

1. Квантово-механични представи за строежа на ел.обвивка на атома. Квантови числа.

Квантова т-я за проуз на светл

Съществували са две теории за светл.според Нютон и др.Светлината представлява поток от материални частици наречени корпускули.Според др учени напр. Юнг светлината има вълнов х-р,за това по този начин се обясняват явления като интерференция и отражение. М.Планк и Айнщайн обединяват 2те теории и създават т и кв теории.Според тях светл се излъчва не непрекъс, а на почрни-квант или фотони.По този начин се определят свет или двойствен х-р – има свой едновременно на частици и на вълна. Въз основа на тази т-я Н. Бор създава своята т-я за строежа на Н атом. Тя се основа на следните твърдения:1.Електронът се движи по строго определени кръгови орбити (стационарни) които удовлетворяват $m.v.r = n.h/2\pi$ (m -маса на електр. v -скорост на ел. r -рад на орбиталата, h -конст на Планк, n -главно кв число). Колкото по-голямо е n , толкова по-голяма енергия притежава ел и е по-отдалечен от ядрото.При своето движение по орбиталите ел. не поглъща и не излъчва енергия. Ако подадем от вън др енергия ел може да премине на по-външи орбита (т.е. във възбудено състояние).Това трае малко,след което ел се връща на предишна или някоя по-външна орбита.Отделянето и излъчването на енергия се извършва на порции (кванти).Т-я на Бор не може да обясни стро на много атоми, явлението мултиплексност.(Ефект на Зеeman -под действието на мощно магнитно поле единичните линии от спектъра на водорода се разцепват на много тънки линии разположени близо една до друга. Има малка разлика в енерг на ел, които се намират в един и същи кв слой \Rightarrow ел слоеве се състоят от подслоеве или енергитични нива.За да обясни явлението мултиплетност Зонерфелт предполага, че ел се движат по елентични орбити. Той въвежда орбиталното кв число, което определя енергията на ел в дад подслоя, броя на определ орбити и тяхната ф-ма.

Електроните притежават магнитен момент,магнитно квантово число и то е подчинено на орбиталното число.Магнитното кв числ (m_l) определя ориентацията на ел орбита или ел облак по отношение на ядрото. Ел притежава освен магнитен и мех момент, който се нарича спин и се дължи на въртенето на ел около собств му ос. С това е свързано и четвъртото кв число(спиново квантово число) - $M_s = \pm 1/2$. По посока на часовниковата стрелка + стойности.

Квантово мех модел на атома – Теория на Луи дьо Бройл-всеки поток от микрочастици с маса m и скорост на движение v може да образува вълна с дължина $\lambda = h/mv$. За пръв път това е доказано при поток от катодни лъчи. Доказва се, че потокът от ел може и да интерферира и дифрактира.При своето движение потока от ел се разпространява в затворена система, достигайки граничната повърхност електроните се отразяват и връщайки се интерферира с идващите ел.По този начин се получава пространствено стояща вълна. Тя се описва описва с уравнението на Шрьодингер – $H\psi = E\psi$ (H е сума от кинет и потенц енергия на сист, E – числена стой на енергията при определ стой на ψ , ψ - вълнова функция,която описва движението на електрона, тя може да има положителни и отрицателни стойности. Квадратът от нейната абс стой е винаги положителен. Той е пропорционален на вероятността за намиране на ел в определ обем от пространството около ядрото. Тази форма и част от простран в която вероятността за намиране на ел е най-голяма се нарича атомна орбита.

Стоящата вълна на ел обхваща ядрото образувайки ел облак. Точната траект на движ на ел не може да бъде определ. Ако се опитаме да определим точните коор на ел не можем точно да определим неговата скорост и обратното. Причина за това е двой х-р на ел , който притежава с-вата на частица и вълна. Винаги има ивица на неопределен ел облак или различна форма и плътност. S ел образува ел облак със сферична форма. Повърхността която загражда 96% от масата и заряда на ел се нарича гранична повърх.

2.Основни правила при изграждането на електронната обвивка на многоелектронните атоми.Принцип на Паули.Правило на Хунд

Една система се намира в устой равновесие когато притежава миним енергия. Това правило се запазва и при запълване на електронните слоеве. С увеличаване на бр на + товари с 1 всеки следващ електрон заема орбиталата с най-ниска енергия. С помощта на у-то на Шрьодингер може да се изчисли енергията да дадена система. Най-ниска енергия притежава s-орбиталата на първия електронен слой.Вторият се състои от една s и 3 p-орбитали. При еднаква стойност на n и l орбиталите с еднаква енергия се наричат изродени. При p орбиталите са трикратно изродени. d-орбиталите са 5-кратни изродени f са 7-кратно изродени. При подаване на енергия от вън орбиталите могат да променят енергията си и явлението изчезва. В 1 и същи ел слой най-ниска енергия притежава s орбиталата. $E_s < E_p < E_d < E_f$. При мн електронни атоми се наблюдава известна аномалия при подреждането на електроните.Причина:при по-вънтрешните електронни слоеве екранират ядрото и намаляват силите на привличане между него и най-външните електрони, поради това в някои случаи е възможно S орбиталата на следващ ел слой да има по-ниска енергия от d и f орбитали на предишния ел слой.

Всички ел които имат едно и също n се намират на един и същ ел слой. Ел слоеве се бележат с K, L, M, N, O, P, Q или с 1,2,3... Те се състоят от подслоеве или енергитични нива. Ел от даден подслоя имат една и съща стой на n и l . Подслоеве се състоят от атомни орбитали, като ел над тях имат една и съща стой на n , l и m . Те обаче се различават по спиновото си квантово число, защото не може в един атом да има 2 ел на които четирите кв числа да са еднакви. Ел структура на елементите се изразява с помощта на ел формули. Те се записват така : Стой на n е цифра, подслоя с буква и в горния десен ъгъл се отбелязва бр на ел. ($H 1s^1$; $He 1s^2$)

Структурата на атомните орбитали се изразява с помощта на краен бр клетки.
Правило на Хунд-според него изродените орбитали(с еднаква енергия) се запълват така, че сумата от спиновите кв числа на ел да бъде макс.

3.Строеж на електронната обвивка на атомите на елементите в периодичната система.Класификация на химичните елементи.-

Свой на хим елем и техните след се намират в периодична завис от атомната маса на елементите. I период : $n=1$, $l=0$; II период $n=2$, $l=0,1$; Във всеки нов период започва изграждането на нов електронен слой. Максималния бр e^- в дад e^- слой се определя от израза: $2n^2$, където n е главното кв число; III период $n=3$, $l=0,1,2$; Запълването на 3-р орбиталите продължава, а след това започва запъл на 4-ти кв слой с 4s-орбитали. Причина за това е, че тя (4-s орб) има по-ниска енергия от 3-d орб; IV период $n=4$, $l=0,1,2,3$; При Са се запълва 4-s орбиталата. При Sc започва запъл на 3-d орб, тъй като 4-р орб са със значително по-висока енергия. Запълването на 3-d продължава при 10 елемента и завършва при Zn. От Ga до Kt се запълва 4-d; V период- запълва се по аналогичен начин на IV; VI период започва със запълването на 6s-орбиталата от Cs до Ba; Енергията на 5d и 4f орбиталите е почти еднаква, поради това следващият електрон при La заема 5d-орбиталата. При следващите 14 елем (лантаниди) от 58 до 71 се запълват 4-f орбитали. След това продължава запълването на 5-d орб и завършва при Hg. След това се запълват 6-р орбиталите до Rn; VII период : аналогичен на VI; **Класификация на химичните елементи**- диват s,p,d,f-елементи. S-елементи са тези при,които се запълват s и p орбиталите на най-външния електронен слой. Елементите участват с тези e^- в хим реакции, затова те се наричат валентни e^- .Промияната на бр им води до съществ изменение на св-вата. D-елементи-са тези които запълват d-орбиталите на предпоследния e^- слой. Те участват в хим реакции с e^- от последния и предпосл слой и имат променлива валентност. Те имат по-малка разлика във физ и хим св-ва от s и p елемента. Всичките са метали. F-елементи са тези на които се запълват f-орбиталите на третия електронен слой отвън навътре. В хим реакции участват с e^- от най-външния си e^- слой. Поради строежа на e^- им обвивка те имат мн близки физ и хим св-ва.

П класификация: делят на следните групи: 1.Група- на инертни (благородни) газове. Малката им хим активност се дължи на 2 или 8 e^- конфигурация на най-външ им e^- елой; 2.Група-типични елем. Те са 44 на брой. Чрез отдаване или приемане на e^- се стремят да получат 8 e^- конфигурация на най-близкия инертн газ; 3.Група-Преходни елементи. = d-елементите от предишната класификация. 4.Група-Вътрешно ядрени преходни елементи. = f-елементите от предиш класиф

4. Химична връзка. Метод на валентните връзки и метод на молекулните орбитали

Групата атоми, която притеж голяма устой, обикновено притеж нм връзки между тях. Н атом има 1 e^- и ядро, около което се движат e^- а. При образуване на хим връзка или на молекула Н се извършва припокриване на e^- облаци. Това е възможно само когато 2S e^- а на Н-те атоми имат антипаралелен спин. При образуване на хим връзка винаги се отделя енергия. Тя се нарича енергия на образуване на връзките и има – знак, защото общото кол енергия на сист намалява. За да се разпадне 1 хим връзка е необходимо да се отдаде енергия, която се нарича енергия на разпадане на връзката. Тя има знак +, защото общото кол е-я на сист нараства. Е-ята на образуване е = е-ята на разпадане на връзката с обратен знак. Колкото е по-голяма е-ята на образуване на връзките, толкова е по-здрава тя.

Дължина на хим. връзка – разстоянието между ядрата на атомите на молекулата. Определя се експериментално. Различаваме следните основни видове хим връзки: **Метални, ковалентни и йонни.**

Ковал. връзка е най-общия и универсален тип връзка, съществява се чрез общи e^- ни двойки (идея за ковалентни връзки – Люис). Съществува както между атомите и хомоядрените молекули (H_2 , Cl_2 , O_2), така и между ат на разл хим елем (H_2O , NH_3). Среца се както в мол, така и в кристал в-ва. Почти всички връзки в йонните съединения са ковал. Ковал връзка се х-ра с наситеност и насоченост. Тя е наситена, защото при нейното образуване участват точно опр бр e^- и, като образуват в ред бр e^- ни двойки. Известно е, че e^- облаци са ориентирани по определен начин в простр, което се определя от сигма следователно областите на тяхното припокриване също ще бъдат ориен по определен начин в простр. Има σ , π и δ -връзки. Сигма връзките се наблюдават като областта на припокриване лежи на линията, съединява ядрата на 2-та атома. Такива връзки могат да образуват както s, така и p, и d e^- и. П-връзки се образуват, когато има 2 области на припокриване, намиращи се от двете страни на линията, съединяваща ядрата на 2-та атома. П-връзка образуват p и d e^- и. δ -връзки могат да образуват само d- e^- и, при което се образуват 4 области на припокриване между 4-те листчета на дегелината, като са разположени в паралелни плоскости. При образу на сложни връзки първо възник сигма, а после π и δ връзка. Ковал връзка се характеризира с полярирност. В хомоядрените молекули общата e^- на двойка принадлежи в еднаква степен на двата атома. Такава връзка се нарича неполярна, а получената молекула също е неполярна.

Когато двата елемента образуват молекулата има различна елотрицателност, то общите e^- ни двойки се привличат от по-елотриц атоми. Получената връзка е полярна, а образ молекула се нарича полярна или дипола. Около по-елотриц елем се увеличава e^- плътност и той става център на – заряд в молекулата. По-елотр елемент става център на + заряд в молекулата. Разстоянието между + и – център в молекулата се нарича дължина на дипола (μ). Полярността на молекулата се х-ра с т.н. диполен момент ($M = e \cdot l$) – дължина на дипола.

Йонна хим. връзка (Каел)

При взаим на 2 атома на елем с голяма разлика в елотрицателността единият елемент отдава e^- , а другия приема този e^- . Получават се 2 противоположни заредени йони, между които действат електростатични сили на привличане (каелови сили). Йонната връзка се х-ра с ненасоченост и ненаситеност. Тя не е насочена, защото e^- поле на йона има сферична симетрия. Тя не е наситена, защото при взаим на 2 противоположни не се извършва пълна компенсация на техните сили на привличане. Всеки йон може да взаим с неопределен брой противоположни и това зависи от неговите размери и заряд. В-та с йонна връзка обикновено са кристалини. Кристалът може да се разглежда като гигантска макрокол, в която всеки йон е обкръжен от противоположни. Само при висока т в-та с йонни връзки могат да съществ като отделни молекули в парообразно или в газообразно състояние. Йонната връзка може да бъде разгледана и като краен случай на полярна.

Метод на валентните връзки

Съгласно този метод хим връзки могат да образуват само единични (несдвоени e^- и) с антипаралелен спин.

Двама учени – Хойтлър и Лондон, чрез решение на уравнението на Шрьодингер изчис изменението на E_n на сист от 2 водородни атома в зависимост от разст $m\mu$ тях. Между двата e^- и с антипар спин и две ядра действат сили на привличане. Ако намерим разст между двата атома, силите на привличане се увеличават и E на сист намалява. При някаква стой E е минимална. В този случай се образува молекула. Ако продължим да намаляваме r -то между двата атома, между ядрата и e^- ите при много малки r -я между тях започват да действат сили на отблъскване и E на с-мата се увел. Ако 2 e^- а са с паралелен спин с намаляването на разстоянието между двата атома E на с-мата непрекъснато расте и молекули в този случай не се образуват. Изчисленията още показват, че при e^- и с антипаралел спин e^- плътност между двете ядра е макс, докато при e^- и с паралелен спис ел. плътност е 0. Във втория e^- ен слой имаме 1s и 3p орбитали. Мах бр несдвоени e^- а ще бъде 3. N $1s^2 2s^2 2p^3 N=N$. Това означава, че при образуване на молекули още ще се образуват 3 сл. 2-ки.При кислорода имаме: $1s^2 2s^2 2p^4 O=O$

Валентност способността на атомите на дад елемент да взаим с др елем, които образуват хим връзка. Като мярка за вал се смята броя на атомите от др. елементи, с които дад елемент взаимодейства. Съгласно метода на вал връзки вал се определя от бр на единичните или несдвоени e^- и. Ако e^- ите са свързани в обща e^- на двойка при външно енергетично въздействие е възможно нейното разчистване и преминаването на 1 e^- на свободни орбитали от същия квантов слой. Не е възможно преминаването на e^- и на орбитали от друг e^- слой.

Видно се, че стой на равновесния потенциал зависи от прир на метала, t и конц

Според хидратна теория при потапянето на метал в p -р молекулите на водата или p -ра се ориентират с – си полюси към $+$ йони.

От трептенето на йоните в кристалната решетка те се откъсват от нея и преминават в p -ра като хидратирани йони. По този начин се установява, че стой на електродния потенциал ще зависи от прир на разтворителя. След откриване на теорията за силните електролити поиятието концентрация се замества с активност на йоните. Между тях съществува следната връзка.

$$a = f \cdot c$$

a – активност на йоните; c – конц на йоните; f – коеф на активност.

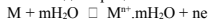
Не е възможно да бъде изчислен или определен директно електродния потенциал на даден метал. За тази цел е необходимо да се конструира галв елемент, в който единия електрод е изследваният а другият е с известен потенциал. Въпроса за стойността на потенциалите е определен от Нернет. Той приема, че стой на тъй наречения нормален или станд водороден електрод е $=0$. Той представлява платинова пластина, потопена в p -р на сярна киселина с активност на водородните йони единица, през която се продухва газообразен водород с налягане 1 атмосфера.

В много случаи е възможно да се работи с други стандартни електроди с конст потен.

Потенциалът на дад метал е ЕДН на галваничен елемент, състоящ се от даден метал и нормален водороден електрод.

Металите се подреждат по стойностите на техните нормал потенциални.

← Катоден процес



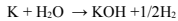
Аноден процес →

Следствия от реда на потенциалите:

-Металите с най-отриц потенциал, притежават най-голяма химична актив и са най-силни. В прир те срещат само в съединено състояние. Металите намиращи се на края на реда с най-+ потенциал са най-слаби редуктори и се срещат в прир в свободно състояние.

-Всеки метал може да измести стоящия след него в реда на потенциалите от неговите съединения.

-Взаим на металите с вода и к-ните.

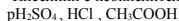


-Метали, които са по близко до Н но са също с отрицателен потенциал могат да изместят Н от водата, но при по висока t : $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

-Електроположителните метали немогат да изместят водора от водата.

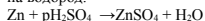
-Взаим на метал с киселините: 2 основни групи.

-Киселини с неокислително действие



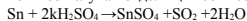
От киселините с окислително действие – концентрираната сярна и азотна киселини имат лабилно свързан кислород.

Елотрият метали взаим с неокислителнодей к-ни с отделяне на водород.



Реакцията няма да протече само когато на повърхността на метала се получи неразтворимо съединение, т.е метала се пасивира.

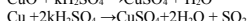
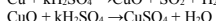
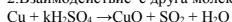
-Елотр метали взаим и с окислително действащите киселини, но в този случай отделяция се Н се окислява до вода.



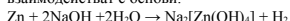
-Елполож метали не взаим с неокислително дейс к-ни. Те взаим с окислително дей к-ни на 2 етапа:

1.Получаване на оксид

2.Взаимодействие с друга молекула киселина

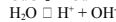


-Някои метали - амфотерни (Zn Al Sn Pb) мога да взаимодействат с основи.



Същността на електролизата -при пропускане на ел ток през воден p -р или стопилка на електродите на електродите се извършват хим реакции за сметка на ел ток.

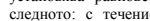
Електролиза на $CuCl_2$:



Ако в този p -р потопим 2 Cu електрода започва изврш на следния процес. Си йони от p -ра бързо се отлагат в/у Си електроди. Си се натоварва $+$, а разтвора се натоварва $-$.Започва се обратен процес, отделяне на йони от метала към p -ра и след кратко време се осъществява динам равновесие и установява равновесния потенциал на Си.Той се x -ра със следното: с течението на времето масата на електрода и състава на електродита остават непроменени. Стой на равн потенциал също остава непром. Ако свържем 2-та електрода с източника на ток то системата от равновесна се превръща в неравн и започват да се извършват електролизни процеси. От източника на ток към катода ($-$ полюс) на електролизната клетка се отправят e^* , които изместват неговия потенциал в – посока с някаква сой ΔE_e .

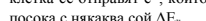
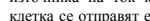
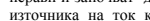
Новия потенциал на катода се нарича потенциален под ток и е по-нисък от Е₀. Той зависи от гол на тока но не се подчинява на у-то на Нернет. Ако гол на тока получи постоянна стой, то и потен Е₀ остава пост и се нарича стационарен потенциал.

На катода се изврши електролизен процес. Същ 2 вида + йони – Си и Н. На катода се неутрализират Си йони съгласно правилото, че на катода се извършва винаги тази реакция, чийто потенц е по +.



В резул на извършващия се процес масата на катода се увелич, а конц на Си йони около него намал.За да протича К процес е необходимо да протича и аноден от анода, който е + зареден.

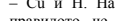
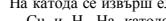
Приетите от анода e^* се отправят към + полюс на изт на ток. Потенц на А се измества с + стой ΔE_a . И в този случай се установява потенциал под ток и стационарен потенциал. На А е възможно протичането на 3 вида реакции по у-та:



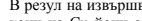
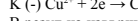
На А протича тази реакция, чийто потенциал е най- “-“ или най-малко +. В случая се извършва реакция 1 при която масата на Си електрод намалява а концентрацията на Си йони около него се улт. Кривите които ни показват завис м/у голем на тока и потенциалът под ток се наричат поляризационни криви.

Ако електролизата се извършва с неразтворими електроди, то тогава при по-малък ток ще се изврши реакция 3. При по-голям ток ще се отдели Cl т.е. реакция 2, защото двете поляризационни криви се прес. За да можем да определим продукт от електролиза е необх да знаем както стой на равновесните потенциали, така и хода на поляризационните криви. Ел-ят ток е едновременно силен редуктор и силен окисл. На К се извършва редукция, а на А окисл.

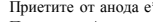
Пример:Електролиза на диатриев сулфат



Към А се отправят Н и Na йони. На К ще се неутрализират Н йони , защото потенц им е много по-+ от този на Na. Н йони които се неутрализират се получават главно от дисоц на Н молекули, намиращи се близо до К. Останалите хидроксилни йони, заедно с Na се натрупват около К и средата около него става основна.



Към анода се отправят хидроксилните и сулфатните йони $A(+)$ $2OH^- - 2e \rightarrow H_2O + 1/2O_2$



Електродната поляризация представлява разликата м/у потенциала под ток E_t и равновесния потенциал E_e . $\Delta E = E_t - E_e$. Електродната поляризация е финк на тока. Ако през системата не тече ел ток тя е $=0$, $\Delta E=0$. Електродната поляризация представлява изменението на потенциала в сравнение с равновесната стойност. Потенциала на катода се измества винаги в отр посока, затова катодната поляризация е отр величина. $\Delta E_c = E_t - E_e < 0$. Потенциала на анода се измества винаги в + посока, затова анодната поляризация е + величина. $\Delta E_a = E_t - E_e > 0$. От химичната кинетика е известно, че когато една реакция се състои от няколко етапа, нейната скорост се определя от най-бавната от тях. Същото правило важи за елхим процеси. Елхим процес е сложна хетерогенна реакция, чиято скорост се определя от нейния най-бавен етап или стадий. Именно на този най-бавен етап се дължи и възникването на електродната поляризация. Ако ни е известна природата на този най-бавен етап, тогава вместо поляризация може да се използва понятието свърхнапрежение. Принципа разлика м/у двете няма. Свърхнапрежението понякога се свързва с участниците в процеса. За да може да се установи природата на най-бавния етап на един елхим процес ще разгледаме електролизата на $CuCl_2$.

Аноден процес : Първия етап на процеса е транспорт на Cl йони от вътрешността на разтвора до повърхността на електрода. 2. отдаване на електрони от Cl йони на анода, разрушаване на хидратната обвивка на йоните и адсорбция на Cl атоми на повърхността на анода. 3. Рекомбинация на Cl атоми и превръщането им в молекула Cl. 4. Отделяне на молекулите Cl от p -ра.

Катоден процес : 1.Транспорт на медните йони от вътрешността на разтвора до повърхността на електрода. 2. приемане на електрони, разрушаване на хидратната обвивка на йоните и адсорбция на медните атоми на повърх на катода. 3. Движение на медните атоми на повърхността на катода до намиране на най-изгодното енергитично място за доизграждане на кристалната решетка.

Колато се получава метално покритие от комплексна сол може да се изврши по 3 схеми. А) $Cu(CN)_2 \rightarrow CuCN + CN^-$

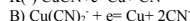
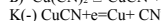
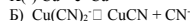
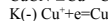
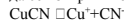


Схема А обяснява получаването на Си покритие в резултат на елдисоциация на Си йон се получава прост Си йон, който се отелектризира на катода. => елдисоциация може да бъде етап на елхим процес. Поради голямата устой на йона, конц на простите Си йони е ми малка => катодната поляризация е голяма, получ покритие е равномерно и ми качествено. Изследвания показват че при тази малка конц на прости Си йони за да се получи покритие трябва да се движат със скорост по-голяма от тази на светлината. За правилна се приема схема В) при която комплексния анион се абсорбира в/у катода, деформираща се и се разпада с отелектризирането на простия меден йон. Има загуба на енергия. В зависимост от вида на най-главния етап различаваме следните видове поляризация 1) Концентрационна поляризация - дифузионно свърхнапрежение (на транспорта); химично свърнапр 2) Активационна поляризация – елхим свърнапр или свърнапр на ел преход; фазово свърнапр

Дифузионно свърнапр (η_d) се наблюдава когато най-бавния етап на процеса е транспорт на йоните от вътр на p -ра до повърх на електрода и обратно. Без да свързваме електродите с източник на ток се получава равновесния потенциал. Ако започне електролизен процес на катода се отделят медните катийони. $K(-) Cu^{2+} + 2e = Cu$. Поради тази причина концентрацията на Си катийони около катода започва да намалява. Тъй като най-бавния етап на процеса е транспорта на йоните от вътреш ... в даден момент тази конц ще стане по-малка от тази конц в целия p -р. В следствие на това потенциала се измества в – посока т.е. появява се дифузионно свърнапр. На анода се извършва разтваряне на медния електрод $A(+)$ $Cu - 2e = Cu^{2+}$ при което конц на медните катийони около него нараства. Понеже най-важният етап е транспорта в дад момент тази конц става по-голяма от конц на медните йони в p -ра. Потенциала се измества в + посока, т.е. появява се дифузионно свърнапр. Химично свърнапр (η_a) се появява когато най-бавния етап на елхим процес е чисто хим реакция, която не зависи от степента на електродния потенциал – например електродитната дисоциация.

Елхим свърнапр (η) Наблюдава се когато най-бавния етап на процеса е преминаването на електрон през граничната повърхност метал-електродит. Съпроведено е и с разграждане или изграж на хидратната обвивка на йоните.

Фазово свърнапр (η_f) се наблюдава когато най-бавния етап на процеса е разграждане или изграждане на металната кристална решетка. $\Delta E = \eta_a + \eta_d + \eta_f$

2. Съвместно отделяне на метал и Н* . Различаваме 4 различни случ : 1) При всички плътности на тока потенциалът на метала е по-полож от този на Н. На катода се отделя само метал. Наблюдава се при елполож метали. Плътността на тока се нарича голем на тока за единица повърхност. Измерва се в A/dm^2 или A/cm^2 2) граничен случай : При всички плътности на тока потенц на метала е по-отр от този на H_2 , на катода се отделя само H_2 това се наблюдава при алкалните и алкалоземните метали K, Na, Al. 3) Поляризационните криви на метала и Н са разположени близо една до друга. При ниска плътност се отделя метал, а при по-голяма започва отделяне и на Н. 4) Поляризационните криви се пресичат и се отделят еквивалентни кол метал и водород, при по-ниска плътност на тока се отделя предимно метал, а при-по висока предимно Н.

9.Поляризационни явления при електролиза. Видове поляризация. Съвместно отделяне на метал и водород.