|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Э= эквивалент [г/моль] М – мольная масса  В-валентность  =  **Эквивалент оксида**  Э= М — мольная масса оксида, В — валентность  элемента (или кислорода)  n — число атомов этого элемента  (или кислорода) в соединении  **Эквивалент кислоты (основания)**  Эк-ты= Эосн= Эсоли= -  число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл  = = | **Кинетика**  pV=nRT  p=(n/V)\*RT=cRT  υгом =±∆n/∆t\*V=±∆c/∆t [моль/л\*с]  υгетер =±∆n/∆t\*S [моль/cм\*с]  Через ЗДМ  аА + bB = сС + dD υгом=к\*\* (υгом = К )  **Вант-гофф**  **υt2 /υ t1 = kt2 /k t1 = γ υt2= υ t1 \***  lg=(Ea/2.3R)\*(T2-T1/(T1\*T2))  **уравнение Аррениуса**  K=A\*  Ln(kt2 /k t1 )=/R) \* (T2-T1)/(T2\*T1)  lnk=lnA-Еа/RT  Ea=(R\*T1\*T2/(T2-T1))\*ln (kt2 /k t1 ) [кДж/моль]  А — предэкспоненциальный множитель (постоянная величина для данной реакции). A=Z\*P Z — число соударений; Р — стерический множитель, учитывающий ориентацию частиц в реакционном пространстве. Численное значение Р находится в пределах 10-9 – 1.  **К1/К2=Кс=**\*/\*= **υ**прям / **υ**обр  P=cRT, То Кр≠ Кс  Кр=Кс(RT)∆n  Δn- изменение числа молей газообразных веществ в результате реакции  **уравнение изобары**  ΔН= – Q  dlnKp/dT=∆H/RT2 Ln =(1/T1-1/T2) | **Термодинамика**  pV=nRT  p=(n/V)\*RT=cRT  ∆U [кДж/моль]  Q =ΔU+A A=PΔV+A'max  Q=ΔU+PΔV+A max  При **изохорном** процессе А=0 => Q=ΔU  Для **изобарного** процесса Q=(U2+PV2)-(U1+PV1)  H=U+PV Q=ΔН  V = const Q=ΔU ; P = const Q=ΔH=ΔU+PΔV  **уравнения состояния Клапейрона – Менделеева** ΔH=ΔU+ΔnRT  Δ=Σn’ Δ f(конечн)- Σn'' Δ f(исх)  n’, n'' - стехиометрические коэффициенты продуктов реакции и исходных веществ соответственно.  **ур-е Кирхгофа**  Δ= Δ+ Δ(Т-298) –  Δ= Σn’ Δ(конечн)- Σn'' Δ(исх)  **ур-е Больцмана**  **S=kln(W) энтропия (S)**  ΔS=ΔH/T  Δ= Δ+ Δ\*Ln(T/298)  **свободной энергией Гиббса**  Q=ΔU+PΔV+Amax=TΔS  Amax=TΔS-ΔH=(TS2-TS1)-(H2-H1)=(H1-TS1)-(H2-TS2)  H-TS=G [кДж/моль]  ΔG=ΔH-TΔS  Δ=Σn’ Δ f(конечн)- Σn'' Δ f(исх)  ΔGт(реакции)= ΔНт(реакции)-ТΔ Sт(реакции)  ΔGт= -RTlnKp= -2,3RTlgKp  Для процессов, идущих при Т = 298 К,  Δ=-5,7\*lgKp  Для реакций в жидкой фазе (в случае разбавленных растворов) можно использовать соотношение  ΔGт=-RTlnKc  Если ΔGт=0 , то Кр=0, если ΔGт<0, то Кр>1 и прямая реакция практически необратима; если ΔGт>0, то Кр<1 и обратная реакция практически необратима.  **уравнением изобары химической реакции**    Ln(kрt2 /kр t1 )=/R) \* (1/T1-1/T2)  Травновесия= Δ\*10-3**/**(Т**\***Δ) | **Электролиты**  J=I/S – плотность тока [A/м квадратный]  ω=m1/m2 m2=m1+m(растворителя)  m2-масса раствора  m1-масса растворённого вещества  Сm – молярная концентрация  Сm=n/V=m1/(M\*V) [моль/л]  Cн-эквивалентная концентрация (нормальность)  Сн=m1/(Э\*V) [моль-экв/л]  α=N/No – **степень диссоциации** (α<=1)  числа молекул, распавшихся на ионы (N)  общему числу молекул (No)  **коэффициент активности (f)**.  а±= f± \* С±  lgf± =-0,5\*Z2 \*  Z — заряд ионов I — ионная сила раствора электролита, вычисляемая по формуле  I=1/2 \*Σ\*Ci\* Z2i  а±≈ С±  в **сильном** электролите  С± = n α СМ, n — число ионов данного вида, на которые распадается одна молекула.  **слабых** электролитов АmВn ⇆ mА+ + nВ-  Kc=Kд=  *-*концентрации ионов в растворе электролита, моль/л  *-*концентрация недиссоциированных молекул, моль/л.  **закон разбавления Оствальда**:  Kд= (α2 \*СM )/1- α СM — молярная концентрация электролита, моль/л.  Для слабых электролитов (α << 1) это выражение упрощается:  Kд= α2 \*СM  Концентрацию катионов и анионов в **слабом** электролите  С± = α ⋅ СM = моль/л  Kд=  Kд при 298 К равно 1,86⋅10-16.  **константой воды KH20 = 10-14**  **Водородный показатель (рН)**  рН=-LgCH+  **Гидроксильный показатель (рОН)**  **рОН**=-LgCOH- |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Электрохимия**  при P = const  Кр=Кс=Смеn+  Zn – 2e ⇆ Zn2+ — реакция окисления  Сu2+ + 2e ⇆ Cu0 — реакция восстановления.  Для газовых электродов:  H2 – 2e ⇆ 2H+ — реакция окисления;  ½O2 + H2O +2e ⇆ 2ОH- – реакция восстановления  **уравнение Нернста**  Металлические электроды:  Водородный электрод    или -0,059рН  Кислородный электрод  Или  A'=nFε**= -** ΔG  nF — количество прошедшего электричества, Кл  n — число электронов — участников данной электрохимической реакции  A'max=−ΔG°=RT\*lnKp  ε=к - а = +0,34-(-0,76) = 1,1 В  Aм = -∆G  Aм = -∆G= R\*T\*lnKc = 2,3\*R\*T\*lgKc  , где С1 и С2 – молярные концентрации ионов у анода и катода (С1 < C2)  lgKp=(nFε)/(2,3RT)=(n\*ε)/0,059 | **Электролиз**  M=V=kQ=kIt  k — коэффициент пропорциональности, при этом k = m (k = V), если Q = 1 Кл;  K=Э/F=Vэ/F [г/Кл или л/Кл]  1–й и 2–й законы  Фарадея  m=ItЭ/F V=Vэ/F  Вт=mпр /mp =Qпр/Qр  Э= эквивалент [г/моль] М – мольная масса  В-валентность  = |  |  |