**1 Закон действия масс**  
Закон действующих масс– скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.  
k Ca Cb

Факторы влияющие на скорость реакций:

1)Природа реагирующих веществ

2)Температура

3)Присутствие катализатора

Константа скорости

Множитель K – константа скорости  
Физический смысл:  
K показывает с какой скоростью идет реакция при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль на литр  
Химический смысл:  
K является кол-ой мерой реакционной способности молекул

**2 Правило Вант-Гоффа. Уравнение Арениуса. Энергия активации.**

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на 10 градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2 – 4 раза:



Уравнение Арениуса :

Точная зависимость v от t   


Энергия активации— минимальная дополнительная энергия, которую нужно сообщить средней энергии частиц, чтобы произошло взаимодействие.

**3 Химическое равновесие (кинетическое условие равновесия).Вывод константы равновесия. Физ. Смысл конст. равн-я.**

Химическое равновесие— состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны.

Кинетическое условие равновесия: Vпр=Vобр

Вывод константы:



Физический смысл К:константа равновесия определяет глубину протекания процесса к моменту достижения системой равновесного состояния. Чем больше численное значение К, тем больше степень превращения исходных веществ в продукты реакции и, следовательно, тем c большей скоростью до достижения равновесия идет прямая реакция.

**5 Первый закон ТД. Внутренняя энергия, энтальпия.**

Первый закон ТД Теплота подведенная к системе расходуется на увеличение внутренной энергии и на совершение системой механической работы

Q= ΔU+A

Внутренняя энергия: Это ее полная энергия, состоящая из кинетич. и потенциальной энергий всех частиц системы

Энтальпия: Это та энергия, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении.

**ΔH=ΔU+ΔnRT.**

**6 Применение первого закона ТД к изохорным и изобарным процессам. Стандартные энтальпии образования веществ.**

к изохорным: V=const, P**Δ**V=0, Qv=**Δ**U. В изохорном процессе вся поглащенная теплота расходуется на увеличение внутренной энергии системы.

К изобарным : P=const, Qp=U2-U1+PV2-PV1. В изобарном процессе кол-во теплоты изм. энтальпии.

Энтальпия образования веществ: В стандартных состояниях принято равной 0.

**4 Принцип Ле Шателье. (Влияние изм. Концентрации, давления и температуры на положения равновесия.)**

Направление смещения равновесия определяется **принципом Ле-Шателье:** если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении той реакции, которая ослабляет это воздействие.

Применительно к трем основным типам внешнего воздействия – изменению концентрации, давления и температуры – принцип Ле-Шателье трактуется следующим образом.

При увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в направлении той реакции, по которой это вещество расходуется; при уменьшении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

При изменении температуры изменяются как прямая, так и обратная реакции, но в разной степени. Следовательно, для выяснения влияния температуры на химическое равновесие необходимо знать знак теплового эффекта реакции. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры — в сторону экзотермической.

При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесия смещается в сторону возрастания числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления. Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на положение равновесия в этой системе.

**7 Расчет тепловых эффектов химических процессов. Закон Гесса. Следствие з-а Гесса. Уравнение Киргофа.**

Закон Гесса: тепловой эффект реакции не зависит от пути процесса, а опр. Только начальным и конечным состоянием веществ при условиях что системой совершается только механическая работа.

Следствие закона Гесса : Стандартная энтальпия реакции равна разности стандартных энтальпий обр-я продуктов реакции и их исх. в-в с учетом стехиометр.коэфицентов.

Уравнение Киргофа: Расчет теплового эффекта при любой T

**Δ**Ht = **Δ**H298+ **Δ**C298 \*(T-298)

**8 Второй закон ТД. Энтропия системы. Расчет Δ**S**x.p при стандартных условиях и заданной температуре (матем. Выражения)**

Второй закон ТД : Q=T**Δ**S; Q- часть энергии которая не может быть превр. в работу., и опр. меру хаоса. **Δ**S – изм энтропии.

Расчет **Δ**Sx.p: **Δ**S=Q/T

**9 Уравнение объеденяющее первый и второй законы ТД. Свободная Энергия Гиббса, физический смысл. Рассчет ΔG при станд. усл и з.T**

Уравнение объеденяющее: Amax= T **Δ**S- **Δ**H =(H1-TS1)-(H2-TS2)=- **Δ**G; H-TS энергия Гиббса

Свободная Энергия Гиббса: H-TS = G энергия Гиббса

Физический смысл: **Δ**G это та часть энерг-го эффекта реакции, который можно превратить в работу в обратимом процессе при P,T=const

Рассчет ΔG при станд. усл : **Δ**G**=Δ**H-T **Δ**S

**10 Термодинамическое условие самопроизвольного протекания реакций :**

Опр. совместным действием двух факторов : 1) Тенденцией к переходу в системы в более уст. сост. с меньшей энергией, для которого хар. Большая упорядоченность и компактность. 2) Тенденцией к достижению наиболее вероятного, максимального разупорядоченного состояния.

**11 Термодинамическое условие равновесия. Расчет температуры наступления равновесия . Уравнение изотермы.**

Термодинамическое условие равновесия: **Δ**G=0, **Δ**H-T **Δ**S =0

Расчет температуры наступления равновесия: Tравн= **Δ**H298/ **Δ**S298

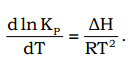
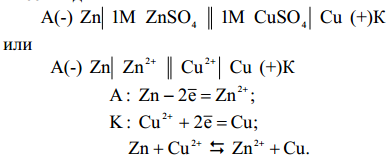
Уравнение изотермы **Δ**G =-2.3R\*T\*lgKp

**12 Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары**

Зависимость константы равновесия от температуры :при P=const



Уравнение изобары



**13** **Растворы электролитов. Кислоты. Основания. Соли. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды.**

Электролиты- вещества, которые при растворении подвергаются диссоциации на ионы

К сильным электролитам принадлежат хорошо растворимые соли, кислоты, растворимые основания щелочных и щелочноземельных металлов. Диссоциируют необратимо. Все остольные электролиты слабые

 . Для сильных . Для слабых . .

Кислоты-электролиты, диссоциирующие в водных растворах с образованием только из катионов катионов водорода.

Основания- электролиты ,диссоциирующие в водных растворах с образованием анионов только одного вида – гидроксид-ионов.

Соли — электролиты , диссоциирующие на катионы металлов и одноатомные либо многоатомные анионы кислотного остатка.

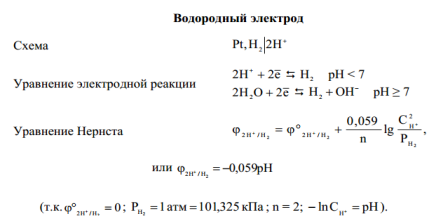
Электролитическая диссоциация – процесс распада молекул растворенного вещества под действием молекул растворителя на ионы

Ионное произведение воды (КH2O)– величина постоянная при данной температуре для воды и равна произведению концентрации ионов водорода на концентрацию гидроксид-ионов.

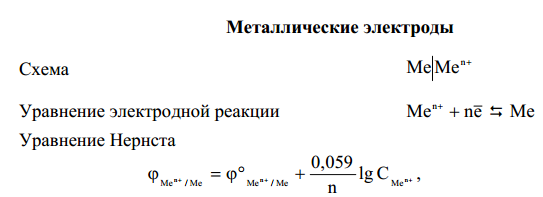
**14.Стандартный электродный потенциал . Водородный электрод. Электрохимическое условие протекания окислительно восстановительных реакций.**

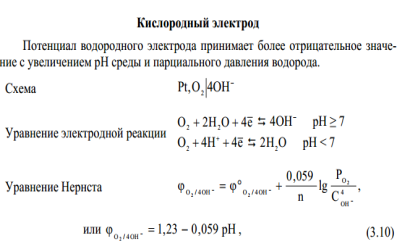
Стандартный электродный потенциал -потенциал, измеренный при стандартных условиях.



**15.Электроды 1 рода металлические и газовые. Частные случаи уравнения Нернста.**

Электроды 1 рода металлические и газовые - электроды, обратимые относительно своих ионов в растворе электролита.  
К ним относятся металлические и газовые электроды (водородный и кислородный)





Частные случаи уравнения Нернста.  men+/me =  men+/me + (0.059/n)\*lgCmen+

**16. Химические гальванические элементы: Даниэля-Якоби и Вольта: Принцип работы. Поляризация.**

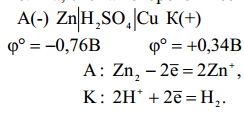
Химические гальванические элементы – замкнутая э.х система, состоящая из электродов различной химической природы.

Даниэля-Якоби:

анод – процессы окисления; катод – процессы восстановления.

  
Поляризация **-**смещение величин электродных потенциалов от их равновесных значений.

Элемент Вольта:

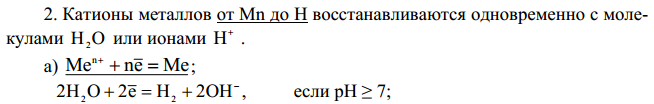


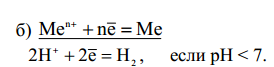
**17. Электролиз водных растворов электролитовтов на инертых электродах. Правила составления схем электролиза.**

Катодны е процессы:

1) Катионы металлов, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов от Li до Al включительно, из водных растворов не восстанавливаются, а в зависимости от характера среды

2) Катионы металлов от Mn до Н восстанавливаются одновременно с молекулами H 2 O или ионами H .





3)Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений после Н, восстанавливаются по уравнению



Анодные процессы:

Инертный анод:  
1) Простые анионы (J, Br, Cl)  

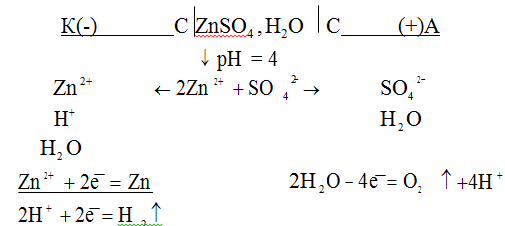

2) Сложные анионы и анион F- не окисляются

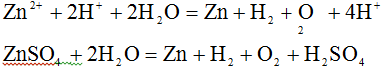
В зависимости от pH электролита:



Активный анод – окисляется материал анода.

Электролиз водных растворов электролитовтов на инертых электродах





**18 Законы Фарадея. Электрохимический эквивалент. Выход по току.**

1 закон Фарадея. Масса или объем вещества, претерпевшего изменение на электродах, прямо пропорционально количеству прошедшего электричества

или

2 закон Фарадея. Массы веществ, претерпевших изменения на электродах относятся как их эквивалентные массы.

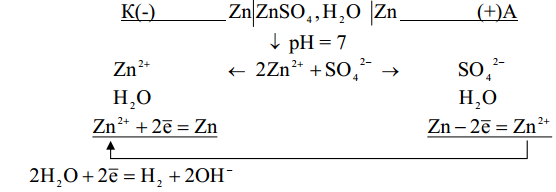
 

Количество вещества эквивалента ( n Э ) или число эквивалентоввещества определяется отношением массы вещества к его эквивалентной массе:



Выход по току - показатель эффективности электролиза. Вт=m(практ)\m(теор)\*100% или Вт=Q(теор)/Q(практ)\*100%.

**19 Особенности электролиза водных растворов электролитов на активных электродах**



**20 Причины и механизм электрохимической коррозии. Коррозия с водной и кислородной деполяризацией. Условия самопроизвольного протекания коррозии.**

Причины:

1) Контакт двух металлов приводит к образованию макрогальванопары коррозии.

2)Контакт с примесью другого металла в структуре конструкционного материала.

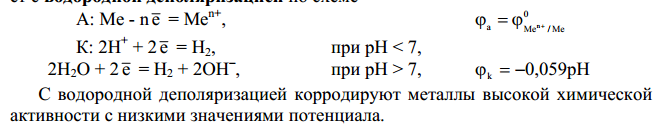
3)Контакт в одном изделии участка самого металла и соединение этого металла в данной среде электролита.

4)Неодинаковая механическая обработка различных участков одного и того же металла(детали).

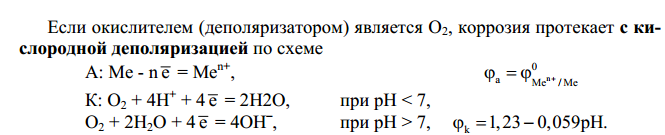
5)Различные концентрации электролита.

6)Наличие на поверхности деталей нарушенных оксидных или солевых плёнок, обладающих электрической проводимостью.

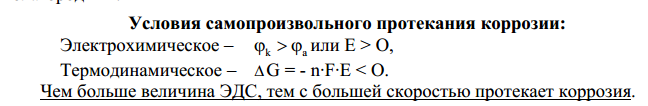
Водородная деполяризация:



Кислородная деполяризиция:



Условия самопроизвольного протекания коррозии.



**21 Методы защиты от коррозии: применение покрытий , протекторная и катодная защита.**

Анодное покрытие – покрытия, электронный потенциал который в данных условия более отрицателен чем потенциаль защищаемого металла.

Катодное покрытие – покрытие, потенциаль которого более положителен по сравнению с потенциалом защищаемого металла.

Протекторная – присоединение к защищаемой кострукции протекторного металла более активного чем защищаемый.

Катодная (электоращита) – по своей сути сводится к процессу электролиза водного раствора, в котором эксплуатируется защищаемая конструкция.

**22 Квантово-механическая модель строения атома: волновое уравнение де Бройля, принцип неопределённость Гейзенберга, волновая функция.**

В центре атома – положительно заряженное ядро. Вокруг ядра вращаются e. Число e опр. полож. зарядом атома.

Волновое уравнение де Бройля



Принцип неопределённость Гейзенберга: невозможно одновременно точно определить и положение электрона в пространстве и его скорость(импульс), минимальная возможная неточность равна h.

**23 Квантовые числа и их физический смысл. Квантово-механические законы: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского.**

Квантовые числа и их физический смысл. Главное квантовое число n опр. полную энергию

1 ) Орбитально-квантовое число (e облака отл. не только размером но и формой)

2 )Магнитное- квантовое число (опр. пространств. напр. e облаков

3 )Спиновое число (хар. напр. вращения e вокруг своей оси)

Принцип минимальной энергии: В невозб. атоме e распол. таким уровнем , чтобы обесп. прочная связь с ядром и энергия атома была min.

Принцип Паули: В атоме не может быть двух e с одинаковым набором всех 4ех квантовых чисел. Каждая орбиталь не может сод. Более 2х е.

Правило Хунда : Объясняет порядок заполнения e квантового подуровня, таким обр. чтобы сумарный спин был максимален.

Правило Клечковского: При увел. Заряда ядра атома, посл. заполнение орбиталей происх в порядке возрастания суммы (n+1).

**24 Периодический закон Менделеева и электронная конфигурация атомов.**

Периодический закон Менделеева: Свойство элементов и их соединений наход. В периодической зависимости от заряда ядра атома или порядкового номера элемента.

Электронная конфигурация атомов: В первую очередь заполн. наиболе низкие по энергии уровни и подуровни в соотв с их емкостью

1H 1s1

Стр.вверх

1+

1e