МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА

РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования

 «Казанский государственный аграрный университет»

 Кафедра общей химии

**ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

**Часть 1**

Для студентов института механизации и технического сервиса

Казань, 2012

УДК 547

ББК 24.2

Г 77

Составители: доцент, к.х.н. Халиуллина З.М.

 ст. преподаватель, к.х.н. Шаймарданова А.А.

 проф., д.вет.н., Фаизов Т.Х.

 Ахметзянова Р.Р.

Рецензенты: доцент кафедры пищевой биотехнологии КНИТУ, к.х.н. Ржечицкая Л.Э.

доцент кафедры агрохимии и агропочвоведения Казанского ГАУ, к.с./х.н. Муртазина С.Г.

 Практическое пособие утверждено и рекомендовано к печати на заседании кафедры общей химии Казанского ГАУ 30 марта 2012 года

Практическое пособие обсуждено, одобрено и рекомендовано к печати на заседании методической комиссии агрономического факультета Казанского ГАУ 23 апреля 2012 протокол № 10

Методические указания предназначены для студентов 1 курса института механизации и технического сервиса по направлению 280100.62, 110800.62, 051000.62.

Содержат основные разделы неорганической химии. С целью закрепления пройденного материала приведены контрольные вопросы.

УДК 547

ББК 24.2

 Г 77

© Казанский государственный аграрный университет, 2012 г.

**1**. **Основные понятия и законы химии**

 Основой химии является атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярной теории:

**1**.Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. **Молекула** – это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

**2.** Молекулы находятся в постоянном хаотическом движении, называемом тепловым и с повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

**3**. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением и химическими свойствами.

**4**.**Атомом** называется наименьшая частица химического элемента.

 **Химический элемент** – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и электронной оболочкой.

**5.** **Ионами** называются заряженные частицы, состоящие из отдельных атомов или групп химически связанных атомов, имеющих избыток или недостаток электронов. Для атомов элементов–металлов характерно образование положительно заряженных ионов т.е. катионов.

 **Na0  – 1e- = Na+**

 Для атомов элементов-неметаллов характерно образование отрицательно заряженных ионов т.е. анионов.

 **Cl0 + 1e- = Cl-**

 **Атом** – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов (суммарный заряд которых равен нулю).

 Единицей измерения количества вещества является **Моль**.

 **Моль** – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов, эквивалентов и т.д.), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода 12С. Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества (**постоянная Авогадро**) определено с большой точностью; в практических расчетах его принимают равным 6,02 • 1023 моль- 1.

Масса 1 моль вещества называется **молярной массой** (М) и она равна отношению массы этого вещества m к его количеству n.

**M = г/моль; n = ; m = n•M**

Численное значение молярной массы (в г/моль) совпадает с относительной молекулярной, атомной или формульной массой данного вещества.

 **1.1 Основные законы стехиометрии**

 **Стехиометрия** - раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами.

 **Закон сохранения массы** (Ломоносов. Лавуазье).

Общая масса реагентов равна общей массе продуктов реакции. Для уравнения реакции:  **aA+bB=AaBb**

закон сохранения массы можно записать в следующем виде:

 **m(A) + m(B) = m(AaBb)**

или в общем виде:

 =

 **Закон постоянства состава** (Пруст). Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

 **Закон эквивалентных отношений** (Рихтер). Массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов:

**,**

где МA, МB –массы реагирующих веществ;

 ЭА**, Э**В – их химические эквиваленты

**Эквивалент химический** – численно равен массе вещества (в атомных единицах массы), реагирующей с одним ионом Н+ или ОН- в реакциях нейтрализации, с одним электроном в окислительно-восстановительных

реакциях, с 1/n частью металла с валентностью n в комплексонометрии.

где Ч.А.М. – число атомов металла в молекуле соли

 **Закон Авогадро.** В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

**Следствие 1**. При нормальных условиях (Т =273,15 К, Р = 101, 325 кПа)

1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Этот объем называется **молярным объемом газа (Vm).**

**Vm = n = ; V = n**

 **Уравнение Менделеева – Клайперона**



где Р− давление газа, Па: V− его объем, м3

m − масса вещества, г ; М − его молярная масса, г/моль; Т− абсолютная температура, К; R− универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль∙К).

 ***Пример 1.*** Определить молекулярную массу газа, если при нормальных условиях 0,824 г его занимают объем 0,260 л.

*Решение.*  При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Вычислив массу 22,4 л данного газа, мы узнаем его мольную массу.

0,824 г газа занимают объем 0,260 л,

х г - 22,4 л , отсюда *х* = 22,40,824/0,260 = 71,0 г.

Следовательно, молярная масса газа равна 71,0 г/моль, а его молекулярная масса — 71.

***Пример 2*.** Найти массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

*Решение*. Уравнение протекающей реакции:

 H2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2H2O

Молекулярные массы H2SO4 и NaOH соответственно равны 98 и 40; следовательно, их мольные массы составляют 98 и 40 г/моль. Согласно уравнению реакции, 1 моль H2SO4 реагирует с 2 молями NaOH , т.е.

 98 г H2SO4 нейтрализует 80 г NaOH

 х г H2SO4 ⇒ 20 г NaOH

 отсюда

 х = 98 20/80 = 24,5 г

***Пример 3*.** Хлор может быть получен действием серной кислоты на смесь MnO 2 c NaCl. Реакция протекает по уравнению:

 2NaCl + MnO 2 + 3H2SO4 =2NaHSO4 + MnSO4 + Cl2 + 2H2O

Какой объем хлора (условия нормальные) можно получить из 100 г хлорида натрия?

*Решение*. Согласно уравнению реакции, из 2 молей NaCl получается 1 моль Cl2.

Рассчитав массу 2 молей NaCl (117 г), составляем пропорцию:

 117 г NaCl дают 22,4 л Cl2.

100 г NaCl х л Cl2.

Следовательно:

х = 22,4 ∙ 100/117 = 10,15 л

**Контрольные вопросы**

* 1. Для реакции взяли 10 г металлического кальция и 20 г жидкого брома Br2. Какое вещество осталось в избытке после окончания реакции? Рассчитайте массу этого избытка.
	2. Алюминий массой 10,8 г сплавили с серой массой 22,4 г. Вычислите количество сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.
	3. В состав химического вещества входят кальций (массовая доля 29,4%), сера (23,5%) и кислород (47,1%). Определите формулу этого соединения.
	4. Определите массовые доли элементов в следующих соединениях: а) оксиде лития; б) хлориде кальция; в) гидроксиде натрия; г) сульфате калия; д) серной кислоте.
	5. Вычислить массу азота, содержащегося в 1 кг: а) калийной селитры KNO3 ; б) аммиачной селитры NH4 NO3 ; в) аммофоса (NH4 )2 HPO4.
	6. К раствору, содержащему 6,8 г AlCl3  прилили раствор, содержащий 5,0 г KOH. Найти массу образовавшегося осадка.
	7. Карбонат кальция разлагается при нагревании на оксид кальция и углекислый газ. Какая масса природного известняка, содержащего 90% (масс.) CaCO3 , потребуется для получения 7,0 т негашеной извести?
	8. Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?
	9. Сколько граммов осадка сульфата бария образуется при сливании растворов, содержащих 20,8 г хлорида бария и 8,0 г сульфата натрия?
	10. 3,17 г хлора занимают объем равный 1 л (при н.у.) Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.
	11. Какой объем займет при температуре 170С и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

**2. Простые и сложные вещества.**

**Основные классы неорганических соединений.**

Все вещества делят на простые и сложные.

**Простыми** называют вещества, образованные атомами одного элемента, например, водород Н2, азот N2, железо Fe и т.д. Простые вещества делятся на металлы (Na, Ca, Cu и т.д.) и неметаллы (S, H, P, O, N, Cl и т.д.) Деление на металлы и неметаллы условно.

**Сложные** вещества состоят из нескольких химических элементов, например, вода Н2О –из двух элементов (водорода и кислорода), серная кислота H2SO4 – из трех (водорода, серы и кислорода).

вещества

простые

сложные

неметаллы

неорганические

органические

металлы

Неорганические соединения могут классифицироваться как по составу, так и по свойствам (функциональным признакам). По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных функций, выполняемых ими в химических реакциях.

Сложные неорганические соединения

оксиды

гидроксиды

Бескислородные кислоты

соли

основания

Амфотерные

Кислородсодержащие кислоты

**Оксиды** – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2. Существуют соединения с кислородом – *п****ероксиды***, где степень окисления кислорода -1.Характерной особенностью строения этих соединений является наличие в их структуре двух связанных между собой атомов кислорода («кислородный мостик»): -О-О- (например, Na2О2, CaО2). Н2О-2 – оксид водорода, Н2О2-1 – пероксид водорода.

Названия оксидов состоят из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже (с указанием в скобках степени окисления элемента римскими цифрами).

*Пример*: CuO – оксид меди (II), Cu2O – оксид меди (I), NO2 – оксид азота (IV), N2O5 – оксид азота (V).

Оксиды подразделяют на *несолеобразующие*  и *солеобразующие.*

***Несолеобразующие***  (СО, NO, NO2) не взаимодействуют с водными растворами кислот и щелочей с образованием солей.

***Солеобразующие*** оксиды делят на кислотные, основные и амфотерные.

**оксиды**

**солеобразующие**

**несолеобразующие**

**кислотные**

**амфотерные**

**основные**

***Кислотными***называют оксиды, которым соответствуют кислоты. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, с образованием соли и воды, или с основными оксидами. Это оксиды, образованные неметаллами или переходными металлами в высоких степенях окисления (CO2, SO2 SO3, P2O5, SiO2, CrO3, Mn2O7).

Кислотные оксиды могут быть получены путем отнятия воды от соответствующих кислот, поэтому их называют также ангидридами кислот.

***Основными*** называют оксиды, которым соответствуют основания. Например, оксиду кальция СаО отвечает основание гидроксид кальция Са(ОН)2; оксиду кадмия СdO — гидроксид кадмия Cd(OH)2. Такие оксиды образуют только активные металлы. Степень окисления металла в основных оксидах не превышает +2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, с образованием соли и воды, или кислотными оксидами.

***Амфотерными*** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. К амфотерным оксидам относятся, например, ZnO, Al2О3, BeO, Cr2О3.SnO, SnО2, PbO.

**Гидроксиды -** вещества, в состав которых входят гидроксильные группы -ОН и которые можно рассматривать как соединенияоксидов с водой. К ним относятся как основания (основные гидроксиды) NaOH, Са(ОН)2 и др., так и кислоты (кислотныегидроксиды) — HNO3, H2SО4 и др., а также вещества, способныепроявлять как кислотные, так и основные свойства (амфотерные гидроксиды). Названия гидроксидов, проявляющих свойства кислот, образуются по правилам установленным для кислот (см.ниже). Названия гидроксидов-оснований и амфотерных гидроксидов образуются из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого, в случае необходимости, римскими цифрами в скобка указывается степень окисления элемента.

*Пример:* LiOH - гидроксид лития, Fe(OH)2 - гидроксид железа (II).

**Основания***.* Согласно теории электролитической диссоциации (раздел 6.1) к ним относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов (ОН-), т. е. основные гидроксиды.

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными или амфотерными оксидами с образованием солей.

*Пример*: КО Н + НС1 = КС1 + Н2О; Ва(ОН)2 + СО2= ВаСО3+ Н2О;

2NaOH + Al2О3 = 2NaA1О2+H2О.

С точки зрения протолитической (протонной) теории основаниями считают вещества, которые могут быть акцепторами протонов, т. е. способны присоединять ион водорода. С этих позиций к основаниям следует относить не только основные гидроксиды, но и некоторые другие вещества, например аммиак, молекула которого может присоединять протон, образуя ион аммония:

NH3 + H+ = NH+ .

Действительно, аммиак, подобно основным гидроксидам, способен реагировать с кислотами с образованием солей:

NH3 + HC1 = NH4C1 .

В зависимости от числа протонов, которые могут присоединяться к основанию различают основания однокислотные (например, LiOH, КОН, NH3), двукислотные (Са(ОН)2, Fe(OH)2) и т. д.

***Амфотерные гидроксиды***способны диссоциировать в водных растворах как по типу кислот (с образованием катионов водорода), так и по типу оснований (с образованием гидроксильных анионов); они могут быть и донорами, и акцепторами протонов. Поэтому амфотерные гидроксиды образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований, а при взаимодействии с основаниями - свойства кислот:

Zn(OH)2 + 2HCl = ZnCl2+2H2О,

Zn(OH)2+2NaOH = Na2 ZnО2 + 2H2О .

К амфотерным гидроксидам относятся, например, Zn(OH)2, А1(ОН)3, Cr(OH)3, Be(OH)2, Pb(OH)2, Sn(OH)2.

**Кислоты.**С позиций теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода (Н+).

С точки зрения протолитической (протонной) теории кислот и оснований кислотами называются вещества, которые могут быть донорами протонов, т. е. способны отдавать ион водорода.

Характерным свойством кислот является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей.

П*ример:* 2HNО3 + Cu(OH)2 = Cu(NО3)2+ 2 Н2О; 2НС1 + СаО = СаС12 + Н2О;

Н2 SО4 + ZnО = Zn SО4 + Н2О .

По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся на *кислородсодержащие* (например, H2SО4, HNO3) и *бескислородные* (например, HBr, Н2S). По числу содержащихся в молекуле кислоты атомов водорода, способных замещаться атомами металла, различают кислоты одноосновные (например, хлороводородная НС1, азотистая кислота HNО2 , двухосновные (сернистая H2SО3, угольная

Н2СО3), трехосновные (ортофосфорная Н3РО4 ) и т. д. Названия кислот производят от элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию элемента (или группы элементов, например, CN — циан) образующего кислоту, добавляют суффикс «о» и слово «водородная кислота»: HF фтороводородная кислота, Н2S — сероводородная кислота, HCN — циановодородная кислота. Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Максимальной степени окисления элемента соответствует суффикс « ... н(ая)» или « . . . ов(ая)». На

*Пример:*  HN +5О3 - азотная кислота, O4 - хлорная кислота, Н2О4 - хромовая кислота). По мере понижения степени окисления суффиксы изменяются в следующей последовательности: « …оват(ая)», « …ист(ая)», «…оватист(ая)».

П*ример:*  О3 - хлорноватая, O2 - хлористая, - хлорноватистая кислоты.

Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс « … ист(ая)»; например, О2— азотистая кислота. Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот содержащих по одному атому данного элемента в молекуле (например НРО3 и Н3РО4), то название кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой «мета», а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода — приставкой «орто» (НРО3 - метафосфорная кислота, Н3РО4- ортофосфорная кислота). Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед ее названием помещается числительная приставка «дву», например: Н4 Р2О7 - двуфосфорная кислота.

**Соли.** Это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH4+) и анионы кислотных остатков.

Соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или как продукты полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками.

При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются ***средние*** *{нормальные)* ***соли****.* Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже, после которого, в случае необходимости, римскими цифрами в скобка указывается степень окисления металла.

*Пример:* NaCl – хлорид натрия, CuSO4 – сульфат меди (II),

Fe(NO3)3- нитрат железа (III).

При неполном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются ***кислые соли***. Такие соли образуются многоосновными кислотами. Кислые соли получаются при взаимодействии кислот с основаниями в случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли, например:

H2SО4 + NaOH = NaHSО4 + H2О

Названия кислых солей образуют так же, как и средних, но добавляют приставку «гидро», указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три и т.д.).

*Пример*: Ва(НСО3)2 - гидрокарбонат бария, LiHS — гидросульфид лития.

При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками образуются ***основные соли***.Основные соли могут быть образованы только многокислотными основаниями. Основные соли образуются в случаях, когда количества кислоты недостаточно для образования средней соли,

*Пример:* Fe(OH)3+H2SО4 = FeOHSО4+ 2 H2О.

Названия основных солей тоже образуют подобно названиям средних солей, но добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп.

*Пример:* FeOHCl — гидроксохлорид железа (II), (NiОH)2SО4 –

Гидроксосульфат никеля (II), A(ОH)2NО3 — дигидроксонитрат алюминия.

Таблица 1

**Названия важнейших кислот и солей**

|  |  |
| --- | --- |
| Кислота | Соль |
| формула | название | анион | название |
| HF | Фтороводородная (плавиковая) |  | Фторид |
| HCl | Хлороводородная (соляная) |  | Хлорид |
| HBr | Бромоводородная |  | Бромид |
| HI | Иодоводородная |  | Иодид |
| H2S | Сероводородная |  | Сульфид |
| H2SO3 | Сернистая |  | Сульфит |
| H2SO4 | Серная |  | Сульфат |
| HNO2 | Азотистая |  | Нитрит |
| HNO3 | Азотная |  | Ниртат |
| H3PO4 | Ортофосфорная |  | Ортофосфат |
| H3AsO4 | Ортомышьяковая |  | Ортоарсенат |
| H3BO3 | Ортоборная |  | Ортоворат |
| H2SiO3 | Кремневая |  | Силикат |
| H2CO3 | Угольная |  | Карбонат |
| H2C2O4 | Щавелевая |  | Оксалат |
| CH3COOH | Уксусная |  | Ацетат |
| HMnO4 | Марганцевая |  | Перманганат |
| HClO4 | Хлорная |  | Хлорат |
| H2CrO4 | Хромовая |  | Хромат |
| H2Cr2O7 | двухромовая |  | дихромат |

**3. Химическая термодинамика**

**Термодинамика** - это наука, изучающая переходы энергии из одной формы в другую, от одних частей системы к другим, а также направление и пределы самопроизвольного протекания процессов.

**Химическая термодинамика** – область химии, изучающая **энергетику** химических процессов, возможности и условия самопроизвольного протекания химических реакции, а также условия установления химических равновесия.

**Термодинамические функции**

В химических процессах наиболее часто используются следующие термодинамические функции состояния системы:

Внутренняя энергия (U); Энтальпия (Н); Энтропия (S);Энергия Гиббса (G).

**Внутренняя энергия** U и её изменение при V=const.

Внутренняя энергия системы (U) –это полная энергия системы, включающая кинетическую энергию всех видов движения молекул, атомов, ядер, электронов и других структурных единиц, а также потенциальную энергию взаимодействия и др., кроме кинетической и потенциальной, энергии всей системы как целого по отношению к другим системам.

Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно. Можно лишь судить об ее изменении(∆U) при переходе из начального состояния 1 (которому соответствует U1) в конечное состояние 2 (которому соответствует U2),:

**Энтальпия** Химические реакции чаще осуществляются а при постоянном давлении *Р (∆Р =* 0, *изобарный процесс).* В подобных случаях для характеристики процесса удобнее пользоваться не внутренней энергией *U,* а энтальпией *Н,* которая определяется соотношением: ***Н = U + PV.***

Энтальпия имеет ту же размерность, что и внутренняя энергия, и выражается в Дж/моль или кДж/моль.

При постоянстве давления ***∆H = ∆U + P∆V***, т. е. изменение энтальпии равно сумме изменения внутренней энергии *(∆U)* и совершенной системой работы расширения *(P∆V).* Энтальпия, как и внутренняя энергия, являясь функцией состояния, зависит от параметров состояния системы, ее природы, физического состояния и количества вещества, а ее изменение (H) определяется только начальным и конечным состоянием системы и записывается в виде:

**∆H =H-H.**

Если при этом никакие другие виды работы не совершаются, то **∆Н = - Qp**,

где *Qp* — *тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении.*

Тепловые эффекты реакций измеряются в Дж/моль или кДж/моль. Реакции называют **экзотермическими** в тех случаях, когда теплота выделяться(∆H<0 или ∆U<0), **эндотермическими** когда поглощается (∆H>0 или ∆U>0). Тепловые эффекты реакций определяются как экспериментально, так и с помощью термохимических расчетов. В расчетах используют не абсолютные значения H и U (т.к. измерить их невозможно), а их изменение(∆H и ∆U) .

Уравнения химических реакций, записанные с указанием их теплового эффекта называют **термохимическими уравнениями**.

*Например:* aA + bB = сС + dD; ∆Нр

Для проведения термохимических расчетов вводят специальные понятия - **энтальпия** (теплота) **образования** и **сгорания** вещества.

***Энтальпией или теплотой образования вещества*** *называют тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, устойчивых при данных условиях.*

Энтальпии (теплоты) образования веществ, отнесенные к стандартному состоянию (p=1атм и Т= 298 К), называются стандартными, обозначаются как ∆H или ∆H. Верхний индекс отмечает стандартное состояние вещества, нижний - стандартную температуру.

В основе термохимических расчётов реакций лежит **закон Гесса: *тепловой эффект реакции (∆Нр) не зависит от пути его протекания, а определяется только природой и физическим состоянием исходных веществ и конечных продуктов.***

Закон Гесса имеет два практически важных следствия. Согласно одному из них: ***тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ****:*

***∆Нр=∑∆Нобр.прод.- ∑∆Нобр.исх.***

с учётом числа молей всех участвующих в реакции веществ.

***Пример 1*.** Вычислить тепловой эффект реакции:

С2Н5ОН(ж)+3О2(г)=2СО2(г)+3Н2О(ж); ∆Н-?

*Решение*: В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции рассчитывается по уравнению:

 ∆Нр=[2∆H0oбр СО2(г)+ 3∆Н0обрН2О(ж)] - [∆H0обрС2Н5ОН(ж)+3∆Н0обрО2(г)].

Используя значения стандартных энтальпий (теплот) образования указанных веществ (см.приложение 1), вычисляем ∆Нр:

∆Нр=[2(-393,5)+3(-285,8)]-[(-276,6) + 3**.** 0]= -1366,9 кДж/моль

***Пример 2*.** Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ∆Н0обрСО2(г)=-393,5 кДж/моль и термохимического уравнения: С(графит)+2N2O(г)=СО2(г)+2N2(г); ∆Н0=-557,5 кДж/моль, вычислите теплоту образованияN2O(г).

*Решение*: В соответствии с законом Гесса:

∆Нр=[∆H0обрСО2(г)+2∆Н0обрN2(г)]-[∆H0обрС(графит)+2∆Н0обрN2O(Г)].

Отсюда: ∆Н0обрN2O(г)=1/2[∆H0обрСО2(Г)+2∆Н0обрN2(Г) - ∆Н0обрС(графит) - ∆Нр] =1/2[ (-393,5) + 2**.**0 – 0 –(-557,5) ]= =+82,0 кДж/моль.

***Теплотой (энтальпией) сгорания вещества является тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля данного вещества до***  ***высших устойчивых оксидов.***

Стандартная теплота (энтальпия) сгорания обозначается как ∆Н0298 сгор. измеряется в кДж/моль.

***Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ и суммой теплот сгорания конечных продуктов:***

***∆Нр= ∑ (∆Н0сгор.) исх. - ∑ (∆Н0сгор.) прод.***

**Энтропия S** и её изменение .

Мерой разупорядоченности или хаотичности системы в термодинамике служит ***энтропия*.**

В изолированных системах самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся увеличением энтропии, S2 > S1 или ***∆***S >0.

Энтропия зависит от всех видов движения частиц, составляющих систему, их количества, числа степеней свободы и возрастает с повышением температуры. Энтропия пропорциональна также массе вещества. Её обычно относят к молю вещества и выражают в Дж/моль∙ К.

Энтропия, отнесённая к стандартной температуре 25 C ( 298 K ) и стандартному давлению (1 атм), называется стандартной ( S0).

***∆***S = S2 - S1

**Энергия Гиббса G** и её изменение при Р- const и T- const.

***энергия Гиббса* (G)** и ***∆***G (***∆*** G = G2 – G1), называемая также изобарно – изотермическим потенциалом, или свободной энергией. Используется для определения направления самопроизвольного протекания химических процессов. В зависимости от знака её изменения возможны три случая

1. **G < 0, реакция термодинамически возможна;**
2. **G > 0, реакция термодинамически невозможна;**
3. **G = 0, термодинамически возможны как прямая, так и обратная реакция.**

Отсутствие изменения энергии Гиббса является термодинамическим условием установления химического равновесия в реакционной системе.

Энергия Гиббса связана с энтальпией, энтропией и температурой:

 ***∆*G = *∆*H – T• *∆* S**

Стандартная энергия Гиббса образования простых веществ условно принимается равной нулю.

**Контрольные вопросы**

Вычислить  реакций (предварительно расставьте коэффициенты, а необходимые для термодинамического расчета данные возьмите из приложения):

3.1. С2Н4 (г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)

3.2. С2Н2(г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)

3.3. С6Н6 (ж) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)

3.4. СН3ОН (ж) + О2(г)→СО2(г) + Н2О (г)

3.5.СН2 О (г) + О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)

3.6. С2Н5ОН (ж)+О2(г) → СО2(г) + Н2О (г)

3.7. Н2S(г) + О2 (г) → SO2 (г) + Н2О (ж)

3.8. Fe2O3 (k) + CO → Fe (k) + CO2 (г)

3.9. Fe2O3 (k) + Н2(г) → Fe (k)  + Н2О(ж)

3.10. Fe2O3 (k) + C (графит) → F e(k)  + CO2 (г)

3.11. HCI(г) + О2 (г) → CI2(г) + Н2О (г)

3.12. NO(г) + О2 (г) → NO2(г)

3.13. NO(г) + NO2(г) → N2O3 (г)

3.14. Ca(ОН)2 (k) + СО2 (г) → CaСО3(k) + Н2О(ж)

3.15. CaО(k) + Н2О(ж) → Ca(ОН)2 (k)

3.16. CaО(k) + P2O5 (k) → Ca3(PО4) 2 (г)

**4.Кинетика и равновесие химических реакций**

**4.1.Химическая кинетика**

Раздел химии изучающий скорость и механизм химических реакций, а также их зависимость от различных факторов (концентрации, температуры, давления и т.д.) называется **химической кинетикой**.

Скорость химической реакции измеряют по изменению концентрации реагирующих (исходных) веществ (Δс) в единицу измерения (Δτ).

**υ = Δс / Δτ**

Закон действующих масс в [кинетической](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B0%D1%8F_%D0%BA%D0%B8%D0%BD%D0%B5%D1%82%D0%B8%D0%BA%D0%B0) форме (основное уравнение кинетики) гласит, что скорость элементарной [химической реакции](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B8%D0%B5_%D1%80%D0%B5%D0%B0%D0%BA%D1%86%D0%B8%D0%B8) пропорциональна произведению [концентраций](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%BE%D0%BD%D1%86%D0%B5%D0%BD%D1%82%D1%80%D0%B0%D1%86%D0%B8%D1%8F_%D1%80%D0%B0%D1%81%D1%82%D0%B2%D0%BE%D1%80%D0%BE%D0%B2) реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Например, для реакции

**аА + bB → dD + eE**

математическое выражение закона:

**υ = k · (CA)a · (CB)b**

где CA и CB – концентрации реагирующих веществ.

k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. При CA**=**CB =1 моль/л **υ** = k. В этом физический смысл константы скорости.

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на 10ºС скорость реакции возрастает примерно в 2-4 раза. Это увеличение скорости называют температурным коэффициентом **γ**.

**υt2 = υt1 · γ(t2-t1)/10**

t1, t2 – начальная и конечная температуры, ºС;

**υ**t1 , **υ**t2, – скорости при температуре t1 и t2  соответственно;

**γ** – температурный коэффициент, варьирующийся от 2 до 4.

***Пример 1*.** Как изменится скорость реакции

2NO(г.) + О2 (г.) = 2NO2 (г.)

если уменьшить объем реакционного сосуда в 3 раза?

Решение. До изменения объема скорость реакции выражалась уравнением:

**υ**1 = k [NO]2 [O2]

Вследствие уменьшения объема концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в три раза. Следовательно, теперь

**υ**2 = k (3[NO])2  (3 [O2]) = 27 [NO]2 [ O2]

Сравнивая выражения для V1  и V2 , находим, что скорость реакции возрастет в 27 раз.

 ***Пример 2*.** Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 ºС ?

*Решение*. Поскольку ∆t= t2 ─ t1 = 55ºС, то = 2,855/10 = 2,85,5

 lg = =5,5 lg2,8 = 5,5∙0,447=2,458

Отсюда = υ= 287. Скорость реакции увеличится в 287 раз.

**4.2. Химическое равновесие**

 Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые. **Необратимыми** реакциями называются такие реакции, которые протекают в одном направлении и идут до конца. К ним относятся реакции, сопровождающиеся выпадением осадка, выделением газа, образованием малодиссоциирующих веществ и т.п. **Обратимыми** называются такиереакции, которые одновременно протекают в двух взаимно-противоположных направлениях.

 Если протекает обратимая реакция

 mА + nВ рС + qD ,

то согласно закону действующих масс

 **КР =**

где Кр  - константа равновесия.

 Смещение равновесия определяется **принципом Ле-Шателье**: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (например, температуру, давление или концентрацию), то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

**Контрольные вопросы**

* 1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO2 по реакции 2NO + O2 2NO2 возросла в 1000 раз.

4.2. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах:

2СО + О2 2СО2; ΔH˚ = - 566 кДж

N2 + O2 2NO; ΔH˚ = + 180,7 кДж

2NO + O2 2NO2; Δ H˚ = - 113,0 кДж

а) при повышении температуры;

б) при повышении давления?

* 1. Константа равновесия реакции 2NO + O2 2NO2 при 494˚ С равна 2,2. В состоянии равновесия СNO = 0,02 моль/л,=0,03 моль/л. Вычислить исходную концентрацию кислорода.
	2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 ºС

**5. Растворы**

**Растворами** называют состоящие из двух или нескольких веществ гомогенные системы, состав которых может изменяться в широких пределах.

Вещество, которое при растворении не меняет своего агрегатного состояния, или входит в состав раствора в преобладающем количестве, называют **растворителем**.

По агрегатному состоянию растворы бывают **газообразные** (газовые смеси, воздух), **жидкие** и **твердые** (сплавы металлов). Наибольшее значение имеют жидкие (водные) растворы.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, выражаемый концентрацией.

Для приблизительного выражения концентрации растворов применяют термины *концентрированный* и *разбавленный* растворы.

***Концентрированный*** раствор содержит такие количества растворенного вещества, которые сравнимы с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 20 г медного купороса (20 и 100 – сравнимые величины). ***Разбавленный*** раствор содержит малое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя. Например, в 100 г воды растворено 0,2 г медного купороса (0,2 г очень мало, по сравнению со 100 г растворителя).

**5.1. Способы выражения концентраций растворов**

Существуют различные способы выражения концентраций. Наиболее употребляемые в химии: массовая доля растворенного вещества, молярная, моляльная, нормальная концентрации.

**Массовая доля растворенного вещества *(процентная концентрация по массе) –*** отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

**ωв = ,** (6.1)

 где - масса растворенного вещества, - масса раствора

ωв – массовая доля растворенного вещества, выражают в долях единицы, или в процентах (для этого умножают на 100%).

**Молярная концентрация** – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

**Сm =**  (6.2)

если х – число молей растворенного вещества в объеме раствора V, тогда nв молей - в 1 литре(1000 мл). Отсюда nв = .

где - число молей растворенного вещества, определяется как , подставляя в уравнение (6.2) получим:

 (6.3)

где - масса растворенного вещества, в (г);- молярная масса растворенного вещества (г/моль); – объем раствора (мл).

**Нормальная концентрация** – Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора

 (6.4)

где Э – эквивалентная масса растворенного вещества (см. раздел 1).

**Контрольные вопросы**

**5.1**. В 150 г воды растворили 10 г NaCl. Рассчитать массовую долю соли в получившемся растворе.

**5.2.** Определите массовую долю растворенного вещества, если в 150 г раствора содержится 30 г соли.

 **5.3.** Раствор, содержит 40 г кислоты, и 160 г воды, определите массовую долю растворенного вещества.

**5.4.** Сколько соли (в граммах) содержится в 700 г 35 %-го раствора.

**5.5.** К 450 г 30 %-го раствора прилили 150 г воды. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

**5.6.** В 15 %-й раствор, содержащий 35 г соли добавили еще 20 г. Выразить в процентах концентрацию получившегося раствора.

**5.7.** Сколько воды надо добавить к 300 г 40 %-го раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 25 %.

**5.8.** Смешали 250 г 10 %-го раствора соли и 450 г 40 %-го раствора. Определить массовую долю полученного раствора.

**5.9.** В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата FeSO4•7H2O. Вычислить массовую долю FeSO4.

**5.10.** Необходимо приготовить 2 л 30%-го раствора аммиачной селитры. Сколько нитрата аммония и воды нужно смешать.

**5.11.** Рассчитать массовую долю спирта (С2Н5ОН) в растворе, содержащем 90 г спирта и 200 г воды.

**5.12.** В 200 мл раствора содержится 12 г сульфата магния. Рассчитайте молярную концентрацию раствора.

**5.13.** Рассчитайте молярную концентрацию раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия и 45 г воды, плотность которого 1,219 г/мл.

**5.14.** Сколько граммов NaOH необходимо взять, для приготовления 0,5 н раствора.

**5.15.** Определите нормальность раствора, в 1 л которого содержится 9,8 г H2SO4.

**5.2. Коллигативные свойства растворов**

1. **Понижение давления пара растворителя над раствором**, **(закон Рауля).** Парциальное давление насыщенного пара над чистым растворителем всегда ниже парциального давления насыщенного пара над раствором:

 ;

Где - парциальное давление насыщенного пара растворителя над раствором; - давление насыщенного пара над чистым растворителем; - мольная доля растворителя; - мольная доля растворенного вещества; – число молей растворителя; - число молей растворенного вещества.

1. **Понижение температуры кристаллизации (замерзания) раствора** **.** Растворы замерзают при температуре ниже температуры замерзания чистого растворителя.

 **;**

 где - криоскопическая постоянная растворителя (Кводы = 1,86); m – масса растворенного вещества (г); М – молярная масса растворенного вещества (г/моль); L- масса растворителя (г).

1. **Повышение температуры кипения раствора .** Растворы кипят при температуре выше температуры кипения чистого растворителя.

;

где Э – эбуллиоскопическая постоянная растворителя (Эводы = 0,52).

1. **Осмотическое давление, P**, кПа.

**;**

где См – молярная концентрация раствора; R – газовая постоянная (8,31 Дж/(моль К); Т –температура (К).

**Контрольные вопросы**

**5.16.** Найдите температуру кипения раствора, содержащего:

1. 14.8 г глюкозы С6Н12О6 в 250 г воды (Эводы = 0,52);
2. 11,5 г глицерина (С3Н8О3) в 200 г воды (Эводы = 0,52);
3. 7,5 г мочевины ((NH2)2CO) в 250 г воды (Эводы = 0,52);
	1. Найдите температуру замерзания раствора, содержащего:
4. 4,67 г сахарозы С12Н22О11 в 100 г воды (Кводы = 1,86);
5. 54 г глюкозы С6Н12О6 в 250 г воды (Кводы = 1,86);
6. 40г этилового спирта (С2Н5ОН) в 60 мл воды (Кводы = 1,86).

**5.18.** Определите молярную концентрацию (См) и осмотическое давление раствора:

16 г сахарозы С12Н22О11 и 350 г воды;

9,2 г глицерина С3Н5(ОН)3 в 1 л воды.

**6.Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей**

**6.1. Электролитическая диссоциация**

Различают электролиты и неэлектролиты. **Электролитами** являются все вещества, способные диссоциировать на положительно и отрицательно заряженные ионы в водном растворе или расплаве, водный раствор которых проводит электрический ток. Химические соединения, имеющие гетерополярное (ионное) строение (например NаCl, KNO3, CаF2 и т.д.) проводят ток также и в расплавленном состоянии. К электролитам относятся неорганические кислоты, основания и соли.

**Неэлектролиты** – вещества, неспособные диссоциировать на положительные и отрицательные ионы при растворении их в воде. Поэтому они не обладают электропроводностью систем ни в растворенном, ни в расплавленном состоянии. К неэлектролитам относятся очень многие органические вещества (спирты, эфиры, кетоны, сахара и т.д.)

 Сущность **теории электролитической диссоциации** можно свести к следующим трем положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные ионы.
2. Под действием электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.
3. Диссоциация – процесс обратимый, поскольку параллельно идет распад молекул на ионы (диссоциация) и объединение ионов в молекулы (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например, уравнение диссоциации молекулы электролита КА на катион К− и анион А+ записывается так:

 **КА ⇆ К+ + А−**

**6.2 Сильные электролиты. Активность ионов**

Электролиты, практически полностью диссоциирующие в водных растворах называют ***сильными электролитами.*** К ним относятся: растворимые соли, гидроксиды щелочных металлов, некоторые кислоты (HCl, HBr, HNO3, H2SO4).

В растворах сильных электролитов концентрация ионов велика, так что силы межионного взаимодействия проявляются даже при малой концентрации электролита. В результате ионы оказываются не вполне свободными в своем движении, и все свойства, зависящие от числа ионов, проявляются слабее, чем следовало ожидать при полной диссоциации электролита на невзаимодействующие между собой ионы. Поэтому наряду с концентрацией ионов, используют ***активность***, т.е. условная (эффективная) концентрация ионов. Активность иона ***a***(моль/л) связана с его молярной концентрацией в растворе См соотношением: ***а = f∙Cм***

где *f* – коэффициент активности иона (безразмерная величина).

**6.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель**

Реакция среды (нейтральная, кислая или щелочная) любого водного раствора электролита определяется соотношением концентраций ионов водорода [H+] и гидроксид иона [ОН−]. Вода относится к очень слабым электролитам – на ионы распадается приблизительно одна из 556∙106 молекул по уравнению:

**Н2О ⇆ Н + + ОН−**

Ион водорода (протон) в воде изолированно существовать не может и присоединяет молекулу воды, образуя ион гидроксония (Н3О+). Для упрощения записи в уравнениях химических реакций указывают ион водорода (Н+). При температуре 25ºС в любом водном растворе электролита выполняется постоянство произведения концентраций протонов водорода и гидроксид – иона:

[H+] ∙ [ОН−] =10−14 ,

 называемого ионным произведением воды .

В случае равновесия:

[H+] = [ОН−] **= 10 −7 моль/л**

Количественно характер среды определяют величиной [H+] или водородным показателем (рН) раствора. Через рН обозначают десятичный логарифм от концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

**рН = −lg[H+]**

Величина рН может принимать значения в интервале от −1 до 14. В нейтральной среде рН=7, в кислой – рН<7; в щелочной среде рН >7.

 Обычно рН в растворах определяют с помощью электронных приборов – ионометров – рН-метров или бумажных индикаторов, которые фиксируют изменение цвета индикатора в зависимости от кислотности или щелочности раствора.

**6.4. Реакции ионного обмена**

Так как электролиты в воде диссоциируют на ионы, то реакции между электролитами в растворе следует рассматривать как процесс взаимодействия соответствующих ионов. Подобные реакции принято записывать в виде ионных уравнений.

Алгоритм написания ионных уравнений:

1. Записать молекулярное уравнение реакции и расставить коэффициенты: Ba(NO3)2 + K2SO4 = BaSO4↓ + 2 KNO3
2. Переписать это уравнение в ионной форме (сильные электролиты в виде ионов, а слабые – в молекулярном виде):

Ba2+ + 2NO3- + 2K+ + SO42- = BaSO4↓ + 2 K+ + 2NO3-

1. Сократить одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения и записать сокращенное ионное уравнение:

Ba2+ + SO42- = BaSO4↓

***Пример 1.*** Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций между следующими веществами: CH3COONa и H2SО4; Na2CО3 и НNО3; HCN и Са(ОН)2; Pb(NО3)2 и К2СrО.

*Решение.* Поскольку СН3СООН, HCN и Н2О — слабые электролиты, а СО2 и РbCrO4 — малорастворимые в воде вещества, искомые уравнения будут иметь следующий вид:

СН3СОО-  + Н+  ⇄ СН3СООН

СО2-3+2Н+ ⇄ CО2↑ + Н2O

HCN + ОН- ⇄ CN- + Н2O

РЬ2+ + СrO2-4  ⇄ РbСrO4 ↓

**Контрольные вопросы**

**6.2.**Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений:

|  |  |
| --- | --- |
| * + 1. Ba(OH)2, HCl, Na2SO4
		2. HNO3, BeSO4, Sn(OH)2
		3. NH4OH, Na2CrO4, HBr
		4. Ba(NO3)2, HMnO4, KOH
		5. H2SeO3, NaF, Cu(NO3)2
		6. Cr(OH)3, MgCl2, H2SO4
		7. H3PO4, ZnCl2, Mg(OH)2
		8. BaCl2, H2SO3, Zn(OH)2
		9. K2SO4, H2CO3, Al(OH)3
		10. H2SiO3, Li2CrO4 Cu(OH)2
		11. NaHSO3, H3AsO4, Bi(NO3)2
		12. Cr(OH)2Br, HNO2, Ni(OH)2
 | * + 1. (NH4)2SO4, H2S, Cr(OH)3
		2. Fe Cl3 , HBr, Ca(OH) 2
		3. H2 SeO3 , ZnSO~~4~~ , NaOH
		4. NH4Cl, HNO3 , Cr Cl3
		5. Fe SO4 , HJ, Ba(OH)2
		6. KOH, Na3 PO4 , HMnO4
		7. HClO3 , LiOH, K2SO3
		8. Fe(OH)2 , HF, Al2(SO4)3
		9. MgSO4, AgOH,(NH4 )2SO3
		10. NH4 NO3 ,Sr(OH)2, NiCl 2
		11. Bi(OH)2 ,KMnO4, CuSO4
		12. K2Cr2O7,Ba(OH)2, NaHSO4
 |

* 1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающие при сливании двух растворов:
		1. Гидроксида калия и нитрата меди (II)
		2. Соляной кислоты и гидроксида бария
		3. Сульфата натрия и нитрата бария
		4. Хлорида натрия и нитрата серебра
		5. Азотной кислоты и гидроксида кальция
		6. Соляной кислоты и карбоната калия
		7. Хлорида бария и серной кислоты
		8. Гидроксида бария и сульфата меди(II)
		9. Хлорида калия и нитрата серебра
		10. Азотной кислоты и гидроксида кальция
		11. Сульфата железа (III) и гидроксида лития
		12. Карбоната калия и соляной кислоты
		13. Хлорида аммония и гидроксида бария

**6.5. Слабые электролиты**

**Константа и степень диссоциации**

При растворении в воде или других растворителях, состоящих из полярных молекул, электролиты подвер­гаются ***электролитической диссоциации****,* т. е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы — катионы и анионы. Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются ***слабыми электролитами****.* В их рас­творах устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации — ионами. Например, в водном растворе уксусной кисло­ты устанавливается равновесие

СН3СООН ⇄ Н+ + СН3СОО-

Константа равновесия (К) называется в данном случае ***константой диссоциации электролита*** и связана с концентрациями соответствующих частиц соотноше­нием:

***Степенью диссоциации*** **α**электролита называется доля его молекул, подвергшихся диссоциации, т. е. отношение числа молекул, распавшихся в данном рас­творе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

 В растворах многоосновных кислот, а также оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, устанавливаются ступенчатые равновесия, отвечающие последовательным стадиям диссоциации. Так, диссоциация ортофосфорной кислоты протекает в три ступени

Н3РО4⇄Н++Н2РО (*К*1=7,5·10-3)

Н2РО⇄Н++НРО (*К*2=6,3·10-8)

НРО ⇄ Н+ +РО (*К*3=1,3·10-12)

Каждой, из которых отвечает определенное значение ступенчатой константы диссоциации. Поскольку *К*1>>*K2>>K3,* то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей стадии степень диссоциации, как правило, резко уменьшается.

* 1. **Гидролиз солей**

При растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс ***гидролиза***— обменного взаимодействия соли с водой, в результате которого образуется слабая кислота или слабое основание.

**1. Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием**, то в результате гидролиза в растворе образуются гидроксид- ионы и он приобретает **щелочную реакцию**, например:

KCN + H2О ⇄ HCN + KOH

CN- +H2О ⇄ HCN + OH-

Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

**2.**При гидролизе **соли**, **образованной** **сильной кислотой слабым основанием**, гидролизу подвергается катион соли; при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает **кислую реакцию**, например:

ZnCl2 + H20 ⇄ Zn(OH)Cl + HCl

Zn2+ + H2О ⇄ ZnOH+ + H+

**3.** При взаимодействии с водой **соли,** **образованной слабой кислотой и слабым основанием**, гидролизу подвергаются **как катион, так и анион соли**; например, при гидролизе ацетата свинца

РЬ(СН3СОО)2 + Н2О ⇄ РЬ(ОН)СН3СОО + СН3СООН

параллельно протекают два процесса:

РЬ2+ + Н2О ⇄ РЬОН+ + Н+

СН3СОО**-** +Н2О ⇄ СН3СООН + ОН-

В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если Ккисл ≈ Косн, то катион и анион гидролизуются в равной степени и **реакция раствора будет нейтральной**; если Ккисл ≥ Косн, то катион соли гидролизуется в большей степени, чем анион, так что концентрация ионов Н+ в растворе будет больше концентрации гидроксид-ионов и реакция раствора будет слабокислой; наконец, если Ккисл < Коснто гидролизу подвергается преимущественно анион соли и реакция раствора будет слабощелочной.

**Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются,** так как в этом случае обратная гидролизу реакция нейтрализации практически необратима, т. е. протекает до конца.

Также **ступенчато протекает гидролиз солей**, образованных слабыми основаниями **многовалентных металлов**. В результате гидролиза по первой ступени образуется основная соль, например:

ZnCl2 + H2O ⇄ ZnOHCl + HCl,

 Zn2+ + H2O ⇄ ZnOH+ + H + .

Вторая ступень гидролиза представляет собой взаимодействие с водой образовавшейся основной соли (или, точнее, образовавшегося гидроксокатиона):

ZnOHCl + H2О ⇄ Zn(OH)2+HCl,

ZnОН+ + Н2О ⇄Zn(OH)2 + Н+ .

В подобных случаях *Кrl* значительно превышает *Kr2* и если не связывать образующиеся ионы Н+, то гидролиз по второй ступени практически не протекает.

Равновесие гидролиза может быть смещено также изменением температуры. Поскольку обратный гидролизу процесс — реакция нейтрализации — протекает с выделением теплоты, то реакция гидролиза представляет собой эндотермический процесс. Поэтому повышение температуры ведет к усилению гидролиза, а понижение температуры — к его ослаблению.

**Контрольные вопросы**

6.4.1.При смешивании растворов гидроксида аммония и карбоната натрия образуются карбонат аммония и СО2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

6.4.2. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергаются гидролизу: K2S или K2SO3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

6.4.3.При смешивании растворов CuSO4 и K2CO3 выпадает синий осадок (CuOH)2CO3 и выделяется СО2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

6.4.4.При смешивании растворов K2S и CrCl3 образуются Cr(OH)3 и H2S. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

6.4.4. Запишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения гидролиза следующих солей и определите реакцию среды:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1. Fe2(SO4)3
2. AlCl3
3. K2CO3
4. Na2SiO3
5. NH4NO3
 | 1. ZnSO4
2. Na2S
3. K2SO3
4. (NH4)2SeO4
5. CH3COONa
 | 1. Na2SiO3
2. Al2(SO4)3
3. Zn(NO3)2
4. K3РО4
5. BaCO3
 |

**6.7. Произведение растворимости и растворимость**

**малорастворимых солей и оснований**

Для насыщенного раствора электролита КnАm, находящегося в равновесии с твердой фазой, будет характерен следующий обратимый процесс:

 После достижения равновесия скорость растворения становится равной скорости обратного процесса – кристаллизации. В состоянии равновесия достигается наибольшая при данной температуре концентрация, называемая **растворимостью** или **концентрацией насыщенного раствора**. Это равновесие может быть описано с помощью закона действующих масс:

 = (8.1)

Учитывая, что активность твердого вещества – постоянная величина, уравнение (8.1) можно переписать в виде:

 (8.2)

Где произведение является постоянной величиной, так как оно равно произведения двух постоянных .

Произведение активностей ионов в насыщенном растворе, находящихся в равновесии с осадком – постоянная величина, которая называется **произведением растворимости** и обозначается **ПР**.

В достаточно разбавленных растворах взаимодействием между ионами можно пренебречь, и считать, что активности ионов равны их концентрациям:

 (8.3)

Например, для ортофосфата кальция произведение растворимости будет равно:

В таблице приведены произведения растворимости некоторых малорастворимых электролитов.

Выведем уравнение, позволяющее рассчитать растворимость по числовому значению произведения растворимости. Для этого концентрации катиона и аниона в насыщенном растворе выразим через растворимость (s) электролита :

(8.4)

 (8.5)

Подставляя выражение (8.4) и (8.5) в уравнение (8.3) получим:

ПР = (ns)n **∙** (ms)m  = nnmnsn+m (8.6)

Отсюда:

 (8.7)

Например, для ортофосфата кальция:

**Контрольные вопросы**

6.5.1. Растворимость карбоната кальция CaCO3 при 18 равна 1,310-4 моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.

6.5.2. Произведение растворимости углекислого кальция равно 1,7 **∙**10-8. Сколько граммов CaCO3 содержится в 1 л насыщенного раствора?

6.5.3. Произведение растворимости сульфата серебра Ag2SO4 равно 710-5. Найдите растворимость соли и выразите в молях на литр и в граммах на литр.

* + 1. Вычислите произведение растворимости Mg(OH)2 если в 1 л насыщенного раствора его содержится 6,410-3 г.
		2. Вычислите произведение растворимости CaSO4 , если 1 л насыщенного раствора его содержит 1,5∙10-2 моля.
1. **Окислительно – восстановительные реакции**

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) –** реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате переноса электронов от одного атома к другому.

**Степень окисления –** формальный заряд атома в молекуле,вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только от ионов.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью − положительные.

Степень окисления − формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.

Например: N2H4 (гидразин) 

степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

**Расчет степени окисления**

 Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1.  Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na0; H20).

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.

3.  Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме гидридов NaH, CaH2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме F2-1O+2 и пероксидов, содержащих группу –O–O–, в которой степень окисления

кислорода -1).

4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

Примеры:

V2+5O5-2;  Na2+1B4+3O7-2;  K+1Cl+7O4-2;  N-3H3+1;  K2+1H+1P+5O4-2;  Na2+1Cr2+6O7-2

## **Окисление, восстановление**

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. **Процесс отдачи электронов - окисление**. При окислении степень окисления повышается:

H20 − 2ē **** 2H+ ; S-2 − 2ē **** S0  ; Al0 − 3ē **** Al+3 ;

Fe+2 − ē **** Fe+3 ; 2Br - − 2ē **** Br20

**Процесс присоединения электронов − восстановление**.При восстановлении степень окисления понижается.

Mn+4 + 2ē **** Mn+2 ; S0 + 2ē **** S-2 ; Сr+6 +3ē **** Cr+3 ;

Cl20 +2ē **** 2Cl- ; O20 + 4ē **** 2O-2

Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают электроны - восстановителями.

**Составление уравнений окислительно-восстановительных**

## **реакций**

**Электронный баланс**- метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем*.*

Уравнение составляется в несколько стадий:

* + 1. Записывают схему реакции.

KMnO4 + HCl **** KCl + MnCl2 + Cl2­ + H2O

1. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.

KMn+7O4 + HCl-1 **** KCl + Mn+2Cl2 + Cl20­ + H2O

1. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.

Mn+7 + 5ē **** Mn+2

2Cl-1 - 2ē **** Cl20

1. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.

|  |  |
| --- | --- |
| Mn+7 + 5ē Mn+2 | 2 |
| 2Cl-1 - 2ē  Cl20 | 5 |

1. Найденные главные коэффициенты переносят в схему реакции:

2Mn+7 + 10Cl-1 **** 2Mn+2 + 5Cl20

6. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

2KMn+7O4 + 16HCl-1 **** 2KCl + 2Mn+2Cl2 + 5Cl20 + 8H2O

**Контрольные вопросы**

* 1. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:
1. +
2. +
3. **Электрохимические процессы**

**Электрохимия** ─ раздел химии, посвященный изучению:

а) явлений возникновения электрического тока в результате окислительно-восстановительных реакций на электродах. Устройства, в которых происходит превращение химической энергии в электрическую называют **химические источники тока (ХИТ)**. Сюда относятся гальванические элементы и аккумуляторы.

б) химических процессов, обуславливаемых действием электрического тока на вещества. Сюда относится обширная область электролиза и гальванотехника.

* 1. **Гальванические элементы**

**Гальванические элементы** – это устройства для прямого преобразования химической энергии заключенных в них реагентов в электрическую. Гальванические элементы – это источники тока, в которых вещества, образовавшиеся в процессе разряда, не могут быть превращены в исходные активные материалы. Поэтому ГЭ – это первичные элементы, или ХИТ одноразового действия.

Гальванический элемент представляет собой замкнутую систему, состоящую из двух гальванических полуэлементов (гальванических пар). Принцип работы ГЭ рассмотрен на примере медно-цинкового гальванического элемента (**элемента Якоби-Даниэля**) (рис.1). На электроде из Zn, который погружён в раствор ZnSO4 ,происходит окисление атомов Zn в ионы Zn2+ .

Электрод, на котором происходит процесс окисления, называется **анодом.**

Zn - 2e = Zn2+

 На медном электроде, погружённом в раствор CuSO4, происходит восстановление ионов Cu2+  в атомы, которые осаждаются на электроде:

Cu2+  + 2e = Cu

Электрод, на котором осуществляется процесс восстановления, называется **катодом.**

Одновременно часть ионов SO42- переходит в раствор через пористую перегородку.

Рис.1 Схема элемента Якоби-Даниэля



Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов.

**8.2. Электродные потенциалы**

Если металлическую пластинку опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются полярными молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате этого в системе устанавливается подвижное равновесие:

 в растворе на металле

где *n* – число электронов, принимающих участие в процессе. На границе металл – жидкость возникает ***двойной электрический слой****,* характеризующийся определенным скачком потенциала – ***электродным потенциалом****.* Абсолютные значения электродных потенциалов измерить не удается. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры и др.). Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях – так называемые стандартные электродные потенциалы (*Е*°). Значения *Е*° некоторых металлов приведены в таблице 2.

***Стандартным электродным потенциалом металла*** называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией (или активностью), равной 1 моль/л, измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 25°С условно принимается равным нулю (*Е*°= 0; Δ*G*° =0).

***Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов (E*°*), получаем так называемый ряд напряжений****.*

**Таблица 2.**

**Стандартные электродные потенциалы (**ΔE**°) некоторых металлов**

**(ряд напряжений)**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Электрод** | **E°, В** | **Электрод** | **E°, В** |
| Li+/Li | -3,045 | Ni2+/Ni | -0,25 |
| Rb+/Rb | -2,925 | Sn2+/Sn | -0,136 |
| K+/K | -2,924 | Pb2+/Pb | -0,127 |
| Cs+/Cs | -2,923 | Fe3+/Fe | -0,037 |
| Ba2+/Ba | -2,90 | 2H+/H2 | -0,000 |
| Ca2+/Ca | -2,87 | Sb3+/Sb | +0,20 |
| Na+/Na | -2,714 | Bi3+/Bi | +0,215 |
| Mg2+/Mg | -2,37 | Cu2+/Cu | +0,34 |
| Al3+/Al | -1,70 | Cu+/Cu | +0,52 |
| Ti2+/Ti | -1,603 | Hg2+2/2Hg | +0,79 |
| Zr4+/Zr | -1,58 | Ag+/Ag | +0,80 |
| Cr2+/Cr | -0,913 | Hg2+/Hg | +0,85 |
| Zn2+/Zn | -0,763 | Pt2+/Pt | +1,19 |
| Cr3+/Cr | -0,74 | Pb4+/Pb2+ | +1,455 |
| Fe2+/Fe | -0,44 | Au3+/Au | +1,50 |
| Cd2+/Cd | -0,403 | Au+/Au | +1,70 |
| Co2+/Co | -0,277 | Co3+/Co 2+ | +1,81 |

***Пример 1.*** Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л, а потенциалы кобальта – в растворе с концентрацией 0,1 моль/л?

Решение. Электродный потенциал метала (E) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

,

где E° – стандартный электродный потенциал; n – число электронов, принимающих участие в процессе; С – концентрация (при точных вычислениях – активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л; E° для никеля и кобальта соответственно равны -0,25 и -0,277 В. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:



Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

 ***Пример 2*.** Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

Решение. Схема данного гальванического элемента

(–) Mg |Mg2+| |Zn2+| Zn (+)

Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки – границу раздела двух жидких фаз – пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал (–2,37 в) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:

Mg0 – 2e– = Mg2+ (1)

Цинк, потенциал которого -0,763 В, – катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:

Zn2++2е– = Zn0 (2)

Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:

Mg + Zn2+ = Mg2+ + Zn

Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных электродных потенциалов двух его электродов:

ЭДС = Ео  Zn2+/Zn -Ео  Mg2+/Mg  =-0,763-(-2,37) = 1,607 В

**8.3.Электрохимические аккумуляторы**

Электрохимические аккумуляторы (ЭА) представляют собой вторичные (перезаряжаемые) химические источники тока, работающие на основе электрохимических систем, в которых материалы, образовавшиеся в процессе разряда, могут быть при заряде превращены в первоначальные активные материалы. В аккумуляторах под действием внешнего источника тока накапливается (аккумулируется) химическая энергия, которая затем переходит в электрическую энергию. Процессы накопления химической энергии получили название заряда аккумулятора, процессы превращения химической энергии в электрическую - разряда аккумулятора. Таким образом, ЭА - это ГЭ, которые можно полностью регенерировать, пропуская через них электрический ток и затрачивая энергию. При заряде аккумулятор работает как электролизер, при разряде - как гальванический элемент. Как и другие ХИТ ЭА обычно соединяют в батареи. Так как в ЭА происходит многократное превращение химической энергии в электрическую и наоборот, токообразующая реакция и процессы на электродах должны быть обратимыми. В табл. 3 даны характеристики важнейших аккумуляторов, которыми располагает современная техника.

**Таблица 3.**

**Характеристики перспективных аккумуляторов**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Аккумулятор | ЭДС, В | Удельная энергия,Вт·ч/кг | Удельная мощность,Вт/кг | Срок службы, число циклов |
| Pb-кислотный | 1,9 – 2,0 | 35 – 50 | 50 – 100 | 250 – 700 |
| Ni-Fe | 1,1 – 1,3 | 40 – 80 | 40 – 140 | до 2000 |
| Ni-Zn | 1,5 – 1,7 | 60 – 70 | 130 | 200 – 500 |
| Ni-Cd | 1,1 – 1,3 | 15 – 35 | 100 – 300 | 500 – 2000 |
| Fe-воздушный | 1,1 | 30 – 40 | 80 | 200 |
| Zn-воздушный | 1,6 | 300 – 1000 | - | 500 – 600 |
| Zn-хлоридный | 1,9 – 2,1 | 80 – 150 | 120 | 400 – 800 |
| Na-сульфидный | 1,8 | 40 – 150 | - | 1000 |
| Li-сульфидный | 1,4 | 40 - 150 | - | 300 |

**Свинцовый аккумулятор.** Самое большое распространение пока получил свинцово-кислотный аккумулятор. Он служит источником тока для стартеров двигателей внутреннего сгорания, для аварийного освещения, радио- и телефонной аппаратуры, используется на подводных аппаратах и станциях и других целей.

Pb-кислотный аккумулятор состоит из свинцового анода и катода в виде свинцовой решетки, набитой оксидом свинца (IV). Электролитом служит серная кислота. При работе ЭА на одном электроде (аноде) протекают реакции, при которых степень окисления свинца меняется от 0 до +2 (разряд) и от +2 до 0 (заряд), а на другом электроде (катоде) степень окисления свинца меняется от +4 до +2 (разряд) и наоборот (заряд).

|  |  |
| --- | --- |
| На аноде:    | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula10.gif |
| На катоде: | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula11.gif |
| Суммарная токообразующая реакция описывается уравнением: | http://www.nirhtu.ru/external/onh/Lections/HIT/Formula12.gif |

Ток, получаемый от свинцового аккумулятора, может быть усилен, если сконструировать катод в виде ряда пластин, которые чередуются с несколькими анодными пластинами (рис.2). Каждый такой ЭА дает напряжение, приблизительно равное 2 В. Батареи, используемые в автомобилях, обычно состоят из шести таких аккумуляторов, соединенных последовательно и дающих напряжение около 12 В.



**Рис. 2 Свинцовые аккумуляторы: а) блок аккумуляторной батареи; б) схема автомобильной батареи.**

Оптимальная концентрация электролита (раствор H2SO4) при работе ЭА составляет от 32 до 41% ( = 1,24-1,31 г/см3). При более низкой концентрации уменьшается электропроводность раствора, при более высокой концентрации увеличивается растворимость PbSO4. При заряде аккумулятора плотность электролита растет. Признаком окончания заряда является «кипение» электролита, так как в этом случае электрическая энергия тратится на электролиз воды, сопровождающийся выделением водорода и кислорода:





 **8.4.Электролиз**

Совокупность ОВР , которые протекают на электродах в растворах или расплавах электролитов при пропускании через них электрического тока, называют электролизом.

На катоде источника тока происходит процесс передачи электронов катионам из раствора или расплава, поэтому катод является «восстановителем». На аноде происходит отдача электронов анионами, поэтому анод является «окислителем».

При электролизе как на аноде, так и на катоде могут происходить конкурирующие процессы.

При проведении электролиза с использованием инертного (нерасходуемого) анода (например, графита или платины), как правило, конкурирующими являются два окислительных и восстановительных процесса:

на аноде — окисление анионов и гидроксид-ионов, на катоде — восстановление катионов и ионов водорода.

При проведении электролиза с использованием активного (расходуемого) анода процесс усложняется и конкурирующими реакциями на электродах являются следующие:

на аноде — окисление анионов и гидроксид-ионов, анодное растворение металла — материала анода;

на катоде — восстановление катиона соли и ионов водорода, восстановление катионов металла, полученных при растворении анода.

При выборе наиболее вероятного процесса на аноде и катоде исходят из положения, что протекает та реакция, которая требует наименьшей затраты энергии. При электролизе растворов солей с инертным электродом используют следующие правила.

1. На аноде могут образовываться следующие продукты:

а) при электролизе растворов, содержащих анионы F -, , , ,ОН - выделяется кислород;

б) при окислении галогенид-ионов выделяются свободные галогены ;

в) при окислении анионов органических кислот происходит процесс:

2RCOO - - 2е → R-R + 2СО 2.

2. При электролизе растворов солей, содержащих ионы, расположенные в ряду напряжений левее Аl 3+, на катоде выделяется водород; если ион расположен правее водорода, то выделяется металл.

3. При электролизе растворов солей, содержащих ионы, расположенные между

Аl 3+ и Н + на катоде могут протекать конкурирующие процессы как восстановления катионов, так и выделения водорода.

Рассмотрим в качестве примера электролиз водного раствора хлорида меди на инертных электродах. В растворе находятся ионы Cu 2+ и Cl-, которые под действием электрического тока направляются к соответствующим электродам:

CuCl2→Cu 2++2Cl -

(-) Катод → Cu 2+  + 2e = Cu 0

(+)Анод →2Cl - - 2e = Cl2 ↑

На катоде выделяется металлическая медь, на аноде — газообразный хлор.

Если в рассмотренном примере электролиза раствора СuCl2 в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде, где происходят процессы окисления, вместо разрядки ионов Сl - и выделения хлора протекает окисление анода (меди). В этом случае происходит растворение самого анода, и в виде ионов Сu 2+ он переходит в раствор. Электролиз СuCl2 с растворимым анодом можно записать так:

CuCl2→Cu 2++2Cl - ↓

(-) Катод → Cu 2+  + 2e = Cu 0

(+)Анод → Cu 0  - 2e = Cu 2+

Таким образом, электролиз растворов солей с растворимым анодом сводится к окислению материала анода (его растворению) и сопровождается переносом металла с анода на катод. Это свойство широко используется при рафинировании (очистке) металлов от загрязнений.

Для получения высокоактивных металлов (калия, алюминия и др.), легко вступающих во взаимодействие с водой, применяют электролиз расплава солей или оксидов, *например* Al2O3↓расплав

катод (-) 2Al 3+ + 6e = 2Al 0

 анод (+) (С – графит) 3O 2- - 6e = 3/2O2

 2C + O 2 = 2CO

CO + O 2 = 2CO2

При электролизе водного раствора соли активного металла кислородсодержащей кислоты (например, КNО3) ни катионы металла, ни ионы кислотного остатка не разряжаются. На катоде выделяется водород, а на аноде — кислород, и электролиз раствора нитрата калия сводится к электролитическому разложению воды.

Отметим, что электролиз растворов электролитов проводить энергетически выгоднее, чем расплавов, так как электролиты плавятся при очень высоких температурах.

***Пример 1***. Электролиз раствора с нерастворимым электродом.

Катод Анод

 *e*

если катодное и анодное пространство не разделены перегородкой, то:

2 H2O 2 Н2↑ + О2↑

***Пример 2.*** Электролиз раствора

Электроды из меди

Катод (Cu) Анод: e

e

***Пример 3*.** Электролиз раствора c электродами

**Закон Фарадея**

Это количественный закон электролиза

m- масса вещества. которые выделяются на электродах (г)

n- число электронов, которыми обмениваются окислитель и восстановитель

I - сила тока (А)

М- молярная масса вещества, которая выделяется на электроде

F- постоянная Фарадея 96485

t- время (сек)

***Пример 1****:* Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO4 в течение 1 ч при силе тока 4 А.

*Решение*: Эквивалентная масса меди в CuSO4 равна = , подставляя в уравнение Фарадея значения Э = 32, I = 4 А, t = 6060 = 3600 с, получим

 = 4,77 г.

**Контрольные вопросы**

* 1. Электролиз раствора K2SO4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ.
	2. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора Na2SO4 при силе тока 7 А в течение 5 ч.
	3. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего из катода выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.
	4. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.
	5. При электролизе AgNO3 масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?

8.6. Напишите уравнения электродных реакций на катоде и аноде и вычислите ЭДС гальванических элементов при 25 которых указаны концентрации ионов металла в растворах:

1.
2.
3.
4.
5.
6.
7.
8.
9.
10.
11.
12.
13.
14.
15.
16.
17.
18.
19. 1. Каковы катодные и анодные процессы (угольный анод) при электролизе водного раствора, содержащего смесь солей:
20.

**Порядок работы в химической лаборатории**

Студенты допускаются к работе в лаборатории общего практикума только после инструктажа по технике безопасности и получения зачета по правилам работы в химической лаборатории и техники безопасности.

Студенты обязаны расписаться в журнале в том, что они ознакомлены с правилами техники безопасности работ и обязуются их выполнять.

**Правила безопасности при работе студентов в химической лаборатории**

1. Перед началом лабораторной работы необходимо внимательно ознакомиться с заданием, оборудованием, реактивами и правилами безопасности при выполнении данного задания.

2. Химические реакции проводят с таким количеством реагентов указанной концентрации и в тех приборах и посуде, которые указаны в руководстве. При этом необходимо решить вопрос о том (если это не указано в руководстве), где следует проводить опыт: на лабораторном столе или в вытяжном шкафу.

3. На лабораторном столе выполняются опыты, которые не представляют опасности для работающего.

4. В вытяжном шкафу выполняются все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, с концентрированными кислотами и щелочами. Эти вещества должны находиться в вытяжном шкафу и выносить их на лабораторные столы запрещается.

5. Разбавление концентрированных кислот производится в вытяжном шкафу в тонкостенной химической посуде, при этом кислота вливается в воду небольшими порциями и при перемешивании особую осторожность нужно соблюдать при разбавлении серной кислоты (сильный разогрев!).

6. При работе с электроприборами (электрические плитки, муфельные печи, сушильные шкафы и др.) нужно обращать внимание на их исправность, правильную изоляцию контактов, заземление. Нельзя использовать приборы с оголенными контактами, неисправными вилками и т.п.

7. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.

8. При проведении опытов нельзя отвлекаться от основной работы и оставлять приборы без наблюдения.

9. Запрещается исследовать запах газа, выделяющегося при реакции, непосредственно из реакционного сосуда. Нужно осторожно движением руки направить на себя воздух с примесью этого газа.

**Правила пользования реактивами, посудой**

1. Если необходимо провести пробирочную реакцию с растворами веществ, то при помощи пипетки отбирается небольшое количество раствора и вводится в пробирку. При этом нельзя глубоко опускать пипетку в пробирку и касаться стенок пробирки кончиком пипетки.

Если в руководстве не указаны количества веществ, необходимых для выполнения опыта, то брать их нужно в малом количестве (1/6 объема пробирки). Если раствора окажется в пробирке больше, чем нужно, то обратно в склянку этот раствор выливать нельзя.

2. При работе с сухими веществами необходимо брать их специальной ложечкой или шпателем. После использования шпатель тщательно обтереть фильтровальной бумагой и только тогда можно брать другую порцию реактива.

Если в руководстве не указано количество сухого вещества, то брать его нужно в малом количестве (должно быть закрыто дно пробирки). Если сухого реактива оказалось в избытке, то обратно в склянку высыпать реактив нельзя!

3. При нагревании раствора, содержащегося в пробирке, необходимо соблюдать следующие правила: пробирка вносится в пламя при помощи специального держателя; отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и от других работающих рядом сотрудников; необходимо производить легкое перемешивание жидкости в пробирке.

4. При нагревании сухого вещества, содержащегося в пробирке, также соблюдается указанные правила.

5. Растворы, осадки, содержащие соединения серебра и других редких металлов, нельзя выливать в канализацию, а нужно сливать в специальные сосуды для сбора остатков этих солей.

6. Остатки крепких кислот выливают в специальные банки для слива..

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

8. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место.

**Оказание первой помощи в лаборатории при несчастных случаях**

При несоблюдении правил техники безопасности в лаборатории возможны следующие поражения: легкое отравление хлором, окисью углерода и др. легкие ожоги от нагревательных приборов, порезы стеклом, поражения концентрированных кислотами и щелочами.

Во всех случаях поражения необходимо немедленно обратиться к преподавателю или лаборанту, у которых есть телефон и аптечка.

1. При порезах стеклом нужно удалить осколки из ранки, смазать ее йодом и перевязать.

2. При ожоге рук или лица серной кислотой необходимо быстро смыть кислоту большим количеством воды, а затем 10%-ым раствором соды.

3. Попавшую на лицо или руки щелочь нужно смыть большим количеством воды (пока кожа не перестанет быть скользкой). Затем промывают раствором уксусной кислоты.

4. При отравлении хлором, сероводородом и др. немедленно вывести пострадавшего на чистый воздух.

5. При ожогах глаз концентрированными кислотами нужно тщательно промыть глаза большим количеством воды, затем 2% раствором NaHCO (питьевая сода). Затем немедленно обратиться к врачу.

6. При ожогах глаз крепкими щелочами: NaOH, KOH, NHОH нужно после тщательного промывания глаз водой промыть их слабой кислотой (2% раствором борной или уксусной кислоты). Необходимо срочно обратиться к врачу.

Все лабораторные работы проводятся под контролем преподавателя или лаборанта.

**Лабораторная работа № 1**

Электролитическая диссоциация

Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) Образование малорастворимых веществ. В три пробирки внесите по 2-3 капли следующих растворов: в первую - хлорида железа FeCl3, во вторую - силиката натрия Na2SiО3, в третью - разбавленной серной кислоты H2SО4. Добавьте в них по такому же количеству растворов: в первую пробирку - едкого натра, во вторую - соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения протекаю­щих реакций, направленных в сторону образования малораствори­мых веществ.

б) Образование слабых кислот и оснований. В две пробирки внесите по 5-7 капель: в первую - раствора ацетата натрия NaCH3COO, во вторую - хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1: 1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону обра­зования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

 в) Реакции нейтрализации. Возьмите в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора щелочи и добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в крас­ный цвет? В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, во вторую - 2 н. раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Чем объясняется исчезно­вение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций нейтра­лизации щелочи соляной и уксусной кислотами.

 г) Образование летучих продуктов реакции. Поместите в две про­бирки по 5—7 капель раствора соды Na2CО3. Проверьте наличие в растворе иона , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок СаСО3? Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

**Лабораторная работа № 2**

**Скорость химических реакций**

**1.Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции**

 В три пробирки налейте 0.1 н. раствор тиосульфата натрия: в первую – 4 мл, во вторую – 8 мл и третью – 12 мл. После этого в первую пробирку добавьте 8 мл, а во вторую – 4 мл дистиллированной воды. Затем в три другие пробирки налейте по 5 мл О.1 н. раствора серной кислоты. Слейте попарно приготовленные растворы, в результате чего произойдет реакция

Na2S2O3 +H2SO4 → Na2SO4 + SO2 + H2O + S (1)

 С помощью секундомера отметьте, через какое время появляется сера в каждой пробирке. Результаты запишите в табл.1

Таблица 1

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Номер опыта | Объем, мл | Время, сек | Условная скорость реакции,  |
| Nа2S2O3  | H2O | H2SO4 | Общий |
| 1 | 4 | 8 | 5 | 17 |  |  |
| 2 | 8 | 4 | 5 | 17 |  |  |
| 3 | 12 | 0 | 5 | 17 |  |  |

Какой вывод можно сделать из полученных данных?

**2.Влияние температуры на скорость химической реакции**

Определите влияние температуры на скорость реакции взаимодействия Na2S2O3  c H2SO4 . Отметьте время появления серы в пробирках. Полученные данные запишите в таблицу.

 Таблица 2

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Номер опыта | Температура,о С | Объем , мл | Время,сек | Условная скорость реакции,  |
| Na2S2O3 | Вода | H2SO4 |
| 1 | Комн. температура | 4 | 8 | 5 |  |  |
| 2 | 30 | 4 | 8 | 5 |  |  |
| 3 | 40 | 4 | 8 | 5 |  |  |

Какие выводы можно сделать относительно влияния температуры на скорость реакции из полученных результатов?

**3.Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость химической реакции**

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на кусочке бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй целиком поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15—20 капель концентрированной соляной кислоты (пл. 1,19 г/см3). Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их. Какой фактор в данном случае влияет на увеличение скорости реакции?

**Лабораторная работа № 3**

**Приготовление растворов с заданной концентрацией**

1. Рассчитать количество вещества и объем воды, необходимый для приготовления следующих растворов:
2. 200 г 15%-го раствора хлорида натрия;
3. 250 г 10%-го раствора карбамида;
4. 350 г 12%-го раствора аммиачной селитры;
5. 400 г 7%-го раствора нитрата натрия.
6. Приготовить раствор.
7. С помощью ареометра измерить плотность раствора.
8. Рассчитать молярную концентрацию раствора.
9. Заполнить таблицу.

Таблица

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Масса вещества, г | Объем воды, мл | Плотность раствора, г/см3 | t,  | Молярная концентрация, моль/л |
|  |  |  |  |  |

**Лабораторная работа № 4**

**1. Определение характера среды растворов с помощью индикаторов**

Для каждого индикатора подготовьте две пробирки: одну с 0,01 н. НCl, другую – с 0.01н раствором NaOH (2 мл). Внесите в каждую пробирку по две капли индикатора. Перемешайте. Запишите цвет, оценку рН в следующую таблицу

Таблица

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| № пары пробирок | Индикатор | Наблюдаемая окраска |
| В сильнокислойсреде (рН ) | В сильнощелочной среде (рН) |
|  |  |  |  |

**2**.**Определение рН исследуемого раствора**. Получите у преподавателя задание (раствор соли, кислоты, основания). Определите рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги, рН- метра . По найденной величине рН (найденной с помощью рН- метра) оцените степень диссоциации электролита.

**Лабораторная работа №5**

**Гидролиз солей**

**1. Образование основных и кислых солей при ступенчатом гидролизе.**

Поместите в чистые пробирки 5-6 капель каждого из предложенных растворов солей, внесите по две капли индикатора и зафиксируйте значения рН. Заполните таблицу и напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза каждой соли по ступеням.

Таблица

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Название соли | Окраска индикаторов | Порядок рН в растворе рН7, рН<7, рН>7 |
| Метиловый оранжевый | Фенолфталеин |
| Ацетат алюминияКарбонат натрияСиликат натрия |  |  |  |

**2.** В две пробирки внесите по 6-8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфида аммония, в другую - раствора карбоната натрия. Наблюдайте в обеих пробирках выпадение осадка гидроксида алюминия, сопровождающееся в первом случае выделением газообразного сероводорода (отметьте запах), во втором - пузырьков диоксида углерода.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия? Почему хлорид алюминия (см. опыт 1) подвергается ступенчатому гидролизу, а сульфид алюминия — полному?

**Лабораторная работа №6**

**Окислительно – восстановительные реакции**

* + 1. **Влияние рН среды на окислительно восстановительный процесс**

В три пробирки внесите 3-4 капли раствора перманганата калия KMnO4. В первую (чтобы получить рН раствора <7) добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты, во вторую (рН раствора >7) добавьте 2-3 капли раствора щелочи, в третьей пробирке (рН 7). Затем в каждую из пробирок внесите по два микрошпателя сульфита натрия Na2SO3  и тщательно размешайте стеклянными палочками до полного растворения кристаллов. Через некоторое время отметьте изменение окраски растворов во всех трех пробирках.Напишите уравнение соответствующих реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Отметить изменение цвета раствора после добавления реактива.

1. KMnO4 + H2SO4 + Na2SO3 → K2SO4 + MnSO4 + Na2SO4 + H2O
2. KMnO4 + KOH + Na2SO3 → K2MnO4 + Na2SO4 + H2O
3. KMn04 + H2O + Na2SO3 → MnO2 ↓ + Na2SO4 + KOH
4. При избытке Na2SO3

K2MnO4 + Na2SO3 + H2O → K2SO4 + MnO2 ↓ + NaOH

* + 1. **Влияние реакций среды на окислительно восстановительный потенциал.** В две пробирки поместите по пять капель хромата калия K2CrO4 (раствор желтого цвета) и внесите по 2-3 капли: в одну – раствора серной кислоты, в другую – раствора щелочи. Изменение окраски раствора в одной из пробирок на оранжевую обусловлено переходом иона , устойчивого в щелочной среде, в ион , устойчивый в кислой среде. В каждую пробирку добавьте по нескольку капель нитрита калия. В обоих ли случаях изменилась окраска раствора? В какой среде произошло изменение окислительного числа хрома от +6 до +3 (зеленая окраска характерна для иона Cr3+). Напишите уравнение соответствующих реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

**Приложение 1**

Произведения растворимости малорастворимых в воде веществ при 25 º С

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | ПР | Вещество | ПР |
| AgBr | 7,7 ·10-13  | CdS | 1 ·10-29 |
| AgCN | 2,0 ·10-12  | Co(OH)2 | 2 ·10-16 |
| AgSCN | 1 ·10-12 | Cu2S | 2,5 ·10-50 |
| AgCl | 1,6 ·10-10  | CuS | 4 ·10-38 |
| Ag2CO3 | 6,2 ·10-12  | FeCO3 | 2,5 ·10-11 |
| Ag2CrO4 | 4,05 ·10-12  | Fe(OH)2 | 4,8 ·10-16 |
| AgI | 1 ·10-16  | Fe(OH)3 | 4 ·10-38 |
| BaCO3 | 8,0 ·10-9 | FeS | 4 ·10-19 |
| BaC2O4 | 1,7 ·10-7  | Hg2Cl2 | 2 ·10-18 |
| BaCrO4 | 2,3 ·10-10  | Mg(OH)2 | 5 ·10-12 |
| BaSO4 | 1,1 ·10-10  | MgS | 2,0 ·10-15 |
| CaCO3 | 4,8 ·10-9 | Mn(OH)2 | 4 ·10-14 |
| CaC2O4 | 2,5 ·10-9 | MnS | 1,4 ·10-15 |
| CaSO4 | 6,1 ·10-5 | NiCO3 | 1,4 ·10-7 |
| Ni(OH)2 | 7 ·10-14 | Sb2S3 | 1,0 ·10-30 |
| PbCO3 | 1,5 ·10-13 | H2SiO3 | 1,0 ·10-10 |
| PbCl2 | 1,7 ·10-5 | SnS | 1 ·10-28 |
| PbCrO4 | 1,7 ·10-13 | SrCO3 | 1,0 ·10-9 |
| PbI2 | 8,7 ·10-9 | SrC2O4 | 5,6 ·10-8 |
| Pb(OH)2 | 2 ·10-16 | SrSO4 | 2,8 ·10-7 |
| PbS | 1 ·10-29 | Zn(OH)2 | 5 ·10-17 |
| PbSO4 | 2 ·10-8 | ZnS | 8 ·10-26 |

**Приложение 2**

Константы диссоциации кислот и оснований

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Соединение | Формула |  |
| Азотистая кислота | HNO2 | 5,1·10-4 |
| Кремневая кислота | H2SiO3 | 2,2· 10-10 (К1)1,6 ·10-12 (К2) |
| Муравьиная кислота | HCOOH | 1,7· 10-4 |
| Сернистая кислота | H2SO3 | 1,3·10-2 (К1)6,3· 10-8 (К2) |
| Сероводородная кислота | H2S | 8,9 ·10-81,3 ·10-13 |
| Синильная кислота  | HCN | 4,9 ·10-10 |
| Угольная кислота | Н2СО3 | 4,5· 10-7 (К1)4,7· 10-11 (К2) |
| Уксусная кислота | CH3COOH | 1,7 ·10-5 |
| Фосфорная кислота (орто) | H3PO4 | 7,6·10-3 6,2·10-84,4·10-13 |
| Щавелеваякислота | H2C2O4 | 5,6·10-2 (К1)5,1·10-5 (К2) |
| Гидроксид аммония | NH4OH | 6,3 ·10-5 |
| Гидроксид бария | Ba(OH)2 | 2,3 ·10-1 |
| Гидроксид кальция | Ca(OH)2 | 4,3·10-2 (К2) |
| Гидроксид магния | Mg(OH)2 | 2,5·10-3 (К2) |
| Гидроксид меди | Cu(OH)2 | 3,4·10-7 (К2) |
| Гидроксид серебра | AgOH | 1,1·10-4  |
| Гидроксид хрома | Cr(OH)3 | 1,02·10-10 (К3) |
| Гидроксид цинка | Zn(OH)2 | 4,0·10-5 (К2) |
| Гидроксид марганца  | Mn(OH)2 | 5,0·10-4 (К2 ) |
| Гидроксид никеля | Ni(OH)2 | 2,5·10-5 (К2 ) |
| Гидроксид железа | Fe(OH)3 | 1,35·10-12 (К3 ) |
| Гидроксид алюминия | Al(OH)3  | 1,38·10-9 (К3 ) |

**Приложение 3**

****

**Приложение 4**

**Стандартные термодинамические потенциалы образования некоторых химических веществ**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещество | Состояние | ∆Н0298, кДж/моль | S0298, Дж/(моль·К) | ∆G0298, кДж/моль |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| C | Графит | 0 | 5,7 | 0 |
| С | Алмаз | 1,9 | 2,4 | 2,9 |
| CH4 | Г | -74,8 | 186,2 | -50,7 |
| C2H2 | Г | 226,0 | 200,8 | 209,2 |
| C2H4 | Г | 52,3 | 219,7 | 68,1 |
| C2H6 | Г | - 85,0 | 229,5 | - 32,9 |
| C6H6 | Ж | 82,9 | 269,2 | 129,7 |
| CH3 COOH | Ж | -484.0 | 160,0 | -389,0 |
| CH3OH | Ж | -239,0 | 126,8 | -166,0 |
| CH2O | Г | -116,0 | 218.0 | -110,0 |
| C2H5OH | Ж | -276,6 | 160,7 | -174,8 |
| CO | Г | -110,5 | 197,5 | -137,1 |
| CO2 | Г | -393,5 | 213,7 | -394,4 |
| CaO | К | -635,5 | 397 | -604,2 |
| Ca(OH)2 | К | -986,6 | 76,1 | -896,8 |
| CaCO3 | К | -1207,0 | 88,7 | -1129,7 |
| Ca3(PO4)2 | К | -4142,0 | 242,0 | -3867,3 |
| Fe | К | 0 | 27,15 | 0 |
| Fe3O4 | К | -1120,9 | 146,4 | -1014,2 |
| FeO | К | -270,0 | 55,2 | -244,3 |
| Fe2O3 | К | -828,2 | 82,4 | -740,3 |
| H2 | Г | 0 | 131,0 | 0 |
| H2O | Г | -241,8 | 188,7 | -228,9 |
| H2O | Ж | -285,8 | 70,1 | -237,3 |
| HCl | Г | -92,3 | 186,8 | -95,1 |
| N2 | Г | 0 | 191,5 | 0 |
| NH3 | Г | -46,2 | 192,6 | -16,7 |
| NO | Г | 90,3 | 210,6 | 88,6 |
| NO2 | Г | 33,5 | 240,2 | 51,5 |
| C6H12O 6 | К | -1275,0 | 212,0 | -911,0 |

**Cтандартные термодинамические потенциалы образования некоторых химических веществ**

Продолжение

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|  | Г | 83,3 | 307,0 | 140,5 |
|  | Г | 82,0 | 219,9 | 104,1 |
|  | Г | 0 | 205,0 | 0 |
|  | Г | -273,1 | 312,1 | -286,2 |
|  | Г | -369,4 | 352,7 | -324,6 |
|  | К | -1492,0 | 114,5 | -1348,8 |
|  | Г | -296,0 | 248,1 | -300,2 |
|  | Г | -395,8 | 256,7 | -371,2 |
|  | Г | -435,9 | 82,6 | -408,0 |
|  | Г | 0 | 222,9 | 0 |
|  | Г | -92,3 | 186,8 | -95,2 |
|  | К | 0 | 32,5 | 0 |
|  | К | -461,1 | 87,9 | -400,9 |

**Список литературы**

1. Коровин Н.В. Курс общей химии/ Коровин Н.В. // Москва, Высш. шк.,- 2003.-557 с.
2. Хомченко Г.П. Неорганическая химия/ Хомченко Г.П., Цитович И.К // Москва, Высш. шк.-1987.- 463 с.
3. Глинка Н.Г. Задачи и упражнения по общей химии/ Глинка Н.Г. // Ленинград, «Химия» - 1985.-262с.
4. Платонов Ф.П. Практикум по неорганической химии / Платонов Ф.П., Дейлова З.Е.//Москва Высш. шк.-1985. – 252с.
5. Практикум по общей химии/ Под редакцией д. х. н. профессора Глебова А.Н., - 5е изд.// Казань, «Экоцентр» - 2006. – 92 с.
6. Князев Д.А. Неорганическая химия. / Князев Д.А., Смарыгин С.Н. //Москва, «Дрофа» - 2005. – 591с.
7. Артеменко А.И. Справочное руководство по химии. / Малеванный В.А., Тикунова И.В. // Москва Высш. шк.-1990. – 303 с.
8. Рабинович В.А. Краткий химический справочник/ Хавин З.Я.// Ленинград «Химия»-1991.-432с.
9. Глинка Н.Л. Общая химия / Глинка Н.Л.// Москва, «Юрайт»,- 2010.- 885с.
10. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в ВУЗы:Учебное пособие – 2е изд.,испр./ Хомченко Г.П.// Москва, «Высшая школа», -1996.-447с.



**Содержание**

**1.Основные понятия и законы химии**……...……………………………............3

* 1. Основные законы стехиометрии……………………………………………4
1. **Простые и сложные вещества.**

Основные классы неорганических соединений…………………………….....6

1. **Химическая термодинамика**………………………..………………………13
2. **Кинетика и равновесие химических реакций**…………….……….…….16
	1. Химическая кинетика…………………………………………………...…16
	2. Химическое равновесие……………………………………………………18
3. **Растворы**…………………………………………………..…………………...19
	1. Способы выражения растворов…………………………………………...19
	2. Коллигативные свойства растворов………………………………………21
4. **Теория электролитической диссоциации и гидролиз солей**……..……...22
	1. Электролитическая диссоциация……………………………………...…..22
	2. Сильные электролиты. Активность ионов……………………………..…23
	3. Ионное произведение воды. Водородный показатель…………………...23
	4. Реакции ионного обмена………………………………………………..…24
	5. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации………….……25
	6. Гидролиз солей………………………………………………………….….26
	7. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых солей и оснований…………………………………………………………………28
5. **Окислительно-восстановительные реакции**……………………..……….30
6. **Электрохимические процессы**…….………………………………………...33
	1. Гальванические элементы…………………………………………………33
	2. Электродные потенциалы…………………………………………………34
	3. Электрохимические аккумуляторы……………………………………….37
	4. Электролиз………………………………………………………………….39

Порядок работы в химической лаборатории……………………………………44

Оказание первой помощи в лаборатории при несчастных случаях………...…46

Лабораторная работа №1…………………………………………………………47

Лабораторная работа №2…………………………………………………………48

Лабораторная работа №3…………………………………………………………49

Лабораторная работа №4…………………………………………………………50

Лабораторная работа №5…………………………………………………………50

Лабораторная работа №6…………………………………………………………51

Приложения……………………………………………………………………..…..52

Список литературы…………………………………………………………………57