

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. А. М. ГОРЬКОГО

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Контрольные вопросы и задачи
к семинарам для студентов 1 курса
химического факультета



Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2004

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Контрольные вопросы

Составители Л. Я. Гаврилова,
В. А. Черепанов

1. Дайте определения следующим понятиям:
 - а) термодинамическая система (изолированная, закрытая, открытая);
 - б) свойства системы (экстенсивные, интенсивные);
 - в) состояние равновесия системы с окружающей средой;
 - г) внутренняя энергия системы;
 - д) теплота;
 - е) работа;
 - ж) теплоемкость (истинная, средняя, общая, удельная, мольная).
2. Что такое параметры состояния, функция состояния? Являются ли теплота, работа, температура, давление, внутренняя энергия функциями состояния?
3. Приведите уравнение состояния системы на примере идеального газа. Каков физический смысл универсальной газовой постоянной R ? Запишите ее значение в различных системах единиц (Дж/моль · К, кал/моль · К, л · атм/моль · К).
4. Сформулируйте первое начало термодинамики. Запишите аналитическое выражение. Поясните принятую систему знаков.
5. Выведите соотношения для вычисления теплоты, работы, изменения внутренней энергии для системы из n молей идеального газа в частных процессах (изотермическом, изохорическом, изобарическом, адиабатическом).
6. Каково соотношение между c_p и c_v для идеального газа?

Задачи

1. В идеальном состоянии 1 моль газа изобарически нагревается от T_1 до T_2 . Напишите формулу для расчета изменения энтальпии газа в этом процессе, если теплоемкость в данном интервале температур постоянна.

2. 140 г азота находятся при 400 К и давлении 1 атм. Рассчитайте работу при изотермическом расширении газа (считая его идеальным) до объема 200 л.

3. 106,5 г хлора находятся при температуре 273 К и давлении 1 атм. Найти изменение внутренней энергии и теплоту при изохорическом уменьшении давления до 0,6 атм.

4. 80 г кислорода при 27 °С занимают объем 5 л. Найти работу и конечный объем кислорода при изобарическом охлаждении на 3 °С.

5. Изобразите графически в координатах $P - V$, $P - T$, $V - T$ термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – изотермическое расширение; $2 \Rightarrow 3$ – изобарическое охлаждение; $3 \Rightarrow 1$ – адиабатическое сжатие. Рассчитайте аналитически и графически работу, теплоту и изменение внутренней энергии цикла.

6. В каком из процессов расширения идеального газа от объема V_1 до объема V_2 работа будет больше – изотермическом или изобарическом? (Начальные условия обоих процессов T_1 и P_1 одинаковы.)

7. Изобразите графически в координатах $P - V$, $P - T$, $V - T$ термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – адиабатическое расширение; $2 \Rightarrow 3$ – изохорическое нагревание; $3 \Rightarrow 1$ – изотермическое сжатие. Рассчитайте аналитически и графически работу, теплоту и изменение внутренней энергии цикла.

8. В каком из следующих четырех процессов работа расширения наибольшая:

а) 1 кмоль CO_2 расширяется изотермически при 300 К от 10 до 100 м³;

б) 1 кмоль H_2 расширяется изотермически при 1000 К от 10 до 100 м³;

в) 4 кмоль CO_2 расширяются изобарически при нагревании от 300 до 550 К;

г) 2 кмоль H_2 расширяются изобарически при нагревании от 300 до 1300 К?

9. Изобразите графически термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – изотермическое расширение; $2 \Rightarrow 3$ – изобарическое охлаждение; $3 \Rightarrow 1$ – изохорическое нагревание в координатах $P - V$, $T - V$ и $P - T$. Определите, какой знак имеет работа в этом цикле? Поглощается или выделяется теплота в цикле?

10. Изобразите графически термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – изобарическое нагревание; $2 \Rightarrow 3$ – изохорическое охлаждение; $3 \Rightarrow 4$ – изобарическое охлаждение; $4 \Rightarrow 1$ – изотермическое сжатие в координатах $P - V$, $T - V$ и $P - T$. Определите, какой знак имеет работа в этом цикле? Поглощается или выделяется теплота в цикле?

11. Изобразите в координатах $P - V$ два термодинамических цикла, состоящих последовательно из изохорического, изотермического и изобарического процессов при условии, если:

а) величина работы в обоих циклах положительна, но в первом цикле была бы больше, чем во втором;

б) значения работы в обоих циклах по абсолютной величине одинаковы, но противоположны по знаку.

12. Плотность оксида углерода (II) при 800 °С равна 7,10 кг/м³. Определите концентрацию и давление газа.

13. Плотность вещества X при 25 °С и 70 мм рт. ст. равна 1,85 кг/м³. Какова молярная масса этого вещества?

14. Температура газов окислительного пиролиза метана на выходе из зоны реакции 1450 °С. Определите расход воды на закалку этих газов в расчете на 1 м³ газа при нормальных условиях, если их температура при этом снижается до 80 °С, а температура воды повышается от 15 до 90 °С. Теплоемкость газов пиролиза принять равной 33,90 Дж/моль · К, а воды – 75,31 Дж/моль · К.

15. При 373 К и стандартном давлении конденсируется 0,430 кг водяного пара. Теплота испарения воды 2253 кДж/кг. Вычислите работу, тепловой эффект и изменение внутренней энергии при

конденсации данного количества водяного пара, считая, что пар подчиняется закону идеального газа.

16. Неизвестное твердое вещество массой 20 г помещено в колбу объемом 2 л, из которой выкачан воздух. После нагревания колбы до 150 °С вещество полностью превратилось в газ, а давление в колбе стало равным 0,5065 МПа. Найдите молекулярную массу вещества.

17. В двух сосудах одинакового объема (по 2 л каждый) при одинаковых давлениях содержатся: в первом – 4 г кислорода, во втором – 4 г CO₂. Одинаковы ли температуры этих газов. Если нет, то во сколько раз они различаются?

18. Вычислите изменение внутренней энергии при испарении 50 г этилового спирта при температуре кипения и стандартном давлении, если удельная теплота испарения его равна 857,7 Дж/г, а удельный объем пара при температуре кипения равен $607 \cdot 10^{-3}$ л/г. Объемом жидкости пренебречь.

19. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при стандартном давлении ($T = 423$ К), если теплота испарения воды равна 2110,0 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и объемом жидкости пренебречь.

20. Молярная теплота испарения бензола равна 30,92 кДж/моль. Определите изменение внутренней энергии при испарении 200 г бензола ($t = 20$ °С). Считать, что пары бензола подчиняются законам идеальных газов. Объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара, и им можно пренебречь.

21. Определите изменение внутренней энергии при испарении 100 г воды при 20 °С, допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов и что объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Удельная теплота парообразования воды 2451 Дж/г.

22. Внутренняя энергия при испарении 90 г воды при 100 °С возросла на 188,1 кДж. Удельный объем водяного пара равен 1,699 л/г, давление $1,0133 \cdot 10^5$ Па (1 атм). Определите молярную теплоту парообразования воды (кДж/моль).

23. Найдите ΔU при испарении 100 г бензола при температуре его кипения (80,2 °С), приняв, что пары бензола подчиняются за-

конам идеальных газов. Теплота испарения бензола 394 Дж/г. Объемом жидкости пренебречь.

24. Определите изменение энтальпии при нагревании 0,064 кг газообразного метилового спирта от 300 до 700 К, пользуясь данными справочника.

25. Определить работу, совершенную 1 молем одноатомного идеального газа при адиабатическом расширении, если изменение температуры при этом составило –50 °С.

26. Определить работу при адиабатическом сжатии 0,01 м³ азота до 0,1 первоначального объема, если начальная температура азота 26,8 °С и давление $1,013 \cdot 10^5$ Па.

27. Сколько потребуется теплоты, чтобы повысить температуру 10 г аргона ($C_v = 3/2R$, $M = 39,9$ г/моль) на 10 °С: а) при постоянном объеме, б) при постоянном давлении?

ТЕРМОХИМИЯ

Контрольные вопросы

1. Что называется тепловым эффектом реакции? Охарактеризуйте эндотермический, экзотермический эффекты. Что значит тепловой эффект реакции образования, сгорания вещества?
2. Сформулируйте эмпирический закон Гесса. Покажите, что он является следствием первого начала термодинамики.
3. Выведите следствия закона Гесса, применяемые для практических расчетов тепловых эффектов реакций, с использованием теплот образования и сгорания веществ.
4. Что такое стандартные условия? Для чего они введены?
5. Покажите, как соотносятся тепловые эффекты реакции, проведенной при постоянном объеме и при постоянном давлении. Может ли тепловой эффект при постоянном давлении равняться тепловому эффекту при постоянном объеме?

Задачи

1. Рассчитайте разницу между тепловыми эффектами реакции: $C_2H_4(г) + Cl_2(г) = C_2H_4Cl_2(г)$, проведенной при постоянном давлении и при постоянном объеме при 298 К. Какова будет эта разница при 500 К?
2. Рассчитайте тепловой эффект (ΔH) реакции $4Fe_{(тв)} + 3O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(тв)}$, если при этой же температуре известны тепловые эффекты следующих реакций:
 $2Fe_{(тв)} + O_{2(г)} = 2FeO_{(тв)}, \quad \Delta H = -532 \text{ кДж},$
 $4FeO_{(тв)} + O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(тв)}, \quad \Delta H = -584 \text{ кДж}.$
3. Рассчитайте тепловой эффект (ΔH) реакции $CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$, если при этой же температуре известны тепловые эффекты следующих реакций:
 $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O, \quad \Delta H = -892 \text{ кДж},$
 $CH_3Cl + 3/2 O_2 = CO_2 + H_2O_{(ж)} + HCl, \quad \Delta H = -687 \text{ кДж},$



4. Тепловой эффект реакции $Mg(OH)_2 = MgO + H_2O_{(г)}$, протекающей в открытом сосуде при 400 К и $1,0133 \cdot 10^5$ Па, составляет 89,03 кДж. Как будет отличаться от этого значения тепловой эффект, если реакцию проводить при той же температуре, но в закрытом сосуде?

5. Стандартные теплоты образования $MgO_{(кр)}$ и $CO_2(г)$ соответственно равны $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота реакции разложения $MgCO_3$ на MgO и CO_2 равна $100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования $MgCO_3$ из простых веществ.

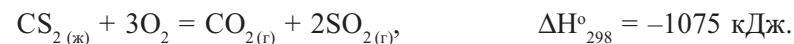
6. Вычислите стандартную теплоту образования бензола C_6H_6 из простых веществ, если стандартная теплота его сгорания равна $-3301,3$ кДж/моль, а стандартные теплоты образования CO_2 и жидкой воды соответственно равны $-393,5$ и $-285,8$ кДж/моль.

7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой $8,86$ г и в результате выделилось $79,2$ кДж тепла. Вычислите теплоту образования CO_2 из простых веществ.

8. Навеску гидразина (N_2H_4) массой $1,5$ г сожгли в калориметрической бомбе. Температура калориметра при этом повысилась на $5,85$ К. Какова молярная теплота сгорания гидразина в условиях опыта, если теплоемкость прибора равна $8,837$ кДж/К?

9. Вычислите стандартную теплоту образования бензола C_6H_6 из простых веществ по теплотам сгорания водорода, углерода и бензола, взяв их из справочника.

10. Определите стандартную теплоту образования сероуглерода CS_2 , если известно, что

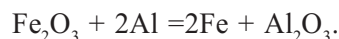


Теплоту сгорания углерода и теплоту сгорания серы возьмите в справочнике.

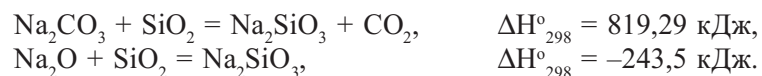
11. При взаимодействии 5 г металлического натрия с водой при стандартных условиях выделяется $40,25$ кДж теплоты, а при взаимодействии 10 г оксида натрия с водой – $36,46$ кДж. Рассчитайте стандартную теплоту образования Na_2O , если для воды $\Delta H_{298}^\circ = -285,84$ кДж/моль.

12. При растворении 16 г CaC_2 в воде выделяется 31,3 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Теплоты образования воды, карбида кальция и ацетилена возьмите в справочнике.

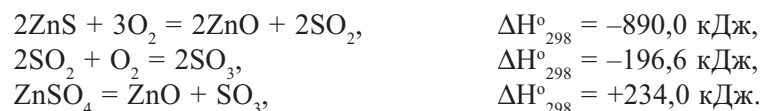
13. Используя справочные данные, определите, какое количество теплоты выделится (поглотится) при восстановлении 80 г оксида железа (III) по реакции



14. Сколько нужно затратить теплоты, чтобы разложить 200 г Na_2CO_3 до оксида натрия и диоксида углерода, если даны следующие тепловые эффекты реакций:



15. Рассчитайте ΔH_{298}° реакции образования 1 моля ZnSO_4 из ZnS и кислорода по следующим данным:



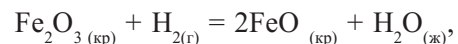
16. Найдите теплоту сгорания алмаза, если стандартная теплота сгорания графита равна $-393,51$ кДж/моль, а теплота фазового перехода $\text{C}(\text{графит}) \Rightarrow \text{C}(\text{алмаз}) - 1,88$ кДж/моль.

17. Теплота образования хлорида сурьмы (III) равна $-383,5$ кДж/моль, а реакция взаимодействия SbCl_3 с хлором протекает по уравнению

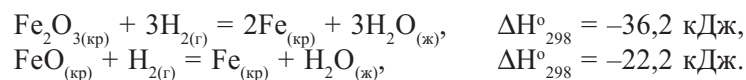


Вычислите теплоту образования SbCl_5 .

18. Рассчитайте тепловой эффект реакции



если известны тепловые эффекты следующих реакций:



19. При окислении 1 моля свинца была получена смесь, содержащая 20 % PbO и 80 % PbO_2 . Пользуясь справочником, рассчитайте тепловой эффект данного процесса.

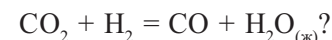
20. Вычислите теплоту реакции перевода безводного сульфата натрия в $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, если теплоты растворения безводного и семиводного сульфитов натрия соответственно равны -11 и $+47$ кДж/моль.

21. Вычислите теплоту образования этана, если известна теплота его сгорания: -1560 кДж/моль.

22. Будут ли отличаться (если да, то насколько) тепловые эффекты при $P = \text{const}$ и $V = \text{const}$ (298 К) реакций:



23. Будут ли отличаться (если да, то насколько) тепловые эффекты при $P = \text{const}$ и $V = \text{const}$ (298 К) реакции



24. Теплота растворения CuSO_4 составляет $-66,1$ кДж/моль, а теплота перевода CuSO_4 в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна $-78,8$ кДж/моль. Вычислите теплоту растворения $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

25. Сколько теплоты выделится при сжигании 38 г сероуглерода?

26. Вычислите теплоту перехода графита в алмаз, если при образовании моля CO_2 из графита выделяется 393,5 кДж/моль, а из алмаза $-395,4$ кДж/моль.

ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Контрольные вопросы

1. В чем недостаточность первого начала термодинамики?
2. Приведите формулировки второго начала термодинамики.
3. Запишите второе начало термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
4. Является ли энтропия функцией состояния? Каким образом энтропия может служить критерием направленности процесса?
5. Запишите объединенное выражение первого и второго начал термодинамики.
6. Выведите выражения для расчета изменения энтропии в частных процессах (изотермическом, изохорическом и изобарическом, адиабатическом), а также для процесса фазового перехода.
7. Можно ли рассчитать абсолютное значение энтропии вещества? Сформулируйте постулат Планка.
8. Раскройте статистический смысл энтропии. Запишите формулу Больцмана. Определите понятия макро- и микропараметров, макро- и микросостояний, термодинамической вероятности. В чем ограничения использования второго начала «снизу» и «сверху»?

Задачи

1. Постройте в координатах $P - V$, $P - T$ и $S - \lg T$ цикл, состоящий последовательно из следующих процессов: изохорического, адиабатического и изотермического. Приведите формулы для расчета изменения энтропии для 1 моля одноатомного идеального газа в указанных частных процессах.
2. Постройте в координатах $P - V$, $P - T$ и $S - \lg T$ цикл, состоящий последовательно из следующих процессов: изобарического, изохорического и адиабатического. Приведите формулы для расчета изменения энтропии для 1 моля одноатомного идеального газа в указанных частных процессах.

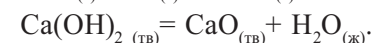
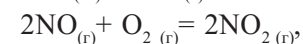
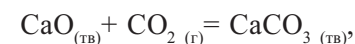
3. Изобразите графически термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – изотермическое расширение; $2 \Rightarrow 3$ – изобарическое охлаждение; $3 \Rightarrow 1$ – изохорическое нагревание в координатах $S - \ln(V)$, $S - \ln(T)$ и $S - \ln(P)$.

4. Изобразите графически термодинамический цикл, включающий последовательно следующие процессы: $1 \Rightarrow 2$ – изобарическое нагревание, $2 \Rightarrow 3$ – изохорическое охлаждение, $3 \Rightarrow 4$ – изобарическое охлаждение, $4 \Rightarrow 1$ – изотермическое сжатие в координатах $S - \ln(V)$, $S - \ln(T)$ и $S - \ln(P)$.

5. 200 г свинцовой дроби, имеющей температуру 100°C , погрузили в 1 кг воды, взятой при 20°C . Определите изменение энтропии в этом процессе. Воспользуйтесь данными справочника.

6. 200 г свинцовой дроби нагрели от 20 до 100°C и погрузили в 1 кг воды, взятой при 20°C . Определите изменение энтропии в этом процессе. Воспользуйтесь данными справочника.

7. Используя справочные данные, рассчитайте изменение энтропии при 25°C в следующих реакциях:



Можно ли по знаку ΔS судить о направлении процессов в данном случае?

8. Два моля паров воды при 100°C и давлении $0,3 \cdot 10^5$ Па изотермически сжали до $1,013 \cdot 10^5$ Па, далее конденсировали и охладили до 40°C . Приняв, что молярная теплота испарения воды составляет 44 кДж/моль, а удельная теплоемкость $4,2$ Дж/г \cdot К, рассчитайте изменение энтропии в этой системе.

9. $4 \cdot 10^{-2}$ м³ аргона при 300 К нагрели до 900 К при давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па. Найдите изменение энтропии системы, если c_v аргона равна $12,6$ Дж/моль \cdot К, а нагревание производилось при постоянном объеме.

10. Определите изменение энтропии в цикле, состоящем из изотермического расширения 1 моля идеального газа от 1 до 5 л при 298 К, изобарического охлаждения до $59,6$ К и изохорического нагревания до 298 К.

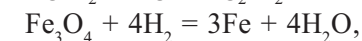
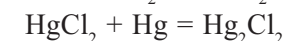
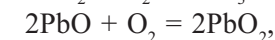
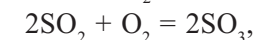
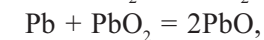
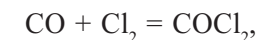
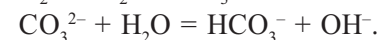
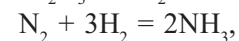
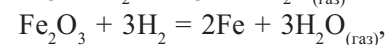
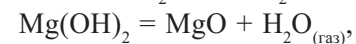
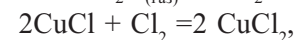
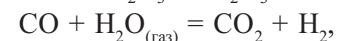
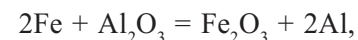
ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Контрольные вопросы

1. В чем недостаточность энтропии для использования ее в качестве критерия направленности самопроизвольных процессов?
2. Покажите, какие термодинамические функции и в каких условиях могут быть использованы в качестве критериев направленности для процессов химических взаимодействий.
3. Каким образом выбирается стандартное состояние?
4. Как можно оценить направление самопроизвольного протекания процесса с помощью таблиц стандартных термодинамических величин?
5. Запишите уравнения зависимости функции Гиббса и Гельмгольца от температуры (при постоянном давлении или объеме).
6. Запишите уравнение изотермической зависимости функции Гиббса от давления.
7. Что такое химический потенциал компонента? Дайте формулировку и запишите аналитическое выражение.
8. Запишите уравнение зависимости химического потенциала от его содержания в системе.

Задачи

1. Пользуясь табличными данными, вычислите изменение энергии Гиббса при стандартных условиях и укажите, в каком направлении будут самопроизвольно протекать следующие процессы:



11. Рассчитайте мольную энтропию двуокиси азота NO_2 при 200°C и $40,52 \cdot 10^5$ Па, если мольная энтропия NO_2 при стандартных условиях составляет $240,45$ Дж/моль \cdot К.

12. Три моля идеального газа, занимающего объем 20 л, подвергается изотермическому расширению. Какому конечному объему соответствует изменение энтропии, равное $114,86$ Дж/К?

13. Насколько изменится энтропия в результате изотермического расширения 10 г криптона от 50 до 200 л, если начальное давление равно 1 атм? (Считать криптон идеальным газом.)

14. $11,2$ л азота нагревают от 0 до 50°C , одновременно давление уменьшают от 1 до $0,01$ атм. Считая азот идеальным газом, найдите изменение энтропии.

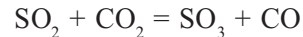
15. Найти изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды при 80°C с 10 кг воды при 20°C . Удельная теплоемкость воды $4,184$ Дж/г \cdot К.

16. Мольная теплоемкость бромистого калия $c_p = 52,30$ Дж/моль \cdot К. Найти изменение энтропии при обратимом нагревании 2 молей КВг от 298 до 500 К.

17. Найти изменение энтропии при нагревании $0,5$ молей сернистого кадмия от 173 до 273 К, если теплоемкость сернистого кадмия равна $47,32$ Дж/моль \cdot К.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

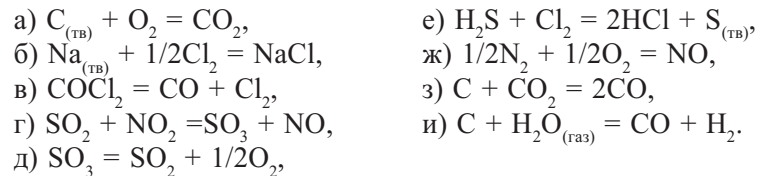
2. Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для реакции



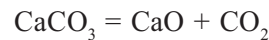
и укажите направление самопроизвольного ее протекания в этих условиях, если известно:



3. Пользуясь значениями ΔH° и S° , вычислите ΔG° реакций:



4. Рассчитайте стандартные изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для реакции



Возможно ли самопроизвольное протекание этого процесса в стандартных условиях при 298 К? Оцените температуру разложения карбоната кальция при давлении углекислого газа 1 атм.

5. Рассчитайте стандартные изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для реакции



Возможно ли самопроизвольное протекание этого процесса в стандартных условиях при 298 К? Оцените температуру разложения карбоната кальция при давлении углекислого газа 1 атм.

Контрольные вопросы

1. Каковы критерии установления химического равновесия в системе? Почему его называют динамическим? Запишите аналитическое выражение, отражающее состояние термодинамического равновесия.

2. Запишите уравнение изотермы химической реакции

3. Что такое константа равновесия K_p , K_c ? Имеется ли связь между константой равновесия и термодинамическими функциями?

4. Как соотносятся между собой K_p и K_c ?

5. Какие факторы влияют на величину константы равновесия?

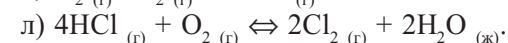
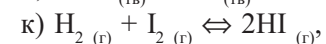
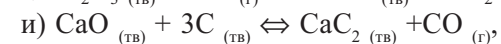
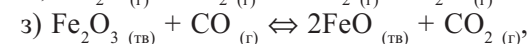
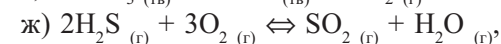
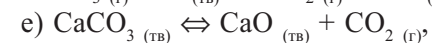
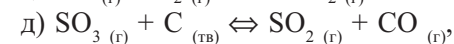
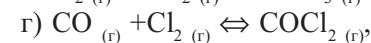
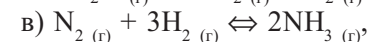
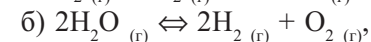
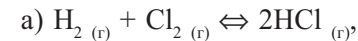
6. Запишите аналитическое выражение, отражающее влияние температуры на константы равновесия K_p и K_c .

7. Что называется степенью диссоциации вещества?

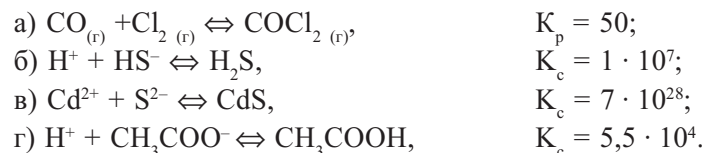
8. Каким образом можно сместить химическое равновесие?

Задачи

1. Напишите выражения для констант равновесия K_p следующих обратимых химических реакций:



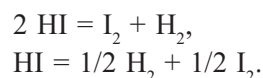
2. По значению констант равновесия для перечисленных ниже систем определите, в каком случае реакция протекает наиболее и наименее полно:



3. В системе $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(г)}$ при температуре 300 К начальная концентрация CO и Cl₂ была равна 0,28 и 0,09 моль/л. Равновесная концентрация CO равна 0,20 моль/л. Найдите константу равновесия.

4. Найдите значение константы равновесия для реакции $A + B = C + D$, если при некоторой температуре исходные концентрации веществ A и B были равны 0,8 моль/л, а равновесная концентрация вещества C равна 0,6 моль/л.

5. При 444 °С константа равновесия реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(г)}$ равна 50. Определите, чему равна константа равновесия реакции диссоциации HI при той же температуре. Будут ли различаться константы равновесия и их значения, если записать уравнения с использованием различных коэффициентов?



6. Некоторое количество двуокиси азота поместили в реактор, в котором при температуре 558 К установилось равновесие согласно реакции $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$. Равновесные концентрации NO₂ и NO составляют соответственно 0,06 и 0,24 моль/л. Найдите константу равновесия, исходную концентрацию и степень диссоциации NO₂.

7. В системе $\text{PCl}_{5(г)} = \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$ равновесие при 500 К установилось, когда исходная концентрация PCl₅, равная 1 моль/л, уменьшилась до 0,46 моль/л. Найдите значения K_c и K_p этой реакции при указанной температуре.

8. Чему равна при 25 °С константа равновесия обратимой реакции, для которой значение ΔG°₂₉₈ равно: а) 5,714 кДж; б) -5,714 кДж?

9. При 923 К константа равновесия системы $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ равна единице. Начальные концентрации CO₂ и H₂ были

соответственно равны 0,4 и 0,6 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех реагирующих веществ в момент равновесия.

10. Исходные концентрации SO₂ и O₂ в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при некоторой температуре были соответственно равны 0,06 и 0,03 моль/л. К моменту установления равновесия концентрация SO₂ стала равной 0,02 моль/л. Определите равновесные концентрации остальных реагирующих веществ.

11. Константа равновесия реакции $\text{FeO}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$ при 1000 °С равна 0,5. Исходные концентрации CO и CO₂ были соответственно равны 0,07 и 0,02 моль/л. Определите их равновесные концентрации.

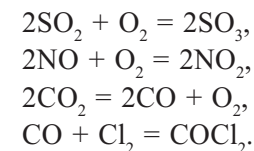
12. В реакторе при 494 °С смешаны NO и O₂. Константа равновесия реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ равна 2,2 л/моль. Равновесные концентрации NO и O₂ соответственно равны 0,03 и 0,02 моль/л. Рассчитайте их начальные концентрации.

13. В реакторе при некоторой температуре смешаны 4 моля оксида серы (IV) и 2 моля кислорода при давлении $3,039 \cdot 10^5$ Па. После установления равновесия в смеси осталось 20 % взятого SO₂. Определите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, давление, при котором установилось равновесие, и константу K_p реакции



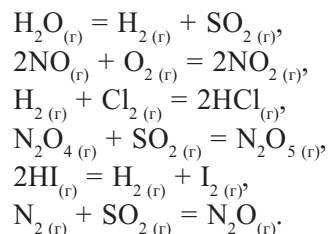
14. В реактор объемом 11,42 л введены 2,43 моля SO₂ и 2,17 моля O₂. При некоторой температуре в системе установилось равновесие согласно уравнению реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, при этом количество оксида серы (IV) уменьшилось на 1,85 моль. Рассчитайте константу равновесия.

15. Пользуясь таблицами стандартных термодинамических величин, рассчитайте константы равновесия следующих реакций при 298 К:



16. Для реакции $\text{PCl}_{5(г)} = \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$ при 250 °С K_p = 1,8 · 10⁵ Па. Определите степень диссоциации PCl₅ при этой температуре и общем давлении в системе, равном $1,013 \cdot 10^5$ Па.

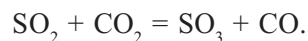
17. Во сколько раз различаются численные значения констант равновесия K_p и K_c при 300 К для следующих реакций:



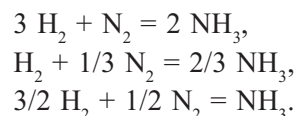
18. По известным значениям констант равновесия газовых реакций при 1000К:



вычислите константу равновесия при той же температуре реакции:



19. Реакция образования аммиака из простых веществ может быть записана различными способами следующим образом:



Будут ли численно различаться константы равновесия ($T = \text{const}$), записанные для этих трех реакций, и почему?

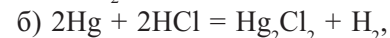
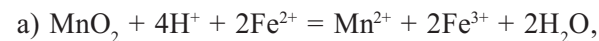
ТЕРМОДИНАМИКА ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Контрольные вопросы

1. Дайте общее определение электрического потенциала.
2. В чем отличие в протекании реакции в электрохимическом элементе и обычном химическом сосуде?
3. Что означает термин «условный электродный потенциал»?
4. Какая реакция (окисления или восстановления) протекает на положительном электроде гальванического элемента?
5. Расскажите о правилах схематической записи электрохимического элемента.
6. Что вы можете сказать о химическом поведении электрохимической системы $M^{z+} + ze = M$ в паре со стандартным водородным электродом, если ее стандартный электродный потенциал меньше нуля?
7. Как определить направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, пользуясь величинами стандартных электродных потенциалов?
8. Может ли электрод, стандартный электродный потенциал которого отрицателен, быть положительным электродом в гальванической ячейке?
9. Запишите выражение для вычисления электродного потенциала.
10. Можно ли по величине ЭДС гальванической ячейки вычислить изменение энергии Гиббса, протекающей в ней реакции?

Задачи

1. Пользуясь табличными значениями стандартных электродных потенциалов определите направление следующих окислительно-восстановительных реакций:



- в) $5\text{PbSO}_4 + 2\text{IO}_3^- + 4\text{H}_2\text{O} = 5\text{PbO}_2 + \text{I}_2 + 8\text{H}^+ + 5\text{SO}_4^{2-}$,
 г) $2\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{Fe}^{2+}$,
 д) $2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 е) $\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 4\text{H}_2\text{O}$,
 ж) $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$,
 з) $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$,
 и) $\text{Ag} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{AgNO}_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$,
 к) $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} = 3\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_3$.

2. Изобразите схемы гальванических элементов, в которых осуществляются реакции (п. «а» – «к») задачи 1.

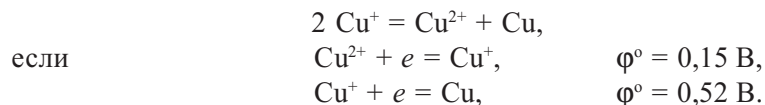
3. Рассчитайте изменение стандартной энергии Гиббса в реакциях (п. «а» – «к») задачи 1.

4. Используя уравнения реакций (п. «а» – «к») задачи 1, выпишите полуреакции, протекающие в сторону окисления. Пользуясь таблицами стандартных электродных потенциалов, подберите такую полуреакцию, в паре с которой выписанная вами реакция пойдет в сторону восстановления в стандартных условиях.

5. Используя уравнения реакций (п. «а» – «к») задачи 1, выпишите полуреакции, протекающие в сторону восстановления. Пользуясь таблицами стандартных электродных потенциалов, подберите такую полуреакцию, в паре с которой выписанная вами реакция пойдет в сторону окисления в стандартных условиях.

6. В раствор, содержащий ионы Co^{2+} и Ni^{2+} , опущен никелевый стержень. При каком соотношении концентраций ионов никель будет вытеснять ионы кобальта из раствора?

7. Рассчитать константу равновесия реакции диспропорционирования в водном растворе:



8. Для стандартных условий вычислите ЭДС элемента, составленного из электродов $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ и $\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2$, и напишите уравнение самопроизвольно протекающей реакции.

9. Составьте схемы двух гальванических элементов, в которых один из предложенных вам нижеперечисленных электродов

(п. «а» – «з» по указанию преподавателя) был бы в первом случае отрицательным, а во втором – положительным. Напишите уравнения реакций, протекающих при работе элементов и вычислите значения стандартных ЭДС и ΔG° :

- а) $\varphi^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,771 \text{ В},$
 б) $\varphi^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{H}^+/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ В},$
 в) $\varphi^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag}, \text{Cl}^-) = 0,222 \text{ В},$
 г) $\varphi^\circ(\text{Cl}^-/\text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}) = 0,268 \text{ В},$
 д) $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 \text{ В},$
 е) $\varphi^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ В},$
 ж) $\varphi^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В},$
 з) $\varphi^\circ(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,61 \text{ В}.$

10. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартных цинкового и оловянного электродов.

11. Вычислите электродный потенциал цинка в растворе ZnCl_2 , в котором концентрация ионов цинка составляет $7 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

12. Потенциал марганцевого электрода, помещенного в раствор его соли, составил $-1,1 \text{ В}$. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} .

13. Вычислите ЭДС элементов в стандартных условиях:

- а) $\text{Mn}|\text{MnSO}_4 || \text{NiSO}_4|\text{Ni},$
 б) $\text{Zn}|\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2|\text{Pb},$
 в) $\text{Fe}|\text{FeSO}_4 || \text{CuSO}_4|\text{Cu},$
 г) $\text{Pt}|\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} || \text{Co}^{2+}, \text{Co}^{3+}|\text{Pt},$
 д) $\text{Ag}, \text{AgCl}|\text{KCl} || \text{KOH}|\text{O}_2(\text{Pt}),$
 е) $\text{Ag}|\text{AgNO}_3 || \text{Cu}^{2+}, \text{Cu}^+|\text{Pt},$
 ж) $\text{Cd}|\text{CdCl}_{2(\text{p-p})} || \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg},$
 з) $\text{Pt}(\text{H}_2)| \text{HCl}_{(\text{p-p})} |\text{Cl}_2(\text{Pt}),$
 и) $\text{Pt}|\text{Mn}^{2+}, \text{MnO}_4^-, \text{H}^+ || \text{Ni}(\text{NO}_3)_2|\text{Ni},$
 к) $\text{Ag}, \text{AgCl}|\text{KCl} | \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}.$

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Контрольные вопросы

1. Дайте определение скорости вообще и скорости химической реакции в частности.
2. Сформулируйте основной постулат химической кинетики. Запишите его аналитическое выражение.
3. Что такое порядок химической реакции? Что такое молекулярность химической реакции? Совпадают или разнятся их значения и почему?
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? Какова размерность константы скорости реакции?
5. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
6. Назовите способы определения константы скорости реакции?
7. Получите уравнения, описывающие кинетику реакции первого, второго и третьего порядков, из основного постулата химической кинетики.
8. Что такое время полупревращения (период полураспада)? Зависит ли оно от порядка реакции?

Задачи

1. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость следующих реакций при увеличении давления в два раза:
 - а) $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$,
 - б) $\text{PCl}_{5(г)} = \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$,
 - в) $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} = 2\text{HBr}_{(г)}$.
2. Разложение N_2O_5 является реакцией первого порядка, константа скорости которой составляет $0,002 \text{ мин}^{-1}$. Определить, сколько процентов N_2O_5 разложится за 2 часа.
3. Скорость реакции $A + 2B$ при концентрации $A - 0,5 \text{ моль/л}$ и $B - 0,6 \text{ моль/л}$ равна $0,018 \text{ моль/л} \cdot \text{мин}$. Вычислить константу скорости реакции.

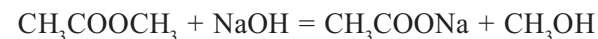
4. Как изменяется концентрация продукта реакции со временем, если она описывается уравнением нулевого порядка?

5. Какая из односторонних реакций первого, второго или третьего порядка проходит до конца быстрее при одинаковых исходных концентрациях и одинаковых значениях констант скоростей.

6. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25 %, т. е. прореагировала 1/4 исходных веществ.

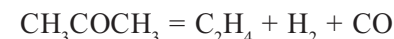
7. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Какое количество исходного вещества останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.

8. Константа скорости реакции второго порядка



равна $5,4 \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Какая молярная доля (%) эфира прореагирует за 15 мин, если исходные концентрации щелочи и эфира одинаковы и равны $0,05 \text{ моль/л}$?

9. Покажите, что реакция разложения ацетона

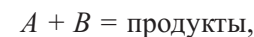


является реакцией первого порядка, если концентрация ацетона (c) изменяется во времени следующим образом:

τ , мин	0	15	30
c , моль/л	25,4	9,83	3,81

10. Рассчитайте, за какое время реакция первого порядка с константой скорости $0,01 \text{ мин}^{-1}$ пройдет на 30 %.

11. За какое время прореагирует 60 % вещества A по реакции второго порядка



если исходные концентрации веществ A и B одинаковы и равны $0,08 \text{ моль/л}$, а константа скорости $8,5 \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Ответы к задачам

Учебное издание

Первое начало термодинамики

2. $A = 3,3$ кДж. 3. $\Delta U = Q = -3,4$ кДж. 4. $A = -62$ Дж, $V = 4,95$ л.
12. 254 моль/м³, $2,26 \cdot 10^6$ Па. 13. 491 г/моль. 14. $6,61$ кг.
15. $A = -74,1$ кДж, $Q = -968,8$ кДж, $\Delta U = -894,7$ кДж. 16. $69,43$ г/моль.
17. В $1,375$ раза больше для CO_2 . 18. $39,81$ кДж. 19. $1914,6$ кДж.
20. $73,04$ кДж. 21. $231,6$ кДж. 22. $40,719$ кДж/моль. 23. $35,64$ кДж.
24. $47,7$ кДж. 27. $Q_v = 31,2$ Дж, $Q_p = 52$ Дж.

Термохимия

2. -1648 кДж. 3. -104 кДж. 4. Меньше на $3,33$ кДж.
5. -1096 кДж/моль. 6. $82,9$ кДж/моль. 7. $-393,3$ кДж/моль.
8. 1103 кДж/моль. 9. $49,12$ кДж. 10. $87,69$ кДж/моль.
11. $-430,09$ кДж/моль. 13. Выделяется $-427,6$ кДж. 14. $2005,2$ кДж.
15. $-777,3$ кДж. 16. $-395,39$ кДж. 17. $-439,2$ кДж/моль. 18. $8,2$ кДж.

Второе начало термодинамики

5. $0,784$ Дж/К. 7. -283 Дж/К. 10. 0 Дж/К. 12. 2000 л. 13. $1,37$ Дж/К.
14. $21,6$ Дж/К. 15. $T_{\text{см}} = 313$ К. 16. $55,65$ Дж/К. 17. $1,21$ Дж/К.

Химическое равновесие

3. 40 . 4. 9 . 5. $0,02$. 6. $1,92$; $0,3$ моль/л; $0,8$. 7. $K_c = 0,634$ моль/л,
 $K_p = 2,63$ МПа; 8. а) $0,1$; б) 10 . 9. $0,24$; $0,24$; $0,16$; $0,36$ моль/л.
10. $0,04$ и $0,01$ моль/л. 11. $0,06$ и $0,03$ моль/л. 12. $0,0363$ и
 $0,0231$ моль/л. 13. $0,8$, $0,4$ и $3,2$ моль/л, $2,229 \cdot 10^5$ Па, $7,9 \cdot 10^{-4}$ Па⁻¹.
14. $93,32$ л/моль. 15. $4,03 \cdot 10^{24}$, $1,61 \cdot 10^{12}$, $6,3 \cdot 10^{-91}$, $2,58 \cdot 10^{-38}$.
16. 80 %. 18. $8,9 \cdot 10^{-7}$.

Термодинамика электрохимических процессов

6. $>8,2$.

Химическая кинетика

2. 21 %. 3. $0,1$ л²/моль · мин. 6. $0,0115$ мин⁻¹. 7. $0,407$ моль/л.
8. 80 %. 10. 35 мин. 11. $2,2$ мин.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Контрольные вопросы и задачи к семинарам
для студентов 1 курса химического факультета

Составители

Гаврилова Людмила Яковлевна,
Черепанов Владимир Александрович

Редактор и корректор Т. А. Федорова
Компьютерная верстка Н. В. Комардина

Оригинал-макет подготовлен
в редакционно-издательском отделе УрГУ

Лицензия ИД № 05974 от 03.10.2001. Темплан 2004 г., поз. 27.
Подписано в печать 16.12.2004. Формат $60 \times 84 \frac{1}{16}$. Бумага офсетная.
Гарнитура Times. Уч.-изд. л. 1,43. Усл. печ. л. 1,62. Тираж 300 экз. Заказ

Издательство Уральского университета. 620083, Екатеринбург, пр. Ленина, 51.

Отпечатано в ИПЦ «Издательство УрГУ». 620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4.