**Практические задания по дисциплине Химия с основами биологии**

для групп колледжа: СВ-11к, СВ-12к, СМ-1к; ЭО-1к, ОП-11к, ОП-12к Преподаватель ***Романова Мария Викторовна***

**Практическое занятие № 9**

ТЕМА: Растворы. Электролитическая диссоциация

**Задачи практической работы:**

1. Прочитать теоретический материал (лекция 3.9 – «Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация», в данном файле прочитать п.2).
2. Рассмотреть примеры решения задач п.3 № 1-3
3. Решить задачи п.3 №4,5 (выделены желтым).
4. Ответить на контрольные вопросы п.4 (выделены желтым).

1. Цель работы:

* отработка умений по составлению ионных уравнений реакций и решению расчетных задач на вычисление массовой доли вещества в растворе,
* обобщение, систематизация, углубление и расширение полученных теоретических знаний;
* формирование умений применять полученные теоретические знания на практике;
* выработка при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность;
* развитие познавательных способностей и активности курсантов: творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
* формирование самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации.

2. Общие сведения (краткое содержание выполняемой работы):

Согласно теории электролитической диссоциации при растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы. А если в растворе одновременно присутствуют несколько веществ - электролитов, то образуется несколько катионов и анионов и тогда между противоположно заряженными ионами возможно взаимодействие с образованием новых веществ.

*Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций — ионными уравнениями.*

В соответствии с *правилом Бертолле* реакции обмена протекают до конца только тогда, когда образуются твердое малорастворимое соединение (осадок), легколетучее вещество (газ) или малодиссоциирующее соединение (очень слабый электролит, в том числе и вода).

Реакцию обмена в растворе принято изображать 3 уравнениями:

* молекулярным уравнением
* полным ионным уравнением
* сокращенным ионным уравнением

При написании ионных уравнений следует обязательно руководствоваться таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде, т.е. обязательно проверять растворимость реагентов и продуктов, отмечая это в уравнениях.

В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул.

*В виде ионов* записывают формулы: сильных кислот; сильных оснований; растворимых в воде солей.

*В виде молекул* записывают формулы: воды; слабых кислот; слабых оснований; малорастворимых солей; амфотерных гидроксидов; оксидов; газообразных веществ.

В уравнениях реакций ставят знак ↓, если среди продуктов реакции есть осадок - нерастворимые или малорастворимые вещества. Знак↑показывает газообразные или летучие соединения.

Реакции обмена в водных растворах электролитов могут быть:

1) практически *необратимыми,* т.е. протекать до конца;

2) *обратимыми,* т.е. протекать одновременно в двух противоположных
направлениях.

Рассмотрим примеры реакций ионного обмена, протекающих до конца. 1. *Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок.*

Составим молекулярное и ионные уравнения реакции между нитратом серебра (I) и хлоридом натрия:

AgN03 + NaCl = AgCl + NaN03

Ag+ + NO3- + Na+ + CI- = AgCl↓+ Na+ + N03

Ag+ + CI- = AgCl↓

Эта реакция обмена необратима, потому что один из продуктов уходит из раствора в виде нерастворимого вещества (осадка).

*1. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов).*

2. Составим молекулярное и ионные уравнения реакции нейтрализации между растворами гидроксида калия и азотной кислоты:

NaOH + HNO3 = NaNQ3 + Н20

Na+ + ОН- + Н+ + N03- = Na+ + N03- + Н20

ОН- + Н+ = Н20

В результате реакции нейтрализации ионы водорода и гидроксид-ионы образуют малодиссоциирующие молекулы воды. Процесс нейтрализации идет до конца, т.е. эта реакция необратима.

3. *Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.*

Угольная, сернистая кислоты и гидроксид аммония неустойчивые соединения и распадаются:

H2CO3 → CO2 ↑+ H2O

H2SO3 → SO2 ↑+ H2O

NH4OH → NH3 ↑ *+* Н20

Составим молекулярное и ионные уравнения реакции между растворами гидроксида натрия и хлоридом аммония:

NaOH + NH4CI = NaCl + NH3 ↑ *+* Н20

Na+ + ОН- + NH4+ + CI- = Na+ + CI- + NH3↑ + H20

NH4+ + OH- = NH3↑+ H20

Эта реакция обмена необратима, потому что образуется газ аммиак и малодиссоциирующее вещество - вода.

*Реакции обмена, если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества, являются обратимыми, т.е. до конца не протекают.*

Си(ОН)2 ↓ + 2НС1 ⇔ СиС12+ 2Н20

Си(ОН)2 ↓ + 2Н+ + 2С1- ⇔ Cu2+ + 2Cl- + 2Н20

Си(ОН)2 ↓ + 2Н+ ⇔ Си2+ + 2Н20

Если исходными веществами реакций обмена являются *сильные электролиты,* которые при взаимодействии *не образуют* малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие *реакции не протекают.* При смешивании их растворов *образуется смесь ионов,* которые не соединяются друг с другом. Примером данной реакции может служить реакция между хлоридом натрия и нитратом кальция. Уравнения таких реакций обмена не записывают.

*Таким образом, реакции ионного обмена идут в направлении связывания ионов.*

**Задание:**

**Задача 1*.***Рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе HCN (См = 10-3 М ), если *α* = 4,2∙10-3.

***Решение:***Диссоциация цианистоводородной кислоты протекает по уравнению HCN ↔ H+ + CN**-**; концентрации ионов [H+] и [CN**-**] в растворе равны между собой ( т.к. *ν*Н+ : *ν*СN- = 1:1, где

ν - стехиометрические коэффициенты) т.е. [H+] = [CN**-**] = *α* Cм, моль/л; Тогда [H+] = [CN**-**] = 4,2∙10-3∙ 10-3 = 4,2⋅10-7 моль/л.

**Задача 2.**Рассчитать концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в рстворе NH4OH, концентрацией См= 0,01М, если Кд= 1,8⋅10-5.

***Решение****:* Гидроксид аммония диссоциирует следующим образом:

NH4OH ↔ NH4+ + OH-, константа диссоциации имеет вид

Кд=;

концентрации ионов аммония [NН4+] и гидроксида [OH-] совпадают (*ν* (NH4+) :*ν* (OH-) = 1:1), обозначим их за *х*:

[NH4+] = [OH-] *= х* моль/л, тогда выражение для Кд примет вид

1,8⋅10-5 = *х2*/ 0,01-*х*. Считая, что *х* << См, решаем уравнение

1,8⋅10-5=x2/ 0,01, относительно *х*: *х* = =4,2∙10-4моль/л; [OH-]= 4,2∙10-4 моль/л.

Концентрации ионов водорода и гидроксида связаны через ионное произведение воды К*w*= [H+][OH-] =10-14, выразим концентрацию ионов водорода [H+] = K*w*/[OH-] и рассчитаем её значение:

[H+]=1⋅10-14/4,2⋅10-4 = 2,3⋅10-11моль/л.

**Задача 3.** Определить рН раствора НСl (*α*=1), если См =2∙10-3 М

***Решение:*** Диссоциация соляной кислоты протекает по уравнению

HCl → H+ + Cl-, концентрация ионов водорода [H+] = *α* Cм =1∙2∙10-3 = =2∙10-3 моль/л. Водородный показатель рН = - lg[H+] = - lg2∙10-3 = 2,7.

**Задача 4*.*** Определить молярную концентрацию гидроксида аммония, если рН=11, а Кд=1,8∙10-5.

**Задача 5.** Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами: сульфидом калия и соляной кислотой, гидроксидом меди (II) и азотной кислотой, нитратом свинца (II) и сульфатом калия, карбонатом магния и соляной кислотой, хлоридом железа (III) и нитратом серебра, гидроксидом бария и серной кислотой, гидроксидом натрия и нитратом аммония.

4. Контрольные вопросы:

* Какие реакции называются ионными?
* В каких случаях реакции ионного обмена протекают до конца?
* В каком направлении протекают реакции ионного обмена?
* В каких случаях реакции ионного обмена в растворах электролитов являются необратимыми?
* В каких случаях реакции ионного обмена в растворах электролитов являются обратимыми?
* В каких случаях реакции ионного обмена в растворах электролитов не протекают?
* Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде ионов?
* Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?