Пр. задание 3

**Раздел 3. Закономерности химических реакций**

**Варианты**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Номер варианта | Номера заданий, относящихся к данному варианту | | | |
| **26** | 175 | 180 | 193 | 221 |
| **27** | 176 | 181 | 194 | 222 |
| **28** | 177 | 180 | 195 | 223 |
| **29** | 178 | 181 | 182 | 224 |
| **30** | 179 | 180 | 183 | 225 |
| **31** | 180 | 181 | 184 | 199 |
| **32** | 181 | 186 | 190 | 212 |
| **33** | 150 | 179 | 186 | 213 |
| **34** | 151 | 180 | 187 | 214 |
| **35** | 152 | 181 | 188 | 215 |
| **36** | 153 | 186 | 189 | 216 |
| **37** | 154 | 167 | 190 | 217 |
| **38** | 155 | 168 | 191 | 218 |
| **39** | 156 | 169 | 192 | 219 |
| **40** | 157 | 170 | 193 | 220 |
| **41** | 158 | 171 | 194 | 221 |
| **42** | 159 | 172 | 195 | 222 |
| **43** | 160 | 173 | 182 | 223 |
| **44** | 161 | 174 | 183 | 224 |
| **45** | 162 | 175 | 184 | 225 |
| **46** | 163 | 176 | 185 | 226 |
| **47** | 164 | 177 | 186 | 212 |
| **48** | 165 | 178 | 187 | 213 |
| **49** | 166 | 180 | 188 | 214 |
| **50** | 167 | 176 | 189 | 215 |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Номер варианта | Номера заданий, относящихся к данному варианту | | | |
| **1** | 156 | 166 | 182 | 215 |
| **2** | 151 | 167 | 183 | 212 |
| **3** | 152 | 168 | 184 | 213 |
| **4** | 153 | 169 | 185 | 214 |
| **5** | 154 | 170 | 186 | 215 |
| **6** | 155 | 171 | 187 | 216 |
| **7** | 156 | 172 | 188 | 217 |
| **8** | 157 | 173 | 189 | 218 |
| **9** | 158 | 174 | 190 | 219 |
| **10** | 159 | 175 | 191 | 220 |
| **11** | 160 | 176 | 192 | 221 |
| **12** | 161 | 177 | 193 | 222 |
| **13** | 162 | 178 | 194 | 223 |
| **14** | 163 | 179 | 195 | 224 |
| **15** | 164 | 180 | 182 | 225 |
| **16** | 165 | 181 | 183 | 220 |
| **17** | 166 | 176 | 184 | 212 |
| **18** | 167 | 177 | 185 | 213 |
| **19** | 168 | 178 | 186 | 214 |
| **20** | 169 | 179 | 187 | 215 |
| **21** | 170 | 180 | 188 | 216 |
| **22** | 171 | 179 | 189 | 217 |
| **23** | 172 | 180 | 190 | 218 |
| **24** | 173 | 181 | 191 | 219 |
| **25** | 174 | 186 | 192 | 220 |

Список заданий

1. Какая характеристика вещества называется стандартной энтальпией образования? При взаимодействии 10 г серы с достаточным количеством кислорода выделилось 92,8 кДж теплоты. Вычислить энтальпию образования диоксида серы, сравнить со справочным значением.
2. При взаимодействии 2,24 л водорода с кислородом выделилось 28,6 кДж теплоты. Определить энтальпию образования воды, сравнить со справочными данными. В каком агрегатном состоянии образовалась вода в этом опыте?
3. Для определения энтальпии образования фторида кальция было взято 2 г кальция и достаточное количество фтора. В результате реакции между ними выделился 61 кДж теплоты. Вычислить по результатам этого опыта энтальпию образования СаF2 и ошибку опыта, если справочная величина равна –1214,6 кДж/моль.
4. Какое количество и какая масса алюминия, какое количество и какой объем кислорода (при н. у.) участвовали в реакции, в ходе которой выделилось 838 кДж тепла. Энтальпия образования оксида алюминия равна –1676,0 кДж/моль?
5. Энтальпия образования оксида кальция равна –635,5 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при сгорании 200 г кальция?
6. На разложение некоторого количества оксида меди (II) было затрачено 12,8 кДж теплоты, при этом образовалось 5,0 г меди. Определить энтальпию образования СuO, сравнить со справочным значением.
7. Как формулируется основной закон термохимии и его следствие, как записывается следствие в математическом виде? Написать термохимическое уравнение реакции горения метана, вычислить энтальпию реакции, а также количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м3 метана (объем измерен при н.у.).
8. Известно, что активные металлы могут гореть в атмосфере углекислого газа. Определить энтальпию реакции:

2Mg(к) + CO2 (г) = 2MgO(к) + С(графит).

Рассчитать, сколько выделяется теплоты при сгорании 1 кг магния.

1. Чему равна энтальпия реакции разложения бертолетовой соли

KClO3 = KCl + 3/2 O2?

Сколько теплоты выделяется (или поглощается?) при разложении 1 кг KClO3 по этой реакции?

1. Написать термохимическое уравнение реакции кальция с водой, вычислить её энтальпию и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 м3 (н.у.) водорода по этой реакции.
2. Чему равна энтальпия реакции горения сероводорода по уравнению:

H2S + 3/2O2 = SO2 + H2O(г)?

Сколько теплоты выделяется при сжигании 1 м3 (н. у.) сероводорода?

1. Записать термохимическое уравнение реакции горения ацетилена, определить её энтальпию и вычислить количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 м3 ацетилена (объем измеряется при н.у.).
2. Записать термохимическое уравнение реакции горения этанола, определить энтальпию реакции и количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг C2H5OH.
3. Вычислить энтальпию реакции разложения гидроксида кальция на оксиды и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 кг жидкой воды по этой реакции.
4. Вычислить энтальпию реакции разложения карбоната кальция на оксиды. Определить, сколько теплоты потребуется для получения 100 м3 углекислого газа по этой реакции.
5. Почему энергия Гиббса химической реакции является критерием возможности и направления самопроизвольного протекания химических реакций? Почему в общем случае нельзя использовать в качестве такого критерия энтальпию или энтропию реакции?
6. Не проводя расчетов, предсказать знак изменения энтропии при протекании реакций:

1) CaCO3(к) = CaO(к) + CO2(г);

2) NH3(г) + HCl(г) = NH4Cl(к).

Подтвердить свой прогноз необходимыми расчетами.

1. Критерием возможности самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является энтропия, а в неизолированной – энергия Гиббса реакций. Провести соответствующие расчеты для реакции 2SO2(г) + O2(г) = 2SO3(г) и сделать вывод о возможности ее самопроизвольного протекания в прямом направлении при стандартных условиях в изолированной и неизолированной системах.
2. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системах при стандартных условиях реакций:

а) ZnS(к) + O2 (г) = ZnO(к) + SO2 (г);

б) AgNO3(к) = Ag(к) + NO2(г) + O2;

в) CuCl2(к) + H2O(г) = CuO(к) + HCl(г).

1. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системах при стандартных условиях реакций:

а) SO2(г) + H2S(г) = S(ромб) + H2O(ж);

б) PbS(к) + O2(г) = PbO(к) + SO2(г);

в) NiO(к) + Al(к) = Ni(к) + Al2O3(к).

1. Рассчитать энергию Гиббса при 527 °С для реакции

NiO(к) + Pb(к) = Ni(к) + PbO(к),

и сделать вывод о возможности и направлении ее самопроизвольного протекания в неизолированной системе.

1. Установить, возможна или невозможна при 127 °С в неизолированной системе реакция Cu(к) + ZnO(к) = CuO(к) + Zn(к).
2. Оксид азота (II), необходимый для производства азотной кислоты и азотных удобрений, заманчиво получать из азота и кислорода воздуха по реакции: N2(г) + O2(г) = 2NO(г).

Рассчитать, при какой температуре эта реакция возможна, и оценить техническую осуществимость проведения этой реакции.

1. Восстанавливать железо из оксида железа(II) можно углеродом или оксидом углерода(II): 1) FeO + C(графит) = Fe + CO;

2) FeO + CO = Fe + CO2.

Какая из этих реакций более вероятна при 25 °C и при 1500 °С?

1. Рассчитать, какая из двух реакций окисления меди более вероятна при 300 °С:
2. 1) Cu(к) + 1/2O2(г) = CuO(к);

2) 2Cu(к) + 1/2O2(г) = Cu2O(г).

1. Разложение нитрата аммония при нагревании возможно по двум направлениям: 1) NH4NO3(к) = N2O(г) + 2H2O(г);

2) NH4NO3(к) = N2(г) + 1/2O2(г) + 2H2O(г).

Какое направление термодинамически наиболее вероятно при 227 °С?

1. Предсказать, какая из двух реакций возможна, а какая невозможна при 27 °С: 1) CaCl2(к) + F2(г) = CaF2(к) + Cl2(г);

2) CaF2(к) + Cl2(г) = CaCl2(к) + F2(г).

Проверить предсказание расчетами.

1. Предсказать, какая из двух реакций более вероятна при 27 °С:

1) H2S(г) + Cl2(г) = 2HCl(г) + S(ромб);

2) H2S(г) + I2(г) = 2HI(г) + S(ромб).

Проверить предсказание расчетами.

1. Объяснить физико-химический смысл термодинамической характеристики, которая называется стандартной энергией Гиббса образования вещества. Критерием какого химического свойства вещества является эта характеристика? Привести примеры.
2. Химические соединения подразделяются на термодинамически устойчивые и термодинамически неустойчивые. По какому признаку проводится такое разделение? Почему термодинамически неустойчивые вещества существуют и как их получают? Привести примеры.
3. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия с позиций химической термодинамики и химической кинетики? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и равновесные давления газов для обратимых реакций:

а) N2(г) + 3H2(г) ⮀ 2NH3(г);

б) Fe3O4(к) + 4CO(г) ⮀ 3Fe(к) + 4CO2(г).

1. Объяснить физико-химический смысл константы химического равновесия. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:

а) 4HCl(г) + O2(г) ⮀ 2Cl2(г) + 2H2O(г);

б) CaO(к) + H2O(г) ⮀ Ca(OH)2(к).

1. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия, каковы его признаки? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и парциальные давления газов для обратимых реакций:

а) CO(г) + H2O(г) ⮀ CO2(г) + H2(г);

б) СuO(к) ⮀ Cu(к) + O2(г).

1. Чем отличается истинное химическое равновесие от ложного? Привести примеры истинных и ложных равновесий. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:

а) 3O2(г) ⮀ 2O3(г);

б) Na2CO3(к) + CO2(г) + H2O(г) ⮀ 2NaHCO3(к).

1. При состоянии равновесия реакции: N2(г) + 3H2(г) ⮀ 2NH3(г)

равновесные концентрации азота, водорода и аммиака равны 3,9 и 4 моль/л. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

1. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Определить равновесные концентрации CO, H2O и H2 в системе: CO + H2O ⮀ СO2 + H2, если равновесная концентрация CO2 равна 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия.
2. Определить константу равновесия реакции

N2O4(г) ⮀ 2NO2(г),

если исходная концентрация N2O4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % N2O4.

1. Какая закономерность описывает на качественном уровне влияние внешних воздействий на смещение химического равновесия? В каком направлении сместятся равновесия:

2CO(г) + O2(г) ⮀ 2CO2(г); ΔH° = –566 кДж/моль,

N2(г) + O2(г) ⮀ 2 NO(г); ΔH° = 180 кДж/моль

при понижении температуры, при повышении давления?

1. Принцип смещения химического равновесия имеет несколько формулировок. Привести формулировку, которую вы считаете наиболее четкой. Определить направление смещения равновесия реакций:

2H2(г) + O2(г) ⮀ 2H2O(г); ΔH°= –483,6 кДж/моль;

CaCO3(к) ⮀ CaO(к) + CO2(г); ΔH° = 179,0 кДж/моль

при повышении температуры и при понижении давления?

1. Промышленное получение аммиака проводится по обратимой реакции: N2(г) + 3H2(г) ⮀ 2NH3(г);ΔH°= –92,4 кДж/моль.

Рассмотреть влияние всех возможных внешних воздействий на направление смещения равновесия этой реакции: а) повышение и понижение температуры; б) повышение и понижение давления; в) повышение и понижение концентрации азота, водорода, аммиака; г) введение катализатора; д) введение сорбента – поглотителя аммиака, водорода, азота; е) введение инертного газа.

1. Какие воздействия на обратимую реакцию

4HCl(г) + O2(г) ⮀ 2Cl2(г) + 2H2O(г); ΔH°= –116,4 кДж/моль

приведут к смещению ее равновесия:

а) в сторону исходных веществ;

б) в сторону продуктов реакции?

1. Углекислый газ, выдыхаемый человеком в замкнутых помещениях (космические станции, подводные лодки и т.п.), можно поглощать оксидом магния по обратимой реакции

MgO(к) + CO2(г) ⮀ MgCO3(к); ΔH° = –117,7 кДж/моль.

При каких условиях оксид магния будет поглощать CO2, а при каких будет идти регенерация (восстановление) поглотителя?

1. По термодинамическим данным вычислить температуру химического равновесия реакции:

CaO(к) + H2O(г) ⮀ Ca(OH)2(к)

при 300 и 1000 К, и сделать вывод о влиянии температуры на ее величину. Согласуются ли результаты расчетов с принципом Ле Шателье?

1. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции:

N2O3(г) ⮀ NO(г) + NO2(г)

при 0 °С и 100 °С, и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле Шателье?

1. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции:

2H2O(г) ⮀ 2H2(г) + O2(г)

при 500 К и 1000 К, и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле Шателье?

1. Написать кинетические уравнения простых газовых реакций и определить изменение их скоростей при увеличении давления в 2 раза:

1) 2HI = H2 + I2;

2) N2O4 = 2NO2;

3) 2NO + H2 = N2O + H2O.

213. Приведены стехиометрическое и кинетическое уравнения реакции:

H2(г) + Br2(г) = 2НВr(г); .

Какая эта реакция – простая или сложная? Как изменяется ее скорость при увеличении концентрации в 4 раза: а) только водорода; б) только брома; в) водорода и брома одновременно?

214. Реакция F2 + 2ClO2 = 2ClO2F имеет первый порядок и по фтору, и по диоксиду хлора. Записать кинетическое уравнение реакции. Какая она – простая или сложная? Как изменяется ее скорость при увеличении давления в 3 раза?

1. Оксид азота (II) и водород при 1000 К взаимодействуют по уравнению: 2H2 + 2NO = N2 + 2H2O. Опытные данные по влиянию концентрации реагирующих веществ на скорость реакции следующие:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Концентрация NO (моль/л): | 0,12 | 0,12 | 0,12 | 0,02 | 0,04 | 0,06 |
| Концентрация Н2 (моль/л): | 0,02 | 0,04 | 0,06 | 0,12 | 0,12 | 0,12 |
| Скорость (усл. ед.): | 2 | 4 | 6 | 3 | 1,2 | 2,7 |

Определить порядок реакции по водороду и оксиду азота (II), написать кинетическое уравнение реакции.

1. Скорость реакции SO2(г) + 2H2(г) = S(к) + 2H2O(г) зависит от давления реагирующих веществ следующим образом:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Давление SO2 (усл. ед.) | 200 | 50 | 200 | 100 | 200 |
| Давление H2 (усл. ед.) | 50 | 200 | 100 | 200 | 200 |
| Скорость (усл. ед.) | 35 | 35 | 70 | 70 | 140 |

Определить кинетический порядок реакции по каждому реагенту и написать кинетическое уравнение реакции.

1. Реакция 2NO(г) + O2(г) = 2NO2(г) имеет второй порядок по NO и первый по O2. Скорость этой реакции при концентрациях оксида азота 0,3 моль/л и кислорода 0,15 моль/л составляет 1,2·10–3 моль/л.с. Определить величину и единицу измерения константы скорости реакции.
2. Как влияет температура на скорость реакций? Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 до 130 °С?
3. Что показывает температурный коэффициент скорости химической реакции? Во сколько раз увеличится константа скорости реакции при повышении температуры на 40°, если ее температурный коэффициент равен трем? Как при этом изменится скорость реакции?
4. Сформулировать правило Вант-Гоффа. Определить на сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции увеличилась в 50 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 1,8.
5. Температурный коэффициент скорости одной реакции равен 3,  
   а второй – 4. При некоторой температуре константы скоростей реакций одинаковы. На сколько следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции превысила константу скорости первой в 5 раз?
6. Как записывается в обычном и логарифмическом виде и что определяет уравнение Аррениуса? Определить энергию активации реакции:

CO + H2O = CO2 + H2,

константа скорости которой при 288 и 313 К равна 3,1·10–4 и 8,2·10–3.

1. Объяснить физико-химический смысл понятия «энергия активации химической реакции». Константа скорости реакции 2HI = H2 + I2 при 673 К равна 2,2·10–4, а при 973 К равна 8,33. Определить энергию активации этой реакции.
2. Разложение озона на кислород согласно уравнению

2O3 = 3O2

характеризуется энергией активации 100 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при 100 °С, если при 0 °С она равна 2·10–2?

1. Реакция 2NO = N2 + O2 характеризуется высоким значением энергии активации (290 кДж/моль), а реакция 2NO + O2 = 2NO2 – низким (10 кДж/моль). Как изменяются скорости этих реакций при повышении температуры на 10°, например от 27 °С до 37 °С? Согласуется ли это изменение скоростей реакций с правилом Вант-Гоффа?
2. Энергия активации для реакции 2HI = H2 + I2 равна 184 кДж/моль (без катализатора) и 107 кДж/моль (в присутствии катализатора – золота). Во сколько раз увеличивается скорость реакции в присутствии катализатора при одной и той же температуре?