Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение

Чувашской Республики

«Чебоксарский экономико-технологический колледж»

Министерства образования и молодежной политики Чувашской Республики

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

**ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**

**ЕН. 01 ХИМИЯ**

специальность

 среднего профессионального образования

**43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

 Разработчик

Шишкина Г.Н., преподаватель

Чебоксары 2022

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка………………………………………………………………………3-4

Правила выполнения и оформления практических работ …………………………………..4

Тематический план практических занятий…………………………………........................... 5

Практическое занятие №1…………………………………………………………………...6-10

Практическое занятие №2………………………………………………………………….10-12

Практическое занятие №3………………………………………………………………….12-15

Приложение…………………………………………………………………………………16-17

Информационное обеспечение………………………………………………………………..18

**ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА**

 В соответствии с Федеральным Государственным Образовательным Стандартом среднего профессионального образования по специальности 43.02.15. Поварское и кондитерское дело студент должен уметь проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции. Реализация этого требования в полной мере обеспечивается при проведении практических занятий. Практическое занятие - это форма учебного занятия, где преподаватель организует детальное рассмотрение студентами отдельных теоретических положений учебной дисциплины и формирует умение и навыки их практического приложения путем индивидуального выполнения студентом в соответствии со сформулированными заданиями.

Расчеты, выполняемые в ходе практической работы, позволяют осмысленно подойти к пониманию важнейших законов химии, показывают важность их изучения при освоении специальностей. Умение пользоваться справочной литературой – важнейшая составляющая работы высококвалифицированного специалиста. Развитие этих умений и навыков в полной мере реализуется также при выполнении практических работ.

В настоящих указаниях представлены практические работы согласно учебному плану. Каждая практическая работа содержит теоретическую часть, практическую часть, примеры решения задач, контрольные вопросы, задачи для самоконтроля.

 Теоретическая часть включает тот минимальный объем материала, который позволит студентам сознательно выполнять практическую работу. Примеры решения типовых задач по данной теме облегчат самостоятельную работу студентов при выполнении практической части и позволят правильно оформить расчетную часть. Практическая часть представляет собой перечень задач, которые используются преподавателем при составлении вариантов задания для каждого студента. Контрольные вопросы и задачи для самоконтроля позволят не только закрепить теоретический материал, полученный на лекции, и отработать технологию решения задач, но и более качественно подготовиться к сдаче экзамена по данному курсу.

При выполнении практических работ студенты имеют право пользоваться справочной литературой и вычислительной техникой.

Практические занятия рассчитаны на 6 часов, описание которых изложено со следующей последовательностью:

• название практической работы;

• цель работы;

• теоретическая часть;

• вопросы для контроля и задачи.

Полученные знания и экспериментальные навыки помогут студенту при изучении других естественнонаучных и специальных дисциплин.

В конце указаний указан список литературы, необходимый для выполнения практических занятий.

**Критерии оценки:**

Оценка знаний, обучающихся производится по пятибалльной системе.

Оценка «отлично» выставляется в случае полного выполнения всего объёма работы, отсутствия ошибок в расчётах при решении задач; грамотного и аккуратного оформления отчёта.

Оценка «хорошо» выставляется в случае полного выполнения всего объёма работы при наличии несущественных ошибок в вычислениях, не повлиявших на общий результат работы (ошибки при округлении чисел).

Оценка «удовлетворительно» выставляется в случае в основном полного выполнения всех разделов работы при наличии ошибок, которые не оказали существенного влияния на окончательный результат, а также за работу, выполненную несвоевременно по неуважительной причине.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется в случае, когда допущены принципиальные ошибки в вычислениях: перепутаны формулы, нарушена последовательность выполнения вычислений, работа выполнена крайне небрежно и т.п.

**Правила выполнения и оформления практических работ**

1. Студент должен выполнить практическую работу в соответствии с полученным заданием.

2. Каждый студент после выполнения работы должен представить отчет о проделанной работе.

3. Отчет о проделанной работе следует выполнять в тетрадях для практических работ.

4. Отчет о проделанной работе должен быть оформлен в соответствии с требованиями к оформлению практических работ.

5. Если студент не выполнил практическую работу или часть работы, то он может выполнить работу во внеурочное время, согласовав с преподавателем.

6. Оценку по практической работе студент получает, с учетом срока выполнения работы, если:

- работа выполнена правильно и в полном объеме;

- студент может пояснить выполнение любого этапа работы;

- отчет выполнен в соответствии с требованиями к выполнению работы.

**ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| № ПЗ | Содержание лабораторных занятий | Норма времени, час |
| 1 | Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций | 2 |
| 2 | Решение задач на расчет энтальпий, энтропий, энергии Гиббса химических реакций. | 2 |
| 3 | Решение задач на определение концентраций растворов, осмотического давления, температуры замерзания и кипения растворов. | 2 |
|  | **Всего**  | **6** |

**Практическое занятие № 1**

**Тема: «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций».**

**Цель:** научиться составлять окислительно-восстановительные реакции, расставлять коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

**Теоретическая часть:**

 Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. Изменение степени окисления связано с перемещением электронов от одних атомов или ионов к другим.

**Степень окисления** - это количественная оценка состояния элемента (атома или иона). Степень окисления элемента может быть положительной, нулевой, отрицательной. Положительная степень окисления определяется числом отданных электронов, отрицательная степень окисления - числом принятых электронов.

**Вещество, атом или ион которого отдает электроны, называется восстановителем**. Процесс отдачи электронов называется **окислением.** При окислении степень окисления восстановителя увеличивается.

**Вещество, атом или ион которого принимает электроны, называется окислителем.** Процесс присоединения электронов называется **восстановлением.** При восстановлении степень окисления окислителя уменьшается.

 **Правила определения степени окисления в химических соединениях:**

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.

 Например, К0; Н20

 2. Степень окисления фтора во всех соединениях равна -1.

 Например, H+1F-1; S+6F6-1.

3. Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна -2 (в пероксидах степень окисления кислорода равна -1).

Например, Н2+1О-2, но Н2+1О2-1.

4. Водород в соединениях имеет степень окисления +1. В гидридах (соединения с металлами) степень окисления водорода -1.

 Например, Н2+1 О-2; N-3H3+1, но К+1Н-1.

5. Степень окисления металлов в соединениях всегда положительна.

6. Степень окисления металлов 1,2,3 групп главных подгрупп равна номеру группы. Например, Al находится в периодической системе элементов в третьей группе главной подгруппе, следовательно, в соединениях степень окисления алюминия равна +3: Al2+3О3-2.

7. Максимальная положительная степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент (исключения: Cu+2; Au+3).

Например, максимальная степень окисления серы в соединениях равна +6, так как сера находится в VI группе периодической системы химических элементов.

8. Минимальная степень окисления элемента равна номеру группы минус восемь. Например: минимальная степень окисления серы в соединениях равна: -2 (6 - 8 = -2)

9. В соединении сумма степеней окисления всех атомов равна нулю. Исходя из приведенных правил, можно определить степень окисления любого атома в соединении по его формуле.

**Составление уравнений реакций окисления – восстановления:**

 Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо знать состав и свойства исходных веществ и состав продуктов реакций. На основании химических формул можно рассчитать степень окисления элементов, установить, какие элементы изменили степень окисления, определить окислитель и восстановитель. Общее число атомов в левой части равенства должно быть равно их числу в правой части, а для этого необходимо подобрать коэффициенты. Один их методов расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях называется методом электронного баланса. **Он основан на том, что общее число электронов, отданное в процессе реакции восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителем.** Подсчет числа отданных и присоединенных электронов ведется с учетом степени окисления атомов элементов.

**Примеры решения задач:**

**Задача 1:** Рассчитать степень окисления серы в сульфате калия (K2SO4).

**Решение:** Вначале записываем степени окисления элементов, имеющих постоянную степень окисления: степень окисления калия равна +1, т.к. калий находится в первой группе главной подгруппе; степень окисления кислорода равна -2.

 K2+1 SO4-2

Так как в соединении два атома калия, то сумма положительных зарядов равна: 2·(+1) = +2. В соединении четыре атома кислорода, значит сумма отрицательных зарядов равна: 4·(-2) = -8. Обозначим неизвестную степень окисления серы – Х. Так как молекула электронейтральна, составляем уравнение:

2·(+1) + Х + 4·(-2) = 0

 + 2 + Х – 8 = 0;

 Х = + 8 – 2 = +6 .

Степень окисления серы в данном соединении равна +6:

K2+1 S+6O4-2.

**Задача 2**: Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

1. **Метод электронного баланса**

 HNO3 + S → NO +H2SO4

**Решение:** Определяем и записываем степень окисления атомов :

 Н+1N+5O3-2 + S0 → N+2O-2 + H2+1S+6O4-2

 Выписываем химические знаки элементов, атомы или ионы которых меняют степень окисления: N+5 → N+2

 S0 → S+6

Находим и записываем, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы:

N+5 + 3е → N+2

 S0 – 6е → S+6

Составляем электронный баланс, учитывая, что электронный обмен является эквивалентным (равноценным). Определим общее число электронов по правилу нахождения наименьшего общего кратного. В данном примере наименьшее общее кратное 6 (наименьшее число, которое делится на 3 и на 6). Находим дополнительные множители: 6:3=2; 6:6=1. Множители 2 и 1 будут, соответственно, коэффициентами перед окислителем и восстановителем, их записывают слева от вертикальной линии:

2 │N+5 + 3е → N+2

1 │S0 – 6е → S+6

В результате ионно-электронное уравнение принимает вид:

2N+5 + 6е → 2N+2

 S0 – 6е → S+6

Найденные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в уравнении реакции:

2HNO3 + S → 2NO +H2SO4

Проверяем, соответствует ли число атомов всех элементов в левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения. В ионно-электронном уравнении подписываем, какие атомы или ионы являются восстановителем и окислителем:

2N+5 + 6е → 2N+2 окислитель, реакция восстановления

 S0 – 6е → S+6 восстановитель, реакция окисления

1. **Метод электронно-ионного баланса.**

Электронно-ионные схемы дают возможность поставить коэффициенты и ионам Н+ и ОН-, и к молекулам Н2О. Электронно-ионные схемы удобно применять для реакций с участием веществ, в которых трудно определить степени окисления элементов, например, KCNS или СН3СН2ОН.

При составлении уравнений **полуреакций** малорастворимые соли, слабые электролиты и газообразные вещества следует писать в молекулярном виде (берутся со степенью окисления **о**). Электронно-ионные схемы составляются различно в зависимости от реакции среды.

*Реакции в среде сильных кислот.* В электронно-ионных полуреакциях рационально применять в случае необходимости ионы водорода и молекул воды. При этом если нужно отнять у соединения атом кислорода, то его связывают в молекулу воды:

ЭОn + 2H+ → ЭОn-1 + H2O

а если нужно добавить атом кислорода, то добавляют молекулу воды, при этом освобождаются два иона Н+:

ЭОn + H2O → ЭОn+1 + 2H+

**Например**, MnSO4 + PbO2 + HNO3 = HMnO4 + Pb(NO3)2 + PbSO4 + H2O

**Решение:** Определяем и записываем степень окисления ионов :

Mn**+2**SO4**-2** + PbO2**0** + H**+**NO3**-** = H**+**MnO4 -+ Pb**+2**(NO3)2**-** + Pb**+2**SO4**-2** + H2O**0**

Составляем электронно-ионный баланс (смотреть выше)

5[PbO20+ 4H+] +2ē =[Pb+2+ 2H2O]+2 окислитель

 2 [Mn+2 +4H2O]+2 -5ē =[MnO4- +8H+]+7 восстановитель

2Mn+2 + 8H2O + 5PbO20 + 20H+  = 5Pb+2 + 10H2O + 2MnO4- +16H+

2Mn+2  + 5PbO20 + 4H+  = 5Pb+2 + 2H2O + 2MnO4-

Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:

2MnSO4 + 5PbO2 + 6HNO3 = 2HMnO4 + 3Pb(NO3)2 + 2PbSO4 + 2H2O

Указываем окислитель и восстановитель

*Реакции в среде сильных оснований*. Если окислительно-восстановительная реакция происходит в среде, содержащей сильное основание, то в ионно-электронных полуреакциях рационально применять в случае необходимости только гидроксид-ионы и молекулы воды.

При этом если нужно отнять у соединения атом кислорода, то добавляют молекулу воды и освобождаются два гидроксид-иона:

ЭОn + H2O → ЭОn-1 + 2(ОH-)

а если нужно добавить атом кислорода то добавляют два гидроксид-иона и получается молекула воды:

ЭОn + 2(ОH-) = ЭОn+1 + H2O

Например, Cr2(SO4)3 + H2O2 + NaOH = Na2CrO4 + Na2SO4 + H2O

**Решение:** Определяем и записываем степень окисления ионов :

Cr2+3(SO4)3 -2 + H2O2 0 + Na + OH - = Na2 +CrO4 - + Na2 +SO4 -2 + H2O0

Составляем электронно-ионный баланс (смотреть выше)

 2 [Cr+3+ 8ОH-]-5-3ē = [CrО4-2 + 4H2O]-2 восстановитель

3 [Н2О2+Н2О]0+2ē = [Н2О + 2ОН-]-2 окислитель

2Cr+3+ 16ОH- + 3Н2О2+3Н2О = 2CrО4-2 + 8Н2О +3Н2О + 6ОН-

2Cr+3+ 10ОH- + 3Н2О2 = 2CrО4-2 + 8Н2О

Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:

Cr2(SO4)3 + 3H2O2 + 10NaOH = 2Na2CrO4 + 3Na2SO4 + 8H2O

Указываем окислитель и восстановитель

*Реакции в среде, не содержащей ни сильных кислот, ни сильных оснований.* Если окислительно-восстановительная реакция происходит в среде, не содержащей ни сильной кислоты, ни сильного основания, то в ионно-электронных схемах в левую часть необходимо добавлять только воду.

При этом если нужно отнять кислород, то добавляют молекулу воды и получают гидроксид-иона:

ЭОn + H2O → ЭОn-1 + 2(ОH-)

а если нужно добавить атом кислорода, то добавляют молекулу воды и получают два иона Н+**:**

ЭОn + H2O → ЭОn+1 + 2H+

В правой части суммарного ионно-молекулярного уравнения не следует оставлять такие ионы, которые друг с другом могут образовать соединения, например Н+ и ОН-

**Например,** Na2SO3 + KMnO4 + H2O = Na2SO4 + MnO2 + KOH

**Решение:** Определяем и записываем степень окисления ионов :

Na2 **+**SO3 **-2**+ K+MnO4  **+**+ H2O**0** = Na2 **+**SO4 **-2**+ MnO2 **0**+ K **+** OH**-**

Составляем электронно-ионный баланс (смотреть выше)

 3 [SO32- + H2O]-2 -2ē = [SO42- + 2H+]0 восстановитель

2[MnO4- + 2H2O]- +3 ē =[ MnO20 + 4OH-]-4 окислитель

3SO32- + 3H2O +2MnO4- + 4H2O = 3SO42-+ 6H+ +2MnO20 + 8OH-

3SO32- + 7H2O +2MnO4- = 3SO42-+ 6H2O +2MnO20 + 2OH-

3SO32- + H2O +2MnO4- = 3SO42-+2MnO20 + 2OH-

Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:

3Na2SO3 + 2KMnO4 + H2O = 3Na2SO4 + 2MnO2 + 2KOH

Указываем окислитель и восстановитель

**Практическая часть:**

**Задание 1.**

 Определите степени окисления каждого элемента в соединениях: **Вариант 1:** NaI; Fe2O3; K2CrO4; нитрат цинка.

**Вариант 2:** CaO; AI2S3; MnSO4; гидроксид железа (III).

**Вариант 3:** PH3; MnO2; KMnO4; сульфат алюминия.

**Задание 2.**

Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Определите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

**Вариант 1:** методом электронного баланса

 а) FeCI3 + H2S → FeCI2 + S + HCI

 б) HCI + MnO2 → MnCI2 + CI2 + H2O

 методом электронно-ионного баланса

 в) HCI + KMnO4 → KCI + MnCI2 + CI2 + H2O

 г) Cr2(SO4)3 + CI2 + NaOH → Na2CrO4 + NaCI + Na2SO4 + H2O

**Вариант 2:** методом электронного баланса

 а) Zn + H2SO4 → ZnSO4 + H2S + H2O

 б) FeCI3 + NaI → NaCI + FeCI2 + I2

 методом электронно-ионного баланса

 в) K2SO3 + KMnO4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + H2O

 г) KCIO3 + FeSO4 + H2SO4 → KCI + Fe2(SO4)3 + H2O

**Вариант 3**: методом электронного баланса

 а) H2SO3 + H2S → S + H2O

 б) Fe(OH)2 + O2 + H2O → Fe(OH)3

 методом электронно-ионного баланса

 в) K2SO3 + KMnO4 + KOH → K2SO4 + K2MnO4 + H2O

 г) H2S + K2Cr2O7 + H2SO4 → S + K2SO4 + Cr2(SO4)3 + H2O

 **Задания для самостоятельного решения:**

1. Какие из веществ: H2S; H2SО4; NH3; H2SО3; KI; KMnО4 – будут проявлять только: а) окислительные свойства; б) восстановительные свойства; в) как восстановительные, так и окислительные свойства и почему?

 2. На каком правиле основан метод электронного баланса при расстановке коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции?

3. Какие из приведенных реакций относятся к окислительно - восстановительным?

А) H2 + Br2 → HBr

Б) NH4CI → NH3 + HCI

В) 4KMnO4 + 4KOH → 4K2MnO4 + O2 + 2H2O

Г) Fe + S → FeS

Д) AI(OH)3 + 3HNO3 → AI(NO3)3 + 3H2O

4. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного- ионного баланса:

 KMnO4 + MnSO4 + H2O → MnO2 + K2SO4 + H2SO4

**Практическое занятие № 2.**

**Тема: «Решение задач на расчет энтальпий, энтропий, энергии Гиббса**

**химических реакций».**

**Цель:** научиться решать задачи на расчет энтальпий, энтропий, энергии Гиббса химических реакций.

**Теоретическая часть:**

  Тепловой эффект (энтальпия) химической реакции находится как разность между суммой теплот образования всех продуктов реакции и суммой теплот образования всех реагирующих веществ в данной реакции с учетом стехиометрических коэффициентов (следствие закона Гесса):

**ΔHх.р. = ΣΔH0 обр. (продуктов) - ΣΔH0 обр. (реагентов)**

Под стандартной теплотой образования (энтальпией образования) понимают тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в устойчивых стандартных состояниях. Обозначается **ΔH0 обр.**

Например, стандартная энтальпия (теплота) образования 1 моль метана из углерода и водорода равна тепловому эффекту реакции:

 С(тв) + 2H2(г) = CH4(г) + 76 кДж/моль. (**ΔH0** СН4(г) = -76 кДж/моль). Энтальпия образования (стандартная теплота образования) простых веществ принимается равной нулю, причем нулевое значение энтальпии образования относится к агрегатному состоянию, устойчивому при T = 298 K. Например, для йода в кристаллическом состоянии **ΔH0** I2(кр.) = 0 кДж/моль, а для жидкого йода **ΔH0** I2(ж.) = 22 кДж/моль. Энтальпии образования простых веществ при стандартных условиях являются их основными энергетическими характеристиками.

S – энтропия, изменение энтропии определяют по формуле

**ΔSх.р. = ΣΔS0 обр. (продуктов) - ΣΔS0 обр. (реагентов)**

**Изобарно-изотермический потенциал**(сокращенно ***изобарный потен­циал****)* или ***энергия Гиббса***и обозначают буквой G:

***G = H - TS***или **∆G = ∆H - T∆S,**

Условием принципиальной возможности самопроизвольного протекания физического или химического процесса при постоянном давлении будет неравенство ∆G<0. Следовательно, в системах, находящихся при постоянных температуре и давлении, самопроизвольно могут протекать только процессы, сопровождающиеся уменьшением изобарно-изотермического потенциала.

**Значения стандартных теплот образования (энтальпий), различных веществ даны в справочной таблице 1.**

 **Примеры решения задач:**

**Задача 1:** Вычислите тепловой эффект реакции горения этилового спирта:

 C2H5OH(ж) + 3O2(г) = 2CO2(г) + 3Н2О(г)

**Решение:**

 ΔHх.р. = (2 ΔH0 обрСО2(г) + 3ΔH0 обр. Н2О(г)) – (ΔH0 обр. С2Н5ОН(ж) + 3ΔH0 обрО2(г)), подставляя значения теплот образования из таблицы 1 и учитывая, что ΔH0 обрО2(г) = 0, получаем:

ΔHх.р. = (2· (-393,6) + 3· (-241,8)) – (-277,7) = -1234,9 (кДж)

**Задача 2:** Процесс спиртового брожения глюкозы протекает по уравнению реакции:

С6Н12О6(кр) = 2С2Н5ОН(ж) + 2СО2(г) ΔHх.р. = - 50,6 кДж

Вычислите стандартную теплоту образования глюкозы.

**Решение:**

ΔH0х.р. = (2 ΔH0 обр. С2Н5ОН(ж) + 2 ΔH0 обрСО2(г) ) - ΔH0 обр. С6Н12О6(кр),

отсюда выводим:

ΔH0 обр. С6Н12О6(кр) = (2 ΔH0 обр.С2Н5ОН(ж) + 2 ΔH0 обрСО2(г) ) - ΔHх.р. = (2·(-277,9) + 2·(-383,6) ) – (- 50,6) = - 555,8 – 767,2 + 50,6 = - 1272,4(кДж)

ΔH0 обр. С6Н12О6(кр) = -1272,4 кДж/моль

**Практическая часть:**

**Задача 1**: Вычислите тепловой эффект реакции, используя данные таблицы 1:

1. 3CuO(кр) + 2NH3(г) = 3Cu(кр) + N2(г) + 3H2O(ж)

2. 2HCI(г) + ½ O2(г) = H2O(г) + CI2(г)

3. 4NH3(г) + 5O2(г) = 4NO(г) + 6H2O(ж)

4. SO2(г) + 2H2S(г) = 3S(кр) + 2H2O(ж)

5. CaCO3(кр) = CaO(кр) + CO2(г)

6. Fe3O4(кр) + CO(г) = 3FeO(кр) + CO2(г)

**Задача 2:**

1. Реакция между хлором и иодидом водорода идет по уравнению:

CI2(г) + 2HI(г) = I2(кр) + 2HCI(г) ΔH0 х.р. = -234,5 кДж

Вычислите стандартную теплоту образования иодоводорода (HI).

1. Реакция горения ацетилена имеет вид:

2С2Н2(г) + 5О2(г) = 4СО2(г) + Н2О(ж) ΔH0 х.р. = -2618 кДж

Вычислите стандартную теплоту образования углекислого газа (CO2).

1. По реакции горения сероводорода:

H2S(г) + 3/2O2(г) = SO2(г) + H2O(ж) ΔH0 х.р. = -518,3 кДж

Вычислите стандартную теплоту образования оксида серы (IV) (SO2).

1. Найдите стандартную теплоту образования оксида углерода (II) (CO), исходя из уравнения реакции:

С(кр) + СО2(г) = 2СО(г) ΔH0 х.р. = +172,5 кДж

1. Вычислите стандартную теплоту образования оксида железа (III) (Fe2O3) по уравнению реакции:

Fe2O3(кр) + 3CO(г) = 2Fe(кр) + 3CO2(г) ΔH0 х.р. = -27 кДж

1. Найдите стандартную теплоту образования оксида азота (II) (NO) по уравнению реакции:

S(кр) + 2NO2(г) = SO2(г) + 2NO(г) ΔH0 х.р. = -183,3 кДж

**Контрольные вопросы:**

1. Что изучает термохимия?

 2. Сформулируйте первый закон термохимии.

3. Что показывает стандартная теплота образования?

4. Как читается закон Гесса?

5. Назовите условия самопроизвольного протекания процессов в изолированной системе.

6. Приведите примеры практического использования знания законов термодинамики в технологии приготовления пищи.

**Задачи для самостоятельного решения:**

1. Процесс окисления глюкозы, который происходит при длительном хранении муки, выражается следующим уравнением:

С6Н12О6(кр) + 6О2(г) = 6СО2(г) + 6Н2О(ж)

Найдите тепловой эффект этой реакции, используя значения теплот образования (таблица 1).

1. При спиртовом брожении 0,1моль глюкозы, происходящем при изготовлении теста, выделяется 5,06 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования спирта, исходя из уравнения реакции:

С6Н12О6(кр) = 2С2Н5ОН(ж) + 2СО2(г)

**Практическое занятие № 3.**

**Тема: «Решение задач на определение концентраций растворов, осмотического давления, температуры замерзания и кипения растворов».**

**Цель:** научиться решать задачи на определение концентраций растворов, осмотического давления, температуры замерзания и кипения растворов.

Существуют различные способы выражения концентрации:

- **Массовая доля растворенного вещества (ω)** - отношение массы растворенного вещества ( г, кг) к массе всего раствора в процентах - показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100г раствора:

ω = $\frac{m вещества}{m раствора}$ ∙100 %;

 mр-ра = Vр-ра ∙ρ р-ра; mр-ра = mв-ва + m растворителя;

 **- Молярная концентрация См или М** (молярность) – показывает количество молей растворенного вещества, содержащихся в 1л раствора:

СM = $\frac{nвещества}{V раствора}$ = $\frac{m вещества}{M вещества ∙V раствора}$;

 Важнейшим свойством разбавленных растворов является осмос – односторонний переход растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией. Сила, обуславливающая осмос, называется осмотическим давлением. Осмотическое давление зависит от концентрации раствора и температуры. Для разбавленных растворов неэлектролитов эта зависимость выражается уравнением Вант – Гоффа: **осмотическое давление прямо пропорционально концентрации раствора и абсолютной температуре:**

 **Pocм = n·R·T/V**

 где V — объем раствора; n — число молей растворенного вещества; R — универсальная газовая постоянная (R = 8,313 · 103 Дж/град моль); Т — абсолютная температура. Так как отношение n/V — представляет собой концентрацию раствора См, выражаемую в моль/л, можно написать:

Pocм = Cм· R·T

Пользуясь уравнением, можно рассчитать осмотическое давление раствора, если известны его концентрация и температура. Зная Рoсм при заданной температуре, можно определить концентрацию растворов.

Зависимость температуры кипения и температуры замерзания растворов от концентрации выражает второй закон Рауля: **понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения растворов прямо пропорционально концентрации растворенного вещества.**

**Δtзам. = Ккр.· С**

где Δtзам — понижение температуры замерзания раствора; Ккр — криоскопическая константа; С — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа замерзания, или криоскопическая константа — величина, характерная для данного растворителя, и представляет собой понижение температуры замерзания, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя. Метод, которым измеряют понижение температуры замерзания растворов, называют **криоскопией**. Он применяется при определении молекулярных масс растворенных веществ по понижению температуры замерзания:

**М = Ккр. · 1000·m / Δtзам. · А**

М – молекулярная масса; А – масса растворителя; m – масса растворенного вещества. Аналогично повышение температуры кипения растворов описывается следующей зависимостью:

**Δtкип. = Кэб.· С**

 Где Δtкип — повышение температуры кипения раствора; Кэб — эбуллиоскопическая константа; С — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа кипения, или эбуллиоскопическая константа, является величиной, также характерной для данного растворителя, и представляет собой повышение температуры кипения, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя. Метод, которым измеряют повышение температуры кипения растворов, называют **эбуллиоскопией**. Он применяется для определения молекулярных масс растворенных веществ, что выражается формулой:

**М = Кэб. · 1000·m / Δtкип. · А**

Знание законов Рауля позволяет, зная понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения растворов, найти молекулярную массу растворенного вещества, и наоборот, зная молекулярную массу растворенного вещества, найти температуру кипения и замерзания.

**Примеры решения задач:**

 **Задача 1:** Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 4г хлорида кальция (СaCI2) в 396 мл воды (ρ= 1 г/мл).

Дано: Решение:

m(СaCI2) = 4г Записываем формулу массовой доли раствора, исходя

V(Н2 О) = 396мл из условия задачи:

---------------------- ω = $\frac{m(СaCI2) }{m раствора}$ ·100%

 ω (р-ра) = ?

Из уравнения следует, что для вычисления массовой доли необходимо знать массу раствора, определяем ее по формуле: m (р-ра) = m(СaCI2) + m(Н2О) = 4г + 396г = 400г, m(Н2 О) = V(Н2 О) · ρ(Н2 О) = 396мл · 1 г/мл = 396г

 Подставляем полученные данные, и данные задачи в уравнение массовой доли раствора:

ω (раствора) = $\frac{4∙100}{400}$=1%

Ответ: массовая доля раствора равна 1%.

 **Задача 2:** Сколько граммов серной кислоты (H2SO4) содержится в 150мл 0,2М раствора?

Дано: Решение:

V(р-ра) = 150мл Записываем исходную формулу для определения

СM = 0,2М молярной концентрации раствора:

 --------------------------

m(Н2 SO4) =? См = $\frac{m(Н2 SO4) }{М(Н2 SO4) · V(р-ра)}$

Из формулы выводим:

m(Н2 SO4) = СM · М(Н2 SO4) · V(р-ра)

Вычисляем молярную массу серной кислоты: М(Н2 SO4) = 1·2 + 32 + 16·4 = 98 (г/моль)

Объем раствора переводим из миллилитров в литры: V(р-ра) = 150мл = 0,15л

Подставляем числовые значения в формулу: m(Н2 SO4) = 0,2·98·0,15 = 2,94(г)

**Ответ:** масса серной кислоты равна 2,94г.

**Задача 3:** Определите осмотическое давление 0,02М раствора глюкозы (C6H12O6) при 250С.

Дано: Решение:

СM = 0,2М Осмотическое давление вычисляем по формуле:

 t = 250С Pocм = Cм· R·T

----------------

Pocм =? Из формулы видно, что для расчета необходимо знать абсолютную температуру: T = t + 273 = 25 + 273 = 298 К;

Универсальная газовая постоянная равна:

**R** = 8,313 · 103 Дж/град моль = 8,313 Дж/град · кмоль.

Подставляем данные задачи в формулу: Pocм = 0,2 · 8,313 · 298 = 1,66 (Па)

Ответ: осмотическое давление раствора равно 1,66 Па.

**Практическая часть:**

1. Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 20г сульфата натрия в 400 мл воды (ρ = 1 г/мл).

2. Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 50г хлорида натрия в 650 мл воды (ρ = 1 г/мл).

3. В 282г воды растворили 18г фосфорной кислоты. Рассчитайте молярность этого раствора (плотность раствора равна 1,03 г/мл).

4. В 33,3г воды растворили 16,7г серной кислоты. Рассчитайте молярность полученного раствора (плотность раствора ρ = 1,28 г/мл).

5. Сколько граммов хлороводорода содержится в 250мл 2М раствора соляной кислоты?

6. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 300мл 0,5М раствора?

7. Вычислите температуру кипения 10%-ного раствора глюкозы в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).

8. Вычислите температуру замерзания 15%-ного раствора сахарозы в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).

9. Определите осмотическое давление 0,05М раствора сахарозы при 250С.

10. Определите осмотическое давление 0,04М раствора глюкозы при 200С.

11. Плотность 26%-ного щелочи (KOH) равна 1,24г/мл. Какова молярность раствора?

12. Вычислите массовую долю нитрата серебра (AgNO3) в 1,4М растворе его, плотность которого равна 1,18г/мл.

**Контрольные вопросы:**

1. Какие способы выражения концентрации раствора вам известны?

2. Что означает запись: 5%-ный раствор поваренной соли?

3. Что показывает молярность раствора?

4. Как концентрация раствора влияет на температуру кипения и температуру замерзания? 5. Что показывают криоскопическая и эбуллиоскопическая константы?

6. На каком свойстве растворов основана технология хранения овощей и фруктов при температуре, равной -10С? 7. Приведите примеры влияния кислотности среды на технологические процессы приготовления пищи.

**Задачи для самостоятельного решения:**

**1.** Столовый уксус представляет собой 6%-ный водный раствор уксусной кислоты. Рассчитайте, сколько граммов кислоты содержится в 120г столового уксуса.

**2.** В простокваше, йогурте, кефире содержится 0,6-1% молочной кислоты, которая обладает противомикробным действием. Рассчитайте молярность молочной кислоты в 200г этих продуктов (плотность растворов примите равной 0,99 г/мл).

**Приложение**

**Таблица 1.**

**Энтальпии образования некоторых веществ при 298 К**

 **(стандартные теплоты образования)**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Вещество** | **∆H обр., кДж/моль** | **Вещество** | **∆H обр., кДж/моль** |
| C6Н12О6(кр) | -1260 | H2О (ж.) | -285,8 |
| CH4(г) | -74,85 | H2О (кр.) | -291,8 |
| CО(г) | -110,5 | NH3(г) | -46,2 |
| CО2(г) | -393,6 | NO(г) | +90,25 |
| Fe2O3(кр) | -822,2 | SO2(г) | -296,9  |
| Fe O(кр) | -264,8 | SO3 (ж) | -439,0 |
| Н2О (г) | -241,8 | H2S(г) | -20,15 |
| HCI(г)  | -92,2 | CuO(кр) | -162 |
| CaCO3(кр) | -1207 | CaO(кр) | -635,1 |
| Fe3O4 (кр) | 1117 | HF(г) | -268,61 |
| HBr(г) | -35,98 | HI(г) | +25,94 |
| C2H2(г) | +226,8 | C6H6(г) | +83,2 |
| CH3COOH(ж) | -484 | H2SO4(ж) | -811,3 |
| HNO3(ж) | -173,0 | SO3(г) | -395,2 |
| NO2(г) | +33,89 | NaCI (кр) | -410,9 |
| NaOH (кр) | -426,6 | С2Н5ОН(ж) | -277,7 |
| С2Н4(г) | +52,3 | СН3ОН(ж) | -238,6 |

**Таблица 2.**

**Значение криоскопической константы для некоторых растворителей**

|  |  |
| --- | --- |
| Растворитель | Ккр., град. |
| Вода | 1,86 |
| Бензол  | 5,12 |
| Анилин | 5,87 |
| Фенол | 2,27 |
| Уксусная кислота | 3,9 |
| Нитробензол | 6,9 |

**Таблица 3.**

**Значение эбуллиоскопической константы для некоторых растворителей**

|  |  |
| --- | --- |
| Растворитель | Кэб., град. |
| Вода | 0,52 |
| Бензол | 2,57 |
| Уксусная кислота | 3,4 |
| Этиловый спирт | 1,11 |
| Анилин | 3,69 |
| Хлороформ | 3,88 |

**ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ**

***Основные источники***

1. Глубоков Ю.М., Головачева В.А. Аналитическая химия / Под ред. А.А. Ищенко. - 12-е изд., стер. - М.: ИЦ Академия, 2017. - 464 с. - (Профессиональное образование).
2. Захарова Т.Н., Головлева Н.А. Органическая химия: учебник для студентов учреждений СПО – М.: Издательский центр «Академия», 2017.

**Интернет-ресурсы**

1. <http://school-collection.edu.ru/> единая коллекция цифровых образовательных ресурсов
2. [www.krugosvet.ru/](http://www.krugosvet.ru/) универсальная энциклопедия «Кругосвет»/;
3. [http://scitecIibrary.ru/ научно-техническаябиблиотека/](http://scitecIibrary.ru/%20%D0%BD%D0%B0%D1%83%D1%87%D0%BD%D0%BE-%D1%82%D0%B5%D1%85%D0%BD%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B0%D1%8F%D0%B1%D0%B8%D0%B1%D0%BB%D0%B8%D0%BE%D1%82%D0%B5%D0%BA%D0%B0/)
4. [www.auditorium.ru/](http://www.auditorium.ru/) библиотека института «Открытое общество»/
5. [www.bellerbys.com](http://www.google.com/aclk?sa=l&ai=CCQgu5rk_TZ3WEMPiswbW2L046f3b3AH78dvUFOCxmqwDCAAQASDijKkXKAJQuYXBwwZghJXshdwdoAHRxP7wA8gBAakCm082kVSAuj6qBCFP0PQ-wLlRTNo1P7cHvUdqP9kbABkHWnoioabIB8YoZJo&sig=AGiWqtzPMSCP_w9Sl-E_AJob251dVLEU6Q&adurl=http://www.bellerbys.com/russian/study/index.aspx%3Fcid%3Dga_ru_generic)-сайт учителей биологии и химии
6. <http://www.alhimik.ru> - полезные советы, эффектные опыты, химические новости
7. <http://dnttm.ru/> – (on-line конференции, тренинги, обучения физике и химии, биологии, экологии)
8. [http://www.it-n.ru/](http://www.it-n.ru/Board.aspx?cat_no=7913&Tmpl=Themes&BoardId=142840) - сетевое сообщество учителей химии
9. [http://chemistry-chemists.com/](http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=6&t=68) – «Химия и Химики» - форум журнала (эксперименты по химии, практическая химия, проблемы науки и образования, с[борники задач для подготовки к олимпиадам по химии](http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=6&t=68&start=0&sid=8ff28a706493ecee4b6c5c19d67390d9)).
10. http:[/www.](http://www/)astu.org/content/userimages/fiIe/upr\_1\_2009/04.pdf