē → Рb(тв) + SO42-

PbSO4(тв) + 2H2O → РbO2(тв) + 4H+ + SO42- + 2ē

При разряде аккумулятора на электродах идут процессы:

РЬ(тв) + SO42- → PbSO4(тв) + 2ē

РbO2(тв) + 4H+ + SO42- + 2ē → PbSO4(тв) + 2Н2O

Суммарную реакцию можно записать в виде:



Для работы аккумулятор нуждается в регулярной зарядке и контроле концентрации серной кислоты, которая может несколько уменьшаться при работе аккумулятора.

**28.04. 1-2 группа тема «Электролиз»**

**29.04. 3-4 группа тема «Электролиз»**

Проведем следующий опыт. Поместим в раствор хлорида меди(II) две металлические пластинки, подключенные к источнику постоянного тока. В результате будут наблюдаться следующие явления:

1. Электрод, заряженный отрицательно (катод), постепенно покрывается красным налетом меди.

2. На электроде, заряженном положительно (анод), образуются пузырьки газа – хлора (см. рисунок). Электролиз раствора хлорида меди(II)

Объясняется это следующим образом. Хлорид меди(II) CuCl2 в водном растворе диссоциируют на ионы: CuCl2 → Cu2+ + 2Cl. При пропускании электрического тока через этот раствор положительно заряженные катионы меди (Cu2+) движутся к отрицательно заряженному электроду – катоду. Достигнув катода, ионы меди принимают электроны, превращаясь в атомы меди: Катод (): Cu2+ + 2ē Cu. Отрицательно заряженные анионы хлора (Cl) движутся к положительно заряженному электроду – аноду. Достигнув анода, ионы хлора 2 отдают электроны, превращаясь в атомы хлора, а затем в молекулы Cl2, который выделяется в виде газа: Анод (+): 2Cl 2 ē 2Cl Cl2↑

Сложим записанные уравнения, и получим ионное уравнение реакции, протекающей при пропускании электрического тока через раствор хлоридамеди(II): Cu2+ + 2Cl

Электролиза Cu + Cl2↑Уравнение протекающей реакции в молекулярной форме: CuCl2 электролиз Cu + Cl2↑

В результате пропускания электрического тока через раствор хлорида меди(II) протекает окислительно-восстановительная реакция, в результате которой катионы меди восстанавливаются до металла, анионы хлора –окисляются с образованием простого вещества хлора. Электрический ток проводят не только растворы электролитов, но также расплавленные соли, щелочи и оксиды металлов, при этом также происходят окислительно-восстановительные реакции. Такой процесс называется электролизом.

Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита. При электролизе катод (–) имеет отрицательный заряд, к нему движутся положительно заряженные катионы, которые принимают электроны и восстанавливаются.

Анод (+) – электрод, который имеет положительный заряд, к нему движутся отрицательно заряженные анионы, они отдают электроны аноду и окисляются.

Электролиз расплавов

В расплавах солей, так же, как и в их растворах, присутствуют катионы металла и анионы кислотного остатка. Не все соли могут образовывать расплавы. Например, некоторые соли при нагревании разлагаются (карбонаты, нитраты, соли аммония). В то же время для ряда солей электролиз их расплавов вполне осуществим, и даже используется в промышленности. Это в основном электролиз расплавов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов.

Рассмотрим электролиз расплава NaCl, который применяется в процессе промышленного получения натрия и хлора. Температура плавления NaCl составляет 801 0С. В расплаве хлорида натрия имеются катионы натрия и анионы хлора. При пропускании электрического тока катионы натрия движутся к катоду, принимают электроны и восстанавливаются до металлического натрия; анионы хлора – к аноду, отдают электроны и окисляются сначала до атомарного хлора, затем образуются молекулы Cl2.Запишем уравнения катодного и анодного процессов.

Катод (): Na+ + ē Na

Анод (+): 2Cl 2ē 2Cl Cl2↑

Суммарное уравнение:2NaCl(расплав)

Электролиз2Na + Cl2↑Электролиз расплава хлорида кальция (tпл. = 772 0С) используется в промышленности для получения металлического кальция: CaCl2 (расплав)электролиз Ca + Cl2↑. Обратите внимание, что самопроизвольно подобные реакции протекать не могут! Наоборот, щелочные и щелочноземельные металлы активно соединяются с галогенами (следовательно, при обычных условиях должны протекать обратные реакции). Таким образом, в процессах электролиза для осуществления невозможных при обычных условиях реакций используется энергия электрического тока. Основной промышленный способ получения алюминия – электролиз расплава оксида алюминия

Особенности электролиза водных растворов

Электролиз водных растворов солей осуществить гораздо проще. Для этого необходим подходящий сосуд, электроды и низковольтный источник постоянного тока, в качестве которого подходит даже обычная батарейка. Несмотря на простоту практического осуществления, записать уравнения химических реакций, протекающих при электролизе водных 4растворов, труднее, чем в случае электролиза расплавов. Объясняется это тем, что при электролизе водных растворов в реакции могут участвовать нетолько ионы электролита, но и молекулы воды. При электролизе водного раствора соли или щелочи на катоде, в зависимости от активности восстанавливающегося металла, возможны следующие реакции:

Восстановление катионов металла (Men+): Men+ + nē Me

Восстановление водорода из воды: 2Н2О + 2ē Н2↑ + 2ОН–

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: Н

При электролизе водного раствора соли или щелочи на аноде, в зависимости от природы аниона, возможны следующие реакции: Окисление анионов (Ann–), образующихся при диссоциации соли или щелочи:

Ann–nē An5Для щелочи: 4ОН–– 4ē О2↑ + 2Н2О

Окисление воды:2Н2О 4ē О2↑ + 4Н

Схема анодных процессов:

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. Электролиз раствора хлорида меди CuCl2. Медь располагается в ряду активности после водорода, поэтому на катоде выделяется металлическая медь:

Катод (): Cu2+ + 2ē Cu

На аноде образуется хлор:

Анод (+): 2Cl 2ē 2Cl Cl2↑

Суммарное уравнение: CuCl2

Электролиз Cu + Cl2↑

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:

Катод (): 2H2O + 2ē H2↑+ 2OH

На аноде выделяется хлор: Анод (+): 2Cl 2ē 2Cl Cl2↑

Суммарное уравнение: 2NaCl + 2H2O

Электролиз H2↑ + 2NaOH + Cl2↑

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.

Электролиз раствора Na2SO4

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

Катод (): 2H2O + 2ē H2↑+ 2OH

Анод (+): 2H2O 4ē O2↑ + 4H+

Суммарное уравнение: 2H2O электролиз 2H2↑ + O2↑

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, H2SO4, HNO3, H3PO4 и растворов щелочей. Обратите внимание, что электролизом водных растворов фтороводородной кислоты и фторидов нельзя получить F2, так как в этом случае на аноде будет выделяться кислород. 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. Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита. Отрицательно заряженный электрод, к которому движутся катионы, называется катодом. На катоде протекают процессы восстановления. Положительно заряженный электрод, к которому движутся анионы, называется анодом. На аноде протекают процессы окисления. При электролизе водных растворов в реакции могут участвовать не только ионы электролита, но и молекулы воды.

**С/Д 1 курс 1-2 группы практические занятия:**

**17.04. 2группа тема «Строение атома»**

**13.04. 1группа тема «Строение атома»**

**Ответить на следующие вопросы:**

1. Как развивалась классическая теория строения атома?
2. Какие модели атомов вам известны?
3. В чем их суть?

**Написать доклады:**

О модели строения атома других ученных (которые не были доказаны, а остались гипотезами.)

**20.04. 1 группа тема «П.З. и П.С.Д.И.Менделеева»**

**20.04. 2 группа тема «П.З. и П.С.Д.И.Менделеева»**

**Ответить на следующие вопросы:**

1. Сравните электронную конфигурацию атомов C и Si? Какую валентность и степень окисления они могут проявлять в химических соединениях?
2. Определите, атомы каких из указанных в ряду элементов имеют на внешнем энергетическом уровне4 электрона?

Na, K, Si, Mg, C;

1. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в П.С.Х.Э.Д.И.Менделеева находятся в одном периоде?

Be, H, O, Cu, N;

**Написать доклад:**

О жизни и деятельности Д.И.Менделеева.

**27.04. 1 группа тема «Строение вещества»**

**Ответить на следующие вопросы:**

1. Определение химической связи. Причины образования химической связи?
2. Ионная связь. Тип кристаллической решетки соединений с ионной связью?
3. Ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи?
4. Разновидности ковалентной связи?
5. Типы кристаллических решеток соединений с ковалентной связью?